

ბ. ცინცაძე
ვ. კოკოჩავილი
თ. ცეცხლაძე

ზოგადი და არაკორგანული ქიმიის კურსი

II ნაწილი

საქართველოს განათლების სამინისტრომ დაუშვა
სახელმძღვანელოდ უმაღლესი სასწავლებლების ქიმიურ-
ტექნოლოგიური ფაკულტეტის სტუდენტებისათვის

აკადემიკოს გ. ცინცაძის რედაქციით

გამომცემლობა „განათლება“
თბილისი — 1998

წინამდებარე სახელმძღვანელო გათვალისწინებულია უმაღლესი სასწავლებლების ქიმიურ-ტექნოლოგიური ფაკულტეტის სტუდენტებისათვის და პასუხობს არსებული პროგრამის თითქმის ყველა საკითხს. იგი გამოსაღვეია აგრეთვე ინჟინრებისათვის, ქიმიის მასწავლებლებისა და, საერთოდ, ამ მეცნიერებით დაინტერესებულ პირთათვის.

რეცენზენტები:

ქიმ. მეცნ. დოქტორი, პროფესორი ა. შველაშვილი

ქიმ. მეცნ. კანდიდატი, დოცენტი რ. მარლითი

ქიმ. მეცნ. კანდიდატი, დოცენტი მ. უგულაეა

ქიპ. მეცნ. კანდიდატი, დოცენტი დ. ხავეთასი

U $\frac{1701000307}{M-602,08}$ - 98 - 98

© გ. ცინცაძე, ვ. კოკონაშვილი, თ. ცეცხლაძე, 1993.

ISBN 5-505-02106-6

ქიმიური ელემენტების ძირითადი თვისებები და მათი უმთავრესი ნაერთები

1. S — ელემენტების ძიგია

ელემენტებს, რომელთა ატომებში s — ორბიტალების შევსება ხდება ელექტრონებით, s — ელემენტები ეწოდება. ასეთებია დ. ი. მენდელეევის ელემენტთა პერიოდული სისტემის I და II ჯგუფის ა ქვეჯგუფის ელემენტები, წყალბადი და ჰელიუმი. წყალბადს ცალკე განვიხილავთ, ხოლო ჰელიუმში VIII ა ქვეჯგუფის ელემენტებთან იქნება განხილული. დანარჩენ s — ელემენტებს განვიხილავთ ჯგუფებად.

1.1. წყალბადი — H¹)

1. ადგილმდებარეობა პერიოდულ ხეხტემაში. წყალბადის ატომის აღნაგობის სინარტივის მიუხედავად, მისი ქიმიური ბუნება საკმაოდ რთულია, რის გამოც პერიოდულ სისტემაში მისი ადგილმდებარეობის დადგენის საკითხიც რთულია.

პერიოდული სისტემის პირველ ჯგუფში წყალბადის მოთავსება განპირობებულ ა მისი მეტალური თვისებებით. წყალბადის მეტალური თვისებები თავს იჩენს შენდვგ მოვლენებში. შევეებში წყალბადი მეტალებით ჩაინაცვლება, მეტალის იონების მსგავსად წყალბადის იონის მუხტი დადებითია (კატიონია), მეტალების ანალოგიურად, წყალბადის სწრაფვა ელექტრონისადმი მკირეა, მკირეა აგრეთვე მისი ელექტროუარყოფითობაც. ამის გამო მრავალი ავტორი წყალბადს პერიოდული სისტემის პირველ ჯგუფში ათავსებს.

მეორე მხრივ, მთელი რიგი თვისებებით წყალბადი ჰალოგენებს ემსგავსება. მყარი წყალბადის კრისტალური მესერო არის არა მეტალური, არამედ მოლეკულური, რის გამოც ჰალოგენების ანალოგიურად არაელექტროგამტარია. აირად მდგომარეობაში წყალბადი არის არა ერთატომიანი (მეტალების ორთქლის მსგავსად), არამედ ჰალო-

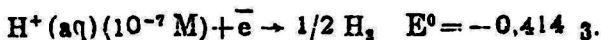
¹ ამ თავის შედგენას საფუძვლად დაედო P. Papan, И. Чтяну-ს წიგნი „Неорганическая химия“, изд. Мир, М., 1972; Г. Реми-ის, Курс неорганической химии“, изд. Мир, М., 1974; Д. И. Менделеев „Основы химии“, изд. 8-ое, 1908, სი-დანაც ვაღბა უკილია სკ-თებან მიმდევრება და ფაქტური მასლა.

გენების მსგავსად ორ:ტომიანია. წყალბადი ტუტე მეტალებთან წარ-
 ჯობნის მარილის მავარ ნერთებს — ჰიდრიდებს (LiH , NaH და
 ა. შ.), რომლებიც გაღობილ მდგომარეობაში იშლება კაციონად
 (Li^+ , Na^+) და ანიონად (H^-). პალოგენების მსგავსად, ამ ნერთებში
 წყალბადის ანიონი ელექტროლიზის დროს ანოდზე გამოიყოფა. ნა-
 ხშირწყალბადებში წყალბადი ადვილად ჩაინაცვლება პალოგენებით.
 ამიტომაც ზოგ ავტორი წყალბადს პერიოდული სისტემის მეშვიდე
 ჯგუფში ათავსებს. განხილულიდან ჩანს, რომ წყალბადი უნდა მო-
 თავსდეს ან პირველ ჯგუფში ან მეშვიდეში. საჭიროა აღვნიშნოთ,
 რომ წყალბადი არც მეტალია და არც მეტალოიდი ან ერთდროულად
 მეტალიცა და მეტალოიდიც, რის გამო ზოგჯერ რჩენს შეტალურ
 თვისებებს, ზოგჯერ კი მეტალოიდურს. ამიტომაც ზოგიერთი ავტო-
 რი მას ათავსებს პირველშიც და მეშვიდე ჯგუფშიც.

წყალბადის ბუნებას კარგად ასახავს შენდელეევის პერიოდული
 სისტემის ბორ-ტომსონის ვარიანტი, რომელშიც წყალბადი ხაზები-
 თაა დაკავშირებული პირველ და მეშვიდე ჯგუფებთან. ელექტრონი-
 დაკარგვით წყალბად-ატომიდან მიიღება H^+ , რომელიც I ჯგუფის ტუ-
 ტე მეტალებს იონების მსგავსია.

რადიუსის სიმცირის გამო პროტონის ირგვლივ ეგლის დაძაბუ-
 ლობა დიდია, ამიტომ მისი მაპოლარიზებელი უნარიც დიდია ვარ-
 და შეავურ-ფუძე წონასწორობისა მისი რეაქციის უნარიანობა და-
 შოკიდებულია მის უანგვა-აღდენით თვისებებზე.

პროტონი ძლიერ ხისტი შეაეა. წყალში H^+/H_2 სისტემის პო-
 ტენციალი წყალბადური ელექტროდის პოტენციალზე ($E^0 = 0$) ნა-
 ყლებია



ტუტე და ტუტე მაწათა მეტალები ამ რეჰიცი ივანგება, დანარჩენი
 მეტალები კი მოთხოვს წყალბად-იონთა დიდ კონცენტრაციებს.

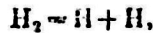
ელექტრონის მიერთებით მიიღება H^- , რომელიც პალოგენების
 იონების ანალოგიურია. ამრიგად, ზოგი ელემენტის ჰიდრიდში წყალ-
 ბადი ჭარყოფილია (LiH , KH), უმრავლესში კი დადებთია HCl ,
 H_2O , H_2S .

პალოგენი თავისუფალი სახათ არსებობს ძლიერ ელექ-
 ტროდადებითი მეტალების ჰიდრიდებში. ჰიდრიდ-იონი ხისტი
 ფუძეა. წყალში ჰიდრიდ-იონი ჰაღრატაციის შედეგად წარმოქმნის
 ჰიდრატირებულ H_7O_4^- იონს.

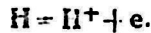
ზოგიერთ მეტალში (მაგალითად, Ag) წყალბადი სრულებით არ
 იხსნება. რკინაში და სპილენძში გახსნილი წყალბადი ოქსიდებთან
 ურთიერთქმედების წარმოქმნის წყლის ორთქლს, რომელიც გაფარ-

თიების გამო ჩამოსხმისას იძლევა ბუშტებს და განაპირობებს განა-
ბზარებას გაჩენას სხველებში.

პლატინაში, გალლობილ რკინასა და სხვა მეტალებში ვახსნილი
წყალბადი ატომებად იშლება:



სოლო წყალბადის ატომები თავის მხრივ იშლება პროტონებად და
ელექტრონებად:



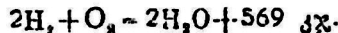
წყალბადის მოლეკულა ისევე, როგორც ვალენტურად ნაჯერი
სხვა მოლეკულები, არ იჩენს დიდ ქიმიურ აქტივობას. ჩვეულებრივ
ტემპერატურაზე სიბნელეში წყალბადი უშუალოდ მხოლოდ ფტორს
უერთდება (აფეთქებით). ქლორთან შეერთებისას საჭიროა სინათლით
გაშუქება, სოლო თანგზადთან შეერთებისას — გათბობა ან ნაპერწყლია
გატარება მაღალ ტემპერატურაზე წყალბადი უერთდება მრავალ
ელექტროდადებით და ელექტროუარყოფით ელემენტს. რაც უფრო
ბეჭია გლუჩენის ელექტროუარყოფითობა (F_2, O_2, Cl_2, N_2), მით
უფრო ენერჯიკად უერთდება მას წყალბადი.

წყალბადი იწვის თანგზადშიც და ჰაერშიც. წყალბადის წვის.
პროდუქტი წყალია. წყალბადის და თანგზადის ნარევი, ე. წ. მკრევი.
ნავი გაზი ანთებისას ძლევრ აფეთქებას იძლევა. ასეთ ნარევიში
დაწილადებული პლატინის შეტანა დიდი სიჩქარით მიმდინარე რეაქ-
ციას აღძვრას იწვევს.

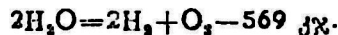
თუ წყალბადის ჰავლს დაწილადებულ პლატინაზე მივუშვებთ,
წყალბადი ააღდება (დობერაინერი).

წყალბადი იწვის, ჰაერამ წვას ხელს არ უწყობს. მაგალიად,
ანთებელი სანთელი ქრება წყალბადის არეში.

წყალბადის და თანგზადის შეერთებისას გამოყოფა დიდი რაოდენობას სითბო:



როგან ეს რეაქცია ეგზოთერმულია, ამიტომ ტემპერატურის გადი-
დებისას რეაქცია ნაწილობრვად შექცევადია

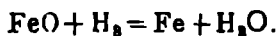


ატმოსფერული წნევის პირობებში პროცენტობით გამოსახული
წყლის თერმული დისოციაციის ხარისხი ასეთია:

T = 1000°	1400°	1800°	2200°	2400°
$\alpha = 0,00003$	0,0086	0,199	1,42	2,92%

ამ მონაცემებიდან ჩანს, რომ ტემპერატურის გადიდების გამო წყლის
ორთქლის თერმული დისოციაციის ხარისხი იზრდება.

მაკრული ენგბადის გარდა წყალბადი იერთებს მთელი რი-
გი ელემენტების ოქსიდებში შემავალ ენგბადსაც მათი ერთდროულ
აღგენის დროს, მაგალითად,



ამ განტოლებიდან ჩანს, რომ ოქსიდებიდან აღგენისას მიიღება თა-
ვისუფალი რკინა. მაღალ ტემპერატურაზე წყალბადით ადვილია Cu ,
 Hg , Pb , Mn -ის და სხვა ლითონების აღგენა ოქსიდებიდან. ნ. ბე-
კეტოვა (1855) დაადგინა, რომ ოთახის ტემპერატურაზე ზოგიერთი
მეტალი, მაგალითად, სპილენძი წყალბადის მოქმედებისას შალალი
წნევის პირობებში ადვილად აღგება ძმარშევა მარლის ხსნა-
რიდან.

2. ორთო- და პარაწყალბადი. ტალღური მექანიკის საფუძვლე-
ბიდან (1927) გამომდინარე გათვალისწინებულ იქნა ორი სხვადასხვა
სახის წყალბადის არსებობა.

სპინი აქვს არა მარტო ელექტრონებს, არამედ ყოველ ელემენ-
ტარულ ნაწილსაც, რომელსაც კენტი მუხტი აქვს. პროტონებსაც
(წყალბადის მოლეკულის ატომგულებსაც) ახასიათებს ბრუნვა საკუ-
თარი ღერძის ირგვლივ, რასაც მოჰყვება მაგნიტური ველის აღძვრა.

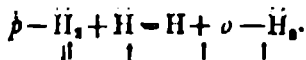
წყალბადის ერთი სახის მოლეკულებში პროტონები ერთნაირი
მიმართულებით ბრუნავენ, ე. ი. მათი სპინები პარალელურად განლა-
გებულ მაგნიტურ ველს ქმნიან. ასეთი სახის წყალბადს ორთოწყალ-
ბადი ეწოდა ($o\text{-H}_2$). წყალბადის მეორე სახის მოლეკულებში პრო-
ტონების სპინი საპირისპიროა და ქმნის ანტიპარალელურ მაგნიტურ
ველებს. ამ სახის წყალბადს პარაწყალბადი ეწოდა ($p\text{-H}_2$).

ორივე სახის წყალბადის მოლეკულების შედგენილობა პასუხობს
 H_2 ფორმულას.

ორივე სახის წყალბადი ქიმიურად ერთმანეთის იგივეურია და
რამდენადმე განსხვავდება სიზოტოტევაობით, თბოგამტარობით და
ზოგიერთი სხვა ფიზიკური თვისებებით.

ოთახის და უფრო მაღალ ტემპერატურაზე წყალბადი შედგება
სამი ნაწილი ორთო- და ერთი ნაწილი პარაწყალბადისაგან. ძლიერ
დაბალ ტემპერატურაზე ორთოწყალბადი პარა-მდგომარეობაში გა-
დადის. გააქტიურებული ნახშირი, რომელიც ამ პროცესის კატალი-
ზატორის როლს ასრულებს, მნიშვნელოვნად აჩქარებს ორთო — პარა
გარდაქმნას.

პარაწყალბადის ორთოწყალბადად გარდაქმნა დიკავშირებულ
ატომგულების სპინის შეცვლასთან. წყალბად-ატომების მოქმედე-
ბისას ეს გარდაქმნა ადვილად მიმდინარეობს;



ნარა — ორთო გადასვლის რეაქციას აჩქარებს პლატინა, პალადიუმი, ფერცხლისწყალი და სხვა მეტალური კატალიზატორი. ეს გარდაქმნა მაშინ დამთავრდება, როცა დამყარდება წონასწორობა (3 ნაწილი ორთო- და 1 ნაწილი პარაწყალბადი). ორთო- და პარა-წყალბადი შეიძლება განვიხილოთ როგორც წყალბადის თავისებური ალოტროპიული სახესხვაობები. ორთო- და პარა- მოდფიკაციები დამახასიათებელია მოლეკულებისათვის, რომლებიც კენტი რადგობრივი რიცხვის ატომბირთვებისაგან შედგება; ასეთია მძიმე წყალბადი D_2 , N_2^{15} , C_2^{13} , Br_2^{80} . ლუწი რიგობრივი რიცხვების ატომბირთვებს (მაგალითად, C^{12} , O^{16} , O^{18}) სპინი არა აქვს. ამიტომ ისინი ერთი სახის მოლეკულებს წარმოქმნიან.

3. თვისებები. წყალბადი უფრო, უსუნო გაზია, 14,3მ ჯერ უფრო მსუბუქია, ვიდრე ჰაერი. წყალბადი ყველა ვაზებზე უფრო მსუბუქია, რის ჯანოც მისი მოლეკულების მძიმეობის სიჩქარე სხვა დანაზრენისაზე შეტია. ამავე მიზეზით აიხსნება წყალბადის დიფუზიის დიდი სიჩქარე და დიდი თბოგამტარობაც წყალბადის თბოგამტარობა 7-ჯერ აღემატება ჰაერისას. ამიტომაც ნებისმიერ საგანი წყალბადის არეში 7-ჯერ უფრო სწრაფად ცვდება. ვიდრე ჰაერში.

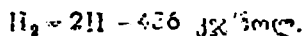
წყალბადი და, აგრეთვე, ჰელიუმი ყველაზე უფრო ზუსტად ექვემდებარება იდეალური გაზის (ბოილ-შარიოტისა და გეი-ლუსაკის) კანონებს და, მაშასადამე, ზუსტად ექვემდებარება იდეალური გაზის მდგომარეობის კანტოლებას ($pV = RT$). ამავე მიზეზის გამო, მისი გათხევადება ძნელია. ამით აიხსნება, რომ თხევად მდგომარეობაში მისი გადაყვანა შედარებით გვიან მიხერხება. თხევადი წყალბადი ძლიერ მსუბუქი, უფრო, არაელექტროგამტარი სითხეა. იგი დულს — $-252,8^{\circ}\text{C}$ -ზე ($20,4\text{ K}$), დნება — $257,3^{\circ}\text{C}$ -ზე ($15,9\text{ K}$). დუდილის ტემპერატურაზე თხევადი წყალბადის კუთარი მასა აქის 0,0700, ხოლო მყარი წყალბადისა — 260°C -ზე 0,0760-ია. წყალბადის წყალბადის ხსნადობა მცირეა. 0°C -ზე 100 მოცულობა წყალში იხსნება 2 მოცულობა წყალბადი. ზოგაერთი მეტალი დიდი რაოდენობით შთანთქავს წყალბადს. მაღალ ტემპერატურაზე წყალბადი თავისუფლად დიფუნდირებს ამავე მეტალებში. ყველაზე მეტი რაოდენობით წყალბადი შთანთქმება პალადიუმით, პლატინით, ნიკელით, რკინით და ა. შ. პალადიუმის 1 მოცულობაში იხსნება 3000 მოცულობა წყალბადი.

4. ატომური წყალბადი. ცნობილია, რომ „გამოყოფის მომენტში“ წყალბადი უფრო აქტიურია, ვიდრე ჩვეულებრივ მოლეკულურ მდგომარეობაში. ამას იმიტ ხსნიდნენ, რომ გამოყოფის მომენტში (მაგალითად, მეტალებზე შეყვების მოქმედებისას) წყალბადი ატომების სა-

ბით მიიღება. თავისუფალი წყალბად-ატომების ქიმიური აქტიურობა ბევრად მეტია, ვიდრე წყალბადის მოლეკულებისა. ატომური წყალბადი წამსვე გადადის მოლეკულურ მდგომარეობაში. ამიტომ იგი მალე კარგავს თავის განსაკუთრებულ თვისებებს.

წყალბადის თავისუფალი ატომების თვისებები პირველად ლენგმიურმა შეისწავლა. მან გვიჩვენა, რომ წყალბადის ატომოსფეროში ვოლფრამის წმინდა მავიულის ელექტროდებით გავარჯერების დროს მოლეკულური წყალბადი (მეოთხის ზედაპირზე მაღალი ტემპერატურის გავლენით) თავისუფალ ატომებად იშლება. თერული დისოციაცია ტემპერატურის გადიდებისას იზრდება.

ატომური წყალბადის ნისალეზა წყალბადის არეში ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე მაღალი ჰაბის დენს ვაატარებენ. ნელი განუხტვის დროს დაბალ წნევაზე წყალბადი ხ. წილბადივ ატომებად იშლება



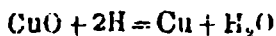
რეაქციის განტოლბიდან ჩანს, რომ წყალბადის მოლეკულა საკმაოდ მდგრადია. 436 კჯ. რომელიც სკიპროა ერთი მოლი წყალბადის მოლეკულების ატომებად დაშლისათვის, არის წყალბადის მოლეკულის ბზის ენერგია.

რაც უფრო მეორეა წნევა, ბით უფრო ხანგრძლივად რჩება წყალბადი ატომურ მდგომარეობაში. ევტლისწყლის სეეტის 0,2 მმ წნევაზე ატომური წყალბადის არსებობის ხანგრძლივობა 1 წამს უახლოვდება. ამიტომ ადვილად შეიძლება ატომური წყალბადის მთელი რიგი თვისებების შესწავლა.

მოლეკულური წყალბადი აღადგენს სპილენძს CuO-დან:



ეს რეაქცია მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე მიმდინარეობს. ატომური წყალბადი კი ოთახის ტემპერატურაზე აღადგენს ოქსიდიდან სპილენძს:



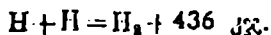
ოთახის ტემპერატურაზე წყალბადი და ჟანგბადი არ შედიან ერთმანეთთან რეაქციაში. ამიტომაც მათი ნარევი დიდი ხნის განმავლობაში უცვლელად რჩება. ატომური წყალბადი ადვილად შედის რეაქციაში ჟანგბადთან ოთახის ტემპერატურაზე, რის შედეგადაც მიიღწება წყალი და წყალბადის პეროქსიდი:



ატომური წყალბადი ვალენტურად არანაჯერია, ამით აიხსნება მისი რეაქციაში შესვლის დიდი ენერჯია. საერთოდ, უშუალო რეაქცია

ვალენტურად ნაჯერ მოლეკულებს შორის მხოლოდ იშვიათ შემთხვევაში მიიღწევიან. ეს იმით აიხსნება, რომ მოლეკულა, რომელიც მოკლებულია ელექტრულ ნუბტს ან იაგისფულ ვალენტოვნებას, მეორე მოლეკულაზე, რომელსაც ის ეჯახება, პრაქტიკულად ვერაფრთარ მოქმედებას ვერ ახდენს. ასეთი დაჯახების დროს თავს იჩენს მოლეკულებს შორის მოქმედი განზიდვის ჩვეულებრივი ძალები. თავისუფალი ატომები ან რადიკალები (ატომთა დაჯგუფები) ვალენტოვნების უნაჯერობის გამო დიდ აქტიურობას იჩენენ.

ატომური წყალბადის მოლეკულურ მდვიობარობაში გადასვლა ხდება ატომების ურთიერთშეერთების (რეკომბინაციის) გზით. წყალბადატომების რეკომბინაცია ხდება რადიორეცეპტორში, ასევე ჰეტეროგენულ ფაზაში. წყალბად-ატომთა რეკომბინაცია ძლიერი ენთალპიური პროცესია:



განის მოცულობაში ეს პროცესი სამმაგი დაჯახების დროს მიმდინარეობს, ე. ი. სამი ნაწილაკის ერთდროული დაჯახებისას, სადაც შესაძვე ნაწილაკის როლის შესრულება ნებისმიერ მოლეკულას შეუძლია. შესაძვე ნაწილაკი მიიღებს რა გამაყოფილი ენერჯის ნაწილს, მდგრადობას მიანიჭებს წარმოქმნილ წყალბადის მოლეკულას. შესაძვე ნაწილაკის როლი შეიძლება მყარი სხეულის ზედაპირზე შეასრულოს. მაგალითად, როცა წყალბად-ატომები პლატინის ზედაპირზე ვანიკულიან რეკომბინაციას, ამ პროცესის სითბო პლატინას გადაეცემა. ეს იმდენად დიდი სითბოა, რომ პლატინა ატომური წყალბადის არეში თეთრ ვარვარებამდე ხურდება.

ატომური წყალბადის რეკომბინაციის სითბომ ტექნიკური გამოყენება კბოვა განსაკუთრებით ძნელადლოზადი ლითონის ნაწილების ევტოგენური შედულების საქმეში. ამისათვის ლენკვიტუმა ააგო შემდეგი კონსტრუქციის სანთურა. ეოლურამის დეროებს შორის ელექტრულ რეალში წყალბადის ქავლის ვავლისას წყალბადის მოლეკულები ატომებად იშლება. წყალბადის ქავლი თან წარიტაცებს ატომურ წყალბადს. თუ ასეთ ქავლში რკინის ლეროს შევიტანთ, იგი რამდენიმე წამში გალდება. წყალბად-ატომების რეკომბინაციის კატალიზატორია რკინა. ამიტომაც ის აჩქარებს რეკომბინაციას, ხოლო გამყოფილი სითბო რკინას ალღობს. ლენკვიტურის სანთურში აღის ტემპერატურა 4000°-ს აღწევს. როცა მეტალების ნაქრების შედულება წყალბადის არეში ხდება, შედულებული ადგილი იქსიდებს არ შეიცავს და ამიტომაც ის ძლიერ მტკიცეა. წყალბადის არე მეტალებს ცუდს დაეინჯვისაგან. ლენკვიტურის სანთურის აღში ადვილია ძნელადლოზადი ლითონების ვალღობა (მაგალითად, ეოლურაში, ტანტალი).

ბ. წყალბადის იზოტოპები. ქიმიური გზით განსაზღვრული წყალბადის ატომური მასა (1927 წ.) იყო 1,00777. მას-სპექტროგრაფიული გამოკვლევებით ასტონმა მიიღო რიცხვი 1,00751. ამ ორ რიცხვს შორის სხვაობა მცირეა, მაგრამ ის აღმატება ცდის ცდომილებას.

ქიმიური ატომური მასა, რომელიც საშუალო ატომურ მასას წარმოადგენს, მეტი აღმოჩნდა, ვიდრე მას-სპექტრომეტრული. ამ სხვაობის ასახსნელად დაშვებულ იქნა, რომ წყალბადი უთუოდ შეიცავს იზოტოპს ატომური მასით 2, რომელიც განაპირობებს ამ სხვაობას. საკმარისია, იზოტოპი 0,2%-ის რაოდენობით შედიოდეს ჩვეულებრივ წყალბადში, რომ ატომურმა მასებმა ზემოთ ნახსენები სხვაობა მოგვეცეს.

იურიმ და მისმა თანამშრომლებმა (1932 წ.) თხევადი წყალბადის აორთქლების ნარჩენების სპექტროსკოპიული გამოკვლევისას ჩვეულებრივი წყალბადის ხაზების გვერდით აღმოაჩინეს ახალი ხაზები, რომლებიც შეესაბამება 2-ის ტოლ ატომური მასების მქონე წყალბადს.

შემდეგში წყალბადის ამ მძიმე იზოტოპს H^2 -ს მიეცა დეიტერიუმიის სახელწოდება და აღინიშნა D სიმბოლოთი. მძიმე წყალი (როცა ორივე წყალბადი მძიმეა) აღინიშნება ფორმულით D_2O , ქლორდეიტერიუმი — DCl , დეიტერამიაკი — ND_3 და ა. შ. მძიმე წყალი საკმაოდ გავრცელებულია ბუნებაში. ყოველ 6000 მოლეკულა წყალზე მოდის 1 მოლეკულა მძიმე წყალი.

დეიტერიუმის მასა ორჯერ აღმატება წყალბადის ჩვეულებრივი იზოტოპის მასას. ამის გამო მათი თვისებები შესამჩნევად განსხვავდება ერთმანეთისაგან. თვისებათა სხვაობაზეა აგებული მათი დეცილების მეთოდი. ვინაიდან H^+ -ის ძვრადობა აღმატება D^+ -ისას, ამიტომ მრავალგზისი ელექტროლიზით შეიძლება წყლის გამდიდრება მძიმე წყლით. მძიმე წყლის თვისებები შესამჩნევად განსხვავდება ჩვეულებრივი წყლისაგან. მისი გაყინვის $t = +3,8^\circ$, დუღილის $t = 101,4^\circ$, მაქსიმალურ სიმკვრივეს აჩვენებენ $t = 11^\circ$ -ზე და უდრის 1,106-ს. D_2O -ს მოლეკულური მასა $M = 20,02836$. განსაკუთრებით განსხვავდება მძიმე წყლის ბიოლოგიური თვისებები. მძიმე წყალში არ ხდება თესლების გაღვივება, უმარტივესი ორგანიზმები მასში იღუპება, სასიცოცხლო პროცესების მიმდინარეობა შენელებულია.

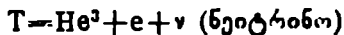
$H_2 + Br_2 = 2HBr$ რეაქცია რამდენჯერმე უფრო მეტი სიჩქარით მიმდინარეობს, ვიდრე $D_2 + Br_2 = 2DBr$ რეაქცია. ერთი და იმავე ელემენტის ქიმიური ურთიერთქმედებით ხდება იზოტოპების მი-

მოცულა. მაგალითად, შიძვე წყალში HCl-ის გახსნისას მიმდინარეობს რეაქცია:



წყალბადის მომდევნო იზოტოპის მასა 3-ის ტოლია. წყალბადის ამ მესამე იზოტოპს ტრიტიუმში ეწოდა და აღინიშნა T სიმბოლოთი.

ტრიტიუმში მკირე რაოდენობით მიიღება ატმოსფეროს ზედა ფენებში კოსმოსური წარმოშობის ნეიტრონების მოქმედებით აზოტის ატომბირთვზე. ტრიტიუმზე რადიოაქტიურია. მისი ნახევარდაშლის პერიოდი $\tau = 12,46$ წელს. ტრიტიუმი ბეტა - რადიოაქტიურია:



ხელოვნური გზით ტრიტიუმი მიიღება ნეიტრონებით ლითიუმის ატომბირთვის დაშლისას

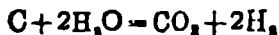


ჩვეულებრივ, ტრიტიუმი წყალში არ მოიპოვება.

წყალბადს უდიდესი როლი ენიჭება კოსმოსური პროცესების მიმდინარეობაში; ის წარმოადგენს იმ „კოსმოსურ ატომურ საწვავს“, ენერჯის იმ წყაროს, რომელიც კვებავს მზესა და ვარსკვლავებს, მზისა და ვარსკვლავების გამოსხივება მიიღება რაული ბირთვული ჯაჭვური გზით მიმდინარე პროცესების შედეგად, რომლის დროსაც საბოლოო ჯამში წყალბადიდან ჰელიუმს ლებულობენ. ამ თვალსაზრისით მზე და გაფარვარებული ვარსკვლავები წარმოადგენენ წყალბადის „რეაქტორებს“, სადაც მიმდინარეობს წყალბადის ჰელიუმად გარდაქმნის თერმობირთვული რეაქცია. დაახლოებით ასეთივე პროცესები ვითარდება წყალბადის ყუმბარის მოქმედებისას. თერმობირთვული რეაქციის დაუფლება მეცნიერებისა და ტექნიკის ერთ-ერთი უმნიშვნელოვანესი პრობლემა¹.

6. წყალბადის მიღება და გამოყენება. ტექნიკაში წყალბადს მრავალი გზით ლებულობენ:

1. გახურებულ ნახშირზე წყლის ორთქლის გატარებით. ამისათვის პერზე გაახურებენ ქვანახშირს და 1000°-მდე გაფარვარებულ მასაზე გაატარებენ გადახურებული წყლის ორთქლის ჰაერს. ამ პრობებში მიმდინარეობს რეაქცია:



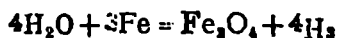
მიღებული CO₂-ის მოსაცილებლად გაზების ნარევის მაღალი წნევის ქვეშ რეაქცავენ წყლით. ვინაიდან ამ გზით მიღებული გაზების ნარევი

¹ იხ. თავი — „ატომბირთვი“ (I ნაწილი).

საკვანო რაოდენობით შეიცავს ჰაერის აზოტს, ამიტომ ამ ნარევეს ძირითადად ამიაკის სინთეზისათვის იყენებენ. ამისათვის დარჩენილი CO-ს მონაპირებლად ვაზების ნარევეს გაატარებენ სპილენძის ქვეყანგის მარილის ანაჰურ წყალხსნარში. მიღებული გაზების ნარევი გამოიყენება აგრეთვე ნახშირის ჰიდრირებისათვის ხელოვნური საწვავის (ბენზინის) მისაღებად.

2. კოქსის გაზების ფრაქციონირებით: ქვანახშირის დაკოქსებით მიღებული გაზების ნარევი დიდი რაოდენობით (50%-მდე) შეიცავს წყალბადს. კოქსის გაზების ნარევეს თავდაპირველად მოაშორებენ CO₂-ს. ამ პერიოდში გაზების ნარევეს წყალთან ერთად შალაღი წნევის ქვეშ მოათავსებენ, რომლის დროსაც CO₂ თითქმის მთლიანად იხსნება წყალში. CO₂-ის მოშორების შემდეგ გაზების ნარევეს წყალთან ერთად ძლიერ გააცივებენ ისეთ პირობებში, რომ ყველა გაზი გადავიდეს თხევად მდგომარეობაში გარდა წყალბადისა.

3. წყლის ორთქლის მოქმედებით გავარჯიერებულ რკინაზე:

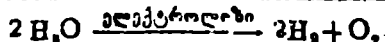
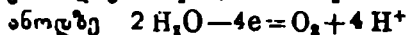
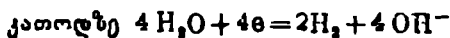


ამ რეაქციის შედეგობით ლავუაზიემ 1783 წ. გამოიკვლია წყლის შედგენილობა. წყალბადის მიღების ამ მეთოდში ფართო გამოყენება მოიპოვა ტექნიკაში. წარმოქმნილ Fe₃O₄-ს ჩვეულებრივად აღადგენენ მეტალურ რკინაშიდე გენერატორის გაზით (რომელიც 35%-მდე CO-ს შეიცავს). ამრიგად, რკინის ერთი და იმავე რაოდენობით მრავალჯერ შეიძლება ამ რეაქციის ჩატარება. ეს მეთოდი ამჟამად უთმობს ადგილს წყალბადის ელექტროლიზური გზით მოპოვების მეთოდს.

4. წყლის ელექტროლიზით:

სუფთა წყალი ელექტროდენს თითქმის არ ატარებს, ამიტომ მას უმატებენ ელექტროლიტებს, ჩვეულებრივ NaOH ან KOH-ს. ტუტე ხსნარების ელექტროლიზისათვის შეიძლება არაკუთილშობილი მეტალების (მაგალითად, ნიკელი) ელექტროდები გამოიყენოს. წყალბადი გამოიყოფა კათოდზე. ეკვივალენტურა რაოდენობით გამოიყოფა ეანგბადი ანოდზე.

ელექტროლიზის სქემა გამოისახება განტოლებებით:



დიდძალი რაოდენობით შეიძლება წყალბადი ტუტეების წარმოებაში ქლორნატრიუმისა და ქლორკალიუმის ხსნარების ელექტროლიზის დროსაც.

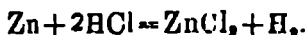
ელექტროლიზური წყალბადი სულ მცირე რაოდენობით შეიცავს ჟანგბადს მინარეფის სახით. მის მოხაზორებლად მიღებულ გაზებს გაატარებენ პლატინირებული აზბესტის ზედაპირზე, სადაც ჟანგბადი შეუერთდება წყალბადს ეკვივალენტური რაოდენობით. გაშრობის მიზნით მას გაატარებენ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში ან ფოსფორის ანჰიდრიდის ფხვნილზე, რის შემდეგ ჩაწნებავენ ფოლადის ბალონებში ზაღალი წნევის ქვეშ, რომელიც 100—200 ატ-ს აღწევს. ამ გზით მიღებული წყალბადი ძალიან სუფთაა (99,95% H₂). ამიტომაც ელექტროლიზური წყალბადის მეტი წილი სინთეზური ამოცის მოწოდებას ხმარდება.

5. მეთანისა და წყლის ორთქლის ურთიერთქმედებით:

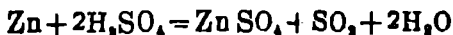
ბუნებრივი საწვავი გაზი, რომელიც დიდი რაოდენობით შეიცავს მეთანს, ფართოდაა გამოყენებული წყალბადის მისაღებად. ძალიან ტემპერატურაზე (1100°) კატალიზატორის მოხაზილებით მეთანი შემდეგ ურთიერთქმედებაში შედის წყლის ორთქლთან:



6. განზავებულ ძლიერ მჟავებში თუთიის გახსნით:



ეს მეთოდი ყველაზე ხშირად ლაბორატორიულ პრაქტიკაში გამოიყენება. მარილმჟავა შეიძლება განზავებული გოგირდმჟავით შეეცვალოს, მაგრამ თუ გოგირდმჟავას კონცენტრაცია დადია, მაშინ მეტალური თუთია გოგირდმჟავას SO₂ და H₂S-მდე აღადგენს:

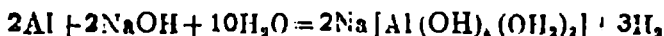


რომლებიც ერთად გამოიყოფა.

ტექნიკური თუთიით სარგებლობისას გამოყოფილ წყალბადში შერეული იქნება A₂H₂ და PH₃, რაც განაპირობებს მის უსაიპონო ხუნს. წყალბადს გაწმენდის მიზნით გაატარებენ პერმანენანტის და შემდეგ ვერცხლის ნიტრატის ხსნარებში.

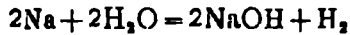
ქიმიურად სუფთა თუთია ნელა იხსნება მჟავაში. გახსნის დასაჩქარებლად მას შაბიპანის ხსნარის რამდენიმე წვეთს უმატებენ.

7. ალუმინის ან სილიციუმის გახსნით ტუტეში:



ამ რეაქციებს დადი გამოყენება ჰქონდა რუსეთ იაპონიის იამხ ღროს საფელე პირობებში აეროსტატებს წყალბადით ავსებლისათვის.

8. წყალთან ნეტალური ნატრიუმის მოქმედებით:



სუფთა ნატრიუმში მეტად ენერგიულად მოქმედებს წყალზე, ამიტომ რეაქციის წყნარად მიმდინარეობის მიზნით ნატრიუმის ამაღლებით სარგებლობენ. ამ მეთოდით წყალბადს ღებულობენ, როცა საჭიროა მისი „გამოყოფის შომენტში“ გამოყენება, აღდგენის რეაქციების ჩასატარებლად. ისევეადა მოქმედებენ წყალზე დანარჩენი ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალგბი.

9. წყალზე კალციუმჰიდრიდის მოქმედებით:



ეს მეთოდი ადვილი გამოისაყენებელია სავსე ბირობებში. თითო მ წყალბადის მისაღებად საკმარისია 0,94 კგ CaH_2 . რეაქცია ეგზოთერმულია.

10. ნახშირწყალბადების თერმული დაშლით:

მაღალ ტემპერატურაზე ნახშირწყალბადები წყალბადის გამოყოფით იშლება. ამ რეაქციის შედეგად ნახშირბადი კვარტლის სახით მიიღება.

წყალბადის პრაქტიკული გამოყენება შრავალმზრევიან.

წყალბადი არსებობდა აღმოჩენის დღიდან გამოყენებას პოულობდა აერონაოსნობაში. მაგრამ მგრგვინავი ნარევის წარმოქმნის გამო წყალბადით აეროსტატების ავსება დიდ საფრთხეს წარმოადგენდა, ამიტომ წყალბადი პელიუმში შეცვალა.

წყალბადში გამოყენება მოიპოვა აგრეთვე მაღალი ტემპერატურის მისაღებად. წყალბადის წვის დროს ენგბადის არეში მიიღება ძლიერ მაღალი ტემპერატურა (2500°C), რომელიც გამოიყენება კვარციის და ძნელადღნობადი ნივთიერებების გასადნობად.

შეოცე საუკუნის დამდევიდან წყალბადში ფართო გამოყენება პოვა ააოორგანული და ორგანული ნაერთების სინთეზისათვის, ცხიმების პიდროგენიზაციისა და ნახშირიდან სინთეზური ბენზინის მისაღებად. წყალბადის შეტი წილი ამიაკის სინთეზს ხმარდება. ამიაკის სინთეზისათვის განსაკუთრებით წმინდა წყალბადია საჭირო, რომელიც არ შეიცავს CO-ს, რადგან CO წამლავს კატალიზატორს, ამიტომ მისი შემცველობა მინარევის სახით არ უნდა აღემატებოდეს 0,05%-ს. ამიტომაც ამიაკის სინთეზისათვის შემუშავებულ იქნა წყალბადის გაწმენდის სპეციალური მეთოდები.

აღნიშნულის გარდა, წყალბადს იყენებენ დაბალი ტემპერატურის მისაღებად.

ფრად მნიშვნელოვანია წყალბადის გამოყენება როგორც ბირთვული სარევიისა ატომბირთვის ენერჯის მოპოვების მიზნებისათვის

(იხ. თერმოზირთული რეაქციები). ატომური წყალბადი პოულბს გამოყენებას ფოლადის და სხვა ლითონების ნაჭრების შესადუღებლად.

საინტერესოა წყალბადის გამოყენების პრობლემა შიგაწვის ძრავებისათვის, რადგან ასეთი ძრავების მარჯი ქმედების კოეფიციენტი დიდი და წვის პროდუქტები არ არის მანეა.

7. ნაერთები. ჰიდრიდები. წყალბადის ბინარული ნაერთები წყალბადთან შეიძლება დაეყოთ რამდენიმე ჯგუფად: 1. მარილმსგავსი, 2. მონეკულური და 3. მაღალპოლიმერული.

მარილმსგავს ჰიდრიდებს წარმოქმნის I და II ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები (1 ცხრილში მართკუთხა უჯრედებშია ჩანული). მარილმსგავს ჰიდრიდებში წყალბადი უარყოფითადაა დამუხტული. გაღობილი ჰიდრიდები განიცდიან დისოციაციას შემდეგი სქემის მიხედვით:



რის გამო ელექტროლის დროს მეტალი გამოიყოფა კათოდზე, წყალბადი კი — ანოდზე. ტურე და ტურე მიწათი მეტალების ჰიდრიდები აღვილად მიიღება უფრო კრისტალების სახით შესაბამისი მეტალების გახურებისას წყალბადის არეში. ტურე მეტალების ჰიდრიდების კრისტალებს NaCl-ის ტიპის კრისტალური შესერი აქვს. თავისი აღნაგობით და თვისებებით ისინი ტურე მეტალების ჰალოგენურ მარალებს ემსგავსება.

აღსანიშნავია, რომ H^- ერთ-ერთი უძლიერესი აღმდგენთაგანია.

ცხრილი I

მერიადული ხებების მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტთა ჰიდრიდები (რების მიხედვით)

როლიაქ: ჰიდრიდები წარმოიქმნება, მარილმსგავსი—უჯრედებში

I	II	III	IV	V	VI	VII
LiH	[BeH ₂]	(BH ₃) ₂	(CH ₄)	(NH ₃)	(OH ₂)	FH
NaH	[MgH ₂]	[AlH ₃] ₂	(SiH ₄)	(PH ₃)	(SH ₂)	ClH
KH	[CaH]	(CaH ₂) ₂	(GeH ₄)	(AsH ₃)	(SeH ₂)	BrH
RbH	[SrH]	[InH ₃] ₂	(SnH ₄)	(SbH ₃)	(TeH ₂)	JH
CsH	[BaH ₂]	TlH ₃	(PbH ₄)	(BiH ₃)	(PoH ₂)	AtH

სულ სხვაგვარი თვისებები აქვთ. VI—VII ჯგუფების ელემენტთა ჰიდრიდებს.

ნახშირბადი წარმოქმნას ჰიდრიდებს (ნახშირწყალბადების) მდიდარ ოჯახს, რომელთაც სამ ძირითად ჯგუფად იყოფი, ასეთია აციკლური, იზოციკლური და ჰეტეროციკლური ნაერთების ჯგუფები.

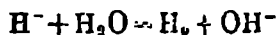
სილიციუმი და გერმანიუმი ალიფატური მწკრივის რამდენიმე წყალბადნაერთს წარმოქმნის (SiH_4 -დან SiH_4 -მდე, Ge_2H_6 და Ge_3H_8)¹ კალისა და ტყვიის ჰიდრიდებიდან ცნობილია მხოლოდ ZnH_2 და PbH_4 .

V ჯგუფის ჰიდრიდებიდან ამიაკს სუსტი ფუჭი თვისებები აქვს, ამ ჯგუფის ელემენტების ატომური მასის გადიდებისას ფუჭი თვისებები სწრაფად ეცემა.

VI ჯგუფის ჰიდრიდები H_2S , H_2Se , H_2Te ადვილად იქანგება. ეხანგება იძლევა ორ ჰიდრიდს H_2O და H_2O_2 . გოგირდი კი იძლევა მრავალ ჰიდრიდს, რომელთაც შეესაბამება H_2S_x — ფორმულა. H_2S_8 , H_2S_9 და H_2S_8 — ნაერთები არამდგრადია.

VII ჯგუფის ჰიდრიდებია ჰალოგენწყალბადები HF, HCl, HBr, HI. მონატეკულების აღნაგობით ისინი უფრო ძლიერებიან ატომური ნაერთებთან, ვიდრე იონურთან. წყალში გახსნისას ჰალოგენწყალბადების მონატეკულები დისოცირდებიან იონებად.

ჰიდრიდ-იონი H^- ძლიერი ფუძეა, წყალთან ადვილად წარმოქმნის ტუტე არეს



ჰიდრიდ-იონი ჰიდრიდული კომპლექსების წარმოქმნისას დონორული ლიგანდის როლში გამოდის



ჰიდრიდ-იონი წარმოიქმნება ძლიერ ელექტროდადებითი მეტალებს (Li, K, Cs) ჰიდრიდების გაღობისას. თავისუფალი ჰიდრიდ-იონის რადიუსი დადია (273 პმ), კრისტალურ მესერში კი მისი რადიუსი უფრო მცირეა (153 პმ).

ჰიდრიდ-იონი ძლიერი აღმდგენია. H_2/H^- -ის სტანდარტული პოტენციალი $E^\circ = -2,24$ ვოლტს.

$\text{H}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2$ რეაქცია შეიძლება განვიხილოთ როგორც ენკვა-აღდგენითი.

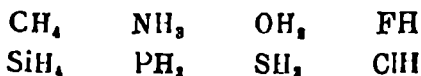
მძალპოლიმერულ ნაერთებს იძლევა BeH_2 , MgH_2 ; რის შედეგადაც არაქროლადი ჰიდრიდები მიიღება. BH_3 და GaH_3 განიცდის დიმერიზაციას, რის შედეგადაც მიიღება დიბორანი D_2H_4 და მისი ანალოგი გალიუმის დიმერული ჰიდრიდი Ga_2H_6 .

პერიოდული სისტემის თანაქვეჯგუფების ელემენტებთან წყალბადი წარმოქმნის მეტალის მსგავს ჰიდრიდებს, რომელთა შედგენილობა არ უპასუხებს რაიმე გარკვეულ სტეკიომეტრიულ თანაფარდობებს. მთელი რიგი ელემენტების ჰიდრიდები (ნიკელის, სპილენძის) არამდგრადია.

მეტალური ჰიდრიდების დიდ ჯგუფს წარმოქმნიან გარდამავალი ელემენტები. ეს მსუბუქი ფერის მყარი ნივთიერებები ელექტრობისა და სითბოს კარგი გამტარებია. წყალბადის შემცველობის გამო, მათი კრისტალური მესერი ოდნავ დამახინჯებულია.

იშვიათ მიწათა მეტალები წარმოქმნიან ჰიდრიდების ორ მწკრივს — მეტალური ტიპისა და იონურს.

მრავალი მეტალური ჰიდრიდი დიდ კატალიზურ აქტიურობას იჩენს, რის გამო მათი მნიშვნელობა, განსაკუთრებით ბოლო დროს, არსებითად გაიზარდა.



გარდა წყლისა აირადია.

წყალი. წყალი წარმოადგენს ცხრა სხვადასხვა მოლეკულების ნარევის: H₂O¹⁶, H₂O¹⁷, H₂O¹⁸, HDO¹⁶, HDO¹⁷, HDO¹⁸, D₂O¹⁶, D₂O¹⁷, D₂O¹⁸.

ვ) წმინდა წყალი გამკვირვალე სითხეა, რომელსაც არც სუნი აქვს და არც გემო. თხელ ფენებში წყალი უფეროა, სქელფენებში მოცისფრო-მომწვანაო. ტემპერატურის 0°C-დან 100°C-მდე ინტერვალში 760 მმ წნევაზე წყალი თხევადია.

სხვა სითხეებთან შედარებით წყალს დიდი სითბოტევადობა და დიდი სითბოგამტარობა აქვს. სასიცოცხლო პროცესებისათვის ამას დიდი მნიშვნელობა აქვს, რადგან ღამის საათებში ან შემოდგომიდან ზამთრის სიცივეებზე გადასვლისას წყალი ზღვებში, ოკეანეებში არც თუ ისე ადვილად ცივდება და ზამთრიდან გაზაფხულზე გადასვლისას აგრეთვე ნელა თბება და, ამრიგად, ჩვენი პლანეტისათვის ტემპერატურის რეგულატორია.

ყველა სითხისაგან განსხვავებით, რომელთა სიმკვრივე იზრდება ტემპერატურის დაწევისას წყლის სიმკვრივე მცირდება. წყალს მაქსიმალური სიმკვრივე აქვს +4-ზე. 0°-დან +4°-მდე წყალი იკუმშება და შემდეგ ტემპერატურის გადიდებისას, ფართოვდება.

წყლის სიმკვრივე სხვადასხვა ტემპერატურაზე:

t = 0°	4°	10°	15°	20°	25°
d = 0,999866	1,000000	0,999727	0,999126	0,998230	0,997071

ზ. გ. ცინცაძე. და სხვ.

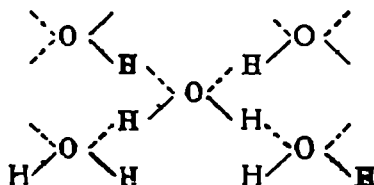
ტემპერატურა, რომელზეც წყალი და ყინული 1 ატ წნევაზე წონასწორობაშია, მიჩნეულია ცელსიუსის თერმომეტრული სკალის ნულოვან წერტილად, ხოლო იმავე წნევაზე წყლის დუღილის ტემპერატურა მიჩნეულია 100°-ად, ცელსიუსის მიხედვით.

0°C-ზე ყინულის სიმკვრივეა 0,9168, ე. ი. წყლის სიმკვრივის 11/12-ს უდრის (იმავე ტემპერატურაზე).

როგორც ჩანს, გაყინვისას ადგილი აქვს მოცულობის ნახტომი-სებრ გადიდებას. ჩვეულებრივ, გამყარებისას მრავალი ნივთიერება იკუმშება. წყალი კი გაყინვისას ფართოვდება დაახლოებით 10%-ით. წყლის ამ თვისებას უდიდესი მნიშვნელობა აქვს. სწორედ ამის გამო სიცოცხლე არ წყდება წყალში ზამთრის პერიოდშიც, როცა წყალსატევს ზევიდან ყინულის ქერქი გადაეკვრება. ყინული რომ წყალზე მკვრივი ყოფილიყო, ფსკერზე დაეშებოდა და წყალსატევი ქვემოდან ზემოთ მთლიანად გაიყინებოდა, რის შედეგადაც წყლის ცხოველები დაიღუპებოდნენ. აღნიშნულის გარდა, გაფართოებას წყლის გაყინვისას უდიდესი მნიშვნელობა აქვს გეოლოგიური პროცესების მიმდინარეობისათვის.

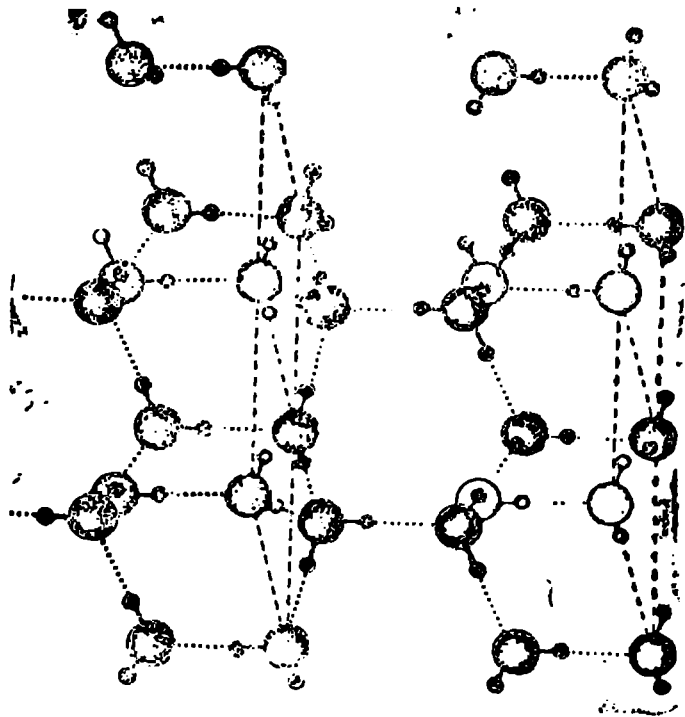
წყლის სიმკვრივის ცვლილების ანომალია შემდეგნაირად შეიძლება ავხსნათ.

წყლის მოლეკულური მასა ორთქლში არის 18. ეს შეესაბამება მის უმარტივეს მოლეკულას H_2O -ს. მაგრამ თხევადი წყლის მოლეკულური მასა ბევრად მეტია (ის, რა თქმა უნდა, 18-ის ჯერადია). ეს მოწმობს იმას, რომ წყალი ასოცირებული სითხეა, რასაც განაპირობებს წყალბადური ბმები.



ყინულში წყლის თითოეული მოლეკულის ჟანგბად-ატომი მეზობელი მოლეკულების წყალბადს იკავშირებს. ყინულის აღნაგობის სქემა გამოსახულია ქვემო სურათზე.

წყალბადური ბმები განაპირობებს ყინულის ისეთ სტრუქტურას, სადაც საპირისპირო პოლუსები შეერთებულია ერთმანეთთან. ყინულის სტრუქტურა ყველაზე ნაკლებ მკვრივია. ფაშარი სტრუქტურის გამო მას აქვს ცარიელი ადგილები. ღრუები, რომლებიც წყლის მოლეკულებს ზომებს აღემატება. ამით აიხსნება, რომ ყინულის სიმკვრივე წყლისაზე ნაკლებია. 0°C-ის ახლო ტემპერატურაზე წყალი



სურ. 1.1. ყინულის სტრუქტურის სქემა

ყინულის სტრუქტურას იჩენს, გათბობისას წყალბადური ბმები წყდება, წყალი იკუმშება 4°C -მდე. შემდეგი გათბობისას კი მოლეკულების ინტენსიური მოძრაობის გამო მისი სიმკვრივე მცირდება.

ამრიგად, ყინულის მცირე სიმკვრივეს განაპირობებს ცარიელი ადგილები მის კრისტალურ მესერში. ყინულის კრისტალური სტრუქტურა წარმოდგება ექვსკუთხედებიდან, რომლებსაც ჟანგბადის ატომები ქმნის. ექვსკუთხედში ჟანგბად-ატომები წყალბადური ბმებითაა შებმული. თავის მხრივ, ექვსკუთხედებიც ერთმანეთთან წყალბადური ბმებითაა შეკავშირებული. ყინულში, ამრიგად, ითითო ჟანგბად-ატომი შეკავშირებულია ოთხ წყალბად ატომთან, ხოლო თითო წყალბად-ატომი — ორ ჟანგბად-ატომთან. ყინულს ახახიათებს „ფაშარი“ სტრუქტურა, ე. ი. არამკვრივი წყობა. დნობისას ხდება ცარიელი ადგილების შევსება, რის გამო წყალი იკუმშება. ეს განაპირობებს წყლის სიმკვრივის ზემოაღწერილ ანომალურ ცვლილებას ტემპერატურასთან დაკავშირებით.

ყინულში ორ ჟანგბად ატომს შორის მანძილი 276 პმ-ია. O—H ბმის მანძილია 99 პმ, წყალბადური ბმის სიგრძე კი შეადგენს 177 პმ-ს.

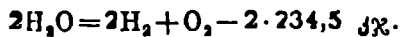
H_2O -ის ტეტრაედრული სტრუქტურა, სადაც ყველა მოლეკულა შებმულია წყალბადური ბმებით, მდგრადია მხოლოდ ძლიერ დაბალ ტემპერატურებზე. ნული გრადუსის ახლოს წყდება წყალბადური ბმების 15%. 40° -ზე — დაახლოებით 50%. აორთქლებისას კი წყდება ყველა წყალბადური ბმა. ამით აიხსნება წყლის თვისებების მეორე ანომალია — მისი აორთქლების დიდი სითბო.

წყალი ყოველგვარ ტემპერატურაზე ორთქლდება. ორთქლდება ნულ გრადუსზე დაბლაც.

როცა ორთქლის მდგომარეობაში გადასვლა სითხის მთელ მოცულობაში მიდის, ასეთ აორთქლებას დუღილს ვუწოდებთ. ჭურჭლის კედლების ზედაპირზე წარმოიქმნება ბუშტუკები, რომლებიც ორთქლითაა სავსე. ბუშტუკები მოწყდება რა კედლებს, ამოდის აითხის ზედაპირამდე და სკდება. სითხე რომ კარგად აღუღლდეს (უხვად რომ წარმოიქმნას ორთქლი), მასში ათავსებენ დიდი ზედაპირის მქონე საგნებს (კაპილარებს, პემზას და ა. შ.). ეს აადვილებს დუღილს. თუ ჰაერი მთლიანად გამოთიშულია წყლიდან, ის ვერ წამოდუღდება, თუმცა ამ დროს მისი ზედაპირიდან ინტენსიური აორთქლება მიმდინარეობს. ვინაიდან დუღილის დროს წყლის ორთქლის წნევა უდრის გარე წნევას, ამიტომ დუღილის ტემპერატურა დამოკიდებულია წნევაზე.

წყლის შუქტების კოეფიციენტი $n = 1,33$, ხოლო დიელექტრიკული მუდმივა $D = 80$. წყალი აქაც მნიშვნელოვან ანომალიას იჩენს. წყლის ანომალურად დიდი D განაპირობებს მის მაღლისოცირებელ უნარს. წყალში, როგორც ეს კარგადაა ცნობილი, მყავების, ტუტეებისა და მარილების გახსნისას ელექტროლიტური დისოციაციის ხარისხი, სხვა გამხსნელებთან შედარებით, საკმაოდ დიდია.

წყლის ქიმიური თვისებები. წყლის მოლეკულა საკმაოდ დიდ ქიმიურ მდგრადობას იჩენს მაღალი ტემპერატურის მოქმედებისადმი, მაგრამ 1000° -ის ახლოს წყალი უკვე შესამჩნევად იშლება წყალბადად და ჟანგბადად:



წყლის თერმული დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია ტემპერატურაზე. ვინაიდან წყლის თერმული დაშლა ენდოთერმული პროცესია, ანტიომ ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, ტემპერატურის გადიდებისას წონასწორობა ენდოთერმული პროცესის მიმართულეებით გადაიხრება, ე. ი. გაიზარდება დისოციაციის ხარისხი.

წნევის გადიდებისას წონასწორობა ინაცვლებს წყლის წარმოქმნის მიმართულეებით, ე. ი. მცირდება დისოციაციის ხარისხი.

წყალბადისა და ქანგბადისაგან წყლის წარმოქმნა შესამჩნევ სიჩქარით მიმდინარეობს 400°C-დან დაწყებული და 550°C-ზე აფეთქებით თავდება. წყალბადისა და ქანგბადის ურთიერთქმედების რეაქცია შექცევადია და ყოველ ტემპერატურაზე და წნევაზე გარკვეული წონასწორული მდგომარეობა მყარდება წყლის მოლეკულებსა, ერთი მხრივ, და წყალბადისა და ქანგბადის მოლეკულებს შორის, მეორე მხრივ.

ფტორი იწვევს წყლის დაშლას HF-ის ქანგბადისა და ოზონის წარმოქმნით:



მცლებული ატომური ქანგბადი მოლეკულურ ქანგბადთან ოზონს წარმოქმნის.

წყალში ქლორის გახსნისას ადგილი აქვს ჰიდროლიზს, რის შედეგადაც მიიღება მარილმჟავა და ქვექლოროვანმჟავა:

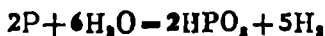


ქლორი სინათლეზე წყალთან ურთიერთქმედების დროს ქანგბადს გამოყოფს



იგივე რეაქცია მიიღება სიბნელეში 100°C-ზე.

ფოსფორი მაღალ წნევაზე წყალში გაცხელებისას იქანგება, რის შედეგად წარმოიქმნება მეტაფოსფორმჟავა:



წყალი მეტალებთანაც იჩენს რეაქციაში შესვლის დიდ უნარს. ტუტე და ტუტემიწა მეტალები ოთახის ტემპერატურაზე შლიან წყალს წყალბადის გამოყოფით:



თუთია და მაგნიუმი ფხვნილის სახით მხოლოდ 100°-ზე იწვევენ წყლის დაშლას



სხვა მეტალები მსგავსი რეაქციისათვის ვარვარების დროს შედის წყალთან რეაქციაში. პლატინის ჯგუფის მეტალები, ვერცხლი, ოქრო და ვერცხლისწყალი წყალს არ შლიან.

ნულოვანი ჯგუფის აირები წყალთან იძლევიან ჰიდრატებს, რომლებიც დაბალ ტემპერატურაზე იჩენენ მდგრადობას.

წყალბადის პეროქსიდი (ზექსანგი). გარდა იმ ნაერთებისა, რომლებიც ოთახის ტემპერატურაზე. სავსებით მდგრად-

დია (H_2O , CO_2 , SiO_2 , Al_2O_3). ცნობილია აგრეთვე არამდგრადი ნაერთებიც, რომლებიც ადვილად იშლება უმნიშვნელო გათბობისას ან კატალიზატორთან შეხებისას. ასეთია, მაგალითად, წყალბადის პეროქსიდი (H_2O_2), რომელმაც ბოლო ხანებში განსაკუთრებით დიდი გამოყენება მოიპოვა რეაქტიული თვითმფრინავების, დედამიწის ხელოვნური თანამგზავრების და კოსმოსური რაკეტების ტექნიკაში. წყალბადის პეროქსიდის გამოყენების შედეგად აღნიშნულ რაკეტებს შეუძლიათ უპაერო სივრცეშიც კი დიდი სიჩქარით მოძრაობა. ამ მიზნებისათვის იყენებენ 100%-იან წყალბადის პეროქსიდს, რომელიც ერთ-ერთ დამუანგავად იხმარება სპირტის, ბენზინის ან ნავთის წვისათვის. პეროქსიდის წარმოება ას ათას ტონას უდრის. მცირე რაოდენობით წყალბადის პეროქსიდი მიიღება. როდესაც აქტიური წყალბადი (პალადიუმში გახსნილი ან წყალბადი გამოყოფის დროს) მოქმედებს წყალში გახსნილ ქანგბადზე. ასეთ პირობებში H_2O_2 მიიღება ატომური წყალბადის მოქმედებისას მოლეკულურ ქანგბადზე. რიგ მეტალებზე ქანგბადისა და წყლის მოქმედებისას მიიღება წყალბადის პეროქსიდი. ამ გზით წარმოქმნა დადგენილია თუთიის, ტყვიის, კალის, ვერცხლის, ვერცხლისწყლის, სპილენძის, ალუმინის, კადმიუმის, მაგნიუმის და რკინის დაქანგვისას. წყალბადის პეროქსიდი მიიღება მცირე რაოდენობით წყალბადის დროს ჰაერში, ზოგიერთი ფოტოქიმიური პროცესის და სხვადასხვა ორგანული ნაერთის თვითქანგვის (აუტოოქსიდაციის) დროს.

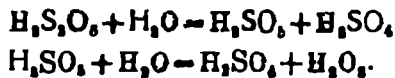
წყალბადის პეროქსიდის ტექნიკური დამზადება ელექტროლიზური გზით მიღებული ზეგოგირდმჟავას ($H_2S_2O_8$) ან მისი მარილების დაშლითაა აგებული. ზეგოგირდმჟავას ჰიდროლიზური დაშლით მიღებულ განზავებულ გოგირდმჟავას კონცენტრირების შემდეგ კვლავ იყენებენ ელექტროლიზისათვის ზეგოგირდმჟავას მისაღებად და ა. შ. რეაქცია შეიძლება სქემატურად შემდეგნაირად გამოვსახოთ:



აქედან ჩანს, რომ ზეგოგირდმჟავა ანოდურ არეში მიიღება. გოგირდმჟავას ხსნარი ძირითადად HSO_4^- — ჰიდროსულფატ-იონებს შეიცავს. ანოდური პროცესი შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ:



ხოლო ზეგოგირდმჟავას ჰიდროლიზი შეიძლება შემდეგი რეაქციებით გამოვსახოთ:

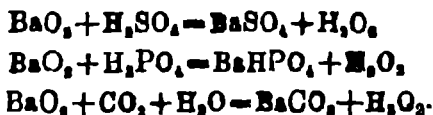


ჰიდროლიზით მიღებული წყალბადის პეროქსიდის სსნარის კონცენტრირებით ლებულობენ 35%-იან წყალბადის პეროქსიდს. ამჟამად წყალბადის პეროქსიდის მსოფლიო წარმოების 80%-ს ელექტროქიმიური გზით ლებულობენ.

ბარიუმის პეროქსიდის მეთოდთან შედარებით ამ მეთოდს ის უპირატესობა აქვს, რომ 6-8%-იან H_2O_2 -ის ნაცვლად, რომელსაც ბარიუმის პეროქსიდის მეთოდი იძლევა, პირდაპირ მიიღება 35%-იანი H_2O_2 , რომელიც ბევრად უფრო სუფთა და მდგრადია, ვიდრე BaO_2 -დან მიღებულია.

რეაქტიულმა ტექნიკამ მოითხოვა წყალბადის პეროქსიდის მომზადების ახალი მეთოდების შემუშავება. ამისათვის გამოყენებულია ზოგიერთი ორგანული ნაერთის თვითანგვის უნარი ოთახის ტემპერატურაზე. მაგალითად, ჰიდრობენზოლის ბენზოლიან სსნარში ჟანგბადის გატარებით მიიღება 94% H_2O_2 , რომლის გამოსავლიანობა 97%-ს შეადგენს.

წყალბადის პეროქსიდი მიიღება ბარიუმის პეროქსიდზე განზავებული (20%-იანი) გოგირდმჟავას ან ფოსფორმჟავას, ანდა ნახშირბადის (IV) ოქსიდის მოქმედებით.



წყალბადის პეროქსიდთან ერთად მიიღება ბარიუმის უხსნადი მარილი, რომელსაც გაფილტვრით აცილებენ.

ბარიუმის პეროქსიდი მიიღება ჰაერის ნაკადში 500°C -ზე ბარიუმის ოქსიდის გახურებისას, ხოლო ბარიუმის ოქსიდს თავის მხრივ ბარიუმის კარბონატის გახურებით ლებულობენ



ამისათვის BaCO_3 -ს 1450°C -მდე ახურებენ. ძველად ხმარებული H_2O_2 -ის მომზადების ბარიუმის მეთოდი თითქმის მთლიანად გამოთიშა ელექტროქიმიურმა მეთოდმა.

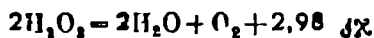
წყალბადის პეროქსიდი შეიძლება აგრეთვე Na_2O_2 — ნატრიუმის პეროქსიდიდან მივიღოთ, რისთვისაც მასზე სხვადასხვა მჟავე-

ბით მოქმედებენ. ამა თუ იმ გზით მიღებულ წყალბადის პეროქსიდის წყალხსნარს გამოხდიან შემცირებული წნევის ქვეშ, ვიდრე მისი კონცენტრაცია 30%-ს მიაღწევს. ასეთი კონცენტრაციის წყალბადის პეროქსიდს პერჰიდროლი ეწოდა. რეაქტიული ტექნიკისათვის საჭირო 100%-იან პერჰიდროლს ფრაქციონული გამოხდით ღებულობენ. ვერცხლისწყლის სვეტის 10 მმ წნევის ქვეშ გამოხდით ღებულობენ 90%-იან H_2O_2 -ს. მისი გამოყენებით კი წმინდა H_2O_2 -ის კრისტალები მიიღება.

წმინდა, უწყლო წყალბადის პეროქსიდი სიროპის მსგავსი უფერო სითხეა, რომელსაც სქელ ფენებში ლურჯი ფერი აქვს. მისი სიმკვრივე $0^{\circ}C$ -ზე უდრის 1,463-ს, დნობის ტემპერატურა უდრის $-0,48^{\circ}C$.

წყალბადის პეროქსიდის კრისტალები თეთრი ფერისაა. $60^{\circ}C$ -მდე გათბობისას H_2O_2 იშლება, მაგრამ შემცირებული წნევის პირობებში წყალბადის პეროქსიდის დაუშლელად გამოიხდება. წყალბადის პეროქსიდის წყალხსნარს ლითონის გემო აქვს. სუფთა წყალბადის პეროქსიდს შეუძლია აფეთქებით დაშლა. მისი წყალხსნარები ბევრად უფრო მდგრადია. ვიდრე უწყლო H_2O_2 . პაერში წყალბადის პეროქსიდის აღუღებამდე გაცხელება არ ღებუდება, ვინაიდან ეს ცდა ყოველთვის აფეთქებით მთავრდება.

H_2O_2 -ის დაშლა ეგზოთერმული პროცესია:



მიუხედავად იმისა, რომ წყალბადის პეროქსიდი ენდოთერმული ნაერთია, ის სუფთა სახით და წყალხსნარებში საკმაოდ მდგრადია. ტუტე არეში წყალბადის პეროქსიდი უმდგრადია და მით უფრო სწრაფად იშლება. რაც უფრო ძლიერია ხსნარის ტუტე რეაქცია. ამიტომაც მდგრადობის მინიჭების მიზნით H_2O_2 -ს მცირეოდენი გოგირდმჟავით შეამჯავებენ. მრავალი სხვადასხვაგვარი ნივთიერება, რომელთაც განვითარებული ზედაპირი აქვთ. მაგალითად. პლატინის სევალი.

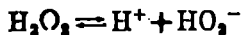
კოლოიდური პლატინა, მანგანუმის (IV) ოქსიდი, ქვიშა. დანაყილი მინა საკმაოდ აქტიურ კატალიზატორებს წარმოადგენს. მათი მოქმედების გამო H_2O_2 ენერგიულად იშლება. წყალბადის პეროქსიდი იშლება აგრეთვე მძიმე მეტალების იონების მოქმედებით, ულტრაიისფერი სხივების შთანთქმისას (ფოტოქიმიური რეაქცია) და H_2O_2 -ის ხსნარში შეტივტივებული ნაწილაკების მოქმედებითაც. ოპტიკურად ცარიელი (სუფთა) H_2O_2 გლუვი ზედაპირის მქონე ჭურჭელში საკმაოდ მდგრადია. წმინდა წყალბადის პეროქსიდი ინახება ალუმინის ჭურ-

ქელში (რომელიც მოითხოვს წინასწარ დაქუჩვებას 10%-იანი ტუ-ტით. შემდეგ 30% HNO_3 -ით და, ბოლოს. წყლით. რის შედეგადაც ლითონის ზედაპირს ალუმინის ოქსიდის თხელი აკვი გადაეკვრება). ასეთ: ჭურჭულში H_2O_2 დიდხანს ინახება დაუშლელად ($60\text{--}65^\circ\text{C}$ -ის ტემპერატურის პირობებშიც კი). H_2O_2 კარგად ინახება ფაიფურის. უქანგავი ფოლადის და პოლიეთილენის ჭურჭელში. H_2O_2 შედარე-ბით კარგად ინახება აგრეთვე მინის ჭურჭელში. რომელსაც კედლებ-ზე პარაფინის ფენა აქვს გადაკრული.

ჩვეულებრივი მინის ჭურჭელში წყალბადის პეროქსიდის შენახვა არ არის მიზანშეწონილი, ვინაიდან მინიდან თანდათანობით გადადის ხსნარში ტუტე. რომელიც აჩქარებს H_2O_2 -ის დაშლას.

წყალბადის პეროქსიდი ადვილად იშლება სულ მცირე რაოდე-ნობის კატალიზატორების მოქმედების დროსაც კი. ამიტომ მას უმა-ტებენ სტაბილიზატორებს (უარყოფით კატალიზატორებს ანუ ინჰიბი-ტორებს), რითაც მას ანიჭებენ მდგრადობას. ინჰიბიტორის როლს ასრულებს სპირტი, გლიცერინი, ფოსფორმჟავა და სხვ.

წყალბადის პეროქსიდი უნდა განვიხილოთ როგორც ძლიერ სუსტი მჟავა. უწყლო H_2O_2 თუმცა არ იწვევს ლაკმუსის გაწითლე-ბას, მაგრამ მის ხსნარებს მჟავა რეაქცია აქვს. წყალბადის პეროქსი-დის დისოციაცია მიმდინარეობს შემდეგი განტოლებით:



ვ. კარგინის გაზომვების თანახმად, H_2O_2 -ის დისოციაციის მუდმივა

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{HO}_2^-]}{[\text{H}_2\text{O}_2]}$$

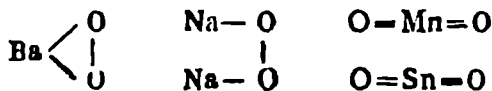
20°C -ზე უდრის $1,5 \cdot 10^{-12}$ -ს რაც, 150-ჯერ აღემატება წყლის დისო-ციაციის მუდმივას.

დაშლისას წყალბადის პეროქსიდიდან გამოიყოფა ატომური ჟანგბადი, რომელიც ძლიერ აქტიურია. ამაზეა აგებული H_2O_2 -ის ძლიერი ანტისეპტიკური მოქმედება, რის გამოც მან და მისმა ნაწარ-მებმა დიდი გამოყენება მოიპოვა მედიცინაში.

H_2O_2 ის მოლეკულაში ჟანგბად ატომების ცენტრებს შორის მან-ძილი 149 პმ-ია. ეს მანძილი ბევრად მეტია, ვიდრე ჟანგბადის მო-ლეკულაში (121 პმ). H_2O_2 -ის მოლეკულაში ბმები სხვადასხვა სიბრ-ტყეშია განლაგებული, რომელთა შორის θ კუთხე $93^\circ 51'$ -ს შეად-გენს, O—O და O—H ბმებს შორის θ კუთხე $95^\circ 52'$, ხოლო O—H

ბპის სიგრძე უდრის 97 კმ-ს. წყალბადის პეროქსიდი ძლიერი მჟანგავია. 65% და უფრო მაღალი კონცენტრაციის წყალბადის პეროქსიდი იწვევს ორგანული ნივთიერებების აალებას (მაგალითად, ბენზინის, ნავთის, ქაღალდის, ბამბის და სხვ.) ამიტომაც მან ესოდენ დიდი გამოყენება მოიპოვა რეაქტიულ ტექნიკაში.

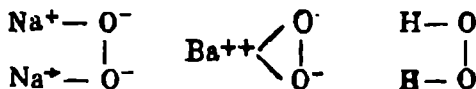
წყალბადის პეროქსიდის მოლეკულისათვის დამახასიათებელია ერთმანეთთან მიმდევრულად შებმული ორი ჟანგბად-ატომი, რაც პ. მელიქიშვილმა შემდეგნაირად გამოსახა — $O-O$, — დიოქსიდებს ასეთი ჭაჭურად შებმული ჟანგბადი არ ახასიათებს. მაგალითად, ბარიუმისა და ნატრიუმის პეროქსიდებისა და მანგანუმის ან კალის დიოქსიდის სტრუქტურა შესაბამისად გამოსახება ფორმულებით:



მჟავებთან მოქმედებისას მეტალების პეროქსიდები წყალბადის პეროქსიდს იძლევა, დიოქსიდები კი წყალს:



პეროქსიდებისათვის დამახასიათებელ მიმდევრულად შებმულ ორ ჟანგბად-ატომს ორი ელექტრონი აქვს მიერთებული (O_2)²⁻, ამიტომ თუ სავალენტო ხაზებით მხოლოდ ატომურ ბმებს გამოვსახავთ, მივიღებთ პეროქსიდის შემდეგ ფორმულებს:



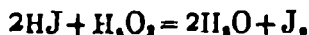
$\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ ფორმულა სწორია, რადგან წყალბადი ატომური ბმითაა შებმული წყალბადის პეროქსიდის მოლეკულაში, მაგრამ ნატრიუმის პეროქსიდის მოლეკულაში შედის ნატრიუმის იონები და ჟანგბადის მოლეკული-იონი (O_2)²⁻, ანუ $[:\ddot{\text{O}}:\ddot{\text{O}}:]^{2-}$. ასევეა აგებული მეტალების სხვა პეროქსიდებიც წყალბადის პეროქსიდის წყალბად-ატომები არა მარტო მეტალებით შეიძლება შევცვალოთ, არამედ მჟავური ხასიათის ზოგიერთი რადიკალებითაც. ამ შემთხვევაში მიიღება ზემოთაღნიშნული.

პეროქსიდისა და ზემოთაღნიშნულის ადნაგობის პირველი ფუნდამენტური გამოკვლევები შეასრულა პ. მელიქიშვილმა.

წყალბადის პეროქსიდის წყალბად-ატომები სხვა მოლეკულების ჟანგბად-ატომებთან წყალბადური ბმებითაა შებმული.

წყალბადის პეროქსიდი ძლიერი მქანგავია და ძლიერი აღმდგენიც.

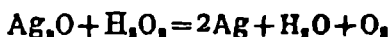
მქანგავი უნარის დახასიათების მიზნით ვანეხილეთ იოდწყალბადიდან იოდის გამოყოფა წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით:



გამოყოფილი იოდი სახამებლის ემულსიასთან ლურჯ შეფერვას იძლევა. სულფიდების H_2O_2 -ით დაქანგვის გამო სულფატები მიიღება. მაგალითად,



ტყვიის სულფიდი შავი ფერისაა, ხოლო სულფატი თეთრია. წყალბადის პეროქსიდი ქანგავს აგრეთვე პიგმენტებს, ამის გამო ის იხმარება აბრეშუმის, თმის, სპილოს ძელისა და სხვ. გამათეთრებლად. ზოგ პირობებში წყალბადის პეროქსიდი აღდგენით უნარს იჩენს. მაგალითად, H_2O_2 აღადგენს ვერცხლს მისი ოქსიდიდან:

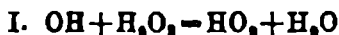


კალიუმის პერმანგანატი მკავე არეში აღდგენის შედეგად იშლება შემდეგი განტოლების მიხედვით:



ან რეაქციაზეა აგებული წყალბადის პეროქსიდის რაოდენობრივი განსაზღვრა.

წყალბადის პეროქსიდის ფოტოქიმიური და ზოგიერთი კატალიზური დაშლის რეაქცია ჭაჭვეური გზით მიმდინარეობს, რომელიც სტემატურად შემდეგნაირად შეიძლება გამოვსახოთ: ულტრაიისფერი სხივების მოქმედებით H_2O_2 ჰიდროქსილის თავისუფალ რადიკალებად იშლება, რომელიც განაპირობებს რეაქციის ჭაჭვეურად მიმდინარეობას:



I რეაქციის თანახმად თავისუფალი ჰიდროქსილი წყალბადის პეროქსიდის მოლეკულებთან წარმოქმნის წყლის მოლეკულას და HO_2 პერჰიდროქსილს, რომელიც თავისუფალი რადიკალია. რეაქციაში მისი შესვლის უნარი დიდია, რის გამოც წყალბადის პეროქსიდის მოლეკულასთან ურთიერთქმედებისას II რეაქციის შედეგად მიიღება წყა-

ლი, უანგზადი და კვლავ წარმოიქმნება თავისუფალი რადიკალი ჰიდროქსილი. ამ რეაქციების მიმდევრული განმეორების შედეგად განვითარდება არაგანშტოებული ჯაჭვური რეაქცია. სარეაქციო ჯაჭვის სიგრძე განისაზღვრება ელემენტარული რეაქციების რაოდენობით ჩასახვიდან გაწყვეტამდე, სადაც ჯაჭვის გაწყვეტა დაკავშირებულია თავისუფალი რადიკალების „დალუპვასთან“, მაგალითად, $2OH = H_2O_2$.

H_2O_2 -ის ფოტოქიმიური დაშლის სარეაქციო ჯაჭვი დაახლოებით ასი რგოლისაგან შედგება.

1. 2. 1 ა მვეჯგუფის ელემენტები (ლითიუმი, ნატრიუმი, კალიუმი, რუბიდიუმი, ციზიუმი, ფრანციუმი)

ცხრილი 2

ელემენტი	დნობის t°C	ღვლილის t°C	d, გ/სმ ³	დაქინგულობის რიცხვი
Li	180,5	1327	0,539	+1
Na	97,8	893	0,973	+1
K	63,4	700	0,863	+1
Rb	38,7	703	1,534	+1
Cs	28,6	686	1,904	+1
Fr				+1

1. 2. 1. ლითიუმი — Li

I. ბუნებრივი რესურსები. ლითიუმი შედარებით გავრცელებული, მაგრამ გაბნეული ელემენტია. მისი შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს $5,0 \cdot 10^{-3}$ წონით %-ს. ის გვხვდება სხვადასხვა მინერალში (ალუმსილიკატებში, ფოსფატებში), მინერალურ წყლებში, ზღვის წყალში და ზოგიერთ მდინარეში.

ლუბიდოლითი, $Li_2K_2Al_2[Al(Si_2O_{11})_2(OH, Z)]$ წარმოადგენს ლითიუმის, კალიუმის და ალუმინის ჰიდროქსო-ან ფტორკალიუმსილიკატს, რომელიც შეიცავს აგრეთვე რუბიდიუმსაც და ცეზიუმსაც. ლუბიდოლითის დიდი მარაგი მოიპოვება სსრკ-ში, აშშ-ში, შვეიციაში და სხვ.

სპოდუმენი $LiAl[SiO_3]_2$ შეიცავს 1—4% ლითიუმს. მოიპოვება სსრკ-ში, კანადაში და სხვ. ლითიუმს ლუბოდლითის სხვა სახესხვაობებიც შეიცავს. თამბაქოს, ჩაის, შაქრის ჰარხალს, შაქრის ლერწამს და ზოგიერთ სხვა მცენარეს აქვს ნიადაგიდან ლითიუმის ამოკრების უნარი.

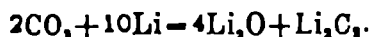
2. მიღება, ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. მეტალური ლითიუმი მიიღება LiCl და KCl -ის გაღობილი ნარევის ელექტროლიზით, გაღობილი LiOH -ის ან პირიდინში ნაჭერობამდე გახსნილი LiCl -ის ელექტროლიზით. ლითიუმის მიღება შესაძლოა აგრეთვე ალუმინთერმით ლითიუმის ოქსიდიდან ან კარბონატიდან.

ლითიუმი ბრწყევილა მოვერცხლისფრო-თეთრი მეტალია, აქვს სივრცე-დაცენტრილი კუბური მესერი. მისი სიმკვრივე $d = 0,534$ გ/სმ³, ამიტომ არც ერთ სითხეში არ იძირება, დნება $179,5^{\circ}\text{C}$ -ზე, დუღს 1340°C -ზე. ლითიუმი ქედადი, გლინვადი, წელვადი, დაბალი ელექტროგამტარობის მქონე მეტალია. ლითიუმი მრავალ მეტალთან წარმოქმნის შენადნობებს.

დედამიწის ქერქში ლითიუმი სილიკატების სახით გვხვდება და ამ ნიშნითაც ემსგავსება ტუტე მიწათა მეტალებს, განსაკუთრებით მაგნეზუმს. ჰაერზე ადვილუხანგვადობის გამო კარგავს მეტალურ ბრწყევილს, იფარება ოქსიდური აფსკით (Li_2O , Li_3N , LiOH). ამიტომ მას ინახავენ კარგად მორგებულ საცობიან ჭურჭელში ან თხევადი პარაფინის ქვეშ.

ლითიუმის ნორმალური პოტენციალი 25°C -ზე მაღალია, უდრის — $3,0245$ ვ, მიუხედავად ამისა ის უფრო ნელა შლის წყალს. ეიღრე დანარჩენი ტუტე მეტალები.

ვათბობისას ლითიუმი ებმება რეაქციაში წყალბადთან (LiH) ეანგბადთან (Li_2O , Li_2O_2), ქლორთან (LiCl), ბრომთან (LiBr), იოდთან (LiI), გოგირდთან (Li_2S), ფოსფორთან (Li_3P), ნახშირბადთან (Li_2C_2), ნახშირბადის (IV) ოქსიდთან წარმოქმნის ოქსიდს და კარბიდს:

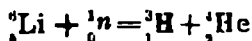


ჰაერზე გაცხელებისას ლითიუმი ააღდება. ჰაერზე ლითიუმის დაწვის შედეგად წარმოიქმნება ოქსიდი Li_2O , პეროქსიდი Li_2O_2 და ნიტრიდი Li_3N .

თხევად ამიაკში გახსნილი ლითიუმი ებმება რეაქციაში. ის ამიაკიდან გამოყოფს წყალბადს და წარმოქმნის ამიდს LiNH_2 .

3. გამოყენება. ლითიუმი არ არის იაფფასიანი მეტალი. ის ანიჭებს ლითონებს სიმკვრეს, პლასტიკურობას და მექანიკურ სიმტკიცეს, ამიტომ მას იყენებენ ლევირების მიზნით ალუმინთან, სპილენძთან და სხვა მეტალებთან შენადნობების მოსამზადებლად.

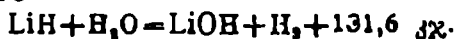
ლითიუმი გამოიყენება თერმობირთვული რეაქციებისათვის ტრიტიუმის მისაღებად



მისი მეორე იზოტოპი გამოიყენება ატომურ რეაქტორებში. ლითიუმის შემცველი მინა არ აკავებს რენტგენის სხივებს.

მიუხედავად იმისა, რომ Li იშვიათი ელემენტია, მან ძალიან დიდი გამოყენება პოვა ტექნიკის სივადასხვა დარგში, მაგალითად, ბირთვულ ენერგეტიკაში. ლითიუმი და მისი ნაერთები გამოიყენება რაკეტების საწვავად. რადგან ლითიუმი ადვილად იერთებს ქანგბადს, აზოტს, გოგირდს, ამიტომ მას იყენებენ მეტალურგიაში ამ ელემენტების კვალის მოსაცილებლად ლითონებისაგან და მათი შენადნობებიდან. ლითიუმის ჰიდროქსიდი ორჯერ და სამჯერ ახანგრძლივებს ტუტე აკუმულატორების სამსახურის ხანგრძლივობას.

4. ნაერთები. მეტალური ლითიუმის ან ლითიუმის ნიტრიდის 700—800°C-მდე გაცხელებით წყალბადის ნაკადში მიიღება მისი ჰიდრიდი LiH. მშრალ ჰაერში ის მდგრადია, წყალთან ენერგულად შედის რეაქციაში:



ლითიუმის ჰიდრიდი ადვილად ებმება რეაქციაში ქლორთან. ქანგბადთან, ნახშირბადის (IV) ოქსიდთან, გოგირდოვან გაზთან და სხვ.

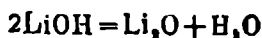
ლითიუმის ოქსიდის (Li₂O) მიღება შეიძლება ლითიუმის წვის დროს ქანგბადში ან მშრალ ჰაერზე, ანდა მისი კარბონატის 800°C-მდე გახურებისას წყალბადის ნაკადში



ლითიუმის ოქსიდი ჰიგროსკოპულია, წყალს ნელა იერთებს, შედეგად მიიღება მისი ჰიდროქსიდი.

ლითიუმის პეროქსიდი (Li₂O₂) მცირე რაოდენობით მიიღება ქანგბადის ნაკადში ლითიუმის დაწვის დროს.

ლითიუმის ჰიდროქსიდი (LiOH) ადვილად შეიძლება მივიღოთ მეტალურ ლითიუმზე ან მის ჰიდრიდზე, ანდა ოქსიდზე წყლის მოქმედებით. მისი წყალხსნარების აორთქლებისას მიიღება LiOH·2H₂O -ის კრისტალების სახით. 500°C-მდე გაცხელებისას ლითიუმის ჰიდროქსიდიდან მიიღება ოქსიდი და წყალი



ლითიუმის ქლორიდი (LiCl) მეტად ჰიგროსკოპული ნივთიერებაა, ადვილად განიხსნება ტენიან ჰაერში, იერთებს ამიაკს და წარმოქმნის მთელ რიგ ნაერთებს: $\text{LiCl} \cdot \text{NH}_3$, $\text{LiCl} \cdot 2\text{NH}_3$ და ა. შ. ლითიუმის ქლორიდი ადვილად შთანთქავს ნახშირბადის (II) ოქსიდს. ამიტომ ის გამოიყენება წყალქვეშა ნაევებსა და კოსმოსურ ხომალდებში ჰაერის რეგენერაციისათვის.

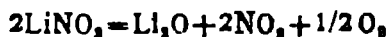
ლითიუმის ამიდი (LiNH_2) და იმიდი (Li_2NH) მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე ამიაკის შოკმედებით ლითიუმზე, ხოლო ნიტრიდის Li_3N მისაღებად მეტალურ ლითიუმს ახურებენ აზოტის ნაკადში. ცხელ წყალში ისინი წარმოქმნიან ჰიდროქსიდს და ამიაკს, მავალითად,



ლითიუმის ოქსიდზე აზოტმჟავას მოქმედებით ადვილად მიიღება ნიტრატი.



ლითიუმის ნიტრატი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, კარგად იხსნება წყალში, სპირტში, თხევად ამიაკში. 600°C -მდე გაცხელებისას იშლება შემდეგი განტოლების მიხედვით



ლითიუმის კარბონატისა და ნახშირის ნარევის გახურებით მიიღება კარბიდი Li_2C_2 , რომელიც ძლიერ აღმდგენს წარმოადგენს. წყალთან წარმოქმნის ჰიდროქსიდს და გამოყოფს აცეტონს



ლითიუმის კარბონატი (Li_2CO_3) ადვილად მიიღება. თუ მისი მარილის ხსნარზე ეიმოქმედებთ კარბონატის ხსნარით



ლითიუმის კარბონატი წყალში მცირედ ხსნადაა, ჰიდროკარბონატი (LiHCO_3) კარგად იხსნება. ამ ნიშნით ის არსებობდა ვანსსუვ-ღება დანარჩენი ტუტე მეტალებისაგან და ემსგავსება ტუტე მიწათა მეტალებს.

ლითიუმის კარბონატი გამოიყენება ლითიუმის სხვა მარილების მისაღებად.

1. ბუნებრივი რესურსები. ნატრიუმი საკმაოდ გავრცელებული ელემენტია მისი შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს 2.64 წონით %-ს. ნატრიუმი გვხვდება სხვადასხვა მინარევების სახით, რომელთაგან ყველაზე მნიშვნელოვანია ნატრიუმის ქლორიდი (გალიტი, ქვამარილი), ნატრიუმი შედის სხვადასხვა მინარევებისა და სილიკატური ტიპის ქანების შედგენილობაში. ქვამარილის მძლავრი საბადოებია სსრკ-ში, პოლონეთში, გერ-ში, ინდოეთში, რუმინეთში და სხვ. ზღვის წყალში ნატრიუმის ქლორიდის შემცველობა აღემატება 2,5%-ს. მას შეიცავს მრავალი მარილიანი ტბა, სადაც ნატრიუმი გვხვდება სოდის, ბორაქსის და გვარჯილის სახით. გვარჯილის დიდი დაგროვებებია ჩილეში, კოლუმბიაში, სსრკ-ში, ეგვიპტეში და სხვ. ჩილეს გვარჯილის წარმოშობის საკითხი არ არის ბოლომდე გარკვეული. ითვლებოდა, რომ ის მცენარეული და ცხოველური წარმოშობის ნივთიერებების დაშლით ბაქტერიების მოქმედების პროდუქტია. უკანასკნელი გამოკვლევების თანახმად, ჩილეს გვარჯილა ვულკანური წარმოშობისაა. ვულკანური ამოფრქვევების დროს დიდი რაოდენობით წარმოიქმნება ამიაკი, რომელიც შეიძლება დაჟანგვის პროცესების შედეგად გვარჯილად გადაიქცეს. ნატრიუმის სულფატს მირაბილიტის სახით $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ დიდძალი რაოდენობით შეიცავს კასპიის ზღვის ყარა-ბოლაზ-პოლის ყურე, სადაც ზაფხულობით წყლის ორთქლების გამო მარილი ილექება ძირზე, ზამთრის თვეებში ხსნადობის შემცირების გამო აგრეთვე ხდება მისი გამოკრისტალება. კრიოლითი Na_2AlF_6 დიდი რაოდენობით მოიპოვება სსრკ-ში, გრენლანდიაში. ნატრიუმის ბუნებრივი კარბონატი $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ და $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{NaHCO}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ წარმოიქმნება ზოგიერთ ტბაში.

ბუნებაში ნატრიუმის ქლორიდის სახესხვაობიდან მეტად საინტერესოა ლურჯი ქვამარილი. ერთხანს ითვლებოდა, რომ მის ლურჯ ფერს განაპირობებს მეტალური ნატრიუმის მეტად უმნიშვნელო მინარევი, რომელიც კოლოიდურ მდგომარეობაშია. მისი რაოდენობა ამდენად მცირეა, რომ არც წყალბადის გამოყოფით და არც ტუტე რეაქციით არ შეიმჩნევა. აღსანიშნავია, რომ NaCl -ის უფრო გამჭვირვალე კრისტალები მეტალური ნატრიუმის ორთქლში გაცხელებისას ლურჯ შეფერალობას იღებს, ხოლო ზედმეტი გაცხელებით კარგავს ლურჯ შეფერალობას. ამჟამად ითვლება, რომ შესაძლოა ლურჯ შე-

¹ ამ ელემენტის სახელწოდება წარმოსდგა არაბული სიტყვიდან „ნატრონ“, ნიშნავს სოდას.

ფერილობას. ამჟამად ითვლება, რომ შესაძლოა ლურჯ შეფერილობას განაპირობებს რადიოაქტიური მინარევები, მაგალითად, ^{40}K რომელიც არგონად გარდაიქმნება. არგონს კი საკმაოდ დიდი რაოდენობით გამოყოფს ქვამარილი.

2. მიღება. მეტალური ნატრიუმში მიიღება გაღობილი ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ან კარბონატის აღდგენით წყალბადის არეში ან ვაკუუმში.

ტექნიკური მიზნებისათვის მეტალური ნატრიუმის მისაღებად გამოიყენება ბუნებრივი ნატრიუმის ქლორიდი, მწვავე ნატრიუმი ან ნატრიუმის კარბონატი.

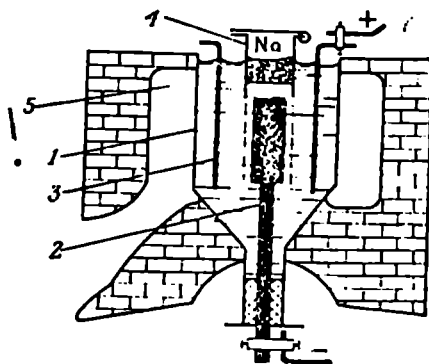
გაღობილი ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ელექტროლიზის დროს კათოდზე მიიღება მეტალური ნატრიუმი და გამოიყოფა წყალბადი, ხოლო ანოდზე — ჟანგბადი. ნალღობის ელექტროლიზი შემდეგი სქემით გამოისახება



ელექტროლიზი $320-350^\circ\text{C}$ -ზე მიმდინარეობს, ამიტომ წარმოქმნილი წყალი თითქმის მთლიანად ორთქლდება. დარჩენილი წყალი ელექტროლიზურად იშლება.

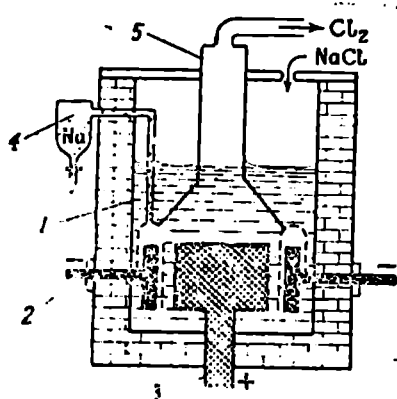
გაღობილი ნატრიუმის ჰიდროქსიდის საელექტროლიზო ხელსაწყო გამოსახულია 1.2 სურათზე. კათოდად გამოყენებულია ნახშირის ელექტროდი ან რკინის ლეროები, ანოდად — ნიკელის ან ისევ რკინის ცილინდრები. კათოდურ და ანოდურ არეს შორის ფო-

ლადის ცილინდრული ბადეა, რომლის ზედა ნაწილში გროვდება მეტალური ნატრიუმი. ბადის დანიშნულებაა არ შიშვას ლითონური ნატრიუმი ანოდურ არეში. ელექტროლიტურ უჯრედს ლუმენში აცხელებენ ელექტროლიზისათვის საჭირო ტემპერატურამდე. ნატრიუმს ინახავენ იმგვარად, რომ გამორიცხული იყოს მისი დაჟანგვა. ჩვეულებრივ, მეტალური ნატრიუმი იმ გზით მიიღება.



ხარ. 1.2. გაღობილი NaOH-ის ხელსაწყო ელექტროლიზით ხელსაწყო.

1 — უჯრედი; 2 — კათოდი; 3 — ანოდი; 4 — მეტალური ნატრიუმის შესაყრები ცილინდრი; 5 — ლუმენი.



სურ. 1. 3. გაღობილი ნატრიუმის ქლორიდის საელექტროლიზო უჯრედი. 1 — უჯრედი; 2 — კათოდი; 3 — ანოდი; 4 — კოლექტორი ნატრიუმისათვის; 5 — ზარი.

ანოდად გამოყენებულია ხელოვნური გრაფიტის ღერო, კათოდად — ფოლადის ცილინდრი. ცილინდრის ზედა ნაწილში გროვდება ქლორი, რომელსაც რკინის ბალონებში ჩაწნეხავენ. კათოდს გარს ერტყმის ფოლადის ბადე, აქ გამოყოფილი გაღობილი მეტალური ნატრიუმი გადადის კოლექტორში. ნატრიუმის ქლორიდი ლღვება 800°C -ზე. ეს ართულებს ნატრიუმის მიღებას NaCl -ის ელექტროლიზით. სხვადასხვა მინარევებით შეიძლება ნატრიუმის ქლორიდის ლღობის ტემპერატურის დაწვევა. გარდა ამისა მაღალ ტემპერატურაზე ნატრიუმის მნიშვნელოვანი ნაწილი იკარგება აორთქლების გამო, ხოლო საელექტროლიზო ხელსაწყო კოროზიის შედეგად მოკლე დროში გამოდის წყობიდან.

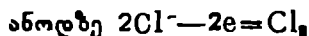
3. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. თავისუფალ მდგომარეობაში ნატრიუმი მოვერცხლისფერო-თეთრი ლითონია. 20°C -ზე მისი სიმკვრივე $0,971 \text{ გ./სმ}^3$ ია, ადვილად ლღობადია $t_{\text{ღ}} = 97,7^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{დ}} = 883^{\circ}\text{C}$. მეტალური ნატრიუმი იმდენად რბილია, რომ ადვილად იჭრება დანით.

ნატრიუმს ორთქლი წყალბადის არეში იისფერია, ეთერში გახსნისას მიიღება წითელი ხსნარი, თხევად ამიაკში გახსნის შედეგად კი — ლურჯი ფერის კარგი ელექტროვამტარი ლითხე.

ნატრიუმის ქლორიდის ნალღობის ელექტროლიზის დროს კათოდზე გამოიყოფა მეტალური ნატრიუმი, ანოდზე — ქლორი (სურ. 1.3) გაღობილი ნატრიუმის ქლორიდი მთლიანად დაშლილი იონებად:



მისი ელექტროლიზის სქემა შემდეგი რეაქციებით გამოისახება



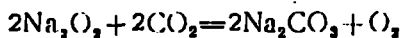
გაღობილი ნატრიუმის ქლორიდის ელექტროლიზს ატარებენ ფოლადის საელექტროლიზო უჯრედში, რომელიც მოპირკეთებულია თბოგამძლე აკურით

მეტალური ნატრიუმი კარგად იხსნება ვერცხლისწყალში, რომელთანაც წარმოქმნილ ამალგამებს (NaHg_4 , NaHg_3 , NaHg , Na_2Hg , Na_3Hg_2) ეწოდება ინტერმეტალური შენადნობები. ნატრიუმის ამალგამების მოხმარება აღდგენის მიზნებისათვის ორგანულ ქიმიასში უფრო ადვილია და მოხერხებულა, ვიდრე სუფთა მეტალისა.

მეტალური ნატრიუმი დიდ აქტიურობას იჩენს განსაკუთრებით ჟანგბადის, ჰალოგენების, გოგირდის, ფოსფორის, დარიშხანის და მრავალი სხვა ელემენტის მიმართ.

ჰაერზე ნატრიუმი ჟანგბადის, წყლის ორთქლის და ნახშირბადის (IV) ოქსიდის მოქმედებით იფარება თეთრი ქერქით, რომელიც შეიცავს ოქსიდს, ჰიდროქსიდს და კარბონატებს. ჰაერზე ადვილჟანგვადობის გამო მას ინახავენ ქილებში ნავთის ფენის ქვეშ. მეტალური ნატრიუმი შეიძლება ჰაერზე გაცხელებით აალების გარეშე გავადნოთ კდეც. ამით ნატრიუმი განსხვავდება კალიუმისა და მისი ანალოგებისაგან, რომლებიც ასეთ პირობებში ადვილად თვითააღდებიან. ჟანგბადის არეში ნატრიუმი ოთახის ტემპერატურაზე იჟანგება, რის შედეგად წარმოქმნება ოქსიდების ნარევი Na_2O და Na_2O_2 . მაგრამ თუ მას ადუღებამდე გავაცხელებთ ნატრიუმი ააღდება და მიიღება მხოლოდ პეროქსიდი Na_2O_2 .

ჰ. გამოყენება. ნატრიუმი დიდ გამოყენებას პოულობს ზოგიერთი მეტალის მიღებისას როგორც აღმდგენი. ისეთი ნაერთების მიღებისას როგორცაა Na_2O_2 , Na_2O , Na_2CH , NaNH_2 , NaPb , NaHg , NaK , გამოყენება ფოტოელემენტების მოსამზადებლად. კატალიზატორად კაუჩუკის სინთეზის დროს. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{O}_2$ გამოიყენება ჰაერის რეგენერაციისათვის წყალქვეშა ნაევებში, კოსმოსურ ხომალდებში. ადამიანების მიერ ამოსუნთქული ნახშირბადის (IV) ოქსიდის შთანთქმა ნატრიუმის და კალიუმის პეროქსიდით დაკავშირებულია ჟანგბადის გამოყოფასთან



რომლითაც ხდება ჟანგბადის მარაგის შევსება ჰაერში.

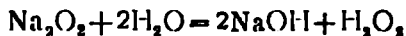
ნატრიუმისა და კალიუმის შენადნობები გამოიყენება რეაქტორებში როგორც სითბოგადამტანი ნივთიერება. ნატრიუმის შენადნობი ტყვიასთან გამოიყენება საკისრების ჩამოსასხმელად.

ნატრიუმი ადვილად იხსნება ვერცხლისწყალში. მისი მცირე შემცველობისას ამალგამა თხევადია, დიდი რაოდენობით შემცველი ამალგამა მყარია.

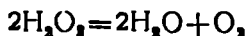
ნ. ნაერთები. ნატრიუმის პეროქსიდი (Na_2O_2) მი-
 რება მეტალური ნატრიუმის დაწვისას. ის მკრთალი ყვითელი ფე-
 რის ფხვნილია. ორგანულ ნივთიერებებთან შეხებისას (ბამბა, თივა,
 ნახშირი, სპირტი, ეთერი) იმდენად მძაფრად შედის რეაქციაში, რომ
 შესაძლოა აფეთქება. ასევე ენერგიულად მოქმედებს ალუმინის და
 მაგნიუმის ფხვნილთან. ნახშირბადის (II) ოქსიდთან წარმოქმნის კარ-
 ბონატს



წყალში გახსნისას ნატრიუმის პეროქსიდი შემდეგი განტოლების
 მიხედვით იშლება:

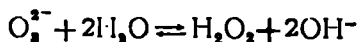


ამ დროს დიდძალი სითბო გამოიყოფა. ტუტე არეში, განსაკუთრე-
 ბით გაცხელებისას წყალბადის პეროქსიდი ადვილად იშლება

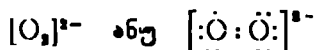


ამიტომ ნატრიუმის პეროქსიდზე წყლის მოქმედებისას საჭიროა ამ
 რეაქციის ცივად ჩატარება.

პეროქსიდები საერთოდ განიხილება, როგორც ძალიან სუსტი
 მჟავას. წყალბადის პეროქსიდის მარილები. ამ თვალსაზრისით ნატ-
 რიუმის პეროქსიდისა და წყლის მოქმედება წარმოადგენს სუსტი
 მჟავას და ძლიერი ფუძისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზს



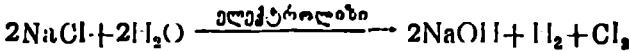
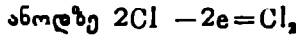
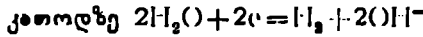
როგორც ზემოთ იყო აღნიშნული. პეროქსიდები შეიცავენ იონს



ნატრიუმის ჰიდროქსიდი — NaOH (მწვავე ნატ-
 რი, კაუსტიკური სოდა) წარმოადგენს მყარ თეთრ, ძლი-
 ერ პიგროსკოპულ ნივთიერებას. რადგან ის მწვავე მოქმედებას ახ-
 დენს კანზე, ტყავზე, ქსოვილებზე, ხესა და მთელ რიგ ორგანულ ნივ-
 თიერებებზე. ამიტომ მას და საერთოდ ტუტე მეტალების ჰიდროქსი-
 დებს მწვავე ტუტეები ეწოდა. ხოლო კერძოდ NaOH -ს —
 მწვავე ნატრი.

ამჟამად ნატრიუმის ჰიდროქსიდს ნატრიუმის ქლორიდის ნაჭერი
 წყალხსნარის ელექტროლიზით ღებულობენ. ნატრიუმის ქლორიდის

წყალხსნარის ელექტროლიზი შეიძლება გამოესახოს შემდეგი რეაქციებით (სურ. 1. 4).



ფოლადის ან სხვა მასალიდან მომზადებულ კათოდზე აღდგება წყალბადიონები და წყლის მოლეკულები (მათი განმუხტვის პოტენციალი უფრო დაბალია, ვიდრე ნატრიუმ-იონისა). შედეგად აქ დაგროვდება ჰიდროქსილ-იონები, რომლებიც კათოდურ სივრცეში ნატრიუმ-იონებთან წარმოქმნიან ნატრიუმის ტუტეს.

აღსანიშნავია, რომ წყალბად-იონების განმუხტვა ვერცხლისწყლის კათოდზე ზედმეტ ძაბვას მოითხოვს. ამ ზეძაბვის გამო ნატრიუმის იონები ვერცხლისწყლის კათოდზე უფრო ადვილად განიმუხტება, ვიდრე წყალბადი. გამოყოფილი ნატრიუმი გაიხსნება ვერცხლისწყალში და წარმოქმნის თხევად ამალგამას (NaHg), რომელზედაც წყლის მოქმედებით ადვილად მიიღება ნატრიუმის ტუტე.

აირადი ქლორი გამოიყოფა გრაფიტის ანოდზე.

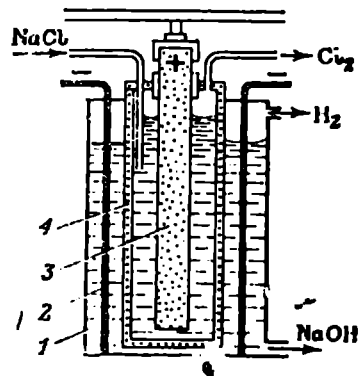
ელექტროლიტური უჯრედის აგებისას საჭიროა იმის გათვალისწინება, რომ ქლორმა არ შეაღწიოს ტუტეში, რადგან მოსალოდნელია შემდეგი არასასურველი რეაქციები



რადგან ელექტროლიზის დროს ყოველთვის გამოიყოფა ჯოჯოხეთის სითბო, რის შედეგადაც ხსნარი გაცხელდება, მას მოჰყვება მომდევნო რეაქცია

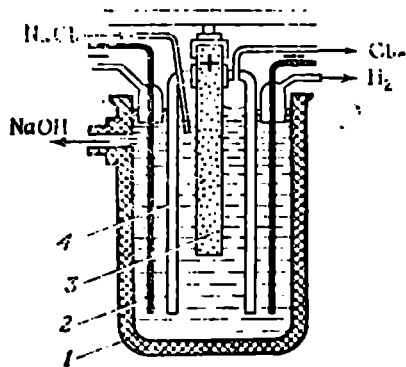


ამიტომაც კათოდური და ანოდური სივრცეები იზოლირებული უნდა იყოს ან დიაფრაგმით ან მინის (კერამიკის) ზარით, რომელიც უფროდ იზმარება ტექნიკაში. ამ უჯრედში კათოდური და ანოდური სივრცეები განცალკევებულია ფორებიანი დიაფრაგმით, რომელიც არ აბრკოლებს დენის გავლას, მაგრამ ამავე დროს გამორი-



სურ. 1. 4. დიაფრაგმული საელექტროლიზო უჯრედი.

1 — უჯრედი; 2 — კათოდი; 3 — ანოდი; 4 — დიაფრაგმა.



სურ. 1. 5. ზარიანი საელექტროლიტო უჯრედი.
1 — უჯრედი; 2 — კათოდი; 3 — ანოდი; 4 — ზარი.

რიდის ხსნარი, ხოლო კათოდური სივრციდან გამოშვებული ხსნარი წარმოადგენს ნატრიუმის ტუტისა და ნატრიუმის ქლორიდის ნარევეს.

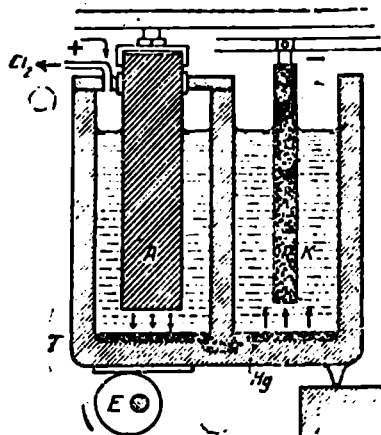
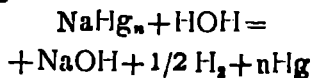
ზარის მეთოდში კათოდური და ანოდური სივრცეები განცალკევებულია მინის ან კერამიკის ზარის მეშვეობით (სურ. 1. 5). ანოდად გამოყენებულია გრაფიტი, კათოდად — ფოლადის თუნუქი. კერამიკიდან მოშადლებულ უჯრედს ავსებენ მარილის ნაჭერი ხსნარით: ელექტროლიზის შედეგად მიღებული ტუტის ხსნარი მეტი სიმკვრივის გამო დაბლა ეშვება, მარილის ხსნარის ნაკადი, რომელსაც უწყვეტად უშვებენ უჯრედში. აიძულებს ტუტის ხსნარს გამოვიდეს სურათზე ნაჩვენები ისრის მიმართულებით. ამ გზით მიღებული ტუტე ჯოველთვის შეიცავს მარილს. სამაგიეროდ აირადი ქლორი სუფთაა.

ტუტე მეტალები ადვილად წარმოქმნიან ვერცხლისწყალთან ამაღამებს. ამაზეა აგებული ტუტე მეტალების ელექტროლიზური გამოყოფა მათი მარილების ხსნარებიდან ამაღამის სახით.

ტუტეების მიღება ვერცხლისწყლის გამოყენებისას აგებულია იმაზე, რომ ტუტე მეტალების ვერცხლისწყალზე გამოყოფის პოტენცილები ამაღამის წარმოქმნის გამო დაბალი ხდება, ზეძაბვის გამო კი წყალბადის ვერცხლისწყალზე გამოყოფის პოტენციალი მაღალი ხდება. ამიტომ ტუტე მეტალების კონცენტრირებული ხსნარების ელექტროლიზის დროს ვერცხლისწყალზე განიმუხტება არა წყალბადი, არამედ ტუტე მეტალის იონები. ამ პროცესის დროს წარმოიქმნება ამაღამა. ამაღამა წარმოიქმნება საელექტროლიზო უჯრედის მარცხენა კამერაში (სურ. 1. 6), სადაც დენის მიმართულება სამი ის-

ცხავს ხსნარების ურთიერთშელწევას. ფორებიანი დიფრაგმა მზადდება ცემენტოდან ან აზბესტის ქსოვილიდან. კათოდის როლს ასრულებს რკინის ბადე, რომელზედაც გამოყოფილი წყალბადი მთლიანად გადადის გაზსაცავში, ხოლო გრაფიტის ანოდზე გამოყოფილ ქლორს გამოშრობის შემდეგ ჩაწნებავენ რკინის ბალონებში. ელექტროლიზის დროს წარმოქმნილ ტუტის ხსნარს, რომელიც დიდი სიმკვრივის გაზო დაბლა ეშვება, ქვედა მალიდან გამოუშვებენ. ანოდურ სივრცეში შეჰყავთ ნატრიუმის ქლო-

რითაა გაშოსახული. A გრაფიტის ანოდა, აბაზანის ფსკერზე ვერცხლისწყლის კათოდა. ექსცენტრული ბრუნვის დროს (2) რგოლი არხებს მთელ უჯრედს, რის შედეგადაც ამაღლება გადადის უჯრედის მარჯვენა ნაწილში, სადაც განლაგებულია რკინის K კათოდა. ვერცხლისწყალში გახსნილი ტუტე მეტალი რეაქციაში შედის წყალთან. ამ ხელსაწყოში, სადაც ნატრიუმის ამაღლება იწარმოება, მიდის შემდეგი რეაქცია

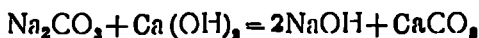


სურ. 1.6. ვერცხლისწყლის მეთოდი.

გამოყოფილი ვერცხლისწყალი ბრუნდება საელექტროლიზო უჯრედში და მონაწილეობს ამ წრიულ პროცესში.

აღწერილი გზით მიღებული ტუტე გამოირჩევა თავისი დიდი სისუფთავით და მაღალი კონცენტრაციით. წარმოებაში დანერგილია ტუტეების მიღების ვერცხლისწყლის მეთოდის სხვადასხვა ვარიანტი.

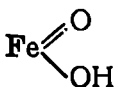
ნატრიუმის ტუტის ერთ-ერთი საწარმოო მეთოდით კალციუმის ჰიდროქსიდით (კირბძე. $\text{Ca}(\text{OH})_2$) მოქმედებენ ნატრიუმის კარბონატის გამთბარ ხსნარზე



მიღებული ნატრიუმის ტუტის ხსნარს აცხელებენ ფოლადის ან ნიკელის ჭურჭელში, ვიდრე მთლიანად არ მოშორდება წყალი. გამდნარ NaOH -ს ჩამოასხამენ ღერობის ან ტაბლეტების სახით, რომლებსაც ჰერმეტიკულად დახურულ ჭურჭელში ინახავენ. ამ რეაქციას „კაუსტიფიკაცია“ ეწოდება.

სოდის და რკინის (III) ოქსიდის ნარევის $1000-1200^\circ\text{C}$ -მდე შეღებვისას და ნალღობის შემდგომი წყლით დამუშავებისას მიიღება ნატრიუმის ტუტე ლეეიგის მეთოდით.

პროცესის პირველი საფეხურის შედეგად მიიღება ნატრიუმის ფერიტი, NaFeO_2 . ეს ნაერთი ალუმინატების შედეგად წარმოქმნის

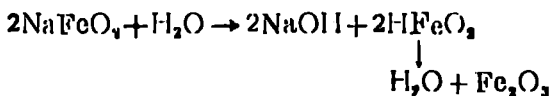


-ს, რომელიც ძლიერ ტუტეებთან ან მათ კარბონატებთან

შეღობისას მჟავას როლს ასრულებს და წარმოქმნის მარილს — ფერიტებს

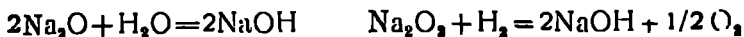
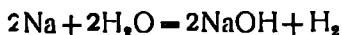


როგორც მეტად სუსტი მჟავას და ძლიერი ფუძის მარილი, ნატრიუმის ფერიტი წყლის მოქმედებით ჰიდროლიზურად იშლება, შედეგად მიიღება ნატრიუმის ტუტე, ხოლო წარმოქმნილი მჟავა დაიშლება ანჰიდრიდად Fe_2O_3 და წყლად:



ამ რეაქციის შედეგად წარმოქმნილი რკინის (III) ოქსიდი უბრუნდება წარმოებას.

ნატრიუმის ტუტის მიღების ლაბორატორიული მეთოდებია მეტალური ნატრიუმის ან ნატრიუმის ოქსიდის, ანდა ნატრიუმის პეროქსიდის წყალთან ურთიერთქმედება



ამ გზით ქიმიურად სუფთა NaOH -ის მიღება შეიძლება.

ნატრიუმის პეროქსიდი — თეთრი, კრისტალური, ჰიგროსკოპული ნივთიერებაა, ლღვება 318°C -ზე. გავარდარებისას NaOH ქლორდება დაუშლელად. კარგად იხსნება წყალში, სპირტში. მისი წყალხსნარი ძლიერი ტუტეა.

მწვავე ტუტეები არ შეიძლება გავალდოთ მინის ან ფაიფურის ჭურჭელში. რადგან იწვევს მათ დაშლას. არ შეიძლება მათი შეღობვა პლატინის ჭურჭელში ჰაერის მიწოდებისას, რადგან იგი პლატინის ჭურჭელსაც შლის. მათი უვნებლად გაღობვა შეიძლება რკინის, ნიკელის ან ვერცხლის ჭურჭელში. ნატრიუმის ქლორიდი არის ის ნედლეული, რომლისგანაც ამზადებენ ნატრიუმის ნაერთებს.

მწვავე ნატრიუმი ძირითადი ქიმიური მრეწველობის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი პროდუქტია. ის დიდი რაოდენობით გამოიყენება ნავთობის მრეწველობაში. აბრეშუმის, ქაღალდის, ტყავის წარმოებაში, საფეიქრო მრეწველობასა და სხვ.

ნატრიუმის კარბონატი. უწყლო, კალციანირებული სოდა (Na_2CO_3) თეთრი ფხვნილია. ადვილად იხსნება წყალში, ჰიდრატების წარმოქმნის გამო დიდი რაოდენობით გამოყოფს სითბოს. კრისტალჰიდრატებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

ის ადვილად გამოკრისტალდება სოდის წყალსნარებიდან თუ ხსნარის ტემპერატურას 32 გრადუსამდე დაბლა დაეწევთ. 32—35 გრადუსის ინტერვალში მდგრადია ჰექტაჰიდრატი $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. სოდა გვხვდება ჰიდროკარბონატთან ერთად ჩრდილოეთი ამერიკის და აფრიკის აღმოსავლეთის ზოგიერთ ტბაში. ნატრიუმის ჰიდროკარბონატს შეიცავს ზოგიერთი მინერალური წყალი (ბორჯომი, ნაბეღლაეი, კარლოვი-ვარი, ვიში და სხვ.). ძველად ტბებიდან მიღებულ სოდის სხვადასხვა სახელწოდებას აძლევდნენ, მაგალითად, ტრონა, ნეტერი. ნიტრონი, ნიტრიუმი, ხოლო ალქიმიკოსებმა მას „ნატრონი“ უწოდეს. XVIII საუკუნემდე სოდას მცენარეთა ნაცრიდან და სხვა ბუნებრივი წყაროებიდან ღებულობდნენ.

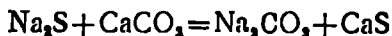
გაზრდილმა საჭიროებამ განაპირობა სოდის მომზადების საწარმოო მეთოდის შემუშავება. ამ გარემოებამ აიძულა საფრანგეთის მეცნიერებთა აკადემია გამოეცხადებინა დიდი ფულადი პრემია სოდის მომზადების საუკეთესო მეთოდის შემუშავებისათვის. 1791 წელს ლეზლანმა შემუშავა სოდის მიღების მეთოდი, რომელიც მის სახელს ატარებს. სოდის მისაღებად საჭიროა ნატრიუმის ქლორიდი, გოგირდმჟავა, ნახშირი და კალციუმის კარბონატი. თავდაპირველად ნატრიუმის ქლორიდზე გოგირდმჟავას მოქმედებით ღებულობდნენ ნატრიუმის სულფატს



იმ ხანებში ქლორწყალბადს ჰაერში უშვებდნენ, რაც მანველ მოქმედებდა გარემოზე. მიღებული ნატრიუმის სულფატს აურევდნენ ნახშირს და კირქვასთან ერთად გაახურებდნენ 840°C -მდე ტემპერატურისას ნახშირი სულფატს ალადგენს სულფიდად



ნატრიუმის სულფიდისა და კირქვის ურთიერთქმედებით მიიღება კალციუმის სულფიდი და სოდა

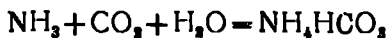


მიღებულ შენადნობს დაამუშავებდნენ წყლით ნატრიუმის კარბონატის გასახსნელად. რადგან კირქვას ჰარბად იღებდნენ, გარდა ნატრიუმის კარბონატისა, რეაქციაში შეუსვლელი ნახშირისა და კალციუმის სულფიდისა, შენადნობი შეიცავდა კირს, რომელიც ხელს უშლის კალციუმის სულფიდის ჰიდროლიზს, ან მის გარდაქმნას ჰიდროსულფიდად $\text{Ca}(\text{HS})_2$. ნატრიუმის კარბონატის ამოკრების შემდეგ ზედმეტ წყალს აორთქლებით მოაშორებენ, ხსნარს აორთქლებით

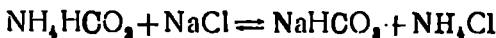
შეასკელებენ გამოკრისტალების დაწყებამდე. ტემპერატურის 32 გრადუსამდე დაწვეისას მიიღება დეკაჰიდრატი $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

ლ ე ბ ლ ა ნ ი ს მეთოდის გამოყენება დაკავშირებულია თანაპროდუქტების დაგროვებასთან. რომლებსაც იმ ხანებში არათუ არავითარი გამოყენება არ ჰქონდა, არამედ ზიანსაც კი აყენებდა გარემო არეს.

ლ ე ბ ლ ა ნ ი ს მეთოდის გამოყენება დაკავშირებულია თანაპროდუქტებთან. რომელიც შეიმუშავა სოლვემ. ამჟამად ლ ე ბ ლ ა ნ ი ს მეთოდს აღარაეინ იყენებს, მით უფრო, რომ ლებლანის მეთოდით მიღებული სოდა 8%-მდე მინარევეებს შეიცავდა. სოლვემ გამოიყენა ქვანახშირის მშრალი გამოსდით მიღებული ამიაკი. სოლვეს მეთოდით სოდის მიღებისათვის ამოსავალი ნივთიერებაა ნატრიუმის ქლორიდის წყალხსნარი, რომელშიც წნევის ქვეშ გახსნიან ამიაკს და ნახშირბადის (IV) ოქსიდს, რის შედეგადაც ხსნარში ამონიუმის ჰიდროკარბონატი წარმოიქმნება



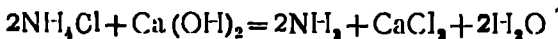
ამონიუმის ჰიდროკარბონატსა და ნატრიუმის ქლორიდს შორის დამყარდება ქიმიური წონასწორობა, რის შედეგადაც ამ ოთხი მარაგლიდან შედარებით ნაკლები ხსნადობის გამო დაილეკება ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი და წინასწორობა მარჯვენა მხარეს გადაიხრება



ეს რეაქცია ბოლომდე არ მიმდინარეობს, რადგან ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი რამდენადმე მაინც იხსნება ამ ნარევეში. გაფილტვრის შემდეგ ნატრიუმის ჰიდროკარბონატს გაახურებენ და მიიღებენ სოდას



წარმოქმნილ ამონიუმის ქლორიდზე კირის მოქმედებით მიიღებენ წარმოებისათვის საჭირო ამიაკს



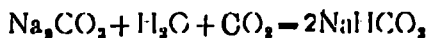
გათავისუფლებულ ნახშირორჟანგს და ამიაკს კვლავ დაუბრუნებენ წარმოებას.

კალცინირებული სოდა თეთრი ჰიგროსკოპული ფხვნილია, დაუშლელად ღვება 851°C-ზე, წყალში კარგად იხსნება, სპირტში მცირედ. ნატრიუმის კარბონატის წყალხსნარს ჰიდროლიზის გამო აქვს ტუტე რეაქცია



ნატრიუმის კარბონატმა ფართო გამოყენება პოვა კერამიკის, მი-
ნის, ცემენტის წარმოებაში, მინანქრის, საპნის, სელოვანური ქსოვი-
ლების და სხვათა მოსამზადებლად. ნატრიუმის კარბონატიდან მზად-
დება სხვა მეთალების კარბონატები. ნატრიუმის ტუტე და სხე.

ნ ა ტ რ ი უ მ ი ს ჰ ი დ რ ო კ ა რ ბ ო ნ ა ტ ი ს (NaHCO_3) მისა-
ღებად სოდის ხსნარში ჩაწნხავენ ნაწირბადის(IV) ოქსიდს. მიღებუ-
ლი ნატრიუმის ჰიდროკარბონატის შედარებით მცირე ხსნადობის გამო
გამოკრისტალდება ხსნარიდან



0°C-ზე 100 გ წყალში იხსნება 7 გ NaHCO_3 20°C—10 გ და
40°C-ზე—1,3 გ. მის წყალხსნარებს აქვს ნეიტრალური რეაქცია.
ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი გამოიყენება მედიცინასა და კვების
მრეწველობაში.

ნ ა ტ რ ი უ მ ი ს ფ ტ ო რ ი დ ი (NaF) მრავალი გზით მიიღება.
მთავარი გზებია ნატრიუმის ტუტეზე ან კარბონატზე ფტორწყალბად-
მეჯავას მოქმედება



ან ფლუორიტის (CaF_2) შეღობა სოდასთან



მიიღება აგრეთვე კრიოლითისა და ნატრიუმის ტუტის შეღობით



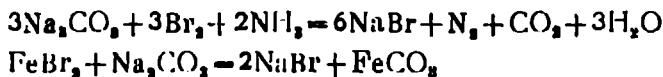
ნატრიუმის ფტორიდი წარმოქმნის უფერო კუბურ ან ტეტრაედრულ
კრისტალებს, ლღება 993°C-ზე, წყალში ან სპირტში მცირედ. ხსნა-
ლია. მასზე გოგირდმეჯავას მოქმედებისას მიიღება აირადი ფტორ-
წყალბადი. ნატრიუმის ფტორიდს იყენებენ ხის მერქნის გასაჟღინ-
თავად, კრიოლითის მოსამზადებლად. მეჯვე მარილი (NaHF_2) უფე-
რო კრისტალებია.

ნატრიუმის ქლორიდი (ჰალიდი, სუფრის მარილი), NaCl ნატ-
რიუმის ყველაზე მეტად გავრცელებული ნაერთია.

ქიმიურად სუფთა ნატრიუმის ქლორიდის მისაღებად მის ნაჯერ
ხსნარში გაატარებენ აირად ქლორწყალბადს. რადგან ამ დროს იზრ-
დება ქლორიონების კონცენტრაცია, შემცირდება ნატრიუმის ქლო-
რიდის ხსნადობა. გამოკრისტალბულ NaCl -ს გააღლობენ პლატი-
ნის ჯამში. ამგვარად მომზადებული NaCl გამოიყენება ტიტრირანი
ხსნარის მოსამზადებლად.

NaCl-ის კრისტალურ მესერში ჰაღრაკის დაფის წესის მიხედვით კვანძებში მიმდევრულად განლაგებულია Na^+ და Cl^- -ის იონები.

ნატრიუმის ბრომიდი (NaBr) მიიღება ნატრიუმის კარბონატის ამოკურ ხსნარზე ბრომის მოქმედებით ან ბრომიანი რკინის ხსნარის ნატრიუმის კარბონატით დამუშავებისას, ან სხვა გზითაც

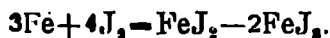


ნატრიუმის ბრომიდი თეთრი, წყალში კარგად ხსნადი კრისტალური ნივთიერებაა. გამოიყენება მედიცინაში.

ნატრიუმის იოდიდის (NaI) მიღების მოხერხებული მეთოდია Fe_2J_6 -ის ხსნარზე ნატრიუმის კარბონატით მოქმედება

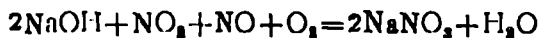
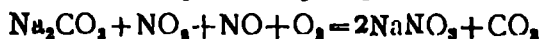


Fe_2J_6 კი ადვილად მიიღება, თუ რკინის ფხვნილზე ელემენტარული იოდით ვიმოქმედებთ



ნატრიუმის იოდიდი თეთრი, წყალში და სპირტში კარგად ხსნადი კრისტალური ნივთიერებაა.

ნატრიუმის ნიტრატი (ჩილეს გვარჯილა) — NaNO_3 , გვხვდება ბუნებაში ნატრიუმის იოდატთან, სულფატთან და ქლორატთან ერთად. ნატრიუმის ნიტრატი მრავალი სხვადასხვა გზით შეიძლება მივიღოთ. ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ან კარბონატის აზოტმჟავათი დამუშავებისას, ან აზოტის ოქსიდების ნარევისა და ჰაერის ნატრიუმის ტუტის ხსნარში გატარებით და სხვ.

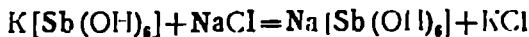


ნატრიუმის ნიტრატი თეთრი, წყალში ადვილად ხსნადი კრისტალური ნივთიერებაა. ჰიგროსკოპულობის გამო დენტის მოსამზადებლად არ გამოიყენება. იყენებენ მას კვების მრეწველობაში, ძირითადად კი სოფლის მეურნეობაში ნიადაგის გასანოყიერებლად.

6. ნატრიუმის სხვა მარილები. ნატრიუმი მარილებს წარმოქმნის ყველა ცნობილ მჟავებთან. მათი მიღება, თვისებები და გამოყენება განხილულია სათანადო მჟავებთან, აქ კი მოვიტანთ ზოგიერთ მათ სა-

ხელწოდებას. NaClO — ნატრიუმის ჰიპოქლორიტი, NaClO_2 — ნატრიუმის ქლორატი, Na_2S — ნატრიუმის სულფიდი, Na_2SC_2 — ნატრიუმის სულფიტი, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — ნატრიუმის სულფატი (მირაბილიტი), $\text{NaHSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — ნატრიუმის ჰიდროსულფატი. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ — ნატრიუმის პერსულფატი, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$ — ნატრიუმის თიოსულფატი, Na_3N — ნატრიუმის ნიტრიდი, NaNNO_2 — ნატრიუმის ნიტრიტი, NaNH_2 — ნატრიუმის ამიდი, $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — ნატრიუმის ორთოფოსფატი, $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — ნატრიუმის ჰიდროფოსფატი, $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — ნატრიუმის დიჰიდროფოსფატი, NaPO_3 — ნატრიუმის მეტაფოსფატი, $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ — ნატრიუმის პიროფოსფატი, NaCN — ნატრიუმის ციანიდი, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ — ნატრიუმის ტეტრაბორატი.

ნატრიუმის მარილებიდან აღვნიშნავთ მკირედსხნად მარილს, რომელიც ანალიზურ ქიმიასში გამოიყენება. ეს არის ნატრიუმის ჰექსაჰიდროქსიანიმონატი $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$, მიიღება თუ კალიუმის ჰიდროქსიანიმონატის ხსნარზე ვიმოქმედებთ ნატრიუმის მარილით:



ამ რეაქციით განსაზღვრავენ ნატრიუმს. ამას გარდა, ნატრიუმის უხსნადი მარილია $\text{NaZn}[(\text{UO}_2)(\text{Cl}_2\text{COO})_3]_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ნატრიუმის და თუთიის შერეული ურანილაცეტატი.

1. 2. 8. კალიუმი — K

1. გავრცელება ბუნებაში. სახელწოდება „კალიუმი“ წარმოსდგა არაბული სიტყვიდან — „ალ-კალიუნ“, ნიშნავს — რაც მცენარეულობის დაწვის შედეგად მიიღება.

დიდი ქიმიური აქტიურობის გამო ბუნებაში კალიუმი თავისუფალი სახით არ გვხვდება. მისი ნაერთები (სულფატები, ორმაგი მარილები, ქლორიდები, სილიკატები) საკმაოდ გავრცელებულია ბუნებაში. ღეღამიწის ქერქში კალიუმის შემცველობა შეადგენს 2-10 წონით %-ს. მისი უმნიშვნელოვანესი მინერალებია:

სილიცი (კალიუმის ქლორიდი) — KCl , მინარევების სახით შეიცავს რუბიდიუმის ქლორიდს, რკინის (III) ოქსიდს და სხვ. სილიციის მდგრადი საბადოებია სსრკ-ში. პოლონეთში, ესპანეთსა და სხვ. კალიუმის ქლორიდი უფრო კრისტალებია, ზღვის წყალში მისი შემ-

ცვლობა უფრო მცირეა, ვიდრე ნატრიუმის ქლორიდისა. ამის ერთ-ერთი მიზეზია ის, რომ კალიუმის ქლორიდის მომხმარებელია ზღვის ცხოველები და წყალმცენარეები.

კარნალიტი ($KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$) მინარევების სახით შეიცავს ლითიუმის, რუბიდიუმის, ცეზიუმის, თალიუმის იზომორფულ მარილებს, $NaCl$, KCl , თიხას და სხვ. მისი საბადოები მოიპოვება რუსეთში, ფერ-ში, საფრანგეთსა და სხვ.

კაინიტი, $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$, კრისტალური ნივთიერებაა.

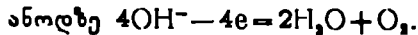
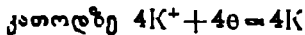
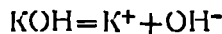
ალუმინის შაბი, $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, უფრო კრისტალურია

ალუნიტი, $KAl(SO_4)_2 \cdot 2Al(OH)_3$, თეთრი კრისტალური ნივთიერება.

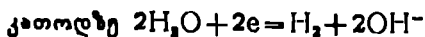
ქმირად შეფერილია მინარევების გამო. გამოიყენება როგორც ნედლეული ალუმინის მისაღებად.

2. მიღება. მეტალურ კალიუმს ღებულობენ გაღობილი კალიუმის ქლორიდის ან კალიუმის ჰიდროქსიდის ელექტროლიზით ანდა სხვადასხვა აღმდგენლების მეშვეობით გაცხელებისას. საწარმოო ბიზნესისათვის გამოიყენება სილვინი, ბუნებრივი კალიუმის ქლორიდი ან ლებლანის მეთოდით მიღებული პოტაში (K_2CO_3).

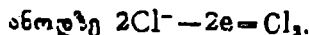
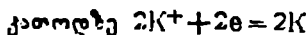
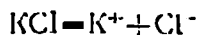
გაღობილი კალიუმის ჰიდროქსიდის ელექტროლიზის დროს მიმდინარე ელექტროდული პროცესები შეიძლება შემდეგი რეაქციებით გამოვსახოთ



მაღალ ტემპერატურაზე წყლის მეტი წილი ორთქლდება, საელექტროლიზო სისტემაში დარჩენილი წყალი ელექტროლიზის პროცესში დაიშლება

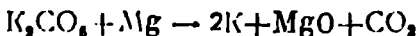
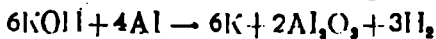
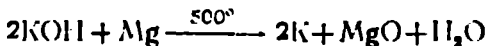
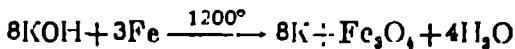


რადგან კალიუმი მეტად აქტიურია, განსაკუთრებით მაღალ ტემპერატურებზე, ამიტომ ელექტროლიზს ჰაერის მიუწვდომლად აწარმოებენ ისევე, როგორც მეტალური ნატრიუმის მიღებისას. გაღობილი კალიუმის ქლორიდიდან ელექტროლიზური გზით კალიუმს ღებულობენ ისეთივე ხელსაწყოში, როგორსაც იყენებენ $NaCl$ -ის ნაღობის ელექტროლიზისათვის. ელექტროდური პროცესები აქაც ისეთივეა, როგორც ნატრიუმის ქლორიდის შემთხვევაში:



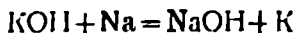
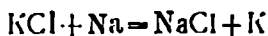
აღსანიშნავია, რომ ელექტროლიზის დროს მაღალ ტემპერატურაზე აორთქლების გამო, კალიუმის მნიშვნელოვანი რაოდენობა იკარგება.

მეტალური კალიუმი შეიძლება სხვადასხვა აღმდგენის მეშვეობით მივიღოთ, მაგალითად, რკინით, მაგნიუმით. ალუმინით, ნახშირით. კალიუმით



აღდგენას აწარმოებენ ფოლადის ქურქელში. კალიუმის ორთქლი კონდენსირდება მინის ან სპილენძის ქურქელში ვაზელინის ზეთის ქვეშ. ამ მეთოდების გამოყენება დაკავშირებულია დიდძალი ენერჯის ხარჯთან, ამიტომ წარმოებაში არ გამოიყენება.

კალიუმის მიღების ერთ-ერთი თანამედროვე საწარმოო მეთოდი აგებულია შემდეგ რეაქციებზე: კალიუმის ქლორიდის ან ნატრიუმის პიდროქსიდის ნალღობში გაატარებენ ნატრიუმის ორთქლს



გამოყოფილი კალიუმის ორთქლის კონდენსაციით ღებულობენ მეტალურ კალიუმს.

სუფთა მეტალური კალიუმი ადვილად მიიღება ტექნიკური კალიუმის გამოხდით ვაკუუმში 360°C -ზე. კალიუმის ორთქლი კონდენსირდება ვაზელინის ზეთში, რომელსაც ამ პროცესის დროს აცივებენ.

ვ. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. კალიუმი გარეგნულად და საერთოდ ფიზიკური და ქიმიური თვისებებით მეტად ემსგავსება ნატრიუმს, რომლისგანაც მეტი ქიმიური აქტიურობით განსხვავდება. იგი მრეკრცხლისფრო მეტალია. თხელ ფენაში ცისფერია. კალიუმი მსუბუქი, რბილი, პლასტიკური, ადვილად წელვადი და ადვილადღობადი (ლღვება $63,5^\circ\text{C}$, დუღს 776°C -ზე) მეტალია. მისი გაღობა შეიძლება ვაკუუმში ან წყალბადის ინერტული გაზის არეში. პაერზე გათბობისას გაღობამდე თვითააღდება. ამიაკში ვახსნავს მიიღება ცისფერი კოლოიდური ხსნარი, რომელსაც ელექტროლიტებს შორის ყველაზე დიდი ელექტროვანიტარობა აქვს. კალიუმის იზოტოპი ^{39}K რადიოაქტიურია. ქ-გამოსხივების შედეგად კალიუმად ვარდაქმნება. ამავე იზოტოპს ახასიათებს α -გამოსხივანი ელექტრონი მიტაცების უნარი, რის გამოც კალიუმი არგონად გადაიქცევა.

ქიმიური თვისებებით კალიუმი მეტად აქტიური მეტალია, ჰაერზე ის ადვილად იჟანგება, წყალთან მძაფრად რეაგირებს წყალბადის გამოყოფით. ამ რეაქციის მიმდინარეობისას გამოყოფილი სითბო იწვევს კალციუმის და წყალბადის აალებას. ამ დროს კალიუმი იისფერი ალით იწვის. ასევე ენერგიულად ურთიერთქმედებს კალიუმი პალოგენებთან, ფოსფორთან, დარიშხანთან და სხვ. ჰაერზე კალიუმი ჟანგბადის ტენისა და ნახშირორჟანგის მოქმედებით იფარება ოქსიდის, ჰიდროქსიდის და კარბონატისაგან შემდგარი ქერქით. ამ დროს გამოყოფილმა სითბომ შეიძლება გამოიწვიოს კალიუმის თვითაალება. ჟანგბადის, ქლორისა და ფტორის არეში გაცხელებისას — კალიუმი აალებდა და იწვის ცისფერი ალით წყალბადის არეში გაცხელებისას მიიღება მარილმსგავსი იონური ნაერთი ჰიდრიდი KH . ჟანგბადის არეში წვის შედეგად წარმოიქმნება კალიუმის ჰიპეროქსიდი KO_2 და მცირე რაოდენობით პეროქსიდი K_2O_2 და ოქსიდი K_2O .

აირადი ამიაკით კალიუმზე მოქმედებისას წარმოიქმნება კალიუმის ამიდი KNH_2 .

მეტალური კალიუმი ძირითადად გამოიყენება ფოტოელემენტების მოსამზადებლად. მისი შენადნობები ტყვიასთან, ნატრიუმთან, კალციუმთან, ვერცხლისწყალთან და სხვა მეტალებთან ფართო გამოყენებას პოულობს ტექნიკაში.

4. ნაერთები. კალიუმის ნაერთებს ფართო გამოყენება მიეცა სახალხო მეურნეობის სხვადასხვა დარგში. აქ განვიხილავთ კალიუმის მარილებს, რომელთაც ყველაზე მეტი მნიშვნელობა მიეცა, ხოლო მის დანარჩენ ნაერთებს განვიხილავთ სათანადო ჰეავების გაცნობის დროს.

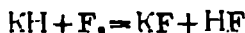
კალიუმის ჰიდრიდის მომზადების მიზნით ნავის მოყვანილობის რკინის ლანგარზე მოთავსებულ კალიუმს ჩადგამენ მილში და $360^\circ C$ -ზე გაატარებენ წყალბადის ნაკადს



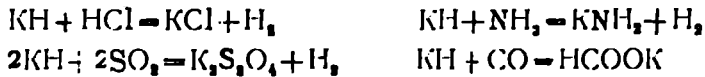
მარილმსგავსი ნაერთი KH ემსგავსება $NaCl$ -ის ტიპის მესერს, სადაც ქლორიონების ადგილები უკავია წყალბადის უარყოფით იონებს. წყალთან მისი ურთიერთქმედებისას მიიღება კალიუმის ტუტე და წყალბადი



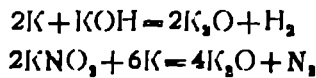
ფტორისა და ქლორის ატმოსფეროში კალიუმის ჰიდრიდი ადვილად თვითაალებდა



ადვილად რეაგირებს აირად ქლორწყალბადთან, გოგირდის დიოქსიდთან, ამიაკთან ნახშირბადის (IV) ოქსიდთან



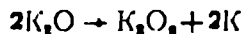
კალიუმის ოქსიდი — K_2O , მიიღება მეტალური კალიუმის და კალიუმის ჰიდროქსიდის ურთიერთქმედებით ან კალიუმის ნოქსიდებით მის ნიტრატზე ან ნიტრიტზე.



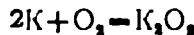
K_2O თეთრი, ოდნავ მოყვითალო კრისტალებია, იხსნება წყალში, სპირტში, ეთერში, ხარბად შთანთქავს წყლის ორთქლს და ნახშირბადის (IV) ოქსიდს. კალიუმის ოქსიდის წყალში გახსნისას მიიღება ძლიერი ტუტე KOH



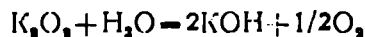
400°C -მდე გახურებისას კალიუმის ოქსიდი ვაკუუმში წარმოქმნის მეტალურ კალიუმს და პეროქსიდს



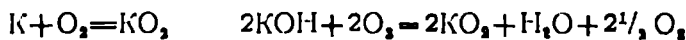
კალიუმის პეროქსიდი — K_2O_2 , ადვილად მიიღება, თუ თხევად ამიაკში კალიუმის ახლად მომზადებულ ხსნარში — 50°C -ზე გავეტარებთ ქანგბადს



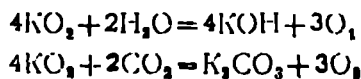
კალიუმის პეროქსიდი ყვეთელი ფერის კრისტალებია. წყალთან ქანგბადს გამოყოფს და წარმოქმნის კალიუმის ტუტეს



კალიუმის ჰიპეროქსიდი — KO_2 (ანუ K_2O_4) მიიღება გალღობილი კალიუმის დაწვისას ქანგბადის ატმოსფეროში, ოზონის მოქმედებისას მყარ კალიუმის ჰიდროქსიდზე



კალიუმის ჰიპეროქსიდი ჰიგროსკოპული ფხვნილია, წყლის, ნახშირბადის (IV) ოქსიდის და განზავებული მჟავების მოქმედებით ადვილად იშლება ქანგბადის გამოყოფით



ჰიპერზექანგები ძლიერი მჟავებია.

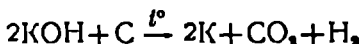
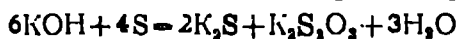
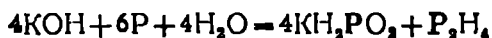
კალიუმის ჰიდროქსიდი — KOH (წვეავე კალი) მიიღება კალიუმის ქლორიდის წყალხსნარის ელექტროლიზით იმავე გზით, როგორც ლებულობენ ნატრიუმის ჰიდროქსიდს. ამ დროს იმავე მიმართულების რეაქციები მიმდინარეობს, როგორც NaOH-ის ელექტროლიზური მიღების დროს.

კალიუმის ტუტის მიღებისას პოტაშიდან Ca(OH)_2 -ის მეშვეობით გამოსავლიანობა უდრის 80%-ს, ხოლო Si(OH)_2 -ის გამოყენებისას 90%-ს.

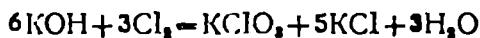
კალიუმის ტუტის ხსნარებს აორთქლებენ ვერცხლის ჯამებში და წყლის მოშორების შემდეგ გაღობილ კალციუმის ტუტეს ღეროების ან ტაბლეტების სახით ჩამოასხამენ.

მწვავე კალი გამჟღავნებელი თეთრი, ძლიერ ჰიგროსკოპული ნივთიერებაა, ლღვება 360° -ზე, იხსნება წყალში, სპირტში, ეთერში და მრავალ სხვა გამხსნელში. ცნობილია მისი კრისტალჰიდრატები $\text{KOH} \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$, $\text{KOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{KOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{KOH} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, კრისტალიზაციური წყალი მთლიანად მოშორდება მხოლოდ მისი გაღობის დროს.

კალიუმის ტუტე ადვილად წვავს კანს, ქალაღს, ქსოვილებს, აპიტომ ეწოდა მწვავე ტუტე. ის უერთდება ქლორს, გოგირდს, ფოსფორს, რეაგირებს რკინასთან, მანგანუმთან, ალუმინთან და სხვ



კალიუმის ტუტის ცხელ ხსნარში ქლორის გატარებისას მიიღება ბერთოლეს მარილი, რომელიც ხსნარის გაცივებისას შედარებით მცირე ხსნადობის გამო (100 გ წყალზე 7 გ), ადვილად გამოკრისტალდება



კალიუმის ჰიდროქსიდი ფართო გამოყენებას პოულობს კალიუმის სხვადასხვა მარილის მისაღებად, თხევადი საპნის მოსამზადებლად, გამოყენება იგი აგრეთვე CO_2 -ის შთანსათქმელად და აგრეთვე როგორც მაშრობი ნივთიერება.

კალიუმის ქლორატი — KClO_3 გარდა კალიუმის ტუტისა და ქლორის ურთიერთქმედებისა. მიიღება აგრეთვე კალიუმის ქლორიდის ელექტროლიზითაც ამ პირობით თუ საელექტროლიზო უჯრედიდან გამოვიღებთ დიაფრაგმას და ანოდზე გამოყოფილი ქლო-

კალიუმის კარბონატის ხსნარებიდან დაბალ ტემპერატურებზე კონცენტრირების შედეგად გამოიყოფა კრისტალპირატი $K_2CO_3 \cdot 2H_2O$.

კალიუმის კარბონატის ერთ-ერთი გამოყენებაა ძნელადღობადი მინის წარმოება. ამას გარდა, კალიუმის კარბონატი ამოსავალი ნივთიერებაა კალიუმის სხვადასხვა მარილების მოსამზადებლად.

კალიუმის მცირედ ხსნადი მარილებიდან აღვნიშნავთ კალიუმის ჰიდროტარტრატს $KHC_4H_4O_6$, ცნობილია ღვინის ქვის სახელწოდებით. მისი ხსნადობა $20^\circ C$ -ზე 100 გ წყალში უდრის $0,57$ გ-ს. ნეიტრალური ტარტრატი $K_2C_4H_4O_6 \cdot 1/2 H_2O$ კარგად იხსნება წყალში.

კალიუმის, რუბიდიუმისა და ცეზიუმის უხსნადი ან მცირედ-ხსნადი მარილებია კალიუმის ქლორპლატინატი $K_2[PtCl_6]$, პერქლორატები და კალიუმის ტრიფენილბორატი $KB(C_6H_5)_3$. მათი დამლექავია $NaB(C_6H_5)_3$.

კალიუმი მნიშვნელოვან როლს ასრულებს ზოგიერთ ბიოლოგიურ და ფიზიოლოგიურ პროცესში, ის აუცილებელია მცენარეების ზრდა-განვითარებისათვის. მისი ნაკლებობა ნიადაგში ამცირებს მოსავლიანობას, ამიტომ ნიადაგში შეაქვთ კალიუმის სასუქები.

კალიუმის სასუქებად გამოიყენება კალიუმის ქლორიდი KCl , სულფატი K_2SO_4 , მინერალი სილვენიტი $KCl \cdot NnCl$, კარნალიტი $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, კარგი სასუქია ხის ნაცარი, რომელიც $\sim 50\%$ K_2CO_3 -ს შეიცავს.

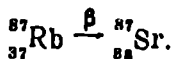
ჩვენი ქვეყანა კალიუმის მარილების მარაგის მხრივ პირველ ადგილზეა მსოფლიოში.

1. 2. 4. რუბიდიუმი — Rb

1. გავრცელება ბუნებაში. რუბიდიუმი აღმოაჩინეს კირხპოფმა და ბუნენმა გერმანიის მინერალური წყლების ამოორთქვლით მიღებული ნაშთის სპექტრული ანალიზის დროს. მისი სახელწოდება განაპირობა გაზის სანთურის არამნათ ალის წითლად შეფერვამ მასში რუბიდიუმის აქროლადი ნაერთების შეტანისას.

რუბიდიუმის ნაერთები ცეზიუმთან და ლითიუმთან ერთად მცირე რაოდენობით გვხვდება მთას ქანებში. მისი რაოდენობა ღედამიწას ქერქში შეადგენს $8 \cdot 10^{-3}$ წონით %-ს. რუბიდიუმის შემცველი მინერალებია ლეზდოლითი, ამაზონატი (მწვანე მინდვრის შპატი), კალიუმის ალუმინსილიკატი (შეიცავს რუბიდიუმს და ცეზიუმს), პოლუსტა (ცეზიუმის ჰიდროქსიალუმინსილიკატი რუბიდიუმის მცირე შემცველობით), კარნალიტი (შეიცავს რუბიდიუმს და ცეზიუმს) და

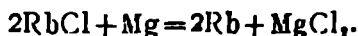
სილიციის KCl (შეიცავს მცირეოდენ RbCl და CsCl). ^{87}Rb ბეტა-აქტიურია, β — გამოსხივებისას გარდაიქმნება სტრონციუმად



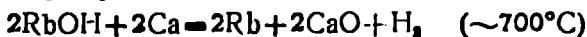
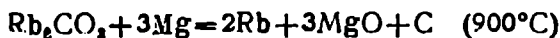
ამიტომაც სტრონციუმი რუბიდიუმის მუდმივი თანამგზავრია. რუბიდიუმის ნაერთებს შეიცავს ჩაი, თამბაქო, შაქრის ჭარხალი, ყაფა და ხერხემლიანი ცხოველების ორგანიზმები.

2. მიღება. სხვადასხვა მინერალების, ძირითადად კი ლეპიდოლი თის გადამუშავებით რუბიდიუმს გამოლექავენ მისი მკავე ოქსალატის $\text{RbH}_2(\text{C}_2\text{O}_4) \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ სახით. მისი გავარეარებით მიიღება რუბიდიუმის კარბონატი, რომლიდანაც ადვილია მისი სხვადასხვა მარილის მომზადება.

მეტალური რუბიდიუმის მიღების მიზნით მიმართავენ გაღობილი ქლორიდის ელექტროლიზს ჰაერის მიუწვდომლად ან ალდგენენ ნაერთებიდან წყალბადის არეში, ანდა ვაკუუმში. აღმდგენლად შეიქლება გამოვიყენოთ მეტალური კალციუმი ან მაგნიუმი ფხვნილის სახით დაახლოებით 700°C -ზე ვაკუუმში:



ამოსავალ ნივთიერებად შეიძლება ავიღოთ რუბიდიუმის კარბონატი ან ჰიდროქსიდი. ვაკუუმში მათი გავრცელებით მავნიუმთან, კალიუმთან, ალუმინთან მიიღება მეტალური რუბიდიუმი:



აღდგენას ლითონის მიღებში აწარმოებენ, ხოლო მეტალურ რუბიდიუმს აგროვებენ მის გვერდით შეერთებულ დახურულ მილში. გასუფთავების მიზნით რუბიდიუმს გამოხდიან ვაკუუმში ან ინერტული გაზის ატმოსფეროში.

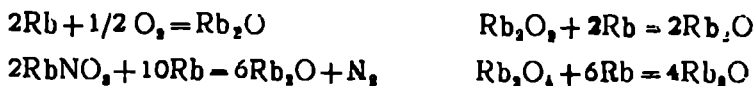
8. რუბიდიუმის ფიზიკური და ქიმიური თვისებები, მისი ნაერთები. ქიმიურად რუბიდიუმი პერიოდული სისტემის ჯგუფში მის ზემოთ მდგომ მეტალებზე უფრო აქტიურია. მრავალი მისი ნაერთი კალიუმის მსგავსია. ჰაერზე და მით უფრო ჟანგბადის არეში რუბიდიუმი თვითააღდება და დაწვისას წარმოქმნის პეროქსიდს Rb_2O_2 . რუბიდიუმი მძაფრად რეაგირებს წყალთან, რეაქცია ძლიერ ეგზოთერმულია. ეს რეაქცია — 100° -ზედაც კი ენერგიულად მიმდინარეობს.

ფტორის და ქლორის ატმოსფეროში რუბიდიუმი იწვის, ბრომ-

თან შეხება აფეთქებას იწვევს. რუბიდიუმი იხსნება თხევად ამიაკში. ამ ხსნარის დაშორებისას რჩება ნაერთი $RbNH_2$, რომელიც დროთა ვითარებაში გამოყოფს წყალბადს და გარდაიქმნება ამიდად $RbNH_2$.

წყალბადთან სხვა ტუტე მეტალების მსგავსად წარმოქმნის $NaCl$ ტიპის მესერის მქონე ჰიდრიდს RbH , რომელიც თავისი ბუნებით იონური ნაერთია. იგი მაღალ ტემპერატურაზე (450°) იშლება. აქედან ჩანს, რომ ნატრიუმის ჰიდრიდთან შედარებით რუბიდიუმის ჰიდრიდი ნაკლებ მდგრადია.

რუბიდიუმის ოქსიდი (Rb_2O) მიიღება მეტალური რუბიდიუმის ვერცხლის ტუტეში უნებავადით დაუანგვისას, ან მისი ნიტრატის, ანდა ჰიპეროქსიდის მეტალური რუბიდიუმით აღდგენით



თუ ნარევეში დარჩა რეაქციაში შეუსვლელი რუბიდიუმი, ვერცხლის ჯამში მოთავსებულ ნარევეს შედგამენ მინის მილში და გააცხელებენ 300° -მდე ვაკუუმში. ასეთ პირობებში მეტალური რუბიდიუმი აქროლდება და კონდენსირდება მინის მილის ცივ კედლებზე. რუბიდიუმის ოქსიდი, Rb_2O , კუბური სისტემის მოყვითალო-ნარინჯისფერი კრისტალებია, წყალში გახსნისას წარმოქმნის რუბიდიუმის ჰიდროქსიდს.

რუბიდიუმის ჰიდროქსიდი, $RbOH$, თეთრი ამორფული ძლიერ ჰიგროსკოპული ნივთიერებაა, გავარვარებისას დაუშლელად ქროლდება. მისი ხსნარი ძლიერი ტუტეა. მიიღება $RbOH$ მისი ოქსიდის, პეროქსიდის ან ჰიპეროქსიდის და წყლის ურთიერთქმედებით. ცნობილია რუბიდიუმის ორი კრისტალჰიდრატი $RbOH \cdot H_2O$ და $RbOH \cdot 2H_2O$.

რუბიდიუმის ფტორიდი, ქლორიდი, ბრომიდი და მთელი რიგი მისი სხვა მარილები შეიძლება მივიღოთ რუბიდიუმის ჰიდროქსიდზე ან კარბონატზე შესატყვისი მჟავის მოქმედებით. მისი მარილებიდან მცირედ ხსნადია $RbClO_4$, $Rb_2Sb_2Cl_6$, $Rb_2[SnCl_6]$, $Rb[PtCl_6]$, $RbH_2(C_2O_4) \cdot 2H_2O$ რუბიდიუმის ინტერმეტალური ნაერთი Rb_2Sb ნახევარგამტარია. რუბიდიუმის შემცველი ზოგი ორმაგი მარილი მიკროქიმიური ანალიზისათვის გამოიყენება.

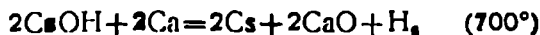
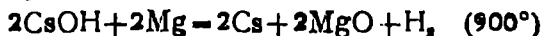
1. გავრცელება ბუნებაში, 1860 წ. კირხჰოფმა და ბუნზენმა გერმანიის მინერალურ წყლებსა და მინერალებში ცეზიუმი აღმოაჩინეს სპექტრული გზით. ცეზიუმი დაერქვა იმის გამო, რომ მისი სპექტრისათვის დამახასიათებელია ლურჯი (ცის ლაქვარდისფერი) ხაზები. ცეზიუმის ნაერთები მეტად გაბნეულია ბუნებაში. დედამიწის ქერქში მისი შემცველობა შეადგენს $1,0 \cdot 10^{-3}$ წონით %-ს. მცირე რაოდენობით გვხვდება SiO_2 , Al_2O_3 -ის შემცველ ქანებში და აგრეთვე კალიუმის და ლითიუმის მინერალებში. მისი შემცველი მთავარი მინერალებია: პოლუციტი $2\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 9\text{SiO}_2 \cdot 3\text{Cs}_2\text{O} \cdot \text{H}_2\text{O}$ გამჟებრვალე უფრო კრისტალების სახით და ვორობიევიტი $\text{Be}_2\text{Al}_2[\text{Si}_2\text{O}_6]$ შეიცავს 3%-მდე Cs_2O და Rb_2O -ს. ცეზიუმს შეიცავს აგრეთვე მინერალები ლეპოდოლითი, კარნალიტი, სილვინი; ცეზიუმის ნაერთებს შეიცავს ზოგიერთი მინერალური წყალი, მცენარეები და ხერხემლიანი და უხერხემლო ცხოველების ორგანიზმები. ცეზიუმის, რუბიდიუმისა და კალიუმის ქლორიდების დაცილება აგებულია მათი ზოგიერთი ორმაგი და კომპლექსური ნაერთის განსხვავებულ ხსნადობაზე. მათი ქლორიდების SbCl_5 -ით, SnCl_4 -ით ანდა PtCl_4 -ით დამუშავებისას მიიღება მცირედხსნადი ორმაგი ნაერთები ან კომპლექსები.

2. მიღება. მეტალური ცეზიუმი მიიღება ცეზიუმის ქლორიდის, ჰიდროქსიდის ან კარბონატის აღდგენისას ჰაერის მიუწვდომლად ან ქლორიდის ნალღობის ელექტროლიზით. აღვნიშნავთ, რომ ლითიუმი ყველაზე მცირედ აქროლადია, ცეზიუმი კი ყველაზე მეტად აქროლადი. ცეზიუმის ქლორიდისა და მეტალური კალციუმის ნარევის ვაკუუმში 700° -მდე გახურებისას ცეზიუმი აღდგება



ქიმიურად სუფთა ცეზიუმის მიღების მიზნით მას ვაკუუმშივე გამოხდნიან.

ჰიდროქსიდიდან ან კარბონატიდან ცეზიუმის აღდგენა შეიძლება ნაგნიუმის, ალუმინის ან კალციუმის ფხენილის მეშვეობით მაღალ ტემპერატურაზე



აღდგენის ამ რეაქციებს რკინის მილში ჩაატარებენ, საიდანაც ცეზი-

ჯ. ჰის ორთქლის კონდენსანტს გვერდით მიერთებულ შექერწილ მილში შეაგროვებენ.

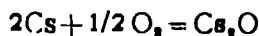
8. ცეზიუმის ფიზიკური და ქიმიური თვისებები, მისი ნაერთები. ცეზიუმი თეთრი მოოქროსფრო, რბილი მეტალია, ლღევა 28,5°-ზე. დუღს 690°-ზე. სინათლის გავლენით ასხივებს ელექტრონებს (ფოტოეფექტი) გაზის სანთურების არამნათი ალი ცეზიუმის აქროლადი მარილების შეტანისას იისფერს ღებულობს. ცეზიუმი ყველაზე დიდი ქიმიური აქტიურობით ხასიათდება. ჰაერთან ან ჟანგბადთან შეხებისას თვითააღდება. რადგან ცეზიუმი ასე ადვილად იჟანგება მას რუბიდიუმის მსგავსად, ვაკუუმირებულ ამპულაებში ინახავენ.

ცეზიუმი ადვილად შედის რეაქციაში ჰალოგენებთან, მრავალ არამეტალთან, გაცხელებისას მინიდან სილიციუმს აძევენს, წყალთან — 116°C-ზეც კი შედის რეაქციაში, შლის მას და წარმოქმნის ცეზიუმის ჰიდროქსიდს და გამოყოფს წყალბადს.

ცეზიუმი ძირითადად ფოტოელემენტების მომზადებას ხმარდება. მისი კომპლექსური ნაერთები გამოიყენება რაოდენობრივი მიკროანალიზის მიზნებისათვის. ცეზიუმის იონი Cs⁺ უფეროა. მისი ნაერთების უმრავლესობა წყალში ადვილხსნადია. მისი მარტივი ნაერთების ხსნადობა რუბიდიუმისას აღემატება, ორმაგი და კომპლექსურის ხსნადობა კი უფრო მცირეა, ვიდრე რუბიდიუმისა.

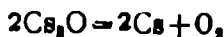
ჰ ი დ რ ი დ ი — CsH, მიიღება მეტალური ცეზიუმის 400°-მდე წყალბადის არეში გახურებისას ან ცეზიუმის ოქსიდის Cs₂O წყალბადის ჰავლში 150°-მდე აღდგენისას. ცეზიუმის წყალბად ნაერთი თეთრი, კუბური სისტემის კრისტალური ნივთიერებაა, სხვა ტუტე მენტალების ჰიდრიდებთან შედარებით უმდგარი.

ც ე ზ ი უ მ ი ს ო ქ ს ი დ ი — Cs₂O, მიიღება თუ ცეზიუმზე ნელა გამოქმედებთ მშრალ ჟანგბადს

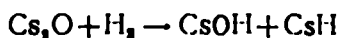


ამ მიზნით მშრალი ყინულით (მყარი CO₂-ით) გაცივებულ მილში ცეზიუმის ზედაპირზე ნელა გაატარებენ მშრალი ჟანგბადის ნაკადს, სანამ ცეზიუმის ზედაპირი არ გაშავდება, ამის შემდეგ მილს გააცხელებენ 200°-მდე რეაქციაში შეუსვლელი ცეზიუმის აქროლების მიზნით.

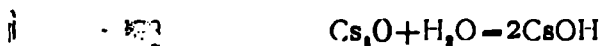
Cs₂O ძოწისფერი კრისტალებია, ცხელი (180°C-ზე) ყვითელია, გახურებული (250°C-ზე) შავია. მაღალ ტემპერატურაზე ცეზიუმის ოქსიდი იშლება



წყალბადის არეში 180°C-მდე გაცხელებისას ცეზიუმის ოქსიდთან ჰიდროქსიდი და ჰიდრიდი მიიღება



ცეზიუმის ოქსიდზე ჰალოგენების მოქმედებისას 150—200°C-ზე მიიღება ცეზიუმის ჰალოგენიდები. წყალთან ცეზიუმის ოქსიდი მძაფრად რეაგირებს, რის შედეგადაც წარმოიქმნება მისი ჰიდროქსიდი



ამიაკთან ცეზიუმის ოქსიდი წარმოქმნის ამიდს და ჰიდროქსიდს



ცეზიუმის პეროქსიდი — Cs_2O_2 , ადვილად მიიღება თუ თხევად ამიაკში ცეზიუმის ახლად მომზადებულ ხსნარში მშრალი ჟანგბადის ნაკადს გავატარებთ ან თუ ალუმინის ტიგელში ჟანგბადის ატმოსფეროში გავაცხელებთ ცეზიუმს. Cs_2O_2 ყვითელი კრისტალებია, წყალთან წარმოქმნის ცეზიუმის ჰიდროქსიდს და წყალბადის პეროქსიდს.

ცეზიუმის ჰიპეროქსიდი — CsO_2 , ანუ Cs_2O_4 მიიღება ცეზიუმის ამიაკურ ხსნარში მშრალი ჟანგბადის ნაკადის ხანგრძლივი გატარებისას. CsO_2 ყვითელი ან წითელი ფერის კრისტალებია, გაცხელებისას დაშლის შედეგად მიიღება Cs_2O_2 და ჟანგბადი.

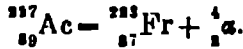
ცეზიუმის ყველა ჟანგბადოვანი ნერთის წყალში გახსნისას მიიღება ცეზიუმის ჰიდროქსიდი CsOH ,

ცეზიუმის ჰიდროქსიდი ყველაზე ძლიერი ფუძეა.

ცეზიუმის კარბონატზე ან ჰიდროქსიდზე სხვადასხვა მჟავის მოქმედებით ადვილია მისი მარილების მომზადება. ცეზიუმის კარბონატის მისაღებად კი ცეზიუმის ჰიდროქსიდზე მოქმედებენ ამონიუმის კარბონატით. Cs_2CO_3 უწყლო თეთრი ფხვნილია. 610°C-ზე მალლა იშლება. იხსნება წყალში, სპირტში. არსებობს მისი კრისტალჰიდრატები $\text{Cs}_2\text{CO}_3 \cdot 3,5 \text{H}_2\text{O}$ და $\text{Cs}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

დიდი ზომის გამო ცეზიუმის იონს შეუძლია შეინარჩუნოს კრისტალურ მესერში 8 ქლორ-იონი. მისი მესერი განსხვავდება NaCl -ის მესერისგან, რადგან მცირე ზომის Na^+ -ის ირგვლივ მესერში მხოლოდ 6 ქლორიონი ლაგდება.

დ. ი. მენდელეევის პერიოდული სისტემის საფუძველზე ფრანციუმის არსებობა დიდი ხანია გათვალისწინებული იყო. მხოლოდ 1935 წელს პერემ აღმოაჩინა ბუნებაში რადიოაქტიური ელემენტის არსებობა, რომელიც აქტინიუმის გარდაქმნით მიიღება



მისი ნახევარგარდაქმნის პერიოდი არის 21 წუთი. ამჟამად ცნობილია ფრანციუმის ხელოვნური გზით მიღებული იზოტოპები, რომელთა სიცოცხლის ხანგრძლივობა უფრო ნაკლებია.

ფრანციუმი ყველაზე აქტიური მეტალია. მისი მარილების ხსნადობა უახლოვდება ცეზიუმის მარილების ხსნადობას. მცირედ ხსნადია პერქლორატი Fr_2ClO_4 , ოდატი Fr_2JO_4 , პიკრატი $\text{C}_6\text{H}_5(\text{NO}_2)_3\text{OFr}$ ჰექსაქლორპლატინატი $\text{Fr}_2[\text{PtCl}_6]$, (შესაბამისი ლითიუმის და ნატრიუმის მარილები კარგად ხსნადია), ჰექსაქლორსტანატი $\text{Fr}_2[\text{SnCl}_6]$ და პენტაქლორანთიმონატი $\text{Fr}_2\text{SbCl}_5 \cdot 2,5\text{H}_2\text{O}$ და სხვ.

რადიოაქტიური ფრანციუმი გამოიყენება განსაკუთრებით ბიოლოგიაში, როგორც ნიშანდებელი ატომები.

1. 8. II ა მძეჯავუის ელემენტები (ბერილიუმი, მაგნიუმი, კალციუმი, სტრონციუმი, ბარიუმი, რადიუმი)¹

ცხრილი 3

ელემენტი	ღრბის t°C	ღელღის t°C	d, გ/სმ ³	დენეგულობის რაცხე
Be	1284	2450	1,896	+2
Mg	650	1107	1,74	+2
Ca	854	1482	1,54	+2
Sr	770	1380	2,63	+2
Ba	710	1640	3,76	+2
Ra	900	1140	5,0	+2

¹ ამ თავის შედგენისას გამოყენებულია P. Рипан, И. Чтяну-ს «Неорганическая химия», изд. Мир, М., 1972; Г. Ремის «Курс неорганической химии», изд. Мир, М., 1974; Д. И. Менделеев-ის, «Основы химии», 8-ое изд. 1906, სიდანაც ვადმოტანილია საკითხების განხილვის მიმდევრობა და ფაქტიური მასალა.

1. გავრცელება ბუნებაში. ბერილიუმის მინერალები ძვირფასი ქვებია — მწვანე ზურმუხტები, მომწვანო-მოყვითალო ბერილი, ოქროსფერი ხრიზობერილი, ცისფერი აქვამარიანი.

ბერილიუმის ნაერთებს მოტკბო გემო აქვთ, ამის გამო ელემენტს ეწოდა გლუცინიუმი (ბერძნულად „გლიკოს“ ტკბილს ნიშნავს). საფრანგეთში მას ღლესაც გლუცინს უწოდებენ.

დიდი ქიმიური აქტიურობის გამო ბერილიუმი თავისუფალ მდგომარეობაში არ გვხვდება, მისი ნაერთები საერთოდ იშვიათია, დედამიწის ქერქში მისი შემცველობა შეადგენს $6 \cdot 10^{-4}$ წონით %-ს. მისი შემცველი მინერალები სილიკატებია.

ბერილი ალუმინისა და ბერილიუმის სილიკატია $Be_2Al_2[Si_4O_{18}]$. რგი გვხვდება მომწვანო თეთრი, ღია მწვანე და ვარდისფერი კრისტალების სახით. ზურმუხტი, აქვამარიანი მისი სახესხვაობებია. ბერილის საბადოები გვხვდება სსრკ-ში, ინდოეთში, ბრაზილიაში და სხვ. ხრიზობერილი $Be[Al_2O_3]$ გვხვდება ოქროსფერი კრისტალების სახით.

ფენაკიტი Be_3SiO_4 იშვიათი მინერალია, შეფერილია ყვითლად. ამ მინერალების გარდა არსებობს კიდევ მრავალი, რომლებიც აგრეთვე სილიკატებს წარმოადგენენ.

2. შიღება. ბერილიუმის მინერალების გადამუშავების შედეგად ლებულობენ მის კომპლექსურ მარილს $Na_2[BeCl_4]$. მეტალური ბერილიუმი გალღობილი მარილის ელექტროლიზით მიიღება. ამ მიზნით ხშირად მიმართავენ ბერილიუმის ქლორიდიდან ან ოქსიდიდან მეტალის აღდგენას ტუტე ან ტუტე მიწათა მეტალების მეშვეობით ჰაერის მიუწვდომლად.

ელექტროლიზის ჩატარების დროს კათოდად იყენებენ ნიკელის ჭურჭელს, ანოდად გრაფიტის ელექტროდს. ელექტროლიზს ატარებენ $350^{\circ}C$ -ზე. მეტალთერმული აღდგენისას კი ვაკუუმში ბერილიუმის ჰალოგენიდების და ტუტე მეტალების მარილების ნარევეზე მაღალ ტემპერატურაზე ჰაერის მიუწვდომლად მოქმედებენ მაგნიუმით.



ვაკუუმში გაცხელებით ნატრიუმის და მაგნიუმის ჰარბი რაოდენობა აქროლებით ადვილად მოშორდება ნაკლებად აქროლად ბერილიუმს.

მეტალურ ბერილიუმს გასუფთავების მიზნით ვაკუუმში გამოხდიან ან ჩაატარებენ ზონალურ ღღობას.

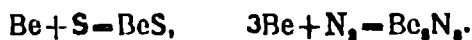
ვ. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ბერილიუმი ლია-ნაცრისფერი ბრჭყვიალა ლითონია. წარმოქმნის ჰექსაგონალური სისტემის კრისტალებს. მისი დნობის ტემპერატურა ამ ქვეჯგუფში ყველაზე მაღალია (1284°C). მეტალური ბერილიუმი გამოიყენება ატომურ ტექნიკაში.

ქიმიურად ბერილიუმი აქტიური მეტალია, ადვილად ებმება რეაქციებში ჟანგბადთან, ჰალოგენებთან და მრავალ სხვა ელემენტთან. ბერილიუმის თვისებები მკვეთრად განსხვავდება დანარჩენებისაგან იმით, რომ ამ ჯგუფის ყველა ელემენტის ნაერთები იონურია, ბერილიუმისა კი ძირითადად კოვალენტურია. მაგნიუმი ავლენს მიდრეკილებას წარმოქმნას კოვალენტური ნაერთები და თავისი თვისებებით შუალედური ადვილი უჭირავს ბერილიუმსა და კალციუმს შორის.

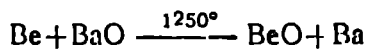
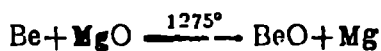
მშრალ ჰაერში ბერილიუმს დაჟანგვისაგან იცავს ოქსიდური აბი BeO, რომელიც ფარავს მის ზედაპირს. 800°C-მდე გაცხელებისას კომპაქტური ბერილიუმი იჟანგება, წარმოიქმნება მისი ოქსიდი BeO ბერილიუმის ფხვნილი გაცხელებისას ფტორისა და ქლორის არეში იწვის.



ასევე ენერგიულად ებმება ბერილიუმი ცხელი ფხვნილის სახით რეაქციებში გოვირდთან. აზოტთან, ფოსფორთან, ნახშირთან და სხვ. მავალითად,



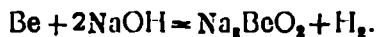
ბერილიუმი დიდ სწრაფვას იჩენს ჰალოგენებისა და ჟანგბადისადმი, ამიტომ მეტალური ბერილიუმით ადვილია მეტალების აღდგენა შესატყვისი ნაერთებიდან, მავალითად,



ბერილიუმი ამფოტერულ თვისებებს იჩენს, ის იხსნება კონცენტრირებულ მჟავებში (HNO₃-ის გამორიცხვით) და ძლიერ ტუტეებში.

განზავებული მჟავების მოქმედებისას წარმოიქმნება შემდეგი შედგენილობის მარილები: BeCl₂ · 2H₂O, BeSO₄ · 4H₂O, Be(NO₃)₂ · 4H₂O.

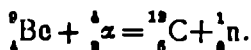
გალობილი ტუტე მეტალების ჰიდროქსიდებთან ურთიერთქმედებისას მიიღება ბერილატი და გამოიყოფა წყალბადი.



მეტალური ბერილიუმის ორთქლი და ნაერთები ძლიერ ტოქსიკურია.

4. გამოყენება. ქიმიურად სუფთა ბერილიუმი არ განიცდის კოროზიას.

ბერილიუმის ატომბირთვის α -ნაწილაკებით დაბომბვისას მიიღება ნეიტრონებს ნაკადი.



ბერილიუმი თითქმის არ შთანთქავს რენტგენის სხივებს, ამიტომ ბერილიუმის გატყევილი ფირფიტებიდან ამზადებენ რენტგენის მილაკების ფანჯრებს.

დიდი გამოყენება მიეცა ბერილიუმს მეტალურგიაში, ბერილიუმის 0,2—3% შემცველობა ბრინჯაოს და სხვა შენადნობებს ანიჭებს ელასტიკურობას, სიმტკიცეს, მდგრადობას, ანტიმაგნიტურობას. ასეთი შენადნობები მანქანების ნაწილებისათვის გამოიყენება.

5. ნაერთები. ბერილიუმი მრავალ ნაერთს წარმოქმნის, სადაც ბერილიუმი კატიონის როლს ასრულებს Be^{2+} — იონის სახით, ბერილატებში კი ანიონის როლში გამოდის BeO_2^{2-} — იონის სახით.

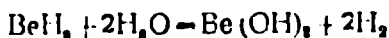
ბერილიუმის ჰიდროქსიდი ამფოტერულია, ამის გამო ძლიერ მჟავებთან წარმოქმნილი მისი მარილების წყალსნარებს მჟავე რეაქცია აქვს.

ჰიდრიდი BeH_2 მიიღება ნალექის სახით თუ გაუწყლოებულ ეთერში შევურევთ ბერილიუმის ქლორიდის და ლითიუმის ჰიდრიდს:



უშუალოდ წყალბადს ბერილიუმი არ შეუერთებს თუ მას 1000°C -ზე მაღალ ტემპერატურაზე გავაცხებებთ.

ბერილიუმის ჰიდრიდი თეთრი ნივთიერებაა; BeH_2 ზღის წყალს შემდეგი ვანტოლების მიხედვით:

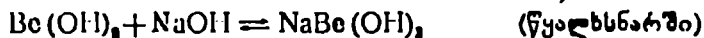
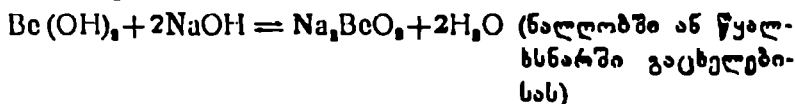
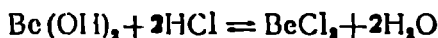


ბერილიუმის ჰიდროქსიდის გახურებით ადვილად მიიღება ბერილიუმის ოქსიდი. ბერილიუმის ოქსიდი მიიღება ავრეთვე ბერილიუმის სულფატის, ნიტრატის ან კარბონატის გახურებით.

ბერილიუმის ოქსიდი BeO თუმცა შთანთქავს წყალს, მაგრამ ჰიდროქსიდს წყალთან არ წარმოქმნის. მას ამფოტერული ხასიათი აქვს, იხსნება როგორც მჟავებში, აგრეთვე ტუტეებში, რის შედეგადაც მიიღება მარილები.

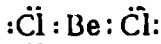
ბერილიუმის ატომისა და ტუტე მიწათა მეტალების ატომების აღნაგობათა განსხვავება არსებით გავლენას ახდენს მისი ნაერთების თვისებებზე. მაგალითად, ამ ქვეჯგუფში Be(OH)₂ ერთადერთი ფუფია, რომელიც ამფოტერულ თვისებებს იჩენს. ამას გარდა, ტუტე მიწათა მეტალები და მაგნიუმი წარმოქმნიან იონურ ნაერთებს, ბერილიუმი კი უფრო კოვალენტურ ბმებს წარმოქმნის, ვიდრე იონურს.

ბერილიუმის ჰიდროქსიდი Be(OH)₂·nH₂O მიიღება მის მარილებზე ტუტეების და ამონიუმის ჰიდროქსიდის მოქმედებისას, ან Be₃N₂ ნიტრიდის ან Be₃P₂ ფოსფიდის ჰიდროლიზის შედეგად. ბერილიუმის ჰიდროქსიდი წყალში მცირედხსნადი ლაბის მსგავსი თეთრი ფერის ნივთიერებაა, ადვილად იხსნება მჟავებსა და ტუტეებში.

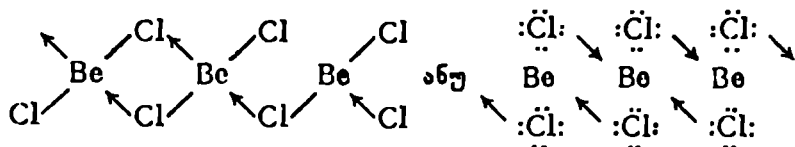


ბერილატი და ჰიდროქსობერილატები M^I[Be(OH)₂]·H₂O, M₂^I[Be(OH)₂] გაღობისას წარმოქმნის უწყლო ბერილატებს — M₂^IBeO₂.

ბერილატი წყალში ვახსნისას ჰიდროლიზს განიცდის. კალიუმის და ნატრიუმის ბერილატები ჰიდროლიზურად რომ არ დაიშალოს, მათ სპირტხსნარებიდან ღებულობენ. გაუწყლოებულ სპირტში ჰიდროლიზის შესაძლებლობა გამორიცხულია. ძირითად მდგომარეობაში ბერილიუმის ატომს გარე გარსზე აქვს შეწყვილებული ორი s-ელექტრონი. ასეთ მდგომარეობაში ბერილიუმის ვალენტოვნება ნულის ტოლია. აგზნებისას ამ წყვილის დაშლით ერთ-ერთი ელექტრონი s-ორბიტალიდან 2p-ორბიტალზე გადავა და მოხდება რა მათი sp-ჰიბრიდიზაცია, წარმოქმნილი ელექტრული ღრუბლები ერთმანეთის საპირისპირო მიმართულებას მიიღებენ. ბერილიუმის ნაერთების წარმოქმნისას, მაგალითად, ქლორთან, ბერილიუმის ორი სავალენტო ელექტრონი ორ ბმას წარმოქმნის



ანრიგად, გარე გარსზე ბერილიუმს ექნება მსოლოდ ოთხი ელექტრონი. სწორედ ამ მიზეზის გამო ოქტეტამდე შესავსებად მას შეუძლია აქცეპტორის ფუნქცია გამოავლინოს და თუნდაც ქლორის გაუყოფელი წყვილების ხარჯზე წარმოქმნას დამატებით ორი დონორულ-აქცეპტორული ბმა:



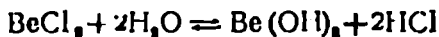
კონდენსირებული (ამ შემთხვევაში მყარ) მდგომარეობაში ბერილიუმის ქლორიდის ქლორის ატომები ბოგირის როლს ასრულებენ (ე. ი. აკავშირებენ ერთმანეთთან ბერილიუმის ატომებს). აქედან ჩანს, რომ ბერილიუმის კოვალენტოვება და კოორდინაციული რიცხვი არის ოთხის ტოლი. ეს განპირობებს, მაგალითად, ფტორბერილატების წარმოქმნას



სადაც ბერილიუმი sp^3 ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაშია, BeF_4^{2-} ტეტრაედრულ აღნაგობას იჩენს. ბერილიუმის ფტორიდი BeF_2 ტუტე მეტალების ფტორიდებთან წარმოქმნის შემდეგი შედგენილობის ფტორბერილატებს



ბერილიუმის ქლორიდი (BeCl_2) თეთრი, ძლიერ ჰიგროსკოპული ნივთიერებაა. წყალთან მძაფრად რეაგირებს, მის ხსნარს მყავე რეაქცია აქვს



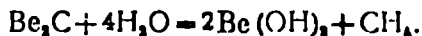
ბერილიუმის უწყლო ქლორიდი ადვილად იერთებს აირად ამიაკს და წარმოქმნის მიერთების პროდუქტებს $\text{BeCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{BeCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{BeCl}_2 \cdot 12\text{NH}_3$.

ზოგიერთი ლითონის ქლორიდებთან BeCl_2 წარმოქმნის კომპლექსურ ნერთებს $\text{Li}_2[\text{BeCl}_4]$, $\text{Na}_2[\text{BeCl}_4]$, $\text{Ca}[\text{BeCl}_4]$, $\text{Ba}[\text{BeCl}_4]$, $\text{Tl}_2[\text{BeCl}_4]$, რომლებიც წყალში გახსნისას იშლებიან. ბერილიუმის ბრომიდი BeBr_2 და იოდიდი BeI_2 წარმოქმნის ამიკარებს $\text{BeBr}_2 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{BeBr}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{BeBr}_2 \cdot 10\text{NH}_3$, $\text{BeI}_2 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{BeI}_2 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{BeI}_2 \cdot 13\text{NH}_3$.

ბერილიუმის კარბონატი (BeCO_3) მიიღება ნახშირორქანის მოქმედებით ბერილიუმის -ჰიდროქსიდის სუსპენზიაზე. ბერილიუმის კარბონატი BeCO_3 კარგად იხსნება წყალში,

გაცხელევისას ადვილად იშლება. ფოსფორმჟავასთან ბერილიუმი წარმოქმნის ერთხანაცვლებულ $\text{Be}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, ორხანაცვლებულ BeHPO_4 და სამხანაცვლებულ, ანუ საშუალო ფოსფატს $\text{Be}_3(\text{PO}_4)_2$.

ბერილიუმის კარბიდი (Be_2C) წყალთან ურთიერთქმედებისას (ალუმინის კარბიდის მსგავსად) გამოყოფს მეთანს



აღნიშნულის გარდა, ცნობილია ბერილიუმის მრავალი ნაერთი, როგორცაა იოდატ $\text{Be}(\text{JO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, პერიოდტი $\text{Be}(\text{JO}_3)_2 \cdot 11\text{H}_2\text{O}$, სულფიტები, ორმაგი ოქსალატები და ხელატური ნაერთები, რომლებსაც აქ არ განვიხილავთ.

1. მ. მ. მანნიუმი — Mg

1. მაგნიუმი ქიმიურად აქტიური მეტალია, ამიტომ ბუნებაში თავისუფალი სახით არ გვხვდება. მისი ნაერთები საკმაოდ გავრცელებულია ბუნებაში. მაგნიუმი მოიპოვება კარბონატების, სულფატების, ქლორიდების, სილიკატების, ფოსფატების და სხვა ნაერთების სახით. დუდამიწის ქერქი შეიცავს 2,35 წონით % მაგნიუმს. მაგნიუმის ქლორიდი და ჰიდროქსიდი ზღვის წყლის ერთ-ერთი შემადგენელი ნაწილია. მცენარეთა მწვანე პიგმენტი ქლოროფილი მწვანე ხელატური ნაერთია, რომელშიც მაგნიუმის ორმუხტიანი იონი კომპლექსის წარმომქმნელის როლს ასრულებს.

ცნობილია მაგნიუმის მრავალი მინერალი. ამათგან ძირითადია შემდეგი:

მაგნეზიტი — MgCO_3 , მისი მდიდარი საბადოები არის საბკოთა კავშირში, ჩინეთში, ინდოეთში, ავსტრიაში, უნგრეთსა და სხვა ქვეყნებში. მაგნეზიტის გამოყენება დიდია, მაგნეზიტიდან ლებულოზენ მეტალურ მაგნიუმს, ამზადებენ ცეცხლგამძლე და აბრაზიულ მასალებს, იზოლიატორებს და იყენებენ როგორც საშენ მასალას.

დოლომიტი — $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, მონაცრისფერო-თეთრი კრისტალებია. გამოიყენება ცეცხლგამძლე მასალების მოსამზადებლად, მაგნიუმის მისაღებად, თერმოიზოლატორებად და როგორც საშენი მასალა. მისი საბადოები მოიპოვება სსრკ-ში, ჩეხოსლოვაკიაში, რუმინეთში და სხვ.

ბრუსიტი — $\text{Mg}(\text{OH})_2$ და კარნალიტი $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, გამოიყენება მაგნიუმის მისაღებად. ეპსომიტი, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$,

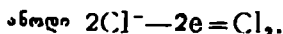
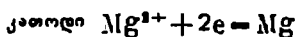
გვხვდება გამჟვინვალე კარნატლების სახით, კიზეტი, $MgSO_4 \cdot H_2O$, გვხვდება ჩვეულებრივად კარანალიტთან ერთად და სხვ.

2. მიღება. მაგნიუმის მოპოვებისათვის მეტად მოხერხებულია დოლომიტის გაპოყენება. გამოწვის შემდეგ მას დაამუშავენ ზღვის წყლით. რადგან მაგნიუმის ჰიდროქსიდი უფრო მცირედ ხსნადია. ვიდრე კალციუმისა, ამიტომ წონასწორობა გადაიხრება $Mg(OH)_2$ ის წარმოქმნის მიმართულებით:



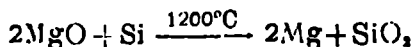
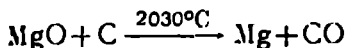
ჰიდროქსიდიდან ადვილად მიიღება ქლორიდი, ხოლო გაუწყლოებულ ქლორიდის ნალღობის ელექტროლიზით მაგნიუმი მიიღება.

მაგნიუმს ღებულობენ აგრეთვე გაუწყლოებული $KMgCl_3$ -- კარნალიტის ნალღობის ელექტროლიზით ან მაგნიუმის კარბონატიული ნინერალებიდან ან ამზადებენ მაგნიუმის უწყლო ქლორიდს, უმატებენ ფტორიდებს ან ქლორიდებს და მათი ნალღობის ელექტროლიზით ღებულობენ მეტალურ მაგნიუმს. ელექტროლიზს აწარმოებენ ფოლადის კიუვეტში, რომელიც ასრულებს კათოდის როლს, ანოდად იყენებენ გრაფიტის ღეროს, რომელიც თავის მხრივ ჩადგმულია კერამიკის ცილინდრში, საიდანაც ქლორი ვვერდითი მინიდან გამოვა. ელექტროლიზი მიმდინარეობს $700-750^{\circ}C$ -ზე. გაღობილი მაგნიუმი მცირე სიმკვრივის გამო ზედა ფენაში იყრის თავს და იმისათვის, რომ ქლორი მას არ შეუერთდეს. საელექტროლიზო უჯრედში გაატარებენ არგონს ან წყალბადს. ელექტროლიზის პროცესი შემდეგ რეაქციებით შეიძლება გამოვსახოთ

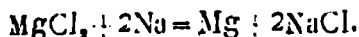


მეტალური მაგნიუმის მეტი წილი ამ გზით მიიღება.

მაგნიუმი შეიძლება აღდგენის მეტალურგული რეაქციებითაც მივიღოთ, მაგალითად, ვაკუუმში ან ინერტული გაზის არეში გახურებისას. მაგნიუმი შეიძლება ოქსიდიდან აღვადგინოთ ნახშირით, ფეროსილიციუმით, კალიუმით, კალციუმით, მაგალითად,



ამ გაუწყლოებულ კარნალიტიდან ან მაგნიუმის ქლორიდიდან აღვადგინოთ მაგნიუმი მეტალური ნატრიუმის მეშვეობით:



მიღებული მაგნიუმის მინარევეებისაგან გასუფთავების მიზნით მ. მართავენ 720°C-ზე მის დისტილაციას ვაკუუმის პირობებში.

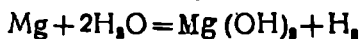
მ. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. მაგნიუმი ვერცხლისებრ — თეთრი მეტალია ჰექსაგონალური კრისტალური სტრუქტურით, მოსას სკალით მისი სიმაგრე არის 2,5, ადვილად იგლინება. მისი შენადნობი ალუმინთან გამოიყენება ავიაციაში. ცნობილია მისი შენადნობები თუთიასთან, სპილენძთან, ვერცხლთან, კადმიუმთან, ვერცხლისწყალთან. მაგნიუმი შენადნობებში ადიდებს ლითონის სიმაგრეს, კოროზიისადმი მდგრადობას, მასალის გამძლეობას.

მაგნიუმი ქიმიურად აქტიური მეტალია. მეტალური მაგნიუმი ლენტის, მავთულის ან ფხენილის სახით 600°C-მდე გაცხელებისას კაშკაშა ალით იწვის. მისი გამოსხივება მდიდარია ულტრაიისფერი სხივებით. ამიტომ მას იყენებენ სანათი შუშხუნების გასაცხებად და გასანათებლად ფოტოგრაფირების დროს, წვის შედეგად მიიღება თეთრი ბოლი, რომელიც შეიცავს მაგნიუმის ოქსიდს და მცირეოდენ Mg_3N_2 ნიტრიდს



ცეცხლმოკიდებული მეტალური მაგნიუმი განაგრძობს წვას CO_2 , SO_2 , NO , NO_2 -ის ატმოსფეროში. გაცხელებისას მაგნიუმი აღადგენს მეტალებს მრავალი ოქსიდებიდან Al_2O_3 , SnO_2 , Al_2O_3 , PbO , Cr_2O_3 , ZnO , CdO და სხვ. აღდგენის ამ მეთოდს ეწოდა მეტალთერმია.

მეტალური მაგნიუმი სუსტად მოქმედებს ცივ წყალზე. მდლურე წყალზე ენერგიულად მოქმედებს, მაგრამ თუ მაგნიუმს დავამუშავებთ იოდის ორთქლით, ის ოთახის ტემპერატურაზე დაშლის წყალს. მიუხედავად მაღალი ელექტროდული პოტენციალისა მაგნიუმში ამაღამირების გარეშე წყალთან არ რეაგირებს.



ის ადვილად ებნება რეაქციებში მჟავებთან.

ფტორის, ქლორის, ბრომის ორთქლში მაგნიუმი კაშკაშა ალით იწვის. მაგნიუმი რეაგირებს მრავალ ნივთიერებასთან და წარმოქმნის ნაერთებს MgS , Mg_3P_2 , Mg_3Bi_2 და სხვ.

მაგნიუმი ადვილად იხსნება მრავალ მინერალურ მჟავაში, არ იხსნება HF -სა და კონცენტრირებულ N_2SO_4 -ში.

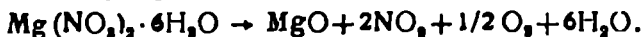
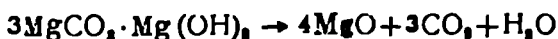
ძაბუათა მწკრივში ადგილმდებარეობის შესაბამისად მაგნიუმი მრავალ მეტალს აღადგენს მათი მარილების ხსნარებიდან.

მეტალურ მაგნიუმს დიდი გამოყენება აქვს მეტალურგიაში. ავიაციასში ფართოდ გამოიყენება მისი შენადნობები სხვა მეტალებთან: დურალუმინის (სადაც მაგნიუმი შედის 2%-მდე), მაგნალიუმი (შეიცავს 2—30%-მდე Mg-ს), ელექტრონი (2% Mg).

4. ნაერთები. მაგნიუმის ჰიდრიდი — MgH_2 , მიიღება წყალბადის მოქმედებით მეტალურ მაგნიუმზე MgJ_2 -ის თანაობისას ($570^{\circ}C$ და 120 ატმოსფ. წნევა). MgH_2 მყარი, არააქროლადი ნივთიერებაა. იწვევს წყლის დაშლას, გაცხელებისას მარტივ ნივთიერებად იშლება.

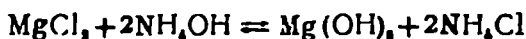
მაგნიუმის ოქსიდი MgO (თეთრი მაგნეზია, მწვანე მაგნეზია, მწარე მიწა) გვხვდება მონაცრისფერო-მწვანე კრისტალების სახით, მოოსის სკალით მისი სიმკვრე არის 6, სიმკვრივე 3.67 გ/სმ³.

მწვარი მაგნეზია მიიღება მეტალური მაგნიუმის სუფთა ჟანგბადის არეში დაწვის შედეგად ან მისი კარბონატის, ნიტრატის, ჰიდროქსიდის გახურებით



მაგნიუმის ოქსიდი ფაშარი ძნელდნობადი ფხვნილია. დნობის მაღალი ტემპერატურის გამო გამოიყენება ცეცხლგამძლე ტიგელების, აგურების მოსამზადებლად.

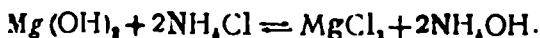
მაგნიუმის ჰიდროქსიდი — $Mg(OH)_2$, მიიღება თეთრი ლაბისებრი ნალექის სახით ტუტეების მოქმედებით მაგნიუმის მარილების ხსნარებზე:



ბერილიუმის ჰიდროქსიდისაგან განსხვავებით მას მხოლოდ ფუძე თვისებები აქვს და წარმოადგენს საშუალო ძალის ფუძეს. მცირედ იხსნება წყალში და მას ტუტე რეაქციას აძლევს.

მაგნიუმის ჰიდროქსიდის სრული გამოლექვა NH_4OH ამონიაკით არ ხერხდება, რადგან ამონიუმ-იონების კონცენტრაციის გადიდება ამცირებს ჰიდროქსილ-იონების კონცენტრაციას.

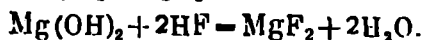
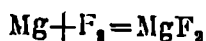
მაგნიუმის ჰიდროქსიდი ადვილად იხსნება მჟავებში და ამონიუმის მარილებში



$Mg(OH)_2$ უფრო სუსტი ფუძეა, ვიდრე ტუტე მიწათა მეტალებისა, თუმცა $Be(OH)_2$ -ის მსგავსად არ იხენს მჟავურ თვისებებს. მაგნიუმის

პეროქსიდი მაგნიუმის ოქსიდზე ან ჰიდროქსიდზე წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით მიიღება. მაგნიუმის ოქსიდისა და პეროქსიდის ნარევი $MgO_2 \cdot 3MgO \cdot 3H_2O$ წყალში იხსნება, გამოიყენება როგორც ანტიკატალიზური ნივთიერება მედიცინაში.

მაგნიუმის ფტორიდი — MgF_2 , მიიღება თეთრი ფხვნილის სახით მაგნიუმის დაწვისას ფტორის არეში ან მაგნიუმის ჰიდროქსიდზე ფტორწყალბადმეყავას მოქმედებით

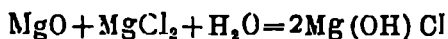


MgF_2 წყალში მცირედ ხსნადია, კარგად იხსნება ტუტე მეტალუზის ფტორიდების ხსნარებში, რის შედეგად მიიღება კომპლექსური მარილები $M^I[MgF_2]$ და $M^II[MgF_4]$.

Mg გამოიყენება კერამიკაში, აგრეთვე მქრქალი მინის მოსამზადებლად. მაგნიუმის ქლორიდი — $MgCl_2$, მეტად გავრცელებულია ბუნებაში. მას შეიცავს ზოგიერთი მინერალური წყალი. შეიცავს დიდი რაოდენობით ზღვის წყალიც. რაც მას მწარე გემოს აძლევს. უწყლო ქლორიდის ($MgCl_2$) მიღება შეიძლება, თუ მაგნიუმს დაეწვევთ ქლორის არეში ან მეტალურ მაგნიუმზე ვიმოქმედებთ ეთერში გახსნილი HCl -ით. $MgCl_2$ ძლიერ ჰიგროსკოპული ნივთიერებაა, აქვს მწარე გემო, წყლის ორთქლის მოქმედებით მიიღება ფუძე ქლორიდი



მაგნიუმის ოქსიდის, მაგნიუმის ქლორიდის კონცენტრირებულ ხსნარში აზელით მიიღება ნარევი, რომელიც რამდენიმე ხნის შემდეგ მაგრდება და იქცევა თეთრ შემკვრელ მასად

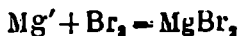


მას სორელის ცემენტი ეწოდა, გამოიყენება ტექნიკური მიზნით.

მაგნიზიული ცემენტი $Mg_2CO_3 \cdot Cl(OH) \cdot 3H_2O$ მიიღება აგრეთვე. თუ მაგნიუმის ქლორიდის ნაჯერ ხსნარში აზელენ მაგნიუმის ოქსიდს და მაგნიუმის კარბონატის ტეტრაჰიდრატს. ასეთი ცემენტი იხმარება წისქვილის ქვების, სალესი ქვების, სხვადასხვა ფიქალების მოსამზადებლად.

მაგნიუმის ბრომიდი — $MgBr_2 \cdot 6H_2O$ იმყოფება ზღვის წყალში, მარილების საბადოებში და ზოგიერთ მინერალურ წყალში.

უწყლო მარილში $MgBr_2$ მიიღება მაგნიუმზე ბრომის, ან მეტალურ მაგნიუმზე ეთერში გახსნილი ბრომის მოქმედებით



$MgBr_2$ ადვილად განითხევა ჰაერზე, მისი წყალხსნარი განიცდის ჰიდროლიზს, იხსნება სპირტში; მის სპირტხსნარებზე ამიაკის მოქმედებით წარმოიქმნება კომპლექსური მარილი ჰექსამინომაგნიუმ-ბრომიდი $[Mg(NH_3)_6] Br_2$.

მაგნიუმის ბრომიდი გამოიყენება ბრომის მისაღებად.

მაგნიუმის იოდიდი — MgJ_2 , მიიღება მაგნიუმზე იოდის მოქმედებით. წყალხსნარში ჰიდროლიზურად იშლება. ცნობილია მისი კრისტალჰიდრატები $MgJ_2 \cdot 6H_2O$, $MgJ_2 \cdot 10H_2O$, $MgJ_2 \cdot 12H_2O$. MgJ_2 -ის სპირტხსნარი ამიაკთან წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთს $[Mg(NH_3)_6] J_2$.

მაგნიუმის სულფატი — $MgSO_4$, ბუნებაში მოიპოვება სხვადასხვა მინერალის სახით: ეპსომიტი $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, ჰექსაჰიდრატი $MgSO_4 \cdot 6H_2O$, კიზერიტი $MgSO_4 \cdot H_2O$, კაინიტი $MgSO_4 \cdot KCl \cdot 3H_2O$ და სხვ.) მას შეიცავს მწარე მინერალური წყლები და ზღვის წყლებიც. ტუტე მიწათა მეტალების სულფატებისაგან განსხვავებით იგი ადვილად იხსნება წყალში. მისი ხსნადობა და კრისტალების სტრუქტურა მსგავსია ცინკის ნაერთებისა.

მაგნიუმის სულფატი ანუ მწარე მარილს ადრე მინერალური წყლების ამოვრთქვით ღებულობდნენ. ამჟამად მას ამზადებენ კიზერიტიდან $MgSO_4 \cdot H_2O$. მას გახსნიან ცხელ წყალში და გაფილტრული სუფთა ხსნარიდან გაშოაკრისტალებენ მწარე მარილს $MgSO_4 \cdot 7H_2O$. კრისტალებს ნებისმიერი ფორმა აქვს.

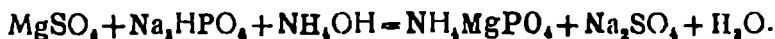
მწარე მარილი გამოიყენება საფეიქრო მრეწველობაში, ქაღალდის წარმოებასა და მედიცინაში. მაგნიუმის სულფატის სპირტხსნარებზე ამიაკის მოქმედებით მიიღება კომპლექსური მარილები $[Mg(NH_3)_2 \times (H_2O)_4] SO_4$, $[Mg(NH_3)_2 (H_2O)_2] SO_4$, $[Mg(NH_3)_4 (H_2O)_2] SO_4$. ცნობილია მისი ორმაგი მარილები, მაგალითად, $Na_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 2H_2O$, $K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$ და სხვ. ასეთი მარილები სასუქებად იხმარება.

მაგნიუმის ნიტრატი — $Mg(NO_3)_2 \cdot nH_2O$, ბუნებაში მცირე რაოდენობით გვხვდება. ჩვეულებრივ ღებულობენ მაგნიუმის ოქსიდზე ან კარბონატზე განზავებული აზოტმჟავას მოქმედებით.

ფოსფორმჟავასთან წარმოქმნის ერთხანაცვლებულ $Mg(H_2PO_4)_2 \times nH_2O$, ორხანაცვლებულ $MgHPO_4 \cdot nH_2O$, სამხანაცვლებულ

$Mg_3(PO_4)_2 \cdot nH_2O$ ორთოფოსფატს. ეს უკანასკნელი მცირედ იხსნება წყალში.

თუ მაგნიუმის მარილზე ვიმოქმედებთ ორჩანაცვლებული ფოსფატით და ამიაკით, გამოილექება მცირედხსნადი ამონიუმ-მაგნიუმის ორთოფოსფატი



მიღებული შერეული მარილი იხსნება მინერალურ მკაეებში.

მაგნიუმის კარბონატი ბუნებაში გვხვდება მინერალის მაგნეზიტის $MgCO_3$ ან დოლომიტის $MgCa(CO_3)_2$ სახით. მაგნიუმის მარილების ხსნარებზე სოდის მოქმედებით მიიღება არა საშუალო კარბონატი, არამედ სხვადასხვა შედგენილობის ფუძოვანი კარბონატები. მათ ნარევეს მედიცინაში თეთრი მაგნეზია ეწოდება. საშუალო კარბონატის მიღების მიზნით სოდის მიმატებისას მაგნიუმის მარილის ხსნარში ნახშირორჟანგს ატარებენ, ანდა მაგნიუმის სულფატის ხსნარზე კალციუმის კარბონატს ამოქმედებენ



მაგნიუმის კარბონატი გამოიყენება ცეცხლგამძლე აგურის, სორელის ცემენტის მოსამზადებლად, გამოიყენება ქალაღლის წარმოებაში და სხვ.

დიდი გამოყენება აქვს მაგნიუმის ბუნებრივ სილიკატებს — ტალსს $3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$, ზღვის ქაფს $3MgO \cdot 6SiO_2 \cdot 2H_2O$, აზბესტს $CaO \cdot 3MgO \cdot 4SiO_2$, რომელსაც ცეცხლგამძლეობა და მცირე სითბოგამტარობა ახასიათებს.

მაგნიუმი შედის ქლოროფილის შედგენილობაში. ამიტომ მცენარეების კვების საჭირო ელემენტია.

მცირე რაოდენობით მაგნიუმის ნაერთებს ყოველგვარი ნიადაგი შეიცავს.

1. 8. 8. კალციუმი — Ca

1. გავრცელება ბუნებაში. გავრცელებულობის მიხედვით კალციუმს მესამე ადგილი უკავია. კალციუმის ნაერთები ძალიან ფართოდაა გავრცელებული ბუნებაში. მისი შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს 3,5 წონით %-ს. დიდი ქიმიური აქტიურობის გამო კალციუმი თავისუფალი სახით არ მოიპოვება. დიდი რაოდენობით გვხვდება იგი კარბონატების, სულფატების, სილიკატების, ჰალოგენიდების სახით, რომლებიც შედის სხვადასხვა მინერალის შედგენილო-

ბაშო. SiO_2 დანალექი ქანების ყველაზე მნიშვნელოვანი ნაწილია. ბუნებაში იგი გვხვდება კირქვის, ცარცისა და მარმარილოს სახით. კალციუმის კარბონატის ტრიგონალური სისტემის კრისტალებს ეწოდება კალციტი. გვხვდება ის ზოგჯერ გამჟვირვალე რომბოედრების სახით. მისთვის დამახასიათებელია ორმაგი სხივტება. რადგან ამ სახის კირშპატი მოიპოვება ისლანდიაში, მას ისლანდიური შპატის სახელწოდება მიეცა. ისლანდიის შპატი არის კალციტის ყველაზე სრულყოფილი ფორმა. მისი სიმკვრივე უდრის 2,7 გ/სმ³, სიმკვრე მოსის სკალით არის 3. გამოიყენება ნიკოლის პრიზმების, პოლარიმეტრების, პოლარიზაციული მიკროსკოპების მოსამზადებლად.

კალციუმის კარბონატისათვის დამახასიათებელია აგრეთვე რომბული სისტემის ფორმის პრიზმები — არაგონიტი. კალციუმის კარბონატი ხშირად სხვადასხვა ქანების შემაჯავრიებული მასალაა, ასე-ოია მაგალითად, სილაქვა, რომლის მთავარი ნაწილია კირქვით შეკავშირებული სილა (SiO_2), კირქვებს, რომლებიც თიხის მნიშვნელოვან მინარევს შეიცავენ, მერგელები ეწოდება. მერგელები ცემენტის დასამზადებელ ნედლეულად გამოიყენება.

კირქვები საკმაოდ გავრცელებულია ბუნებაში. კირქვა გამოიყენება ქიმიურ მრეწველობაში კირისა და CO_2 -ის მისაღებად, საშენ მასალად. ცარცი არაგამჟვირვალე თეთრი ამორფული, ფაშარი ნივთიერებაა, შედგება გაქვავებული ნიჟარებისაგან. ცარცი გამოიყენება ცემენტის, პასტების, საღებავების მოსამზადებლად, გამოიყენება აგრეთვე რეზინის წარმოებაშიც.

მარმარილო სხვადასხვაფრად შეფერილი გამოკრისტალებული კირქვაა, წარმოქმნილი მაღალი წნევისა და ტემპერატურის პირობებში. მარმარილოს საბადოები არის იტალიაში, საბერძნეთში, ჩეხოსლოვაკიაში და სხვ.

ანჰიდრიტი, (CaSO_4) გვხვდება დანალექ ქანებში. მოიპოვება ჩეხოსლოვაკიაში, რუმინეთში, პოლონეთში, საფრანგეთში და სხვ.

თაბაშირი ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) გვხვდება სხვადასხვა მინარევების გამო შეფერილი კრისტალების სახით. თაბაშირი გამოიყენება საშენ მასალად, ცემენტის მოსამზადებლად, გოგირდმჟავას წარმოებაში, სამხატვრო მიზნით და სხვ.

ალუბასტრი არის თაბაშირის სუფთა გამჟვირვალე სახეობა. კალციუმის სილიკატებიდან დავასახელებთ ყველაზე მეტად გავრცელებულს. ვოლასტონიტი $3\text{CaO} \cdot 3\text{SiO}_2$. გავრცელებულია თეთრი ან ვარ-

ლისფერი ტრიკლინური კრისტალების სახით. სიმაგრე მოოსის სკალით 4,5—5. მოიპოვება მექსიკაში, იტალიასა და კანადაში.

როდონიტი (Ca, Mg Fe^{II}) SiO_3) ვარდისფერი ტრიკლინური კრისტალები, სიმაგრე 5,5—6-ია მოოსის სკალით იხმარება ნხატვრული მიზნებისათვის.

შაბაზიტი, $\text{Ca[AlSi}_3\text{O}_{11}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$, თეთრი მოვარდისფრო ტრიგონალური კრისტალები, გამოიყენება ცეცხლგამძლე მასალების მოსამზადებლად.

აპატიტი $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{F, Cl})_2$, გვხვდება უფრო ჰექსაგონალური პრიზმების სახით, ხშირად შეფერილია, სიმკვრივე 3.18—3,21 გ/სმ³, სიმაგრე 5,5—6-ია მოოსის სკალით.

აპატიტი და ფოსფორიტები გამოიყენება ხელოვნური სასუქების მოსამზადებლად, მისგან მზადდება თერმომდგრადი ფაიფური, ფოსფორმჟავა და ფოსფატები, მოიპოვება სსრკ-ში, აშშ, რუმინეთში, ალჟირში და სხვ. ფლუორიტი (CaF_2) სხვადასხვა ფერად შეფერილი კუბური კრისტალებია. უფრო იშვიათად გვხვდება. სიმაგრე მოოსის სკალით 4-ია. უფრო გამკვირვალე კრისტალებიდან მზადდება ოპტიკური ხელსაწყოების ლინზები. გამოიყენება ქიმიურ მრეწველობაში მლღობი მჟავის მისაღებად, მეტალურგიაში მდნობად (ფლუსად), მინანქრებისა და ჭიქურების მოსამზადებლად.

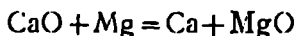
2. მიღება. მეტალური კალციუმი მიიღება გაღობილი კალციუმის ქლორიდის ელექტროლიზით. ნედლეულად გამოიყენება ჩვეულებრივად კალციტი CaCO_3 , ანჰიდრიტი CaSO_4 ანდა თაბაშირი $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. მათი დაჰუშავებით მიიღება კალციუმის ქლორიდი, რომლის გაუწყლოება აუცილებელია. კალციუმის ქლორიდის ნალღობის ელექტროლიზს ატარებენ 780—830°C-ზე. საელექტროლიზო ხელსაწყო თბოგამძლე მასალიდან მზადდება. კათოდად იყენებენ ფოლადის ჭურჭელს, ანოდად გრაფიტის ელექტროდს. ელექტროლიზის პროცესში გამოყოფილი კალციუმი დაფარული იქნება კალციუმის ქლორიდის ნალღობით, რომელიც მკვრივდება გაციებისას და იცავს მას დაჟანგვისაგან.

გარდა ელექტროლიზურისა, შემუშავებულია კალციუმის მიღების სხვა მეთოდიც, რომელსაც საფუძვლად დაედო კალციუმის ალღგენის მეტალთერმული რეაქციები. ამ მიზნით ვაკუუმში კალციუმის იოდიდს ან ქლორიდს გაახურებენ მეტალურ ნატრიუმთან ერთად



ჭარბი ნატრიუმის მოსაცილებლად ხმარობენ უწყლო სპირტს,

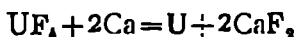
რომელთანაც ნატრიუმი ალკოჰოლატს წარმოქმნის. მეტალური კალციუმის მიღება შეიძლება ალუმინით. მაგნიუმით, სილიციუმით. ტიტანით, ბერილიუმით აღდგენის მეტალურმული რეაქციებით



მეტალურმული გზით მიღებული კალციუმი ჩვეულებრივ მრავალმინარევეს შეიცავს. სუფთა კალციუმის გამოყოფის მიზნით მას გამოხდიან 850°C -ზე $0,1$ ტორ წნევაზე. გამოხდილ კალციუმს ინახავენ ჰერმეტიკულ ჰურჭელში ან პეტროლუმეთერის ფენის ქვეშ.

წ. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. კალციუმი მოვერცხლისფერო-თეთრი, რბილი მეტალია (სიმაგრე მოოსის სკალით 2—2.5), დნება 849°C , დუღს 1440°C -ზე (ინერტული გაზის არეში). ჰაერზე ძალე კარგავს ბზინვარებას დაჟანგვის გამო. გაცხელებისას კი იწვის წითელი ალით. კალციუმი მრავალ მეტალთან წარმოქმნის შენადნობებს. კალციუმის ტყვიასთან შენადნობები იხმარება საკისრების მოსამზადებლად.

კალციუმი ქიმიურად მეტად აქტიური მეტალია. გაცხელებისას ადვილად იერთებს წყალბადს, ჰალოგენებს, ჟანგბადს, გოგირდს და აზოტს, მშრალი ჟანგბადი კალციუმზე არ მოქმედებს გადაკრული ოქსიდური აკის გამო, რომელიც მას შემდგომი დაჟანგვისაგან იცავს. მეტალური კალციუმი გამოიყენება მრავალი სხვადასხვა მეტალის თერმული აღდგენის მიზნით, მაგალითად,



გაცხელებისას კალციუმი რეაქციაში ებმება მრავალ არამეტალთან, შედეგად წარმოქმნის ფოსფიდებს, ნიტრიდებს, არსენიდებს და სხვ. ამიაკთან გაცხელების შედეგად მიიღება ამიდი $\text{Ca}(\text{NH}_2)_2$ და ჰიდრიდი CaH_2 .

კალციუმი შლის წყალს, ცივ წყალთან ნელა რეაგირებს, ცხელთან ენერგიულად შედის რეაქციაში

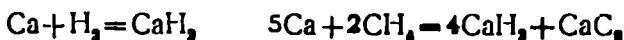


კალციუმი ადვილად იხსნება განზავებულ მჟავებში.

კალიუმის მნიშვნელობა მეტაბოლიზმის პროცესებში დიდია კალციუმი კარბონატის სახით შედის ნიჟარების, კვერცხის ნაკვუების შედგენილობაში. ძვლის ქსოვილი შეიცავს კალციუმის ფოსფატს, კარბონატს, ფტორიდს. კალციუმის იონები ხელს უწყობს სისხლის დენის შეჩერებას, კაზეინის გამოლექვას. კალციუმის შემცველობა ადამიანის ყოველდღიურ საკვებში აუცილებელია.

4. ნაერთები. კალციუმის იონი Ca^{2+} უფეროა; აქვს არგონის ელექტრონული სტრუქტურა. მისი ნაერთები (ქლორიდი, ბრომიდი, იოდიდი, ნიტრატი, აცეტატი) კარგად იხსნება წყალში. მცირედ ხსნად ნაერთებს ეკუთვნის ოქსიდი, ჰიდროქსიდი, კარბონატი, ფტორიდი, სულფატი, ოქსალატი, საშუალო ფოსფატი. ხსნადი მარილები კრისტალჰიდრატებს წარმოქმნიან.

კალციუმის ჰიდრიდი — CaH_2 , მიიღება კალციუმის დაწვის დროს წყალბადის არეში. იგივე პროდუქტი მიიღება მეთანის მოქმედებისას მეტალურ კალციუმზე 800°C -ზე ან კალციუმის ქლორიდისა და თუთიის ძლიერი გახურებით წყალბადის ატმოსფეროში:



კალციუმის ჰიდრიდი თეთრი კრისტალური ფხვნილია, მისი სიმკვრივეა $1,7$ გ/სმ³, ლღობის ტემპერატურა 814°C .

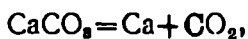
წყალთან რეაქციის შედეგად გამოყოფს წყალბადს.



კალციუმის ჰიდრიდი იწვის ჟანგბადში, ქლორში, ბრომსა და იოდის ორთქლში. გახურებისას აღადგენს ძნელადღლობად ოქსიდებს — TiO_2 , ZnO , CeO_2 , V_2O_5 და სხვ.

კალციუმის ჰიდრიდი გამოიყენება წყალბადის, ბენზოლის, ტოლუოლის, ნავთის, საავიაციო სათბობის გაუწყლოებისათვის, რადგან თითო მოლი კალციუმის ჰიდრიდი (42 გ) გამოყოფს 2 მოლ (44,8 ლ) წყალბადს, ამიტომ მას იყენებენ აეროსტატების გასაცხებად საველე პირობებში.

კალციუმის ოქსიდი (გამომწვარი კირი) — CaO , შეიძლება მივიღოთ კალციუმის დაწვისას ჟანგბადის არეში. მას ჩვეულებრივ ღებულობენ კირქვის ან ცარცის გამოწვით მაღალ, ე. წ. შახტის ღუმელებში, სადაც კირქვას და საწვავს შრეებად ჩააწყობენ. ტექსტს ქვევიდან შეუწებებენ. გავარჯარებისას კალციუმის კარბონატი განიცდის თერმულ დაშლას, რის შედეგად მიიღება კალციუმის ოქსიდი — კირი და ნახშირბადის(IV) ოქსიდი.



კალციუმის კარბონატის თერმული დისოციაცია საკმაოდ სწრაფად მიმდინარეობს 800 — 850°C -ზე. რაც უფრო მაღალია ტემპერატურა, მით მეტი სიჩქარით მიმდინარეობს დისოციაცია. ვინაიდან ეს, რეაქცია შექცევადია, მაღალ ტემპერატურაზე ნახშირბადის(IV) ოქსიდი ისევ უერთდება კირს, საჭიროა გამაყოფილი ნახშირბადის(IV)

ოქსიდის მოცილება რეაქციის სფეროდან, ამიტომაც ღუმელში კარგ ვენტრაციას აწყობენ, რომ CaCO_3 მთლიანად დაიშალოს.

კალციუმის ოქსიდი მიიღება აგრეთვე მისი ნიტრატის გასურებისას



გამომწვარი კირი (ძველად წყალუკრავ კირს უწოდებდნენ) თეთრი კუბური სისტემის კრისტალური ნივთიერებაა.

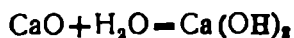
კალციუმის ოქსიდის ფუძე თვისებებია. მკავეურ და ამფოტერულ ოქსიდებთან კალციუმის ოქსიდის შეღობისას მიიღება სილიკატები, ალუმინატები, ქრომიტები და სხვ., მაგალითად,



კალციუმის ოქსიდი რეაგირებს ქლორთან, ბრომთან, გაცხელებისას ნახშირბადთან, გოგირდთან და ა. შ.

კალციუმის ოქსიდი გამოიყენება ღუმელების ამოგებისათვის, დაშლილი კირის მოსამზადებლად, კალციუმის კარბიდისა და ხელოვნური თაბაშირის მოსამზადებლად, კერამიკული ნაკეთობების, მინის წარმოებაში და მლღობის კაზმის შესადგენად. :

კალციუმის ჰიდროქსიდი — $\text{Ca}(\text{OH})_2$, დაშლილი ანუ განელებული კირი, მიიღება გამომწვარ კირზე წყლის მოქმედებით. კირის ნატეხები შეისრუტავს წყალს, შემდეგ წყალი კირთან რეაქციაში შევა. ეს რეაქცია ეგზოთერმულია. გამოყოფილი სითბოს გამო, წყლის რეაქციაში შეუსვლელი ნაწილი აორთქლდება, ხოლო მიღებული განელებული კირი ფაშარ მასად დაიფხვნება:



მიღებულ პროდუქტს გაშლილი, ანუ განელებული კირი ეწოდა.

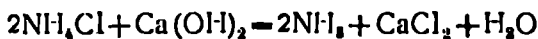
კალციუმის ჰიდროქსიდი $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ძლიერი ფუძეა. 1 ლ წყალში 1,56 გ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ იხსნება. ტემპერატურის გადიდებისას მისი ხსნადობა მცირდება. კირის ნაჯერ ხსნარს კირის წყალი ეწოდება. კარბონატის წარმოქმნის გამო ის ადვილად შთანთქავს ჰაერიდან CO_2 . კირიანი წყალი იხმარება შაქრის წარმოებაში.

განელებული კირის, ქვიშის და წყლის ნარევი, „ღულაბი“ იხმარება მშენებლობაში, კედლების შესალესავედ. ღულაბის გამაგრება დაკავშირებულია ნახშირბადის(IV) ოქსიდის შთანთქმასა და კალციუმის სილიკატის წარმოქმნასთან

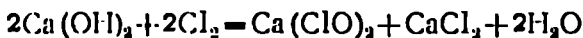


თუ კირი განელებულია წყლის მცირე ან ზედმეტი რაოდენობით, დაშლილ კირს არ ექნება შემკვრელი მოქმედება.

კალციუმის ჰიდროქსიდი როგორც ძლიერი ფუძე ამონიუმის მარილებიდან აძევებს ამიაკს



კალციუმის ჰიდროქსიდი ქლორთან წარმოქმნის ჰიპოქლორიტს და ქლორიდს.



კალციუმის ჰიპოქლორიტი ანუ გამათეთრებელი კირი იხმარება საფეიქრო მრეწველობაში და სადღეზინფექციოდ. კალციუმის ჰიდროქსიდი შედის რეაქციაში ქარხლის შაქართან. 8%-იან 100 გ შაქრის ხსნარში იხსნება 22,4 გ CaO (წარმოიქმნება წყალში კარგად ხსნადი საქარატი). ამ რეაქციის მეშვეობით ბადავიდან გამოყოფენ შაქარს. სუფთა წყალში კი მისი ხსნადობა, როგორც ეს ზემოთ იყო აღნიშნული, მცირეა:

0°	20°	50°	100°
0,31	0,128	0,098	0,060

გ CaO 100 გ წყალში.

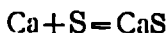
კალციუმის პეროქსიდი — CaO_2 , მიიღება ქანგბადით. კალციუმის ამალგამზე მოქმედებისას. CaO_2 თეთრი მიკროკრისტალური ფხვნილია, გაცხელებისას იშლება.

კალციუმის ჰიპეროქსიდი — CaO_4 ყვითელი ფხვნილია, მჟავების მოქმედებით გამოყოფს ქანგბადს.

კალციუმის ფტორიდი — CaF_2 , სინათლის შთანთქმის შედეგად ფლუორესცირებს, ულტრაიისფერ სხივებს თავისუფლად ატარებს. გაცხელებისას შედის რეაქციაში წყლის ორთქლთან, კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან;



კალციუმის სულფიდი — CaS მიიღება მეტალურ კალციუმთან გოგირდის შეღობით



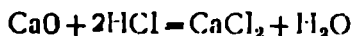
წყლის მოქმედებით კალციუმის სულფიდი განიცდის ჰიდროლიზს



კალციუმის ქლორიდი — CaCl_2 გვხვდება ზოგიერთ მი-

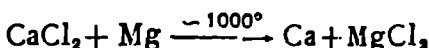
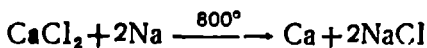
ნერალურ წყალში (მუხური). ზღვის წყალში და აგრეთვე ზოგიერთ მინერალში.

კალციუმის ქლორიდის მისაღებად სუფთა აირად HCl-ს გაატარებენ მაღალ ტემპრატურაზე კალციუმის ოქსიდზე, ან კალციუმის კარბონატზე იმოქმედებენ მარილმჟავით



კალციუმის ქლორიდი ტუტე მეტალებისა და ტუტე მიწათა მეტალების ქლორიდებთან წარმოქმნის ორმაგ მარილებს R_2CaCl_2 , CsCaCl_2 , CaBaCl_4 .

ნატრიუმთან ან მაგნიუმთან გახურებით მიიღება მეტალური კალციუმი.



ამიაკთან წარმოქმნის ნაერთებს $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{CaCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{CaCl}_2 \cdot 8\text{NH}_3$.

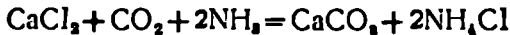
CaCl_2 გაუწყლოებული თეთრი, ძლიერ ჰიგროსკოპული მასაა, იხმარება როგორც გაზების საშრობი საშუალება. მისი ჰექსაჰიდრატის $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ წყალში გახსნა დაკავშირებულია სითბოს შთანთქმასთან (მოლზე — 20,73 კკ). ამიტომ მას ხშირად ხმარობენ გამაცივებელი ნარეების მოსამზადებლად, თუ ჰექსაჰიდრატს და ყინულს ავიღებთ 1,44 : 1 წონითი შეფარდებით, მივიღებთ — 54,9°C ტემპერატურას.

კალციუმის ქლორიდი მიიღება როგორც მრავალი წარმოების თანაპროდუქტი. კალციუმის ქლორიდი კარგად იხსნება სპირტებში.

კალციუმის ქლორიდი იხმარება ხის მერქნისა და ქსოვილების გასაყენთად, რომ ცეცხლგამძლეობა მივიანიკოთ. გამოიყენება ზოგიერთი სინთეზური ფისის გასამყარებლად და აგრეთვე რძის ასაქრულად.

კალციუმის კარბონატი — CaCO_3 გავრცელებულია ზუნებაში კალციტის, არაგონიტის, დოლომიტის $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ სახით. ადვილად მიიღება თუ კალციუმის მარილების ხსნარებზე ემოქმედებთ ტუტე მეტალების ან ამონიუმის კარბონატების ხსნარებთან,

∴ მის ხსნარებში გავატარებთ ნახშირბადის (IV) ოქსიდს ამიაკის თანობით, ან კიდევ კალციუმის ორგანული ნაერთების გატურებით



კალციუმის კარბონატის გამოლექვის პირობების მიხედვით მიიღება სხვადასხვა სისტემის კრისტალები (რომბული, ჰექსაგონალური, ტრიგონალური) და სხვადასხვა დისპერსიულობის ხარისხისა (დაწილადების ხარისხისა).

მაღალ ტემპერატურაზე კალციუმის კარბონატი რეაქციაში შედის როგორც მჟავურ, აგრეთვე ამფოტერულ ოქსიდებთან



კალციუმის კარბონატი წყალში მცირედ ხსნადია, მუშხუნით იხსნება მჟავებში



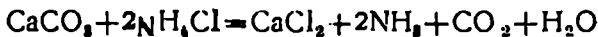
ცივ წყალში ნახშირბადის (IV) ოქსიდთან წარმოქმნის ჰიდროკარბონატს



კალციუმის ჰიდროკარბონატი წყალში კარგად იხსნება, მისი ხსნარი დაახლოებით 70°C-მდე გათბობისას იშლება, გამოილექება კარბონატი



კალციუმის კარბონატის და ამონიუმის ქლორიდის შემცველი წყალი რომ ვაღულოთ, მიიღება კალციუმის ქლორიდი, ამიაკი და ნახშირბადის (IV) ოქსიდი



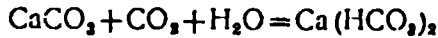
მაღალ ტემპერატურაზე კალციუმის კარბონატი განიცდის თერმულ დისოციაციას



კალციუმის, სილიციუმის და ალუმინის ოქსიდების ნარევი შედის ცემენტის შედგენილობაში.

კალციუმის კარბონატი კირქვის და მარმარილოს სახით მრავალგვარ გამოყენებას პოულობს.

კალციუმის მეფვე კარბონატი (პიდროკარბონატი) — $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, შეიძლება მივიღოთ 0°C -ზე კალციუმის კარბონატზე ნახშირბადის(IV) ოქსიდის ნაჭერი წყალხსნარის მოქმედებით



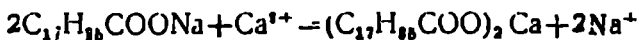
კალციუმის პიდროკარბონატის გამოყრისტალება არ ხერხდება, რადგან მისი წყალხსნარები ჰაერზე ვათბობისას იშლება კალციუმის კარბონატად, წყლად და ნახშირბადის(IV) ოქსიდად. მღვიმეებში სტალაქტიტებისა და სტალაგმიტების წარმოქმნა იმით ახსნება, რომ ნახშირბადის(IV) ოქსიდის შემცველ წყალში კალციუმის კარბონატი იხსნება და ამავე ხსნარიდან გამოილექება.

ორმაგი კარბონატები. ცნობილია რამდენიმე სახის კალციუმის კარბონატის ორმაგი მარლი ტუტე მეტალების კარბონატებთან, ასეთია, მაგალითად, $\text{CaCO}_3 \cdot \text{Na}_2\text{CO}_3$, $\text{CaCO}_3 \cdot \text{K}_2\text{CO}_3$, ორივე ჰექსაგონალური სისტემის კრისტალების სახით მიიღება. ბუნებაში მოიპოვება ორმაგი კარბონატები



5. წყლის სიხისტე. ბუნებაში კალციუმის ფართოდ გავრცელების გამო წყალი თითქმის ყოველთვის შეიცავს კალციუმის მარილებს. ბუნებაში არსებული კალციუმის მარილებიდან მხოლოდ თაბაშირი იხსნება წყალში, ისიც მცირე რაოდენობით. მაგრამ, თუ წყალი შეიცავს ნახშირბადის(IV) ოქსიდს, კალციუმის კარბონატი გადავა ხსნარში პიდროკარბონატის $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ სახით.

წყალს, რომელიც მნიშვნელოვანი რაოდენობით შეიცავს კალციუმის მარილებს $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, CaSO_4 , CaCl_2 ან მაგნიუმის მარილებს $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, MgSO_4 , MgCl_2 ეწოდება ხისტი წყალი, წინააღმდეგობილი წყლისა, რომელიც მცირე რაოდენობით შეიცავს აღნიშნულ მარილებს ან სრულიად არ შეიცავს. სიხისტეს განაპირობებს კალციუმისა და მაგნიუმის იონების შემცველობა წყალში, რის გამოც ასეთ წყალში საპონი არ ქაფდება და ვერ იჩენს რეცხვის უნარს. საპონი არის ცხიმოვანმეფვა ნატრიუმის მარლი. საპონი რეაქციაში შედის კალციუმის და მაგნიუმის იონებთან, რის შედეგადაც მიიღება წყალში უხსნადი კალციუმისა და მაგნიუმის მარილები (საანები), რომლებიც უხსნადობის გამო მოკლებულია აქაფების უნარს



საპონი აქაფდება მხოლოდ მას შემდეგ, რაც კალციუმისა და მაგნიუმის იონები მთლიანად იქნება შეკავშირებული ცხიმოვანი მჟავებით. ნაშასადამე, საპონის გარკვეული რაოდენობა იხარჯება კალციუმისა და მაგნიუმის იონების ბმავზე. იხარჯება მით მეტი რაოდენობით, რაც მეტია ამ იონების შემცველობა წყალში.

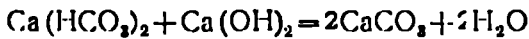
არჩევნ ორგვარ სიხისტეს — მუღმღესა და გარდამავალს, ანუ კარბონატულ სიხისტეს.

გარდამავალ სიხისტეს განაპირობებს კალციუმისა და მაგნიუმის ჰიდროკარბონატები $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ და $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. ამ სახის სიხისტე ადვილად შეიძლება თავიდან ავიცილოთ, რისთვისაც საკმარისია წყალი წამოვადულოთ. ჯერ კიდევ 70°C -ზე $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ იშლება



გამოღეჭილი კალციუმის კარბონატი, რომელიც პრაქტიკულად უხსნადია, წყლის სიხისტეზე გავლენას არ ახდენს.

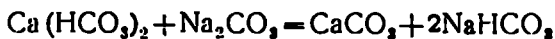
გარდამავალი სიხისტე აგრეთვე შეიძლება მოვსპოთ კირის დამატებით



მუღმღ. ე. ი. არაკარბონატულ სიხისტეს განაპირობებს კალციუმისა და მაგნიუმის სულფატები, და ქლორიდები. ასეთი სიხისტის მოსაშორებლად წყალს სოდას უმეტებენ



სოდის მოქმედებით გარდამავალი სიხისტეც ისპობა



ხისტი წყალი შეიძლება იონიტების დახმარებითაც „შერბილდეს“. ხისტი წყალს გაატარებენ კათიონიტში, რომელიც კალციუმისა და მაგნიუმის იონებს დაიჭერს და ნატრიუმის იონებს გასცემს ეკვივალენტური რაოდენობით. თიხა პერმუტიტი კალციუმის იონების მიმოცვლის შემდეგ მოგვეცემს



ხისტი წყალი უფრო სასიამოვნო დასალევია, ვიდრე რბილი. ორთქლის ქვაბებისათვის ხისტი წყალი საზიანოა, რადგან წყლის დუღილის და აორთქლების დროს ქვაბების კედლებზე ილექება კალცი-

უმისა და ძაგნიუმის კარბონატების, კალციუმის სულფატ-სა და სხვა ნარილების მინადული. მინადულის ფენა ქვაბის ზედაპირზე ამწელებს სითბოს გადაცემას, იწვევს სათბობის გადახარჯვას და აზიანებს ქვაბის კედლებს. ამიტომ ორთქლის ქვაბების საყვებ წყალს იონიტეზის სვეტში გაატარებენ.

მხოლოდ ასეთი დამუშავების შემდეგ იყენებენ მას როგორც ორთქლის ქვაბების, ისე სხვა ტექნიკური მიზნებისათვის.

1. 8. 4. სტრონციუმი — Sr

1. გავრცელება ბუნებაში. სტრონციუმი ბუნებაში თავისუფალი სახით არ მოიპოვება, მისი შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს 0,035 წონ. %-ს. სტრონციუმი ბუნებაში გვხვდება კარბონატებ-ს. სულფატების, სილიკატების, ფლუატების სახით. რომლებიც წარმოქმნიან შემდეგ მინერალებს:

სტრონციანიტი — $SrCO_3$, მოიპოვება სსრკ-ში, აშშ. ავსტრიაში და სხვ. უფრო ან სხვადასხვა ფერის პრიზმული კრისტალების სახით. სიმაგრე მოოსის სკალით 3,5—4-ია.

ცელესტინი — $SrSO_4$, გვხვდება მოციხეო-თეთრი ან მონაცრისფრო-თეთრი კრისტალების სახით, სიმკვრივეა 4 გსმ³, სიმაგრე 3—3,5 მოოსის სკალით. ცელესტინი სტრონციუმის ყველაზე მნიშვნელოვანი ნედლეულია, საიდანაც ჩვეულებრივ ღებულობენ სტრონციუმს.

ლამპროფილიტი, $NaSrFe^{II}Ti_2[(SiO_4)_3O]$, შერეული ორ-აოსილიკატია, გვხვდება შეზრდილი კრისტალების სახით.

სტრონციუმის შემცველია აგრეთვე სტრონციუმაპათიტი $[Sr_{10}(PO_4)_6](F, OH)_2$, სტრონციუშკალციტი $SrCa(CO_3)_2$, ბარიტცელესტინი $BaSr(SO_4)_2$ და სხვ. მცირე რაოდენობით შეიცავს მას ძაგნიუმის და კალციუმის მინერალები, ნიადაგი, ზოგიერთი მინერალური წყალი, ზღვის წყალი. ნიჟარები და სხვ.

2. მიღება. მეტალური სტრონციუმი მიიღება ჰაერის მიუწვდომლად წყალბადის არეში ან ვაკუუმში სტრონციუმის ჰალოგენიდების ელექტროლიზით. საელექტროლიზოდ იღებენ $SrCl_2$ და KCl -ის, ან $SrCl_2$ და KBr -ის ნარევეს. კათოდად იხმარება ნიკელის ჰურჭელი, რომელშიც ხდება ნალღობის ელექტროლიზი, ანოდად იყენებენ გრაფიტის ღეროს.

სტრონციუმის მიღება შეიძლება აგრეთვე მეტალთერმული აღდგენით ცინკით და სხვ.

გენის გზითაც ალუმინის, მაგნიუმის, კალციუმის მეშვეობით, ან სტრონციუმის ჰიდრიდის (SrH_2) თერმული დაშლით.

სუფთა სტრონციუმის მისაღებად მას გამოხდიან ვაკუუმში 600°C -ზე.

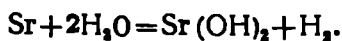
8. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. სტრონციუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი რბილი მეტალია. წარმოქმნის კუბურ და ჰექსაგონალურ კრისტალებს. კუბური მდგარაია 215°C -ის ქვემოთ და 605°C -ის ზემოთ, შუალედში კი — ჰექსაგონალური სტრუქტურა. მისი სიმკვრივე არის $2,63 \text{ გ/სმ}^3$, სიმაგრე მოოსის სკალით $1,8$, ლღევა 771°C -ზე დღეს 1384°C -ზე. ალუმინთან, ტყვიასთან, თალკუმთან შედნობისას წარმოქმნის ინტერმეტალურ ნაერთებს ($\text{A}'\text{S}_2$, S_2Pb , S_2Tl , MgS_2).

რეაქტორის ნეიტრონების მოქმედებით ან დეიტრონების ნაკადის მეშვეობით სტრონციუმიდან ლებულობენ რადიოაქტიურ იზოტოპს ^{89}Sr , რომელიც გამოასხივებს დიდი ენერგიის ელექტრონებს. მისი ნახევარდაშლის პერიოდი $54,5$ დღე-ღამე.

სტრონციუმის ჰალოგენიდები არამნათ ალს წითელ შეფერილობას აძლევენ.

სტრონციუმი ქიმიურად აქტიური ელემენტია. მას ინახავენ პერმეტულად დახურულ კუბურებში ან ვაზელინის ზეთის ქვეშ. ჰაერზე სტრონციუმი ადვილად დაიფარება ოქსიდის SrO და ნიტრიდის Sr_3N_2 ქერქით. ოთახის ტემპერატურაზე იერთებს წყალბადს და წარმოქმნის ჰიდრიდს SrH_2 .

მეტალური სტრონციუმი ენერგიულად შლის წყალს



თხევად ამიაკში გახსნისას მიიღება ნაერთი $\text{Sr}(\text{NH}_2)_2$. განზავებულ მჟავებთან სტრონციუმი შესაბამის მარილებს წარმოქმნის.

კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში სტრონციუმის გახსნისას მიიღება SrSO_4 და გამოიყოფა SO_2 , H_2S ან გოგირდი.

კონცენტრირებული აზოტმჟავა სტრონციუმთან წარმოქმნის ნიტრატს $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ და გამოიყოფა NO .

სტრონციუმის მარილები გამოიყენება სამკურნალო მიზნებისათვის. მცენარეებისათვის სტრონციუმის ქლორიდი და ბრომიდი სუსტი საწამლაია, იოდოდი კი ძლიერი.

მეტალური სტრონციუმი გამოიყენება როგორც დანამატი მაგნიუმის, ალუმინის, ტყვიის, ნიკელისა და სპილენძის შენადნობებთან,

სტრონციუმის ამალგამა იხმარება იშვიათმიწათა ელემენტების სამ-
 ეუხტიანი იონების ორმუხტიანამდე აღსადგენად.

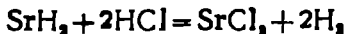
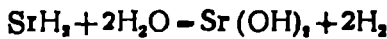
რადიოაქტიური სტრონციუმი გამოიყენება როგორც β გამოს-
 ზიების ძლიერი წყარო. სტრონციუმის მარილები პოულობს გამოყე-
 ნებას აგრეთვე პიროტექნიკაში.

4. ნაერთები. ცნობილია სტრონციუმის მრავალი მდგრადი ნა-
 ერთი, სადაც სტრონციუმი ორმუხტიანი იონის სახითაა. მისი მცირედ
 ხსნადი მარილებია სულფატი, კარბონატი, ქრომატი და სხვ.

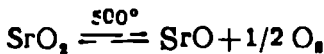
სტრონციუმის ჰიდრიდი — SrH_2 ; მიიღება მეტალური
 სტრონციუმისა და წყალბადის ურთიერთქმედებით ჩვეულებრივ პი-
 რობებში ან სტრონციუმის ოქსიდის SrO აღდგენით წყალბადის ნა-
 ალში $700-800^{\circ}C$ -ზე:



სტრონციუმის ჰიდრიდი თეთრი ფხვნილია, ლღვება $650^{\circ}C$, იშ-
 ლება მარტივ ნივთიერებებად $675^{\circ}C$ -ზე, ძლიერი აღმდგენია, რეაქცი-
 აში შედის უანგბადთან, ქლორთან, ბრომთან, წყალთან და განზავე-
 ბულ მჟავებთან

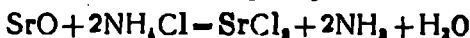


სტრონციუმის ოქსიდი — SrO ; მიიღება მისი მრავა-
 ლი სხვადასხვა ნაერთის, მაგალითად, პეროქსიდის, ნიტრატის; სულ-
 ფატის, კარბონატის თერმული დაშლით, ჰიდრიდის ან მეტალური
 სტრონციუმის უანგბადის არეში დაწვისას:



სტრონციუმის ოქსიდი თეთრი, მეტად ჰიგროსკოპული ნივთიერებაა,
 იხსნება წყალში, სპირტში, მჟავებში კი — სუსტად.

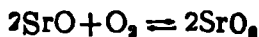
სტრონციუმის ოქსიდი წყალში გახსნისას წარმოქმნის ჰიდრო-
 ქსიდს, ის ძლიერი ფუძეა.



სტრონციუმის ოქსიდი გამოიყენება მინანქრის და მინის წარმო-
 ებაში. გამოიყენება აგრეთვე სტრონციუმის ნაერთების მისაღებად.

სტრონციუმის პეროქსიდი — SrO_2 , მიიღება სტრონ-

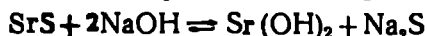
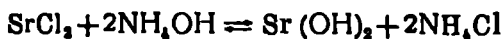
ტიუმის ოქსიდზე ქანგბადის მოქმედებისას მაღალ წნევაზე და მაღალ ტემპერატურაზე, ან თხევად ამიაკში გახსნილ მეტალურ სტრონციუმზე ქანგბადის მოქმედებით



წყალში სტრონციუმის პეროქსიდი იშლება, გამოიყენება პიროტექნიკაში და სიგნალიზაციის მიზნებისათვის.

სტრონციუმის ჰიდროქსიდი — $\text{Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ძლიერი ფუქეა, მიიღება სტრონციუმის ოქსიდის SrO თბილი წყალხსნარებიდან.

$\text{Sr}(\text{OH})_2$ — ნაერთი ადვილად მიიღება სტრონციუმის მარილების წყალხსნარებიდან ამონიაკის ან ნატრიუმის ტუტის მოქმედებისას

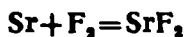


$\text{Sr}(\text{OH})_2$ თეთრი კრისტალებია, გაცხელებისას ადვილად კარგავს წყალს.

სტრონციუმის ჰიდროქსიდი ადვილად შედის რეაქციებში მჟავებთან, CO_2 -თან წარმოქმნის კარბონატს SrCO_3 ,

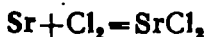
სტრონციუმის ოქსიდი გამოიყენება შაქრის რაფინირებისათვის და კინილის პლასტმასების სტაბილიზატორად.

სტრონციუმის ფტორიდი — SrF_2 , მიიღება მათი პირდაპირი შეერთებით ან სტრონციუმის კარბონატზე, ანდა ოქსიდზე მლღობი მჟავას მოქმედებით,



იჩენს ფოსფორესცენციის უნარს რენტგენის სხივების შთანქმისას, მცირედ იხსნება წყალში, იხსნება თხევად SO_2 -ში და მლღობ მჟავაში.

სტრონციუმის ქლორიდი — SrCl_2 , მიიღება პირდაპირი სინთეზით, სტრონციუმის ოქსიდზე ამონიუმის ქლორიდის, ან სტრონციუმის ოქსიდზე, კარბონატზე, სულფიდზე მარილმჟავას მოქმედებისას



SrCl_2 — ნერთი ჰიგროსკოპული ნივთიერებაა. რენტგენის შუქის დასხივებისას ფლუორესცენციის უნარს იჩენს, კარგად იხსნება წყალში, სპირტში. წარმოქმნის $\text{SrCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ და $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ კრისტალჰიდრატებს. ცნობილია მისი მრავალი ნერთი ამიაკთან $\text{SrCl}_2 \cdot \text{NH}_3$, $\text{SrCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$ და ფუჭე მარილი $\text{SrCl}_2 \cdot \text{SrO} \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ და სხვ.

სტრონციუმის ბრომიდი — SrBr_2 , მიიღება პირდაპირი სინთეზით, ან სტრონციუმის ნერთებზე ბრომისა და ალმდგენის მოქმედებისას



SrBr_2 ნერთი უფერო, ჰიგროსკოპული კრისტალეზია, იხსნება წყალში, სპირტში, წარმოქმნის $\text{SrBr}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ და $\text{SrBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ კრისტალჰიდრატებს.

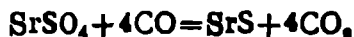
ცნობილია მისი კოორდინაციული ნერთები $\text{SrBr}_2 \cdot \text{NH}_3$, $\text{SrBr}_2 \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{SrBr}_2 \cdot 8\text{NH}_3$, ფუჭე მარილი $\text{SrBr}_2 \cdot \text{SrO} \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ და სხვ.

სტრონციუმის იოდიდი — SrJ_2 , წყალში ადვილად ხსნადი, ჰიგროსკოპული თეთრი ნივთიერებაა. წარმოქმნის $\text{SrJ}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{SrJ}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{SrJ}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ კრისტალჰიდრატებს. თუ მის ხსნარში გავხსნით ელემენტარულ იოდს, მიიღება სტრონციუმის პოლიიოდები SrJ_4 , SrJ_6 .

სტრონციუმის სულფატი — SrSO_4 , მიიღება სტრონციუმის ოქსიდზე, ჰიდროქსიდზე, კარბონატზე განჯავებული გოგირდმეჯავას მოქმედებისას ან ოქსიდის გაცხელებისას მაგნიუმის სულფატთან, სულფიდის გაცხელებით ქანგბადის არეში



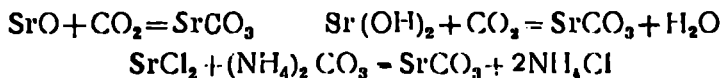
ნერთი SrSO_4 წყალში მცირედ ხსნადია. სტრონციუმის სულფატი ადვილად შეიძლება აღვადგინოთ წყალბადით, გოგირდით, ნახშირით, თუთიით და სხვ.



ცნობილია სტრონციუმის მრავალი ორმაგი სულფატი, მაგალითად, $3\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{SrSO}_4$, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{SrSO}_4$ და სხვ.

სტრონციუმის ორთოფოსფატი — $\text{Sr}_2(\text{PO}_4)_2$, უფერო კრისტალეზია, წყალში ჰიდროლიზდება.

სტრონციუმის კარბონატი — SrCO_3 , მოიპოვება მინერალ სტრონციანიტის სახით, მიიღება CO_2 -ის მოქმედებით ოქსიდზე, ჰიდროქსიდზე, ან მიმოცვლის რეაქციებით:



სტრონციუმის კარბონატი წარმოქმნის ორმაგ და სამმაგ მარილებს: $\text{SrCO}_3 \cdot \text{Na}_2\text{CO}_3$, $\text{SrCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3 \cdot \text{Na}_2\text{CO}_3$, კარბონატ, გამოყენებულა მინაქრების მოსამზადებლად და კატალიზატორის საჩუღლად.

სტრონციუმის ჰიდროკარბონატი — $\text{Sr}(\text{HCO}_3)_2$, მიღება ფიფქისებრი ნალექის სახით, არამდგრადია. მისი მიღება შეიძლება სტრონციუმის ქლორიდის სსნარზე ნატრიუმის ჰიდროკარბონატის მოქმედებით.

1. 8. 5. ბარიუმი — Ba

1. გვრცელება ბუნებაში. ბარიუმი ბუნებაში გვხვდება უმთავრესად სულფატების, კარბონატების, სილიკატების და ალუმსილიკატების სახით. დედამიწის ქერქში ბარიუმის შემცველობა 0,5 წონ. %-ია. მისი უმნიშვნელოვანესი მინერალები შემდეგია:

ბარიტი (BaSO_4) გვხვდება თეთრი ან ყვითელი შეფერილი კრისტალური მასის სახით. მისი სიმკვრივეა 4,3—4,7 გ/სმ³, სიმაგრე მოოსის სკალით 3—3,5. ბარიტის საბადოები მოიპოვება აშშ, საფრანგეთში, რუმინეთში და სხვ.

ბარიტი დიდ გამოყენებას პოულობს ქალაღდის წარმოებაში, ფოტოქალაღდის მოსამზადებლად, რენტგენის კამერების კედლების დასაცავად, საღებავების მოსამზადებლად. ბარიუმის აჭროღადი მარილები არამნათ აღს მოყვითალო მწვანედ ღებავს. ამაზეა აგებულღ ბარიუმის გამოყენება პიროტექნიკაში.

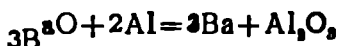
ვიტერიტი (BaCO_3) მცირე რაოდენობით მოიპოვება სსრკში, აშშ, იაპონიაში, ინგლისში. ეს თეთრი მასაა, სიმაგრე მისი მოოსის სკალით არის 3—3,5, სიმკვრივე 4,25—4,35 გ/სმ³.

ტელურიანი (ბარიუმის მინდგრის შპატი) — $\text{Ba}[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8]$ გვხვდება მეტად იშვითად (შვეცია, ინგლისი) მონოკლინური პრიზმების სახით.

ბარიუმის ნაერთები შეღდის მრავალი სილიკატის შეღდგენიღობაში, ზღვის წყალში, მთის ქანებში.

2. შიღება. მეტალური ბარიუმის მიღება შეიძლება მისი ქლორიდის ნალღობის ელექტროღიზით, მაგრამ ამ პროცესის სირთუღის გამო წარმოებაში ეს მეთოღი არ დაინერგა.

მეტალურ ბარიუმს ღებუღობენ მეტალთერმული გზით, ბარიუმს აღადგენენ ოქსიღიღან ან ქლორიღიღან, ღებუღობენ ნიტრიღის დაშღით, მაგალითად, აღუღმინთერმიღით.



ამ პროცესს 1250°C-ზე ატარებენ ვაკუუმში კვარცის ჭურჭელში.

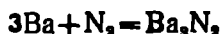
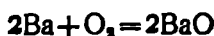
ოქსიღიღან ბარიუმის მეტალთერმული აღდგენა შეიძლება მაგნერიუმის მეშვეობით ჩავატაროთ. ვაკუუმში მაგნიუმით აღდგენისას მიღება შუალეღური ოქსიღი Ba_2O



სუფთა ბარიუმის მისაღებაღ მას ვაკუუმში გამოხღიან 800°C-ზე.

8. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ბარიუმი მოვერცხღისფერი-თეთრი მეტალია, კრისტალღება კუბურ სისტემაში. მისი სიმკვრივე არის 3,74 გ/სმ³, სიმაგრე მოოსის სკალით 3. ჭედაღი მეტალია, მისი რადიოაქტიური იზოტოპი ¹³⁸Ba ასხივეებს β-ნაწილაკებს და γ-სხივეებს, წარმოიქმნება ურანის, თორიუმის და პღუტონიუმის დაშღლისას. მისი β-გარღაქმნით მიღება რადიოაქტიური ¹³⁸La. მისი ნახევარღაშღის პერიოღი არის 13,4 დღე-ღამე. ბარიუმი შეღღობისას წარმოქმნის შენაღნობებს ნიკელთან, რკინასთან, ტყვიასთან და სხე.

ბარიუმი ტუტე მიწათა მეტაღებს შორის ყვეღაზე აქტიურია, მას ინახავენ პეტროღიუმეთერის ქვეშ პერმეტუღად დახურულ ჭურჭელში, მეტალური ბარიუმი აღვიღად იუანგება ჰაერზე, კარგავს ბზინვარებას და იფარება ნაცრისფერი ქერქით, რომელიც შეღდგება ბარიუმის ოქსიღისა და ნიტრიღისაგან.



მეტალური ბარიუმი აღვიღად შღის წყალს



ჰაღოგენებთან ბარიუმი წარმოქმნის უწყუღო ჰაღოგენიღებს, ბარიუმი ჩვეუღებრივ პირობებში რეაგირებს CO_2 -თან



ამ რეაქციღიღან ჩანს, რომ ბარიუმი ძღიერი აღმღგენია.

ბარიუმის ხსნადი მარილები საწამლავია. საწამლავია მისი კარბონატიც და სულფატიც, რადგან ორივე იხსნება კუჭის წვენში.

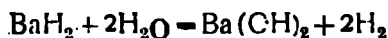
ბარიუმი იხმარება შენადნობების მოსამზადებლად, ვამოიყენება ვაკუუმის ტექნიკაში. შენადნობი ტყვია-ბარიუმი გამოსადეგი აღმოჩნდა ტიპოგრაფიული შრიფტის ჩამოსასხმელად.

4. ნაერთები. ბარიუმი მრავალ ნაერთს წარმოქმნის. ამ ნაერთებში ბარიუმი შედის ორმუხტიანი იონის სახით. Ba^{2+} -იონი უფეროა, აქვს მტკიცე რვაელექტრონიანი გარე გარსი. რადგან მისი მოცულობა დიდია, და პოლარიზაციის უნარი დაბალი, ამიტომ ბარიუმი არ წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთებს.

ბარიუმის ჰიდრიდი — BaH_2 მიიღება მეტალური ბარიუმის ან ბარიუმის ოქსიდის გაცხელებით წყალბადის არეში

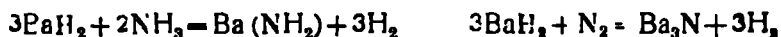


ბარიუმის ჰიდრიდი იწვევს წყლის დაშლას,



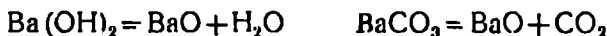
ბარიუმის ჰიდროქსიდი ძლიერი ფუტეა.

ბარიუმის ჰიდრიდი ამიაკთან წარმოქმნის ამიდს, აზოტთან კი ნიტრიდს.

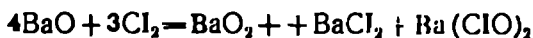


ბარიუმის ჰიდრიდი იხმარება ჰიდროგენისა და კარბონატორად.

ბარიუმის ოქსიდი — BaO , მიიღება ჰიდროქსიდის, კარბონატის, პეროქსიდის, ნიტრატის თერმული დაშლით ან პირდაპირი სინთეზით.



ბარიუმის ოქსიდი კუბური სისტემის კრისტალებია, მეტად ჰიგროსკოპული, ულტრაიისფერი სხივების შთანქმისას იჩენს ფლუორესცენციის უნარს. წყლის მოქმედებით მიიღება $Ba(OH)_2$. ბარიუმის ოქსიდი ქლორთან რეაგირებს ჩვეულებრივ პირობებში



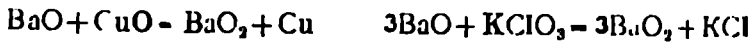
ჰაერზე გაცხელებისას ბარიუმის ოქსიდიდან პეროქსიდი წარმოიქმნება



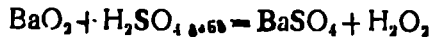
უფრო მაღალ ტემპერატურაზე ის იშლება ოქსიდად და ჟანგბადად. ეს ჰაერიდან ჟანგბადის მიღების მოქმედებული ხერხია. ოქსიდიდან ბარიუმი შეიძლება აღვადგინოთ მაგნიუმით, ალუმინით, თუთიით.

ბარიუმის პეროქსიდი — $BaO_2 \left(\begin{array}{c} O \\ | \\ O \end{array} \right)$ მიიღება თუ

ბარიუმის ოქსიდს გავახურებთ ჰაერის ნაკადში ან გავავარვარებთ სპილენძის ოქსიდთან ანდა ბერთოლეს მარილთან



BaO_2 თეთრი ფხვნილია. საკმაოდ მდგრადი, წყალში უხსნადია, განზავებული მჟავების მოქმედებით მიიღება წყალბადის პეროქსიდი



კონცენტრირებული მარილმჟავადან ბარიუმის პეროქსიდი გამოყოფს ქლორს

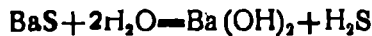


BaO_2 ნაერთი გამოიყენება წყალბადის პეროქსიდის მოსამზადებლად, შედის ამნთები ყუმბარების შედგენილობაში.

ბარიუმის ჰიდროქსიდი — $Ba(OH)_2$, მიიღება წყლის ნოქმედებით მეტალურ ბარიუმზე ან მის ოქსიდზე



წარმოებაში ბარიუმის სულფიდზე გადახურებული წყლის ორთქლით მოქმედებენ .



ბარიუმის ჰიდროქსიდის მიღება შეიძლება მის სილიკატზე ნატრიუმის ტუტით მოქმედებისას $175^\circ C$ -ზე



$Ba(OH)_2$ თეთრი, წყალში კარგად ხსნადი ნივთიერებაა. მისი წყალხსნარი ძლიერი ფუძეებია, ადვილად შთანთქავს CO_2 -ს უხსნადი კარბონატების წარმოქმნით, მას ბარიტის წყალი ეწოდება.

ცნობილია კრისტალჰიდრატები $Ba(OH)_2 \cdot H_2O$, $Ba(OH)_2 \cdot 2H_2O$, $Ba(OH)_2 \cdot 7H_2O$, $Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$. $650^\circ C$ -მდე გაცხელებისას ჰაერის ნაკადში კარგავს წყალს და რჩება ბარიუმის ოქსიდი.

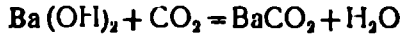
ბარიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარში ქლორის გატარებისას მიიღება ქლორიდი და ქლორატი



ალუმინთან ბარიტის წყალი წარმოქმნის ბარიუმის ჰიდროქსოალუმინატებს



ბარიტის წყალი რომ თავახდის კურკელში ჰაერზე დავტოვოთ, სულ მოკლე დროში მის ზედაპირზე წარმოიქმნება თეთრი ფიფქები ჰაერიდან CO_2 -ის შთანთქმის გამო



ამიტომ ბარიტის წყალი გამოყენებულია CO_2 -ის აღმოჩენის რეაქტივად.

ბარიუმის ფტორიდი (BaF_2) მიიღება ფტორწყალბადის ბარიუმის ოქსიდზე ან ჰიდროქსიდზე, ანდა ბარიტის წყალზე მლღობი მჟავის მოქმედებით ან პირდაპირი სინთეზით

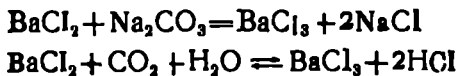


BaF_2 ნაერთი წყალში მცირედ ხსნადია, იხსნება აზოტმჟავაში, მარილმჟავასა და მლღობ მჟავაში. იხმარება ოპტიკური მინებისა და მინანქრის მოსამზადებლად.

ბარიუმის ქლორიდი (BaCl_2) გარდა პირდაპირი სინთეზისა, ადვილად მიიღება ბარიუმის ოქსიდზე, კარბონატზე ან ჰიდროქსიდზე მარილმჟავათი მოქმედებისას



წყალხსნარებიდან გამოკრისტალდება დიჰიდრატი $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. ბარიუმის ქლორიდის ხსნარზე სოდის ან, თუნდაც, CO_2 -ის მოქმედებისას გამოილეკება მისი კარბონატი



ცნობილია ბარიუმის ქლორიდის ამიაკატები $\text{BaCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{BaCl}_2 \times 2\text{NH}_4\text{OH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

ბარიუმის ბრომიდი — BaBr_2 , უფრო კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში კარგად იხსნება. მიიღება ბარიტის წყალზე ბრომის მოქმედებისას

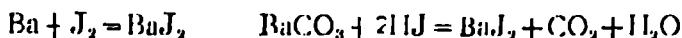


ბრომთან გათბობისას მიიღება ბარიუმის პოლიბრომიდი



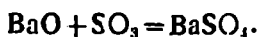
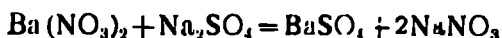
ცნობილია ბარიუმის ბრომიდის ამიაკატი $\text{BaBr}_2 \cdot 8\text{NH}_3$.

ბარიუმის იოდიდო — BaJ_2 მიიღება პირდაპირი სინთეზით, ბარიუმის ოქსიდზე ან კარბონატზე იოდწყალბადმეჯავით მოქმედებისას



BaJ_2 უფრო კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში ადვილად ხსნადია. მისი წყალხსნარებიდან შეიძლება გამოვეყოთ კრისტალჰიდრატები $BaJ_2 \cdot 2H_2O$, $BaJ_2 \cdot 6H_2O$, $BaJ_2 \cdot 10H_2O$ ცნობილია მისი მრავალი ადუქტი, მაგალითად $BaJ_2 \cdot nNI_3$ ($n = 2, 4, 6, 8, 9, 10$).

ბარიუმის სულფატი — $BaSO_4$, მიიღება ბარიუმის მარილების ხსნარების გოგირდმეჯავასთან ან ხსნად სულფატებთან უკრთიეროქმედებით.



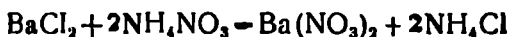
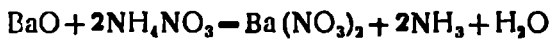
ბარიუმის სულფატი წყალში უხსნადია. ის არ იხსნება არც მეჯვებში, არც ტუტეებში. იხსნება ქლორიან წყალში, ბრომწყალბადმეჯავაში, იოდწყალბადმეჯავასა და მცირე რაოდენობით კონცენტრირებულ გოგირდმეჯავაში, რის შედეგადაც მიიღება $H_2[Ba(SO_4)_2]$. ბარიუმის იონები სულფატ-იონების აღმომჩენ რეაქტივად იხმარება. ეს რეაქცია გამოყენებულია სულფატების რაოდენობითი განსაზღვრისათვის.

დიდი ატომური მასის გამო ბარიუმი კარგად შთანთქავს რენტგენის სხივებს. ბარიუმის ნაერთებიდან ყველაზე მცირედ ხსნადია მისი სულფატი, რომელიც გამოიყენება რენტგენოსკოპიაში კუქნაწლავის მკვეთრი სურათის გადასაღებად. რამდენადაც ბარიუმის სულფატი უხსნადია, ამდენად ის უვნებელია, ბარიუმის ხსნადი მარილები კი გულის ძლიერი საწამლავებია.

ბარიუმის სულფატი მაღალი დისპერსიული ფხვნილის სახით გამოიყენება ქალაღის წარმოებაში დანამატის სახით, ქალაღისათვის სიგლუვის მისანიჭებლად. ამ მიზნით ვიტერატის გამოწვით მიღებულ ოქსიდს გახსნიან მარილმეჯავაში. მიღებული ბარიუმის ქლორიდის ხსნარიდან სულფატებით გამოლექავენ $BaSO_4$.

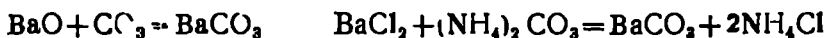
ბარიუმის ნიტრატი — $Ba(NO_3)_2$ მიიღება ბარიუმის

რქსიდზე, ჰიდროქსიდზე, კარბონატზე, ქლორიდზე ამონიუმის ან ნატრიუმის ნიტრატის ხსნარის მოქმედებით



$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ნაერთი კარგად ხსნადი მარილია, გაღობისას იშლება, ადვილად აღდგება წყალბადით მაღალ ტემპერატურაზე. ცნობილია კრისტალჰიდრატები $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

ბარიუმის კარბონატი — BaCO_3 , ცნობილია მინერალ ფტერიტის სახით. ადვილად მიიღება ბარიუმის ხსნად მარილებზე CO_2 -ის, ამონიუმ-კარბონატის, სოდის ხსნარების მოქმედებით



ბარიუმის კარბონატი წყალში მცირედ ხსნადია.

ბარიუმის კარბონატი გაცხელებისას რეაქციაში ებმება ქლორს და გოგირდს



ბარიუმის კარბონატი ტუტე მეტალების კარბონატებთან მრავალ რიცხოვან კომპლექსურ ნაერთებს წარმოქმნის. ქიმიური მსგავსების მაგალითია Ba^{2+} და Eu^{2+} . ასეთ დიდ მსგავსებას განაპირობებს მათი მუხტებისა და რადიუსების მსგავსება.

1. 8. 8. რადიუმი — Ra

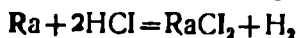
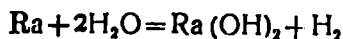
1. გავრცელება ბუნებაში. რადიუმი აღმოაჩინეს მარია და პიერ კიურიმ 1898 წ. ურანის ფისოვან მადნებში. მოგვიანებით რეზერ-ფორდმა და სოდიმ თორიუმის მადნებიდან მიიღეს რადიუმის იზოტოპი. მესამე და მეოთხე იზოტოპები გამოყოფილ იქნა უფრო მოგვიანებით. რადიუმის ყველა იზოტოპი რადიოაქტიურია. თერაპიული მიზნებისათვის იყენებენ უფრო იაფფასიან იზოტოპებს, რომლებიც ბირთვული პროცესების დროს მიიღება.

რადიუმი მცირე რაოდენობით მოიპოვება ბუნებაში. მას შეიცავს ურანის ფისოვანი მადანი, თორიუმის (მონაციტის ქვიშები, თორიტი) მადნები. დედამიწის ქერქში მისი შემცველობა შეადგენს $2 \cdot 10^{-10}$ წონით %-ს. რადგან ურანისა და თორიუმის ნაერთები გაბნეულია დედამიწის ქერქში, ამიტომ რადიუმი ყველა ქანებში გვხვდება (გრანიტები, ბაზალტები), მას შეიცავს დანალექი ქანები, ზღვის წყალი, ბუ-

ნებრივი წყლები, ადამიანისა და ცხოველთა ორგანიზმები, მეტეორიტები.

2. მიღება, ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. 1910 წ. მარია კიურიმ და დებიერნმა ელექტროლიზური გზით მიიღეს რადიუმი. ამალგამის სახით და ვერცხლისწყლის გამოხდით გამოიყოფა რადიუმი.

რადიუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი ბრწყვიალა მჟიარია. მისი სიმკვრივეა 5 გ/სმ³, ლღობის ტემპერატურა დაახლოებით 700°C, დუღს 1140°C-ზე. რადიუმი ბარიუმზე უფრო აქროლადია, ამიტომ ადვილად გამოიხდება. მეტალური რადიუმი მთელ რიგ მეტალებთან წარმოქმნის შენადნობებს. რადიუმი ენერგიულად შლის წყალს, მასზე მოქმედებს. მჟავები.



თავისი ფიზიკური და ქიმიური თვისებებით რადიუმი ბარიუმის მსგავსია.

რადიუმი ასხივებს α , γ -სხივებს, რომელთა მოქმედება ცოცხალ ორგანიზმზე ძლიერია. რადგან რადიუმის სხივები უფრო ადვილად იწვევს ავთვისებიანი სიმსივნეების უჯრედების დაშლას, ვიდრე სალი ქსოვილების უჯრედებისა, ამიტომ მან დიდი გამოყენება პპოვა მედიცინაში (რადიოთერაპია).

რადიუმის იზოტოპი მეზოთორიუმი სულ მცირე რაოდენობით. მინარევის სახით თუთიის სულფიდთან იწვევს მის ნათებას. ასეთი თვითმნათი მასები იხმარება სასიგნალო ხელსაწყოებისათვის. 1 გ რადიუმი ერთი საათის განმავლობაში 602 ჯ სითბოს გამოყოფს.

რადიუმის და ბარიუმის ნარევი ან ნაერთი ნეიტრონის ნაკადის წყაროა.

8. ნაერთები. რადიუმის ნაერთები უფეროა, მისი ნაერთებიდან მცირედ ხსნადია სულფატი, ფტორიდი, იოდატი, კარბონატი, ქრომატი.

კარგად იხმარება რადიუმის ჰიდროქსიდი, ქლორიდი, ბრომიდი, ნიტრატი, აცეტატი.

რადიუმის მყარი მარილები ასხივებენ ცისფერ სინათლეს, მარილების წყალხსნარები ანათებენ.

ნარეგებიდან რადიუმის გამოყოფისათვის მიმართავენ ქრომატოგრაფიას, იონმიმოცვლით ფისებს და რიგი ნაერთების მცირე ხსნალობაზე აგებულ მეთოდებს.

რ ა დ ი უ მ ი ს ჰ ი დ რ ო ქ ს ი დ ი — $\text{Ra}(\text{OH})_2$, მიიღება რადიუმზე წყლის მოქმედებით, ის თეთრი ნივთიერებაა. უკეთ იხსნება

წყალში, ვიდრე ბარიუმის ჰიდროქსიდი და მასზე უფრო ძლიერი ფუ-
ფა.

რადიუმის ფტორიდი — RaF_2 , მიიღება მარტივი ნივ-
თიერებებიდან, ჰიდროქსიდზე ან ქლორიდზე მლღობი მჟავის მოქმე-
დებით.



რადიუმის ფტორიდი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, წყალ-
ში მცირედ ხსნაღია. $Ra[BtF_4]$ ნეიტრონების მძღავრი წყაროა.

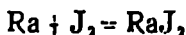
რადიუმის ქლორიდი — $RaCl_2 \cdot 2H_2O$, მიიღება მარილ-
ნჟავას მოქმედებით რადიუმის ოქსიდზე, ჰიდროქსიდზე. საკუთარი
გამოსხივების გამო თეთრი კრისტაღები ვარდისფერს ღებუღობენ.

რადიუმის ბრომიდი — $RaBr_2 \cdot 2H_2O$, შეიღღება მივი-
ღოთ მარტივი ნივთიერებებიდან სინთეზით, ოქსიდზე ან ჰიდროქსიდ-
ზე, ანღა კარბონატზე ბრომწყაღბაღის მოქმედებით



უფერო კრისტაღებიღ, გამოსხივების გამო მოიღსფრო წითელ ფერს
იღენს. წყაღში კარგად იხსნება

რადიუმის იოდიდი, RaJ_2 , იმავე სინთეზური გზით
მიიღება



იგი თეთრი, წყაღში კარგად ხსნაღი კრისტაღებიღ, თავისით იცვღის
ფერს, იღენს იღსფერ შეფერიღობას.

რადიუმის სულფატი — $RaSO_4$ - თეთრი, წყაღში ღა
ნჟავებში მეტად მცირედ ხსნაღია. $RbClO_4$ ღა $CsClO_4$ -თან წარმოქმ-
ნის შერეულ კრისტაღებს.

რადიუმის სულფატი როღ შევაღღოთ ნატრიუმის კარბონატთან,
მიიღება რადიუმის კარბონატი.

რადიუმის კარბონატი — $RaCO_3$, ყავისფერი, წყაღში
მცირედ ხსნაღი ნივთიერებაღ. ამონიუმის მარიღები აღიღებს რადი-
უმის მარიღების ხსნაღობას.

ღასასრულ აღენიშნავოთ, როღ რაღგან რადიუმის რადიოაქტიურობა
სღოთ მიღიონჯერ მეტოღ, ვიღრე ურანისა, ღა რაღგან მისი ნახევარ-
ღაშღის პერიოდი 1600 წელიღ, განსაკუთრებუღი სიფრთხიღეღ
საკირო რადიუმზე მუშაობისას. ჩვეუღებრივ რადიოაქტიურ ნივთი-
ერებებს ამჟუღებში ათავსებენ, შეღერწავენ ღა ინახავენ სქეღკეღღ-
ღიან ტყვიის ყუთებში გამოსხივებისაღან ექსპერიმენტატორის ღასაცა-

ვად. რადიუმთან და მის პრეპარატებთან მუშაობა სპეციალურ მანიპულატორებს და სათანადოდ მოწყობილ ლაბორატორიას მოითხოვს, რათა მკვლევარი დაზღვეული იყოს დასხივებისაგან, რომელიც მძიმე სინდრომს იწვევს (სხივური დაავადება).

2. P-ელემენტების ძიების

2. 1. III ა მკვლევარის ელემენტები (ბორი, ალუმინი, გალიუმი, ინდიუმი, თალიუმი)

ელემენტი	ცხრილი 4			დამიწვობის რიცხვი
	დნობის t°, C	დუღილის t°, C	d, გ.სმ	
B	2300	3700	2,34	+3
Al	660	2327	2,7	+3
Ga	29,8	2237	5,90	+3
In	156,6	2075	7,31	+3
Tl	303	1460	11,9	+3, +1

2. 1. 1. ბორი — B

1. ბორი ბუნებაში. ბორი საკმაოდ გავრცელებული ელემენტია. მისი შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს $5 \cdot 10^{-4}$ %-ს. თავისუფალი ბორი არასოდეს არ გვხვდება ბუნებაში. ის მოიპოვება მხოლოდ ქანგბადნაერთების სახით. ასეთია ბორმჟავა H_3BO_3 , რომელსაც ხშირად ცხელი წყაროები შეიცავენ ვულკანურ ადგილებში, და ბორმჟავას მარილები: ბორქსი, ანუ ტინკალი $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, კერნეტი $Na_2B_4O_7 \cdot 4H_2O$ და სხვ.

2. მიღება. ელემენტარული ბორი კრისტალურ მდგომარეობაში მიიღება BCl_3 -ის დაშლით წყალბადის არეში ვოლფრამის ელექტროდებს შორის მაღალსიხშირიანი დაცლისას. მეტალურ მაგნიუმთან ან ნატრიუმთან გახურებით B_2O_3 -დან მიიღება ამორფული ბორი:



მიღებული პროდუქტის მარილმჟავათი დამუშავების დროს გაიხსნება MgO და დარჩება ელემენტარული ბორი ყავისფერი ამორფული ფხვნილის სახით.

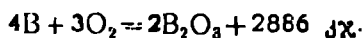
მ. ფენოქსური და ქიმიური თვისებები. ბორი მონაცრისფერო შავი კრისტალებია, აქვს ლითონური ბრწყინვალება და გარეგანი შეხედულებით მეტალების მსგავსია. მისი სიმკვრივე მოოსის სკალით არის 9. მისი კუთრი წონა არის 1,73, კრისტალური ბორისა — 2,34; ლღობის ტემპერატურა უდრის 2075°C -ს. ტემპერატურის გადიდებისას ბორის ელექტროგამტარობა იზრდება. ბორის ატომური სითბოტევადობა ოთახის ტემპერატურაზე არის 2,73, ე. ი. დიდ გადახრას იჩენს დიულონგისა და პტის წესისაგან. ტემპერატურის გადიდებისას მისი სითბოტევადობა იზრდება.

ელემენტარული ბორი ნახევრადგამტარია. თავისი თვისებებით ის უფრო მეტად ემსგავსება Si-ს, ვიდრე Al-ს. ბორმჟავა B(OH)₃ სუსტი მჟავაა, მოკლებულია ამფოტერულ თვისებებს. Al(CH₃)₃-ითა და ფუძე და მხოლოდ რამდენადმე ამფოტერული. B და Si-ის ჰიდრიდები აქროლადია, პაერზე თვითაალებადია. ბორის ჰალოგენიდები (BF₃ ის გამონაკლისით) Si-ის ჰალოგენიდების მსგავსად სრულ ჰიდროლიზს განიცდიან, Al-ის ჰალოგენიდების ჰიდროლიზი კი ნაწილობრივია.

ბორი მესამე ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ერთადერთი არამეტალია. მისი და მომდევნო ელემენტების თვისებები მკვეთრად განსხვავდება ერთმანეთისაგან. „დიაგონალის წესის“ თანახმად, მთავარი ქვეჯგუფის პირველი ელემენტი მნიშვნელოვან მსგავსებას იჩენს მომდევნო ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის მეორე ელემენტთან. ბორის და სილიციუმის ჰიდრიდები თვითაალებადი გაზებია, წყალში ორივე ჰიდროლიზდება. ჰიდროლიზურად იშლება აგრეთვე მათი ჰალოგენიდები, ზედღეად წარმოიქმნება შესაბამისი მჟავები.

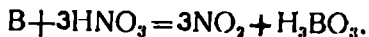
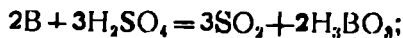
ბორის და სილიციუმის უმნიშვნელოვანესი ნაერთებია მათი პოლიმჟავების ნაწარმები. ამ ელემენტების ოქსომაჟავები სუსტია.

წმინდა, კრისტალური ბორი ქიმიურად მდგრადია. მხოლოდ გაფარვარებამდე გახურებისას უერთდება ბორი ჟანგბადს:

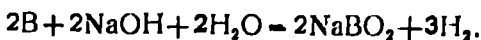


700°C-ზე იწვის მოწითალო ფერის ალით. გაცხელებისას ბორი უშუალოდ უერთდება ქლორს, ბრომს და გოგირდს, ხოლო 900°C-ზე და უფრო მაღალ ტემპერატურაზე ბორი უერთდება აზოტს, რის შედეგად მიიღება ბორნიტრიდი BN.

ბორზე კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას. აზოტმჟავას ან სამეფო წყლის მოქმედებით მიიღება ბორმჟავა:



ტუტებთან შელლობისას წარმოიქმნება ტუტე მეტალების ბორატები:



ყველა თავის მდგრად ნაერთში ბორი სამვალენტია. ვინაიდან ბორის სწრაფვა ეანგბადისადმი დიდია, ის აღადგენს CO-ს, SiO₂-ს, მეტალებს მათი ოქსიდებიდან და სხვ.

ბორი პერიოდული სისტემის პირველი *p*-ელემენტია. მისი გარე გარსის ელექტრონების მდგომარეობა აიწერება ფორმულით $2s^2 2p^1$. აგზნების შედეგად ატომი გადადის $2s 2p_x 2p_y$ მდგომარეობაში, ე. ი. ერთვალენტოვანი ბორი აგზნების შედეგად სამვალენტოვანი ხდება.

თავის ნაერთებში ბორი ჩვეულებრივ სამ კოვალენტურ ბმას წარმოქმნის, რომლებიც ორბიტალების sp^2 ჰიბრიდიზაციის შედეგად მიიღება. ვინაიდან ბორის ატომს თავისი სამი სავალენტო ელექტრონით შეუძლია მხოლოდ სამი კოვალენტური ბმის წარმოქმნა, ამიტომ BX_3 ყველა ნაერთი კოორდინაციულად არანაჭერია და ისინი ავლენენ ლუისის ძლიერი მჟავების თვისებებს, რის შედეგადაც სხვადასხვა მოლეკულებთან ან იონებთან დონორულ-აქცეპტორული ურთიერთქმედების შედეგად მიიღება BX_4^- ტიპის ტეტრაედრული წარმონაქმნები (მაგალითად, $BF_3 + F^- = [BF_4]^-$). ბორის კომპლექსურ მონის (BF_4^-) ტეტრაედრული აღნაგობა დამახასიათებელია ბორის მრავალი, დონორულ-აქცეპტორული ბმის მქონე ნაერთისათვის.

რადგან ბორი 0.001%-ის დამატებით უკვე მნიშვნელოვნად აღიღებს ფოლადის სიმაგრეს, ამიტომ მეტალური ბორი გამოიყენება ფოლადის მეტალურგიაში.

ბორის ^{10}B იზოტოპის ატომგულები ინტენსიურად შთანთქავენ (იტაცებენ) ნელ ნეიტრონებს, ამიტომ ბორმა (ღეროების სახით) დიდი გამოყენება მოიპოვა ატომურ რეაქტორებში მიმდინარე ჯაჭვური დაშლის სიჩქარის რეგულირებისათვის. ამას გარდა, ბორი გამოიყენება ნეიტრონული გამოსხივების მკვლე მოქმედებისაგან დაცვადაც.

ბორი როგორც ნახევრადგამტარი ფართო გამოყენებას პოულობს ელექტრონიკაში.

ბორისა და გარდამავალი ელემენტების შენადნობები დიდი ქიმიური მდგრადობით და დიდი სიმტკიცით ხასიათდება.

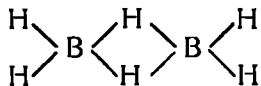
4. ნაერთები. ბორანები. ბორის ანჰიდრიდის და მეტალური მაგნიუმის შელღობით წარმოქმნილ მაგნიუმის ბორიდზე Mg_3B_2 მინერალური მკვებების მოქმედებით მიიღება ბორწყალბადების ნარევი. მათ ეწოდება ბორანები. ბორანების ნარევიდან გამყოფილია შემდეგი უმნიშვნელოვანესი ნაერთები ზოგადი ფორმულით $B_n H_{n+4}$; B_2H_6 ; B_6H_6 ; B_6H_{10} ; $B_{10}H_{14}$ და ზოგადი ფორმულით $B_n H_{n+6}$; B_4H_{10} ; B_5H_{11} , დამახასიათებელია მათი თვითაღება ჰაერზე.

ბორანები არასასიამოვნო სუნის მქონე აირადი ნაერთებია, გარდა $B_{10}H_{14}$, რომელიც მყარ ნივთიერებას წარმოადგენს. ისინი ძლიერი საწამლაეებია.

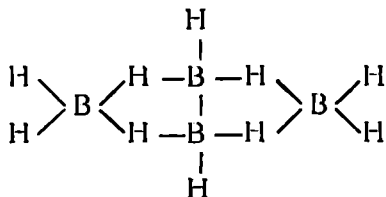
უმარტივესი ბორწყალბადი — დიბორანი B_2H_6 მიიღება ტეტრაბორანის B_4H_{10} -ის გაცხელებით. დიბორანი აირადია, ოთახის ტემპურატურაზე ის სავსებით მდგრადია, ჰაერში თვითაღდება.

ენიდან ბორის თითოეულ ატომს მხოლოდ სამ-სამი სავალენტო ელექტრონი აქვს, ამიტომ B_2H_6 -ის აღნაგობის გარკვევა პირველ რანგში რთული იყო.

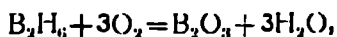
BH_3 -ის დიშვრული ფორმის არსებობა იმით აიხსნება, რომ B_2H_6 -ის მოლეკულაში ბორის ორ ატომს აკავშირებს განსაკუთრებული ხასიათის ორმაგი წყალბადური ბმები, რომლებიც ჩვეულებრივი წყალბადური ბმისაგან თავისი არაპოლარული ხასიათით გამოირჩევა:



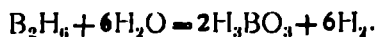
ასეთი წყალბადური ბოგირები დამახასიათებელია ყველა ბორანისათვის, მაგალითად, B_4H_{10} -ის სტრუქტურას გამოსახავენ შემდეგი ფორმულით



დიბორანი ძლიერი აღმდგენია მისი თვითაალების შედეგად წარმოიქმნება ბორის ოქსიდი

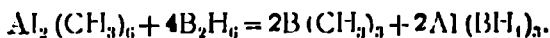


წყალთან ურთიერთქმედებისას კი გამოიყოფა წყალბადი



ბორანების ნაწარმებიდან განვიხილავთ მეტალების ბორჰიდრიდებს.

ბორონატები. ბორონატები, ანუ მეტალების ბორჰიდრიდები, მიღებული იყო 1940 წ. დიბორანისა და მეტალების ალკილების ურთიერთქმედებით, მაგალითად,



ბორჰიდრიდების მისაღებად შეიძლება, მაგალითად, ლითიუმის ჰიდრიდი ვამოქმედოთ დიბორანთან



მისი ანიონი მდგრადი კომპლექსური იონია BH_4^- . მსგავსი რეაქციებით შეიძლება მთელი რიგი სხვადასხვა მეტალების ბორჰიდრიდები მივიღოთ. ზოგ მათგანს მარილმსგავსი ბუნება ახასიათებს, მაგალითად, $NaBH_4$, KBH_4 და სხვ., ზოგს კი — არამარილმსგავსი, მაგალითად $Al(BH_4)_3$. ალუმინის ბორჰიდრიდი ადვილად მოძრავი სითხეა. 1 კგ ალუმინბორჰიდრიდის დაწვის სითბო შეადგენს 15690 კჯ-ს. იმავე მოლეკულური მასის მქონე ნახშირწყალბადის, კერძოდ 1 კგ ბენტანის დაწვის სითბო არის 10669 კჯ-ი. ეს შესაძლებელს ხდის, რათა ალუმინბორჰიდრიდი გამოყენებულ იქნეს როგორც მაღალკალორიული საწვავი რეაქტიული ძრავებისათვის.

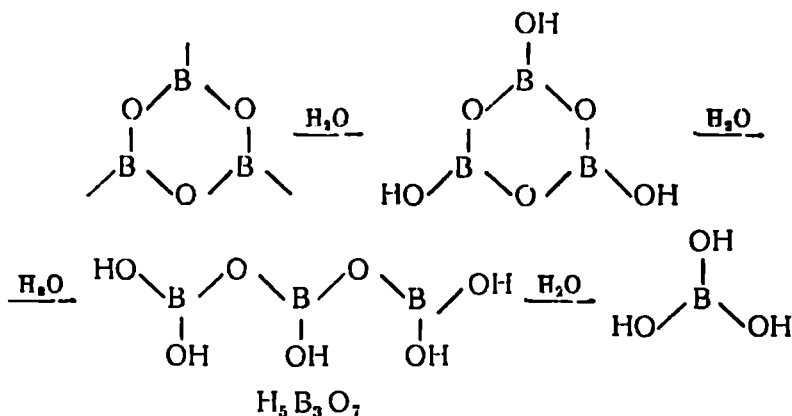
ბორის უანგბადოვანი ნაერთები. ბორისათვის ყველაზე დამახასიათებელია მისი უანგბადნაერთი B_2O_3 . ბორის ანჰიდრიდი (B_2O_3) მიიღება ბორის წვის შედეგად. მისი მიღება უფრო მარტივია H_3BO_3 -ის გახურებით.

ბორის ანჰიდრიდი თეთრი მინისებრი მასაა, იგი ქიმიურად საკმაოდ მდგრადი ნივთიერებაა. ნახშირთან ერთად თეთრ ვარვარებადღე გახურების დროსაც კი არ აღდგება ბორი.

B_2O_3 წყალში იხსნება, ბორის ანჰიდრიდი წყალთან წარმოქმნის ბორისმჟავას. მის გახსნას წყალში სითბოს გამოყოფა ახლავს.



B_2O_3 ჰიგროსკოპულია. წყალთან B_2O_3 წარმოქმნის ჯერ მეტ-ბორმჟავას. ეს შეიძლება გამოვსახოთ სქემით:



წყალხსნარებში მხოლოდ ორთობორმჟავა (H_3BO_3) არსებობს; ყველა სხვა ბორმჟავა წყლის მიერთებისას წარმოქმნიან H_3BO_3 -ს.

B_2O_3 -ის მოლეკულას სამკუთხა აღნაგობა აქვს, რომლის წვერობში განლაგებულია უანგბად-ატომები, ხოლო ცენტრში — ატომი ბორი. ამიტომაც ამ ნივთიერებას შრეოვანი აღნაგობა აქვს.

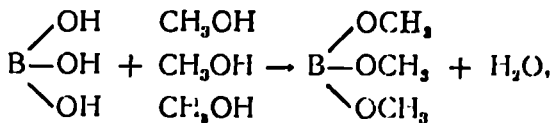
ბორის მონოქსიდი BO არამდგრადი ნაერთია. მისი მიღება შეიძლება, თუ ელამენტარულ ბორს გავახურებთ ცირკონიუმის დიოქსიდთან ერთად. მალიკენის მიერ სპექტრული მეთოდით განსაზღვრულ იქნა $B + O = BO$ რეაქციის სითბური ეფექტი, რომელიც 878 კჯ-ს უდრის.

ბორმჟავები. ჩვეულებრივი ბორმჟავა, ანუ ორთობორმჟავა H_3BO_3 თეთრი, ქერცლისებრი, გამჟვირვალე ექვსკუთხა ფირფიტები, მიიღება ბორაქსის ან ბორატების ხსნარებზე მარილმჟავას ან გოგირდმჟავას მოქმედებისას:



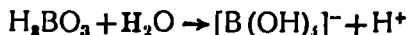
ცხელ წყალში ბორმჟავა კარგად იხსნება, ამიტომ ცხელი ხსნარის გაცივებით მისი გამოკრისტალდება ადვილია. ბორმჟავა კარგად იხსნება აგრეთვე სპირტებსა და გლიცერინში.

ბორმჟავა სპირტებთან ადვილად წარმოქმნის აქროლად ეთერს, მაგალითად, მეთილის სპირტთან



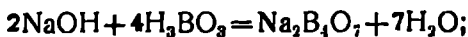
რომელიც ღია მწვანე ალით იწვის ჰაერზე.

ბორმჟავა სამფუძიანი სუსტი მჟავაა (მისი დისოციაციის მუდმივა $K_1 = 6 \cdot 10^{-10}$, $K_2 = 2 \cdot 10^{-13}$, $K_3 = 2 \cdot 10^{-14}$). რადგან H_3BO_3 სუსტი მჟავაა, იგი OH^- —იონის აქცეპტორია



წყლის ორთქლთან ერთად ბორმჟავა რამდენადმე ორთქლდება. ბორმჟავა წყლის ორთქლთან ერთად ამოდის ვულკანურ ადგილებში სხვადასხვა გაზებთან ერთად.

ბორმჟავას შეიცავს ზოგიერთი მინერალური წყალი, ხილი, ფოთლები და სხვ. ბორმჟავაზე ტუტეების ან ტუტემეტალების კარბონატების მოქმედებით ორთობორატების ნაცვლად მიიღება ტეტრაბორატები:



ბორმჟავა დიდი რაოდენობით ხმარდება ბორაქსის მომზადებას. ბორმჟავა ფართოდ გამოიყენება სხვადასხვა სახის მინანქრის მოსამზადებლად.

რადგან ბორმჟავა კარგი საღებავი და საშუალებაა, ამიტომ იგი დიდი ხანია გამოიყენება მედიცინაში. 100°C -მდე გათბობისას ბორმჟავა კარგავს წყალს და მეტაბორმჟავად გარდაიქმნება:



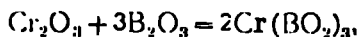
140°C -ზე წყლის შემდგომი დაკარგვით მიიღება მინისებრი მყიფე მასა B_2O_3 . ამ პროცესის დროს არ მიიღება ტეტრაბორმჟავა $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$, როგორც შუალედური პროდუქტი, რომელიც მხოლოდ მარილების სახითაა ცნობილი.

ცნობილია მეტაბორმჟავას HBO_2 სამი ალოტროპიული სახესხვაობა, რომლებიც ერთმანეთისაგან თავისი კრისტალური ფორმით განსხვავდება. აქროლადია არა HBO_2 , არამედ H_3BO_3 . მეტაბორმჟავა ერთფუძიანი სუსტი მჟავაა ($K = 4 \cdot 10^{-6}$).

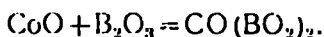
ორთობორატების მიღება არ მოხერხდება. რადგან H_2BO_3 იმდენად სუსტი მჟავაა, რომ მისი მარილები სრულ ჰიდროლიზს განიცდიან. მეტა- და ტეტრაბორატების ჰიდროლიზის ხარისხი უფრო ნაკლებია.

ბორაქსი $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ — ტეტრაბორმჟავას ნატრიუმის მარილი ქმნის მონოკლინური სისტემის უფერულ კრისტალებს, რომლებიც მშრალ ჰაერზე ადვილად კარგავენ თავის კრისტალიზაციურ წყალს. მისი წყალხსნარები მარილის ჰიდროლიზის გამო ძლიერ ტუტე რეაქციას იჩენენ.

გაცხელებისას ბორაქსი კრისტალიზაციური წყლის დაკარგვის შემდეგ ღვება და წარმოქმნის მინისებრ მასას. გაღობილ ბორაქსში მრავალი სხედასხვა მეტალის ოქსიდი იხსნება და წარმოქმნის შეფერილ „მინებს“, მაგალითად ქრომის ოქსიდთან ის წარმოქმნის ქრომის მეტაბორატის მწვანე მინას:

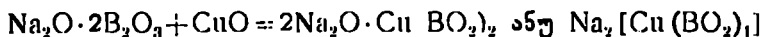


კობალტის ოქსიდთან კი — ლურჯ მინას:



პლატინის მავთულის მარყუჟში შეაღობენ ბორაქსისა და გამოსაკვლევი ნივთიერების ოქსიდს და ლებულობენ შეფერილ მინას პატარა ბურთულას სახით. ეს მეთოდი ფართოდ გავრცელდა ანალიზურ ქიმიასში ზოგიერთი მეტალის ინდივიდუალობის დასადგენად.

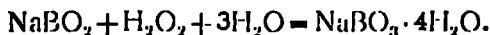
ბორაქსმა დიდი გამოყენება მოიპოვა მინანქრისა და ჭიქურის მოსამზადებლად. გაღობილ ბორაქსში ($Na_2O \cdot 2B_2O_3$) ადვილად იხსნება მეტალების ოქსიდები, რის შედეგადაც წარმოიქმნება მეტაბორატები, მაგალითად.



ამ რეაქციის მეშვეობით ადვილად ხერხდება ლითონის ზედამიზიდვა ოქსიდის მოშორება. ამიტომ ბორაქსი იხმარება ლითონების მორჩილების დროს.

ბორაქსისა და ბორმჟავას გარდა, პრაქტიკული გამოყენება მოიპოვა პერბორატებმა, რომლებშიც ერთი ჟანგბად-ატომი ჩანაცვლებულია ზეჟანგური — O — O — ჯგუფით. პერბორატი მიღებულ იქნა პ. მელიქიშვილის მიერ (1898). პერბორატი $NaBO_3 \cdot 4H_2O$ მიიღება ნატრიუმის მეტაბორატზე წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით. ეს წყალში მცირედხსნადი თეთრი ნივთიერებაა, რომელიც გამოიყენება აბრეშუმის, მატყლის, ჩალის სათეთრებლად და აგრეთ-

ვე სადღეისო ფეკტორი. პერბორატი მიიღება შემდეგი განტოლების მიხედვით:



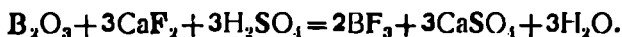
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}_2 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ პერბორაქსი მიიღება ბორმეფა-სა და ნატრიუმის პეროქსიდის ურთიერთქმედებით წყალხსნარში:



პერბორაქსი, ანუ ბორაქსის პეროქსიპიდრატი თეთრი, წყალში ხსნადი ნივთიერებაა. გამოიყენება სათეთრებლად.

ბორის ქალოგენიდები. BX_3 ბორის ქალოგენიდები მიიღება მარტივი ნივთიერებების ურთიერთქმედებით მაღალ ტემპერატურაზე. იგი უფერული ნივთიერებაა. ჰიდროლიზის უნარის გამო ტენიან ჰაერზე მბოლავია.

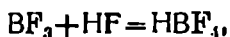
BF_3 ბორფტორიდი მხრჩოლავი სუნის მქონე უფერო გაზია. მიიღება ბორმეფას ანჰიდრიდზე მლღობი შპატისა და კონცენტრირებული გოგირდმეფას მოქმედებით:



წყლის მოქმედებით ბორფტორიდი განიცდის ჰიდროლიზს, რის შედეგადაც მიიღება ბორმეფა და ფტორწყალბადმეფა:

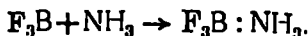


მლღობი მეფას მოქმედებით ბორფტორიდზე მიიღება ფტორ-ბორმეფა HBF_4 :

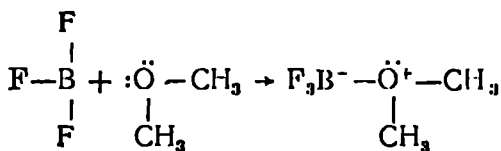


რომელიც ძლიერი მეფაა, უფრო ძლიერი, ვიდრე H_2SO_4 და HNO_3 . მისი წყალხსნარი მინაზე არ მოქმედებს. კალიუმის ფტორბორატი KBF_4 წყალში კარგად ხსნადი თეთრი მარილია. ხანგრძლივი დგომის დროს მისი წყალხსნარები ჰიდროლიზს განიცდიან.

ამიაკთან ბორფტორიდი კოორდინაციულ ნაერთს წარმოქმნის:



ბორის ფტორიდი მდგრად კომპლექსებს წარმოქმნის მეოლიეს ეთერთანაც

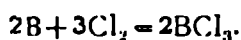


მიუხედავად იმისა, რომ ეს კომპლექსი სამვალენტოვან ქანგბადს შეიცავს. ის მაინც მდგრადია და დუღილის ტემპერატურაზეც კი არ იშლება (126°C).

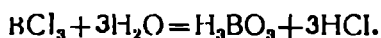
ბორფტორიდი ბრტყელი, სამკუთხა მოლეკულაა, რომლის ცენტრში განლაგებულია ბორი, ხოლო წვეროებში — ფტორის ატომები.

ბორფტორიდი ჰალოგენანჰიდრიდია, ე. ი. ნაერთია, რომელიც წყალთან წარმოქმნის ორ მჟავას. რომელთაგან ერთი ჰალოგენწყალბადმჟავაა.

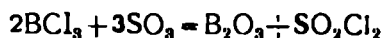
ბორქლორიდი — BCl_3 მიიღება ბორის გახურებით ქლორის ან მშრალი ქლორწყალბადის ჰაელში:



იგი უფერული ადვილად მოძრავი სითხეა. წყალში ბორქლორიდი განიცდის ჰიდროლიზურ დაშლას:

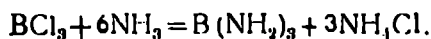


ბორქლორიდი სხვა ქანგბადნაერთებთანაც შედის ასეთ მიმოცვლის რეაქციაში, მაგალითად,



ბორქლორიდი ადვილად იერთებს მთელ რიგ ნაერთებს: PCl_3 , POCl_3 , NOCl და სხვ.

ამიაკი ბორქლორიდთან ჩანაცვლების რეაქციის პროდუქტს წარმოქმნის:



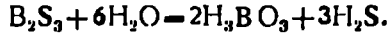
დიბორტეტრაქლორიდი — B_2Cl_4 შეიძლება მივიღოთ BCl_3 -ის ორთქლში ნელი ელექტრული დაცლით. ეს არის თხევადი, წყალში ხსნადი ნივთიერება.

ბორბრომიდი — BBr_3 უფერული, ძლიერ მბოლავი მძინე სითხეა. თავისი თვისებებით დიდ მსგავსებას იჩენს BCl_3 -თან- BBr_3 ბრტყელი სამკუთხა მოლეკულაა.

ბორიოდიდი — BI_3 მყარი უფერო ნივთიერებაა, იხსნება გოგირდნახშირბადში, ბენზოლში და სხვ.

ბორის სხვა ნაერთები. B_2S_3 ბორის სულფიდი მინისებრი ნივთიერებაა, მიიღება ბორის გახურებისას გოგირდის ორთქლის

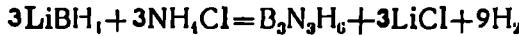
არეში. წყალთან ბორსულფიდი ჰიდროლიზის შედეგად წარმოქმნის ბორმჟევეს და გოგირდწყალბადს:



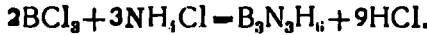
ბორის სულფიდი B_2O_3 -ის მსგავსად პოლიმერია.

ბორნიტრიდი — BN მიიღება ბორის და აზოტის ურთიერთქმედებით მაღალ ტემპერატურაზე. მისი ლღობის ტემპერატურა $3000^\circ C$ -ის ტოლია. ბორნიტრიდის მესერის აღნაგობა ჰგავს გრაფიტისას, სადაც ბორის და აზოტის ატომები მიმდევრულადაა განლაგებული.

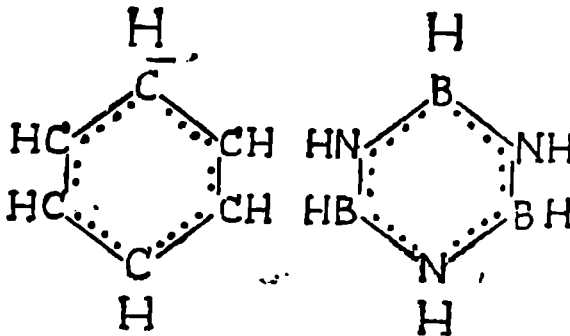
ბორაზოლი ანუ ბორაზინი — $B_3N_3H_6$ სითხეა, მისი მიღება შეიძლება ბორჰიდრიდზე ამონიუმის ქლორიდის მოქმედებით.



ან



ბორაზოლის მოლეკულები ბენზოლის მოლეკულების იზოლექტრონულია (იზოსტერია). ამიტომ მას არაორგანული ბენზოლი ეწოდა.



ბენზოლი



ბორაზოლი



ის ბენზოლის მსგავსია, როგორც გახსნის უნარით, აგრეთვე სუნიტაც. ჩვეულებრივი ბენზოლისაგან რეაქტივის მეტი უნარიანობით განსხვავდება.

B_4C ბორის კარბიდი მიიღება B_2O_3 -ის და ნახშირის $2500^\circ C$ -მდე გახურებისას



ბორის კარბიდი ალმასზე ოდნავ ნაკლები სიმკვრივესაა.

1. ალუმინის ნაერთები ბუნებაში. პერიოდული სისტემის მესამე ჯგუფის ელემენტებიდან ყველაზე გავრცელებულია ალუმინი. დედამიწის ქერქის ელემენტებს შორის მას მესამე ადგილი უკავია (O, Si, Al). მისი წილი დედამიწის ქერქში შეადგენს ყველა ატომის საერთო რიცხვის 5,5%-ს. გეოქიმიურად ალუმინი მკიდრო კავშირშია უანგბადთან და სილიციუმთან. გვხვდება უმთავრესად ორმაგ სილიკატებში, მინდვრის შპატებსა და ქარსებში, აგრეთვე გამოქარვის პროდუქტებში — თიხებში. ალუმინი ქიმიურად აქტიური მეტალია, ამიტომაც თავისუფალი სახით ის ბუნებაში არ მოიპოვება. ალუმინის ოქსიდი Al_2O_3 გვხვდება კორუნდის და ზემფარას სახით. უდიდესი გამოყენება მიეცა ბოქსიტს $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ და აგრეთვე კრიოლიტს $AlF_3 \cdot 3NaF$, რომელთაგანაც წარმოებს ალუმინის მოპოვება.

ალუმსილიკატებიდან აღსანიშნავია ცეოლითები $Na_2[Al_2Si_3O_{10}] \times 2H_2O$, ანალციმი $Na[AlSi_3O_8] \cdot H_2O$, შაბაზიტი $Na_2[AlSi_2O_6] \times 6H_2O$, ლეციტი $K[AlSi_3O_8]$, ოროკლაზი $K[AlSi_3O_8]$, ნატრიუმის მინდვრის შპატი ანუ ალბიტი $Na[AlSi_3O_8]$, კალციუმის მინდვრის შპატი ანუ ანორტიტი $Ca[Al_2Si_2O_8]$, ქარსები — ბიოტიტი, მუსკოვიტი, ლეპიდოლიტი და ა. შ. ნეფელინი $Na[AlSi_3O_8]$ და ლეციტი $K[AlSi_3O_8]$ ახლოა მინდვრის შპატებთან. შპატების გამოფიტვით მიიღება წყლის შემცველი ალუმსილიკატი $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \times 2H_2O$ ანუ $H_4Al_2Si_2O_9$ კაოლინი (საფაიფურე თიხა). მთელი რიგი ქანების გამოქარვის შედეგად მიიღება თიხა.

მეტალური ალუმინი პირველად მიღებულ იქნა უწყლო ალუმინის ქლორიდზე კალიუმის ამალგამის მოქმედებით (1825 წ. 1854 წ.) ალუმინი ელექტროლიზით იქნა მიღებული. ალუმინის ტექნიკურ მიღებას ამჟამად საფუძვლად უძევს გაღობილ კრიოლიტში გახსნილი ალუმინის ოქსიდის ელექტროლიზი.

2. ალუმინის მიღება და თვისებები. ალუმინის მიღება წყალხსნარების ელექტროლიზით შეუძლებელია, რადგან Al^{3+} იონი უფრო აქტიურია, ვიდრე H_3O^+ იონი, და ალუმინის მარილების წყალხსნარებიდან კათოდზე გამოიყოფა წყალბადი, რომელიც წარმოიქმნება H_2O^+ -ს აღდგენისას.

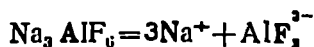
ალუმინის მისაღებად ნახშირით აღდგენასაც არ მიმართავენ, რადგან ამ შემთხვევაში მიიღება ალუმინის კარბიდი Al_4C_3 .

ალუმინს ღებულობენ მისი ოქსიდის ნაღობის ელექტროლიზით. ალუმინის ელექტროლიზური გამოყოფის პროცესი მაღალ ტემპერატურას მოითხოვს. ჩვეულებრივ საელექტროლიზო აბაზანა წარმოადგენს რკინის ყუთს, რომლის შიგა კედლები ცეცხლგამძლე მასალებით არის მოპირკეთებული და მის ზემოთ გრაფიტის ან ნახშირის სქელი შემონაფენია, რომელიც კათოდის ფუნქციას ასრულებს. ანოდად გამოყენებულია ნახშირის სქელი ელექტროდი.

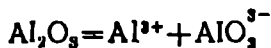
ელექტროლიზის პროცესი 1000°C -ზე მიმდინარეობს. ძაბვა 5 ვოლტია და დენის ძალა 60 ათასი ამპერი. გაღობილ Na_3AlF_6 კრიოლიტში გახსნილი ალუმინის ოქსიდის ელექტროლიზის დროს გამოყოფილი მეტალური ალუმინი იკრებება ყუთის ფსკერზე თხევად ზღვომარეობაში. მას დრო და დრო გამოუშვებენ საელექტროლიზო აბაზანიდან. ანოდზე გამოყოფილი ენჯბადი ფანგავს ნახშირს CO -მდე, რომელიც იწვის და CO_2 -მდე იქანგება, რის შედეგადაც ანოდის მასალა იხარჩება. საელექტროლიზო აბაზანას თანდათან უმატებენ ალუმინის ოქსიდს.

კრიოლიტი საჭიროა როგორც ალუმინის ოქსიდის გამხსნელი. კალციუმის ფტორიდთან ერთად აღებული ის საშუალებას გვაძლევს საელექტროლიზო აბაზანას შევუნარჩუნოთ დაახლოებით 1000°C ტემპერატურა. Al_2O_3 ღღებება 2050°C -ზე. კრიოლიტთან და კალციუმის ფტორიდთან წარმოქმნის ევტექტიკურ ნარევებს, რომელთა ღღობის ტემპერატურა ძეგს 868—960 გრადუსის ინტერვალში. ამიტომ ელექტროლიზის მიზნებისათვის იღებენ $\text{Al}_2\text{O}_3 - \text{Na}_3[\text{AlF}_6] - \text{CaF}_2$, რომელიც ღღებება 950°C -ზე.

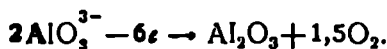
მიღებული ალუმინის მინარევებისაგან გაათავისუფლება მის ხელმორე გადამუშავებას მოითხოვს, რაც დიდ ხარჯებთანაა დაკავშირებული. ამიტომაც სუფთა ალუმინის მისაღებად ჩვეულებრივ ამოსავალ ნვეთიერებებს ყოველგვარი მინარევებისაგან ზედმიწევნით კარგად ასუფთავებენ. მღღობ მქავაში ალუმინის ჰიდროქსიდისა და სოდის გაქსნით ღებულობენ სუფთა კრიოლიტს, რადგან ბოქსიტები შეიცავს 40—60% მინარევებს (SiO_2 , Fe_2O_3 და ა. შ.), ამიტომ მას გადამამუშავებენ, ვიდრე არ მიიღება სუფთა Al_2O_3 (რომელიც შეიცავს არა უმეტეს 0,2% SiO_2 და 0,04% Fe_2O_3 -ს). თითო ტონა ალუმინის გამოღნობაზე იხარჩება ელექტროენერგიის 20 ათასი კილოვატსაათი. ტექნიკური ალუმინი მეტწილად შეიცავს 99,5% ალუმინს. ალუმინის ელექტრომეტალურგიის თეორია ჩამოაყალიბა პ. პ. ფედოტიევმა, რომლის თანახმად გაღობილი კრისტალი დისოციირებულია.



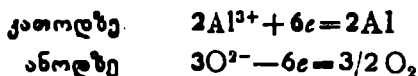
ალუმინის ოქსიდის დაშლილია იონებად:



ნალობში დენის გატარებისას კათოდისაკენ წარიმართება Na^+ და Al^{3+} იონები. კათოდზე აღდგება ის იონები, რომელთა გამოყოფის პოტენციალი უფრო ნაკლებია, ე. ი. Al^{3+} იონები. ანოდისაკენ მიმართება $[\text{AlF}_6]^{3-}$ და AlO_2^{3-} იონები, რომელთაგანაც დაიყენება AlO_2^{3-} იონები, რადგან მათი უნგვა-აღდგენითი პოტენციალი უფრო დაბალია, ვიდრე $[\text{AlF}_6]^{3-}$ -ისა:



ელექტროლიზის პროცესი შეიძლება შემდეგი სქემით გამოვსახოთ:



ნალობი შეიცავს Al^{3+} , Na^+ , $[\text{AlF}_6]^{3-}$, AlO_2^{3-} , F^- , O^{2-} — იონებს.

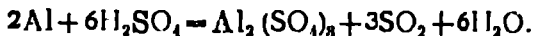
ალუმინი მსუბუქი, ვერცხლისფერი ლითონია. მისი სიმკვრივეა 2,70, ლობის ტემპერატურა 660°C და დუღილის — 2270°C . მისი სითბოგამტარობა მხოლოდ ორჯერ უფრო ნაკლებია, ვიდრე სპილენძისა, ხოლო ელექტროგამტარობა სპილენძის ელექტროგამტარობის 60%-ს შეადგენს. ალუმინის მექანიკური დამუშავება ადვილია, ის კარგად იწელება და მისგან ადვილად კეთდება მავთული, თავისუფლად იგლინება და მისგან ადვილად მზადდება თხელი ფურცლები.

Al -ის და მისი ანალოგების Ga , In , Tl -ის ატომების ზომები აღემატება ბორისას, ამიტომ მათი მეტალური თვისებები უფრო მკაფიოდ იჩენს თავს, ვიდრე ბორისა. თავისუფალ მდგომარეობაში ალუმინი ტიპური მეტალია, სოლო მის ნაერთებში ძნელია მკვეთრი საზღვრის გავლება იონურ და კოვალენტურ ხასიათს შორის.

ბორის, ალუმინის, გალიუმის, ინდიუმის და თალიუმის ტრიპლოგენიდები MX_3 და ტრიალკილები დიდ მსგავსებას იჩენენ ერთმანეთთან. ამ ტიპის ნაერთები ადვილად იერთებენ ელექტრონიტრალურ დონორებს, ან ანიონებს და ამით ავლენენ ლუისის მჟავების ფუნქციას.

ბორის ჰალოგენიდები მონომერული ნაერთებია. ამ ქვეჯგუფის მომდევნო მეტალების ჰალოგენიდები კი დიმერულია.

ალუმინი ადვილად იჟანგება ჰაერზე, მაგრამ წარმოქმნილი ოქსიდის Al_2O_3 -ს თხელი აპკი იცავს ალუმინს შემდგომი დაჟანგვისაგან. ამიტომაც ალუმინი დიდ მდგრადობას იჩენს. ის ინდიფერენტულია არა მარტო ჰაერის, არამედ წყლის ორთქლის და ზოგიერთი მჟავების მიმართ. ალუმინზე არ მოქმედებს კონცენტრირებული აზოტმჟავა, რადგან აზოტმჟავას გავლენით ალუმინი გაპასიურებას განიცდის. ცხელი კონცენტრირებული აზოტმჟავა კი მოქმედებს. განზავებული გოგირდმჟავა უმნიშვნელოდ მოქმედებს ალუმინზე. ცხელ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში ალუმინი კარგად იხსნება:

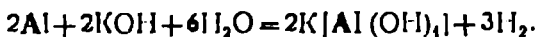


ალუმინი ნელა იხსნება ძმარმჟავასა და ლიმონმჟავაში. გაცხელება და სუფრის მარილის დამატება არსებითად აჩქარებს ამ რეაქციას. სუფთა ალუმინი არც მარილმჟავაში იხსნება, მაგრამ ჩვეულებრივი ტექნიკური მეტალი ადვილად იხსნება მასში. მისი გახსნა მჟავებში გაპირობებულია შემდეგი რეაქციით:

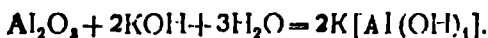


რომელიც ძაბვათა მწკრივში ალუმინის მდებარეობის შესაბამისად მიმდინარეობს.

ტუტე ხსნარებში Al^{3+} -ის იონების კონცენტრაცია ძლიერ შემცირებულია, ამიტომაც ალუმინის პოტენციალი უფრო უარყოფითი ხდება. ამის გამო ალუმინზე ენერგიულად მოქმედებენ ტუტეები



ალუმინი ტუტეებში იმიტომ იხსნება ადვილად, რომ მის ზედაპირზე დამცველი ჟანგური შრე ტუტის მოქმედებით იშლება და წარმოიქმნება ალუმინატი:



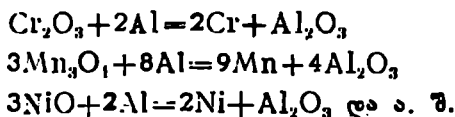
დამცველი შრის მოცილების გამო, სუფთა ალუმინი ადვილად შედის რეაქციაში ტუტესთან ზემო განტოლების მიხედვით. თუ წმინდად დაწილადებულ ალუმინს გავახურებთ, ის ენერგიულად დაიწვის კაშკაშა ალით. ალუმინი დიდ სწრაფვას იჩენს ჟანგბადისადმი:



ამიტომაც დაწილადებული ალუმინის რაიმე მეტალის დაფხენად ოქსიდთან ნარევის გახურებისას ენერგიული რეაქცია წარიმართება. რის შედეგადაც ოქსიდიდან აღდგება თავისუფალი მეტალი. ნ. ნ. ბეკეტოვის მიერ (1859 წ.) აღმოჩენილი მეტალების აღდგენის ეს მე-

თორღ. ცნობილია ალუმინტერმის სახელწოდებით. ეს მეთოდი ფართოდ გამოიყენება ძნელად აღსადგენი მეტალების — ქრომის, მანგანუმის, ვანადიუმის, მოლიბდენის და სხვათა აღსადგენად.

მათი მიღება ალუმინტერმის შემდეგი რეაქციების მიხედვით წარკობს



ალუმინით რკინის აღდგენა მისი ოქსიდიდან გამოყენებულია ფოლადის ნაჭრების. მაგალითად, ტრამვაის რელსების პირისპირ შესადლებლად. ამისათვის იღებენ ალუმინის და რკინის ოქსიდის წმინდა ფხვნილის (75% Fe₂O₃ და 25% Al) ნარევეს, რომელსაც თერმირტი ეწოდება. ნარევეს ცეცხლწამკილით (მეტალური მაგნიუმის ფხვნილი და ბარიუმის პეროქსიდის ნარევი) აანთებენ. რეაქცია შემდეგი განტოლებით მიმდინარეობს:



ამ რეაქციის დროს იმდენად დიდი სითბო გამოიყოფა, რომ მთელი მასა დაახლოებით 3500 °C-მდე ხურდება.

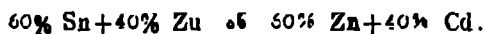
ალუმინი ფართოდ გამოიყენებას პოულობს როგორც სუფთა მეტალის. აგრეთვე მისი მრავალრიცხოვანი შენადნობების სახით. დიდი მდგრადობის გამო ალუმინი გამოიყენება ქიმიური აპარატურის, სამხედრო საჭურვლის, საოჯახო მეურნეობისათვის საჭირო საგნების მოსამზადებლად. რკინის და თუჯის ნაკეთობების კოროზიისაგან დასაცავად შემუშავებულია მათი ზედაპირის ალუმინით ან მისი შენადნობებით დაფარვის მეთოდები (ალიტირება).

ალიტირებული საგნები 1000°C-მდე გახურების დროსაც კი არ იყვანება წმინდა ალუმინის ზედაპირი არეკლავს მასზე დაცემული ხილული (ულტრაიისფერი და ინფრაწითელი) სხივების 90%-ს. ამიტომაც მინის ზედაპირზე ალუმინის ორთქლის კონდენსაციით ვაკუუმში ამზადებენ მაღალი ხარისხის სარკეებს.

ალუმინი შეიძლება გამოვიყენოთ როგორც გამმართველი ცვლადი დენიდან მუდმივი დენის მისაღებად. დენის გამმართველი შედგება ალუმინის და ტყვიის ელექტროლებისაგან, რომლებიც ბორაქსის ხსნარშია ჩაშვებული. ასეთი გამმართველები დენს ერთი მიმართულებით ატარებს. ალუმინი აქ კათოდის როლს ასრულებს.

ალუმინის წმინდა ფხვნილი შრობად ზეთში ან სხვა არეში გამოიყენება როგორც მდგრადი ვერცხლისფერი საღებავი.

ალუმინის მიჩინვა შეიძლება შემდეგი შედგენილობის მიხარჩილის შეყუებით:

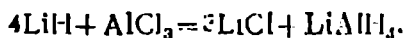


ალუმინის მავთული ორჯერ ნაკლებს იწონის. ვიდრე მისი ტოლი ელექტროგამტარობის სპილენძის მავთული. ამიტომაც ალუმინმა დიდი გამოყენება მოიპოვა ელექტროტექნიკაში.

რადგან ალუმინის შენადნობები მსუბუქია და გამძლე, ამიტომ მათ ფართოდ იყენებენ თვითმფრინავების და ავტოპანქანების მშენებლობაში. ასეთ შენადნობს ეკუთვნის დურალუმინი (93—95% Al, 2—2,95% Cu, 0,5—2% Mg, 0,5—1,2% Mn, 0,2—1,0% Si), რომლის სიმაგრე ფოლადის სიმაგრის ტოლია, მაგნალიუმი (70—90% Al, 10,30% Mg), სკლერონი (83,32% Al, 12% Zn, 3% Cu, 0,6% Mn, 0,5% Si, 0,5% Fe და 0,08% Li), პიდრონალიუმი (88—97% Al, 3—12% Mg), რამელიც ზღვის წყალში მდგრადია და სხე.

8. ნაერთები. ალუმინის ჰიდრიდი AlH_3 თეთრი ამორფული ნივთიერებაა, $105^{\circ}C$ -ზე დაშლისას გამოყოფს წყალბადს.

ალუმინის ჰიდრიდი არამარლმსგავსი ნაერთია. ლითიუმის ჰიდრიდისა და ალუმინის უწყლო ქლორიდის ურთიერთქმედებით ეთერში მიიღება ლითიუმის ალანატი $LiAlH_4$ შემდეგი რეაქციის მიხედვით:



თუ ეთერის ხსნარში ლითიუმის ალანატზე ემოქმედებთ ალუმინის ქლორიდით, მივიღებთ ალუმინის ჰიდრიდს AlH_3 მონომერის სახით, რომელიც პოლიმერიზაციის შედეგად მოკლე დროში გამოიყოფა მყარი ნივთიერების სახით.

ალანატები ორმაგი ჰიდრიდებია. თავისი ბუნებით ალანატები იყოფა ორ ჯგუფად — მარლმსგავს და არამარლმსგავს ალანატებად. ლითიუმის ალანატი მარლმსგავსია. ხოლო $MgH_2 \cdot AlH_3$, $BeH_2 \cdot 2AlH_3$ არამარლმსგავსი.

ალუმინის ოქსიდი. ალუმინის ოქსიდი ბუნებაში გვხვდება მინერალ კორუნდის სახით. ეს მინერალი თავისი დიდი სიძაგრით გამოირჩევა. მისი სუფთა კრისტალები გამჭვირვალეა და უფერო. კორუნდი ხშირად შეფერილია. როცა ის შეიცავს ცოტაოდენ ქრომს, მას წითელი ფერის გამო ეწოდება ლალი, როცა კორუნდი შეიცავს ტიტანს და რკინას, მას ლურჯი ფერი აქვს და ეწოდება საფირონი. კორუნდი ხელოვნურად მიიღება ალუმინის ოქსიდის გაღობით, ხოლო მასში ამა თუ იმ მინარეების შეტანით ღებულობენ ხელოვნურ ძვირფას ქვებს.

ამისათვის შვრგვინავი გაზის ალში ალღობენ ამონიუმის შაბის გამოწვის შედეგად მიღებულ ალუმინის ოქსიდს, რომელსაც ლალის მისაღებად წინასწარ უმატებენ მცირეოდენ ქრომის ოქსიდს, საფირონის მისაღებად — ტიტანის და რკინის ოქსიდს. ზუ რ მ უ ხ ტ ი თავისი ქიმიური შედგენილობით წარმოადგენს ალუმინის და ბერილიუმის მწვანე სილიკატს $Be_2 Al_2 Si_4 O_{14}$, რომლის ცისფერ სახესხვაობას აქვ ა მ ა რ ი ნ ი ეწოდება.

ლალის დიდ კრისტალები გამოიყენება კვანტური გენერატორების (მაზერების და ლაზერების) დასამზადებლად.

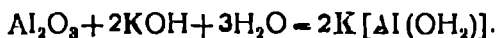
კორუნდი დიდ გამოყენებას პოულობს ზუმფარის (ნაყდაკის) სახით. ის წარმოადგენს წვრილკრისტალოვან ალუმინის ოქსიდს, რომელიც შეიცავს რკინის ოქსიდს და კვარცს.

ალუმინის ოქსიდი შეიძლება მივიღოთ ალუმინის დაწვით, ალუმინის ჰიდროქსიდის გახურებით ან აქროლადი მყავების ალუმინთან ჯრთიერთქმედებისას მიღებული მარილების გახურებით.

გაუწყლოებული ალუმინის ოქსიდიდან ლითონურ ალუმინს დებულობენ.

ჩვეულებრივ, ალუმინის ოქსიდი კრისტალდება ჰექსაგონალური კრისტალების სახით. მისი სიმკვრივე შეადგენს 3.99 ($\alpha-Al_2O_3$). მეორე ჰექსაგონალური მოდიფიკაცია ($\beta-Al_2O_3$), რომლის სიმკვრივეა 3.30, მიიღება გაღობილი ოქსიდის ნელი გაცივებისას ზოგიერთ მინარევთან ერთად (MgO , Na_2O , K_2O და სხვ.). კუბური მოდიფიკაცია ($\gamma-Al_2O_3$) სიმკვრივით 3,4 მიიღება ბოქსიტიდან მისი ნელი გამოწვით.

ალუმინის ოქსიდი ამფოტერულია:



ამ რეაქციაში Al_2O_3 მკავური ოქსიდის თვისებებს იჩენს, ხოლო ძლიერ მკავებთან — ფუძე ოქსიდის თვისებებს:



წყარ ტუტეებთან Al_2O_3 -ის შეღლობით მიიღება უწყლო ალუმინატება:



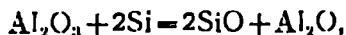
ალუმინის ოქსიდისა და რაიმე მეტალის ოქსიდის შეღლობით მიიღება $M^{II}[Al_2O_4]$ ტიპის ალუმინატები. მათ ეწოდებათ შპინელები, მაგალითად, ჩვეულებრივი შპინელი $Mg[Al_2O_4]$, თუთიის შპინელი $Zn(Al_2O_4)$ და ა. შ.

ა— Al_2O_3 (γ -თიხამიწა) გვხვდება შპინელის ტიპის რთულ ნაერთებში. ეს წახნაგდაცენტრირებული კუბური კრისტალებია, პიკროსკოპული და მკვებებში ხსნადია.

ბ — Al_2O_3 უფრო ჰექსაზონალური უმდგარი კრისტალებია.

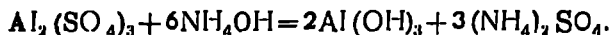
Al_2O_3 -ის გაღობისას ($2050^\circ C$) მიიღება კრისტალური α -მოდიფიკაცია (ხელოვნური კორუნდი), რომელიც სხვადასხვა მეტალის ოქსიდებთან შეღობისას წარმოქმნის ხელოვნურ ძვირფას ქვას (ლალი, საფირონი, ზურმუხტი).

ალუმინის ოქსიდის და ელემენტარული სილიციუმის ნარევის ეკუთვნის გახურებით მიიღება ალუმინის (I) ოქსიდი და სილიციუმის მონოქსიდი:



რომელიც მაღალ ტემპერატურაზე სუბლიმირდება. მაგრამ დღემდე არ არის კარგად შესწავლილი ალუმინის მონოქსიდის შედგენილობა და მისი ქიმიური თვისებები.

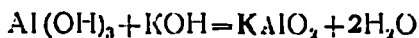
ალუმინის ჰიდროქსიდი. ალუმინის ჰიდროქსიდი — ორთოჰიდროქსიდი $(Al(OH)_3)$ გამოიყოფა, როცა ალუმინის მარილის ხსნარზე მოქმედებენ ამიაკის ან ტუტის ზომიერი რაოდენობით:



ალუმინის ჰიდროქსიდი ცივი ხსნარებიდან ამორფული ჰიდროგელის სახით გამოიყოფა, რომელიც თანდათანობით კარგავს წყალს და გადადის კრისტალურ მეტაჰიდროქსიდში $AlO(OH)$.

ალუმინის იონის Al^{3+} რადიუსი ბევრად მეტია, ვიდრე U^{3+} იონისა, ამიტომაც ალუმინ-იონი სუსტად განზიდავს წყალბად იონებს და აგრეთვე სუსტად იზიდავს ჰიდროქსილ-იონებს. ამით აიხსნება ის, რომ $Al(OH)_3$ იჩენს სუსტ მკვებურ და სუსტ ფუძე თვისებებს.

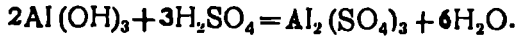
ალუმინის ჰიდროქსიდი ამფოტერულია, ე. ი. მას აქვს უნარი წარმოქმნას მარილები როგორც მკვებთან, აგრეთვე ტუტეებთან. კონცენტრირებული და მდუღარე ტუტეების მოქმედებით $Al(OH)_3$ წარმოქმნის უწყლო ალუმინატებს:



NH_4OH -ის ჰარბ რაოდენობაში $Al(OH)_3$ ნაწილობრივ იხსნება. ტუტე მეტალების ალუმინატები (ჰიდროალუმინატები) კარგად იხსნება წყალში, მაგრამ ძლიერი ჰიდროლიზის გამო მათი ხსნარებისთვის მდგრადობის მისანიჭებლად საჭიროა ზედმეტი ტუტის დამა-

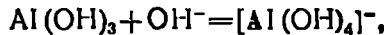
ტება. სუსტი ფუძეების ალუმინატები სრულ ჰიდროლიზს განიცდიან, ამიტომ მათი მიღების მიზნით საჭიროა Al_2O_3 -ის და სათანადო ოქსიდის შერეობა.

მჟავების მოქმედებით ალუმინის ჰიდროქსიდი $Al(OH)_3$ წარმოქმნის მარილებს, მაგალითად,

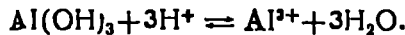


ძლიერი მჟავების ასეთი მარილები კარგად იხსნება წყალში. რადგან ალუმინის ჰიდროქსიდი სუსტი ფუძეა, ამიტომ ალუმინის მარილები წყალხსნარში ჰიდროლიზს განიცდიან. ისინი მუდამ რეაქციას ავლენენ, სუსტი მჟავების ალუმინის მარილები კი სრულ ჰიდროლიზს განიცდიან (მაგალითად, Al_2S_3 , $Al(HCO_3)_3$ და სხვ.).

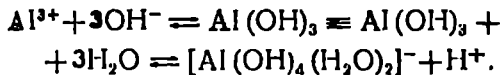
არ არის სავალდებულო, რომ ალუმინის ამფოტერობას საფუძვლად ჰქონდეს $Al(OH)_3$ -ის დისოციაციით H^+ -ის და OH^- -ის წარმოქმნა. მარილების წარმოქმნა ფუძეებთან შეიძლება განაპირობოს OH^- -ის მიერთებამ $Al(OH)_3$ -ის მოლეკულებთან:



ე. ო. $Al(OH)_3$ ამ შემთხვევაში ანჰიდრომჟავაა, რომელიც წარმოქმნის ჰიდროქსიმარილებს, მაგალითად, $K[Al(OH)_4]$ კალიუმის ჰიდროქსიალუმინატს. მეორე მხრივ წყალბად-იონის H^+ და ჰიდროქსო-ალუმინატ-იონის — $Al(OH)_4^-$ ურთიერთქმედების შედეგად მყარდება წონასწორობა:



ეს წონასწორობანი ახასიათებს ალუმინის ჰიდროქსიდის ამფოტერულ თვისებებს. მისი ელექტროლიტური დისოციაცია შეიძლება გამოვსახოთ განტოლებით:

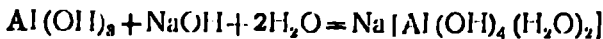


მჟავის დამატებისას დისოციაციის წონასწორობა გადაიხრება მარცხენა მხარეს, ხოლო ტუტის დამატებისას — მარჯვენა მხარეს.

მჟვე არეში ქარბობს Al^{3+} -იონები ანუ ჰიდრატირებული იონი $[Al(H_2O)_6]^{3+}$



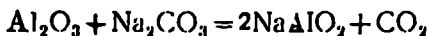
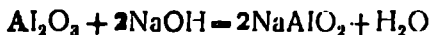
ტუტე არეში კი იონები $[Al(OH)_4(H_2O)]^-$, $[Al(OH)_5H_2O]^{2-}$
 და $[Al(OH)_6]^{3-}$



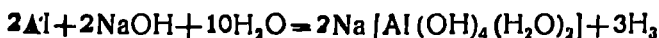
$Al(OH)_3$ ჰიდროგელი შთანთქავს წყალს, ვიტამინებს, მარილებს.

ალუმინის ჰიდროქსიდის ადსორბციული უნარი დამოკიდებულია მის მომზადების მეთოდზე.

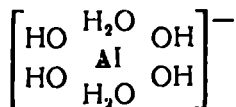
ალუმინატები. ალუმინის ოქსიდის ან მისი მარილების ტუტეებთან შეღებვისას მიიღება უწყლო ალუმინატები (მეტალუმინატები). ტუტეების ნაცვლად შეიძლება ავილოთ ტუტე მეტალების კარბონატები.



როცა მეტალური ალუმინი იხსნება ტუტეებში, შეიძლება წარმოიქმნას ჰიდროქსოალუმინატები



ტეტრაჰიდროქსოდიჰეოალუმინატისათვის დამახასიათებელია ოქტაედრული აღნაგობა



მჟავები თითქმის არ მოქმედებენ უწყლო ალუმინატებზე. ხოლო წყალშემცველი ალუმინატები ადვილად იშლება მჟავების მოქმედებით.

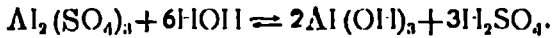
ბუნებაში ალუმინის ორთოჰიდროქსიდი $Al(OH)_3$ მოიპოვება მინერალ ჰიდრატილის სახით.

ამორფული $Al(OH)_3$ მჟავებში ადვილად იხსნება, მაგრამ კრისტალური — ძნელად. ალუმინის კრისტალური ჰიდროქსიდი $100^\circ C$ -ზე არ კარგავს წყალს, 150° -ზე ის თანდათან იწყებს წყლის დაკარგვას, რის შედეგადაც მიიღება კრისტალური მეტაჰიდროქსიდი $AlO(OH)$, რომელიც ბუნებაში დიდი რაოდენობით მოიპოვება ბოქსიტის სახით.

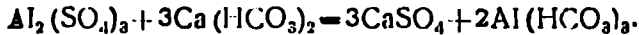
ალუმინის ჰიდროქსიდთან ალუმინის სხვადასხვა მარილი მზად-

დება, ხოლო მისი გაუწყლოებით ღებულობენ ალუმინის ოქსიდს, რომლიდანაც ელექტროლიზით მეტალური ალუმინი მიიღება.

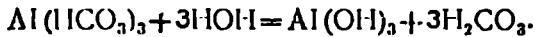
ალუმინის სულფატი, შაბი. ალუმინის სულფატის კრისტალჰიდრატი $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ გამჟვირვალე უფერული კრისტალებია, რომლის გაუწყლოებით მიიღება $Al_2(SO_4)_3$ თეთრი ფხვნილის სახით. ალუმინის სულფატი კარგად იხსნება წყალში. ტემპერატურის გადიდებისას მისი ხსნადობა მნიშვნელოვნად იზრდება. ნაწილობრივ ჰიდროლიზის გამო მის წყალხსნარებს მყავე რეაქცია ახასიათებს:



ალუმინის სულფატი გამოიყენება მღვრიე წყლის დასაწმენდად. $Al_2(SO_4)_3$ მიმოცვლის რეაქციაში შედის ვახსნილ კალციუმის ჰიდროკარბონატთან



ალუმინის ჰიდროკარბონატი, როგორც სუსტი ფუძის და სუსტი მჟავასაგან წარმოქმნილი მარილი, სრულ ჰიდროლიზს განიცდის:



ჰიდროლიზის შედეგად წარმოქმნილი ალუმინის ჰიდროქსიდის $Al(OH)_3$ კოლოიდური ხსნარი განიცდის კოაგულაციას. დაღექვის პროცესში ეს ლაბასმსგავსი ნალექი თან წარიტაცებს წყალში შეწონილ ნაწილაკებს, რის შედეგადაც ხდება წყლის დაწმენდა.

ალუმინის სულფატი ქლორნატრიუმთან ერთად ნარევის სახით გამოიყენება ქაღალდის წარმოებაში, რადგან მიმოცვლის შედეგად წარმოქმნილი ქლორიანი ალუმინი შეაწებებს ქაღალდის ბოჭკოებს ერთმანეთთან.

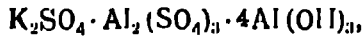
ფართო გამოყენება მოიპოვა ალუმინის სულფატმა აგრეთვე ტყავის თრიმლისათვის და ქსოვილების ღებვის დროს როგორც ფერმკერმა.

M (I) მეტალების სულფატებთან ალუმინის სულფატი ადვილად წარმოქმნის $M_2^I SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ -ს ტიპის ორმაგ მარილებს, რომელთაც შაბა ეწოდება. შაბი ეწოდება ნაერთებს საერთო ფორმულით $M_2^I SO_4 \cdot M_2^{III}(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$. რომლებიც ჩვეულებრივ კრისტალდება წესიერი ოქტაედრების ან კუბების სახით. შაბებს წარმოქმნის M (III) მეტალები: ალუმინი, ქრომი, რკინა, მანგანუმი. M (I) მეტალებიდან შაბებში გვხვდება კალიუმი, ამონიუმი, რუბიდიუმი,

ცეზიუმი, თალიუმი და სხვ. სხვადასხვა შედგენილობის შაბები ერთ-მანეთის იზომორფულია.

ჩვეულებრივი შაბის ქვეშ იგულისხმება კალიუმ-ალუმინის სულფატი $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ანუ $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. აქვს მოშავო-მოთრიმლავი გემო, გაცხელებისას შაბი კარგავს თავის საკრისტალიზაციო წყალს და მიიღება გამომწვარი (უწყლო) შაბი. შაბების ხსნადობა წყალში შედარებით მცირეა.

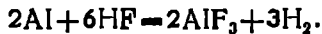
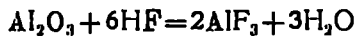
ჩვენში შაბი ადვილად მზადდება უშუალოდ ალუმინატებიდან



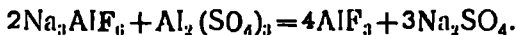
ზომებსაც საკმაოდ გავრცელებულია.

შაბი გამოიყენება წარმოებაში ისევე, როგორც ალუმინის სულფატი, ე. ი. როგორც ფერმკერი, ტყავის წარმოებაში — როგორც მთრიმლავი და მედიცინაში — როგორც სუსტი გამაღიზიანებელი საშუალება.

ალუმინის ჰალოგენიდები. ალუმინის ფტორიდი AlF_3 მიიღება Al_2O_3 -ზე ან მეტალურ ალუმინზე წითელი ვარვარების დროს ფტორწყალბადის მოქმედებით:



იგივე ფტორიდი მიიღება კრიოლიტის შეღობისას ალუმინის სულფატთან და მიღებული ნატრიუმსულფატის გაორეცხვით:



ალუმინის ფტორიდი იონური ნაერთია, წყალში, მკვებებსა და ტუტეებში უხსნადი.

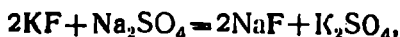
ტუტე მეტალების ფტორიდების დამატებით ფტორალუმინი წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთებს — ფტორალუმინატებს, $M^I[AlF_4]$, $M_2^I[AlF_6]$, $M_3^I[AlF_6]$. ფტორალუმინატები კრისტალური, წყალში მცირედხსნადი ნაერთებია. კრიოლიტი $Na_3[AlF_6]$ მესამე ტიპის ნაერთებს ეკუთვნის. სუფთა მარილის სახით კრიოლიტი წარმოქმნის ზონოკლინურ კრისტალებს. მკვებები მასზე არ მოქმედებენ, ტუტეებთან დუღილის დროს ის ადვილად იშლება. კრიოლიტი ღვება $1000^\circ C$ -ზე.

კრიოლიტმა დიდი გამოყენება მოიპოვა ალუმინის ელექტროლიზურ გამოყოფაში, აგრეთვე რძისფერი მინისა და მინანქრის დამზადებაში. ამიტომ კრიოლიტს ხშირად ხელოვნური გზით ამზადებენ. ერთ-

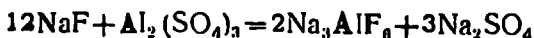
ერთი მეთოდით მლღობ შპატს შეაღღობენ კალიუმის სულფატთან და ნახშირთან ერთად:



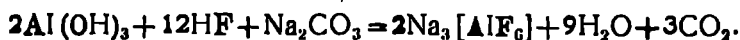
კალიუმის ფტორიდს ამოქმედებენ ნატრიუმის სულფატთან. რის შედეგადაც მიიღება ნატრიუმის ფტორიდი და კალიუმის სულფატი:



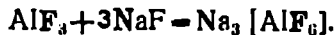
ზოლო მიღებული ფტორნატრიუმისა და ალუმინის სულფატის ურთიერთქმედებით მიიღება კრიოლიტი:



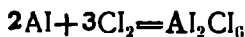
კრიოლიტის მომზადების საწარმოო მეთოდი ასეთია: მღღობ მჟავას დაამუშავებენ ალუმინის ჰიდროქსიდით კარბონატით:



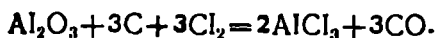
კრიოლიტი მიიღება აგრეთვე ალუმინის ფტორიდზე ნატრიუმის ფტორიდის მოქმედებით



ალუმინის ქლორიდი AlCl_3 უწყლო მღღომარეობაში მიიღება ალუმინის გახურებით ქლორის ან ქლორწყალბადის ნაკადში:



ანდა ალუმინის ოქსიდის და ნახშირის გაეარვარებულ ნარევეზე 1000° -ზე ქლორის გატარებისას:

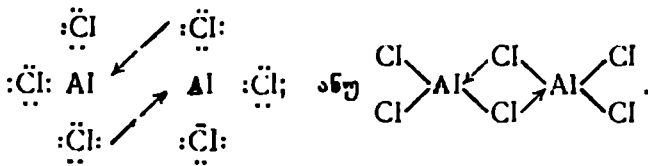


ალუმინის ქლორიდი თეთრი, კრისტალური, ადვილად აქროლადი მასაა. 183°C -ზე ხღება მისი სუბლიმაცია (გადადის ორთქლის ფაზაში). ორთქლისებრ მღღომარეობაში ალუმინის ქლორიდის მოლეკულის შედგენილობა უპასუხებს ფორმულას Al_2Cl_6 . ის იხსნება თითქმის ყველა ორგანულ გამხსნელში. Al_2Cl_6 ძლიერ ჰიგროსკოპულია, ადვილად იზიდავს ჰაერიდან ტენს, განიცდის ჰიდროლიზს

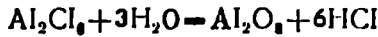


ელექტროგრაფიული გამოკვლევებით ნაჩვენები იყო, რომ დი-

მეზის მოლეკულაში ბმას განახორციელებს ორი ქლორ-ატომის ორი ელექტრონი და ალუმინის ორი ატომის ორი ელექტრონი



ალუმინის უწყლო ქლორიდი ბოლავს ჰაერზე, რადგან შთანთქავს რა ჰაერიდან წყლის ორთქლს, გარდაიქმნება Al_2O_3 -ად, გამოყოფა გაზური HCl , რომელიც იზიდავს ტენს და წარმოქმნის ნისლს.



ალუმინის ქლორიდი ჰერმეტიკულად დაცობილ კუროვებში იხსება.

უწყლო Al_2Cl_6 შიშინით იხსნება წყალში. მიღებულ ხსნარს ჰიდროლიზის გამო აქვს მყავე რეაქცია.

უწყლო Al_2Cl_6 გამოიყენება კატალიზატორად (ფრიდელ-კრაფტის) რეაქციისათვის ბენზოლიდან და ქლორიანი მეთილიდან ტოლუოლის მისაღებად:

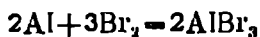


ალუმინის ქლორიდი კარგად იხსნება წყალში. მისი წყალხსნარები განიცდიან ჰიდროლიზს. ალუმინის ქლორიდის წყალხსნარიდან გამოკრისტალდება უწყლო მარილი ადარ მიიღება. მარილმკვავათი შემკვავებული წყალხსნარებიდან გამოკრისტალდება ჰექსაჰიდრატი $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

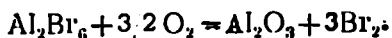
უწყლო ალუმინის ქლორიდი იერთებს ამიაკს და წარმოქმნის კომპლექსურ ნერთს $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ -ს, რომელიც მხოლოდ 180°C -ზე კარგავს NH_3 -ს მონოამიაკეტის $\text{AlCl}_3 \cdot \text{NH}_3$ -ის წარმოქმნით. გარდა ამიაკისა, AlCl_3 იჩენს უნარს მიიერთოს PI_3 , PCl_5 , SO_2 , H_2S , აზოტის ოქსიდები და ორგანული ნივთიერებები. წყალში გახსნისას ეს ნერთები ადვილად იშლება. უწყლო ალუმინ-ქლორიდი ფართოდ გამოიყენება ორგანულ ქიმიკაში მთელი რიგი კატალიზური რეაქციების, ნავთობის კრეკინგის ჩასატარებლად და სხვ.

ალუმინის უწყლო ბრომიდი, AlBr_3 მიიღება, თუ დახურულ კუროვებში ალუმინის ბურბუშულაზე გავატარებთ ბრომის ორთქლს. ან თუ ფხვნილისებრ ალუმინს, ან მის წვრილ მავთულებს ბრომის

ორთქლის არეში დაეწვავთ. ალუმინის ბრომიდი მიიღება აგრეთვე; იუ თხევადი ბრომით ალუმინის ცხელ ფხვნილზე ვიმოქმედებთ



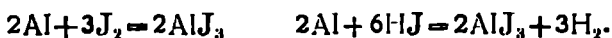
AlBr_3 იხსნება წყალში და მრავალ ორგანულ გამხსნელში. შედგება ალუმინის ბრომიდი დიმერული Al_2Br_6 ; კოვალენტური მოლეკულებისაგან (დენს არ ატარებს). ძლიერი გაცხელებისას იშლება



ტუტე მეტალების ბრომიდებთან ალუმინის ბრომიდი წარმოქმნის ბრომალუმინატებს $\text{M}^I[\text{Al}_2\text{Br}_7]$, $\text{M}^I[\text{AlBr}_4]$.

ალუმინის ბრომიდი გამოიყენება როგორც მამბრომირებელი საშუალება და აგრეთვე ზოგიერთი რეაქციის კატალიზატორად. (ციკლოპენტადიენის პოლიმერიზაციისათვის). წყალი მას შლის, ამიტომ მას ჰერმეტიკულ ჰურჭელში ინახავენ.

ალუმინის იოდიდი, Al_2I_6 , მიიღება ალუმინის და იოდის გაცხელებით ან აირადი HI -ის მეტალურ ალუმინზე მოქმედებით

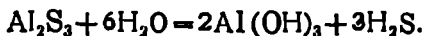


ალუმინის იოდიდი ადვილად განითხევა ჰაერზე. იხსნება წყალში სპირტში, ეთერში, გოგირდნახშირბადში. ხსნარებში ალუმინის იოდიდი დიმერული მოლეკულების სახითაა (კოვალენტური ნაერთი), ამიტომ არ დისოცირდება იონებად და ელექტრულ დენს არ ატარებს.

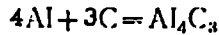
ალუმინის ნიტრატი ($\text{Al}(\text{NO}_3)_3$) მიიღება ალუმინის ჰიდროქსიდის აზოტმჟავაში გახსნით ან ორმაგი მიმოცვლის რეაქციით. ალუმინის ნიტრატი გამოიყენება როგორც ფერმჭერი.

ალუმინის აცეტატი — $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ მიიღება ალუმინის ჰიდროქსიდზე ძმარმჟავას მოქმედებით. წყალხსნარებში ის ძლიერ ჰიდროლიზს განიცდის. ძმარმჟავა ალუმინის ხსნარის დუღილისას ძმარმჟავა ორთქლდება და რჩება ფუძე მარილი. $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ გამოიყენება მედიცინაში სადენინფექციო საშუალებად.

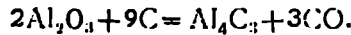
ალუმინის სულფიდი — Al_2S_3 , მარტივი ნივთიერებების უშუალო შეერთებით მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე. წყალში ალუმინის სულფიდი სრულ ჰიდროლიზს განიცდის:



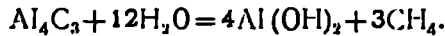
ალუმინის კარბიდი. Al_4C_3 , მიიღება კვარტლისა და ალუმინის ფხენილის $1800-1900^{\circ}C$ -მდე გახურებისას



ან Al_2O_3 -ის აღდგენით ნახშირბადით $2000^{\circ}C$ -ზე



ალუმინის კარბიდი მიიღება გამკვერვალე კრისტალების სახით, წყლის მოქმედებით მიიღება ალუმინის ჰიდროქსიდი და გამოიყოფა მეთანი



ალუმინი მრავალ სილიკატს წარმოქმნის. მას სილიციუმის ქიმი-ის განხილვისას გავეცნობით.

ჟ. 1. ა. პალიუმის მკვლევარი

გალიუმის ქვეჯგუფის ელემენტები — გალიუმი, ინდიუმი და თალიუმი — შედარებით ნაკლებად გავრცელებულია ბუნებაში. მათ შემცველობა დედამიწის ქერქში (მწკრივში Ga— $4 \cdot 10^{-1}\%$, In— $2 \cdot 10^{-2}\%$ და Tl— $8 \cdot 10^{-7}\%$) მცირედება. ეს ელემენტები მეტად გაბნეულია და მინარევების სახით გვხვდება სხვადასხვა მეტალების მადნებში; ასეთია აუთიის მადანი, ბოქსიტები და სხვ. მათ შეიცავს აგრეთვე გოგირდ-ჰუაჟას წარმოების ნარჩენები. ზოგიერთი ქვანახშირის ნაცარი $1,5\%$ -მდე გალიუმს შეიცავს.

თავისუფალი სახით გალიუმი, ინდიუმი და თალიუმი ვერცხლის-ჟერი თეთრი მეტალებია. გალიუმი ტყვიის მსგავსად რბილი მეტალია, ყოველ უფრო რბილია ინდიუმი და თალიუმი. სამივე ელემენტი თავი-ანი ქიმიური ბუნებით არსებითად განსხვავდება ბორისა და ალუმინი-აგან. ეს აიხსნება ამ ელემენტების ატომის აღნაგობის თავისებურე-ბით. ბორს, ალუმინს, გალიუმს, ინდიუმს და თალიუმს გარე გარსზე ელექტრონების ერთნაირი რაოდენობა და ერთნაირი კონფიგურაცია ახასიათებს: ორი s - და ერთი p -ელექტრონი. მაგრამ Ga, In და Tl-ს ამ შრის ქვემოთ აქვთ არა ინერტული გარსის ელექტრონული ვარსი (როგორც ეს ახასიათებს ბორს და ალუმინს), არამედ ათელექ-ტრონიანი d -გარსი. აღნაგობის ეს თავისებურება არსებით გავ-ლენას ახდენს მათ ქიმიურ თვისებებზე.

აზოტმჟავასთან გალიუმი ნელა შედის რეაქციაში, თალიუმი კი ენერგიულად იხსნება მასში. გოგირდმჟავასა და მარილმჟავაში გალი-უმი და ინდიუმი ადვილად იხსნება. თალიუმი კი — ძნელად, რადგან

თალიუმის ზედაპირზე წარმოქმნილი სულფატი და ქლორიდი მცირედ-სხნაღია წყალში და მჟავებში, რითაც იცავს თალიუმს მჟავას შემდგომი მოქმედებისაგან. ძლიერი ტუტეების ხსნარები ენერგიულად მოქმედებენ გალიუმზე, ინდიუმზე ნელა, თალიუმზე კი არ მოქმედებენ.

გალიუმი მჟავებთან წარმოქმნის Ga^{3+} -იონებს, ტუტეებთან — გალანტ-იონებს. მართებულად უნდა ჩაითვალოს ვარაუდი იმის შესახებ, რომ ხსნარებში გალანტ-იონები კოორდინირებულია ოთხ- და ექვსადუქტან ($[Ga(OH)_4]$ და $(Ga(OH)_4(H_2O)_2)$). ინდიუმის და თალიუმის ჰიდროქსიდები ფუჟეებია, ისინი ნოკლებული არიან ამფოტერულობას.

გალიუმის და მისი მომდევნო ელემენტების ოქსიდები Ga_2O_3 , In_2O_3 და Tl_2O_3 წყალში არ იხსნება. მათი ჰიდროქსიდების მისაღებად საჭიროა სათანადო მარილებზე ტუტეებით მოქმედება. ისინი, როგორც ამფოტერული ჰიდროქსიდები, ტუტეებთან წარმოქმნიან ალუმინატების ანალოგიურ მარილებს: გალატებს და ინდატებს. $Ga(OH)_3$ -ის მჟავური თვისებები უფრო მკაფიოდაა გამოხატული, ვიდრე $In(OH)_3$ -ისა, ხოლო თალიუმის ჰიდროქსიდი $Tl(OH)_3$ ტუტეებში თითქმის არ იხსნება. ამათგან გალიუმის ჰიდროქსიდი იდეალურ ამფოტერობას იჩენს, ე. ი. მისი მჟავური და ფუძე თვისებები ერთნაირი ინტენსიურობით ვლინდება (ამის საზომია მჟავური და ფუძე დისოციაციის მუდმივები, რომლებიც თითქმის ერთმანეთის ტოლია).

გალიუმისა და ინდიუმისათვის $M(I)$ ოქსიდები არაა ტიპური, თალიუმისათვის კი დამახასიათებელია, რომლებშიც მისი დაჟანგულობის რიცხვი +1-ია. Tl^+ იონები უფრო მდგრადია, Tl^{3+} იონებს. ამიტომ Tl^{3+} იონებს მჟანგავი უნარი აქვს.

მართლაც, Tl^{3+} მეტალურ თალიუმთან ურთიერთქმედებისას აღვილად აღლგება:



$Tl(I)$ -ის ქლორიდი, ბრომიდი, იოდიდი და სულფატი მცირედ ხსნაღია ამ მხრივ ის დიდ მსგავსებას იჩენს ვერცხლისა და ტყვიის ნაერთებთან, ხოლო გალიუმი თავისი უმაღლესი დაჟანგულობის ხარისხის ნაერთების მდგრადობით გერმანიუმს ემსგავსება. $Ge-Sn-Pb$ -ის ჰიდროქსიდების ქიმიური ხასიათი რამდენაღმე მაინც მოგვაგონებს $Ga-In-Tl$ -ის მწკრივის ჰიდროქსიდების თვისებებს.

თალიუმი 73 K-ის ქვემოთ ზეგამტარი ხდება. ამ გარემოებას არსებითი მნიშვნელობა აქვს ენერგეტიკისათვის.

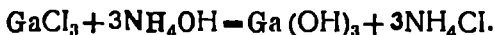
1. გავრცელებულობა და თვისებები. გალიუმი გვხვდება ბუნებაში მცირე რაოდენობით როგორც თუთიისა და ალუმინის თანამგზავრი. გალიუმით ყველაზე მდიდარია მინერალი გერმანიტი, რომელიც მას 0,6—0,7%-ის რაოდენობით შეიცავს.

გალიუმის (ეკალუმინის) არსებობა გაითვალისწინა დ. ი. მენდელეევი 1871 წელს. პერიოდულობის კანონის საფუძველზე დ. ი. მენდელეევი დაწვრილებით გაითვალისწინა არა მარტო ელემენტებას თვისებები, არამედ მისი ნაერთების შედგენილობაც და ფიზიკური კონსტანტებიც. ეს ელემენტი სპექტრული გზით აღმოჩენილ იქნა ფრანგი მეცნიერის ლეკოკ დე ბუაბოდრანის მიერ (1875 წ.) თუთიის მადნეუში. თავისი სამშობლოს საპატივცემოდ ლეკოკ დე ბუაბოდრანმა მას გალიუმი უწოდა (საფრანგეთის ლათინური სახელწოდება). დ. ი. მენდელეევის მიერ წინასწარ გათვალისწინებული თვისებები შესანიშნავა სიზუსტით დაემთხვა გაზომილს (იხ. თავი — პერიოდული სისტემა).

გალიუმი რბილი, ადვილად ქედადი ლითონია, ღვებდა 29,8°C-ზე. გაცივებისას გალლობილი გალიუმი თხევად მდგომარეობაში რჩება თვეების მანძილზე. გასამაგრებლად საჭიროა მინის წყირით შორევა. ვაფართობის ერთნაირი კოეფიციენტის გამო თხევადი გალიუმი გამოიყენება კვარცის თერმომეტრების მოსამზადებლად, რომლებიც მაღალი ტემპერატურების არეში 1500°-მდე გამოიყენება. რადგან გალიუმი ასველებს მინას, გალიუმის გამოყენებით შეიძლება მაღალხარისხოვანი საკვების მომზადება. გალიუმიდან სინათლის არეკვლის კოეფიციენტი დიდია, თხევად გალიუმში არ იხსნება ტუტე მეტალები.

2. გალიუმის (III) ნაერთები. Ga(III)-ის ოქსიდი ადვილად მიიღება მისი ნიტრატის გახურებით. Ga₂O₃ გახურების შემდეგ კარგავს მჟავებში და ტუტეებში გახსნის უნარს. წყალბადი მას Ga₂C-მდე აღადგენს, შემდეგ კი თავისუფალი მეტალი მიიღება.

გალიუმის ჰიდროქსიდი Ga(OH)₃ ადვილად გამოიყოფა მისი ნარილების ხსნარებიდან ტუტეების მოქმედებისას:

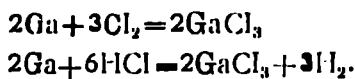


რენტგენსტრუქტურული ანალიზის თანახმად გალიუმის ჰიდროქსიდი წყლის ცვლად რაოდენობას შეიცავს (Ga₂O₃·*n*H₂O). ის იხსნება მჟავებში და ტუტეებში. ალუმინის ჰიდროქსიდისაგან განსხვავებით

გალიუმის ჰიდროქსიდი ამიაკის კონცენტრირებულ ხსნარში უკეთ იხსნება.

გალიუმის ჰიდროქსიდის ნელი გამოლექვისას მიიღება გალიუმის მეტაჰიდროქსიდი $GaO(OH)$, რომელიც ალუმინის მეტაჰიდროქსიდის $AlO(OH)$ ის მსგავსია.

გალიუმის ქლორიდი $GaCl_3$ მიიღება მეტალური გალიუმის გაცხელებისას ქლორის ან ქლორწყალბადის ნაკადში:



გალიუმის ქლორიდი ადვილად აქროლადია, ამიტომ ძნელი არ არის მისი გაწმენდა სუბლიმაციით. გალიუმის ორთქლის სიმკვრივიდან გომოდინარეობს, რომ აირად ფაზაში ის გაორებული მოლეკულების სახით იმყოფება Ga_2Cl_6 . მაღალ ტემპერატურაზე მისი ორთქლის სიმკვრივე მარტივ მოლეკულებს $GaCl_3$ -ს შეესაბამება. ტენიან ჰაერში გალიუმის ქლორიდი განითხევა. წყალში გახსნისას ის განიცდის ჰიდროლიზს, რის გამოც მისი ხსნარები ძლიერ მჟავე რეაქციას იჩენენ. $GaCl_3$ ორგანული სინთეზისათვის სამქლორიან ალუმინზე უფრო აქტიურ კატალიზატორს წარმოადგენს.

გალიუმის ბრომიდი $GaBr_3$ და გალიუმის იოდიდი GaI_3 წყალში ადვილად ხსნადი უფერული კრისტალებია; თავისი თვისებებით სამქლორიანი გალიუმის მსგავსია. Ga_2Br_6 ემსგავსება Al_2Cl_6 -ს, ხოლო GaI_3 თანასწორგვერდიანი სამკუთხაა, რომლის ცენტრში განლაგებულია გალიუმის ატომი.

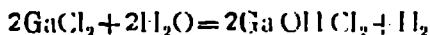
გალიუმის ფტორიდი GaF_3 წყალში ხსნადი კრისტალებია. NH_4F -ის დამატებისას წარმოქმნის ამონიუმის ჰექსაფტორგალატს $(NH_4)_2[GaF_6]$. ტუტე მეტალების ფტორიდებთან სამფტორიანი გალიუმის წარმოქმნის $M^I GaF_n$ ტიპის ჰექსაფტორგალატებს.

გალიუმის სულფატი — $Ga_2(SO_4)_3 \cdot 18 H_2O$ ალუმინის სულფატის მსგავსად 18 მოლეკულა წყლითურთ კრისტალდება თეთრი ფირფიტოვანი კრისტალების სახით, ამონიუმის სულფატთან გალიუმის სულფატი წარმოქმნის შაბს — $(NH_4)_2 SO_4 \cdot Ga_2(SO_4)_3 \cdot 24 H_2O$.

გალიუმის ჰიდრიდი — Ga_2H_6 ადვილად მოძრავი სითხეა, 130° -ზე იშლება მარტივ ნივთიერებებად.

გალიუმის სულფიდი — Ga_2S_3 ყვითელი ფერის ნივთიერებაა, წყალში გახსნისას ჰიდროლიზურად იშლება.

3. გალიუმის (II) და (I) ნაერთები. გალიუმის (II) ქლორიდი — $GaCl_2$ მიიღება გალიუმის არასრული დაწვის დროს ქლორის არეში. გალიუმის დიქლორიდი უფერული კრისტალებია. წყალთან ურთიერთქმედებისას ენერგიულად გამოყოფს წყალბადს:



გალიუმის (I) ოქსიდი — Ga_2O მიიღება Ga_2O_3 -ის გახურებისას წყალბადის ნაკადში, ანუ Ga_2O_3 და მეტალური გალიუმის გახურებისას. მისი შედგენილობა საბოლოოდ დადგენილი არ არის და მოითხოვს შემოწმებას.

3. 1. 3. 2. ინდიუმი — In

1. გავრცელებულობა და თვისებები. ინდიუმი ვაზნეული ელემენტია. გვხვდება სულფიდურ მინერალებში მანარეცების სახით. ინდიუმი აღმოჩენილი იყო სპექტრული გზით ინდიგოს ფერი ხაზების მიხედვით. ამან განაპირობა მისი სახელწოდება.

ინდიუმი ორვალენტოვან ელემენტად ითვლებოდა. დ. ი. მენდელეევიმა განსაზღვრა ადგილმდებარეობა პერიოდულ სისტემაში და დაადგინა, რომ მისი დ. რ. +3-ია.

ინდიუმის მოსაპოვებლად იყენებენ ნახევარპროდუქტებს. რომლებიც მიიღება მადნებიდან ტყვიისა და თუთიის გამოდნობის შემდეგ.

თავისუფალი სახით ინდიუმი ვერცხლისფერ-თეთრი რბილი მეტალია. ის ადვილად იჭრება დანით. მისი ლღობის ტემპერატურა უდრის $156^{\circ}C$ -ს. მშრალ ჰაერში დიდხანს ინარჩუნებს თავის ბზინვარებას. გაცხელებისას შედარებით ადვილად იყვანება ჰაერზე.

ინდიუმი სუსტ რადიოაქტიურობას იჩენს. მისი იზოტომი In^{115} β აქტიურია. β-გარდაქმნის შედეგად ინდიუმი კალის სტაბილურ იზოტოპად In^{115} გარდაიქმნება.

2. ინდიუმის (III) ნაერთები. თავის ნაერთებში ინდიუმის დ. რ. ჩვეულებრივ +3-ია, მაგრამ ჰალოგენებთან ის შეიძლება +1 და +2 იყოს. დაბალი დ. რ. მქონე ნაერთებისათვის დამახასიათებელია წყალხსნარებში მათი დაშლა ინდიუმის (III) ნაერთებად და თავისუფალ ინდიუმად. ინდიუმის (III) მარილები ჩვეულებრივად უფერულია. ინდიუმის ოქსიდი In_2O_3 ადვილად მიიღება ინდიუმის ნიტრატის, სულფატის ან ჰიდროქსიდის გახურებით. ის იხსნება მჟავებში

და ტუტეებში, ამიაკში უსხნადია. წყალბადის ან ამიაკის ნაკადში გახურებისას აღდგება მეტალური ინდიუმი.

ინდიუმი სპირტი — $[JnH_3]_n$ მიიღება ეთერის ხსნარში ან სამქლორიან ინდიუმზე ლითიუმის ჰიდრიდის მოქმედებით:



ინდიუმის ჰიდრიდი თეთრი ფერის მყარი არააქროლადი ნივთიერებაა, რომელიც $80^\circ C$ -მდე გატყელებისას მარტივ ნივთიერებებად იშლება.

ინდიუმის ჰიდროქსიდი — $Jn(OH)_3$ იღებება მისი მარილის ხსნარზე ტუტეების ან ამიაკის წყალხსნარის მოქმედებისას თეთრი ლაბის მსგავსი ნივთიერების სახით:



ინდიუმის ჰიდროქსიდი იხსნება მყავებში და ტუტეების ქარბალოდენობაში, რაც მის ამფოტერობას მოწმობს, მაგრამ ტუტეების ხსნარებიდან გამოიყოფა ინდიუმის ჰიდროქსიდი და გამოილექება კრისტალების სახით. ¹

ინდიუმის (III) ქლორიდი $JnCl_3$ ადვილად მიიღება ინდიუმის დაწვის დროს ქლორის ატმოსფეროში ან მეტალური ინდიუმის გახსნით მარილმყავაში. წყალხსნარებში $JnCl_3$ განიცდის ძლიერ ჰიდროლიზს. ტუტე მეტალებისა და ამონიუმის ქლორიდებთან ის ორმაგ მარილებს წარმოქმნის: $(NH_4)_2 JnCl_5$, $K_3 JnCl_6$ და სხვ.

ინდიუმის ბრომიდი $JnBr_3$ და იოდიდი JnJ_3 ქლორიდის მსგავსია. $JnCl_3$, $JnBr_3$ და JnJ_3 ორთქლში ასოცირებულია ორმაგი მოლეკულების სახით ისევე, როგორც $AlCl_3$, $GaCl_3$ და $GaBr_3$. ინდიუმის ფტორიდი JnF_3 მცირედ ხსნადია.

ინდიუმის (III) სულფატი $Jn_2(SO_4)_3$ გოგირდმყავას ნაჯერი ხსნარებიდან გამოკრისტალებისას მიიღება მყავე კრისტალ-ჰიდრატის სახით $JnH(SO_4)_2 \cdot 3\frac{1}{2} H_2O$, განზავებული ხსნარებიდან კი მიიღება საშუალო მარილი $Jn_2(SO_4)_3 \cdot n H_2O$, სადაც $n = 6-12$ დამოკიდებულია ტემპერატურაზე. ტუტე მეტალების სულფატებთან ინდიუმის სულფატი წარმოქმნის შაბებს: $Rb_2 SO_4 \cdot Jn_2(SO_4)_3 \cdot 24 H_2O$, და $G_2 SO_4 \cdot Jn_2(SO_4)_3 \cdot 24 H_2O$. ნატრიუმთან და კალიუმთან კ ინდიუმის სულფატი წარმოქმნის შინელებს — $Na_2 SO_4 \cdot Jn_2(SO_4)_3 \cdot 8 H_2O$, და $K_2 SO_4 \cdot Jn_2(SO_4)_3 \cdot 8 H_2O$. $36^\circ C$ -ის ზემოთ მ მოლეკულა წყალთან კრისტალდება ამონიუმ-ინდიუმის შაბი $(NH_4)_2 SO_4 \cdot Jn_2(SO_4)_3 \cdot 8 H_2O$.

36°C-ის ქვემოთ კი — აზონიუმ-ინდიუმის შავი კრისტალდება 24 მოლეკულა წყალთან $(NH_4)_2SO_4 \cdot Jn_2(SO_4)_3 \cdot 24 H_2O$.

ინდიუმის სულფიდი — Jn_2S_3 ყვითელი ფერის ნალექი მიიღება ინდიუმის მარილის წყალხსნარში გოგირდწყალბადის გატარებისას, ის იხსნება აზოტმჟავაში. ტუტე მეტალების სულფიდებთან Jn_2S_3 წარმოქმნის თიოინდატებს, რომელთაგან მყარ მდგომარეობაში გამოყოფილია $NaJnS_2 \cdot H_2O$ და $KJnS_2 \cdot Jn_2S_3$ -ის წყალბადის ნაკადში გახურებისას მიიღება ერთვალენტოვანი ინდიუმის შავი ფერის სულფიდი Jn_2S , რომელიც H_2S -ის მოქმედებით კვლავ Jn_2S_3 -ად გარდაიქმნება:



8. ინდიუმის (II) და (I) ნაერთები. ინდიუმის დიქლორიდი — $JnCl_2$ მიიღება ლითონური ინდიუმის გახურებით ქლორწყალბადის ნაკადში. წყალხსნარში ის იშლება. ჯერ მიიღება ინდიუმის ტრიოქლორიდი და მონოქლორიდი, ხოლო მონოქლორიდიდან ტრიოქლორიდი და მეტალური ინდიუმი:



მონოქლორიდი შუალედური პროდუქტია, რომელიც მალე იშლება.

ინდიუმის დიბრომიდის დაშლისას ცივ წყალში რეაქცია პირველ საფეხურზე ჩერდება.

ინდიუმის მონოქლორიდი — $JnCl$ შეიძლება მივიღოთ $JnCl_2$ -ის ორთქლის გატარებით მეტალურ ინდიუმზე. $JnCl$ წითელი ფერის მასაა. წყალში გახსნისას ზემო განტოლების მიხედვით იშლება.

ინდიუმის დიფტორიდი — JnF_2 მიიღება ინდიუმის ტრიფტორიდის გაცხელებისას წყალბადის არეში. ეს უფერული ნივთიერებაა, წყალში გახსნისას იშლება და მიიღება ტრიფტორიდი და მეტალური ინდიუმი.

ინდიუმის მონოსულფიდი — JnS წითელი ფერის ნივთიერებაა. მიიღება მეტალური ინდიუმის და გოგირდის სათანადო რაოდენობებით შელღობისას.

2. 1. 8. 8. თაღიუმი — Tl

1. გავრცელებულობა და თვისებები. თაღიუმი სულფიდურ მადნებში გვხვდება მინარეგების სახით. ამას გარდა, მცირე რაოდენობით ნოიპოვება ლითიუმთან ერთად ქარსებში.

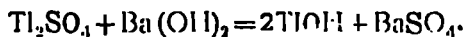
აღმოჩენილი იყო თალიუმი კრუქსის მიერ სპექტრის მწვანე ხ-
ტის მიხედვით.

თალიუმი თეთრი, ტყვიის მსგავსი მეტალია. კუთრი მასა 11,83.
ის ტყვიაზე უფრო რბილია. თალიუმი დუღს 1450°C -ზე. მისი ზედაპირი
ადვილად იჟანგება. თალიუმი შედარებით ადვილად იხსნება განზავე-
ბულ აზოტმქაეაში. ჰალოგენებთან ენერგიულად რეაგირებს.

თალიუმის გამოყენება მეტად შეზღუდულია. ნაერთებში თალი-
უმი ერთვალენტოვანია და სამვალენტოვანი.

2. თალიუმის (I) ნაერთები. თ ა ლ ი უ მ ი ს (I) ო ქ ს ი დ ი —
 Ti_2O მიიღება თალიუმის შესაბამისი ჰიდროქსიდის TIOH -ის გა-
ცხელებით. Ti_2O შავი ფერის, მეტად ჰიგროსკოპული ნივთიერებაა.
ნახშირბადის ოქსიდი და წყალბადი მას ადვილად აღადგენს. წყლის
მოქმედებით მიიღება თალიუმის ჰიდროქსიდი TIOH .

თ ა ლ ი უ მ ი ს ჰ ი დ რ ო ქ ს ი დ ი ს მისაღებად თალიუმის სულ-
ფატზე მოქმედებენ ბარიუმის ჰიდროქსიდის გაანგარიშებული რაო-
დენობით:



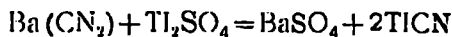
თალიუმის ჰიდროქსიდი ძლიერი ფუქეა. წყალში კარგად იხსნე-
ბა და თავისი თვისებებით ტუტეებს ემსგავსება.

თალიუმის კარბონატი Ti_2CO_3 მიიღება თალიუმის ჰიდროქსიდის
ხსნარზე CO_2 მოქმედებით. კარბონატი კარგად იხსნება წყალში. მის
ხსნარს ძლიერ ტუტე რეაქცია აქვს.

თალიუმის ჰიდროქსიდზე აზოტმქაეას მოქმედებით მიიღება
აზოტმქაეა თალიუმი TiNO_3 . ის წყალში კარგად იხსნება.

ადვილად ხსნადია ერთხანაცვლებული თალიუმის ფოსფატი
 TiH_2PO_4 , ოქსალიტი $\text{Ti}_2\text{C}_2\text{O}_4$, აცეტატი CH_3COOTi და სხვ.

თალიუმის მარილებიდან ადვილად ხსნადია აგრეთვე ციანიდი.
სუფთა სახით TICN მიიღება თალიუმის სულფატზე ბარიუმის ციან-
იდის მოქმედებით:

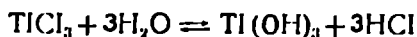


მის წყალხსნარს ძლიერ ტუტე რეაქცია აქვს. თალიუმის როდანიდი
 TISCO_2 გამოილეკება ხსნარიდან ბზინვარე პატარა ფურცლების
სახით. თალიუმის სულფიდი, წყალში უხსნადია, უხსნადია აგრეთვე ჰა-
ლოგენიდები TiCl , TiBr და TiI , ფტორიდი TiF კი ზომიერად იხს-
ნება წყალში.

Tl^+ -ის რადიუსია 144 პმ. ეს სიდიდე K^+ , Rb^+ , Ag^+ -ის რადიუსების თანაზომიერია (133, 148, 126 პმ), ანიტომაც თალიუმის ამ რიგის ნაერთების თვისებები ემსგავსება ტუტე მეტალებისა და ვერცხლის ნაერთების თვისებებს. KJ_3 ეს მსგავსად მიიღება TlJ_3 . ამისათვის საკმარისია თალიუმის იოდიდს დაეუმატოთ ელემენტარული იოდი. ის წარმოადგენს არა Tl (III)-ის იოდიდს, არამედ თალიუმის.

1) ტრიოდიდი $Tl(J_3)$

3. თალიუმის (III) ნაერთები. თალიუმის (I) ხსნარზე ქლორიანი წყლის მოქმედებით მიიღება Tl (III) ქლორიდი $TlCl_3$, რომელიც წყალხსნარებიდან კრისტალჰიდრატის $TlCl_3 \cdot 4H_2O$ სახით მიიღება. ის ადვილად კარგავს წყალს ვაკუუმში. $TlCl_3$ -ის წყალხსნარს ძლიერ მუყევე რეაქცია აქვს. ასეთი ხსნარის შემდგომი განზავებისას გამოილეკება თალიუმის ყავისფერი ჰიდროქსიდი:



ჰარბ ქლორ-იონებთან თალიუმის ტრიქლორიდი კომპლექსურ ნაერთებს წარმოქმნის; ასეთია ქლორთალატები — $M_3^I[TlCl_6]$ და $M_3^I[TlCl_6 \cdot H_2O]$. თალიუმის ტრიქლორიდი ადვილად იერთებს სხვადასხვა ნეიტრალურ მოლეკულებს, მაგალითად, ამიაკის მოლეკულებს, რის შედეგადაც მიიღება ტრიამიაკატი $TlCl_3 \cdot 3NH_3$.

თალიუმის ტრიბრომიდი $TlBr_3$ და ტრიოდიდი TlJ_3 უფრო ნაკლებ მდგრადობას იჩენს, ვიდრე ტრიქლორიდი $TlCl_3$, ორმაგი ბრომიდები კი უფრო ადვილად მიიღება, ვიდრე მსგავსი ქლორიდები. თალიუმის ტრიქლორიდზე იოდკალიუმის მოქმედებით ხსნარიდან ილეკება ტრიოდიდი შავი ფერის ფხვნილის სახით.

თალიუმის მარილების ხსნარებზე ამიაკის მოქმედებით ილეკება ჰიდროქსიდი $Tl(OH)_3$ ზოწითალო-ყავისფერი ნალექის სახით. მიწი გახურებით მიიღება თალიუმის ოქსიდი Tl_2O_3 . გახურებისას ის იშლება Tl_2O და O_2 -ად. დაწილადებული ოქსიდი უკვე $100^\circ C$ -ზე გამოყოფს ეანგბადს.

თალიუმის ნიტრატ — $Tl(NO_3)_3$ კრისტალდება კრისტალჰიდრატის $Tl(NO_3)_3 \cdot 3H_2O$ სახით. ტუტე ლითონების ან Tl (I)-ის ნიტრატებთან ის წარმოქმნის ორმაჯ ნიტრატს $M_2[Tl(NO_3)_6]$, მაგალითად $Tl_2[Tl(NO_3)_6]$.

თალიუმის აცეტატი — $Tl(CH_3COO)_3$ ადვილად ხსნადი მარილია, კრისტალდება თეთრი ბრჭყვიალა ფურცლების სახით. თალიუმის ნაერთები ძლიერ ტოქსიკურია.

2. 2. IV ა ქვეჯგუფის ელემენტები (ნახშირბადი, სილიციუმი, ვარვანიუმი, კალა, ტყვი)

ცხრილი 5

ელემენტი	ღრობი, $^{\circ}C$	დუღილი, $^{\circ}C$	d , გ/სმ ³	დენეგრულობის რიცხვი
C	3800	4200	2,22 (გრაფიტი) 3,51 (ილმინი)	+4, +2, (+3), (0)
Si	1423	2600	2,33	+4, (+2)
Ge	937,2	2862	5,32	+2, +4
Sn	231,1	2270	7,30	+2, +4
Pb	327,4	1740	11,34	+2, +4

2. 2. 1. ნახშირბადი — C

1. ნახშირბადი ბუნებაში. მისი ალოტროპია. დედამიწის ქერქში ატომების საერთო რაოდენობიდან ნახშირბადზე მოდის მხოლოდ 0,14%. ასეთი მცირე შემცველობის მიუხედავად, ნახშირბადის როლი უდიდესია. ეს ჩანს იქიდან, რომ ნახშირბადი ყოველი ცოცხალი ორგანიზმის აუცილებელი შემადგენელი ელემენტია.

ნახშირბადი ბუნებაში სხვადასხვა სახით მოიპოვება. ის წარმოადგენს ცხოველთა და მცენარეთა სამყაროს უმთავრეს შემადგენელ ნაწილს. ცოცხალი ორგანიზმების გეოლოგიური პერიოდების განმავლობაში წარმოქმნილი დაშლის პროდუქტები (ქვანახშირი, ნავთობი და სხვ.) აგრეთვე უმთავრესად ნახშირბადს შეიცავს.

მინერალებში ნახშირბადი გვხვდება კარბონატების სახით. ამათგან ყველაზე გავრცელებულია კალციტი $CaCO_3$ და დოლომიტი, $CaCO_3 \cdot MgCO_3$, რომელიც დედამიწის ქერქის ნახშირბადის მეტწილს შეიცავს. ტურმ და ტურტე მიწათა მეტალების კარბონატების გარდა ილსანიშნავია ზოგიერთი მძიმე მეტალების კარბონატები, მაგალითად, სიდერიტი. ანუ რკინის შპატი $FeCO_3$, მანგანუმის შპატი $MnCO_3$, თუთიის შპატი $ZnCO_3$ და სხვ.

ატმოსფერულ ჰაერში ნახშირბადი მოიპოვება CO_2 სახით (0,03 მოცულობითი პროცენტებით). მას ნთქავს მცენარეები და შვის სი-

ნათლის მოქმედებით CO_2 -ისა და წყლისაგან ნახშირწყლების სინთეზი ხდება.

CO_2 გახსნილ მდგომარეობაში გვხვდება ყველა ბუნებრივ წყლებში. ნახშირი არის ნახშირბადით მდიდარი ორგანული ნაერთების დაშლის პროდუქტი. ბუნებრივ, ანუ მინერალურ ნახშირს მიეკუთვნება ქვანახშირი, მურანახშირი და ტორფი. ნახშირი ადვილად მიიღება ხის გახურებით ჰაერის უმნიშვნელო მიწოდების პირობებში. ამ გზით მიიღება ხის ნახშირი.

დანახშირების პროცესია დაშლა, რომლის დროსაც ორგანული ნივთიერებებიდან გამოიყოფა ნახშირბადთან მანამდე მიერთებული წყალბადი, ჟანგბადი, აზოტი და სხვ., რის შედეგადაც ნაშთში რჩება ნახშირი. ასეთ დაშლას გახურებისას განიცდის ორგანული ნივთიერებების მეტი წილი.

გეოლოგიურ პერიოდებში ბუნებრივ პირობებში მსგავსი პროცესის შედეგად სხვადასხვა ჯიშის ხეებიდან წარმოიქმნა ქვანახშირი. გეოლოგიურად ყველაზე ძველი ქვანახშირი—ანტრაციტი 90%-ზე მეტ ნახშირბადს შეიცავს. ანტრაციტის წვის დროს გაზები შედარებით მცირე რაოდენობით გამოიყოფა. ქვანახშირი შეიცავს ნახშირბადს 75%-დან 90%-მდე. აქ ადვილია ქვანახშირის წარმომშობ მცენარეთა სტრუქტურების დადგენა. მცენარეთა ელემენტების სტრუქტურა უფრო მკაფიოდ ჩანს მურა ნახშირის ნიმუშებში და ტორფში, რომელიც შედარებით გვიანდელ პერიოდს ეკუთვნის. ამათგან ყველაზე მეტი თბოუნარიანობა (ე. ი. 1 გ ნივთიერების დაწვით მიღებული სითბოს რაოდენობა) ახასიათებს ანტრაციტს, შემდეგ ქვანახშირს. მურა ნახშირს, ტორფს და ხის მერქანს.

ნავთობი მაღალორგანიზებული ცხოველების ნაშთიდან წარმოიქმნა უჰაეროდ გახრწნის დროს. ნავთობი შედგება უმთავრესად ნახშირწყალბადების რთული ნარევისაგან. ჩვეულებრივ ნავთობი მოწითალო-ყავისფერი ან შავი სქელი ზეთისებრი სითხეა. ეს ნამარხი საწვავი ძირითადად სამი კლასის ნახშირწყალბადებისაგან შედგება: ნაჯერი (პარაფინები ანუ ალკანები), ნაფტენური (ნაჯერი ციკლური) და არომატული. ბაქოს ნავთობი უმთავრესად ნაფტენურია. ურალისა — არომატული, მაიკოპისა — სამივე კლასის ნახშირწყალბადებს შეიცავს.

გარდა ნახშირწყალბადებისა. ნავთობში მოიპოვება ჟანგბადის, აზოტის, გოგირდის შემცველი ორგანული ნაერთები. ნედლი ნავთობი უშუალოდ არ გამოიყენება.

ნამარხი ნახშირების მარაგი მრავალჯერ აღემატება ნავთობისას. ამჟამად ქვანახშირისაგან მზადდება თხევადი საწვავი, რისთვისაც

400—500°-ზე 200 ატ წნევის ქვეშ წყალბადით მოქმედებენ ნახშირზე სხვადასხვა კატალიზატორის ზონაწილეობით. ვრთ.ი ტონა ქვანახში. ჭიდან მიიღება 0,6—0,7 ტონა ნავთობპროდუქტები. ამ პროცესს მყარი საწვავის ჰიდრირება ეწოდება.

თავისუფალი ნახშირბადი არსებობს სამი მარტივი ნივთიერების ალმასის, გრაფიტის და კარბინის სახით. ეს ნახშირბადის ალოტროპიული სახესხვაობებია, რომლებიც თავისი ფიზიკური ოვისებებით მნიშვნელოვნად განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან. ალმასი დაკრისტალებულია კუბურ სისტემაში (კუთრი მასა 3,5). მის კრისტალურ მესერში ნახშირბადის ატომები კოვალენტური ბმებით არიან შებმული ერთმანეთთან (ვალენტური კრისტალი). ამიტომაც ალმასი ბუნებრივი ნივთიერებებიდან ყველაზე მაგარია. დიდი სიმაგრის გამო ალმასმა ფართო გამოყენება პპოვა ტექნიკაში. ჩვენში ალმასი დიდი რაოდენობით მოიპოვება დასავლეთ იაკუტიაში. გამჭვირვალე („სუფთა წყლის“) ალმასები იხმარება სამკაულების მოსამზადებლად. ალმასებიდან ამზადებენ ბრილიანტებს რისთვისაც ალმასს, სათანადო გაშლიფვით, ახალ წახნაგებს აძლევენ.

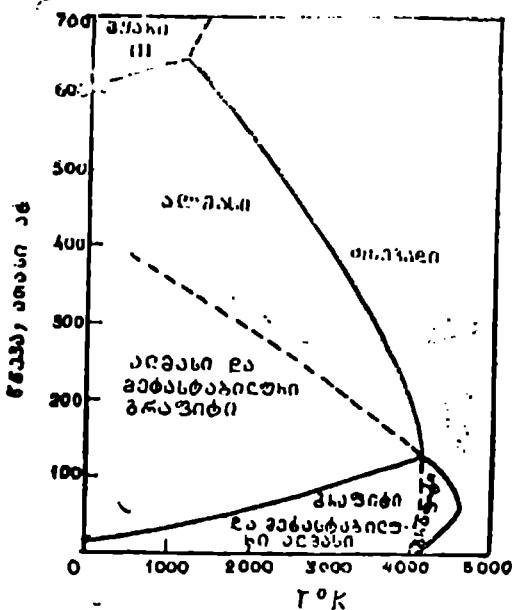
ბრილიანტის ფორმა ხასიათდება წახნაგების დიდი რაოდენობით, რომელთაგანაც იმგვარად არის შერჩეული, რომ მან დაცემული სინათლის მეტი წილი არეკლოს. ალმასის შექტების კოეფიციენტი დიდია ($\eta = 2,4$), რის გამოც, მიღებული სინათლის გაბნევა (დისპერსია) დიდია. ამის შედეგად ალმასების და ბრილიანტების წახნაგებზე „სინათლის თამაში“ მოჩანს.

ალმასების მასას კარატობით გამოსახავენ (კარატი — 0,205 გ). სუფთა ალმასი, გარდა იაკუტიისა, მოიპოვება ბრაზილიაში, ბორნეოში, კალიფორნიაში, მექსიკაში და სხვ. ნაცრისფერი და შავი ალმასი გამოიყენება სხვადასხვა ტექნიკური მიზნებისათვის — საბურღავად, მინის საკრეღად, საკისრების მოსამზადებლად და სხვ.

ალმასის სახით ნახშირბადი დიდ მდგრადობას იჩენს. ის არაგამტარია, მასზე არ მოქმედებს მჟავები და ტუტეები, როცა ისინი ჟანგბადს არ გამოყოფენ. ჟანგბადის არეში 800°C-ზე მაღლა ძლიერ მნათი ალით იწვის. უპაერო არეში გახურებისას ალმასი გრაფიტად გარდაიქმნება.

ალმასი ამჟამად ხელოვნური გზითაც მიიღება გრაფიტის ხანგრძლივი გახურებისას დაახლოებით სამ ათას გრადუსამდე ასი ათასი ატმოსფერო წნევის ქვეშ. ხელოვნური ალმასის ცალკეული კრისტალის მასა ჯერჯერობით არ აღემატება 1/4 კარატს. საბჭოთა კავშირში ხელოვნური გზით მომზადებული ალმასი ბუნებრივზე მაგარია. რენტგენსტრუქტურული ანალიზით დადგინილია, რომ ალმასში ნახშირბად-ატომებს შორის მანძილები 154 პმ-ის ტოლია. ნახშირბად-ატომები ალმასში sp^3 ჰიბრიდიზაციის ნდგომარეობაშია.

ქვემოთ 2. 1 სურათზე გამოსახულია ნახშირბადის ფაზური გარდაქმნის დიაგრამა.



სურ 2. 1. ნახშირბადის ფაზური დიაგრამა (დაშტრიხული არე ის უბანია, სადაც შესწავლილია გრაფიტ-ალმასის გარდაქმნა)

დიაგრამიდან ჩანს, რომ გრაფიტიდან ალმასის მიღება წარმოებს 3000°-სა და ~125000 ატ-ზე.

ალმასის ხელოვნური მომზადების პირველი ცდები ჩატარა ფრანგმა მეცნიერმა ა. მუასანმა (1893 წ.). მუასანი გალლობილ რკინაში ხსნიდა ნახშირს და სწრაფად აცივებდა ცივ წყალში ჩაშვებით. სწრაფი გაცივებისას ლითონი იკუმშება და მისი გარეგარსი დიდ წნევას ავითარებს შიგნით მყოფ მასაზე. რომელიც ჯერ კიდევ გამყარებული არ არის. მუასანის აზრით, ამ მაღალი წნევის პირობებში ნახშირი ალმასში უნდა გადასულიყო. გაცივებული მასის მარილმკვავაში გახსნის შემდეგ მუასანმა გამოყო მცირე ზომის კრისტალები, რომლებსაც, მისი გამოკვლევების თანახმად, ალმასის თვისებები ჰქონდა. 1928 წ. მუასანის ცდები გაიმეორეს პარსონმა და დუნკანმა, რომლებმაც აგრეთვე მიიღეს მსგავსი კრისტალები. დაწყობილებითი გამოკვლევებით მათ დაამტკიცეს, რომ ეს კრისტალები, რომელთაც შეცდომით ალმასებად თვლიდნენ. მინარეები აღმოჩნდა.

გ რ ა ფ ი ტ ი წარმოადგენს მუქ რუხ მინერალს ოდნავი მეტალური ბრჭყვიალებით (სიმკვრივე 2.3). გრაფიტის მთავარი საბადოები განლაგებულია კუნძულ ცეილონზე, მადაგასკარზე, კალიფორნიაში, ახალ ზელანდიაში, აშშ-ში, ავსტრიაში. გრაფიტის მნიშვნე-

ნელოვანი საბადოები გვსვდება ციმბირში ალტაისა და ტუნკინის მთებში, ენისეის აუზში და სხვ.

ალმასისაგან განსხვავებით, გრაფიტი კარგად ატარებს დენს, ხოლო მეტალებისაგან განსხვავებით, გრაფიტის ელექტროგამტარობა ტემპერატურის აწვევისას იზრდება. 690°C-მდე გახურებისას გრაფიტი ააღდება ჟანგბადის არეში. უჟანგბადო არეში 3500°C-ზე იწყებს ლღობას.

გრაფიტის კრისტალები მეტად რბილია. ქალაღზე რომ გავუსვათ, მისი უწვრილესი ქერცლის სახის მქონე კრისტალები მიეკვრება ქალაღს და მოშავო რუხი ფერის ხაზს დაამჩნევს. ამას განაპირობებს გრაფიტის ქერცლოვანი სტრუქტურა, რაზედაც დამყარებულია მისი გამოყენება ფანქრების მოსამზადებლად.

რენტგენსტრუქტურული ანალიზით დადგენილია, რომ გრაფიტს შრეოვანი აღნაგობა ახასიათებს. თითოეული ნახშირბად-ატომის მეზობლად განლაგებულია სამ-სამი ნახშირბად-ატომი, რომელთა შორის მანძილი 145 პმ-ის ტოლია, ხოლო სიბრტყეებს შორის მანძილი 335 პმ-ია.

გრაფიტში ნახშირბად-ატომების სამ-სამი ელექტრონი კოვალენტურ ბმებშია ჩაბმული, მეოთხე კი წარმოქმნის ბმას მეზობელი შრეების ნახშირბად-ატომებთან. რადგან შრეებს შორის ბმა ბევრად უფრო სუსტია, ვიდრე კოვალენტური ბმები ერთ რომელიმე შრეში, ამიტომ ერთი შრე ადვილად ინაცვლებს მეორე შრის მიმართ. ამ მიზეზის გამო გრაფიტს ადვილად სცილდება ქერცილი ხახუნის დროს. ამაზეა აგებული მისი გამოყენება როგორც საპოხი მასალისა ხახუნის შესამცირებლად.

გრაფიტი ნახშირბადის სახესხვაობების ყველაზე მდგრად ფორმას წარმოადგენს. ეს იქიდანაც ჩანს, რომ გრაფიტის დაწვის სითბო ალმასისაზე უფრო ნაკლებია. ამიტომაც ალმასი გახურებისას გრაფიტში გადადის. ამავე მიზეზის გამო გაღობილი ნახშირბადის გამოკრისტალებისას ჩვეულებრივ პირობებში გრაფიტი მიიღება. გაღობილ რკინაში გახსნილი ნახშირბადი ნაწილობრივად გრაფიტის სახით გამოკრისტალდება, რის გამო თუჯს რუხი ფერი ეძლევა.

გრაფიტი ფართო გამოყენებას პოულობს ტიგელების მოსამზადებლად. ტიგელები გამოიჩარხება გრაფიტის დიდი ნატეხებიდან ან ხდება მათი ფორმირება დაფხვნილი გრაფიტიდან, რომლებსაც დამატებული აქვს ქვიშა და თიხა. გრაფიტი გამოიყენება ფანქრების გულას მოსამზადებლად, რომლის სიმაგრე დამოკიდებულია დამატებული თიხის რაოდენობაზე. გრაფიტის წმინდა ფხვნილი გამოიყენება აგრეთვე როგორც საპოხი მასალა. კარგი ელექტროგამტარობის გამო

გრაფიტიდან მზადდება ელექტროდები, რომლებიც სხვადასხვა მიზნებისათვის გამოიყენება.

1963 წელს საბჭოთა მეცნიერებმა აცეტილენის დაჟანგვის შედეგად მიიღეს ნახშირბადის მასაზე ალოტროპიული სახესხვაობა, რომელიც აცეტილენური ფრაგმენტებისაგან შემდგარ პოლიმერს წარმოადგენს



ეს ჯაჭვები წარმოქმნილია α ჰიბრიდიზაციის შედეგად. მას α -კარბინი ეწოდა. შემდეგში α -კარბინი აღმოჩენილ იქნა ბუნებაში.

მიღებულია კიდევ ნახშირბადის სხვა ხაზოვანი პოლიმერი — β -კარბინი, სადაც ჯაჭვები წარმოადგენილია α ჰიბრიდიზაციით:



α - და β -კარბინებში ნახშირბადის ერთმანეთისაგან განსხვავებული ფორმებია ოზონირების შედეგად α -კარბინიდან მიიღება მკაუნ-შევა, β -კარბინიდან CO_2 .

α -კარბინი შავი, წვრილკრისტალოვანი ფხვნილია, მას ნახევარგამტარული თვისებები აქვს. π -ბმების გავლენით α -კარბინი ნახშირბადის ყველაზე მდგრადი ფორმაა.

თუ აღმასს განვიხილავთ როგორც ნახშირბადის ატომების სამზომიან პოლიმერს, გრაფიტი იქნება ორზომიანი პოლიმერი, ხოლო კარბინი ხაზოვანი პოლიმერი.

ამორფული ნახშირბადი, რომლის უმარტივესი წარმომადგენელი ხის ნახშირია, შეიცავს წვრილკრისტალოვან გრაფიტს. ამორფულ ნახშირბადს მიეკუთვნება ცხოველური ნაშთების დაწით მიღებული ნახშირი. ამ სახეების ნახშირს შთანთქმის დიდი უნარი ახასიათებს. ჰვარტლი მიიღება. მრავალი ორგანული ნაერთის არასრული წვის დროს. ჰვარტლი გამოიყენება ტუშის და შავი საღებავების მოსამზადებლად და როგორც შემესები რეზინის მომზადებისას. „ამორფული“ ნახშირი გრაფიტის სტრუქტურას იჩენს, ამიტომაც „ამორფული“ ნახშირები, როგორც ნახშირბადის ალოტროპიული სახესხვაობა, გრაფიტს მიეკუთვნება.

კოქსი არის უაპაერო არეში ქვანახშირის გასურებით (დაკოქსვით) მიღებული ნაშთი. მას დიდი გამოყენება აქვს მეტალურგიაში ბრძმედებში მადნების აღსადგენად. კოქსის მისაღებად ქვანახშირს ახურებენ სპეციალურ საკოქსავ ღუმელებში. დაკოქსვისას ქვანახშირიდან გამოიყოფა ამიაკი, სანათი გაზი (H_2 , CH_4 , CO , C_2H_4 , C_2H_2), ბენზოლი, ფენოლი, ნაფტალინი, ანტრაცენი, პირიდინი და სხვ. კოქ-

სის მაღალ ტემპერატურამდე გახურებით მიიღება ე. წ. რეტორტის გრაფიტი, რომელიც ჩვეულებრივი გრაფიტისაგან განსხვავდება მცირე სიმკვრივით და მეტი სიმაგრით, უფრო დიდი ელექტროგამტარობით და ქიმიური მდგრადობით. ამიტომაც ის გამოიყენება გალვანური ელემენტებისა და ელექტრული რკალის ელექტროდების მოსამზადებლად.

ხის ნახშირი მიიღება ხის არასრული დაწვის დროს ან ხის მშრალი გამონღით დახურული რეტორტებიდან. ხის ნახშირი ფორებიანი მასალაა, რომელსაც დიდი ზედაპირი აქვს.

ხის ნახშირი ნახშირბადის ყველაზე აქტიური ფორმაა, მისი დაწვის სითბო შესაბამისად ტოლია 396,7 კჯ-ს, ხოლო გრაფიტის და ალუმინის დაწვის სითბო შესაბამისად ტოლია 396,7 და 394,6 კჯოულისა. ამას გარდა, ხის ნახშირი ფტორის არეში ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ააღდება, მაშინ როდესაც გრაფიტი, ააღდება 800° და ალმასი 700°-ზე.

2. ნახშირბადის იზოტოპები. ნახშირბადი ორი მდგრადი იზოტოპისაგან შედგება — C^{12} და C^{13} . მათი გავრცელებულობა შემდეგია: C^{12} — 98,892%, C^{13} — 1,108%.

რადიოაქტიური იზოტოპები C^{10} , C^{11} , C^{14} , C^{15} მომზადებულია ზელოვნურად. დედამიწის ნახშირბადისა და მეტეორიტების ნახშირბადის იზოტოპური შედგენილობა, ცდომილების ფარგლებში, ერთნაირია. ბიოგენური ნახშირბადის C^{12}/C^{13} ფარდობა 90,4—93 ინტერვალში ძვეს, ხოლო არაბიოგენურისა — 88,1—90,2 ინტერვალში. ალმასის ნახშირბადს პირველყოფილი იზოტოპური შედგენილობა აქვს.

იზოტოპი C^{14} ბუნებაში მიიღება ჰაერის ზედა ფენებში N^{14} -ზე კოსმოსური სხივების შედეგად წარმოქმნილი ნეიტრონების მოქმედებით: $N^{14} + n = C^{14} + p$. C^{14} ბეტა — აქტიურია. ჰაერში C^{14} უანგბადის მიერთებისას წარმოქმნის $C^{14}O_2$ -ს. რადიოაქტიური ნახშირბადის (IV) ოქსიდი სწრაფად განაწილდება ატმოსფეროში, სადაც ის შეერევა არარადიოაქტიურ CO_2 . მის ნაწილს შთანთქავს მცენარეები, ნაწილს — ზღვისა და მდინარეების მტკნარი წყალი. აქედან $C^{14}O_2$ საკვებთან ერთად გადადის ცოცხალ ორგანიზმში, ამიტომაც C^{14} თანაბრად განაწილებულია ცოცხალ ნივთიერებაში. ვიდრე ორგანიზმი ცოცხალია, ის მიმოცვლაშია გარემო არესთან. ამიტომაც 1 გ ნახშირი 14,2 დაშლას იძლევა წუთში.

C^{14} -ის ნახევარდაშლის პერიოდი 5370 წელია, ე. ი. იმ დროის გავლის შემდეგ მისი გამოსხივების ინტენსიურობა ერთი ორად შემცირდება. ამაზეა აგებული ორ-

განული წარმოშობის არქეოლოგიური ნაშრომების დათარიღების სეპარატი, რამაც დიდი გამოყენება მოიპოვა.

მ. გააქტიურებული ნახშირის ადსორბციული უნარი. ყოველი მყარი სხეული იჩენს ადსორბციის უნარს, მით უფრო მკაფიოდ გამოხატულს, რაც უფრო მეტია ადსორბენტის კუთრი ზედაპირი.

პრაქტიკაში გამოყენებული სხვადასხვა ადსორბენტებიდან ფართო გამოყენება მოიპოვა ნახშირმა, რომელსაც ფორებიანი სტრუქტურის გამო მნიშვნელოვნად განვითარებული ზედაპირი ახასიათებს. მაგალითად, გააქტიურებული ნახშირის კუთრი ზედაპირი 500 კვ მეტრს აღწევს.

გააქტიურების მიზნით ხის ნახშირზე მოქმედებენ ქლორიანი თუთიის ხსნარით და დამუშავებენ გადასურებული წყლის ორთქლით. ნახშირს მარილმჟავათი მინერალურ კომპონენტებსაც გამოაცილიან. ამ გზით გააქტიურებული ნახშირი თავის ფორმებში აღარ შეიცავს ხის მშრალი გამოხდის პროდუქტებს (კუპრს და ფისის მაგვარ ნივთიერებებს).

ნახშირი არ იჩენს წყლის ორთქლის შთანთქმის უნარს, სამაგიეროდ კარგად შთანთქავს ისეთ ნივთიერებებს, როგორცაა ბენზოლის, ტოლუოლის, სპირტის და სხვათა ორთქლები.

პრაქტიკაში ნახშირიდან ხშირად ორი სახის ადსორბენტი მზადდება: 1. ორთქლისა და გაზების შთანთქმისათვის და 2. გახსნილი ნივთიერებების ადსორბციისათვის. გაზების და ორთქლის შთანთქმისათვის წვრილფორებიანი დამარცვლელი ნახშირი გამოიყენება, ხოლო ხსნარებიდან შთანთქმისათვის იხმარება ფხვნილი ნახშირი.

ჰაერიდან ორგანული ნაერთების ორთქლის დაჭერა ადვილია გააქტიურებული ნახშირით. წყლის ორთქლით მისი დამუშავებისას შთანთქმული ორგანული ორთქლი დესორბირდება.

მომწამლავი ნივთიერებებისაგან ჰაერის გაუვნებლობის მიზნით გააქტიურებული ნახშირი სამხედრო საქმეში პირველად ნ. დ. ზელინსკიმ გამოიყენა. მანვე პირველმა მოგვცა აირწინალი, რომელიც მომწამლელი ნივთიერებების მავნე მოქმედებისაგან თავდაცვის საშუალებაა.

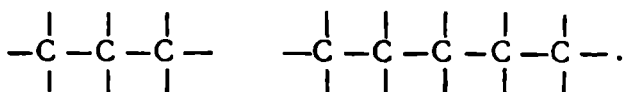
ნახშირის ფორების დიამეტრი ნისლის ნაწილაკებისაზე უფრო ნაკლებია. ამიტომ ნახშირი ვერ შთანთქავს ნივთიერებას, რომელსაც ბოლის დისპერსიულობა (დაწილადების ხარისხი) ახასიათებს. მისი შთანთქმის მიზნით აირწინალებში გამოყენებულია ბამბა, რომელშიც ჰაერის გავლისას რჩება ბოლის ნაწილაკები. აირწინალები შეიცავს აგრეთვე კატალიზატორ გოპკალიტს, რომელიც ოთახის ტემპერატურაზე CO-ს CO₂-მდე უანგავს.

4. ნახშირბადის წყალბადნაერთები. ნახშირწყალბადების რაოდენობა მეტად დიდია. მათი სიმრავლე და მრავალგვარობა აიხსნება ნახშირბადატომთა ერთმანეთთან შეერთების უნარით¹.

მოლეკულაში ნახშირბადისა და წყალბადის ატომთა თანაფარდობის მიხედვით ნახშირწყალბადები რამდენიმე ჯგუფად შეიძლება დაეყოს. წყალბადით ყველაზე მდიდარ ნახშირწყალბადებს ნ ა ჯ ე რ ი ნახშირწყალბადები ეწოდება. დანარჩენ ნახშირწყალბადებს, რომლებიც არ არის გაჯერებული წყალბადით, ა რ ა ნ ა ჯ ე რ ი ანუ უ ნ ა ჯ ე რ ი ნახშირწყალბადები ეწოდება.

ნაჯერი ნახშირწყალბადი რეაქციაში შესვლის დაბალი უნარით ხასიათდება, ამიტომაც მას პარაფინი² ეწოდა.

ნახშირბად-ატომთა ჯაჭვები, რომლებიც ნაჯერი ნახშირწყალბადების ჩონჩხს წარმოადგენენ, შეიძლება ასე გამოვსახოთ:



ნაჯერი ნახშირწყალბადების მწკრივის პირველი წევრებია:

CH ₄	მეთანი	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃	ჰექსანი
CH ₃ -CH ₃	ეთანი	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₃	ჰექტანი
CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	პროპანი	CH ₃ (CH ₂) ₈ CH ₃	ოქტანი
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	ბუტანი	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₃	ნონანი
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	პენტანი	CH ₃ (CH ₂) ₈ CH ₃	დეკანი

აქედან ჩანს, რომ ერთმანეთის მიმდევრობითი ნახშირწყალბადი CH₂-ჯგუფით განსხვავდება ერთმანეთისაგან. ნაერთები, რომლებიც ხასიათდება მეთილის ჯგუფით CH₃-ით და რომლებიც ერთმანეთისაგან ერთი ან რამოდენიმე CH₂ ჯგუფით განსხვავდება, ჰომოლოგიური ნაერთებს წარმოადგენენ.

ჰომოლოგიური მწკრივში მოლეკულის შედგენილობის ცვლილებასთან ერთად ნაერთის თვისებები თანდათანობით იცვლება. ნაჯერი მწკრივის ნახშირწყალბადების საერთო ფორმულა არის C_nH_{2n+2}, სადა n ნახშირბად-ატომთა რიცხვია მოლეკულაში.

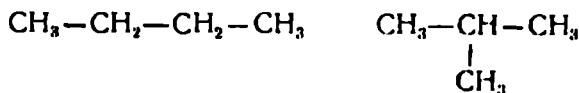
თუ ნაჯერი ნახშირწყალბადების მოლეკულებს თითო წყალბად-ატომს წაეართმევთ, დარჩება ატომთა ჯგუფები, რომლებსაც რადი-

¹ სინთეზირებულია ნახშირწყალბადი, რომლის მოლეკულაში მიმდევრულად განლაგებულია 82 ნახშირბად-ატომი. ამასთანავე აღსანიშნავია, რომ ეს ნახშირწყალბადი არ არის ნახშირწყალბადის მოლეკულის ზომის ზედა ზღვარი.

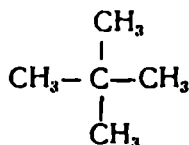
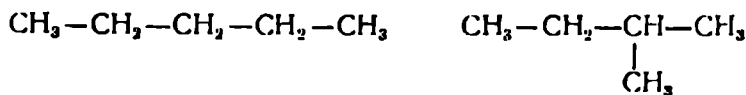
² სიტყვისგან parum — უცაბე და affinis — ხწრაფა.

კალები ეწოდება. რადიკალები არანდგრადია. რეაქციაში შესვლის უნარი დიდია, ამიტომაც მათი არსებობის ხანგრძლივობა მცირეა. მათი სახელწოდებები მთავრდება სუფიქსით „ილი“: CH_3 —მეთილი, C_2H_5 —ეთილი, C_3H_7 —პროპილი, C_4H_9 —ბუტილი, C_5H_{11} —ამილი და ა. შ. ეს არის ალკილები, ანუ ალკილრადიკალები. ამ სახელწოდებიდან წარმოსდგა ნაჯერი ნახშირწყალბადების სხვა სახელწოდება — ალკანები.

ალკანების ჰომოლოგიური მწყრივის პირველი სამი წევრი თითოეული თითო ფორმის სახით არსებობს. მეოთხე წევრი ბუტანი ორი სახისაა,



ცნობილია პენტანის სამი სახე:



აქედან ჩანს, რომ სამივე პენტანის ქიმიური შედგენილობა ერთნაირია.

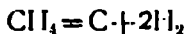
ნივთიერებები, რომელთა ქიმიური შედგენილობა ერთნაირია, მაგრამ აღნაგობა და თვისებები განსხვავებული, იზომერებს წარმოადგენს. იზომერია განპირობებულია მოლეკულების აღნაგობის სხვაობით. ეს მოვლენა დაკავშირებულია ატომების სხვადასხვაგვარ წყობასთან სივრცეში.

მეთანი არის უფერული, უსუნო, წყალში თითქმის უხსნადი, პაერზე მსუბუქი გაზი, იწვის მკრთალი ცისფერი ალით.

ბუნებრივი გაზები, რომლებიც დიდი რაოდენობით გამოიყოფა დედამიწიდან ზოგიერთ ადგილას, უმთავრესად ნავთობის რაოდენობაში, ძირითადად მეთანისაგან შედგება. ბუნებრივი გაზები შესანიშნავი აირადი საწვავია. ამავე დროს იგი წყალბადის მისაღებ ნედლეულს წარმოადგენს. ამ მიზნით მიმართავენ მეთანის კონვერსიას (გარდაქმნას) 1000°C -ზე წყლის ორთქლთან ერთად:



ანას გარდა, წყალბადის მიღება შეიძლება მეთანის თერმული დაშლით 1000° -ზე.



ცნობილია ბუნებრივი გაზის მდიდარი საბადოები (ბაქო, სარატოვი, ბუჯურუსლანი და სხვ.), რომლებიც 90% მეთანს შეიცავენ.

მეთანი მუდამ გამოიყოფა ქვანახშირის მალაროებში, ამიტომ მას **საღაროს აირს** უწოდებენ. მალაროს აირი ჰაერთან ფეთქებად ნარევეს წარმოქმნის. მეთანი გამოიყოფა მცენარეული ნაშთების უპროდ დაშლის დროს ჭაობებში, გუბეების ძირზე, რის გამოც მას **ჭაობის აირი** ეწოდა. მეთანი შეიძლება მივიღოთ ხის მერქნის, ქვანახშირისა და მურა ნახშირის თერმული დამუშავებით (პიროლიზით).

ლაბორატორიულ პირობებში მეთანი მიიღება ძმარმკავეა ნატრიუმისა და ნატრიუმის ტუტის გახურებით:



ანდა ალუმინის კარბიდის წყლით დაშლისა



ან ცხით მეთანის მიღება მეტად მოხერხებულა.

ჰაერში მეთანის წვის დროს წარმოიქმნება CO_2 და წყალი:

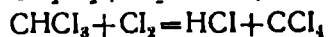
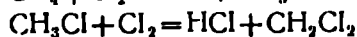
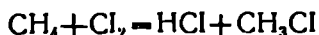


სინთეზური გზით მეთანი პირველად ბერთლომ მიიღო (1865 წ.) გოგირდნახშირბადისა და გოგირდწყალბადის ურთიერთქმედებით გაფარვარებული სპილენძის ზედაპირზე:



მეთანის მოლეკულაში ოთხივე C—H ბმა ერთმანეთის ტოლფასია. ეს გარემოება აიხსნება მეთანის მოლეკულისათვის დამახასიათებელი ტეტრაედრული აღნაგობით, რომლის თანახმად ნახშირბად-ატომი განლაგებულია ტეტრაედრის ცენტრში, ხოლო წყალბადატომები — მის წვეროებში. მეთანის ტეტრაედრული აღნაგობა დამტკიცებულ იქნა სპექტრული გამოკვლევებით.

მეთანის წყალბადი შეიძლება მიმდევრულად ჩაენაცვლოთ ქლორით. ეს რეაქცია საფეხურებით მიმდინარეობს:



ქლოროვანი მეთილი

ქლოროვანი მეთილენი

ქლოროფორმი

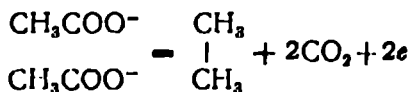
ოთხქლორიანი ნახშირბადი

წყალბადი ატომების ქლორით ჩანაცვლების პროცესს დაქლორების რეაქცია ეწოდება. მეთანის დაქლორება მიმდინარეობს ან სინათლის მოქმედებით (ფოტოქიმიური რეაქცია) ან ვათბობით (თერმული რეაქცია).

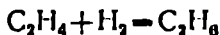
მეთანის დაქლორების შედეგად წარმოქმნილი ქლორწყალბადის წყალში გახსნით მარილმჟავას ღებულობენ.

ეთანი C_2H_6 უფერული, წყალში თითქმის უხსნადი, უსუნო აირია. ჩვეულებრივ, გახსნილ მდგომარეობაში ნავთობი შეიცავს ეთანს, ამიტომაც დედამიწის ზედაპირზე ამოსული ნავთობი ვამოწყობს ეთანს. მცირე რაოდენობით ეთანს შეიცავს ბუნებრივი აირები. მეთანის მსგავსად ეთანი ჰაერთან და ყანგბადთან, ძლიერ ფეთქებად ნარევებს წარმოქმნის.

ლაბორატორიულ პირობებში ეთანის მიღება შეიძლება კალიუმის აცეტატის კონცენტრირებული ხსნარის ელექტროლიზით. ის გამოიყოფა ანოდზე აცეტატიონების ვანმუხტვისას:



ეთანის მიღების ტექნიკური ხერხი აგებულია ეთილენის პირობების რეაქციაზე:



მეთანის მსგავსად, ეთანი ნაჯერი ნახშირწყალბადია და სუსტად მნათი ცისფერი ალით იწვის:



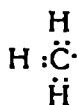
ქლორთან ეთანი წყალბადის ჩანაცვლების შედეგად მრავლად ქლორნაწარმს წარმოქმნის, რომლებმაც დიდი გამოყენება მოიპოვა სახალხო მეურნეობის სხვადასხვა დარგში.

ნაჯერი მწკრივის ნახშირწყალბადების მომღვენო წევრები — პროპანი, ბუტანი და ა. შ. აგრეთვე გვხვდება ბუნებრივ აირებში, ნავთობში, ნავთობის კრეკინგის პროდუქტებში და სხვ.

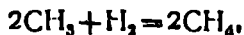
თავისუფალი რადიკალები. კოვალენტური ბმის თეორიის თანახმად, არ შეიძლება არსებობდეს CH_2 , CH_3 , C_2H_5 -ის შედგენილობის ნახშირწყალბადები, რადგან ასეთ ნივთიერებათა მოლეკულებში ნახშირბადის ოთხივე სავალენტო ერთეული მთლიანად არ არის გამოყენებული. მსგავსი ნაწილაკები წარმოიქმნება ზოგიერთი რეაქციის პროცესში. ვინაიდან მათ თავისუფალი ვალენტობინება აქვთ, მათი ქიმიური აქტიურობა დიდია. ამის გამო მათი არსებობის ხანგრძლივობა წამის მცირე ნაწილებს შეადგენს.

ატომთა ჯგუფებს, რომელთაც თავისუფალი ვალენტობა აქვთ, თავის უფალი რადიკალები ეწოდა.

მეთილის რადიკალი CH_3 ხასიათდება ერთი თავისუფალი ვალენტოვნებით, ე. ი. მას ერთი არაგაწყვილებული ელექტრონი აქვს:



ამიტომაც იგი წყალბადთან წარმოქმნის მეთანს:

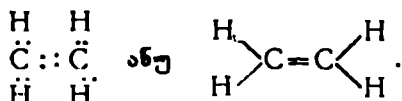


ხოლო მეთილის ორი თავისუფალი რადიკალის შეერთებით ეთანი მიიღება:



მეთილის თავისუფალი რადიკალები მიიღება ტეტრაეთილტყვიის $\text{CH}_3)_4\text{Pb}$ ორთქლის თერმული დისოციაციით. ამავე გზით შეიძლება ეთილის თავისუფალი რადიკალების მიღება. თუ თავისუფალ რადიკალებს გვატარებთ მინის მილში, რომლის შიგა ზედაპირზე სარკის სახით დაფენილია მეტალური ტყვია, დარიშხანი ან ბისმუთი, რადიკალები გააუფერულებენ ამ სარკეს, ე. ი. შეუერთდებიან აღნიშნულ მეტალებს. ამ გზით შეიძლება დავადგინოთ თავისუფალი რადიკალების რეაქციაში შესვლის უნარი, მათი სიცოცხლის ხანგრძლივობა და სხვ.

ეთილენი (C_2H_4) არანაჯერი ნახშირწყალბადების (ალკენების) ერთ-ერთი წარმომადგენელია. არანაჯერია ნახშირწყალბადები, რომლებიც პარაფინებთან შედარებით ნაკლები თანაფარდობით შეიცავენ წყალბადს. ეთილენის მოლეკულა ორი წყალბად-ატომით ნაკლებს შეიცავს, ვიდრე საჭიროა ორივე ნახშირბად-ატომის ვალენტოვნების სრული გაჯერებისათვის:



ამიტომაც ნახშირბადატომები ორბმით არიან ერთმანეთთან. ასეთივე აღნაგობა ახასიათებს ალკენების მწყობრის მომდევნო წევრებს: პროპილენს C_3H_6 , ბუტილენს C_4H_8 და ა. შ. მათი საერთო ფორმულაა C_nH_{2n} .

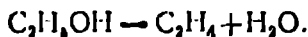
ალკენები, ალკანებისაგან განსხვავებით, ხასიათდებიან რეაქცია-

ში შესვლის დიდი უნარით. მათთვის დამახასიათებელია არა ჩანაცვლების, არამედ მიერთების რეაქციები. ისინი ადვილად იერთებენ ბრომს, მაგალითად

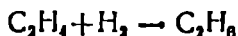


შედიან რეაქციებში მჟავებთან, დამყანგავებთან, წყალბადთან.

ალკენებს, ანუ ოლფინურ ნახშირწყალბადებს, ჩვეულებრივ სპირტებიდან ღებულობენ. კერძოდ, ეთილენის მიღება შეიძლება იპათიუვის მეთოდით ეთილის სპირტის კატალიზური დაშლით ალუმინის ოქსიდზე 360°C -ზე:

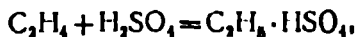


ეთილენი სუსტი, სასიამოვნო სუნის უფერული აირია. ის ზომიერად იხსნება წყალში. პლატინის ანდა ნიკელის კატალიზატორზე ეთილენი იერთებს წყალბადს:

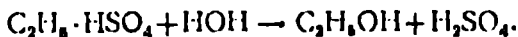


ბრომირების, დაჰიდრირების და მიერთების სხვა მსგავსი რეაქციების უნარი აიხსნება ეთილენის მოლეკულის არანაჯერობით (π -ბმის არსებობით).

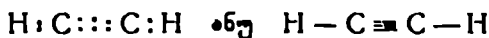
მბოლავ გოგირდმჟავასთან ეთილენი წარმოქმნის ეთილგოგირდმჟავას:



რომელიც წყლით განზავებისას დაიშლება გოგირდმჟავად და სპირტად:



აცეტილენი C_2H_2 უფერული, მომწამლავი აირია, მისი ფორმულა მხოლოდ საშბმით შეიძლება გამოვსახოთ:



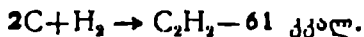
აცეტილენის მწკრივის ნახშირწყალბადების საერთო ფორმულა არის $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

აცეტილენი მიიღება წყლის მოქმედებით კალციუმის კარბიდზე:



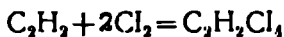
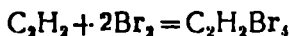
აცეტილენი იხსნება წყალში, სპირტში, აცეტონში. ჰაერთან და ჟანგბადთან აცეტილენის ნარევი ძლიერ ფეთქებადი. ჰადალი წნევის

ქვეშ აცეტილენი ხშირად თავისით იშლება აფეთქებით. ეს იმით აიხსნება, რომ აცეტილენი ენდოთერმული ნაერთია:



აცეტილენის სინთეზი მარტივი ნივთიერებებიდან განახორციელა ბერთლომ (1859 წ.) ელექტრული რკალით წყალბადის არეში.

როგორც ღრმად არანაჯერ ნახშირწყალბადს, აცეტილენს ახასიათებს მიერთების რეაქციები. ნიკელის კატალიზატორის მონაწილეობით აცეტილენი წყალბადთან წარმოქმნის ეთილენს, ეთანს და უფრო მაღალი მოლეკულური წონის ნახშირწყალბადებს. აცეტილენი ადვილად იერთებს პალოგენებს: თითო მოლეკულა აცეტილენი 4 ატომ პალოგენს იერთებს:

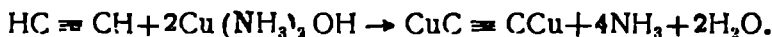


აცეტილენი ჰაერზე იწვის ძლიერ კვარტლიანი ალით; მისი დაწვის პროდუქტებია CO_2 და წყალი:



რადგან აცეტილენის დაწვის დროს დიდძალი სითბო გამოიყოფა, ამიტომ მან ფართო გამოყენება მოიპოვა ტექნიკაში — უმთავრესად ლითონების ავტოგენური შედუღებისათვის. აცეტილენიდან მზადდება ძმარშეავა და მრავალი სხვა პროდუქტი. გამოიყენება აცეტილენი აგრეთვე სინთეზური კაუჩუკის წარმოებისათვის.

თუმცა აცეტილენი შეეავს არ წარმოადგენს, მაგრამ მისი წყალბადები ადვილად ჩაინაცვლება სხვადასხვა მეტალით. აცეტილენში ორივე წყალბადატომი ჩაინაცვლება სპილენძის (I) იონებით:



ამ ტიპის რეაქცია არ არის დამახასიათებელი არც ალკანებისა და არც ალკენებისათვის. სპილენძის აცეტილიდის სხვა მსგავსი ნაერთებიც მოიღება. მაგალითად, აზოტშეავა ვერცხლის ამიაკიანი ხსნარიდან აცეტილენის მოქმედებით გამოიყოფა ვერცხლის აცეტილენიდი:



აცეტილენის სპილენძისა და ვერცხლის ნაწარმები ჰიდროლიზს არ განიცდის, მშრალ მდგომარეობაში ძლიერ დეტოქიბადია და გრძნობიერია დარტყმისადმი. სველი ვერცხლის აცეტილენიდი უვნებოა. მაგრამ გამშრალი უბრალო შეხებითაც კი აფეთქდება. საერთოდ მძი-

მე მეტალების აცტილენიდები ფეთქებადია. არაფეთქებადია ძლიერ ელექტროდადებითი მეტალების აცტილენიდები (Na, K, Ca და სხვ.).

5. მეტალების კარბიდები. კარბიდები ეწოდება ნახშირბადის ნაერთებს მეტალებთან, აგრეთვე ბორთან და სილიციუმთან. ამ სიტყვის ფართო მნიშვნელობით კარბიდები ნახშირბადის ბინარულ ნაერთებს ეწოდება, სადაც მეორე ელემენტის ელექტროუარყოფითობა უფრო ნაკლებია, ვიდრე ნახშირბადისა.

კარბიდები სამ ჯგუფად შეიძლება დავყოთ:

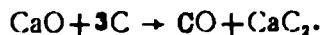
1. იონური კარბიდები, მათ შლის წყალი და განზავებული მკაეები.

2. კოვალენტური კარბიდები, მათ წყალი და განზავებული მკაეები არ შლის.

3. ინტერმეტალური კარბიდები.

1. პირველ ჯგუფს მიეკუთვნება: ა) აცტილენიდები ანუ აცტილენოგენური კარბიდები, რომლებიც წარმოქმნიან აცტილენს. ამიტომაც ამ ჯგუფის კარბიდები შეიძლება განვიხილოთ როგორც აცტილენის მარბიდები. მათ მიეკუთვნება პერიოდული სისტემის პირველი ორი ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფების მეტალების კარბიდები Li_2C_2 , Na_2C_2 , MgC_2 , CaC_2 , BaC_2 , Ag_2C_2 და ა. შ.

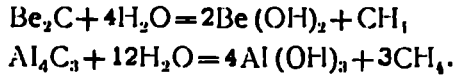
კალციუმის კარბიდი. კალციუმის კარბიდი CaC_2 ანუ უბრალოდ „კარბიდი“, წარმოადგენს აცტილენიდს. სუფთა სახით კალციუმის კარბიდი თეთრი კრისტალებია, ტექნიკური კარბიდი ყოველთვის შეიცავს ნახშირს, ქვიშასა და სხვა მინარეებს, რომელთა გამო ის ნაცრისფერია. ელექტრულ ღუმელში კირისა და ნახშირის ნარევის ძლიერი გახურებით მიიღება კალციუმის კარბიდი:



კალციუმ-კარბიდი ქიმიურად საკმაოდ აქტიურია, წყლის მოქმედებით აცტილენი მიიღება. მეტალების ოქსიდებზე მაღალი ტემპერატურის პირობებში იგი მოქმედებს როგორც აღმდგენი, ამიტომ ოქსიდებიდან მეტალს გამოყოფს. აზოტთან გახურებისას კალციუმის კარბიდი წარმოქმნის ციანამიდს $CaCN_2$, ამიტომ გარდა აცტილენისა, კალციუმის კარბიდი გამოიყენება ციანამიდის მისაღებად. მეტალურგიაში კი — როგორც აღმდგენი.

ბ) მეტალოგენური კარბიდები, რომლებიც წარმოქმნიან მეთანს.

ასეთია. მაგალითად, Be_2C და Al_4C_3 . მათ შლის ცხელი წყალი და განზავებული მჟავები:



გ) კარბიდები, რომლებიც ნახშირწყალბადების ნარევეს წარმოქმნიან აცეტილენის გამორიცხვით. ამ ჯგუფს მიეკუთვნება ThC_2 , UC_2 , Mn_2C , Fe_3C , Cr_3C და ა. შ. ამათგან U_2C_3 თხევად ნახშირწყალბადებს წარმოქმნის.

2. კარბიდების მეორე ჯგუფს (კოვალენტურ კარბიდებს) მიეკუთვნება ისეთი ნაერთები, როგორიცაა ბორის ან სილიციუმის კარბიდი, რომელიც თავისი სიმაგრით აღმასს უახლოვდება. ასეთია: B_4C , B_6C , SiC , ZrC და სხვ.

სილიციუმის კარბიდი, ანუ კარბორუნდი SiC მიიღება კვარცის ქვიშისა და კოქსის ერთად გახურებით. მისი სიმაგრე უახლოვდება აღმასის სიმაგრეს. კარბორუნდი ქიმიურად მდგრადია. მასზე მინერალური მჟავები არ მოქმედებენ (დაწვრილებით იხ. თავი — სილიციუმი).

ბორ-კარბიდი B_4C მიიღება B_2O_3 -ისა და ნახშირის ნარევის ელექტროლუმელში გახურებით 2500°C -მდე. ის შავი მზინავი კრისტალია. მისი სიმაგრე იმდენად დიდია, რომ გამოიყენება აღმასების გასაშლიფავად როგორც აბრაზიული ნივთიერება. დამყანავების მიმართ ბორ-კარბიდი სავსებით მდგრადია.

3. ინტერმეტალურ კარბიდებში გარდამავალი მეტალები Ti , Hf , V , Nb , Ta და Mo ინარჩუნებენ მეტალებისათვის დამახასიათებელ მკიდრო წყობას და თავის ელემენტარულ უჯრედებში შეიცავენ ნახშირბადის ატომებს. ამგვარი კარბიდების შედგენილობა უპასუხებს MC და MC_2 ფორმულებს. ამ სახის კარბიდებს ახასიათებს მეტალური ელექტროგამტარობა. მათი ღლობის ტემპერატურა ძალზე მაღალია და 3000 — 5000°C -ის ინტერვალში ძევს. ამიტომ მათ დიდი გამოყენება მიეცა ტექნიკაში.

6. ნახშირბადის (IV) ოქსიდი. ნახშირბადისათვის დამახასიათებელია ორი მარტივი ოქსიდი: მისი სრული დაწვის პროდუქტი ნახშირბადდიოქსიდი CO_2 და მისი არასრული დაწვის პროდუქტი ნახშირბადმონოქსიდი CO . ცნობილია აგრეთვე C_2O_3 . CO_2 უფერულია და 3000 — 5000°C -ის ინტერვალში ძევს. ამიტომ მათ დიდი გამოყენება მიეცა ტექნიკაში.

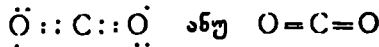
თავსობის უწყვერზე (სარდაფებში, კებში, ზოგიერთ გამოქვაბულში და სხვ.). ასეთ სათავსობებში შესვლისას დიდი სიფრთხილეა საჭირო, რადგან CO₂ სუნთქვას ხელს არ უწყობს, ის ადვილად გადადის თევად მდგომარეობაში 20°C ტემპერატურისა და 56,5 ატმ. წნევის პირობებში. თხევადი CO₂ ადვილად მოძრავი სითხეა, მისი კუთრი მასაა 0,77. სწრაფი აორთქლებისას იყინება და მიიღება „მშრალი ყინული“. მისი კუთრი მასაა 1,53, ლღობის ტემპერატურა — 56,7°C.

მყარი CO₂ ადვილად გადადის გაუღობლად აირად მდგომარეობაში, CO₂ წყალში კარგად იხსნება, 100 სმ³ წყალში ატმოსფერულ წნევაზე იხსნება მისი შემდეგი რაოდენობანი:

t°C	0	10	20	25	50
სმ ³ CO ₂	171	119	88	75,7	36

CO₂-ის წყალხსნარს სასიამოვნო გემო აქვს, ამიტომაც ფართოდ გამოიყენება გამაგრილებელი წყლების დასამზადებლად (გაზიანი წყალი, ლიმონათი და სხვ.).

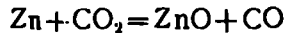
CO₂-ის მოლეკულა წრფივია:



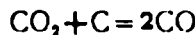
სიმეტრიული აღნაგობის გამო მისი დიპოლური მომენტი ნულის ტოლია. CO₂ ქიმიურად საკმაოდ მდგრადი ნაერთია. ძლიერ მაღალ ტემპერატურაზე კალიუმში, ნატრიუმში და მაგნიუმში იწვის კაშკაშა ხლით CO₂-ის არეში. ამ რეაქციის დროს Na, K, Mg შთლიანად აღადგენენ ნახშირბადს და წარმოქმნიან სათანადო ოქსიდს. მაგალითად:



უფრო ნაკლები აქტიურობის მეტალები გახურებისას ნაწილობრივ აღადგენენ ნახშირბადს, მაგალითად:



რის შედეგადაც მიიღება არა ნახშირბადი, არამედ CO. CO₂ ნახშირთან მაღალ ტემპერატურაზე ნახშირბადის (II) ოქსიდს წარმოქმნის (ბუდურის რეაქცია):



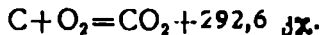
ამ რეაქციას არსებითი მნიშვნელობა აქვს მეტალურგიაში რკინის ჰადნების აღდგენის პროცესებისათვის.

CO₂ მხოლოდ ძლიერ ფუძეებთან შედის რეაქციაში როგორც ნახშირმჟავას ანჰიდრიდი, რის შედეგადაც კარბონატებს წარმოქმნის.

ჰაერი მცირე რაოდენობით შეიცავს CO₂. მისი რაოდენობა ჰაერში არ აღემატება 0,03%-ს (3 : 10000). მრავალი მინერალური წყაროს წყალი გაჭერებულია CO₂, ამიტომ დედამიწის ზედაპირზე ამოსვლისას CO₂ გამოიყოფა წყლიდან. მცირე რაოდენობით ბუნებრივი წყლები ყოველთვის შეიცავენ CO₂-ს.

ტექნიკური მიზნებისათვის CO₂-ს ლებულობენ კირქვის ან მაგნეზიტისა და დოლომიტის გამოწვით. ამ გზით მიღებული CO₂ დიდი რაოდენობით შეიცავს აზოტს. გასუფთავების მიზნით CO₂ გაატარებენ კოქსის ნატეხებით ავსებულ კოშკებში, რომლებშიც ზემოდან ჩამოედინება ნატრიუმის ან კალიუმის კარბონატის ხსნარი. ასეთი ხსნარი ადვილად შთანთქავს CO₂. ამ დროს მიიღება ჰიდროკარბონატები. ადულების დროს ჰიდროკარბონატები იშლება, ხსნარი გაშოვოფს სუფთა CO₂ და წარმოქმნილი კარბონატი ისევ შედის წრებრუნვაში.

CO₂ მიიღება „ამორფული“ ნახშირის დაწვის დროს:



ლაბორატორიულ პირობებში მას ჩვეულებრივ ლებულობენ კიპის აპარატში მარმარილოს ნატეხებზე მარილმჟავას მოქმედებით:

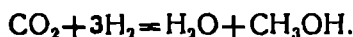


ანდა ნატრიუმის ჰიდროკარბონატის გაცხელებით:



ესირად გამოიყენება CO₂, რომელიც გამოიყოფა შაქროვანი ნივთიერებების დუღილის დროს.

CO₂ ფართო გამოყენებას პოულობს მრეწველობაში. იგი წარმოადგენს ნედლეულს მეთილის სპირტის სინთეზისათვის:



ეს რეაქცია მიმდინარეობს 300 ატმ წნევაზე შერეული კატალიზატორის (Fe₂O₃, MgO, SnO₂) მონაწილეობით.

CO₂ დიდი რაოდენობა ხმარდება გაზიანი სასმელი წყლების დამზადებას, ცეცხლქრობებს. მინერალური წყლების ჩამოსხმას, და-

ბალი: ტემპერატურის მიღებას ლაბორატორიაში (აცეტონთან შერევისას „მშრალი“ ყინული 80°C-მდე იწვევს ტემპერატურის დაწევას).

მშრალი ყინულის მიღების მიზნით CO₂-იან ფოლადის ბალონის გამოსასვლელ ვენტილთან დაამაგრებენ ქალაღის ცილინდრს, რომელზედაც ჩამოკეულია ნარმის ან სხვა ქსოვილისაგან გაკეთებული პარკი. ვენტილის გაღების შემდეგ თხევალთ CO₂ გადმოსხმება ქალაღის პარკში. აქედან ერთი ნაწილი CO₂ აორთქლდება, დარჩენილი ნაწილი კი გაიყინება.

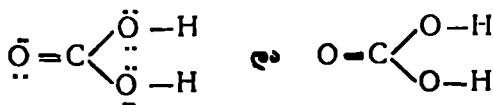
მყარი CO₂ გამოიყენება აფეთქების ძალის გასადიდებლად. აფეთქების დროს გამოყოფილი სითბო წამსვე ააორთქლებს „მშრალ“ ყინულს, რის გამოც მიიღება დიდი მოცულობის აირი, რომელიც აძლიერებს აფეთქების მოქმედებას.

ჰაერში 3%-მდე CO₂-ის კონცენტრაცია ადამიანზე მავნედ არ მოქმედებს, მაგრამ მისი მეტი შემცველობა უკვე ძლიერ საზიანო ხდება; თუ CO₂-ის კონცენტრაცია 10%-ს აღწევს, ადამიანი კარგავს გრძნობას, რასაც მოჰყვება სიკვდილი სუნთქვის შეწყვეტის გამო.

7. ნახშირმჟავა და მისი მარილები. წყალხსნარი სუსტი მჟავას ათვისებებს იჩენს, ლაკმუსს აფერადებს წითლად. წყალში გახსნილი CO₂ ნაწილი ნახშირმჟავას სახითაა ხსნარში:



ნახშირმჟავას შოლექულის „ელექტრონული“ და „კლასიკური“ სტრუქტურები გამოისახება შესაბამისად:



ნახშირმჟავა ნაწილობრივ იშლება იონებად. როგორც ო რ ფ უ ძ ი ა ნ ი მ ჟ ა ვ ა, ნახშირმჟავა ორი საფეხურით დისოცირებს:



ორივე საფეხურის დისოციაციის მუდმივები 18°C-ზე შესაბამისად ტოლია:

$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,01 \cdot 10^{-7}$$

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 5,2 \cdot 10^{-11}$$

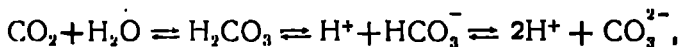
დისოციაციის მუდმივა K_1 ეთანადება იონთა წონასწორობას მთელ CO_2 -ს, რომელიც გახსნილ მდგომარეობაშია, ე. ი. არა მარტო იმ რაოდენობას, რომელიც დაუშლელი H_2CO_3 -ის სახითაა, არამედ იმ რაოდენობასაც, რომელიც CO_2 -ის სახითაა ხსნარში. $[\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3]$ ამ საერთო კონცენტრაციას გამოსახავს. H_2CO_3 შეადგენს გახსნილ CO_2 -ის საერთო რაოდენობის 1%-ს. ამიტომაც ნახშირმჟავას დისოციაციის კეშმარიტი დისოციაციის მუდმივა

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 5 \cdot 10^{-4},$$

ე. ი. აღმატება ძმარმჟავას დისოციაციის მუდმივას. მაგრამ H_2CO_3 -ის შემთხვევაში ისევე, როგორც H_2SO_4 , NH_4OH და ა. შ. შემთხვევებში მიმართავენ ეფექტურს, ანუ მოჩვენებით დისოციაციის მუდმივას.

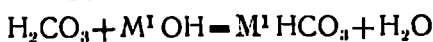
ჰიდროკარბონატ-იონის დისოციაცია CO_3^{2-} -მდე კიდევ უფრო მცირეა. ნახშირმჟავას 0,1 N ხსნარის მოჩვენებითი დისოციაციის ხარისხი $\alpha = 0,12\%$.

ხსნარის გათბობისას გამოიყოფა CO_2 (მისი ხსნადობის შემცირების გამო) და წონასწორობა ისე დაირღვევა, რომ ზემოთ აღწერილი პროცესები შებრუნდება. ამიტომაც გათბობისას ნახშირმჟავა დაიშლება CO_2 -ად და წყლად. თუ შეჯამებულ პროცესს გარეგანადავთ განტოლებით:

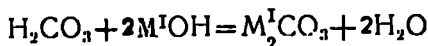


გათბობისას პროცესი მარჯენიდან მარცხნივ წარიმართება.

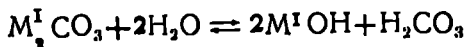
ერთ მთელ ნახშირმჟავასთან რეაქციაში შეიძლება შევიდეს ერთი ან ორი ეკვივალენტი ძლიერი ფუძე. პირველ შემთხვევაში წარმოიქმნება მჟავე კარბონატები (ჰიდროკარბონატები):



მეორე შემთხვევაში კი მიიღება ნეიტრალური (ნორმალური) კარბონატები:



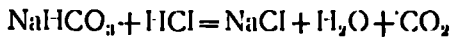
ნახშირმჟავას მარილები, კარბონატები, წყალში გახსნისას განიცდიან ჰიდროლიზს:



ამიტომაც კარბონატების ხსნარებს ტუტე რეაქცია აქვთ.

ნორმალური კარბონატებიდან წყალში მხოლოდ ტუტე მეტალე-
ზის კარბონატები იხსნება კარგად. ჰიდროკარბონატებიდან წყალში
კარგად იხსნება ტუტე, ტუტე მიწათა და ზოგიერთი სხვა მეტალის
ჰიდროკარბონატები, ნატრიუმის ჰიდროკარბონატის გამოკლებით,
რომლის მცირე ხსნადობა საფუძვლად დაედო სოდის მომზადების
სოლევს მეთოდს.

კარბონატები და ჰიდროკარბონატები მჟავების მოქმედებით იშ-
ლება, მაგალითად:



ძლიერ სუსტი მჟავები (სილიციუმმჟავა, ბორმჟავა) გახურებისას
შლიან კარბონატებს.

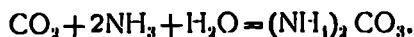
ტუტე მეტალების კარბონატები მაღალ ტემპერატურაზე დაუშ-
ლულად ღვება, დანარჩენი მეტალების კარბონატები კი გახურები-
სას თერმულ დისოციაციას განიცდის:



ნახშირმჟავას ჩვეულებრივი ფორმის (ე. ი. H_2CO_3 -ია) გარდა,
რომელსაც მეტანახშირმჟავა ეწოდება, ცნობილია ორთონახშირმჟავა
(H_4CO_4) ორგანული ნაწარმების სახით. ეს მჟავა არც თავისუფალი
მჟავას და არც მარილების სახით ცნობილი არ არის.

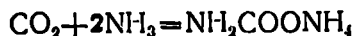
8. კარბონმჟავა და კარბამიდი. თავისუფალი კარბონმჟავა (კარბა-
მილმჟავა) H_2NCOOH ცნობილი არ არის. მიღებულია მისი ამი-
დები, მარილები და სხვა ნაერთები.

CO_2 და ამიაკის ურთიერთქმედებით ხსნარში მიიღება ამონიუ-
მის კარბონატი:



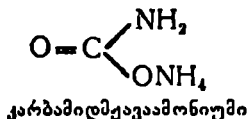
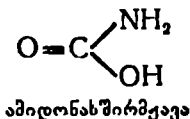
ამ მარილის სუბლიმაციით მიღებული ნარევი ამონიუმ-კარბონატის
(NH_4) $_2$ CO_3 -ის გარდა შეიცავს ამონიუმ-ჰიდროკარბონატს (NH_4) HCO_3
და კარბამინმჟავას ამონიუმს (კარბამინატს) $\text{NH}_2 \text{COONH}_4$ -ს.

კარბამინმჟავა ამონიუმი მიიღება მშრალი CO_2 და მშრალი ამი-
აკის ურთიერთქმედებით წნევის ქვეშ:

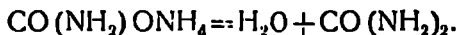


ნეიტრალური ამონიუმკარბონატი ჰაერზე კარგავს რა ამიაკს,
ჰიდროკარბონატად გარდაიქმნება.

კარბამინმჟევა ამონიუმი წარმოადგენს სუსტი ამიდონახშირმჟევის მარილს:

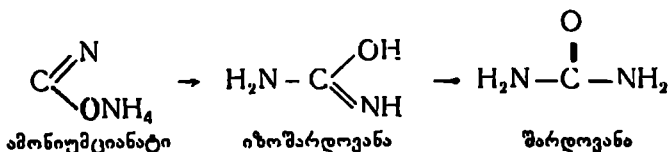


კარბამინმჟევაამონიუმი არამდგრადი მარილია. 180°C-ზე და 190 ატმ. წნევის პირობებში გამოყოფს წყალს და წარმოქმნის კარბამიდს (შარლოვანას):



კარბამიდი სინთეზირებული იყო ელერის მიერ (1828 წ.) არაორგანული ნაერთიდან ამონიუმის ციანატიდან (NH_4NCO) მისი გათბობით. ელერმა ამით დაამარცხა ვიტალისტური თეორია, რომლის თანახმად ცოცხალ ორგანიზმში შემავალი ნაერთების მომზადება არაორგანული ნაერთებიდან პრინციპულად შეუძლებელია „ცოცხალი ძალის“ გარეშე.

ამონიუმ-ციანატის გათბობით მიიღება კარბამიდი (შარლოვანა).



კარბამიდი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა (ლ. წ. = 133°), კარგად იხსნება წყალში. მჟავებთან და ტუტეებთან კარბამიდი იშლება ამიაკად და CO_2 -ად:

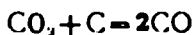


წყალსნარში კარბამიდი ნელა იერთებს 2 მოლ წყალს და გარდაიქმნება ამონიუმის კარბონატად:



კარბამიდი აზოტით მდიდარი შესანიშნავი სასუქია, ამიტომაც ის დიდი რაოდენობით მზადდება ამიაკის სინთეზის ქარხნებში ამიაკისა და CO_2 -საგან.

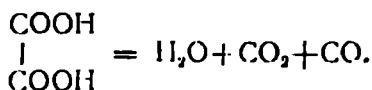
9. ნახშირბადის (II) ოქსიდი. CO წარმოიქმნება ნახშირის ან მისი ნაერთების არასრული წვის დროს. გარდა ამისა, CO მიიღება ნახშირის და CO_2 -ის ურთიერთქმედებისას მაღალ ტემპერატურაზე:



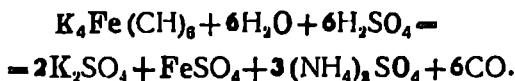
ლაბორატორიულ პირობებში CO-ს ლებულობენ ჰიანჰველამჟევის ან მჟაუნმჟევის გაუწყლოებით, რისთვისაც მასზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავათი მოქმედებენ:



ან ქიანველმეყავას ორთქლს P_2O_5 -ზე გაატარებენ. მყაუნმეყავას დაშლით კი CO -ის გარდა, მიიღება CO_2 :



CO_2 -ის მოსაცილებლად გამოყოფილ გაზებს ტუტესთან ამოქმედებენ. ლაბორატორიულ პირობებში CO -ის მიღება მეტად მოხერხებულია ყვითელი სისხლის მარილზე გოგირდმეყავას მოქმედებით. ამ რეაქციის ერთადერთი აირადი პროდუქტია CO :



CO უფერული, უსუნო გაზია, ჰაერზე მსუბუქი. წყალში უმნიშვნელოდ იხსნება. CO წვას ხელს არ უწყობს, ჟანგბადის არეში ან პაერში იწვის ლურჯი ალით:



აღსანიშნავია, რომ CO -ს და ჟანგბადის ქიმიურად სუფთა ნარევი არ იწვის. ალის გავრცელებისათვის აუცილებელია ნარევი წყალბადნაერთს შეიცავდეს (H_2O , NH_3 , CH_4 , HCl და ა. შ.). CO წვის პროცესი ისევე, როგორც წყალბადისა, ჯაჭვური გზით მიმდინარეობს.

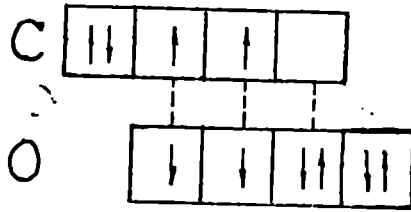
დაწვის დიდი სითბური ეფექტის გამო CO ფასეული აირადი საწვავია.

CO -ს მოლეკულის აღნაგობა შეიძლება ორი სხვადასხვა ფორმულით გამოვსახოთ:



პირველი ფორმულის თანახმად ნახშირბადსა და ჟანგბადს ერთმანეთთან ორმაგი ბმა აკავშირებს. ამ ფორმულის თანახმად CO მოლეკულის დიპოლური მომენტი დიდი უნდა ყოფილიყო, სინამდვილეში კი მისი დიპოლის სიგრძე 2,0 პმ-ია. მეორე ფორმულა უკეთ გადმოგვცემს ნახშირბადის (IV) ოქსიდის თვისებებს. ამ ფორმულის თა-

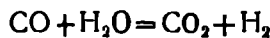
წინააღმდეგობა. ორმაგი ბმის გარდა ნახშირბადსა და ჟანგბადს აკავშირებს დონორულ-აქცეპტორული ბმა:



რადგან ამ ორი ელემენტიდან ჟანგბადის ელექტროუარყოფითობა აღემატება ნახშირბადისას, ამიტომ ჟანგბადი არის დონორი, ნახშირბადი კი აქცეპტორი.

CO ძლიერი საწამლაგია. სუნთქვის დროს ჰემოგლობინი იერთებს ჟანგბადს და წარმოქმნის ოქსიჰემოგლობინს, რომელიც ადვილად დისოცირებს და მიაწოდებს ჟანგბადს სხვადასხვა ქსოვილების უჯრედებს. CO კი ჰემოგლობინთან წარმოქმნის მდგრად ნაერთს — კარბოქსი-ჰემოგლობინს, რომელსაც აღარ აქვს უნარი გადასცეს ჟანგბადი ქსოვილს. ამიტომ მას „მსუთავი აირი“ ეწოდა.

CO კარგი აღმდგენია, მნიშვნელოვან როლს ასრულებს მეტალურგიაში მეტალების აღდგენისას მათი ოქსიდებიდან, თავისი აღდგენითი უნარით CO წყალბადს ემსგავსება. CO-ს აღდგენითი უნარი კარგად ჩანს შემდეგი შექცევადი რეაქციიდან:



ამ რეაქციის წონასწორობის მუდმივა $K = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$ სხვადასხვა

ტემპერატურაზე შემდეგ მნიშვნელობებს იძლევა:

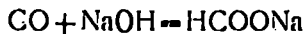
°C	700	800	830	1000	1200	1400
K	1,7	1,1	1,0	0,5	0,4	0,3

აქედან ჩანს, რომ CO და წყალბადის სწრაფვა ჟანგბადისადმი 830°C-ზე ერთნაირია. ამ ტემპერატურის დაბლა CO უფრო ძლიერი აღმდგენი, მაღლა კი — წყალბადი.

თუ CO წყლის ორთქლთან ერთად გავატარებთ კალციუმის ოქსიდის ფხვნილში 400°C-ზე მიიღება კალციუმ-კარბონატი და თავისუფალი წყალბადი:



CO არ წარმოადგენს მქაეას ანჰიდრიდს, მაგრამ ტუტეებზე მოქმედებისას მიიღება ფორმატები, ე. ი. კიანჰველმქაეამარილები:

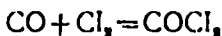


მიღებული მარილი. ნახშირჰანგისაგან განსხვავებით, ორვალენტოვანი ნახშირბადის ნაწარმია:

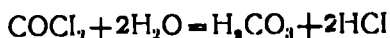
CO უშუალოდ უერთდება ზოგიერთ მეტალს მაღალ ტემპერატურაზე და წნევაზე, რის შედეგადაც მიიღება მეტალების კარბონილები $\text{Ni}(\text{CO})_4$, $\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Cr}(\text{CO})_6$ და ა. შ. ეს ნაერთები კოორდინაციული ბმებით ხასიათდება, ამიტომ ისინი უნდა განვიხილოთ როგორც კომპლექსური ნაერთები. კარბონილები ადვილად აჰროლადი სითხეებია, ძლიერ მომწამლაეი, გათბობისას ანდა ნახშირის ზედაპირზე ადსორბციისას იშლება შესაბამის მეტალად და CO. სხეადასხეა მარილებთან CO აგრეთვე კომპლექსურ ნაერთებს წარმოქმნის. ამის მაგალითია, $\text{OCl}_2 \cdot 3\text{CO}$, $\text{CuCl} \cdot \text{CO}$ და სხე., რომლებიც მყარ მდგომარეობაშია, ან $\text{Ag}_2\text{SO}_4 \cdot \text{CO}$, $\text{CuCl} \cdot \text{CO}$ და სხე., რომლებიც მხოლოდ ხსნარებში იჩენენ მდგრადობას.

რეაქციაში CO-ს შესვლის უნარი საკმაოდ დიდია. ქლორთან ურთიერთქმედებისას CO წარმოქმნის ფოსგენს COCl_2 -ს, ამიჰჰთან ციან-წყალბადს HCN და სხეა.

10. ფოსგენი. 500°C -ზე CO ადვილად უერთდება ქლორს მზის სინათლეზე ანდა სიბნელეში:



ფოსგენი, ანუ ნახშირბადის ოქსიქლორიდი (კარბონილ ქლორიდი), შეიძლება განვიხილოთ როგორც ნახშირმქაეას ქლორანჰიდრიდი. წყალთან ურთიერთქმედებისას ფოსგენი წარმოქმნის ნახშირმქაეას და ქლორწყალბადმქაეას:



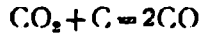
რადგან ფოსგენი ძნელად იხსნება წყალში, ამიტომ ეს რეაქცია ოთახის ტემპერატურაზე ნელა მიმდინარეობს.

ფოსგენი მსუთავი სუნის მქონე ძლიერ მომწამლაეი უფერული აირია. კარგად იხსნება ორგანულ გამხსნელებში. პირველ მსოფლიო ომში ფოსგენი გამოყენებულ იქნა როგორც საბრძოლო მომწამლაეი ნივთიერება.

ფოსგენი რეაქციებში შესვლის დიდი უნარით ხასიათდება, ამი-

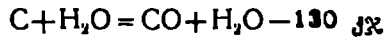
ტომ განსაკუთრებით ორგანულ სინთეზში მან დიდი გამოყენება მოიპოვა.

11. გენერატორის გაზი, წყალგაზი და შერეული გაზი. გენერატორის გაზი მიიღება გენერატორებში, ე. ი. დიდ ღუმელებში, სადაც გავარვარებული კოქსის სქელ ფენებში ქვეპოდან გაატარებენ ჰაერს. ქვემო ფენებში წარმოიქმნება CO_2 , რომელიც გახურებულ ნახშირთან (CO_2 -მდე აღდგება:



ამგვარად, გენერატორის გაზი მიიღება ნახშირის ან კოქსის არასრული წვის დროს. მისი შედგენილობა (მოცულობითი პროცენტებით) დაახლოებით უპასუხებს: 25% CO , 70% N_2 , 4% CO_2 , მცირე რაოდენობით CH_4 , H_2 , O_2 . ასეთი აირის თითო კუბმეტრის დაწვის სითბო შეადგენს 33472—4181,0 კჯ-ს. თუ გენერატორში ჰაერის ნაცვლად ჟანგბადი იქნება გატარებული, CO შეცულობა გაიზრდება და შესაბამისად გაიზრდება მიღებული გენერატორის თბოუნარიანობაც.

წყალგაზი მიიღება, როცა გენერატორში 1000°C -მდე გავარვარებულ კოქსის ფენებში გაატარებენ წყლის ორთქლს. ამ დროს მიმდინარეობს რეაქცია:



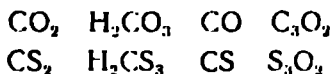
როგორც რეაქციის განტოლებიდან ჩანს, წყალგაზი უნდა შედგებოდეს CO და წყალბადის ტოლი მოცულობების ნარევისაგან. მაგრამ რადგან ეს რეაქცია ენდოთერმულია, მაღალი ტემპერატურის შესანარჩუნებლად საჭიროა დრო და დრო ჰაერის გატარება. ამის გამო, წყალგაზი მოცულობითი პროცენტებით შემდეგ შედგენილობას იჩენს: 44% CO , 45% H_2 , 5% CO_2 , 6% N_2 . თითო კუბური მეტრი წყალგაზის თბოუნარიანობა 13530 კჯ-ს შეადგენს. წყალგაზი ტექნიკაში გამოიყენება ძლიერ ცხელი ალის მისაღებად.

შერეული გაზი მიიღება, თუ გენერატორში გავარვარებული კოქსის ფენებში ერთდროულად გავატარებთ წყლის ორთქლს და ჰაერს. შერეული გაზი საშუალოდ შედგება 30% CO , 15% H_2 , 5% CO_2 და 50% N_2 -საგან. ამიტომაც მისი თითო კუბური მეტრის თბოუნარიანობა 6250 კჯ-ს შეადგენს.

შერეული გაზი გამოიყენება როგორც საწვავი, მანქანების აღმდგენი, ნიკელის რაფინირებისათვის, ფოსგენის მისაღებად და სხვ. თუ CO და წყალბადის ნარევზე სათანადო კატალიზატორს ვამოქმედებთ, მივიღებთ ხელოვნურ ბენზინს, ალდეჰიდებს, კეტონებს, მეთილის

სპირტს და მრავალ ნახშირწყალბადს. რომელთა ნარევი ძრავების სიწვავად გამოიყენება.

12. გოგირდნახშირბადი და თიონახშირმჟავა. ნახშირბადი გოგირდთან წარმოქმნის ნაერთებს, რომელთა შედგენილობა მისი ქანგბადნაერთების მსგავსია:



ნახშირბადის ნორმალური სულფიდი არის ორთოგოგირდნახშირბადი CS_2 , რომელსაც ჩვეულებრივ გოგირდნახშირბადი ეწოდება.

გოგირდის ორთქლის გატარებისას გავარვარებულ სის ნახშირზე ელექტროლუმებში მიიღება გოგირდნახშირბადი:



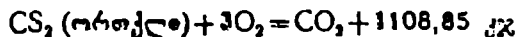
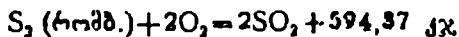
გოგირდნახშირბადის ელექტრონული სტრუქტურა გამოისახება ფორმულით:



გოგირდნახშირბადი უფერული სითხეა დამახასიათებელი სასიამოვნო სუნით. მინარეების გამო მას არასასიამოვნო სუნი ეძლევა. ამ მინარეების მოსაშორებლად გოგირდნახშირბადი უნდა დაეამუშაოთ ვერცხლისწყლით ან გოგირდმჟავასთან ხანგრძლივი წვლრევით, რის შემდეგაც საჭიროა მისი გამობდა. 20°C -ზე მისი სიმკვრივე $d = 1,262$, დულს $46,2^\circ\text{C}$ -ზე. გოგირდნახშირბადისა და ჰაერის ნარევი თბილი საგნის შეტანიტაც კი შეიძლება ააღდეს, გოგირდნახშირბადის აღის ტემპერატურა იმდენად დაბალია, რომ ალში შეტანილი ქაღალდი არც კი ნახშირიანდება. გოგირდნახშირბადი ძლიერი სუამლავია, რის გამოც იხმარება როგორც ინსექტისიდი (პარაზიტებისა და მწერების მოსასპობად).

გოგირდნახშირბადი კარგი გამხსნელია. მასში კარგად იხსნება გოგირდი, იოდი, ფოსფორი, კაუჩუკი, ცხიმები და მრავალი სხვა ორგანული ნივთიერება. ადვილი აალებადობის გამო რიგ შემთხვევებში ის ქლორნაერთებით არის შეცვლილი.

გოგირდნახშირბადი ძლიერ ენდოთერმული ნაერთია. მისი წარმოქმნის სიტბო შეიძლება გამოვთვალოთ ხის ნახშირის. გოგირდისა და გოგირდნახშირბადის დაწვის სიტბური ეფექტებიდან:



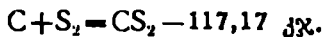
მარტივი ნივთიერებების დაწვის სითბო შეადგენს

$$397,31 + 594,37 = 991,68 \text{ კჯ.}$$

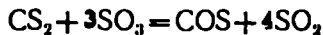
მაშასადამე, გოგირდნახშირბადის წარმოქმნის სითბო ტოლია:

$$991,68 - 1108,85 = -117,17 \text{ კჯ}$$

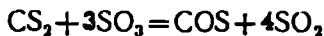
აშასადამე,



წყლის ორთქლთან 550°C -მდე გაცხელებისას CS_2 იშლება შემდეგი განტოლების მიხედვით:



გოგირდის ანჰიდრიდთან ურთიერთქმედებისას გოგირდნახშირბადი წარმოქმნის გოგირდნახშირყანვს COS :



წყალბადთან გოგირდნახშირბადი წარმოქმნის გოგირდწყალბადს და მეთანს:



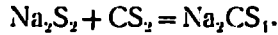
გოგირდნახშირბადი დიდი რაოდენობითაა საჭირო ცელულოზისაგან (ხის მერქნისაგან) ვისკოზური აბრეშუმის მისაღებად.

CO_2 ერთი ქანგბად-იონის მიერთებით კარბონატ-იონს CO_3^{2-} წარმოქმნის. ამის მსგავსად CS_2 იერთებს გოგირდის იონს და წარმოქმნის CS_3^{2-} -იონს, რომლის ნაწარმებს თ ი ო კ ა რ ბ ო ნ ა ტ ე ბ ი (უფრო სწორად კი ტრითიოკარბონატები) ეწოდება. მაგალითად, კალიუმის სულფიდის კონცენტრირებულ ხსნართან გოგირდნახშირბადის შენჯღრევისას მიიღება კალიუმის თიოკარბონატი:



ეს ნაერთი ფილოქსერის საწინააღმდეგოდ გამოიყენება. თავისუფალი თიონახშირმჟავა H_2CS_3 ზეთისებრი, წყალში კარგად ხსნადი სითხეა. მისი მიღება შეიძლება შესაბამის მარილზე მჟავას მოქმედებით. გარდა ტრითიონახშირმჟავასი, მიღებულია მონო და დითიონახშირმჟავები (H_2CO_2S და H_2COS_2).

ზოგიერთ დისულფიდზე გოგირდნახშირბადის მოქმედებით მიიღება თიომონოზენახშირმჟავას (H_2CS_2) ნაწარმები, მაგალითად,

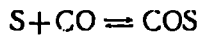


ეს ზეთისებრი სითხეა, რომელიც უმდგრადობის გამო ადვილად იშლება.

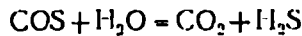
ნახშირბადის მონოსულფიდი — CS — თეთრი ნაფრქვევის სახით მიიღება გოგირდნახშირბადის ორთქლზე ელექტრონული ნელი დაცლის მოქმედებით. CS არამდგრადია, აფეთქებით გადადის პოლიმერში (CS)_x. უფრო მდგრადია ნახშირბადის ქვესულფიდი C_2S_2 , რომელიც C_2O_2 მოლეკულის აღნაგობის მსგავსია:



13. გოგირდნახშიროქსიდი. გოგირდნახშიროქსიდს COS-ს შუა ადგილი უჭირავს CO და გოგირდნახშირბადს შორის. გოგირდნახშიროქსიდი ანუ კარბონილ სულფიდი, უფერული უსუნო ადვილად აალებადი აირია. COS მიიღება გავარკვარებულ მილებში გოგირდის ორთქლის და CO-ს გატარებისას:



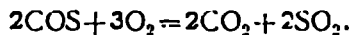
გოგირდნახშიროქსიდი კარგად იხსნება გოგირდნახშირბადში და ორგანულ გამხსნელებში. წყლის მოქმედებით COS იშლება:



გათბობისას გოგირდნახშიროქსიდი იშლება შედეგად განტოლების მიხედვით:



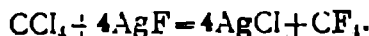
ქანგბადის არეში COS ლურჯი ალით იწვის:



14. ნახშირბადის ჰალოგენნაერთები. ნახშირბადის უმარტივესი ჰალოგენნაერთები პასუხობენ $CHAl_3$ ფორმულას.

მარტივი ნივთიერების ურთიერთქმედებით მხოლოდ ნახშირბადის ფტორნაწარმი მიიღება, დანარჩენები კი — არაპირდაპირი გზებით.

ოთხფტორიანი ნახშირბადი — CF_4 , მიიღება ხის ნახშირის და ფტორის ურთიერთქმედებით ან CCl_4 -ზე AgF -ის $300^\circ C$.-ზე მოქმედებით:



ოთხფტორნახშირბადი ქიმიურად ინდიფერენტული, უფერული ნივთიერებაა, ოთახის ტემპერატურაზე აირადია (დულ. $t = -128^{\circ}\text{C}$). წყალში ნაკლებად იხსნება.

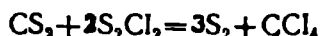
მიღებულია აგრეთვე ნახშირბადით მდიდარი ფტორიდები: C_2F_6 , C_3F_8 , C_4F_{10} და ა. შ.

ოთხქლორიანი ნახშირბადი — CCl_4 უფერო სითხეა მოტკბო სუნით. მისი სიმკვრივე $d = 1,593$, დულ. $t = 76,7^{\circ}\text{C}$, იყინება — $22,87^{\circ}\text{C}$ -ზე. წყალში მცირე რაოდენობით იხსნება.

ოთხქლორმეთანი CCl_4 მიიღება გოგირდნახშირბადის დაქლორებით კატალიზატორების მონაწილეობით (მაგალითად, MnCl_2 -თან):



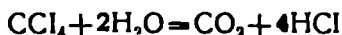
სათანადო კატალიზატორების მონაწილეობით (მაგალითად, FeS) წარმოქმნილი ქლორიანი გოგირდი მოქმედებს გოგირდნახშირბადზე შემდეგი განტოლების მიხედვით:



ოთხქლორნახშირბადი ფართოდ იხმარება როგორც ცხიმების, ზეთებისა და მთელი რიგი სხვა ორგანული ნაერთების გამხსნელი.

ოთხქლორნახშირბადის ორთქლის არეში ალი არ ვრცელდება, ანტიტომაც ის იხმარება სახანძრო საქმეში როგორც ცეცხლჩამქრობი.

ოთახის ტემპერატურაზე CCl_4 ქიმიურად ინერტულია. მასზე არ მოქმედებენ ძლიერი მჟავები და ტუტეები. ზოგიერთ მეტალთან, მაგალითად, რკინასთან და ალუმინთან შეხებისას წყლის გავლენით ოთხქლორნახშირბადი ნელა იშლება



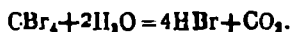
და განაპირობებს აღნიშნული მეტალების კოროზიას.

ქლოროფორმი — CHCl_3 მიიღება ქლორიანი კირის მოქმედებით სპირტზე. ტკბილი სუნის მქონე, უფერული მძიმე სითხეა ($d = 1,5$). გამოიყენება ანესთეზიისათვის.

ოთხბრომიანი ნახშირბადი — CBr_4 მიიღება ოთხქლორნახშირბადისა და ბრომიანი ალუმინის მოქმედებით:



ოთხბრომნახშირბადი კრისტალური ნივთიერებაა. შექერწილ მილში წყალთან გაცხელებისას 200°C -ზე ჰიდროლიზურად იშლება:



ოთხი ოდნახშირბადი — C_2I_4 მიიღება ოთხქლორნახშირბადზე ოქსიან-ალუმინის AlI_3 მოქმედებით. C_2I_4 მეტი წითელი კრისტალური ნივთიერებაა. გაცხელებისას გამოყოფს იოდს:



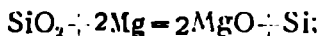
CH_3I_3 -იოდფორმი იხმარება მედიცინაში როგორც ანტისეპტიკური ნივთიერება. CH_4 , CF_4 , CCl_4 , CBr_4 და C_2I_4 -ის ტეტრაედრული აღნაგობა დამტკიცებულია სპექტროსკოპული გამოკვლევებით. შერეული ჰალოგენიდები $CFCl_3$, CF_2Cl_2 , CF_3Cl შიიღება CCl_4 -ზე HIF -ის მოქმედებით. ეს ნაერთები გამოიყენება მაცივრებში „ფრეონების“ სახელწოდებით.

2. 2. 2. სილიციუმი — Si

1. მიღება. ნახშირბადის უახლოესი ანალოგი — სილიციუმი, ჟანგბადის შემდეგ ყველაზე მეტად გავრცელებული ელემენტია დედამიწაზე. სილიციუმზე მოდის დედამიწის ქერქის ატომთა საერთო რიცხვის 16,7%, რაც 26 წონით პროცენტს შეესაბამება. ბუნებაში არასოდეს არ გვხვდება თავისუფალი სილიციუმი, ის გავრცელებულია ნაერთების სახით, რომლებიც შეიძლება განვიხილოთ როგორც SiO_2 ნაწარმები. თავისუფალი SiO_2 ბუნებაში გვხვდება კვარცის, მთილ ბროლის და ჩვეულებრივი კვარცის ქვიშის სახით. სილიციუმი ბუნებაში გვხვდება სილიციუმწყავას მარილების — სილიკატების სახით. სილიკატებიდან ყველაზე გავრცელებულია ალუმსილიკატები. მათ რიცხვს ეკუთვნის მინდვრის შპატი. ქარსი, კაოლინი და სხვ.

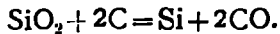
სილიციუმს უდიდესი მნიშვნელობა აქვს მინერალური სამყაროსათვის, სადაც ის წარმოქმნის მთის ქანებს და მინერალებს, რომელთაგანაც შედგენილია დედამიწის ქერქი. ხოლო ორგანული სამყაროსათვის სილიციუმს მეორეხარისხოვანი მნიშვნელობა აქვს. ელემენტარულ მდგომარეობაში სილიციუმი მიღებულ იქნა 1822 წელს ბერცელიუსის მიერ სილიციუმის ფტორიდზე მეტალური კალიუმის მოქმედებით.

ელემენტარული სილიციუმი შეიძლება მივიღოთ მაგნიუმის, როგორც ალმდგენის მოქმედებით თეთრ წმინდა ქვიშაზე, რომელიც თავისი შედგენილობით თითქმის სუფთა SiO_2 -ს წარმოადგენს. ასეთი ნარევის გახურებით სილიციუმი აღდგება:

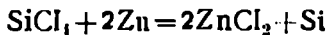


ან რეაქციის შედეგად მიიღება ამ ორ ფული სილიციუმი მეტი მურა ფერის ფხვნილის სახით, კუთრი მასით 2,35. წარმოებაში

სილიციუმი შიილება სილიციუმის (IV) ოქსიდის აღდგენით ნახშირით მაღალ ტემპერატურაზე ელექტროლუმელებში:



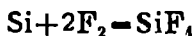
ან გზით მიღებული სილიციუმი ყოველთვის შეიცავს მინარევებს. ქიმიურად სუფთა სილიციუმი მიიღება ოთხქლორსილიციუმზე სუფთა თუთიით მოქმედებისას:



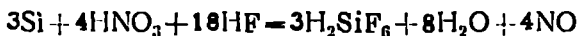
თუ სილიციუმის ქლორიდის SiCl_4 ორთქლს დენით გაეარეებულ ტანტალის ლენტაზე დავშლით. აგრეთვე ქიმიურად სუფთა სილიციუმი მიიღება.

2. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. წმინდა კრისტალური სილიციუმი მუქი რუხი ფერის გამჭვირვალე მყიფე კრისტალებია. რომელიც დიდი სიპაგროთ ხასიათდება. რადგან ის მყიფეა, ამიტომ მისი ფხვნილად ქცევა ადვილია. ელემენტარული სილიციუმი ნახევრადგამტარია. მისი გამტარობა ტემპერატურის გადიდებისას იზრდება. ატომური სიბოტევალობა (ატომური მასის და კუთრი სიბოტევალობის ნამრავლი) სილიციუმისა ოთახის ტემპერატურაზე უდრის 23.09 ჯ-ს. ე. ი. უფრო ნაკლებია, ვიდრე ამას დიულონგისა და პტის კანონი ითვალისწინებს. ტემპერატურის გადიდებისას ის იზრდება და უახლოვდება 26.33 ჯ-ს.

სილიციუმი, განსაკუთრებით კრისტალური, დაბალი ქიმიური აქტივობით ხასიათდება. ოთახის ტემპერატურაზე ის უშუალოდ იერთებს მხოლოდ ფტორს:



სილიციუმი არ იხსნება არც ერთ მჟავაში (არც მლღობ მჟავაში), იხსნება მხოლოდ HF და HNO_3 -ის ნარევიში:

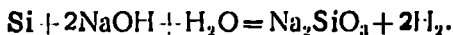


მისი აალება ძნელია. მაღალ ტემპერატურაზე ის ენერგიულად იწვის, უერთდება ჟანგბადს. აზოტს. ელექტრული რკალის ტემპერატურაზე სილიციუმი უერთდება წყალბადს. მაღალ ტემპერატურაზე სილიციუმზე ენერგიულად მოქმედებს აირადი ფტორწყალბადი:



სილიციუმი კარგად იხსნება მთელ რიგ გაღობილ მეტალებში, რომლებთანაც ზოგ შემთხვევაში რეაქციაში არ შედის (Zn , Al , J , n , Ph , Au , Ag და ა. შ.), ხოლო ზოგიერთ მეტალთან (Mg , Ca , Cu , Fe

Mn, Pt, Bi) წარმოქმნის სილიციდებს, მაგალითად Mg_2Si , Mn_2Si , $MnSi$, Cr_3Si_3 და ა. შ. ამიტომაც თუთიასთან, ალუმინთან ან ვერცხლთან შეღობისას შეიძლება სილიციუმის გადაკრისტალება. ტუტეებთან შეღობისას სილიციუმი წარმოქმნის სილიკატებს, სილიციუმშეყავს მარილებს, რომელსაც ახლავს წყალბადის გამოყოფა:



სილიციუმი ტუტის სულ მცირე კონცენტრაციის ხსნარებთანაც კი შედის ურთიერთქმედებაში. წარმოქმნილი მარილი (როგორც ძლიერ სუსტი მჟავას მარილი) განზავებულ ხსნარებში ბოლომდე განიჟების ჰიდროლიზს, ამიტომაც OH^- -ის კონცენტრაცია რეაქციის მიმდინარეობისას პრაქტიკულად უცვლელი რჩება. ამიტომ ამ რეაქციაში არსებობს წყალი რეაგირებს, ხოლო ტუტე ასრულებს კატალიზატორის როლს.

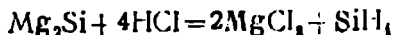
სილიციუმის ნაერთებთან ყველაზე მდგრადია და მნიშვნელოვანი სილიციუმის დიოქსიდი და მისი მრავალი ნაწარმი სილიკატები. სილიციუმის დიოქსიდის დიდი მდგრადობა აიხსნება სილიციუმის დიდი სწრაფვით ყანგბადისადმი, რაც მისი დანარჩენი ნაერთების ქიმიურ თვისებებს განსაზღვრავს.

სილიციუმის წყალბადნაერთები, ე. წ. სილანები, ნახშირწყალბადებთან შედარებით ნაკლები მდგრადობით ხასიათდება. წყალბადით მდიდარი სილანები ჰაერზე თვითაალებს. ტუტეების მოქმედებით სილანები ადვილად იშლება. ბევრად უფრო მდგრადია სილიციუმის ალკილნაერთები SiR_n , სადაც R ორგანული რადიკალია. ამ ტიპის ნაერთები უფრო მეტად ემსგავსება ნახშირწყალბადებს, ვიდრე სილანები.

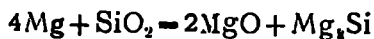
შედარებით მდგრადია სილიციუმის ჰალოგენნაერთები, თუმცა ისინი წყალში ადვილად განიჟდებიან ჰიდროლიზს.

განსაკუთრებით დიდი მდგრადობა ახასიათებს სილიციუმის კარბიდს SiC -ს ანუ კარბორუნდს.

3. სილანები (სილიციუმწყალბადები). სილანების საერთო ფორმულაა $Si_n H_{4n+2}$. ნაერთების ეს კლასი პარაფინული ნაჭერი ნახშირწყალბადების მწყობრის ანალოგიურია. სილანები მიიღება მეტალების სილიციდებზე წყლის ან მჟავების მოქმედებით, მაგალითად,

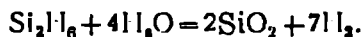


მაგნიუმის სილიციდი შეიძლება მივიღოთ, თუ გავახურებთ მაგნიუმის და კვარცის ქვიშის წმინდა ფხვნილის ნარევეს:

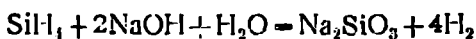


მაგნიუმის სილიციდის მქავეებით დაშლა რთულად მიმდინარეობს. რის შედეგადაც წარმოიქმნება სილანების ნარევი. სილანების აქტიურობა დიდია, ისინი ჰაერზე თვითააღდებიან. სილანებს დამახასიათებელი სუნი აქვთ. ისინი ძლიერი მომწვამლავი ნივთიერებებია.

სილანების ნარევეებიდან გამოყოფილია მონოსილანი (სილომეთანი) SiH_4 , დისილანი (სილოეთანი) Si_2H_6 , ტრისილანი (სილოპროპანი) Si_3H_8 და ტეტრასილანი (სილობუტანი) Si_4H_{10} , და კიდევ ორი-ოდე მომდევნო წევრი. ეს აირადი ნივთიერებებია, რომელთა დუდილის ტემპერატურა საკმაოდ დაბალია. წყლის მოქმედებით სილანები იშლება, მაგალითად,



ტუტეების სხნარებთან სილანების დაშლა უფრო სწრაფად მიმდინარეობს, მაგალითად,

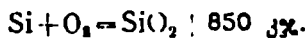


SiH_4 400°C -ზე ზევით გაცხელებისას იშლება ელემენტარულ სილიციუმად და წყალბადად.

დაბალი მოლეკულური მასის სილანები უფრო მდგრადია, ვიდრე მაღალის.

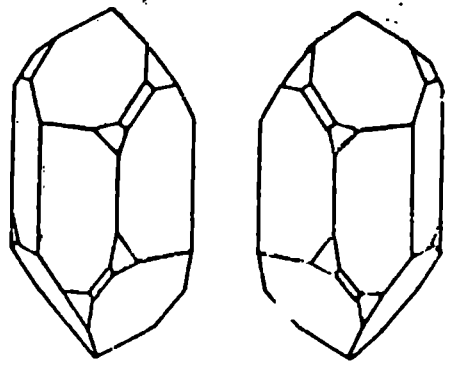
სილანების უმდგრადობა შეიძლება იმით ავსხნათ, რომ $\text{Si} - \text{Si}$ ბმის ენერგია დაბალია ($E = 211,64$ კჯ), მაშინ როდესაც $\text{C} - \text{C}$ ბმის ენერგია შედარებით დიდია ($E = 353$ კჯ).

4. **სილიციუმის დიოქსიდი.** სილიციუმისათვის ყველაზე დამახასიათებელი ნაერთია მისი დიოქსიდი ანუ კვაკმიწა SiO_2 , რომლის წარმოქმნა მარტივი ნივთიერებებიდან დაკავშირებულია დიდძალი სითბოს გამოყოფასთან:



თავისუფალი SiO_2 უმთავრესად კვარცის სახით გვხვდება ბუნებაში მისი ლობის ტემპერატურა 1700° -ზე ცოტა მეტია, მინარევებთან ერთად კვარცის წვრილი მარცვლებისაგან შედგება ქვიშა (სილა); რომელიც ქანების გამოფიტვის და დაშლის ძირითადი პროდუქტია.

კვარცი კარგად წარმოქმნილი, ხშირად დიდი ზომის კრისტალების სახით გვხვდება ბუნებაში, ის გვხვდება ორი ფორმით, რომელთაგან ერთი აბრუნებს დაპლარებული სხივის სიბრტყეს მარჯნივ და მეორე მარცხნივ. კვარცის სახესხვაობაა შტოის ბროლი, რომელიც გამჭვირვალე უფერულ კრისტალებს წარმოქმნის. მინარეებით მურად შებერილ შთის ბროლს კვამლოვანი ტოპაზი ეწოდება, ხოლო იისფრად შეფერადებულს ამეთეისტო. ხშირად კი კვარცი გვხვდება მთლიანი, უფერული და სხვადასხვაფრად შეფერადებული, ნახევრად გამჭვირვალე მასის სახით.



სურ. 2.2. კვარცის კრისტალი

კვარცის ერთ-ერთი სახესხვაობა არის კაჟი. კრისტალური კაჟი ძალიან დიდი სიმაგრით ხასიათდება, ის წყალში უსხნადია. ვალდობილი კაჟი წის გაცივებისას მიიღება გამჭვირვალე მინისებრი მასა. კვარცის მინას ვაფართოებისას მცირე კოეფიციენტი ახასიათებს. აბიტომაც კვარცის კურქელი დიდ გამოყენებას პოულობს ლაბორატორიულ პრაქტიკაში.

თავისუფალი SiO_2 ვარდა მთის ბროლისა, ბუნებაში მცირე რაოდენობით მოიპოვება ტრიდიმიტი და კრისტობალიტი სახით, რომლებიც კვარცის მეტასტაბილურ სახესხვაობებს წარმოადგენენ.

ტრიდიმიტი SiO_2 -ის მდგრადი ფორმაა $870-1470^{\circ}C$ ინტერვალში, მაგრამ უფრო დაბალ ტემპერატურაზე ის მეტასტაბილურია. SiO_2 -ის ეს ფორმა მცირე რაოდენობით გვხვდება მთის ქანებსა და მეტეორიტებში.

კრისტობალიტი მდგრადია 1470° -ზე ზევით ლობის ტემპერატურამდე. უფრო დაბალ ტემპერატურაზე ის მეტასტაბილურია. კრისტობალიტი ბუნებაში გვხვდება ლავაში ჩართული მცირე კრისტალების სახით.

SiO_2 გვხვდება აგრეთვე ინფუზორული მიწის სახით, რომელსაც კიზერგული ეწოდება. იგი წარმოადგენს

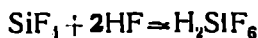
ინფუზორების (წყალმცენარეების) კაჟოვან ჯავშნებს. მას აქვს სითხეების შესრუტვის დიდი უნარი, ამიტომ გამოიყენება სხვადასხვა მიზნებისათვის. მაგალითად, ნიტროგლიცერინით გაჟღენთიონა ზადდება დინამიტი.

კვარცმა დიდი გამოყენება მოიპოვა ულტრაბგერების მისაღებად. ცვლადი დენის მოქმედებისას კვარცის კრისტალიდან გამოჰრილი ფირფიტა სწრაფად იკუმშება და ფართოვდება ველის სიხშირით, რის შედეგადაც ამ ფირფიტის არეში აღიძვრება რხევები, რომლებიც ბგერის ანალოგიურია. ამ გზით მიიღება ულტრაშემატე ტალღები, რომელთა მოქმედებით შეიძლება მთელი რიგი მოლეკულების დაშლა. ზოგიერთი ქიმიური რეაქციის აღძვრა. ამ ტალღებმა დიდი გამოყენება მოიპოვა ტექნიკაში ლითონების ბლოკების ერთგვაროვნობის დასადგენად.

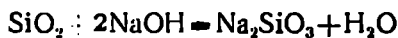
სილიციუმის დიოქსიდი ქიმიურად განსაკუთრებით მდგრადია. მკვებებიდან მასზე მხოლოდ ფტორწყალბადმჟავა მოქმედებს:



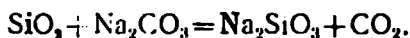
სილიციუმის ტეტრაფტორიდი ფტორწყალბადთან წარმოქმნის სილიციუმფტორწყალბადმჟავას:



სილიციუმის (IV) ოქსიდი სილიციუმმჟავას ანჰიდრიდს წარმოადგენს. ეს იქიდან ჩანს, რომ ტუტეებთან შელლობისას მიიღება სილიკატი:

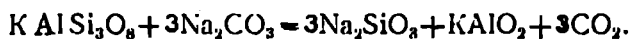


ტუტე მეტალების კარბონატებთან შელლობით აგრეთვე სილიკატი მიიღება:



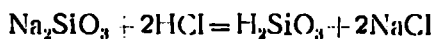
სილიციუმმჟავას მარილებიდან წყალში მხოლოდ ტუტე მეტალების სილიკატები იხსნება. წყალში უხსნადი სილიკატებიდან ზოგიერთი იხსნება ძლიერ მკვებებში, რასაც სილიციუმმჟავას გამოყოფა ახლავს. მაგრამ ბევრ სილიკატზე მხოლოდ ფტორწყალბადმჟავა მოქმედებს.

ყველა სილიკატი ადვილად შედის ურთიერთქმედებაში ვალლობილ ტუტე მეტალების კარბონატებთან, რის შედეგადაც ტუტე მეტალების სილიკატები მიიღება:



ციები საკმაოდ დიდია¹. მაგრამ მეყვას ეს ხსნადი ფორმა არამდგრადია და ის ადვილად განიცდის პოლიმერიზაციას, რის შედეგადაც მიიღება მაღალპოლიმერული, მყარი, წყალში უხსნადი ფორმა. უხსნადი ფორმებიდან ადვილად მიიღება მეტასილიციუმმჟავა H_2SiO_3 და დისილიციუმმჟავა $H_2Si_2O_6$.

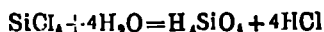
სილიციუმმჟავა H_2SiO_3 ადვილად მიიღება, მაგალითად, ნატრიუმის სილიკატის წყალხსნარის შემჟავებით:



მიღებული სილიციუმმჟავა ერთხანს ხსნარში რჩება და მხოლოდ ხანგრძლივი დროის შემდეგ გამოილექება ფიფქების სახით. ეს იმით აიხსნება, რომ სილიციუმმჟავა შეიძლება მარტივი მოლეკულების სახით იყოს ხსნარში, რომელიც ადრე თუ გვიან მაღალმოლეკულურ ფორმაში გადადის და წყლის გამოყოფის შედეგად წარმოქმნის უხსნად მაღალმოლეკულურ ფორმებს. ამ დროს სილიციუმმჟავა გადადის კოლოიდურ მდგომარეობაში. სილიციუმმჟავა კოლოიდურ მდგომარეობაში საკმაოდ მდგრადია. ელექტროლიტების დამატებით სილიციუმმჟავა კი არ გამოილექება, არამედ გალაბდება, ე. ი. სილიციუმმჟავა გელის სახით მიიღება. ის უპასუხებს არა მარტივ ფორმულას H_2SiO_3 -ს, არამედ — საერთო ფორმულას $xSiO_2 \cdot yH_2O$, სადაც x და y -ის მნიშვნელობები დამოკიდებულია სილიციუმმჟავას გამოლექვის პირობებზე. $x > 1$ -ს შეესაბამება პოლისილიციუმმჟავები, რომლებსაც მრავალი სხვადასხვა მინერალი უპასუხებს. აქ აღსანიშნავია მეტატრისილიციუმმჟავა $H_4Si_2O_6$, რომლის მარილებია $KAlSi_2O_6$ და ა. შ.

სილიციუმმჟავა ძლიერ სუსტი მჟავაა. მისი დისოციაციის მუდმივა მცირეა. მეტად მცირეა აგრეთვე მისი ხსნადობაც წყალში. ამიტომაც სილიკატების ხსნარებიდან წყალბად-იონთა უმნიშვნელო კონცენტრაცია უკვე საკმარისი ხდება მის გამოსალექავად. ამით აიხსნება, რომ ძლიერ სუსტი მჟავებიც კი განაპირობებენ სილიციუმმჟავას გამოძევებას სილიკატებიდან.

¹ H_2SiO_3 -ის საკმაოდ დიდი კონცენტრაციის ხსნარის მისაღებად $SiCl_4$ -ის ორთქლს გაატარებენ წყალში $0^\circ C$ -ზე:

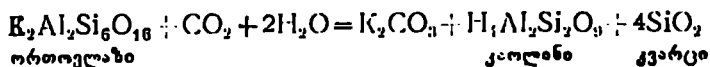


$SiCl_4$ -ის ჰიდროლიზით წარმოქმნილ მარილმჟავას ვერცხლის ოქსიდს შეაკვშირებენ წყალში. ამ გზით მიიღება H_2SiO_3 -ის მონომოლეკულური ფორმა, რომლის კონცენტრაცია, კრიოსკოპული გაზომვების თანახმად, 75—80%-ს აღწევს.

სილიციუმმქაეას ჰიდრატული ფორმის ნარჩლები ცნობილია სხვადასხვა x -ის და y -ის მნიშვნელობებისათვის. როცა სილიციუმ-მქაეას ყველა წყალბადი ან მათი ნაწილი ჩანაცვლებულია მეტალით, მიიღება მარტივი ბუნებრივი სილიკატები. ბუნებაში უფრო რეკტად გავრცელებულია რთული სილიკატები — $xR^{III}O_3 \cdot ySiO_2 \cdot zH_2O$ ს ნაწარმები, სადაც R სიმეალენტოვანი მეტალია. ამათგან უმნიშვნელოვანესია ალუმისილიკატები. ისინი ეკუთვნიან მინდერის შპატების ჯგუფს, რომელთაგანაც შედგება დედამიწის ქერქის ნახევარი. მათი მთავარი წარმომადგენლებია ორთოკლაზი $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$, ალბიტი $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$, ანორტიტი $CaO \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$.

მარტივი სილიკატებია: აზბესტი $(3MgO \cdot 2H_2O \cdot 2SiO_2)$ ანუ $Mg_3H_4Si_2O_{11}$ თალკი $(3MgO \cdot H_2O \cdot 4Si_2O)$ ანუ $Mg_3H_4Si_4O_{12}$ და სხვ. რთულ სილიკატებს მიეკუთვნება ქარსები, მაგალითად, მუსკოვიტი (კალიუმისანი ქარსი) $K_2O \cdot 2H_2O \cdot 3Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ ანუ $K_2H_4Al_6Si_6O_{21}$, ნეფელინი $(Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2)$ ანუ $Na_2Al_2Si_2O_8$. ამავე ჯგუფს მიეკუთვნება ცეოლითები, რომლებსაც დიდ გამოყენება მიეცა უკანასკნელ წლებში.

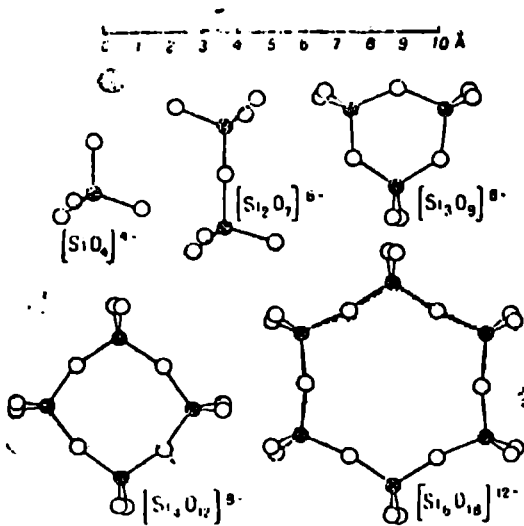
ბუნებრივი სილიკატების თანდათანობითი გამოქარვის დროს CO_2 -ისა და წყლის მოქმედებით ხსნადი პროდუქტები წყალთან ერთად გადადის ზღვებსა და ოკეანეებში, ხოლო უხსნადი რჩება ადგილზე, ილექება მდინარეების კალაპოტში ანდა გაშოაქეს ზღვას. ასეთი ალუმინისილიკატების დაშლის უხსნადი პროდუქტებია კვარცი (SiO_2), რომელიც ქვიშის სახით ილექება, და კაოლინი ($Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$). მირეული რკინის ოქსიდის გამო, კაოლინი მურა ფერისაა, ხოლო სუფთა კაოლინი თეთრია. მათი წარმოქმნა ალუმინ-სილიკატის დაშლის პროცესში შეიძლება გამოვსახოთ შემდეგი განტოლებით:



თიხა და სილა ყოველგვარი სახის ნიადაგის შემადგენელი ნაწილებია.

წ. თანამედროვე წარმოდგენები სილიკატების აღნაგობაზე. მთის ქანებისა და ნიადაგის ამგები მინერალების მეტი წილი სილიკატებისაგან შედგება.

რენტგენსტრუქტურული ანალიზით გარკვეულ იქნა, რომ კრისტალური სილიკატები წარმოქმნიან სხვადასხვა სირთულის კოორდინაციულ მესერს, რომელიც შეიძლება პირველ მიახლოებაში განვიხი-



სურ. 2.3. უმარტივესი სილიკატური ანიონების აღწერა.

ლოთ როგორც იონური მესერი. დღემდე შესწავლილი კრისტალური სილიკატების აღწერის პრინციპი ერთნაირია. მას საფუძვლად უძევს უანგბადის იონებისაგან აგებული ტეტრაედრები, რომელთა ცენტრში სილიციუმის იონია. თუ Si^{4+} იონზე მოდის 4-ზე ნაკლები O^{2-} , მაშინ იონები O^{2-} საერთოა მოსაზღვრე ტეტრაედრებისათვის:

ცალკეული ტეტრაედრებისაგან SiO_4^{2-} ან O^{2-}

იონების შეკავშირებულ

უარყოფითად დამუხტულ კომპლექსურ იონებს შორის განლაგებულია დადებითი იონები.

სილიკატური მინერალები შეიძლება სამ ძირითად ჯგუფად დავყოთ: მინერალებად სივრცითი მესერიით (კვარცის მსგავსი დიდი სიმაგრის მქონე მინერალები), შრეოვანი მინერალებად (ქარსის მსგავსი) და ბოჭკოვანი მინერალებად (აზბესტის მსგავსი).

მინერალები სივრცითი მესერიით. კვარცის კრისტალში ყოველი ატომი შეერთებულია დანარჩენებთან სილიციუმ-უანგბადური (SiO) ბმებით. ამის გამო, კვარცის კრისტალი შეიძლება განვიხილოთ როგორც ერთი ვეებერთელა მოლეკულა. ამით აიხსნება კვარცის დიდი სიმაგრე.

შეიძლება წარმოვიდგინოთ, რომ SiO_2 -ის კრისტალი აგებულია SiO_4 -ისაგან შემდგარი უამრავი ტეტრაედრისაგან, რომლებიც შეერთებული არიან ერთმანეთისაგან უანგბად-ატომებით. მრავალ სილიკატს ასეთი სივრცითი ტეტრაედრული მესერიი ახასიათებს. თუ ერთერთ სილიკატურ ტეტრაედრში სილიციუმის იონი ჩაინაცვლება ალუმინის იონით, მაშინ ტეტრაედრული სტრუქტურა უცვლელი დარჩება. მაგრამ მესერს სხვა დადებითი იონი უნდა დაემატოს, რომელიც მას ელექტრონეიტრალობას შეუნარჩუნებს. ასეთი დამატებითი იონები:

დან სშირად გვხვდება ტუტე ან ტუტე-მიწათა მეტალების იონები. ჩვეულებრივი მინდვრის შპატი (ორთოკლასი) $KAlSi_3O_8$ წარმოადგენს ალუმსილიკატური მინერალის მაგალიტს, რომელსაც ტეტრაედრული სივრცითი მესერი ახასიათებს. მისი მესერი ($AlSi_3O_8$)⁻ მთელ კრისტალზე ვრცელდება და ამით მას დიდ სიმაგრეს ანიჭებს. ასეთია აგრეთვე ნეფელინი $NaAlSi_3O_8$ და იმავე შედგენილობის კარნეგიტი $NaAlSi_3O_8$, რომელთაგან პირველი ჰექსაგონალურია, ხოლო მეორე კუბური სისტემისაა.

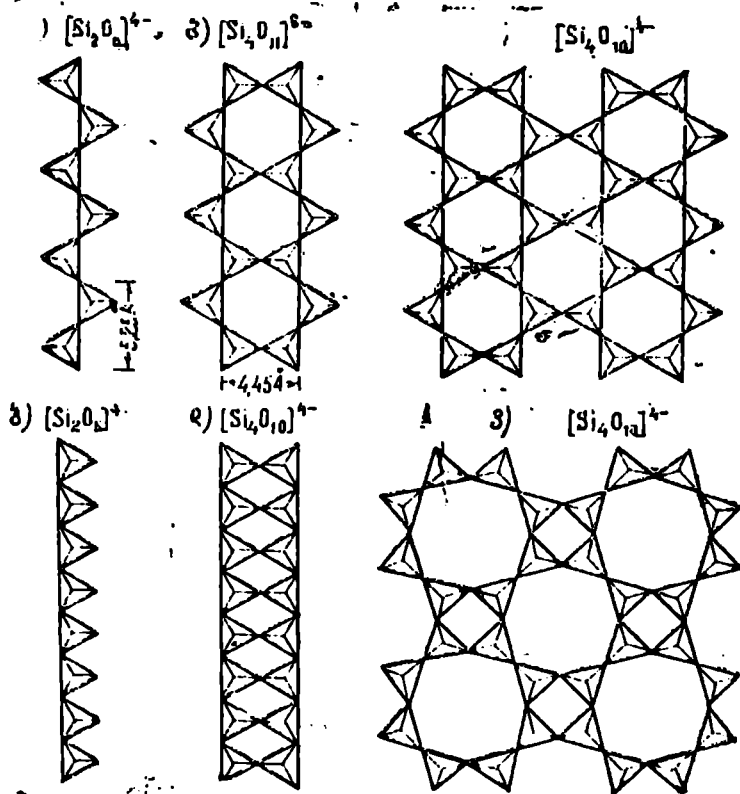
სივრცითი მესრის მქონე სილიკატების მინერალებში ჟანგბადის ატომების რიცხვი ზუსტად ორჯერ აღემატება სილიციუმის ატომების რიცხვს. ზოგიერთი მინერალის მესერი ღიაა, რის გამო მათ გარკვეული დიამეტრის კაპილარები ახასიათებს (იხ. ქვემოთ „ეოლითები“).

მინერალები შრეოვანი სტრუქტურით. სილიციუმმკვავს კონდენსაციით მიიღება $(H_2Si_2O_7)$ ⁻ შედგენილობის კონდენსირებული სილიციუმმკვავა, რომელსაც უსასრულო შრეების სახე აქვს. ასეთ სტრუქტურებში თითო Si^{4+} იონს აქვს სამი საერთო O^{2-} იონი. ამიტომაც თითო Si^{4+} იონზე მოდის $1 + 3/2 = 2 1/2$ O^{2-} იონი. ამით აიხსნება, რომ მისი შედგენილობა უპასუხებს $[Si_2O_7]^{2-}$ ფორმულას.

ამგვარ ბადეებს, ანუ ფურცლებს წარმოქმნის ქარსი და მისი მსგავსი სილიკატები. ასეთია თალკი $Mg_3(Si_4O_{10})(OH)_2$, ანტიგორიტი ანუ ფურცლოვანი სერპენტინი $Mg_3[Si_4O_{10}](OH)_2 \cdot 3Mg(OH)_2$, კაოლინიტი $Al_2[Si_4O_{10}](H_2O) \cdot 2Al(OH)_3$ და სხვ.

თალკისა და კაოლინიტის შრეები ელექტრულად ნეიტრალურია, ამიტომ ეს ფურცლები ადვილად სრიალებენ ერთიმეორეზე. ქარსის ფურცლები უარყოფითად არიან დამუხტული. კალიუმის იონების არსებობა ელექტრულად ნეიტრალურს ხდის ამ მინერალს. დადებით იონებსა და უარყოფითად დამუხტულ ფურცლებს შორის ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედება თალკთან შედარებით დიდ სიმაგრეს ანიჭებს ქარსის მინერალს.

შრეოვანი აღნაგობის მინერალი მონტმორილონიტი მიახლოებითი ფორმულით $Al_2[Si_4O_{10}](OH)_2 \cdot nH_2O$ წარმოადგენს ბენტონიტური თიხების არსებით ნაწილს. ის შედის ნიადაგის შედგენილობაში. მონტმორილონიტი ფართო გამოყენებას პოულობს კატალიზატორების მოსამზადებლად და მთელი რიგი სხვა ტექნიკური მიზნებისათვის.



სურ. 2. 4. SiO_2 -ის ტეტრაედრებით წარმოქმნილი ბალები.

მინერალები ბოქკოვანი აღნაგობით. ბოქკოვან მინერალებში SiO_2 -ის ტეტრაედრები განლაგებულია ჯაჭვებად ან ზოლებად (სურ. 2. 4. ა, ბ, გ, დ).

ჯაჭვებად განლაგებისას (ა, ბ) თითო Si იონზე მოდის 2 საკუთარი და 2 საზიარო უანგბად-იონი O^{2-} სულ $(2 + 2/2)$, საიდანაც ჩანს, რომ ჯაჭვური აღნაგობის სილიკატები თავისი ქიმიური შედგენილობით მეტასილიკატებს წარმოადგენენ. მათ შეესაბამება $M_2^{\text{II}}\text{Si}_2\text{O}_6$ ფორმულა. მისი მაგალითებია ენსტატიტი $\text{Mg}_2\text{Si}_2\text{O}_6$, დიოპსიდი $\text{CaMgSi}_2\text{O}_6$, სპოდუმენი $\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$ და სხვ.

ზოლები წარმოიქმნება თითო წყვილი (ბ) ჯაჭვისაგან, ე. ი. ორი ჯაჭვისაგან, რომელთა შედგენილობა არის $(\text{Si}_2\text{O}_6)^{4-}$. ერთი O^{2-} -ის მოწორებით მიიღება $(\text{Si}_4\text{O}_{11})^{6-}$ -ის შედგენილობის (გ) ზოლი. ამის მაგა-

ლითია ტრემოლიტი $C_{12}Mg_3[Si_4O_{22}](OH)_2$, ქრიზოლიტი $Mg_3[Si_1O_{11}] \cdot 3Mg(OH)_2$ და სხვ. რომელთაც აზბესტი ეწოდება.

ორი (ბ) ჯაჭვის შეერთებით და O^{2-} იონის მოცილებით მიიღება $(Si_1O_{10})^{4-}$ შედგენილობის (დ) ზოლი.

ასეთი სტრუქტურა ახასიათებს, მაგალითად, სილიმანიტს $Al_2[Al_2Si_2O_{10}]$, რომელიც მიმდევრულად შეიცავს SiO_4 -საგან და AlO_4^- -საგან შემდგარ ტეტრაედრებს (აქ AlO_4^- ისეთივე სტრუქტურული ელემენტია, როგორც SiO_4).

ტეტრაედრებისაგან მიღებული ბრტყელი ჰექსაგონალური ბადე (სურ. 2.4—ე, ვ) წარმოიქმნება ტეტრაედრებიდან ექვსწვერიანი რგოლების სახით, ხოლო რვაწვერიანი რგოლები (სურ. 2.4—ე, ვ) წარმოიქმნის ტეტრაგონალურ ბადეს, სადაც მიმდევრულად ლაგდება ოთხ და რვაწვერიანი რგოლები. ასეთი ბადეები გვხვდება აპოფილიტებში $Ca_1[Si_3O_{20}][K(OH)_3](OH_1F)$.

ბუნებაში გავრცელებული სილიკატების შესწავლის შედეგად დადგენილ იქნა მნიშვნელოვანი კავშირი სილიკატების კრისტალურ აღნაგობასა და ქიმიურ თვისებებს შორის.

7. სილიკატული და მისი გამოყენება. სილიკატების ხსნარების შექმნისას ჩვეულებრივ გამოიყოფა თავისუფალი სილიციუმშეყავა. ის ერთხანს რჩება ხსნარში და მხოლოდ ხანგრძლივი დაყოვნების შემდეგ გამოილექება ფიფქების სახით. გამოლექვა იმით აისსნება, რომ სილიციუმშეყავას ხსნადი ფორმა თანდათან კარგავს წყალს და გარდაიქმნება მაღალმოლეკულურ ფორმებად, რომლებიდანაც წარმოიქმნება უხსნადი მაღალმოლეკულური აგრეგატები. უხსნად მდგომარეობაში გადასული სილიციუმშეყავა ერთბაშად არ ილექება, რადგან ის ჭერ კოლოიდურ მდგომარეობაში გადადის. სილიციუმშეყავას კოლოიდური ხსნარები საკმაოდ მდგრადია. ხანგრძლივი დგომის დროს, აორთქლებისას ან სხვადასხვა ელექტროლიტების მოქმედებისას სილიციუმშეყავას კოლოიდური ზოლი ვალაზებას განიცდის (გელი, ლაბა).

ახლად მიღებული სილიციუმშეყავას გელი დიდი რაოდენობით შეიცავს წყალს. ხანგრძლივი დგომის დროს დახურულ ჭურჭელში ველიდან გამოიყოფა წყალი (სინერეზისი). სილიციუმშეყავას გელის გამოშრობით ჰაერზე ან ექსიკატორში მიიღება მაგარი ნივთიერება, რომელიც ჭერ კიდევ საკმარისი რაოდენობით შეიცავს წყალს. ამის მიუხედავად, არ არის ძნელი ასეთი გელის გაფხვიერება.

სილიციუმშეყავას ჰიდროგელების ხელოვნური გაუწყლოებისას დარჩენილი გელის მოცულობა მცირდება უარცხელ ზღვრამდე, ამის

შემდეგ დარჩენილ წყალს გელი ინარჩუნებს და მისი მოცილება მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე შეიძლება. სილიციუმმკვავას ჰიდროგენის გაუწყლოების საბოლოო პროდუქტი სილიკაგელი ხასიათდება დიდი ფორიანობით. ძლიერ განვითარებული ზედაპირის გამო სილიკაგელი ფართო გამოყენებას პოულობს ადსორბციულ ტექნიკაში. სილიკაგელი გამოიყენება სხვადასხვა ორთქლის ადსორბციისათვის, სითხეების გასაწმენდად, მაგალითად, ნავთობის გამოხდის პროდუქტებიდან გოგირდის ნაერთების მოსაცილებლად. სილიკაგელი გამოიყენება აგრეთვე კატალიზატორების სარჩულად. კობალტის ქლორიდით გაუღენთილი სილიკაგელი გამოიყენება ლაბორატორიაში ცისფერი გელის სახელწოდებით, როგორც გაზების ძლიერი გამომშრობი. როცა გამშრობის უნარი შესუსტდება, გელი ვარდისფერი გახდება. გელის გაცხელებით ადვილია მისი გამშრობი უნარის აღდგენა. ამ დროს ვარდისფერი გელი ცისფერს ღებულობს.

8. ტექნიკურად მნიშვნელოვანი ხელოვნური სილიკატები. სილიციუმმკვავას მარილები მრავალი ტექნიკური პროდუქციის შემადგენელი ნაწილია. აღნიშნულ პროდუქციას უდიდესი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს. ესენია, მაგალითად, სხვადასხვა სახის საწარმოო მინები, ცემენტი, კერამიკული და ცეცხლგამძლე მასალები, ჰიქური, მიწანქრები და ა. შ.

მინის თანამედროვე განმარტება ასეთია: მინა მყარი მდგომარეობის ამორფული ნაირსახეობაა. იგი მიიღება ნადნობის (ნალღობის) გადაცივებით და ხასიათდება იმით, რომ მინისებურიდან თხევადში გადასვლა შეუქცევადი პროცესია.

ვანსხვაეება კრისტალურ და მინისებრ მდგომარეობებს შორის ისაა, რომ მინისებრი მდგომარეობა არ ხასიათდება მასში შემავალი ატომების, იონების განლაგების კანონზომიერებით მთელ მოცულობაში. კრისტალში შორი რიგის მოწესრიგებულობაა, მინაში კი ახლო რიგისაა.

მინისებრი მდგომარეობა მეტასტაბილურია, კრისტალური კო-სტაბილური, მინას გააჩნია შინაგანი ენერჯის მეტი მარაგი, ვიდრე კრისტალს.

მინა იზოტროპულია, კრისტალი კი ანიზოტროპული.

კრისტალის თხევად მდგომარეობაში გადასვლა ხასიათდება თვისებების ნახტომისებური ცვლილებებით. მინის გადასვლა თხევადში თანდათანობითია. კრისტალს გააჩნია დნობის ტემპერატურა, მინას კი გარბილებას ინტერვალი. ე. წ. საწარმოო მინების (ფანჯრის, სატარებლის, ბოთლის, სარკის და სხვ.) შედგენილობაში უმეტეს წილს (60—80%)

ზოგიერთი ტექნიკური მინების შედგენილობა (%%)

მინა	ქიმიური შედგენილობა % % -ით							
	SiO ₂	Al ₂ O ₃ + +Fe ₂ O ₃	CaO	MgO	Na ₂ O	K ₂ O	BaO	PbO
ფანჯრის	70-72	1-2	7-8	3-4	14-15	1-2	—	—
ბოთლის (მწვანე)	74-75	1-2	5-6	3-4	15-16	—	—	—
კუბკლის	70-74	0-2	5-10	0-4	15-17	—	—	—
ლაბორატორიული	68-69	3-4	7-8	3-4	10-11	2-3	3-4	—
ნახევრადბოთლი	67-68	—	0-1	—	9-10	6-7	—	14-15
სარკის	72-73	1-2	10-11	3-4	12-13	—	—	—

ჩვეულებრივ, მინაზე ძლიერ მოქმედებს ახდენს მლღობი მჟავა (HF), რაც შემდეგი განტოლებით შეიძლება გამოვსახოთ:



ასეთივე მიმართულებით მიმდინარეობს HF-ის მოქმედება ჩვეულებრივ ბუნებრივ სილიკატებზე

სხვადასხვა დანამატების საშუალებით ხდება მინების შეფერილობის ცვლილება. ეს დანამატები, ე. წ. „საღებავები“, იმისდაპირველთ, თუ როგორია შეღებვის მექანიზმი, იყოფა ორ ჯგუფად: პირველ ჯგუფს მიეკუთვნება „მოლეკულები“ საღებავები როგორცაა სხვადასხვა მეტალების ოქსიდები. მაგალითად, კობალტის ოქსიდის დამატებით მიიღება ლურჯი ფერის მინა, ქრომის ან სპილენძის ოქსიდებს და მათგან — მწვანე. თუ მინა შეფერილია რკინის ოქსიდის მიწარევით, სილაში მანგანუმის დიოქსიდის დამატებით ის უფერულდება.

მეორე ჯგუფის „საღებავებს“ უწოდებენ „კოლოიდურს“. მათ მიეკუთვნება Cu, Ag, Au, CdS, CdSe.

SiO₂-ის შეღებვისას ტყვიის (II) ოქსიდთან პოტაშის თანაობისას მიიღება გამჭვირვალე მძიმე მინა — ე. წ. ტყვიიანი ბროლი. ცნობილია უტყვიო ბროლიც, რომელიც მიიღება SiO₂, B₂O₃, BeO, CaO K₂O და Na₂O ოქსიდების თავისებური შერწყმით. ასეთი ბროლი თავისი ძირითადი მაჩვენებლებით არ ჩამოუვარდება ცნობილ ტყვიიან ბროლს და ამავე დროს გამოირჩევა ტოქსიკურ და დეფორმირებულ ტყვიის ოქსიდს.

დიდი მნიშვნელობა აქვს ე. წ. სპეციალური დანიშნულების ბინებს. ასე მაგალითად, დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს კვარცის მინას ($99.9\% \text{ SiO}_2$), ოპტიკურ მინებს (რომელთა შემადგენლობაში შეიძლება იყოს 80% -მდე PbO . უკანასკნელის შემცველობით ხდება გარდატეხის მაჩვენებლის სიდიდის ვარაზობა), ბოროსილიკატებს ($68-81 \text{ SiO}_2$ და $2.5-13\% \text{ B}_2\text{O}_3$), ე. წ. ელექტროვაკუუმურ მინებს, ალუმოსილიკატებს ($57.6\% \text{ SiO}_2$, $25\% \text{ Al}_2\text{O}_3$, $7.4\% \text{ CaO}$, $8\% \text{ MgO}$, $2\% \text{ K}_2\text{O}$), რომელთა ვარბილების ტემპერატურაა $800-900^\circ\text{C}$.

კვარცის მინა მზადდება მთის ბროლის კრისტალების გაღობით, რისთვისაც საჭიროა საკმაოდ მაღალი ტემპერატურა.

კვარცის მინის გაფართოების კოეფიციენტი 15 -ჯერ უფრო ნაკლები, ვიდრე ჩვეულებრივი მინისა. ამიტომ წითელ ვარვარებამდე გახუტებული კვარცი წყალში ჩაშვებისას არ სკდება. ამ მხრივ კვარცის მინის ჭურჭელი ლაბორატორიულ პირობებში მეტად მოხერხებულია. მით უფრო, რომ მასზე მკაფები (გარდა HF და N_3PO_4 -ისა) არ მოქმედებენ. სამაგიეროდ კვარცზე ძლიერ მოქმედებს ტუტეები.

ტექნიკაში დიდი გამოყენება აქვს აგრეთვე მინის ბამბას, რომელიც მიიღება გაღობილი მინის მასაში წყლის ორთქლის გატარებით. აღნიშნული მასალა გამოიყენება, როგორც იზოლატორი. ასევე მნიშვნელოვანია მინის ბოჭკო, რომელიც მიიღება მინის გამოწვლით და გამოიყენება ელექტროტექნიკაში, კავშირგაბმულობაში. შეიძლება მინის აფუებაც; ამ შემთხვევაში მიიღება ე. წ. ქაფმინა, რომელიც მაღალი ხარისხის თბო- და ბგერაგაუმტარი მასალაა.

მინანქარი არის არაგამჭვირვალე მინა. მინანქრით აწარმოებენ ლითონის ნაკეთობების ზედაპირის დაფარვას. მინანქარი მინისებური ნივთიერებაა, რომელიც ერთი ან რამდენიმე ფენით დაიტანება მეტალის ნაკეთობის ზედაპირზე. იგი შეიძლება იყოს დასშული და გამჭვირვალე. მინანქრის ქიმიური შედგენილობა განისაზღვრება მინანქრების დანიშნულებითა და დასაცავი მეტალის მაჩვენებლებით (ნასასიათებლებით).

ასალი კლასის მინების, მინანქრების და ბროლის (უტყვიო) მიღების საქმეში დიდი წვლილი მიუძღვის კ. ქუთათელაძეს და ა. სარუხანაშვილს თანამშრომლებთან ერთად.

კერამიკა. თიხისა და კაოლინის პლასტიკური ნარეების გამოწვის შედეგად მიღებულ საგნებს კერამიკული ნაკეთობები ეწოდება.

თიხა მიწისმაგვარ, მასაა, რომელიც ტენიან მდგომარეობაში დიდ პლასტიკურობას იჩენს იგი შეიცავს სხვადასხვა თიხურ მინერალს, მაგალითად, კაოლინიტი — $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

თიხა წარმოიქმნება სილიკატური ქანების გამოქარვით. აქ აღსანიშნავია აგრეთვე ჰიდროლოზური დაშლა კოლოიდურ მდგომარეობაში გადასული დაწილადებული სილიკატებისა. რასაც მოჰყვება ამორფული თიხისებრი გელების წარმოქმნა. ისინი ალუმინის ჰიდროქსიდისა და სილიციუმის დიოქსიდის ნარევებია.

თიხის დამასასიათებელ თვისებებს განაპირობებენ გარკვეული შემადგენელი ნაწილები, რომელთაც შრეოვანი აღნაგობა აქვთ. ეს შრეები წარმოდგება SiO_2 -ის ტეტრაედრებისაგან შემდგარი ექვსწევრიანი რგოლებისაგან.

კაოლინის მთავარი ნაწილია კაოლინიტი $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$, რომელსაც რენტგენსტრუქტურული გამოკვლევებით კრისტალური აღნაგობა აქვს. წმინდა კაოლინი თეთრი ფერისაა. ის თიხასთან შედარებით დაბალი პლასტიკურობით ხასიათდება. კაოლინისაგან მზადდება ფაიფური.

წმინდა თიხა თეთრია. სხვადასხვა მინარევების გამო თიხა შეფერულია. რკინის ოქსიდის დიდი შემცველობის გამო გამოიწვევარ თიხას მურა-წითელი (აგურის) ფერი აქვს. ასეთი თიხისაგან მზადდება ჭურჭელი, კრამიტი, აგური.

სუფთა ცეცხლგამძლე თიხას, გამოვარვარებულს მაღალ ტემპერატურამდე და გაფხვიერებულს. შამოტი ეწოდება. შამოტი გამოიყენება ცეცხლგამძლე რეტორტების, ტიგლების და აგურის დასამზადებლად. ღუმელების შიგა კედლებს ამოსაგებად.

SiO_2 შემცველი მასალებისაგან მზადდება ცეცხლგამძლე დინასის აგური, რომელიც გამოიყენება მინის გამოსაწევე, ფოლადსადნობი და სხვა ღუმელების ასაგებად.

თიხას, რომელიც დიდი რაოდენობით შეიცავს კალციუმისა და მანგიუმის კარბონატებს, მერგელები ეწოდება.

ფაიფური მიიღება თიხის, კაოლინის, მინდვრის შპატის და აგურის ნარევისაგან მომზადებული პლასტიკური მასის გამოწვივით. განოწვისას ფაიფურის ნაკეთობების მოცულობა ჩვეულებრივ მცირდება.

მაგარი ფაიფურის მოსამზადებლად ჩვეულებრივ იღებენ 50% კაოლინს, 25% მინდვრის შპატს და 25% კვარცს. გამოწვისას კაოლინიტი თავდაპირველად თავის კონსტიტუციურ წყალს კარგავს და იშლება Al_2O_3 და SiO_2 -ად, რომლებიც შეკლებიან

ალუმსილიკატებს. გამომწვარი ფაიფური კრისტალურ-მინისებრი ნივთიერებაა, რომელშიც განაწილებულია მულიტის და კვარცის მცირე ზომის კრისტალები და ჰაერის მიკროსკოპული ბუშტუკები. პირველი გამოწვის შემდეგ 900°C -ზე ფაიფურის ნაკეთობებს მოაქიქურებენ.

ჭიქური წარმოადგენს კერამიკული ნაკეთობების მინისებრს. ფაიფურის და ქაშანურის მოქიქურება ხდება ადვილად ლლობადი მინისაგან, რომელიც შეიცავს თეთრ პიგმენტს, მაგალითად, ტიტანის ან კალის ოქსიდებს. ჭიქურის მოსამზადებლად იღებენ კაოლინის, თიხის, მინდვრის შპატისა. მარმარილოს და სხვა ნასალების სუსპენზიას, რომლის გახურებისას ფაიფურს ძნელად ლლობადი მინის აფსკი გადაეკვრება. ამისათვის ფაიფურს მეორეჯერ გამოწვავენ 1450°C -ზე. ფაიფური, გარდა საოჯახო და მხატვრული ნაკეთობებისა გამოიყენება ქიმიური ჭურჭლის და იზოლატორების მოსამზადებლად.

რბილი ფაიფური ნაკლები რაოდენობით შეიცავს კაოლინს და მეტი რაოდენობით — მინდვრის შპატს და ცარცს. ამიტომ მის გამოწვას აწარმოებენ $1200-1300^{\circ}\text{C}$ -ზე. ასეთი ფაიფური მხატვრული ნაკეთობების მოსამზადებლად იხმარება.

ქაშანური მიიღება თიხის, კვარცის. ტყვიისა და სურინჯის ნარევის შევლობით. ფაიფურის მსგავსად, ქაშანური თითქმის თეთრია, მაგრამ უფრო რბილია, ფორებიანი და ამიტომაც ადვილად ტყდება. ქაშანურის გამოწვასაც ორჯერ აწარმოებენ, პირველად $1700-1300^{\circ}\text{C}$ და მეორედ — მოქიქურებისას უფრო მაღალ ტემპერატურაზე. ქაშანურიდან ამზადებენ აბაზანებს, ნიჟარებს, მილებს, არამოქიქურებული ქაშანურიდან — ყალიონებს და სხვ. ქაშანურის მოქიქურებისათვის გამოიყენება მინდვრის შპატი, კალის დიოქსიდი, ბორმჟავა და სხვა.

სამშენებლო კერამიკული ნაკეთობები — აგური, კრამიტი, ქოთნები — მზადდება დაბალი ხარისხის თიხისაგან, რომლის გამოწვა ხდება 1000°C -ზე. ჩვეულებრივ მათ დიდი ფორიანობა ახასიათებს. თიხის ჭურჭელიც ამავე გზით მზადდება, ოღონდ გამომწვარ ნაკეთობებს მოაქიქურებენ ადვილად ლლობადი ნარევით, ან სუფრის მარილით. რომელიც კაემიწასთან მაღალ ტემპერატურაზე მინისებრი სილიკატის ზედაპირს წარმოქმნის.

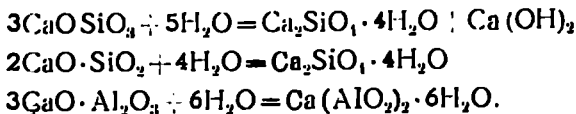
ცემენტი. ცემენტის წარმოებისათვის სათანადო თანაფარდობით ადებულ კარგად დაწილადებულ კირქვას და SiO_2 -ით მდიდარ თიხას გამოწვავენ შევლობადე $1400-1500^{\circ}\text{C}$ -ზე სპეციალურ მბრუნავ ღუმელებში. გამომწვარი პროდუქტი. ე. წ. ცემენტის კლინკერი, წმინდად იტყვება, მიღებულ პროდუქტ წყალთან შერევისას წარ-

მოქმენის ძასან, რომელიც თავისით მაგრდება. ეს პროდუქტი ცნობილია ცემენტის სახელწოდებით. ამგვარად, ცემენტი შემკვრელი ნივთიერებაა, რომელიც ბეტონის შემადგენლობის შესაცემენტებლად გამოიყენება. შემკვრელ ნივთიერებას, რომლის შექმნა ჰაერზე ხდება, საპაერო მქიდა ეწოდება. ცემენტი წყალში მაგრდება. ასეთია ჰიდრავლიკური ცემენტები, რომელთაგან ყველაზე დიდი გავრცელება პოვა პორტლანდ-ცემენტმა. ცემენტის მოსამზადებლად, ნაცვლად ხელოვნური ნარევისა, იღებენ ბუნებრივ მერგელებს, რომლებიც პორტლანდ-ცემენტის დასამზადებლად საპრო პროპორციით შეიცავენ შემადგენელ ნაწილებს. ცემენტი შეიცავს სხვადასხვა ოქსიდებს: CaO , SiO_2 , Al_2O_3 , Fe_2O_3 . პირველი ოქსიდი ფუქა, დანარჩენები მუაეური ანჰიდრიდის როლს ასრულებენ. კალციუმის ოქსიდის წონითი ფარდობა დანარჩენებთან გამოსახავს ცემენტის ჰიდრომოდულს, რომელიც მისი ტექნიკური მახასიათებელია. ქვემოთ გამოსახულია ერთ-ერთი სილიკატური ანუ პორტლანდის ცემენტის ნიმუშის კომპონენტების შედგენილობა (%):

$\text{CaO} \dots 63$	$\text{Al}_2\text{O}_3 \dots 6$
$\text{MgO} \dots 1,5$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 \dots 3$
$\text{SiO}_2 \dots 22$	დანარჩენები... 2

სილიკატცემენტი შეიცავს სამკალციუმიან სილიკატს Ca_3SiO_5 , ანუ $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$, ორკალციუმიან სილიკატს Ca_2SiO_4 , ანუ $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$, სამკალციუმიან ალუმინატს Ca_3AlO_6 , ანუ Al_2O_3 და ოთხკალციუმიან ალუმოფერიტს $4\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$.

წყლის მოქმედებით ხდება ცემენტის „შექიდა“. ეს პროცესი ძირითადად შეიძლება შემდეგი სქემებით მიმდინარე რეაქციებით გამოვსახოთ:



შეჭიდვის შემდეგ ცემენტის სიმაგრე თანდათან მატულობს. ამის მიზეზია ჰიდრატაციის პროცესი, რომელიც ცემენტის მარცვლების ღრმად მდებარე ფენებში მიმდინარეობს. შეჭიდვის პროცესში, გარდა ჰიდრატაციისა, ხდება მიღებული პროდუქტების დაკრისტალება. მიღებული გრძელი, შერეული კრისტალები აღიღებენ ცემენტის მქანიკურ სიმაგრეს.

მქიდავ ნივთიერებად გამოყენებისას ცემენტს ქვიშას შეურევენ. მის წყალთან ნარევის ცემენტის სსნარ ეწოდება. ცემენტის

ხსნარსა და ხრეშის ნარევეს ეწოდება ბეტონი. ბეტონის ნაგებობას, რომელსაც რკინის ჩონჩხი აქვს, რკინა-ბეტონი ეწოდა.

ტუფი. ანუ სწრაფად გაცივებული ვულკანური ლავა კირიან ნარევეში იჩენს „ჰიდრაგლუკურ“ თვისებებს. ე. ი. მაგრდება წყალში. ძველი რომაელები ფქვავდნენ ასეთ ტუფს და ღებულობდნენ მჭიდას. რომლსაც ადგილმდებარეობის სახელწოდების — პოტუოლის მიხედვით პუტოლანური მჭიდა ეწოდა.

თიხირ ცემენტი მზადდება წმინდად დაფქვილი ბოქსიტისა და კარქვის გამოწვით. ის შეიცავს დაახლოებით 40% CaO , 10% SiO_2 და 50% Al_2O_3 -ს თიხნარის ცემენტის შექმნა სილიკატურისაზე უფრო სწრაფად ხდება. ასეთი ცემენტი კარგად უძლებს ზღვის წყლის მოქმედებას.

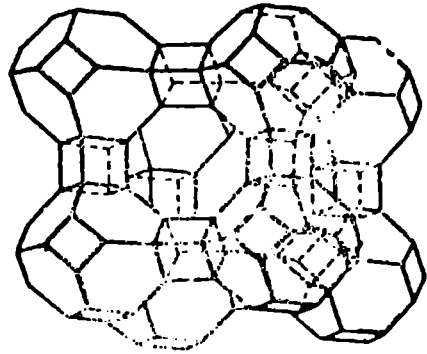
მევაგამძლე ცემენტი მდიდარია კვარცის ქვიშით, გამოიყენება ქვიშის აპარატების ამოსაგებად.

ამჟამად მიღებულია ახალი სახის ცემენტები, როგორებიცაა წყალგაუმტარი, ზესწრაფად გამაგრებადი, გაფართოებადი, დამძაბავი და სხვ. რომელთაც სპეციფიკური დანიშნულება აქვთ. ამ საქმეში დიდი წვლილი შეიტანეს კ. ქუთათელაძემ და თ. გაბადაძემ თანამშრომლებთან ერთად.

პერმუტიტი. კვარცის, კაოლინის და ნატრიუმის კარბონატის შეცხოვამდე გამოწვით ღებულობენ მინისებრ პროდუქტს, რომლის დაწილადებით მიიღება ფორებიანი ფურცლოვანი მასა. მიღებული ნივთიერების ნატრიუმი მარილების ხსნარებში გაცვლით რეაქციებში შედის. ამიტომაც მას პერმუტიტი ეწოდა (permutare — გაცვლა). ხსნარიდან, რომელიც კალციუმისა და მაგნიუმის მარილებს შეიცავს, პერმუტიტი შთანთქავს აღნიშნულ იონებს, ხოლო მათ ადგალს დაიკავებენ პერმუტიტიდან ხსნარში გადასული ნატრიუმის იონები ეკვივალენტური რაოდენობით. ამან განაპირობა პერმუტიტების გამოყენება წყლის სიხისტის შესამცირებლად. როცა პერმუტიტს მთლიანად გამოეცლება ნატრიუმი, აღდგენის მიზნით მას ჩაუშვებენ სუფრის მარილის ხსნარში, სადაც კალციუმი და მაგნიუმი, ხსნარში გადავლენ და მათ ადგილს კი ნატრიუმი დაიკავებს. ასეთი მიმოცვლა ბრავალჭერ შეიძლება გავიმეოროთ.

ცეოლითები. ამ ბოლო ხანს განსაკუთრებული თვისებების გამო ფართო ყურადღება დაეთმო ალუმინსილიკატების ერთ-ერთ დიდ ოჯახს. რომელიც ცნობილია ცეოლითების სახელწოდებით. ეს უკანასკნელი კარკასიანი სტრუქტურის მქონე ალუმინსილიკატების საინტერესო თვისებებს მქონე მდიდარი ჯგუფია, რომლის შედგენილობა შეიძლება შეიღებო ზოგადი ფორმულით გამოვსახოთ:

$M_x(Al, Si)_yO_{2y} \cdot nH_2O$, სადაც M არის Ca^{2+} , Na^+ , K^+ , Ba^{2+} , ხოლო Al და Si ცვლადი თანაფარდობითაა. როგორც კერძო მაგალითებს, აქ მოვიტანთ შაბაზიტის და მორდენიტის ფორმულებს, რომლებსაც შემდეგი სახე აქვთ: პირველის ფორმულაა $Ca_2[(AlO_2)_4 \times (SiO_2)_4] \cdot 13H_2O$, პეორესი — $Na_8[(AlO_2)_8(SiO_2)_8] \cdot 24H_2O$. ქვემო ნახაზზე გამოსახულია ხელოვნური ცეოლითის ჩონჩხი (სურ. 2.5).



სურ. 2.5. ცეოლითის სტრუქტურა.

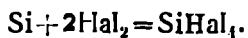
სინთეზური და ბუნებრივი ცეოლითების ელემენტარული ბლოკები კრისტალურ მესერში წარმოადგენენ სილიციუმუხანგბადის ან ალუმინუხანგბადის ტეტრაედრებს. ისინი დანარჩენი ალუმინსილიკატებისაგან განსხვავებით იმგვარად არიან განლაგებული ერთმანეთის მიმართ, რომ მათ შორის რჩება მოლეკულური ზომის „ფანჯრები“, რომელთა ზომები მოცემული სახის ცეოლითისათვის მუდმივია. მაგალითად, ლინდეს მოლეკულურ საცრებში ასეთი ფანჯრების დიამეტრი 660 პმ-ის ტოლია. რადგან ცეოლითებში ფანჯრების ზომები გარკვეული ზომისაა, რომლებიც შესანიშნავად ინარჩუნებენ თავის სიდიდეს, ამიტომ მათ დიდი გამოყენება მოიპოვეს როგორც მოლეკულურმა საცრებმა, როგორც ადსორბენტებმა. ცეოლითების მეშვეობით შეიძლება ნარევის დაყოფა შემადგენელ ნაწილებად, ამიტომ მათ დიდი გამოყენება მიეცათ ნავთობის ქიმიური გადამუშავების საქმეში, ქიმიურად სუფთა რეაქტივების მომზადებისათვის. ცეოლითები ადვილად შედიან გარემოსთან იონურ მიმოცვლაში. მაგალითად, Ca^{2+} და Mg^{2+} იონები ადვილად შეაღწევენ მინერალში, სადაც ჩაინაცვლება Na^+ -ის ეკვივალენტური რაოდენობა. ზოგიერთი ცეოლითური მინერალი, მაგალითად, შაბაზიტი $CaAl_2Si_4O_{12} \cdot 6H_2O$ გაცხელებისას, კარგავს რა წყალს, არ იცვლის თავის ზომას და ფორმას. წყალგამოცილი შაბაზიტი ხარბად იერთებს წყლის მოლეკულებს და სხვადასხვა ორთქლს, ამიტომ განიოყენება ის როგორც გამშრობი ნივთიერება და როგორც ადსორბენტი. ასეთივე აღნაგობა აქვს სილიკატებსაც.

ცეოლითების დიდი ადსორბციული უნარი და აგრეთვე მისი კატალიზური აქტიურობა, რომელსაც მრავალი რეაქციის მიმართ იჩენს, ღღესაც კვლევის საგანს წარმოადგენს. ამჟამად საკმაოდ დაწვრილ-

ზო შესწავლილია ცეოლითების კატიონების მიმოცელა და ამ გზით მოდიფიცირებული ცეოლითების ადსორბციული და კატალიზური უნარი. ისინი გამოიყენება აგრეთვე როგორც შემვსები, განსაკუთრებით კაუჩუკის წარმოებაში. საქართველო მდიდარია თეოლითების ნაირსახეობებით. საქართველოს ბუნებრივი და აგრეთვე ხელოვნური ცეოლითების ადსორბციული და კატალიზური თვისებების შესწავლის საქმეში დიდი წვლილი შეიტანეს გ. ციციშვილმა და თანამშრომლებთან ერთად.

ულტრამარინი. ულტრამარინი მინერალური საღებავია. რომელიც ბუნებაში ლაყვარდის ქვის სახით გვხვდება. ქიმიურად ულტრამარინი წარმოადგენს ნატრიუმის პოლისულფიდისა Na_2S_x და ალუმსილიკატის $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_x$ ნაერთს. მისი მიღება შეიძლება კაოლინის, გოგირდის, სოდისა და მცირეოდენი შაქრის ნარევის გახურებით. ეს კარგად ცნობილი ლურჯი მინერალური საღებავია, რომელსაც ეწოდება ლილა. ულტრამარინი გამოიყენება ლურჯი საღებავის მოსამზადებლად, ქაღალდის წარმოებაში და სხვ. ულტრამარინი წყალში არ იხსნება. ის საკმაოდ მდგრადი საღებავია, მასზე არ მოქმედებს მზის სინათლე ან ჰაერი, მყავების მოქმედებით ადვილად იშლება, რომლის დროსაც გოგირდწყალბადს გამოყოფს.

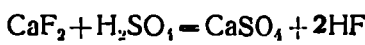
მ. სილიციუმის ნაერთები ჰალოგენებთან. სილიციუმის ჰალოგენიდები SiHal_4 მიიღება პირდაპირი სინთეზით:



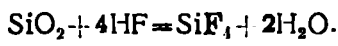
სილიციუმზე ფტორი ოთახის ტემპერატურაზე მოქმედებს, დანარჩენი ჰალოგენები კი — გაცხელებისას.

სილიციუმის ჰალოგენიდები უფეროა. ოთახის ტემპერატურაზე იზრდება, SiCl_4 და SiBr_4 თხევადია, SiI_4 — მყარი. ეს ნაერთები თავისთავად საკმაოდ მდგრადია, წყლის მოქმედებით ყველა იშლება. ეს აიხსნება სილიციუმის დიდი სწრაფვით უანგბადისადმი. მდგრადობა იზრდება იოდოდიდან ფტორიდისაკენ.

სილიციუმის ტეტრაფტორიდი SiF_4 მიიღება დაფქვილი მლღობი შპატისა და კვარცის ქვიშაზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით. თავდაპირველად მიიღება ფტორწყალბადი,



რომელიც შემდეგ მოქმედებს კვარცზე:



სილიციუმის ფტორიდი გაზია დამახასიათებელი მკვეთრი სუნით.

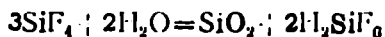
მისი წარმოქმნის სიბოლო დიდია (150-1,8 კგ). ამიტომაც SiF_4 მდგრადია, მაგრამ წყალი იწვევს მის დაშლას:



ამ რეაქციის დროს წარმოქმნილი ფტორწყალბადი უერთდება ჯერ კიდევ დაუშლელ სილიციუმფტორიდს და წარმოქმნის სილიციუმფტორწყალბადმჟავას:



მისი წყალხსნარის მისაღებად ოთხფორიან სილიციუმს წყალში გაატარებენ



და გამოლეკილ SiO_2 -ს გაფილტვრით მოაშორებენ. უწყლო სილიციუმფტორწყალბადის მისაღებად კონცენტრირებული გოგირდმჟავათი ნოქმედებენ ბარიუმის ფტორსილიკატზე BaSiF_6 . უწყლო სილიციუმფტორწყალბადმჟავა H_2SiF_6 აირადია, ის ოთახის ტემპერატურაზე უკვე 50%-ით დაშლილია HF და SiF_4 -ად. მისი წყალხსნარი არ შეიცავს ფტორწყალბადს, ამიტომაც მინაზე არ მოქმედებს. მჟავას კონცენტრირებული ხსნარიდან გაცივებით გამოიყოფა ჰიდრატები, მაგალითად, $\text{H}_2\text{SiF}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ უფრო კრისტალების სახით.

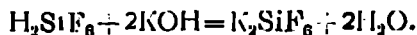
ფტორსილიკატები M_2SiF_6 შეიძლება მივიღოთ კარბონატებზე სილიციუმფტორწყალბადმჟავას მოქმედებით, მაგალითად,



ან სათანადო კომპონენტების ხსნარების შერევით.

ტუტე მეტალების ფტორსილიკატები (გარდა ლითიუმისა და ამონიუმისა) ძნელად ხსნადია. უფრო ნაკლები ხსნადობით ხასიათდება ბარიუმის ფტორსილიკატი. დანარჩენი მეტალების ფტორსილიკატები მეტწილად ადვილად იხსნება.

კალიუმის ფტორსილიკატი K_2SiF_6 სწრაფად გამოილეკება კალიუმის ტუტეებზე სილიციუმფტორწყალბადმჟავას მოქმედებით:

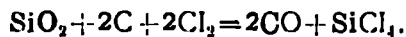


ეს მარილი წყალში ძნელად იხსნება.

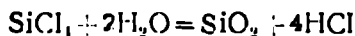
ნატრიუმის ფტორსილიკატი Na_2SiF_6 სუპერფოსფატის წარმოების თანაპროდუქტია. წყალში უკეთ იხსნება, ვიდრე კალიუმის ფტორსილიკატი. გამოიყენება მინანქრის მოსამზადებლად.

სილიციუმის ტეტრაქლორიდი SiCl_4 მიიღება გა-

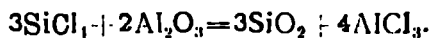
ცხელებისას სილიციუმზე ქლორის მოქმედებით ან ქლორის ნაკადში SiO_2 -ზე ნახშირის მოქმედებისას:



SiCl_4 მხრჩოლავი სუნის მქონე უფერული სითხეა, რომელიც ბოლავს ჰაერზე წყლის ორთქლთან ურთიერთქმედების გამო. ოთხქლორსილიციუმი წყალში ჰიდროლიზს განიცდის:



ამით აიხსნება SiCl_4 -ის ორთქლებისას ნისლის წარმოქმნა. ნისლის სისქე გაიზრდება, თუ ჰაერში ამიაკია. ამას იყენებენ ზღვაზე სამხედრო გემების შესანიღბავად. ოქსიდებთან გაცხელებისას ოთხქლორსილიციუმი ენერგიულად რეაგირებს. რეაქციის შედეგად მიიღება სილიციუმის დიოქსიდი და მეტალის ქლორიდი, მაგალითად:



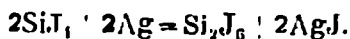
ზოგიერთი მეტალოიდის ოქსიდი აგრეთვე მიმოცვლის რეაქციაში შედის ოთხქლორსილიციუმთან, მაგალითად, ფოსფორის ანჰიდრიდი P_2O_5 , მიმოცვლის შედეგად წარმოქმნის ფოსფორის ოქსიქლორიდს POCl_3 , SO_2 წარმოქმნის $\text{S}_2\text{O}_5\text{Cl}_2$ -ს და სხვ. SiCl_4 მეტალურ ნატრიუმთან მხოლოდ წითელი ვარვარების პირობებში შედის რეაქციაში. ამ რეაქციის შედეგად მიიღება NaCl და ამორფული სილიციუმი.

სილანების ნაწილობრივი ჩანაცვლების პროდუქტებიდან შედარებით საინტერესო თვისებები აქვს სილიკოქლოროფორმს SiHCl_3 . მისი მიღება შეიძლება ქლორწყალბადის გატარებით გავარვარებულ სილიციუმზე. სილიკოქლოროფორმი, ანუ ტრიქლორსილანი უფერული, მოძრავი, ადვილად აქროლადი სითხეა. მისი ორთქლი ბოლავს ჰაერზე. SiHCl_3 წყალში ჰიდროლიზურად იშლება, ბენზოლსა და გოგირდნახშირბადში დაუშლელად იხსნება. SiHBr_3 და SiHJ_3 უფრო დაბალი მდგრადობით ხასიათდება, ვიდრე ტრიქლორსილანი.

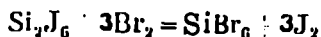
სილიციუმტეტრაბრომიდი SiBr_4 ქლორიდის ანალოგიურად მიიღება. ის წარმოადგენს უფერულს. ჰაერზე ძლიერ მბოლავ სითხეს, მეტალურ ნატრიუმთან შედარებით ადვილად შედის რეაქციაში.

სილიციუმტეტრაიოდიდი SiI_4 მიიღება წითელ ვარვარებამდე გახურებულ სილიციუმზე იოდის ორთქლის მოქმედებით. SiI_4 თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა. მისი გაცხელებით მიღებული ორთქლი ჰაერზე თვითააღდება და წითელი ალია იწვის.

სილიციუმის ტეტრაიოდინი დაწოლადებულ ვერცხლთან 300°-მდე გახურებისას წარმოქმნის სილიციუმის პექსაიოდის:



Si_2I_6 კარგად იხსნება გოგირდნახშირბადში. ასეთ ხსნარზე ბრომის მოქმედებით ექვსივე იოდ-ატომი შეიძლება ჩაენაცვლოთ:



სილიციუმის პექსაპალოგენიდები წყლისადმი მეტად გრძობიერი ნაერთებია. წყალთან ურთიერთქმედებისას მიიღება არამდგრადი ნაერთი. სილიციუმეჟანმეჟავა.

10. სილოქსანები და სილოქსენი. პალოგენჩანაცვლებული სილოქსანები ადვილად განიცდიან ჰიდროლიზს, რის შედეგადაც მიიღება ნაერთების მთელი ოჯახი, რომლებშიც სილიციუმის ატომები ერთიმეორესთან შეერთებული არიან ქანგბადის ბოგირით:

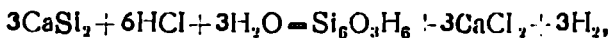


ასეთ ნაერთებს სილოქსანები ეწოდა. მაგალითად, ბრომმონოსილოქსანი და წყლის ურთიერთქმედებით მიიღება დისილოქსანი $(\text{SiH}_3)_2\text{O}$:



დისილოქსანი უფრო, უსუნო გაზია, პაერზე მდგრადი, აქვს წვის უნარი. დაწვის შედეგად მიიღება SiO_2 და წყალი. $\text{Si}_2\text{H}_6\text{Br}_2$ -იდან ანალოგიურად მიიღება ტეტრასილოქსანი.

სილიციუმის ნაერთების მეორე ჯგუფია სილოქსენი $(\text{Si}_6\text{O}_3\text{H}_6)_x$, რომელიც მიიღება C_2Si_2 -ზე მარილმეჟავას სპირტ-ხსნარის მოქმედებით:



სილოქსენი მყარი, უხსნადი ნივთიერებაა, მეტად გრძობიერი სინათლისა და პაერის მოქმედებისადმი. მას ციკლური აღნაგობა აქვს. მისი წყალბადები ადვილად შეიძლება პალოგენებით ჩაენაცვლოთ.

11. სილიციუმის ორგანული ნაერთები. ცნობილია სილიციუმის მრავალი ორგანული ნაერთი, რომელიც ნახშირბადის ნაერთების ანალოგიურია. ასეთია, მაგალითად. ორთოსილიციუმმეჟავას და ორთონახშირმეჟავას ეთილეთერები: $\text{Si}(\text{OC}_2\text{H}_5)_4$ და $\text{C}(\text{OC}_2\text{H}_5)_4$. სილიციუმორგანული ნაერთები წყალში არ იხსნება. პაერზე ისინი საკმაოდ ღირ მდგრადობას იჩენენ.

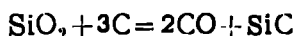
1936 წ. კ. ა. ანდრიანოვმა შეიმუშავა მაღალმოლეკულური სილიციუმორგანული ნაერთების სინთეზის მეთოდი, რომელიც საფუძვლად დაედო ამ ნაერთების წარმოებას. ამ ტიპის ნაერთები გამოიყენება თერმულად მდგრადი ლაქსაღებავების მოსამზადებლად. ზოგიერთი მათი პროდუქტი (სილიკონები) გამოიყენება ქსოვილებისათვის, საშენი მასალებისა და ქალაქისათვის შეუსველადობის მისანიჭებლად.

სილიციუმ-ორგანული ნიეთიერებების ერთ-ერთი არსებითი მნიშვნელობის თვისება ის არის, რომ მათი სიბლანტე ტემპერატურის დიდ ინტერვალში უცვლელი რჩება, ამას გარდა, აღსანიშნავია მათი დიდი ქიმიური მდგრადობა. სილიციუმორგანული ნაერთების სინთეზისათვის ამოსავალ ნიეთიერებად ჩვეულებრივ ოთხქლორსილიციუმი გამოიყენება.

სილიციუმისა და ნახშირბადის ნაერთების თვისებების არსებითი სხვაობა იმითაა განპირობებული, რომ Si—Si ბმის ენერგია დაახლოებით ორჯერ უფრო ნაკლებია, ვიდრე C—C-სა, ამიტომაც სილიციუმის ატომების გრძელი ჯაჭვები ადვილად წყდება, განსაკუთრებით მაშინ, როცა არის Si—O ბმის წარმოქმნის პირობები (Si—O ბმის $E = 431,1$ კჯ. ამიტომაც ნახშირბადის ნაერთების მრავალფეროვნება ბევრად უფრო მდიდარია, ვიდრე სილიციუმისა და საერთოდ არაორგანული ნაერთებისა. სილიციუმის ნაერთების ქიმიაში Si—O—Si ბმის სიმტკიცე ისეთსავე როლს ასრულებს, როგორსაც C—C ბმის სიმტკიცე ორგანულ ქიმიაში.

ნახშირბადის წრებრუნვისათვის დამახასიათებელია CO₂-ის შემთხვევაში H₂CO₃ ის სახით, სილიციუმის წრებრუნვისათვის კი — სილიკატების დაშლა თავისუფალი კაჟმიწის გამოყოფით.

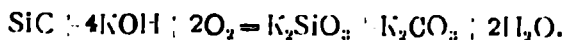
12. კარბორუნდი. სილიციუმორგანების ხსნართან ერთად ელექტროლუმელში 2000°C-მდე გახურებით მიიღება სილიციუმის კარბიდი — კ ა რ ბ ო რ უ ნ დ ი:



2200°C-ზე იწყება კარბორუნდის დაშლა, სილიციუმი ორთქლდება და რჩება გრაფიტი.

სუფთა სახით კარბორუნდი უფერო, გამჭვირვალე კრისტალებს წარმოქმნის, ტექნიკური პროდუქტი მინარეების გამო მუქი ფერისაა. კარბორუნდის სიმაგრე აღმასის სიმაგრეს უახლოვდება. ამიტომაც ის გამოიყენება როგორც აბრაზიული მასალა სალესი ქვების მოსამზადებლად.

ქიმიურად კარბორუნდი ინდიფერენტულია. მეფეებიდან მასზე HF და HNO₃-ის ნარევიც კი არ მოქმედება. ტუტეებთან შელღობისას ის ადვილად იშლება:



კარბორუნდი შედარებით მაღალი ელექტროგამტარობით ხასიათდება. ანტიომაც ის გამოიყენება ელექტროლუმების მოსამზადებლად. ამ ხისნებისათვის უფრო ხშირად გამოიყენება სილიცი. ის მზადდება კარბორუნდის ელემენტარული სილიციუმის და გლიცერინისაგან შედგენილი მასისაგან, რომელსაც გამოწვევენ აზოტის ან CO-ს არეში 1500° ტემპერატურაზე.

გარდა სილიციუმის დიოქსიდისა, ცნობილია სილიციუმის ოქსიდი SiO, რომელიც შეიძლება მივიღოთ SiO₂-ზე ელემენტარული სილიციუმის მოქმედებით მაღალ ტემპერატურაზე:



სილიციუმის ოქსიდი ბუნებაში არ მოიპოვება, ის ნელა იყვანება ჰაერზე, ადვილად იხსნება ტუტეებში და წყალბადის გამოყოფით სილიციუმმჭეავას მარილებს წარმოქმნის. SiO გამოიყენება როგორც კარგი საიზოლაციო მასალა.

2. 2. 2. გერმანიუმის ქვეჯგუფი

გერმანიუმის ქვეჯგუფის ელემენტები შეადგენენ დ. ი. მენდელეევის პერიოდული სისტემის მეოთხე ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფს, რომელიც. გარდა გერმანიუმისა, შეიცავს აგრეთვე კალას და ტყვიას. თითოეული ამ ელემენტის შემცველობა დედამიწის ქერქში მწკრივში — Ge (2·10⁻¹%), Sn (6·10⁻¹%), Pb (10⁻¹%) უმნიშვნელოდ იცვლება. გერმანიუმი შედარებით გაბნეული ელემენტია, კალა გვხვდება მინერალ კასიტერიტის (SnO₂) სახით, ხოლო ტყვია — გალენიტის (PbS) სახით.

2. 2. 3. 1. გერმანიუმი — Ge

ეკასილიციუმის არსებობა იწინასწარმეტყველა დ. ი. მენდელეევმა 1871 წელს. მანვე წინასწარ გაითვალისწინა ამ ელემენტის და მისი ნაერთების ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ეკასილიციუმი 1885 წ. აღმოაჩინა კლემენს ვინკლერმა ვერცხლის მადანში და უწოდა

მას გერმანიუმი. დ. ი. მენდელეევის მიერ წინასწარ გათვალისწინებული და ვინკლერის მიერ დადგენილი თვისებები შესანიშნავად დაემთხვა ერთმანეთს (იხ. თავი — პერიოდული სისტემა).

1. გერმანიუმის თვისებები. ბუნებაში გერმანიუმი იშვიათად გვხვდება მინერალების სახით. ასეთია არ გ ი რ ო დ ი ტ ი $4\text{As}_2\text{S}_3 \cdot \text{GeS}_2$ და გერმანიტი $6\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{GeS}_2$. ამას გარდა, გერმანიუმი მცირე კონცენტრაციებით სხვადასხვა მინერალებშიც გვხვდება. გერმანიუმს ლებულობენ ქვანახშირის და მურანახშირის ნაცირიდან და თუთიის წარმოების ნარჩენებიდან.

დიდი სხის განმავლობაში გერმანიუმს არაერთარი პრაქტიკული გამოყენება არ ჰქონია, მაგრამ უკანასკნელ წლებში მან განსაკუთრებული მნიშვნელობა მოიპოვა რადიოტექნიკასა და ტელემექანიკაში, სადაც გამოიყენება როგორც ნახევრადგამტარი.

გერმანიუმის სულფიდი ადვილად იყენება აზოტმჟავას მოქმედებით. გერმანიუმის ოქსიდის გახურებით ნახშირთან ერთად ან ოქსიდის გახურებით წყალბადის არეში მიიღება მეტალური გერმანიუმი.

გერმანიუმი მყიფე, მონაცრისფრო-თეთრი ბრჭყვიალა მეტალია. ლღევა 958°C -ზე. გერმანიუმი კომპაქტურ მდგონარეობაში (სხმული ან ნაჭრების სახით) ჰაერზე გათბობის დროსაც კი არ იცვლება. ფხვიერი გერმანიუმი ზომიერი გაცხელების დროს წარმოქმნის დიოქსიდს GeO_2 -ს. გერმანიუმი წყალბადს უშუალოდ არ უერთდება. მთელ რიგ მეტალებთან გერმანიუმი შენადნობებს წარმოქმნის.

მარილმჟავაში და განზავებულ გოგირდმჟავაში გერმანიუმი არ იხსნება, ხოლო ცხელ გოგირდმჟავაში გერმანიუმის გახსნა დაკავშირებულია SO_2 -ის გამოყოფასთან:



ზომიერი კონცენტრაციის აზოტმჟავას მოქმედებით მიიღება გერმანიუმის დიოქსიდის ჰიდრატი $\text{Ge}(\text{OH})_4$, $\text{GeO}(\text{OH})_2$:



ტუტების მოქმედებით მიიღება გერმანატები, მჟავების მოქმედებით კი — გერმანიუმის მარილები.

გერმანიუმის როლი, როგორც ნახევრად გამტარი მასალისა. თანამედროვე ტექნიკაში გერმანიუმმა და სილიციუმმა ფართო გამოყენება მოიპოვა, როგორც ნახევრადგამტარულმა მასალამ.

ნახევრადგამტარი ეწოდება ნივთიერებას, რომელსაც, მეტალების მსგავსად, ელექტრონული გამტარობა აქვს, მაგრამ მეტალებისაგან

ინით გასხვავდება, რომ მასში დენის გადამტანები არც თუ ისე ბევრია და მათი რიცხვი მნიშვნელოვნად იზრდება ტემპერატურის გაღვივებისას. დასხივების და მცირე მინარევების შეტანისას.

უმნიშვნელოვანესი ნახევრადგამტარებია მეოთხე ჯგუფის ელემენტები — გერმანიუმი და სილიციუმი.

თუ ნახევრადგამტარის კრისტალურ ნესერში შევტანთ ისეთ მინარევს. რომლის ვალენტოვნება აღემატება ძირითადი ატომების ვალენტოვნებას, მაშინ მინარევის ატომები დონორების როლში აღმოჩნდებიან, ისინი თავის ელექტრონებს გადასცემენ ძირითად ატომებს, ე. ი. აქცეპტორებს. გერმანიუმისათვის დონორები იქნებიან მეხუთე ჯგუფის ელემენტები (As, Sb). მინარევის ატომები, რომელთა ვალენტოვნება ნაკლებია, ვიდრე ძირითადი ატომისა. წარიტაცებენ ელექტრონებს და აქცეპტორის როლში იქნებიან. გერმანიუმისათვის აქცეპტორი იქნება მესამე ჯგუფის ელემენტები (Jn, Tl).

დონორის შემცველ ნახევრადგამტარში დენის გადამტანი თავისუფალი ელექტრონებია, ე. ი. უარყოფითი მუხტები. ასეთ ნახევრადგამტარს ელექტრონული. ანუ n -ტიპის ნახევრადგამტარი ეწოდება.

აქცეპტორის შემცველ ნახევრადგამტარში ჩნდება თავისუფალი ადგილები ელექტრონებისათვის — ელექტრონული ვაკანსიები, რომლებიც შეიძლება განვიხილოთ როგორც დადებითი მუხტები, ანუ სვრეტები.

მეზობელ ელექტრონს შეუძლია გადავიდეს ვაკანტურ ადგილზე და ამით ახალი ადგილი გაათავისუფლოს. ასეთი პროცესი შეიძლება განვიხილოთ როგორც თავისუფალი სვრეტების გადანაცვლება. ამიტომაც აქცეპტორის შემცველ ნახევრადგამტარს უწოდებენ სვრეტოტ გამტარს, ანუ p -ტიპის ნახევრადგამტარს. სინათლის მოქმედებისას ნახევრადგამტარის ელექტრონების ნაწილი თავისუფლდება. ე. ი. წარმოიქმნება თავისუფალი ელექტრონები და სვრეტები, რომლებიც განაპირობებენ გამტარობას

დონორებისა და აქცეპტორების შეტანით ნახევრადგამტარებში აღიზნადდება დიოდები და ტრიოდები, ე. წ. ტრანზისტორები, რომლებიც რადიომილაკების ანალოგიურია. მათ იყენებენ რადიოტექნიკაში, ტელევიზიაში, გამომთვლელ მანქანებში როგორც ნახევრადგამტარებს. დიდი გამოყენება ეძლევა ამჟამად მესამე და მე-ხუთე ჯგუფის ელემენტების ქიმიურ ნაერთებს. როგორცაა. შავალითად, ანტიმონიანი ინდიუმი $AlSb$, დარიშხანიაჩი გალიუმი $GaAs$. ისინი დიდ ვაძნობიერებას იჩენენ ინფრაწითელი სხივებისადმი. აქ ელექტრონებისა

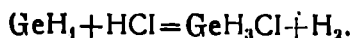
და სვრეტების შეერთება იძლევა ინტენსიურ გამოსხივებას (სინათლის ქვანტური გენერატორი, ანუ ლაზერი, რომელსაც ელექტრული ენერჯია სხივურში გადააქვს).

2. გერმანიუმის (IV) ნაერთები. გერმანიუმის წყალბადები. გერმანიუმის ქლორიდის შემცველ გოგირდშეკავაზე თუთიის მოქმედებით მიიღება გერმანიუმის წყალბადები GeH_4 . თუ ამ გაზს გავარდნებულ ნივთიერების მილში გავატარებთ, თერმული დისოციაციის გამო მილის შიგნით ზედაპირზე გამოიყოფა მეტალური გერმანიუმი სარკის სახით:

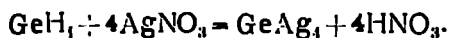


ქიმიურად სუფთა მონოგერმანი GeH_4 მიიღება Mg_2Ge -ის დამუშავებისას ამონიუმის ბრომიდით თხევად ამიაკში. Mg_2Ge -ზე მკვლევების მოქმედებით, გარდა მონოგერმანისა, მიიღება დიგერმანი Ge_2H_6 და ტრიგერმანი Ge_3H_8 . მათი დაცილება ფრაქციონირებით შეიძლება. ამათგან ყველაზე მდგრადია GeH_4 .

სილანების მსგავსად, გერმანიუმის წყალბადნაერთების წყალბადი ადვილად ჩაინაცვლება ჰალოგენებით, რისთვისაც საკმარისია მათზე ჰალოგენწყალბადით მოქმედება:



მეთანისაგან და სილანისაგან განსხვავებით, გერმანიუმის ჰიდრიდი ადვილად შედის მეტალურ ნატრიუმთან ჩაინაცვლების რეაქციაში, რის შედეგადაც მიიღება ნატრიუმის ჰიდროგერმანიდი NaGeH_3 . ვერცხლთან რეაქცია შემდეგი გზით მიდის:



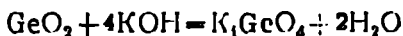
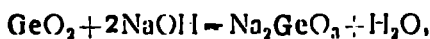
შედარებით კარგადაა შესწავლილი გერმანიუმის ქლოროფორში GeHCl_3 , რომელიც ადვილად მიიღება გათბობის დროს დაფხვიერებულ გერმანიუმზე ქლორწყალბადის გატარებისას:



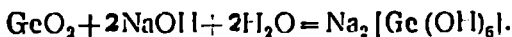
გერმანიუმის ქლოროფორში უფრო სითხეა, წყალთან ურთიერთქმედებისას გამოილექება გერმანიუმის (II) ჰიდროქსიდი. ცნობილია აგრეთვე გერმანიუმის ქლოროფორმის შემდეგი ნაწარმი CsGeCl_3 . აქედან ჩანს, რომ გერმანიუმის ქლოროფორმის უნდა განვიხილოთ როგორც კომპლექსური ნაერთი $\text{H}[\text{GeCl}_3]$, მეორე მხრივ, თავისი ფიზიკური თვისებებით გერმანიუმის ქლოროფორმის ემსგავსება ჩვეულებრივ ქლოროფორმს.

გერმანიუმის დიოქსიდი და გერმანატები. გერმანიუმის დიოქსიდი GeO_2 , მიიღება მეტალის ძლიერი გახურებით ან სულფიდის გახურებით ჟანგბადის ნაკადში. ან აღნიშნული ნივთიერებების დაჟანგვით კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში. GeO_2 თეთრი ნივთიერებაა, ლღვება $1115^{\circ}C$ -ზე. გერმანიუმის (IV) ოქსიდი წყალში ზომიერედ იხსნება. წყალში ხსნადობა დამოკიდებულია დიოქსიდის აღებულ რაოდენობაზე. ეს ნიშნავს, რომ გერმანიუმის დიოქსიდი ხსნარში გადადის არა მარტო მოლეკულურად დისპერსიულ მდგომარეობაში, არამედ კოლოიდურშიც, რის შედეგადაც მიიღება ზოლი.

გერმანიუმის დიოქსიდი ძნელად იხსნება მჟავებში, ადვილად — ტუტეებში. აქედან ჩანს, რომ გერმანიუმის დიოქსიდის მჟავური თვისებები მის ფუძე თვისებებს სჭარბობს. გერმანიუმის დიოქსიდის ტუტეებთან შელლობით ან წყალხსნარში ურთიერთქმედებით მიიღება გერმანატები. ასეთია, მაგალითად, ოთოგერმანატი Li_2GeO_4 , შეტაგერმანატი Na_2GeO_3 , დიგერმანატი $Na_2Ge_2O_7$, ტეტრაგერმანატი $Na_4Ge_4O_{16}$. გერმანიუმმჟავა H_2GeO_3 არსებობს მხოლოდ წყალხსნარებში ნახშირმჟავას მსგავსად. ტუტეებთან შელლობით მიიღება:

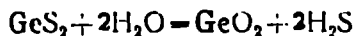


სოლო ტუტის ხსნარში —



გერმანიუმის დიოქსიდი გამოიყენება ოპტიკური მინის მოსამზადებლად, ამ მიზნით, SiO_2 -ის ნაწილობრივად შეცვლით GeO_2 -ით მიიღება ძლიერ გამჭვირვალე, დიდი შუქტეხის კოეფიციენტის მქონე მინა.

გერმანიუმის დისულფიდი. გერმანიუმის დიოქსიდის ძლიერ შემჟავებულ ხსნარში გოგირდწყალბადის ვატარებისას გამოილეკება გერმანიუმის დისულფიდი GeS_2 თეთრი ნალექის სახით. GeS_2 ზომიერად იხსნება წყალში. მისი ხსნარი ჰიდროლიზურ დაშლას განიცდის:



გერმანიუმის დისულფიდი იხსნება გოგირდოვან ამონიუმში. რის შედეგადაც მიიღება ამონიუმის თიოგერმანატი:



ბეჟეების სოწმედებით თიოგერმანატი იშლება, რადგან რეაქცია მარჯნიდან მარცხნივ მიდის.

თიოგერმანატებთან თავისი აღნაგობით ახლოს დგას მინერალი აზგროდიტი და გერმანიტი, რომლებიც ორმაგი სულფიდებია.

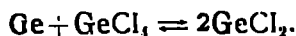
გერმანიუმის ტეტრაჰალოგენიდები. GeCl_4 , წარმოიქმნება გერმანიუმის წვის დროს. ქლორის ნაკადში მისი მიღება შეიძლება აგრეთვე გერმანიუმის ორქანგზე მბოლავი მარილმჟავას სოქმედებით წნევის ქვეშ.

გერმანიუმის ტეტრაქლორიდი უფერული სითხეა, დღეს 83°C -ზე. წყალთან ურთიერთქმედებისას ოთხქლორიანი გერმანიუმი ჰიდროლიზს განიცდის.



კონცენტრირებულ მარილმჟავასთან GeCl_4 წარმოქმნის გერმანქლორწყალბადმჟავას $\text{H}_2[\text{GeCl}_6]$. მისი ნაწარმი $\text{C}_2[\text{GeCl}_6]$ ლია ყვითელი კრისტალებია.

გერმანიუმის ტეტრაქლორიდის მეტალურ გერმანიუმთან გაცხელებისას მიიღება დიქლორიდი:



გერმანიუმქლოროფორმისა და ვერცხლის ოქსიდის ურთიერთქმედებით მიიღება გერმანოქსიქლორიდი GeOCl_2 , რომელიც გაცხელებისას წარმოქმნის თავისუფალ ქლორს და GeO -ს.

გერმანიუმის ტეტრაფტორიდი $\text{GeF}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ უფერული კრისტალებია. ფტორკალიუმთან წარმოქმნის კალიუმის ფტორგერმანატს $\text{K}_2[\text{GeF}_6]$, რომელიც ფტორსილიკატების იზომორფულია.

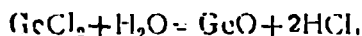
გერმანიუმის ტეტრაბრომიდი GeBr_4 (უფერული კრისტალები) დატეტრაიოდიდი GeI_4 (ნარინჯი კრისტალები) უფრო ადვილად იშლება წყალში, ვიდრე ტეტრაქლორიდი.

3. გერმანიუმის (II) ნაერთები. გერმანიუმის ქლორიდი GeCl_2 ზიიღება GeCl_4 ის ორთქლის გატარებისას მეტალურ გერმანიუმზე:



ამ რეაქციის მიმდინარეობას გაცხელება სჭირდება. GeCl_2 უფერული ნივთიერებაა, გათბობისას ნარინჯის ფერი ხდება.

წყალთან გერმანიუმის ქლორიდი შედის რეაქციაში:



რაც შედეგადაც გერმანიუმის ჰიდრატირებული ოქსიდი მიიღება.

გერმანიუმის ბრომიდი GeBr_2 მიიღება მეტალურ გერმანიუმზე HBr ის მოქმედებით. GeBr_2 იერთებს HBr -ს და წარმოქმნის ტრიბრომგერმანს GeHBr_3 . ტრიბრომგერმანი უფერული სოთხეა. GeJ_2 ყვითელი ფერის კრისტალებია. გაცხელებისას ეანგვა-აღდგენითი რეაქცია აღიძვრება:



გერმანიუმის ოქსიდი GeO მიიღება გერმანიუმის ქლორიდზე GeCl_2 ტუტის მოქმედებით. ამ რეაქციის შედეგად მიიღება გერმანიუმის ჰიდროქსიდი $\text{Ge}(\text{OH})_2$ ყვითელი ნალექის სახით. $\text{Ge}(\text{OH})_2$ -ის გახურებით აზოტის ნაკადში მიიღება შავი ფერის კრისტალური ოქსიდი GeO .

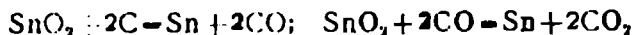
გერმანიუმის სულფიდი GeS მიიღება დისულფიდის აღდგენით წყალბადის ნაკადში ზომიერი გათბობის დროს. GeS მოშავო ნაცრისფერ ფურცლოვან კრისტალებს წარმოქმნის, მარილმყავა ხსნარიდან კი გოგირდწყალბადი ლექავს მურაწითელი ფერის სახით.

2. 2. 8. 2. კ ა ლ ა — Sn

1. კალა ბუნებაში. კალის უმნიშვნელოვანესი და მასთან თითქმის ერთადერთი მადანი არის კალაქვა SnO_2 (კასიტერიტი). ეს მინერალი ჩართულია სხვადასხვა ქანებში (გრანიტი, თიხა, ქვიშა) მარცვლების სახით. კალაქვას ხშირად ახლავს კალის კოლჩედანი $\text{Cu}_2\text{S} \times \text{FeS} \cdot \text{SnS}_2$. იშვიათად გვხვდება თვითნაბადი კალა ოქროსთან ერთად.

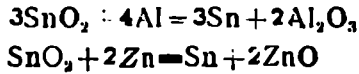
კალა ძველი დროიდან ცნობილი მეტალია. ჯერ კიდევ კაცობრიობის კულტურის გარეუბრეზე 6000 წლის წინ ჩვ. წ. აღრ. მას იყენებდნენ ბრინჯაოს მოსამზადებლად (ბრინჯაოს ხანა).

2. მიღება. მეტალური კალა მიიღება სათანადო ღუმელებში ნახშირის საშუალებით, კალაქვის აღდგენის გზით 1000°C -ზე.

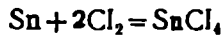


პირველი გამოდნობისას მიღებული კალა მთელ რიგ მინარევებს შეიცავს. მათი მოცილების მიზნით კალას გადაადნობენ და რკინა. როგორც უფრო ძნელადღობადი. მაგარი შენადნობის სახით რჩება. დანარჩენი მინარევების მოსაშორებლად გაღობილ კალაში გაატარებენ ჰაერს. ენერგიულად მორევის დროს მინარევების დაქანვის შედეგად რჩება სუფთა კალა.

მეტალური კალის ზისაღებად მიმართავენ აგრეთვე ალუმინთერ-
ზიას ან ცინკთერზიას



დიდი მნიშვნელობა აქვს ნაყარიდან კალის რეგენერაციას. ამი-
სათვის „თეთრი თუნუქის“ (კონსერვის ქილების) ჩამონაჰრებს, რო-
მელიც 2—3% კალას შეიცავს (ანოდი), ჩაუშვებენ ნატრიუმის ტუ-
ტის ხსნარში და ელექტროლიზით კათოდზე გამოლექავენ კალას ან
კალის მისაღებად მას თავისუფალი ქლორით დაამუშავებენ 500°C-ზე.
ქლორი ბევრად უფრო ადვილად შედის რეაქციაში კალასთან, ვიდრე
რკინასთან. ამ შემთხვევაში კალა ტეტრაქლორიდის სახით მიიღება:



მ. ჟვისებები. კალა მოვერცხლისფრო-თეთრი ბრჭყვილა მეტა-
ლია. მას მსხვილკრისტალური აღნაგობა აქვს. კალის ღერობის მო-
ლუნვისას ხდება კრისტალების გლეჯა პობადობის სიბრტყეზე და ამი-
ტომაც ისმის თავისებური ტკაცანი. კალა კარგად იჰედება, ამიტომაც
იგლინება ძალზე თხელ (0,0025 მმ) ფურცლებად (სტანოლი, ანუ კა-
ლის კლიტა). ნალლობის გაცივებით კალა მიიღება ტეტრაგონალური
კრისტალის სახით (თეთრი კალა). თეთრი კალა ე. წ. β—კალა პარა-
მაგნიტურია, მდგრადია 13,2—161°C ინტერვალში. 161°C-ზე კალა
ტეტრაგონალურიდან რომბულ კრისტალურ ფორმად გარდაიქმნება.
ეს ფორმა მეტად მყიფეა, ამიტომაც ადვილია (განსაკუთრებით
200°C-ზე) მისი დაფხვიერება. კალის მესამე სახესხვაობა — ნაცრის-
ფერი ფხვიერი კალა მდგრადია +13,2°C-ზე უფრო დაბალ ტემპერა-
ტურებზე. +13,2°C დაბლა თეთრი კალა ძალიან ნელა გარდაიქმ-
ნება ფხვიერ სახესხვაობად, ნაცრისფერ მოდიფიკაციაში გადასვლის
დროს კალისაგან მომზადებული საგნები მთლიანად იშლება, ფხვი-
ერდება.

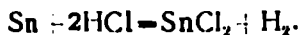
ნაცრისფერ მოდიფიკაციაში ანუ α—მდგომარეობაში გადასვლა
მაქსიმალურ სიჩქარეს — 48 გრადუსზე აღწევს. თეთრი კალის ნაც-
რისფერ სახესხვაობაში გადასვლას აჩქარებს ნაცრისფერ კალასთან
შეხება. ამიტომ ადვილია ეს გარდაქმნა გადაედოს (დაავადების მსგავს-
ად) კალისგან მომზადებულ ნაკეთობებს. ამიტომაც ამ მოვლენას თა-
ვის დროზე „კალის კირი“ ეწოდა¹. 13,2°-ზე ზევით, ხოლო გაღლობი-
სას ნაცრისფერი კალა კვლავ თეთრ კალად გარდაიქმნება.

¹ 1912 წ. სკოტის ექსპერიმენტი საბჭოთა პოლენისაგან მზავრობისას დაიღუ-
პა იმის გამო, რომ გახსნა თხევადი საწყვიტ სასიე ქურკლები, რომელთა კედ-
ლები სუფთა კალით იყო მირჩილული ეკთმანეთთან და სათბობი დაიდგარა.

კალა ჭაერის და წყლის მიმართ მდგრადია. გახურებისას კალა იჟანგება ჰაერზე, რის შედეგადაც წარმოიქმნება კალის დიოქსიდი SnO_2 .

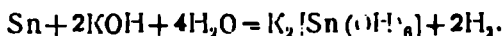
თავისუფალი პალოგენების მოქმედებისას მიიღება კალის ტეტრა-პალოგენიდები. ფტორი ოთახის ტემპერატურაზე არ მოქმედებს კალაზე. გაცხელებისას კი აალებით უერთდება მას. ქლორი და ბრომი კალაზე ოთახის ტემპერატურაზე მოქმედებენ, იოდი კი მხოლოდ ოდნავ გაცხელებას მოითხოვს. კალა ენერგიულად უერთდება გოგირდს, სკლენს, ტელურს, ხოლო ფოსფორს — გაცხელების დროს.

კალა ყველაზე ადვილად იხსნება კონცენტრირებულ მარილმჟავაში:



კალაზე მოქმედებს კონცენტრირებული აზოტმჟავაც, რის შედეგადაც მიიღება წყალში უხსნადი თეთრი ფხვნილი, ე. წ. β-კალამჟავა (იხ. ქვემოთ). კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში კალა ნელა იხსნება, რასაც თან ახლავს SO_2 -ის გამოყოფა.

ტუტეებში დუღილის დროს კალა სხნარად გარდაიქმნება ჰიდროქსოსტანატის სახით:



4. კალის გამოყენება. კალის დიდი რაოდენობა ხმარდება თეთრი თუნუქის მომზადებას. ამისათვის რკინის ფურცელს გოგირდმჟავათი დაამუშავენ და შემდეგ ჩაუშვებენ გაღვობილ კალაში (მოკალვა). კალა იცავს რკინას კოროზიისაგან.

საკონსერვო ქილებისათვის თეთრი თუნუქის მოსამზადებლად გამოყენებულ უნდა იქნეს სუფთა კალა, რომელიც არ შეიცავს ტყვიას, რადგან ტყვია მავნეა და, ამას გარდა, ტყვია აძლიერებს განზავებული მჟავების მოქმედებას კალაზე.

კალას შეიცავს ბრინჯაო (10% Sn, 90% Cu). კალა გამოყენებულია საკისარე შენადნობის მოსამზადებლად. ლითონის მისარჩილავად ხმარობენ მინარჩილს (კალას შენადნობს 50% ტყვიასთან). კალას შენადნობიდან მნიშვნელოვანია აგრეთვე ს ა ს ტ ა მ ბ ო შე ნ ა დ ნ ო ბ ი (5—30% Sn, 10—20% Sb, დანარჩენი Pb).

5. კალის ნაერთები. კალა წარმოქმნის Sn(II) და Sn(IV)-ის შესაბამის ნაერთებს. გარდა იონურისა, კალა კოვალენტური ბმებითაც შედის ნაერთში (მაგალითად SnH_4). კალის იონები Sn^{2+} და Sn^{4+} წყალხსნარებში ისევე როგორც მარილებში, უფეროა. Sn^{2+} ადვი-

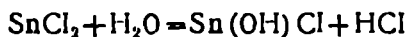
ლად გადადის Sn^{4+} მდგომარეობაში როგორც მყავე, აგრეთვე ტუტე ხსნარებში.

კალის ჰიდრიდი. კალის ჰიდრიდი SnH_2 მიიღება კალისა და მაგნიუმის შენადნობზე Mg_2Sn მარილმყავას მოქმედებით. ეს საკმაოდ მდგრადი ნაერთია. მეტალური კალა მნიშვნელოვნად აჩქარებს მის დაშლას. ამ ნაერთში კალის ატომი კოვალენტური ბმებითაა შებმული წყალბად-ატომებთან.

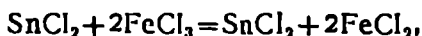
კალის ჰიდრიდი არ იშლება მყავეებში ან ტუტეებში გატარებისას. ძლიერი გაცხელებით ის განიცდის თერმულ დაშლას.

კალის ჰიდრიდი ძლიერი საწამლაგია.

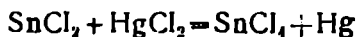
კალის (II) ნაერთები. კალის დიოქსიდი — SnCl_2 უწყლო მდგომარეობაში მიიღება კალის გაცხელებისას ქლორწყალბადის ნაკადში. კალის გახსნისას მარილმყავაში მიიღება $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, ე. ი. „კალის მარილი“. კალის დიქლორიდის ხსნარი განზავებისას იმდრევეა ჰიდროლიზის შედეგად გამოყოფილი ფუძე მარილის გამო:



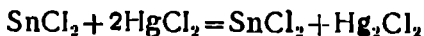
კალის დიქლორიდი ძლიერი აღმდგენია. Fe^{3+} იონებს ის Fe^{2+} იონებად აღადგენს:



Hg^{2+} იონებს მეტალურ ვერცხლისწყლად აღადგენს:



ან, თუ ვერცხლისწყლის მარილის რაოდენობა დიდია, Hg^{2+} იონებს $(\text{Hg}_2)^{2+}$ -მდე აღადგენს:



აღნიშნულის გარდა, კალის დიქლორიდი პერმანგანატს — მანგანუმის მარილებამდე აღადგენს და ა. შ. ჰაერის ქანგბადით ის ადვილად იქანგება წყალხსნარებში:

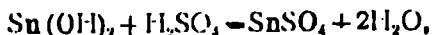


ტუტე მეტალების ქლორიდების დამატებით კალის ქლორიდის ხსნარებიდან მიიღება ქლორსტანიტები $\text{M}^I[\text{SnCl}_3]$ და $\text{M}_2^I[\text{SnCl}_4]$ კრისტალების სახით.

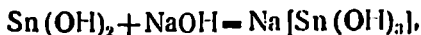
ტექნიკაში კალის დიქლორიდი ფართო გამოყენებას პოულობს როგორც აღმდგენი, როგორც ფერმკვრივი და როგორც კატალიზატორი.

კალის ოქსიდი და ჰიდროქსიდი. კალის (II) მარილის ხსნარზე ტუტე მეტალის კარბონატით ან ტუტის მცირე რაოდენობის მოქმედებით კალის ჰიდროქსიდი $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ილექება თეთრი, მცირედხსნადი ნალექის სახით.

კალის ჰიდროქსიდი $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ადვილად იხსნება მჟავებში და ტუტეებში. მჟავაში გახსნისას მიიღება კალის მარილი



ამ რეაქციის დროს კალის ჰიდროქსიდი თავს იჩენს როგორც ფუძე-ძლიერი ფუძეების მიმართ კი ის მოქმედებს როგორც ანჰიდრიდმჟავა:

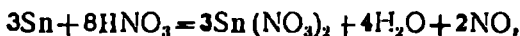


მიღებული ჰიდროქსომარილი წარმოადგენს ჰიდროქსოსტანიტს, რომელიც ჰიდროქსოციანატის ანალოგიურია.

კალის ჰიდროქსიდის გათბობით მიიღება მუქი ფერის კალის ოქსიდი SnO , რომელიც ადვილად იხსნება მჟავებში.

კალისა და გოგირდწყალბადის მოქმედებით გამოილექება ყავისფერი კალის მონოსულფიდი SnS . განზავებულ ძლიერ მჟავებში კალის მონოსულფიდი არ იხსნება, არ იხსნება აგრეთვე ამონიუმის სულფიდის გავლენითაც, სამაგიეროდ კარგად იხსნება მრავალგოგირდოვან ამონიუმში.

კალის ნიტრატის მიღება შეიძლება ოქსიდზე SnO -ზე აზოტმჟავას მოქმედებით ან განზავებულ აზოტმჟავაში კალის გახსნით:



მიღებული კრისტალები $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ განითხევა ჰაერზე.

კალის (IV) ნაერთები. კალის ტეტრაქლორიდი — SnCl_4 მიიღება სინთეზური გზით მეტალურ კალაზე თავისუფალი ქლორის მოქმედებით 300°C -ზე. SnCl_4 ჰაერზე მბოლავი უფერული დიამაგნიტური სითხეა. წყალში კალის ტეტრაქლორიდი კარგად იხსნება. ამ დროს დიდი რაოდენობით გამოიყოფა სითბო. მცირე კონცენტრაციების დროს კალის ტეტრაქლორიდი განიცდის ჰიდროლიზს, რის შედეგადაც ხსნარი იმღვრევა:



ამ რეაქციის დროს გამოყოფილი კალის ორჯანგი ხსნარში კოლოიდურ მდგომარეობაში რჩება, ხოლო მარილმჟავა შეუერთდება კალის ტეტ-

ჩაქლორიდს და წარმოქმნის ჰექსაქლორკალამეფავას $H_2[SnCl_6]$. მის მარილებს ჰექსაქლორსტანატებს უპასუხებს ფორმულა $M_2^X[SnCl_6]$, პრაქტიკული გამოყენება მოიპოვა ამონიუმის ქლორსტანატმა $[NH_4]_2SnCl_6$. ე. წ. ვარდისფერმა მარილმა სამღებრო საქმეში, როგორც ფერმკერმა.

ცნობილია მრავალი ჰექსაფტორსტანატი, მაგალითად $(NH_4)_4[SnF_6]$, $K_2[SnF_6] \cdot 2H_2O$, $Ca[SnF_6] \cdot 2H_2O$ და სხვ.

კალის ტეტრაქლორიდი იერთებს NH_3 , PH_3 , PCl_3 , $POCl_3$, $SnCl_4$ და სხვ. $SnCl_4$ გამოიყენება როგორც ფერმკერი, როგორც კატალიზატორი დაქლორების რეაქციების დროს და როგორც კონდენსაციის რეაქციების დამჩქარებელი ორგანულ ქიმიაში.

კალის ტეტრაბრომიდი $SnBr_4$ მიიღება კალისა და ბრომის უშუალო შეერთებით. მისი წყალხსნარებიდან კრისტალების სახით მიიღება ჰექსაბრომკალამეფავა H_2SnBr_6 . კალის ტეტრაიოდიდიც მარტივი ნავთიერების უშუალო შეერთებით მიიღება. SnI_4 -ის ძლიერი ჰიდროლიზის გამო იოდსტანატები წყალხსნარებიდან არ მიიღება, თუმცა სპირტხსნარებიდან მიიღება ჰექსაიოდსტანატები.

კალის დიოქსიდი. კალის დიოქსიდი SnO_2 თეთრი, წყალში უხსნადი ნივთიერებაა, მიიღება მისი გახურებით ჟანგბადის არეში, მკვავების და ტუტეების ხსნარები. მასზე თითქმის არ მოქმედებენ. მისი გადაყვანა ხსნად მდგომარეობაში შეიძლება ტუტესთან შელღობით, რის შედეგადაც წარმოიქმნება მეტასტანატი:



რომელიც თავისუფალი სახით უცნობი მეტაკალამეფავას მარილს წარმოადგენს.

სოდისა და გოგირდის ნარევეთან შელღობით მიიღება აგრეთვე ხსნადი მარილი თიოსტანატი:



კალის (IV) ოქსიდი წყალბადის ნაკადში გახურებისას მეტალურ კალამდე აღდგება. ქლორის მოქმედებით SO_2 -დან კალის ტეტრაქლორიდი მიიღება:

კალის ორჯანგი გამოიყენება თეთრი მინანქრის და ჭიქურის მოსამზადებლად.

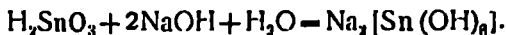
კალამეფავები და სტანატები თუ კალის (IV) ოქსიდს შეეაღობთ ნატრიუმის ტუტესთან და მიღებულ ნალღობს

წყლით დაეამუშავებთ, მაშინ კონცენტრირებული ხსნარიდან გამო-
კრისტალდება $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{SnO}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ შედგენილობის ადვილად ხსნადი
მარილი. რადგან წყალი მკიდროდაა შებმული ამ ნაერთში, ამიტომ
მისი აღნაგობა შეიძლება გამოვსახოთ ფორმულით $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$,
რასაც შეესაბამება სახელწოდება ჰექსაჰიდროქსოსტანატი. გარდა ნატ-
რიუმის მარილისა, ცნობილია ამ ტიპის მრავალი სხვა ნაერთებიც.

რენტგენსტრუქტურულმა ანალიზმა დაადასტურა წარმოდგენა
იმის შესახებ, რომ სტანატებს საფუძვლად უქვეს რადიკალი
 $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$. სტანატები თავისუფალი სახით უცნობი $\text{H}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$
მყავას მარილებს წარმოადგენენ. მყავების მოქმედებისას სტანატებიდან
ჩვეულებრივ გამოილექება დიდი მოცულობის თეთრი ნალექი გელის
სახით, რომელიც წყლის ცვლად რაოდენობას შეიცავს. გელის დაბე-
რების შემდეგ ის კარგავენ მყავების გახსნის უნარს. ამ ნალექებს კალა-
მყავებს უწოდებენ და მყავაში ხსნად და უხსნად ფორმებს აღნიშნა-
ვენ როგორც α - და β^1 -კალამყავებს. β -კალამყავა ჩვეულებრივად მი-
იღება მეტალურ კალაზე კონცენტრირებული აზოტმყავას მოქმედე-
ბისას:



α -კალამყავა ადვილად იხსნება ტუტეებში და კვლავ წარმოქმ-
ნის კომპლექსურ ანიონს $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$:



ეს მარილი გამოიყენება სამღებრო საქმეში ფერმჭერად.

α -კალამყავა იხსნება მყავებში. რის შედეგად წარმოიქმნება
ოთხეალენტოვანი კალის მარილები. მაგალითად.



β -კალამყავა არ იხსნება არც მყავებში, არც ტუტეებში. ხსნად
მდგომარეობაში გადასაყვანად საჭიროა მისი შევლობა ტუტეებთან.

α -კალამყავა იმ ხსნართან ხანგრძლივი შეხებისას, რომლიდანაც
ის გამოილექება. თანდათან გარდაიქმნება β -კალამყავად.

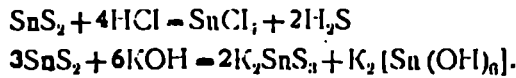
კ ა ლ ის დ ის უ ლ ფ ი დ ი და თ ი ო ს ტ ა ნ ა ტ ე ბ ი ო თხ-
ლენტოვანი კალის მარილების ხსნარებიდან გოგირდწყალბადის გატა-
რებისას გამოილექება ყვითელი ფერის დისულფიდი SnS_2 . იმავე

¹ მეტა α — H_2SnO_3 .

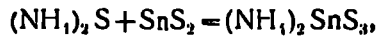
მეტა β — $(\text{H}_2\text{SnO}_3)_x$, ვ. ა. $\text{H}_{10}\text{Sn}_2\text{O}_{11}$.

შედგენილობის ნაერთი მიიღება კალის ნახერხის, გოგირდის და ნიჟარის ნარევის გახურებით. ამ გზით მიღებულ დისულფიდს SnS_2 ოქროსფერი ქერცლის სახე აქვს, რის გამოც მას „მოზაიკური ოქრო“ ეწოდა. მოზაიკური ოქრო გამოიყენება ბრინჯაოსფერი საღებავების დასამზადებლად.

კალის დისულფიდი ადვილად იხსნება ზომიერი კონცენტრაციის მჟავებში და ტუტეებში:



კალადისულფიდი ადვილად იხსნება ამონიუმის ან ტუტე მეტალების სულფიდების ხსნარებში, რის შედეგადაც მიიღება კარგად ხსნადი თიოსტანატები



რომლებიც თავისუფალი სახით უცნობი თიოკალამჟავას, H_2SnS_3 -ის მარილს წარმოადგენს. მჟავების მოქმედებით თიოსტანატები იშლება და გოგირდწყალბადთან ერთად კვლავ წარმოიქმნება კალის დისულფიდი:

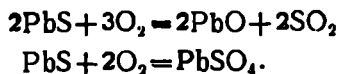


თიოკალამჟავა ამ მხრივ დიდ მსგავსებას იჩენს სხვა თიომჟავებთან.

2. 2. 3. 3. ტყვია — Pb

1. ტყვია ბუნებაში და მისი მოპოვება. ყველაზე მეტად გავრცელებული ტყვიის მადანი ბუნებაში არის ტყვიის კრიალა, გალენიტი, PbS . შედარებით იშვიათია გალენიტიდან წარმოქმნილი მინარალები ან გლეზიტი PbSO_4 , ცერუსიტი PbCO_3 და ს.ს. იშვიათად თვითნაბადი ტყვიაც გვხვდება, რომელიც ტყვიის კრიალას ახლავს.

ტყვიის გამოდნობას გალენიტიდან საფუძვლად დაედო ლუმელში PbS -ის ნაწილობრივი დაჟანგვა. ამ მიზნით გალენიტს არ შეუტყვენ საწვავთან, არამედ ახურებენ ამრეკლავ ლუმელში, რომელშიც მიმდინარეობს რეაქცია:

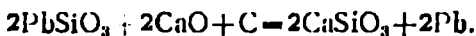


შემდგომი გახურებისას უკვე ჰაერის მიუწვდომლად ქვემო რეაქციე-

ზის მისედვით მიმდინარეობს მეტალურ მდგომარეობამდე ტყვიის აღდგენა:



ზადნებს, რომლებიც შეიცავენ კაჟმიწას, აღადგენენ ნახშირით კირის დაჰატებით:



ზადნიდან მიღებული ტყვია ხშირად შეიცავს ვერცხლს, დარიშხანს, ანტიმონს. ბისმუტს, სპილენძს, თუთიას, რომლებიც ტყვიას სიმაგრეს ანიჭებენ. განმეორებითი გამოდნობის დროს დარიშხანი, ანტიმონი და თუთია იუანგება და ადვილად სცილდება ტყვიას. სპილენძი ტყვიასთან შენადნობს წარმოქმნის, რომელიც მინარევების ოქსიდებთან ერთად სცილდება ტყვიას, ხოლო ვერცხლი და ბისმუტი შეიძლება შემდეგი გზით დავაცილოთ ტყვიას. გაღობილი ტყვიის გაცივებისას თავდაპირველად სუფთა ტყვიის კრისტალები გამოიყოფა. ამ კრისტალების ამოკრების შემდეგ დარჩენილი ნაღობი გამდიდრებული იქნება ვერცხლით. რადგან ტყვიის კრისტალები თან წარიტაცებენ რაღაც რაოდენობით თხევად ნაწილს, ამიტომ მიმართავენ გადაკრისტალებას. მიმდევრული გადაკრისტალებით შეიძლება სრულად იქნეს დაცილებული ერთმანეთისაგან ვერცხლი და ტყვია.

მეორე ხერხი შემდეგი შინაარსისაა. გაღობილი ტყვია და გაღობილი თუთია ერთმანეთში შეურევაღია. თუთიაში ვერცხლი 40-ჰერმეტი რაოდენობით იხსნება, ვიდრე ტყვიაში. ვერცხლის დაცილების მიზნით გაღობილ ტყვიას უმატებენ 1% თუთიას. გაღობილი ტყვიის ზედაპირზე გამოიყოფა თუთიის და ვერცხლის ნაერთის, მაგალითად, ZnAg -ის კრისტალები, რომლებიც ადვილად შეიძლება ჰაფჩით მოვაცილოთ ტყვიას. თუთიის მოცილება ადვილია მისი გამოხდით. ამ გზით მიიღება მეტალური ვერცხლი. ტყვიაში დარჩენილი თუთიის მოსაშორებლად მას ჟანგავენ. ამ გზით მიღებული თუთიის თეთრა გარკვეულ გამოყენებას პოულობს სახალხო მეურნეობაში.

ტყვიის ელექტროქიმიური რაფინირებით ადვილია მისგან ბისმუტის მოცილება.

2. ტყვიის თვისებები. ტყვია მძიმე მეტალია, მისი კუთრი მასა უდრის 11, 34-ს. ტყვია იმდენად რბილია და პლასტიკური, რომ მისგან წნევით ამზადებენ მილებს. მისი გლინვით ადვილად მიიღება ტყვიის ფურცლები. ტყვია ლღება $327,4^{\circ}\text{C}$ -ზე, დუღს 1750°C -ზე. მისი ორთქლი ერთატომიანი გაზია. დიულონგისა და პტის წესის შესაბამისად ტყვიის ატომური სითბოტევაღობა არის 29,2 ჯ.

ტყვია მრავალ მეტალთან წარმოქმნის შენადნობებს: ტყვია კარგად იხსნება ვერცხლისწყალში და წარმოქმნის ამაღვამას. ტყვია ამაღვამაშიც ერთატომიანია.

ტყვიას თუმცა წყალბადზე უფრო უარყოფითი პოტენციალი ახასიათებს, მიუხედავად ამისა, ის არ იხსნება განზავებულ მჟავებში. ერთი მხრივ, ეს აიხსნება წყალბადის ზეძაბვით. ზეძაბვა არის ის ზედმეტრი ძაბვა თეორიულთან შედარებით, რომელიც საჭიროა ელემენტის ელექტროქიმიური გამოყოფისათვის. წყალბადის ზეძაბვა პლატინის სევალით დაფარულ პლატინის ელექტროდზე ნულის ტოლია, გლუვ პლატინაზე 0,08 ვოლტია, ხოლო ტყვიის ელექტროდზე — 0,78 ვოლტი.

ხშირად ტყვიის ზედაპირზე მიიღება უხსნადი ან მცირედ ხსნადი აფსკი. რომელიც იცავს ტყვიას მჟავას შემდგომი მოქმედებისაგან. ასეთია, მაგალითად, ტყვიის სულფატის დამცველი აფსკი, ტყვიის ფტორიდი და სხვ. ტყვიის სულფატის უხსნადობას ზომიერი კონცენტრაციების გოგირდმჟავაში არსებითი მნიშვნელობა აქვს ტყვიის გამოყენებისათვის აკუმულატორებში და ტყვიის ჯამების დასამზადებლად, რომლებშიც ახდენენ განზავებული გოგირდმჟავას გაცხელებით აორთქლებას მისი კონცენტრირების მიზნით.

ტყვია გამოიყენება მიღების მოსამზადებლად, კაბელების საფარის გასაკეთებლად. ტყვია, როგორც მძიმე მეტალი, იხმარება ჰურავებში (შრაპნელი) და საფანტის ჩამოსასხმელად. ტყვიას 1%-მდე დარიშხანს უმატებენ და წვეთწვეთობით ჩამოსხმისას ცივ წყალში სფერული ბურთულები მიიღება. ტყვიის ნაერთებიდან მრავალი საღებავი მზადდება. ტყვიიდან ამზადებენ ეკრანებს რადიოაქტიური და რენტგენის გამოსხივების შთანქმისათვის და რადიოაქტიური ნივთიერებების გადასატან კონტეინერებს.

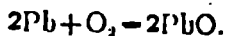
ტყვიის შენადნობებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია სასტამბო შენადნობი 15—30% Sn, 10—20% Sb, დანარჩენი ტყვია (და მინარჩილი) (30—70% Sn, 70—30% Pb).

სუფთა წყალი არ მოქმედებს ტყვიაზე, მაგრამ წყალი, რომელშიც გახსნილია ნახშირორჟანგი, ძლიერ მოქმედებს ტყვიაზე, რის შედეგადაც ტყვიის ზედაპირს გადაეკვრება უხსნადი $PbCO_3$. მაგრამ ნახშირორჟანგის დიდი კონცენტრაციების დროს წარმოიქმნება ტყვიის ჰიდროკარბონატი $Pb(HCO_3)_2$, რომელიც კარგად იხსნება წყალში.

მარილმჟავაში ტყვია არ იხსნება. ტყვია კარგად იხსნება აზოტმჟავაში. კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში ტყვია შემდეგი განტოლების მიხედვით იხსნება:



ტყვია ადვილად იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით:



ამიტომაც ტყვია სუსტ მეჟვებშიც კი ადვილად იხსნება, როცა ისინი ჰაერს შეიცავენ. ადვილად იხსნება ტყვია ჰაერის შემცველ ქმარქვივაშიც.

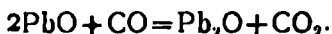
ტყვიის წმინდა ფხვნილი პიროფორულია. მიუხედავად ამ „არაკეთილშობილი“ თვისებებისა, ტყვია რამდენადმე ემსგავსება ვერცხლს. ეს ორი მეტალი ხშირად ერთად გვხვდება PbS და Ag_2S -ის იზოსორფულ ნაერთებში. ორივეს სულფატები და ქლორიდები მცირედ ხსნალობ. PbSiF_6 -ის ხსნარის ელექტროლიზით მიიღება ტყვიის მკერივი ნალექი.

ტყვიის ნაერთები ძლიერი საწამლაეია.

ჰ. ტყვიის ნაერთები. ცნობილია ტყვიის (I), (II) და (IV) ნაერთები. ამათგან ყველაზე უმდგრადია ტყვიის (I) ნაერთები, ხოლო ყველაზე მდგრადია ტყვიის (II) ნაერთები.

ტყვიის (I) ნაერთები მცირე რაოდენობითაა ცნობილი. ასეთია, მაგალითად, Pb_2O , PbCl , PbBr , PbI და Pb_2SO_4 .

ტყვიის (I) ოქსიდი Pb_2O შავი ფერის კრისტალები ან ფხვნილი შეიძლება მივიღოთ ტყვიის (II) ოქსიდის ნაწილობრივი აღდგენით წყალბადის არეში ან CO -ს ნაკადში 250°C -ზე:



ტყვიის (I) ოქსიდი გაცხელებისას იშლება



ტყვიის (I) ოქსიდისა და ორგანული ჰალოგენნაწარმების ურთიერთქმედებით მაგალითად $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$ მიიღება ტყვიის სუბჰალოგენიდები. ამ ტიპის ნაერთები ჩვეულებრივ შავი ფერისაა.

გარდა Pb_2O -ისა ტყვია წარმოქმნის კიდევ PbO და PbO_2 -ს და ერთ შერეულ ოქსიდს Pb_3O_4 -ს. Pb_3O_4 ორივე ოქსიდის ურთიერთქმედებით იმის გამო მიიღება, რომ ტყვიის ოქსიდს ფუძე თვისებები აქვს, ხოლო დიოქსიდს — მეაუური. ამიტომაც Pb_3O_4 შეიძლება განვიხილოთ როგორც მარილი — ტყვიის პლუმბატი Pb_2PbO_4 .

Pb (IV) წარმოქმნის პილრიდს PbH_4 და ალკირილებულ ნაერთებს PbR_4 , რომლებიც შეიძლება განვიხილოთ როგორც კოვალენტური ბმებით აგებული ნაერთები.

ტყვიის (II) იონები ხსნარში მინიმალური კონცენტრაციებით შეიძლება ვიქონიოთ. ამით აიხსნება, რომ ისინი წყალთან შედინან რეაქციაში (ტყვიის მარილების ჰიდროლიზი):



ტყვიის (II) ოქსიდი. ტყვიის (II) ოქსიდი — PbO ცნობილია ორი სახით: ტყვიის მურდასანგი (მოწითალო ფერის) და მასიკოტი (ყვითელი ფაშარი ფხვნილი). გაღობილ ტყვიაზე ჰაერის გატარებით ის ოქსიდდება. ტყვიის ჟანგის შეღობით მიიღება მისი მოწითალო სახესხვაობა — მრუდასანგი. ტყვიის (II) ოქსიდის ყვითელი სახესხვაობა — მასიკოტი — მიიღება ტყვიის კარბონატის ან ნიტრატის ფრთხილი გასურებით.

ტყვიის ოქსიდი მიიღება აგრეთვე ტყვიის ჰიდროქსიდის დუღილით ნატრიუმის ტუტის ხსნარში. მიღებული ყვითელი ან მოწითალო სახესხვაობის შედგენილობა ერთნაირია. ოთახის ტემპერატურაზე მდგრადია მოწითალო სახესხვაობა, ამიტომაც ხანგრძლივი დუღილის დროს ტყვიის ყვითელი ოქსიდი მოწითალოში გადადის. ყვითელის ხსნადობა წყალში ორჯერ მეტია, ვიდრე მოწითალო სახისა. ტყვიის ოქსიდი მცირედ იხსნება წყალში. მიღებულ ხსნარს ტუტე რეაქცია აქვს (ლაკმუსი ლურჯდება).

ტყვიის (II) ოქსიდი. გარდა აღნიშნულისა, გამოიყენება ტყვიის მინის (ბროლის), ჰიქურის დასამზადებლად და ლაქსაღებავების, ოლიფას წარმოებაში. ოლიფას ამზადებენ სელის ზეთის დუღებით ტყვიის ოქსიდთან ერთად. ორგანულ მჟავებთან ტყვია წარმოქმნის ნაერთებს, ე. წ. სიკატივებს, რომლებიც აჩქარებენ ტექნიკური ზეთებისა და საღებავების გაშრობას.

ტყვიის (II) ოქსიდი ყვითელი სახესხვაობა ფრთხილი გასურებით სურინჯამდე — Pb_3O_4 ოქსიდდება.

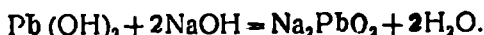
ტყვიის (II) ოქსიდი ადვილად იხსნება მჟავებში და წარმოქმნის მარილებს, მაგალითად,



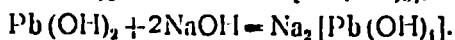
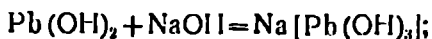
ტყვიის მარილების ხსნარიდან ტუტეების მოქმედებით იღებება თეთრი ფერის გელი ტყვიის ჰიდროქსიდი:



ტყვიის ჰიდროქსანი $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ამფოტერულია. მჟავებში გახსნისას ის წარმოქმნის ტყვიის (II) მარილებს, ხოლო ტუტეებში — მარილებს, რომლებსაც პ ლ უ მ ბ ი ტ ე ბ ი ეწოდება:



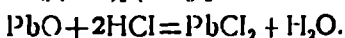
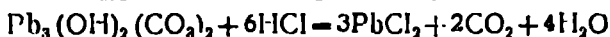
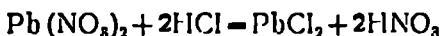
ბოლო დროს დადგენილ იქნა, რომ ტყვიის ჰიდროქსიდი შეეფასა ან-ჰიდრიდის თვისებებს იჩენს და მასზე ტუტის მოქმედებით მიიღება ჰიდროქსოპლუმბიტები:



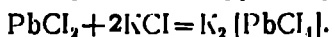
ტყვიის ჰიდროქსიდი ტუტით გამოლექვისას ჩვეულებრივ თეთრი ფერის გელის სახით მიიღება.

ტყვიის (II) ოქსიდის მარილები. ტყვიის მარილების მოსამზადებლად ამოსავალ ნივთიერებად ჩვეულებრივ იყენებენ ტყვიის ოქსიდს ან მეტალურ ტყვიას.

ტყვიის (II) ქლორიდი PbCl_2 თეთრი რომბული კრისტალებია. მას ლებულობენ ტყვიის მარილების ხსნარების მარილმჟავათი ან ნატრიუმის ქლორიდის ხსნარებით დამუშავებისას ანდა ტყვიის ფუფე კარბონატზე (ტყვიის თეთრაზე) ან ჟანგზე მარილმჟავას მოქმედებით

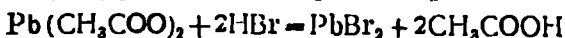
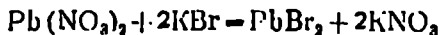


PbCl_2 დიამაგნიტურია, ცივ წყალში მცირე რაოდენობით იხსნება, ცხელ წყალში, კონცენტრირებულ მარილმჟავაში და ტუტე მეტალების ქლორიდების ხსნარებში კარგად იხსნება



ტყვიის (II) ქლორიდი წყალხსნარში განიცდის პიროლიზის. ცნობილია ტყვიის ოქსიქლორიდები თეთრი Pb_2OCl_2 და ყვითელი $\text{Pb}_3\text{O}_2\text{Cl}_2$, რომლებიც გამოიყენება ზეთის საღებავების მოსამზადებლად.

ტყვიის (II) ბრომიდი PbBr_2 გამოილექება ტყვიის ხსნად მარილებზე ბრომიდების მოქმედებისას ან KBr -ის ელექტროლიზით ტყვიის ანოდზე



ტყვიის ბრომიდი უფერო კრისტალებია. ცივ წყალში მცირედ

იხსნება, ცხელში — კარგად. ტუტე მეტალების ბრომიდებთან კომპლექსურ ბრომიდებს წარმოქმნის $M^I[PbBr_3]$, $M_2^I[PbBr_4]$.

ტყვიის (II) იოდოდი PbJ_2 , ყვითელი ნალექის სახით გამოილეკება ტყვიის მარილების ხსნარებზე იოდოიდების მოქმედებით. ცხელი წყლიდან გამოკრისტალებით მიიღება ოქროსფერი ლამაზი კრისტალები. წყალში მცირედ იხსნება. მისი წყალხსნარი უფერულია, რადგან მთლიანად დაშლილია იონებად. ტყვიის იოდოდი მარტივი ნივთიერებებიდანაც მიიღება



ტყვიის იოდოდი ადვილად წარმოქმნის კომპლექსურ მარილებს, როგორცაა $M^I[PbJ_3] \cdot nH_2O$, $M_2^I[PbJ_4]$, $M_4^I[PbJ_6]$ და სხვ.

ტყვიის (II) ფტორიდი PbF_2 , მცირედ ხსნადი თეთრი ფერის მარილია.

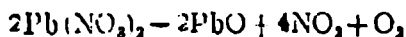
ტყვიის (IV) ციანიდი $Pb(CN)_2$, მცირედხსნადი თეთრი ნივთიერებაა, მყავების მოქმედებით ადვილად იშლება.

ტყვიის (II) აცეტატი $(CH_3COO)_2Pb$ კარგად ხსნადია, რის გამო ფართოდ გამოიყენება ლაბორატორიულ პრაქტიკაში. ტყვიის აცეტატი მიიღება ტყვიის ქანგზე ძმარმყავას მოქმედებით. მისი წყალხსნარის ამოორთქელისას გამოკრისტალდება ტრიპიდრატი $(CH_3COO)_2Pb \cdot 3H_2O$ ტკბილი გემოს გამო (საწამლაგია!) მას „ტყვიის შაქარი“ ეწოდა.

ტყვიის აცეტატის ხსნარში ტყვიის ოქსიდის გახსნის შედეგად მიიღება ტყვიის ფუძე აცეტატი: $Pb(OH)(CH_3COO)$, $Pb_2(OH)_4(CH_3COO)_2$. ტყვიის აცეტატი გამოიყენება სამღებრო საქმეში როგორც ფერმკერი. ამავე მარილიდან ტყვიის სხვა მარილები ადვილად მზადდება.

ტყვიის (II) ნიტრატი $Pb(NO_3)_2$ მიიღება ტყვიის ოქსიდის, ტყვიის თეთრას ან დამარცვლული მეტალური ტყვიის გახსნით ცხელ განხვევებულ აზოტმყავაში და მისი შემდგომი დაკრისტალებით შეშვავებული ხსნარიდან. ტყვიის ნიტრატი წყალხსნარში გაერედის ჰიდროლიზს. ტყვიის ნიტრატი გამოიყენება ასანთის წარმოებაში.

გაცხელებისას ტყვიის ნიტრატი იშლება შემდეგი განტოლებით:



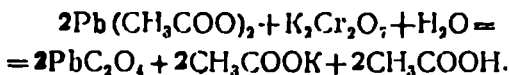
ტყვიის კარბონატი. $PbCO_3$ გვხვდება ბუნებაში თეთრი ტყვიის მადნის — ტერუსიტის სახით. მიიღება ეს მარილი ტყვიის აცეტატში Cl_2 -ის გატარებით, ანდა ტყვიის აცეტატის ხსნარზე ამონიუმის კარბონატის დამატებით.

ტუტე მეტალების კარბონატების მოქმედებით ტყვიის აცეტატის ხსნარიდან ილექება ტყვიის ფუძე კარბონატი $Pb(OH)_2 \cdot 2PbCO_3$. მის ზეთის თეთრი საღებავის დასამზადებლად ხმარობენ, რის გამოც ტყვიის თეთრას უწოდებენ.

ტყვიის თეთრას საღებავს მაღალი დამფარავი უნარი აქვს, მაგრამ ჰაერზე, რომელიც გოგირდწყალბადის თუნდაც სულ მცირე რაოდენობას შეიცავს. დროთა განმავლობაში შავდება ტყვიის სულფიდის PbS წარმოქმნის გამო.

ტყვიის კარბონატზე წყლის მოქმედებით დუღილის დროს თეთრა მიიღება.

ტყვიის (II) ქრომატი — $PbCrO_4$, მიიღება ტყვიის აცეტატზე ბიქრომატის მოქმედებით:



ტყვიის ქრომატი ღია ყვითელი ფერის ძნელადხსნადი მარილია. ის ადვილად იხსნება აზოტმჟავასა და ტუტეებში. ტყვიის ფუძე ქრომატი $2PbO \cdot PbCrO_4$ ბუნებაში მოიპოვება მინერალ მელანქროიტის სახით.

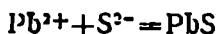
ტყვიის ქრომატი ტექნიკურად მნიშვნელოვანი ნაერთია, გამოიყენება ყვითელი ფერის ზეთის საღებავის დასამზადებლად.

ტყვიის (II) სულფატი — $PbSO_4$ ტყვიის მარილების ხსნარებიდან თეთრი ნალექის სახით გამოილექება გოგირდმჟავას მოქმედებისას. ტყვიის სულფატი ძნელადხსნადი მარილია, უკეთ იხსნება კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში, მარილმჟავასა და აზოტმჟავაში. ტუტეების მოქმედებით მიიღება ჰიდროქსიანლუმბიტები:

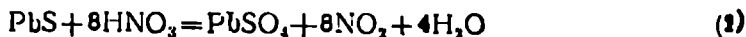
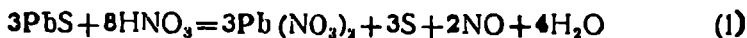


ბუნებაში ტყვიის სულფატი გვხვდება რომბული კრისტალების სახით (ანგლეზიტი). სუფთა სახით ეს კრისტალები ბროლივით ვამქვირვალეა.

ტყვიის სულფიდის მინერალი ცნობილია ტყვიის კრიალას სახით PbS , გოგირდწყალბადის გატარებისას ტყვიის მარილების ხსნარებში ილექება შავი ამორფული ნალექის სახით



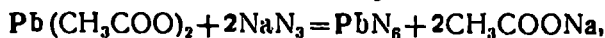
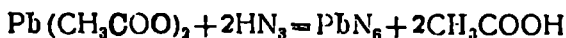
ტყვიის სულფიდი იხსნება ცხელ განზავებულ (I) და ცივ კონცენტრირებულ (2) აზოტმჟავაში:



კალის სულფიდისაგან განსხვავებით ტყვიის სულფიდი არ იხსნება ტუტე მეტალების (და ამონიუმის) სულფიდებში.

ტყვიის სულფიდი ტყვიისა და გოგირდის უშუალოდ შეერთებითაც მიიღება. ბუნებაში ტყვიის სულფიდი გავრცელებულია მინერალ გალენიტის სახით (ტყვიის კრიალა). ტყვიის სულფიდის გახურებისას მიიღება ტყვიის სულფატი და ტყვიის ოქსიდი. ეს რეაქცია უძველეს საფუძვლად ტყვიის გოგირდოვანი მადნის გამოწვას მეტალური ტყვიის მისაღებად. წყალბადის ნაკადში გახურებისას მეტალური ტყვია აღდგება. ტყვიის სულფიდისა და ნიტრატის ნარევი 50° -მდე გათბობისას ააღდება. სოდანთან შელლობისას ჰაერის ქანგბადით სულფიდი სულფატამდე იქანგება, რომელიც სულფიდთან წარმოქმნის SO_2 -ს და მეტალურ ტყვიას.

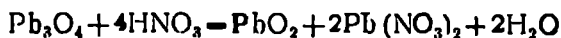
ტყვიის (II) აზიდო, $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$, მიიღება ტყვიის მარილების ხსნარებზე აზოტწყალბადმჟავას (HN_3) ტუტე მეტალების აზიდების მოქმედებით



ტყვიის აზიდი წყალში უხსნადია.

PbN_6 დეტონაციური თვისებებით ხასიათდება. დარტყმით ადვილად ფეთქდება გამოიყენება ვაზნებში როგორც დეტონატორი.

ტყვიის დიოქსიდი. ტყვიის დიოქსიდი PbO_2 უაფასფერი ფხვნილია, მიიღება ტყვიის (II) მარილებზე ძლიერი მჟანგავენის (ქლორის, ბრომის, ჰიპოქლორიტის) მოქმედებით ანდა ელექტროლიზით. ტექნიკაში ტყვიის (IV) ოქსიდს დებულობენ ტყვიის სურინჯზე განზავებული აზოტმჟავას მოქმედებით:



ან ტყვიის აცეტატზე ჰიპოქლორიტის მოქმედებით:



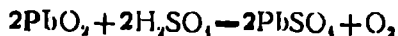
წყალში ტყვიის (IV) ოქსიდი უხსნადია. შესამჩნევად იხსნება ტყვიის (IV) ოქსიდი ზეჟავებში, რაც მის ფუძე თვისებებს მოწმობს. ფუძეებთან ტყვიის (II) ოქსიდი წარმოქმნის პლუმბატებს. ეს

კ. ასახავს ტყვიის (IV) ოქსიდის მჟავურ ფუნქციას. ძლიერ ფუძეებთან მიიღება ტეტრაოქსოპლუმბატები $M_4^I[PbO_4]$, ტრიოქსოპლუმბატები $M_2^I[PbO_3]$ და ჰექსაჰიდროქსოპლუმბატები $M_2^I[Pb(OH)_6]$.

ტყვიის დიოქსიდი ძლიერი მჟანგავია. კონცენტრირებულ მარილმჟავასთან გაცხელებისას ტყვიის დიოქსიდი თავისუფალ ქლორს გამოყოფს:



გოგირდმჟავასთან ურთიერთქმედებისას გამოიყოფა უანგბადი:

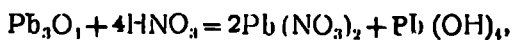


ტყვიის დიოქსიდის ზედაპირზე კიბის აპარატიდან მიღებული გოგირდწყალბადის ქავლი ააღდება, შედეგად მიიღება PbS და $PbSO_4$.

გოგირდი ან წითელი ფოსფორი ტყვიის დიოქსიდთან ხახუნის დროს ააღდება. ამიტომაც ტყვიის დიოქსიდმა გამოყენება მოიპოვა ასანთის წარმოებაში.

ს უ რ ი ნ ჯ ი. სურინჯი (Pb_3O_4) მიიღება წითელი ფერის ფხვნილის სახით ტყვიის ოქსიდის (მასიკოტის) ჰაერზე $400—500^{\circ}C$ -მდე გახურებით. რენტგენსტრუქტურული გამოკვლევების თანახმად სურინჯი უნდა განვიხლოთ არა როგორც PbO და PbO_2 -ის წარწევა, არამედ როგორც მარილი — ტყვიის ტეტრაოქსოპლუმბატი $Pb_3[PbO_4]$. გახურებისას $530—550^{\circ}C$ -ზე სურინჯი კარგავს უანგბადს და შედეგად მიიღება ტყვიის ოქსიდი PbO . სურინჯი გამოიყენება ზეთის წითელი საღებავის მოსამზადებლად. სურინჯის საგოზავი (სურინჯის სქელი ნარევი ცარცთან და სელის ზეთთან) იხმარება რკინის პირაპირების ასაცხებად მათი შეერთების დროს. მშრალი სურინჯი უწყლო გლიცერინთან იძლევა მასას, რომელიც ადვილად მაგრდება, ამიტომ გამოიყენება მინისა და ლითონის შესაკრავად (აკვარიუმები).

სურინჯზე აზოტმჟავას მოქმედებით მიმდინარეობს შემდეგი ხაზითის რეაქცია:



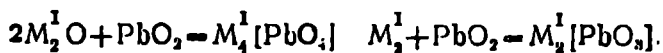
რაც ადასტურებს, რომ Pb_3O_4 მარილია.

ორთოტყვიამჟავა წარმოქმნისთანავე იშლება, მას სცილდება ერთი მთლი წყალი და მეტატყვიამჟავა H_2PbO_3 , რომლის დაშლით მიიღება PbO_2 და H_2O . სურინჯის მოლეკულაში არის ორი Pb

(II) და ერთი Pb (IV) $Pb_2^{II}Pb^{IV}O_4$. სურინჯის მსგავსია Pb_2O_3 ,

რომელიც წარმოადგენს ტყვიის ტრიოქსოპლუმბატს $Pb^{II} Pb^{IV} O_3$, ს.ა. დაც არის ერთი Pb (II) და ერთი Pb (IV).

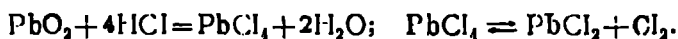
ტრიოქსოპლუმბატები და ტეტრაქსოპლუმბატები მიიღება აგრეთვე PbO_2 -ის შელღობისას სხვადასხვა მეტალის ოქსიდებთან



ეს რეაქციები კიდევ ერთხელ ადასტურებენ ტყვიის დიოქსიდის მყავურ ბუნებას.

ტყვიის დიოქსიდის ნაერთები. ოთხვალენტოვანი ტყვიის ნაერთები ორ ჯგუფად შეიძლება დავყოთ: ნაერთებად, რომლებიც შეიძლება განვიხილოთ როგორც ტყვიის (IV) მარილები ($Pb(SO_4)_2$, $Pb(CH_3COO)_4$ და სხვ.) და ნაერთებად, რომლებსაც არა აქვთ მარილის ბუნება (PbH_4 , $Pb(C_2H_5)_4$ და სხვ.). ამ ნაერთებში ტყვია კოვალენტურადაა შებმული.

ტყვიის ტეტრაქალოგენიდები. ტყვიის ორყანგი რხნება კონცენტრირებულ მარილმჟავაში. ამ დროს წარმოქმნილი ტყვიის ტეტრაქლორიდი ადვილად იშლება ქლორის გამოყოფით:



მეორე რეაქცია შექცევადია. ტყვიის ტეტრაქლორიდის ხსნარიდან გამოყოფა საკმაოდ ძნელია. $PbCl_4$ გამოყოფილია ყვეთელი ფერის სითხის სახით კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში, რომელშიც ის არ იხსნება.

ბევრად უფრო მდგრადია ტყვიის ტეტრაქლორიდის ნაწარმი — ქლორპლუმბატები $M_2^I [PbCl_6]$. ქლორპლუმბატების ურთიერთქმედებით ბრომიდებთან და იოდიდებთან მიღებულ იქნა ბრომპლუმბატები $M_2^I [PbBr_6]$ და იოდპლუმბატები $M_2^I [PbI_6]$.

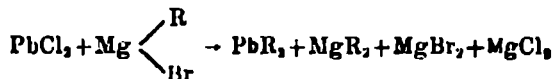
ტყვიის დისულფატი, $Pb(SO_4)_2$, მიიღება 80% გოგირდმჟავას ელექტროლიზით ტყვიის ელექტროდებს შორის. ტყვიის დისულფატი უფრო ძლიერი მჟანგავია, ვიდრე ტყვიის ორყანგი.

ტყვიის ტეტრააცეტატი, $Pb(CH_3COO)_4$ მიიღება მყინავი ძმარმჟავას მოქმედებით სურინჯზე.

ტყვიის ჰიდრიდი PbH_4 , მიღებულ იქნა 1920 წელს პანეტის მიერ. მინის გავარგარებულ მილში გატარებისას ის იშლება და მინის კედლებზე რჩება ტყვიის სარკე. ტყვიის ჰიდრიდის მიღება შეიძლება Mg_2Pb -ზე HCl -ის მოქმედებითაც. ეს დაბტყეებულ იქნა ტყვიის

რადიოაქტიური იზოტოპის მაგალითით. ტყვიის ჰიდრიდი მიიღება ავრეთვე ატომური წყალბადის მოქმედებით მეტალურ ტყვიაზე.

ტყვიის ალკილნაერთები მიიღება ცინკოორგანული ან მავნეორგანული ნაერთების მოქმედებით ტყვიის მარილებზე, მაგალითად,



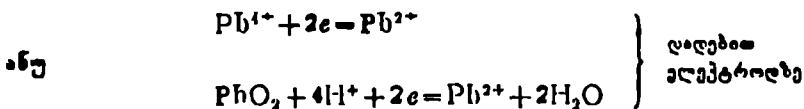
მაგრამ ტყვიის (II) ალკილნაერთების ნაცვლად მათი ენაგვა-ალდგენის შედეგად მიიღება ტყვიის (IV) ალკილნაერთები:



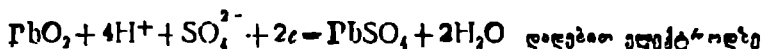
ტყვიის ალკილნაერთებიდან აღსანიშნავია: ტეტრაამეთილტყვია $\text{Pb}(\text{CH}_3)_4$ — უფერული სითხე, ტეტრაეთილტყვია $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$, აგრეთვე უფერული ძლიერ მომწამლავი სითხე, ტეტრაფენილტყვია $\text{Pb}(\text{C}_6\text{H}_5)_4$, თეთრი კრისტალური და სხვ. ტეტრაეთილტყვია ღიდ გამოყენებას პოულობს როგორც ძრავების საწვავის ანტიდეტონაციური საშუალება.

4. ტყვიის აკუმულატორი. ტყვიის აკუმულატორი არის დენის ქიმიური წყარო, რომელშიც ქიმიური ენერგია ელექტროლში გადადის. აკუმულატორის დამუხტვის დროს მას კვებავენ დენით. ამ დროს მასში ხდება ენერგიის დაგროვება (კუმულირება), ელექტრული ენერგია ქიმიურ ენერგიად გარდაიქმნება.

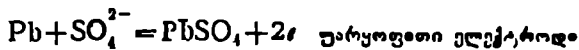
ტყვიის აკუმულატორი შეიცავს ორი სახის ელექტროდს, რომლებიც ბადისებრი ტყვიისაგან კეთდება. ერთი სახის ელექტროდში ჩაწნეხილია ღრუბლისებრი ტყვია, მეორეში — ტყვიის ორჟანგი. ეს ელექტროდები ჩაშვებულია გოგირდმჟავას ხსნარში, რომლის სიმკვრივე 1,15—1,20 ინტერვალში ძევის. აღნიშნული ელექტროდების ერთმანეთთან შეერთებით გარე წრედში გავა დენი. ელექტრული დენი მიიღება იმის გამო, რომ PbO_2 -ის ოთხმუხტიანი იონებიდან ორმუხტიანი მიიღება. ამ დროს ის ორ-ორ ელექტრონს იძენს:



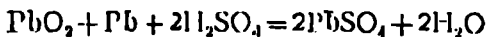
წარმოქმნილი Pb^{2+} იონები შეუერთდება SO_4^{2-} იონებს და ელექტროდის ზედაპირზე მიიღება ტყვიის სულფატი:



ამ რეაქციასთან ერთდროულად მეტალური ტყვიის ელექტროდზე მიმდინარეობს ტყვიის დაჟანგვის რეაქცია, რომლის დროსაც მიიღება თავისუფალი ელექტრონები (ამ ელექტრონებს იძენს დადებითი ელექტროდი):

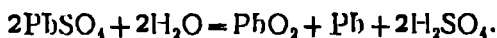


ტყვიის წარმოქმნილი სულფატი უარყოფითი ელექტროდის ზედაპირზე დარჩება. ამ ორივე განტოლების შეერთებით მივიღებთ:

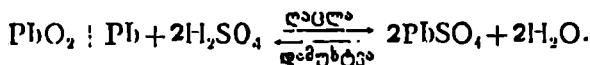


ამ განტოლებით გამოისახება აკუმულატორის მოქმედების დროს ელექტროდებზე მიმდინარე შეჯამებული პროცესი. აკუმულატორის მოქმედების, ე. ი. დაცლის დროს ქანგვა-აღდგენითი რეაქციის შედეგად მიიღება წყალი რის გამოც მყავას კონცენტრაცია აკუმულატორის ქილაში ეცემა.

აკუმულატორის დამუხტვის დროს აღწერილი პროცესები შებრუნდება. მყავას კონცენტრაცია გაიზრდება, დადებით ელექტროდზე ტყვიის სულფატიდან წარმოიქმნება ტყვიის ორჟანგი, ხოლო უარყოფითზე — მეტალური ტყვია:



ამრიგად, აკუმულატორის დაცლისა და დამუხტვის დროს მიმდინარე პროცესები შეიძლება ერთი განტოლებით გამოვსახოთ:



ზუნებრივია, რომ აკუმულატორის დამუხტვის დროს მისი დადებითი ელექტროდი შეერთებული უნდა იყოს დენის დადებით პოლუსთან. სოლო უარყოფითი — უარყოფითთან.

აკუმულატორის დამუხტვის შემდეგ, ზემო რეაქციის დამთავრებისას, დაიწყება გოგირდმყავას ელექტროლიზი, რომლის დროსაც აკუმულატორის მყავადან დაიწყება ბუშტუკების გამოყოფა, რაც აკუმულატორის დამუხტვის ნიშანია. დამუხტული აკუმულატორის შიგთო ქილა იჩენს ელექტრომამოძრავებელ ძალას 2,4 ვოლტს. აკუმულატორის მუშაობის დროს ძაბვა ელექტროდებს შორის მალე ეცემა 2 ვოლტამდე და დიდხანს რჩება უცვლელად.

2.3. V ა ქვეჯგუფის ელემენტები (აზოტი, ფოსფორი, ღარიზანი, სტიბიუმი (სურმა) ანუ ანთიმონიუმი, ბისმუტი)

ცხრილი 7

ელემენტი	დნობის t°C	ფულის t°C	d, გ/სმ ³	დამდგეულობის რიცხვი
N	-210	-196		+1, +2, +3, +4, +5, -1, -2, -3,
P	44,1	280		+3, +5, -3,
As	814 (36 ატ. წვ.)	615	5,72	+3, +5, 3,
Sb	630,5	1635	6,69	+3, +4, +5, -3,
Bi	271,5	1560	9,80	+3, +5, -3,

2.8.1. აზოტი

1. გავრცელება ბუნებაში აზოტი უფერო, სრულიად უსუნო გაზია. 1 ლიტრი აზოტი ნორმალურ ფიზიკურ პირობებში იწონის 1,2505 გ-ს. 1 ლ წყალში 0°C-ზე იხსნება 23,5 სმ³ აზოტი.

აზოტი საკმაოდ გავრცელებული ელემენტია ბუნებაში. დედამიწის ქერქში მისი შემცველობა შეადგენს 3 . 10⁻²%-ს. მისი მეტი წილი, 4.10¹² ტ. წარმოადგენს ჰაერის უმთავრეს შემადგენელ ნაწილს, რომელიც მოცულობით 78%-ის რაოდენობით თავისუფალი აზოტისაგან შედგება.

ჰაერში აზოტის ნაერთები უმნიშვნელო რაოდენობით მოიპოვება. აზოტის ნაერთები ჰაერში გვხვდება NH₃-ის სახით, რომელიც აზოტ-შემცველი ნაერთების ლპობის დროს მიიღება, NO და NO₂ სახით, რომელიც ელქეჩის დროს წარმოიქმნება.

ბუნებაში აზოტი სხვადასხვა გვარჯილის სახითაა: Mg(NO₃)₂·H₂O, Ca(NO₃)₂·H₂O, Ba(NO₃)₂·H₂O, მინერალ სტრუვიტის სახით, NH₄MgPO₄·6H₂O, ძირითადად კი ჩილეს და ბენგალიის გვარჯილების — NaNO₃ და KNO₃-ის სახით. ისინი, როგორც ფექრობდნენ, მცენარეული და ცხოველური ნაშთებისაგან წარმოიქმნა.

აზოტი ცილოვანი ნივთიერების მეტად მნიშვნელოვანი შემადგენელი ნაწილია.

კერ კიდევ მეთვრამეტე საუკუნის მეორე ნახევარში დადგენილი იყო, რომ ჰაერი ორი ძირითადი შემადგენელი ნაწილისაგან შედგება, რომელთაგან ერთ-ერთი გაზი არ უწყობს ხელს წვის პროცესებს. ეს შეხედულება 1744 წელს მკაფიოდ გამოთქვა შეელემ თავის „გამოკვლევაში ჰაერის და ცეცხლის შესახებ“. ამ გაზს ლავუაზიემ უწოდა

„აზოტი“, (AZOOS), რაც უსიცოცხლოს ნიშნავს. აზოტის არეში ცხოველები იმიტომ კი არ იხოცებიან, რომ აზოტი მომწამლავია, არამედ — ჟანგბადის უქონლობის მიზეზით. აზოტის ლათინური სახელწოდებაა **nitrogenium** ნიშნავს „გვარჯილის წარმოქმნელს“.

2. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. აზოტის მოლეკულა (N_2) ორი ატომისაგან შედგება. აზოტის მოლეკულაში ატომები სამმაგი ბმით არიან ერთმანეთთან დაკავშირებული.



მოლეკულების ბმის ენერგია შეადგენს 946 კჯ/მოლ-ს. ძირითადად ამით აიხსნება აზოტის დიდი ინერტულობა. აზოტის მოლეკულა იმდენად მდგრადია, რომ 3000°C-ზედაც კი მისი ატომებად დისოციაციის ხარისხი არ აღემატება 0,1%-ს.

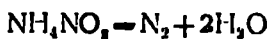
პერიოდულ სისტემაში აზოტი ჟანგბადის მეზობელ მარცხენა უჯრედშია განლაგებული. მისი ელექტროუარყოფითობა ჟანგბადისაზე მცირეა. მაშასადამე, ჟანგბადის მიმართ აზოტი ელექტროდადებითია, მაგრამ არც თუ ისე, რადგან მათი ელექტროუარყოფითობათა სხვაობა შედარებით მცირეა. ამიტომ აზოტი არ წარმოქმნის ჟანგბადთან მდგრად ნაერთებს. ისიც აღსანიშნავია, რომ აზოტს არ შეუძლია უფრო ნაკლები ელექტროუარყოფითობის მქონე ელემენტებთან გაუწიოს მეტოქეობა ჟანგბადს (ისევე, როგორც იოდი ვერ წარმოქმნის ნაერთებს ელექტროდადებით ელემენტებთან თავისუფალი ქლორის თანყოფნის დროს). ამის გამო ჩვენი დედამიწის პირობებში აზოტი უპირატესად თავისუფალი სახითაა გავრცელებული. მაშასადამე, აზოტის ქიმიურ ინერტულობას განაპირობებს ჟანგბადის ქიმიური აქტიურობა.

აზოტი ოთახის ტემპერატურაზე ჩვეულებრივ პირობებში უერთდება ლითიუმს, რის შედეგადაც ლითიუმის ნიტრიდი მიიღება (Li_3N). აზოტი უერთდება გაცხელებისას ტუტე მიწათა მეტალებს ($M_3^{II} N_2$), ამათგან შედარებით ადვილად — მაგნიუმს. ჰაერზე წვის დროს მაგნიუმის ნაწილი უერთდება აზოტს ნიტრიდის სახით, რომელიც წყლით ჰიდროლიზის დროს ამიაკს წარმოქმნის. დიდ სწრაფვას იჩენს აზოტი ტიტანისადმი, რომელთანაც აგრეთვე ნიტრიდს წარმოქმნის.

რეაქციაში შესვლის დიდ უნარს იჩენს აზოტი მაღალ ტემპერატურებზე ელექტროდადებით ელემენტებთან ურთიერთქმედების დროს. ამიტომაც ლითონების გამოდნობისას საჭირო ხდება გავარვარებული ლითონის ზედაპირის დაცვა ჟანგბადისა და აზოტის მოქმედებისაგან სხვადასხვაგვარი ფლუსების მეშვეობით. მაღალხარისხოვანი ფოლა-

დების მისაღებად მიერთებული აზოტის თავიდან მოსაცილებლად ფოლადს უმატებენ ტიტანს, რომელიც იკავშირებს მთელ აზოტს და წარმოქმნილი ნიტრიდი წიდასთან ერთად შორდება ლითონს.

2. მიღება. ლაბორატორიულ პირობებში სუფთა აზოტის მიღება შეიძლება ამონიუმ-ნიტრიტის კონცენტრირებული წყალხსნარის გაცხელებით. ამონიუმნიტრიტის ნაცვლად შეიძლება ავიღოთ ქლორამონიუმი და ნატრიუმ-ნიტრიტი. მისი დაშლის რეაქცია შემდეგი გზით მიმდინარეობს:

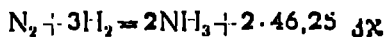


ეს რეაქცია მიმდინარეობს წყალხსნარში 70°C-ზე და უფრო მაღალ ტემპერატურებზე. რეაქციის დროს რომ არ გამოიყოს აზოტის ოქსიდები მას ცვლადი მუხტის იონების (Ni^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+}) და სხვ. თანყოფნისას ჩაატარებენ.

ლაბორატორიული მიზნებისათვის აზოტის მისაღებად ჰაერს გაატარებენ გავარვარებულ სპილენძზე, რომელიც მთლიანად შთანთქავს ჰაერის უანგბადს. აზოტთან ერთად 1%-ის რაოდენობით თავისუფალი სახით დარჩება აგრეთვე არგონი.

ჰაერის ატმოსფერო აზოტის უდიდესი სათავსოა ბუნებაში. ამიტომაც ტექნიკური მიზნებისათვის აზოტს დიდი მასშტაბით ჰაერიდან ღებულობენ. ამ მიზნით ჰაერს ათხევადებენ და თხევად ჰაერს ფრაქციონირებით გამოხდიან. ასეთი წილაღური გამოხდით, გარდა აზოტისა, მიიღება უანგბადი, არგონი, ნეონი, ჰელიუმი. CO_2 და წყლის ორთქლს წინასწარ აცილებენ ჰაერს. აზოტის მიღების ამ მეთოდს უდიდესი ტექნიკური მნიშვნელობა აქვს სხვადასხვა მიზნებისათვის და, განსაკუთრებით, ამიაკის სინთეზისათვის, მით უმეტეს, რომ ჰაერი უფასო, და მასთან დაუშრეტელი წყაროა აზოტის მიღებისა.

მიუხედავად იმისა, რომ აზოტის მოლეკულის ატომებად გასახლეჩად საკმაოდ დიდი ენერგიაა საჭირო, მისი წყალბადნაერთის, ამიაკის, წარმოქმნა მაინც ეგზოთერმული პროცესია. თითო მოლი ამიაკის წარმოქმნისას გამოიყოფა 46,25 კჯ სითბო.



არამეტალებიდან აზოტი მხოლოდ ფტორს უერთდება სითბოს გამოყოფით. დანარჩენი ნაერთები, მაგალითად, NCl_3 , NJ_3 ძლიერ ენდოთერმული და ამიტომაც ადვილად ფეთქებადი ნივთიერებებია.

მეტად საინტერესოა აზოტის ფიზიოლოგიური მოქმედება ადამიანზე. 30 მეტრ და უფრო მეტ სიღრმეზე წყალში მყვინთავეებს მაღალი

წნევის ქვეშ 2,3 ატ: აწვდიან შეკუმშულ ჰაერს სუნთქვისათვის. აზოტი მალალი წნევის ქვეშ ათრობს ადამიანს და ნარკოზულ მდგომარეობაში ყოფნის გამო ადამიანი კარგავს მოძრაობის კოორდინაციას. ატმოსფერულ წნევაზე, ე. ი. წყლის ზედაპირზე ამოსვლის შემდეგ აზოტით განპირობებული ნარკოზი წამსვე კარგავს თავის მოქმედებას და ადამიანი ნორმალურ მდგომარეობას უბრუნდება. ხელოვნური ჰაერი, რომელიც შედგება ჰელიუმისა და ქანგბადის ნარევისაგან, არ იწვევს აღნიშნულ მოვლენებს.

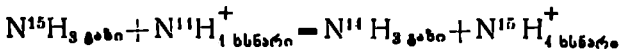
3. აზოტის იზოტოპები: ბუნებრივი აზოტი ორი იზოტოპისაგან შედგება: N^{14} და N^{15} მათი თანაფარდობა ჰაერის ატმოსფეროში შემდეგია:

$$N^{14} = 99,635$$

$$N^{15} = 0,365$$

ე. ი. $[N^{14}]/[N^{15}] = 273$. ხელოვნური გზით მიღებულია ოთხი ხანმოკლე იზოტოპი 12, 13, 16, 17 მასიური რიცხვებით. კოსმოსური სხივების მოქმედებით N^{14} -დან წარმოიქმნება რადინახშირბადი C^{14} .

იზოტოპური მიმოცვლის რეაქციებიდან აღსანიშნავია მიმოცვლა აირად ამიაკისა და გახსნილ ამონიუმის მარილს შორის



რომლის შედეგად ამონიუმის ნაერთში იზრდება N^{15} -ის შემცველობა. ამ გზით იურიმ მიიღო აზოტი, რომელიც 75% N^{15} -ს შეიცავდა.

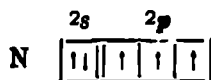
4. აზოტის პრაქტიკული გამოყენება. ყველაზე დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აზოტს აქვს ამიაკის სინთეზისათვის.

ელექტროტექნიკურ მრეწველობაში აზოტმა გამოყენება მოიპოვა ელნათურების ასავესებად. იგი აბრკოლებს გავარვარებული მავთულის ნივთიერების აორთქლებას და ამით ადიდებს ელნათურის სამსახურის ხანგრძლივობას.

პნევმატორაქსის ოპერაციის დროს აზოტი შეაქვთ გულმკერდის არეში, რათა შეხორცდეს კავერნით დაზიანებული ფილტვი.

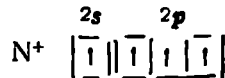
აზოტის სხვა მრავალგვარი გამოყენება აგებულია იმაზე, რომ ის ყველაზე იაფი და მისაწვდომი ინერტული გაზია.

5. აზოტის ატომის ვალენტური მდგომარეობა. აზოტის ატომის ძირითადი მდგომარეობა შეიძლება გამოვსახოთ სქემით:



აქედან ჩანს, რომ ძირითად ვალენტურ მდგომარეობაში აზოტის ატომს აქვს არაგაწყვილებული სამი p — ელექტრონი, რომელთა მეშვეობითაც აზოტის ატომს სამი კოვალენტური ბმის წარმოქმნა შეუძლია.

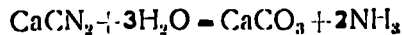
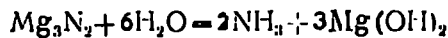
ხუთვალენტოვანი აზოტის მისაღებად საჭიროა $2s \rightarrow 3s$ გადასვლის განხორციელება, რაც დიდ ენერგიას მოითხოვს. ამ ხარჯს ვერ დაფარავს ორი დამატებითი ბმის წარმოქმნასთან დაკავშირებული სითბოს გამოყოფა. ამიტომაც არ არსებობს აზოტი ხუთი კოვალენტური ბმით. აზოტის ატომს შეუძლია დაკარგოს ერთი $2s$ — ელექტრონი



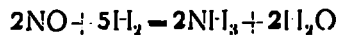
შედევად მიიღება აზოტის დადებითი იონი N^+ , რომელსაც შეუძლია ოთხი კოვალენტური ბმა წარმოქმნას.

მეორე პერიოდის p — ელემენტების მსგავსად აზოტის ოდხი სავალენტო ორბიტალი შეიძლება იყოს sp^1 , sp^2 ან sp^3 ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაში. ამათგან sp^2 - და sp^3 -ჰიბრიდიზაციის შემთხვევაში შესაძლოა შესაბამისად ერთი ან ორი π -ბმის წარმოქმნა.

მ. აზოტის ნაერთები წყალბადთან. ამ ი ა კ ი NH_3 (დ. რ. — 3). მენდელეევის პერიოდული სისტემის მეხუთე ჯგუფის ელემენტების წყალბადნაერთებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია ამიაკი — NH_3 . ამიაკი მიიღება სინთეზიურად მარტივი ნივთიერებიდან (N_2 და H_2), ნიტრიდებისა და ამინების ჰიდროლიზით:



და აზოტის ოქსიდების აღდგენით



აღწერილი მეთოდებიდან უდიდესი მნიშვნელობა მოიპოვა ამიაკის სინთეზმა ელემენტებიდან.

მიუხედავად მრავალი ექსპერიმენტისა, ამიაკის სინთეზი ელემენტებიდან დიდი ხნის განმავლობაში არ ხერხდებოდა. მხოლოდ ქიმიურბ თერმოდინამიკის განვითარების შემდეგ მოხერხდა იმ პირობების მიგნება, რომლებიც აუცილებელია ამიაკის სინთეზისათვის.

1912 წელს ჰაბერმა შეიმუშავა აზოტიდან და წყალბადიდან ამიაკის სინთეზის ტექნიკური ხერხი, რომელიც იმდენად მნიშვნელოვანი

აღმოჩნდა, რომ ამჟამად აზოტის მეტი წილის ფიქსაცია (შებმა) ამ გზით ხდება.

ამიაკის სინთეზის რეაქცია ეგზოთერმულია:



რეაქციის განტოლებიდან ჩანს აგრეთვე, რომ ამიაკის წარმოქმნა დაკავშირებულია მოცულობის ერთი ორად შემცირებასთან (4 მოლი გაზებიდან 2 მოლი მიიღება).

ლე-შატელიე-ვანტ-ჰოფის პრინციპის თანახმად, ამიაკის სინთეზისათვის საუკეთესო პირობებია შეძლებისდაგვარად დაბალი ტემპერატურა და მაღალი წნევა. მაგრამ რეაქციის სიჩქარე 700°C -ზეც კმდენად მცირეა, რომ შეუძლებელი ხდება ამ რეაქციის პრაქტიკული გამოყენება. ტემპერატურის ზედმეტად გადიდება რეაქციის აჩქარების მიზნით კიდევ უფრო შეამცირებდა გამოსავლიანობას, რადგანაც ამ რეაქციის წონასწორობის მუდმივა

$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

ტემპერატურის გადიდებისას მცირდება.

რეაქციის სიჩქარე შეიძლება კატალიზატორის (ოსმიუმის ან რუთენიუმის) მეშვეობით გავადიდოთ. ამით პრინციპში გადაწყდა ამიაკის სინთეზის პრობლემა.

ამრიგად, ამიაკის სინთეზს შემდეგნაირად აწარმოებენ. აზოტისა და წყალბადის ნარევის (რომელშიც ერთი მოცულობა აზოტზე სამი მოცულობა წყალბადია) $400-500^\circ\text{C}$ -ზე და $100-1000$ ატ წნევაზე რეაქციაში კატალიზატორის ზედაპირზე გაატარებენ. წონასწორობა, ე. ი. სრული გამოსავლიანობა, სულ მოკლე დროში მიიღება. მიღებული ამიაკის გათხევადების შემდეგ რეაქციაში შეუსვლელი გაზები კვლავ შედის ციკლში.

ამიაკის სინთეზის კატალიზატორად ამჟამად გამოყენებულია რკინის კატალიზატორი, რომელიც პრომოტირებულია კალიუმის ტუტით და ალუმინის ოქსიდით.

ამიაკის სინთეზისათვის წყალბადი და აზოტი ზედმიწევნით სუფთა უნდა იყოს, რადგან H_2S , CO , CO_2 და წყლის ორთქლი მინარევების სახითაც კი იწვევს რკინის კატალიზატორის მოწამვლას. ამიტომ ამიაკის სინთეზის მიზნებისათვის აზოტს ღებულობენ ჰაერის გათხევადებით და თხევადი ჰაერის ფრაქციონული გამოხდით. წყალბადს ღებულობენ წყლის ელექტროლიზით ან ნახშირწყალბადების (კოქსის

ან საწვავი გაზების) თერმული დაშლით (მაგალითად, რუსთავეის აზოტის ქარხანაში).

საფრანგეთში კლოდის მეთოდით მუშაობის შედეგად. სადაც წნევა 1000 ატ-მდე აჰყავთ, ამიაკის გამოსავლიანობა 40%-ზე მეტია.

1935 წელს ბასსემ აღმოაჩინა, რომ 850°C-ზე და 4500 ატ. წნევაზე ყოველგვარი კატალიზატორის გარეშე 100% გამოსავლიანობით მიიღება ამიაკი. რადგან ამ პირობებში რეაქცია არ მოითხოვს კატალიზატორს, ამიტომ ამოსავალი გაზები შეიძლება შეიცავდეს 5%-მდე H_2S და 25%-მდე CO -ს. ახალი მეთოდი საინტერესო პერსპექტივებს სახავს, მაგრამ წარმოებაში ის ჯერჯერობით არ დანერგილა.

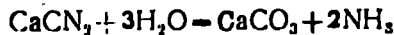
ფრანკისა და კაროს მიერ შემუშავებულ იქნა ამიაკის მიღების ციანამიდური მეთოდი.

კალციუმ-ციანამიდის მისაღებად დაწილადებულ კალციუმის კარბიდს გაახურებენ ელექტროლუმენში და მასში გაატარებენ აზოტს:



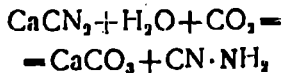
ენიდიდან ეს რეაქცია ეგზოთერმულია, ამიტომ ერთ ადგილზე რეაქციის აღძვრის შემდეგ ის თავისით გრძელდება. რადგან კალციუმ-ციანამიდის მიღებისას გამოიყოფა ნახშირბადი ნახშირის სახით, ამიტომ აღწერილი მეთოდით მიიღება ნაცრის ფერი ფხვნილი. კალციუმ-ციანამიდი წარმოადგენს ციანამიდის ნაწარმს. აქ ორივე წყალბადი ჩანაცვლებულია კალციუმით.

კალციუმ-ციანამიდი გადახურებული წყლის ორთქლის მოქმედებით იშლება, რის შედეგადაც მიიღება ამიაკი:

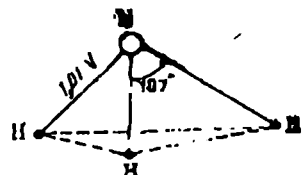


ნიდაგში წყლისა და ბაქტერიების მოქმედებით იმავე მიმართულების რეაქცია მიმდინარეობს. ამიტომ კალციუმ-ციანამიდმა ფაროო გამოყენება მოიპოვა აგრეთვე როგორც აზოტიანმა სასუქმა.

კალციუმ-ციანამიდიდან ცივი წყლისა და CO_2 მოქმედებით თავისუფალი ციანამიდი მიიღება:



წყალთან ამ უკანასკნელის 70%-მდე გაცხელებისას მიიღება შარლოვანა, რომელიც შესანიშნავ აზოტოვან სასუქს წარმოადგენს.



სურ. 26. ამიაკის მოლეკულის სქემა.

აზოტის ატომის p — ელექტრონთა შესაბამისი ელექტრონული ღრუბლები ერთმანეთისადმი მართობულად არიან მიმართული, ამიტომ NH_3 მოლეკულას პირამიდული აღნაგობა აქვს. ამიაკის მოლეკულა სამკუთხა პირამიდის ფორმისაა, რომლის ფუძის წვეროებში განლაგებულია თითო წყალბად-ატომი, ხოლო პირამიდის წვეროში აზოტის ატომი (სურ. 26).

პირამიდის სიმაღლეა 40 პმ. აზოტსა და წყალბადს შორის წიბოს სიგრძე შეადგენს 101 პმ-ს, ხოლო მანძილი წყალბად-ატომებს შორის უდრის 169 პმ-ს. ტემპერატურის გადიდებისას აზოტის ატომი პირამიდის ფუძის მართობულად იწყებს რხევას, რის შედეგადაც აზოტის ატომი ფუძის ქვემო მდებარეობას დაიჭერს. აზოტის ატომის ასეთი რხევა გამოყენებულია დროის მცირე მონაკვეთების გასაზომად.

წყალბადთან შედარებით აზოტის დიდი ელექტროუარყოფითობის გამო $\text{N}-\text{H}$ ბმის შემაკავშირებელი სავალენტო წყვილი ელექტრონები გადანაცვლებულია აზოტის ატომისაკენ, რის გამო ამიაკის მოლეკულას მნიშვნელოვანი სიდიდის დიპოლური მომენტი ახასიათებს ($\mu_{\text{NH}_3} = 1,46 \text{ D}$).

ამიაკი მკვეთრი სუნის და გემოს მქონე უფერო გაზია. 1 ლ ამიაკი ნორმალურ ფიზიკურ პირობებში 0,7713 გ-ს იწონის 8,5 ატ წნევაზე და 20°C -ზე ამიაკი თხევადდება. თხევადი ამიაკი უფერო სითხეა, დუღს — $33,4^\circ\text{C}$ -ზე, მყარდება — $77,7^\circ\text{C}$ -ზე. რადგან ამიაკის აორთქლების სითბო მეტად მნიშვნელოვანი სიდიდეა, ამიტომ მან ფართო გამოყენება მოიპოვა გამაცივებელ ტექნიკაში. მაცივრებში გამოიყენება ამიაკის აორთქლებისას მიღებული დაბალი ტემპერატურა.

თხევადი ამიაკი ძლიერ ასოციირებული სითხეა. მის ასოციაციას ძირითადად წყალბადური ბმა განაპირობებს.

თხევადი ამიაკის დიელექტრიკული მუდმივა $\epsilon = 21$, როცა $t = -34^\circ$ და $\epsilon = 17$, როცა $t = 25^\circ$. მისი დისოციაცია $\text{NH}_3 + \text{NH}_3 = \text{NH}_4^+ + \text{NH}_2^-$ მცირეა, ამიტომაც თხევადი ამიაკის ელექტროგამტარობა მეტად უმნიშვნელოა: $K_{-50^\circ} = [\text{NH}_4^+][\text{NH}_2^-] \sim 10^{-30}$.

გათხევადებულ ამიაკში შედარებით კარგად იხსნება არაორგანული და ორგანული ნაერთები. მრავალი მარილი თხევად ამიაკში ელექტროლიტურ დისოციაციას განიცდის. კარგად იხსნება თხევად ამიაკში ამონიუმის და ტუტე მეტალების მარილები, განსაკუთრებით ჰალოგენიდები, რომელთა ხსნალობა იზრდება მწკრივში $\text{Cl}-\text{Br}-\text{J}$. კარგად იხსნება თხევად ამიაკში აგრეთვე ნიტრატები, მაგრამ არა

სულფატები ან კარბონატები. ელექტროლიტური დისოციაციის უნარს თხევად ამიაკში ისეთი ნაერთებიც კი იჩენენ, როგორცაა, მაგალითად, ბენზალდეჰიდი, C_6H_5CHO , ნიტრომეთანი, CH_3NO_2 , აცეტილენი, C_2H_2 , და სხვ., რომლებიც წყალში საერთოდ არ იშლებიან იონებად.

თხევად ამიაკში კარგად იხსნება ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალები. მიღებულ ხსნარებს მეტად საინტერესო თვისებები აქვს. ასეთი ხსნარები ელექტროლიტური ელექტროგამტარობით ხასიათდება. მაგალითად, მეტალური ნატრიუმის განზავებული ხსნარის ელექტროგამტარობას განპირობებს სოლვატირებული ნატრიუმ-იონი $Na^+(NH_3)_x$ და ანიონი $(NH_3)_y^-$. უფრო კონცენტრირებულ ხსნარებს, ნაცვლად ლურჯი ფერისა, მეტალისებრ რუხი ფერი აქვს და, გარდა ელექტროლიტურისა, მეტალური ელექტროგამტარობაც ახასიათებს, ე. ი. ასეთი ხსნარები თავისუფალ ელექტრონებს შეიცავს. ხანგრძლივი დაყოვნების დროს აღნიშნულ ხსნარებში მიიღება ამიდი:



რის შედეგად ხსნარის თვისებები მნიშვნელოვნად იცვლება. ასეთივე პირობებში ტუტე მიწათა მეტალები წარმოქმნის ამიაკატებს. მაგალითად, $Ca(NH_2)_2$ -ს.

თხევადი ამიაკი წყლის მსგავსად ასოცირებული, პოლარული სითხეა. ამ თვისებების გამო თხევადი ამიაკი კარგი გამხსნელია. მასში გახსნილი მარილები ადვილად იშლება იონებად.

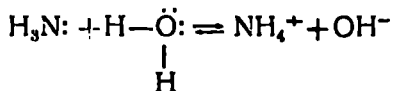
ამიაკის ხსნადობა წყალში აღემატება ყველა დანარჩენი გაზებისას, სახელდობრ, ერთ მოცულობა წყალში $0^\circ C$ -ზე იხსნება 1200-მდე მოცულობა ამიაკი, $20^\circ C$ -ზე — 700-მდე. გასასყიდი ამიაკის წყალხსნარი 25% NH_3 -ს შეიცავს, მისი $d = 0,91$.

დაბალ ტემპერატურაზე გამოყოფილია ამიაკის ორი კრისტალჰიდრატე: $2NH_3 \cdot H_2O$ ლობის ტემპერატურაა — $78^\circ C$ და $NH_3 \cdot X \cdot H_2O$ ლობის ტემპერატურა — $77^\circ C$. კრისტალჰიდრატებში ამიაკისა და წყლის მოლეკულები შეერთებულია ერთმანეთთან წყალბადური ბმით.

თითო მოლი ამიაკის წყალში გახსნას 33.5 კგ სითბოს გამოყოფა ახლავს. ტემპერატურის გადიდებისას ამიაკის ხსნადობა სწრაფად ეცემა.

წყალში ამიაკის კარგი ხსნადობა განპირობებულია იმით, რომ ამიაკისა და წყლის მოლეკულებს შორის აღიძვრება წყალბადური ბმა $NH_3 \dots H_2O$. რადგან ამიაკის მოლეკულა NH_3 პროტონების კარგი

აქცეპტორია, ამიტომ ხსნარში წარიმართება შემდეგი მიმართულების პროცესი

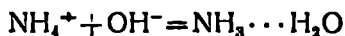


ამიაკის წყალხსნარებს იხილავენ როგორც სუსტი ფუძის, NH_4OH -ის ხსნარს, რომელსაც ეწოდა „ამონიუმის ჰიდროქსიდი“, მაგრამ ეს შეხედულება არ ეთანხმება ცნობილ ფაქტებს. მართლაც, დღემდე არ მოიპოვება მონაცემები NH_4OH -ის დაუდისოციირებელი მოლეკულების არსებობის შესახებ. პირიქით, დადგენილია, რომ ასეთი მოლეკულები არ არსებობს. ამიტომ ამიაკის წყალხსნარების შედგენილობას იხილავენ როგორც ამიაკის ჰიდრატირებულ მოლეკულებს $\text{NH}_3 \cdot \cdot \cdot \text{H}_2\text{O}$ ან NH_3 (აგ), სადაც თავს იჩენს წყალბადური ბმა. ამიაკის ჰიდრატის მხოლოდ მცირე ნაწილი იშლება იონებად.



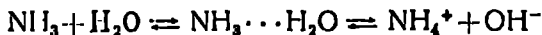
იმის გამო, რომ ამიაკის წყალხსნარები შეიცავს OH^- — იონებს, მას ტუტე რეაქცია აქვს. მაგრამ მას დღესაც აღნიშნავენ NH_4OH -ით და უწოდებენ ამონიუმის ჰიდროქსიდს.

ამონიუმის ჰიდროქსიდი NH_4OH წარმოქმნისთანავე იშლება იონებად, ხოლო NH_4^+ და OH^- — იონების შეერთებისას მიიღება არა NH_4OH , არამედ NH_3 და H_2O , რომლებიც წყალბადური ბმით იქმნებიან შებმული ერთმანეთთან



ამიაკის 1 ლ ნორმალური ხსნარი შეიცავს 0,0042 მოლ NH_4^+ და OH^- იონებს, მისი $\alpha = 0,4\%$, ხოლო $\text{pH} = 11,77$.

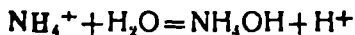
ამიაკის ჰიდრატი იშლება NH_3 და H_2O -დ. ამ რეაქციების გაერთიანებით მივიღებთ:



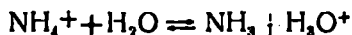
ამიტომაც ამიაკის წყალხსნარს ყოველთვის აქვს ამიაკის სუნი. თუ ამონიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარს ჰიდროქსიდ-იონებს (ე .ი. ტუტეს) მოეუმატებთ, წონასწორობა მარცხნივ გადაინაცვლებს და მიიღება ამიაკი და წყალი. მკვას მიმატება გამოიწვევს წონასწორობის მარჯვნივ გადახრას, რაც მარილის წარმოქმნასთანა დაკავშირებულ, წაგალითად:



ამონიუმის მარილების ჰიდროლიზის რეაქციას ჩვეულებრივ შემდეგი განტოლებით გამოსახვენ



ამ შემთხვევაში ჰიდროლიზის პროცესი არსებითად წარმოადგენს პროტონის გადასვლას ამონიუმის იონიდან წყლის მოლეკულაზე

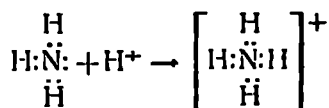


ამონიუმის რაიმე მარილის ხსნარზე ტუტის მოქმედებისას ამიაკი გამოიყოფა. რეაქციის დროს ამონიუმ-იონის და ჰიდროქსონიუმ-იონის ურთიერთქმედებისას ჰიდროლიზის რეაქცია შებრუნდება



მიღებული ნარევის გაცხელების დროს ამიაკი აქლორდება. ზემოთ აღნიშნული იყო (იხ. 1 ნაწ.), რომ ამიაკის მოლეკულაში აზოტის ატომი $s p^3$ ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაშია. სამი წყალბად-ატომი იკავებს ტეტრაედრის სამ წვეროს წარმოქმნის რა სამ $\sigma - p$ ბმას, ხოლო მეოთხე წვერო უკავია გაუყოფელი ელექტრონული წყვილის ღრუბელს. რომელიც არაეკვივალენტურ ორბიტალს წარმოადგენს.

ამიაკის მოლეკულისა და წყალბად-იონის ურთიერთმიახლოებისას აღიძვრება ურთიერთქმედება აზოტის გაუყოფელ წყვილსა და წყალბად-იონის თავისუფალ ორბიტალს შორის. ამის შედეგად გაუყოფელი წყვილი საზიარო გახდება აზოტის ატომისა და წყალბად-იონისათვის, ე. ი. აღიძვრება დონორულ-აქცეპტორული ბმა. აქ აზოტის ატომი დონორია, წყალბადის იონი-აქცეპტორი



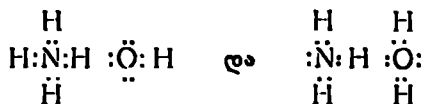
წარმოქმნილ ამონიუმ-იონის ოთხივე ბმა ერთმანეთის ტოლფასია, მაშასადამე, დონორულ-აქცეპტორული ბმა თავისი თვისებებით არ განსხვავდება კოვალენტური ბმისაგან. აქედან ჩანს, რომ ამონიუმის იონში აზოტი ოთხვალენტოვანია.

საინტერესოა დაუშვარისპიროთ ერთმანეთს ამონიუმის იონისა და ტუტე მეტალების თვისებები. თავისი თვისებებით ამონიუმ-იონი მეტად ემსგავსება ტუტე მეტალების იონებს. ამონიუმის მარილები, ისეთივე კრისტალურ ფორმებშია, როგორშიც ტუტე მეტალების შესაბამისი ნაერთები. ამონიუმის მარილების ხსნალობა და აღნაგობა ემსგავსება კალიუმისა და რუბიდიუმის მარილებს, რადგან ამ სამ იონს

ერთმანეთის თანაზომიერი რადიუსები აქვს: $\text{NH}_4^+ = 143 \text{ პმ}$, $\text{K}^+ = 133 \text{ პმ}$, $\text{Rb} = 148 \text{ პმ}$.

ამონიუმის ჰიდროქსიდი არამდგრადი ნაერთია. მიუხედავად ამისა, ამიაკის წყალში გახსნისას მიიღება ამონიუმის ტუტე. წინააღმდეგ შემთხვევაში ერთ მოცულობა წყალში არ გაიხსნებოდა 1200 მოცულობა ამიაკი და ამიაკის წნევა ხსნარს ზემოთ ბევრად მეტი იქნებოდა. ამიაკის წნევის შემცირება მის წყალხსნარის ზემოთ შეიძლება აეხსნათ NH_3 -ის მოლეკულების ჰიდრატაციით.

ჰიდრატაცია წყალბადური ბმით შეიძლება განხორციელდეს შემდეგი გზებით:



რადგან აზოტის სწრაფვა პროტონისადმი აღემატება ჟანგბადისას, ამიტომ პირველი გზით ჰიდრატაციის მიმდინარეობას მეტი ალბათობა აქვს, ვიდრე მეორეთი. შედეგად მიიღება ამიაკის ჰიდრატი $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, რომელიც არ წარმოადგენს იონურ ნაერთს. ამიაკის ჰიდრატის დისოციაციის შედეგად მიიღება NH_4^+ და OH^- მისი დისოციაციის მუდმივა

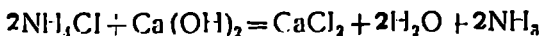
$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

საიდანაც ჩანს, რომ ამონიუმის ჰიდროქსიდი სუსტი ფუძეა.

ამიაკის წყალხსნარი (ე. წ. ნიშადურის სპირტი) მრავალი დანიშნულებით გამოიყენება.

ამიაკის წყალხსნარის მკვებებით განეიტრალებისას ამონიუმის მარილები მიიღება.

ლაბორატორიული გზით ამიაკის მიღება შეიძლება ჯერ კიდევ ალქიმოკოსების მიერ აღმოჩენილი რეაქციით, რისთვისაც კარგად დაფხვნილ კირს ან ტუტეს შეურევენ ნიშადურთან (NH_4Cl) ან ამონიუმის სხვა მარილთან და მიღებულ ნარევს გაათბობენ, ან ამავე რეაქციას სხნარში ჩაატარებენ გათბობის დროს, რის შედეგად გამოიყოფა ამიაკი:

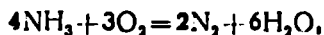


მიღებული ამიაკის გასაშრობად მას ვაატარებენ კირის ნატეხებით ან

ნატრონიკით ავსებულ მილში. მიღებული ამიაკი შეიძლება დაპირქვა-
ვებულ ცილინდრში შევავროვოთ.

ამიაკი ჰაერში ჩვეულებრივად არ იწვის, მაგრამ ჟანგბადის არე-
ში ის ადვილად დაიწვის. განსაზღვრული თანაფარდობით აღებულნი
ამიაკისა და ჟანგბადის ნარევი აალებისას ფეთქდება კიდეც.

ჟანგბადის არეში ამიაკის წვის რეაქცია შემდეგი მიმართულებით
მიმდინარეობს:

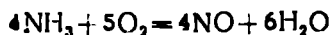


ე. ი. ამიაკის ჰომოგენური წვის დროს თავისუფალი აზოტი მიიღება.
იმისათვის, რომ აზოტის ოქსიდები მივიღოთ, საჭიროა სათანადო კა-
ტალიზატორის გამოყენება.

ამიაკი ჰაერში არ იწვის, მაგრამ ჟანგბადის არეში იწვის მომწვანო
ფერის ალით. ჟანგბადის არეში წვის დროს ამიაკის აზოტი იჟანგება
 NO_2 -მდე. ამიტომ ამიაკის დაჟანგვით აზოტმჭავა შეიძლება მი-
ვიღოთ.

ამიაკის წვა ჟანგბადის არეში შეიძლება პლატინის კატალიზატო-
რის მეშვეობითაც მოვახდინოთ. გავარჯარებული პლატინის სპირალუ-
რი მავთული ამიაკისა და ჟანგბადის ნარევეში აფეთქებას იწვევს, რის
შემდეგ პლატინის სპირალი ერთხანს გავარჯარებული რჩება. ამიტომ
ამ გაზების ნაყადში პირველ აფეთქებას მოყვება მეორე, მესამე და ა. შ.
ამიაკის ასეთი წვის შედეგად მიიღება წყალი და ელემენტარული აზო-
ტი. მაგრამ კატალიზატორზე არა აალების, არამედ ნელი დაჟანგვის
დროს მიიღება აზოტის ოქსიდები.

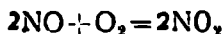
ჯერ კიდევ 1782 წელს კემბრიჯში მილნერის მიერ შემჩნეული
იყო, რომ მანგანუმის (IV) ოქსიდის ზედაპირზე გატარებისას ამიაკი
იჟანგება. 1839 წ. კულმანმა საფრანგეთში დაადგინა, რომ ამიაკისა და
ჰაერის ნარევის პლატინის კატალიზატორზე გატარებისას დაჟანგვის შე-
დეგად წარმოიქმნება აზოტის ოქსიდები. ეს რეაქცია შეიძლება შემ-
დეგნაირად გამოვსახოთ:



მიღებული უფრო გაზი გაცივებისას მუქი წითელი ფერის ხდება
 NO ს NO_2 -ად დაჟანგვის გამო.

ჰაერის ჟანგბადით ამიაკის კატალიზური დაჟანგვა არის ყველაზე
უფრო მნიშვნელოვანი ხერხი აზოტმჭავას მიღების თანამედროვე მე-
თოდებიდან.

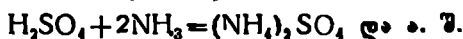
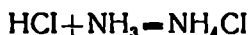
აზოტმჟავან მისაღებად ამიაკისა და ჰაერის ნარევეს პლატინის ბა-
 ლზე გაატარებენ. 750°-ზე ამიაკი თითქმის მთლიანად გადადის
 NO-ად. NO ჰაერზე თავისით იჟანგება:



NO₂ ის წყალში გახსნით აზოტმჟავა მიიღება. ამიტომაც ეს რეა-
 კცია საფუძვლად დაედო ამიაკისაგან აზოტმჟავას მიღებას.

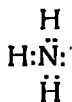
ამიაკის კატალიზური დაჟანგვის რეაქცია აზოტმჟავას ქარხნული
 მიღებისათვის გამოყენებულ იქნა ვ. ოსტვალდის მიერ მეოცე საუკუ-
 ნის დასაწყისში. ამიაკისაგან აზოტმჟავას მისაღებად იყენებენ პლატი-
 ნის კატალიზატორს, რომელიც 5—10 პროცენტ როდიუმს შეიცავს.
 ამ კატალიზატორის გამოყენებისას აზოტმჟავას გამოსავლიანობა
 100%-ს უახლოვდება.

ამონიუმის მარილები. ამიაკი მთელ რიგ ნაერთებთან
 შეერთების განსაკუთრებულ უნარს იჩენს. აქედან მეტად მნიშვნელო-
 ვანია მჟავების წყალბადთან მისი მიერთების პროდუქტები. ე. წ. ამო-
 ნიუმის მარილები, რომლებშიც ამონიუმ-იონი, NH₄⁺, ერთ-მუხტიანი
 იონის როლს ასრულებს. მაგალითად,



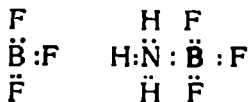
ამიაკის ნეიტრალური მოლეკულის მჟავის მოლეკულასთან მიერ-
 თება არ ცვლის ცენტრალური ატომის (აზოტის) დაჟანგულობის
 რიცხვს.

გამოვსახოთ ამიაკის მოლეკულის ელექტრონული სტრუქტურა



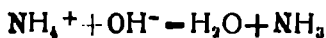
აზოტის ატომის ირგვლივ ოთხი წყვილი ელექტრონია, რომელთაგან
 სამი წყვილი აზოტის და წყალბადის საზიაროა, ე. ი. სამი წყვილი ელე-
 კტრონი სამ კოვალენტურ ბმას წარმოქმნის. ამათ გარდა აზოტის ატომს
 აქვს თავისუფალი, მისი კუთვნილი გაუყოფელი წყვილი ელექტ-
 რონი, ასეთ წყვილს შეუძლია წარმოქმნას სხვა ატომთან კოვალენტუ-
 რობა იმ პირობით, თუ ამ სხვა ატომს გარეგარისზე ექნება თავისუფა-
 ლი ორბიტალი. ამის მაგალითია BF₃, რომლის ელექტრონული

სტრუქტურიდან ჩანს, რომ ბორს აქვს თავისუფალი ორბიტალი, რომლითაც ის მიუერთდება აზოტის გაუყოფელ წყვილ ელექტრონს:



ამიტომ NH_3 ისა და BF_3 -ის ურთიერთქმედებისას მათ შორის აღიძვრება კოვალენტური ბმა. აზოტის კუთვნილი გაუყოფელი წყვილი ელექტრონი საზიარო ხდება.

როცა ამონიუმ-იონზე, ჰიდროქსილ-იონი მოქმედებს, რომელიც წყალბად-იონს იკავშირებს, მაშინ გათავისუფლდება ამიაკის მოლეკულა:



ამონიუმის მარილი მით უფრო მდგრადია გაცხელებისადმი, რაც უფრო მეტია მკვავას ძალა ერთნაირი სტრუქტურის შემთხვევაში. მაგალითად, თერმული მდგრადობა მცირდება მწკრივში: NH_4I , NH_4Br , NH_4Cl , NH_4F , NH_4CN , NH_4OH .

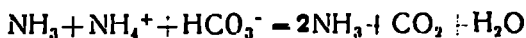
ამონიუმ-ქლორიდის ხსნარის დუღილის დროსაც კი ხდება ამიაკის აორთქლება, რადგან ამონიუმ-იონი იშლება ამიაკად და წყალბად-იონად:



ამონიუმის მარილები წყალხსნარში სუსტ მკვავე რეაქციას იჩენენ, ამიტომაც, როცა ამონიუმის მარილი სუსტი მკვავას ანიონს შეიცავს, ეს უკანასკნელი ამონიუმ-იონს ართმევს წყალბად-იონს მით უფრო ადვილად, რაც უფრო სუსტია ამ მკვავას დისოციაციის უნარი. ამიტომაც ნახშირმკვავა ამონიუმში და ამონიუმ-სულფიდი წყალხსნარებში შემდეგი განტოლებით იშლება:



ამას გარდა, ნაწილობრივად მიმდინარეობს შემდეგი გარდაქმნაც:



ამის გამო ამონიუმის ამ მარილების წყალხსნარები გამოყოფს ამიაკს.

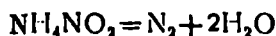
საერთოდ, ამონიუმის მარილები შედარებით მაღალ ტემპერატურაზე ადვილად იშლება.

ამონიუმის მარილების თერმული დისოციაციის პროდუქტებია ამიაკი და მჟავა:

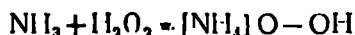


თუ გახურებისას მჟავა არ იშლება, გაცივებისას ამიაკი კვლავ შეუერთდება მჟავას. ამ ნიშნით ამონიუმის მარილები მნიშვნელოვნად განსხვავდება ტუტე მეტალების მარილებისაგან.

თუ მარილი შიგამოლეკულორი ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის შედეგად იშლება მშინ თერმული დისოციაცია სხვა პროდუქტებს გვაძლევს, მაგალითად,



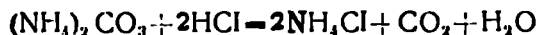
ამონიუმის მარილებს ეკუთვნის აგრეთვე წყალბადის პიროქსილიან ამიაკის მიერთების პროდუქტი. ეს უკანასკნელი მიიღება წყალბადის ზეჟანგის ეთერხსნარში ამიაკის გატარებით:



ამონიუმის ჰიდროქსიდი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, მისი დნობის ტემპერატურაა 14°C . ამავე გზით მიიღება დიამიაკტი $[\text{NH}_4] \text{O} - \text{O} [\text{NH}_4]$, რომელიც შეიძლება განვიხილოთ როგორც ამონიუმის პეროქსიდი $[\text{NH}_4]_2 \text{O}_2$. ეს ნაერთები მიღებულ იქნა პ. მელიქიშვილის მიერ 1898 წელს.

ამონიუმის მარილებს ლებულობენ აირადი ამიაკის გატარებით შესაბამისი მჟავების ხსნარებში ან მჟავების და ამიაკის ან ამონიუმკარბონატის წყალხსნარების შერევით.

ამონიუმის ქლორიდი (ნიშადური), NH_4Cl , მიიღება მარილმჟავას განეიტრალებით ამონიუმის კარბონატის ან ამიაკის წყალხსნარით:



ამონიუმქლორიდი მიიღება აგრეთვე აირადი ამიაკისა და აირადი ქლორწყალბადის ურთიერთქმედებით:



ამონიუმქლორიდი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, რომელიც

წყალში კარგად იხსნება. NH_4Cl ადვილად აქროლადია. მისი ორთქ-
ლი ადვილად განიცილებს თერმულ დისოციაციას:

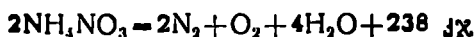


თუ დისოციაციას ფორებიან ჰურკელში მოვასდნთ, მიღებული
პროდუქტების მოლეკულური მასების სხვადასხვაობის გამო NH_3 და
 HCl განსხვავებული სიჩქარეებით დაიწყებენ დიფუზიას ფორებიან
კედლებში.

ჰიდროლიზის გამო ამონიუმქლორიდის წყალხსნარს მკავე რეაქ-
ცია აქვს. რადგან მისი დუდილის დროს ქლორდება NH_3 , ხსნარის
მკავე რეაქცია უფრო მეტად ძლიერდება.

ამონიუმ ქლორიდი გამოიყენება რჩილვის დროს, რადგან მეტა-
ლების ოქსიდებთან ის წარმოქმნის აქროლად ნივთიერებებს და მიი-
ღება ლითონის სუფთა ზედაპირი. „მშრალი“ ელემენტების ელექტრო-
ლიტად ფართოდ გამოყენებულია ამონიუმქლორიდისოპასტა. ამას
გარდა, ამონიუმ-ქლორიდი პოულობს სხვაგვარ გამოყენებას ქიმიურ
მრეწველობასა და ლაბორატორიულ პრაქტიკაში. ამონიუმ-ნიტრატი
(ამონიუმის გვარჯილა) NH_4NO_3 მეტად ჰიგროსკოპული თეთრი
კრისტალური ნივთიერებაა, ლღვება 165°C -ზე, ხოლო უფრო მაღალ
ტემპერატურაზე იშლება წყლად და აზოტის (I) ოქსიდად. ამონიუმ-
ნიტრატი აზოტით მდიდარია, ამიტომ გამოიყენება სასუქად და შედა-
რებით უშიშარ ფეთქებად ნივთიერებად.

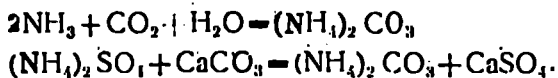
NH_4NO_3 - ის აფეთქება ძირითადად შემდეგი განტოლებით მიმ-
დინარეობს:



ამონიუმ-ნიტრატი საარტილერიო ვაზნებში ტროტილთან ერთად გამო-
იყენება. ფართოდ გამოიყენება ამონალი, რომელიც შეიცავს 72%
ამონიუმ-ნიტრატს, 25% ალუმინის ფხვნილს და 3% ნახშირს; ასეთი
ნარევის აფეთქება დეტონაციით შეიძლება.

ჩვეულებრივ ამონიუმ-სულფატი, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, მზადდება გო-
გირდმკავეს ხსნარისა და აირადი ამიაკის ურთიერთქმედებით. წყალ-
ში კარგად იხსნება. უმთავრესად გამოიყენება როგორც სასუქი.
 375°C -ზე ამონიუმ-სულფატი ლღვება და ამ დროს თერმულ დისოცი-
აციას განიცდის. ნალღობი შედგება ამონიუმ-სულფატისა და ამონიუმ-
ჰიდროსულფატისაგან $(\text{NH}_4)\text{HSO}_4$. რომელიც წარმოიქმნება
 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ -საგან NH_3 -ის მოცილებით.

ამონიუმ-კარბონატი, $(\text{NH}_4)_2 \text{CO}_3$, მზადდება ამიაკისა და CO_2 -ის შეერთებით წყალში ან ამონიუმ-სულფატისა და კალციუმ-კარბონატის ურთიერთქმედებით:



ამონიუმ-კარბონატი ჰაერზე ადვილად კარგავს 1 მოლ ამიაკს და რჩება ამონიუმ-ჰიდროკარბონატი:



ამონიუმ-ჰიდროკარბონატი 60°C -მდე გათბობისას მთლიანად იშლება და ქროლდება. ამიტომაც ის პურის ცხობის საქმეში გამოიყენება საფუარის ნაცვლად.

ამიაკის ნაწარმები. ამიაკისათვის დამახასიათებელია არა მარტო მიერთების რეაქციები. არამედ მისი წყალბადების ჩანაცვლების რეაქციებიც.

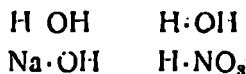
თუ ამიაკის მოლეკულაში ჩავენაცვლებთ ერთ წყალბად-ატომს. მივიღებთ ერთვალენტოვან ჯგუფს — NH_2 -ს, რომელსაც არაორგანულ ნაერთებში ამიდო — ჯგუფს ვუწოდებთ.

ნაერთები, რომლებშიც ჯგუფი NH_2 შეკავშირებულია მეტალთან, ამიდებს წარმოადგენენ (მაგალითად, NaNH_2 ნატრიუმის ამიდი). ამიდო-ჯგუფს უარყოფითი მუხტი აქვს (NaNH_2). როცა — NH_2 შებმულია ელექტროუარყოფით ატომთან ან ჯგუფთან, მაგალითად, — Cl^- ან — OH^- -თან, მას ამინო-ჯგუფს ვუწოდებთ, მაგალითად, NH_2OH -ს ეწოდება ჰიდროქსილაზინი ამინი, NH_2Cl ს ქლორამინი და ა. შ. ამ ნაერთებში ამინო-ჯგუფს დადებითი მუხტი აქვს NH_3^+ . ამიაკის მოლეკულაში ორი წყალბად-ატომის ჩანაცვლებით მიიღება ორვალენტოვანი ჯგუფი >NH იმიდი ანუ იმიდი ჯგუფი.

ამიაკის სამივე წყალბადის ატომის ჩანაცვლებით მიიღება ჯგუფი $\equiv \text{N}$. როცა აზოტი ელექტროდადებით ელემენტთან შეერთებულია ბინარული ნაერთის სახით, მას ნიტრიდი ეწოდება. ასეთია, მაგალითად, ლითიუმის ნიტრიდი Li_3N , ალუმინის ნიტრიდი, AlN და ა. შ.

ამიდები. თუ წყლის მოლეკულაში ერთ წყალბად-ატომს ჩავენაცვლებთ მეტალის ატომით ან ჰიდროქსილის ჯგუფს — მჟავას

ნაშთით, პირველ შემთხვევაში მივიღებთ ფუძეებს: მეორე შემთხვევაში კი — მჟავებს:

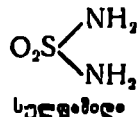
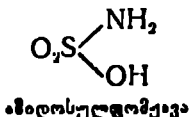
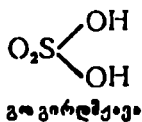


ასევე შეიძლება ამიაკის წყალბადი შევანაცვლოთ მეტალით ან მჟავას ნაშთით (მჟავას მოლეკულით, რომელიც მოკლებულია ჰიდროქსილის ჯგუფს):



პირველ შემთხვევაში მივიღებთ მეტალის ამიდს, მეორე შემთხვევაში — მჟავას ამიდს.

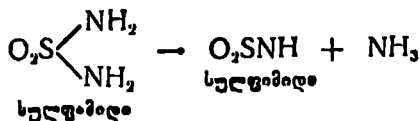
ამიდომჟავები უნდა განვიხილოთ როგორც ისეთი მჟავები, რომელთა ჰიდროქსილ-ჯგუფები ჩანაცვლებულია ამიდო-ჯგუფებით, მაგალითად:



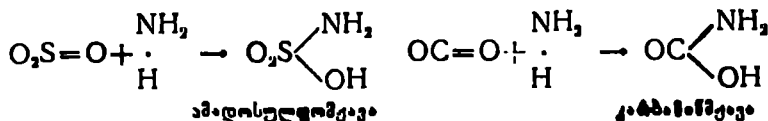
ამიდომჟავების სახელწოდებით აღვნიშნავთ ისეთ მჟავებს, რომლებიც შეიცავენ OH ჯგუფს და NH₂ ჯგუფს, ე. ი. — მრავალფუძიან მჟავათა ნაწარმებს.

მჟავათა ამიდებს შეუძლიათ დაკარგონ ამიაკი, შედეგად მიიღება

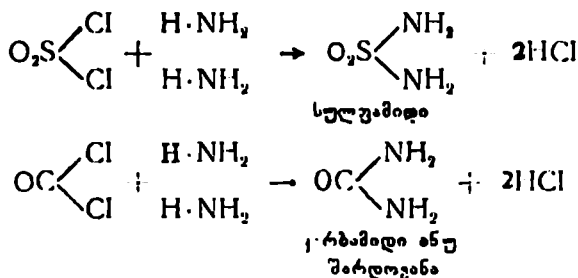
>NH ჯგუფის შემცველი ნაერთი, ე. წ. იმიდი, მაგალითად,



ამიდომჟავები მიიღება აგრეთვე ანჰიდრიდებისა და ამიაკის შეერთებით, მაგალითად,



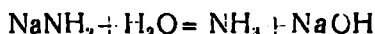
ამას გარდა, ამიდეები მიიღება ქლორჰიდრიდებისა და ამიაკის ურთიერთქმედებით:



აღსანიშნავია, რომ არა ყველა ენგბალოვანი შეევა წარმოქმნის ამიდეებს და იმიდეებს. ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალების ამიდეების მიღება ადვილია გალლოზილ მეტალზე ამიაკის მოქმედებით



ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალების ამიდეები ძლიერი აღმდგენელია. ამიდეზე წყლის მოქმედებით ჰიდროლიზის გამო მიიღება ტუტე და ამიაკი:

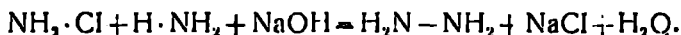


ნატრიუმის ამიდი გამოიყენება აზიდების მისაღებად და, აგრეთვე, ორგანული ნაერთების სინთეზისათვის.

ჰიდრაზინი — N_2H_4 (დ. რ. — 2). ორი ამილოჯუფის ურთიერთშეერთებით მიიღება დიამიდი $\text{H}_2\text{N} - \text{NH}_2$, ანუ ჰიდრაზინი. ამიაკზე ჰიპოქლორიტის მოქმედებით მიიღება ქლორამინი:



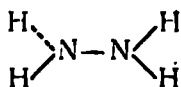
ქლორამინი საერთოდ არამდგრადია. ელატინის არეში ქლორამინი ამიაკთან შედის რეაქციაში და წარმოქმნის ჰიდრაზინს:



ჰიდრაზინი ჰაერში ძლიერ მბოლავი სითხეა, იყინება $1,4^\circ\text{C}$ -ზე, დუღს $113,5^\circ\text{C}$ -ზე. განუსაზღვრელად ერევა წყალს და სპირტს. შეევებთან წარმოქმნის ჰიდრაზინის მარილებს, მაგალითად, HCl -თან იძლევა ჰიდრაზინის ქლორიდს, $[\text{N}_2\text{H}_5]\text{Cl}$, და ჰიდრაზინის დიქლორიდს $\text{N}_2\text{H}_5[\text{Cl}]_2$. კეთილშობილი მეტალების მარილების ხსნარებზე მოქმედებისას ჰიდრაზინი მეტალებს გამოყოფს.

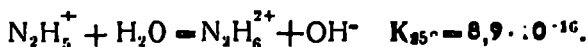
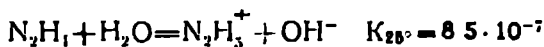
მარილების სახით ჰიდრაზინი გამოიყენება აზიდების მოსამზადებლად და, აგრეთვე, როგორც ძლიერი აღმდგენელი.

ჰიდრაზინის აღნაგობიდან ჩანს, რომ ის



ემსგავსება წყალბადის პეროქსიდს. ეს მსგავსება იმაში მდგომარეობს, რომ ორივე ნაერთის მოლეკულა ორი ერთნაირი, არანაჭერი რადიკალისაგან შედგება, რომლებიც წარმოადგენს ამიაკის ან წყლის მოლეკულებს და მოკლებული აქვს თითო წყალბადატომი. ამიტომაც ჰიდრაზინი არსებითად წყალბადის ამინოპეროქსიდს წარმოადგენს.

ჰიდრაზინი ამიაკზე უფრო სუსტი ფუძეა. ეს ჩანს მისი დისოციაციის მუდმივების მნიშვნელობებიდან:

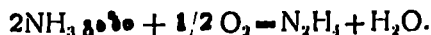
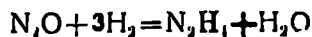
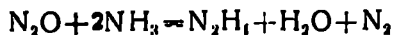


მიუხედავად იმისა, რომ ჰიდრაზინი ენდოთერმული ნაერთია,

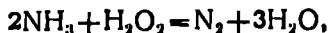
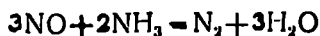


ის საკმაოდ მდგრადია.

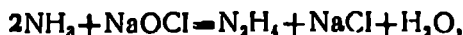
ჰიდრაზინის მიღებას მრავალი გამოკვლევა მიეძღვნა. ჰიდრაზინი სხვადასხვა პროცესის შედეგად შეიძლება მივიღოთ, მაგრამ მისი გამოსავლიანობა მცირეა. ეს რეაქციებია:



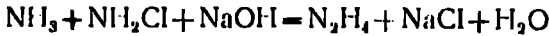
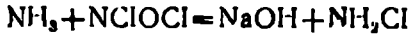
რადგან ამ რეაქციების პარალელურად თერმოდინამიკურად უფრო ხელსაყრელი რეაქციებიც მიმდინარეობს, მაგალითად,



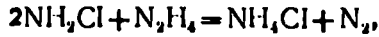
ამიტომ მრეწველობაში არც ერთი ეს რეაქცია არ დანერგილა. ბოლო ღრომდე ერთადერთი პრაქტიკული მეთოდი ჰიდრაზინის მიღებისა იყო ხსნარში მიმდინარე რეაქცია



რომელიც ზემოთ განვიხილეთ. ეს რეაქცია ორ საფეხურად მიმდინარეობს



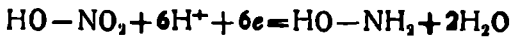
მის პარალელურად მიდის შემდეგი რეაქცია



რომელიც ამცირებს ჰიდრაზინის გამოსავლიანობას. ამჟამად შემუშავებულია ჰიდრაზინის სხვა საწარმოო მეთოდები.

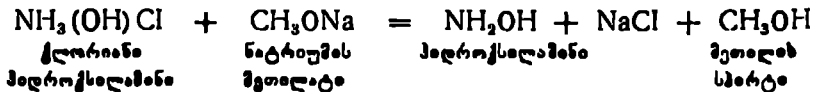
ჰიდრაზინი დაშლისას გამოყოფს ამიაკს. ჰიდრაზინის ორთქლს აქვს წვის უნარი. ამ გარემოებამ განაპირობა ჰიდრაზინის გამოყენება როგორც რეაქტიული საწვავის ერთ-ერთი კომპონენტისა.

ჰიდროქსილამინი — NH_2OH (დ. რ. — 1.) აზოტმეყავას აღდგენით ტყვიის კათოდზე ელექტროლიზის დროს ჰიდროქსილამინი მიიღება:



ჩვეულებრივ ღებულობენ მის მარილებს, რადგან თავისუფალი ფუძე ფეთქებადია. თავისუფალი ჰიდროქსილამინი გათბობისას ძლიერი აფეთქებით იშლება.

სუფთა ჰიდროქსილამინის მისაღებად მის მარილს გახსნიან უწყლო მეთილის სპირტში CH_3OH , რომელშიც წინასწარ გახსნილია ნატრიუმ-მეთილატი:



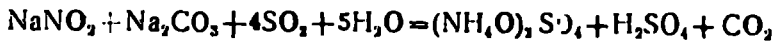
გამოკრისტალებული ქლორნატრიუმი გაიფილტრება, მეთილის სპირტი გამოიხდება და ამის შემდეგ დარჩენილი ჰიდროქსილამინი გადაიდენება.

ჰიდროქსილამინი შეიძლება განვიხილოთ როგორც ამიაკი, რომლის ერთი წყალბადი ჩანაცვლებულია ჰიდროქსილით. თავისუფალი ჰიდროქსილამინი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, ლღვება 33°C -ზე. ძლიერი აღმდგენელია.

ჰიდროქსილამინის წყალხსნარს მკვეთრი ტუტე რეაქცია აქვს. ჰიდროქსილამინი და მისი მარილები ძლიერი საწამლავეია.

გოგირდმეყავა ჰიდროქსილამინს $[\text{NH}_3(\text{OH})]_2\text{SO}_4$ წარმოებაში ღებულობენ აზოტოვანმეყავას $(\text{NO}\cdot\text{OH})$ აღდგენით ჰიდროქსილამინად $\text{NH}_2\cdot\text{OH}$, რისთვისაც ნატრიუმის ნიტრიტის ხსნარში,

რომელიც ნატრიუმის კარბონატს შეიცავს, გაატარებენ გოგირდის (IV) ოქსიდს:



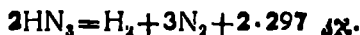
აზოტწყალბადმჟავა და აზიდები. ჰიდრაზინის ურთიერქმედებით აზოტოვანმჟავასთან მიიღება აზოტწყალბადმჟავა, ანუ აზოიმიდი NH_2 ,



აზოტწყალბადმჟავა, $\text{H}:\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{N}}:\ddot{\text{N}}$, ხასიათდება აქროლადობით და მკვეთრი სუნით. ის ძლიერი საწამლაეია. მისი ლღობის $t = -80^\circ\text{C}$. დუღილის $t = 37^\circ\text{C}$. HN_2 ერთფუძიანი მჟავაა, რომელიც თავისი ძალით უახლოვდება ძმარმჟავას. მისი დისოციაციის მუდმივა $K = 3 \cdot 10^{-5}$. თავისი მარილების (აზიდების) ხსნადობით HN_2 ემსგავსება მარილმჟავას. მისი ელექტროლიზის დროს კათოდზე გამოიყოფა 1 მოცულობა წყალბადი და ანოდზე — 3 მოცულობა აზოტი. HN_2 რეაქციაში შედის აზოტმჟავასთან

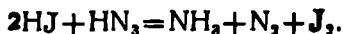


აზოტწყალბადმჟავა გათბობით ან დარტყმით ძლიერ ფეთქდება:



მისი განზავებული წყალბადხსნარები მდგრადია. უწყლო HN_2 უბრალო შენჯღრევეთაც კი ფეთქდება.

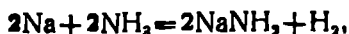
გარდა მჟავური ფუნქციისა, აზოტწყალბადმჟავა ძლიერი დამჟანგავია. მაგალითად, HJ -თან ურთიერთქმედებისას გამოიყოფა თავისუფალი იოდი:



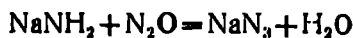
HN_2 და HCl -ის ნარევეში იხსნება პლატინა და ოქრო. პრაქტიკული გამოყენება აქვს აზოტწყალბადმჟავას მხოლოდ მარილებს — აზიდებს.

აზიდების ქვეშ იგულისხმება არა მარტო HN_2 -ის მარილები, არამედ მისი წყალბადის არამეტალებით ჩანაცვლების პროდუქტებიც, მაგალითად, იოდაზიდი JN_2 .

აზოტწყალბადმჟავას მარილებიდან მნიშვნელოვანია ნატრიუმის აზიდი. NaClN_2 , ნატრიუმის აზიდი მიიღება ნატრიუმის ამილიდან, რისთვისაც ამიაკს გალღობილ ნატრიუმზე ამოქმედებენ



ხოლო მიღებულ ნატრიუმ-ამიდზე აზოტის (1) ოქსიდით მოქმედებენ:



ნატრიუმ-აზიდის შემდეგი სტრუქტურა აქვს: $\text{Na}^+ [: \ddot{\text{N}} = \text{N} - \ddot{\text{N}}]^-$. ნატრიუმ-აზიდი წარმოადგენს მთელი რიგი სხვა აზიდების მოსამზადებლად ამოსავალ ნივთიერებას.

ტყვიის აზიდი მიიღება, მაგალითად, ტყვიის აცეტატისა და ნატრიუმის აზიდის ურთიერთქმედებით.

ტყვიის აზიდი, $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$, ძნელად ხსნადია. დარტყმისას დეტონაციით იშლება. ის წარმოადგენს დეტონატორს, ე. ი. ნივთიერებას, რომელიც დარტყმით ფეთქდება და თავისი აფეთქებით სხვა ფეთქებად ნივთიერებათა აფეთქებას იწვევს. დეტონაციის სიჩქარე უდრის რამდენიმე კილომეტრს წამში.

ტყვიის აზიდი უფრო ძლიერ ფეთქებადია, ვიდრე მგრგვინაფივერცხლისწყლი. $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ მაშინაც კი ფეთქდება, როცა ის ტენიანია. ამიტომაც ფეთქებად ნივთიერებათა ტექნიკაში ტყვიის აზიდმა დიდი გამოყენება მოიპოვა. ტყვიის აზიდს ინახავენ წყალში.

ტუტე მეთალების აზიდები მოკლებულია ფეთქების უნარს.

გარდა მარილებისა, ცნობილია აზოტწყალბადმქაეას ჰალოგენჩანაცვლებულები — ფტორაზიდი FN_3 . ის მოყვითალო გაზია. ნელა იშლება.

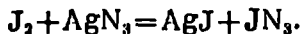
ქლორაზიდი, ClN_3 მიიღება ქვექლოროვანმქაეასა და აზოტწყალბადმქაეას ურთიერთქმედებით:



ტუტე არეში რეაქცია მარჯვნიდან მარცხნივ მიმდინარეობს.

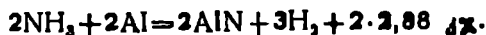
ClN_3 უფრო გაზია. ბრომაზიდი BrN_3 სითხეა.

იოდაზიდი მიიღება იოდის მოქმედებით ვერცხლის ამიდზე:



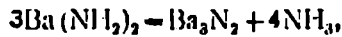
ყველა ჰალოგენაზიდი ძლიერ ფეთქებადია. წყლის მოქმედებით ჰალოგენაზიდი ჰიდროლიზურ დაშლას განიცდის.

ნიტრიდები. მაღალ ტემპერატურაზე შეიძლება ამიაკის მოლეკულის სამივე წყალბადის მეთალით ჩანაცვლება. მაგალითად, ალუმინზე ამიაკის მოქმედებით ალუმინის ნიტრიდი მიიღება:



ნიტრიდები წარმოადგენენ აზოტის ბინარულ ნაერთებს ელექტროდადებით ელემენტებთან, ე. ი. ძირითადად მეტალებთან. მრავალი მეტალი უშუალოდ იერთებს აზოტს ნიტრადის წარმოქმნით.

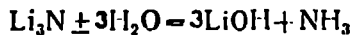
მსგავსად კარბიდებისა არსებობს სამი სხვადასხვა კლასის ნიტრიდები. მეტალები Li , Mg , Ca , Sr , Ba , Zn , Cd და Th ონური ნიტრიდებს წარმოქმნიან. მაგალითად, $\text{Li}^{\text{III}}\text{N}^{\text{III}}$). მათი ჰიდროლიზით მიიღება მეტალის ჰიდროქსიდი და ამიაკი. ონური ნიტრიდები მიიღება მარტივი ნივთიერებების პირდაპირი შეერთებით ან ამიდების თერმული დაშლით, მაგალითად,



BN , S_3N_4 , P_3N_3 და ა. შ. კოვალენტური ნაერთებია.

გარდამავალი მეტალების ნიტრიდები აზოტის შედგენის პროდუქტია, რომელიც კარბიდების ანალოგიურია. გარეგნულად, თავისი სიმაგრიტით, ელექტროგამტარობით, ასეთი ნიტრიდები მეტალებს ემსგავსება. ეს ქიმიურად ინერტული ნაერთებია. მათი ლღობის ტემპერატურა მაღალია. ასეთი ნიტრიდები მიიღება მეტალის ვაქუარებისას ამიაკის არეში.

ნიტრიდები LiN , Mg_3N_2 , Ca_3N_2 , Sr_3N_2 , Ba_3N_2 , Zn_3N_2 . HN წყლის მოქმედებით იშლება:

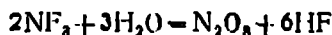


ამ ჯგუფის ნიტრიდები შეიძლება განვიხილოთ როგორც ამიაკის წყალბადების ჩანაცვლების პროდუქტი. ისეთი ნიტრიდები, როგორცაა მაგალითად, W_2N_3 CrN არ იშლება წყლის მოქმედებით.

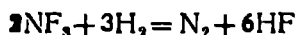
ამიაკის წყალბადი შეიძლება ჩანაცვლოს აგრეთვე ჰალოგენებით.

7. აზოტის ჰალოგენნაერთები. ცნობილია აზოტის ჰალოგენნაერთების ორი მწკრივი. ზემოთ განხილული ნაერთები შეესაბამება N_3X ფორმულას. მეორე მწკრივის წევრები, ზოგადი ფორმულით NX_3 , ამიაკის ჰალოგენნაწარმებია.

სამფტორიანი აზოტი NF_3 , მიიღება უწყლო ამონიუმ-ბიფტორიდის $[\text{NH}_4]\text{HF}_2$ ელექტროლიზით. NF_3 წარმოადგენს გაზს, დუღს -119°C -ზე, მყარდება -217°C -ზე. ოთახის ტემპერატურაზე წყალში არ რეაგირებს. ელექტრული ნაპერწყლით ენერგულად ააღდება წყლის ორთქლთან:



მაგრამ წყალბადთან აალები. იშლება:

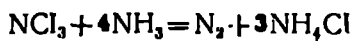


NF_3 ეგზოთერმული ნაერთია, ამიტომაც ის არაფეთქებადი ნივთიერებაა. დანარჩენი ჰალოგენნაერთები ფეთქებადია.

ქლორიანი აზოტი, NCl_3 მკვეთრი სუნის მქონე, ზეთისებრი სითხეა. 93° -მდე გათბობისას ძლიერ ფეთქდება:



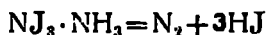
სამქლორიანი აზოტი ამიაკთან შედის რეაქციაში:



სამქლორიანი აზოტი წყალში ჰიდროლიზურ დაშლას განიცდის:

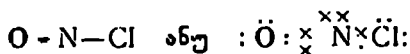


იოდის (ან უკეთესია ქლორიანი იოდის) ამიაკთან ურთიერთქმედების შედეგად წარმოიქმნება იოდიანი აზოტი, NI_3 , რომელიც შავი კრისტალების სახით მიიღება. მისი შედგენილობა უმასუხებს $\text{NI}_3 \cdot \text{NH}_3$ ფორმულას. აირადი ამიაკის მოქმედებით $\text{K}[\text{JBr}_2]$ ბრომ-იოდკალიუმზე მიიღება სამიოდანი აზოტი NI_3 . მშრალი იოდიანი აზოტი შეხებისთანავე ფეთქდება, რომლის დროსაც შეიძლება იოდწყალბადი წარმოიქმნას:



ფტორთან, ქლორთან და ბრომთან აზოტის ოქსიდი წარმოქმნის ნიტროზილჰალოგენურ ნაერთებს: ნიტროზილფტორიდს NOF , ნიტროზილქლორიდს, NOCl და ნიტროზილბრომიდს NOBr . ნიტროზილქლორიდი მიიღება აზოტის ოქსიდისა და ქლორის ურთიერთქმედებით 50°C -ზე გააქტიურებულ ნახშირთან, რომელიც ამ რეაქციის კატალიზატორია.

NOCl -ის მოლეკულა სამკუთხეა $\text{O} \angle \text{ClNO} = 116^\circ$. მისი სტრუქტურა გაჰოისახება ფორმულით:

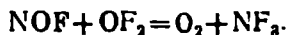


ასეთივე აღნაგობა ახასიათებს NOF -ს და NOBr -ს. ქლორიანი ნიტროზილი ქიმიურად მეტად აქტიურია. მასი თერმული დისოციაცია NO -სა და Cl -ზე 100°C -ზე იწყება.

არსებითად ამავე გზით მიიღება ბრომიანი ნიტროზილი, NOBr , რომელიც ოთახის ტემპერატურაზე შესამჩნევად იშლება. იოდანი ნიტროზილი ცნობილი არ არის.

ფტორიანი ნიტროზილი მიიღება NOCl და AgF -ის ურთიერთქმედებით. NOF უფრო გაზია, NOCl მოწითალო-ყვითელი ვაზა, NOBr კი შავი ფერის ნივთიერებაა.

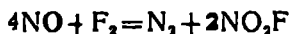
ქიმიურად ყველა ნიტროზილპალოგენიდი მეტად აქტიურია. NOF ადვილად შედის რეაქციაში სილიციუმთან, ბრომთან, ფოსფორთან. ჟანგბადის დიფტორიდთან შერევისას ფტორიანი ნიტროზილი სამფტორიან აზოტს წარმოქმნის:



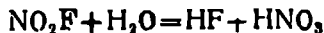
წყალში გახსნისას ნიტროზილპალოგენიდები ჰიდროლიზურად იშლება, მაგალითად,



NO -სა და ფტორის ურთიერთქმედებით მიიღება ფტორიანი ნიტრილი:



ფტორიანი ნიტრილი უფრო გაზია. წყალი მას შლის HF და HNO_3 -ად:



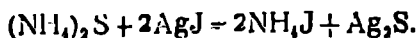
ქლორიანი ნიტრილი (NO_2Cl) მიიღება ქლორიან ნიტროზილზე ოზონის მოქმედებით. NO_2Cl უფრო გაზია, წყლის მოქმედებით ჰიდროლიზურად იშლება HCl და HNO_3 -ად. ქლორიანი ნიტრილი გათბობით თერმულ დისოციაციას განიცდის:



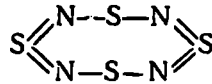
8. აზოტის გოგირდოვანი ნაერთები. გოგირდის ნიტრიდი (N_2S_4) მიიღება გოგირდისა და თხევადი ამიაკის ურთიერთქმედებით:



ამ შექცევადი რეაქციის წონასწორობის მარჯვენე გადანაცვლებს მიზნით საჭიროა ამონიუმ-სულფიდის შებმა. ამისათვის შეიძლება სა-რეაქციო ნარევეს ვერცხლის იოდლი დავუშვათ:



გოგირდნიტრიდის აღნაგობა შეიძლება გამოვსახოთ ფორმულით



N_4S_4 ყვეთელი კრისტალია, რომელიც კარგად იხსნება გოგირდნახ- შირბადში, ბენზოლში.

გოგირდნიტრიდი ენდოთერმული ნაერთია. დარტყმისას აფეთქე- ბით იშლება:

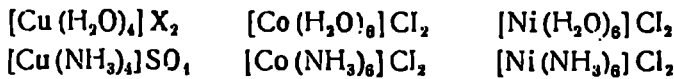


N_4S_4 ადვილად იერთებს ქლორს, ბრომს, ამიაკს და წარმოქმნის შექ დეგ ნაერთებს: $\text{N}_4\text{S}_4 \cdot 2\text{Cl}_2$, $\text{N}_4\text{S}_4 \cdot 2\text{Br}_2$, $\text{N}_4\text{S}_4 \cdot 2\text{NH}_3$.

აზოტოვანი გოგირდის გათბობისას დაშლის შედეგად მიიღება გოგირდოვანი აზოტი N_2S_5 . გოგირდოვანი აზოტი წიოელი სითხეა, რომელიც თავისი სუნით იოდს ემსგავსება. დარტყმისას ან გაცხელე- ბისას N_2S_5 აფეთქებით იშლება. :

8. ამიაკატები. ამიაკი უერთდება მრავალი ქიმიური ნაერთის და- ღლებათ კომპონენტს, განსაკუთრებით კი — მეტალის იონებს მარილის მოლეკულებში. ასეთი ნაერთები შეადგენს ამიაკატების საკმაოდ მდი- ლარ კლასს, რომელიც შეიძლება შევედაროთ მარილების ჰიდრატებს.

მაგალითისათვის განვიხილოთ ოთხ და ექვს მოლეკულა წყლით- ურთ წარმოქმნილი ზოგიერთი მარილის ჰიდრატი და შესატყვისი ამი- აკატი:

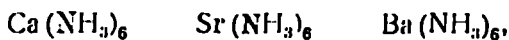


მთელი რიგი არამეტალების ჰალოგენური ნაერთებიც იერთებს ამიაკს: კარგად შესწავლილია, მაგალითად, ამიაკატები

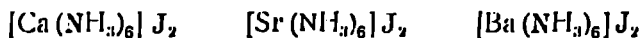


მრავალი ელემენტის მარილი, მაგალითად, Th Cl_4 , Zr Cl_4 დიდძალი რაოდენობით იკავშირებს ამიაკს ოთახის ტემპერატურაზე. ამის შე- დეგად წარმოიქმნება ამიაკატები, რომლებთანაც ამიაკი მყარ ხსნარებს იძლევა. ამიაკის უფრო მეტი შემცველობისას თხევადო ხსნარები მიი- ღება. ასეთივე ხსნარები თხევადი ამიაკის მეშვეობითაც მიიღება.

ტუტე ძიწათა მეტალები — კალციუმი, სტრონციუმი, ბარიუმი — იერთებენ ექვს-ექვს პოლევულა ამიაკს, ამის გამო ჰილდება ამიაკატები:



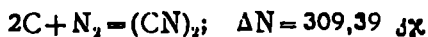
რომლებიც მეტალური ბზინვარებით ხასიათდება. მეტალების ეს ჰექსამინები შეიძლება განვიხილოთ როგორც მარილებს ამიაკატების



თავისუფალი რადიკალები. ამიაკატების და სხვა მსგავსი რთული ნაერთების წარმოქმნა დაკავშირებულია ე. წ. კოორდინაციული ბმის ბუნებასთან, რომელიც ამა თუ იმ მოლეკულაში შემავალი ატომის მზა წყვილი ელექტრონის ხარჯზე მიიღება; მაგალითად, ამიაკის შემთხვევაში კოორდინაციული ბმა, რომელიც ე. წ. კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნას განაპირობებს, აზოტის თავისუფალი წყვილი ელექტრონის ხარჯზე მიიღება.

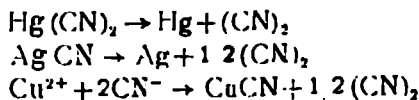
10. დიციანი და მისი ნაწარმები. დიციანი — $(\text{NC})_2$ ადვილად აალებადი უფერო გაზია, ძლიერი მომწამლავი, მწარე ნუშის დაძახსიათებელი სუნით. 15°C -ზე და 3,3 ატმ წნევაზე თხევადდება.

უშუალოდ ელემენტებიდან დიციანის წარმოქმნას სითბოს შთანთქმა ახლავს (ელემენტების შეერთება ხდება ელექტრულ რკალში აზოტის ატმოსფეროში)

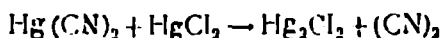


წარმოქმნის მაღალი სითბოს მიუხედავად დიციანი საკმაოდ მდგრადია.

დიციანი მიიღება ვერცხლისწყლის და ვერცხლის ციანიდების, ნარევების $\text{Hg}(\text{CN})_2$ და HgCl_2 , $\text{Zn}(\text{CN})_2$ და CuCl_2 ($160-170^\circ\text{C}$), $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ და HgCl_2 გახურებით და სხვ. დიციანი შეიძლება მივიღოთ აგრეთვე აირადი NCN პაერთი დაეანგვისას აქტივირებული ნახშირის ან კვარცის და NO_2 თანაობისას. წყალხსნარებიდან დიციანი შეიძლება მივიღოთ d — მეტალების ციანიდებზე სპილენძის მარილების მოქმედებით. ასე მაგალითად,

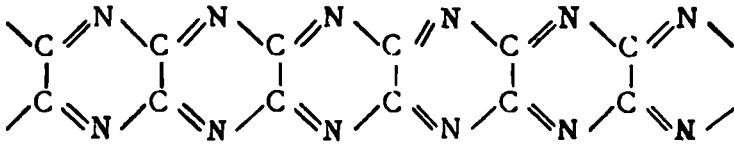


მშრალი დიციანის მიღების უველადე მოსახერხებელი სერხია $\text{Hg}(\text{CN})_2$ ან $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ და ეკვივალენტური რაოდენობის HgCl_2 ნარევის ვაცხელება.



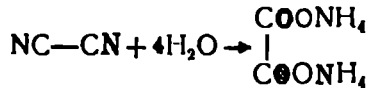
დიციანი 300—500°C-ზე გაცხელებისას მინარევეების თანაობისას პოლიმერიზაციას განიცდის პარაციანის სახით (CN)_n, რომელსაც მუქი შეფერილობა აქვს. პარაციანი 800—850°C-ზე გაცხელებისას აზოტის არეში გარდაიქმნება დიციანად.

სპექტროსკოპული მონაცემების საფუძველზე დადგენილია, რომ პარაციანს შემდეგი სტრუქტურა აქვს:



პარაციანი არ იხსნება ორგანულ გამხსნელებში, არც წყალში და არც ცივ კონცენტრირებულ H₂SO₄-ში.

(CN)₂ ურთიერთქმედებს წყალთან და განიცდის ჰიდროლიზს, იხსნება აგრეთვე ორგანულ გამხსნელებში. წყალხსნარებში დიციანი იშლება მჟაუნ-მჟავად და ამიაკად, რომელიც ამონიუმის ოქსალატში გადადის:



სტრუქტურული გამოკვლევების მიხედვით დადგენილია, რომ დიციანის მოლეკულა სიმეტრიულია და წრფივი აგებულება აქვს. მისი აღნაგობა შეიძლება წარმოვიდგინოთ ფორმულით: $\text{N} \equiv \text{C} - \text{C} \equiv \text{N}$] (ატომთშორისი მანძილები C—N და C—C ასეთია 110 პმ და 137 პმ შესაბამისად).

დიციანის 1 000°C-ზე გაცხელებით ხდება მისი დისოციაცია:



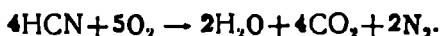
მონოციანი თერმულად ძლიერ მდგრადია, ამიტომაც შესაძლებელი გახდა მისი აღმოჩენა მზის ატმოსფეროშიც კი.

დიციანი კვამლის სახით ყოველთვის არის თამბაქოს ბოლში: პაერში დაწვის შედეგად მიიღება CO₂ და N₂.

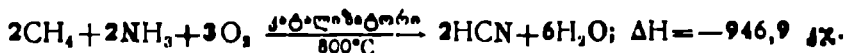
დიციანს პალოგენების მსგავსი თვისებები აქვს. თავისი თვისებებით იგი იჭერს საშუალო ადვილს ბრომსა და იოდს შორის. წარმოქმნის მჟაეებს — ციანწყალბადს — HCN.

ციანწყალბადი, ციანწყალბადმჟავა და ციანიდები. ციანწყალბადი. წარმოადგენს უფერო, ადვილად

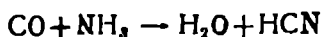
აქროლად სითხეს, აქვს დამახასიათებელი მწარე ნუშის სუნი. წყალთან და ორგანულ გამსხნელებთან შეერევა ნებისმიერ თანაფადრობით. ციანწყალბადი ძლიერი საწამლაია, მისი 0,05 გ სასიკვდილო დოზაა. ციანწყალბადი ძლიერ აქროლადი უფერო სითხეა, დუღს 25°C-ზე და ყინებზე —15°C-ზე. მისი ორთქლი ჰაერზე ატმოსფეროს ალით იწვის დაწვის პროდუქტებია CO₂, N₂ და H₂O.



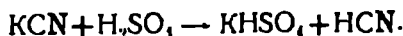
ციანწყალბადის მიღების მრავალი ხერხი არსებობს. ძირითადად ეს ხერხები დამყარებულია აზოტის და ნახშირბადის სხვადასხვა წყაროების გამოყენებაზე (NH₃, N₂ და აზოტოვანი ორგანული ნაერთების ნახშირი, CO, CH₄ და სხვა). სამრეწველო ხერხები დამყარებულია CH₄ და NH₃ ნარევის კატალიზურ დაჟანგვაზე ჰაერის თანაობისას:



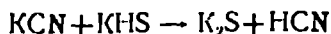
ციანწყალბადი მიიღება აგრეთვე ნახშირბადის (II) ოქსიდისა და ამიაკის ურთიერთქმედებით კატალიზატორის (TiO₂) თანაობისას 500°C-ზე:



ლაბორატორიულ პირობებში HCN-ს იღებენ მარილებიდან (NaCN, KCN და K₄[Fe(CN)₆]) შათზე განზავებული მყავების მოქმედებით (გაცხელებით)



ციანწყალბადის ხსნარის მიღება შეიძლება დაფხვნილი კალიუმციანიტისა და კალიუმის ჰიდროსულფატის გათბობით:



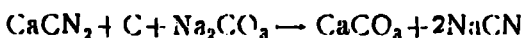
თხევადი HCN უმდგრადია. წყალხსნარებში ის იჩენს ძლიერ სუსტი მჟავას თვისებებს. მისი დისოციაციის მუდმივა (18°C-ზე) ტოლია $K = 4,8 \cdot 10^{-10}$. მისი 1N ხსნარი დისოცირდება 0,002%-ით და 0,16 ხსნარი კი — 0,007%-ით. რადგან HCN სუსტი მჟავაა მისი მარილები ჰიდროლიზს განიცდიან.

თავისი თვისებებით CN⁻ იონი ჰალოგენიდ-იონების მსგავსია და იძლევა მარილებს, ციანიდებს.

ციანწყალბადი შედგება წრფივი მოლეკულებისაგან (ატომთაშორის მანძილები CN და CH ტოლია 115 პმ-ს და 106 პმ-ს შესაბამისად) და ავებულება შეესაბამება ნიტრიდულ ფორმას $H-C\equiv N$ (გამოკვლევებმა აჩვენა, რომ HNC ფორმა ნაკლებად სააღბათოა). იმის გამო, რომ $C\equiv N$ აქვს π -ბმა და აზოტი შეიცავს გაუწყვილებელ ელექტრონებს NCH ჯგუფი წარმოქმნის კოორდინაციულ ბმას მეტალბთან (სპექტროსკოპული მეთოდებით დამტკიცებულია კოორდინაციული ბმის $M-NC$ არსებობა მთელ რიგ მეტალბთან).

ციანიდები მიიღება აზოტშემცველი ორგანული ნაერთების გახურებისას. მაგალითად, მეტალურ ნატრიუმთან ერთად. წინათ ციანიდებს ღებულობდნენ რქების, ჩლიქების, ბეწვის K_2CO_3 -თან და სოდასთან ერთად ვახურებით.

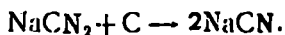
ციანიდები მიიღება აგრეთვე სოდასთან ციანამიდის შეღლიობით ნახშირბადთან ერთად:



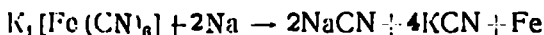
ან ბარიუმის კარბიდის ვახურებით აზოტის არემი:



ნატრიუმის ციანიდს ღებულობენ ნატრიუმის ციანამიდის ნახშირთან ვახურებით:



ნატრიუმის მოქმედებით სისხლის ყვითელ მარილზე მიიღება ციანიდები:



ტუტე და ტუტე მიწათა ციანიდები წყალში კარგად იხსნება და ვანიციდან ძლიერ ჰიდროლიზს, რის გამო ასეთ ხსნარებს ტუტე რეაქცია და ციანწყალბადის ძლიერი სუნი აქვს. მძიმე მეტალბების ციანიდები მცირედ ხსნადებია.

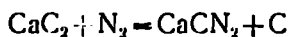
ფართო გამოყენება მოიპოვა კალიუმ-ფეროციანიდმა $K_4[Fe(CN)_6]$, კალიუმ-ფეროციანიდმა $K_3[Fe(CN)_6]$. ანალიზურ ქიმიაში მთელი რიგი მძიმე მეტალბების განსაზღვრისათვის, ციანიდური ნაერთები გამოიყენება აგრეთვე მეტალურგიასა და გაღვანურ ტექნიკაში (მოოქროება, მოვიერცხვლა, მოსპილენძება და სხვა), კატალიზში (ბუთადიენის, სტეროლის და სხვა პოლიმერისაციის დროს კატალიზატორების შეღვინილობაში შეღის მანვანუმის, რკინის, ნიკელის და პალადიუმის ციანიდები).

ნატრიუმის და კალიუმის ციანიდები ჰაერის ჟანგბადის თანაობრ-
სას ხსნის ოქროს და ვერცხლს. ამ რეაქციაზე დამყარებული ოქროს
ამოკრება მადნებიდან (ეს მეთოდი, რომელიც ფართოდ დაინერგა წარ-
მოებაში, შეიმუშავა პეტრე რევასის ძე ბაგრატიონმა (1818--1876 წწ)
პეტერბურგში და ცნობილია ბაგრატიონის მეთოდის სახელწო-
დებით).

ციანამიდი. ციანამიდის $N \equiv C - \begin{matrix} | \\ | \\ | \end{matrix}$ მოლეკულებში წყალ-

ბადის მეტალით ჩანაცვლებით მიიღება მეტალების ციანამიდები,
რომელთაგან ყველაზე დიდი გამოყენება მოიპოვა კალციუმის ციანი-
დებმა $CaCN_2$.

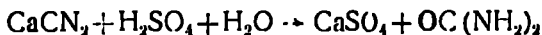
კალციუმის ციანამიდი მიიღება კალციუმის კარბიდზე აზოტის
მოქმედებით მალალ ტემპერატურაზე:



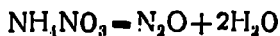
გადახურებული წყლის ორთქლის მოქმედებით ციანამიდი იშლე-
ბა ამიაკის გამოყოფით:



განზავებული მკვების მოქმედებით 60--70°C-ზე წარმოიქმნე-
ბა კარბიდი (შარლოვანა):



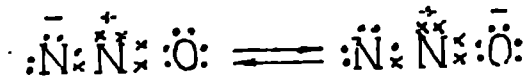
11. აზოტის ნაერთები ჟანგბადთან (ოქსიდები). აზოტის (I)
ოქსიდი, სუბოქსიდი (დ. რ. + 1), N_2O , აღმოჩენილ იქნა პრის-
ტლეს მიერ 1776 წ. მიიღება N_2O ამონიუმ — ნიტრატის გაცხელე-
ბისას:



ეს რეაქცია იწყება 170°C-ზე და მიმდინარეობს სითბოს გამოყოფით.
ამიტომ რეაქციის ზომიერად მიმდინარეობისათვის საჭიროა დროზე
შევწყვიტოთ მისი გახურება. 300°C-ზე უფრო მალალ ტემპერატურამ-
დე გახურებისას ამონიუმ-ნიტრატი ფეთქდება.

აზოტის (I) ოქსიდის მოლეკულას ახასიათებს წრფივი აღნაგობა.
ნისი მოლეკულის სამი ატომისაგან ერთ-ერთი განაპირა ატომი და-

მუხტულია უარყოფითად, ხოლო მეორე განაპირა ელექტრონეიტრალურია, შუა ატომს კი აქვს დადებითი მუხტი:



ამ გამოსახულებაში ჯვრებით აღნიშნულია შუაში მდგომი აზოტის ატომის ელექტრონები.

N₂O-ს მოლეკულის სტრუქტურა მეტად გავს CO₂ -ის აღნაგობას. ალბად ამით აიხსნება მათი ზოგიერთი ფიზიკური თვისებების მსგავსება, რომელიც ნათლად ჩანს ქვემო ცხრილიდან:

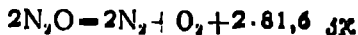
აზოტის (I) ოქსიდის და ნახშირბადის (IV) ოქსიდის ზოგიერთი ფიზიკური თვისება

ფიზიკური თვისებები	N ₂ O	CO ₂
კრიტიკული წნევა .	76 ატ	77 ატ
კრიტიკული ტემპერატურა.	35,4°	31,9°
კრიტიკული სიმკვრივე .	0,45	0,46
სითხის სიმკვრივე 10°C-ზე	0,856	0,858
ხსნადობა წყალში 0°C-ზე	1,305	1,780 მოც.
ხსნადობა სპირტში 15°C-ზე .	3,25	3,15 მოც.
გაზის სიბლანტე 20°C-ზე . .	148 10 ⁻⁶	148,10 °
სითხის დიელექტრიკული მუდმივა 0°C-ზე	1,598	1,582

N₂O-ს მყარ მდგომარეობაში ისეთივე კრისტალური მესერი აქვს. როგორც CO₂-ს.

აზოტის (I) ოქსიდი კარგად იხსნება წყალში, მაგრამ მასთან ქიმიურ ურთიერთობაში არ შედის, ამიტომაც წყალთან არავითარ ქიმიურ ნაერთს არ წარმოქმნის. ნაჯერი წყალხსნარის გაცივებისას წარმოიქმნება კრისტალჰიდრატი N₂O·6H₂O, რომელიც გათბობით ადვილად იშლება, ამიტომაც ის შეიძლება გამოვიყენოთ სუფთა N₂O-ის მისაღებად.

გაცხელებისას აზოტის (I) ოქსიდი იშლება მარტივ ნივთიერებად:



აზოტის (I) ოქსიდის თერმული დისოციაცია, 500° -ზე ზევით იწყება; ამიტომაც ნივთიერებები. რომელთა სწრაფვა ჟანგვისადმი დიდია, ისევე კარგად განაგრძობენ წვას აზოტის (I) ოქსიდის არეში, როგორც ჟანგბადის ატმოსფეროში. მაგრამ წვის პროცესის აგზნება აზოტის (I) ოქსიდის არეში ძნელია, რადგან N_2O თუმცა არამდგრადია, მაგრამ მისი დაშლა გაცხელებას მოითხოვს. ამიტომაც N_2O -ის არეში ენერგიულად იწვის ანთებული ფოსფორი, გოგირდი. მბეჭეტავე ჩხირი ისევე აპრიალდება მასში, როგორც ჟანგბადის არეში და ა. შ. ამიაკთან ან წყალბადთან გაცხელებისას N_2O ძლიერ ფეთქდება:

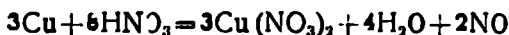


N_2O ჟანგბადს არ უერთდება.

აზოტის (I) ოქსიდი უფერო, სასიამოვნო სუნის და მოტკბო გემოს მქონე გაზია. მისი შესუნთქვა უგრძობ მდგომარეობას იწვევს. ამიტომ მას გამოიყენებენ როგორც ნარკოზულ ნივთიერებას ქირურგიაში. მაგრამ, ვინაიდან აზოტის (I) ოქსიდი მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე იშლება ჟანგბადის გამოყოფით, ამიტომ ის ხელს არ უწყობს სუნთქვას. წმინდა აზოტის (I) ოქსიდის სუნთქვით ადამიანის დაიხრჩობოდა ჟანგბადის უქონლობის გამო ისევე, როგორც, მაგალითად, წმინდა აზოტის არეში. ჰაერთან ან ჟანგბადთან შესუნთქვისას აზოტის (I) ოქსიდი ამცირებს ტკივილის შეგრძნებას, ამგზნებად მოქმედებას ახდენს ადამიანზე, რის გამოც მას „მამხიარულებელი გაზი“ ეწოდა.

აზოტის (II) ოქსიდი (დ. რ. +2), NO , მხოლოდ ძლიერ მაღალ ტემპერატურაზე მიიღება აზოტის და ჟანგბადის უშუალო შეერთებით. ეს რეაქცია მხოლოდ $1200^\circ C$ -იდან იწყება. ჩვეულებრივ პირობებში აზოტი ჟანგბადს არ უერთდება.

NO ლაბორატორიულ პირობებში ადვილად მიიღება ზომიერად განზავებული აზოტმჟავას მოქმედებით სპილენძზე შემდეგი რეაქციით:



NO უფერო გაზია, მისი ხსნადობა წყალში შედარებით მცირეა. წყალთან NO ქიმიურ ურთიერთქმედებაში არ შედის. მიუხედავად იმისა, რომ NO ენდოთერმული ნაერთია, ის საკმაოდ მდგრადია და

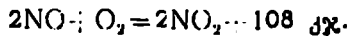
არც თუ ისე ადვილად იშლება ქანგბადად და აზოტად. ამიტომაც NO არეში მბეუტავი ჩხირი ქრება.

NO მოლეკულის აღნაგობა, პოლინგის თანახმად, შეიძლება გამოვსახოთ სქემით:



ბომლის თანახმად აზოტისა და ქანგბადის ატომები ერთმანეთთან შებმულია ორი მარტივი და ერთი სამელექტრონიანი ბმით. სამელექტრონიანი ბმის ენერგია დაახლოებით უდრის ამავე ატომებს შორის მარტივი ბმის ენერგიის ნახევარს, ე. ი. ის ორჯერ უფრო სუსტია. ეილრე მარტივი ატომური ბმა. სამელექტრონიანი ბმა NO-ს ანიჭებს რეაქციაში შესვლის დიდ უნარს. ამიტომაც NO შეიძლება განვიხილოთ როგორც თავისუფალი რადიკალი.

ქიმიურად NO საკმაოდ აქტიური ნაერთია. NO უერთდება ჰაერის ქანგბადს ოთახის ტემპერატურაზე:



ქანგბადთან NO დაბალ ტემპერატურაზე წარმოქმნის N_2O_4 -ს.

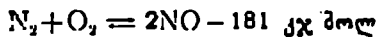
ტოლი მოცულობის წყალბადთან NO გაცხელებისას ფეთქდება. ხსნარში SO_2 აღადგენს NO -ს N_2O -მდე. ატომური წყალბადი აღადგენს NO -ს ამიაკამდე. დამქანგავეების, მაგალითად, CrO_3 , $KMnO_4$, $HOCI$ -ის მოქმედებით NO აზოტმქაევამდე იქანგება.

ისეთი ნივთიერებების თანდასწრებით, რომლებიც ადვილად იქანგება (მაგალითად, რკინის ბურბუშელასთან) წყლის ორთქლის მონაწილეობით აზოტის (II) ოქსიდი ოთახის ტემპერატურაზე იწყებს დაშლას. გამოყოფის მომენტში თავისუფალი აზოტი უერთდება აზოტის (II) ოქსიდის მოლეკულებს, რის შედეგადაც მიიღება აზოტის (I) ოქსიდი.

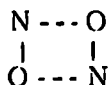


ელქეის დროს, ურანის, პლუტონიუმის და წყალბადის ყუმბარების აფეთქებისას აუცილებლად მიმდინარეობს აზოტის დაქანგვა ატმოსფეროში. მაღალ ტემპერატურაზე წარმოქმნილი NO ჯაცივებისას იქანგება NO_2 -მდე. საიდანაც მიიღება აგრეთვე N_2O_4 .

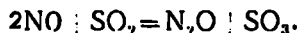
აზოტის (II) ოქსიდი აზოტის ერთადერთი ნაერთია, რომელიც აზოტისა და ჟანგბადის უშუალო ურთიერთქმედებით მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე (1200—3000°C). ჩვეულებრივ მას ელექტრულ რკალ-ში ლეზულობენ (ბირკელანდ-ეიდეს მეთოდით). ბუნებაში ის ელჰეჰის დროს წარმოიქმნება



თხევადი და მყარი ოქსიდი NO ცისფერია. მყარ მდგომარეობაში დიმერიზაციას განიცდის



NO საკმაოდ მდგრადი ნაერთია, რეაგირებს მხოლოდ ქიმიურად აქტიურ ნივთიერებებთან (ბრომი, ფტორი, ფოსფორი, ჟანგბადი) ან ძლიერ აღმდგენებთან:



აზოტის (III) ოქსიდი (დ. რ. +3) ანუ აზოტოვანი ანჰიდრიდი N_2O_3 , აზოტოვანი ანჰიდრიდი მიიღება As_2O_3 -სადმი 1,52 სიმკვრივის აზოტმქავეის წვეთობით დამატებისას:



აზოტოვანი ანჰიდრიდი მიიღება აგრეთვე NO და NO_2 ან NO და N_2O_4 შერევით:



N_2O_3 დაბალ ტემპერატურაზე მუქი ლურჯი ფერის სითხედ იქცევა, რომელიც — 102°C-ზე ლურჯი ფერის მასად მკვრივდება.

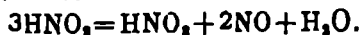
აზოტოვანი ანჰიდრიდი მდგრადია მხოლოდ 0°C-ზე უფრო დაბალ ტემპერატურებზე. ოქსიდის ფაზაში ის იშლება შემდეგი განტოლების მიხედვით:



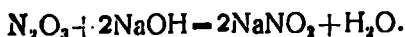
აზოტოვანი ანჰიდრიდი წყალთან აზოტოვანმქავეას წარმოქმნის



რომლებიც ადვილად იშლება და აზოტმქავეაში გადადის:

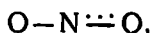


ტუტეებთან N_2O_3 ნიტრიტებს წარმოქმნის:



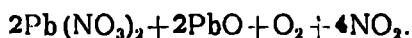
აზოტის (VI) ოქსიდი (დ. რ. +4) — NO_2 . ნახშირბადისაგან განსხვავებით, რომლებიც ჟანგბადის მიმართ თავისი ნაჯერობის ზღვარს CO_2 -ის მოლეკულაში აღწევს, NO_2 არანაჯერია, რადგან ამ ნაერთში არ ელინდება აზოტის მაქსიმალური ვალენტოვნება ჟანგბადის მიმართ.

NO_2 მოლეკულა სამკუთხაა, ბლაგვი კუთხით $\angle \text{ONO} = 132^\circ$, სადაც N—O ბმის სიგრძე 1,215 პმ-ს უდრის. ამის გამო მოლეკულა NO_2 მცირე პოლარობით ხასიათდება. პოლინგის თანახმად, NO_2 მოლეკულის აღნაგობა გამოისახება სქემით:

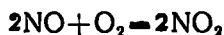


საიდანაც ჩანს, რომ NO_2 მოლეკულას სამი მარტივი და ერთი სამელექტრონიანი ბმა ახასიათებს. ამის გამო NO_2 რეაქციაში შესვლის უნარი დიდია. მოლეკულაში ერთი არაგაწყვილებული ელექტრონი NO_2 მთელ რიგ თვისებებს განაპირობებს.

ლაბორატორიულ პირობებში აზოტოკუანგი მიიღება მშრალი ტყვიის ნიტრატის გახურებით (მშრალ, წინასწარ გამომწვარ ტოლი წონის ქვიშასთან ერთად). რეაქცია მიდის შემდეგი განტოლებით:



გამოყოფილ NO_2 -ს აგროვებენ მიმღებში, რომელსაც აცივებენ. ოთახის ტემპერატურაზე მიმდინარე NO-ის დაქანგვის რეაქციის შედეგად აზოტის (IV) ოქსიდი მიიღება:



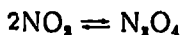
აზოტის (IV) ოქსიდი მუქი წითელი ფერის გაზია, ადვილად თხევადდება, დულს 21°C -ზე.

აზოტის (IV) ოქსიდის ოერმული დაშლი $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$ შესამჩნევი ხდება 150°C -ზე, ხოლო 600°C -ზე ის ბოლომდე დაშლილი.

თხევადი NO_2 -11°C -მდე გაცივებისას უფერო კრისტალურ მასად იქცევა. აირად მდგომარეობაში NO_2 -ის მოლეკულური მასის განსაზღვრისას მიიღება რიცხვი, რომელიც ძვეს NO_2 -ის თეორიულ მოლეკულურ მასასა და მის გაორკეცებულ მნიშვნელობას შორის. დაბალი ტემპერატურების არეში გაზომილი მოლეკულური მასა იზრდება, ხოლო მაღალი ტემპერატურების არეში მცირდება. ეს აიხსნება იმით, რომ აზოტ მოლეკულები განიცდიან პოლიმერიზაციას:



აზოტის (IV) ოქსიდის დიმერი, N_2O_4 , $140^\circ C$ -ზე მთლიანად იშლება მონომერებად. ამიტომაც მოლეკულური მასის განსაზღვრიდან გადომდინარეობს, რომ $140^\circ C$ -ზე გაზი მხოლოდ NO_2 -ის მოლეკულურებისაგან შედგება. $140^\circ C$ -ზე დაბლა NO_2 ნაწილობრივად პოლიმერიზებული, ხოლო $-11^\circ C$ -ზე ის მხოლოდ N_2O_4 მოლეკულურებისაგან შედგება. ამრიგად, $-11^\circ C$ -დან $140^\circ C$ -მდე ინტერვალში NO_2 და N_2O_4 წონასწორობაშია:



N_2O_4 -ის დაშლის ხარისხი ტემპერატურასთან დაკავშირებით შემდეგნაირად გამოისახება:

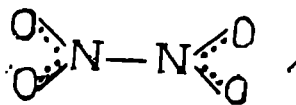
$t^\circ C$	-11	26,7	49,6	70	80,6	113	135	140
% NO_2	0	20,0	40,0	65,6	76,6	92,7	98,7	100

უფრო მაღალ ტემპერატურაზე ადგილი აქვს NO_2 -ის შემდგომ დაშლას განტოლებით:



N_2O_4 უფეროა, აზოტის (IV) ოქსიდი კი მუქი წითელი ფერისაა, ამიტომ წონასწორობის გადანაცვლება ტემპერატურასთან დაკავშირებით ფერის ცვლილების გამო მეტად თვალსაჩინოა.

N_2O_4 -ის მოლეკულის აღნაგობა შეიძლება გამოვსახოთ სქემით:



სადაც $N-N$ ბმას, და საერთოდ პოლიმერიზაციის მოვლენას განაპირობებს თითოეულ NO_2 მოლეკულაში თითო არაგაწყვილებული ელექტრონი. ამ არაგაწყვილებულ ელექტრონებით განპირობებული $N-N$ ბმა სუსტია, ამის გამო N_2O_4 ადვილად განიცდის დისოციაციას.

ცნობილია აზოტის (V) ოქსიდის დიმერის სამი ალოტროპული სახესხვაობა. ყველაზე მდგრადია ბრტყელი ფორმა O_2N-NO_2 . თხევადი ჰაერის ტემპერატურაზე ის კარგავს თავის ბრტყელ ფორმას, ხოლო $4K$ -ით (მესამე ფორმა) უპასუხებს აღნაგობას $ONO NO_2$. საკმარისია დავუშვათ ამ მოდიფიკაციის თუნდაც სულ მცირე კონცენტრაციების არსებობა, რომ გასაგები გახდეს აირად ფაზაში მისი ჰომო-

ლიზური დაშლა NO და NO₂ რადიკალებად. თხევადი (NO₂)₂-სათვის მადისოციირებულ გამსხნელში დასაშვებია მისი ჰეტეროლიზური დაშლა NO⁺ და NO₃⁻ იონებად.

NO₂-ის უფრო კრისტალები ღვება — 11°C-დან — 12°C-მდე. ღლობის დროს უკვე ჩნდება ყვითელი შეფერილობა, რომელიც ტემპერატურის გადიდებისას უფრო და უფრო ძლიერდება. მიღებულ კაეისფერი სითხე ღულს 22°C-ზე.

NO₂-ის მუქი წითელი ფერი განაპირობებს კონცენტრირებულ აზოტმეყავს შეფერვას, რომელიც მისი დგომის დროს მიიღება. აზოტმეყავს მოქმედებისას მეტალებზე გამოყოფილი წითელი ფერის გაზი NO₂-ს წარმოადგენს.

NO₂ მეტად ენერგიული დამყანგავია. კალიუმი, ფოსფორი, ნახშირი და გოგირდი კარგად იწვის NO₂-ის არეში. გოგირდნახშირბადთან NO₂ ძლიერ ფეთქებად ნარევებს იძლევა.

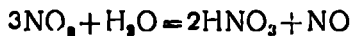
NO₂ შერეული ანჰიდრიდია, რადგან ტუტესთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის აზოტმეყავს და აზოტოვანმეყავს მარილებს



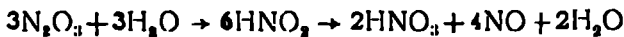
ასეთივე რეაქციაში შედის N₂O₄ ტუტეებთან, მაგალითად,



წყალთან აზოტის (IV) ოქსიდი აზოტმეყავს წარმოქმნის. ამ დროს გამოიყოფა NO:



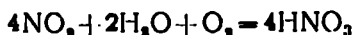
NO და -NO₂ ნარევი ადვილად წარმოქმნის აზოტოვან ანჰიდრიდს N₂O₃-ს, რომლის წყალთან ურთიერთქმედებისას მიიღება აზოტოვანმეყავა, აზოტმეყავა და NO:



NO ჰაერზე იყანგება



მ. ა. ვაღ. N₂ მთლიანად გარდაიქმნება აზოტმეყავად. შეჯამებული რეაქცია გამოისახება განტოლებით:

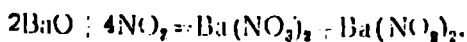


ამ რეაქციას დიდი ტექნიკური მნიშვნელობა აქვს, რადგან მასზეა აგებული აზოტმეყავს თანამედროვე წარმოება.

ზოგიერთი მეტალი NO_2 -თან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ნიტრატებს, მაგალითად. კალიუმში აალებება NO_2 -ის არეში:

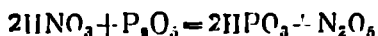


მეტალების ოქსიდები NO_2 -ის შთანთქმისას წარმოქმნიან ნიტრატებსა და ნიტრიტებს, მაგალითად. ბარიუმის ოქსიდი NO_2 -თან აალებას იძლევა. ამ დროს რეაქცია მიმდინარეობს შემდეგი განტოლებით:

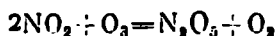


ზოგიერთ მეტალს წარმოებაში NO_2 გამოიყენება როგორც უსუნო და უსუნო გადამწევი. NO_2 , ისევე როგორც აზოტის სხვა ოქსიდები, ვაზდა N_2O -სა, საკმაოდ ძლიერი მომწამლავია. მათი წასუნთქვა იწვევს გულის დაზიანებას და სასუნთქი ორგანოების ძლიერ დაზიანებას.

აზოტის (V) ოქსიდი (დ. რ. +5) ანუ აზოტის ანჰიდრიდი — N_2O_5 , აზოტის ანჰიდრიდი მიიღება აზოტმეჯავასან წყალწამრთმევი ნივთიერებების კერძოდ, ფოსფორის ანჰიდრიდის მიქმედებით:



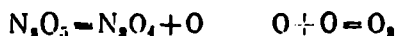
ან NO_2 -ისა და ოზონის ურთიერთქმედებით:



მეტად მოხერხებულია აზოტის ანჰიდრიდების მიღება კრისტალურ აზოტმეჯავა ვერცხლზე მშრალი ქლორის მოქმედებით:



აზოტის ანჰიდრიდი უფრო კრისტალებია, რომლებიც განითხევა ტენიან ჰაერზე. N_2O_5 ადვილად აქროლადია. აზოტის ანჰიდრიდის ორთქლი გათბობისას ადვილად იშლება:



აზოტის ანჰიდრიდის დაშლა აირად ფაზაში სინათლის მოქმედებითაც მიმდინარეობს.

მყარი N_2O_5 თავისი აღნაგობის მიხედვით წარმოადგენს ნიტრონიუმის ნიტრატს $\text{NO}_2^+ \text{NO}_3^-$.

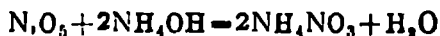
აზოტმეჯავა იჩენს მრავალი ორგანული ნაერთის ნიტრირების უნარს; განსაკუთრებით გოგირდმეჯავას მონაწილეობისას. ეს უნარი მიეწერება მის ნიტრონიუმს — NO_2^+ იონებად დაშლას.

N_2O_5 -ის კრისტალები ღლვება $30^{\circ}C$ -ზე. ამ დროს ის უკვე იშლება. დაშლა ძლიერდება დუღილის დროს ($50^{\circ}C$ -ის ახლოს). N_2O_5 საერთოდ არამდგრადი ნაერთია და ხშირად აფეთქებით იშლება.

აზოტის ანჰიდრიდი წყლის შეერთებით აზოტმეყავას წარმოქმნის:



ამოიკის წყალხსნართან აზოტის ანჰიდრიდი წარმოქმნის ამონიუმის ნიტრატს:

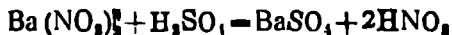


აზოტის ანჰიდრიდი ძლიერი დამყანგავია. ორგანულ ნაერთებთან ენერგიულად რეაგირებს.

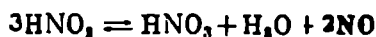
12. აზოტის უანგბადოვანი მყავები. აზოტმეყავა HNO_2 მაქსიმალური მდგრადობით ხასიათდება აზოტის უანგბადოვან მყავებს შორის. მისი ანჰიდრიდია N_2O_3 . მის მარილებს H^1NO_2 ნიტრიტები ეწოდება.

აზოტოვანი HNO_2 მყავა სუსტი მყავაა, მისი მარილები (ნიტრიტები) წყალში კარგად იხსნება.

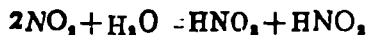
აზოტოვანი მყავა ხსნარის სახით ადვილად მიიღება შემდეგი რეაქციის მეშვეობით



მისი წყალხსნარები გათბობისას ადვილად იშლება



აზოტის (IV) ოქსიდის წყალში გახსნით მიიღება ორი მყავა



აზოტოვანი მყავა (HNO_2) არამდგრადია და ცნობილია მხოლოდ წყალხსნარების სახით. მისი მარილები, M^1NO_2 , ნიტრიტები, საკმაოდ მდგრადია, აზოტოვანი ანჰიდრიდი, H_2O_2 , მდგრადია მხოლოდ დაბალ ტემპერატურებზე.

აზოტმეყავა და აზოტოვანმეყავა შეიძლება წარმოიქმნას იქ, სადაც კი შესაძლოა აზოტის (II) ოქსიდის წარმოქმნა. იმის მიხედვით, თუ რამდენია უანგბადი აზოტის უანგის არეში, მიიღება ესა თუ ის მყავა.

ქვეაზოტოვანმეყავა — $H_4N^2O_6$, არამდგრადი, ძლიერ ფეთქებადი მყარი ნაერთია, რომელიც დაყოვნებისას თანდათანობით იშლება. ცნობილია მისი მარილების, ჰიპონიტრიტების ორი მწკრივი — საშუალო და მყავე. ვაბობისას როგორც მყავე. აგრეთვე საშუალო მარილები აფეთქებით იშლება.

ქვეაზოტმჟავა — $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4$, თავისუფალ სახით არ არის ცნობილი. მისი მარილები კი საკმაოდ მდგრადია.

ჰიდროაზოტოვანმჟავა — $\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_6$, ანუ ნიტროქსიდ-მჟავა $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_5$, თავისუფალი სახით მიღებული არ არის. ცნობილია მისი მარილები.

ჰიდროაზოტმჟავა — $\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_6$ არ არის ცნობილი არც თავისუფალი და არც მარილების სახით. მიღებულია სულფონაწარმის სახით.

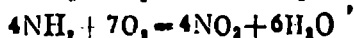
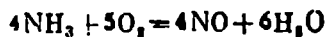
აზოტზემჟავა — HNO_3 , ძლიერ ფეთქებადია.

აზოტმჟავა, HNO_3 , უმნიშვნელოვანესი ნაერთია იმ მრავალგვარი გამოყენების გამო, რომელიც მას მიეცა ტექნიკასა და საერთოდ სახალხო მეურნეობის სხვადასხვა დარგში.

აზოტმჟავას მისაღებად შეიძლება სამი ხერხი იქნეს გამოყენებული, რომლებისთვისაც ამოსაეალ ნივთიერებას წარმოადგენს: 1) სინთეზური ამიაკი; 2) ჰაერი, 3) გვარჯილა.

ამჟამად აზოტის ფიქსაციის (ე. ი. აზოტის ქიმიური ნაერთის მიღების) და, კერძოდ, აზოტმჟავას მიღების ეკონომიურად ყველაზე გამართლებული მეთოდია ამიაკის სინთეზი N_2 და H_2 -დან და სინთეზური ამიაკის შემდგომი კატალიზური დაქანგვა აზოტის ქანგვამდე. ეს არის აზოტმჟავას მომზადების ძირითადი მეთოდი.

ამიაკის და ჰაერის ნარევის სწრაფად გატარებისას პლატინის ან სხვა კატალიზატორზე 800°C -ზე ამიაკი იქანგება (ამიაკის წვა ოსტვალდის მიხედვით). ამიაკის დაწვა შემდეგი განტოლებით შეიძლება გამოვსახოთ:



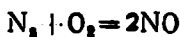
ბომლის შედეგად მიიღება NO , NO_2 და წყალი.

NO ჰაერის ქანგვადით NO_2 -მდე იქანგება და წყალში გახსნით NO_2 გადაჰყავთ HNO_3 ში.

NO -ს სრული გამოყენებისათვის საჭიროა სპეციალური დიდი მოცულობის და განვითარებული ზედაპირის აბსორბციული კოშკები. სადაც NO_2 გაიხსნება წყალში. შედეგად მიიღება 50%-იანი აზოტმჟავა. NO_2 -ის შთანთქმის აადვილებს წნეკის ვადიღება. ეს გარემოება საშუალებას იძლევა შემცირებულ იქნეს აბსორბციული კოშკების მოცულობა, ხოლო მიღებული აზოტმჟავას კონცენტრაცია 10 ატ წნევაზე შთანთქმისას 65%-მდე იზრდება. თხევადი N_2O_4 -ის, ქანგვადისა და წყლის ურთიერთქმედებით მიიღება 58%-იანი აზოტმჟავა.

მეორე, ე. წ. რკალური მეთოდით აზოტის „დაწვის“ ხერხის არსებითი მხარე ისაა, რომ აზოტის და ჟანგბადის ურთიერთშეხვედრა როგორც ძლიერ ენდოთერმული რეაქცია, გარედან ენერგიის უწყვეტ მიწოდებას მოითხოვს. ასეთი შეერთების შესაძლებლობა დამტკიცებულ იქნა ჯერ კიდევ კავენდიშის მიერ 1784 წელს. ქურკელში ელექტრული ნაპერწკლების გატარებით კავენდიშმა შეუერთა ერთმანეთს ჟანგბადი და აზოტი, მიიღო აზოტის ოქსიდები, რომელთა შთანთქმისათვის მან ტუტე გამოიყენა.

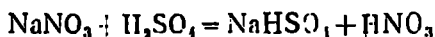
თუ რუმკორფის კოქის პოლუსებს ორ ელექტროდს შეუერთებთ. დენის გატარებისას ელექტროდებს შორის ყვითელი ალი მიიღება. ყვითელი რკალი არის ალი აზოტისა, რომელიც ჟანგბადის არეში იწვის. აზოტის წვა ენერგიის უწყვეტ მიწოდებას მოითხოვს. ამიტომ აზოტის წვა იმავე წამს შეწყდება, როგორც კი დენი გამოირყვება. აზოტის დაჟანგვის რეაქციის დროს



მოლეკულების რიცხვი უცვლელი რჩება, ამიტომ წნევის ცვლილება არ ახდენს მასზე გავლენას. ერთადერთი ფაქტორი, რომელიც განსაზღვრავს NO-ის გამოსავლიანობას, არის ტემპერატურა. კატალიზატორით ამ რეაქციის დაჩქარება შეუძლებელია.

აზოტის ფიქსაციის ეს პირდაპირი მეთოდი ამჟამად შეცვალა უფრო რენტაბელურმა ზემოთ განხილულმა მეთოდმა, რომლითაც ჯერ ამიაკი მიიღება და შემდეგ, მისი დაჟანგვით, აზოტმეყავა.

აზოტმეყავას მიღების მესამე მეთოდი მეოცე საუკუნის დასაწყისამდე ერთადერთი საწარმოო მნიშვნელობის გზა — ხერხი იყო. ამჟამად, გასაგები მიზეზების გამო, მან დაკარგა თავისი პირვანდელი მნიშვნელობა. ეს არის გვარჯილიდან გოგირდმეყავას მოქმედებით აზოტმეყავას მიღების მეთოდი. მას საფუძვლად უძევს გათბობის დროს კონცენტრირებული გოგირდმეყავას მოქმედებით ადვილად მიმდინარე შემდეგი რეაქცია:



ლაბორატორიულ პირობებში აზოტმეყავას მისაღებად ეს რეაქცია მეტად მოსახერხებელია.

გვარჯილაზე გოგირდმეყავას მოქმედებით მიღებული აზოტმეყავა ყოველთვის შეფერილია მასში გახსნილი აზოტის ოქსიდების გამო. მიღებული მეყავას გამოსდით ქიმიურად სუფთა აზოტმეყავა მიიღება

ქარხნული წესით მიღებისას აღნიშნულ რეაქციას თუჯის რეტორებში ატარებენ, რადგან მასზე არც კონცენტრირებული აზოტმეყავა და არც კონცენტრირებული გოგირდმეყავა არ მოქმედებს. მიღებული

აზოტმჟავას კონცენტრაცია აღწევს 90—95%-ს, მაგრამ შემდეგ ეცე-
შა 40%-მდე. აზოტმჟავას გამოხდის შემდეგ რეტორატში რჩება ნატ-
რიუმის ჰიდროსულფატი და არა სულფატი Na_2SO_4 როგორც. მაგა-
ლითად, მარილმჟავას წარმოების დროს, რადგან გოგირდმჟავასაგან
მეორე წყალბადის ჩანაცვლება მოითხოვს, მაღალ ტემპერატურას,
რომელზედაც აზოტმჟავა იშლება.

ლაბორატორიულ პირობებში უშუალოდ აზოტმჟავას მიღება შე-
იძლება გასასყიდი „მბოლავი“ აზოტმჟავას გამოხდით (სიმკვრივეთ
1,52) გოგირდმჟავასთან ერთად, რომელიც წყლის შესაბამელად ემა-
ტება მას.

სუფთა აზოტმჟავა (წყლისა და აზოტის ოქსიდებისაგან თავი-
სუფალი) უფრო სითხეა, რომლის სიმკვრივე 15°C -ზე უდრის 1,52-ს.
ის დუღს 82°C -ზე, დუღილის დროს იშლება, იყინება — 41°C -ზე.

წყალთან შებმით სუფთა აზოტმჟავა წარმოქმნის მონოჰიდრატს
 $\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (77,75% HNO_3) და ტრიჰიდრატს $\text{HNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ (53,8%
 HNO_3).

დაშლის გამო 98—99%-იანი აზოტმჟავა ყოველთვის შეფერი-
ლია ყვითლად. — 41°C -მდე გაცივებით შეიძლება მივიღოთ აზოტმჟა-
ვას თეთრი კრისტალები. გაღობისას, 0°C -ზე ის კვლავ იძენს
 NO_2 -ით განპირობებულ ყვითელ ფერს, რის გამოც სუფთა აზოტ-
მჟავას მიღება არ ხერხდება:

წითელი მბოლავი აზოტმჟავა დიდი რაოდენობით შეიცავს NO_2 -ს
განზავებული აზოტმჟავასაგან ჭერ გამოიხდება თითქმის სუფთა
წყალი და შემდეგ აზოტმჟავა, ამიტომაც მისი დუღილის ტემპერა-
ტურა თანდათან იზრდება $121,8^\circ$ -მდე და შემდეგ უცვლელი რჩება.
ამ ტემპერატურაზე გამოიხდება მჟავა 69,2% HNO_3 -ის შემცველო-
ბით. ეს არის ჩვეულებრივი გასასყიდი 1,41 სიმკვრივის აზოტმჟავა,
თუ კონცენტრირებულ აზოტმჟავას გამოვხდით. პირველ რიგში გადა-
იღენება თითქმის უწყლო აზოტმჟავა, რომლის კონცენტრაცია თან-
დათან 69,2%-მდე დაეცემა და ამის შემდეგ $121,8^\circ\text{C}$ -ზე მხოლოდ ამ
შედგენილობის ნარევი გამოიხდება. 69,2%-იანი აზოტმჟავას წყალ-
იან მიღებული ნარევი, რომელიც მუდმივ ტემპერატურაზე იხდება,
აზოტროპულ ნარევს წარმოადგენს.

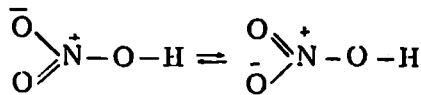
წყალს აზოტმჟავა ყოველგვარი თანაფარდობით ერევა. მისი

წყალხსნარების სიმკვრივეები და დუდილის წერტილები შემდეგ მნიშვნელობებს ღებულობს:

-იშვარივე	1,150	1,200	1,300	1,400	1,410	1,420	1,480	1,500
HNO ₃ -ის წონითი შე- მცველობა %-%-ით	25,5	23,9	48,4	67	69,2	71,6	89,0	98,2
დუდილის t°C	106,8	108,8	115,5	121,7	121,8	121,1	100,6	86

„კონცენტრირებული აზოტმჟავას“ ქვეშ ჩვეულებრივად გულისხმობენ 69,2%-იან აზოტმჟავას, რომელიც აზოტოროპული ნარევის სახით გამოიხდება.

აზოტმჟავას სტრუქტურა შეიძლება გამოვსახოთ შემდეგნაირად:



ამ შემთხვევაში ისრები \equiv არ ნიშნავს ქიმიურ წონასწორობას სხვადასხვა ფორმის მოლეკულებს შორის. აზოტმჟავას მოლეკულაში ცენტრალური აზოტის ატომი შებმულია ქანგბადის ატომთან 4 ატომური და 1 იონური ბმით.

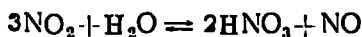
ამ უკანასკნელი ფორმულის მისაღებად განვიხილოთ ჯერ აზოტის ატომი, რომლის ელექტრონები აღნიშნულია ჯვრებით $\times \overset{\times}{\underset{\times}{N}} \times$, და წყალბადი (მისი ელექტრონიც ჯვრითაა გამოსახული), რომელიც შეერთებულია ქანგბადთან $H \times \overset{\times}{\underset{\times}{N}} \cdot$ ეს ფრაგმენტი აზოტთან გაუწყვილებელი ელექტრონების მეშვეობით წარმოქმნის მარტივ ბმას $H \times \overset{\times}{\underset{\times}{O}} \times \overset{\times}{\underset{\times}{N}} \times$. აზოტის ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი მეორე ქანგბადის ორი სავალენტო ელექტრონთან ორმაგ ბმას წარმოქმნის $H \times \overset{\times}{\underset{\times}{O}} \times \overset{\times}{\underset{\times}{N}} \times \overset{\times}{\underset{\times}{O}} \times$: ამის შემდეგ აზოტს დარჩა ერთი გაუყოფელი წყვილი ელექტრონი, რომლითაც დონორულ-აქცეპტორული ბმით იერთებს მესამე ქანგბად-ატომს. ამისათვის კი ქანგბადის ატომს უნდა ჰქონდეს თავისუფალი ორბიტალი.

ქანგბადის ატომში ორ p — ორბიტალზე ორი ელექტრონია. აგზნების შედეგად ერთი ელექტრონი გადავა მეორე ელექტრონის

აზოტმჟევა ქიმურად ხასიათდება მკაფიოდ გამოსახული მეან-გავი და ასევე მკაფიოდ გამოსახული მეავური ფუნქციებით. დამეან-გავი უნარი ახასიათებს უფრო მეტად კონცენტრირებულს, ვიდრე განზავებულ მჟევას. გავარვარებული ნახშირი (ნაკვერჩხალი) აზოტ-მჟევაში ჩაშვებისას განავრძობს წვას. აზოტმჟევა უანგავს გოგირდს გოგირდმჟევამდე:

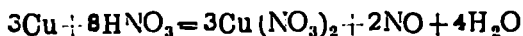
$S + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO$ ფოსფორს. — ფოსფორმჟევაზდე:

$3P + 5HNO_3 = 3HPO_3 + 5NO + H_2O$, ადვილად უანგავს მეტალებს, მხოლოდ ოქრო, პლატინა და პლათინის ოჯახის მეტალები Rh ლა Pt არ იხსნება აზოტმჟევაში. ამ რეაქციების დროს ხდება აზოტის აღდგენა უფრო ხშირად NO და NO₂-მდე. კონცენ-ტრირებული აზოტმჟევათი დაუანგვისას აღდგენის პროდუქტია NO₂. განზავებულისა კი — NO. ამის მიზეზი შემდეგია: კონცენტრირე-ბული აზოტმჟევას აღდგენისას წარმოიქმნება აზოტოვანმჟევა. მისი დაშლით მიიღება NO₂ და NO, არაკონცენტრირებულ ხსნარებში NO₂ თავისუფალ წყალთან წარმოქმნის HNO₃-ს, ხოლო NO გა-მოყოფა გაზის სახით, მაგრამ კონცენტრირებულ ხსნარებში მნიშვ-ნელოვანი ხდება

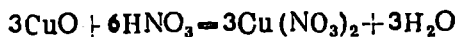
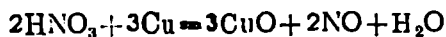


რეაქციის შებრუნებული მიმართულების პროცესი. ამიტომაც კონ-ცენტრირებული აზოტმჟევას აღდგენის საბოლოო პროდუქტია NO₂ და არა NO.

განვიხილოთ დადებითი პოტენციალის მქონე მეტალების, მაგა-ლთად, სპილენძის გახსნა განზავებულ აზოტმჟევაში:



აზოტმჟევა თავდაპირველად მოქმედებს როგორც დამეანგავი და შემდგომ ამისა ოქსიდის. გახსნით მარილს წარმოქმნის:



ასეთივე განტოლებით გამოისახება განზავებული აზოტმჟევას მოქმე-დება Ag, Hg და Pb ზე

კონცენტრირებულ აზოტმჟევაში იმავე სპილენძის გახსნით შემ-დეგი პროდუქტები მიიღება:



ვერცხლის გახსნისას კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში გამოიყოფა NO_2 და NO



სუფთა აზოტმჟავაში ჩაშვებული სპილენძის ან ვერცხლის ნაქვერი დასაწყისში ნელა იხსნება. აზოტის ოქსიდების გამოყოფასთან ერთად კი იზრდება მათი გახსნის სიჩქარე. ეს იმით აიხსნება, რომ ვერცხლის, სპილენძის და სხვა მეტალების გახსნა აზოტმჟავაში ეტოკატალიზურ რეაქციას წარმოადგენს. კატალიზატორის როლს აქ აზოტის ოქსიდები ასრულებს. თუ აზოტმჟავას წინასწარ დაეუმატებთ, მაგალითად, ნატრიუმის ნიტრატს, მასში გაიხსნება აზოტის ოქსიდები და მეტალის გახსნის რეაქცია თავიდანვე ენერგიულად წარიმართება.

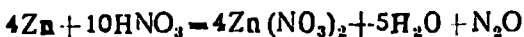
აზოტმჟავადან წყალბადს მხოლოდ მაგნიუმში აძევენს, ისიც მხოლოდ დასაწყისში:

კალაზე კონცენტრირებული აზოტმჟავა ძლიერ დამყანგავ მოქმედებას ახდენს, რის შედეგად მიიღება მეტაკალამჟავა (H_2SnO_3), რომელიც SnO_2 -ის ჰიდრატირებულ ფორმას წარმოადგენს:

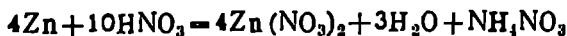


უარყოფითი პოტენციალის მქონე მეტალებზე აზოტმჟავას მოქმედებისას გამოიყოფა აზოტის (II) ოქსიდი, აზოტის (I) ოქსიდი და თავისუფალი აზოტი.

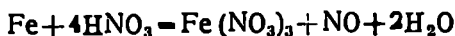
აზოტმჟავაში თუთიის გახსნისას გამოიყოფა აზოტის ოქსიდი და მიიღება თუთიის ნიტრატი:



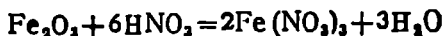
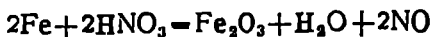
ძლიერ განზავებულ აზოტმჟავაში თუთია იხსნება შემდეგი განტოლების მიხედვით:



აზოტმჟავა (25%-იანი) ხსნის რკინას NO -ის გამოყოფით:



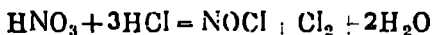
ეს განტოლება შეიძლება შემდეგი რეაქციების ჯამის სახით წარმოვიდგინოთ:



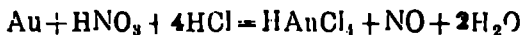
გახსნავებულ აზოტმჟეავაში რკინა ადვილად იხსნება, მაგრამ კონცენტრირებულ აზოტმჟეავაში რკინა აღარ იხსნება. რადგან გადადის პასიურ მდგომარეობაში. რკინის გაპასიურება აიხსნება იმით, რომ მის ზედაპირზე წარმოიქმნება რკინის ოქსიდის აფსკი, რომელიც იცავს რკინას შემდგომი გახსნისაგან. რკინის გააქტიურებისათვის საჭიროა ამ ოქსიდური აფსკის მექანიკური გზით მოშორება. ოქსიდური აფსკის თეორია მეტალების პასიურობის ასახსნელად ჩამოაყალიბა ფარადეიმ.

გარდა რკინისა პასიურ მდგომარეობაში გადასვლის უნარი აქვს მანგანუმს, ქრომს, ვერცხლს, ალუმინს, ამიტომაც აზოტმჟეავას ტრანსპორტირება ალუმინის ცისტერნებით შეიძლება.

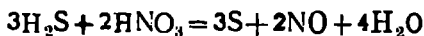
ოქრო და პლატინა არ იხსნება აზოტმჟეავაში, მაგრამ ისინი კარგად იხსნება კონცენტრირებულ აზოტმჟეავასა და მარილმჟეავას ნარევეში (სამეფო წყალი), რომელიც ცნობილია თეზაფის სახელწოდებით. ჩვეულებრივ იღებენ 1 ნაწილ აზოტმჟეავას და 3 ნაწილ მარილმჟეავას. აზოტმჟეავა მარილმჟეავას ქლორს უანგავს. ამას გარდა, სამეფო წყალში მიიღება ქლორიანი ნიტროლიზიც:



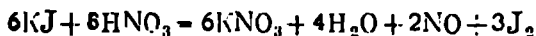
ეს რეაქცია განაპირობებს, მაგალითად, ოქროს გახსნას სამეფო წყალში:



დაქანგვის გამო აზოტმჟეავა გოგირდწყალბადიდან გამოყოფს გოგირდს:



იოდწყალბადის იოდს უანგავს:



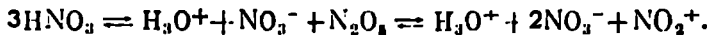
ხოლო ელემენტარულ იოდს უანგავს ქვეიოდმჟეავამდე:



აზოტმჟეავას მოქმედების დროს აზოტის ოქსიდების თავისუფალი აზოტის ან ამიაკის გამოყოფა შეიძლება განვიხილოთ როგორც აზოტმჟეავას დამჟანგავი მოქმედების მაგალითები.

აზოტმჟეავა ძლიერ მჟეავათა ჯგუფს ეკუთვნის. მისი წყალხსნარი ძლიერი ელექტროლიტია, რომლის ელექტროგამტარობის კოეფიციენტი, ანუ მოჩვენებითი დისოციაციის ხარისხი 0,1 ნორმალურ ხსნარში 93%-ს შეადგენს.

უწყლო აზოტმჟავაში მყარდება წონასწორობა, რომლის შედეგად მიიღება ჰიდროქსონიუმის (H₃O⁺), ნიტრატ-იონი (NO₃⁻) და ნიტრონიუმ-იონი (NO₂⁺).



წყლით განზავებისას წონასწორობა მარცხნივ იხრება და რჩება ჩვეულებრივი ელექტროლიტური დისოციაციის პროდუქტები:



უწყლო აზოტმჟავა ზოგიერთი მარილის კარგ გამხსნელს წარმოადგენს, ხოლო მიღებული ხსნარები მაღალი ელექტროგამტარობით ხასიათდება. მაგალითად, კალიუმის გვარჯილის აზოტმჟავაში გახსნილი იონიზაცია შემდეგი გზით წარიმართება:



მიღებული ანიონის შესატყვისი ორმაგი ნიტრატები ცნობილია K, Rb და Cs-სთვის KNO₃·HNO₃, RbNO₃·HNO₃ და CsNO₃·HNO₃-ის სახით.

აზოტის ნორმალური ჰიდრატის N(OH)₃ ან წყლის უფრო ნაკლები შემცველობის აზოტმჟავა NO(OH)₃ არ არის ცნობილი. მათი შესატყვისი მარილები Na₂H₂NO₅ შეიძლება NaNO₃-ისა და NaOH-ის შელღობით.

აზოტმჟავას კონცენტრირებულ ხსნარებში შეიძლება ოპტიკური მეთოდებით დავადგინოთ მისი არადისოცირებული მოლეკულების არსებობა.

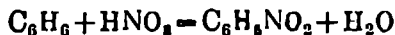
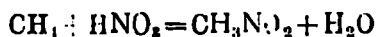
მიუხედავად იმისა, რომ აზოტმჟავა ძლიერი მჟავაა, ზოგიერთ მჟავასთან ურთიერთქმედებისას HNO₃ ფუძის თვისებებს იჩენს. მაგალითად, ქლორმჟავასთან HNO₃ წარმოქმნის ნიტრონიუმის ქლორატს, NO₂ClO₄-ს, გოგირდმჟავასთან ნიტრონიუმჰიდროსულფატს, NO₂HSO₄-ს და ა. შ. ამ ნაერთების წარმოქმნა შეიძლება გამოვსახოთ შემდეგი განტოლებით:



როგორც ძლიერი მჟავა, აზოტმჟავა მდგრად მარილებს წარმოქმნის.

კონცენტრირებული აზოტმჟავა იწვევს მთელი რიგი ნივთიერებების — ხის, ტვრპენტინის აალებას, მრავალ ორგანულ ნაერთზე მოქმედებისას განაპირობებს მის წყალბად-ატომების ჩანაცვლებას ნიტროჯგუფით, NO₂. მაგალითად, მეთანთან ურთიერთქმედებისას მიიღება

ნიტრომეთანი, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ ბენზოლთან აზოტმეჯავა წარმოქმნის ნიტრობენზოლს, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ ს:



ნიტრირების რეაქციის დროს გამოყოფილი წყალი ანელებს აზოტმეჯავას მოქმედებას. წყლის შემწელებელი მოქმედების გასაბათილებლად მას კონცენტრირებულ გოგირდმეჯავას უმატებენ, რომელიც, როგორც ცნობილია, ენერგიულ წყალწამრთმევი ნივთიერებაა.

აზოტმეჯავას მარილების ზოგადი დახასიათება. აზოტმეჯავას მარილები, ნიტრატები, MNO_3 , მიიღება თავისუფალი აზოტმეჯავას მოქმედებით მეტალებზე, ოქსიდებზე, ჰიდროქსიდებზე ან კარბონატებზე.

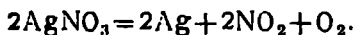
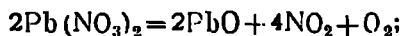
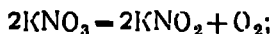
ვინაიდან აზოტმეჯავა მოქმედებს როგორც დამეანგავი, ამიტომ არ ხერხდება ერთვალენტოვანი სპილენძის ან ორვალენტოვანი ქრომის ნიტრატების მიღება.

ყველა ცნობილი ნიტრატი კარგად იხსნება წყალში. შედარებით ძნელად იხსნება ზოგიერთი კომპლექსური მარილის ნიტრატი.

უფრო კატიონებთან, ე. ი. დადებით იონებთან (რომელთაც რვა-ელექტრონიანი გარეგარსი აქვთ) აზოტმეჯავა უფრო მარილებს წარმოქმნის, ხოლო შეფერილ კატიონებთან აზოტმეჯავა იმავე ფერის ნიტრატებს იძლევა.

მრავალი ნიტრატი ჰიგროსკოპულია. ჰიგროსკოპულია, მაგალითად, ნატრიუმის გვარჯილა, მაგრამ არაჰიგროსკოპულია კალიუმის გვარჯილა. ამიტომაც ამ უკანასკნელმა მოიპოვა გამოყენება თოფის წამლის (შავი დენტის) და ფეიერვერკების მოსამზადებლად.

გაცხელებისას მრავალი ნიტრატი ღლეება და ამ დროს იშლება. ტუტე მეტალების ნიტრატების დაშლისას მიიღება ნიტრატი, მძიმე მეტალების ნიტრატების დაშლით მიიღება ოქსიდი, ხოლო კეთილშობილი მეტალების ნიტრატების გარდაქმნით თავისუფალი მეტალი მიიღება:



ნიტრატების დაშლის ხასიათი დამოკიდებულია კატიონის ბუნებაზე. უანგბადის გამოყოფის გამო ღლობადი ნიტრატები ენერგიული დამუანგავებია. რადგან ეს პროცესი მაღალ ტემპერატურაზე მიმდინარეობს, ამიტომ ის დიდი სიჩქარით მიდის. ნიტრატიდან უანგბადის მოცილება ენდოთერმული რეაქციაა, ამიტომ ეს პროცესი მაშინ მიმდინარეობს,

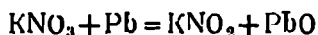
სარეობს. როცა გათავისუფლებული ქანგბადი ევზოთერმულ პროცესში ებმება. ასეთია მაგალითად, შავი ღენტის წვა, რომელიც დიდი სიჩქარით მიმდინარეობს. ასეთივეა აგრეთვე ამონიუმ-ნიტრატის დაშლა, რომელიც ევზოთერმულ რეაქციას წარმოადგენს:



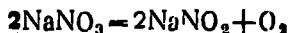
ამიტომაც ამონიუმის ნიტრატი გამოიყენება როგორც ფეთქებადი ნივთიერება. ამონიუმის ნიტრატი ფართო გამოყენებას პოულობს აგრეთვე სოფლის მეურნეობაში, როგორც აზოტოვანი სასუქი.

აზოტის ქანგბადოვანი ნაერთებიდან ბუნებაში ყველაზე ხშირად გვხვდება აზოტმჟავას მარილი გვარჯილა. განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს ჩილეს გარჯილას.

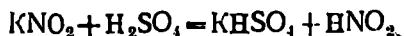
აზოტოვან მჟავას მარილები. აზოტოვანმჟავა თავისუფალი სახით არ არის მიღებული. მიღებულია ხსნარის სახით, მაგრამ მისი მარილები, ნიტრიტები, კარგადაა ცნობილი. ნიტრიტები ნიტრატების აღდგენით მიიღება; მაგალითად, კალიუმის ნიტრატისა და ტყვიის შეღებობით მიიღება ტყვიის ოქსიდი და ნიტრიტი:



ტუტე მეტალების ნიტრატების გახურებით ქანგბადის გამოყოფით მიიღება ნიტრიტები, მაგალითად,



მჟავების მოქმედებით ნიტრიტი იშლება:



აზოტოვანმჟავა უფრო ძლიერი დამჟანგავია, ვიდრე აზოტმჟავა, მაგალითად, აზოტმჟავა ადვილად ქანგავს იოდწყალბადს, რის გამოც მიიღება ელემენტარული იოდი.

ვინაიდან აზოტოვანმჟავა ადვილად იშლება, მისი რეაქციაში შესვლის უნარი დიდია. ძლიერი დამჟანგავები (მაგალითად, KMnO_4) მას ნიტრატამდე ქანგვს, მაგრამ აღმდგენლების მოქმედებით (მაგალითად, ტუტე მეტალების ამაღამებთან ურთიერთქმედების შედეგად) მიიღება NO ამიაკი, ჰიდროქსილამინი.

ვინაიდან აზოტოვანმჟავა სუსტი მჟავაა, ამიტომ მისი მარილები ჰიდროლიზურ დაშლას განიცდის. ცნობილია ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალების, და, აგრეთვე, იმ მეტალების ნიტრიტები, რომლებიც მცი-

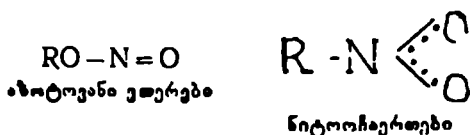
რე ხსნადობით ხასიათდება; მაგალითად $Hg(NO_3)_2$. არის ცნობილი საშუალო და სუსტ ფუფქეთა ნიტრიტები, მაგალითად: რკინის, ალუმინის, ქრომისა და სხვ.

უფერო კატიონების ნიტრიტები ყვეთელი ფერისაა. ტუტე მეტალების ნიტრიტები დაუშლელად ღლევება. დანარჩენი უფრო მცირე აქტიურობის მქონე მეტალების ნიტრიტები იშლება, რის შედეგად რჩება მეტალის ოქსიდი.

აზოტოვანმეკავა (ყოველ შემთხვევაში მისი ნაერთები) ორი იზომერული ფორმის სახითაა ცნობილი:



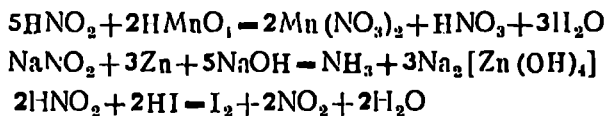
ცნობილია მისი ორგანული ნაწარმოების ორი მწკრივი.



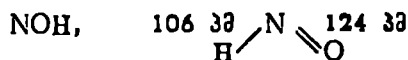
ამ ორი ფორმის იზომერიას არსებითი მნიშვნელობა აქვს ზოგიერთ კომპლექსურ ნაერთში. ნაერთები, რომლებშიც შედის ნაშთი ONO წარმოადგენს ნიტრიტონაერთებს, ხოლო ნაერთები, რომლებშიც ნაშთი შედის NO_2 -ის სახით — ნიტრონაერთებს.

აღსანიშნავია, რომ ნატრიუმის ნიტრიტი აბრკოლებს რკინის კოროზიას.

აზოტოვანმეკავა და ნიტრიტები სათანადო პირობებში ამჟღავნებენ როგორც მჟანგავს, აგრეთვე აღმდგენ უნარს, მაგალითად:



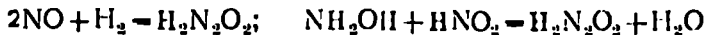
ქვეაზოტოვანმეკავა. ექსპერიმენტულად დადგენილია თავისუფალი რადიკალი, ნიტროქსილი,



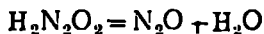
რომლის დიმერიზაციით ქვეაზოტოვანმეკავა მიიღება:



ქვეაზოტოვანმჟავა მიიღება აზოტის ოქსიდზე წყალბადის მოქმედებით ან აზოტოვანმჟავასა და ჰიდროქსილამინის ურთიერთქმედებით:



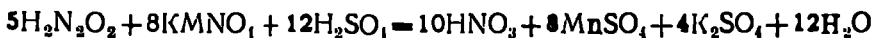
ქვეაზოტოვანმჟავა ძლიერ ფეთქებადი, თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა. დგომის დროს მისი როგორც კრისტალები, აგრეთვე სხნარი ადვილად იშლება შემდეგი განტოლების მიხედვით:



ეს პროცესი შეუქცევადად, ცალმხრივად მიმდინარეობს, ამიტომაც აზოტის ქვეყანგი (N_2O) არ შეიძლება განვიხილოთ როგორც ქვეაზოტოვანმჟავას ანჰიდრიდი.

ქვეაზოტოვანმჟავას მჟავური თვისებები სუსტადაა გამოსახული. დაჰყანგავ უნარს ეს მჟავა საერთოდ მოკლებულია. ქვეაზოტოვანმჟავა წყალბადით ჰიდრაზინამდე აღდგება. ჟანგბადით კი იჟანგება აზოტოვანმჟავამდე და აზოტმჟავამდე.

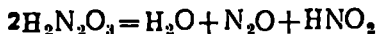
ქვეაზოტოვანმჟავა იჩენს აღმდგენ თვისებებს, მაგალითად,



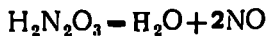
ქვეაზოტოვანმჟავა იხსნება წყალში, სპირტში, ეთერში. იგი წარმოქმნის ორი მჟვარიის მარილებს — ჰიპონიტრიტებს და მჟავე ჰიპონიტრიტებს.

ჰიპონიტრიტები მეტწილად ძნელად ხსნადია წყალში. გაცხელებისას როგორც თავისუფალი მჟავა, აგრეთვე მისი მარილები, აფეთქებით იშლება.

ჰ ი პ ო ნ ი ტ რ ა ტ ე ბ ი. მიღებულია CaS_2 , Ba , Cd , Pb -ის ძნელადხსნადი ჰიპონიტრატები. ჰიპონიტრატებზე განზავებული მჟავეების მოქმედებით მიღებული ქვეაზოტოვანმჟავა იშლება შემდეგი სქემის მიხედვით:



ხოლო კონცენტრირებული მჟავის მოქმედებით იშლება შემდეგი განტოლების მიხედვით:



ვინაიდან ეს რეაქცია არაშექცევადია, ამიტომ NO არ შეიძლება განვიხილოთ როგორც ქვეაზოტმჟავას ანჰიდრიდი.

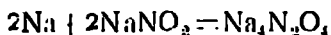
ჰიპონიტრატები არამდგრადია. ჰაერის ჟანგბადის მოქმედებით ისინი ნიტრიტებად იჟანგება:



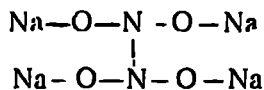
ჭიდროაზოტოვან მჟავა, NO წყალთან არ იძლევა მჟავას, მაგრამ ნატრიუმის ოქსიდთან 100°-ზე ჰიდროაზოტოვან-მჟავას მარილს წარმოქმნის:



ამას გარდა, მისი მიღება შეიძლება თხევად ამიაკში ნატრიუმის ნიტრიტისა და მეტალურ ნატრიუმის ურთიერთქმედებით:

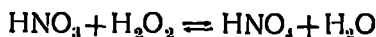


მისი შედგენილობა უპასუხებს $(\text{Na}_2\text{NO}_2)_2$ ფორმულას. მისი სტრუქტურა გამოისახება ფორმულით:



ეს უკანასკნელი შეიძლება განვიხილოთ როგორც ჰიდრაზინი, რომლის წყალბადები ჰიდროქსილის ჯგუფებით არიან ჩანაცვლებული. $\text{Na}_4\text{N}_2\text{O}_4$ ძლიერ ფეთქებადია. მჟავა თავისუფალი სახით მიღებული არ არის.

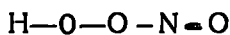
13. აზოტის ზემოელები. აზოტზე მჟავა: HNO_3 — მიღებულ იქნა (1948 წ.) N_2O_5 -ისა და ასპროცენტრიანი H_2O_2 -ის ურთიერთქმედებით — 80°C-ზე. მისი შედგენილობა პასუხობს HNO_3 ფორმულას. კონცენტრირებულ აზოტმჟავასთან H_2O_2 -ის რეაქცია შეიძლება გამოესახოს განტოლებით:



ძლიერ კონცენტრირებული ან უწყლო HNO_3 -ის გამოყენება აფეთქების რეაქციით თავდება.

აზოტზე მჟავას ქლორიანი კირის დამახასიათებელი სუნი აქვს. HNO_3 ძლიერ ფეთქებადია.

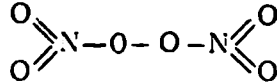
აზოტოვანზე მჟავა — HNO_3 მიიღება ნიტრატისა და წყალბადის ზეჟანგის ურთიერთქმედებით. მას უპასუხებს ფორმულა:



ეს ნაერთი ადვილად იშლება. ამიტომ სუფთა სახით მიღებული არ არის.

აზოტის (VI) ოქსიდი (ანუ პეროქსიდი) NO_3 არამდგრადი ნაერთია. მიიღება N_2O_5 -ის ან NO_2 -ისა და თხევადი ოზონის ურთიერთ-

ქმედებით. მისი სტრუქტურა შეიძლება შემდეგი ფორმულით გამოვსახოთ:



წყალთან ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება აზოტისა და აზოტოვანი მჟავები და გამოიყოფა ჟანგბადი .

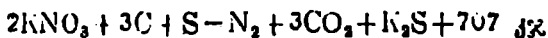


ოთახის ტემპერატურაზე აზოტის ყველა ოქსიდი გარდა N_2O_5 -ისა, აირადია.

14. წარმოდგენა ფეთქებად ნივთიერებებზე. ფეთქებადია ნაერთი ან ნარევი, თუ მასში შესაძლებელია სწრაფად მიმდინარე ისეთი რეაქციის განვითარება, რომლის დროსაც წარმოიქმნება გაზები და დიდი რაოდენობით გამოიყოფა სითბო. ასეთი გარდაქმნა, რომელიც ფუძეებდად ნივთიერებების ერთ წერტილში დაიწყო, სწრაფად მოიღებება მთელ მასას. დიდი მოცულობის გაზების სწრაფად წარმოქმნას და რეაქციის სითბური ეფექტის ხარჯზე მათ ვაცხელებას მოპყვება აფეთქების ადგილზე დიდი წნევის გაჩენა. აფეთქების დროს წარმოქმნილი შეკუმშული გაზების გაფართოება განაპირობებს მის მსხვერვად მოქმედებას.

ფეთქებადი ნივთიერებები შეიძლება იყოს მყარ, თხევად და აირად მდგომარეობაში. მყარი ფეთქებადი ნივთიერების მაგალითია შავი ღენთი, პიროქსილინი და სხვ., თხევადისა — ნიტროგლიცერინი, ნიტროგლიკოლი. ნიტრობენზოლისა და აზოტმჟავას ნარევი. აირადისა კი — წყალბად-ჟანგბადის ნარევი, მეთანი ჰაერთან და სხვ.

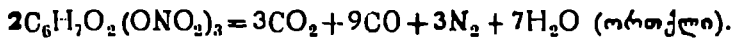
ფეთქებად ნივთიერებებად გამოიყენება როგორც ქიმიური ნაერთები, ისე ნარევებიც. ასეთია, მაგალითად, აზიდები, მგრგვინავი მჟავა CNOH და მისი მარილები, ორგანული ნივთიერებების ნიტრონაერთები, ხოლო ფეთქებადი ნაერთებია დინამიტი — ამონიუმის გვარჯილასთან შერეული, პიროქსილინით ელატინებული ნიტროგლიცერინი. ამონიტები, შავი და უკვამლო ღენთი და ა. შ. პირველი ფეთქებადი ნივთიერება, რომელიც დამზადდა XIV საუკუნეში ზედმიწევნით დაწილადებული ნახშირის. გოგირდისა და კალიუმის გვარჯილის ნარევი. მისი შედგენილობა დაახლოებით შემდეგ თანაფარდობას პასუხობს: 17% C, 15% S, 68% KNO_3 . მისი წეს შეიძლება გამოვსახოთ შეჯამებული ვანტოლებით:



აქ ნაწილობრივ წარმოიქმნება CO , K_2CO_3 , K_2SO_4 და სხვ. მყარი კომპონენტები აირად დისპერსიულ ფაზას წარმოქმნიან, რომელიც ბოლის სახით გამოიყოფა.

პიროქსილინი წვის დროს არ წარმოქმნის მყარ პროდუქტებს, ამიტომაც პიროქსილინზე მომზადებული დენთი უკვამლოა.

მრავალი ორგანული ნივთიერების აზოტმეკავათი დამუშავებისას ფეთქებადი ნივთიერებები მიიღება. ცელულოზის ნიტრატებით მიიღება პიროქსილინი, გლიცერინის ნიტრირებით მზადდება ნიტროგლიცერინი, არომატულ ნახშირწყალბადების ნიტრირებით მზადდება ტოლი, პიკრინმჟავა და სხვ. ეს ნაერთები არამდგრადია, შეიცავენ დაწვისათვის საკმარის უანგბადს, ამიტომაც ადვილად იშლებიან; მაგალითად, პიროქსილინის დაშლა შეიძლება გამოვსახოთ შემდეგი სქემით:



მიღებული გაზების მოცულობა 400-ჯერ აღემატება დამწვარი დენთის მოცულობას და ამითაა გამოწვეული ის ეფექტი, რომელსაც აფეთქებას ვუწოდებთ.

აფეთქების ხასიათის მიხედვით ფეთქებადი ნივთიერებები სამ ჯგუფად შეიძლება დაეყოთ: მაინიცირებელ, სასროლ და ბრიზანტულ ნივთიერებებად. მაინიცირებელი ნივთიერებებია დეტონატორები, რომლებიც დარტყმით ან ჩხვლეთით ცეცხლის სხივს წარმოქმნის და გამოიწვევს დენთის აალებას. ასეთია ტყვიის აზიდი, მგრგვინავი ვერცხლისწყალი და სხვ. ამ ტიპის ნაერთები აალების დროს არ იწვიან წყნარად, არამედ დეტონირდებიან. დეტონაციის სიჩქარე ძლიერ დიდია.

სასროლი ფეთქებადი ნივთიერება ჰაერზე წყნარად იწვის, მაგრამ ვაზნაში სწრაფად იშლება. მაგალითად, შავი დენთის აფეთქების სიჩქარე შეადგენს 300—400 მ/წმ. მისი აალება დეტონაციით ხდება.

ბრიზანტული (მსხვერვალი) ფეთქებადი ნივთიერებები ხასიათდებიან დაშლის დიდი სიჩქარით (8000 მ/წმ). ასეთი სწრაფი დაშლის გამო წარმოქმნილი გაზები დიდ წნევას ავითარებენ და ამით ძლიერ აფეთქებებს ახდენენ. ასეთი ფეთქებადი ნივთიერებების აალება აგრეთვე დეტონაციით წარმოებს.

ფეთქებად ნივთიერებათა დაშლის რეაქციების თეორია შემუშავეს ნ. სემინოვმა, ი. ბ. ხარიტონმა, ი. ბ. ზელდოვიჩმა, ლ. დ. ლანდაუმი და სხვ.

15. აზოტოვანი ნახეულები. მინერალური აზოტიანი სახეულები. რამდენადაც ქიმიური წარმოება ამზადებს. შემდეგი სახისაა: ამონიუმის, ამონიუმნიტრატის, ამონიური და ნიტრატული.

ამონიუმის სასუქია ამონიუმ-სულფატი და ამონიუმ-კლორიდი. პირველი შეიცავს 21% აზოტს. მეორე — 25% აზოტს.

ამონიუმ-ნიტრატის სასუქი შედგება NH_4NO_3 -საგან და NH_4NO_3 -სა და $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ -ის ნარევისაგან. პირველი შეიცავს 33% აზოტს, მეორე — 26% აზოტს.

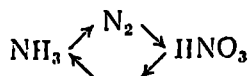
ამიდური სასუქებიდან უდიდესი მნიშვნელობა აქვს შარდოვანას $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, ის შეიცავს 47% აზოტს. ამიდური სასუქია აგრეთვე კალციუმის ციანამიდი CaCN_2 , რომელიც 22%-მდე აზოტს შეიცავს.

ნიტრატულ სასუქებს ეკუთვნის გვარჯილები: NaNNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ და KNO_3 ესენი შეიცავენ დაახლოებით 15%-მდე აზოტს.

15. აზოტის წრებრუნვა. ბუნებაში მიმდინარეობს აზოტის განუწყვეტელი წრებრუნვა, რომელიც დაკავშირებულია აზოტის ნაერთების რთულ გარდაქმნებთან. აზოტი ბიოგენური ელემენტია, რამდენადაც ის ცოცხალი ორგანიზმების უმთავრესი შემადგენელი ნაწილებს — ცილების აუცილებელი კომპონენტია.

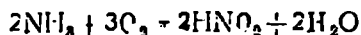
მაღალორგანიზებული მატერიის ცოცხალი ნაყოფარების წარმოქმნისა და განვითარებისათვის საჭირო აზოტნაერთები შორეულ გეოლოგიურ პერიოდებში შეიძლება მხოლოდ ელქეის შედეგად წარმოქმნილიყო. თბილ ტენიან ატმოსფეროში ელქეის შედეგად წარმოქმნილი NO ადვილად იჟანგება NO_2 -მდე და წყალში ვახსნით მიღებული აზოტმჟავა კარბონატებთან ნიტრატებად იქცეოდა.

ცხოველთა ორგანიზმი მოკლებულია ნიტრატებიდან ცილოვანი ნივთიერების სინთეზირების უნარს. მცენარეებში აზოტის მინერალური ნაერთებიდან წარმოქმნილი ცილები ცხოველთა საკვებია. ცხოველთა მკვდარი ორგანიზმების გახრწნისას, აზოტი კვლავ უბრუნდება ნიადაგს, სადაც ბაქტერიების მოქმედების შედეგად ცილოვანი ნივთიერებებიდან გარდაიქმნება ამიაკად და ამონიუმის მარილებად. ეს პროცესები შეიძლება გამოვსახოთ შემდეგი სქემით. სადაც ისრები პროცესის მიმართულებას გამოსახავს:



2. რაღები ცოლა ნიტრატებს

ნიადაგში „ამიაკურ“ აზოტს ნიტროზობაქტერიები ჟანგავს ნიტრიტებად:



სოლო ნიტრიტებს ნიტრობაქტერიები ნიტრაჟებად ქანგავს:



ეს პროცესები ნიტროფიკაციის სახელწოდებითაა ცნობილი. ნიტროფიკაციის დროს აზოტის ნაწილი თავისუფალი სახით გამოიყოფა და ანით ის წრებრუნვიდან გამოდის. ამ დენიტრიფიკაციის პროცესს აგრეთვე გარკვეული სახის ბაქტერიები განაპირობებს.

თავისუფალი აზოტის ჩაბმა წრებრუნვაში სამი გზით ხდება. ერთია ელქეტი, მეორე — „აზოტბაქტერიები“, რომლებსაც ორგანულ ნივთიერებათა მონაწილეობით თავისუფალი აზოტის შებმის უნარი აქვთ, და მესამე — ადამიანის პრაქტიკული მოღვაწეობა.

სოფლის მეურნეობის განვითარებისათვის უდიდესი მნიშვნელობა აქვს აზოტოვანი სასუქების შეტანას ნიადაგში და ამით აზოტის დანაკარგების კომპენსირებას.

აზოტის სასუქების მიღებას საფუძვლად უდევს სინთეზური აზოტი.

2. 3. 2. ფოსფორი — P

1. გავრცელება ბუნებაში. ფოსფორის შემცველობა დედამიწის ქერქში ატომების საერთო მასის 10.04% შეადგენს.

ფოსფორი ბუნებაში ძირითადად გავრცელებულია მინერალ ფოსფორიტის სახით, რომელიც შედგება სხვადასხვა მინარევების შემცველი კალციუმ-ფოსფატისაგან $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ და მინერალ აპატიტის $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ სახით, რომელშიც ფტორი ხშირად ჩანაცვლებულია ქლორით (ქლორაპატიტი) $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ ან ჰიდროქსიდით $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$. აპატიტები საერთოდ მდგრადი მინერალებია.

შედარებით ნაკლებად გავრცელებულია რკინის ფოსფატი ვივიანიტი, $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, ალუმინის ფოსფატი ვაველიტი $4\text{AlPO}_4 \cdot \text{X} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, და, აგრეთვე, იშვიათ მიწათა მეტალების ფოსფატები — მონაციტები.

ფოსფორის მინერალების საბადოებს უდიდესი მნიშვნელობა აქვს სოფლის მეურნეობის განვითარებისათვის. ცნობილია ფოსფორიტების მრავალი მდიდარი საბადო და აპატიტების მსოფლიოში ყველაზე დიდი მარაგი (კოლსკის ნახევარკუნძულზე).

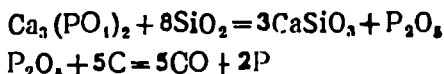
ფოსფორი მნიშვნელოვანი ბიოგენური ელემენტია. ის შედის ადამიანისა და ცხოველის ნერვულ ქსოვილებში, ტვინის ნივთიერებაში (ლეციტინის სახით), ცილებში, ხოლო კარბონატაპატიტების სახით $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaCO_3 \cdot H_2O$ შედის ძვლებში. კბილის მინანქარი არ შეიცავს ფტორაპატიტებს, როგორც ამას ადრე ფიქრობდნენ. კბილის მინანქრის სიმაგრე აისხნება იმით, რომ აპატიტების კრისტალები უფრო დიდი ზომისაა, ვიდრე ძვლებში შემავალი კრისტალები.

ჩრდილოეთ აფრიკაში ფოსფორიტების საბადოების მეტი წილი ცხოველური წარმოშობისაა. ცხოველური წარმოშობისაა აგრეთვე სამხრეთ აფრიკაში პერუს გუანო.

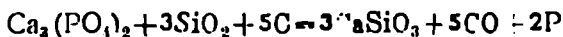
2. ფოსფორის ზოგადი დახასიათება. ფოსფორი აღმოჩენილ იქნა 1669 წ. ალქიმოს ბრანდის მიერ. ლავუაზიემ პირველმა განიხილა ფოსფორი როგორც ქიმიური ელემენტი. თავისი წვის თეორია ლავუაზიემ ექსპერიმენტულად ფოსფორის მაგალითით დაასაბუთა.

შეელემ (1775) მიიღო ფოსფორი ფოსფორმჟავას გამოხდით ნახშირის თანყოფისას. ამ მეთოდმა შემდეგში ფართო გამოყენება პოვა.

ფოსფორის მისაღებად გამოსავალ ნივთიერებად გამოიყენება სამხანაცვლებული კალციუმფოსფატი $Ca_3(P_2O_4)_2$ ფოსფორის ანჰიდროქსილაპატიტის სახით, რომლებსაც კვარცის ქვიშასთან, SiO_2 და ნახშირთან ერთად ახურებენ ელექტრულ ლუმელებში. მაღალ ტემპერატურაზე, დაახლოებით $1500^{\circ}C$ -ზე, სილიციუმის ანჰიდრიდი იერთებს კალციუმის ოქსიდს, რის შედეგადაც წარმოიქმნება კალციუმ-სილიკატი $CaSiO_3$ და განთავისუფლდება ფოსფორის ანჰიდრიდი P_2O_5 , რომელსაც ნახშირი აღადგენს:



ზეჯამებული რეაქცია გამოისახება განტოლებით:



მიღებული ფოსფორის ორთქლი სქელდება მიმღებში წყლის ქვეშ. მექანიკური მინარევების მოსაცილებლად გადნობილ ფოსფორს რბილ ტყავში გაფილტრავენ წნევის ქვეშ ან კვლავ გამოხდიან რკინის რეტორტებიდან. ამ გზით მიიღება თეთრი ფოსფორი, რომელსაც ინახავენ წყლის ქვეშ. ფოსფორი ორთქლდება P_4 მოლეკულების სახით (სურ. 2. 7.) ცნობილია P -ს რამდენიმე ალოტროპიული სახესხვაობა.

თეთრი ფოსფორი ცვილს მსგავსი, რბილი, ნახევრად გამჟვრვალე ნივთიერებაა, რომელსაც დამახასიათებელი სუნი აქვს. სუფთა თეთრი ფოსფორი უფერული და გამჟვრვალე კრისტალური ნივთიერებაა, რომლის კუთრი მასაა 1,82. დაბალ ტემპერატურაზე თეთრი ფოსფორის კრისტალები მყიფეა, 15°C-ზე მალა რბილია, დნება 44,1°C-ზე და დუღს 280°C-ზე. თეთრი ფოსფორი კარგად იხსნება თხევად ამიაკში, გოგირდის დიოქსიდში, თხევად ციანში, სამჰლოიდურ ფოსფორში და გოგირდნახშირბადში, საიდანაც ის ადვილად გამოკრისტალდება კუბური სისტემის კრისტალების, რომბოდოდეკაედრების სახით. უფრო მცირედ იხსნება თეთრი ფოსფორი ცხიმებში, სკიპიდარში, ბენზოლში, ეთერში და კიდევ უფრო მცირედ — წყალში, მაგრამ წყლის ორთქლთან ერთად თეთრი ფოსფორი შესამჩნევი რაოდენობით გამოიხდება.

თეთრი ფოსფორის რეაქციისუნარიანობა მეტად დიდია. ჰაერში: 50°C-მდე ვათბობისას ის თავისით ააღდება, ხანუჩითაც. ადვილად ააღდება დანით გაჭრის დროს, რის გამო მას ჰრიან არა ჰაერში, არამედ წყლის ქვეშ. ამავე მიზეზის გამო დაჟანგვისაგან დასაცავად თეთრი ფოსფორს ინახავენ წყალში. იგი ადვილად იჟანგება ჰაერზე. თუ ფოსფორი წმინდად დაწილადებულა, მისი დაჟანგვის სიჩქარეც დადი იქნება დიდი ზედაპირის გამო. ამიტომაც გოგირდნახშირბადხსნარის აორთქლების შემდეგ ფილტრის ქალაღზე გამოყოფილი ფოსფორის პატარა კრისტალები ჰაერზე თავისით ააღდება.

ჰაერზე დაჟანგვისას ფოსფორი თავისებურ ცისფერ ნათებას იძლევა. ეს ნათება კარგად ჩანს სიბნელეში. ფოსფორის სახელწოდება ნათების ამ უნარმა განაპირობა (ბერძნულად ფოსფორი სინათლის მტარებელია). ეს ნათება, რომელსაც ფოსფორესენცია ეწოდა, მიიღება ჟანგბადის არა ნებისმიერი წნევის პირობებში, არამედ მხოლოდ დაბალ წნევაზე. მრავალი ნივთიერება, მაგალითად, სპირტი, გოგირდწყალბადი, ამიაკი ამცირებს ფოსფორის ნათებას. ჰაერი ფოსფორზე გატარებით იონიზირდება. ჰაერის იონიზაცია და ფოსფორის დაჟანგვის უნარი ერთმანეთთან მჭიდრო კავშირშია.

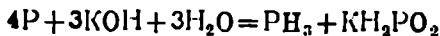
ჰაერში ან ჟანგბადის არეში თეთრი ფოსფორი იწვის მოყვითალო-თეთრი კაშკაშა ალით. დაწვის შედეგად მიიღება ფოსფორის (V) ოქსიდი.



ფოსფორის ნელი დაჟანგვის დროს კი მიიღება ფოსფორის (III) ოქსიდი P_2O_3 .

თეთრი ფოსფორი მეტად ენერგიულად უერთდება ჰალოგენებსაც. ქლორის არეში ფოსფორი კარგად იწვის. იგი უერთდება ბრომს და

ოდს, გოგირდს და მრავალ მეტალს. მეტალებთან ურთიერთქმედებისას ფოსფორი წარმოქმნის ფოსფიდებს (Ca_3P_2 , Mg_3P_2 და ა. შ.) ძლიერი დამჟანგავები ფოსფორს ფოსფორმეჯავამდე ქანგავენ. მწვავე ტუტეებთან ურთიერთქმედების შედეგად ფოსფორი წარმოქმნის კალიუმის ჰიპოფოსფიტს და გამოჰყოფს ფოსფინს:



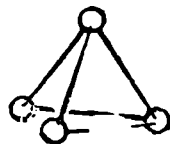
თეთრი ფოსფორი ადვილად აღადგენს ხსნარებიდან ოქროს, ვერცხლს, სპილენძს და სხვ. ფოსფორის ეს უნარი მისი დამაზანაოთბელი ნიშანთვისებაა, რომლითაც ის მკვეთრად განსხვავდება სხვა ელემენტებისაგან.

თეთრი ფოსფორი ძლიერი საწამლაჱია.

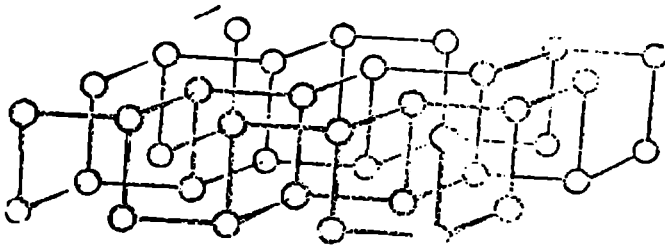
8. ფოსფორის ალოტროპია. უყანგბადო არეში 260°C -მდე გაცხელებით თეთრი ფოსფორი წითელ მოდიფიკაციად გარდაიქმნება ფოსფორის წითელი სახესხვაობა მიიღება აგრეთვე თეთრზე სინათლის მოქმედებით. ეს პროცესი შედარებით ნელა მიმდინარეობს. წითელი ფოსფორის სახესხვაობა მუქი წითელი ფერის ფხენილია. ის ბევრად უფრო ნაკლებ რეაქციის უნარიანია, ვიდრე თეთრი ფოსფორი, თუმცა წითელი ფოსფორი ისევე იხსნება ტუტეში, როგორც თეთრი. პაერზე იგი ადვილად არ იჟანგება და ამიტომ არ ანათებს, აინთება მხოლოდ გახურების დროს. გოგირდნახშირბადში წითელი ფოსფორი არ იხსნება, ჰალოგენებთან და გოგირდთან მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე შედის რეაქციაში. მისი აალების ტემპერატურა 400°C -ზე მაღლა ძევის. აზოტმეჯავას მოქმედებით წითელი ფოსფორი ფოსფორმეჯავამდე იჟანგება. თეთრი ფოსფორის სამბრომიან ფოსფორში გაცხელებით ღია წითელი ფერის ფოსფორი მიიღება. წითელი და ღია წითელი ფოსფორი არ არის საწამლაჱი.

წითელ ფოსფორს საფუძვლად უძევის იისფერი ფოსფორი. რომელიც პირველად ჰიტორფმა მიიღო გაღლობილი ტყვისისაგან ფოსფორის გამოკრისტალებისას. იისფერი ფოსფორის შეფერილობა დამოკიდებულია მისი დაწილადების ხარისხზე. მუქი ფერის კრისტალები დაწილადებისას უფრო ღია ფერის ხდება.

ფოსფორის შესამე სახესხვაობა — შავი ფერის ფოსფორი მიიღო ბრიჯმენმა (1914) 200°C -ზე 12000 ატ წნევის დროს ამ სახესხვაობის ფოსფორს ახასიათებს შერალური ელექტროგამტარობა და კარგი თბოგამტარობა. უფრო ადვილად მიიღება იისფერი ფოსფორი თეთრი ფოსფორის 380°C -მდე გაცხელებით ვერცხლისწყალთან ერთად.



სურ. 2.7. ფოსფორის მოლეკულის P_4 -ის ტეტრაედრული აღნიშვნის სქემა



ნახ. 2. 8. შავი ფოსფორის ადნაგობის სქემა.

შავ P -ს (სურ. 2. 8) ლითონის ბზინვარება აქვს. თავისი თვისებებით შავი ფოსფორი ემსგავსება წითელს იმ განსხვავებით, რომ შავი ფოსფორი გახურებისას წითელზე უფრო ადვილად იუანგება.

უპაეროდ გახურებისას წითელი და შავი ფოსფორი ქროლდება. გაცივებისას მისი ორთქლიდან თეთრი ფოსფორი მიიღება. თეთრი ფოსფორის წითლად გარდაქმნა და საერთოდ ფოსფორის ალოტროპიული სახესხვაობების ურთიერთგარდაქმნა შექცევადი პროცესია.

ზემოგანხილულიდან გამომდინარეობს, რომ თეთრი ფოსფორი წარმოადგენს მოდიფიკაციას, რომელიც მდგრადია მაღალ ტემპერატურაზე, ხოლო ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ის მეტასტაბილურია. როგორც თეთრი ფოსფორი, აგრეთვე წითელი სხვადასხვა კრისტალურ მოდიფიკაციაში არსებობს. წითელი ფოსფორისათვის, მაგალითად, გარდა ამორფულისა, ცნობილია კიდევ სამი კრისტალური სახესხვაობა. ცნობილია სულ 11 მოდიფიკაცია.

ფოსფორის ორთქლი 800°C -მდე შედგება P_4 მოლეკულებისაგან, რომლებშიც ატომები ტეტრაედრულ განლაგებას იჩენენ. უფრო მაღალ ტემპერატურაზე ოთხატომიანი მოლეკულები P_2 მოლეკულებად იშლება.

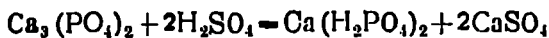
4. ფოსფორის გამოყენება. მომწამლავი თვისებების გამო თეთრი ფოსფორის გამოყენება შეზღუდულია. წითელი და ღია წითელი ფოსფორი დიდი რაოდენობით გამოიყენება ასანთის წარმოებაში, თავდაპირველად ასანთის წარმოებისათვის გამოიყენებოდა თეთრი ფოსფორი. ასეთი ასანთი ცეცხლსაშიში იყო; თეთრი ფოსფორის შხამიანობის გამო მისი წარმოება მეტად საზიანო იყო მუშების ჯანმრთელობისათვის.

თანამედროვე ასანთი ცეცხლშიშიარია და არაშხამიანი. ასანთის თავი შეიცავს წვის უნარის მქონე ადვილად აალებად ნივთიერებას და ცხერგიულ დამყანგავს. ასანთის ღეროს თავი შეიცავს დამყანგავებს (ბერთოლეს მარილს, კალიუმის ბიქრომატს, პიროლუზიტს და წვის

ჟინარის მქონე ნიეთიერებას) გოგირდს ან გოგირდოვან ანთიმონს (Sb_2S_3), ანდა სამგოგირდოვან ფოსფორს P_2S_5 -ს; მათი შეკავშირებისათვის გამოიყენება წებო, გუმი ტრაგანტი ან ლექსტრინი. ხახუნის გაძლიერების მიზნით მას ემატება დაფუქვილი მინა, სოლო შემავსებლად რკინის სურინჯი და რაიმე საღებავი. ასანთის კოლოფის ვიწრო წახნაგის ზედაპირზე წასმული მასა შეიცავს წითელ ან უფრო ხშირად ღიაწითელ ფოსფორს. რკინის სურინჯს, პიროლუზიტს, წებოს. კოლოფის ვიწრო წახნაგზე ასანთის თავის ხახუნის დროს ააღდება წითელი ფოსფორი, რომელსაც უნდა გავსებოთ ბერთოლეს მარილი. ეს უკანასკნელი გამოიწვევს გოგირდის ააღებას, ამისაგან აინთება ასანთის ლერო. იმისათვის, რომ ანთებული ასანთი კარგად იწვოდეს, მისი ლეროს ნაწილი თავთან გაყენებულია პამფინით, ხოლო ჩაქრობის შემდეგ რომ არ ბეჭუტავდეს, ასანთის ლეროს წინასწარ გაყენთავენ შაბით ან სხვა მარილებით.

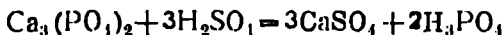
ფოსფორის ნაერთებს — ფოსფატებს ყველაზე მნიშვნელოვანი გამოყენება სოფლის მეურნეობაში მიეცა სასუქების მოსამზადებლად. მცენარეთა აღმოცენებისათვის ნიადაგი ფოსფატებს უნდა შეიცავდეს, რადგან ყოველწლიურად მოსავალს თან მიჰყვება მინდვრიდან ფოსფორის მნიშვნელოვანი რაოდენობა. მისი მარაგი ნიადაგში მცირდება, რის გამოც მცენარეები განიცდიან ფოსფორის ნაკლებობას. ამიტომ მოსავლიანობის გადიდებისათვის არსებითი მნიშვნელობა აქვს ნიადაგში მინერალური ფოსფოროვანი სასუქების შეტანას.

მინერალები — ფოსფორიტი და ჰიდროქსილაპატიტი როგორც სასუქი უშუალოდ ნაკლებად გამოსადეგია, რადგან ისინი წყალში უხსნადია. მცენარეების მიერ ასეთი ფოსფატების შეთვისება შესაძლოა მხოლოდ მყავე (ქვენაცროვან, ტორფიან) ნიადაგებში, ვინაიდან ამ ნიადაგებში შემავალი ორგანული მყავეები განაპირობებენ წყალში უხსნადი ფოსფატების დაშლას. აქედან გამომდინარეობს ფოსფორიტისა და აპატიტის მცენარეებისათვის უფრო ადვილად შესათვისებელ სხვა ნაერთებად გარდაქმნის აუცილებლობა. ამ მიზნით წმინდად დაფხვნილ ფოსფორიტს და აპატიტს გოგირდმჟავას მეშვეობით დაამუშავებენ. კალციუმის მესამეული ფოსფატისაგან გოგირდმჟავას მოქმედებით კალციუმის პირველადი ფოსფატი და კალციუმის სულფატი წარმოიქმნება:

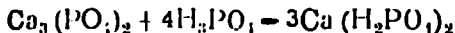


მიღებულ პროდუქტს — კალციუმის პირველადი ფოსფატის ნარევის კალციუმის სულფატთან, მარტივი სუპერფოსფატი ეწოდება. მარტივი სუპერფოსფატი ფართო გამოსაყენებელი ფოსფოროვანი სასუქია. ის შეიცავს კალციუმსულფატს, რომელზედაც მოდის სუპერ-

ფოსფატის წონის ნახევარზე მეტი. მაგრამ თუ კალციუმის ფოსფატის დასამუშავებლად გოგირდმჟავას ნაცვლად გამოვიყენებთ ფოსფორმჟავას, მიიღება თაბაშირისაგან თავისუფალი სასუქი — ორმაგი სუპერფოსფატი. მისი წარმოება ორი საფეხურისაგან შედგება: ფოსფორიტებზე და აპატიტებზე გოგირდმჟავას მოქმედებით ლებულობენ ფოსფორმჟავას:

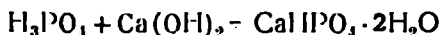


კალციუმის სულფატი გამოილეკება. მიღებული ფოსფორმჟავათი ფოსფორიტებისა და აპატიტების დამუშავებით ლებულობენ ორმაგ სუპერფოსფატს:



რომელიც იმით განსხვავდება მარტივი სუპერფოსფატისაგან, რომ ის არ შეიცავს თაბაშირს, რის გამოც ფოსფორის შემცველობა მასში ერთი ორად მეტია, ვიდრე მარტივ სუპერფოსფატში.

თუ განსწილ ფოსფორმჟავას კირხსნარით დავამუშავებთ, გამოილეკება პრეციპიტატი (დალექილი ფოსფატი):



პრეციპიტატი და სუპერფოსფატი შედარებით მცირედ იხსნება ნიადაგის წყალში, მას ადვილად ითვისებენ მცენარეები.

ფოსფორმჟავაზე ამოაკით მოქმედებისას მიიღება ამონიუმის პირველადი და მეორეული ფოსფატების ნარევი, $(\text{NH}_4)_2\text{H}_2\text{PO}_4$ $(\text{NH}_4)_3\text{HPO}_4$, რომელიც მცენარისათვის საჭირო ორ ელემენტს შეიცავს — აზოტსა და ფოსფორს. მარილების ამ ნარევს ამოფოსი ეწოდება.

ფოსფოროვან სასუქად იყენებენ აგრეთვე წიდას, რომელიც მიიღება როგორც ნარჩენი ფოსფორშემცველი თუჯის წარმოებაში, ამ წიდას წმინდა ფხვნილის სახით, რომელსაც თომასის ფხვნილი ეწოდება, იყენებენ სასუქად. ფოსფორი მასში შედის ორმაგი მარილის $(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaSiO}_3)$ სახით, რომელიც უხსნადია, მაგრამ, მიუხედავად ამისა, მას ადვილად ითვისებს მცენარე. ფოსფორის შემცველი სასუქებია აგრეთვე გუანო (ჩილეში), ძვლის ფქვილი, აგრეთვე ხორცისა და თევზის წარმოების ნარჩენების ფქვილი.

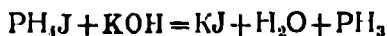
5. ფოსფორის წყალბადნაერთები. მეხუთე ჯგუფის ელემენტები წარმოქმნიან ჰიდრიდებს, ზოგადი ფორმულით MH_3 , რომელიც მიიღება მეტალების ფოსფიდების, არსენიდების და ა. შ. მჟავებით დამუშავებისას ან დარიშხანის, სტიბიუმის თუ ბისმუტის ქლორიდების

წყალბადის მეშვეობით აღდგენისას. ჰიდრიდების მდგრადობა ელემენტის რიგობრივი რიცხვის გადიდებისას მცირდება:

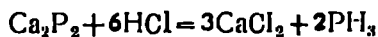


ფოსფორი წყალბადთან წარმოქმნის აირად ფოსფორწყალბადს — ფოსფინს PH_3 -ს, თხევად ფოსფორწყალბადს — დიფოსფინს P_2H_4 -ს და მყარ ფოსფორწყალბადს, P_12H_8 -ს.

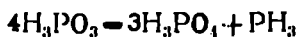
ფოსფინი PH_3 წარმოიქმნება ელემენტარულ ფოსფორზე ტუტეების სპირტხსნარების ან წყალხსნარების მოქმედებით, ხოლო სუფთა სახით მიიღება ფოსფონიუმის იოდიდზე PH_4I ტუტის მოქმედებით:



ფოსფინი მიიღება აგრეთვე კალციუმის ან მაგნიუმის ფოსფიდებზე (Ca_3P_2 , Mg_3P_2) განზავებული მარილმჟეავას ან წყლის მოქმედებით:

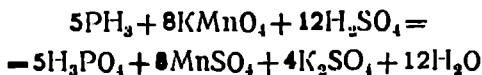


ან ფოსფოროვანმჟეავას ხსნარის გაცხელებით:



ფოსფინი უფერო გაზია არასასიამოვნო, ნივრის სუნით. ჰაერზე 150° -ზე ააღდება და დაწვისას ფოსფორმჟეავას წარმოქმნის. სუფთა ფოსფინი ჰაერზე თავისით არ ააღდება. ფოსფინი ააღდება ჰაერზე, როცა ის დიფოსფინს შეიცავს.

ფოსფინი ძლიერი აღმდგენია:



დადებითი პოტენციალების მქონე მეტალების მარილების წყალხსნარში ფოსფინის გატარებით შესაბამისი ფოსფიდი დაილექება, მაგალითად,

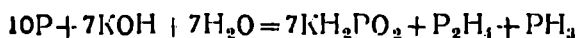


ამიაკის ფორმულასთან დიდი მსგავსების მიუხედავად ფოსფინი წყალში უმნიშვნელოდ იხსნება და წყალს არ ანიჭებს ტუტე რეაქციას. ის მკაფიო თვისებებსაც მოკლებულია. ჰალოგენწყალბადებთან ფოსფინი წარმოქმნის მარილმსგავს ნაერთებს — ქლორიან ფოსფონიუმს PH_4Cl , ბრომიან ფოსფონიუმს PH_4Br და იოდიან ფოსფონიუმს PH_4I . აქროლებისას ფოსფონიუმის ჰალოგენიდები ბოლომდე დი-

სოცირდება PH_3 და სათანადო ჰალოგენწყალბადად. ფოსფონიუმის ჰალოგენნაერთები წყალსნარში არამდგრადია, მათი დაშლით მიიღება PH_3 და შესაბამისი მჟავა. ფოსფონიუმის პერქლორატი PH_2ClO_4 ძლიერ ფეთქებადია.

ფოსფორზე ტუტის წყალსნარის მოქმედებით ან ფოსფონიუმისა და მეტალური ნატრიუმის ურთიერთქმედებით თხევად ამიაკში მიიღება NaPH_2 . ეს მყარი ნივთიერება ჰაერზე ადვილად თვითაალებდა. ის წყლის მოქმედებით იშლება. მიიღება PI_3 და NaOH

ფოსფიდების წყლით დაშლისას, გარდა ფოსფინისა, წარმოიქმნება მცირეოდენი თხევადი ფოსფორწყალბადი — დიფოსფინი P_2H_4



რომელიც თავისი შედგენილობით ჰიდრაზინის ანალოგია. დიფოსფინი უფრო სითხეა, მჟავებთან რეაქციაში არ შედის. დიფოსფინი ჰაერზე თვითაალებდა ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე.

მყარი ფოსფორწყალბადი P_{12}H_6 მიიღება დიფოსფინის თავისთავად მიმდინარე დაშლის პროცესში, რომელსაც მნიშვნელოვნად აჩქარებს სინათლე. მყარი ფოსფორწყალბადი მდგრადი ყვითელი ფხვნილია, წყალში და სხვა გამხსნელებში უხსნადია. მისი მჟავური ბუნება იქიდან ჩანს, რომ ის იერთებს ამიაკს. ზოგიერთი მონაცემით მყარი ფოსფორწყალბადი წარმოადგენს ფოსფორზე ადსორბირებულ PH_3 -ს.

6. ფოსფორის ნაერთები უანგბადთან (ოქსიდები). ფოსფორი უანგბადთან წარმოქმნის სამ ნაერთს: — P_2O_5 -ს (ფოსფორის (V) ოქსიდი), P_2O_3 -ს (ფოსფორის (III) ოქსიდი), P_2O_4 -ს (ფოსფორის (IV) ოქსიდი), რომელიც უნდა განვიხილოთ როგორც ფოსფორის (III) და (V) ოქსიდების ნარევი.

P_2O_5 არის ფოსფორმჟავას H_2PO_4 -ის ანჰიდრიდი, ხოლო P_2O_3 ფოსფოროვანმჟავას H_3PO_3 -ის ანჰიდრიდი. P_2O_4 შერეული ანჰიდრიდია.

აღნიშნულის გარდა, ფოსფორი წარმოქმნის ქვეფოსფორმჟავას $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$ -ს და ქვეფოსფოროვანმჟავას H_3PO_2 -ს. ამ ორი მჟავას შესატყვისი ანჰიდრიდები ცნობილი არ არის.

ჩვეულებრივი ფოსფორმჟავა, ანუ ორთოფოსფორმჟავა H_3PO_4 წყლის დაკარგვის შედეგად წარმოქმნის პიროფოსფორმჟავას $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ -ს და მეტაფოსფორმჟავას HPO_3 -ს ეს ფორმულები გამოსახავს ამ

მკვებების ანალიზურ შედგენილობას, სინამდვილეში კი აღნიშნული მკვებები და მათი მარილები პოლიმერულია.

ფოსფოროვანმკვება ანუ ორთოფოსფოროვანმკვება $H_2P_2O_7$ წყლის დაკარგვით წარმოქმნის პიროფოსფოროვანმკვებას $H_4P_2O_6$ — და მეტა-ფოსფოროვანმკვებას HPO_3 -ს.

$H_2P_2O_7$ — ფოსფორმკვებას მარილებს ეწოდება ფოსფატები. $H_4P_2O_6$ — ქვეფოსფორმკვებას მარილებს — ჰიპოფოსფატები, $H_2P_2O_7$ — ფოსფოროვანმკვებას მარილებს — ფოსფიტები, სოლო H_3PO_2 — ქვეფოსფოროვანმკვებას მარილებს ჰიპოფოსფიტები.

ფოსფორის (V) ოქსიდი ანუ ფოსფორის ან-ჰიდრიდი (დ. რ. +5) — P_2O_5 • ნუ P_4O_{10} მიიღება თეთრი ფოსფორის დაწვით რკინის კასრებში, რომლებშიც დიდი რაოდენობით უშვებენ ჰაერს. მიღებული პროდუქტი ფოსფორის დაბალ ოქსიდებსაც შეიცავს. მათი დაყენგვის მიზნით დაწვის პროდუქტებს ჟანგბადის არეში აქროლებენ. ფოსფორის (V) ოქსიდი ქროლდება $359^{\circ}C$ -ზე, ორთქლში მისი ფორმულა უპასუხებს P_4O_{10} -ს.

ფოსფორის ანჰიდრიდი ყველაზე ენერგიული წყალწამრთმევი ნივთიერებაა. წყალს შუშუნით იერთებს. მისი სწრაფვა წყლისადმი იზდენად დიდია, რომ თითო მოლი P_2O_5 -ის წყალში გასსნას ახლავს 145,3 კგ სითბოს გააოყოფა. ფოსფორის ანჰიდრიდი აზოტმკვებას და გოგირდმკვებასაც კი ადვილად ართმევს წყალს. ჰაერის წყლის ორთქლის მიერთების გამო ფოსფორის ანჰიდრიდი განითხევა და მეტა-ფოსფორმკვებას მასად იქცევა.

წყლისადმი დიდი სწრაფვის გამო ფოსფორის ანჰიდრიდი გამოიყენება გაზების გასაშრობად, სითხეების გასაუწყლოებლად და ქიმიური ნაერთებიდან წყლის გამოსართმევად.

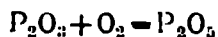
ფოსფორის ანჰიდრიდი წყლის მიერთებით წარმოქმნის შემდეგ მკვებებს:



რომელთაგან წყლით ყველაზე მდიდარ ორთოფოსფორმკვებას ჩვეულებრივ ფოსფორმკვება ეწოდება. ეს მკვებები მყარი ნივთიერებებია, რომლებიც შედარებით ადვილად განითხევა ტენიან ჰაერზე.

ფოსფორის (III) ოქსიდი ანუ ფოსფოროვანი ანჰიდრიდი (დ. რ. +3) — P_2O_3 . ფოსფორის ნელი დაყენგვი-

სას ჰაერში ან მისი წვის დროს ჰაერის ნაკლებობის პირობებში მიიღება ფოსფოროვანი ანჰიდრიდი P_2O_3 . ეს უკანასკნელი ცვილის მსგავსი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, რომლის ლღობის წერტილია $24^{\circ}C$ და დუღილის ტემპერატურაა $175^{\circ}C$, ვინაიდან ფოსფოროვანი ანჰიდრიდი ადვილად აქროლადია, ადვილია უბრალო გამოხდით მისი დაცილება უფრო ნაკლებ აქროლადი P_2O_5 -საგან. ჰაერზე გასურებით ფოსფოროვანი ანჰიდრიდი იყენება:



ფოსფოროვანი ანჰიდრიდის დაყენება ოთახის ტემპერატურაზეც მიმდინარეობს. ამ რეაქციას ახლავს ნათება, რომელიც კარგად ჩანს სიბნელეში. სინათლის ასეთ გამოსხივებას ქიმიური რეაქციის დროს, რომელსაც არ ახასიათებს ტემპერატურის შესამჩნევი გადიდება, ქემილუმინისცენცია ეწოდება. 1

ფოსფოროვანი ანჰიდრიდის მოლეკულური მასის განსაზღვრა აირად და, აგრეთვე. გახსნილ მდგომარეობაში იძლევა გაორებულ ფორმულას, P_4O_6 -ს.

ცოფ წყალთან ურთიერთქმედების შედეგად ფოსფოროვანი ანჰიდრიდი ფოსფოროვანმჟავას წარმოქმნის:

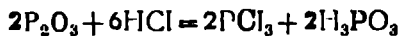


თავისუფალი ფოსფოროვანმჟავა H_3PO_3 უფრო კრისტალური ნივთიერებაა, ხარბად იზიდავს წყლის ორთქლს და ამიტომ ადვილად განითხევა. ფოსფოროვანმჟავა კარგად იხსნება წყალში. 1

ცხელ წყალთან ურთიერთქმედებისას ფოსფოროვანი ანჰიდრიდი წარმოქმნის ფოსფინს და ფოსფორმჟავას:

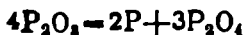


აირად ქლორწყალბადთან P_2O_3 შემდეგ რეაქციაში შედის.

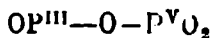


ფოსფოროვანი ანჰიდრიდი P_2O_3 ფოსფორის მსგავსად ძლიერია საწამლაეია.

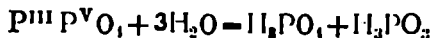
ფოსფორის (IV) ოქსიდი (დ. რ. +4) — P_2O_4 . ხანგრძლივი გაცხელებით 210° -მდე შეძერწილ მილში ფოსფოროვანი ანჰიდრიდისაგან მიიღება ფოსფორის დიოქსიდი და ელემენტარული ფოსფორი:



P_2O_4 თეთრი კრისტალებია, წყალში გახსნისას წარმოქმნის ფოსფორმჟავას და ფოსფოროვანმჟავას. ამიტომ შეიძლება დავუშვათ, რომ ამ ნაერთში ფოსფორის ერთი ატომის დ. რ. +3. ხოლო მეორესი -5, რაც უპასუხებს შემდეგ სტრუქტურას:

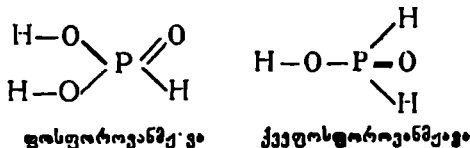
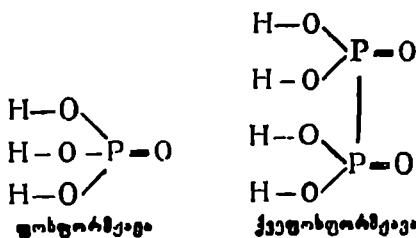


მისი წყალში გახსნა შეიძლება გამოვსახოთ განტოლებით:



აქედან ჩანს, რომ ფოსფორის P_2O_4 , არ არის ქვეფოსფორმჟავას ($H_2P_2O_6$) ანჰიდრიდი, არამედ ფოსფორმჟავასა და ფოსფოროვანმჟავას შერეული ანჰიდრიდია.

7. ფოსფორის მჟავები. ფოსფორის მჟავების აღნაგობა. ნაერთის მჟაურობას განაპირობებს მჟავას მოლეკულაში იონოგენურად შებმული წყალბადი. ამიტომაც მხოლოდ ის წყალბად-ატომები შეიძლება მეტალით ჩაინაცვლოს, რომლებიც იონოგენურად შებმულია მჟავას მოლეკულაში. ჟანგბადოვან მჟავებში იონოგენურად შებმულია ის წყალბად-ატომები, რომლებიც ჟანგბადატომების მეშვეობით არიან შეკავშირებული ცენტრალურ ატომთან ჰიდროქსილის ჯგუფის სახით, ხოლო ცენტრალურ ატომთან უშუალოდ შეკავშირებული წყალბად-ატომები არ ჩაინაცვლება მეტალებით, ამიტომაც ისინი მჟაუურ ფუნქციას არ ასრულებენ: ფოსფორის მჟავები ხასიათდება შემდეგი სტრუქტურული ფორმულებით:



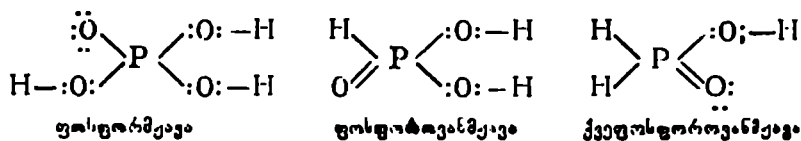
განხილული სტრუქტურიდან ჩანს, რომ ფოსფორმჟავა სამფუძიანი მჟავაა და მასში სამივე წყალბადი ჩაინაცვლება მეტალებით, ამიტომაც ფოსფორმჟავა მარილების სამ მწკრივს წარმოქმნის.

ქვეფოსფორმეცას მოლეკულაში ჟანგბად-ატომების მეშვეობით ოთხი წყალბად-ატომია მიკავშირებული ფოსფორთან. რის გამო ეს მკაფა ოთხფუძიანია და წარმოქმნის მარილების ოთხ მწკრივს.

ფოსფოროვანმკაფას მოლეკულაში სამი წყალბად-ატომთან ორი წყალბადატომი შეისაცვლება მეტალებით, რის გამო ის ორფუძიანი მკაფაა. ქვეფოსფოროვანმკაფა კი ერთფუძიანი მკაფაა. ყველა ამ მკაფაში სტრუქტურულად ფოსფორი ხუთვალენტოვანია. ის გარემოება, რომ ფოსფოროვანმკაფაში და ქვეფოსფოროვანმკაფაში ზოგიერთი წყალბადატომი უშუალოდაა შეკავშირებული ფოსფორთან, დაპტკიცებულ იქნა სპექტროსკოპიული გზით.

თუ ფოსფორის ატომთან შეერთებულია რამდენიმე O—H ჯგუფი, პირველი მათგანი უფრო ადვილად წარმოქმნის წყალთან ჰიდროქსონიუმ-იონს, ვიდრე მომდევნოები.

კოორდინაციული თეორიის თანახმად, ფოსფორის მოლეკულებში წყალბადის ატომები, რომლებიც არ გადადიან იონურ მდგომარეობაში, და ჟანგბადის ატომები განლაგებული არიან ფოსფორის ატომების პირველ კოორდინაციულ სფეროში. ფოსფორის კოორდინაციული რიცხვი ოთხია. რადგან ფოსფორმკაფა H_3PO_4 სამფუძიანია, ქვეფოსფორმკაფა $H_1P_2O_6$ - ოთხფუძიანი. ფოსფოროვანმკაფა H_2PO_3 -- ორფუძიანი და ქვეფოსფოროვანმკაფა H_2PO_2 ერთფუძიანი. მათი სტრუქტურები შემდეგნაირად გამოისახება:



აქედან ჩანს, რომ ფოსფიტ-იონის ფორმულაა HPO_3^{2-} და არა PO_3^{3-} , ხოლო ჰემოფოსფიტის იონისა $H_2PO_2^-$ და არა PO_2^{3-} .

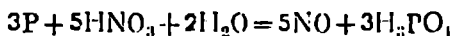
ფოსფორის ცენტრალური ატომების ირგვლივ ელექტრონული ოქტეტებია, ხოლო წყალბადისა და ჟანგბადის ატომები ელექტრონული წყვილებითაა შებმული ფოსფორთან.

ფოსფორის ანჰიდრიდი წყალთან ურთიერთქმედებისას თავდაპირველად წარმოქმნის მეტაფოსფორმკაფას პოლიმერებს.

მაღალმოლეკულურ ფოსფატებს ხშირად მეტაფოსფორების შედგენილობა აქვს. მაგალითად, ცნობილია ტრიმეტაფოსფატი $(M^+PO_3)_3$, და ტეტრამეტაფოსფატი $(M^+PO_3)_4$.

ორთო-, მეტა- და პიროფოსფორმჟავები წელა გარდაიქმნებიან ერთი მეორედ და განეიტრალებისას სხვადასხვაგვარ მარილებს წარმოქმნიან.

ორთოფოსფორმჟავა. ფოსფორის ანჰიდრიდიდან წყალთან წარმოქმნილი მეტაფოსფორმჟავას პოლიმერები (HPO_3) წყლის შემდგომი მიერთებით ორთოფოსფორმჟავაში $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ გადადის. ორთოფოსფორმჟავა მიიღება აგრეთვე თეთრი ან წითელი ფოსფორის აზოტმჟავათი დაჟანგვისას:

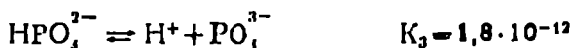
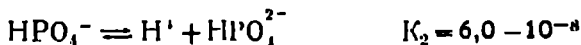
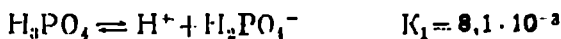


ფოსფორმჟავა შედარებით ნაკლებ აქროლადია. ამიტომ ხსნარში დარჩენილი აზოტმჟავას მოსაცილებლად მას აორთქლებენ. სუფთა ფოსფორმჟავა ამ გზით მზადდება.

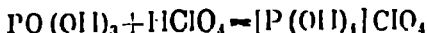
ტექნიკური მიზნებისათვის ფოსფორმჟავას ამზადებენ კალციუმ-ფოსფატზე გოგირდმჟავას მოქმედებით. ამ მეთოდით მომზადებული ფოსფორმჟავა გამოიყენება სასუქების მოსამზადებლად.

ორთოფოსფორმჟავა უფერო, გამჭვირვალე, რომბული კრისტალებია, რომლებიც ადვილად განითხვევა ჰაერზე. მისი ღლიობის ტემპერატურაა $42,3^\circ$. წყალს ყოველგვარი თანაფარდობით ერევა. გასაყიდი ფოსფორმჟავა სქელი სითხეა, შეიცავს $80-98\%$ $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ -ს.

ორთოფოსფორმჟავა საშუალო ძალის მჟავაა. მისი დისოციაცია საფეხურებად მიმდინარეობს და თითოეული საფეხურის დისოციაცია შესაბამისი მუდმივათი შეიძლება დავახასიათოთ:



აქედან ჩანს, რომ პირველ საფეხურზე დისოციაცია უფრო მეტი ხარისხით იჩენს თავს, ვიდრე მეორეზე და მით უმეტეს მეტით -- ვიდრე მესამეზე. ძლიერ მჟავებთან ურთიერთქმედებისას ფოსფორმჟავა იჩენს ამფოტერობის ნიშნებს: მაგალითად, ქლორმჟავასთან უწყლო არეში წარმოქმნის მარილის მსგავს ნაერთს:



მრელებული ნაერთი ტეტრაპიდროქსოფოსფონიუმის პერქლორატი (ფოსფორმჟავას პერქლორატი) კრისტალური ნივთიერებაა. რომელიც ადვილად იშლება თავის შემადგენელ ნაწილებად.

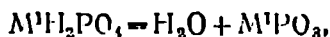
ფოსფორმჟავა საწამლავს არ წარმოადგენს. ხშირად გამოიყენება გამაგრილებელი სასმელების მოსამზადებლად.

ფოსფატები (ორთოფოსფატები). ორთოფოსფორმჟავა, როგორც სამფუძიანი მჟავა, წარმოქმნის მარილების სამწყკრივს:

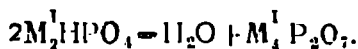
$M^I H_2 PO_4$ ერთნანაცვლებულ ფოსფატებს, ანუ მჟავე პირველად ფოსფატებს, $M^I_2 PO_4$ ორნანაცვლებულ ფოსფატებს, ანუ მჟავე მეორეულ ფოსფატებს და $M^I_3 PO_4$ სამნანაცვლებულ ფოსფატებს, ანუ მესამეულ ფოსფატებს.

ყველა ერთნანაცვლებული ფოსფატი წყალში ხსნადია. ორ და სამნანაცვლებული ფოსფატებიდან მხოლოდ ტუტე მეტალების მარილებია ხსნადი წყალში.

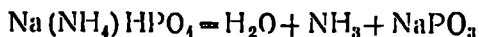
ერთნანაცვლებული ფოსფატები გახურებით წყალს გამოყოფენ და წარმოქმნიან მეტაფოსფატებს:



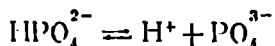
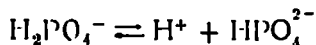
ორნანაცვლებულის ვახურებით მიიღება წყალი და პიროფოსფატი:



სამნანაცვლებული ფოსფატები კი ვახურებით არ იცვლება. თუ ფოსფატი შეიცავს ამონიუმის ჯგუფს, მისი აქროლადობის გამო, მაგალითად ორნანაცვლებული შერეული მარილიდან მიიღება მეტაფოსფატი:



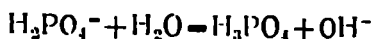
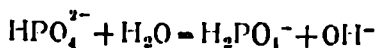
პირველადი ფოსფატების წყალში გახსნისას წარმოქმნილი იონები ნაწილობრივ განიცდიან შემდგომ დისოციაციას:



ნაწილობრივი ჰიდროლიზის გამო კი წარმოიქმნება ჰიდროქსილ-იონები, მაგრამ $H_2 PO_4^-$ -ის დისოციაციით მეტი წყალბად-იონები წარმოიქმნება, ვიდრე მისი ჰიდროლიზით ჰიდროქსილ-იონები, ამიტომაც ხსნარი მჟავე რეაქციას იჩენს.

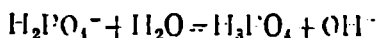
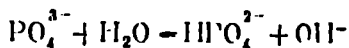
მეორეული ხსნადი ფოსფატის (მაგალითად, $K_2 HPO_4$ -ის) ხსნა-

ჩი ტუტე რეაქციას იჩენს, რადგან HPO_4^{2-} -ის შენდგომი დისოცია-
ცია მცირე ხარისხით იჩენს თავს. ხოლო ჰიდროლიზს მეტი ხარისხით
აქვს ადგილი:

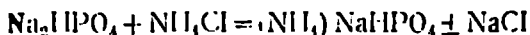


კონაიდან ჰიდროქსილ-იონთა კონცენტრაცია რამდენადმე აღემატება
წყალბად-იონისას, ხსნარს ოდნავ ტუტე რეაქცია ექნება.

მესამეული ფოსფატების იონებს PO_4^{3-} მხოლოდ ჰიდროლიზე-
ბა შეუძლიათ, ამიტომ მიღებულ ხსნარებს ძლიერ ტუტე რეაქცია
აქვს:



ტუტე მარილების ფოსფატები მიიღება ფოსფორმეცესა და შესაბამი-
სი ტუტის ან კარბონატების ურთიერთქმედებით. ნატრიუმის მვიარეუ-
ლი ფოსფატი $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ჰაერზე აღვილად კარგავს წყალს
და დიჰიდრატად გარდაიქმნება $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, ხოლო 100°C -ზე
მალა ვაცხელებისას მისი ვარდაქმნით ჰიროფოსფატი მიიღება. ამო-
ნიუმის ჩვეულებრივი ფოსფატის $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ მონოკლინური კრის-
ტალები ჰაერზე აღვილად კარგავს ამიაკს და იფიტება. ნატრიუმამონი-
უმფოსფატი მიიღება განტოლებით:



ეს მარილი ოთხ მოლეკულა წყლითურთ კრისტალდება. $(\text{NH}_4)\text{NaHPO}_4 \cdot$
 $\times 4\text{H}_2\text{O}$ გამოიყენება ანალიზური მიზნებისათვის.

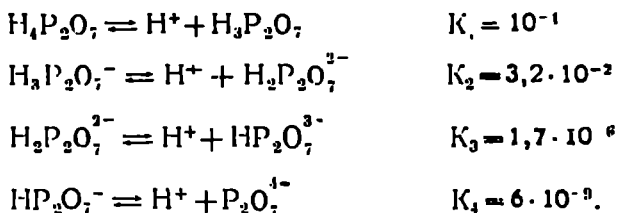
პირველადი კალციუმ-დიჰიდროფოსფატი $\text{Ca}(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7)$ კარგად იხ-
სნება წყალში. მეორეული და ნორმალური მესამეული კალციუმ-ფოს-
ფატი წყალში მცირედ ხსნალია. ეს უკანასკნელი წყალში წელა იშლება
და წარმოქმნის ჰიდროქსილაბატებს $3\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$, რომელიც
აგრეთვე უხსნალია წყალში.

ფოსფატებმა დიდი გამოყენება მოიპოვა სასუქების, მინერალის
და მქარაქალი მინების მოსამზადებლად.

ფოსფორმეჯავა და ხსნადი ფოსფატები ვერცხლის ნიტრატთან წარმოქმნის ყვითელ ნალექს Ag_3PO_4 -ს:



პიროფოსფორმეჯავა და მეტაფოსფორმეჯავა. პიროფოსფორმეჯავა მიიღება ორთოფოსფორმეჯავას გაცხელებისას 200° -დან 300° -მდე. ეს მეჯავა კრისტალურია, ლღვება 61° -ზე. ცივ წყალში გახსნისას წარმოიქმნება პიროფოსფორმეჯავას ჰიდრატი $H_4P_2O_7 \cdot H_2O$, რომელიც ნელა გარდაიქმნება ორთოფოსფორმეჯავად. ხოლო ადუღების დროს ეს გარდაქმნა სწრაფად მიმდინარეობს. პიროფოსფორმეჯავა ორთოფოსფორმეჯავაზე ბევრად უფრო ძლიერია. ეს ჩანს მისი დისოციაციის მუდმივიდან:



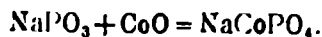
საერთოდ კონდენსაციის შედეგად, მეჯავას ძალა იზრდება.

პიროფოსფორმეჯავა ოთხფუძიანია, მაგრამ წარმოქმნის მარილებს მხოლოდ ორ მწკრივს — მეჯვე პიროფოსფატებს $M_2^I H_2P_2O_7$ და ნეიტრალურს $M_1^I P_2O_7$. ნეიტრალური პიროფოსფატებიდან მხოლოდ ტუტე მეტალების მარილები იხსნება წყალში. ვერცხლის ნიტრატი ლექავს თეთრი ფერის პიროფოსფატს $Ag_4P_4O_7$ -ს.

ფოსფორმეჯავას ან პიროფოსფორმეჯავას ხანგრძლივი გაცხელებით მიიღება მეტაფოსფორმეჯავა, რომელიც წარმოქმნის მინისებრ მასას. მისი ფორმულა პასუხობს $(HP_2O_4)_n$ სადაც $n = 3, 4, 6$. მისი წყალ-ხსნარი ხანგრძლივი დგომის შედეგად ორთოფოსფორმეჯავად გარდაიქმნება. პიროფოსფორმეჯავას მსგავსად მეტაფოსფორმეჯავა ვერცხლის მარილთან თეთრ ნალექს წარმოქმნის ($Ag_3P_3O_6$). მაგრამ ამას გარდა იწვევს ცილის შეკვრას. ამ რეაქციით ის განსხვავდება პიროფოსფორმეჯავასაგან.

მეტაფოსფორები მზადდება პირველადი ფოსფორების ვახურე-ბით. მრავალი მეტალის ჟანგი იხსნება გაღებულ მეტაფოსფატში და

წარმოქმნის ორმაგ ფოსფატს, რომელიც შეფერილი მინის მსგავსია. მაგალითად,



რადგან მძიმე მეტალების ფოსფატებს დამახასიათებელი ფერი აქვთ, ამიტომ ეს რეაქციები გამოიყენება ანალიზური მიზნებისათვის.

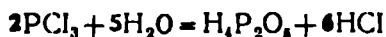
ქვეფოსფორმედი ა. ტენიან ჰაერზე ფოსფორის დაჟანგვისას ფოსფორმედიასა და ფოსფოროვანმედიას გარდა წარმოიქმნება ქვეფოსფორმედი $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$. მისი ანჰიდრიდი ცნობილი არ არის. თუ ტენიან ჰაერზე ფოსფორის დაჟანგვის პროდუქტებს წყალხსნარს დამატება ნატრიუმის აცეტატი, გამოილექება ნაკლებადხსნადი ნატრიუმის მეფე ქვეფოსფატი $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. თუ ტყვიის ქვეფოსფატზე გოგირდწყალბადით ემოქმედებთ, მიიღება თავისუფალი ქვეფოსფორმედიას კრისტალები $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, რომელიც 62° -ზე ლღვება. ძლიერი დამჟანგავებით ქვეფოსფორმედი ფოსფორმედიამდე იჟანგება. უწყლო მეფე არამდგრადია. წყალხსნარში ის საკმაოდ დიდ ნდგრადობას იჩენს. ქვეფოსფორმედი, როგორც ოთხფუძიანი მეფე, წარმოქმნის მარილების ოთხ მწკრივს: $\text{M}^{\text{I}}\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_6$, $\text{M}_2^{\text{I}}\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$,



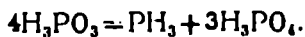
ფოსფოროვანმედი H_3PO_3 , მიიღება ფოსფოროვან ანჰიდრიდზე წყლის მოქმედებით. მისი მომზადება ადვილია აგრეთვე სამქლორიანი ფოსფორის ჰიდროლიზური დაშლით:



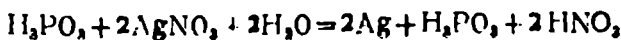
ზედმეტი სამქლორიანი ფოსფორის დამატებით მიიღება პიროფოსფოროვანმედი:



ფოსფოროვანმედი კრისტალური ნივთიერებაა. ლღვება 70° -ზე. ძლიერი გაცხელებისას ფოსფოროვანმედი იშლება:



ფოსფოროვანმედი ჰაერზე იშლება ფოსფორმედიამდე. სხვა დაშლანაკლები მასზე ნელა მოქმედებს. წყალბადი გამოყოფის მომენტში ფოსფოროვანმედიას PH_3 -მდე აღდგენს. აღსანიშნავია მისი აღდგენითი უნარი, მაგალითად, ის ადვილად აღდგენს მარილების ხსნარებიდან ევრცხლისწყალს, ვერცხლს, ოქროს:

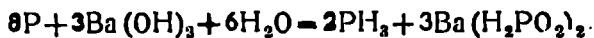


ფოსფოროვანმჟავა ორფუძიანია (მისი $K_1 = 8 \cdot 10^{-3}$ და $K_2 = 2,6 \cdot 10^{-7}$), ამიტომ ის წარმოქმნის მარილების ორ მწკრივს, $M^I H_2 PO_3$ და $საშუალო$ $M^I_2 HPO_3$, მაგალითად, $NaH_2 PO_3 \cdot 2,5H_2O$ და $Na_2 HPO_3 \cdot 3H_2O$.

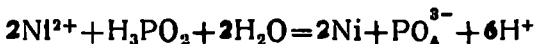
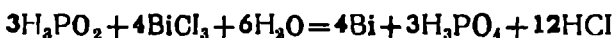
აქედან ჩანს, რომ ფოსფოროვანმჟავას მოლეკულაში ერთი წყალბად-ატომი უშუალოდ ფოსფორის ატომთანაა შებმული.

$NaH_2 PO_3$ -ის $160^\circ C$ -მდე გაცხელებით მიიღება $Na_2 H_2 P_2 O_6$, რომელიც უცნობი პიროფოსფორმჟავას შარლის წარმოდგენს. მიღებულია აგრეთვე მეტაფოსფორმჟავას (HPO_3) მარილები.

ქვეფოსფოროვანმჟავა. ქვეფოსფოროვანმჟავა წარმოიქმნება მარილების სახით ელემენტარულ ფოსფორზე ტუტეების მოქმედებით, მაგალითად,



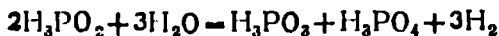
ბარიუმის მარილის დაკრისტალების შემდეგ მასზე მოქმედებენ გოჯირღმჟავათი. გამოლექილი ბარიუმ-სულფატის მოცილების შემდეგ ხსნარს აორთქლებენ შესქელებამდე. გაცივებისას ხსნარიდან გამოიყოფა ქვეფოსფოროვანმჟავა უფერო კრისტალების სახით (ლ. $t = 27^\circ$). გამოყოფის მომენტში წყალბადი ადვილად აღადგენს მჟავას PH_3 -მდე. თვით მჟავაც ძლიერი აღმდგენია, შესაბამისი მარილებიდან ლექავს ვერცხლს და ოქროს და სხვა მეტალებს, ხოლო თვითონ ფოსფორმჟავამდე იყანგება:



ასეთი რეაქციების მეშვეობით შეიძლება ლითონით დაფაროთ არაგამტარი საგნები — მინა, კერამიკა, პლასტმასა. ამ გზით შეიძლება არაგამტარის ზედაპირზე შეექმნათ ლითონის მკვერივი საფარი. ბუნებრივია, რომ ამ მეთოდმა დიდი პრაქტიკული გამოყენება მოიპოვა სხვადასხვა მიზნებისათვის. ქვეფოსფორმჟავა მყანგავის თვისებებსაც ავლენს:



ქვეფოსფოროვანმჟავა წყალხსნარში ნელა იხსნება. რის შედეგად მიიღება H_3PO_3 , H_3PO_4 და H_2 :



ქვეფოსფოროვანმჟავა ერთფუძიანი მჟავაა ($K = 8,5 \cdot 10^{-2}$), ამიტომაც მარილების ერთ მწკრივს წარმოქმნის, მაგალითად, $KH_2 PO_2$.

რის მოლეკულაში ორი წყალბად-ატომი უშუალოდ შებმულია ფოსფორ-ატომთან.

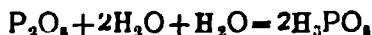
გარდა ჟანგბადოვანი მკეაებისა, ცნობილია ფოსფორის თიოჰექსების მარილები. ამათგან შედარებით კარგადაა შესწავლილი:

თიოფოსფორმეაეს H_3PS_4 -ის მარილები, ანუ თიოფოსფატები, თიოჰექსფოსფორმეაეს $H_4P_2S_6$ -ის მარილები, ანუ თიოჰექსფოსფატები და თიოფოსფოროჰექსმეაეს H_2PS_3 -ის მარილები, ანუ თიოფოსფიტები. ეს უკანასკნელი (H_2PS_3) სამუდამიანი მკეაეს ფუნქციის ასრულებს.

ზეფოსფორმეაეები. ჟანგბადის არეში ელექტრული ნაბერწყლების გავლენით P_2O_5 წარმოქმნის ფოსფორის პეროქსიდს P_4O_{11} -ს, რომელიც წყალთან იძლევა ზემეაეს:



ფოსფორზემეაეა $H_4P_2O_8$ მიიღება პიროფოსფორმეაესა და წყალბადის პეროქსიდის ურთიერთქმედებით, ხოლო ფოსფორმონოზემეაეა H_3PO_5 შიიღება P_2O_5 და H_2O_3 -ის ერთმანეთზე მოქმედებით:



პირველის აღნაგობა შეიძლება გამოვსახოთ $(OH)_2OP-O-O-PO(OH)_2$ ფორმულით, ხოლო მეორისა $-H-O-O-PO(OH)_2$ -ით. ორივე — ზემეაეაეც და მათი მარილებიც — არამდგრადია და ნაკლებად შესწავლილი. ზეფოსფატებიდან ცნობილია $K_4P_2O_8$, რომელიც გამოიყენება სხვა ზეფოსფატების ($BaH_2P_2O_8 \cdot Pb_2P_2O_8$, $Ag_4P_2O_8$ და სხვ.) მისაღებად.

8. ფოსფორის ჰალოგენნაერთები ფოსფორი სამ ქლორიდს წარმოქმნის: PCl_3 , PCl_4 და PCl_5 . ამათგან არსებითი მნიშვნელობა აქვს სამქლორიან და ხუთქლორიან ფოსფორს.

სამქლორიანი ფოსფორი. PCl_3 . მიიღება თეთრი ფოსფორის წვის დროს მშრალი ქლორის ნაკადში. ქლორის არეში თეთრი ფოსფორი თვითააღდება. ქლორში ფოსფორის წვის დროს ხუთქლორიანი ფოსფორიც წარმოიქმნება. ამიტომ სამქლორიანი ფოსფორისაგან PCl_3 -ის მოსაშორებლად მას თეთრი ფოსფორით დაამუშავენ. PCl_3 წარმოადგენს უფერო სითხეს, მისი ორთქლი ჰაერზე ბოლავს. წყალში ადვილად ჰიდროლიზდება და წარმოქმნის H_3PO_3 და HCl -ს. PCl_3 ადვილად იერთებს სხვადასხვა ნივთიერებას და ამით თავის უნაყვარობას ავლენს. ჟანგბადის მიერთებით სამქლორიანი ფოსფორი

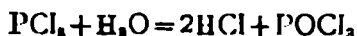
წარმოქმნის ოქსიქლორიდს POCl_2 -ს, გოგირდთან — სულფოქლორიდს PSCl_2 -ს, ქლორთან — პენტაქლორიდს PCl_5 -ს; PCl_3 ისევე როგორც სხვა ჰალოგენიდები, PHCl_2 სამკუთხა პირამიდული აღნაგობით ხასიათდება, რომლის წვეროში განლაგებულია ფოსფორის ატომი.

ცნობილია აგრეთვე შერეული ჰალოგენიდები, მაგალითად PF_2Cl .

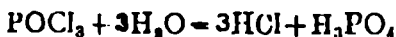
ხუთქლორიანი ფოსფორი, PCl_5 , მიიღება თავისუფალი ქლორის მოქმედებით სამქლორიან ფოსფორზე. ხუთქლორიანი ფოსფორი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, ადვილად განიცდის დისოციაციას:



ამიტომაც ის მომწვანო ფერისაა. მისი ორთქლი ადვილად განიცდის თერმულ დისოციაციას, რომლის წონასწორობა ტემპერატურის გადიდებისას მარჯვენა ინაცვლებს. ფოსფორის ხუთქლორიდი წყლის მოქმედებით ჯერ ოქსიქლორიდს წარმოქმნის:



რომელიც წყლის შემდგომი მოქმედებით ბოლომდე ჰიდროლიზდება



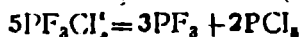
ხუთქლორიანი ფოსფორის მეშვეობით ადვილია დაქლორების რეაქციების ჩატარება. გოგირდმეყავაზე მოქმედებით წარმოიქმნება ქლორ-სულფომეყავა:



აირად მდგომარეობაში ხუთქლორიანი ფოსფორის მოლეკულებს ტრიგონალური ბიპირამიდის აღნაგობა ახასიათებს.

PCl_5 -ის კრისტალური მესერი შედგება $[\text{PCl}_4]^+$ და $[\text{PCl}_6]^-$ იონებისაგან.

შერეული ჰალოგენიდების, მაგალითად PF_3Cl_2 ან PF_3Br_2 -ის მდგრადობა უფრო ნაკლებია, ვიდრე ნორმალურის. ამით აიხსნება ქვემო რეაქციის მიმდინარეობა:



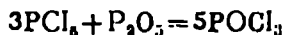
PHCl_2 ჰალოგენიდებიდან არ არის ცნობილი PJ_3 , იოდნერთი. PF_3 უფრო გაზია, PBr_3 ცნობილია წითელი და ყვითელი კრისტალების სახით.

ფოსფორის ყველა ჰალოგენიდისათვის დამახასიათებელია მიერთების რეაქციები. მიერთების პროდუქტებია, მაგალითად: $\text{PCl}_5 \cdot 5\text{NH}_3$, $\text{PCl}_5 \cdot 8\text{NH}_3$ და სხვ.

ფოსფორის ოქსიქლორიდი, POCl_3 , უფრო მბოლავი სითხეა. სუფთა სახით მიიღება ხუთქლორიანი ფოსფორისა და სუაუნმეკვას ურთიერთქმედებით:



ან ხუთქლორიანი ფოსფორისა და ფოსფორის ანჰიდრიდიდან:



ფოსფორის ოქსიქლორიდი ფართოდ იხმარება ორგანული ნაერთების დაქლორებისათვის.

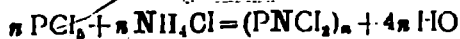
აღნიშნული ჰალოგენიდების გარდა, ფოსფორისათვის ცნობილია ქლორიდი PCl_2 და იოდოდი PJ_2 . ესენი არამდგრადი ნაერთებია და შედარებით ადვილად იშლება.

ყველა ამ ნაერთის ორთქლი მომწამლავია.

9. ფოსფორისა და აზოტის ნაერთები. ფოსფორისა და აზოტის ნაერთებიდან ცნობილია ერთი — ბინარული ნაერთი P_3N_5 , სადაც ფოსფორი ხუთვალენტოვანია. მისი შემდგომი გახურებით მიიღება სამვალენტოვანი ფოსფორის ნიტრიდი PN და თავისუფალი აზოტი. ორივე ნიტრიდი მეტად მდგრადია შეკვების, ტუტეებისა და წყლის მოქმედებისადმი. PCl_5 -სა და თხევადი ამიაკის ურთიერთქმედებით მიიღება P_4N_4 შედგენილობის ნიტრიდი, რომელიც ჰაერზე თვითააღდება.

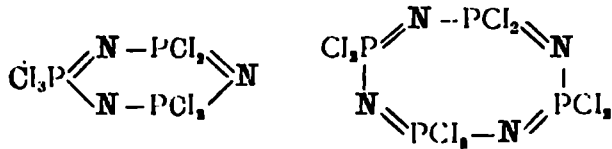
ფოსფორის აზოტნაერთებიდან საინტერესო თვისებებით ხასიათდება ფოსფორინიტრიდქლორიდი.

10. ფოსფორინიტრიდქლორიდი მიიღება ხუთქლორიანი ფოსფორისა და ქლორამონიუმის ურთიერთქმედებით:



სადაც $n = 3, 4, 5$, და ა. შ. მათი ურთიერთდაცილება წილადური გამოხდით შეიძლება. ეს პოლიმერები განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან თავისი ლობის ტემპერატურებით, კრისტალების ფორმით და ხსნადო-

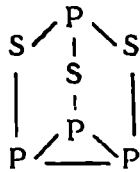
ბით სხვადასხვა გამხსნელებში. რენტგენოგრაფიული გზით დადგენილია მათი ციკლური სტრუქტურები, მაგალითად,



ხანგრძლივი გაცხელების დროს 300°-ზე ზევით მიიღება უფრო მაღალი პოლიმერები, რომლებიც აღარ იხსნება ნეიტრალურ გამხსნელებში და თავისი მექანიკური თვისებებით კაუჩუკის მსგავსია. ეს პოლიმერები უკვე არა ციკლური, არამედ ჯაჭვურია.

ქიმიურად ფოსფორნიტრიქლორიდები მდგრადია მყავების, ტუტეებისა და წყლის მოქმედების მიმართ.

14. ფოსფორის სულფიდები. ფოსფორისა და გოგირდის შეღობით CO₂-ის არეში გამოსავალი ნარევის შედგენილობის მიხედვით მიიღება ნაერთები P₄S₃, P₄S₅; ან P₂S₅. ვინაიდან თეთრი ფოსფორი მეტად ენერგიულად შედის რეაქციაში, ამიტომ გოგირდ-ნაერთების მოსამზადებლად წითელ ფოსფორს იღებენ.



P₄S₃-ის სტრუქტურა.

პაერზე 100°-მდე გაცხელებით ფოსფორის სულფიდები აპრიალეების უნარს იჩენენ. ტეტრაფოსფორტრისულფიდი P₄S₅ გამოიყენება ასანთის მოსამზადებლად, რომელიც ნებისმიერ ზედაპირზე ხახუნით ინთება.

12. ფოსფორის წრებრუნვა ბუნებაში. ფოსფორი, აზოტის მსგავსად, წრებრუნვაშია ჩართული ბუნებაში. ფოსფორი დიდ სწრაფვას იჩენს მეტალებისადმი და, განსაკუთრებით, ჟანგბადისადმი, ამიტომაც დედამიწის ადრინდელ პერიოდებში ფოსფორის ნაწილი ფოსფიდების სახით შევიდა დედამიწის ღრმად მდებარე ფენებში, ხოლო ფოსფორის დანარჩენი ნაწილი თავისი უმაღლესი ჟანგბადოვანი მყავას მარილების, ძირითადად კალციუმის ფოსფატის სახით შევიდა ფოსფორის მინერალებში. ამონაფრქვევ ქანებში შეცული აპატიტები გახდა სხვა ფოსფორნაერთების წყარო ბუნებაში.

შემდგომ გეოლოგიურ პერიოდებში ფოსფორის მინერალები წყლისა და CO₂-ის მოქმედებით გაიშალა, რის შედეგადაც წარ-

მოიწვა ფოსფორის ხსნადი მარილები. აქედან ფოსფორი გადადის მცენარეებში, საიდანაც ის წრებრუნვაში ებმება. ზოგიერთ მცენარეთა ფესვები გამოყოფს მკავეებს, რომელთა მოქმედებით ნიადაგში მყოფი ანტიტების თუ ფოსფორიტების მცირე ზომის კრისტალები იხსნება და შეიწოვება მცენარეებით. მცენარეების ორგანიზმში ფოსფორი ინაცვლებს ქველი ფოთლებიდან ასალში, სოლო ფოთლებიდან და ღეროებიდან — ნაყოფებსა და თესლებში. მცენარეთა ორგანიზმში ფოსფორი შედის ცილოვან ნივთიერებათა შედგენილობაში და მცენარეულ საკვებთან ერთად, მოხვდება რა ცხოველთა ორგანიზმებში, შემდგომ ცვლილებებს განიცდის. ცხოველთა ორგანიზმების ნაშთი¹ უბრუნდება ნიადაგს, სადაც რთული ფოსფორნაერთები ფოსფატებამდე იშლება. ამ პროცესში — ფოსფორ-ორგანული ნაერთებიდან არაორგანული ფოსფორნაერთების წარმოქმნაში დიდი როლი ენიჭება ფოსფორბაქტერიებს. ამიტომაც ნიადაგი მთლიანად იბრუნებს ფოსფორს იმავე რაოდენობით, რომელიც მას მცენარეებმა გამოაცალა. ნიადაგიდან არ ხდება ფოსფორნაერთების გამორეცხვა, ამიტომ ნიადაგში ფოსფორის შემცველობა დროთა ვითარებაში თითქმის უცვლელი რჩება. ამრიგად, ფოსფორის წრებრუნვა ბუნებაში შეიძლება გამოვსახოთ სქემით:



ადამიანის პრაქტიკულ მოღვაწეობას გარკვეული კორექტივები შეაქვს ფოსფორის ბალანსში სასუქების სახით, რომლის შეტანა ნიადაგში აუცილებელია მოსავლიანობისათვის.

2. 8. 8. დარიშხანი — As

1. დარიშხანის გავრცელება. დარიშხანის შემცველობა დედამიწის ქერქში შედარებით მცირეა და არ აღემატება 10^{-4} %-ს.

ბუნებაში დარიშხანი გვხვდება ძირითადად გოგირდოვანი მინერალების რეალგარისა As_4S_4 და აურიპიგმენტის As_2S_3 სახით. დარიშხანი ალმადანების თითქმის მუდმივი თანამგზავრია, სადაც მას გოგირდის ჩანაცვლება შეუძლია. ყველაზე მნიშვნელოვანია დარიშხანის ალმადანი, არსენოპირიტი $FeAsS$, რომელიც თავისი კრისტალური აღნაგობით პირიტის (FeS_2) მსგავსია. შედარებით ნაკლებად გავრცელებულია მინერალები: ნიკელის თეთრი ალმა-

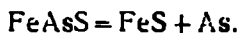
¹ ადამიანის სხეული საშუალოდ შეიცავს 1500 გ ფოსფორს, რომლიდანაც დაახლოებით 1360 გ შოდის ძვლებზე, 130 გ-ს შეიცავს კუნთები და 12 გ-ს ნერვული ქსოვილები.

დან NiAsS_2 , კობალტის კაიალა CoAsS . დარიშხანის მინერალუ-
ბის გამოფიტვის პროდუქტია As_2O_3 (არსენოლიტი). თავისუფალი
დარიშხანი გვხვდება თვითნაბადი სახით და, აგრეთვე, სტიბიუმისა და
და ბისმუტის მინარევების სახით.

დარიშხანი საკმაოდ გაბნეულია დედამიწის ზედაპირზე. გოგირ-
დოვანი მადნებიდან მოპოვებული მეტალები თითქმის ყოველთვის
შეიცავენ დარიშხანის მინარევებს.

2. მიღება. წარმოებაში დარიშხანის მინერალებიდან უდიდესი
გამოყენება მიეცა დარიშხანის კოლჩედანს, რომელიც შეიცავს ოქროს.
დიდი გამოყენება აქვს აგრეთვე დარიშხანის გოგირდოვან მინარევებს:
რელგარს, აურიბიგმენტს და დარიშხანოვან კოლჩედანს FeAs_2S_2 -ს.
აღნიშნულის გარდა, პრაქტიკული გამოყენება მოიპოვა პოლიმეტა-
ლურმა მადნებმა, რომლებშიც დარიშხანი გვხვდება ოქროსთან, ვერ-
ცხლთან $3\text{Ag}_2\text{S} \cdot \text{As}_2\text{S}_3$ სპილენძთან $3\text{CuS} \cdot \text{As}_2\text{S}_3$, კობალტთან $\text{C} \cdot \text{AsS}_2$
და სხვ.

წარმოებაში მეტალურ დარიშხანს ღებულობენ დარიშხანოვანი
კოლჩედანის (FeAsS) უპაერო არეში გახურებით. დარიშხანი ქროლ-
დება და მისი ორთქლი კონდენსირდება მიმღებში:



მეტალური დარიშხანის მისაღებად აღადგენენ მის ტრიოქსიდს ნახ-
შირთან ერთად:



ამ უქანასკნელ რეაქციას იშვიათად მიმართავენ, რადგან As_2O_3 უფ-
რო მეტად გამოიყენება, ვიდრე მეტალური.

მეტალური დარიშხანის გამოყენება შეზღუდულია. საფანტის
მოსამზადებლად ტყვიას უმატებენ 1.6% დარიშხანს. რომელიც წარ-
მოქმნის არსენიდს. ეს უქანასკნელი სფერულ ფორმას აძლევს გალ-
ლობილი ტყვიის წვეთებს. ამის გარდა, დარიშხანი შედის ზოგიერთ
სასტამბო შენადნობში.

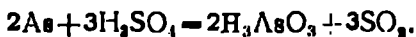
3. ალოტროპია. ფოსფორის მსგავსად, დარიშხანი რამდენიმე
ალოტროპიულ სახესხვაობას წარმოქმნის. ჩვეულებრივი მოდიფიკა-
ციაა რ უ ხ ი და რ ი შ ხ ა ნ ი, რომელიც მყიფეა, მეტალისებური,
ბზინვარებით ხასიათდება და შედარებით კარგად ატარებს ელექტრო-
დენს. მისი კუთრი წონაა 5,72. დარიშხანი ქროლდება 633°C -ზე...
 800°C -ზე დაბლა მისი მოლეკულები უპასუხებს As_2 ფორმულას,
 1700°C -ზე მაღლა — As_3 -ს, ხოლო ძლიერ მაღალ ტემპერატურებზე
ის თავისუფალ ატომებად იშლება.

დარიშხანის ორთქლის სწრაფი გაციებით მიიღება ნახევრადგამკვირვალე, ყვითელი ფერის, ცვილივით რბილი დარიშხანი პლასტიკური კრისტალების სახით. ~~ქიმიის~~ $d = 1,97$. ყვითელი დარიშხანი, ყვითელი ფოსფორის მსგავსად, იხსნება გოგირდნახშირბადში, გამოიხდება წყლის ორთქლთან ერთად და იჩენს აღდგენით უნარს. მისი მოლეკულური მასა უპასუხებს A_{11} -ს. დარიშხანის ყვითელი სახესხვაობა არამდგრადია, ოდნავი გათბობით ან სინათლის მოქმედებით სწრაფად გარდაიქმნება რუხ ალოტროპიულ ფორმად.

შავი დარიშხანი მიიღება, როცა ყვითელი სახესხვაობა რუხ ფორმად გარდაიქმნება. ასეთივე სახის დარიშხანი მიიღება მინის კედლებზე გახურებულ მილში AsH_3 -ის გატარებისას (დარიშხანის სარკე). დარიშხანის ეს ამორფული სახესხვაობა გათბობისას კრისტალური ხდება.

დარიშხანი ჰაერზე ადვილად იწვის, დაწვის შედეგად წარმოიქმნება დარიშხანის (III) ოქსიდი As_2O_3 . დარიშხანის წვის დროს ნიერის სუნი ვრცელდება.

ძლიერი დამეანგავეები ენერგიულად მოქმედებენ დარიშხანზე. კონცენტრირებული აზოტმჟავას მოქმედებით მიიღება დარიშხანმჟავა, ხოლო განზავებული აზოტმჟავას ან კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას მოქმედებით წარმოიქმნება დარიშხანოვანმჟავა:



დარიშხანი ენერგიულად უერთდება ქლორს, რის შედეგადაც მიიღება $AsCl_3$. მეტალურ დარიშხანზე ან მის ნაერთებზე წყალბადის მოქმედებით მიიღება AsH_3 . დარიშხანი მრავალ ელემენტს უერთდება. ზისთვისაც ბევრ შემთხვევაში საჭიროა მაღალი ტემპერატურა. თავის ნაერთებში დარიშხანის დ. რ. +3 და +5-ია.

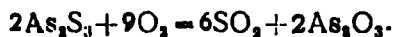
4. დარიშხანის ნაერთები უანგბადთან. დარიშხანი წარმოქმნის ორ ოქსიდს: As_2O_3 -ს, დარიშხანის (III) ოქსიდს და As_2O_5 -ს დარიშხანის (V) ოქსიდს. ~~ორივე ოქსიდი შესაბამისი მჟავების ანჰიდრიდებს წარმოადგენენ. დარიშხანის (III) ოქსიდი, წარმოქმნის დარიშხანოვანმჟავას H_3AsO_3 -ს, რომელიც არსებობს მხოლოდ წყალხსნარებში. ცნობილია დარიშხანოვანმჟავას მარილები M_3AsO_3 არსენატები.~~

დარიშხანის (V) ოქსიდი წარმოქმნის დარიშხანმჟავას

H_3AsO_4 -ს. დარიშხანმეყვას მარილებს $N_3As_2O_4$ არსენატები ეწოდება.

დარიშხანის (IV) ოქსიდი As_2O_4 არის შერეული ანჰიდრიდი, რომელშიც დარიშხანის ერთი ატომის დ. რ. +3-ია, ხოლო მეორესი - +5. ამიტომ ის შეიძლება განვიხილოთ როგორც დარიშხანის (III) და (V) ოქსიდების ორმაგი ნაერთი ან როგორც $AsAsO_4$, ე. ო. როგორც დარიშხანის მარილი დარიშხანმეყვისა (დარიშხანის არსენატი).

დარიშხანის (III) ოქსიდი, დარიშხანოვანმეყვა, არსენიტები. As_2O_3 , ანუ As_4O_6 მიიღება დარიშხანოვანი კოლჩედანების, ბუნებრივი არსენიდების ან სულფიდების გამოწვით:



მრავალ ქარხანაში, სადაც აწარმოებენ დარიშხანოვანი მადნების გადამუშავებას. დარიშხანის (III) ოქსიდი მიიღება როგორც თანაპროდუქტი.

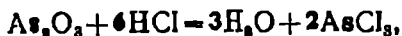
მადნის გამოწვის პროდუქტებს გაატარებენ სპეციალურ კამერებში. ქვიშა გამოჰრილ არხებში, სადაც დარიშხანის (III) ოქსიდი ორთქლის კონდენსაცია ხდება, მიიღება ფეკილისებრი As_2O_3 . ამ ნედლე პროდუქტის გასაწმენდად მას კვლავ აორთქლებენ. დასურულ ჭურჭელში აქროლებინას მიიღება დარიშხანის (III) ოქსიდის მინისებრი ფორმა, რომელიც თანდათან გადადის კრისტალურ მდგომარეობაში. დაკრისტალების პროცესში ის კარგავს თავის გამჟვირვალეობას.

დარიშხანის (III) ოქსიდი ადვილად აქროლადია. თუ მისი ორთქლი 300° -ზე მაღლა კონდენსირდება, მიიღება მინისებრი დარიშხანი, ხოლო თუ კონდენსირდება $300^\circ C$ -ზე დაბლა, მიიღება ფეკილისებრი პროდუქტი.

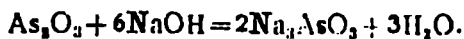
დარიშხანის სამეანგის ორთქლის სიმკვრივე $800^\circ C$ -ზე პასუხობს As_4O_6 ფორმულას, ხოლო $1800^\circ C$ -ზე — As_2O_3 -ს.

ნახშირთან ან ციანკალიუმთან ერთად ტრიოქსიდის გაცხელებისას შეძერწილ მილში დარიშხანი ადვილად აღდგება. აღდგენილი დარიშხანი კონდენსირდება მილის ცივ ზედაპირზე შავი დარიშხანის სახით, რომელიც დარიშხანის სარკეს წარმოქმნის.

დარიშხანის (III) ოქსიდი ამფოტერული ნაერთია. მარილმეყვას — მოქმედებით მიიღება სამქლორიანი დარიშხანი:

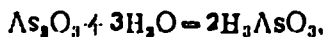


ხოლო ტუტეების მოქმედებით წარმოიქმნება დარიშხანოვანწყევას მარილები, არსენიტები:



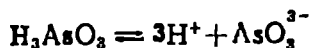
წყალში დარიშხანის (III) ოქსიდი ზომიერად იხსნება: 0°C-ზე 100 გ-ში იხსნება 1 გ As_2O_3 . მის წყალხსნარს არასასიამოვნო მოტკბო გემო აქვს. დარიშხანის (III) ოქსიდი ისევე, როგორც მისი წყალხსნარი, ძლიერი შხამია. 0.1 გ As_2O_3 უკვე სასიკვდილოდ მოქმედებს ადამიანზე. დარიშხანის (III) ოქსიდი ფართოდ იშარება მეურნეობის მავნებლების მოსასპობლად. ამას გარდა მას დიდი სამკურნალო მნიშვნელობა აქვს.

Al_2O_3 წყალთან წარმოქმნის დარიშხანოვანწყევას



რომელიც თავისუფალი სახით უცნობია. დარიშხანოვანწყევას ჩვეულებრივ იხილავენ როგორც ორთომეყევას H_3AsO_3 , ანუ $\text{As}(\text{OH})_3$, მაგრამ შეიძლება ის განვიხილოთ როგორც მეტამეყევა HAsO_2 , ანუ $\text{AsO}(\text{OH})$.

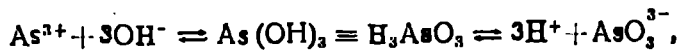
დარიშხანოვანწყევა სუსტი ელექტროლიტია. ის დისოცირებს არა მხოლოდ როგორც მეყევა



არამედ როგორც ფუძეც



დისოციაციის ტიპის მიხედვით მას შეიძლება ვუწოდოთ მეყევა ან პიდროქსიდი. დისოციაციის შეჯამებული სქემა მიიღებს სახეს:



სადაც ნიშანი \equiv იგივეობას გამოსახავს. მეყევის დამატების გამო წონასწორობა იხრება მარცხნივ. რომლის შედეგადაც წარმოიქმნება As^{3+} . ხოლო ტუტეების მოქმედებით წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნივ და მისი შესაბამისი მარილები მიიღება.

H_3AsO_3 - ის ამფოტერობა მოწმობს დარიშხანის მეტალოიდური თვისებების შესუსტებას ფოსფორთან შედარებით.

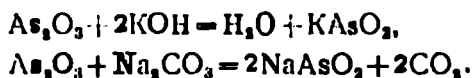
როგორც მევა, დარიშხანოვანმევა ძალიან სუსტია. მისი პირველი საფეხურის დისოციაციის მუდმივა

$$K_{\text{მევა}} = \frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{AsO}_3^-]}{[\text{H}_3\text{AsO}_3]} = 6 \cdot 10^{-10},$$

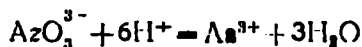
როგორც ფუძე, დარიშხანოვანმევა კრძევ უფრო სუსტია. ეს ჩანს მისი პირველი საფეხურის დისოციაციის მუდმივადან:

$$K_{\text{ფუძე}} = \frac{[\text{As}(\text{OH})_2^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_3\text{AsO}_3]} = 10^{-14}.$$

დარიშხანოვანმევას მარილები, არსენიტები, წარმოადგენენ პიპოტეზური დარიშხანოვანმევას H_3AsO_3 -ის ნაწარმებს. არსენიტები მიიღება:



ტუტე მეტალების არსენიტები კარგად იხსნება წყალში, უფრო მცირედ ტუტე მიწათა არსენიტები, ხოლო მძიმე მეტალების არსენიტები წყალში უხსნადია. ძლიერი მეტალების მოქმედებით არსენიტები ადვილად იშლება:



და წონასწორობა მარჯვნივ ინაცვლებს. ორთოარსენიტების მაგალითია მცირედხსნადი, ყვითელი ფერის ვერცხლის არსენიტი As_2AsO_5 სპილენძის არსენიტი $\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$ (შეიღეს მწვანე) მეტამევა მარილია. არსენიტების მეტი წილი პასუხობს მეტამევას HAsO_2 ფორმულას.

დარიშხანოვანმევა და მისი მარილები ენერგიული აღმდგენია:

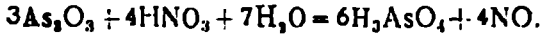


დარიშხანის (V) ოქსიდი ანუ დარიშხანის ანჰიდრიდი, დარიშხანმევა და არსენატები. დარიშხანის ანჰიდრიდი As_2O_5 ანუ As_4O_{10} არ მიიღება დარიშხანის ან თუნდაც დარიშხანის (III) ოქსიდის განვადთან უშუალო ურთიერთქმედებით, არამედ იგი მიიღება დარიშხანმევას ჰიდრატის $\text{H}_3\text{AsO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ -ს გაუწყლოებით.

დარიშხანის ანჰიდრიდი მინისებრ თეთრი ნივთიერებაა, ტენიან პაერზე განითხევა, წყალთან წარმოქმნის დარიშხანმევას:



დარიშხანმჟევა მიიღება დარიშხანის ან დარიშხანოვანანჰიდროდის მღულარე აზოტმჟევათი ან ქლორიანი წყლით დაჟანგვისას:

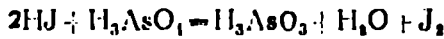


დარიშხანმჟევა სამფუძიანი მჟევაა $[K_1 = 6 \cdot 10^{-3}, K_2 = 2 \cdot 10^{-7}, K_3 = 3 \cdot 10^{-12}]$.

H_3AsO_4 მყარი, წყალში ადვილადხსნადი ნივთიერებაა. დარიშხანმჟევა წარმოქმნის მარილებს, არსენიტებს, რომელთაგანაც ზოგიერთი ფოსფატების იზომორფულია, მაგალითად, მაგნიუმამონიუმარსენიტო $\text{MgNH}_4\text{AsO}_4$ შესაბამისი ფოსფატის მსგავსად მიიღება და გახურებისას მაგნიუმის პიროარსენატს $\text{Mg}_3\text{As}_2\text{O}_7$ -ს წარმოქმნის.

ორჩანაცვლებული ნატრიუმ-არსენატი $\text{Na}_2\text{HAsO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ფართოდ გამოიყენება სოფლის მეურნეობის მავნებლებთან ბრძოლისათვის. სხვა არსენატებიდან, როგორც ინსექტიციდმა, ფართოდ გამოიყენება მოიპოვა კალციუმის მარილმა $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$.

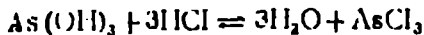
დარიშხანმჟევა მჟევე არეში ძლიერი მჟანგავია:



ამაზე აგებული იყო მისი გამოყენება ორგანული საღებავების მისაღებად. ამას გარდა, დარიშხანმჟევამ დიდი გამოყენება მოიპოვა სამკურნალო პრეპარატების მოსამზადებლად. H_3AsO_4 ვერცხლის მარილთან წარმოქმნის დარიშხანმჟევისათვის მეტად დამასასიათებელ, წყალში უხსნად მიხაკისფერ ვერცხლის მარილს As_2AsO_4 -ს. ის განსხვავდება ვერცხლის არსენიტისაგან As_3AsO_3 , რომელიც ყვითელი ფერისაა. ამიტომ ამ რეაქტივის მეშვეობით, ადვილია მათი ერთმანეთისაგან გარჩევა.

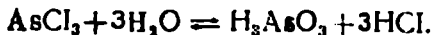
დარიშხანოვანმჟევისთან შედარებით დარიშხანმჟევა უფრო ძლიერია. საერთოდ, ელემენტის ვალენტოვნების გადიდებისას მჟევეური ფუნქცია ძლიერდება, ფუძე თვისებები კი სუსტდება.

5. სამქლორიანი დარიშხანი. სამქლორიანი დარიშხანი AsCl_3 მიიღება დარიშხანის წვის დროს ქლორის არეში. უფრო ადვილია მისი მიღება $180-200^\circ\text{C}$ ზე As_2O_3 მშრალი ქლორწყალბადის გატარებით:



AsCl_3 წარმოადგენს უფრო სითხეს, რომელიც ტენიან ჰერში ღოღავს, სამქლორიანი დარიშხანი არსებითად დარიშხანოვანმჟევის

ქლორანჰიდრიდს წარმოადგენს. წყალში სამქლორიანი დარიშხანი ჰიდროლიზურად იშლება:



ეს შექცევადი რეაქციაა, ამიტომაც ხსნარზე კონცენტრირებული მარილმჟავას მოქმედებისას წარმოქმნილი AsCl_3 ქლორწყალბადთან ერთად გამოიხდება. ამ გზით შეიძლება დარიშხანის დაცილება სტიბიუმისა და კალისაგან.

წყალხსნარში იგი შესამჩნევად იშლება იონებად:

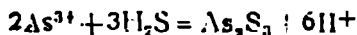


სამქლორიანი დარიშხანის ორთქლი ძლიერი შხამია. AsCl_3 -ში კარგად იხსნება გოგირდი და ფოსფორი.

გარდა AsCl_3 -ისა, დარიშხანი წარმოქმნის უფერო სითხეს AsF_3 -ს, უფერო კრისტალურ მასას AsBr_3 და AsI_3 ს წითელ ფირფიტების სახით. დარიშხანის (V) ჰალოგენიდებიდან ცნობილია მხოლოდ AsF_3 , რომელიც ჩვეულებრივ პირობებში აირადია. AsCl_3 -ისა და ქლორის ურთიერთქმედებით ხუთქლორიანი დარიშხანი არ მიიღება. არ არის ცნობილი აგრეთვე ხუთბრომიანი და ხუთიოდიანი დარიშხანი.

დარიშხანის ჰალოგენიდებისათვის დამახასიათებელია მიერთების რეაქციები. შეერთების უნარს დარიშხანის ჰალოგენიდები სხვადასხვა ნაერთების მიმართ ავლენენ, მაგალითად, ცნობილია მიერთების შემდეგი პროდუქტები: $\text{AsF}_3 \cdot 3\text{NH}_3$, $\text{AsCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{AsF}_3 \cdot \text{SbCl}_5$ და სხვ.

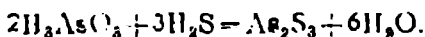
6. დარიშხანის სულფიდები და თიომაჩრდილები. დარიშხანის გოგირდოვანი ნაერთები, რომლებიც მის ოქსიდებს უპასუხებს, შეიძლება მივიღოთ როგორც სველი, აგრეთვე მშრალი გზით. სველი გზით მისაღებად არსენიტის ან არსენატის მჟავა ხსნარში გაატარებენ გოგირდწყალბადს. შემკვებელი H_3AsO_3 -ის ხსნარი, გარდა AsO_3^{3-} ისა, შეიცავს აგრეთვე დარიშხანის იონებსაც As^{3+} . მასზე გოგირდწყალბადის მოქმედებით მიიღება As_2S_3 :



ანუ



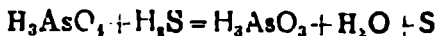
ეს რეაქცია შეიძლება აგრეთვე გამოვსახოთ განტოლებით:



ხუთგოგირდოვანი დარიშხანი მიიღება სუთვალენტოვანი დარიშხანის ნაერთზე გოგირდწყალბადის მოქმედებით:



უკანასკნელი რეაქცია შედარებით რთული გზით მიდის. გოგირდწყალბადი ნაწილობრივ ადაღებს დარიშხანს.



და შემდგომი მოქმედებით გამოლექავს სამგოგირდოვან დარიშხანს. ამრიგად, არსენატებიდან გოგირდწყალბადი გამოლექავს სამგოგირდოვან დარიშხანს.

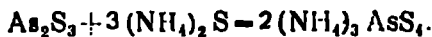
მშრალი გზით მისაღებად დარიშხანს შეაღობენ გოგირდთან ერთად ამა თუ იმ თანაფარდობით, რის შედეგადაც მიიღება სულფიდები: As_4S_3 , As_4S_5 , As_2S_3 , As_2S_5 . ბუნებრივი სულფიდები As_4S_3 რეალგარია და As_2S_3 აურიბიგმენტი. ყველა ეს ნაერთი სინთეზური გზით მიიღება.

ჩვეულებრივ დარიშხანის გოგირდოვანი ნაერთები შეფერილია. მაგალითად, სამგოგირდოვანი დარიშხანი As_2S_3 ლიმონის ფერის ნაერთია, ლღვება 310°C -ზე, არ იხსნება წყალში და მკაფებში.

დარიშხანის ოქსიდები ტუტეებთან წარმოქმნის მარილებს.

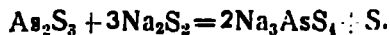
$\text{M}_3^{\text{I}}\text{AsO}_3$ -ს და $\text{M}_3^{\text{I}}\text{AsO}_4$ -ს. ამის მსგავსად დარიშხანის სულფიდებზე

ტუტე მეტალებსა და ამონიუმის სულფიდებთან წარმოქმნის თიოლარიშხანოვანმკაფებსა და თიოლარიშხანმკაფებს წყალში ხსნად მარილებს, ანუ თიოარსენიტებსა ($\text{M}_3^{\text{I}}\text{AsS}_3$) და თიოარსენატებს ($\text{M}_3^{\text{I}}\text{AsS}_4$):



თიომარილები იმით განსხვავდება ქანგბადოვანი მკაფების მარილები-საგან, რომ მათში ქანგბადი მთლიანად ჩანაცვლებულია გოგირდით.

თიოარსენატები მიიღება აგრეთვე ტუტე მეტალების პოლისულფიდების მოქმედებით სამგოგირდოვან დარიშხანზე:



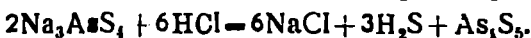
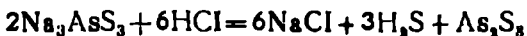
ამიტომაც, მაგალითად, თიომკაფა H_3AsS_3 შეიძლება განვიხილოთ როგორც თიოანჰიდრიდის (As_2S_3) ნაწარმი. ზემოთ აღნიშნულის გარდა, სამგოგირდოვანი დარიშხანი იხსნება აგრეთვე ტუტეებში. ამ დროს წარმოიქმნება მეტაარსენიტი და თიომეტაარსენიტი:



დარიშხანის თიომჟავები თავისუფალი სახით არ არსებობენ, წარმოქმნისთანავე ისინი იშლებიან შესაბამის სულფიდად და გოგირდწყალბადად, მაგალითად,



ამიტომაც დარიშხანის თიომარილებზე მჟავების მოქმედებით გამოიყოფა გოგირდწყალბადი და დარიშხანის სულფიდები:

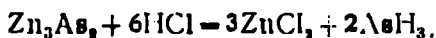


მიუხედავად იმისა, რომ თიოარსენიტებისა და თიოარსენატების შესატყვისი მჟავები არამდგარია, შესაძლო აღმოჩნდა მათი ეთერების მიღება.

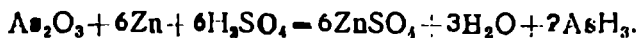
დარიშხანის გოგირდოვანი ნაერთები თავისი ლამაზი ფერების გამო მინერალურ საღებავებად გამოიყენება.

მ. დარიშხანწყალბადი (არსინი) AsH_3 . დარიშხანი ზოგიერთ მეტალთან წარმოქმნის ნიტრიდებისა და ფოსფიდების ანალოგს — არსენიდებს. ასეთია, მაგალითად: მაგნიუმის არსენიდი Mg_3As_2 . თუთიის არსენიდი Zn_3As_2 , სპილენძის არსენიდი Cu_3As_2 და სხვ. მრავალ მეტალთან დარიშხანი ინტერმეტალურ ნაერთებს წარმოქმნის.

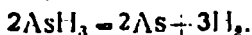
არსენიდებზე მჟავების მოქმედებით გამოიყოფა დარიშხანწყალბადი და არსინი, მაგალითად:



დარიშხანწყალბადი წარმოიქმნება აგრეთვე დარიშხანის ოქსიდზე ან მის ნებისმიერ ხსნად ნაერთებზე წყალბადის მოქმედებით გამოყოფის პომენტში



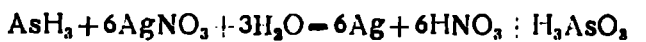
დარიშხანწყალბადი (მონოარსინი) არასასიამოვნო, ნივრის სუნის მქონე უფერო გაზი ძლიერი საწამლაია. შისი სულ მცირე რაოდენობის შესუნთქვა სასიკვდილოა. ანთებული არსინის ქავლი იწვის მკრთალი ლურჯი ალით. დაწვის შედეგად მიიღება წყლის ორთქლი და დარიშხანის (III) ოქსიდი. დარიშხანწყალბადი გაცხელებით ადვილად იშლება ბარტივ ნივთიერებად:



ელემენტარული დარიშხანი გამოილეკება ცივ ზელაპირზე შავი სარკის სახით. ამასეა აგებული მარშის სინჯი. ამ ცდის ჩასატარებლად წყალბადის მისაღები კურკელი შეერთებულია ძნელადღობა-

დი მინის ზოლთან. როცა თუთიაზე შეავას მოქმედებით გამოყოფილი წყალბადი გამოთიშავს კურკლიდან ჰაერს, მინის მილს, რომლიდანაც წყალბადი ჰაერით გამოდის, ნათურით გაახურებენ. ამის შემდეგ კურკელში შეაქვთ გამოსაყვლევი ნივთიერება. დარიშხანის შემცველობის შემთხვევაში წარმოიქმნება არსინი, რომელიც წითელ ვარვარებამდე გახურებულ მილში გავლისას დაიშლება და მილის ცივ ზონაში გამოილექება დარიშხანის სარკე. ნატრიუმის ჰიპოქლორიტის ხსნარის ერთი წვეთით შესველებისას სარკე ქრება, რადგან დარიშხანი მასში ნატრიუმის არსენატის სახით იხსნება. მარშის ეს რეაქცია იმდენად გრძნობიერია, რომ ამ გზით აღვილია დარიშხანის მილიგრამის ერთი მეასედის აღმოჩენა.

დარიშხანწყალბადი ძლიერი აღმდგენია; ვერცხლის ნიტრატის ხსნარიდან მეტალური ვერცხლი ილექება:



ან რეაქციის მეშვეობით არსინი შეიძლება მოვაშოროთ სხვა გაზებს, მაგალითად, წყალბადს, რომელიც მას ყოველთვის შეიცავს, როცა დარიშხანის შემცველ თუთიაზე მოქმედებენ შეავათი.

დარიშხანის ნაერთები ძლიერ ტოქსიკურია.

2. 8. 4. სტიბიუმი (სურმა) ანუ ანტიმონიუმი — Sb

1. გავრცელება ბუნებაში. სტიბიუმის შემცველობა დედამიწის ქერქში უფრო ნაკლებია, ვიდრე დარიშხანისა და არ აღემატება $5 \cdot 10^{-4}\%$ ს.

სტიბიუმის ყველაზე მნიშვნელოვანი მადანია გოგირდოვანი სტიბიუმი (სურმა) (ანტიმონიტი) ან სტიბიუმის კრიალა, Sb_2S_3 , რომელიც ნაცრისფერი ან შავი მინერალის სახით გვხვდება ბუნებაში. მისი დაშლის პროდუქტია სტიბიუმის თეთრი მადანი Sb_2O_3 . ზუნებაში გავრცელებულია აგრეთვე სტიბიუმის თიომარილები, რომლებსაც ეკუთვნის მუქი წითელი მადანი Ag_3SbS_3 , შავი მადანი Cu_3SbS_3 და სხვ. ამას გარდა, სტიბიუმი შედარებით იშვიათად გვხვდება თვითნაბადი სახით და ნაერთებში მეტალებთან, როგორც არის, მაგალითად, NiSb , Ag_3Sb და ა. შ.

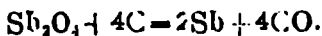
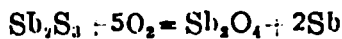
სტიბიუმის ანუ სურმის კრიალა ძველი დროიდან იყო ცნობილი. მას ხმარობდნენ წარბების და წამწამების შესაღებავად („დასურმული წარბები“). ლათინურად მას ეწოდა *Stibium*, ხოლო ბერძნულად *Antimonium*.

მეტალური სტიბიუმის მისაღებად გამოიყენებს მეთოდით გო-
გირდოვან სტიბიუმს რკინით აღადგენენ:



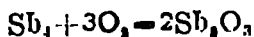
ეს მეთოდი შედარებით სუფთა მადნებისათვის არის გამოსადეგი.

სტიბიუმის მისაღებად გამოწვის მეთოდით სულფიდს გაახურებენ.
დაჯანგვის შედეგად მიიღება არააქროლადი Sn_3O_4 , ოთხჯანგი, რომელსაც აღადგენენ ნახშირით:



მეტალური სტიბიუმის აორთქლების შესამცირებლად მას ემატება ნატრიუმის კარბონატი ან გლაუბერის მარილი, რომელიც ფლუსის სახით ქერქივით გადაეკვრება გაღობილი მეტალის ზედაპირს. სტიბიუმში ძლიერ ბრჭყვიალა თეთრი მეტალია, ადვილად იფშვნება. ის კარგი სითბო- და ელექტრომაგნიტურია. მისი კუთრი წონა $d=6,69$. ლღობის ტემპერატურა $T=630,5^\circ\text{C}$.

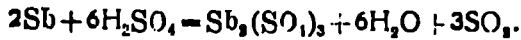
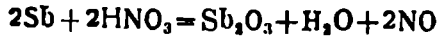
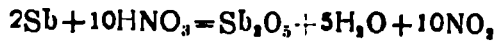
დარიშხანის მსგავსად, სტიბიუმი ოთხატომიანია Sn_4 . მისთვის დამახასიათებელია რამდენიმე ალოტროპიული სახესხვაობა. ჩვეულებრივი ნაცრისფერი სტიბიუმი მისი მდგრადი ფორმაა. თხევადი სტიბიუმწყალბადის ოზონირებული ჟანგბადით დაჯანგვისას — 90° -ზე მიიღება არამდგრადი, ყვითელი, გოგირდნახშირბადში რამდენადმე სხნადი სტიბიუმი. — 80° -ზე მალა ის სწრაფად გარდაიქმნება და მიიღება შავი სტიბიუმი, რომელიც მის განსხვავებულ ალოტროპიულ სახეს წარმოადგენს. ქიმიურად, შავი სტიბიუმი, ნაცრისფერისაზე უფრო აქტიურია. ის ადვილად იჟანგება ჰაერზე და ამის შედეგად შეიძლება ააღდეს კიდევ. გაცხელებით შავი სტიბიუმი ნაცრისფერ მონდიფიკაციაში გადადის. მეოთხე სახესხვაობა, ე. წ. ფეთქებადი სტიბიუმი კათოდზე მიიღება ჰალიდის ელექტროლიზის დროს. ფეთქებადი სტიბიუმი ამორფულია. გათბობით ის ჩვეულებრივ ნაცრისფერ სახესხვაობაში გადადის და დაკრისტალების სითბური ეფექტის გამო ხურდება. ამის გამო ხშირად ფეთქდება და მტვრად იქცევა. მეტალური სტიბიუმი ჰაერზე საკმაოდ მდგრადია. იწვის ჰაერში მაღალ ტემპერატურამდე გაცხელებისას. მისი დაწვის შედეგად წარმოიქმნება სტიბიუმის (III) ოქსიდი:



ქლორის ანეში სტიბიუმი ააღდება და დაწვის შედეგად წარმოქმნის პენტაქლორიდს SnCl_5 -ს. სტიბიუმი უერთდება გოგირდს, ფოსფორს,

დარიშხანს და მრავალ მეტალს, რომლებთანაც შენადნობებს წარმოქმნის.

აზოტმეცავაში სტიბიუმის გახსნისას მიიღება სამეანგი და ხუთეანგი, ხოლო ცხელ გოგირდმეცავაში გახსნის დროს გამოიყოფა გოგირდოვანი გაზი და წარმოიქმნება სტიბიუმის სულფატი $Sb_2(SO_4)_3$:



განზავებულ გოგირდმეცავასა და მარილმეცავაში და, საერთოდ, არამეცავებში მყავებში სტიბიუმი არ იხსნება.

სტიბიუმი ადვილად იხსნება სამეფო წყალში და მიიღება სამქლორინი ან ხუთქლორინი სტიბიუმი. ის ადვილად იხსნება აგრეთვე აზოტისა და ღვინის მყავების ნარევიში.

სტიბიუმი თავის ნაერთებში სტიბიუმ (III) და სტიბიუმ (V) ნაერთების სახითაა. მეყვე არეში სტიბიუმი (V) სტიბიუმის (III) ნაერთებად გარდაიქმნება. ამიტომაც სტიბიუმის (V) ნაერთები დამეცავავია. სტიბიუმი უშუალოდ არ უერთდება წყალბადს, აზოტს, ნახშირბადს, მაგრამ გამოყოფის მომენტში წყალბადის მოქმედებით მიიღება წყალბადნაერთი SbH_3 .

სტიბიუმის ოქსიდი თავისი ბუნებით ამფოტერულია, ამიტომაც წარმოქმნის მარილებს როგორც მყავებთან, ისე ტუტეებთან.

2. სტიბიუმის შენადნობები. მთელ რიგ მეტალებთან სტიბიუმი წარმოქმნის შენადნობებს, რომელშიც ის გოგირდის მსგავსად, სტიბიუმის (II) სახითაა. მაგალითად: $FeSb_2$, $CuSb_3$, $CaSb$, $NiSb$, $CoSb$, $ZnSb$, ხოლო სხვებში ის სტიბიუმის (III) სახითაა; მაგალითად. Cu_3Sb , Ag_3Sb , Mg_3Sb_2 , Zn_3Sb_2 და სხვ.

ვინაიდან სტიბიუმი საკმაოდ დიდ სიმავრეს ანიჭებს შენადნობებს, ამიტომ მეტალურმა სტიბიუმმა ფართო გამოყენება მოიპოვა. მეტალური სტიბიუმი შესანიშნავი თვისებებით ხასიათდება — გამოკრისტალებისას მეტალური სტიბიუმი და ყველა მისი შენადნობი ფართოდება. ამიტომაც მან ფართო გამოყენება მოიპოვა განსაკუთრებით სასტამბო შრიფტების ჩამოსახსმელად. სასტამბო შენადნობები (პარტი) ტყვიის გარდა შეიცავს 15—30 პროცენტ სტიბიუმს, და 20%-მდე კალას ან ბისმუტს. სურმა საჭირო სიმავრეს ანიჭებს ამ შენადნობებს. ლინოტიპებისათვის გამოსაყენებელი შენადნობი შეიცავს 85% ტყვიას, 13% სტიბიუმს და 2% კალას.

„ბრიტანული“ შენადნობი შეიცავს 90% კალას, 8% სტიბიუმს და 2% სპილენძს. ამ შენადნობისაგან საოჯახო კურკელი მზადდება.

ანტიფორკციული შენადნობები გამოიყენება ხახუნის შესამცირებლად. ამ ტიპის შენადნობებიდან მზადდება საკისრები. ის შეიცავს 85% კალას, 10 % სტიბიუმს და 5% სპილენძს.

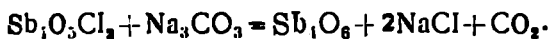
აღნიშნულის გარდა, სტიბიუმი გამოიყენება აკუმულატორის ფიტების მოსამზადებლად.

3. სტიბიუმის ნაერთები უანგბადთან. სტიბიუმის (III) ნაწარმი მისი ტრიოქსიდი: Sb_2O_3 , $Sb(V)$ კი — Sb_2O_5 , ამას გარდა, ის წარმოქმნის შერეულ ოქსიდს Sb_2O_4 -ს, რომელიც ორივე ოქსიდის ნარევი.

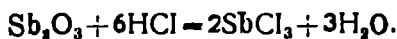
სტიბიუმის ტრიოქსიდს უპასუხებს მისი ჰიდროქსიდი $Sb(OH)_3$, რომელიც ამფოტერული თვისებებით ხასიათდება, ე. ი. ტუტეებთან იჩენს მკვავას ხასიათს და შედეგად წარმოქმნის სტიბოვან-მკვავას მარილებს, ანტიმონიტებს, ხოლო მკვავებთან ავლენს ფუძის თვისებებს და მათი ურთიერთქმედებით მიიღება შესატყვისი მკვავას მარილი, მაგალითად, მარილმკვავას მოქმედებით წარმოიქმნება სამქლორიანი სტიბიუმი, აზოტმკვავაში გახსნისას მიიღება მისი ფუძე ნიტრატი $Sb_4O_6 \cdot N_2O_5$ და ა. შ.

სტიბიუმის (V) ჰიდროქსიდს მკაფიოდ გამოსახული მკვავური თვისებები აქვს. ფუძეებთან ის წარმოქმნის მარილებს — ანტიმონატებს.

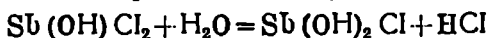
სტიბიუმის (III) ოქსიდი — Sb_2O_3 (ანუ Sb_4O_6) მეტალური სტიბიუმის დაწვის პროდუქტია. მისი მიღება შეიძლება ოქსიქლორიდის ხსნარზე ნატრიუმის კარბონატის მოქმედებით:



სტიბიუმის (III) ოქსიდი იხსნება კონცენტრირებულ მარილმკვავაში:



სამქლორიანი სტიბიუმი წყალში ადვილად განიცდის ჰიდროლიზს, რის შედეგად მისი ფუძე მარილი მიიღება. წარმოქმნილი ფუძე მარილის შედგენილობა დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციაზე:

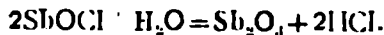


მიღებული სტიბიუმის ჰიდროქსიქლორიდი ადვილად კარგავს წყალს და მიიღება ოქსიქლორიდი:



რომელიც მასში შემავალ SbO ის გამო სტიბილის ქლორიდის ანუ

ანტიმონილის სახელწოდებას ატარებდა. მიღებული სტიბიუმის ოქსი-
 ქლორიდი წყალში უხსნადია. წყლის დიდი რაოდენობის შემთხვევაში
 ჰიდროლიზი შორს მიდის და ისევ სტიბიუმის (III) ოქსიდი მიიღება:



Sb_2O_3 სტიბიუმის ოქსიქლორიდთან წარმოქმნის ორმაგ ნაერთს
 $\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SbOCl}$, რომელიც შეიძლება გამოვსახოთ $\text{Sb}_4\text{O}_5\text{Cl}_2$ ფორ-
 მულით. მას „ალგაროტის“ ფხვნილი ეწოდა.

განზავებულ აზოტმკეავასა და გოგირდმკეაეაში სტიბიუმის (III)
 ოქსიდი არ იხსნება. კონცენტრირებული ცხელი გოგირდმკეავას მოქ-
 მედებით მიიღება სტიბიუმის საშუალო სულფატი $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3$. ჟანგ-
 ბადოვანი მკეაეების მარილები ცნობილია მხოლოდ სტიბიუმისათ-
 ვის (III). აზოტმკეავასთან ის წარმოქმნის მარილს, რომლის განზავე-
 ბისას გამოილეკება ფუძე ნიტრატი, საშუალო ნიტრატს სტიბიუმი
 არ წარმოქმნის.

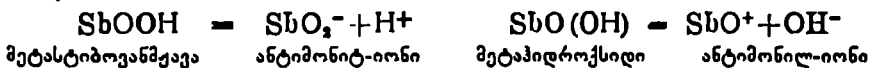
სტიბიუმის (III) ოქსიდი გაცხელებისას კვლავ იბრუ-
 ნებს თავის თეთრ ფერს.

სტიბიუმის (III) ოქსიდი ძლიერი გახურებით იყანგება და წარ-
 მოქმნის შერეულ ოქსიდს Sb_2O_4 -ს.

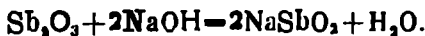
სტიბიუმოვან მკეაეა და სტიბიტები (ანტიმო-
 ნიტები). სტიბიუმის ორთოჰიდროქსიდი ანუ სტიბიუმოვანმკეაეა
 $\text{Sb}(\text{OH})_3$ თითქმის უხსნადი თეთრი ფიფქისებრი ნივთიერებაა, რომე-
 ლიც წყალშივე ნაწილობრივ კარგავს წყალს და წარმოქმნის სტიბიუ-
 მის მეტაჰიდროქსიდს:



დისოციაციის ტიპის მიხედვით წარმოქმნილ სტიბიუმის ჰიდროქსიდს
 შეიძლება ვუწოდოთ მეტასტიბოვანმკეაეა ან სტიბიუმის მეტაჰიდრო-
 ქსიდი.



თუ სტიბიუმის (III) ოქსიდს ტუტით დავამუშავებთ, წარმოქმნე-
 ბა მეტასტიბოვანმკეავას მარილები, ე. ი. ანტიმონიტები, ანუ სტიბი-
 ტები, მაგალითად,



ნატრიუმის მარილი $\text{NaSbO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ შედარებით მცირედ ხსნადია. ბევ-
 რად უკეთესად იხსნება კალიუმის ანტიმონიტი.

სტიბოვანწყავა. როგორც ამფოტერული ელექტროლიტი. და-
რიშხანოვანწყავას მსგავსად განიცდის დისოციაციას შემდეგი სქემის
მიხედვით:



მეავეების მოქმედებით წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ, ე. ი. მი-
იღება მარილები Sb^{3+} კატიონით, ტუტეების მოქმედებით კი — წო-
ნასწორობა ინაცვლებს მარჯვნივ. რაც ანტიმონიტების. ე. ი. SbO_3^{3-}
ან SbO_2^- ანიონების წარმოქმნასთანაა დაკავშირებული.

$\text{Sb}(\text{OH})_3$ -ის ფუძე თვისებები უფრო მკვეთრადაა გამოისახული.
ვიდრე $\text{As}(\text{OH})_3$ -ისა.

ს ტ რ ბ ი უ მ ი ს უ მ ა ლ ე ს ი ო ქ ს ი დ ი. სტიბიუმის (IV) ოქსი-
დი Sb_2O_4 გვხვდება ბუნებაში მინერალის სახით.

სტიბიუმის (IV) ოქსიდი ორმაგ ოქსიდს Sb_2O_4 და Sb_2O_5 -ს შე-
ესაბამება. ის შეიძლება განვიხილოთ როგორც სტიბიუმის (III) ორ-
თოანტიმონატი $\text{Sb}^{\text{III}}\text{Sb}^{\text{V}}\text{O}_4$. თვით ოქსიდი და მისი ნაწარმოები შეი-
ცვენ როგორც სტიბიუმის (III), აგრეთვე სტიბიუმის (V) ნაერთებს.

Sb_2O_4 თეთრი ფხვნილია, გახურებისას ყვითლდება, ძლიერი გა-
ხურებისას კი კარგავს ქანებადს და სტიბიუმის (III) ოქსიდად Sb_2O_3 -ად
გარდაიქმნება. წყალში Sb_2O_4 ცუდად იხსნება.

სტიბიუმის (IV) ოქსიდი შეიძლება მივიღოთ სტიბიუმის (III) ოქ-
სიდის გახურებით ჰაერზე. ეს რეაქცია ტემპერატურის გარკვეულ ინ-
ტერვალში მიმდინარეობს. ტუტეებთან მისი შელლობისას მიიღება
 $\text{M}_2^{\text{I}}\text{Sb}_2\text{O}_5$ ტიპის მარილები. მისი აღნაგობა შეესაბამება შემდეგ

სტრუქტურულ ფორმულას: $\text{M}_2^{\text{I}}(\text{SbO})[\text{SbO}_4]$.

ნახშირთან გახურებით Sb_2O_4 დან მეტალური სტიბიუმი აღ-
დგება.

სტიბიუმის (V) ოქსიდი Sb_2O_5 ჰიდრატირებულ მდგომარეობა-
ში მიიღება სტიბიუმის დაქანგვით კონცენტრირებულ აზოტმეცავაში.
თავისი ბუნებით Sb_2O_5 უცნობი სტიბიუმწყავას H_3SbO_4 -ის ან-
ჰიდრიდია. გამშრალი პრეპარატი ყვითელი ფერისაა, წყალში ცუდად
იხსნება, მაგრამ ლურჯი ლაკმუსი მის წყალხსნარში წითლდება. ძლი-
ერი გახურებით კარგავს ქანებადს და მიიღება სტიბიუმის (IV) ოქსი-
დი Sb_2O_4 .

სტიბიუმმჟავა და სტიბატები (ანტიმონატები). სტიბიუმმჟავა ცნობილია მხოლოდ ხსნარებში. მისი შედგენილობა უპასუხებს ფორმულას $H[Sb(OH)_6]$, ე. ი. წარმოადგენს ჰექსაჰიდროქსომჟავას.

ჰექსაჰიდროქსოსტიბიუმმჟავა ერთფუძიან მჟავას წარმოადგენს. მისი დისოციაციის მუდმივა $K = 4 \cdot 10^{-6}$. წყალში ეს მჟავა ცუდად იხსნება და ადვილად გადადის კოლოიდურ მდგომარეობაში. მისი ნატრიუმის ანტიმონატის შედგენილობა ზუსტად უპასუხებს $Na[Sb(OH)_6]$ ფორმულას.

პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს $K[Sb(OH)_6]$ კალიუმის ჰექსაჰიდროქსისტიბიუმს, რომელიც Na^+ -ის აღმოსაჩენად გამოიყენება. მონოსტიბიუმმჟავას მარილის გარდა, ცნობილია პოლიმჟავების მარილები ტრი- და ტეტრაანტიმონატების სახით.

შეუღობით მიღებულ ანტიმონატები ფოსფატების ანალოგიური შედგენილობისაა, ასეთია ორთოანტიმონატები, $M_2^I SbO_4$, პიროანტიმონატები, $M_4^I Sb_2O_7$, და მეტაანტიმონატები, $M^I SbO_3$. მაგრამ სტრუქტურულად ეს მარილები პოლიმერებს წარმოადგენს და, არ არის შესატყვისი ფოსფატების ანალოგიური. მაგალითად, $Cu_4 Sb_2 O_7$ ან $Pb_2 Sb_2 O_7$ -ის რენტგენოსტრუქტურულმა გამოკვლევებმა ადასტურა მათი პოლიმერული აღნაგობა. ასეთივე რთული აღნაგობა ახასიათებს მეტაანტიმონატებს: $NaSbO_3$, $AgSbO_3$ -ს და სხვ.

4. სტიბიუმის ჰალოგენიდები. სტიბიუმის ჰალოგენიდები უპასუხებს საერთო ფორმულებს $SbHal_3$ და $SbHal_5$, რომელთა მიღება სტიბიუმისა და ჰალოგენის უშუალო ურთიერთმოქმედებით შეიძლება. ისინი არ წარმოადგენენ ტიპურ მარილებს. სტიბიუმის ჰალოგენიდები ადვილად განიცდიან ჰიდროლიზს. $SbHal_3$ და, განსაკუთრებით, $SbHal_5$ მეტალების ჰალოგენიდებთან წარმოქმნის ორმაგ მარილებს, რომლებიც წყლის მოქმედებისადმი შედარებით მდგრადია.

მე-10 ცხრილში მოცემულია სტიბიუმის ჰალოგენიდების ფორმულები:

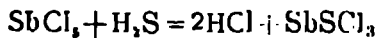
<p>სტიბიუმის ტრიფტორიდი SbF_3 უფერო კრისტალები</p>	<p>სტიბიუმის პენტაფტორიდი SbF_5 ზეთისებრი სითხე</p>
<p>სტიბიუმის ტრიქლორიდი $SbCl_3$ მბოლავი უფერო მასა</p>	<p>სტიბიუმის პენტაქლორიდი $SbCl_5$ მოყვითალო სითხე</p>
<p>სტიბიუმის ტრიბრომიდი $SbBr_3$ უფერო კრისტალები</p>	<p>სტიბიუმის პენტაბრომიდი $SbBr_5$ ცნობილია მხოლოდ ორმაგი ნაერთების სახით</p>
<p>სტიბიუმის ტრიოდიდი SbJ_3 წითელი კრისტალები</p>	<p>$[SbJ_5]$ არ არსებობს</p>

სტიბიუმის ჰალოგენიდები თავიანთი თვისებებით არსებითად განსხვავდება ტიპური მარილებისაგან; მაგალითად, ისინი ჰიდროლიზურად უფრო ძლიერ იშლებიან. ვიდრე ელექტროლიტურად, მათი აქროლადობა დიდია და დისოციაცია წყალში საერთოდ სუსტი.

მაგალითად, სტიბიუმის პენტაქლორიდი მიიღება ქლორის მოქმედებით ტრიქლორიდზე $SbCl_3$, დაბალ წნევაზე უცვლელად ქროლდება, მაგრამ 140° -ზე ზევით განიცდის თერმულ დისოციაციას:



გოგირდწყალბადთან $SbCl_5$ წარმოქმნის სტიბიუმის სულფოქლორიდს:



ვინაიდან ხუთქლორიანი ანტიმონიუმი ადვილად კარგავს ქლორს, ამიტომ ის გამოიყენება ორგანული ნაერთების დაქლორებისათვის.

სტიბიუმის ტეტრაქლორიდი თავისუფალი სახით მიღებული არ არის, მაგრამ მისი ნაწარმოები კომპლექსური ნაერთების სახით, მაგალითად, $Rn_2(SbCl_4)$ და $Cs_2(SbCl_6)$ კარგადაა შესწავლილი.

5. სტიბიუმის სულფიდები და თიომარიდები. სტიბიუმისათვის დამახასიათებელია დარიშხანის ანალოგიური სულფიდები Sb_2S_3 და

Sn_2S_6 , რომლებიც შეიძლება მივიღოთ სტიბიუმისა და გოგირდის შელღობით ან Sn (III) — და Sb (V)-ის მარილების შექმავებულ ხსნარებზე გოგირდწყალბადის მოქმედებით, მაგალითად,

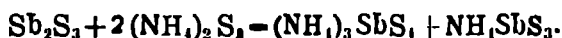


დარიშხანის სულფიდებისაგან განსხვავებით, სტიბიუმის სულფიდები იხსნება კონცენტრირებულ მარილმჟავაში, მაგრამ არ იხსნება ამონიუმკარბონატში. სტიბიუმის ორივე სულფიდი Sb_2S_3 და Sb_2S_5 ხსნად სულფიდებთან წარმოქმნის თიომარილებს:



ტრიამონიუმის თიოანტიმონიტის იზოლირება არ მოხერხებულა. მყარ მდგომარეობაში ცნობილია მონომარილი NH_4SbS_4 .

მრავალგოგირდოვანი ამონიუმის ხსნარში სამგოგირდოვანი სტიბიუმი წარმოქმნის ორთოანტიმონატს და მეტაანტიმონატს:

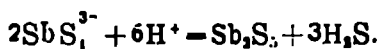
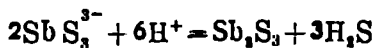


Sb_2S_5 - იც იხსნება გოგირდოვან ამონიუმში თიომარილის წარმოქმნით:



Sb_2S_3 და Sb_2S_5 იხსნება აგრეთვე ტუტეებში.

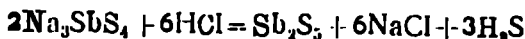
თიომარილები ადვილად იშლება მჟავების მოქმედებით, რომლის შედეგად გამოილეკება სტიბიუმის შესაბამისი სულფიდი და გამოიყოფა გოგირდწყალბადი:



სტიბიუმის ტრისულფიდი, ნაცრისფერი სტიბიუმის მადანი, Sb_2S_3 , მეტად მნიშვნელოვანი მადანია. ის გამოიყენება ლალისფერი მინის მოსამზადებლად, მან მოიპოვა ფართო გამოყენება ასანთის წარმოებასა და პიროტექნიკაში.

ხსნარიდან გამოლექილი ტრისულფიდი ნარინჯი-წითელი ფერისაა. სტიბიუმის პენტასულფიდი Sb_2S_5 გამოიყენება კაუჩუკის ვულკანიზაციისათვის. ასეთი რეზინის ნაქეთობებს დამახასიათებელი წითელი ფერი აქვს.

სტიბიუმის პენტასულფიდი Sb_2S_5 , ანუ „ოქროსფერი გოგირდი“ ტექნიკაში მზადდება ნატრიუმის თიოანტიმონატზე მკაფიების მოქმედებით:



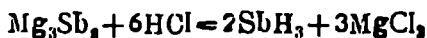
აღნიშნული მარილი თავის მხრივ მიიღება გაღობილი ნატრიუმის ტუტეზე სტიბიუმის ტრისულფიდისა და გოგირდის მოქმედებით: ნატრიუმის ტუტეზე გოგირდის მოქმედებით ნაწილობრივ წარმოიქმნება ნატრიუმის სულფიდი Na_2S , რომელიც შედის რეაქციაში ანტიმონის ტრისულფიდთან და გოგირდთან:



ნატრიუმის თიოანტიმონატი ცხრა მოლეკულა წყლითურთ კრისტალიდება $Na_3SbS_4 \cdot 9H_2O$.

6. სტიბიუმწყალბადი (ანტიმონწყალბადი) SbH_3 . ანტიმონწყალბადი, ანუ სტიბინი, არსინის მსგავსად, მიიღება სტიბიუმის ხსნად ნაერთებზე წყალბადის მოქმედებით გამოყოფის მომენტში.

დიდი რაოდენობის სტიბინი მიიღება მაგნიუმის შენადნობზე მიწერალური მკაფიას მოქმედებით:



სტიბინი, არსინის მსგავსად, ხასიათდება უსიამოვნო სუნით. ისევე, როგორც სტიბიუმის ხსნადი ნაერთები, სტიბინიც მომწამლავია. მაღალ ტემპერატურაზე სტიბინი თერმულ დისოციაციას განიცდის. იგი გამოილექება ცივ ზედაპირზე, სადაც სურმის „სარკეს“ წარმოქმნის. მისი მიღება მარშის რეაქციით შეიძლება. დარიშხანისაგან სურმის სარკე იმით განსხვავდება, რომ არ იხსნება ნატრიუმის ჰიპოქლორიტის ხსნარში. ვერცხლის ნიტრატთან სტიბინი წარმოქმნის შავი ფერის სურმოვან ვერცხლს Ag_3Sb .

2. 3. 5. ბისმუთი — Bi

1. გავრცელება ბუნებაში. ბისმუთის შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს $2 \cdot 10^{-4}\%$, ე. ი. უფრო ნაკლებია, ვიდრე დარიშხანისა და სტიბიუმისა. ბისმუთი გვხვდება ბუნებაში როგორც თვითნაბადი სახით, აგრეთვე ნაერთებში, რომელთაგან შედარებით გავრცელებულია ბისმუთის ოქსიდი ე. წ. ბისმუთის „ოხრა“ Bi_2O_3 . ამას გარდა, ბისმუთი გვხვდება ორმაგი სულფიდების სახით, მაგალითად,

$PbS \cdot 2Bi_2S_3$, $Ag_2S \cdot Bi_2S_3$, $Cu_2S \cdot Bi_2S_3$ და **ო. შ. ბისმუთის უკთავრეს საბადოებს ეხვდებით სამხრეთ ამერიკაში (ბოლივია) და ავსტრალიაში (ტასმანია).**

2. მიღება და თვისებები. მეტალურ ბისმუთს ლებულობენ მისი ოქსიდის აღდგენით:



ან მიმოცვლის გზით.



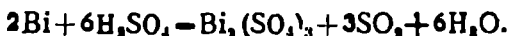
ბისმუთი მოწითალო ფერის მსხვილკრისტალოვანი, მყიფე მეტალია. მისი კუთრი მასა 9,8, ლღობის ტემპერატურა $271^{\circ}C$. ჰაერზე ბისმუთი მდგრადია, გავარეარებისას იწვის, შედეგად მიიღება ყვითელი ფერის ოქსიდი Bi_2O_3 .

მიუხედავად იმისა, რომ მეტალები საერთოდ ერთატომიანია, ხოლო აირად მდგომარეობაში ერთატომიანი ბისმუთი, მყარ მდგომარეობაში ორატომიანია.

როგორც დადებითი პოტენციალის მეტალი, ბისმუთი მჟავებიდან წყალბადს ვერ ამევეებს. ბისმუთის გამხსნელი აზოტმჟავაა:



ცხელ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში ბისმუთი შემდეგი განტოლებით იხსნება:



სამეფო წყალში გახსნისას სამქლორიანი ბისმუთი $BiCl_3$ მიიღება. ბისმუთი არ იხსნება მარილმჟავაში, მით უმეტეს ძმარმჟავაში, მაგრამ პერპიდროლის H_2O_2 დამატებისას ბისმუთი პირველშიც იხსნება და მცორეშიც.

ბისმუთის მარილები თეთრია. წყალში გახსნისას ბისმუთის მარილები ჰიდროლიზს განიცდიან. რის შედეგად გამოიყოფა უხსნადი ფუცე მარილები. ბისმუთი, დარიშხანისა და ანტიმონის მსგავსად, მომწამლაგია. თავისი ტოქსიკური მოქმედებით ის ვერცხლისწყალს ემსგავსება.

3. ბისმუთის შენადნობები. სხვადასხვა ლითონებთან ბისმუთი წარმოქმნის შენადნობებს, რომლებიც ლღობის დაბალი ტემპერატურით ხასიათდება. ბისმუთის ადვილადღობადი შენადნობებიდან კარგადაა ცნობილი ვუდის შენადნობი (ლღვება $70^{\circ}C$ -ზე) და როზეს შენადნობი (ლღვება $94^{\circ}C$ -ზე). ყველაზე ადვილადღობადია ლიბოვი-

ცის შენადნობი (ლღევა 60°C-ზე). ამ შენადნობების შედგენილობა შემდეგია:

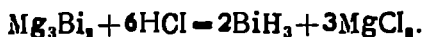
	Bi	Pb	Sn	Cd	ლღ, °C
ვერის შენადნობი .	4	2	1	1	70
როზეს შენადნობი .	2	1	1	—	94
ლიპოვიცის შენადნობი	15	8	4	3	60

ამ შენადნობებიდან როზეს შენადნობის მოცულობა ტემპერატურის 91—131°C ინტერვალში მცირდება, ხოლო ტემპერატურის ამ ინტერვალის ზემოთ და ქვემოთ მისი მოცულობა იზრდება.

20% Bi და 80% Hg-ის შემცველი შენადნობი კარგად ეკვრება მინის ზედაპირს და ამიტომ ზოგჯერ სარკის მოსამზადებლად გამოიყენება. მინისა და ლითონის ერთმანეთთან მისარჩილავად იხმარება 50% Pb, 37,5% Bi, 12,5% Sn-ისაგან შედგენილი შენადნობი.

ბისმუთის შენადნობებს სხვადასხვაგვარი გამოყენება მიეცა ტექნიკაში. ეს შენადნობები იხმარება ძირითადად სახანძრო და სხვა სასიგნალო აპარატურისათვის.

4. ბისმუთწყალბადი. ბისმუთისა და მაგნიუმის შენადნობზე მარილმჟავას მოქმედებით წარმოიქმნება ბისმუთწყალბადი:



ბისმუთწყალბადი (ბისმუთინი) არამდგრადია, გაცხელებისას ერთბაშად იშლება. არსინისა და სტიბინის მსგავსად, თერმული დისოციაციის დროს ცივ ზედაპირზე წარმოქმნის „სარკეს“. დარიშხანის სარკისაგან ბისმუთის სარკე იმით განსხვავდება, რომ ის არ იხსნება ნატრიუმის ჰიპოქლორიტში, ხოლო სტიბიუმის სარკისაგან განსხვავებით, ბისმუთის სარკე არ იხსნება ყვითელ გოგირდოვან ამონიუმში.

ბისმუთწყალბადი პირველად მიღებულ იქნა პანეტის მიერ, რისთვისაც მან ბისმუთის რადიოაქტიური იზოტოპი ThC გამოიყენა.

5. ბისმუთის (III) ოქსიდი და ჰიდროქსიდი. ბისმუთის ოქსიდი Bi_2O_3 მიიღება ბისმუთის დაწვით ჰაერზე ან მისი ჰიდროქსიდის, კარბონატის ანდა ნიტრატის გახურებით:

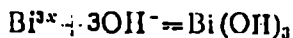


ბისმუთის ოქსიდი მოყვითალო ფერის ნივთიერებაა. გაღობისას ის ყავისფერ სითხედ იქცევა.

მაღალ ტემპერატურაზე ბისმუთის (III) ოქსიდი თერმულად დისოციირებს ჟანგბადად და ბისმუთად. ბისმუთის ოქსიდი ადვილად იხსნება მჟავებში, რის შედეგად შესაბამისი მარილები მიიღება. ტუტეების განზავებულ ხსნარებში ბისმუთის ოქსიდი არ იხსნება, რითაც

მისი თვისებები დარწმუნებს (III) და ანტიმონის (III) ოქსიდებს ან-
ფოტურული თვისებებისაგან განსხვავდება. ეს უკანასკნელი ბისმუთის
ოქსიდის ფუძე თვისებებზე მოუთხოვს. მწკრივში $As(OH)_3$, $Sb(OH)_3$,
 $Bi(OH)_3$ პირველი და მეორე ამფოტერულია, პირველში კარბობს
მყავური თვისებები, მესამე კი მხოლოდ ფუძე თვისებებს იჩენს. ამ-
რიგად. ამ მწკრივში მარცხნიდან მარჯვნივ ფუძე თვისებები ძლიერ-
დება.

ბისმუთის მარილების წყალხსნარებზე ტუტეების მოქმედებით
ამორფული თეთრი ნალექის სახით ილექება ბისმუთის ჰიდროქსიდი:

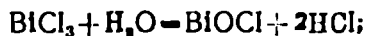
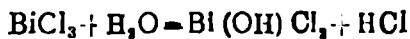


წყალში დუღილის დროს ბისმუთის ჰიდროქსიდიდან მიიღება მოყვ-
თალო ფერის ოქსიჰიდრატი $BiO(OH)$, რომელსაც არასწორად ბის-
მუთის ჰიდროქსიდს უწოდებდნენ.

ბისმუთის ჰიდროქსიდი ადვილად იხსნება მყავებში. აღსანიშნავია,
რომ გამოლექვისას ბისმუთის ჰიდროქსიდი ხშირად გადადის კოლო-
იდურ მდგომარეობაში.

6. ბისმუთის მარილები. ბისმუთის დაყანგულობის რიცხვი მარი-
ლებში ძირითადად +3-ია. მისი მარილები უფეროა. ბისმუთის ქლო-
რიდი, ნიტრეტი და სხვა ძლიერი მყავას მარილები წყალში კარგად
იხსნება. მიღებული ხსნარები იმ შემთხვევაშია გამჟვრვალე, თუ ის
მყავას კარბად შეიცავს. სუფთა წყალხსნარებში ბისმუთის მარილები
ჰიდროლიზურად იშლება და გამოილექება უხსნადი ჰიდროქსი- და
ოქსიმარილი.

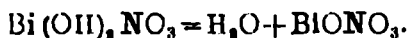
ბისმუთის ქლორიდი მიიღება მისი გახსნისას სამეფო წყალში და
შემდგომი გამოხდით. მისი ლობის $t = 232^\circ C$, დუღილის $t = 447^\circ C$.
ის თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში გახსნისას ჰიდროლი-
ზის შედეგად წარმოქმნის ბისმუთის უხსნად ჰიდროქსი- და ოქსი-
ქლორიდს:



რომელიც თეთრი ნალექის სახით გამოიყოფა. ბისმუთის ოქსიქლორი-
დი $BiOCl$ სინათლის მოქმედებით მუქი ფერის ხდება. სიბნელეში კი
ისევ თეთრდება.

ბისმუთის ნიტრატი წარმოქმნის კრისტალჰიდრატს $Bi(NO_3)_3 \cdot 5H_2O$ -ს.
გაცხელებისას ის წყალთან ერთად ანოტმყავასაც კარგავს და რჩება
ბისმუთის ოქსინიტრატი $BiO(NO_3)$ ბისმუთის ოქსიმარილების შედგე-

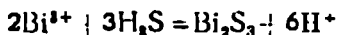
ნილობა უპასუხებს BiOX ფორმულას. ბისმუთის ნიტრატის წყალ-
 ხსნარის ჰიდროლიზით გამოილეკება $\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$ და $\text{Bi}(\text{OH})_3\text{NO}_3$,
 შედგენილობის ჰიდროქსონიტრეტი, რომელსაც სამკურნალო მნიშვნე-
 ლობა აქვს. $\text{Bi}(\text{OH})_3\text{NO}_3$ აშლებათ:



ბისმუთის ფუძე ნიტრეტი იხმარება ფაიფურზე მოქროვილი ზე-
 დაპირის ფიქსაციისათვის გამოწვის დროს.

ბისმუთის სულფეტი უპასუხებს $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ ფორმულას. რომე-
 ლიც დიდ რაოდენობა წყალთან ჰიდროლიზის გამო ფუძე მარილებს
 წარმოქმნის. ბისმუტის ხსნად მარილებზე ტუტე მეტალების ან ამო-
 სიუმის კარბონატის მოქმედებით მიიღება წყალში უხსნადი ბისმუთის
 ფუძე კარბონეტი.

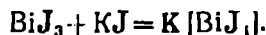
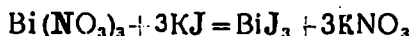
ბისმუთის მარილების ხსნარებიდან გოგირდწყალბადი ლეკავს
 მერა ფერის სულფიდს:



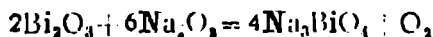
ბისმუთის სულფიდი არ იხსნება განზავებულ მინერალურ მკავებში:
 ის იხსნება კონცენტრირებულ მარილმკავეაში. დარიშხანისა და ანტი-
 მონის სულფიდებისაგან განსხვავებით, ბისმუთის სულფიდი ტუტე მე-
 ტალების სულფიდებში არ იხსნება. ბისმუთის სულფიდი ადვილად მი-
 იღება ავრეთვე ბისმუთისა და გოგირდის შეღლობით.

ამავე ტიპის ნაერთებს წარმოქმნის ბისმუთი სელენთან Bi_2Se_3 და
 ტელურთან Bi_2Te_3 .

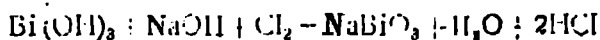
ბისმუთისათვის დამახასიათებელია კომპლექსური ნაერთების
 წარმოქმნის უნარი, მაგალითად,



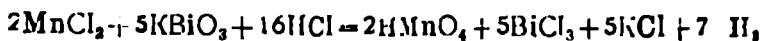
7. ბისმუთმკავეა. ბისმუთის ჰიდროქსიდის დაყანგვით (ქლორით.
 პერმანგანატით, პერსულფატით) მიიღება ბისმუთმკავეას HBiO_3 -ის
 მარილები ბისმუთატები. ამ გზით იქნა მიღებული ყვითელი ფერის
 მეტამარილი NaBiO_3 , ზოწითალო იისფერი KBiO_3 , ორთობისმუთ-
 მკავეას ყავისფერი მარილი Na_3BiO_4 . ეს უკანასკნელი ადვილად მი-
 იღება ბისმუთის ოქსიდისა და ნატრიუმის პეროქსიდის შეღლობით.
 ან მასზე ქლორის მოქმედებით:



55



ბისმუთ-ტენი ძლიერი მჟანგავებია:



ბისმუთის ნაერთები გამოიყენება დიდი შუქტენის კოფეციენტის ოპტიკური მინებისა და ფერადი კიქურების შესადგენად. მისი ზოგერთი ნაერთი გამოიყენება სამკურნალო პრეპარატების მოსამზადებლად.

2. 4. VI ა კვლევაზღვის ელემენტები (ქანგბადი, ბიზმიტი, სპლენი, ტალური, კოლონიუმი)

ტაბლია 2

ელემენტი	დნობის ტ., C	დნობის ტ., C	d, გ. სმ	დენსიტეტის რიცხვი
(I)	-- 219	-- 183	1 4.56 (- 25.50)	- 2
S	119,3 (მონოკლ.) 112,8 (რომბ.)	444,6	2,06 (რომბ.)	+ 2, + 4, + 6, - 2
Se	281 (პექსიკ.)	685	4,82	+ 4, + 6, - 2
Te	449,8 (პექსიკ.)	970	6,25	+ 4, + 6, - 2
Po	254	962	9 82	

2. 4. 1. ქანგბადი -- 0

1. ქანგბადი ბუნებაში. ქანგბადი ყველაზე გავრცელებული ელემენტია დედამიწაზე. ქანგბადი დედამიწის ქერქის უმთავრესი შემადგენელი ნაწილია და მის 47%-ს შეადგენს. დედამიწის ქერქი ქანგბადნაერთებისაგან შედგება, რომელთაგან ყველაზე გავრცელებულია SiO_2 და სილიკატები. ქანგბადი არის ატმოსფერული ჰაერის ნაწილი, რომელიც აუცილებელია სიცოცხლისათვის. ატმოსფეროში მისი შემცველობა შეადგენს 23 წონით პროცენტს ანუ 20.8 მოცულობით პროცენტს. თუმცა უქანასკნელ პერიოდში საწარმოო პროცესების ინტენსიფიკაციის გამო CO_2 -ის შემცველობა ატმოსფეროში რამდენადმე გაიზარდა, მაგრამ ქანგბადის რაოდენობა პრაქტიკულად მუდმივი დარჩა. ქანგბადის რაოდენობის შევსება ატმოსფეროში ხდება მწვანე მცენარეულობის ასიმილაციური მოქმედებით და ნაწილობრივ. ატმოსფეროს ზედა ფენებში წყლის ოროქლის ფორმაციით და შლის. მზის სხივების მოქმედებით წყლის მოლეკულების დაშლის შედეგად წარმოქმნილი წყალბადის თავისუფალი მოლეკულები სტრატოსფეროს ზედა ფენების მაღალი ტემპერატურის გამო სტრატოსფეროს პლანეტას და ვადადის კოსმოსურ სივრცეში. ქანგბადი კი

რჩება ატმოსფეროში. ატმოსფერული ქანგბადის რაოდენობა შეადგენს დაახლოებით $1,5 \cdot 10^{15}$ ტონას.

რადგან ქანგბადი დედამიწის მთელ ზედაპირს ფარავს ატმოსფეროს სახით და ამასთან მრავალი რეაქციის მიზდინარეობას განაპირობებს. ამიტომ თავისუფალ ქანგბადს უდიდესი როლი ენიჭება ხიფთერებათა წრებრუნვაში და განსაკუთრებით წვისა და სუნთქვის პროცესებში.

წყალი შეიცავს ქანგბადს 88,81 წონითი პროცენტის რაოდენობით, ოკეანე — 85,8% და ჩვენთვის მისაწვდომი მიწის ქერქი — 47,3%. ქანგბადის საშუალო შემცველობა დედამიწის ქერქში, ზღვებსა და ჰაერში შეადგენს 50 წონით პროცენტს.

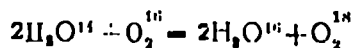
ქანგბადის ხსნადობას წყალში უდიდესი მნიშვნელობა აქვს სიცოცხლისათვის, რადგან სუნთქვა წყალქვეშ გახსნილი ქანგბადის ხარჯზე ხდება.

2. ქანგბადის იზოტოპები. ქანგბადი შედგება სამი იზოტოპის ნარევისაგან. რომელთა შემცველობა ჰაერში შემდეგია: O^{16} (99,76%), O^{17} (0,04%), O^{18} (0,20%). O^{16} იზოტოპის ატომბირთვი შედგება 8 პროტონისა და 8 ნეიტრონისაგან. ხოლო O^{17} და O^{18} -ის ატომბირთვები

რვა-რვა პროტონისა და შესაბამისად 9 და 10 ნეიტრონისაგან.

აღნიშნულის გარდა ცნობილია ხელოვნური, რადიოაქტიური, ხანმოკლე იზოტოპები O^{14} , O^{15} , O^{19} . არსებობის მოკლე პერიოდების გამო ამ იზოტოპებმა ვერ მოიპოვა გამოყენება. ამიტომ ნიშანდებული ატომების გამოყენებისას ინდიკატორად ფართოდ გამოიყენება მდგრადი იზოტოპი O^{18} .

O^{18} -ის შემცველობა ატმოსფერულ ქანგბადში ოდნავ მეტია, ვიდრე მტნარ წყლებში. ეს იმით აიხსნება, რომ CO_2 -ის ფოტოსინთეზის დროს გამოიყოფა წყლის ქანგბადი. ამას გარდა, ბუნებაში მიმდინარეობს იზოტოპური მიმოცვლა (ფოტოსინთეზის გარეშე) ჰაერსა და წყალს შორის:



3. ქანგბადის ბიოლოგიური მნიშვნელობა. დიდია ქანგბადის მნიშვნელობა დედამიწის ბიოსფეროს განვითარებისათვის. ცივისსხლიანი ცხოველები უფრო ადვილად იტანენ ქანგბადის ნაკლებობას. ვიდრე თბილსისხლიანები. თბილსისხლიანი ცხოველები რამდენიმე წუთში იღუპებიან უქანგბადო არეში. სუნთქვის დროს ცხოველები მოისმარებენ ქანგბადს და გამოიყოფენ CO_2 და წყალს. მცენარეებიც ცხო-

ველების შესავსად სუნთქვენ სინათლის მოქმედებით. მცენარეთა მწვანე პიგმენტი — ქლოროფილი შთანთქავს (CO_2) და გამოყოფს ჟანგბადს.

წყლის ცხოველები სუნთქვენ წყალში გახსნილი ჟანგბადით.

ადამიანის სისხლის 1 გ ჰემოგლობინი იკავშირებს 1,33 სმ³ ჟანგბადს ოქსიჰემოგლობინის სახით. ოქსიჰემოგლობინი ადვილად იშლება და კაპილარების მეშვეობით ქსოვილების უჯრედებს ამ გზით აწვდიან სასიცოცხლო პროცესებისათვის საჭირო ჟანგბადს. ჰემოგლობინსა და ჟანგბადს შორის კავშირს განახორციელებს ორმულტიანი რკინის იონი, რომელიც ჰემოგლობინის შედგენილობაში შედის. უძრავობის მდგომარეობაში ადამიანი ერთი საათის განმავლობაში ჩაისუნთქავს 0,5 მ³ ჰერს.

ადამიანის ორგანიზმი ჩასუნთქვის დროს ითვისებს ჩასუნთქულ ჰაერში არსებული ჟანგბადის 1/5 ნაწილს. დარჩენილი 4/5 ნაწილი ჟანგბადისა თავისი პარციალური წნევით ხელს უწყობს ჟანგბადის დიფუზიას ფილტვების ალვეოლებსა და კაპილარებში. დღე-ღამის განმავლობაში ადამიანის ორგანიზმი საშუალოდ 0,5 მ³ ჟანგბადს მოიხმარს.

ჟანგბადი ხმარდება სუნთქვას, ლბობას. ჟანგბადის რეგენერაციას (CO_2) -დან ახდენს დედამიწის მწვანე საფარი, რომელიც უზრუნველყოფს ჟანგბადის წარმოქმნას ბუნებაში.

4. ჟანგბადის ტექნიკური და ლაბორატორიული მიღება. წარმოებაში ტექნიკური მიზნებისათვის ჟანგბადს ლებულობენ გათხევადებული ჰაერის წილადური გამოხდით ე. წ. რექტიფიკაციით (ლინდეს მეთოდით) ან ჰაერის ფრაქციონული გათხევადებით (კლოდის მეთოდით).

თხევადი ჟანგბადი დუღს — 183°C-ზე, უფრო მაღალ ტემპერატურაზე, ვიდრე თხევადი აზოტი, რომლის დუღილის ტემპერატურაა — 195,8°C.

თხევადი ჰაერის რექტიფიკაციით ლებულობენ აზოტს, ჟანგბადს და კეთილშობილ გაზებს. თხევადი ჰაერიდან მიღებულ პროდუქტს, რომელიც შეიცავს ჟანგბადის არანაკლებ 99%-ს. კომპრესორებით ჩაწნეხვენ ფოლადის ბალონებში 150—200 ატმ. წნევის ქვეშ. ჩვეულებრივ ჰაერიდან მიღებული ჟანგბადი მცირედენ აზოტსა და ინერტულ გაზებს შეიცავს მინარევების სახით.

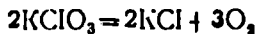
ბევრად უფრო სუფთა ჟანგბადი მიიღება ნატრიუმის ტუტის წყალხსნარის ელექტროლიზით. ელექტროლიზის სქემა შემდეგნაირად შეიძლება გამოვსახოთ:



ჩვეულებრივ ელექტროლიზს სუფთა წყალბადის მიღების მიზნით მიმართავენ. ამ დროს ჟანგბადი მიიღება როგორც თანააოდუქტი. ელექტროლიზურ ჟანგბადს აგრეთვე კომპრესორების მეშვეობით ჩაწნებავენ ფოლადის ბალონებში მაღალი წნევის ქვეშ.

თხევადი ჟანგბადი მთელი რიგი მიზნებისათვის გამოიყენება. მისი ტრანსპორტირებისათვის იყენებენ სპეციალურ გადამტანებს.

ლაბორატორიული მიზნებისათვის ჟანგბადს ღებულობენ კალიუმ-მანგანის ქლორატის (ბერთოლეს მარილის) თერმული დაშლით, რისთვისაც მას ახურებენ. კატალიზატორის მონაწილეობით რეაქცია მიმდინარეობს შემდეგი სქემით:



ჟანგბადის გამოყოფა 200°C -ზე დაიწყება თუ კალიუმქლორატს დაუმატებენ პიროლუტიზს (მაგნიუმის დიოქსიდს). ამ შემთხვევაში MnO_2 კატალიზატორის როლს ასრულებს. KClO_3 -ის დაშლისას კატალიზატორის როლს ასრულებს აგრეთვე რკინის ოქსიდი (Fe_2O_3), ქრომის (III) ოქსიდი (Cr_2O_3) და სხვ. ბერთოლეს მარილი არ უნდა შეიცავდეს რაიმე ორგანულ ნაერთებს, წინააღმდეგ შემთხვევაში გახურებისას აფეთქებას ექნება ადგილი. ბერთოლეს მარილიდან მიღებული ჟანგბადი ყოველთვის შეიცავს მცირედენ ქლორს.

ბერთოლეს მარილის 400°C -მდე გახურებისას რეაქცია უკატალიზატოროდ შემდეგი მიმართულებით მიმდინარეობს:



კატალიზატორების მონაწილეობით ბერთოლეს მარილის დაშლის დროს გამოყოფილ ჟანგბადში თავისუფალი ქლორის რაოდენობა იზრდება. ამიტომაც ქლორის მოსაშორებლად მიღებულ ჟანგბადს ატარებენ ტუტის ხსნარში.

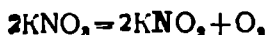
ძლიერ სუფთა ჟანგბადი მიიღება კეთილშობილი მეტალების ოქსიდების გახურებით, მაგალითად,



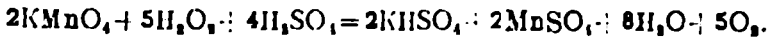
ქიმიურად წმინდა ჟანგბადი მიიღება ზოგიერთი მარილის გახურებით. მაგალითად, კალიუმის პერმანგანატის თერმული დაშლა შემდეგი განტოლების მიხედვით მიმდინარეობს:



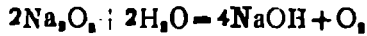
კალიუმის და, აგრეთვე, ნატრიუმის გვარჯილა გახურებისას წარმოქმნის აზოტოვანმჟავას მარილებს და თავისუფალ ჟანგბადს:



ლაბორატორიულ პირობებში მოხერხებულია ჟანგბადის მიღება გოგირდმჟავათი შემჟავებული წყალბადის პეროქსიდიდან. როცა კოლბაში გამყოფი ძაბრიდან პერმანგანატის ხსნარს უმატებენ. ჟანგბადი გამოიყოფა შემდეგი რეაქციის შედეგად:

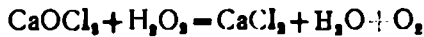


ადილია ჟანგბადის მიღება ოქსილიტიდან, რომელიც ნატრიუმისა და კალიუმის პეროქსიდის ნარევეს წარმოადგენს. ოქსილიტი წყლის მოქმედებით იშლება:



რეაქციის დასაჩქარებლად მას უმატებენ სპილენძის ან ნიკელის მარცხს.

მეტად მოხერხებულია ჟანგბადის მიღება ქლორიან კირზე წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით:



ამ რეაქციის ჩატარება კიბის აპარატში შეიძლება.

5. ჟანგბადის ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ჟანგბადის უმნიშვნელოვანესი ფიზიკური კონსტანტები შეკრებილია ქვემოთ.

ჟანგბადის ფიზიკური კონსტანტები. 1 ლიტრი ჟანგბადის მასა 760 მმ წნევისას არის 1,42895 გ. სიმკვრივე ჰაერის მიმართ = 1 : 1,1053; თხევადი ჟანგბადის სიმკვრივე დუღილის ტემპერატურაზე: 1,118; მყარი ჟანგბადის სიმკვრივე — 252°C-ზე არის 1,426.

O₂-ის დუღილის ტემპერატურა T = -183,00°C; დნობის ტემპერატურა T_{დნ} = -218,8°C, T_{კრიტ.} = -118,9°C, p_{კრიტ.} = 49,7 ატ. და 0°C-ზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება მისი მოცულობის 0,0491 ნაწილი, 20°C-ზე — 0,0311 ნაწილი, 100°C-ზე — 0,0170 ნაწილი. ჟანგბადის დისოციაციის სითბო უდრის O₂ = 2O — 490 კჯ.

ჟანგბადი უფერო გაზია, მას არა აქვს არც სუნია და არც გემო.

თხევადი და მყარი ჟანგბადი ღია ლურჯი ფერისაა. მას ძლიერ პარამაგნიტური თვისებები აქვს (შესამჩნევად იზიდავს მაგნიტი).

ჟანგბადის დიდი რეაქციის უნარიანობა ისაა, რომ ის მრავალ ელემენტს უერთდება.

აირადი ჟანგბადი უშუალოდ უერთდება მრავალ ელემენტს და ნაერთს, ხოლო მაღალ ტემპერატურაზე — ძნელად ჟანგვად ნივთიერებებსაც.

6. ჟანგბადის გამოყენება. ტექნიკური ჟანგბადი ფართოდ გამოიყენება მეტალურგიაში. ჟანგბადის გამოყენება მეტალურგიაში საშუა-

ალებას იძლევა დაჩქარდეს ლითონების გამოდნობის პროცესი, შემცირდეს საწვავის ხარჯი და გაუმჯობესდეს გამოდნობილი ლითონის ხარისხი.

ქანგბადი გამოიყენება აცეტილენის წვისათვის მაღალი ტემპერატურის მისანიჭებლად ლითონების შედუღებისა და გადაქრისათვის, ლითონის ზედპირული წრთობისათვის და სხვ. სუფთა ქანგბადი ფართო გამოყენებას პოულობს კოსმონავტიკაში, წყალქვეშა ნაგებში, ავიაციაში.

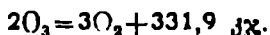
ქიმიურ წარმოებაში ქანგბადმა ფართო გამოყენება მოიპოვა ხელოვნური საწვავის, აზოტმეყავას, გოგირდმეყავას, სპირტებისა და სხვა ქიმიური პროდუქტების მისაღებად. ქანგბადმა საინტერესო გამოყენებაც მოიპოვა მედიცინაში (ქანგბადური თერაპია).

7. **ოზონი.** ელემენტების ატომების ლაბილური (არამდგრადი) პოლიმერებიდან ყველაზე ადრე აღმოაჩინეს ოზონი, O_3 . ოზონი შეიმჩნევა ჰაერში თავისი დამახასიათებელი სუნით, რამაც განაპირობა მისი სახელწოდება (ოზონი — სუნის მქონე). **შ ო ნ ბ ა ი ნ მ ა,** როგორც ამ გაზს ოზონი უწოდა, შენიშნა მისი გამოყოფა განზავებული გოგირდმეყავას ელექტროლიზის დროს. ოზონი მიიღება ელექტროსტატიკური მანქანების ან ინდუქტორის მოქმედებისას, როცა ჰაერში ნელი, ე. ი. უნაპერწყლო ელექტრული განმუხტვა ხდება. ნამიანი ფოსფორის დაქანგვის, ქანგბადით მდიდარი ნაერთების (პერმანგანატის ან ბიქრომატის) დაშლას ახლავს ოზონის წარმოქმნა. მნიშვნელოვანი რაოდენობით წარმოიქმნება ჰაერში ოზონი ვერცხლისწყალ-კვარცის ნათურის (ულტრაიისფერი) სხივების ქანგბადზე მოქმედებისას.

ოზონი მარტივი ნივთიერებაა. ის ქანგბადის ალოტროპული სახესხვაობაა.

აირადი ოზონი ცისფერია, თხევად მდგომარეობაში ოზონი მუქი ლურჯია, მყარი კი თითქმის შავი ფერისაა. ოზონის დნობის ტემპერატურა არის — $249^{\circ}C$, დუღილის ტემპერატურა — $112^{\circ}C$. ოზონი უფრო ადვილად თხევადდება, ვიდრე ქანგბადი. თხევადი ოზონი და თხევადი ქანგბადი შეზღუდულ ურთიერთხსნადობის უნარს იჩენს. ნორმალურ წნევის პირობებში 100 მოცულობა წყალში 45 მოცულობა ოზონი იხსნება. ბევრად უკეთ იხსნება ოზონი ორთქლორნახშირბადში (3 : 1). ასეთი ხსნარები ცისფერია..

ოზონის დაშლა ეგზოთერმული პროცესია:



თითო მოლი ოზონის დაშლას ახლავს 165,9 კჯ-იანი სითბოს გამოყოფა, საიდანაც ჩანს, რომ სუფთა ოზონი არამდგრადია, ფეთქებადი.

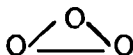
ოზონის (ქანგბადის სამატომიანი) მოლეკულებს ორატომიან აო-
ლეკულებად დაშლა ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე თავისთავად მიმ-
დინარე პროცესია. თავისთავად მიმდინარეობა ერთგვარად პროცესის
ეგზოთერმულობასთანაა დაკავშირებული, რომლის დროსაც მცირდე-
ბა სისტემის პოტენციური ენერგია.

ოზონის არამდგრადობა იქიდან ჩანს, რომ ის განზავებულ მდგო-
მარობაშიც კი ადვილად იშლება ოთახის ტემპერატურაზე. ტემპერა-
ტურის აწევისას ოზონის დაშლა ჩქარდება. კატალიზატორები (MnO_2 ,
 PbO_2 , I_2) აჩქარებენ ოზონის დაშლას. ტემპერატურის დაწევისას
ოზონის დაშლის სიჩქარე მცირდება. ყველა აგრეგატულ მდგომარეო-
ბაში ოზონი დარტყმით იშლება.

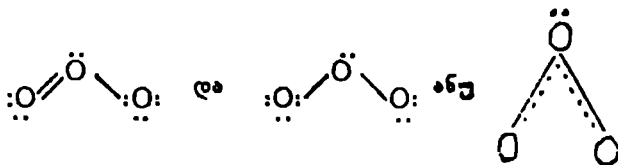
ძლიერ მაღალ ტემპერატურაზე ქანგბადი ოზონად გარდაიქმნება,
მხოლოდ გათბობით, O_3 ის შემცველობა ქანგბადში 3500 K-ზე შე-
ადგენს $2 \cdot 10^{-7}$ მოცულობით პროცენტს. უფრო მაღალ ტემპერატურა-
ზე ოზონიც და ორატომიანი ქანგბადიც იშლება ქანგბადის თავისუ-
ფალ ატომებად.

ასპროცენტიანი ოზონის მიღება საფრთხესთანაა დაკავშირებული,
რადგან დაშლისას გამოიყოფა სითბო, რომელიც გამოიწვევს ოზონის
ტემპერატურის გაღივებას, ეს უკანასკნელი კი განაპირობებს ოზონის
დაშლის აჩქარებას, რის გამოც სულ მოკლე დროში რეაქცია ძლიერი
აფეთქებით თავდება. მიუხედავად ამისა, წმინდა ოზონის თვისებები
კარგადაა შესწავლილი.

ოზონის მოლეკულას კუთხური აღნაგობა აქვს. ის შეიძლება გან-
ვიხილოთ როგორც ტოლფერდა სამკუთხედი, სადაც მეზობელ ატო-
მებს შორის მანძილი შეადგენს 128 პმ-ს, ხოლო კუთხე = 116,5°-ს.
სამკუთხედის ფუძის სიგრძე უდრის 226 პმ. ესოდენ დიდი მანძილი
გამორიცხავს ჭიმოური ბმის არსებობას ამ ქანგბადატომებს შორის,
ე. ი. გამორიცხავს ოზონის მოლეკულის ციკლურ სტრუქტურას.



არსებული შეხედულებების თანახმად, ოზონის მოლეკულას შეიძლე-
ბა მივაწეროთ სტრუქტურა:

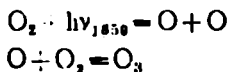


საიდანაც ჩანს, რომ ცენტრალური ატომი ქანგბადის ორ ატომთან შებმულია კოვალენტური ბმებით.

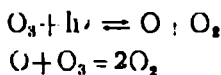
ჰაერის ოზონი მცირე კონცენტრაციით სასარგებლოა ადამიანის ორგანიზმისათვის, მაგრამ როცა მისი შემცველობა უდრის ან აღემატება 1:1 000 000-ს, ასეთი ჰაერით სუნთქვა იწვევს მოწამვლას (თავის ტკივილს, ცხვირიდან სისხლის დენას, თვალების ანთებას), ხოლო ქრონიკული მოწამვლა განაპირობებს გულის კუნთის გადაგვარებას.

ბუნებაში ოზონი შესამჩნევი რაოდენობით მიიღება ელქვების დროს, წიწვიანი ტყეების ჰაერში ხის ფისის დაჟანგვისას ან ზღვის ნაპირებზე ტალღებით რიყეზე გამოტანილი წყალმცენარეების დაჟანგვის დროს.

ატმოსფეროს ზედა ფენებში (10—30 კმ სიმაღლეზე) მზის სპექტრის ულტრაიისფერი სხივების $1850 \cdot 10^{-10}$ მ სიგრძის ტალღების შთანთქმის შედეგად ქანგბადიდან ოზონი მიიღება:



უფრო გრძელი ტალღები 2000—3200 Å-ის ინტერვალში იწვევს ოზონის მოლეკულების დაშლას:



ამრიგად, ატმოსფეროს ზედა ფენებში დამყარებულია ოზონის წარმოქმნისა და დაშლის მოძრავი წონასწორობა.

ოზონის ეს გარსი ატმოსფერულ წნევაზე რომ ყოფილიყო, მისი სისქე იქნებოდა 3 მილიმეტრი. მზიდან გამოსხივებული ულტრაიისფერი სპექტრის მოკლეტალღიანი ნაწილის შთანთქმას ატმოსფეროს ზედა ფენებში უდიდესი ბიოლოგიური მნიშვნელობა აქვს. ეს მოკლეტალღიანი სხივები სპობს სიცოცხლეს და მათი შეღწევა ჰაერის ქვედა ფენებში, დედამიწის ზედაპირამდე მიღწევა მოსპობდა ყოველივე ცოცხალ არსებას.

ოზონის შემცველობა ატმოსფეროს ქვედა ფენებში შეადგენს 0.000001 მოცულობით პროცენტს.

ოზონს მეტწილად ლებულობენ აირადი ქანგბადიდან ან ჰაერიდან მასში ნელი ელექტრული განმუხტვის დროს. ლაბორატორიულ პირობებში ამ მიზნებისათვის იყენებენ ოზონატორს.

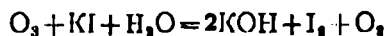
ოზონატორის შიგა და გარე ელექტროდებს უკეთებენ მაღალი ძაბვის ინდუქტორის პროცესებს. ნელი განმუხტვა მიიღება შიგა და გარე მილებს შორის არეში. ქანგბადის გატარებისას ოზონატორიდან

მიღებული აირის ქველი რამდენიმე პროცენტ ოზონს შეიცავს. ოზონის წარმოქმნა დაკავშირებულია მოცულობის შემცირებასთან. რეაქციის თანახმად, $3O_2 = 2O_3$, სამი მოცულობა ჟანგბადიდან ორი მოცულობა ოზონი მიიღება. ამიტომაც, ოზონის სიმკვრივე 1,5-ჯერ აღემატება ჟანგბადის სიმკვრივეს.

ოზონი ძლიერი მქანგავია. ის ადვილად ჟანგავს მრავალ ნივთიერებას, რომლებთანაც ჟანგბადი ოთახის ტემპერატურაზე რეაქციაში არ შედის. ტყვიის შავი სულფიდი ოზონის მოქმედებისას ადვილად იჟანგება, რის შედეგადაც თეთრი სულფატი წარმოიქმნება, ხოლო ტყვიის თეთრი ჰიდროქსიდიდან ყვეისფერი დიოქსიდი PbO_2 შიილება. დამქანგავ უნარზეა აგებული ოზონის ანტისეპტიკური მოქმედება, რის გამოც მას იყენებენ სასმელი წყლის დეზინფექციისათვის. გახურებული, კრიალა ვერცხლის ფირფიტა ოზონის არეში ადვილად შავდება. ეს ოზონის დამახასიათებელი რეაქციაა. ამ დროს ვერცხლის ზედაპირზე მიიღება ვერცხლის ოქსიდი Ag_2O , დიოქსიდი Ag_2O_2 და აგრეთვე Ag_2O_3 .

ოზონი სხვა მეტალებსაც ჟანგავს. ოთახის ტემპერატურაზე. ჟანგავს აგრეთვე ინდიგოს, რის შედეგადაც ეს საღებავი უფერულდება. ოზონის მოქმედებისას კაუჩუკი თავის ელასტიურობას კარგავს.

ჩვეულებრივ დაქანგვის რეაქციებზე ოთახის ტემპერატურაზე. იხარჩება ოზონის მოლეკულის ერთი ატომი, რის შედეგად ჟანგბადის ორატომიანი მოლეკულა რჩება. მაგალითად, ხსნარში იოდკალიუმთან მოქმედებისას მიიღება ჟანგბადი, მოლეკულურ მდგომარეობაში კი გამოიყოფა იოდი:



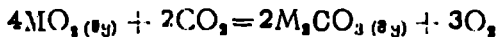
ეს რეაქცია საფუძვლად დაედო ოზონის რაოდენობრივი განსაზღვრის ერთ-ერთ მეთოდს.

ოზონი გამოიყენება როგორც ძლიერი სადებინფექციო და როგორც ენერგიული გამაუფერულებელი საშუალება.

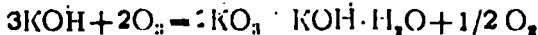
8. პეროქსიდები, სუპეროქსიდები და ოზონიდები. იონურ პეროქსიდებს, რომლებიც შეიცავენ O_2^{2-} -იონებს წარმოქმნიან ტუტე და ტუტემიწათა მეტალები (Na_2O_2 , CaO_2 და ა. შ.). წარმოებაში პეროქსიდები მიიღება მოცემული მეტალის ჰაერში წვის დროს.

ტუტე მეტალების სუპეროქსიდები მიიღება მეტალის დაწვისას ჟანგბადის არეში. მათი შედგენილობა უპასუხებს MO_2 ფორმულას. ნატრიუმის სუპეროქსიდები მიიღება აგრეთვე ნატრიუმის ოქსიდიდან,

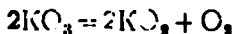
სუ მას ჟანგბადის არეში 300 ატ წნევაზე 500°C-მდე გავაცხელებთ. სუპეროქსიდები ძლიერი მჟანგავებია. ნატრიუმის სუპეროქსიდი უა-
მოიყენება ჰაერის რეგენერაციისათვის ჩაკეტულ სისტემაში



კალიუმის, რუბიდიუმის ან ცეზიუმის ჰიდროქსიდებზე ოზონის მოქმედებისას მიიღება ნაერთები, რომლებიც არსებითად განსხვავ-
დებიან პეროქსიდებისა და სუპეროქსიდებისაგან.



მათ ოზონიდები ეწოდათ. ოზონიდები ნელა იშლება, დაშლის შემდეგ
მიიღება ჟანგბადი და სუპეროქსიდი

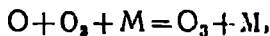


გარდა აღნიშნულისა ცნობილია ამონიუმის ოზონიდიც NH_4O_3 .

9. ატომური ჟანგბადი. საჭიროა განსაკუთრებით აღვნიშნოთ ის
დიდი როლი, რომელსაც ასრულებენ ჟანგბად-ატომები ჟანგვის პრო-
ცესებში. ამიტომაც ატომური ჟანგბადის თვისებების შესწავლა მნიშ-
ვნელოვანი ამოცანაა. ატომური ჟანგბადის მიღების მთავარი მეთოდე-
ზია ელექტრული განფხტვა ჟანგბადის ან აზოტის დიოქსიდის არეში
მცირე წნევისას, ანდა მოკლეტალღიანი ულტრაიისფერი სხივებით
ჟანგბადზე ან ჟანგბად-ნაერთებზე მოქმედება, რასაც ფოტოდისოცია-
ცია მოჰყვება. მაგალითად,



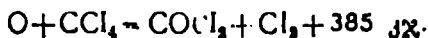
თავისუფალი ჟანგბად-ატომები შეეებება ჟანგბადის მოლეკულებს
ოზონის წარმოქმნით. ეს პროცესი მიმდინარეობს არა მარტივი (ორ-
მაგი), არამედ სამმაგი დაჯახებების გზით:



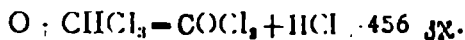
სადაც მესამე ნაწილაკის როლი შეიძლება ისევე ჟანგბადის მოლეკულამ
შეასრულოს.

ატომური ჟანგბადი ოთახის ტემპერატურაზე ჟანგავს მრავალ ნივ-
თიერებას, რომელზედაც მოლეკულური ჟანგბადი და ოზონი არ მოქ-
მედებს. ატომური ჟანგბადი უფრო აქტიურია, ვიდრე ოზონი.

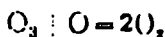
ოთხქლორომეთანთან ატომური ჟანგბადი ოთახის ტემპერატურაზე
წარმოქმნის ფოსგენს:



ასეთსავე პროდუქტს იძლევა ატომური ჟანგბადი საქლორომეთანთანაც. ე. ი. ქლოროფორმთან:

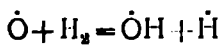


ოზონი ატომური ჟანგბადის მოქმედებით იშლება შემდეგი სქემით:



ეს რეაქცია ოთახის ტემპერატურაზედაც კი მიმდინარეობს.

წყალბადთან ატომური ჟანგბადი ჭაჭვეური რეაქციის აღქვრას იწვევს. ჟანგბადატომს თავისუფალ მდგომარეობაში ორი არაგაწყვილებული ელექტრონი აქვს. ამიტომ ის შეიძლება განვიხილოთ როგორც ბირადიკალი. ამით აიხსნება მისი რეაქციაში შესვლის დიდი უნარი. ბირადიკალს რეაქციების დროს შეუძლია ორი მონორადიკალის წარმოქმნა. მაგალითად, წყალბადთან რეაქციის დროს



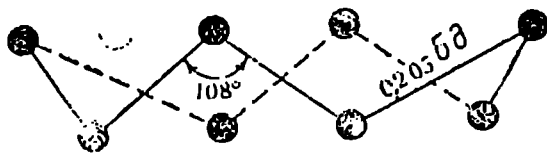
ორი მონორადიკალი მიიღება, რომელთაც თითო არაგაწყვილებული ელექტრონი აქვს. მომდევნო ელემენტარულ რეაქციებში მათი მონაწილეობა განაპირობებს რთული ჭაჭვეური რეაქციის მიმდინარეობას. ატომური ჟანგბადის $H_2S + O_2$ ან $CS_2 + O_2$ ნარევებზე მოქმედებისას აალება მიიღება.

2. 4. 2. გოგირდი — S

1. გოგირდის თვისებები. ალოტროპია და პოლიმორფიზმი. გოგირდი ყვითელი ფერის, ადვილად მსხვრეველი, მყიფე ნივთიერებაა. მისი ლღობის ტემპერატურაა $119^{\circ}C$, დუღილის ტემპერატურა $444,6^{\circ}$. გოგირდი კარგად იხსნება გოგირდნახშირბადში (მის 100 წონით ნაწილში იხსნება 46 წონითი ნაწილი გოგირდი), უფრო მცირედ იხსნება ბენზოლში, ტოლუოლში, ეთერში. ამ ხსნარებიდან გამხსნელის ამოორთქვლისას გოგირდი გამოიყოფა რომბული სისტემის, გამჭვირვალე ყვითელი კრისტალების სახით.

რომბული გოგირდი არ ატარებს ელექტროდენს, ხახუნით უარყოფითად იმუხტება. გოგირდი იმდენად ცუდად ატარებს დენს, რომ მისი კრისტალების კონგლომერატის ხელით გათბობისას კრისტალები იბზარება და, ამის გამო, ხშირად იფხვენება კიდევ. არათანაბარი გაფართოება კრისტალების დასკდომას განაპირობებს.

რომბული გოგირდის ხსნარების გაყინვის წერტილის დაწვეიდან გამომდინარეობს, რომ მისი მოლეკულური მასა დაახლოებით 260-ის ტოლია. მაშასადამე, რომბული გოგირდის მოლეკულა შედგება $260 : 32 = 8$ ატომისაგან, რასაც შეესაბამება სიმბოლო S_8 .



სურ. 2.9. გოგირდის S_8 მოლეკულის აღნაგობის სქემა.

გოგირდის ლღობის ტემპერატურა დამოკიდებულია ფიზიკურ პირობებზე. მისი დუღილის ტემპერატურა კი იმდენად მუდმივია, რომ მას თერმომეტრების დაკალიბრებისათვის იყენებენ.

გოგირდისათვის დამახასიათებელია რამდენიმე ალოტროპული სახესხვაობა. ელემენტარული გოგირდისათვის ტიპურია ორი კრისტალური ფორმა: რომბული (α) და მონოკლინური (β).

ნელა გაცივებისას გამდნარი გოგირდი დაიფარება მაგარი ქერქით. იუ შემდეგ ქერქს ჩავტეხავთ და გადმოვასხამთ გათხევადებული გოგირდის ნაწილს, მაშინ დარჩენილი გოგირდის გაცივების შემდეგ ჭურჭელში წარმოიქმნება ნებისმიერი გრძელი მოყვითალო-მურაფყურის გამჭვირვალე მონოკლინური სისტემის გოგირდის კრისტალები.

S_8 რომბული და S_8^{β} მონოკლინური გოგირდის ურთიერთგარდაქმნის წერტილი $95,4^{\circ}\text{C}$ ტემპერატურას შეესაბამება. ამ ტემპერატურაზე გოგირდის ორივე მოდიფიკაცია წონასწორობაშია ერთმანეთთან. $95,4^{\circ}\text{C}$ -ზე დაბალ ტემპერატურაზე მდგრადია რომბული გოგირდი, გარდაქმნის ტემპერატურაზე მალა კი მდგრადია მონოკლინური გოგირდი. სწრაფი გაცივებით ოთახის ტემპერატურაზე გოგირდმა შეიძლება შეინარჩუნოს მონოკლინური ფორმა, მაგრამ ამ პირობებში ის მეტასტაბილურ (არამდგრად) მდგომარეობაში იქნება და მოკლე დროში გადავა რომბულში. რომბულში გადასვლისას ეს კრისტალები გარეგნულად თუმცა მონოკლინურ ფორმას ინარჩუნებენ, მაგრამ კარგავენ თავის გამჭვირვალობას, იცვლიან ფერსა და კრისტალურ ფორმას. ახლა ისინი ძალიან მცირე ზომის ოქტაედრებისაგან შედგება. მისი დანარჩენი თვისებებიც — სიმკვრივე და ლღობის ტემპერატურა — ისეთივე ხდება, როგორიც რომბულ გოგირდს აქვს.

თეთნაბადი გოგირდი რომბულია. აქლადჩამოსმული ჯონისებრი გოგირდი მონოკლინურია, გაცივებისას კი ის მალე კარგავს გამჭვირვალობას. რამდენიმე საათის შემდეგ ყვითელ ფერს იღებს, რადგან გადადის რომბულში.

აღნიშნულის გარდა, ცნობილია ორი სახესხვაობის ამორფული გოგირდი, რომელთაგან ერთი იხსნება გოგირდნახშირბადში, მეორე კი არა.

ნივთიერებები, რომლებიც გოგირდის მსგავსად ორ ან რამდენიმე ფორმას ღებულობენ, რომელთაგან თითოეული ფორმა მდგრადია ტემპერატურის გარკვეულ ინტერვალში. ენანტიოტროპულია.

ვინაიდან გოგირდი ორ სხვადასხვა ფორმაში კრისტალდება. ამიტომ ის დიმორფულია.

ამჟამად ცნობილია გოგირდის ოცამდე მოდიფიკაცია. კრისტალური მესრის განსხვავებული პარამეტრების მქონე სახესხვაობები გარკვეულ პირობებში წონასწორულ მდგომარეობაშია ერთმანეთთან.

ფორმათა სხვადასხვაობა დამახასიათებელია გოგირდისათვის არა მარტო მყარ მდგომარეობაში, არამედ თხევადშიც.

გოგირდის გაღობის შემდეგ კვლავ გათბობისას $114-120^{\circ}\text{C}$ -ზე მიიღება ადვილად მოძრავი ჩალისფერი სითხე. შემდგომი გაცხელებისას 160°C გრადუსზე გაღობილი გოგირდის სიბლანტე გაიზრდება. 180°C -ზე სითხე მუქდება, მოწითალო-მურა ფერს იძენს და სქელ, ბლანტ მასად იქცევა, რომელიც გადმოპირქვევებული სინჯარიდან აღარ იღვრება. შემდგომი გაცხელებისას გოგირდის მასა კიდევ უფრო მუქ ფერს იძენს და 330°C -ზე მალა გაცხელებისას ისევ ძვრადი ხდება. $444,6^{\circ}\text{C}$ -ზე გოგირდი დუღს.

გაღობილი გოგირდი ორი სახესხვაობისაგან შედგება, რომელთაგან ყვითელი, ე. წ. π გოგირდი (S_{π}) დნობის ტემპერატურიდან 160°C -მდე ინტერვალში არსებობს, ხოლო მუქი-მურა ბლანტი ე. წ. μ -გოგირდი (S_{μ}) არსებობს 160°C -ზე ზევით. ეს გადასვლები გოგირდის მოლეკულის სტრუქტურის ცვლილებებითაა განპირობებული. ჩვეულებრივი პირობებისათვის დამახასიათებელია რვაატომიანი რგოლური მოლეკულები S_8 . 160° -ზე მაღალ ტემპერატურაზე S_8 რგოლები იხსნება, მიიღება გახსნილი ჯაჭვები, რომლებიც აღიღებენ გოგირდის სიბლანტეს და ცვლიან მის ფერს. უფრო მაღალ ტემპერატურამდე გაცხელებისას მოლეკულის ჯაჭვის სიგრძე მცირდება, რის გამოც მცირდება გამდნარი გოგირდის სიბლანტეც. ამ დროს მისი ორთქლი შეიცავს მოლეკულებს: S_2 , S_6 , S_4 , S_8 . ტემპერატურის გადიდებისას გოგირდის ორთქლის ფერი მკრთალი ხდება, 650°C -ზე კი ყვით-

ლდება 900°C-ის ახლოს გოგირდის ორთქლი მხოლოდ S₈ მოლეკულე-
ბისაგან შედგება. აღწერილი ცვლილებები შეიძლება გამოვსახოთ სქემით:

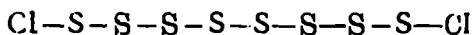


თუ 330°C-მდე ვაცხელებულ გოგირდს ცივ წყალში ჩაეხსნათ, მისილება გაუმჟღავნებელი ყავისფერი რეზინისებრი წელვადი მასა, რომელსაც პლასტიკური გოგირდი ეწოდა. პლასტიკური გოგირდი შედარებით მოკლე დროში გადადის კრისტალურ ფორმაში. იმის გამო, რომ პლასტიკური გოგირდის ვარკვეული ნაწილის მოლეკულები გახსნილი ჯაჭვისაგან შედგება, პლასტიკური გოგირდი მხოლოდ ნაწილობრივად იხსნება გოგირდნახშირბადში. დროთა განმავლობაში პლასტიკური გოგირდი თანდათანობით გადადის რომბულ გოგირდში, რომელიც მთლიანად იხსნება გოგირდნახშირბადში. 95°-ზე ამორფული (პლასტიკური) გოგირდი სწრაფად გადადის კრისტალურში. ამ პროცესს სითბოს გამოყოფა ახლავს.

პლასტიკური გოგირდის რენტგენოსტრუქტურული ანალიზიდან გამომდინარეობს, რომ გოგირდის მოლეკულას გახსნილი ჯაჭვის ფორმა აქვს



რაც მეტია გოგირდის სიბლანტე, მით უფრო მეტია მისი მოლეკულე-
ბის ჯაჭვის სიგრძე, ჰალოგენების მოქმედების შედეგად პლასტიკური
გოგირდის სიბლანტე მკვეთრად ეცემა. სიბლანტის შემცირება მოლე-
კულების სიგრძის შემცირების შედეგად მიიღება. ამ შემთხვევაში
მოლეკულების სიგრძის შემცირებას მოჰყვება ჰალოგენის ატომების
მიერთება გოგირდის გახსნილი ჯაჭვების ბოლოებზე:

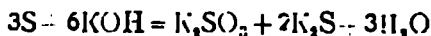


გოგირდი, ჟანგბადის მსგავსად, მრავალ ელემენტს უერთდება.
მრავალი მეტალი, მაგალითად, სპილენძი, რკინა, თუთია და სხვ. იწვის
გოგირდის ორთქლში.

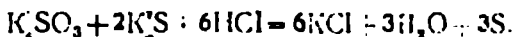
გოგირდი ყველა ქიმიურად აქტიურ ელემენტს უერთდება. ოთა-
ხის ტემპერატურაზე უერთდება ფტორს, ვერცხლს, სპილენძს, ვერ-
ცხლისწყალს, გათბობისას — წყალბადს, ჟანგბადს, ფოსფორს, ბრომს
და თითქმის ყველა მეტალს, ნახშირბადს — ძნელად და სრულიად არ
უერთდება იოდს, რომლის ელექტროუარყოფითობა ახლოა გოგირდის
ელექტროუარყოფითობასთან. არ უერთდება გოგირდი აზოტზე ოქ-
როს. ორგანულ გამხსნელებში გახსნილი გოგირდის აღმოჩენა ადვი-
ლია სპილენძის კრიალა ფირფიტის მეშვეობით, რომელიც ასეთ სი-
თხეში გოგირდოვანი სპილენძის შავი ნალექით იფარება.

გოგირდის დიდი სწრაფვა მეტალებისადმი მრავალ რეაქციაში იხენს თავს¹.

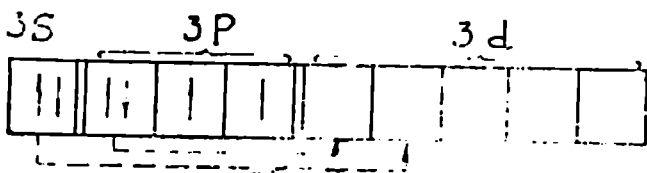
ტუტეებთან ურთიერთქმედებისას გოგირდის ერთი ნაწილი იჟანგება. მერე კი აღდგება



მიღებული სულფატისა და სულფიდის ნარევეზე შეავს მოქმედების სკვლავ გამოიყოფა გოგირდი



2. გოგირდის ატომი. გოგირდის დ. რ. ქანგბადის მსგავსად ძირითად მდგომარეობაში ორია. გარეგარსზე მას ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს



გოგირდის, სელენის და ტელურის (აგრეთვე ქანგბადის) ატომების სავალენტო ელექტრონული გარსისათვის დამახასიათებელია sp^3 კონფიგურაცია. ჰუნდის წესის შესაბამისად სამი p -ორბიტალიდან ერთზე წყვილი ელექტრონია. დანარჩენ ორ ორბიტალზე თითო ელექტრონია. ამის გამო თითოეული მათგანი ორ ბმას წარმოქმნის. გოგირდის, სელენის და ტელურის d -ორბიტალების მონაწილეობისას შესაძლოა ექვსი ბმის წარმოქმნა. მაგალითად, SF_6 მოლეკულაში გოგირდის sp^3d^2 ჰიბრიდიზაცია შეესაბამება მის ოქტაედრულ აღნაგობას. ამ ელემენტების დაქანგულობის რიცხვებია $-2, +4, +6$. მათი ბმება ძირითადად კოვალენტურია.

გოგირდწყალბადის მოლეკულაში გოგირდისა და წყალბადის ატომები კოვალენტურად არიან შემბული ერთმანეთთან ($H:S:H$), ხოლო ტუტე მეტალების სულფიდებში — იონურად ($Na^+ S^{2-} Na^+$), $+4$ დ. რ. მქონე მდგომარეობაში გოგირდის ვალენსიუმიდან სიჭირბოროა $3p$ ელექტრონული წყვილის დაშლა. ხოლო $+6$ დ. რ. მქონე

¹ ძალიან ეფექტურია შემდეგი ცდა: თუ გოგირდის ფხვნილს და რკინის ნახეჩხს თანატოლი რაოდენობით შევურჩევთ ერთმანეთს და თბილი წყლო შევისველებო, შერჩევიდან დაასლოებოთ ერთი საათის შემდეგ დაწყება გოგირდწყალბადის გამოყოფა. ნარევი გაცხელდება. გაშვედება, დასვდება და ქანგბადებთან აღიანოვა. რეაქციის შედეგად მიიღება რკინის სულფიდი.

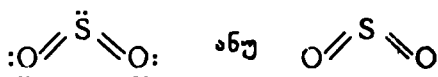
მდგომარეობის მისაღებად საჭიროა დამატებით $3s$ წყვილის დაშლა. (იხ. მოლეკულის აღნაგობა).

SO_2 მოლეკულა სამკუთხაა, ეს განაპირობებს მის დიპოლურ მომენტს. მისი „კლასიკური“ სტრუქტურული ფორმულა შემდეგი სქემით გამოიხატება



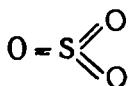
ატომური რადიუსების მიხედვით გამოთვლილი მარტივი $S-O$ ბმის სიგრძე უდრის 170 პმ, ლოლო ორმაგისა $S=O$ არის 154 პმ. ექსპერიმენტული სიდიდე კი აღმოჩნდა 143 პმ. კუთხე $O-S-O$ უდრის 119° -ს.

რადგან ექსპერიმენტულად ნაპოვნი სიდიდე თეორიულზე ნაკლები აღმოჩნდა, ეს იმის ნიშანია, რომ ორი ერთმანეთის ტოლფასი სტრუქტურა შეუღლებულ მდგომარეობაშია. ეს შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ

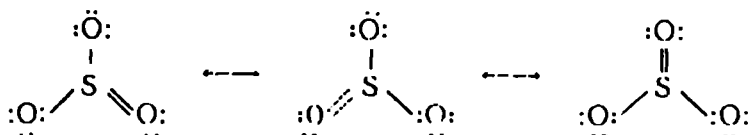


გოგირდი მოკლებულია წმინდა კოვალენტური ბმების წარმოქმნის უნარს, წინააღმდეგ შემთხვევაში შესაძლო იქნებოდა SH_4 ან SR_4 ნაერთების არსებობა.

მოლეკულა SO_2 ბრტყელია, ბმების კუთხეები 120° -ის ტოლია. ბმის ტიპი კოვალენტური. მისი სტრუქტურა გამოისახება ფორმულით:



ვახურ ფაზაში SO_2 მოლეკულებს ბრტყელი სამკუთხედის სტრუქტურა აქვს. იმისათვის, რომ ავსნათ $S=O$ ბმის მოკლე მანძილი, (143 პმ) მისი სტრუქტურა უნდა განვიხილოთ როგორც ჰიბრიდული. რომელიც ქვემოთ გამოსახული სამი სტრუქტურული ფორმულის ერთმანეთზე დამთხვევით მიიღება



როცა დიდი გატაცება იყო ელექტროსტატიკური თეორიებით, თვლიდნენ, რომ, მაგალითად, გოგირდმჟავას მოლეკულაში შედის

ექვსმუხტიანი გოგირდი, რომელიც შეკავშირებულია ქანგბადის უარყოფითად დამუხტულ იონებთან: თანაწილოდ შეხედულებებით: 1. ატომები მიისწრაფვიან წარმოქმნან მაქსიმალური რიცხვი ქიმიური ბმებისა, და 2. ატომები მიისწრაფვიან არ გაიჩინონ ელექტრული მუხტები (ელექტრონეიტრალობის წესი). მაგალითად. იმავე გოგირდმქავეს მოლეკულაში გოგირდი ექვსვალენტოვანია, მაგრამ არა ექვსმუხტიანი.

გოგირდის ორატომიანი მოლეკულა S_2 ისეთსავე ელექტრონულ კონფიგურაციას იჩენს, როგორც ქანგბადის მოლეკულას ახასიათებს. S_2 -ის მოლეკულა, ქანგბადის მოლეკულის მსგავსად, პარამაგნიტურია. გოგირდის მოლეკულა S_8 ციკლურია და ზოგზაგური, სადაც $S-S$ ბმის ენერგია $E = 252,33$ კჯ, ბმის სიგრძე $= 207$ პმ. ხოლო კუთხე 105° -ს.

3. გოგირდი ბუნებაში. დედამიწის ქერქში გოგირდის შემცველობა შეადგენს $4,8 \cdot 10^{-2}\%$ -ს. აქედან ჩანს, რომ გოგირდი საკმაოდ გავრცელებული ელემენტია დედამიწაზე.

ვულკანების ახლოს გოგირდი დიდი რაოდენობით გვხვდება თვითნაბადი გოგირდის სახით.

თვითნაბადი გოგირდის მეორე სახესვალობა ბიოგენური წარმოშობისაა. ის წარმოქმნილია თაბაშირისაგან ($AsO_4 \cdot 2H_2O$) ბუნებაში მიმდინარე მიკროორგანიზმების აღდგენითი მოქმედების შედეგად. თაბაშირისაგან მიიღება კალციუმის სულფიდი CaS , რომლის პიდროლიზის შედეგად გამოიყოფა გოგირდწყალბადი. ამ უკანასკნელის დაყენებით ჰაერზე წარმოიქმნება ელემენტარული გოგირდი.

გოგირდი მოიპოვება კავკასიაში (დაღესტანში). ყირიმში. კუბიშევის ოლქში. ყარა-ყუმის უდაბნოში და ვოლგისპირეთში.

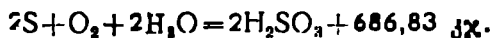
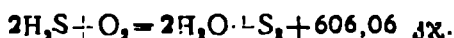
გოგირდის ნაერთებიდან საკმაოდ გავრცელებულია სხვადასხვა მენტალის სულფიდები, რომელთაგან დიდი მნიშვნელობა აქვს რკინის ალმადანს — FeS_2 (პირიტს), სპილენძის ალმადანს — $CuFeS_2$, სპილენძის კრიალას — Cu_2S , თუთიის კრიალას — ZnS , ტყვიის კრიალას — PbS , სინგურს — HgS და სხვ. გოგირდოვანი რკინა ხშირად გვხვდება მეტეორიტებში. დიდად გავრცელებულია აგრეთვე გოგირდმქავეს მარილები — თაბაშირი — $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, მძიმე შებენი (ბარიტი) — $BaSO_4$, ცელესტინი — $SrSO_4$, მირაბილიტი — $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, მწარე მარილი — $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, კიზერატი — $MgSO_4 \cdot H_2O$ და სხვ.

შორეულ გეოლოგიურ პერიოდებში ქანგბადის ნაკლებობის გამო დედამიწის პირველად ქერქში თითქმის მთელი გოგირდი მეტალებთან სულფიდების სახით იყო შებმული. სულფიდების წარმოქმნას ხელს უწყობდა იმ ხანებისათვის დამახასიათებელი მაღალი ტემპერატურაც.

წყლისა და ორგანული მატერიის წარმოქმნის შემდეგ დაიწყო დედამიწის ზედაპირული ქერქის ფენის გარდაქმნა. დედამიწის ქერქის ზედაპირულ ფენაში სულფიდებმა ბიოგენური ფაქტორების — წყლისა და CO_2 -ის გავლენით თანდათანობით იწყო გარდაქმნა, რის შედეგად კარბონატები და გოგირდწყალბადი წარმოიქმნა



გოგირდწყალბადი შემდგომი გარდაქმნების პროცესში სულფატებად დაიქანგა. გოგირდწყალბადის დაქანგვით თავდაპირველად ელემენტარული გოგირდი წარმოიქმნება, რომელიც შემდგომ იქანგება.



გოგირდოვანმჟავა ადვილად იქანგება ჰაერის ქანგბადით



ამიტომაც სულფიტები ბუნებაში არ მოიპოვება.

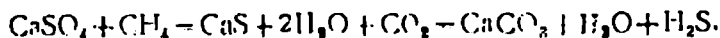
თავისუფალი გოგირდმჟავა ბუნებაში პრაქტიკულად არ გვხვდება. წარმოქმნისთანავე ის რეაქციაში შედის ნიადაგის სხვადასხვა კომპონენტებთან, ძირითადად კარბონატებთან, რომლებსაც შლის შემდეგი განტოლების მიხედვით:



ხსნადი სულფატები მდინარეებს შეაქვს ზღვებში, ხოლო პრაქტიკულად უხსნადი სულფატები გამოიყოფა თაბაშირისა და ბარიტის სახით.

არაორგანულ სამყაროში გოგირდის განხილულ გარდაქმნებს ცალმხრივი მიმართულება აქვს. აქ სულფიდების გოგირდი უმალესი დ. რ. მქონე ნაერთად — სულფატებად გარდაიქმნება.

ორგანული ნივთიერებები სულფატების თანდალექვისას ალადგენენ გოგირდს სულფიდებამდე ან ელემენტარულ მდგომარეობამდე. მაგალითად,



მრელებული გოგირდწყალბადი გამოიყოფა დედამიწის ზედაპირზე მიწისქვეშა წყალთან ერთად ანდა გაზის სახით. გოგირდწყალბადიანი

წყაროებია პიატაგორსკში, თბილისში, სოკში (მაესტა), მენჯში და სხვ. მათ დიდი სამკურნალო მნიშვნელობა აქვთ.

ამრიგად, ბიოსფეროში გოგირდწყალბადი მიიღება შემდეგი სქემის მიხედვით:

სულფატები — ცილები — გოგირდწყალბადი → გოგირდი — სულფატები.

ამას გარდა, ზოგიერთი მიკროორგანიზმი, მაგალითად, შავი ზღვის გოგირდწყალბადური ბაქტერია, სულფატებიდან უშუალოდ აღადგენს გოგირდს გოგირდწყალბადამდე. 200 მეტრ სიღრმეზე და უფრო ქვევით, შავი ზღვა შეიცავს გოგირდწყალბადს, რომლის კონცენტრაცია სიღრმესთან ერთად მატულობს. შავი ზღვის ფსკერიდან აღებული შლამის ნიმუშებიდან გამოყოფილი გოგირდწყალბადური ბაქტერია გოგირდწყალბადს გამოყოფს არა მარტო ცილოვანი ნივთიერებებიდან, არამედ სულფატებიდან და სულფიტებიდანაც.

შავ ზღვაში გოგირდწყალბადი ვერ აღწევს ზედაპირს, რადგან წყალში დიფუზიით შეღწეული ჟანგბადი მას ჟანგავს.

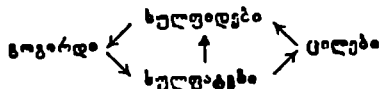
გოგირდბაქტერიებიდან წარმომდგარი მიკროფლორა სულფატებამდე ჟანგავს გოგირდწყალბადს. წყალსაცავებში გოგირდბაქტერიებისათვის გოგირდწყალბადი ენერჯის წყაროს წარმოადგენს.

გოგირდი ბიოგენური ელემენტია, ის შედის ცილაში, სადაც მისი შემცველობა 0,8—2,4%-ს შეადგენს.

მცენარეები ნიადაგიდან ხსნადი სულფატებიდან ითვისებენ ცილების სინთეზისათვის საჭირო გოგირდს. მცენარეებიდან ეს ცილები გადადის ცხოველთა ორგანიზმში, რომლებიც მოკლებულია სულფატებიდან ცილების სინთეზის უნარს. ცილოვან ნივთიერებათა გახრწნა დაკავშირებულია გოგირდწყალბადის გამოყოფასთან. ჰაერში გოგირდწყალბადი იჟანგება გოგირდოვანმჟავად, ხოლო ეს უკანასკნელი — გოგირდმჟავად, რომელიც უბრუნდება ნიადაგს.

განხილულიდან ჩანს, რომ სულფიდების დაჟანგვის საპირისპიროდ ბუნებაში აღდგენის პროცესებიც მიმდინარეობს, რომლის დროსაც სულფატებიდან სულფიდები მიიღება.

გოგირდის განხილული წრებრუნვა შეიძლება გამოვსახოთ სქემით:



გოგირდი შედის ნეთობის და ქვანახშირის შედგენილობაში.

გარდა ვულკანური გაზებისა, გოგირდის ნაერთებს შეიცავს აგრეთვე მინერალური წყაროები!

1 ნიადაგიდან CO_2 -ის გამოსვლა ვულკანების მახლობლად ჩვეულებრივი მოვლენაა. მაგრამ როცა CO_2 -ის ნაცვლად გოგირდწყალბადი იწყებს გამოსვლას, ეს ვულკანურ ამოფრქვევას მოასწავებს.

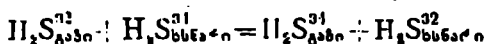
4. გოგირდის იზოტოპები. გოგირდის ოთხი იზოტოპი შემდეგ-
გავრცელებულობით ხასიათდება (იხ. ცხრილი 9).

ცხრილი 9		
იზოტოპები	დღეობის გოგირდი % % -ით	მეტეორიტების გოგირდი % % -ით
S ³²	95,1	95,01
S ³⁴	0,74	0,75
S ³⁶	4,2	4,215
S ³⁸	0,016	0,017

ცხრილის მონაცემებიდან ჩანს, რომ დედამიწაზე და მეტეორი-
ტებში გოგირდის იზოტოპური შედგენილობა დიდად არ განსხვავდება
ერთმანეთისაგან.

გოგირდის რადიოაქტიური იზოტოპები S³¹, S³⁵, S³⁷ ხელოვნური
გზით იქნა მიღებული. ნიშანდებულ ატომებად იხმარება S³⁵ იზო-
ტოპი, რომლის ნახევარდაშლის პერიოდი $\tau = 87.1$ დღე-ღამეს.

დედამიწის ქერქში გოგირდის იზოტოპური შედგენილობის შეც-
ვლას ბიოლოგიური და გეოლოგიური პროცესები განაპირობებს. იზო-
ტოპების ამ დაცილების მთავარი მიზეზია გოგირდის იზოტოპების შემ-
ცველი მოლეკულების თვისებების განსხვავება. მაგალითად, S³², S³⁴
ფარდობა საგრძნობლად იცვლება, როცა ქანების ფენებში გოგირდ-
წყალბადი გამოყოფას დედამიწის ზედაპირზე. ამ ფარდობის ცვლი-
ლებას იზოტოპური მიმოცვლის რეაქციებიც ადიდებს.



ამ რეაქციის დროს მძიმე იზოტოპი გაზურ ფაზაში გადადის, ე. ი. გო-
გირდწყალბადი სულფიდის ნაჯერ ხსნარში გატარების დროს მიმოც-
ვლის რეაქციის გამო იცვლის თავის იზოტოპურ შედგენილობას.

დადგენილია, რომ როცა S³², S³⁴ ფარდობა აღემატება 22,3-ს,
ეს ნიშნავს, რომ განსახილველი გოგირდი ბიოგენური წარმოშობისაა,
ხოლო როცა ეს ფარდობა 22,18—85 ნაკლებია — გოგირდი არაბიო-
გენურია.

5. გოგირდის გამოყენება. გოგირდის გამოყენება მრავალგვარია.
გოგირდი ხმარდება გოგირდწყლის წარმოებას და გოგირდოვანი გაზის
მიღებას. რომლებიც ფართო გამოყენებას პოულობენ სახალხო მეურ-
ნეობის სხვადასხვა დარგში. გოგირდი მტერის სახით იხმარება ვაზის
შესაწამლავად. გოგირდის მეშვეობით ხერხდება კაუჩუკის გაღავეთება

რეზინად. ამ მიზნით კაუჩუკს ემატება გოგირდი, მიღებული ნარევის გაცხელების შედეგად, რასაც ვულკანიზაცია ეწოდება. მიიღება ელასტიკური რეზინა. ვულკანიზაციის დროს გოგირდი უერთდება კაუჩუკის ძაფისებრ მოლეკულებს ორმაგი ბმების ადგილებზე და ამ გზით კაუჩუკის მოლეკულების ერთმანეთთან „შეკერვით“ წარმოებს პოლიმერიზაცია. კაუჩუკში ზედმეტი გოგირდის შეტანით მიიღება მაგარი პოლიმერული ნივთიერება ებონიტი, რომელიც კარგ საიზოლაციო მასალას წარმოადგენს.

გოგირდი იხმარება ასანთის წარმოებაში. შავი ღენტის, ფეიერვერკების მოსამზადებლად. აღნიშნულის გარდა გოგირდმა დიდი გამოყენება მოიპოვა ქაღალდის წარმოებაში, მედიცინაში.

იმპერიალისტური ომის დროს გოგირდისაგან მზადდებოდა საბრძოლო მომწამლავი ნივთიერება — იპრიტი.

გოგირდი შენადნობების სახით თითქმის არ გამოიყენება. პირიქით. მრავალ შემთხვევაში საჭირო ხდება სხვადასხვა ზომების მიღება, რომ ლითონი არ შეიცავდეს გოგირდს და გოგირდოვან ნაერთებს.

ფოლადის შედგენილობაში დასაშვებია გოგირდის შემცველობა არა უმეტეს 0,08%. გოგირდის შემცველობა უქანგავად ფოლადში ამცირებს მის კოროზიულ მდგრადობას. სულფიდების შემცველობის გამო ფოლადები მყიფე ხდება,

6. გოგირდის მოპოვების მეთოდები. გოგირდის მსოფლიო მოხმარება შეადგენს 4 . 10⁶ ტონას წელიწადში. თავისუფალ გოგირდს ლებულობენ ან თვითნაბადი გოგირდის საბადოებიდან, ან გოგირდის ნაერთებიდან.

ვულკანურ ადგილებში მიწა ჩვეულებრივ გაყვანილია გოგირდით. სიცილიაში გოგირდის მოპოვება პრიმიტიული გზით წარმოებს. გოგირდის შემცველი ქანებიდან აწყობენ ხორას, რომელსაც გადახურავენ ზემოდან რომ არ მოხდეს გოგირდის სრული წვა. ცეცხლს ქვემოდან წაუქიდებენ გოგირდს, რომლის სითბოს ხარჯზე ხდება დანარჩენი გოგირდის გამოდნობა. ამგვარი გამოდნობის შედეგად გოგირდის ერთი მესამედი ნაწილი საწვავად იხარჯება, დანარჩენი დნება და ძირს ჩამოედინება. ამ გზით მიღებული ე. წ. კოშტოვანი გოგირდი ჯერ კიდევ მრავალ მინარევს შეიცავს.

საბადოებიდან მიღებული გოგირდი თითქმის ყოველთვის შეიცავს მინარევებს ამა თუ იმ რაოდენობით. მინარევებისაგან გათავისუფლების მიზნით გოგირდს გამოხდიან სპეციალურ ლუმელებში. ამისათვის ლუმელში ჩადგმულ თუჯის ჯამში ან რეტორტაში გოგირდს აცხელებენ. გოგირდის ორთქლი შედის აგურით ამოკედლებულ დიდ კამერაში. როცა კამერა 120°-მდე გაცხელდება, კამერაში შესული გოგირდის ორთქლი სითხედ იქცევა, რომელსაც კამერიდან გამოშვებისას

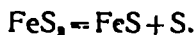
ცრისდრულ ფორმებში ჩამოასხამენ. სადაც ის ცვდება. მიღებული ჯოხისებრი გოგირდი ფართოდ გამოიყენება სხვადასხვა ტექნიკური მიზნებისათვის.

გოგირდის მდიდარი საბადოები ლუიზიანაში (ჩრდილოეთი ამერიკა), ტეხასში და სხვ. განლაგებულია დაახლოებით 200 მეტრი სისქის ქვიშის ფენის ქვეშ, ამის გამო გოგირდის ამოღება ასეთ პირობებში ძნელია. 1890 წ. ფრაშმა დაამუშავა გოგირდის მოპოვების მეტად რენტაბელური ტექნოლოგია, რომელიც შემდეგში მდგომარეობს: ერთმანეთში ჩასმული სამი მილი გაჰყავთ გოგირდის ფენებამდე, გარე და შუა მილის შორისში წნევის ქვეშ უშვებენ 170° -მდე გადაჭურებულ წყლის ორთქლს, რომელიც მიწის ქვეშ ალღობს გოგირდს. ორთქლის კონდენსაციით მიღებული ცხელი წყალი და გაღობილი გოგირდი მაღალი წნევის გამო აღის შუა მილში. იმისათვის, რომ გოგირდი ზედაპირამდე იქნეს ამოტანილი, შიგა მილში ჩაწნეხავენ ცხელ ჰაერს. ამოსულ გაღობილ გოგირდს ყალიბებში ასხამენ და აცივებენ. ამ გზით იმდენად წმინდა გოგირდი მიიღება, რომ ის შემდგომ გასუფთავებას არ საჭიროებს.

გოგირდის მოპოვება წარმოებს არა მარტო თვითნაბადი გოგირდის საბადოებიდან. არამედ მისი ნაერთებისაგანაც.

სულფიდებისაგან გოგირდის მოპოვების ხერხი შემდეგში მდგომარეობს. სულფიდის უანგვეთი გამოწვის შემდეგ მიიღება გოგირდის ოქსიდი. რომელსაც აღადგენენ გენერატორის გაზით და ნახშირით (ბოქსიტის კატალიზატორებზე) ელემენტარულ მდგომარეობამდე. ე. ი. ელემენტარული გოგირდის მიღებამდე.

რკინის აღმადანი მნიშვნელოვანი გოგირდის მადანია. რომელიც ფართოდ გამოიყენება წარმოებაში. დახურულ ჭურჭელში გაჭურებით შეიძლება აღმადანებიდან ელემენტარული გოგირდის მიღება:

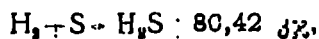


ამ გზით ხერხდება აღმადანისაგან 30% გოგირდის თავისუფალი სახით მიღება.

ბუნებაში გოგირდს მინარევეების სახით აქლავს მისი ანალოგები: სელენი, ტელური და აგრეთვე მესხეთე ჯგუფის ელემენტი დარიშხანი.

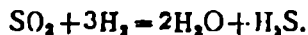
7. გოგირდწყალბადი (სულფანი). ოთახის ტემპერატურაზე ატომური წყალბადი უშუალოდ უერთდება გოგირდს, რის შედეგადაც მიიღება გოგირდწყალბადი.

მოლეკულური წყალბადი უერთდება გოგირდს მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე:



გოგირდწყალბადის მიღება შეიძლება გაღობილ გოგირდში წყალბადის გატარებით. გოგირდწყალბადის წარმოქმნის სიბრტყის სიღრმის გამო (80.42 კგ) ეს რეაქცია შექცევადია. 350°C-ზე გოგირდწყალბადის გამოსავლიანობა დიდია. 350°C-ზე მაღალ ტემპერატურებზე H₂S-ის თერმული დისოციაციის გამო წონასწორობა მარცხნივ იხაზვება. 1700°C-ზე გოგირდწყალბადი მთლიანად იშლება მარტივ ნივთიერებებად.

გოგირდწყალბადი მიიღება აგრეთვე გოგირდის უსებადოვანი ნაერთების აღდგენისას წყალბადის მეშვეობით. მავალითად წყალბადის მოქმედებით გოგირდოვანი ანჰიდრიდი 400°C-ზე გოგირდწყალბადად აღდგება:



პრაქტიკული მიზნებისათვის გოგირდწყალბადს ლებულობენ არა მარტივი ნივთიერებების შეერთებით, არამედ სულფიდებზე, კერძოდ, რკინის სულფიდზე განხაეებული მჟავების მოქმედებით, მავალითად.

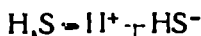


მოხერხებულია ამ რეაქციის ჩატარება კიპის აპარატში. შედარებით სუფთა გოგირდწყალბადი მიიღება პარაფინისა და გოგირდის ნარევის გათბობისას დაწილადებულ აზბესტთან ერთად. ასეთი ნარევიდან გოგირდწყალბადი მხოლოდ გათბობის დროს გამოიყოფა, ნარევის ვაცივებისას რეაქცია ჩერდება.

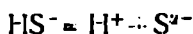
გოგირდწყალბადი უფრო, დანახასიათებელი, არასასიამოვნო სუნის მქონე გაზია. 1 ნაწილი H₂S 1.000 000 ნაწილ ჰაერში ეყვება სუნით იგრძნობა. გოგირდწყალბადის მოლეკულა ტოლფერდა სამკუთხა აღნაგობისაა, რომლის საეალენტო კუთხე = 92°, ხოლო S—H ბმის სიგრძე 135 პმ-ს უდრის. ამის გამო გოგირდწყალბადის მოლეკულა პოლარულია. გოგირდწყალბადის დიპოლური მომენტი წყლისაზე უფრო მცირეა. თხევადი გოგირდწყალბადის ელექტრიკული მუდმივა დაბალია (E = 9). მისი ელექტროგამტარობა უფრო ნაკლებია, ვიდრე წყლისა, რაც თხევადი გოგირდწყალბადის ძლიერ სუსტი დისოციაციით აიხსნება. თხევად გოგირდწყალბადში ელექტროლიტების დისოციაცია უმნიშვნელოა. გოგირდწყალბადი საკმაოდ კარგად იხსნება წყალში. მისი ხსნადობა 1 მოცულობა წყალში სხვადასხვა ტემპერატურაზე გამოისახება შემდეგი რიცხვებით:

t°C	0	10	20	30	40
H ₂ S-მოცულობა	4,4	3,6	2,9	2,3	1,9

ორგანულ გამხსნელებში გოგირდწყალბადი უკეთ იხსნება, ვიდრე წყალში. მაგალითად, ერთ მოცულობა სპირტში ათი მოცულობა გოგირდწყალბადი იხსნება. გოგირდწყალბადის წყალხსნარი ე. წ. „გოგირდწყალბადიანი წყალი“ სუსტი მჟავაა. მისი დისოციაცია ორ საფეხურად მიმდინარეობს. პირველი საფეხურის დისოციაციით მიიღება წყალბად-იონი და ჰიდროსულფიდ-იონი



ხოლო მეორე საფეხურით დისოციაციის — წყალბად-იონი და სულფიდ-იონი



რომელთა დისოციაციის მუდმივები შესაბამისად ტოლია

$$K_1 = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]} = 9 \cdot 10^{-8} \quad \text{და} \quad K_2 = \frac{[H^+][S^{2-}]}{[HS^-]} = 4 \cdot 10^{-12}$$

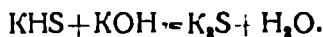
მეორე საფეხურის დისოციაცია იმდენად მცირეა, რომ ის ვერ ახდენს არსებით გავლენას გოგირდწყალბადმჟავას ელექტროგამტარობაზე.

წყალხსნარებში სულფიდ-იონი S^{2-} წყლის იონების მოქმედებით მეტწილად ჰიდროსულფიდ-იონად, ე. ი. HS^- გადადის. წყალხსნარებში გოგირდწყალბადი უმნიშვნელოაა დისოცირებული მხოლოდ H^+ და HS^- -ზე. სხვა მჟავების მოქმედებით მისი დისოციაცია მცირდება. ამაზე დაფუძნებული მჟავების გახსნითი მოქმედება ზოგიერთ სულფიდზე. გახსნითი მოქმედება მით უფრო ძლიერია, რაც უფრო ძლიერია და რაც უფრო მეტია წყალბად-იონთა კონცენტრაცია. გოგირდწყალბადმჟავა ნახშირმჟავაზე ოდნავ სუსტი მჟავაა. H_2S ის წყალხსნარში წყალბად-იონთა კონცენტრაცია საკმარისია იმისათვის, რომ მან ლურჯი ლაკმუსის ფერი წითლად შეცვალოს, მაგრამ არასაკმარისია რათა ყვითელი მეთილორანჯი წითლად შეფეროს.

გოგირდწყალბადის წყალხსნარი სუსტი ორფუძიანი მჟავაა. კალიუმის ტუტით გოგირდწყალბადის შთანქმისას ჯერ მიიღება კალიუმის ჰიდროსულფიდი



და შემდეგ კალიუმის სულფიდი (გოგირდოვანი კალიუმი):

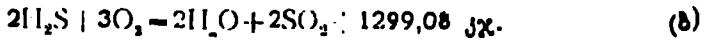


ვათბობისას გოგირდწყალბადის ხსნადობა მცირდება და დუღილით შეიძლება მისი მთლიანად გამოქეცება ხსნარიდან.

ცესლმოკიდებული გოგირდწყალბადი ჰაერში მწვანე ალით იწვის. ქანგბადის ნაკლებობის შემთხვევაში წვა მიმდინარეობს შემდეგი განტოლებით:

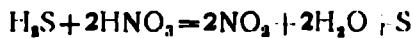


მართლაც, ალში ცივი საგნის შეტანისას მის ზედაპირზე ელემენტარული გოგირდი გამოიყოფა. ქანგბადის უკვად მიწოდებისას გოგირდწყალბადი სრულად იწვის შემდეგი განტოლების მახედვით:



გოგირდწყალბადი ადვილად იყვანება წყალსნარში ჰაერის ქანგბადით. ეს რეაქცია (ა) განტოლების მიხედვით მიმდინარეობს. გამოყოფილი გოგირდი ხსნარის სიმღვრივეს განაპირობებს.

გოგირდწყალბადიდან გოგირდი შეიძლება გამოვყოთ თუ მასზე ემოქმედებთ ატმოსფერული ქანგბადით, ქლორით, ბრომით, აზოტმჟავათი, აზოტის ოქსიდებით ან სხვა რაიმე მჟანგავებით:



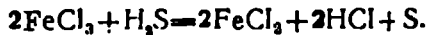
გოგირდოვანი გაზის მოქმედებით გოგირდწყალბადიდან გამოიყოფა ელემენტარული გოგირდი



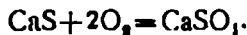
გოგირდწყალბადით წყალში შეიძლება აღვადგინოთ იოდი იოდწყალბადამდე:



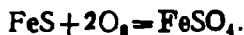
რკინის სამმუხტიან იონებს გოგირდწყალბადი ორმუხტიან იონებამდე აღადგენს:



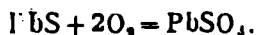
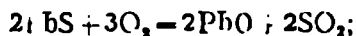
სულფიდები წყლისა და ქანგბადის მოქმედებით სულფატებამდე იყვანება, მაგალითად, კალციუმის სულფიდიდან სულფატი მიიღება:



ასევე, ტენიანი გოგირდოვანი რკინა Fe (II)-ის სულფატამდე (ფეროსულფატამდე) იყვანება



სულფიდური მადნების გამოწვის დროს შესაძლოა გოგირდის ან გოგირდოვანი გაზის გამოყოფა ან სულფატის წარმოქმნა მადნის დაქანვის გამო:



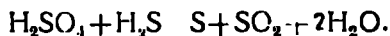
გოგირდწყალბადი ადვილად შედის რეაქციაში მეტალებთან შესაბამისი სულფიდების წარმოქმნით. ეს რეაქცია ადვილად მიმდინარეობს ტენიან არეში მალალ ტემპერატურაზე.

აღსანიშნავია, რომ გოგირდწყალბადის არეში ვერცხლი კარგავს თავის „კეთილშობილურ“ ხასიათს. გოგირდწყალბადთან შეხებისას, ოთახის ტემპერატურაზე ტენიანი H_2S ქანგბადის მონაწილეობით განაპირობებს შემდეგ რეაქციას:



სულფიდები წარმოიქმნება აგრეთვე მეტალების ქანგეულებზე გოგირდწყალბადის მოქმედებისას.

გოგირდწყალბადი ძლიერი აღმდგენია, ამიტომაც გაშრობის მიზნით არ შეიძლება მისი გატარება კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში, რადგან გამოიწვევს მჟავას აღდგენას:



ამიტომ გაშრობის მიზნით გოგირდწყალბადს გაატარებენ გაუწყლოებულ კალციუმის ქლორიდზე ან ფოსფორის ანჰიდრიდზე.

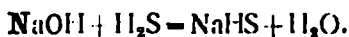
გოგირდწყალბადი ისეთივე ძლიერი საწამლავია, როგორც ციანწყალბადი. გოგირდწყალბადი სწრაფად მოქმედებს ცოცხალ ორგანიზმზე. მისი კონცენტრაცია 1:10 000-ზე ჰაერში უკვე სასიფათოა სიცოცხლისათვის. ძლიერი მოწამვლის დროს ადამიანი კარგავს ყნოსვას (ეს მოწამვლის პირველი ნიშანია), შემდეგ კი — გრძნობას.

გოგირდწყალბადის მოწამვლელი მოქმედება იმაში მდგომარეობს, რომ მეტალებისადმი დიდი ქიმიური სწრაფვის გამო იგი შლის სისხლის წითელ ნივთიერებას — ჰემოგლობინს და მასში შეცუულ რკინას სულფიდად გარდაქმნის. გოგირდწყალბადის მოქმედებით სისხლი ღებულობს რკინის სულფიდის დამახასიათებელ მოშავო-მწვანე ფერს. გოგირდწყალბადით მოწამულს ასუნთქებენ ქანგბადით, ზოგ შემთხვევაში მიმართავენ ხელოვნურ სუნთქვას.

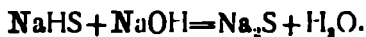
გოგირდწყალბადის ზღვრული დასაშვები კონცენტრაცია წარმოებაში თუ ლაბორატორიაში არის 0,01 მგ/ლ.

ბ. სულფიდები. ვოგირდწყალბადი თავისი ორტუპიანობის გამო მარტივების ორ მწკრივს წარმოქმნის: საშუალოს—სულფიდებს და ქვედა მარტივებს — ჰიდროსულფიდებს.

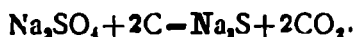
ტუტე მეტალების ერთხანაველებულ სულფიდების (ე. წ. ჰიდროსულფიდების) მისაღებად მეტალის ჰიდროქსიდის ხსნარში გააჩერებამდე ატარებენ ვოგირდწყალბადს, მაგალითად,



ორხანაველებული მარილის, ე. ი. სულფიდის მისაღებად კი მეტალის ჰიდროქსიდის ხსნარს ორ ნაწილად გაყოფენ. ერთს გააჩერებენ ვოგირდწყალბადით, ვიდრე ჰიდროსულფიდი მიიღება და ამის შემდეგ დაუმატებენ ტუტის მეორე ნახევარს, მაგალითად,

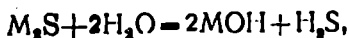


ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალების სულფიდები ტექნიკაში მიიღება მათი სულფატების აღდგენით. ამ მიზნით შეიძლება ამოსაველ ნივთიერებად ავიღოთ აგრეთვე სულფიტი ან თიოსულფატი და გაეახუროთ ნახშირთან ერთად, მაგალითად,



ოქსიდების, ჰიდროქსიდების ან კარბონატების ვოგირდთან ვაცხელებით აგრეთვე მიიღება სულფიდები ვოგირდის სხვა ნაერთებთან ერთად.

ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალების სულფიდები შედარებით კარგად იხსნება წყალში. მათი წყალხსნარები ჰიდროლიზს განიცდიან. რეაქცია მიმდინარეობს არა ქვემოთ მოცემული განტოლებით, სადაც ვოგირდწყალბადი მიიღება



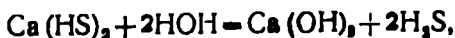
არამედ ჰიდროსულფიდის წარმოქმნით



მაგალითად.



ამიტომაც ტუტე მეტალების სულფიდების წყალხსნარებს ძლიერ ტუტე რეაქცია აქვთ. მიღებული ჰიდროსულფიდი ხსნარების დუღილის დროს იშლება:

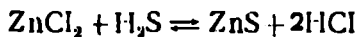


ალუმინის, ბორის, სილიციუმის, ქრომისა და რკინის (ოქსიდის) სულფიდების გამოლექვა წყალხსნარებიდან არ ხერხდება მათი ჰიდროლიზური დაშლის გამო.

მეტალების სულფიდების ერთი ჯგუფი HgS , CuS , PbS და სხვ. ილექება მკაფი არეში, მაგალითად,



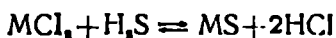
წარმოქმნილი მკაფი არის მიუხედავად, CuS ილექება, მაგრამ თუთიის შემთხვევაში



რეაქცია შექცევადად მიმდინარეობს. ამის გამო ZnS მხოლოდ ნაწილობრივად ილექება.

მძიმე მეტალების სულფიდების მისაღებად საკმარისია მათი მარილების ხსნარებში გოგირდწყალბადის გატარება.

მძიმე მეტალები, რომელთა სულფიდები ადვილად იშლება მკაფებში (FeS , MnS) გოგირდწყალბადით არ გამოილექება, რადგან ამ დროს მკაფა წარმოიქმნება :



ასეთ შემთხვევაში გოგირდწყალბადს შეეცლიან მისი წყალში ხსნადი რაიმე მარილით. ამ მიზნით ანალიზური ქიმიის პრაქტიკაში შედარებით ხშირად მიმართავენ ამონიუმის სულფიდს:



ვინაიდან აქ თავისუფალი მკაფას წარმოქმნა გამოირიცხულია. ამიტომ სულფიდი გამოილექება.

სულფიდების თვისებების განხილვისას აღნიშნული იყო, რომ ტუტე მეტალების სულფიდები წყალში კარგად იხსნება. ტუტე მიწათა სულფიდების ძლიერი ჰიდროლიზის გამო, მათი მცირედ ხსნადი ჰიდროქსიდები მიიღება.

მძიმე მეტალების სულფიდები ნაკლებად ხსნადია. ეს უწყლო ნაერთებია, რომელთა უმრავლესობა შეფერილია.

მძიმე მეტალების სულფიდების მეტი წილი გვხვდება ბუნებაში მინერალების სახით. ასეთია ტყვიის კრიალა (PbS), პირიტი (FeS_2), რომელიც თითბერს ჰგავს, მოშავო-ნაცრისფერი არგენტიტი (Hg_2S) და სხვ. მხოლოდ რამდენიმეს აქვს ღია ფერი. :

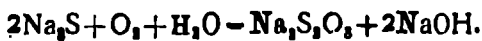
ხელოვნური გზით მიღებული სულფიდების შეფერილობა ზოგ

შემთხვევაში ზუნებრივისაგან განსხვავდება. გამოლეკილი სულფიდებიდან MnS ვარდისფერია, ZnS , GeS_2 — თეთრი, Sb_2S_3 , Sn_2S_3 — ნარინჯისფერი, CdS , As_2S_3 , As_2S_5 , SnS_2 , U_2S_3 — ყვითელი, CuS , UO_2S , MoS , GaS მურა-ყვითელი ან მურა წითელი ფერისაა, ხოლო დანარჩენები მუქი ყავისფერია ან შავი.

მრავალი სულფიდის (PbS , HgS , CuS) დაბალი ხსნადობის ასახსნელად აღნიშნავენ, რომ ეს იონური ნაერთებია და რადგან თითოეულ იონს ორ-ორი მუხტი აქვს, ამიტომ ძლიერი ელექტროსტატიკური მიზიდვის გამო ამ ტიპის ნაერთები წყალში მცირედ ხსნალობა. თუ მივიღებთ ამ ახსნას, მაშინ გაუგებარი გახდება რატომ განსხვავდება კალციუმის ან სტრონციუმის სულფიდების თვისებები ტყვიის სულფიდის თვისებებისაგან. როგორ შეიძლება ავხსნათ, რომ ტყვიის სულფიდი შავია და ნახევრადგამტარი? ამის ასახსნელად უნდა გავიხსენოთ, რომ ტყვიის იონიზაციის ენერგია მეტია, ვიდრე კალციუმისა ან სტრონციუმისა, ამიტომ ტყვიის იონი უფრო ძლიერად მიიზიდავს გოგირდის ელექტრონებს. ტყვიის ატომების p -ორბიტალების სიმკვრივე დიდია, ამიტომ ტყვიის და გოგირდის იონის p -ორბიტალები კარგად გადაფარავს ერთმანეთს, შედეგად ტყვიის სულფიდში კოვალენტური მდგენელი მეტია, ვიდრე კალციუმის სულფიდის შემთხვევაში. ეს კი განაპირობებს ტყვიის სულფიდის შავ ფერს, მის დაბალ ხსნადობას და ნახევარგამტარობის თვისებებს.

სულფიდების ხსნადობა მყავებში სხვადასხვაგვარია. მაგალითად, ფეროსულფიდი და მანგანუმსულფიდი კარგად იხსნება ძმარმჟავაში (მაშასადამე, ისინი მინერალურ მყავებშიც გაიხსნება). სხვა დანარჩენი სულფიდები ძმარმჟავაში არ იხსნება. 0,6 ნორმალურ მარილმჟავაში იხსნება კადმიუმის სულფიდი. სპილენძისა და ვერცხლის სულფიდები კარგად იხსნება მხოლოდ აზოტმჟავაში. ვერცხლისწყლის სულფიდები არ იხსნება კონცენტრირებულ აზოტმჟავაშიც კი. ის მხოლოდ სამეფო წყალში იხსნება. ასევე მხოლოდ სამეფო წყალში იხსნება ნიკელისა და კობალტის სულფიდებიც. მძინე მეტალების სულფიდების საკმაოდ დიდი ნაწილი იხსნება ამონიუმსულფიდში, რის შედეგადაც თიომარილები (სულფომარილები) წარმოიქმნება.

ნატრიუმის სულფიდი ტექნიკაში ჩვეულებრივ მიიღება თუ Na_2SO_4 -ის გოგირდს ადვადგენთ ნახშირის მეშვეობით. სუფთა Na_2S უფერო კრისტალებია. ძლიერი ჰიდროლიზის გამო მის წყალხსნარებს ტუტე რეაქცია აქვს. წყალხსნარში ნატრიუმის სულფიდი ადვილად იჟანგება ჰაერის ქანგბადით:



ნატრიუმის სულფიდი ტექნიკაში გამოიყენება საღებავების მომზადებისას როგორც ძლიერი აღმდგენი. იყენებენ მას აგრეთვე ტყავის წარმოებაში ბეწვის გასაცლელად.

კალიუმის სულფიდი $K_2S \cdot 5H_2O$ უფრო კრისტალებს ქმნის. პოტაშისა და გოგირდის შეღობით. ტექნიკაში ღებულობენ „გოგირდის ღვიძლს“, რომელიც კალიუმის პოლისულფიდების და თიოსულფატის ნარევეს წარმოადგენს.

ამჟამად კალიუმის სულფიდს ღებულობენ კალციუმის სულფატის ნახშირთან ერთად გახურებით. ის იხმარება ტყავის წარმოებაში. იმავე მიზნებისათვის გამოიყენება პოლისულფიდი CaS_n (კალციუმის გოგირდის ღვიძლი), რომელიც მიიღება კალციუმის ოქსიდისა და გოგირდის შეღობით.

ბარიუმის სულფიდი ბარიტისა და ნახშირის ნარევის $600-800^\circ$ -მდე გახურებით მიიღება:

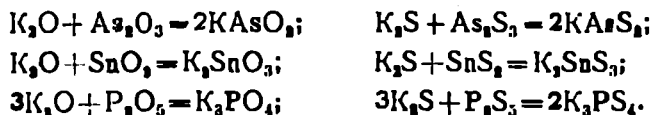


ბარიუმის სულფიდი იხმარება თეთრი საღებავის — ლიტოპონის მოსამზადებლად.

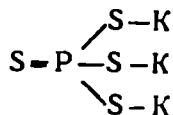
ტუტე მიწათა მეტალების სულფიდები $NaCl$ -ის ტიპის კრისტალურ მესრებს ქმნიან.

ტუტე მიწათა მეტალების სულფიდები, რომელთაც მცირე რაოდენობით აქვთ დამატებული მძიმე მეტალების სულფიდები, გაშუქების შემდეგ ხანგრძლივად ანათებენ. ამიტომაც მათ ფოსფორები ეწოდა. **მაგალითად.** 40 გ SiC_2O_3 , 6 გ გოგირდი, 1 გ Li_2CO_3 , 1 გ As_2S_3 და 2 მლ 0,5%-იანი თალიუმის ნიტრატის ნარევის სახით 1200° -ზე გახურებისას 45 წუთის განმავლობაში მიიღება ნივთიერება, რომელიც გაშუქების შემდეგ ღია მწვანე ფერად ანათებს.

9. **სულფომარილები (თიომარილები).** ყანგბადშემცველი მარილები მიიღება მეტალის ოქსიდებისა და მეავაწარმოქმნელი ოქსიდის ურთიერთქმედებით. ამის მსგავსად ტუტე მეტალების სულფიდების და ტუტე მეტალებთან შედარებით უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტების სულფიდების ურთიერთქმედებით მიიღება სულფომარილები, ანუ თიომარილები. მაგალითად,

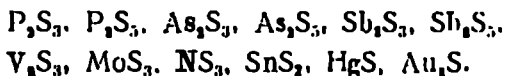


აქედან ჩანს, რომ კალიუმის თიოფოსფატი წარმოადგენს ფოსფატს, რომელშიც ჟანგბადი შეცვლილია გოგირდით. ამიტომაც მისი აღნაგობა ფოსფატის მსგავსია:



ამ თვალსაზრისით P_2S_5 წარმოადგენს თიოანჰიდრიდს ანუ სულფანჰიდრიდს, Na_2S — სულფოქსიდს.

თიომარილების წარმომქმნელი შემდეგი გოგირდოვანი ნაერთები:



თიომარილები მიიღება შესატყვისი კომპონენტების ზელობით ან წყალხსნარში ელექტროლურაყოფითი ელემენტის სულფიდისა და ტუტე მეტალის ან ამონიუმის სულფიდის ურთიერთქმედებისას, მაგალითად.

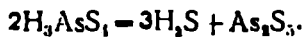


ან კიდევ ჟანგბადოვანი მარილის ხსნარზე გოგირდწყალბადის მოქმედებით:



Sn, As, Sb, Au, Pt, Ge - ის სულფიდები იხსნება ამონიუმის სულფიდის წყალხსნარში.

თიომარილები შესაბამისი თიომჟავების ნაწარმია. თავისუფალი თიომჟავები არამდგრადი ნაერთებია. ისინი დაშლისას გამოყოფენ გოგირდწყალბადს და წყალში უხსნად სულფიდს, რომელიც ერთხანს შეიძლება კოლოიდურ მდგომარეობაში იყოს ხსნარში, მაგალითად, თიოდარიშხანმჟავას დაშლით მიიღება:



თიომარილების ხსნადობა საფუძვლად დაედო ანალიზურ ქიმიაში მეტალების ურთიერთდაცელებას.

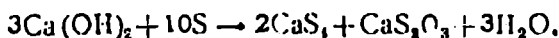
გარდა თიომარილებისა, სადაც ჟანგბადოვანი მჟავას ყველა ჟანგბადი გოგირდითაა შეცვლილი, ცნობილია ისეთი მარილები (იქსოთიომარილები). რომლებშიც ჟანგბადის მხოლოდ ნაწილია გოგირდით ჩანაცვლებული, ასეთია, მაგალითად, $K_2P_2O_7S_2$.

10. პოლისულფიდები. პოლისულფიდები ანუ მრავალგოგირდოვანი ნაერთები, პოლიოდიდების მსგავსად, მიიღება გოგირდოვანი ნაერთებისა და ელემენტარული გოგირდის ურთიერთქმედებით. მაგალითად. ტუტე მეტალებისა და ტუტე მიწათა მეტალების სულფიდების ხსნარებში გოგირდი იხსნება, რის შედეგადაც პოლისულფიდების ნარევი მიიღება:



მათი შედგენილობა უპასუხებს H_2S_x ფორმულას, სადაც $x = 2, 3, 4, \dots$ პოლისულფიდის მისაღებად სულფიდის კონცენტრირებულ ხსნარში გახსნიან წვრილად დაფხვილ გოგირდს, მაგალითად, $(NH_4)_2S + (x-1)S = (NH_4)_2S_x$. ჩვეულებრივ მიიღება სხვადასხვა შედგენილობის პოლისულფიდების ნარევი, რომლის ფერი გოგირდის შემცველობის გადიდებისას იცვლება ყვითელი და ნარინჯისფერიდან წითელ შეფერვამდე. წითელი ფერისაა ამონიუმის პოლისულფიდი, რომლის შედგენილობა უპასუხებს $(NH_4)_2S_x$ ფორმულას.

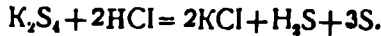
პოლისულფიდები მიიღება აგრეთვე მწვავე ტუტეების ან ტუტე მეტალების და ტუტე მიწათა მეტალების კარბონატების შელლობისას გოგირდთან. ისინი დიდი ხანია ცნობილია „გოგირდის ღვიძლის“ სახელწოდებით (ღვიძლის ფერის გამო) და იხმარება ტყავიდან ბეწვის გასაცლელად. პოლისულფიდებიდან გამოყოფილია $Na_2S_2 \cdot 6H_2O$; $Na_2S_3 \cdot 8H_2O$; $Na_2S_4 \cdot 8H_2O$; $Na_2S_5 \cdot 6H_2O$, რომელთაგან ყველა შეფერილია ყვითელი ფერით დაწყებული მუქი მურა ფერით დამთავრებული. ნატრიუმის ანალოგიურად მიღებულია $K_2S_2 \cdot 3H_2O$; K_2S_3 ; $K_2S_4 \cdot 2H_2O$; $K_2S_5 \cdot 2H_2O$. ჩამქალაი კირის დუღილით გოგირდთან ერთად ღებულობენ CaS_4 -ს კალციუმის პოლისულფიდს:



საკმაოდ მდვირად პოლისულფიდებს წარმოქმნის დიდი ატომური მასის ტუტე მეტალები (Rb, Cs).

პოლისულფიდები კარგად კრისტალდებიან. ისინი შედარებით ადვილად იყვანება ჰაერის ჟანგბადის მოქმედებისას.

თუ პოლისულფიდებზე მკავეებით ვიმოქმედებთ, გამოიყოფა გოგირდწყალბადი და თავისუფალი გოგირდი, მაგალითად;

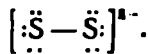


თუ პირიქით — პოლისულფიდს თანდათან შევიტანთ კონცენტრირებულ მარილმკავეაში — გოგირდწყალბადი არ გამოიყოფა, არამედ მიიღება მრავალგოგირდწყალბადები, ე. ი. პოლისულფანები (პოლისულფიდები), რომლებიც გამჟვინვალე, ყვითელი ზეთისებრი სითხის სახით დაგროვდება კუთრკლის ფსკერზე. მიღებული პოლიგოგირდწყალბადებიდან გამოყოფილია დისულფანი H_2S_2 , ტრისულფანი H_2S_3 , ტეტრასულფანი H_2S_4 და ა. შ.

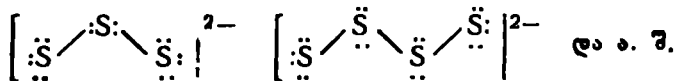
სპექტრული მონაცემების თანახმად, H_2S_2 -ს წყალბადის პეროქსიდის აღნაგობა ახასიათებს, რომლის ფორმალური და ელექტრონული სტრუქტურები გამოისახება სქემებით:



დისულფიდ-იონს აქვს შემდეგი აღნაგობა:



რომელიც პეროქსიდის იონის ანალოგიურია. პოლისულფიდების აღნაგობა გამოისახება შემდეგი სტრუქტურებით:



აქ გოგირდის ატომები კოვალენტურადაა შებმული ერთმანეთთან ისევე, როგორც ჟანგბადის ატომები წყალბადის პეროქსიდის მოლეკულაში. კოვალენტურადაა შებმული გოგირდის ატომებთან წყალბადის ატომებიც. ტუტე მეტალების სულფანებში კი მეტალის ატომები იონურად არიან შებმული გოგირდის მოლეკულ იონთან $(S_x)^{2-}$, მაგალითად. ნატრიუმის დისულფანის სტრუქტურას აქვს სახე: $Na^+(S_2)^{2-}Na^+$, ამიტომაც სულფანები, ე. ი. მრავალგოგირდწყალბადები წყლისა და სპირტის მოქმედებით ადვილად იშლება. ისანი ბენზოლში და ეთერში კარგად იხსნებიან. ბუნებაში გავრცელებული პოლისულფიდებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია პირიტი PbS_2 , რომელიც დისულფანის (H_2S_2). მარის-წარმოადგენს:

11. გოგირდის ჰალოგენნაერთების ზოგადი დახასიათება. გოგირდის სწრაფვა ჰალოგენებისადმი მწყრივში — ფტორი — იოდი სწრაფად ეცემა. ფტორისადმი გოგირდის სწრაფვა იმდენად დიდია, რომ ისინი უშუალოდ უერთდებიან ერთმანეთს, იოდისადმი სწრაფვა კი იმდენად მცირე, რომ გოგირდი მასთან არც ერთ ნაერთს არ წარმოქმნის. ფტორთან გოგირდი წარმოქმნის შემდეგი შედგენილობის ნაერთებს: S_2F_2 , SF_2 , SF_4 , SF_6 , SF_{10} . ხოლო ქლორთან — S_2Cl_2 , SCl_2 , SCl_4 .

დიქლორსულფანი, S_2Cl_2 (ქლორიანი გოგირდი) ნაერთების მთელი კლასის — პოლისულფანების $SnCl_2$ პირველი წევრია. პოლისულფანებში გოგირდის ატომები მეტ-ნაკლებად გრძელ ჯაჭვებს წარმოქმნიან. რომელთა სტრუქტურები შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ: $Cl-S...S-Cl$.

ბრომთან გოგირდი ქმნის დიბრომპოლისულფანების მწყრივს შემდეგი ფორმულით — S_2Br_2 .

გოგირდის უანგბადოვან მყავებში ჰიდროქსილის ჯგუფი ჰალოგენით შეიძლება შეეცვალოს. ამ ტიპის ნაერთებიდან აღსანიშნავია თიონილქლორიდი $SOCl_2$, სულფურილქლორიდი SO_2Cl_2 და ქლორ-სულფონმჟავა $SO_2(OH)Cl$.

თეონილის ნაერთებია ორვალენტოვანი რადიკალის $\text{SO-ის შემდეგი ნაერთები, სულფურილის ნაერთები კი 'შეიცავს ორვალენტოვან } SO_2 \text{ რადიკალს.}$

გოგირდის ჰალოგენნაერთების ზოგიერთი ფიზიკური კონსტანტა შეიღარებულია მე-11 ცხრილში.

დიგოგირდფტორიდი, S_2F_2 მიიღება AgF ისა და გოგირდის ვაკუუმში გაცხელებით. წყლის მოქმედებით ადვილად იშლება.

გოგირდტეტრაფტორიდი შეიძლება მივიღოთ გოგირდისა და კობალტის ფტორიდის ურთიერთქმედებით $120^{\circ}C$ -ზე.

წყლის მოქმედებით ადვილად იშლება, ძლიერი საწამლავეია.

ცხრილი 10

გოგირდის უანგბადოვანი მყავები და ჰალოგენიდები

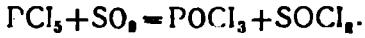
ფტორიდები	ქლორიდები	ბრომიდები
—	Cl $(S)_n$ Cl პოლიგოგირდქლორიდი	$Br-(S)_n-Br$ პოლიგოგირდბრომიდი

ფტორიდები	ქლორიდები	ბრომიდები
$\begin{array}{c} \text{F} \quad \text{S} \quad \text{S} \quad \text{F} \\ \diagdown \quad \diagup \quad \diagdown \quad \diagup \\ \text{F} \quad \quad \quad \text{F} \end{array}$ <p>დიგოგირდფტორიდი უწყობი $t_{\text{დ}} - 120^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{ფ}} - 38^{\circ}\text{C}$</p>	$\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \text{S} \quad \text{S} \quad \text{Cl} \\ \diagdown \quad \diagup \quad \diagdown \quad \diagup \\ \text{Cl} \quad \quad \quad \text{Cl} \end{array}$ <p>დიგოგირდქლორიდი ხაჩანჯი $t_{\text{დ}} - 76^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{ფ}} + 137^{\circ}\text{C}$</p>	$\begin{array}{c} \text{Br} \quad \text{S} \quad \text{S} \quad \text{Br} \\ \diagdown \quad \diagup \quad \diagdown \quad \diagup \\ \text{Br} \quad \quad \quad \text{Br} \end{array}$ <p>დიგოგირდბრომიდი $t_{\text{დ}} - 46^{\circ}\text{C}$</p>
$\begin{array}{c} \text{F} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{S} \quad \text{F} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{F} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{S} \quad \text{Cl} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{Cl} \end{array}$	-
<p>გოგირდიფტორიდი უწყობი $t_{\text{ფ}} - 35^{\circ}\text{C}$</p> $\begin{array}{c} \text{F} \quad \quad \text{F} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{S} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{F} \quad \quad \text{F} \end{array}$	<p>გოგირდიქლორიდი წითელი $t_{\text{ფ}} + 59^{\circ}\text{C}$</p> $\begin{array}{c} \text{Cl} \quad \quad \text{Cl} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{S} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{Cl} \quad \quad \text{Cl} \end{array}$	-
<p>გოგირდტეტრაფტორიდი უწყობი $t_{\text{დ}} - 124^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{ფ}} - 40^{\circ}\text{C}$</p>	<p>გოგირდტეტრაქლორიდი ღია წითელი $t_{\text{დ}} - 30^{\circ}\text{C}$</p>	-
$\begin{array}{c} \text{F} \quad \quad \text{F} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{F} - \text{S} - \text{F} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{F} \quad \quad \text{F} \end{array}$	-	-
<p>გოგირდექსაფტორიდი უწყობი $t_{\text{დ}} - 50^{\circ}\text{C}$</p>	-	-
$\begin{array}{c} \text{F} \quad \text{F} \quad \text{F} \quad \text{F} \\ \diagdown \quad \quad \quad \diagup \\ \text{F} - \text{S} - \text{S} - \text{F} \\ \diagup \quad \quad \quad \diagdown \\ \text{F} \quad \text{F} \quad \text{F} \quad \text{F} \end{array}$	-	-
<p>დიგოგირდდეკაფტორიდი უწყობი $t_{\text{დ}} - 92^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{ფ}} + 29^{\circ}\text{C}$</p>	-	-
$\begin{array}{c} \text{F} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} = \text{S} \quad \text{F} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{F} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} = \text{S} \quad \text{Cl} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Br} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} = \text{S} \quad \text{Br} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{Br} \end{array}$
<p>თიონილფტორიდი უწყობი $t_{\text{დ}} - 110^{\circ}\text{C}$ $t_{\text{ფ}} - 30^{\circ}\text{C}$</p>	<p>თიონილქლორიდი უწყობი $t_{\text{ფ}} + 76^{\circ}\text{C}$</p>	<p>თიონილბრომიდი</p>
$\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \text{F} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} = \text{S} \quad \text{F} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \text{Cl} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} = \text{S} \quad \text{Cl} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \end{array}$	-

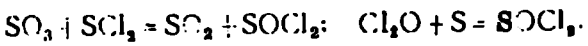
ფტორიდები	ქლორიდები	ბრომიდები
<p>სულფურილფტორიდი უფერო $t_f - 120^\circ\text{C}$ $t_f - 52^\circ\text{C}$</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}=\text{S} \begin{array}{l} \diagup \text{OH} \\ \diagdown \text{F} \end{array} \end{array}$	<p>სულფურილქლორიდი $t_f + 69.3^\circ\text{C}$</p> $\begin{array}{c} \text{O} \qquad \text{Cl} \\ \parallel \quad \diagdown \\ \text{O}=\text{S} \quad \text{Cl} \\ \parallel \quad \diagup \\ \text{O} \end{array}$	—
<p>ფტორსულფონმჟავა უფერო $t_f + 161^\circ\text{C}$</p> <p>—</p>	<p>ქლოსულფონმჟავა $t_f + 152^\circ\text{C}$</p> $\begin{array}{c} \text{O} \qquad \text{O} \\ \parallel \quad \diagdown \quad \diagup \quad \parallel \\ \text{O}=\text{S} \quad \text{Cl} \quad \text{Cl} \quad \text{S}=\text{O} \\ \parallel \quad \diagup \quad \diagdown \quad \parallel \\ \text{O} \end{array}$ <p>პროსულფურილქლო- რიდი $t_f + 153^\circ\text{C}$</p>	—

დიგოგირდბრომიდი (S_2Br_2) მიიღება ვოგირდისა და ბრომის გა-
ცხელებისას შეიერწილ მილში. მასში ვოგირდი არ იხსნება. წყლის
მოქმედებით S_2Br_2 ისევე იშლება, როგორც S_2Cl_2 . დიგოგირდბრო-
მიდი საერთოდ არამდგრადი ნაერთია.

თიონილქლორიდი (SOCl_2) მიიღება ხუთქლორიანი ფოსფორისა
და ვოგირდის დიოქსიდის ურთიერთქმედებით:

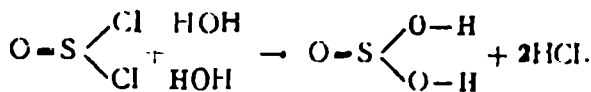


რეაქციის პროდუქტებია ქლორიანი თიონილი და ფოსფორის ქლორ-
ჟანგი, პირველი ნაერთი უფერო სითხეა. დუღს 76°C -ზე, მეორეც უფე-
როა, დუღს 107°C -ზე. ამიტომ მათი დაცილება წილაღური გამოხდით
წეიძლება. ქლორიანი თიონილი მიიღება აგრეთვე შემდეგი რეაქცი-
ების მეშვეობითაც:

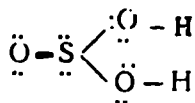


SOCl_2 უფერო სითხეა მკვეთრი სუნით, ვაზბობისას იშლება შემდეგ
პროდუქტებულ SO_2 , S_2Cl_2 და Cl_2 . თიონილქლორიდი წარმოადგენს
ვოგირდმჟავას ქლორანჰიდრიდს. წყლის მოქმედებით თიონილქლო-

რიდი განიციდის ჰიდროლიზურ დაშლას. რომლის დროსაც თითო ქლორი თითო ჰიდროქსილჯგუფით ჩაინაცვლება:



გოგირდმჟავას შემდეგი ელექტრონული სტრუქტურა აქვს:

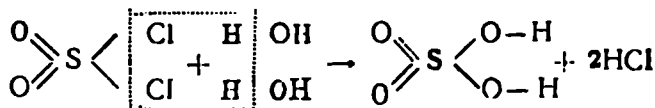


თიონილქლორიდი იხმარება საღებავებისა და ორგანული პრეპარატების სინთეზისათვის. ამ ნაერთის ტიპს ეკუთვნის თიონილფლორიდი, SOF_2 და თიონილბრომიდი, SOBr_2 .

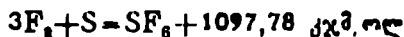
სულფერილქლორიდი (SO_2Cl_2) მიიღება გოგირდდიოქსიდისა და ქლორის ურთიერთქმედებით მზის პირდაპირ სინათლეზე ან კატალიზატორების მოქმედებით (აქტიური ნახშირი, ქაფური):



ქლორიანი სულფურილი უფერო სითხეა, დუღს 69.3°C -ზე. მისი რთქვას მხარხოლავი სუნია აქვს. ხანგრძლივი დგომის შედეგად მომწვანო-მოყვითალო ფერი ეძლევა მისი ნაწილობრივი დისოციაციის გამო, რომლის შედეგად SO_2 და Cl_2 მიიღება. 300°C -მდე გაცხელებისას ქლორიანი სულფურილი სრულად დისოცირებს იმავე პროდუქტებად. წყლის მოქმედებით სულფურილქლორიდი ჰიდროლიზურ დაშლას განიცდის, რომლის შედეგად მიიღება გოგირდმჟავა და მარილმჟავა:

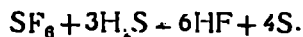


გოგირდჰექსაფტორიდის (SF_6) მიღება შეიძლება გოგირდისა და ფტორის უშუალო ურთიერთქმედებით ოთახის ტემპერატურაზე, მისი წარმოქმნის სითბო დიდია:



SF_6 -ში გოგირდის დ. რ. 6-ია. აქ ყველა ბმა კოვალენტურია. SF_6 უფერო, უსუნო ვაზია, გოგირდის ყველა ჰალოგენიდისგან განსხვავდება თავისი ინერტულობით ანუ დიდი მდგრადობით. მასზე არ მოქმედებს წყალი, NaOH , HCl , H_2 და O_2 . მეტალურ ნატრიუმთან მხოლოდ

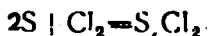
მაღალ ტემპერატურაზე შედის რეაქციაში. გოგირდწყალბადთან ურთიერთქმედებისას გამოყოფს გოგირდს. რეაქცია 400°C -ზე მიმდინარეობს შემდეგი სქემით:



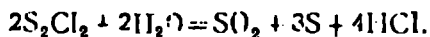
SF_6 შესანიშნავი აირადი იზოლატორია.

დიგოგირდდეკაფტორიდი (S_2F_{10}) მიიღება SF_6 -თან ერთად როგორც ერთ-ერთი თანაპროდუქტი. ის შედარებით ინდიფერენტული მდგრადი ნაერთია.

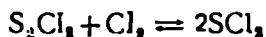
დიგოგირდქლორიდი, S_2Cl_2 , ნარინჯისფერი ყვითელი სითხეა, ტეჩან პაერში ბოლავს, აქვს მხრჩოლაკი სუნის. S_2Cl_2 მიიღება გაღობილ გოგირდზე ქლორის გატარებით:



S_2Cl_2 ფართოდ გამოიყენება კაუჩუკის ვულკანიზაციისათვის. ერნაილან S_2Cl_2 კარგი გამსხნელია. ამიტომ მან ფართო გამოყენება მოიპოვა კროსკომპლული ვაზოშვებისათვის. S_2Cl_2 -იდან მზადდება გოგირდის სხვა ქლორიდები და გოგირდნახშირბადი. S_2Cl_2 -ში კარგად იხსნება გოგირდი. წყლის მოქმედებით S_2Cl_2 იშლება შემდეგი განტოლების მიხედვით:



გოგირდიქლორიდი (SCl_2) მიიღება დიგოგირდქლორიდში ქლორის გატარებით:



წითელი სითხეა, ადვილად იშლება S_2Cl_2 -ად და ქლორად. SCl_2 -ში გოგირდის გახსნით მიიღება პოლიგოგირდქლორიდი S_nCl_2 , სადა $n = 2 - 100$.

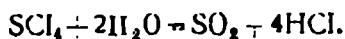
გოგირდტეტრაქლორიდი (SCl_4) მიიღება დიგოგირდქლორიდზე თქვეადი ქლორის მოქმედებით:



SCl_4 მდგრადია მხოლოდ დაბალ ტემპერატურებზე. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე იშლება:

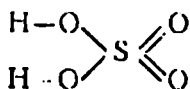


გოგირდტეტრაქლორიდზე წყლის მოქმედებით მიიღება გოგირდის დიოქსიდი და HCl



ბევრად უფრო მდგრადია გოგირდის ტეტრაქლორიდის ორმაგი ნაერთები სხვა ქლორიდებთან შედარებით, მაგალითად, $\text{SCl}_4 \cdot \text{AlCl}_3$; $\text{SCl}_4 \cdot \text{SbCl}_5$; $\text{SCl}_4 \cdot \text{SnCl}_4$.

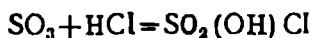
გოგირდმჟავას სტრუქტურა გამოისახება ფორმულით:



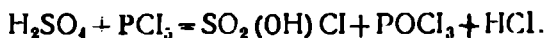
ქლორიანი სულფურილი (SO_2Cl_2) ნაკლებად დისოცირებული სითხეა, რომელიც იხმარება მრავალი არაორგანული და ორგანული ნაერთის გასახსნელად. გამოიყენება აგრეთვე დაქლორების რეაქციების ჩასატარებლად.

ფტორიანი სულფურილი (SO_2F_2) მიიღება SO_2 და F_2 -ის უშუალო შეერთებით. SO_2F_2 უფრო გაზია, მასზე წყალი არ მოქმედებს. ფტორიანი სულფურილი იმდენად მდგრადი ნაერთია, რომ მასზე გაღობილი მეტალური ნატრიუმიც კი არ მოქმედებს. ტუტე არეში SO_2H_2 ადვილად იშლება

ქლორ-სულფონმჟავა (ქლორიანი სულფოქსილი) $\text{SO}_2(\text{OH})\text{Cl}$ მიიღება გოგირდის ანჰიდრიდისა და ქლორწყალბადის უშუალო შეერთებით:



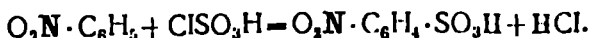
ან, კონცენტრირებული გოგირდმჟავასა და ხუთქლორიანი ფოსფორის ურთიერთმოქმედებით:



ქლორ-სულფონმჟავა უფრო სითხეა მხრჩოლავი სუნით. ტენიან ჰაერში ძლიერ ბოლავს; წყლის მოქმედებით იშლება H_2SO_4 და HCl -ად:



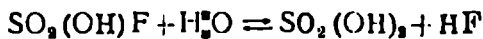
$\text{SO}_2(\text{OH})\text{Cl}$ გამოიყენება ორგანული სინთეზისათვის (სულფირებისათვის), მაგალითად, ნიტრობენზოლზე მოქმედებით მიიღება ნიტრობენზოლ-სულფონმჟავა:



ქლორ-სულფონმჟავას შემდგომი მოქმედებით მიიღება ნიტრობენზოლ-სულფოქლორიდი:



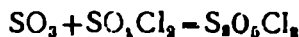
ფტორსულფონმჟავა $\text{SO}_2(\text{OH})\text{F}$ მიიღება SO_2 -ისა და HF -ის ურთიერთქმედებისას. წყლის მოქმედებით იშლება H_2SO_4 და HF . ამ რეაქციის შედეგად მყარდება წონასწორობა:



ამიტომაც H_2SO_4 და HF -ის ნარევი ყოველთვის საკმაოდ დიდი რაოდენობით შეიცავს ფტორსულფონმჟავას.

$\text{SO}_2(\text{OH})\text{F}$ ენერგიულად შედის რეაქციებში მთელ რიგ ორგანულ ნაერთებთან. მისი კალციუმისა და ნატრიუმის მარილები კარგად იხსნება წყალში და გაცხელებისადმი დიდ მდგრადობას იჩენს.

პიროსულფურილქლორიდი $\text{S}_2\text{O}_5\text{Cl}_2$ შეიძლება მივიღოთ SO_2 ისა და SO_2Cl_2 -ის ურთიერთქმედებით:



პიროსულფურილქლორიდი ზეთისებრი უფერო სითხეა. წყლის მოქმედებისას მიიღება H_2SO_4 და HCl :



პიროსულფურილქლორიდი პიროგოგირდმჟავას ქლორანჰიდრიდს წარმოადგენს:



12. გოგირდის ნაერთები უანგბადთან. გოგირდის ოქსიდებია: გოგირდის (IV) ოქსიდი, დიოქსიდი ანუ გოგირდოვანი ანჰიდრიდი — SO_2 , გოგირდის (VI) ოქსიდი, გოგირდტრიოქსიდი ანუ გოგირდის ანჰიდრიდი — SO_3 , გოგირდის (III) ოქსიდი — S_2O_3 და გოგირდის (II) ოქსიდი SO , გოგირდის (IV) ოქსიდი ანუ გოგირდოვანი გაზი წარმოადგენს გოგირდოვანმჟავას, H_2SO_3 -ის, ანჰიდრიდს, გოგორდის (VI) ოქსიდი — გოგირდმჟავას — H_2SO_4 ის, ანჰიდრიდს. მათი შესატყვისი მარილებია სულფიტები $\text{M}_2'[\text{SO}_3]$ და ხულფატები $\text{M}_2^I[\text{SO}_4]$. ორგოგირდსამჟავანი (S_2O_3) არ წარმოადგენს ანჰიდრიდს, აგრეთვე არ წარმოადგენს ანჰიდრიდს გოგირდსამჟავა, SO_2 .

აღნიშნულის გარდა, გოგირდი წარმოქმნის ორ პეროქსიდს: S_2O_7 და SO_4 -ს. ამათგან პეროქსიდი SO_4 არ ხასიათდება ანჰიდრიდის თვისებებით, S_2O_7 კი ორ ზემოთაღნიშნულს წარმოქმნის. ასეთია კაროს მჟავა, (H_2SO_5) და ზეგოგირდმჟავა $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$. ისინი შეიძლება განვიხილოთ როგორც წყალბადის პეროქსიდის ნაწარმები.

გოგირდი მრავალ ქანგბადოვან მეაქვასა და მარილს წარმოქმნის, რომლებსაც არც ერთი ანჰიდრიდი არ უქმასუხებს. ასეთია:

თიოგოგირდმჟავა $H_2S_2O_3$ $M_2^I[S_2O_3]$ თიოხუნღვატი

თიოგოგირდოვანმჟავა $H_2S_2O_5$ —

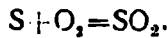
პოლითიონმჟავები $H_2S_xO_6$ $M_2^I[S_xO_6]$ პოლითიონატები და სხვ.

სადაც $x=3, 4, 5, 6$.

აქედან ჩანს, რომ დასახელებულ ნაერთებში ანიონები ყოველთვის ორმუხტიანია.

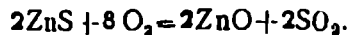
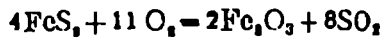
გოგირდის ქანგბადოვანი ნაერთებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია გოგირდის ანჰიდრიდი, გოგირდოვანი ანჰიდრიდი და მათი შესაბამისი მჟავები.

13. გოგირდის (IV) ოქსიდი — SO_2 (დ. რ. +4) მიიღება გოგირდის დაწვით ჰაერში:

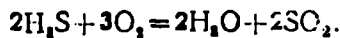


ამ რეაქციის მთავარი პროდუქტია გოგირდოვანი გაზი. ჰაერზე გოგირდის დაწვლას მიიღება 7%-მდე გოგირდის ანჰიდრიდი, ხოლო ქანგბადის არეში დაწვისას — 25%-მდე. როცა ქანგბადის წნევა 40 ატ-ს აღწევს, მასში გოგირდის დაწვისას 50%-მდე გოგირდის ანჰიდრიდი მიიღება.

გოგირდოვანი გაზი მიიღება აგრეთვე სულფიდების გახურებით ჰაერის ან ქანგბადის არეში. მაგალითად, საკმარისია პირიტის გაცხელება, რომ მან თავისით განაგრძოს წვა, თუთიის კრიალას წვისათვის კი საჭიროა წვის პროცესში სითბოს მიწოდება:



გოგირდწყალბადის დაწვით აგრეთვე SO_2 მიიღება:

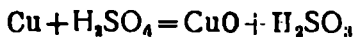


გოგირდოვანი გაზი გოგირდმჟავას აღდგენითაც მიიღება. ამისათვის გოგირდმჟავათი მოქმედებენ სპილენძზე, ვერცხლისწყალზე, ნახშირზე ან გოგირდზე. ლაბორატორიაში გოგირდოვანი გაზის მისაღებად ჩვეულებრივ ცხელ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაზე სპილენძით მოქმედებენ:



ეს რეაქცია შემდეგ საფეხურებად დაეშალათ. თავდაპირველად, სპი-

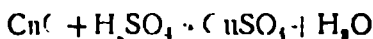
ლენძი იქანება გოგირდმჟეავს მოქმედებით, რომლის დროსაც გოგირდმჟეავა აღდგება:



აღდგენილი გოგირდოვანმჟეავა არამდგრადობის გამო თავისით იშლება. რის შედეგადაც მიიღება წყალი და გოგირდოვანი გაზი.



ხოლო სპილენძის ოქსიდი იხსნება გოგირდმჟეავს ჭარბ რაოდენობაში:

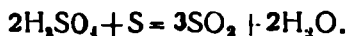


ნახშირით გოგირდმჟეავს აღდგენისას რეაქცია შემდეგი განტოლებით მიმდინარეობს:



ამ გზით მიღებული გაზი SO_2 შერეულია CO_2 -თან.

სუფთა გოგირდოვანი გაზი მიიღება კონცენტრირებულ გოგირდმჟეავაზე გოგირდის მოქმედებით.



გოგირდოვანი გაზი მიიღება აგრეთვე სულფიდზე ან თიოსულფატზე გოგირდმჟეავს მოქმედებით:



გოგირდოვანი ანჰიდრიდი დამახასიათებელი მხარხოლავი სუნის ქქონე უფერო გაზია. მისი სიმკვრივე ორჯერ აღემატება ჟანგბადისას. 2 ატ წნევაზე და 18°C -ზე SO_2 გადადის თხევად მდგომარეობაში. თხევადი გოგირდოვანი ანჰიდრიდი დუღს — 10°C 760 მმ წნევაზე. მისი გაყინვის წერტილია — 73°C .

ვინაიდან გათხევადებული გოგირდოვანი ანჰიდრიდის აორთქლების სითბო დიდია და დუღილის ტემპერატურა არც თუ ისე დაბალი, ამიტომ იგი ფართოდ გამოიყენება როგორც მაცივრების მუშა ნივთიერება. თხევადი გოგირდოვანი ანჰიდრიდი მცირე დიელექტრიკული მუდმივითი ხასიათდება ($E = 20$) და უმნიშვნელო დისოციაციით, რომელიც შეიძლება გამოვსახოთ სქემით:

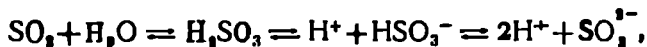


კუდი გამტარია. მასში კარგად იხსნება მარილები, რის შედეგადაც ძლიერ ელექტროგამტარი ხსნარები მიიღება. პალოგენწყალბადები **თხევად S₁₂**-ში საერთოდ არ იხსნება. კარგად იხსნება აზოტი, ფოსფორის პალოგენიდები და სხვ. მარილების ხსნარებიდან გამოკრისტალდება კრისტალსოლვატები. მაგალითად. $KJ(SO_2)_2$, $KJ(SO_2)_4$ და ა. შ.

SO_2 პოლარული მოლეკულაა. მისი სამივე ატომი ტოლფერდა სანაკუთხედს ქმნის. სავალენტო კუთხე 120° -ია.

გოგირდოვანი გაზი ქიმიურად მეტად აქტიურია. ამ გაზით უდიდესი რაოდენობა ხმარდება გოგირდმჟავას მომზადებას, ქაღალდისა და საფეიქრო მრეწველობას, გამოიყენება საღებუნფექციო და როგორც გამაუფერებელი საშუალება. გოგირდოვანი გაზი მრავალ ორგანულ მღებავ ნივთიერებას უერთდება და უფერო ნაერთებს წარმოქმნის. ამიტომ გოგირდოვანი გაზით ახდენენ ჩალის და მთელი რიგი ქსოვილების გაუფერულებას, რომლებიც ჩვეულებრივ იშლება ქლორიანი კირით გაუფერულებისას. ამგვარ გაუფერულებას ქლორით გაუფერულებასთან არაფერი აქვს საერთო. გაუფერულებული ჩალა ჰაერისა და მზის მოქმედებით კვლავ ღებულობს თავის პირვანდელ ფერს. მისი კვლავ გაუფერულება ისევ გოგირდოვანი გაზის წყალხსნარის მოქმედებით შეიძლება.

14. **გოგირდოვანმჟავა და მისი მარილები.** გოგირდოვანი გაზი კარგად იხსნება წყალში (1 მოცულობა წყალში $0^\circ C$ -ზე იხსნება 70 მოცულობა გოგირდოვანი გაზი). მის წყალხსნარს მკაფიოდ გამოხატული მჟავე რეაქცია აქვს, რადგან წყალში გახსნისას მიიღება არამდგრადი ორფუძიანი გოგირდმჟავა:



ამიტომაც SO_2 -ს განიხილავენ როგორც ამ მჟავას ანჰიდრიდს. სუფთა გოგირდოვანი გაზი უშუალოდ ძალიან ნელა იერთებს ჟანგბადს, მაგრამ წყლისა და ტუტეების თანყოფნისას ის ადვილად იჟანგება.

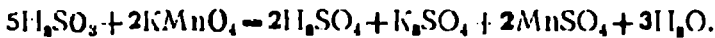
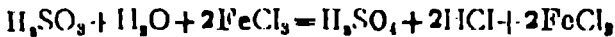
გოგირდოვან გაზს და გოგირდოვანმჟავას ახასიათებს როგორც აღმდგენი, აგრეთვე მჟანგავი უნარი.

გოგირდოვანმჟავას აღმდგენი უნარი განსაკუთრებით მკაფიოდ იჩენს თავს იოდატებთან ურთიერთქმედებისას, რომლის დროსაც თავისუფალი იოდი გამოიყოფა:

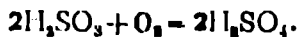


ეს რეაქცია წყალბად-იონების მონაწილეობას მოითხოვს, ამიტომაც ის მხოლოდ მჟავე არეში მიმდინარეობს.

გოგირდოვანმჟავა ადვილად აღადგენს წყალბადის პეროქსიდს ქლორიან რკინას, პერმანგანატს:



გოგირდოვანმჟავა და სულფიტების ხსნარები ადვილად იყენება პ.ერის ქანგბადით:



ამ რეაქციას მნიშვნელოვნად აჩქარებს ცვლადი დაყენებულობის რიცხვის იონები (Cu^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Mn^{2+} და სხვ.).

ქლორის მოქმედებით გოგირდოვანმჟავა და სულფიტები ადვილად იყენება:



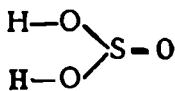
ასევე მოქმედებს სულფიტებზე ბრომი და იოდი. ზოგ შემთხვევაში გოგირდოვანი გაზი მჟანგავის როლს ასრულებს. ეს ჩანს გოგირდ-წყალბადთან რეაქციის მაგალითზე.

გოგირდოვანმჟავა თავისუფალი სახით არამდგრადია, ადვილად იშლება წყლად და გოგირდოვან გაზად. რის გამო წყალხსნარებს SO_2 -ის დამახასიათებელი სუნი აქვს. ტუტის დამატებისას წყალბად-იონების შეკავშირების გამო წონასწორობა მარჯვნივ ინაცვლებს და ხსნარი შეიცავს უკვე არა გოგირდოვანმჟავას, არამედ მის მარილებს, ამიტომაც ის კარგავს თავის დამახასიათებელ სუნს. გოგირდოვანმჟავა, მიუხედავად თავისი უმდგრადობისა, საშუალო ძალის მქავეა. როგორც ორფუძიანი მჟავასთვის, მისთვის დამახასიათებელია დისოციაციის ორი საფეხური, რომელთა მუდმივები ტოლია:

$$K_1 = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2S^*]} = 2 \cdot 10^{-3} \quad \text{და} \quad K_2 = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]} = 6 \cdot 10^{-8}$$

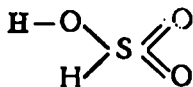
აქედან ჩანს, რომ გოგირდოვანმჟავა იმავე რიგის ძალას იჩენს, როგორსაც, მაგალითად, ფოსფორმჟავა.

გოგირდოვანმჟავასთვის ლებულობენ ორ სტრუქტურას:



I. სიმეტრიული ფორმულა

და



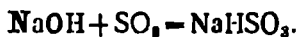
II. ასიმეტრიული ფორმულა

თვით მჟავას და მის მარილებს უნდა მივაწეროთ პირველი სტრუქტურა. ხოლო ორგანული ნაერთების ზოგ ნაწარმებს — მეორე:

გოგირდოვანმჟავა პირველი სტრუქტურისა და დისოციაციის საფეხურების მიხედვით ორფუძიანი მჟავაა, ამიტომაც მას მარილების ორა მწკრივი შეესაბამება. ასეთია საშუალო მარილები — ნორმალური სულფიტები $M_2^I SO_3$ და მჟავე მარილები — ჰიდროსულფიტები.

$MHSO_3$ (ძველი ტერმინოლოგიით — ბისულფიტები). H_2SO_3 -ის მარილები ხსნარებში უმდგარაია.

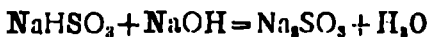
თუ გოგირდოვან გაზს რაიმე ტუტის, მაგალითად, მწვევე ნატრის ხსნარში გავატარებთ გაჭერებამდე, მიიღება მჟავე მარილი — ჰიდროსულფიტი:



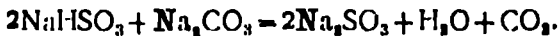
ნატრიუმის კარბონატის ნაჯერ წყალხსნარში გოგირდოვანი გაზის ვატარებისას აგრეთვე ნატრიუმ-ჰიდროსულფიტი წარმოიქმნება:



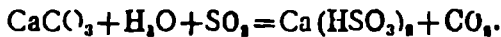
ნატრიუმის სულფიტის მისაღებად ჰიდროსულფიტზე მოქმედებენ მწვევე ნატრით ან ნატრიუმ-კარბონატით:



ან



ტექნიკაში ფართო გამოყენება აქვს კალციუმ-ჰიდროსულფიტს. მას ლებულობენ გოგირდოვანი გაზის მოქმედებით ტენიან კირქვაზე:



კალციუმ-ჰიდროსულფიტის ხსნარი იხმარება ცელულოზის წარმოებაში, რადგან კალციუმ-ჰიდროსულფიტი ხსნის მერქნის ლიგნინს, გოგირდმჟავასთან შედარებით გოგირდოვანმჟავა ბევრად უფრო სუსტი მჟავაა. ამიტომაც მისი მცირედხსნადი მარილები, რომლებსაც ის წარმოქმნის ბარიუმთან და ტყვიასთან, იხსნება ძლიერ მჟავეებში, მაგალითად, აზოტმჟავაში.

ნორმალური სულფიტები ($M_2^I SO_3$) გარდა ტუტე მეტალებისა და ამონიუმის სულფიტისა, წყალში ნაკლებად იხსნება, მაგრამ იხსნება გოგირდოვანი გაზის შემცველ წყალხსნარებში. ნორმალური სულფიტების წყალხსნარებს ჰიდროლიზის გამო ტუტე რეაქცია აქვთ.

ყველა მჟავე სულფიტი წყალში ადვილად იხსნება. ზოგი მათგანი მხოლოდ წყალხსნარშია ცნობილი, მაგალითად, $Ca(HSO_3)_2$ — კალ-

ციუმის ჰიდროსულფიტი, რომლის წყალხსნარმა ცელულოზის წარმოებაში უდიდესი გამოყენება მოიპოვა.

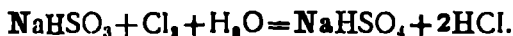
ნატრიუმის ჰიდროსულფიტი (ბისულფიტი) მიიღება ნატრიუმის კარბონატის ნაჯერ ხსნარში SO_2 -ის გატარებით. NaHSO_3 გამოიყენება როგორც აღმდგენი, გამათეთრებელი და როგორც თიოსულფიტის მომზადებისათვის საჭირო ამოსავალი ნივთიერება.

ნატრიუმის პიროსულფიტი მიიღება ჰიდროსულფიტის გაუწყლოებით:

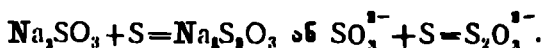


მეტაბისულფიტის სახელწოდებით ცნობილი ეს მარილი ნელა იხსნება წყალში. მის წყალხსნარებს მჟავე რეაქცია აქვს, ამიტომაც ის იხმარება ფოტოგრაფიაში მჟავე ფიქსაჟის მოსამზადებლად, აგრეთვე გამოიყენება სამღებრო საქმეში.

ნატრიუმის ჰიდროსულფიტი გამოიყენება აგრეთვე როგორც ანტიკლორი ქსოვილების გაუფერულების შემდეგ ქლორის შესაკავშირებლად:

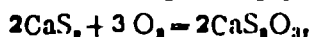
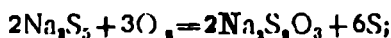


15. თიოგოგირდოვანმჟავე და თიოსულფატები. სულფატები ადვილად იერთებენ არა მარტო ჟანგბადს, არამედ გოგირდსაც და დაჟანგვის შედეგად წარმოქმნიან თიოგოგირდმჟავეს მარილებს, თიოსულფატებს, მაგალითად,



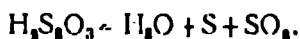
ამ რეაქციის დროს სულფიტური გოგირდი იჟანგება ექვსვალენტოვნამდე, თავისუფალი გოგირდი კი აღდგება ორვალენტოვნამდე. ეს რეაქცია. სულფიტის დაჟანგვის მსგავსად, ნელა მიმდინარეობს. ამისათვის სულფიტის წყალხსნარს ადუღებენ კარგად დაწილადებულ გოგირდთან.

ტექნიკურად მნიშვნელოვანია პოლისულფიდების დაჟანგვის რეაქცია ჰაერის ჟანგბადით:



თიოსულფატების მეტი წილი კარგად იხსნება წყალში. მცირე ხსნადობა ახასიათებს ტყვიის, ვერცხლის, ბარიუმის თიოსულფატებს, ადვილად იხსნება ტუტე მარილების თიოსულფატები, რომლებიც კრისტალჰიდრატებს წარმოქმნიან.

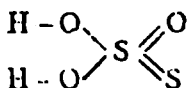
თიოსულფატები ადვილად იშლება მჟავების მოქმედებით. დაშლის დროს გამოიყოფა ელემენტარული გოგირდი და გოგირდოვანი გაზი. ვინაიდან გოგირდი გამოიყოფა თიოსულფატზე მჟავას მოქმედებიდან დროის გარკვეული ინტერვალის გავლის შემდეგ, ამიტომ შეიძლება ვიფიქროთ, რომ თიოგოგირდმჟავა მცირე დროის განმავლობაში თავისუფალი სახითაა ხსნარში. არამდგრადობის გამო ის ძალე იშლება:



მისი მარილებიდან ცნობილია მხოლოდ ერთი მწკრივი — საშუალო მარილები, რომლებშიც ორივე წყალბად-იონი ჩანაცვლებულია მეტალის იონებით.

თიოგოგირდმჟავას არამდგრადობის მიუხედავად, თიოსულფატები საკმაოდ მდგრადი ნაერთებია.

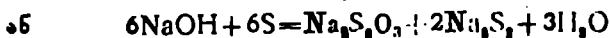
თიოგოგირდმჟავას უბასუხებს შემდეგი სტრუქტურული ფორმულა:



საიდანაც ჩანს, რომ თიოგოგირდმჟავას მოლეკულაში გოგირდის ატომებს განსხვავებული ვალენტოვნება აქვს (ექვსი და ორი), რომლებიც სხვადასხვა ნიშნით ხასიათდება. ცენტრალურ ატომის დეჟანგულობის რიცხვი არის +6, გვერდით შეერთებულის კი —2. მაშასადამე, სულფიტისა და გოგირდის ურთიერთქმედებით თიოსულფატის წარმოქმნა ჯანგვა-აღდგენით რეაქციას წარმოადგენს.

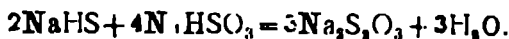
თავისი ძალის მიხედვით თიოგოგირდმჟავა, არამდგრადობის მიუხედავად, გოგირდმჟავას უახლოვდება. ეს იქიდან ჩანს, რომ ტუტე მეტალების თიოსულფატები ჰიდროლიზს თითქმის არ განიცდის.

ნ ა ტ რ ი უ მ ი ს თ ი ო ს უ ლ ფ ა ტ ი. თიოსულფატის მიღება შეიძლება არა მხოლოდ სულფატისა და გოგირდისაგან, არამედ ტუტისა და გოგირდის ნარევისაგან, მაგალითად:



ეს რეაქციები შეიძლება განვიხილოთ როგორც გოგირდის ჰიდროლიზის რეაქცია, მსგავსად ქლორის ჰიდროლიზისა, რომლის დროსაც შიილება HCl და HClO. წყალბად-იონთა კონცენტრაციის გარკვეულ

პრობეზში სულფიდისა და სულფიტის ურთიერთქმედება წარიმართება, შემდეგი განტოლების მიხედვით:



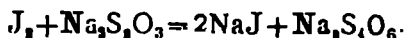
თიოსულფატი დიდი რაოდენობით მიიღება როგორც თანაპროდუქტი გოგირდშემცველი საღებავების მომზადებისას.

ნატრიუმის თიოსულფატი (რასაც ადრე ჰიპოსულფატს უწოდებდნენ) წარმოადგენს უფრო, გამკვირვალე, მონოკლინურ კრისტალებს, რომლებიც ხუთმოლეკულა წყლითურთ კრისტალდება, $\text{NO}_3\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. ეს კრისტალები $48,5^\circ\text{C}$ -ზე ლღვება თავისივე კრისტალიზაციურ წყალში. ნალღობის გადაცივება ადვილია. მიღებული ნალღობი ღიძხანს ინარჩუნებს თავის თხევად მდგომარეობას. საკმარისია ამ სითხის შენჯღრევა, ან მასში თიოსულფატის თუნდაც სულ მცირე კრისტალის ჩაგდება ან ქურჭლის შიგა კედლების გაკაწვრა, რომ წამსვე გამოკრისტალდეს თიოსულფატი. ამ პროცესს საკმაოდ დიდი რაოდენობის სითბოს გამოყოფა ახლავს.

ნატრიუმის თიოსულფატს დიდი პრაქტიკული გამოყენება აქვს ფოტოგრაფიაში ნეგატივების „ფიქსაციისათვის“. ფიქსაციის მოქმედება იმაში მდგომარეობს, რომ ის ხსნის ფოტომასალაში ვერცხლის დაუშლელ მარილს (ბრომიდს). ეს რეაქცია შემდეგნაირად შეიძლება გამოვსახოთ:



თავისუფალი ქლორი, ბრომი, ქვექლოროვანშეჯავა და სხვა ძლიერი ღამყანგავეები სულფატებამდე უანგავენ თიოსულფატს. სუსტი მყანგავეები კი უანგავენ თიოსულფატს ტეტრათიონატამდე, მაგალითად,



ამ რეაქციას დიდი მნიშვნელობა აქვს ანალიზურ ქიმიაში, რადგან მასზეა აგებული იოდომეტრია.

ტეტრათიონატი მიიღება აგრეთვე თიოსულფატზე ისეთი მარილების მოქმედებისას, რომლებიც მყანგავად მოქმედებენ, მაგალითად,



ნატრიუმის თიოსულფატმა ფართო გამოყენება მოიპოვა აგრეთვე მედიცინაში.

16. პოლითიონშეჯავები და პოლითიონატები. გოგირდოვანი გაზის წყალხსნარში გოგირდწყალბადის გატარებით მიიღება პოლითიონშეჯავების წყალხსნარები. მაგალითად:



პოლითიონმჟავების ქვეშ გულისხმობენ $H_xS_xO_6$ შედგენილობის ნაერთებს, რომლებშიც $x = 3, 4, 6$. ასეთია ტრითიონმჟავა, ტეტრათიონმჟავა, პენტათიონმჟავა და ჰექსათიონმჟავა. ეს მჟავები თავისუფალი სახით არ არის ცნობილი. ისინი მიღებულია მხოლოდ წყალხსნარებში. ყველა ეს მჟავა არამდგრადია და ადვილად იშლება გოგირდოვანმჟავად, გოგირდმჟავად და გოგირდად. აღნიშნული მჟავებიდან ყველაზე მდგრადია ტეტრათიონმჟავა, რომლის განზავებული ხსნარები დაუშლელად შეიძლება ვადულოთ.

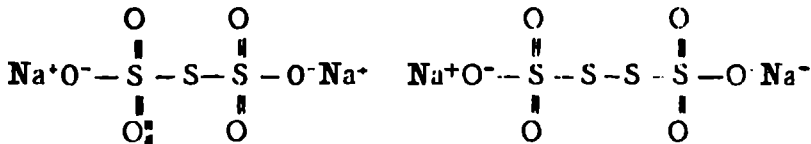
ნატრიუმის ტრითიონატი, $Na_3S_3O_6$ მიიღება ნატრიუმის თიოსულფატის ნაჯერ ხსნარზე წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით:



ტეტრათიონატი, როგორც ეს ზემოთ იყო აღნიშნული, მიიღება თიოსულფატზე, მაგალითად, იოდის მოქმედებით.

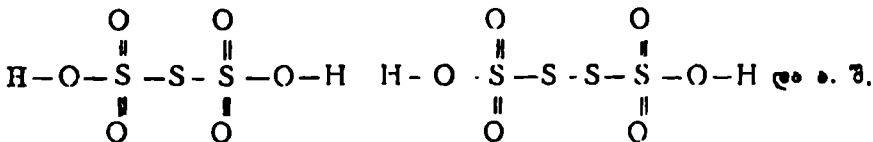
პენტათიონატის მიღება შეიძლება პოლითიონმჟავების ხსნარზე კალიუმის აცეტატის მოქმედებით.

პოლითიონატების აღნაგობა შეიძლება შემდეგი სტრუქტურული ფორმულებით გამოვსახოთ.



და ა. შ.

შესაბამის პოლითიონმჟავებს გამოვსახავთ სტრუქტურებით:



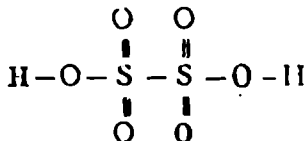
ვეიტცის მიერ (1928) მიღებულია პოლითიონატები, რომლებშიც $x > 6$. დ ი თ ი ო ნ მ ჟ ა ვ ა და დ ი თ ი ო ნ ა ტ ე ბ ი. დითიონმჟავას ($H_2S_2O_8$) ადრე, შეცდომით პოლითიონმჟავებს აკუთვნებდნენ. სინამდვილეში მას შუალედი ადგილი უჭირავს გოგირდოვანმჟავასა და გოგირდმჟავას შორის. მანგანუმის დითიონატი ადვილად მიიღება, თუ მანგანუმის დიოქსიდის ჰიდრატზე (შეწონილი სახის ხსნარში) ეიმოქმედებთ გოგირდოვანი გაზით:



ბარიუმის ჰიდროქსიდთან ურთიერთმიმოცვლით მიიღება ბარიუმის დითიონატის კრისტალები $\text{BaS}_2\text{O}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. მასზე გოგირდმჟავას მოქმედებით გამოიყოფა უხსნადი ბარიუმსულფატი და ხსნარში დარჩება დითიონმჟავა, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$ ის მხოლოდ წყალხსნარებშია მდგრადი. კონცენტრირებული დითიონმჟავა იშლება:



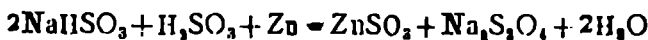
დითიონმჟავას სტრუქტურა განსაზღვრა დ. ი. მენდელეევმა და მას შემდეგი სახე მისცა:



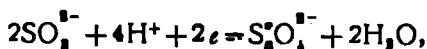
რომლის თანახმად დითიონმჟავა გოგირდმჟავას ორი რადიკალის — SO_3OH -ის შეერთების პროდუქტია.

დითიონატები წყალში კარგად იხსნება. ზემო რეაქციის თანახმად, დითიონატები მიიღება სულფიტების დაჟანგვით.

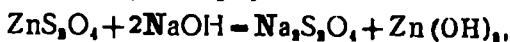
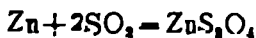
დითიონიტები. დითიონიტები სულფიტების აღდგენით მიიღება. მაგალითად, თუ ჰიდროსულფატის ხსნარში ჰარბ გოგირდოვან-მჟავას თუთიით აღვადგენთ, მივიღებთ დითიონიტს:



ანუ



ან



რომელსაც ადრე ჰიდროსულფიტებს უწოდებდნენ.

ნატრიუმის თიოსულფატი იხსნება როგორც აღმდგენი სამღებრო საქმეში. გაზურ ანალიზში — როგორც ჟანგბადის მშთანთქმელი. ნატრიუმის დითიონიტებიდან მზადდება აგრეთვე რონგალიტი — სულფოქსილმჟავა, რომელიც თავისუფალი სახით არ არსებობს. ის იზმარება სამღებრო საქმეში.

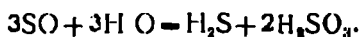
დითიონიტები ადვილად იჟანგება. ისინი უჰაერო არეშიც კი ადვილად იშლება, რის შედეგადაც მიიღება თიოსულფატები და პიროსულფატები:



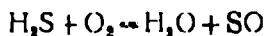
დიოქსიდებიდან შედარებით მდგრადია თუთიის მარცრი.
 ZnS_2O_4 .

17. გოგირდის (III) ოქსიდი (ორგოგირდსამეანგი — S_2O_3 , ორ გოგირდსამეანგი (გოგირდის სესქვიოქსიდი) — S_2O_5 , მიიღება სრულიად უწყლო გოგირდის ანჰიდრიდზე ელემენტარული გოგირდის მოქმედებით. მას ლურჯი კრისტალების სახე აქვს. მხოლოდ გოგირდმეანგში გოგირდის ორსამეანგი ლურჯი ფერის ხსნარებს წარმოქმნის. პრაქტიკული გამოყენება მას არ მოუპოვია.

18. გოგირდის (II) ოქსიდი — SO . მიიღება გოგირდოვანი გაზის ულტრაიისფერი სხივებით გაშუქებისას. გოგირდის (II) ოქსიდი SO გაზია, რომელიც ადვილად განიცდის დიმერიზაციას. მიღებული გორბული მოლეკულები $S_2(O)_2$ თხევადი ჰაერით გამყარებისას წარმოქმნის ნარინჯისფერ კონდენსატს, რომელიც აქროლებისას იშლება: $S_2O_2 = SO_2 + S$. წყალთან შედის რეაქციაში:



მისი სპექტრი შესწავლილ იქნა ანრის მიერ (1929 წ.). გოგირდმონოქსიდი მიიღება როგორც შუალედური პროდუქტი გოგირდწყალბლის დაყენების დროს:



19. გოგირდის (VI) ოქსიდი ანუ გოგირდის ანჰიდრიდი — SO_3 გოგირდის ანჰიდრიდი ტექნიკაში მიიღება რკინის ალმადანის FeS_2 , სპილენძის კრიალას CuS , ან თუთიის კრიალას (ZnS) ან სპილენძის ალმადანის ($CuFeS$) გამოწვისას წარმოქმნილი გოგირდოვანი გაზის კატალიზური დაყენვით სხვადასხვა კონტაქტზე. კონტაქტად ადრე იხმარებოდა პლატინის კატალიზატორი, ამჟამად კი — ვანადიუმის ნაერთები.

ჩვეულებრივ კატალიზური გზით მიღებული გოგირდის ანჰიდრიდიდან გოგირდმეანგს ამზადებენ.

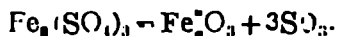
გოგირდის ანჰიდრიდის მიღება ლაბორატორიული გზით შეიძლება მხოლოდ გოგირდმეანგსაგან. მისი გაცხელებით სუფთა SO_3 გამოიხდება. ლაბორატორიული გზით გოგირდის ანჰიდრიდი მიიღება აგრეთვე პიროსულფატის გაცხელებით:



H_2SO_4 -ის აორთქლებით SO_3 -ის მიღება შეუძლებელია. გოგირდმეანგს გაცხელებით გასურ ფაზაში მოხდება მისი თერმული დი-

სოციაკია SO_2 და H_2O , და რადგან ისინი ერთდროულად კონდენსირდება, ამიტომ მონოჰიდრატთან თერმული დაშლით SO_3 არ მიიღება.

გამოხდით SO_3 ის მიღება იმ შემთხვევაში შეიძლება, თუ ის ნაქლებად აქროლად ნივთიერებასთან არის ზემული, მაგალითად, $Fe_2(SO_4)_3$:

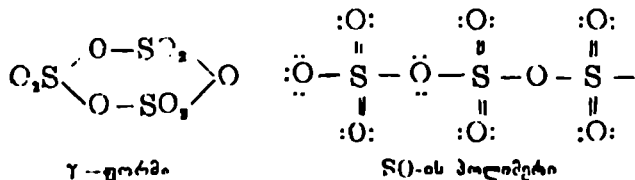


ქველად ამ რეაქციაზე იყო აგებული გოგირდმჟეას მიღების მთავარი ხერხი. უფრო ელექტროდადებითი მეტალების სულფატების გაცხელებით SO_3 არ მიიღება. ამიტომ ასეთ სულფატებზე მჟავური ოქსიდებით მოქმედებენ, მაგალითად.



მაგრამ უფრო ელექტროდადებით სულფატების SiO_2 -თან გაცხელებით არ მიიღება SO_3 , რადგან ის იშლება.

გოგირდის ანჰიდრიდი ჰაერზე ძლიერ მბოლავი, გამჟვინველი, უფერო მასაა, რომელიც დნება $16.85^\circ C$ -ზე და დუღს $44.8^\circ C$ -ზე ეს არის α -მოდირფიკაცია, რომლის შედგენილობა უბასუხებს SO_3 -ს ფორმულას მეორე სახესხვაობა, β -მოდირფიკაცია, დნება 32° -ზე. მისი შედგენილობა გამოისახება S_2O_6 ფორმულით. γ -ფორმის შედგენილობა შეესაბამება S_3O_9 ფორმულას და წარმოსდგება რგოლისებრი მოლეკულებისაგან. მისი დნობის ტემპერატურა შეადგენს $63^\circ C$ -ს. ყველაზე მღვრადია γ -მოდირფიკაცია, $(SO_3)_3$. მისი კრისტალები ერთმანეთთან გადასართულ. აბრეშუმის ბოჭკოებს ემსგავსება. დნება $95^\circ C$ -ზე. ამ სახესხვაობის თერმული დისოციაცია იწყება $400^\circ C$ -დან და იზრდება ტემპერატურის გადიდებისას. ამათგან α -სახესხვაობა ქიმიურად ყველაზე უფრო აქტიურია:



SO_3 -ის მოლეკულა ბრტყელი სამკუთხედია. რომლის ცენტრში განლაგებულია ეოგირდის ატომი.

SO₂ პლიური შენაგავია. ეს იქიდან ჩანს, რომ ვოგირდის ანჰიდრიდი, მაგალითად, იწვევს ფოსფორის აალებას.

ვოგირდის ანჰიდრიდი ხარბად იზიდავს წყალს. წყლის მიერთებით მიიღება ვოგირდმჟავა:



ეს პროცესი იმდენად ენერგიულად მიმდინარეობს. რომ თითო წვეთი წყალი აფეთქების მსგავს რეაქციას იწვევს.

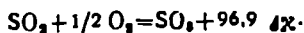
ვოგირდის ანჰიდრიდი წყალთან რამდენიმე კრისტალკიდრატს წარმოქმნის (ცხრ. 11).

ცხრილი 11

სახელწოდება	შეღვენილობა	ღნობის t, °C
პიროვოგირდმჟავა	2SO ₂ ·H ₂ O	56
ვოგირდმჟავა	SO ₂ ·H ₂ O	10,4
ვოგირდმჟავას მონოჰიდრატი	SO ₂ ·2H ₂ O	8,5
ვოგირდმჟავას დიჰიდრატი	SO ₂ ·3H ₂ O	-39
ვოგირდმჟავას ტეტრაჰიდრატი	SO ₂ ·5H ₂ O	-75

SO₂-ში იხსნება ელემენტარული ვოგირდი. რის შედეგადაც მიიღება შეფერილი კოლოიდური ვოგირდი.

20. ვოგირდოვანი გაზის დაენაგვის პროცესი. პაერში სულფიდების გამოწვით მიღებული გაზები შეიცავენ: ვოგირდოვან გაზს, ქანგბადს და აზოტს. კატალიზატორის გავლენით ამ ნარევეში მიმდინარეობს ეგზოთერმული რეაქცია:



ეს რეაქცია შექცევადია. ამ სისტემის ვალობა, როგორც სხვა შემთხვევებში, აღიღებს რეაქციის სიჩქარეს, მაგრამ ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, ტემპერატურის გაღიღება განაპირობებს ეგზოთერმული რეაქციის შებრუნებას, ე. ი. SO₂-ის დაშლას. მეორე მხრივ, დაბალ ტემპერატურებზე რეაქცია არ მიმდინარეობს ვინაიდან ეს რეაქცია ვალობის დროსაც კი საერთოდ ნელა მიმდინარეობს, ამიტომ მის დასაჩქარებლად სათანადო კატალიზატორის მიმართავენ. ამ რეაქციის დაჩქარება ისეთი ნივთიერებებით შეიძლება, როგორცაა ფაიფური, რკინის ოქსიდი, პლატინა და სხვ.

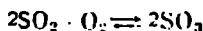
პლატინის კატალიზატორზე რეაქცია პრაქტიკულად ბოლომდე მიდის 400°C-ზე. ამ პირობებში სტექიომეტრულ ნარევეში პროდუქტის გამოსავლიანობა უდრის 98,1%-ს. რკინის ალმადანის გამოწვის შედეგად დარჩენილი ნაშენი (რკინის ოქსიდი) საკმაოდ დიდ კატალიზურ აქტიურობას იჩენს 600°C-ზე, რომელზედაც SO₂-ის გამოსავლიანობა მხოლოდ 73,1%-ის ტოლია. მაგალითად, როცა ნარევი შეიცავს 7% S(O)₂, 10% O₂, 83% N₂-ს, გარდაქმნის ხარისხი (მაქსიმალური გამოსავლიანობა) შემდეგნაირადაა დამოკიდებული ტემპერატურაზე:

434°C	99%	SO ₂
550°C	85%	S(O) ₂
640°C	60%	SO ₂

სწორედ ამ მიზეზის გამო უფრო ეფექტურია პლატინა, რომელიც თავის ძლიერ აქტიურობას 400°C-ზე იჩენს, ვიდრე რკინის ოქსიდი, რომელიც მხოლოდ 600°C-ზე ამქვანებს ძლიერ კატალიზურ აქტიურობას. ამიტომაც ტექნიკაში, სიძვირის მიუხედავად, კატალიზატორად პლატინა იხმარებოდა.

ამჟამად გოგირდის ანჰიდრიდის მისაღებად ფართო გამოყენება პპოვა ვანადიუმის ანჰიდრიდმა და ვერცხლის ვანადატმა. ვანადიუმის კატალიზატორის მეშვეობით შეიძლება რეაქციის ჩატარება არა მარტო აირადში, არამედ თხევად ფაზაშიც. ამ სახის კატალიზატორები მეტად იაფია და მოხერხებული, რადგან ისინი ადვილად არ „იწამლება“ სხვადასხვა კატალიზური შხამებით. ვანადიუმის კატალიზატორი ეზნგვს S₂O₂-ს საკუთარი ეანგბადით და შემდეგ, იკავშირებს რა ჰაერის ეანგბადს, თვით იეანგება და საწყის მდგომარეობას უბრუნდება. ამრიგად, ვანადიუმის კატალიზატორი ეანგბადის ვადამეცია.

მოქმედ მასათა ეანონის თანახმად;



რეაქციის წონასწორობის მუდმივა

$$K = \frac{|SO_2|^2}{|SO_2| |O_2|}$$

ამ გამოსახლებიდან ჩანს, რომ SO₂-ის გამოსავლიანობა გვირდება O₂-ის კონცენტრაციის ვადიდებისას. ამიტომაც ჰაერი ჰარბად უნდა იყოს ადებული, რომ გოგირდოვანი ვახი სრულად დიეიანგოს.

პლატინის კატალიზატორის აქტიურობაზე ძლიერ უარყოფით ვავლენას ახდენს დარიშხანის, ვერცხლისწყლის, ფოსფორის უმნიშვნელო რაოდენობა, რომელიც ალმადანის დაწვისას აირად ფაზაში ვადადის. ეს მინარეეები კატალიზატორის შხამს წარმოადგენს.

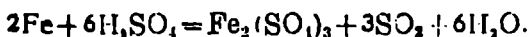
გოგირდოვანი ვახის დეანგვა პომოვენურადაც შეიძლება აზოტის ოქსიდების მეშვეობით. ამ პროცესის შედაგად გოგირდმეეაა მიიღება.

21. გოგირდმეეაა და მისი მარილები. H₂S₂O₄-ის ფორმულის შესატევისი შეღგენილობის სუფთა გოგირდმეეავას მიღება ვანზავებულის ან ზედმეტად კონცენტრირებულის (ოლეუმი) გამოსლით არ ხერხდება. ვანზავებული გოგირდმეეავის გამოსლით ვადიდეენება ჰერ წყალი, ვიდრე გამოსახდელი გოგირდმეეავას კონცენტრაცია 96.2%-ის ტოლი ვახ-

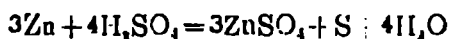
დება. შემდეგ გამოიხდება ამ კონცენტრაციის ძველა, რომელიც ატმოსფერულ წნევაზე დულს 338°C-ზე. თუ სუფთა გოგირდმეყვას გამოვხდით, ჯერ გადიდინება S_2 , სანამ გამოსადეღის სიმაგრე 98,2%-ს მიღწევდეს, რომელიც აგრეთვე 338°C-ზე გამოიხდება. ასეთ ნარევეს ანეოტროპული ნარევი ეწოდება. მისი დუღილის ტემპერატურა მაქსიმალურია. 100%-იანი გოგირდმეყვას მისაღებად გოგირდმეყვას უფრო განზავებულ ხსნარს დაუმატებენ S_2 ის განაგარიშებულ რაოდენობას. ასეთ 100%-იან მეყვას მრეწველობაში „მონო.იღრატი“ ეწოდება. მისი სიმკვრივეა 1,836. ასეთსავე სიმკვრივეს იქნის 94%-იანი გოგირდმეყვაც ყველაზე დიდი სიმკვრივე (1,84) ახსიათებს 98,2%-იან გოგირდმეყვას. უწყლო გოგირდმეყვა უფრო, მძიმე, ზეთისებრი ბლანტი სითხეა. აქედან წარმოსდგა მისი ძველი სახელწოდება — „აქასპის ზეთი“, რომელიც იმ დროიდანაა შემოსული ხმარებაში, როცა მას რკინის აქასპიდან და სხვა სულფატებიდან ღებულობდნენ.

მეტალებზე განზავებული გოგირდმეყვას მოქმედებისას მეანგავი წყალბად-იონეა. წყალბად-იონები ქანგავს მხოლოდ იმ მეტალებს, რომლებიც ძაბვათა მწკრივში წყალბადის წინაა განლაგებული (Zn, Cd, Fe და ა. შ.), ხოლო წყალბადის მომდევნო მეტალებზე (Cu, Ag, Hg და ა. შ.) განზავებული გოგირდმეყვა არ მოქმედებს.

ცხელი კონცენტრირებული გოგირდმეყვა თითქმის ყველა მეტალს ქანგავს, რის შედეგადაც გამოიყოფა არა წყალბადი, არამედ გოგირდოვანი გაზი ან გოგირდი, ანდა გოგირდწყალბადი. მაგალითად, რკინა ცხელ კონცენტრირებულ გოგირდმეყვაში გასნისას წარმოქმნის რკინის (III) სულფატს $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ -ს და გოგირდოვან გაზს:



თუთიაზე ცხელი კონცენტრირებული გოგირდმეყვათი მოქმედებისას, ხათანადო მარილის წარმოქმნის გარდა, ელემენტარული გოგირდი გამოიყოფა:



თუთის დიდი აქტიურობის გამო ზემო რეაქციის პარალელურად შემდეგი რეაქციაც მიმდინარეობს:



გოგირდმეყვა ხასიათდება დიდი სწრაფვით წყლისადმი. თითო მოლი H_2SO_4 -ის წყალთან შერევისას 79,5 კჯ სითბო გამოიყოფა. ამიტომაც გოგირდმეყვას წყალთან შერევისას საჭიროა სიფრთხილის დაცვა. უნდა გვახსოვდეს, რომ კონცენტრირებულ გოგირდმეყვაში

წყლის ჩასხმისას ერთბაშად გამოიყოფა სითბო, რის გამოც გოგირდ-მჟავას უსეფები წარმოიქმნება. რომელსაც დიდი ხიფათის მიყენება შეუძლია. ამიტომაც განზავების მიზნით გოგირდმჟავას ცოტ-ცოტას და თანდათანობით ჩაასხამენ წყალში და არა პირიქით! ამასთანავე სპ-ჰიროა ხსნარის მორევა. გოგირდმჟავას წყალთან შერევისას ხდება არა მარტო სითბოს გამოყოფა, არამედ მოცულობის შემცირებაც. მაგალითად, გოგირდმჟავასა და წყლის თანატოლი რაოდენობებით შერევისას შეეკუმშვა 3%-ს აღწევს. ამიტომაც გოგირდმჟავას წყალხსნარების კუთრი მასა წარმოადგენს მისი კომპონენტების კუთრი მასების საშუალოს.

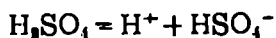
კონცენტრირებული ცხელი გოგირდმჟავა ენერგიული წყალწარმთმევი ნივთიერებაა. ამიტომაც მას იყენებენ როგორც გამშრობ საშუალებას ექსიკატორებში. კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ართმევს რიგ ორგანულ ნაერთებს წყლის ელემენტებს და ამით მათ დანახშირებას განაპირობებს. მაგალითად, შაქარი, ქალაღი, ხე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით ადვილად ნახშირდება. ამით აიხსნება მისი ძლიერი მოქმედება ცოცხალ ქსოვილებზე.

კონცენტრირებული ცხელი გოგირდმჟავა ძლიერი მჟანგავია. ის ჟანგავს ნახშირს, გოგირდს და მთელ რიგ მეტალებს. ჟანგვის ამ რეაქციებს ახლავს გოგირდოვანი გაზის გამოყოფა. განზავებულ გოგირდმჟავაში კი მხოლოდ ის მეტალები იხსნება, რომლებიც ელექტროქიმიურ მწკრივში წყალბადის ზემოთაა განლაგებული. ამ შემთხვევაში მჟანგავი წყალბად-იონია.

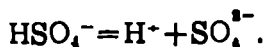
უფრო ძლიერი წყალწარმომევა მბოლავი გოგირდმჟავა, ოლეუმში რადგან ის თავისუფალ SO_3 -ს შეიცავს. კანზე მოხვედრისას სპ-ჰიროა იმ წამსვე მისი მოწმენდა მშრალი ტილოთი და მხოლოდ ამის შემდეგ იმ ადგილის წყლით მობანვა, რადგან თავიდანვე წყლის მოხვედრის გამო ის უფრო მეტ სიღამწვრეს გამოიწვევს.

გოგირდმჟავას ქიმიური თვისებები განპირობებულია მისი სწრაფით წყლისადმი, მისი მჟაუური ბუნებით და დამყანგავი მოქმედებით.

გოგირდმჟავა ძლიერი ორფუძიანი მჟავაა, მაგრამ არა ყველაზე ძლიერი. მასზე ძლიერია მარილმჟავა, აზოტმჟავა, ქვექლორმჟავა და ქლორმჟავა. ზომიერი კონცენტრაციების მჟავასთვის დამახასიათებელია პირველი საფეხურის დისოციაცია



განზავებული ხსნარებისათვის კი — დისოციაციის მეორე საფეხურიც



კონცენტრირებულ, ცხელ გოგირდმჟავაში. გარდა ოქროსი, თითქმის ყველა მეტალი იხსნება. ზოგიერთი არაკეთილშობილი მეტალი, მაგალითად, რკინა, კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში პასიურდება და აღარ იხსნება მასში. ზოგი მეტალი, მაგალითად, ტყვია, განზავებული მოქმედებით იფარება უხსნადი სულფატით, რომელიც აბრკოლებს მეტალის შემდგომ გახსნას, კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში ტყვიის სულფატი იხსნება.

გოგირდმჟავას ჰიდროქსიდის ჯგუფები შეიძლება ჩაენაცვლოთ ქლორით, ფტორით, ამინო-ჯგუფით და ა. შ.

აორთქლებით გოგირდმჟავას სრული გაუწყლოება არ ხერხდება. რადგან მისი დუღილის ტემპერატურა (338°C) უპასუხებს $98,3\%$ H_2SO_4 -ს. თუ აღნიშნული კონცენტრაციის გოგირდმჟავას დაეუმატებთ SO_3 -ის გაანგარიშებულ რაოდენობას, რომ მასში თავისუფალი წყალი H_2SO_4 -ად შეკავშირდეს, ე. ი. მივიღოთ 100% -იანი H_2SO_4 , მისი დუღილისას აორთქლდება თავისუფალი SO_3 , ვიდრე მისი შემადგენლობა არ დაუბრუნდება საწყის, ე. ი. $98,3\%$ H_2SO_4 -ს.

გოგირდმჟავას დიდი პრაქტიკული გამოყენება აქვს როგორც ლაბორატორიულ პრაქტიკაში, ასევე მრეწველობის სხვადასხვა დარგში. გოგირდმჟავამ მოიპოვა გამოყენება არა მარტო სხვადასხვა სახის ქიმიურ წარმოებაში, არამედ სახალხო მეურნეობის ისეთ დარგებში, როგორცაა ნავთობის წარმოება, მანქანათმშენებლობა, ფერადი მეტალურგია, ფეტქებელ ნივთიერებათა წარმოება, სოფლის მეურნეობა, სასუქების (სუპერფოსფატის, პრეციპიტაციის, ამონიუმ-სულფატის) მომზადება. საღებავების, ტექნიკური მარილების, პერგამენტის ქაღალდის წარმოება და სხვ. მაგალითად, თუ ფილტრის ქაღალდს ნახევარი წუთით ჩაუღებებთ 78% -იან გოგირდმჟავაში, კარგად გაერეცხვით წყლით და გაეაშრობთ, მიიღება პერგამენტის ქაღალდი.

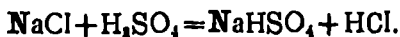
თიოგოგირდმჟავას $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, ჰიდროგოგირდოვანმჟავასა $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ და პოლითიონმჟავებისაგან $\text{H}_2\text{S}_x\text{O}_6$ განსხვავებით გოგირდმჟავა წარმოქმნის მარილების ორ მწკრივს:

მეავე სულფატებს (ჰიდროსულფატებს), ანუ ბისულფატებს M^1HSO_4 და ნორმალურ (ანუ სრულ) სულფატებს, $\text{M}_2^1\text{S}_2\text{O}_4$.

მეავე სულფატებს წარმოქმნის ტუტე მეტალები. ისინი მიიღება ნორმალური სულფატებისა და გოგირდმჟავის ხსნარებიდან გამოკრისტალებისას, მაგალითად,



მეავე სულფატები მიიღება აგრეთვე გოგირდმჟავითი ტუტე მეტალების სხვა მეავეების მარილების დაშლით, მაგალითად,



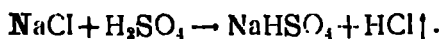
მკვავე სულფატები ადვილად ლღეება. გაცხელებისას ჰიდროსულფატი ადვილად კარგავს წყალს და მიიღება ჰიდროსულფატი:



რომელიც უფრო მაღალ ტემპერატურამდე გაცხელებისას განიცდის თერმულ დაშლას. შედეგად მიიღება ნორმალური სულფატი და გოგირდის ანჰიდრიდი:



სულფატები მიიღება გოგირდმჟავას მოქმედებით ოქსიდებზე და ჰიდროქსიდებზე, ან მარილებზე მოქმედებით, რომლის დროსაც წარმოქმნილი ადვილად აქროლადი მჟავა ნაკლებად აქროლადი გოგირდმჟავათი ჩაინაცვლება. მაგალითად, ქლორიდზე გოგირდმჟავას მოქმედების დროს სულფატები მიიღება, რადგან წარმოქმნილი აირადი ქლორწყალბადი მცირედ იხსნება გოგირდმჟავაში. ამიტომაც ის შორდება წონასწორულ სისტემას და რეაქცია მარცხნიდან მარჯვნივ წარიმართება, მაგალითად,



როცა მარილზე გოგირდმჟავას მოქმედებისას წარმოიქმნება, მაგალითად, აზოტმჟავა, ის გათბობის დროს აორთქლდება და ამ შემთხვევაშიც რეაქცია მარცხნიდან მარჯვნივ მიდის.

სულფატები მიიღება აგრეთვე სულფიდების დაყანგვით.

ტექნიკური მიზნებისათვის სულფატი მიიღება ბუნებრივი რესურსებიდან. ჩვენში სულფატების უმდიდრესი წყაროა ყარა-ბოლაზგოლის ყურეში, რომელიც მდიდარია სხვადასხვა მარილებით.

ტუტე მეტალების სულფატები დაუშლელად ლღეება. ტუტე მიწათა მეტალების სულფატები გავარჯარებისას ნაწილობრივად იშლება.

შედარებით ადვილად იშლება M (III)-ის სულფატები, მაგალითად, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ და ა. შ. მათი გახურებით მიიღება გოგირდის ანჰიდრიდი და შესაბამისი მეტალის ოქსიდი.

შაბები წარმოდგენენ ორმაგი სულფატების ოჯახს, რომლის ფორმულა შეიძლება გამოვსახოთ შემდეგნაირად: $M^I M^{III}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ანუ $M_2^I \text{SO}_4 \cdot M_2^{III}(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$. ამ ნაერთებში M (III) სამმუხტიანი იონებია, როგორცაა Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , Mn^{3+} , Ni^{3+} , V^{3+} , Ti^{3+} ,

ბოლო $M(I)$ შეიძლება იყოს Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ , NH_4^+ , Tl^+ (მაგ-
გრამ არა Li^+ , Ag^+ , Hg^{2+} და სხვა მძიმე მეტალი). მაგალითად,



შაბების ტიპური წარმომადგენელია კალიუმ-ალუმინის შაბი, რომლის მძლეა ადვილია კალიუმის სულფატისა და ალუმინის სულფატის ნა-
ჯერი ცხელი ხსნარების ნარევიდან მისი გამოკრისტალებით. შაბების
კრისტალები სწორ სისტემას ეკუთვნის. სხვადასხვა კატიონების შე-
ცველი შაბები ერთმანეთის იზომორფულია. თუ, მაგალითად, ქრომის
შაბის ნაჯერ ხსნარში ჩაუშვებთ რკინის ან ალუმინის შაბის კრის-
ტალს. მისი წახნაგები განაგრძობს ზრდას და რკინის შაბის კრისტალ-
ზე გამოკრისტალდება ქრომის შაბი. შაბების ნარევის ხსნარიდან მძლე-
ბული კრისტალები შერეულ კრისტალებს წარმოადგენს, რომელიც
შეიძლება განვიხილოთ როგორც მყარი ხსნარის ერთ-ერთი მაგალითი.

შენიტების შედგენილობა აქლოა შაბებთან და შეიძლება გამოესა-
ხოთ ფორმულით $M^I M^{II}(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$. მაგალითად, კალიუმისა და
სვენისუმის შენიტი $K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$, მორის მარილი
(NH_4)₂ $SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$. შენიტები ერთმანეთის იზომორფულია
და 6 მოლეკულა წყლითურთ კრისტალდება მონოკლინურ სისტემაში.
ერთი შენიტის კრისტალი მეორე შენიტის ნაჯერ ხსნარში ჩაშვებული,
განაგრძობს ზრდას. შენიტებში M^I შეიძლება იყოს NH_4^+ , K^+ , Rb^+ ,
 Cs^+ , ბოლო M^{II} — Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Fe^{2+} , Cu^{2+} ,
 Mn^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , V^{2+} , Pb^{2+} .

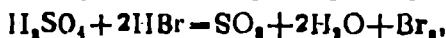
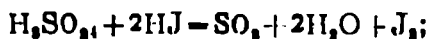
სულფატებიდან აღსანიშნავია შაბიამანი $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, რკინის
აჯასში $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, თუთიის აჯასში $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$, ამონიუმის
სულფატი $(NH_4)_2 SO_4$, ნატრიუმის სულფატი, ე. წ. გლაუბერის მა-
რილი $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ და სხვ.

ბუნებრივი სულფატებიდან აღსანიშნავია მწარე (ინგლისური) მა-
რილი $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, თაბაშირი $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, ცელესტინი $SrSO_4$,
მძიმე შაბი ანუ ბარიტი $BaSO_4$.

აღნიშნულმა სულფატებმა მნიშვნელოვანი ტექნიკური გამოყენე-
ბა: პოვა სახალხო მეურნეობის სხვადასხვა დარგში.

22. გოგირდმუჯავა და მუჯანგავი მოქმედება. კონცენტრირებულ
გოგირდმუჯავა ძლიერ დამყანგავ თვისებებს იჩენს, განსაკუთრებით გათ-

ბოზის დროს. მაგალითად, ის ქანგავს HI -ს და HBr -ს შემდეგ რეაქციების მიხედვით:

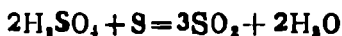


მაგრამ არ ქანგავს HCl -ს.

HI -ის ქარბი რაოდენობის შემთხვევაში ქანგავა-აღდგენის რეაქცია კიდევ უფრო შორს მიდის:



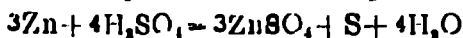
კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ქანგავს ნახშირს, გოგირდს:



გოგირდმჟავა ქანგავს მეტალებსაც (მაგალითად, Cu , Hg და ა. შ.



კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში თუთია ძნელად იხსნება. გასვლებისას კი რეაქცია მნიშვნელოვნად ჩქარდება. გამოყოფილი წყალბადის ნაწილი აღადგენს გოგირდმჟავას, რის შედეგადაც, გარდა წყალბადისა, გამოიყოფა აგრეთვე გოგირდის ორქანგი, ელემენტარული გოგირდი და გოგირდწყალბადი:



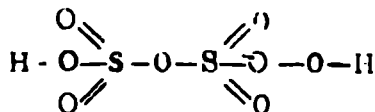
გოგირდმჟავა, როგორც ძლიერი მჟავა, წყალბად-იონთა დიდ კონცენტრაციას წარმოქმნის დისოციაციის დროს. წყალბად-იონების დიდი სწრაფვა ელექტრონისადმი განაპირობებს განზავეებული გოგირდმჟავას მთელ რიგ დამეანგავ თვისებებს.

განზავეებული გოგირდმჟავა აღარ იხენს ზოგი აღმდგენის მიმართ თავის მეანგავ უნარს (არ ქანგავს HBr და HI , ნაპშირს, გოგირდს და სხვ.).

23. პიროგოგირდმჟავა და პიროსულფატები. პიროგოგირდმჟავა, შეიძლება წარმოვადგინოთ როგორც ურთიერთშეკავშირებული ორი მოლეკულა გოგირდმჟავა, რომელმაც ერთი მოლეკულა წყალი დაკარგა:



მისი აღნაგობის ფორმულა ასეთია:



პიროგოგირდმჟავა მიიღება H_2SO_4 -ში SO_3 -ის გაანგარიშებული რაოდენობის შეტანით. გოგირდის ანჰიდრიდი ნებისმიერი თანაფარდობით იხსნება გოგირდმჟავაში. გახსნილი ქარბი SO_3 აქროლადობას იჩენს. ამიტომაც, გოგირდმჟავას საპირისპიროდ, პიროგოგირდმჟავა ძლიერ ბოლავს ჰაერზე. 25% თავისუფალი SO_3 ის შემცველობის პიროგოგირდმჟავა (ოლეუმი) უმდაბლეს ტემპერატურაზე იყინება (ეგვტვქტოკა). ოლეუმის წყალში ჩახხმისას დიდი რაოდენობით გამოიყოფა სითბო. ოლეუმის გამოხდისას აქროლდება SO_3 , სანამ არ დარჩება 98,3% H_2SO_4 , რომელიც მუდმივ ტემპერატურაზე გამოისდება.

პიროგოგირდმჟავას მარილები მიიღება ჰიდროსულფატების გახურებით, მაგალითად,



ან სულფატისა და თავისუფალი SO_3 -ის გახურებით შექერწილ მილში.

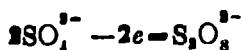
კარგადაა შესწავლილი ტუტე მეტალების პიროსულფატები. მათი მდგრადობა საკმაოდ დიდია.

კალიუმის, რუბიდიუმის და ცეზიუმის პიროსულფატები დამატებით იერთებენ თხევად SO_3 -ში 6 მოლეკულა SO_3 -ს, რის შედეგადაც მიიღება კრისტალური ნაერთები $\text{M}_2\text{O} \cdot 6\text{SO}_3$. მათი სტრუქტურა გამოისახება შემდეგი ფორმულით:



პიროგოგირდმჟავა იხმარება ორგანულ სინთეზსა და ნავთობის წარმოებაში.

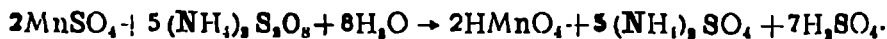
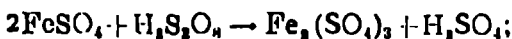
24. პიროგოგირდმჟავა და გოგირდის პერნაერთები. ძლიერი ელექტროდენით გოგირდმჟავას ელექტროლიზის პროცესში 30°C -ზე დაბლა გლუვი პლატინის ანოდზე წარმოიქმნება ზეგოგირდმჟავა



მისი მარილები, პეროქსოსულფატები, $M_2^I S_2 O_8$. მიიღება პიდრო-სულფატების კონცენტრირებული სსნარების ელექტროლიზით. ამ დროს კათოდზე წარმოიქმნება KOH, რომელიც გაანეიტრალებს ანოდზე წარმოქმნილ ზევოგირდმჟავას ($H_2 S_2 O_8$), რის შედეგადაც მიიღება ზევოგირდმჟავა კალიუმი (კალიუმის პერსულფატი) $K_2 S_2 O_8$. მცირე სსნადობის გამო კალიუმპეროქსოსულფატი კრისტალების სახით გამოილეკება.

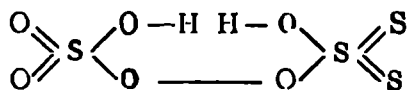
პერგოგირდმჟავა და პეროქსოსულფატები ძლიერი მჟანგავებია. მათი მოქმედებით Cr(III) Cr(VI)-ში გადადის, მანგანუმი, კობალტი, ნიკელი და ტყვია თავისი უმაღლესი ოქსიდების სახით ილეკება. პეროქსოსულფატები კრისტალების სახით საკმაოდ მდგრადია.

პეროქსოსულფატები იხმარება როგორც მჟანგავი და როგორც მათეთრებელი საშუალება:



$(NH_4)_2 S_2 O_8$ გამოყენებულია ფოტოგრაფიაში კონტრასტული ნეგატივების მისაღებად და ანალიზურ ქიმიაში — მანგანუმისა და ქრომის ერთმანეთისაგან დასაცილებლად.

პერგოგირდმჟავა შეიძლება განვიხილოთ როგორც წყალბადის პეროქსიდის ნაწარმი. მისი სტრუქტურული ფორმულა შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ:

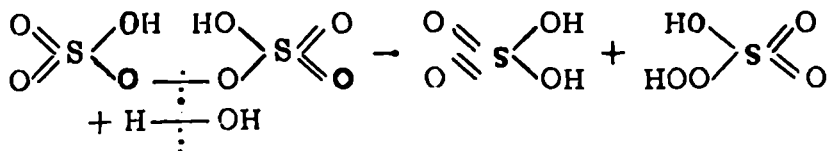


მისთვის დამახასიათებელია პეროქსიდური ბოგირი — O—O—.

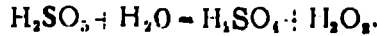
წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით ცივ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაზე მიიღება ერთ — პეროგოგირდმჟავა $H_2 S_2 O_5$ (ქაროს მჟავა):



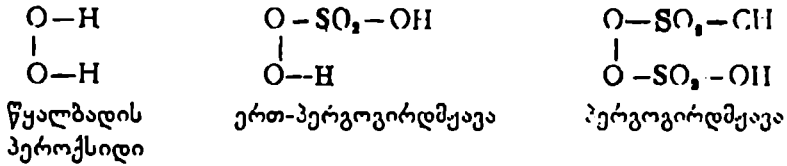
$H_2 S_2 O_5$ მიიღება აგრეთვე პეროგოგირდმჟავას დაშლისას გოგირდმჟავას ელექტროლიზის დროს:



საიდანაც ჩანს, რომ H_2SO_3 ერთფუძიანი მჟავაა. წყალხსნარებში ის ნელა იშლება. მისი დაშლის პროდუქტებია გოგირდმჟავა და წყალბადის პეროქსიდი.



პერგოგირდმჟავების სტრუქტურები შემდეგნაირად შეიძლება გამოვსახოთ:

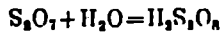


ერთ-პერგოგირდმჟავას კრისტალები ძლიერ პიკროსკოპულია.

ერთ-პერგოგირდმჟავას მარილების -- პეროქსიმონოსულფატების შედგენილობა უპასუხებს $MHHSO_3$ ფორმულას. მისი ბარიუმის და ტყვიის მარილებიც ადვილად ხსნადია.

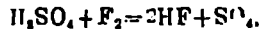
ერთ-პერგოგირდმჟავას მარილები ძლიერი მჟავანევენია. კალციუმის იოდიდის ხსნარიდან წამსვე გამოყოფს იოდს.

ბერთლოს მიერ S_2O_7 მიღებულ იქნა გოგირდის (IV) ოქსიდის და ჟეაბადის ნარევიდან ელექტრული დაცლის დროს. ის მიიღება აგრეთვე SO_2 -ზე ოზონის მოქმედებით. S_2O_7 ზეთისებრი სითხეა, მყარდება $0^{\circ}C$ -ზე თეთრი კრისტალების სახით. S_2O_7 შეიძლება განვიხილოთ როგორც პერგოგირდმჟავას ანიდრიდი:



წყალხსნარში ეს ნერთი ადვილად იშლება.

ფიშერის მიერ გოგირდის ტეტრაოქსიდი (SO_4) მიღებულ იქნა ფტორის მოქმედებით გოგირდმჟავაზე:



ეს მყარი ნეთიერებაა, რომელიც $+3^{\circ}C$ -ზე ლღვება და იშლება კიდევ. წყლისაგან თავისუფალ გოგირდმჟავაში SO_4 დაუშლელად იხსნება. SO_4 ორეალენტოვან მანუშს პერმანგანატამდე ეანგავს, საიდანაც ჩანს, რომ ის ძლიერი დამჟავავი.

წყალბადის პეროქსიდისაგან განსხვავებით გოგირდის ზენაეტები აღმკვეთელ თვისებებს არ იჩენენ.

25. გოგირდმჟავას მიღების კერამიკული, კოშკური და კონტაქტური მეთოდების პრინციპები. გოგირდმჟავა გამოიყენება სსკვლასისგან მინერალური და ორგანული ნეთიერებების წარმოებაში. გოგირდმჟავა ეკუთვნის იმ ნეთიერებებს, რომელთა ვარეშეც წარმოუდგენელია ძირითადი ქიმიური მრეწველობის განვითარება.

ძირითად ქიმიურ მრეწველობას ეკუთვნის მინერალური მკავე-ბის, ტუტეებისა და მარილების წარმოება. ამათგან უდიდესი გამოყე-ნება აქვს გოგირდმკავეს.

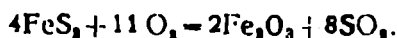
გოგირდმკავე გამოიყენება მარილმკავეს მისაღებად. გოგირდმკავე უდიდესი რაოდენობით ხმარდება სუპერფოსფატების წარმოებას, სულ-ფატების მომზადებას, ნავთობის დამუშავებას ფეთქებად ნიეთიერება-თა მომზადებასა და სხვ.

გოგირდმკავეს წარმოება მოითხოვს შედარებით რთულ ტექნი-კურ მეთოდებს, რომლებიც სადღეისოდ საკმაოდ კარგადაა შემუშავე-ბული.

გოგირდმკავე მზადდება გოგირდოვანი გაზის დაქანგვით, ხოლო გოგირდოვანი გაზის ნედლეულად იხმარება ან ალმადანები, ან მეტა-ლურგიული გაზები, ანდა ელემენტარული გოგირდი.

გოგირდმკავეს წარმოების ნედლეულის მსოფლიო ბალანსში (1937 წ.) პირიტზე მოდიოდა 65%, თვითნაბად გოგირდზე — 25% და გოგირდის შემცველ მეტალურგიულ გაზებზე — 10%.

ალმადანიდან გოგირდოვანი გაზის მიღება დაკავშირებულია წვის პროცესთან, რომელიც ჰაერის ატმოსფეროში მიმდინარეობს სპეცია-ლურ ღუმელებში:



ალმადანის დაწვის რეაქციის დროს სითბო საკმაოდ დიდი რაოდენო-ბით გამოიყოფა. დაწვის შედეგად, ვარდა გოგირდოვანი გაზისა, მი-იღება ალმადანის „ნაშვნი“ (Fe_2O_3), რომელიც სხვადასხვაგვარად გამოიყენება (თუჯის, მინერალური საღებავების, სურიჩის, მუმისა და SO_2 -ის კატალიზატორის მისაღებად).

გოგირდოვანი გაზიდან გოგირდმკავეს ღებულობენ ნიტროზული ან კონტაქტური მეთოდით.

ჩვენს ქვეყანაში ნიტროზული მეთოდით გოგირდმკავეა ჯერ კიდევ მცირარაზებზე საუკუნის დასაწყისიდან მზადდებოდა. პროცესს ატარებ-დნენ ტყვიის კამერებში, რის გამოც მან კამერული მეთოდის სახელ-წოდება მიიღო. მეოცე საუკუნის ოციან წლებში გოგირდმკავეს ნიტ-როზული მეთოდით მიღება წარმოებს სპეციალურ კოშკებში, სადაც პროცესი უფრო ინტენსიურად მიმდინარეობს, ვიდრე კამერებში. ამი-ტომაც მას კოშკური მეთოდი ეწოდება. ორივე შემთხვევაში კატალი-ზატორად აზოტის ოქსიდებია გამოყენებული.

ამჟამად დიდი უპირატესობა ენიჭება გოგირდმკავეს მიღების კონ-ტაქტური მეთოდს. რომელიც იმაში მდგომარეობს, რომ გოგირდოვანი

გაზი და ჰაერის კონტაქტში მოპყავთ სათანადო კატალიზატორთან, რომლის ზედაპირზედაც გოგირდის ანჰიდრიდი წარმოიქმნება.

ალმადანების გამოწვის პროცესი იმგვარად მიჰყავთ, რომ მიღებული გაზი შეიცავდეს დაახლოებით 9% SO_2 -ს 10—12% ეანგბადს (რაც საჭიროა SO_2 -ის SO_3 -ად დაქანგვისათვის) და 80% აზოტს. ეანგბადით გამდიდრებული ჰაერის გამოყენებისას SO_2 -ის რაოდენობა 16%-მდე იზრდება.

ალმადანების დაწვის შედეგად მიღებული გაზები ისევე, როგორც მეტალურგიული გაზები, მოითხოვს წინასწარ მექანიკურ გაწმენდას. ხოლო კონტაქტური მეთოდით გოგირდმჟავას მისაღებად, ვარდა მექანიკურისა, საჭიროა აგრეთვე გაზების ქიმიური გასუფთავება.

გოგირდოვანი ლითონების გამოწვის შედეგად მიღებული მეტალურგიული გაზები შეიცავს 5% SO_2 -ს. მიღებულ გაზს გამოაყლიან მტვერს, ვააცივებენ და გაატარებენ სულფიტისა და პიროსულფიტის წყალხსნარში, რომელიც ალუმინის მარილებს შეიცავს. ასეთი ხსნარი დაბალ ტემპერატურაზე კარგად შთანთქავს გოგირდოვან გაზს და ვა-თბობისას მას ისევე გამოყოფს.

ღუმელებიდან ამოსული გაზები თან იტაცებს ალმადანის ნაწიწის მტვერს (Fe_2O_3), რომელიც შეიცავს აგრეთვე მთელ რიგ მინარევებს: Al_2O_3 , SiO_2 , Sh_2O_3 , SeO_2 და ა. შ. მტერის მექანიკური გზით მოსაცილებლად გაზებს გაატარებენ სამტვერე კამერებში, სადაც გიწრო არხებში გავლისას გაზი თავისუფლდება მტერისაგან. სამტვერე კამერებში გავლისას გაზებში მაინც რჩება წმინდა მტვერი აეროზოლის სახით. ამ მინარევების მოსაცილებლად მიმართავენ გაზების ქიმიურ გაწმენდას, რისთვისაც გაატარებენ გოგირდმჟავაში ან სათანადო ფალტრებში.

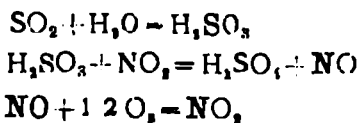
კამერული მეთოდიც გოგირდმჟავას მისაღებად საკმარისია ვაწე-ბის გაწმენდა სამტვერე კამერებში. მაგრამ პლატინის კატალიზატორის შემცველ კონტაქტურ აპარატში ასეთი გაზის ვატარება დაუშვებელია. რადგან დარიზხანი, სელენი და სხვა მინარევები იწვევენ პლატინის კატალიზატორის მოწამვლას.

ბოლო წლებში გაზების გასაწმენდად ფართოდ გამოიყენება არა მექანიკური სამტვერე კამერები, არამედ — ელექტროსტატიკური. ვა-წების გაწმენდისათვის მტვერისა და შეტივტივებული ნაწილაკებისაგან ფართოდ იყენებენ კოტრელის მიერ შემუშავებულ ელექტროსტატიკურ მეთოდს (1908). კამერაში ფურცლოვანი ფოლადის ელექტროდე-ბის პარალელურად გადის რკინის მავთულის სადენი. ეს უკანასკნელი შეერთებულია მაღალი ძაბვის ელექტროდენის უარყოფით პოლუსთან.

სოლო ფურცლოვანი ელექტროდები და დადებითი სადენი დამიწე-
 ზულია. პოტენციალთა დიდი სხვაობის გამო, რომელიც 200 ათას
 ვოლტს აღწევს, სადენების ახლოს ჰაერი იონიზაციას განიცდის. ჰაერის
 წარმოქმნილი დადებითი იონები მავთულის სადენისაკენ ინაცვლებენ,
 უარყოფითი კი — ელექტროდების შიგნით ზედაპირისაკენ. მკვრის
 ნაწილაკებთან შეხვედრისას იონები დამუსტავენ მათ და უარყოფითად
 დამუხტული მტვრის ნაწილაკები კამერაში მოთავსებულ ელექტრო-
 ფილტრში გავლისას ილექება. მტვრის დადებითად დამუხტული ნაწი-
 ლაკები კი ილექება უარყოფით სადენზე. ამ გზით ხერხდება მტვრის
 99,8%-ით მოშორება.

კამერული მეთოდით გოგირდმჟავას მიღება კატალიზური
 მეთოდია, სადაც კატალიზატორად გამოყენებულია აზოტის ოქსი-
 დები. ვინაიდან საკატალიზო ნივთიერებაც და კატალიზატორიც აი-
 რად მდგომარეობაშია, ე. ი. ერთ ფაზაშია, ამიტომაც გოგირდმჟავას
 მიღების კამერული მეთოდი პომოგენურ კატალიზს ეკუთვნის.

კამერული პროცესის არსი შემდეგში მდგომარეობს: გოგირდმჟა-
 ვას მისაღებად საჭიროა გოგირდოვანი გაზის დაქანგვა. ჰაერის ქანგ-
 ბადით გოგირდოვანი გაზი ძალზე ნელა და არასრულად იქანგება. მოკ-
 ლე დროში დაქანგვისათვის კატალიზატორად იყენებენ აზოტის ოქსი-
 დებს. ამრიგად, რეაქციისათვის საჭიროა ოთხი კომპონენტი — გოგირ-
 დოვანი გაზი, ქანგბადი, აზოტის ოქსიდები და წყალი. ვინაიდან ქანგ-
 ბადის წყაროდ ჰაერს იყენებენ, რომელშიც ქანგბადი 20%-ს არ აღე-
 მატება, ამიტომ რეაქციის ჩასატარებლად საჭიროა დიდი მოცულობის
 კამერები. რომელთა კედლები დაფარულია ტყვიით. ტყვიის კამერებ-
 ში გოგირდის (IV) ოქსიდს, აზოტის ოქსიდების, ქანგბადისა და წყლის
 ორთქლის ურთიერთქმედებით წარიმართება რეაქციები, რომლებიც
 შეიძლება გამოვსახოთ შემდეგი განტოლებებით:

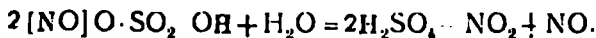
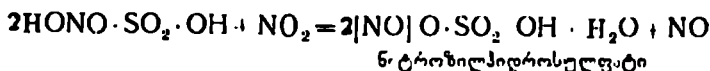
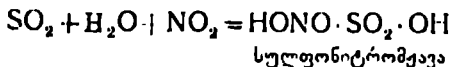


აქედან ჩანს, რომ NO ქანგბადის გადამტანის როლს ასრუ-
 ლებს. ჰაერის ქანგბადი მას NO₂-მდე ქანგავს. რომელიც და-
 ქანგავს გოგირდოვან მჟავას და თვითონ კი NO-მდე აღდგება.
 ამის შემდეგ ის კვლავ იქანგება და ა. შ. აქედან ჩანს, რომ შედარებით
 მცირე რაოდენობის აზოტის (II) ოქსიდით შესაძლო უნდა ყოფილი-
 ჯო ქანგბადის ნებისმიერი რაოდენობის გადატანა. რომ კამერიდან გა-
 მოსატან აზოტს არ წირებოდა თან აზოტის ოქსიდები. ამიტომ დრო
 და დრო საჭიროა აზოტის ოქსიდების დანაკარგის შევსება.

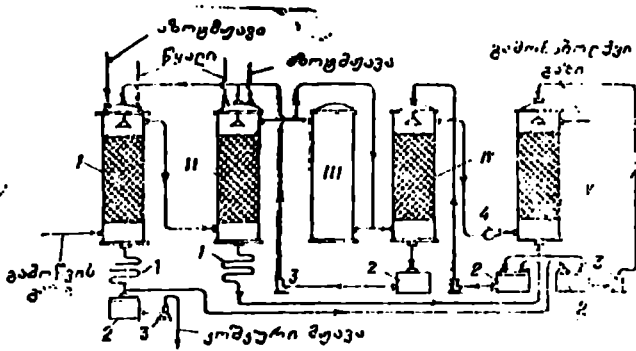
გაგორდის (IV) ოქსიდის, აზოტის ოქსიდებისა და წყლის ორთქლის ურთიერთქმედებით ტყვიის კამერებში წარმოიქმნება შუალედური პროდუქტი ნიტროზილჰიდროსულფატი $[NO][HSO_4]$, რომელსაც ადრე ნიტროზილგოგირდწყვეას უწოდებდნენ. წყლის ნაკლებობის შემთხვევაში ნიტროზილჰიდროსულფატი გამოიყოფა კრისტალების სახით:



ნიტროზილჰიდროსულფატი თავის მხრივ მიიღება სხვა გზითაც, კერძოდ. სულფონიტრომჟავადან:

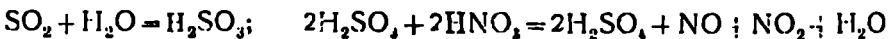


ნიტროზილჰიდროსულფატის წარმოქმნას და მის დაშლას მნიშვნელოვნად უწყობს ხელს გაზებისა და ორთქლის უწყვეტი შერევა, კამერების დიდი მოცულობა და გრძელი გზა, რომელიც უნდა გაიაროს გაზებმა კამერებში. ამან განაპირობა კამერული მეთოდის მოდიფიცირება, რის შედეგადაც შემუშავებულ იქნა კოშკური მეთოდი. კოშკების ძირითადი დანიშნულებაა შემდეგი პროცესების ჩატარება: გასუფთავების შემდეგ გაზები მიმდევრულად გაივლის I და II კოშკს, რომლებშიც შხეფით ზემოდან ქვემოთ ჩამოედინება ნიტროზა. ეს უკანასკნელი წარმოადგენს აზოტის ოქსიდების ხსნარს 75—78% გოგირდმჟავაში. მჟავაგამძლე კერამიკული ცილინდრებით ამოვსებულ კოშკებში ხდება SO_2 -ის დაჟანგვა, რის შედეგადაც წარმოიქმნება H_2SO_4 და NO . NO არად ფაჩაში გამოიყოფა III კოშკში, NO ჰაერის ეანგბადით იჟანგება NO_2 -ში, ხოლო IV და V კოშკში NO_2 -ისა და გოგირდმჟავას ურთიერთქმედებით ნიტროზილჰიდროსულფატი მიიღება. I და II (ანუ პროდუქციული) კოშკიდან ვანოლინებული გოგირდმჟავა, რომელიც ნაწილობრივად განთავისუფლებულია აზოტის ოქსიდებიდან, შედის IV და V აბსორბციულ კოშკში, სადაც წარმოქმნილი ნიტროზილჰიდროსულფატი ვადადის I და II კოშკში. გაზების ვადადენა ვენტილატორით ხდება. თავისუფალი აზოტი გამოდის გარეთ, ხოლო აზოტის ეანგვეულებს დანაკარგის შევსებას მიზნით პროდუქციულ კოშკებში შეაქვთ აზოტმჟავა.

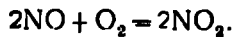


სურ. 2. 10. გოკორდმეაფას მიღების კამერული მეთოდის სქემა.

პროდუქციულ კონსტრუქციებში გოგირდის (IV) ოქსიდი წყალში გახსნილის წარმოქმნის გოგირდოვანმეაფას, რომელიც აზოტმეაფას მოქმედებით გოგირდმეაფამდე იყანგება:



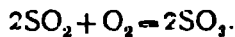
აზოტის (II) ოქსიდი ჰაერის ეანგბადით იყანგება:



კონსტრუქციის სისტემაში მიიღება 75--76% -იანი გოგირდმეაფა. პირველ კონსტრუქციის აორთქლებით შეიძლება მისი კონცენტრაციის გადიდება. ამ გზით გოგირდმეაფა მიიღება აფასპის ზეთის სახით.

კონტაქტური მეთოდით ნებისმიერი კონცენტრაციის გოგირდმეაფას მიღება შეიძლება. კონტაქტური მეთოდს საფუძვლად უძევს გოგირდოვანი გაზის მყარი კატალიზატორით დაყანგვა. გოგირდმეაფას მიღების კონტაქტური მეთოდი ჰეტეროგენულ კატალიზს ეკუთვნის. კონტაქტად ადრე აზბესტზე ან სხვა სარჩულზე დაფენილი დაწალადებული პლატინის კატალიზატორი იხმარებოდა. ამჟამად პლატინა თითქმის მთლიანად გამოთიშა ვანადიუმის კატალიზატორმა. რომლის აქტიურობა თითქმის არ ჩამოუვარდება პლატინისას.

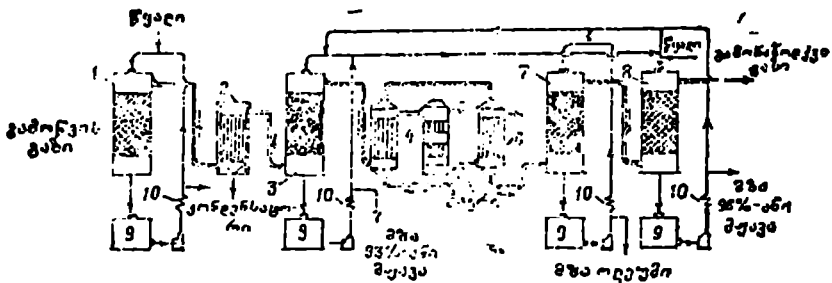
კატალიზატორზე გოგირდის დიოქსიდი და ეანგბადი შედის შემდეგ რეაქციაში:



აღმადიანის გამოწვევით მიღებული გაზი შეიცავს 7% SO_2 -ს, 11% O_2 -ს, 82% N_2 -ს. მისი ვარდამქმნის ხარისხი დამოკიდებულია ტემპერატურაზე და წნევაზე. 400°C, 450°C, 475°C, 500°C, 550°C-ზე SO_2 -ის SO_3 -ად ვარდამქმნის ხარისხი შესაბამისად არის 99,2%, 97,5%, 95,8%,

93.5%. 85.6%. ამიტომაც საჭიროა გაზების წინასწარი გააცხლება 400°C-მდე.

კონტაქტური პროცესისათვის გაზი წინასწარ ელექტრული ფილტრით იწმინდება, ირეცხება კოშკში და შემდეგ ისევ ელექტრულ ფილტრში გადის. სადაც გაზებს მოსცილდება დარიშხანი და კატალიზატორისათვის მავნე სხვა მინარევებიც. გაზის გასაშრობად მას კოშკში გაატარებენ, სადაც მაშრობ ნივთიერებად კონცენტრირებული გოგირდმჟავა გამოყენებული. გაწმენდილი და გამშრალი გაზი სითბომომცველ ცილინდრში თბება 430°C-მდე. რის შემდეგ ის კონტაქტურ აპარატში შედის, სადაც მოთავსებულია კატალიზატორი. აქ SO₂ იჟანგება SO₃-მდე. მაცივარში გავლის შემდეგ გოგირდის ანჰიდრიდი შედის მშთანთქმელ კოშკებში. სადაც გოგირდის ანჰიდრიდს შთანთქავს გოგირდმჟავა, რის შედეგადაც მიიღება „მბოლავი“ გოგირდმჟავა. ანუ „ოლეუმი“. ვინაიდან გოგირდმჟავაში გოგირდის ანჰიდრიდი ნებისმიერი თანაფარდობით იხსნება, ამიტომ ოლეუმის შედგენილობა, რომელიც გამოისახება H₂SO₄ · x SO₂ ფორმულით, შეიძლება სხვადასხვანაირი იყოს. როცა x = 1, მიიღება პიროგოგირდმჟავა (H₂S₂O₇)



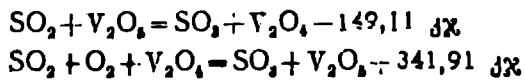
სურ. 2. 11. გოგირდმჟავას მიღების კონტაქტური მეთოდის სქემა

თეთრი კრისტალების სახით. პირველ კოშკში ოლეუმი მიიღება, ხოლო მეორეში — 98% H₂SO₄.

ვინაიდან გოგირდის ან გოგირდწყალბადის დაწვით მიღებული გაზები სუფთაა, პერთან ერთად ის უშუალოდ კონტაქტურ აპარატში შეაქვთ.

ვანადიუმის კატალიზატორი შედგება V₂O₅ ან AgVO₃ სგან.

ვანადიუმის კატალიზატორის მოქმედება შეიძლება გამოვსახოთ შემდეგი სქემით:



აქედან ჩანს, რომ ვანადიუმის კატალიზატორი ქანგბადის გადამტანის როლს ასრულებს.

კონტაქტურ მეთოდს დიდი უპირატესობა აქვს კოშკურთან შედარებით.

გოგირდმჟავას კონტაქტური მეთოდით მიღების შესანიშნავი ხერხი იყო შემუშავებული ტენტელის ქიმიურ ქარხანაში („წითელი ქიმიკოსი“ ლენინგრადში). ეს მეთად პროგრესული მეთოდი ფართოდ გავრცელდა სხვა ქვეყნებშიც.

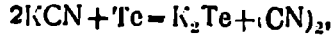
2. 4. 8. სელენი — Se და ტელური — Te

1. თავისუფალი ელემენტების თვისებები. სელენი და ტელური გოგირდის მსგავსია ისევე, როგორც ბრომი და იოდი — ქლორის. აქაც, ჭკუფში ზემოდან ქვემოთ ელემენტიდან ელემენტზე გადასვლისას მეტალოიდური თვისებები უფრო და უფრო ნაკლებად იჩენს თავს და ძლიერდება მეტალური თვისებები. ტელური გარეგნულად მეტალის მსგავსია და ცნობილია მისი როგორც მეტალური, აგრეთვე არამეტალური ფორმა. სელენს გოგირდსა და ტელურს შორის შუალედური ადგილი უკირავს. ამ ქვეჯგუფის ყველაზე მძიმე ელემენტი პოლონიუმი.

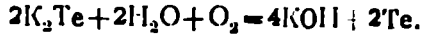
სელენი, ტელური და პოლონიუმი ბევრად უფრო ნაკლებად გავრცელებული ელემენტებია. ვიდრე გოგირდი. სელენის შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს $10^{-5}\%$, ტელურისა — $2 \cdot 10^{-7}\%$ და პოლონიუმისა მხოლოდ $2 \cdot 10^{-15}\%$. სელენი და ტელური გვხვდება მეტად იშვიათ მინერალებში, როგორცაა, მაგალითად, ბერცელიანიტი (Cu, Ag, Te) Se, ნაუშანიტი Ag_2Se , გესსიტი Ag_2Te , ოლთაიტი $PbTe$, სილვანიტი $AgAuTe_2$ და სხვ. მაგრამ უფრო ხშირად ეს ორი ელემენტი გვხვდება გოგირდოვან მადნებში იზომორფული მინარევების სახით, მაგალითად, სპილენძის ალმადანში, $CuFeS_2$ და რკინის ალმადანში FeS_2 ში. სწორედ ეს მინერალები, რომლებიც ღარიბია სელენით. ამ ელემენტის მოპოვების წყაროა. გოგირდმჟავას წარმოებისათვის ამ მადნების გამოწვისას თითქოს მთელი სელენი ტყვიის კამერებში იყრის თავს, სადაც შლამის სახით ილექება. ციანკალიუმით დამუშავებისას სელენი გარდაიქმნება ხსნარად, რომლის შემუშავებით გამოიყოფა ელემენტარული სელენი:



ტელური კი ციანკალიუმთან დამუშავებისას კალიუმის ტელურიდს წარმოქმნის



რომელიც წყალში იხსნება. ჰაერის ვატარებით ხსნარში ტელური შაკა ფხვნილის სახით გამოილეკება:



ამ გზით ადვილია ტელურისა და სელენის ერთმანეთისაგან დაცილება.

სელენის ბუნებრივი ექვსი იზოტოპი შემდეგი პროცენტული თანფარდობით გვხვდება:

Se ⁷⁴	0,85	Se ⁷⁶	23,52
Se ⁷⁸	9,02	Se ⁸⁰	49,82
Se ⁷⁷	7,58	Se ⁸²	9,19

ხელოვნურად მიღებულია სელენის იზოტოპები შემდეგი მასური რიცხვებით: 70, 72, 73, 75, 77, 79, 81, 83, 84.

მძიმე ატომბირთვების დაშლით მიღებული Se⁷⁴-ის ნახევარგარდაქმნის პერიოდი $6,5 \cdot 10^4$ წელიწადს შეადგენს. მისი გარდაქმნით ბრომი მიიღება.

ტელურის იზოტოპური შედგენილობა (პროცენტებით გამოსახული) შემდეგ სურათს იძლევა:

Te ¹²⁰	0,089	Te ¹²⁶	6,99
Te ¹²⁸	2,46	Te ¹³⁰	18,71
Te ¹²⁹	0,87	Te ¹³²	31,79
Te ¹³⁴	4,61	Te ¹³⁶	34,49

მძიმე იზოტოპები, სიჭარბის გამო ტელურის საშუალო ატომური მასა იოლი-სას აღემატება.

ხელოვნური გზით მიღებულია მრავალი იზოტოპი შემდეგი მასური რიცხვებით: 118, 119, 121, 123, 125, 127, 129, 130, 131, 132, 133, 134, 135.

Te¹²⁸ აჩენს K-მეიტაცების უნარს, რას შეუყვად მიიღება Sn¹²². ირი მემდევრული β-გარდაქმნით Te¹²⁶-დან წარმოიქმნება Xe¹²⁶.

სელენის მრავალი ალოტროპული სახესხვაობაა ცნობილი. გამოლეკილი სელენი მიიღება წითელი ფხვნილის სახით, ხოლო ტელური—ყავისფერი ნალექია. ორივესათვის მდგრად ფორმას წარმოადგენს კრისტალური მოდიფიკაცია.

სელენი რამდენადმე იხსნება გოგირდნახშირბადისა და კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში. 50°C-მდე გათბობისას სელენი რუხ კრისტალურ სახესხვაობად გარდაიქმნება. რუხი სელენი უფრო ცუდად იხსნება გოგირდნახშირბადში, ვიდრე წითელი. მისი ერთ-ერთი შესანიშნავი თვისება ფოტოელექტროგამტარობაა. ეს კი ნიშნავს, რომ გაშუქებისას მისი ელექტროგამტარობა დაახლოებით ათასჯერ იზრდება.

სიბნელეში კი საწყის სიდიდემდე ეცემა. ამაზეა აგებული სელენის ფოტოელემენტის მოქმედება. მისი გრძნობიერება იმდენად დიდია, რომ გარკვეულ პირობებში ვარსკვლავის სინათლეც კი ახდენს მასზე შესამჩნევ მოქმედებას. ამის გამო, სელენმა ფართო გამოყენება მოიპოვა ტელევიზიასა და რადიოტექნიკაში. სელენის დანამატები მინას და მინანქარს ანიჭებს წითელ ფერს.

რუხი სელენის ლობის ტემპერატურა 220°C -ია. მისი ორთქლი ყვითელი ფერისაა. 900° -ზე ზევით სელენის ორთქლი შედგება Se_2 • Se მოლეკულებისაგან. კრიოსკოპული გაზომვების თანახმად, ოთახის ტემპერატურაზე სელენი შედგება მოლეკულებისაგან, რომელსაც უპასუხებს Se_8 ფორმულა.

ტელური მყიფეა, რის გამოც ადვილად იფხვნება. მისი ელექტროგამტარობა გაშუქებისას იზრდება, მაგრამ ბევრად უფრო მცირედ, ვიდრე სელენისა. ტელური ლღვება 452°C -ზე, დუღს 1390°C -ზე და წარმოქმნის ოქროსფერ ყვითელ ორთქლს, რომელიც Te_2 მოლეკულებისაგან შედგება.

ჰაერზე ორივე ელემენტი იწვის ლურჯი ალით. ტელურის ალს მწვანე კიდეები აქვს. დაწვის შედეგად მიიღება მათი დიოქსიდები SeO_2 და TeO_2 . წვას დამახასიათებელი სუნი ახლავს.

სელენის ყველა ნაერთი ძლიერი მომწამლავია. ტელური კი უფრო სუსტი მომწამლავი თვისებებით ხასიათდება.

2. სელენისა და ტელურის ნაერთების ზოგადი დახასიათება. სელენი და ტელური პერიოდული სისტემის მრავალ ელემენტთან წარმოქმნიან ნაერთებს, თუმცა, ისინი არ უერთდებიან არც ერთიმეორეს და არც გოგირდს. ყველაზე მდგრად ნაერთებს სელენი და ტელური წარმოქმნიან ეანგბადთან, ქლორთან, ფტორთან და ტუტე მეტალებთან.

სელენწყალბადი (H_2Se) და ტელურწყალბადი (H_2Te) თავისი შედგენილობით უპასუხებს გოგირდწყალბადს. სელენი უშუალოდ იერთებს წყალბადს მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე, დაახლოებით 400°C -ზე. მაგრამ ტელური წყალბადს უშუალოდ აღარ უერთდება. მისი წყალბადნაერთი შეიძლება მივიღოთ ელექტროლიზით, თუ წყალბადს ტელურის კათოდზე გამოვყოფთ. ამას გარდა, მყავებით მეტალების ტელურიდებზე (მაგალითად, Al_2Te_3 -ზე) მოქმედებისას მიიღება მცირე კონცენტრაციის ტელურწყალბადი. იმავე პირობებში სელენწყალბადი ადვილად მიიღება.

სელენწყალბადი უფერო, მეტად უსიამოვნო სუნის მქონე გაზია, ბევრად უფრო ნაკლებ მდგრადი. ვიდრე ვოგირდწყალბადი. ჰაერის ჟანგბადის გავლენით ის ნელა იშლება თავის შემადგენელ ნაწილებად. ჰაერზე ღია ლურჯი ალით იწვეის. სელენწყალბადი წყალში ვოგირდწყალბადზე უკეთესად იხსნება. 0,1 მოლური კონცენტრაციის ხსნარში H_2S -ის იონებად დისოციაციის ხარისხი 4%-ს შეადგენს. მისი პირველი დისოციაციის მუდმივა $K_1 = 1,88 \cdot 10^{-4}$, საიდანაც ჩანს, რომ სელენწყალბადმქვეას ძალა ათჯერ მაინც აღემატება მისამქვეას.

როგორც ორფუძიანი მჟავა სელენწყალბადი მარილების ორ მწკრივს წარმოქმნის: მჟავე სელენიდებს (M_2H_2Se) და სრულ სელენიდებს (M_2Se) ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალების სელენიდებისათვის. პოლისულფიდების მსგავსად, დამახასიათებელია პოლისელენიდების M_2Se_x წარმოქმნა.

მთელი რიგი სელენიდების მიღება შეიძლება მეტალების უშუალო შელღობით სელენთან ერთად.

სელენიდებიდან ყველაზე კარგად ტუტე მეტალების შესატყვისი ნაერთები იხსნება.

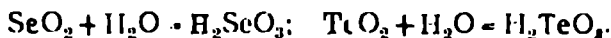
ტელურწყალბადი უსიამოვნო სუნის უფერო გაზია. ჰაერზე ჟანგბადის გავლენით H_2Te ადვილად იშლება ოთახის ტემპერატურაზე. რის შედეგად ელემენტარული ტელური მიიღება. ტელურწყალბადი იწვეის მოლურჯო ალით. დაწვის შედეგად მიიღება TeO_2 . წყალში ტელურწყალბადი შედარებით კარგად იხსნება, მაგრამ ჰაერთან შეცებისას წამსვე იშლება. პირველი დისოციაციის მუდმივა $K_1 = 2 \cdot 10^{-3}$, ე. ი. თავისი ძალით უახლოედება ფოსფორმქვეას.

ტელურწყალბადმქვეას მარილებიდან კარგად იხსნება ტუტე მეტალების მარილები, ხოლო მძიმე მეტალების ტელურიდები წყალში არ იხსნება.

ს ე ლ ე ნ ი ს და ტ ე ლ უ რ ი ს დ ი ო ქ ს ი დ ე ბ ი. დიოქსიდები SeO_2 და TeO_2 სელენისა და ტელურის ყველაზე მდგრადი ჟანგბადოვანი ნაერთებია. დიოქსიდები მიიღება ჰაერში მარტივი ნივთიერებების დაწვით, რომელსაც წვის გაადვილებებისათვის აზოტის ოქსიდებს უმატებენ.

სელენისა და ტელურის დიოქსიდები მყარი ნივთიერებებია. SeO_2 ნებისმიერი თანაფარდობით იხსნება წყალში, TeO_2 წყალში უმნიშვნელოდ იხსნება (100 გ წყალში იხსნება 0,0007 გ TeO_2).

SeO₂ და TeO₂ მკაფიური ანჰიდრიდებია. მათი წყალში გახსნისას შესაბამისად სელენოვანმჟეა და ტელუროვანმჟეა მიიღება:



გოგირდოვანმჟეას საპირისპიროდ ორივე მჟეა მხოლოდ სიმეტრიულ ფორმაში არსებობს:



ეს მჟეაები ოდნავ უფრო სუსტია, ვიდრე გოგირდოვანმჟეა.

სელენოვანმჟეას მიღება შეიძლება მაგალითად, ელემენტარულ სელენზე განზავებული აზოტმჟეას მოქმედებით:

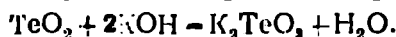
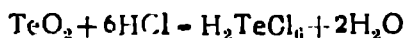


სელენოვანმჟეა მდგრადია 70°-ზე დაბლა. ამ ტემპერატურაზე მაღლა ის წყალხსნარებშიც კი იშლება SeO₂-ად და წყლად.

ელემენტარულ ტელურზე აზოტმჟეას მოქმედებით გამოიყოფა TeO₂



TeO₂ ამფოტერულ ხასიათს ამჟღავნებს:



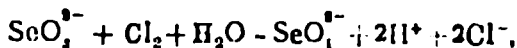
ტელუროვანმჟეა ხსნარიდან თავისუფალი სახით მიღებისას ნაწილობრივად კარგავს წყალს, რის შედეგადაც მისი შედგენილობა შეიძლება გამოვსახოთ $x\text{TeO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$ ფორმულით. სუსტი გათბობის დროსაც კი ეს ჰიდრატი მთლიანად კარგავს წყალს.

სელენოვანმჟეა ოდნავ უფრო სუსტია, ვიდრე გოგირდოვანმჟეა, ხოლო ტელუროვანმჟეა უფრო სუსტია, ვიდრე ნანშირმჟეა.

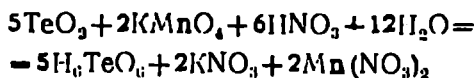
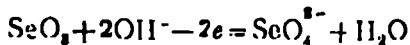
სელენოვანმჟეას მარილები, ანუ სელენიტები მიიღება სელენოვანმჟეას განეიტრალებით, ტელუროვანმჟეას მარილების (ტელურიტების) მისაღებად კი საჭიროა TeO₂-ის გახსნა შესაბამის ტუტეში. სელენიტები თავისი ხსნადობით ახლოს არიან სულფიტებთან, ტელურიტების ხსნადობა კი უფრო შეზღუდულია. წყალში კარგად იხსნება მხოლოდ K და Na-ის ტელურიტები.

სელენმჟეა და ტელურმჟეა. გოგირდის (IV), სელენის (IV) და ტელურის (IV) ნაერთები არსებითად განსხვავდება ერთმანეთისაგან. მაგალითად, სულფიტები ადვილად იყანება, სელენიტე-

ბი და ტელურიტები კი, პირიქით. ადვილად აღდგებიან ელემენტარულ Se და Te-მდე. სელენიტებისა და ტელურიტების დაქანგვა, ძლიერ დამქანგავებს მოითხოვს (HClO_4 , Cl_2 და ა. შ.). სელენოვანმჟავის და ტელუროვანმჟავის დაქანგვით წარმოიქმნება სელენმჟავა (H_2SeO_4) და ტელურმჟავა (H_2TeO_4) შავალითად.



მათი დაქანგვა ელექტროლიზითაც შეიძლება:

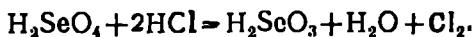


აბ



სელენმჟავა ძლიერ დისოცირებულია იონებად. თავისი ძალით სელენმჟავა გოგირდმჟავას მსგავსია. კონცენტრირებული სელენმჟავა გოგირდმჟავას მსგავსად ორგანული ნაერთების დანახშირებას იწვევს.

სელენმჟავა ადვილად აღდგება, მაშასადამე, ის ძლიერ დამქანგავია. სელენმჟავა მარილმჟავას ქლორს ქანგავს და თვითონ სელენოვანმჟავამდე აღდგება:



ამიტომაც სამეფო წყლის მსგავსად სელენმჟავას და მარილმჟავას ნარევიში ოქრო იხსნება, პლატინა კი არ იხსნება.

გაცხელებისას 270°C -ზე სელენმჟავა გამოჰყოფს ქანგბადს და მიიღება სელენოვანმჟავა. 4

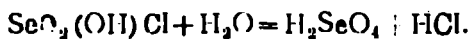
აღსანიშნავია სელენის (IV) ოქსიპალოგენები. SOCl_2 ქლორიანი თიონილის მსგავსად SeOCl_2 წარმოიქმნება SeCl_4 -ისა და SeO_2 -ის ურთიერთქმედებით. მათი გათბობით მოყვითალო სითხის სახით წარმოიქმნება ქლორიანი სელენილი, წყლის მოქმედებით ქლორიანი სელენილი იშლება:



ცნობილია აგრეთვე TeOF_2 და SeOBr_2 .

ტელურისათვის მსგავსი ნაერთები არ არის დამახასიათებელი, თუმცა ცნობილია ბრომიანი ტელურილი TeOBr_2 .

სელენის (VI) ოქსიპალოგენიდები, მაგალითად, ქლორიანი სულფურილის ანალოგი სელენისათვის ცნობილი არ არის. ქლორსელენ-შეჯავა $\text{SeO}_2(\text{OH})\text{Cl}$ მბოლავი სითხეა, რომელზეც წყლის მოქმედებით მიიღება სელენშეჯავა და HCl :



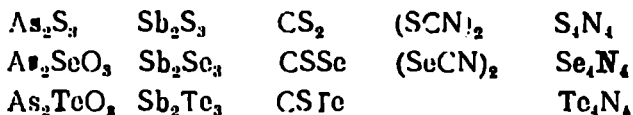
თავისი თვისებებითა და კრისტალური ფორმით სელენატები შე-საბამისი სულფატების მსგავსია. სელენატები წარმოქმნიან ორმაგ მარილებს, რომლებიც შაბების ანალოგიურია.

ტელუროვანშეჯავაზე ძლიერი მყანგავების მოქმედებით ტელურ-შეჯავა მიიღება. მისი წყალხსნარის აორთქლებისას მიიღება ორთოტელურშეჯავა H_6TeO_6 , რომელიც წყალში კარგად ხსნად ექვსფუძიან შეჯავს წარმოადგენს. მისი წყალხსნარში ხსნადობა დიდია.

ტელურშეჯავა მეტად სუსტი შეჯავაა. მისი დისოციაციის მუდმივა $K_1 = 2 \cdot 10^{-8}$ და $K_2 = 5 \cdot 10^{-11}$. ტელურშეჯავა იმდენად სუსტია, რომ ხშირად არ ხერხდება მისი ყველა წყალბადის ლითონით ჩანაცვლება. ასეთია, მაგალითად, $\text{Na}_2\text{H}_4\text{TeO}_6$ და $\text{K}_2\text{H}_4\text{TeO}_6$.

ვერცხლთან მიიღება Ag_6TeO_6 . 160° -მდე გაცხელებით ორთო-ტელურშეჯავადან H_2TeO_4 მიიღება უფრო ფხვნილის სახით. მაგრამ შეჯავს ეს ფორმა ტელურისათვის არ არის დამახასიათებელი.

სელენი და ტელური გოგირდის სრულ ანალოგიას ამჟღავნებს. ეს ჩანს არა მარტო ზემოთ განხილული მაგალითებიდან, არამედ შემდგომი ნაერთებიდანაც

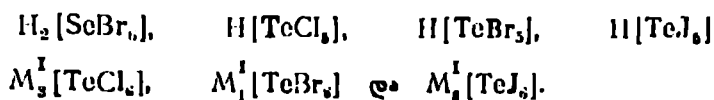


სელენისა და ტელურის პალოგენნაერთები გოგირდისაზე უფრო მდგრადია. შათი მაქსიმალური დ. რ. ფტორის მიმართ +6 ტოლია და-ნარჩენი პალოგენების მიმართ +4 და +2.

ფტორიდები	ქლორიდები
SeF_6 უფრო გაზი	SeCl_4 უფრო კრისტალები
SeF_4 უფრო სითხე	Se_2Cl_2 მუზა სითხე
Te_2F_{10} უფრო გაზი	TeCl_4 უფრო კრისტალები
Te_2F_8 } უფრო მყარი	TeCl_2 მუქი მწვანე კრისტალები
TeF_4 }	

S_2Br_4	ყვითელი ფხვნილი	—
Se_2Br_2	მუქი წითელი სისტე	—
$TeBr_4$	ნარინჯი კრისტალები	$TeCl_4$ შავი კრისტალები
$TeBr_2$	შავი მწვანე მყარი	—

სელენისა და ტელურის ზოგიერთი ჰალოგენიდი იერთებს ჰალოგენწყალბადს და შედეგად კომპლექსურ ნაერთს წარმოქმნის, ასეთია მაგალითად,



2. 4. 4. პოლონიუმი — Po

პოლონიუმი, უანგბად-გოგირდის ქვეჯგუფის ყველაზე მძიმე ელემენტი, წარმოადგენს პირველ რადიელემენტს, რომელიც საერთოდ იყო აღმოჩენილი. რადიოაქტიური მოვლენების აღმოჩენის შემდეგ მარია კიურიმ 1898 წელს აღმოაჩინა ახალი ელემენტი, რომლის რადიოაქტიურობა მრავალჯერ აღემატება ურანის მინერალისას. მ. კიურიმ მას პოლონიუმი უწოდა. პოლონიუმის რადიოაქტიურობა ბევრად აღემატება რადიუმისას. მისი ნახევარგარდაქმნის პერიოდი 140 დღე-ღამეა, ე. ი. პოლონიუმის აქტიურობა ყოველ დღე $1/2\%$ -ით ეცემა. პოლონიუმში რადიუმის დაშლის პროდუქტია, ამიტომაც რადიუმის ძველი პრეპარატი ყოველთვის შეიცავს პოლონიუმს. 1 გ რადიუმთან წონასწორობაშია $1/5000$ გ პოლონიუმი. პოლონიუმი α -აქტიური ელემენტია. α -გამოსხივების შედეგად პოლონიუმიდან ტყვია მიიღება.

პოლონიუმის არარადიოაქტიური, მდგრადი იზოტოპები არ არსებობს. პოლონიუმის ბუნებრივი იზოტოპები სამივე რადიოაქტიურ ოჯახში გვხვდება: ურანის მწკრივში Po^{210} , Po^{214} , Po^{218} , თორიუმის მწკრივში Po^{212} , Po^{216} და პროტაქტინიუმის მწკრივში Po^{211} , Po^{215} . აღნიშ-

ნულის გარდა ნეპტუნიუმის მწკრივში გვხვდება Po^{213} იზოტოპი. ხელოვნური გზით მიღებულია 10 იზოტოპი Po^{210} — Po^{219} .

ხელოვნური Po^{210} -ის ნახევარდაშლის პერიოდი 200 წელია.

თავისი ქიმიური თვისებებით პოლონიუმი ემსგავსება თავის ჰომოლოგს — ტელურს და რამდენადმე უახლოვდება თავის მეზობელ ელემენტს — ბისმუტს. მისი მარილები ადვილად განიციდიან ჰიდროლის და მიღებული პოლონიუმის ჰიდროქსიდის წარმოქმნის კოლოიდურ ხსნარებს.

მაგნიუმის ფირფიტაზე ელექტროლიზურად გამოყოფილ პოლონიუმზე მარილმკვავას მოქმედებით პანეტმა მიიღო პოლონიუმწყალბადი PoH_2 , რომელიც უფრო ნაკლებ მდგრადი აღმოჩნდა, ვიდრე ბისმუტწყალბადი. ამ ნხრივ პოლონიუმწყალბადი რამდენადმე ემსგავსება ტელურწყალბადს.

ვ. გ. ხლოპინის მიერ (1934) მიღებულ იქნა პოლონიუმის ნაერთი **ნატრიუმთან PoNa** .

უკანასკნელ წლებში პოლონიუმმა ერთგვარი გამოყენება ჰპოვა შენადნობების მოსამზადებლად, რომლებიც შიგაწვის ძრავას სანთლების ელექტროდებად გამოიყენება.

მ. 4. ნ. ციანის ნაწარმები უანგბადთან, გოგირდთან და სელენთან. მე-12 ცხრილში მოცემულია ციანის ნაწარმები უანგბადთან, გოგირდთან და სელენთან. იონებს, რომლებიც ამ ცხრილში ჩამოთვლილ მკვებებს შეესაბამება ფსევდოპალოგენიდ-იონებს უწოდებენ (NCX)-. ეს იონები ნაერთებში ისევე იქცევიან, როგორც პალოგენიდ-იონები. ფსევდოპალოგენიდ იონებს წრფივი აგებულება აქვთ და იონური ნაერთების გარდა წარმოქმნიან ისეთ ნაერთებს, სადაც მეტალებთან ბმა განხორციელებულია აზოტით ან X^- -ით. ან კიდევ ერთდროულად ორივე ბოლოთი. ფსევდოპალოგენიდური ნაერთები, როგორც „მარტივი“, ისე კომპლექსური დეტალურად არის შესწავლილი და დღეისათვის ძლიერ საინტერესო ნაერთების კლასს წარმოადგენს. საჭიროა აღინიშნოს, რომ ამ ნაერთებმა ფართო გამოყენება ჰპოვა მეცნიერებისა და ტექნიკის სხვადასხვა დარგებში (ამ ნაერთების ზოგიერთ დეტალებს პალოგენიდებთან განვიხილავთ).

ციანის ეანგბად, გოგირდ და ხელენაწარმები

<p>$(NCO)_2$ დიოქსიციანი</p>	<p>$HNCO$ იზოოქსიციანწყალბადი (იზოციანილ) შეევა $M(NCO)_n$ იზოოქსიციანები (იზო- ციანატები)</p>	<p>$HOCN$ ოქსიციანწყალბადი (ცი- ანატ) შეევა $M(OCN)_n$ ოქსიციანები (ციანატები)</p>
<p>$(NCS)_2$ დითიოციანი</p>	<p>$HNCS$ იზოთიოციანწყალბადი (იზოთიონციანატ) შეევა $M(NCS)_n$ იზოთიოციანები (იზო- თიოციანატები)</p>	<p>$HSCN$ თიოციანწყალბადი (თიო- ციანატ) შეევა $M(SCN)_n$ თიოციანები (თიოციან- ტები)</p>
<p>$(NCS)_2$ დისელენოციანი</p>	<p>$HNCS_2$ იზოსელენოციანწყალბადი (იზოსელენოციანატ) შეევა $M(NCS_2)_n$ იზოსელენოციანები (იზო- სელენატები)</p>	<p>$HSeCN$ სელენოციანწყალბადი (სე- ლენოციანატ) შეევა $M(SeCN)_n$ სელენოციანები (სელე- ნოციანატები)</p>
<p>—</p>	<p>$HCNO$ ფულმიანატ შეევა (მგრგვი- ნავი შეევა) $M(CNO)_n$ ფულმიანატები</p>	<p>—</p>

2. 5. VII ა ქვეჯგუფის ელემენტები (ფტორი, კლორი, ბრომი, იოდი, ასტატი)

ელემენტი	ღნობის °C	დუღილის °C	დამდნობის რიცხვი
F	-223	-187,9	-1,
Cl	-102,4	-34,0	-1, 1, 3, 5, 7,
Br	-7,3	58,8	-1, 1, 3, 5, 7,
I	113,7	184,5	-1, 1, 3, 5, 7,
At			-1, 1, 3, 5, 7,

ელექტრონისადმი დიდი სწრაფვის გამო პალოგენები ადვილად ედიან რეაქციაში განსაკუთრებით ტუტე მეტალებთან, რომლებთანაც ტიპურ მარილებს წარმოქმნიან. პალოგენები ქიმიურად ძლიერ აქტიური ელემენტებია. ამ ჯგუფის პირველი ელემენტი — ფტორი ყველა ელემენტებზე უფრო აქტიურია.

აირად მდგომარეობაში პალოგენები ორატომიანი მოლეკულები-საგან შედგება.

პალოგენები წარმოქმნიან უყანგბადო მკვებებს — პალოგენწყალბადმკვებებს, რომლებიც (ფთორწყალბადმკვებებს გარდა) ძლიერი მკვებებია. პალოგენების ელექტროდადებითი ბუნება ვლინდება მათ ეანგბადოვან ნაერთებში, რომლებშიც თავს იჩენს მათი მაქსიმალური დ. რ. როგორც ცნობილია ასეთ მაქსიმალურ ვალენტოვნებას იჩენს ქლორი, ბრომი და იოდი. ფტორის ვალენტოვნება არ აღემატება ერთს.

ფტორიდან ასტატზე გადასვლისას პალოგენების მეტალოიდური თვისებები სუსტდება. ეს იმით აიხსნება, რომ ელემენტის ატომური წონის გადიდებისას ეცემა სწრაფვა ელექტრონისადმი. ამასთან დაკავშირებით, ეცემა აგრეთვე ელემენტის ელექტროუარყოფითობაც. ყველა ქიმიური ელემენტიდან უმაღლესი მნიშვნელობის ელექტროუარყოფითობა ფტორს ახასიათებს. მისი მომდევნოა შემდგომი პალოგენები — ქლორი, ბრომი და იოდი. ელექტრონის შექენის უნარი მკვეთრად ეცემა ფტორიდან ასტატამდე. ამიტომაც ყველაზე აქტიური მეტალოიდი ფტორია, ხოლო იოდი და ასტატი ნაწილობრივ ავლენს მეტალურ თვისებებს.

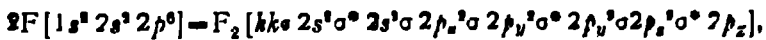
პალოგენების ფიზიკურ თვისებებს განაპირობებს მოლეკულებს შორის მოქმედი ძალები, რომლებიც დამოკიდებულია მოლეკულების სიდიდეზე. რაც უფრო მეტია მოლეკულის ზომა, მით უფრო მკაფიოდ ვლინდება ვან-დერ-ვაალსისეული ძალები და მით მეტია მათი პოლარიზებადობა. ამის შედეგად ფტორი და ქლორი გაზებია, ბრომი სითხეა, იოდი კი მყარია.

პალოგენების შეფერილობას განაპირობებს სინათლის ხილული ნაწილის ამა თუ იმ ტალღების შთანთქმა. მაგალითად, იოდი შთანთქმავს სინათლის სპექტრის ყვითელ და მწვანე არეს, ამის გამო მისი ორთქლი და ხსნარები არაპოლარულ გამსხნელებში იისფერია.

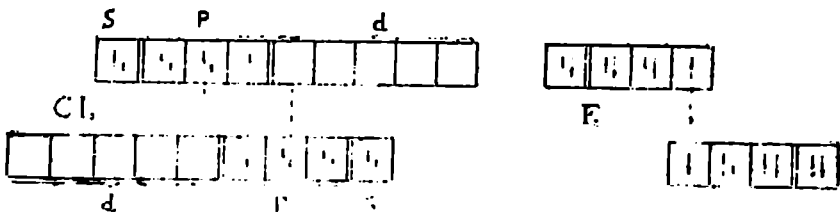
პალოგენების ხსნადობა არაპოლარულ გამსხნელებში იმას მიუთითებს, რომ მათი მოლეკულები კოვალენტური ტიპისაა. ასეთი ხსნარები არაგამტარია და მათი ფერი შეესაბამება პალოგენების შეფერილობას თავისუფალ მდგომარეობაში.

ფტორი შოშწვანო-ყვითელი ფერის გაზია, ქლორი — მოყვითალო-მწვანე, ბრომი მურა-წითელი სითხეა, იოდი — შავი ფერის კრისტალებია. ჰალოგენების ფერი მჭიდრო კავშირშია მათი მოლეკულებს აღნაგობასთან. ფტორის და ქლორის ატომების აღნაგობა განსხვავდება ბრომის და იოდის ატომის აღნაგობისაგან. ბრომს აქვს დამატებითი 16-ელექტრონიანი ელექტრონული გარსი, იოდს — ორი ასეთი გარსი. ხოლო ასტატს ემატება კიდევ 32-ელექტრონიანი გარსი. ამის გამო, მწკარფეში $F-At$ ნივთიერების შეფერილობა უფრო და უფრო მუქი ხდება. ეს იმის შედეგია, რომ რიგობრივი ნომრის გადიდებისას ელექტრონების ძვრადობა, დეფორმაციის უნარი და მასთან დაკავშირებული სინათლის შთანთქმის უნარი ძლიერდება, რის შედეგადაც მოლეკულები ადვილად გადადიან აგზნებულ მდგომარეობაში. ფტორი და ქლორი დასხივებული ენერგიის ნაწილს შთანთქავენ. ბრომი და იოდი შთანთქავენ მეტ ენერგიას.

ჰალოგენების მოლეკულები ორატომიანია: F_2, Cl_2, Br_2, I_2 მათი მოლეკულების წარმოქმნისას ელექტრონები ატომური ორბიტალებიდან გადადიან მოლეკულურ ორბიტალებზე. მაგალითად, ფტორის მოლეკულის შემთხვევაში გვექნება:

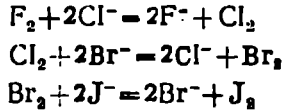


საიდანაც ჩანს, რომ $F-F$ ბმას განახორციელებს ერთი σ -ბმა. რომელიც აკავშირებს $\sigma 2p_x$ -ორბიტალებს. ატომების ზომების სიმცირისა და არამაკავშირებელი ელექტრონების ძლიერი განზიდვის გამო. ფტორის მოლეკულის ბმის ენერგია მცირეა (156 კჯ/მოლ.). ქლორის მოლეკულის ბმის მეტი ენერგია (242 კჯ/მოლ.) იმით აისხნება, რომ გარდა ერთი σ -ბმისა, d -ორბიტალების ხარჯზე დამატებით წარმოიქმნება დონორულ-აქცეპტორული ბმა, რომელიც მეტ მდგრადობას ანიჭებს ქლორის მოლეკულას:

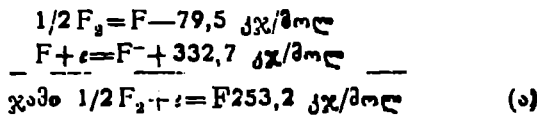


ფტორის ატომებს კი მოლეკულაში მხოლოდ ერთი σ -ბმა აკავშირებს. ეს ნათლად ჩანს ზემო სქემიდან.

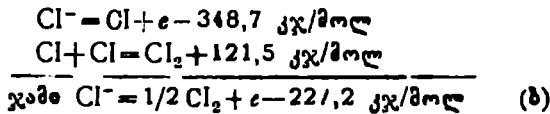
ჰალოგენების ქიმიური თვისებების შედარებიდან გამომდინარეობს, რომ მათი მუანგავი უნარი მცირდება ატომური მასის გადიდებისას. ეს იქიდან ჩანს, რომ უფრო მცირე ატომური მასის ჰალოგენები (მარტივი ნივთიერების სახით აღებული) აძევენ იონური ნაერთებიდან უფრო მეტი ატომური მასის ჰალოგენებს:



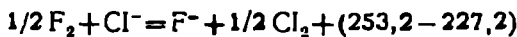
ფტორის სწრაფვა ელექტრონისადმი უფრო ნაკლებია, ვიდრე ქლორისა; მიუხედავად ამისა, ფტორი ართმევს რა ქლორ-იონს ელექტრონს, აძევენ მას ნაერთებიდან. ვიდრე ფტორი მიიერთებდეს ქლორ-იონის ელექტრონს, შეიძლება დავუშვათ, რომ ის ატომებად უნდა დაიშალოს. მაშინ ეს რეაქცია წარმოგვიდგება ორი საფეხურის სახით



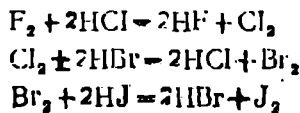
ქლორის იონმა კი უნდა დაკარგოს ელექტრონი და მიღებული ატომების რეკომბინაციით წარმოიქმნას მოლეკულები. ამ პროცესების ენერგეტიკული ეფექტი იქნება:



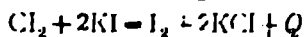
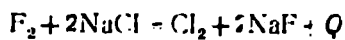
(ა) და (ბ) რეაქციის შეჯამებით მივიღებთ



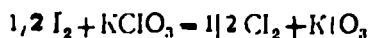
ამ პროცესის ენერგეტიკული ეფექტიდან $+26 \text{ კჯ/მოლ} = (253,2 - 227,2)$ ჩანს, რომ ფტორი (მიუხედავად დაბალი სწრაფვისა ელექტრონების მიერთებისადმი) უფრო ძლიერი მუანგავია, ვიდრე ქლორი. ჰალოგენები ერთმეორეს აძევენ ნაერთებიდან შენდები მიმდევრობით:



ასევე ხსნარებშიც და მყარ მდგომარეობაშიც. მაგალითად.



ჰალოგენეანგზადმეჯეებიდან და მათი მარილებიდან კი იოდი აქვებს ქლორს და ბრომს, ხოლო ბრომი — ქლორს, ე. ი. ნაკლებ ელექტროუარყოფითი უფრო მეტ ელექტროუარყოფითს აქვებს უანგზადლოვანი ნაერთებიდან:



აქედან ჩანს, რომ ატომური მასის გადიდებისას სუსტდება ჰალოგენის ელექტროუარყოფითი ხასიათი, რაც პერიოდული სისტემის ყველა ჯგუფისათვის დამახასიათებელია.

მოლეკულების ატომებად დაშლის ენერგია (ბმის ენერგია) ჯგუფში ატომებს შორის მანძილის გადიდებასთან დაკავშირებით ეცემა:

მოლეკულა	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
მანძილი ატომებს შორის აშ-ით . . .	1,44	1,98	2,28	2,66
ბმის ენერგია კვ/მოლ.	156	242	246	236

მაღალ ტემპერატურაზე ჰალოგენებიდან ყველაზე ადვილად ატომებად იშლება ფტორი, ყველაზე ძნელად — ქლორი.

ორატომიანი მოლეკულები საერთოდ მდგრადია ამ მხრივ ჰალოგენებს განსაკუთრებული ადგილი უჭირავს; სახელდობრ, მათი მოლეკულები ადვილად განიცდიან თერმულ დისოციაციას. დისოციაციის ხარისხი იზრდება მწკრივში $Cl_2 \rightarrow I_2$ და მით უფრო მეტია, რაც უფრო მაღალია ტემპერატურა

t, °C	700	1700	2000
Cl ₂	0,04	52	100
Br ₂	0,2	72,4	100
I ₂	2,8	89,5	100

ისევე, როგორც პერიოდული სისტემის ყველა ჯგუფში. მეშვიდე ჯგუფშიც პირველ ელემენტს — ფტორს განსაკუთრებული თვისებები ახასიათებს. დიდი ელექტროუარყოფითობის გამო, ფტორის დაჯანგულობის რიცხვი მხოლოდ უარყოფითია და უდრის —1-ს, მაშინ, როდესაც დანარჩენი ჰალოგენების უანგზადნაერთებში მათი დაჯანგულობის რიცხვი არის —1, +1, +3, +5, +7.

ჰალოგენნაერთებიც განსხვავებულ თვისებებს იჩენენ. ფტორ-წყალბადმჟავა წარმოქმნის MHF_2 ტიპის მჟავე მარილებს, დანარჩენი ჰალოგენმჟავები კი — მხოლოდ საშუალოს.

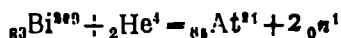
ტუტე მეტალების ქლორიდები, ბრომიდები და იოდიდები კარგად იხსნება წყალში, ფტორიდები კი უფრო ნაკლებად ხსნადია.

ვერცხლის ქლორიდი, ბრომიდი და იოდიდი მცირედხსნადია წყალში, ფტორიდი კი, პირიქით, კარგად იხსნება.

ფტორი, HF და მისი მარილები ძლიერი საწამლაია. ამიტომ ნათთან მუშაობისას დიდი სიფრთხილეა საჭირო.

ჰალოგენები მრავალ ნაერთს წარმოქმნიან ერთმანეთთან. დიდი ელექტროუარყოფითობის, ე. ი. დიდი ქიმიური აქტიურობის გამო, ჰალოგენები თავისუფალი სახით ბუნებაში არ გვხვდება.

№ 85-ე ელემენტის. ასტატის ქიმიური თვისებები წინასწარ აღწერა დ. ი. მენდელეევი 1870 წელს და, როგორც იოდის ანალოგს, მას „ეკაიოდი“ უწოდა. ბუნებაში ასტატი უკანასკნელ დრომდე არ ყოფილა აღმოჩენილი. ასტატი დაშადდა ხელოვნური გზით (1940 წ.). მ-ნაწილაკებით ბისმუტის ბირთვის დაყუხმბარებისას



ამ გზით მიიღება ყველაზე ხანგრძლივი სიცოცხლის იზოტოპი. ძის ნახევარგარდაქმნის პერიოდი $\tau = 8,3$ საათს. დიდი რადიოაქტიურობის გამო, მისი სხვა იზოტოპები უფრო ხანმოკლეა. ამასთან დაკავშირებით მიეცა მას სახელწოდებაც (Astatines ბერძნულად არამდგრადს ნიშნავს).

ასტატს არცერთი მდგრადი იზოტოპი არა აქვს. ამიტომაც ბუნებაში ის მინიმალური რაოდენობით გვხვდება.

თავისი ქიმიური ბუნებით ასტატი ჰალოგენია, რომლის მეტალოიდური თვისებები უფრო სუსტადაა გამოსახული, ვიდრე მეტალური.

იოდის მსგავსად, ასტატი აქროლადია და იხსნება ორგანულ გამხსნელებში.

ასტატი ვერცხლთან წარმოქმნის უხსნად ნაერთს. AgAt -ს — მსგავსად AgI -ისა, ე. ი. ვერცხლთან ნაერთში უარყოფითი იონის სახით შედის. ამით ის მეტად ემსგავსება ჰალოგენებს. მეორე მხრივ, ასტატი ადვილად იყანება. მისი ელექტროდადებითი თვისებები უფრო მკაფიოდაა გამოხატული, ვიდრე იოდისა.

2. 5. 2. ჰალოგენების იზოტოპური შედგენილობის შესახებ. ფტორი ეკუთვნის „წმინდა“ ელემენტებს, რომლებიც მხოლოდ ერთი სახის ატომებისაგან შედგება.

ქლოარი ორი მდგრადი იზოტოპისაგან შედგება. რომელთა გავრცელებულობა შეადგენს:

Cl^{35} 75,4%

Cl^{37} 24,6%

ვ. ი. ამ მონაცემების თანახმად. Cl^{35} ფარდობა 3.07-ის ტოლია. ზღვის წყლის მარილებიდან. აპატიტებიდან, სოდალიტებიდან და. აგრეთვე, მეტეორიტებიდან გამოყოფილი ქლორის იზოტოპური შედგენილობა ერთნაირი აღმოჩნდა.

ქლორის მრავალი იზოტოპი (მასური რიცხვები: 33, 34, 36, 38, 39) ხელოვნური გზით იქნა სინთეზირებული.

ბუნებაში არსებობს ბრომის ორი მდგრადი იზოტოპი Br^{79} და Br^{81} , რომელთა გავრცელებულობა თითქმის ერთნაირია

Br^{79} 50,52%

Br^{81} 49,45%.

Br^{79} იზოტოპი წარმოიქმნება ხანგრძლივი სიცოცხლის იზოტოპის Se^{78} -ის β -გარდაქმნით, რომელიც თავის მხრივ მძიმე ატომბირთვების გაყოფით მიიღება. ამის მსგავსად, Br^{81} იზოტოპი შეიღება Kr^{81} -ის ხანგრძლივი იზოტოპიდან K -მიტაცების შედეგად.

ხელოვნურად მიღებულია ბრომის იზოტოპები შემდეგი მასური რიცხვებით: 75, 76, 77, 78, 80, 84, 85, 87, 88, 89.

ბუნებაში, სამ რადიოაქტიურ მწკრივში გვხვდება იოდის ერთი მდგრადი იზოტოპი I^{127} . β -აქტიური იზოტოპი I^{131} აღმოჩენილია ურანის დაყოფის პროდუქტებში. მისი β -გარდაქმნით მიიღება მდგრადი Xe^{131} .

ურანის რეაქტორებში მიღებულია იოდის მთელი წყება იზოტოპებისა, რომელთა მასური რიცხვები 121-დან 139-მდეა. მძიმე ატომბირთვების დაშლის პროდუქტი I^{131} ნაპოვნი იყო თოვლში აშშ (მიჩიგანი) ატომური ყუბნარის (ნეედაში) ერთ-ერთი გამოცდის შემდეგ.

რადიოაქტიური იზოტოპებიდან ყველაზე ხანგრძლივი აღმოჩნდა I^{129} იზოტოპი. სამივე რადიოაქტიურ მწკრივში, ნაპოვნია ასტატის საინი იზოტოპი: At^{210} , At^{211} და At^{212} . სამივე α -გამომსხივებელია და სამივე ხანმოკლეა. ეს იზოტოპი წარმოიქმნება ურანის. თორიუმისა და აქტინიუმის მწკრივებში.

სინთეზურად მიღებულია ასტატის მრავალი იზოტოპი შემდეგი მასური რიცხვებით: 207, 208, 210, 211, 212, 214, 215, 216, 217, 218.

2. 5. უ. ჰალოგენები ბუნებაში. ფტორის საშუალო შემცველობა დედამიწის ქერქში 0,02% -ია, მდინარის წყალში — 0,00002% და ოკეანეებში — 0,0001%. ბუნებაში ფტორი მცირედ ხსნადი მარილების სახით გვხვდება.

ფტორი განსაკუთრებით დიდ სწრაფვას იჩენს კალციუმისა და ალუმინის მიმართ. ამიტომაც ბუნებაში ის გვხვდება უმთავრესად CaF_2 (მლღობი შპატის ანუ ფლუორიტის) და იშვიათად Na_3AlF_6 (კრიოლითის) სახით. ეს უკანასკნელი შეიძლება განვიხილოთ როგორც ალუმინატორწყალბადმჟავას მარილი.

სინათლის მოქმედებით მლღობი შპატის ზოგიერთი ნიმუში ფლუორესცენციის უნარს იჩენს. სიტყვა „ფლუორესცენცია“ წარმოიქმნა ამ მინერალის „ფლუორიტის“ ლათინური სახელწოდებიდან. მლღობი შპატის სახელწოდება კი განაპირობა იმან, რომ ადვილადლღობადი წლის წარმოსაქმნელად მას ხშირად უმატებენ რკინის მადანს თუჯის გამოღობისას.

მლღობი შპატი გვხვდება უფერო ან მინარევეებით შეფერილი კვბურის (სწორი) სისტემის კრისტალების სახით. წყალში და სუსტ მჟავებში ის თითქმის არ იხსნება.

გარდა მეტალურგიისა, მლღობ შპატს იყენებენ მინის, მინაქარის, ტექურის წარმოებაში, ფტორიდებისა და მლღობი ჰეაფას (HF) მასალებად.

მლღობი შპატის მოპოვება ძირითადად ბაიკალის მიღმა მსარე-ებზე წარმოებს. მისი საბადოები გვხვდება ურალსა და ყაზახეთის რესპუბლიკაში.

ფტორშემცველი მეტად მნიშვნელოვანი მინერალია კრიოლითი Na_3AlF_6 . შემდეგ აბატიტი $x\text{Ca}_3\text{Cl}(\text{PO}_4)_2 \cdot y\text{Ca}_2\text{F}(\text{PO}_4)_2$.

ურალის მადნებში შენეავალი მლღობი შპატის ზოგი სახესხვაობა, რადიოაქტიური მოქმედების გამო, შეიცავს მცირეოდენ თავისუფალ ფტორს. მათი იისფერი შეფერილობა განპირობებულია გახსნილი თავისუფალი კალციუმით. რომელიც მინერალში კოლოიდურ მდგომარეობაშია.

მცირე რაოდენობით ფტორი შედის ადამიანისა და ცხოველების ძვლების შედგენილობაში. განსაკუთრებით კბილების მინაქარში და აწით კბილის ძვლოვან ქსოვილს დიდ სიმავრეს ანიჭებს. ჩვეულებრივ მკურნარეობა ორგანიზმში ფტორი არ გროვდება.

თავისი გავრცელებულობით ქლორი უაღლოვდება ფტორს. დედამიწის ქერქში შენეავალი ყველა ატომიდან ქლორის წილზე მოდის 0,02%.

ფტორის მსგავსად, ქლორი დიდი ქიმიური აქტიურობის გამო ბუნებაში თავისუფალ მდგომარეობაში არ გვხვდება. იგი ბუნებაში გავრცელებულია ნახლოდ ნაერთების სახით, უმთავრესად ქლორწყალბადმჟავას მარილების სახით. მისი უმნიშვნელოვანესი ბუნებრივი ნაერთი არის ქვამარილი. რადგან ნატრიუმის ქლორიდი მეტად გავრცელებულია ბუნებაში. ამიტომ ის იხმარება როგორც ნედლეული ქლორის, ნატრიუმის და მათი ნაერთების მისაღებად. ქლორის ნაერთები მცირე რაოდენობით დედამიწის თითქმის ყველა ქანში შედის. გეოლოგიური პერიოდების განმავლობაში წყლის მოქმედების პროცესში მინერალებიდან, მთის ქანებიდან ხდებოდა ხსნადი შემადგენელი ნაწილების გამორეცხვა. ამის გამო, ქლორის ნაერთები დაგროვდა ზღვებში. მათი დაშრობით წარმოიქმნა მარილის საბადოები, რომლებიც ქლორის მოპოვების ძირითადი წყაროა. მარილის მთავარი მასა ზღვებისა და ოკეანეების წყალშია, სადაც მისი შემცველობა 3%-ს აღწევს. მრავალ მარილიან, გაუმდნარ ტბაში მარილის კონცენტრაციამ თავის ზღვრულ მნიშვნელობას მიაღწია (დაახლოებით 25%-ს), რის შედეგადაც მარილი ფსკერზე ილექება. ძირზე დალექილი მარილი ე. წ. „ლექი მარილი“ ფართო გამოყენებას პოულობს. ნატრიუმის ქლორიდი მოიპოვება აგრეთვე მინერალების სახით. ევრეთ წოდებული ქვამარილი მძლავრი ფენების სახით მოიპოვება დედამიწის ქერქში. ძალიან სუფთა ქვამარილი დონეცკის აუზში, ბახმუტის რაიონსა და ურალის სამხრეთ ნახრებებში ორენბურგის მაზლობლად, სადაც ის 100 მ სისქის ფენებს ქმნის. ქვამარილის მდიდარი საბადოებია აგრეთვე ამიერკავკასიაში, ყაზახეთში. ციმბირის სხვადასხვა რაიონებში.

ქლორი შედის აგრეთვე მინერალებში (სილვინი) KCl , კარნალიტი $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, სილვინიტი $KCl \cdot NaCl$. იშვიათად გვხვდება მძიმე მეტალების ქლორიდების მინერალები, მაგალითად, ქლორიანი სპილენძი $CuCl_2 \cdot 3Cu(OH)_2$, რქავერცხლა $AgCl$. კარნალიტისა და სილვინიტის უმდიდრესი საბადოებია ურალის ჩრდილოეთ ნაწილში, სოლიკამსკში.

ქლორნატრიუმი წყალხსნარებიდან კუბურ კრისტალებს წარმოქმნის. ღლვება $801^{\circ}C$ -ზე. $0^{\circ}C$ -ზე 100 წონით ნაწილ წყალში იხსნება 26 წონითი ნაწილი $NaCl$, $100^{\circ}C$ -ზე კი — 39 წონით ნაწილი. მისი ყოველწლიური მოპოვება მრავალ მილიონ ტონას აღწევს, რადგან მისგან ამზადებენ ქლორის ყველა ნაერთს, სოდას, გლაუბერის მარილს, ნატრიუმის ტუტეს და სხვ.

ბრომის შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს $3 \cdot 10^{-6}\%$ -ს.

ბრომი ბუნებაში გვხვდება ნატრიუმთან, კალიუმთან. კალციუმთან, მაგნიუმთან. ვერცხლთან ნაერთების სახით. ნატრიუმის ბრომიდს. NaBr . შეიცავს ზღვის წყალი, მაგრამ ბევრად უფრო მცირე რაოდენობით, ვიდრე ქლორნატრიუმს. ზღვის წყლიდან ქლორნატრიუმის გამოკრისტალების შემდეგ ბრომნატრიუმი სსნარში რჩება. ბრომნატრიუმი და ბრომკალიუმი ზოგიერთ მინერალურ წყაროებშიც გვხვდება.

თურქმენეთის რესპუბლიკაში. ყურე ყარა-ბოგაზ-გოლი. რომელიც კასპიის ზღვას ვიწრო სრუტით უერთდება, საკმაოდ დიდი რაოდენობით შეიცავს ბრომის ნაერთებს. სოლიკამსკის კარნალიტი აგრეთვე შეიცავს ბრომს 0,3%-ის რაოდენობით. ნავთობის მოპოვების დროს ქაბურღილებიდან ნავთობთან ერთად ამოდის მისი თანმხლები მარილსნარები. ქლორისა და იოდის ნაერთების გარდა ქაბურღილების ეს მარილები შეიცავენ აგრეთვე ბრომის ნაერთებსაც. ყირიზის მარილიანი ტბებიც საკმაო რაოდენობით შეიცავენ ბრომის მარილებს.

დელამიწის ქერქში იოდის შემცველობა საშუალოდ 4. 10⁻⁴% ს აღწევს. სხვა ჰალოგენების მსგავსად, იოდი ბუნებაში გავრცელებულია მეტალებთან ნაერთების სახით. იოდის ნაერთებს შეიცავს წყალი. მაგრამ მისი ნაერთების კონცენტრაციის სიმცირის გამო ზღვის წყლიდან იოდის გამოყოფა მეტად ძნელია. ზოგიერთ წყალმცენარეებს უნარი აქვს ზღვის წყლიდან იოდის გამოღებისა და თავის უჯრედებში დაგროვებისა. ასეთი წყალმცენარეების გაშრობის და დაწვის შემდეგ დაჩენილი ნაცარი, რომელიც შეიცავს იოდის მარილებს, იოდის მოსაპოვებელი მთავარი წყაროა. იოდის მარილები შესულია აგრეთვე ქაბურღილებიდან ამოღებული ნავთობის თანმხლები მარილიან წყლებში, რის გამოც, ამ წყლებიდანაც წარმოებს იოდის მოპოვება.

● **იოდი** I_2O_5 და NaIO_3 -ის სახით მოიპოვება ჩილესა და ბოლივიის (ამერიკა) გვარჯილის საბადოებში.

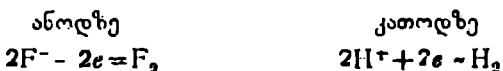
2. 5. 4. **ჰალოგენების მიღება.** ჰალოგენები ბუნებრივ ნაერთებში ძირითადად უარყოფითი იონების სახითაა შეტყულო; ამიტომაც ჰალოგენების თავისუფალი სახით მიღება დაკავშირებულია მათი იონებისაგან ელექტრონის წართმევასთან, ე. ი. მათი იონების დაჟანგვასთან.

ელექტროლიზური პროცესი ქანგვა-აღდგენითი პროცესების ჩატარების მეტად ძლიერი საშუალებაა. იმის გამო, რომ არსებული ელემენტებიდან ყველაზე დიდი ელექტროუარყოფითობა ფტორს აქვს, ამიტომ წმინდა ქიმიური გზით მისი თავისუფალი სახით მიღება შეუძლებელია. მართლაც, დიდი ელექტროუარყოფითობის გამო ფტორი მხოლოდ ნაერთების სახით მოიპოვება ბუნებაში. ყველა ნაერთში ფტორი ელექტროუარყოფითია. მისი თავისუფალი სახით მიღებისათვის საჭიროა ფტორ-იონის დაჟანგვა. ამ მიზნით მასზე უნდა ვიმოქ-

მედროთ ისეთი ნივთიერებით, რომელიც ფტორ-იონს ელექტრონს წა-
 ართმევს: მაშასადამე, ამგვარი მჟავანავის ელექტროუარყოფითობა
 ფტორისაზე მეტი უნდა იყოს. ვინაიდან ფტორის ელექტროუარყოფი-
 თობა მაქსიმალურია, ამიტომ მისა თავისუფალი სახით მიღების ერთად-
 ერთი მეთოდი არის ელექტროლიზი.

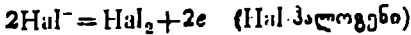
ფტორი აღმოჩენილ იქნა მღლობმეავაში (ფტორწყალბადმეავაში)
 1810 წელს. თავისუფალი სახით ფტორი პირველად მიიღო მუა-
 იანმა 1886 წელს კალიუმის ფტორიდს ელექტროლიზით უწყლო
 $\text{HF} \cdot \text{H}_2\text{O}$

თავისუფალ ფტორს ამჟამად ლეზლობენ გაღობილი კალიუმ-
 ბიფტორიდის (კალიუმბიფტორიდის, KHF_2) ელექტროლიზით
 240—250°C-ზე, ნიკელის ან სპილენძის ჭურჭელში, რომელიც კათო-
 დის როლს ასრულებს. ანოდად იყენებენ გრაფიტის ელექტროდს, რომ-
 ლის ირგვლივ სპილენძის დასვრეტილი დიაფრაგმაა მოთავსებული.
 დიაფრაგმა საჭიროა იმისათვის, რომ აცილებულ იქნას წყალბადის შე-
 ერთება ფტორთან, რაც დაკავშირებულია აფეთქებასთან. ელექტრო-
 დებზე მიმდინარე პროცესი შემდეგი სქემით შეიძლება გამოვსახოთ:



ვინაიდან ქლორი, ბრომი და იოდი თავის ბუნებრივ ნაერთებში
 უარყოფითი იონების სახით გვხვდება, ამიტომ მათი თავისუფალი სა-
 ხით მიღებისათვის საჭიროა ისინი დავეანგოთ. დაყანგვა შეიძლება მო-
 ვახდინოთ ან სხვადასხვა დამჟავანგავებით ან ელექტროლიზით.

ყველა ჰალოგენის თავისუფალი სახით მიღება შეიძლება შესაბა-
 მისი ნაერთების ელექტროლიზით, რომლის დროსაც ჰალოგენიდ-იონის
 განმუხსტვა ხდება:

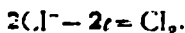


გარდა ელექტროლიზისა, ეს რეაქცია შეიძლება დამჟავანგავების მოქმე-
 დებითაც ჩავატაროთ. დამჟავანგავით შეიძლება ყველა ჰალოგენის თავი-
 სუფალი სახით გამოყოფა (გარდა ფტორისა).

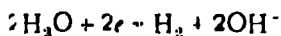
ქლორი მიღებულ იქნა შეელეს მიერ (1774 წელს) მანგანუმის
 დიოქსიდით (MnO_2 -პიროლუზიტით) მარილმჟავას დაყანგვისას. ჰალო-
 გენებიდან პირველად ქლორი იქნა მიღებული თავისუფალი სახით.

ქლორი, როგორც თანაპროდუქტი დიდი რაოდენობით მიიღება
 ტუტე მეთალების ქლორიდების კონცენტრირებულ წყალხსნარების
 ელექტროლიზით.

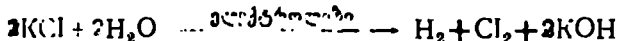
ელექტროდების კათოდებისას ქლორი გამოიყოფა ანიოდზე.



კათოდზე გამოიყოფა წყალბადი. წყალბად-იონთა კონცენტრაციის სიმცირის მიუხედავად მის გამოყოფას უფრო მცირე პოტენციალი ესაქიროება, ვიდრე ტუტე მეტალებისას. გარდა წყალბად-იონებისა, ნუტრისა კათოდზე მიმდინარეობს წყლის მოლეკულების წყალბადის აღდგენა



ანიოდზე ქლორ-იონების დაჯანგვისა და გაზური ქლორის გამოყოფის დროს ეკვივალენტური რაოდენობით გამოიყოფა წყალბადი. შედეგად მეტალის იონებთან ერთად ეკვივალენტური რაოდენობით რჩება ხსნარში ჰიდროქსილ-იონები. ამის გამო, კათოდურ სივრცეში ტუტე წარმოიქმნება. ამ რეაქციების შეჯამებით მივიღებთ:

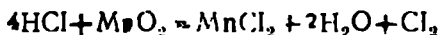


ელექტროლიზის დროს დაუშვებელია ტუტისა და ქლორის შერევა, რადგან ამ დროს მიიღება ისევ ქლორიდი და ჰიპოქლორიდი:

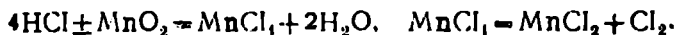


მშრალი ქლორი რკინაზე არ მოქმედებს, ამიტომ მიღებულ ქლორს ჩაწნხავენ ფოლადის ბალონებში, რომლებშიც ის თხევად მდგომარეობაში ინახება.

ლაბორატორიულ პირობებში ქლორს ლებულობენ კონცენტრირებული მარილმჟავას (ან სუფრის მარილისა და ზომიერი კონცენტრაციის გოგირდმჟავას ნარევის) ურთიერთქმედებით მანგანუმის დიოქსიდზე:



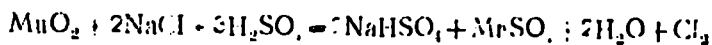
აქ მარილმჟავა იყენება მანგანუმის (IV) ოქსიდით. რეაქცია ორ საფეხურად მიმდინარეობს. ჯერ მიიღება მანგანუმის ტეტრაქლორიდი $MnCl_4$, რომელიც უმდგრადობის გამო მიღებისთანავე იშლება და წარმოიქმნება დიქლორიდი $MnCl_2$ და თავისუფალი ქლორი:



ეს რეაქცია სარეაქციო ნარევის გათბობისას მიმდინარეობს.

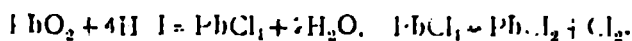
ამ რეაქციის მეშვეობით უფრო ადვილად მიიღება თავისუფალი ბრომი და კიდევ უფრო ადვილად — იოდი.

ნაცვლად მარილმჟავის ზემო რეაქციაში შეიძლება NaCl შეიტანოს:

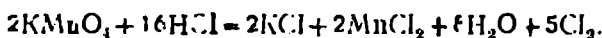


ამ რეაქციის მიმდინარეობაც ნარევის გათბობას მოითხოვს.

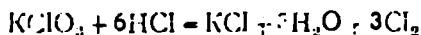
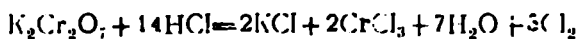
მანგანუმის დიოქსიდის ნაცვლად აქ შეიძლება სხვა უმაღლესი ენდოქსიდობაც გამოვიყენოთ. მაგალითად, ტყვიის დიოქსიდთან (PbO_2) რეაქცია იმავე გზით მიმდინარეობს:



სუფთა ქლორის ლაბორატორიებში ხშირად ღებულობენ კონცენტრირებულ მარილმჟავასა და პერმანგანატის ურთიერთქმედებით:

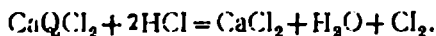


ამავე მიზნებისათვის შეიძლება გამოვიყენოთ სხვა დამჟანგავები $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KClO_3 და ა. შ. მაგალითად,

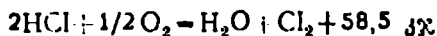


ამ უქანასკნელი რეაქციის დროს ქლორთან ერთად ქლორის ენდგადნაერთებიც გამოიყოფა. ბუნებრივია, ეს რეაქციები ძლიერ მყავე არეში მიმდინარეობს.

რეაქცია ქლორიან კირსა და მარილმჟავას შორის მიმდინარეობს შემდეგი განტოლების მიხედვით:



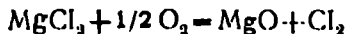
ქლორწყალბადი შეიძლება უშუალოდაც დავყანგოთ ჰაერის ენგბადით. ასეთია დიკონის მეთოდი (1868), რომლის თანახმად ქლორწყალბადისა და ჰაერის ნარევის გაატარებენ 450°C -მდე გაცხელებულ თიხის ბურთულაზე, რომელიც წინასწარ შესველებული უნდა იყოს სპილენძის ქლორიდის (CuCl_2) სხნარით. სპილენძის ქლორიდი ამ რეაქციის კატალიზატორს წარმოადგენს. დიკონის პროცესი შემდეგი სქემით მიმდინარეობს:



ამ რეაქციის წონასწორობის შესწავლიდან გამომდინარეობს, რომ 600° -ზე ქლორსა და ენგბადს ერთნაირი სწრაფვა აქვს წყალბადისადმი. ამიტომაც, ამ ტემპერატურაზე ქლორის გამოსავლიანობა 50%-ს უდრის. ტემპერატურის დაწვისას რეაქცია ენგბადსა და წყალბადს

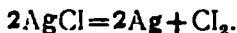
შორის უფრო სწრაფად მიმდინარეობს, ვიდრე წყალბადსა და ქლორს შორის, ამიტომაც ქლორის გამოსავლიანობა იზრდება.

დიკონის მეთოდით ქანგავენ ქლორის სხვა ნაერთებსაც. მაგალითად,



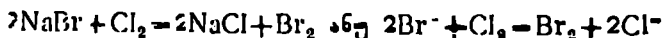
750°C-ზე ქლორის გამოსავლიანობა 50%-ს უდრის.

დიკონის მეთოდით მიღებული ქლორი ისმარებოდა ქლორიანი კირის მოსამზადებლად. ქლორის მიღების ელექტროლიზურმა მეთოდმა თითქმის მთლიანად გამოთიშა პრაქტიკიდან დიკონის პროცესი და ქლორის მიღების სხვა მეთოდებიც. ქიმიურად სუფთა ქლორი შეიძლება მივიღოთ გაღობილი სუფთა ვერცხლის ქლორიდის ელექტროლიზით გრაფიტის ელექტროდებს შორის:



ქლორის შეგროვება გაზომეტრში წყლის ზემოთ არ შეიძლება, რადგან წყალში ქლორი კარგად იხსნება. არ შეიძლება მისი შეგროვება არც ვერცხლისწყლის ზედაპირზე, რადგან ქლორი მას ქიმიურად უერთდება. ქლორის ხსნადობა ისევე, როგორც სხვა გაზებისა, ელექტროლიტების წყალხსნარებში ბევრად უფრო ნაკლებია, ვიდრე სუფთა წყალში. ამიტომ ლაბორატორიული მიზნებისათვის ქლორს ჩვეულებრივ სუფრის მარილის წყალხსნარის ზემოთ აგროვებენ გაზომეტრებში.

ბრომი მიიღება ბრომიდების წყალხსნარებზე თავისუფალი ქლორის მოქმედებით

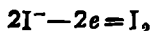


თავისუფალი ბრომი ადვილად მიიღება აგრეთვე ტუტე მეტალების ბრომიდების წყალხსნარების ელექტროლიზით, მაგრამ უპირატესობა ეძლევა მათი წყალხსნარებიდან თავისუფალი ქლორით გამოძევების მეთოდს.

იოდი მიიღება წყალმცენარეების ნაცრიდან იმავე მეთოდებით, როგორითაც მიიღება ქლორი. ამ მიზნით იოდის მარილებზე მოქმედებენ პიროლუზიტით და გოგირდმკვავათი:

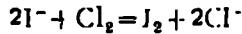


ან აწარმოებენ იოდიდის, ელექტროლიზს. იოდი გამოიყოფა ანოდზე:

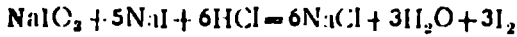


ამჟამად ელემენტი იოდი დიდი რაოდენობით მიიღება აგრეთვე

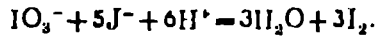
ნავთობის თანხსნელები მარილიანი წყლების დამუშავებით. იოდის მისაღებად იოდების წყალსნარებზე ქლორით მოქმედებენ:



მაგრამ ქლორის ზედმეტი რაოდენობა იოდს ეანგავს იოდატაქმედ (NaIO₃). ამიტომ მას შეამჟავებენ, რის გამოც იოდატ-იონი ეანგავს იოდიონებს:



ანუ



ჰალოგენების ურთიერთგამოძეება დაკავშირებულია მათ ეანგვის უნართან. ეს უნარი გამოსახება მწკრივით: F₂, Cl₂, Br₂, I₂. რომელშიც ჰალოგენების მეანგავი ურანი თანმიმდევრულად ეცემა.

იოდატებზე ჰიდროსულფიტების მოქმედებით იოდი გამოიყოფა:



ჰიდროსულფიტების ნაცელად შეიძლება გამოვიყენოთ გოგირდოვანი გაზი.

2. 5. 5. ჰალოგენების ფიზიკური თვისებები. ფტორი გაზია, სქელ ფენებში ოდნავ მომწვანო-ყვითელი ფერისაა. მას გამაბრუებელი, მსრჩოლავი სუნი აქვს. მისი ჩასუნთქვა ძლიერ საზიანოა ორგანიზმისათვის.

ფტორის სიმკვრივე ჰაერის მიმართ უდრის 1,32-ს. მისი ერთი ლიტრის წონა შეადგენს 1,71 გ-ს. ძლიერი გაცივებისას ფტორი მკრთალ ყვითელ სითხედ იქცევა, რომელიც დუღს — 187,9°C-ზე, ხოლო მყარდება — 223°C-ზე.

ფტორის მოლეკულაში მანძილი ატომბირთვებს შორის $d = 144$ მპ., მისი თერმული დისოციაცია (ატომებად დაშლა) $F_2 = 2F - 151.5$ კკ მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე ხდება.

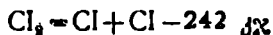
მეტალოიდების ფტორიანი ნერთები (CF₄, SiF₄, SF₆) ადვილად აქროლადია, ამიტომაც მათი წარმოქმნა არ იცავს მეტალოიდის ზედაპირს შემდგომი მოქმედებისაგან.

წყალთან ფტორი არ წარმოქმნის კრისტალჰიდრატს, არამედ იწვევს მის ქიმიურ დაშლას.

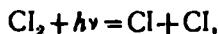
ქლორი ყვითელი-მწვანე ფერის, მსრჩოლავი სუნის მქონე გაზია, ჰაერზე 2,5-ჯერ უფრო მძიმე; მისი ერთი ლიტრი იწონის 3,22 გ-ს. ქლორის ნაჯეოი ორთქლის წნევა 20°C-ზე 6,6 ატ-ს შეადგენს, ე. ი. 6,6 ატ-მდე შეკუმშვისას ის გარდაიქმნება სითხედ. თხევადი ქლორი

იხახება ფოლადის ბალონებში. გათხევადებული ქლორი მოყვითალო-მწვანე სითხეა. დუღს — $34,7^{\circ}\text{C}$ -ზე, მყარდება — $101,5^{\circ}\text{C}$ -ზე; გამყარებული ქლორის კრისტალები ყვითელი ფერისაა.

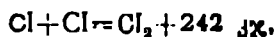
ქლორის მოლეკულაში ატომბირთვებს შორის მანძილია $d = 198$ პმ; ატომებად ქლორის დისოციაციის სითბო შეადგენს:



ქლორის თერმული დისოციაცია შესამჩნევი ხდება 1200° და უფრო მაღალ ტემპერატურებზე. სინათლის გავლენით ქლორის მოლეკულები ატომებად იშლება:



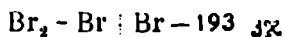
ხოლო ქლორ-ატომების რეკომბინაციით გამოიყოფა იმავე რაოდენობის სითბო



რაც ქლორის მოლეკულის დისოციაციის ენერჯიის ტოლია.

თითო მოცულობა წყალში ორ მოცულობამდე ქლორი იხსნება ქლორიანი წყლიდან 0°C -ზე გამოიყოფა $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ შედგენილობის კრისტალჰიდრატი. NaCl -ის ნაჯერ ხსნარში ქლორის ხსნადობა ოთხჯერ უფრო მცირეა, ვიდრე სუფთა წყალში.

ბრომი მხრჩოლავი სუნის მქონე მუქი წითელი ფერის მძიმე სითხეა, 0°C -ზე კუთრი წონა 3,187. ოთახის ტემპერატურაზე ადვილად ორთქლდება და წარმოქმნის მუქი წითელი ფერის მძიმე ორთქლს. ბრომი დუღს $+59^{\circ}$ -ზე, მყარდება — $7,3^{\circ}$ -ზე. ბრომის მოლეკულაში ატომებებს შორის მანძილი $d = 228$ პმ. მისი თერმული დისოციაცია



უფრო დაბალ ტემპერატურაზე მიმდინარეობს, ვიდრე ქლორისა.

ხილული სინათლის გავლენით ბრომის მოლეკულები ოპტიკურ დისოციაციას განიცდის



ბრომის ატომები ადვილად რეკომბინირდებიან (უროთიერთშეკავშირდებიან).

ბრომი შედარებით კარგად იხსნება წყალში (35 გ — 1 ლიტრში). ტემპერატურის გადიდებისას წყალში ბრომის ხსნადობა მცირდება. გაცივებისას ბრომის ნაჯერი წყალხსნარიდან გამოიყოფა კრისტალჰიდრატი $\text{Br}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, რომელიც 6° -ზე ღვდება. ბევრად უკეთ იხს-

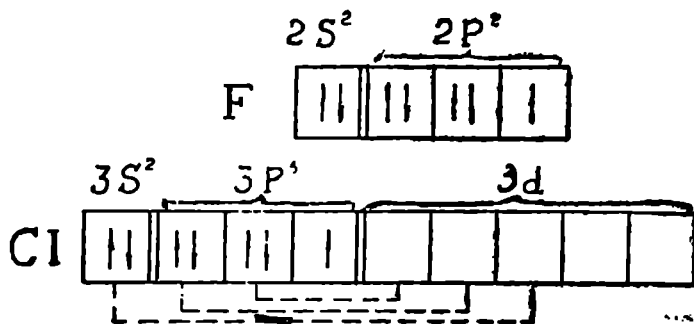
ნება პროში ორგანულ გამსხნელებში ქლოროფორში, გოგირდნახშირბადში, ოთხქლორმეთანში და ა. შ.

იოდი მყარი ნივთიერებაა, წარმოქმნის მუქ, ოდნავ ბრჭყვიალა ფოლადისფერ კრისტალებს. იოდის სიმკვრივეა 4,942. ოთახის ტემპერატურაზე შესამჩნევად ქლორდება, გაცხელებისას გაუღობლად იქცევა ორთქლად. იოდის ორთქლი ღამაში იისფერია. მაღალი წნევის ქვეშ გაცხელებისას იოდი ღვებება. ცივ კედლებზე იოდის ორთქლი კონდენსირდება შავი იისფერი კრისტალების სახით. ტექნიკური იოდიდან სუფთა პრეპარატის მისაღებად იოდს KI -თან შეურევენ და აქროლების შემდეგ მას აირადი ფაზიდან ცივ ზედა ირზე გამოაყრისტალებენ.

იოდის მოლეკულაში ბირთვებს შორის მანძილი $d = 266$ პმ. I_2 -ის მოლეკულის ბმის ენერგია (ანუ დისოციაციის ენერგია) 150.84 კჯ-ია. ანტიომაც იოდის მოლეკულების ატომებად დაშლა შესამჩნევი ხდება 600° -იდან.

იოდი ცუდად იხსნება წყალში (10,3გ/ლ). კარგად იხსნება მთელ რიგ ორგანულ გამსხნელებში. პოლარულ გამსხნელებში (სპირტები, კეტონები) გახსნილი იოდი მიხაყისფერია. არაპოლარულში (ბენზოლი, გოგირდნახშირბადი) იისფერია. იოდის 5%-იანი სპირტისნარი (იოდის ნაყენის სახით) კრილობების სტერილიზაციის მიზნით იხმარება.

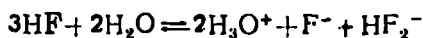
2. ნ. მ. შ. შალოგენების ქიმიური თვისებები. ფტორის დ. რ. მულერი-ვია. ქლორი, ბრომი და იოდი იჩენენ ცვლად დ. რ., რომელიც გამოი-



სახება კენტი რიცხვებით 1, 3, 5, 7. ეს გარემოება იმით აიხსნება, რომ ფტორის ატომს არ გააჩნია *d*-ორბიტალები, *p*-ქვედონეზე კი მას ერთადერთი ელექტრონი აქვს, რომელიც განსაზღვრავს მის დ. რ. ქლორის, ბრომის და იოდის ატომებს აქვთ *d*-ორბიტალები. *s* და *p*-ორბიტალების წყვილი ელექტრონებიდან თითო ელექტრონის ვალდებულა *d*-ორბიტალზე მათ დ. რ. ორი ერთეულით გააღიღებს (-ხ. სტეპი).

ფტორი განსაკუთრებული ქიმიური აქტიურობის ელემენტია. იგი სიბნელეშიც კი აფეთქებით უერთდება წყალბადს. ეს რეაქცია ძლიერი აფეთქებით მიმდინარეობს ისეთ დაბალ ტემპერატურაზეც კი, როცა წყალბადი თხევადია და ფტორი — მყარი. ფტორი თავის ყველა ნაერთში ერთვალენტოვანია.

ფტორის დიდი რეაქტივის უნარის მიზეზია მისი მოლეკულის ბმის დაბალი ენერგია (154 კჯ) და წარმოქმნილ ნაერთში მისი ბმის დიდი ენერგია. მისი მოლეკულის დისოციაციის დაბალი ენერგია განპირობებულია არამაკავშირებელი ელექტრონების განზიდვით, ხოლო წარმოქმნილი იონური ნაერთების მდგრადობა — მისი დიდი ელექტროუარყოფითობით. კოლარულ ნაერთებში, ფტორის მცირე სიდიდისა და მასთან დაკავშირებულ ელექტრონული ღრუბლის დიდი სიმკვრივის გამო, ფტორის ნაერთების მდგრადობა დიდია. HF-ის წყალში გახსნა არ შეიძლება განვიხილოთ როგორც წმინდა ფიზიკური პროცესი, რადგან ამ დროს წარმოიქმნება იონები H_3O^+ , F^- და HF_2^- ; მიღებული მლღობი მყავა საშუალო ძალისაა (მისი $K = 7 \cdot 10^{-4}$):



HF⁻ ძლიერი ანიონური მყავაა.

ფტორი უძლიერესი მყანგავია. ის ყველა მარტივ ნივთიერებასთან მწაფრად შედის რეაქციაში გარდა ეანგბადისა, ჰელიუმისა, ნეონისა და არგონისა. ქსენონი კაშკაშა ალით იწვის ფტორის არეში და წარმოქმნის მის ფტორიდებს. ფტორი აფეთქებით უერთდება გოგირდს, სილიციუმს. წყალბადთან რეაქცია $H_2 + F_2 = 2HF + 536$ კჯ. სიბნელეშიც კი აფეთქებით და ხშირად დეტონაციით მიმდინარეობს (ამიტომ ამ რეაქციას პრაქტიკული გამოყენება არა აქვს). ფტორის ატმოსფეროში იწვის ისეთი ნივთიერებები, რომლებიც ჩვეულებრივი წარმოდგენის თანახმად მოკლებული არიან წვის უნარს. ასეთია აზბესტი, წყალი, ქვიშა:



საინტერესოა, რომ წვის ამ რეაქციის ერთ-ერთი პროდუქტი ეანგბადია.

ფტორის ასეთი დიდი ქიმიური აქტიურობა აიხსნება იმით, რომ:

1) მისი ბმის ენერგია ძალზე მცირეა ($E_{F-F} = 150$ კჯ) და 2) წარმოქმნილ ნაერთებში ბმის ენერგია დიდია ($E_{H-F} = 598$ კჯ, $E_{C-F} = 541$ კჯ, $E_{Si-F} = 503$ კჯ).

$Cl_2 - Br_2 - I_2$ მწკრივში ბმის ენერგია მცირდება (58—45—35).

ამის ნთავარი მიზეზია ნათი რადიუსების გადიდება. ელექტრონული გარე გარსის გადიდებისას ელექტრონული ღრუბლების გადაფარვის არე მცირდება და იზრდება მანძილი გადაფარვის არესა და ბირთვებს შორის. ამავე მწკრივში იზრდება ელექტრონული შიგა გარსების რაოდენობა, რომლებიც თავის მხრივ იწვევენ ბირთვის მუხტის ეკრანირებას. ეს კი ამცირებს ბმის ენერგიას. ამ მიზეზით ქლორიდან იოდისაკენ გადანაცვლებისას ქიმიური ბმის ენერგია მცირდება. ამ მოსაზრებებიდან გამომდინარე, ფტორის ბმის ენერგია მეტი უნდა ყოფილიყო, ვიდრე ქლორისა. სინამდვილეში კი ის ბევრად უფრო მცირეა.

ის გარემოება, რომ ქლორის ბმის ენერგია აღემატება ფტორისას იმით აიხსნება. რომ გარდა σ -ბმისა, რომელიც ორ ქლორ-ატომს აკავშირებს ერთმანეთთან, მათ შორის π -ორბიტალები დამატებით წარმოქმნიან დონორულ-ექცეპტორულ ბმებს, რომლებიც ადიდებენ ქლორის ბმის ენერგიას (იხ. ზემოთ).

ფტორს, ქლორს, ბრომს და იოდს მეტალები მარილებში გადაჰყავს, ე. ი. ისინი ჰალოგენებია ამ სიტყვის სრული მნიშვნელობით.

ფტორი უერთდება ტუტე მეტალებს ალის წარმოქმნით; იგი ალის წარმოქმნით უერთდება აგრეთვე სილიციუმს, ფოსფორს, ვოგირდს. ენერგიულად უერთდება ბორს, დარიშხანს, ბრომს, იოდს, ხის ნახშირს, გაცხელებისას — თუთიას, ალუმინს, კალას, ხოლო მაღალ ტემპერატურაზე — ოქროსა და პლატინას. ფტორი ყველა ელემენტს უერთდება, მხოლოდ აზოტსა და ქანგბადს არ უერთდება უშუალოდ. ზოგიერთ მეტალს, მაგალითად, Cu , Ni , Mg -ს გადაეკვრება ფტორიდის აფსკი, რომელიც იცავს მეტალს ფტორის შემდგომი მოქმედებისაგან.

მრავალი ნაერთი იშლება ფტორის მოქმედებით. მინა და კვარცი ადვილად შედის რეაქციაში ფტორთან, ამორფულ სილიციუმდიოქსიდთან ფტორი აალებას იძლევა. ამ დროს სილიციუმტეტრაფტორიდი და ქანგბადი მიიღება.

ფტორს მლღობი მყავას წყალხსნარის სახით იყენებენ მინის ზედაპირის ამოკმისათვის, თუჯის სხმულების ზედაპირიდან ქვიშის ნაწილაკების მოსაცილებლად, ხოლო მის ხსნად მარილებს იყენებენ ხის გასაჟღენთად კონსერვაციის მიზნით და სხვ.

ფტორორგანულ ნაერთებს ე. წ. ფტონებს CCl_2F_2 , C_2H_5Cl , C_2F_4 , Cl_2 და ა. შ. ფართოდ იყენებენ მაცივრებში. გამაცივებელ მუშა ნივთიერებად. ფტორორგანული ნაერთების სახით ფტორმა ღალი გამოყენება ჰპოვა მაღალი სარისის პლასტმასების მოსამსახურებლად.

ფტორთან შედარებით ქლორი რამდენადმე ნაკლებ ელექტროუარ-
ჯიფიფობას იჩენს. მისი მეტალოიდური თვისებები საკმაოდ მკვეთრად
აჩნის გამოხატული. ის აქტიური მეტალოიდი, ჰიმიური აქტიურობა
მეტად დიდია. ის უშუალოდ უერთდება ყველა მეტალს და მეტალო-
იდს. სოგს ცივად. სოგს გაცხელებით. ქლორი უშუალოდ არ უერთ-
დება C, N, C-ს და ინერტულ ვაზებს. ის თავისი ჰიმიური ბუნებით
ფტორის მსგავსია და აქტიურად მოქმედებს როგორც ერთვალენტო-
ვანი მეტალოიდი.

ჩვეულებრივ პირობებში რეაქცია წყალბადსა და ქლორს შორის
ნელა მიმდინარეობს.

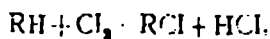


შსის პირდაპირი (არაგაბნეული) სხივები ან მაგნიუმის ალის გამოხი-
ვლა იწვევს სწრაფ რეაქციას. რომელიც აფეთქებით თავდება. წყალ-
ბადისა და ქლორის ნარევებში კარგად ვრცელდება ალი.

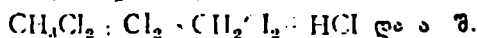
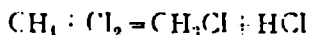
წყალბადსა და ქლორს შორის ფოტოქიმიური რეაქცია არაგან-
შტოებული ჯაჭვური გზით მიმდინარეობს. ამ რეაქციის შესწავლამ
არსებითი გავლენა მოახდინა ფოტოქიმიისა და ქიმიური კინეტიკის
განვითარებაზე.

წყალბადისა და ქლორის უშუალოდ შეერთების რეაქციას ტექნი-
კური გამოყენება მიეცა. ამ რეაქციისათვის საჭირო წყალბადი და ქლო-
რი მიიღება NaCl-ის კონცენტრირებული ხსნარის ელექტროლიზით.

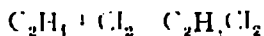
ამჟამად HCl დიდი რაოდენობით მიიღება როგორც თანაბრო-
ღუქტი ორგანული ნერთების დაქლორებისას, რომელიც შეიძლება
შემდეგი სქემით გამოვსახოთ:



სადაც R ორგანული რადიკალია. ნაჭერ ნახშირწყალბადთან, მაგალი-
თად. მეტანთან ქლორი მიმდევრული ჩანაცვლებას რეაქციაში შედის:

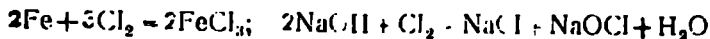


არანაჭერი ნახშირწყალბადები, მაგალითად, ეთილენი უშუალოდ იკავ-
შირებენ ქლორს:



ქლორი ქანგბადთან რამდენიმე არამდგრად ოქსიდს წარმოქმნის.

თავისუფალი ქლორი მეტალებთან და ტუტეებთან ურთიერთქმედების შედეგად მარილებს იძლევა. მაგალითად.



ეს რეაქციები ადვილად მიმდინარეობს ოთახის ტემპერატურაზე. ზოგ შემთხვევაში მეტალის ზედაპირს გადაეცვრება წარმოქმნილი ქლორიდის აპი, რომელიც იცავს მეტალს ქლორის შემდგომი მოქმედებისაგან. ამ აპის მოცილება შეიძლება გაღობით, აქროლებით ან წყალში გახსნით. მეტალის წინასწარი დაწილადება აჩქარებს ამ რეაქციების მიმდინარეობას.

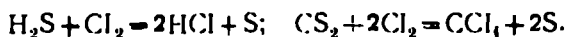
ზოგ შემთხვევაში ქლორი ქანგავს და აძევებს ქანგაბას ოქსიდებთან. მაგალითად გავარყარებული კირი ქლორთან შედის რეაქციაში



ქლორი ენერგიულად მოქმედებს სულფიდებზე. ამ რეაქციების დროს მეტალი ქლორიდად გარდაიქმნება, ხოლო გოგირდი დაქანგვრის შედეგად თავისუფალი სახით გამოიყოფა. მაგალითად. შევლემ შეისწავლა გოგირდოვან ვერცხლისწყალზე ქლორის მოქმედება;



ამის მსგავსად, მიმდინარეობს რეაქციები სხვა სულფიდებთან. გოგირდწყალბადთან ან გოგირდნახშირბადთან ურთიერთქმედებისას ქლორი აძევებს გოგირდს ამ ნაერთებიდან:



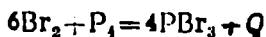
ქლორის შესუნთქვა იწვევს ფილტვებისა და ბრონქების ანთებით პროცესს. ქლორით მოწამვლისას სასარგებლოა ქანგაბადის, ნიშადურის სპირტის ორთქლის, აგრეთვე სპირტისა და ეთილის ეთერის ნარევის ორთქლის შესუნთქვა.

ქლორი დიდ გამოყენებას პოულობს ქლორის შემცველ არომატიზანტულ და ორგანულ ნაერთების მოსამზადებლად, და, განსაკუთრებით. ქლორიანი კირის მისაღებად, რაც ფართოდაა გამოყენებული როგორც გამათეთრებელი და სადესინფექციო საშუალება. ქლორის დიდი რაოდენობა ხმარდება სასმელი წყლის სტერილიზაციას.

ბრომის ქიმიური აქტიურობა ქლორისაზე დაბალია, თუმცა თავისი ბუნებით ის ქლორის მსგავსია.

ბრომი გაზურ თუ თხევად მდგომარეობაში მეტად ენერგიულად და, ბევრ შემთხვევაში, აალებით უერთდება მრავალ ელემენტს

ფოსფორს, დაროშხანს. სტიბიუმს, ბისმუტს. კალას (ფოლგის სახით). მაგალითად,



ბრომის მოქმედებით ოქრო ადვილად წარმოქმნის AuBr_3 -ს, მაგრამ Pt -ზე ბრომი არ მოქმედებს.

ბრომი ენერგიულად შედის რეაქციაში კალიუმთან, ნატრიუმზე კი ნელა მოქმედებს.

ბრომის ელექტროუარყოფითობა აღემატება იოდისას, ამიტომაც ბრომი აძევებს იოდს იოდიდებიდან:



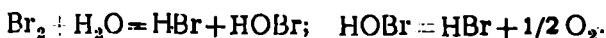
მაღალ ტემპერატურაზე (300°C — 400°C -ზე) საკმაოდ ენერგიულად უერთდება წყალბადს:



თუმცა ამ რეაქციის სითბური ეფექტი არ არის დიდი, მიუხედავად ამისა, წყალბადისა და ბრომის ნარევი გაცხელებისას იჩენს აალების უნარს.

წყალბადსა და ბრომს შორის რეაქცია ოთახის ტემპერატურაზე სინათლის მოქმედებითაც შეიძლება გამოვიწვიოთ.

მზის სინათლის მოქმედებისას ქლორის მსგავსად ბრომის წყალბასნარიც გამოყოფს ქანგბადს:



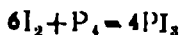
ბრომი ორგანულ ნერთებთან ქლორის მსგავს რეაქციებში ებმება. ე. ი. ნაჭერ ნახშირწყალბადებთან ბრომი ჩანაცვლების რეაქციებში შედის, არანაჭერთან კი — შეერთების რეაქციებში.

ბრომი ფართო გამოყენებას პოულობს ფოტოგრაფიული მასალების მოსამზადებლად ბრომიანი ვერცხლის სახით, რომელიც ადვილად იშლება სინათლეზე. ამას გარდა, ბრომი გამოყენებას პოულობს არაორგანული და მრავალი ორგანული ნერთის და, განსაკუთრებით, მედიკამენტების მოსამზადებლად. ლაბორატორიებში ბრომი ფართოდ იხმარება ანალიზური მიზნებისათვის.

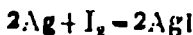
პალოგენებს შორის იოდი ნაკლები ელექტროუარყოფითობის მქონე ელემენტია.

ქლორისა და ბრომის მსგავსად იოდი ადვილად უერთდება მეტალებსაც და მეტალიდებსაც. იოდსა და ფოსფორს შორის შეერთების

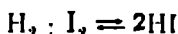
რეაქცია მძაფრად მიმდინარეობს. ამ რეაქციის დროს გამოიყოფა სითბოც და სინათლეც:



იოდი უშუალოდ შედის რეაქციაში ვერცხლთან. ვერცხლისწყალთან, სპილენძთან, რკინასთან, მაგალითად,

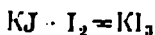


იოდი და წყალბადი. მაღალ ტემპერატურაზე უერთდება ერთმანეთს:

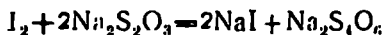


შექცევადობის გამო ეს რეაქცია ბოლომდე არ მიდის.

იოდი საკმაოდ კარგად იხსნება KI-ის ნაყერ ხსნარში KI₃ ის და საერთოდ, პოლიიოდიდების წარმოქმნით:



იოდმა ფართო გამოყენება მოიპოვა იოდომეტრიაში (მოცულობითი ანალიზის მეთოდი), რომელიც აგებულია შემდეგ რეაქციაზე:

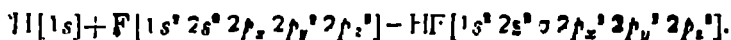


აქ იოდი თიოსულფატის მოქმედებით იოდიდად გარდაიქმნება, ამის გამო იოდის ხსნარი უფერულდება.

ლაბორატორიულ პრაქტიკაში იოდის გამოყენებაზეა აგებული რაოდენობრივი ანალიზის მრავალი მეთოდი. იოდი იხმარება აგრეთვე იოდოვანი არაორგანული და ორგანული ნაერთების მოსამზადებლად.

იოდი შესანიშნავი ანტისეპტიკური საშუალებაა, ამიტომაც მან ფართო გამოყენება მოიპოვა მედიცინაში.

2. 5. 7. **ჰალოგენწყალბადები.** ჰალოგენწყალბადები HHal ფორმულის ნაერთებია. ყველა ჰალოგენწყალბადი უფერო გაზია, რომელთა გათხევადება შედარებით ადვილია. ამათგან 19,5°C-ზე დაბალ ტემპერატურაზე ფტორწყალბადი თხევად მდგომარეობაშია. ყველა HHal-ის მოლეკულები პოლარულია. ჰალოგენის დიდი ელექტროუარყოფითობის გამო მაკავშირებელი წყვილი ელექტრონი იმ ზომამდეა გადანაცვლებული ჰალოგენის ატომისაკენ, რომ შეიძლება ჩავთვალოთ, რომ ჰალოგენწყალბადების მოლეკულებში ჰალოგენის ატომს დასრულებული რვაელექტრონიანი კონფიგურაცია აქვს. მაგალითად, მოლეკულური ორბიტალების თეორიის თანახმად. HF-ის მოლეკულის წარმოქმნა შეიძლება შემდეგი სქემით გამოვსახოთ:



საიდანაც ჩანს, რომ ფტორწყალბადის მოლეკულაში მაკავშირებელი წყვილი ელექტრონია $e2r_{\Sigma}^2$.

ყველა ჰალოგენწყალბადის მოლეკულების ელექტრონული კონფიგურაცია ერთნაირია. ამიტომ მათი თვისებები თანდათანობით იცვლება (იხ. ქვემო ცხრილი).

აღსანიშნავია, რომ HF-ის აირადი მოლეკულის პოლარობა მნიშვნელოვნად აღემატება დანარჩენებისას. HF-ის დიდი დიპოლური მომენტი განაპირობებს მისი მოლეკულების პოლიმერიზაციას.

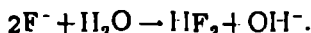
ფტორწყალბადისათვის დამახასიათებელია მდგრადი ფტორჰიდროგენატების (ფტორწყალბადმჟავას მჟავე მარილების) წარმოქმნის უნარი. ფტორჰიდროგენატ-იონში (FHF)⁻ წყალბადი ფტორ-იონებს შორის განლაგებულია სიმეტრიულად. სხვა ჰალოგენწყალბადები მოკლებულია მჟავე მარილების წარმოქმნის უნარს.

HF-ის გახსნის ენთალპია 18°C-ზე უდრის:

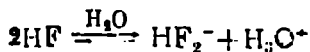
$$HF_{(ააი)}, 200 \text{ მოლ წყალში } \Delta H = -48.4 \text{ კჯ/მოლ}$$

$$HF_{(ბ)}, 200 \text{ მოლ წყალში } \Delta H = -19,3 \text{ კჯ/მოლ.}$$

ფტორწყალბადის წყალში გახსნისას ადგილი აქვს პროტოლისის ანომალურ რეაქციას



ამ რეაქციის გამო HIF-ის წყალხსნარი არ წარმოადგენს ძლიერ მჟავას. HF-ის კონცენტრირებული ხსნარების მჟავურობა აიხსნება აუტოკომპლექსების წარმოქმნის შემდეგი რეაქციით:



HF₂⁻-იონი ძლიერი ანიონური მჟავაა.

ფტორ-იონი მდგრად კომპლექსებს წარმოქმნის ბორთან, ფოსფორთან, სილიციუმთან, ალუმინთან (BF₄⁻, PF₆⁻, SiF₆²⁻, AlF₆³⁻) და ა. შ.

ცხრილი 14

HHal მოლეკულების აღნაგობა

HHal	d მანძილი ბირთვებს შორის. პმ-ით	დიპოლას l ხეგრძე. პმ-ით	მოლეკულის პოლარობა $p = \frac{l}{d}$
HF	93	40	0.43
HCl	128	23	0.17
HBr	141	17	0.12
HI	162	8	0.05

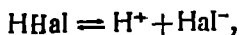
ენაიდან HI -ის მოლეკულას ყველაზე დიდი დიპოლი აქვს, ამიტომ მოსალოდნელი იყო მისი სრული დისოციაცია წყალსნარში. მაგრამ ამ მწკრივში მჟავების ძალა იზრდება HF და HI -ში და HI -ის წყალსნარი ერთ-ერთი ყველაზე ძლიერი ზეჟავა (თითქმის ისეთი, როგორც HClO_4). მჟავური თვისებების გააღვირება განაპირობა ანიონის რადიუსის გადიდება. მე-14 ცხრილის მონაცემებიდან ჩანს, რომ $\text{HF} \rightarrow \text{HI}$ მწკრივში ბირთვებს შორის მანძილი მიუხედავად იმისა, რომ იზრდება, მათი პოლარობა მცირდება. დიპოლური მომენტის ასეთი შემცირება განპირობებულია იმით, რომ ჰალოგენების ატომების დეფორმირებადობა მათი რიგობრივი ნომრის გადიდებისას იზრდება. ეს ნათლად ჩანს თუნდაც ჰალოგენების შეფერილობიდან. ამიტომ HI -ის შემთხვევაში განსაკუთრებით დიდია მანძილი ბირთვებს შორის. წყალში გასნისას წარმოქმნილი ჰიდროქსონიუმ-იონის H^+ და I^- ანიონის ურთიერთქმედება წმინდა ელექტროსტატიკურ ხასიათს ატარებს და $\text{H}-\text{I}$ -ის ბმის დიდი სიგრძის გამო მათი მიზიდვა მცირდება. ამიტომაც მისი დისოციაციის ხარისხი იზრდება. 18°C -ზე HHal -ის მოჩვენებითი დისოციაციის ხარისხი 0.1 N ხსნარისათვის შემდეგია:

HF	HCl	HBr	HI
10%	92,6%	93,5%	95%

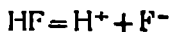
ამრიგად, მიუხედავად იმისა, რომ იოდი რამდენადმე მეტალურ თვისებებს იჩენს, წყალსნარებში ყველაზე მეტად $\text{H}-\text{I}$ დისოცირებს. რაც შეეხება HF -ს, მიუხედავად მისი შედარებით მცირე დისოციაციისა, იგი სუსტ მჟავას არ წარმოადგენს.

ჰალოგენწყალბადის მოლეკულები თერმული დისოციაციის დროს ატომებად იშლება. მათი დიპოლური მომენტები უფრო მცირეა, ვიდრე წყლის მოლეკულისა (იხ. ცხრილი ქვემოთ). აირადი ჰალოგენწყალბადები არ იჩენენ მჟავურ თვისებებს აქედან და, აგრეთვე, სხვა მონაცემებიდან გამომდინარეობს, რომ ჰალოგენწყალბადების მოლეკულებისათვის დამახასიათებელია არა იონური, არამედ კოვალენტური ბმა.

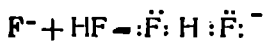
ჰალოგენწყალბადები კარგად იხსნება წყალში. ქლორწყალბადი, ბრომწყალბადი და იოდწყალბადი წყალსნარებში თითქმის მთლიანად დაშლილია იონებად



რის გამოც, მათი ხსნარები ძლიერი მჟავებია. ბევრად უფრო მცირეა ფტორწყალბადმჟავას დისოციაცია:

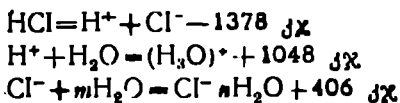


კონცენტრირებულ ხსნარებში დისოციაციის გამო წარმოქმნილ ფტორ-იონები უერთდება ფტორწყალბადის დაუშლელ მოლეკულებს



ფტორწყალბადმჟავა სუსტი მჟავაა, რომლის დისოციაციის ხარისხი არ აღემატება 6%-ს. დისოციაციის ხარისხის ესოდენ მცირე სიდიდეს განაპირობებს HF-ის მოლეკულების ასოციაცია, რასაც საფუძვლად წყალბადური ბმა უძევს. HCl, HBr, HI-ის მოლეკულების აირად იონებად დაშლა 1443-ზე მეტ კჯოულს მოითხოვს.

წყალში ჰალოგენების დისოციაციას საფუძვლად უძევს იონთა ჰიდრატაციის დიდი სითბო, რომელიც აღემატება მოლეკულების იონებად დაშლის ენერგიას. მაგალითად.



აქედან ჩანს, რომ მჟავას იონებად დაშლას განაპირობებს მისი ჰიდრატაცია.

მე-15 ცხრილში დაპირისპირებულია ჰალოგენწყალბადების ზოგიერთი თვისებები.

თხევადი, უწყლო ჰალოგენწყალბადები არ ატარებენ ელექტრულ დენს. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე უწყლო ჰალოგენწყალბადები მცირე რეაქციულუნარიანობით ხასიათდება, მაგალითად, არასაკმარისი იონიზაციის გამო ისინი ტუტე მეტალებთანაც კი ძნელად შედიან რეაქციაში. ჰალოგენწყალბადების მჟავური ხასიათი მხოლოდ წყალ-ხსნარებში იჩენს თავს. ქლორწყალბადი თუმცა იხსნება ბენზოლში, ტოლუოლში და სხვა, მაგრამ მიღებული ხსნარები მეტალებისა და კარბონატების მიმართ ინდიფერენტულია.

პოლარულ გამხსნელებში ჰალოგენწყალბადები ავლენენ თავის მჟავურ ბუნებას. მათი დისოციაციის (პროტოლიზის) ხარისხი იზრდება მწკრივში:

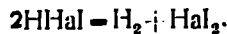


ჰალოგენწყალბადების ზოგიერთი კონსტანტა

	HF	HCl	HBr	HJ
გაზის ენერგია ΔH კკ/მოლ	-272.8	-95.2	-53.3	+1.8
ენტალპია ΔH კკ/მოლ	-270.7	-92.3	-36.3	+26.6
მ.ნძილი ბირთვებს შორის პი	0.92	1.27	1.41	1.61
დიპოლური მომენტი D	1.91	1.03	0.79	0.42
ლობის $r \cdot C$	-83.4	-114.2	-86.9	-50.8
ხსნადობა წყალში $10^{\circ}C$ -ზე მოლ/ლ	განუხ.ა.	14	15	12
ელექტროგამტარობის კოეფიციენტი S	8	92.6	93.5	95

გარდა HF-ისა, ჰალოგენწყალბადების წყალხსნარები, ძლიერი მჟავებია. წყალხსნარებში HCl, HBr, HJ თითქმის მთლიანადაა დაშლილი იონებად. მე-15 ცხრილში მოცემულია ელექტროგამტარობის კოეფიციენტი ანუ „მოჩვენებითი“ დისოციაციის ხარისხი, რომელიც დამოკიდებულია მჟავას კონცენტრაციაზე და გამოისახება λ/λ_0 ფორმით. სადაც λ ეკვივალენტური ელექტროგამტარობაა მოცემულ განზავებაზე. ხოლო λ_0 — ეკვივალენტური გამტარობა უსასრულო განზავებაზე. სრული დისოციაციის განო HCl, HBr, HJ-ის წყალხსნარები ძლიერ ელექტროლიტებს მიეკუთვნება.

ჰალოგენწყალბადების თერმული დისოციაციის შედეგად ელექტრონეიტრალური მოლეკულები მიიღება:



ერთსა და იმავე ტემპერატურაზე თერმული დისოციაცია იზრდება HCl-იდან HI-ის მიმართულებით. HF-ის თერმული დისოციაცია ექსპერიმენტულად დადგენილი არც არის. აქედან ჩანს, რომ მწკრივში — ფტორი, ქლორი, ბრომი, იოდი — სწრაფვა წყალბადსა და ჰალოგენს შორის სწრაფად ეცემა. სწრაფვის შემცირებას აგრეთვე წარმოქმნის სითბოს შემცირებაც მიუთითებს.

ჰალოგენიდების სახელწოდებით გაერთიანებულია ჰალოგენების ნაერთები უფრო ნაკლები ელექტრო უარყოფითობის მქონე ელემენტებთან.

მეტალების ჰალოგენები ჰალოგენწყალბადმჟავათა მარილებია, ამიტომ მათ მარილის ხასიათი აქვთ. ამ ჯგუფის ნაერთების ტიპური წარ-

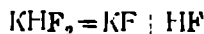
მომადგენელია NaCl ; NaCl -ისა და მისი მსგავსი (ე. ი. მარილ-მსგავსი) ნაერთებისათვის დამახასიათებელია იონური ბმა. აქ კრისტალური მესრის კვანძებში მიმდევრულად განაწილებულია ნატრიუმის და ქლორის იონები. აღსანიშნავია, რომ მათი წყალსნარები, გარდა HgCl_2 , AgBr , HgI_2 -ისა, ძლიერი ელექტროლიტებია. NaCl და მისი მსგავსი ნაერთები ჩვეულებრივ პირობებში კრისტალური ნივთიერებებია. მათი ლღობისა და დუღილის ტემპერატურა საკმაოდ მაღალია.

მეტალოიდების ჰალოგენებს სულ სხვა ხასიათი აქვს. ვიდრე მეტალებისას. ვინაიდან C, N, S და სხვა მეტალოიდების ელექტროუარყოფითობა საკმაოდ დიდია, ამიტომ ჰალოგენები მათთან წარმოქმნის არა იონურს, არამედ ატომურ ბმას. ამიტომაც მეტალოიდების ჰალოგენიდები, მაგალითად, CCl_4 , NCl_3 , S_2Cl_2 ადვილად აქროლადი ნივთიერებებია. რომლებიც წყალში არ იხსნებიან. ან თუ იხსნებიან (მაგალითად, PCl_3 , POCl_3) ჰიდროლიზურად იშლებიან. ჰალოგენიდები, განსაკუთრებით ქლორიდები, ნაერთების ფრიალ მნიშვნელოვანი ჯგუფია.

ფტორწყალბადი. ჩვეულებრივ ფტორწყალბადი მიიღება მლღობ შპატზე (ფლუორიტზე (aF_2) კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას მოქმედებით:



გამოხდით მიღებული მჟავა მაინც შეიცავს წყალს. რადგან მიღებული ფტორწყალბადმჟავა შლის მინას. ამიტომ რეაქციას ატარებენ პლატინის ან ტყვიის კუთრკელში. ლაბორატორიულ პირობებში უწყლო სუფთა ფტორწყალბადის მისაღებად პლატინის ან სპილენძის ხელსაწყოში აცხელებენ უწყლო კალიუმის ბიფტორიდს (KHF_2 ანუ $\text{KF} \cdot \text{HF}$), რომელშიც იშლება შემდეგი სქემის მიხედვით:



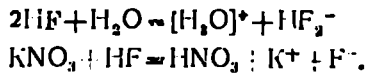
მიღებულ HF -ს გამოხდინან.

აღსანიშნავია, რომ ჰიდროფტორიდებში (მაგალითად, KHF_2 -ში) ანიონი HF_2^- ორ ფტორ-იონს შეიცავს, რომლებიც სიმეტრიული წყალბადური ბმებით არიან შეკავშირებული ერთმანეთთან, ე. ი. $\text{F} \cdots \text{H} - \text{F}$ დაჯგუფებაში ორივე მანძილი ტოლია.

ჩვეულებრივ ჰიდროფტორიდების ლღობის ტემპერატურა, უფრო დაბალია, ვიდრე ფტორიდებისა, მაგალითად, საშუალო მარილი KF

ლღეება 700°C-ზე. ჰიდროფტორიდის KlF_2 კი — დაახლოებულ 200°C-ზე. ამ გარემოებას არსებითი მნიშვნელობა მიენიჭა ფტორის ტექნოლოგიისათვის. ფტორის ელექტროლიზური გზით მისაღებად იყენებენ ჰიდროფტორიდის ნაღობს და არა ფტორიდისას.

HF უწყლო უფერო სითხეა, რომელიც ღენს თითქმის არ ატარებს. HF წყალს ყოველგვარი თანაფარდობით ერევა. მასში გახსნილი მარილები და ორგანული ნაერთები კარგად ატარებენ ღენს, რ.ს.ს.კ. განაპირობებს HF-ის ელექტროლიტური დისოციაცია:

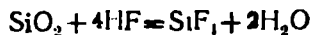


თხევად ფტორწყალბადში კარგად იხსნება ტუტე მეტალების ფტორიდები, სულფატები, ნიტრატები. უწყლო ფტორწყალბადი წამსვე იწვევს ფილტრის ქაღალდის დანახშირებას. ფტორწყალბადის მოლექულები ასოციირებულია. დუდილის წერტილის ახლოს მისი ორთქლის შედგენილობა უპასუხებს $(HF)_4$ ფორმულას. 90°C-მდე შემდგომი გაცხელებისას მოლექულური მასა 20-მდე ეცემა. ამ დროს ორ-**ქლი** HF-ის ცალკეული მოლექულებისაგან შედგება.

უწყლო ფტორწყალბადი არააქტიურია. ის სრულებით არ მოქმედებს ლითონებზე. მისი ქიმიური თვისებები არსებითად არის დამოკიდებული წყლის შემცველობაზე. უწყლო ფტორწყალბადი ოქსიდებთან თითქმის არ რეაგირებს, მაგრამ თუ რეაქცია დაიწყო, რეაქცია ავტომატურად აჩქარდება, რადგან რეაქციის დროს წარმოქმნილი წყალი



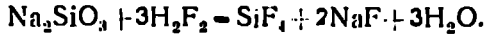
კატალიზურად მოქმედებს ამ რეაქციაზე. ამ ტიპის რეაქციებს ჩვენ ავტოკატალიზური ვუწოდეთ. ასეთივეა მისი მოქმედება სილიციუმის დიოქსიდზე (კვარცი, ქვიშა):



ფტორწყალბადის წყალხსნარი საშუალო ძალის ერთფუძიანი მჟეაა. ენერგიულად შედის რეაქციებში თითქმის ყველა მეტალებთან, გარდა Λn და Pt -ისა HF წყალხსნარშიც ასოციირებულ მოლექულუმბის სახითაა.

0.1 ნორმალურ ხსნარში ფტორწყალბადმჟეავას იონებად დისოციაციის ხარისხი შეადგენს 8%, მაშინ, როდესაც იმავე კონცენტრაციის დანარჩენი პალოგენწყალბადმჟეავების დისოციაციის ხარისხი 92—95%-ის ინტერვალში ძეგს.

ფტორის სწრაფვა სილიციუმისადმი იმდენად დიდია, რომ სილიციუმის ნაერთებზე, მაგალითად, მინაზე მოქმედებისას ფტორი უერთდება სილიციუმს აქროლადი ორფტორიანი სილიციუმის წარმოქმნით:



ამის გამო, მინა ფტორწყალბადმქაეასთან შეხებისას იშლება. ამაზე აგებული მინის ზედაპირზე გრავირება.

ფტორწყალბადმქაეას მარილებიდან დიდი მნიშვნელობა მოიპოვა ნატრიუმის ფტორიდმა. NaF მიიღება ფტორწყალბადის გატარებით ნატრიუმის ტუტის ან ნატრიუმის კარბონატის ხსნარში. მიღებული NaF კრისტალდება სწორი კუბების ან ოქტაედრების სახით.

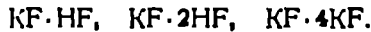
ტექნიკური NaF მიიღება კრიოლითის შეღობით მწვავე ნატრთან



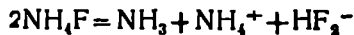
მიღებული ნაღობის გამოტუტვისას იხსნება ალუმინატი, NaF კი გაუხსნელი რჩება.

NaF წყალში მცირედ იხსნება (100 ნაწილ წყალში 15°C-ზე იხსნება 4 ნაწილი მარილი). NaF იცავს ხის მერქანს ლობობისაგან.

კალიუმის ფტორიდი კარგად იხსნება წყალში. ცნობილია ნაერთები:



ამონიუმის ფტორიდის მისაღებად ქლორამონიუმისა და ფტორიანი ნატრიუმის ნარევეს გააცხელებენ. წარმოქმნილი ამონიუმ-ფტორიდი ორთქლის ფაზიდან კონდენსირდება ცივ კედლებზე. ამონიუმფტორიდი წყალში კარგად იხსნება; გახსნისას NH_4F იშლება, მიიღება თავისუფალი ამიაკი და ამონიუმის ჰიდროფტორიდი



ამიტომაც ამონიუმფტორიდი არ მიიღება ამიაკისა და ფტორწყალბადმქაეას შერევისას, რადგან ამ დროს ამონიუმ-ჰიდროფტორიდი NH_4HF_2 წარმოიქმნება. ფტორიდები საერთოდ მცირედხსნადი მარილებია. კარგად იხსნება K, Ag, Hg, Sn, Al-ის ფტორიდები.

ფტორის ატომის რადიუსის სიმცირის გამო ზოგიერთი ვალენტურად ნაჭერი ფტორიდი დამატებით იერთებს ფტორ-იონებს კომპლექსური იონების წარმოქმნით, მაგალითად,



კვადრატულ ფრჩხილებში ჩასმული ალუმინფტორწყალბადმჟავა თავისუფალი სახით მიღებული არ არის, ცნობილია მისი მარილები. ამ მჟავას ბუნებრივი მარილია კრიოლითი.

ქლორწყალბადი. ქლორწყალბადი უფრო, მკვეთრი სუფის და მჟავე გემოს მქონე გაზია. მისი ორთქლის სიმკვრივე წყალბადის მიმართ, რომელიც 2-ის ტოლადაა მიჩნეული, უდრის 36,5. მაშასადამე, ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე აირადი ქლორწყალბადი HCl-ის მარტივი მოლეკულებისაგან შედგება. მყარი ქლორწყალბადი ხასიათდება მოლეკულური მესრით. მის კრისტალური მესრის კვანძებში განლაგებულია არა იონები, როგორც დამახასიათებელია NaCl-ისათვის, არამედ HCl-ის მოლეკულები. ეს ადასტურებს HCl-ის პომეოპოლარულ აღნაგობას.

აირადი ქლორწყალბადი ტენის გარეშე თითქმის არ მოქმედებს არც მეტალზე და არც მათ ოქსიდებზე. მალალ ტემპერატურაზე აირადი ქლორწყალბადი მოქმედებს Ag და Cu-ზე და ზოგიერთ სხვა მეტალზე წყალბადის გამოყოფით.

წყალში აირადი ქლორწყალბადი კარგად იხსნება. 1 ატ წნევასა 0°C ტემპერატურაზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება 500 მოცულობა ქლორწყალბადი.

ქლორწყალბადის წყალხსნარი ძლიერი ერთფუძიანი მჟავაა (ქლორწყალბადმჟავა), რომელსაც მარილმჟავა ეწოდება.

განზავებული მარილმჟავას გათბობისას დასაწყისში გადაიღენება უმთავრესად წყალი. ამის გამო, ნარჩენის კონცენტრაცია გაიზრდება და მისი დუღილის ტემპერატურაც აიწევს. როცა გამოსახდელი მარილმჟავას კონცენტრაცია 20,2%-ს მიაღწევს, მაშინ HCl-თან ერთად წყალიც აორთქლდება და გამოიხდება HCl-ის 20,2%-იანი ხსნარი, რომელიც შემდგომი გამოხდით აღარ დაიყოფა HCl-ად და წყლად. ასეთი ხსნარი აზეოტროპული ნარევის სახელწოდებას ატარებს. HCl-ის აღნიშნული შედგენილობის აზეოტროპული ნარევის დუღილის $t = 110^{\circ}\text{C}$. HCl-ის უფრო კონცენტრირებული ხსნარების გაცხელებისას კი თავდაპირველად HCl გადაიღენება, დარჩენილი ხსნარი თანდათანობით განზავდება, ვიდრე HCl-ის შემცველობა არ გახდება 20,2%. ამის შემდეგ ხსნარი 110°-ზე დაიწყებს დუღილს და უცვლელად გამოიხდება HCl-ის 20,2%-იანი ხსნარი. ეს გარემოება იმით აიხსნება, რომ ცალკეული კომპონენტების, ე. ი. H₂O-ისა და HCl-ის ორთქლის წნევები აღემატება HCl-ის 20,2%-იანი ხსნარის ორთქლის წნევას. ამ შედგენილობის ნარევის ყველაზე დაბალი ორთქ-

ლის წნევა აქვს, ამიტომაც მას ყველაზე მაღალი დუღილის წერტილი ახასიათებს. როგორც არ უნდა იყოს HCl-ის საწყისი კონცენტრაცია, გამოხდისას დარჩება ნარევი, რომელსაც აქვს უმცირესი ორთქლის სიმკვრივე და უმაღლესი დუღილის წერტილი.

მაქსიმალური დუღილის წერტილის მქონე მარილმჟავა უბასუხებს $\text{HCl} \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ ფორმულას. არ უნდა ვიფიქროთ, რომ ამ შედეგნილობის მქავე, რომელსაც შეესაბამება 20,24% HCl, ქიმიური ნაერთია. ეს იქიდან ჩანს, რომ მქავეს შედგენილობა დამოკიდებულია იმ წნევაზე, რომელზედაც წარმოებს მისი გამოხდა.

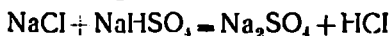
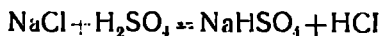
აღსანიშნავია, რომ თუ HCl-ის ხსნარს გამოვხდით არა ატმოსფერულზე, არამედ უფრო დაბალ წნევაზე, მაგალითად, 0,2 ატ-ზე, გამოიხდება HCl-ის არა 20,2%-იანი, არამედ 19,1%-იანი ხსნარი.

მარილმჟავაში იხსნება ყველა მეტალი, რომელიც ელექტროქიმიურ მწკრივში წყალბადის ზემოთ დგას. მაგრამ სხვა მქავეებთან ერთად, რომლებიც იჩენენ დაჟანგვის უნარს, მარილმჟავა დანარჩენ მეტალებსაც ხსნის.

მარილმჟავას კონცენტრირებული ხსნარი შეესაბამება 37% HCl-ის შემცველობას.

ჰაერში ქლორწყალბადი ბოლავს, რადგან წყლის ორთქლთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ნისლს, რომელიც HCl-ის ხსნარის მცირე ზომის წვეთებისაგან შედგება.

მარილმჟავას ტექნიკური მიღების ერთ-ერთ მეთოდს საფუძვლად უძევს NaCl-ისა და კონცენტრირებული გოგირდმქავეას ურთიერთქმედება. ეს რეაქცია ორი საფეხურით მიმდინარეობს. ჯერ მიიღება მქავე მარილი, შემდეგ კი საშუალო:



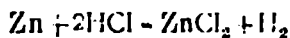
პირველი რეაქცია ოთახის ტემპერატურაზე მიმდინარეობს წონასწორობის დამყარებამდე. მეორე რეაქციის ბოლომდე მისაყვანად საჭიროა სარეაქციო ნარევის 800°-მდე გაცხელება. ერთ ხანს ამ რეაქციას იყენებდნენ საწარმოო მასშტაბით სოდის მისაღებად (ლებლანის მეთოდი).

ამჟამად ტექნიკაში ქლორწყალბადს დიდი მასშტაბით ღებულობენ პირდაპირი სინთეზით. ამოსავალ ნივთიერებად გამოიყენება წყალბადი და ქლორი, რომელიც მიიღება NaCl-ის წყალხსნარის ელექტროლიზით.

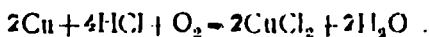
ქლორწყალბადი ადვილად მიიღება ოთახის ტემპერატურაზე, თუ კიბის აპარატში გოგირდმჟავით ვიმოქმედებთ ქლორამონიუმის დიდ ნატეხებზე.

თხევადი ქლორწყალბადი არ იჩენს მჟავურ თვისებებს, ამიტომაც ის არ მოქმედებს მეტალებზე, გარდა ალუმინისა.

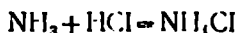
მეტალების უმრავლესობა წყალბადის გამოყოფით იხსნება მარილმჟავაში:



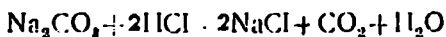
მარილმჟავაში რკინის გახსნისას მიიღება FeCl_2 და არა FeCl_3 , ასევე მარილმჟავაში კალის გახსნისას წარმოიქმნება SnCl_2 და არა SnCl_4 . სპილენძი ნელა იხსნება კონცენტრირებულ მარილმჟავაში ქაზრზე დუღილის დროს:



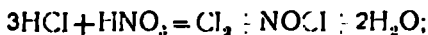
ქლორწყალბადი უშუალოდ უერთდება ამიაკს:



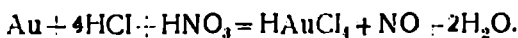
კარბონატებზე მოქმედებისას გამოიყოფა ნახშირორჟანგი და წყალი:



პლატინა და ოქრო არ იხსნება მარილმჟავაში, მაგრამ ადვილად იხსნება სამეფო წყალში. სამი ნაწილი კონცენტრირებული მარილმჟავასა და ერთი ნაწილი აზოტმჟავას შერევით მიიღება სამეფო წყალი. სამეფო წყლის ეს მოქმედება აიხსნება იმით, რომ მჟავათა ნარევი თავისუფალ ქლორს შეიცავს:



ოქროზე სამეფო წყლის მოქმედება შეიძლება გამოვსახოთ რეაქციით:



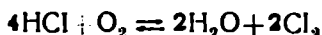
მარილმჟავა დიდი მასშტაბით პოულობს გამოყენებას ქიმიურ წარმოებაში, მეტალურგიაში, საღებავების მომზადების საქმეში. ქლორის წარმოებასა და მთელი რიგი მეტალების ქლორიდების მოსამზადებლად. მარილმჟავას დიდი გამოყენება აქვს აგრეთვე ლაბორატორიულ პრაქტიკაშიც და სხვ.

პლოგენწყალბადები წყალთან წარმოქმნიან აზოტრობულ (მუდმივი შედგენილობის) ნარევებს, რომლებიც ვარკვეულ ტემპერატურა-

ზე უცვლელად გამოიხდება; მაგალითად, 112°C-ზე და 760 მმ წნევაზე გამოიხდება 37%-იანი ფტორწყალბადმჟავა, 119°C-ზე და იმავე წნევაზე გამოიხდება 20,2%-იანი მარილმჟავა. თუ გამოსახდელად აღებული ნარევი მეტ წყალს შეიცავს, ჯერ სუფთა წყალი გამოიხდება, შემდეგ კი აზოტროპი, ხოლო თუ გამოსახდელად აღებული იქნება აზოტროპულზე უფრო მაღალი კონცენტრაციის მჟავა, ასეთ შემთხვევაში გამოიხდება ჯერ ქარბი ჰალოგენწყალბადი, შემდეგ კი — აზოტროპული ნარევი.

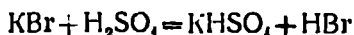
აირადი ქლორწყალბადი კარგად იხსნება სპირტში, ეთერში და სხვ. გამხსნელებში.

კატალიზატორის მონაწილეობით აირადი ქლორწყალბადი მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე შედის ურთიერთქმედებაში ჟანგბადთან

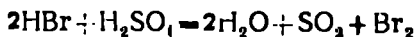


მაღალი ტემპერატურის არეში წონასწორობა მარცხნივ ინაცვლებს.

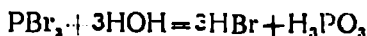
ბ რ მ წ ყ ა ლ ბ ა დ ი. ბრომწყალბადი ქლორწყალბადის მსგავსად მიიღება ბრომკალიუმზე გოგირდმჟავას მოქმედებით:



ამ მიზნებისათვის აღებული გოგირდმჟავა ზომიერი კონცენტრაციის უნდა იყოს ($d = 1,4$), წინააღმდეგ შემთხვევაში გოგირდმჟავა დაჟანგავს ბრომწყალბადს ბრომის გამოყოფით:



ბრომწყალბადის მისაღებად მეტად მოხერხებულია ფოსფორის ტრიბრომიდის ჰიდროლიზის რეაქცია. ამისათვის წითელ ფოსფორს წყალს დაასხაპენ, წვეთობით დაუმატებენ ბრომს და გაათბობენ. მიღებული PBr_3 ჰიდროლიზით წარმოქმნის ფოსფოროვანმჟავას და ბრომწყალბადს, რომლის გამოხდა ადვილია:

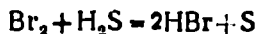


ბრომწყალბადმჟავას წყალხსნარი ადვილად მიიღება, თუ ამ ჰალოიდს გოგირდოვანი გაზით ალვადგენთ წყალხსნარში:



მიღებული ნარევის გაცხელებით გამოიხდება ბრომწყალბადმჟავას წყალხსნარი, გოგირდმჟავა, როგორც ძნელად ქროლადი, ნაშთში დარჩება.

აირადი ჟრომწყალბადი წარმოიქმნება გოგირდწყალბადისა და ბრომის ურთიერთქმედებით:



ან სხედასხვა ორგანული ნერთის ბრომიდებით, მაგალითად, ნაფტალინზე ბრომის მოქმედებით მიიღება ბრომიანი ნაფტალინი და HBr :



ბრომწყალბადი უფრო გაზია, რომელიც თავისი თვისებებით მეტად ემსგავსება ქლორწყალბადს, ჰაერზე ბოლავს.

ბრომწყალბადი ხარბად უერთდება წყალს. თითო მოცულობა წყალში 0°C -ზე იხსნება 600 მოცულობა HBr . ბრომწყალბადის წყალხსნარი — ბრომწყალბადმჟავა ძლიერი მჟავაა.

ბრომწყალბადმჟავაში მრავალი მეტალი იხსნება. მისი მარილები ბრომიდების სახელწოდებას ატარებს. ბრომიდების ხსნადობა ახლოა წესებამისი ქლორიდების ხსნადობასთან. HBr -ის მთავარი გახსნეველი HCl -ისაგან ისაა, რომ ბრომწყალბადი ნელა იუანგება მოლეკულური ეანგბადით. სინათლე აჩქარებს ამ რეაქციას.

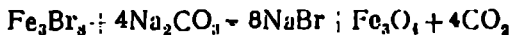
ბრომწყალბადის არაწყალხსნარების მეტი წილი არაელექტროლიტები ან სუსტი ელექტროლიტებია.

ბრომწყალბადმჟავას მარილებიდან მნიშვნელოვანია ტუტე მეტალების ბრომიდები.

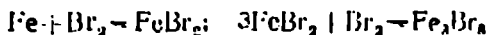
ნატრიუმის ბრომიდის მიღება შეიძლება თუ აღუღებამდე გაცხელებულ ნატრიუმის ტუტის ხსნარში ბრომს შევიტანთ გაჯერებამდე. ამის შედეგად, გარდა ბრომიდისა, ბრომატიც მიიღება. ხსნარის აორთქლებით შემდეგ მიღებულ ნაშთს ხის ნახშირთან ერთად გაახურებენ:



უფრო ხშირად ნატრიუმის ბრომიდს ღებულობენ რკინის ბრომიდზე ნატრიუმის კარბონატის მოქმედებით:



რკინის ბრომიდს კი თავის მხრივ ღებულობენ რკინის ბურბუშელაზე ბრომის მოქმედებით წყალში:



ნატრიუმის ბრომიდი თეთრი კრისტალებია, კარგად იხსნება

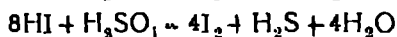
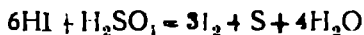
წყალში და საკმაოდ კარგად — სპირტში. კალიუმის ბრომიდსა და ნატრიუმის ბრომიდს მსგავსი თვისებები აქვთ.

ბრომიდები საერთოდ კარგად იხსნება წყალში. სინათლისადმი დიდი გრძნობიერების გამო, ფოტოგრაფიულ ქიმიაში ფართო გამოყენება მოიპოვა ვერცხლის ბრომიდმა.

იოდწყალბადი. HI უფრო მძაფრი სუნის ვაზია. 10°C-ზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება 425 მოცულობა ვაზი. HI-ის წყალხსნარი — იოდწყალბადმჟავა ძლიერი მჟავაა.

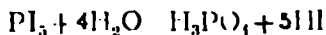
აირადი იოდწყალბადი და მისი წყალხსნარი უქანგბადო არეში სინათლესედავკი მდგრადია. ქანგბადი ნელა ქანგავს მათ. სინათლე აჩქარებს HI-ის დაქანგვას. იოდწყალბადისა და ქანგბადის ნარევი იწვის წითელი ფერის ალით. ეს ნარევი 1 წვეთი მხოლოეი აზოტმჟავით ააღდება. იოდწყალბადისა და ქანგბადის ნარევი იწვის წითელი ფერის ალით. იოდწყალბადს მრავალი მქანგავი ქანგავს. თუ იოდწყალბადმჟავას მარილზე, მაგალითად, KI-ზე კონცენტრირებული აზოტმჟავით ვიმოქმედებთ. გამოყოფილი იოდწყალბადმჟავა დაიქანგება და მიიღება ელემენტარული იოდი.

იოდწყალბადის აღმდგენი უნარი მკაფიოდ იჩენს თავს კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაზე მოქმედებისას. ამ დროს HI იაღდგენს H₂SO₄-ს ელემენტარულ გოგირდამდე ან გოგირდწყალბადამდე კი:

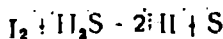


როგორც ზემოთ დავინახეთ, ბრომიდებზე H₂SO₄-ის მოქმედებით ძნელია ელემენტარული ბრომისაგან თავისუფალი ბრომწყალბადის მიღება. იოდწყალბადის მიღება კი ამ გზით საერთოდ შეუძლებელია.

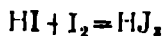
როგორც ჩანს, HI ადვილად იქანგება, HBr იქანგება უფრო ძნელად, HCl-ის დასაქანგავად უკვე აქტიური დამქანგავებია საჭირო (MnO₂, PbO₂, CrO₃). HF კი ყველაზე დიდ წინაღობას უწევს დამქანგავების მოქმედებას. იოდწყალბადის მისაღებად იოდთან ფოსფორის ჰიდროლიზს ახდენენ:



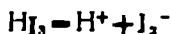
ზომიერი კონცენტრაციის იოდწყალბადმჟავას მისაღებად იოდის კრისტალებს დაასხამენ წყალს და მასში შენჯღრევის დროს ვაატარებენ გოგირდწყალბადს:



გამოყოფილი გოგირდის მოსაშორებლად ხსნარს ფლტრავენ. ოლ-
წყალბადმქაევას დაშლისას გამოყოფილი ოდი უხსნადობის მიუხედა-
ვად არ ილექება. არამედ უერთდება ოლწყალბადს:



მისი დისოციაციით მიიღება იონები:



I_3^- -ში I_2 მოლეკულა მიკავშირებულია I^- -თან. ასეთივე შედგენი-
ლობის იონები მიიღება ბრომისა და ქლორის შემთხვევებში, ოღონდ
უფრო მცირე კონცენტრაციით.

ოლწყალბადი იხსნება ორგანულ გამხსნელებში. არაწყალხსნა-
რებში ჰალოგენწყალბადების ონური დისოციაცია $HI > HBr > HCl >$
 $> HF$ მწყრივში ეცემა.

ოლწყალბადმქაევის მარილებიდან — ოლდეებიდან დიდი გამო-
ყენება აქვს ნატრიუმისა და კალიუმის ოლდის. მათი მიღება ბრომი-
დების მსგავსი გზით შეიძლება.

ოლდიდებიც ადვილად იკავშირებენ ერთ ან რამდენიმე მოლეკუ-
ლა ოლდს:



ასეთი ნაერთები — პოლიოლდიდები არამდგრადი მარილებია. წყალ-
ხსნარში KI_3 იშლება K^+ და $[I_3]$ — იონებად. მათი ხსნარები მოქმე-
დებენ ისევე, როგორც სუფთა ოლდის ხსნარები. პოლიოლდიდების
ხსნარებს მიმართავენ მაშინ, როცა საჭიროა დიდი კონცენტრაციის
ოლდის წყალხსნარების მომზადება, მაგალითად, ანალიზური მიზნები-
სათვის.

2 5. 8. ჰალოგენიდები. პერიოდული სისტემის ყველა ელემენტი
გარდა He, Ne და Ar-ისა, წარმოქმნის ჰალოგენიდებს. ონური და
კოვალენტური ჰალოგენიდები წარმოადგენენ ყველაზე მნიშვნელოვან
და გავრცელებულ ნაერთებს. ეს ნაერთები ადვილად მიიღება, ამიტომ
სხვადასხვა სინთეზის დროს მათ ამოსავალ ნივთიერებად იყენებენ.
უნიკალური თვისებები აქვს ფტორს და მის ნაერთებს. განსაკუთრე-
ბით ფტორნახშირწყალბადებს, სადაც წყალბადი მთლიანად ჩანაცვლე-
ბულია ფტორით.

ჰალოგენიდები სინთეზურად მარტივი ნივთიერებებიდან მზად-
დება ($M + 2Hal = MHal_2$) ან მიმოცლით ($M + 4Hal = MHal_4 + H_2$ ან
 $M_2O + 2H Hal = 2MHal + H_2O$ და ა. შ.) მიიღება.

ქვემოთ შეპირისპირებულია ზოგიერთი ჰალოგენური მარილის წარმოქმნის სითბო (კჯ/მ.ოლ):

	F	Cl	Br	J
Li	612	408	354	267
Na	569	410	359	287
K	562	436	392	327
Pb	548	428	389	328
Cs	527	433	394	253
Ag	244	127	99,5	62,3

ამ ცხრილიდან ჩანს, რომ პორიზონტალურ მწკრივებში ჰალოგენების რიგობრივი ნომრის გადიდებისას (ელექტროუარყოფითობის შემცირებისას) შესაბამისი მარილის წარმოქმნის სითბო მცირდება.

მეტალების ჰალოგენური ნაერთები მყარი (კრისტალური) ნივთიერებებია. მათი კრისტალური მესერი წარმოქმნილია მიმდევრულად განლაგებული დადებითი და უარყოფითი იონებისაგან. იონების ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედება კრისტალურ მესერში საკმაოდ ძლიერია. ამიტომაც ამ მარილების ლღობის ტემპერატურა მაღალია. მაღალია აგრეთვე მათი დუღილის ტემპერატურაც. ამ ჯგუფის ნაერთების წყალში გახსნისას ძლიერი ელექტროლიტები მიიღება.

არამეტალების ჰალოგენური ნაერთები (SiF_4 , PCl_5 , SF_6 და სხვ.) თხევადია ან აირადი.

მეტალები, რომლებიც ჰალოგენების ატომს იერთებენ დიდი რაოდენობით, წარმოქმნიან თხევად ნაერთებს, რომლებსაც ჩვენ „მარილებს“ აღარ ვუწოდებთ. ასეთია, მაგალითად, SnCl_4 , SbCl_5 , UF_6 და ა. შ.

მეტალებისა და მეტალოიდების ჰალოგენნაერთებისათვის დამახასიათებელია კიდევ ერთი თვისება. მეტალების ჰალოგენნაერთების აქროლადობა ფტორიდებიდან იოდიდებისაკენ გადანაცვლებისას იზრდება, მეტალოიდებისა კი — პირიქით, მცირდება. მეტალების იოდიდები დანარჩენ ჰალოგენნაერთებთან შედარებით ყველაზე მეტად აქროლადია, ხოლო არამეტალებისა ყველაზე ნაკლებად აქროლადი.

ქლორიდების და ბრომიდების მეტი წილი ადვილად იხსნება წყალში. ამ მხრივ Ag(I) , Cu(I) , Au(II) , $\text{Hg}_2(\text{II})$ ის და Pb(II) , Pt(II) , P.I(II) -ის ჰალოგენიდები გამონაკლისს წარმოადგენენ.

ყველა ელემენტი, რომელთა ქლორიდები და ბრომიდები უხსნადია, უხსნად იოდიდებს წარმოქმნის. აღნიშნულის გარდა, უხსნადია აგრეთვე BiI_3 , AuI_3 , HgI_2 , PdI_2 .

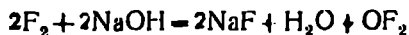
ტუტე და ტუტე-მიწათა მეტალების ჰალოგენიდების წყალხსნარები ნეიტრალური რეაქციისაა. ტუტე მეტალების ფტორიდების ჰიდროლიზის გამო მათ წყალხსნარებს ტუტე რეაქცია აქვთ. მძიმე მეტალების ჰალოგენიდების წყალხსნარები ჰიდროლიზური დაშლის გამო წყვე რეაქციას იჩენენ. ამონიუმის მარილები თავისი თვისებებით ემსგავსება ტუტე მეტალების შესაბამის მარილებს. რომელთაგანაც ყველაზე დიდ მსგავსებას კალიუმის მარილებთან იჩენენ. ამის მიზეზი ისაა, რომ ამონიუმ-იონის მოცულობა მეტად აქლოა კალიუმ-იონის მოცულობასთან.

ჰალოგენების ქანგბადოვანი ნაერთები, როგორც წესი, ენდოთერმული ნივთიერებებია, ამიტომაც ჰალოგენები ქანგბადს არ უერთდებიან უშუალოდ. ჰალოგენების ქანგბადოვან ნაერთებს არაპირდაპირი გზით ლებულობენ.

ქანგბადოვან ნაერთებში ჰალოგენები არ იჩენენ მათთვის დამახასიათებელ მსგავსებას.

ფტორი წარმოქმნის ქანგბადოვან ნაერთებს: ქანგბადის დიფტორიდს, OF_2 . რომელიც შედარებით მდგრადი ნაერთია და მეტად არამდგრად ნაერთს დიოქსიდფტორიდს O_2F_2 რომელიც მდგრადია მხოლოდ — $97^{\circ}C$ -ზე ქვემოთ. ეს ნაერთები არ წარმოადგენენ შესაბამის ბეჭათა ანჰიდრიდებს, არ იძლევიან მკავეებს და მარილებს.

ქანგბადის დიფტორიდი OF_2 ლებომ მიიღო (1927 წ.) წყლის შემცველი KHF_2 -ის ელექტროლიზის დროს როგორც თანაპროდუქტი. შემდეგში ლებომ დაადგინა, რომ ქანგბადის დიფტორიდი OF_2 მეტი გამოსავლიანობით მიიღება ნატრიუმის ტუტის განზავებულ ხსნარზე ელემენტარული ფტორის მოქმედებისას:



ქანგბადის დიფტორიდი OF_2 უფერო, დამახასიათებელი სუნის მქონე მხრჩოლავი გაზია. მისი დუღილის ტემპერატურაა — 144.8° ; გათხევადებული დიფტორიდი ინტენსიური ყვითელი ფერისაა. მიუხედავად ენდოთერმულობისა, OF_2 საკმაოდ მდგრადი ნაერთია. წყალთან ნელა შედის რეაქციაში. მას არ შეესაბამება რაიმე ქანგბადოვანი მკავეა. ამიტომ დანარჩენი ჰალოგენების ქანგბადოვანი ნაერთების მსგავსად ის არ წარმოადგენს ანჰიდრიდს. ამის მიზეზი ისაა, რომ OF_2 — მოლეკულაში F უფრო ელექტროუარყოფითია, ვიდრე ქანგბადი, მა-

წინ, როდესაც დანარჩენ ჰალოგენქანგბადნაერთებში ქანგბადია უფრო ელექტროუარყოფითი, ვიდრე მასთან შებმული ჰალოგენი.

OF_2 მოლეკულას სამკუთხეი ალნაგობა აქვს. $\angle FOF = 101,5^\circ$. ტუტეებთან ადვილად რეაგირებს. OF_2 ძლიერი საწამლაია.

დიოქსიდფტორიდი O_3F_2 მიღებულ იქნა რუფის მიერ (1933 წ.) O_2 და F_2 -ის ნარევიში ელექტრული დაცლით. მისი დუდილის ტემპერატურაა — $57^\circ C$, ღნობის ტემპერატურა — $168,5$. ის ადვილად იშლება მარტივ ნივთიერებებად.

F_2O_3 ბლანტი, მუქი წითელი ფერის ფეთქებადი სითხეა, ხოლო F_2O_4 მოწითალო-ყავისფერი კრისტალებია. ფტორის ოქსიდები ნაკლებად მდგრადი ნაერთებია.

ცნობილია ქლორის რამდენიმე ქანგეული. ამათგან მთავარია Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_6 , Cl_2O_7 . ქლორის ქანგბადოვანი მყავებია $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$. ქლორის ოქსიდები და მყავები ძლიერი მყანგავია.

ბრომის ოქსიდები არამდგრადია (ასეთია Br_2O , BrO_2 , BrO_3). მათი მიღება მხოლოდ უკანასკნელ დროს მოხერხდა. მიღებულია ბრომის ქანგბადოვანი სამი მყავა $HBrO$, $HBrO_2$ და $HBrO_4$.

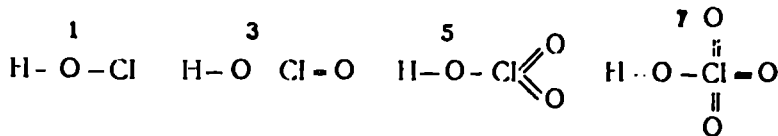
იოდი იძლევა ერთ მდგრად ოქსიდს I_2O_5 , რომელიც წარმოადგენს HIO_3 -ის ანჰიდრიდს. მისი მყავებიდან არამდგრადია HIO და მდგრადია HIO_2 და HIO_4 , რომელიც წყალთან წარმოქმნის H_5IO_6 ნაერთს.

2-5. 9. ქლორის ქანგბადოვანი ნაერთები.

ოქსიდები	მყავები	მარილები
Cl_2O	ქლორის (I) ოსიდი — $HClO$ ქვექლოროვანმყავი	M^+ClO ჰაიქლორატები
ClO_2 (Cl_2O_4)	ქლორის (III, V) ოქსიდები — $HClO_2$ ქლოროვანმყავი	M^+ClO_2 ქლორატები
ClO_3 (Cl_2O_6)	ქლორის (V, VII) ოქსიდები — $HClO_3$ ქვექლორმყავი	M^+ClO_3 ქლორატები
Cl_2O_7	ქლორის (VII) ოქსიდი — $HClO_4$ ქლორმყავი	M^+ClO_4 პერქლორატები

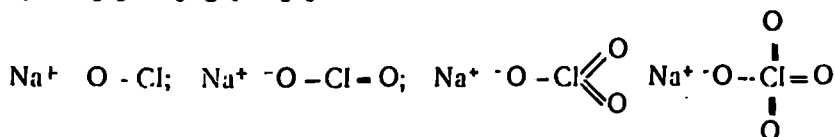
ქლორის ქანგბადოვანი ნაერთების განხილვისას უნდა გვახსოვდეს, რომ ქანგბადის ელექტროუარყოფითობა ($x = 3,5$) აღემატება ქლორისას ($x = 3$). რის გამოც ამ ნაერთებში ქანგბადის მიმართ ქლორს დაღებიოი დაქანგულობის რიცქვი აქვს. ვინაიდან ქანგბადისა და ქლორის ელექტროუარყოფითობა მცირედ განსხვავდება ერთმანეთისაგან,

ამიტომ მათ შორის მიიღება ატომური ბმა და არა იონური. განსაზღვრულ ნაერთებში. მაგალითად,



ქლორის დ. რ. შესაბამისად არის 1, 3, 5, 7. მაგრამ ეს არ ნიშნავს, რომ ამ ნაერთებში ქლორის დადებითი მუხტი არის +1, +3, +5, +7. თუმცა მათ ზოგ შემთხვევაში აღენიშნაეთ Cl^{+1} , Cl^{+3} , Cl^{+5} , Cl^{+7} -ით.

სტრუქტურულ ფორმულებში სავალენტო შტრიხებით ატომური ბმებია გამოსახული. მარილებში მეტალის დადებითი ატომი იონურადაა მიკავშირებული მეყვას ნაშთთან:



ქლორის ყველა ოქსიდი ფეთქებადია. ქლორის მყაეებიდან მხოლოდ ქლორის მყაეა მიღებული თავისუფალ მდგომარეობაში. დანარჩენი მყაეები ცნობილია წყალხსნარების სახით. ქლორის ჟანგბადოვანი ნაერთებიდან შედარებით მდგრადია მარილები. მათი მდგრადობა ეცემა მწყკრივში:

პერქლორატი > ქლორატი > ქლორიტი > ჰიპოქლორიტი

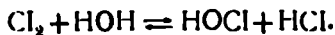
ქლორის (I) ოქსიდი და მისი ნაწარმი. ქლორის ჟანგბადოვანი ნაერთები ძლიერ ენდოთერმული ნაერთებია. მაგალითად,



ამიტომაც გასაგებია, რომ მათი მომზადება უშუალოდ სინთეზით შეუძლებელია. მათ ღებულობენ როგორც თანაპროდუქტებს ისეთი ეგზოთერმული რეაქციების დროს, რომელთა სითბური ეფექტი გადაფარავს ამ ჟანგბადოვანი ნაერთების წარმოქმნის სითბოს. მაგალითად, შესველებულ ვერცხლისწყლის ოქსიდზე ქლორის მოქმედებისას იმდენად ენერგიული რეაქცია მიმდინარეობს, რომ შესაძლო ხდება ქლორისა და ჟანგბადის შეერთება, რის შედეგადაც მიიღება ქლორის (I) ოქსიდი



Cl_2 მუქი-ყვითელი გაზია, ადვილად გარდაიქმნება მუქ წითელ სითხედ ($+3,8^{\circ}\text{C}$ -ზე), მისი სუნი იოდისას ემსგავსება. ეს რეაქცია პირველ სტადიაში მიმდინარეობს წყალთან:



აქ მჟავას წარმოქმნა შეიძლება განვიხილოთ როგორც ჰიდროლიზის პროცესი (იაკოვკინი, 1899 წ.). წარმოქმნილ HCl -ს იკავშირებს გერცხლისწყლის ოქსიდი.



ამიტომაც HgO -ს მონაწილეობით რეაქცია ბოლომდე მიდის მარცხნიდან მარჯვნივ.

ქლორის (I) ოქსიდი Cl_2O ისეთ ნივთიერებებთან შეხებისას, რომლებიც ადვილად იჟანგება ან ქლორირდება, მაგალითად, გოგირდთან, ფოსფორთან, გოგირდწყალბადთან ან ნახშირბადთან ფეთქდება. თხევად SO_2 -ში Cl_2O დაუშლელად იხსნება.

ძირადი Cl_2O გათბობისას აფეთქებით იშლება თავის შემადგენელ ნაწილებად.

თხევადი Cl_2O აგრეთვე იშლება ქლორთან ან სხვა ორგანულ ნივთიერებებთან შეხებისას. წყალში კარგად იხსნება, წყალში გახსნისას წარმოქმნის ქვექლოროვანმჟავას:

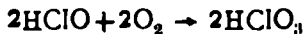


ამიტომაც Cl_2O შეიძლება განვიხილოთ როგორც ქვექლოროვანმჟავას ანჰიდრიდი.

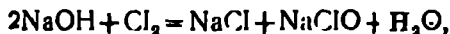
HOCl ცნობილია მხოლოდ წყალხსნარის სახით. ქვექლოროვანმჟავა სუსტი მჟავაა, მაგრამ ძლიერი მჟანგავია. სინათლეზე ადვილად იშლება ატომური ჟანგბადის გამოყოფით:



რომელიც ჟანგავს ჭერ კიდევ დაუშლელ HClO -ის მოლეკულებს:



ქვექლოროვანმჟავას მარილები — ჰიპოქლორიტები ქლორიდებთან ერთად მიიღება ტუტეების ცივ წყალხსნარებზე ქლორის მოქმედებისას:



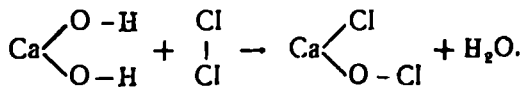
ნატრიუმის ჰიპოქლორიტისა და ქლორიდის წყალხსნარი (1820 წ.) მზადდებოდა ქლორის მოქმედებით სოდის წყალხსნარზე. ამ გზით მიღებული ხსნარი ლაბარაკის წყლის სახელწოდებით გამოიყენება როგორც მათეთრებელი საშუალება. კალიუმის ტუტის ცივ ხსნარზე ქლორის მოქმედებით მსგავსი მარილები მიიღება:



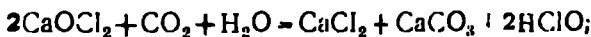
რომელსაც ყაველის წყლის სახელწოდება მიეცა (ყაველი, დაბა პარიზის ახლოს, სადაც პირველად ბერთოლეს წინადადებით ქარსული წესით მზადდებოდა ეს სითხე).

ჰიპოქლორიტები ძლიერ დამყანგავი ნივთიერებებია. მათი ხსნარები ადვილად იშლება ატომური ყანგბადის გამოყოფით, რომელიც დაქანგვისას აუფერულებს მღებავ ნივთიერებებს. ამიტომაც ჰიპოქლორიტების ხსნარები გამოიყენება როგორც გამაუფერულებელი საშუალება. ჰიპოქლორიტები არამდგრადი ნაერთებია.

ტენიან ჩამქრალ კირზე ქლორის მოქმედებისას მიიღება მარილმყევას და ქვექლოროვანმყევას შერეული კალციუმის მარილი:



ქლორიანი კირი თეთრი ფხვნილია, დამახასიათებელი სუნით. რომელსაც განაპირობებს ქვექლოროვანმყევა. ეს უკანასკნელი გამოიყოფა ქლორიან კირზე ნახშირბადის დიოქსიდისა და წყლის ტენის მოქმედებით:



ქლორიან კირზე მყავების მოქმედებისას გამოიყოფა თავისუფალი ქლორი, მაგალითად,



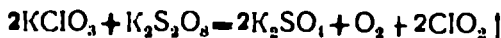
მისი სინათლეზე ქლორიანი კირი ყანგბადს გამოჰყოფს.

ქლორიანი კირი ძლიერი მყანგავია. ამიტომ ფართოდ გამოიყენება მცენარეულთა ბოჰკოების (ქალაღ, ქსოვილი) გასაუფერულებლად, საღებზინფექციოდ და საღებგაზაციოდ.

ბოლო წლებში გამაუფერულებელ საშუალებად ქლორიან კართან შედარებით უპირატესობა პეროქსიდებს მიენიჭა.

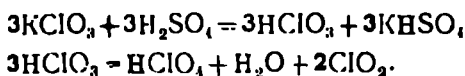
ქლორის (IV) ოქსიდი, დიოქსიდი და ქლორო-

ვ ა ნ მ ე ა ვ ა. ბერთოლეს მარილზე კალიუმის პერსულფატის მოქმედებისას მიიღება ქლორის დიოქსიდი:



ეს რეაქცია მიმდინარეობს გოგირდმჟავას მონაწილეობით, როცა ტემპერატურა არ აღემატება 50°-ს.

კონცენტრირებული გოგირდმჟავათი ქლორატების დაშლისას მიიღება ქვექლორმჟავა HClO_2 , რომელიც მჟავე არეში იშლება:

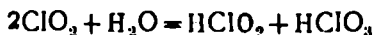


ქლორის დიოქსიდი ნომწვანო-ყვითელი, ადვილად ფეთქებადი გაზია მძაფრი სუნით, რომელიც +10°C-ზე ქვევით წითელ-ყავისფერ სითხედ ექცევა. მყარ მდგომარეობაში მონარიჩისფრო წითელი კრისტალებია. მისი წარმოქმნის სითბო — 112.9 კჯ-ს შეადგენს. ქლორის დიოქსიდი როგორც ძლიერ ენდოთერმული ნაერთი, შეხებისას იწვევს ქალაღდის ბამბის, შაქრის, სახამებლის და საერთოდ წვის უნარის მქონე ნივთიერებების აალებას. 100°C-ის ახლოს სუფთა ქლორის დიოქსიდი აფეთქებით იშლება.

წარმოებაში ClO_2 -ის მისაღებად ნატრიუმის ქლორატს დაამუშავებენ 40—45%-იანი გოგირდმჟავათი, რომელიც შეიცავს გოგირდოვანმჟავას და ცოტაოდენ ნატრიუმის ქლორიდს



ClO_2 წყალში კარგად იხსნება. მაგრამ ნელა განიცდის ჰიდროლიზს, რომლის შედეგად მიიღება ქლოროვანმჟავა და ქვექლორმჟავა:



კალიუმის ტუტეზე ქლორის დიოქსიდის მოქმედებით წარმოიქმნება კალიუმის ქლორიტი და ქლორატი:



აპრიგად, ClO_2 ქლოროვანმჟავასა და ქვექლორმჟავას შერეული ანჰიდრიდია.

ქლოროვანმჟავა HClO_2 სუსტი მჟავაა. ის თავისუფალი სახით მიღებული არ არის.

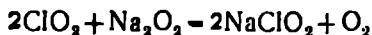
ქლოროვანმჟავას წყალხსნარი მიიღება ბარიუმის ქლორიტზე $\text{Ba}(\text{ClO}_2)_2$ განზაეებული გოგირდმჟავას მოქმედებით:



მისი წყალხსნარები არამდგრადია. ქლოროვანმჟავა ავტოკატალიზირდება განიკლის თვითაჟავა-აღდგენისას ქლოროვანმჟავადან მიიღება ქვექლოროვანმჟავასა და ქვექლორმჟავას ნარევი:

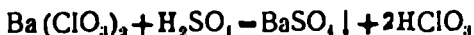


ბევრად უფრო მდგრადია ქლოროვანმჟავას მარილები. ქლორატების გარეშე მხოლოდ ქლორიტების მისაღებად ქლორის დიოქსიდით მოქმედებენ ნატრიუმის პიროქსიდზე (ან წყალბადის პიროქსიდისა და ნატრიუმის ტუტის ხსნარზე):



ქლორიტები გამოიყენება როგორც ძლიერი მჟავანეგები და მათეთრებელი ნივთიერება. მძიმე მეტალების მყარი ქლორიტები გაცხელებით და დარტყმით აფეთქებით იშლება.

ქვექლორმჟავა და ქლორატები. ქვექლორმჟავა ადვილად მიიღება ქლორატებზე მჟავების მოქმედებისას. მაგალითად, ბარიუმ-ქლორატის ხსნარზე განზავებული გოგირდმჟავას მოქმედებით მიიღება:



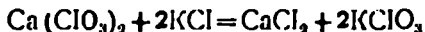
ბარიუმსულფატის გამოლექვის შემდეგ სითხეს გადმოსახამენ და ვაკუუმში ააორთქლებენ 40% HClO_3 -ის ხსნარის მიღებამდე. შემდგომი კონცენტრირებისას ქვექლორმჟავა იწყებს დაშლას.

ქვექლორმჟავა ერთფუძიანი ძლიერი მჟავაა. ამასთანავე ის ძლიერი მჟავანეგია. მისი წყალხსნარები, რომლებშიც HClO_3 -ის შემცველობა 40%-ზე ნაკლებია, საკმაოდ მდგრადია.

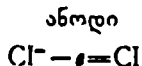
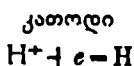
ქვექლორმჟავას მარილები — ქლორატები ადვილად მიიღება ქლორის გატარებით ტუტეების ცხელ ხსნარებში:



ბერთოლეს მარილის მიღება შეიძლება აგრეთვე ცხელი კირის რქეში ქლორის გატარებით და შემდეგ ქლორკალიუმის დამატებით:



კალიუმის ქლორატი (ბერთოლეს მარილი) ადვილად მზადდება KCl -ის ელექტროლიზით:



ამ პირველად ელექტროქიმიურ პროცესებს მოჰყვება მეორადი პროცესები. კათოდურ არეში H^+ -ის განმუხტვის გამო დაგროვდება პედროქსილ-იონები, რის შედეგად მიიღება ტუტე არე. ქლორის ატომების რეკომბინაციით წარმოიქმნება მოლეკულური ქლორი $Cl + Cl = Cl_2$, რომლის გახსნის შემდეგ ადგილი ექნება რეაქციებს:



ელექტროლიზის დროს გამოყოფილი ჯოულის სითბო გამოიწვევს ხსნარის ტემპერატურის გადიდებას, რის გამოც ჰიპოქლორიტი ქლორატად გარდაიქმნება



მეჯამებული რეაქციის განტოლებას ექნება სახე:



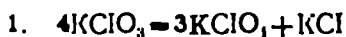
ნატრიუმის ქლორატი კარგად იხსნება წყალში. თუ მიღებულ ცხელ ხსნარს KCl -ს დაეუმატებთ, მიმოცვლით მიიღება ბერთოლეს მარილი $KClO_3$



რომელიც უფრო ცუდად იხსნება წყალში, ვიდრე ნატრიუმის ქლორატი. ამიტომ ხსნარის გაცივებისას გამოკრისტალდება კალიუმის ქლორატით.

კალიუმის ქლორატი ძლიერი დამჟანგავია. წვის უნარის მქონე ნივთიერებებთან ადვილად იძლევა აფეთქებას, ამიტომ ფეიერვერკების მომზადებისას შემადგენელ ნაწილებს ცალ-ცალკე დაფხვნაიან და მსოლოდ ამის შემდეგ ფრთხილად შეურევენ ერთმანეთს.

კალიუმის ქლორატი ტემპერატურის გადიდებისას ორი მიმართულების გარდაქმნას განიცდის:



მეორე რეაქციას აჩქარებს კატალიზატორები MnO_2 , Fe_2O_3 , CuO და სხვ. ორგანულ ნივთიერებებთან, გოგირდთან, ფოსფორთან ბერთოლეს მარილი აფეთქებას იძლევა. მყავე ქლორატები ძლიერი დამჟანგავია. მარილმყავას მოქმედებით ქლორატი გამოჰყოფს ქლორს:



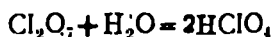
ამიტომაც კალიუმის ქლორატი ხშირად იხმარება აზოტმყავასთან ერ-

თად, როგორც ძლიერი მჟანგავი. KClO_3 -მა დიდი გამოყენება ჰყოფასანთის წარმოებაში, პიროტექნიკაში, მედიცინაში.

ქლორის (VII) ოქსიდი და ქლორმჟავა. ქლორის (VII) ოქსიდი Cl_2O_7 წარმოადგენს ქლორმჟავას ანჰიდრიდს. მიიღება ქლორმჟავიდან წყლის წართმევით:



ქლორის ანჰიდრიდი Cl_2O_7 აქროლადი (დუღილის $t = 83^\circ\text{C}$), უფრო სქელი სითხეა. ქლორის ოქსიდებს შორის Cl_2O_7 ყველაზე მდგრადია. ის ადვილად ფეთქდება დარტყმით ან ალში შეტანით. იოდთან აგრეთვე აფეთქებას იძლევა, მაგრამ გოგირდთან, ფოსფორთან და წვის უნარის მქონე სხვა ნივთიერებებთან რეაქციაში არ შედის. ქლორის ანჰიდრიდი წყალთან წარმოქმნის ქლორმჟავას:



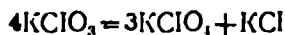
ქლორმჟავა ქლორის უანგბადოვანი მჟავეებიდან ყველაზე მდგრადი მჟავაა. HClO_4 ყველაზე ძლიერი ერთფუძიანი მჟავაა.

ქლორმჟავა თავისუფალ მდგომარეობაში არსებობს. თავისუფალი HClO_4 ფეთქებადია. მისი ერთი წვეთი იწყვეს ქალაღის, ბამბის, ხის აალებას. წყალთან წარმოქმნის პიდრატებს, რომელთაგან მონოპიდრატია $\text{HClO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ხასიათდება დნობის მაღალი ტემპერატურით ($+50^\circ\text{C}$). გაცხელებისას ქლორმჟავა ადვილად ფეთქდება. მისი აფეთქება უთუოდ იმით აიხსნება, რომ HClO_4 -ის გათბობისას მიღებული Cl_2O_7 იშლება შემდეგი განტოლების მიხედვით:



ქლორმჟავა ხშირად ფეთქდება უძრავ მდგომარეობაშიც კი, ამიტომ მას დაბალ წნევაზე გამოხდიან. მისი წყალხსნარები ბევრად უფრო მდგრადია.

ქლორმჟავას მარილები $\text{M}[\text{ClO}_4]$, პერქლორატები, ქლორის უანგბადოვანი ნაერთებიდან ყველაზე მდგრადია. პერქლორატები მიიღება ქლორატების ფრთხილი გახურებისას თვითუანგვა-აღდგენის შედეგად:



KClO_3 400°C -ზე გაცხელებისას ან ელექტროლიზით ანოდური უანგვის დროს $\text{KClO}_3 + \text{O} = \text{KClO}_4$ დაშლას იწყებს. პერქლორატების მეტი წილი კარგად იხსნება წყალში.

პერქლორატები იხმარება ზოგიერთი ფეთქებადი ნიტოიერების მოსამზადებლად. KClO_4 -ს ტექნიკაში ლეზულობენ კალიუმის ქლორატის ელექტროლიზით:



ბოდენშტაინის მიერ ClO_2 -ის გაშუქებისას მიღებულ იქნა ქლორის ოქსიდი Cl_2O_7 . Cl_2O_7 ქვექლორმეჟავასა და ქლორმეჟავას შერეული ანჰიდრიდია $\text{O}_2\text{Cl}-\text{O}-\text{ClO}_3$ მართლაც, მასზე ტუტის მოქმედებისას მიიღება ქლორატი და პერქლორატი:



Cl_2O_7 მიიღება ClO_2 -ისა და ოზონის ურთიერთქმედებისას. ქლორის სუფთა ეს ოქსიდი მუქი წითელი ფერის სითხეა, რომელიც საკმაოდ დიდ მდგრადობას იჩენს. წვის უნარის მქონე ნიტოიერებებთან შეხებისას იგი ადვილად ფეთქდება. წყალში გახსნისას იძლევა ქვექლორმეჟავასა HClO_3 და ქლორმეჟავას HClO_4 წარევს.

ქლორის ჟანგბადოვანი ნაერთების თვისებების განხილვიდან გამომდინარეობს, რომ ქლორის ვალენტოვნების გადიდებასთან ერთად იზრდება მისი ჟანგბადოვანი მეჟეების მდგრადობა, ხოლო დამჟანგავი უნარი ეცემა. ყველაზე ძლიერი მჟანგავია ქვექლოროვანმეჟავა. ამასთანავე, ყველაზე უმდგრადია ქვექლოროვანმეჟავა და ყველაზე მდგრადი ქლორმეჟავა.

ალსანიშნავია აგრეთვე ქლორის პეროქსიდი Cl_2O_8 . ამ ნაერთის მისაღებად ვერცხლის პერქლორატის ხსნარზე ეთერში მოქმედებენ ელემენტარული იოდით



Cl_2O_8 თხევადია, წყალთან ქლორმეჟავას გარდა წარმოქმნის ზექლორმეჟავას



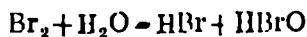
ზექლორმეჟავა არამდგრადია. მისი მარილები — სუპერქლორატები ძლიერი მჟანგავებია.

10. ბრომის ნაერთები ჟანგბადთან. ბრომის ჟანგბადოვანი ნაერთებიდან ცნობილი იყო ერთი — Br_2O_3 . რომელიც პირველად ლუისისა და შუმახერის მიერ (1929 წ.) მიღებულ იქნა ოზონის მოქმედებით უწყლო ბრომზე თეთრი, ნემსისებრი კრისტალების სახით. ეს ნაერთი მეტად არამდგრადია, მისი შენახვა შეიძლება ოზონის არეში დაბალ ტემპერატურაზე. წყალთან Br_2O_3 იძლევა უფრო ხსნარს, რომელსაც დამჟანგავი უნარი აქვს. ცოტა მოგვიანებით ამ ცდების გამეორებისას

ფლუგმახერმა (1955 წ.) აჩვენა, რომ აღნიშნული ნაერთი პასუხობს Br(O)_2 ფორმულას. ნელი ელექტრული განუხტვით O_2 -ისა და Br_2 -ის ორთქლიდან დაბალ ტემპერატურაზე მიიღება ბრომის დიოქსიდი (BrO_2), რომელიც მდგრადია — 40° -ზე უფრო დაბალ ტემპერატურაზე. მისი თერმული დაშლით მიიღება ბრომის (IV) ოქსიდი. ეს უკანასკნელი წყალთან ქვებრომოვანმეყავს წარმოქმნის. ბრომის ეანგბადოვან ნაერთები საერთოდ არამდგრადია.

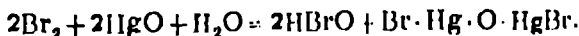
ბრომის ეანგბადოვანი მეყევიდან ცნობილია ქვებრომოვანმეყევა HBrO და ქვებრომმეყევა HBrO_2 . ბრომის ეს ეანგბადოვანი მეყევი და მათი მარილები ჰიპობრომიტები და ბრომატები ქლორის შესატყვისი მარილების ანალოგიურია.

ქვებრომოვანმეყევა (HBrO) და ჰიპობრომიტები (MBrO). ქვებრომოვანმეყევა და მისი მარილები ქვექლორმეყევისა და ჰიპოქლორიტის მსგავსად მიიღება. ბრომისა და წყლის ურთიერთქმედებისას „ბრომიანი წყლიდან“ წარმოიქმნება ბრომწყალბადმეყევა და ქვებრომოვანმეყევა:



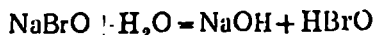
მიღებულ მეყევებზე ტუტის ცივი ხსნარით მოქმედებისას წარმოიქმნება ბრომიდი და ჰიპობრომიდი.

ქვებრომოვანმეყევა შეიძლება მივიღოთ აგრეთვე ბრომის მოქმედებით ახლად მომზადებულ, წყლით შესველებულ ვერცხლისწყლის ოქსიდზე



მიღებული Br_2O არ იხსნება წყალში. ამრიგად, წყალში მსოლოდ ქვებრომოვანმეყევა იქნება გახსნილი. ქვებრომოვანმეყევის გამოხდა მსოლოდ შემცირებული წნევის ქვეშ შეიძლება.

ქვებრომოვანმეყევა HBrO უფრო სუსტია, ვიდრე ქვექლოროვანმეყევა. ამიტომაც მისი მარილები უფრო მეტად არიან ჰიდროლიზებული:



ქვებრომოვანმეყევა უფრო ნაკლებმდგრადია, ვიდრე HClO . მისი დაშლისას მიიღება ბრომწყალბადმეყევა და ეანგბადი შიგაროლეკულური ეანგვა-აღდგენის შედეგად:



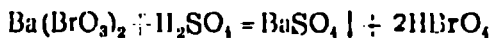
ამიტომაც ჰიპობრომიტები უფრო ძლიერი დამეყანგევიბია, ვიდრე ჰიპოქლორიტები. ჰიპობრომიტების წყალხსნარები ჩალისფერია. კრისტალების სახით გამოყოფილია $\text{KBrO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{NaBrO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ და სხვ. ეს ნაერთები ადვილად იშლება.

ქვებრომჟავა. HBrO_3 ადვილად მიიღება ქლორის მოქმედებით ბრომიან წყალზე:



ქვებრომჟავა მდგრადია მხოლოდ წყალხსნარში. მისი ხსნარი უფროა კონცენტრირებულ ხსნარებში HBrO_3 იშლება. HBrO_3 -ის შესატყვისი ანჰიდრიდი ცნობილი არ არის. თავისი თვისებებით ის საკმაოდ ემსგავსება HClO_3 -ს.

ქვებრომჟავა მიიღება აგრეთვე განზავებული გოგირდმჟავით ბარიუმის ბრომატის დაშლისას:

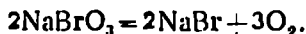


მისი მარილები $\text{M}[\text{BrO}_3]$ — ბრომატები შედარებით მდგრადი ნაერთებია.

ბრომატები ადვილად მიიღება ტუტის ცხელ ხსნარებზე ბრომის მოქმედებისას:

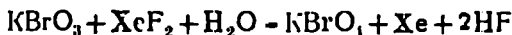


ან სათანადო ბრომიდების ელექტროლიზით. ბრომატები საერთოდ კარგად იხსნება წყალში. ვერცხლისა და ბარიუმის ბრომატები, შესაბამისი ქლორატებისაგან განსხვავებით, მცირედ ხსნადია. ვაცქელებისას ბრომატები ადვილად იშლება ჟანგბადის გამოყოფით:



ქლორატების მსგავსად ბრომატები ძლიერი დამჟანავებია. ბოლო დროს მიღებულ იქნა პერბრომატები და მისი შესაბამისი მჟავა — ბრომის მჟავა.

მისი მიღების ყველაზე მარტივი გზა აღმოჩნდა შემდეგი:



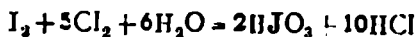
ბრომჟავასა და პერბრომატების შესახებ ცნობები ჟერჯერობით ნაკლებად მოიპოვება.

2. 5. 11. იოდის ნაერთები ჟანგბადთან. ქვეიოდოვან მჟავა მიიღება ქვექლოროვანმჟავის მსგავსად. HClO HBrO HIO მჭკრფეში ეცემა მდგრადობაც და მჟავურობაც. ქვექლოროვანმჟავა სუსტი მჟავაა. ქვეიოდოვანი კი უკვე ამფოტერულია. მისი ფუძე დისოციაცია $\text{HIO} \rightleftharpoons \text{I}^+ = \text{OII}^-$ აღემატება კიდევ მის მჟავურ დისოციაციას $\text{HIO} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OI}^-$. ქვეიოდოვანმჟავა მხოლოდ განზავებული ხსნარის სახით არსებობს. HIO ადვილად განიცდის თვითჟანგვა-აღდგენით

გარდაქმნას. რის შედეგადაც მიიღება იოდწყალბადმჟავა და ქვე-
იოდმჟავა:



ქვეიოდმჟავა მიიღება ქლორით იოდის დაქანგვისას



HIO_3 ის მისაღებად უფრო მოხერხებულია იოდის დაქანგვა ასოტ-
მჟავათი:



ქვეიოდმჟავა მღვრადი მჟავაა. არსებობს თავისუფალი სახით. HIO_3 თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში ადვილად იხსნება, რთაბის ტემპერატურაზე მღვრადია. 200°C -მდე გაცხელებისას HIO_3 •ლან მიიღება ქვეიოდმჟავას ანჰიდრიდი I_2O_5 , რომელიც წყალთან ისევ ქვეიოდმჟავას წარმოქმნის. 275° -ზე მაღლა I_2O_5 •ოლად და ქანგბა-
დად იშლება.

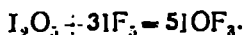
ქვეიოდმჟავისთვის დამახასიათებელია ოდატებთან ერთად გამო-
კრისტალება. მაგალითად, ცნობილია ნაერთები $\text{KIO}_3 \cdot 2\text{HIO}_3$, $\text{NaIO}_3 \cdot$
 $\times 2\text{HIO}_3$ და ა. შ.

ჩილეს გვარჯილაში NaIO_3 მცირე რაოდენობით მოიპოვება.
ქვეიოდმჟავაც და ქვეიოდატებიც შედის რეაქტიაში იოდწყალბადმჟა-
ვასთან:



ეს რეაქცია უფრო სწრაფად მიმდინარეობს, ვიდრე ქლორის ან ბრომ-
შესაბამისი მჟავას დაშლის შემთხვევაში.

I_2O_5 -ისა და IF_5 -ის ურთიერთქმედებით მიღებულია იოდის
ოქსიფტორიდი:

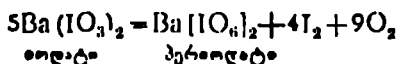


ეს უქანასკნელი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა. რომელიც ხარ-
ზად შთანთქავს წყლის ორთქლს.

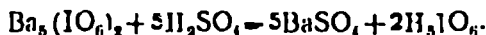
საკმაოდ დაწვრილებით იქნა შესწავლილი იოდმჟავას HIO_4 და
მისი მარილების (პერიოდატების) თვისებები. HIO_4 ძლიერი მჟანგავია.
წყალხსნარიდან იოდმჟავა ჩვეულებრივ უფრო კრისტალების სახით გა-
მოიყოფა, რომლის შედგენილობა პასუხობს $2\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ციკრულას.
აღსანიშნავია, რომ მჟავასთან ერთად მასთან შემზღული წყლის წყალბა-
დებიც იხენს მეტალით ჩანაცვლების უნარს. ეს ოთღული მჟავაა, რომ-

მელსაც შეიძლება მივაწერათ $(\text{HIO}_4)_x(\text{H}_2\text{O})_y$, ფორმულა მაგალითად. $\text{H}_5\text{I}_2\text{O}_6$; ხუთფუძიანი სუსტი მჟავა. ცნობილია მისი საშუალო შარბილები Ag_2IO_6 , $\text{Ba}_2(\text{IO}_6)_2$ და ა. შ. და, აგრეთვე, მჟავე მარილებიც.

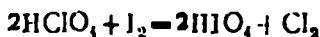
სხვადასხვა იოდატი (მაგალითად, ბარიუმის იოდატი) გახურებისას პერიოდატებად გარდაიქმნება:



ბარიუმის პეროქსიდზე გოგირდმჟავას მოქმედებით მიიღება თავისუფალი ორთოიოდმჟავა



იოდის მჟავის მიღება შემდეგი რეაქციის მეშვეობითაც შეიძლება

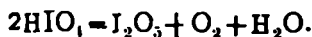


ან HIO_3 -ის ელექტროლიზით

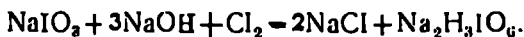


ბუნებრივად გამოიყოფა კრისტალები $\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, მას განიხილვენ როგორც ორთოიოდმჟავას და მიაწერენ $\text{H}_5\text{I}_2\text{O}_6$ ფორმულას.

HIO_4 -ის ანჰიდრიდი უცნობია. გაცხელებისას HIO_4 იშლება:



ჩვეულებრივ იოდმჟავას მარილები მცირედ იხსნება წყალში. მათ ლეზულობენ იოდატების ელექტროლიზით (შეადარეთ ქლორატების დაჟანგვას), ან ტუტე არეში იოდატებზე ქლორის მოქმედებით:

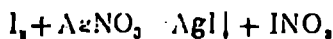


ცნობილია იოდმჟავას რამდენიმე ტიპის მარილი. ასეთია ო რ თ - პერიოდატები M_2^1IO_6 , მეზოპერიოდატები M_3^1IO_6 , რომელიც წყლით უფრო ღარიბი იოდმჟავას ნაწარმს წარმოადგენს, ნეტაპერიოდატები M^1IO_4 და დიპერიოდატები $\text{M}_2^1\text{I}_2\text{O}_8$.

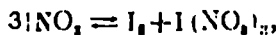
პერქლორატებისაგან განსხვავებით თითქმის ყველა პერიოდატი მცირედ იხსნება წყალში,

იოდის სხვა ნაერთები. საინტერესოა, რომ იოდი თავის ზოგ ნაერთში მეტალურ თვისებებს ამჟღავნებს.

იოდი და. ნაწილობრივ. ბრომი წარმოქმნიან მარილმსგავს ნაერთებს, რომლებშიც ისინი კატიონის სახით შედიან. ან ნაერთებში იოდის დ. რ. +1 და +3-ია. არაწყალხსნარებში, კერძოდ. უწყლო ეთერ-ხსნარში I_2 და $AgNO_3$ -ის ურთიერთქმედებით მიიღება:

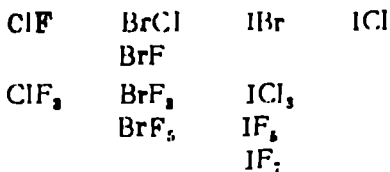


იოდის ნიტრატი, რომელშიც იოდი ერთმუხტიანი კატიონის სახით შეიღის იოდის ნიტრატი წარმოქმნის თავისუფალ იოდს და იოდის (III) ნიტრატს:



რომელთანაც ის წონასწორობაშია. ამ ჯგუფის ნაერთებიდან აღსანიშნავია იოდის ფოსფატი PIO_4 , იოდის აცეტატი $I(CH_3COO)_2$, იოდის პერქლორატი $I(ClO_4)_2 \cdot 2H_2O$ და ა. შ. ამ მარილების ელექტროლიზის დროს იოდი კათოდზე გამოიყოფა. რაც ადასტურებს იმას, რომ ამ ნაერთებში იოდი დადებითი იონის სახით შედის. თავისუფალი ფუძე $I(OH)_3$ მიღებული არ არის.

2. 5. 12. ჰალოგენების ურთიერთნაერთები. ჰალოგენები ერთმანეთთან მრავალ ნაერთს წარმოქმნიან. რომელთა შედგენილობა პასუხობს შემდეგ ფორმულებს:

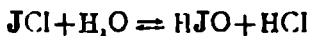


ამ ნაერთებში ცენტრალური ატომის როლს ასრულებს მძიმე ატომი, რომელიც უფრო ნაკლები ელექტროუარყოფითობით ხასიათდება. ამიტომაც ფტორი არასოდეს არ ასრულებს ცენტრალური ატომის როლს.

ჰალოგენების ამ კლასის ნაერთები ადვილად მიიღება მათი ურთიერთქმედებისას. ჰალოგენების სწრაფვა ერთმანეთისადმი არ არის დიდი, ამიტომაც ამ ნაერთების წარმოქმნას არ ახასიათებს დიდი სითბური ეფექტი ან დიდი მდგრადობა. გათბობისას ისინი ადვილად დისოციირდებიან, მაგალითად, ორთქლის მდგომარეობაში ICl_3 ბოლომდე დაშლილია:



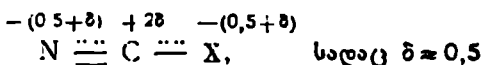
ჰალოგენების ურთიერთნაერთები აირადი ან თხევადი ნივთიერებებია, წყლის მოქმედებისას ადგილი აქვს მათ ჰიდროლიზს, მაგალითად,



ჰალოგენურთიერთნაერთები შედიან ყველა რეაქციაში, რომლებიც დამახასიათებელია ჰალოგენებისათვის, მაგრამ ეს რეაქციები ბევრად უფრო შესუსტებულია.

13. ფსევდოჰალოგენიდები

როგორც ციანის ნაწარმოების განხილვისას აღვნიშნეთ $(\text{NCX})^-$ — იონები (X . O, S, Se) თვისებებით ჰალოგენიდ-იონებს ჰკვანან. ამიტომ მათ ფსევდოჰალოგენიდები ეწოდათ (ხშირად VI ა გუფის ფსევდოჰალოგენიდებსაც უწოდებენ). ფსევდოჰალოგენიდ-იონები ნაერთებს წარმოქმნიან თითქმის ყველა ელემენტთან. დღეისათვის დადგენილია, რომ ამ ელემენტებთან $(\text{NCX})^-$ - იონები წარმოქმნიან იონური და კოვალენტური ტიპის ნაერთებს. მაგალითად, ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალებთან $\text{M}^{n+}(\text{NCX})_n^-$ ტიპის ნაერთები წარმოიქმნება. ხოლო ლანთანურ ელემენტებთან (P და ყველა d და f) $(\text{NCX})^-$ — იონები შეკავშირებულია (კოორდინირებულია) N ან X მეშვეობით ($\text{M} \cdots \text{NCX}^-$ $\text{M} - \text{XC} \text{N}^-$), ან კიდევ ორივე ბოლოთი წარმოქმნიან ბმებს ($\text{M} - \text{NCX}^- - \text{M}$). უკანასკნელ შემთხვევაში $(\text{NCX})^-$ — იონები ხილურ ფუნქციას ასრულებენ. ფსევდოჰალოგენიდ-იონების ასეთი სტრუქტურული ნაირგვარობა განპირობებულია მათი ელექტრონული აღნაგობით. მაგალითად, წრფივი $(\text{NCX})^-$ იონების ელექტრონული აღნაგობა ისეთია, რომ უარყოფითი მუხტები კონცენტრირებულია როგორც აზოტის ასევე გოგირდის ატომებზე



ბმის რიგი C—N მეტია 2-ზე და ნაკლებია 3-ზე, ხოლო C—S მეტია ერთზე და ნაკლებია 2-ზე.

გარდა „მარტივი“ $\text{M}^{n+}(\text{NCX})_n^-$ ტიპის ნაერთებისა ფსევდოჰალოგენიდ-იონები წარმოქმნიან როგორც ანიონური, ასევე კატიონური და ნეიტრალური ტიპის კომპლექსურ ნაერთებს.

მე-16 ცხრილში მოცემულია ზოგიერთი ელემენტის ნაერთები $(\text{NCX})^-$ -იონებთან და მათი სტრუქტურული თავისებურებები.

ნაერთები (NCX)⁻ — იონებთან და მათი სტრუქტურული თავისებურებანი

„მარტივი“ ნაერთები	იონური ნაერთები	$M^{n+} (NCX)_m^-$	ბინუს და ბინუსიზმითა შეტარება
	კოორდინატული ნაერთები	$M^{n+} : (NCX)_m$	ბოლოვითი ტენიანი შეტარება
კომპლექსური ნაერთები	ინფინიტი კომპლექსები	$M_n^+ [M(NCX)_m]$ $n = 1 \div 4$ $m = 2, 9$	M^+ -ბინუს და ბინუსი შეტარება (M^+, M^{2+})
	კატიონური კომპლექსები	$[M^{n+} L_m] (NCX)_m^-$ $n = 1 \div 6$ $m = 1 \div 4$	$L = H_2O, NH_3$, ნეიტრალური ანონური ფუნქციონირების მქონე ლიგანდები, მონო- და პოლი-ნეიტრალური ნაერთების მონაწილეობა
	ნეიტრალური კომპლექსები	$(M^{n+} Ln (NCX)_m^-)$	

M -ბოლოვითი p - და d -ფორმის მქონე
($M^+, M^{2+}, M^{3+}, M^{4+}, M^{5+}$)

ფსევდოპალიგონური ნაერთების შესახებ დეტალურად იხილეთ: А. М. Голуб, Х. Келлер, В. В. Снопенке, Х. Болландя, Т. П. Мишко, В. М. Самонченко, Г. В. Цинцадзе. Химия псевдогалогенидов, «Вышая школа». Киев, 1981.

2. 6. VIII პ ქვეჯგუფის ელემენტები (ჰელიუმი, ნეონი, არგონი, კრიპტონი, ჰსენონი, რადონი)

ცხრილი 17

ელემენტი	დნობის ° C	დუღილის ° C	აონხაიერს პოტენციალი, ვ	გარე ელექტრონული გარსის აღნაგობა
He	—272,1	—268,9	24,51	1s ²
Ne	—248,6	—218,9	21,57	2s ² 2p ⁶
Ar	—189,4	—185,8	15,76	3s ² 3p ⁶
Kr	—157,3	—152,0	14,01	4s ² 4p ⁶
Xe	—119	—108,1	12,13	5s ² 5p ⁶
Rn	—71,9	—6,9	10,75	6s ² 6p ⁶

1. ზოგადი დახასიათება. ინერტული გაზების ოჯახი ქმნის დ. ი. მენდელეევის პერიოდული სისტემის მერვე ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფს. ინერტული გაზების შესწავლას დიდი პრაქტიკული და თეორიული მნიშვნელობა ჰქონდა. მათი აღნაგობის შესწავლის შედეგად არსებითი დასკვნები იქნა მიღებული ატომის აღნაგობისა და ვალენტურობის არსის შესახებ. ნულოვანმა ჯგუფმა მწყობრი სახე მისცა მენდელეევის პერიოდულ სისტემას. ქიმიურად ინერტულმა ელემენტებმა განაპირობა კანონზომიერი ვადასვლა ძლიერ აქტიურ ელექტროუარყოფითი VII პ ჯგუფის ელემენტებიდან (ჰალოგენებიდან) ძლიერ აქტიურ I პ ჯგუფის ელექტროდადებით ელემენტებზე (ტუტე მეტალებზე). ყოველი პერიოდის დასაწყისში ტუტე მეტალია, დასასრულში კი — ინერტული ელემენტი.

ინერტული გაზების მოლეკულები თითო ატომისაგან შედგება. ამის დამტკიცება ექსპერიმენტულად ადვილია. ერთატომიანი გაზების წნევა — უცვლელი C_p და მოცულობა უცვლელი C_p -ს ატომური სითბოტევადობების ფარდობა $\frac{C_p}{C_v} = \frac{5}{3} = 1,667$, რაც ნულოვანი ჯგუფის ყველა ელემენტს ახასიათებს. ის ფაქტი, რომ ნულოვანი ჯგუფის ელემენტები ერთატომიანია, წარმოადგენს მათი ატომების ელექტრონული გარსების სიმეტრიის ერთ-ერთ შედეგს. რვაელექტრონიანი გარსები ძნელად შედიან ურთიერთქმედებაში სხვა ატომების ელექტრონულ გარსებთან. რის გამოც მათ შორის ადვილად არ აღიძვრება ქიმიური ძალები. ქიმიური ბმები.

2. ინერტული გაზების ფიზიკური თვისებები. მარტივი ნივთიერებები — ჰელიუმი, ნეონი, არგონი, კრიპტონი, ჰსენონი და რადონი უფრო გასებია.

ინერტული გაზების შემცველობა ჰაერში მცირეა და ატმოსფერულ პროცესებში რაიმე განსაკუთრებულ როლს არ ასრულებს. მათი იზოტოპების მონაწილეობა ატმოსფეროში აადვილებს გავარკვიოთ თუნდაც ისეთი საკითხები, როგორცაა ჩვენი ატმოსფეროს წიბოცვლა კოსმოსურ სივრცესთან. ატმოსფეროს მოძრაობის ხასიათი და სწვ. ინერტული გაზების შემცველობა ჰაერში შეადგენს:

	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
მოცულობით %%-ს	0,0053	0,0018	0,9:3	0,00011	0,00009	~6·10 ⁻¹⁵
წონით %%-ს	0,00007	0,0013	1,297	0,0,0	0,0 0,1	~7·10 ⁻¹⁷

უფრო თვალსაჩინოა შემდეგი თანაფარდობა: 100 ლ ჰაერი შეიცავს 933 სმ³ არგონს, 1.8 სმ³ ნეონს, 0,53 სმ³ კელიუმს, 0,11 სმ³ კრიპტონს და 0,009 სმ³ ქსენონს.

უმოქმედო გაზების სიმკვრივე უანგბადის მიმართ და აგრეთვე თითო ლიტრი გაზის მასა შემდეგი მიმდევრობით იცვლება (ცხრილი 18).

ბოლო დრომდე გავრცელებული შეხედულების თანახმად, დედამიწის გრავიტაციულ ველში სიმძიმის ძალის მოქმედების გამო უნდა დამყარებულიყო გაზების სტატისტიკური განაწილება სემალის მიხედვით, რომლის შედეგად ქვემო ფენებში უპირატესად მძიმე გაზები უნდა დაგროვებულიყო, ხოლო ზედა ფენებში მსუ-

ცხრილი 18

სიმკვრივე უანგბადის მიმართ	1 ლიტრი გაზის მასა გრამებით
He 0 1249)	0,17848
Ne 0,628)	0,899)
Ar 1,2183	1,7837
Kr 2,614	3,7:6
Xe 4,128	5,891
Rn 6 97	9,96

ბუკი გაზები — წყალბადი და ჰელიუმი. უკანასკნელი წლების გამოკვლევებში არ დაადსტურა ეს შეხედულება. ტროპოსფეროში, აგრეთვე სტრატოსფეროში და უფრო მაღალ ფენაში — იონოსფეროში მოქმედი ქარიშხლები განაპირობებენ ჰაერის ნაკადების გრივალურ, ტურბულენტურ მოძრაობას, რაც აბრკოლებს გაზების სტატისტიკურ განაწილებას, რის გამოც ჰაერის შემადგენელი კომპონენტები იზდენად კარგადაა შერეული ერთმანეთთან, რომ მხოლოდ სტრატოსფეროში სერხდება ვაზები: ოდნავ შესამჩნევი დანაწილების დადგენა.

ინერტული გაზების გათხევადება დაბალ ტემპერატურაზე არ მოითხოვს ძლიერ მაღალ წნევას, მაგრამ მათი დუღილის დაბალი ტემპერატურებიდან გამომდინარეობს, რომ ამ გაზებში მოქმედი უან-დერ-ვაალსის ძალები, რომლებიც განაპირობებენ ატომების ურთიერთქმედებას, ყველაზე სუსტია. ეს განსაკუთრებით პელიუმს შეეხება, რომლის დუღილის ტემპერატურა ყველაზე დაბალია (იხ. ცხრილი 17).

ინერტული გაზის უფლილისა და ლობის ტემპერატურები მით უფრო დაბალია, რაც უფრო ნაკლებია ელემენტის რიგობრივი ნომერი.

ინერტული გაზები წყალში შედარებით ცუდად იხსნება. 1000 სმ³ წოცულობა წყალში 20°C-ზე იხსნება 8.8 სმ³ He, 10,4 სმ³ Ne, 3,6 სმ³ Ar. არგონის ხსნადობა წყალში რამდენადმე აღემატება ჟანგბადისას. რაც მეტია ინერტული გაზის ატომური წონა, მით უფრო მეტია მისი ხსნადობა წყალში. რადონის ხსნადობა 0°C-ზე მოცულობით 51 სმ³-ის ტოლია.

ორგანულ გამხსნელებში ინერტული გაზების ხსნადობა აღემატება მათ ხსნადობას წყალში.

ჰელიუმი არ იჩენს წყალბადის მსგავსად გავრცელებულ პლატინაში შეღწევის (დიფუზიის) უნარს. სამაგიეროდ ადვილად შეაღწევს მაღალ ტემპერატურებზე კვარცის მინაში. ამ გზით შეიძლება ჰელიუმის ნეონისაგან დაცილება.

მცირე წნევაზე ინერტული გაზები ბევრად უფრო ადვილად ატარებენ ელექტროდენს, ვიდრე სხვა გაზები, რის გამოც მათ ღიდი გამოყენება მიეცათ განათების ტექნიკაში.

ნულოვანი ჯგუფის გაზებს დამახასიათებელი სპექტრები აქვს, რაც არსებითად მნიშვნელოვანია მათი ინდივიდუალობის დასადგენად. ჰელიუმი იძლევა ინტენსიურ ყვითელ სინათლეს, ნეონი ჟოლოსფერს. არგონი — წითელს, კრიპტონი — მწვანეს, ქსენონი — იისფერს და რადონი — თეთრს.

ინერტული გაზების ქიმიური ნაერთების მიღების მრავალი ცდის შედეგად ვან-დერ-ვაალსის ძალების ხარჯზე მიღებულ იქნა HgHe, HgNe და HgKr შედგენილობის ფსევდომოლეკულები. საკმარის დაბალ ტემპერატურასა და მაღალ წნევაზე შესაძლო აღმოჩნდა არამდგრადი ჰიდრატების მიღება, რომელთა შედგენილობა პასუხობს R·6H₂O ფორმულას, სადაც R = Ar, Kr, Xe, Rn, ჰიდრატები უფრო კრისტალებს წარმოადგენს. კრისტალჰიდრატების მდგრადობა მით მეტია, რაც უფრო მეტია ინერტული ელემენტის რიგობრივი ნომერი. ნიკოტინის მიერ მიღებული იქნა ინერტული ელემენტების თავისებური ნაერთები ფენოლთან, ეთილის სპირტთან, შიგალითად, Kr·3C₆H₅OH, Xe·2C₆H₅OH, Rn·2C₆H₅OH და ა. შ.

3. ქსენონისა და რადონის ფტორიდები. ბოლო დრომდე საყოველთაოდ იყო აღიარებული, რომ ინერტული გაზები არც ერთმანეთთან და არც სხვა ელემენტებთან ქიმიურ ურთიერთქმედებაში არ შედიან.

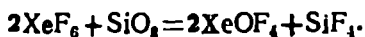
არგონის, კრიპტონის და ქსენონის ნაერთებში ფენოლთან და წყალთან გამოირიცხვლია ნამდვილი ქიმიური ურთიერთქმედება.

ოთახის ტემპერატურაზე აირადია ინერტული გაზები. მათი ატომების აღნაგობიდან ჩანს, რომ ინერტული გაზები ორ ჯგუფად შეიძლება დავეყოთ. პირველ ჯგუფში (He, Ne, Ar) ელემენტებია, რომელთა ატომების ელექტრონული კონფიგურაცია არის $1s^2 2s^2 2p^6$, ე. ი. ისინი შეიცავენ ორ- და რვაელექტრონიან დონეებს. მეორე ჯგუფის ელემენტები (Kr, Xe, Rn) კი ორ და რვაელექტრონიანი დონეების გარდა შეიცავენ 18-ელექტრონიან დონეებს. ეს გარემოება კი არსებით გავლენას ახდენს მათ იონიზაციის პოტენციალზე, ანუ რეაქციაში შესვლის უნარზე. ამის შედეგად, იონიზაციის მაღალი პოტენციალის გამო, პელიუმში, ნეონი და არგონი ნაერთებს არ წარმოქმნის და სახელწოდება „ინერტული გაზები“ მათ მიმართ სავსებით მართებულია, ხოლო, რადგან კრიპტონის, ქსენონის და რადონის იონიზაციის პოტენციალები ახლოა სხვა გაზების იონიზაციის პოტენციალებთან (აზოტის იონიზაციის პოტენციალი არის 14.53 ევ, ქლორისა 12,97 ევ, ენგბადისა 13,6 ევ), ამიტომ როგორც ეს სამი ოთხი ათეული წლის წინ გამოიკვია, ინერტული გაზების ოჯახიდან მხოლოდ სამი უკანასკნელი ელემენტი იჩენს ქიმიურ აქტიურობას და წარმოქმნის ნამდვილ ქიმიურ მდგრად ნაერთებს — ფტორიდებს, ოქსიდებს და ოქსიფტორიდებს.

ცნობილია, რომ $PtF_6 \cdot O_2$ -თან შედის რეაქციაში, რის შედეგადაც წარმოიქმნება $[O_2^+][PtF_6^-]$. რადგან ქსენონის იონიზაციის პოტენციალი ახლოა ენგბადის იონიზაციის პოტენციალთან, ამიტომ მოსალოდნელი იყო, რომ ქსენონიც მსგავს რეაქციაში შევიდოდა. ქსენონის და პლატინის ჰექსაფტორიდის ურთიერთქმედებისას მიღებულ იქნა $Xe(PtF_6)_2$ ტიპის ნაერთები, სადაც $1 : 2 \ll 2$ ქვემო ცხრილში მოცემულია ქსენონის უმნიშვნელოვანესი ნაერთების შედგენილობა და აღნიშნულია მათი ზოგიერთი თვისებაც.

ქსენონი უშუალოდ მხოლოდ ფტორთან რეაგირებს, ხოლო ენგბად-ნაერთები ფტორიდებიდან მიიღება. არსებობს ქსენონის მხოლოდ სამი ფტორიდი $Xe + F_2 = XeF_2$, $XeF_2 + F_2 = XeF_4$, $XeF_4 + F_2 = XeF_6$. მათ სინთეზს მაღალ ტემპერატურებზე ატარებენ. სამივე ფტორიდი ადვილად ქროლდება, ხოლო ორი უკანასკნელი წყალში ადვილად იშლება (ცხრილი 19).

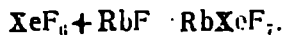
ქსენონის ჰექსაფტორიდი ენერგიულად რეაგირებს სხვადასხვა ნივთიერებებთან, მაგალითად, კვარცთან შედის შემდეგ რეაქციაში



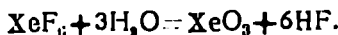
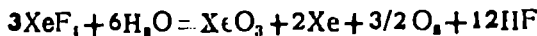
ქსენონის უმთავრესი ნაერთები

დამდგენი ნაწილები	ნაერთი	ფიზიკური მდგომარეობა	$T_{\text{მ.}}^{\circ}\text{C}$	იონგობა	შენიშვნა
+2	XeF_2	უფერო კრისტა- ლები	140	წრფივი	პიდროლოზის პროდუქტებია
	$\text{XeF}_2 \cdot 2\text{SbF}_5$	მყარი ყვეთელი კრისტალები	63		
+4	XeF_4	უფერო კრისტალები	114	ბატეული	მდგრადია
	XeOF_4	უფერო კრისტალები	80		ნაკლებად მდგრადია
+6	XeF_6	უფერო კრისტალები	47.7	ოქტაედრები	მდგრადია
	CsXeF_7	უფერო ნივთიერება			იშლება 50°C -ზე შეღობა
	Cs_2XeF_8	მყარი, ყვეთელი ნივთიერება			
	XeOF_4	უფერო სითხე	-28	კვადრატული პირამიდა	მდგრადი ნაერ- თია
	XeO_3	უფერო კრისტა- ლები		ტრიგონალური პირამიდა	ფეთქებადი
+8	XeO_4	უფერო გაზია		ტეტრაედრული	
	XeO_6^{4-}	უფერო მარილი		ოქტაედრული	ანაიონი $\text{H}_2\text{XeO}_6^{2+}$

ქსენონის ჰექსაფტორიდის ყველაზე მდგრადი მარილები მიიღება რუ-
ბიდიუმისა და ცეზიუმის ფტორიდებთან

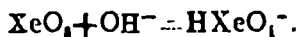


ქსენონის ტეტრაფტორიდისა და ჰექსაფტორიდის პიდროლი-
ზით წარმოიქმნება მათი ოქსიდები:



წყლის აორთქლებისას XeO_3 მიიღება მყარი თეთრი, ძლიერ
ფეთქებადი ნივთიერების სახით.

ტუტის ხსნარში მიიღება ქსენატ-იონი



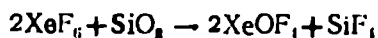
ნა,

XeF₄-ის ხსნაში HF-ში ცუდი ელექტროგამტარია. საიდანაც გამოდინარეობს. რომ Xe და F ერთმანეთთან შებმულია არა იონურად. არამედ კოვალენტურად.

რადონი ფტორთან აგრეთვე წარმოქმნის მთელ რიგ მდგრად ფტორიდებს, რომელთა აქროლადობა უფრო ნაკლებია. ვიდრე ქსენონის შესაბამისი ფტორიდებისა.

კარგადაა შესწავლილი ქსენონის ფტორიდები XeF₂, XeF₄, XeF₆. ქსენონის ნაერთები ქლორთან ცნობილი არ არის. კრიპტონის ერთადერთი ნაერთი ფტორთან არის KrF₂.

ქსენონის ყველა ფტორიდი თერმოდინამიკურად მდგრადია. კვარცზე ჰექსაფტორიდის მოქმედებისას წარმოიქმნება ქსენონის ოქსიფტორიდი



ქსენონის ოქსიფტორიდი სითხეა, მისი დნობის t = 28°C.

4. ინერტული ელემენტები ბუნებაში. თავისი გავრცელებულობის მიხედვით ჰელიუმს წყალბადის შემდეგ მეორე ადგილი უკავია სამყაროში. მისი დაგროვება ცხელი ვარსკვლავების და მზის სიღრმეში მიმდინარე თერმობირთვული პროცესის შედეგია.

ჩვენი პლანეტის ატმოსფეროში ჰელიუმი მთლიანად რადიოაქტიური წარმოშობისაა. დედამიწის წიაღში რადიოაქტიური დაშლისას წარმოქმნილი ჰელიუმი გადადის ატმოსფეროში. ვინაიდან ჰელიუმი ქიმიურად არაფერს არ უერთდება, მცირედ იხსნება და უმნიშვნელოდაც ადსორბირდება, ამიტომ ჰელიუმი ატმოსფეროდან დედამიწას აღარ უბრუნდება. პირიქით, ჰელიუმი ატმოსფეროს ნელ-ნელა სცილდება და კოსმოსურ სივრცეში გადადის (განიცდის დისიპაციას). კოსმოსურ სივრცეში ჰელიუმის გადასასვლელად აუცილებელია არა მარტო ძლიერი გაიშვიათება, არამედ კოსმოსური სიჩქარე (რომელიც = 11,3 კმ/წმ). დედამიწის ზედაპირთან ჰელიუმის ატომების მოძრაობის სიჩქარე შეადგენს 1,3 კმ/წმ-ს. ატმოსფეროს მაღალ ფენებში. სადაც ტემპერატურა ძლიერ მაღალია (370 კმ სიმაღლეზე 1500°C აღწევს) ჰელიუმის ატომები იძენენ კოსმოსურ სიჩქარეს.

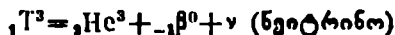
ა. პ. ვინოგრადოვის გაანგარიშებით, ატმოსფეროში ჰელიუმის ატომის ყოფნის ხანგრძლივობა შეადგენს 24 მლნ წელიწადს. მაშასადამე, ჰელიუმის შემცველობა ატმოსფეროში მრავალჯერ განახლებულა (დედამიწის ხნოვანობის ქვემო ზღვარი 3,3 მილიარდ წელიწადს შეადგენს).

დედამიწამ თავისი არსებობის ადრინდელ პერიოდში განსაკუთრებით მსუბუქი ინერტული ელემენტების მეტი წილი იმიტომ დაკარგა,

რომ ქიმიურად უმოქმედო ხასიათის გამო, სხვა გაზების მსგავსად მათ არ შეეძლოთ მინერალურ წარმონაქმნებში გადასვლა. ეს იმით მტკიცდება, რომ ინერტული ელემენტების იზოტოპური შედგენილობა დედამიწასა და ვარსკვლავებზე არსებითად განსხვავდება ერთმანეთისაგან.

ჰელიუმისა და რადონის წარმოშობის შესახებ ამჟამად ორი აზრი აღარ შეიძლება იყოს. მართლაც, რადონიც რომ მიწიერი წარმოშობისაა იქიდან ჩანს, რომ იგი მხოლოდ დედამიწის მიმდებარე ჰაერის ფენაშია და სიმალის ზრდასთან ერთად მისი რაოდენობა მცირდება. მიწიერი წარმოშობისაა აგრეთვე დანარჩენი ინერტული ელემენტებიც — ნეონი, არგონი, კრიპტონი და ქსენონი, თუმცა მათი გარკვეული ნაწილი პირველქმნილია. ამჟამად დადგენილია დედამიწაზე მრავალი ისეთი ატომბირთვული პროცესი, რომლის პროდუქტები ინერტული ელემენტებია. ასეთია ურანისა და თორიუმის სპონტანური დაშლა, რადიოაქტიური კალიუმის K -მიტაცება, კოსმოსური სხივების მოქმედება სხვადასხვა ატომბირთვებზე, რომელთაგან ამჟამად შესწავლილია ამ ატომბირთვული პროცესების მხოლოდ ნაწილი.

ატმოსფეროში ჰელიუმი ორი იზოტოპის სახით გვხვდება „მსუბუქი“ He^3 და „ჩვეულებრივი“ He^4 . ამითგან He^3 -ის ატომბირთვის ფორმულაა $(2p+n)$, ხოლო He^4 -ის $(2p+2n)$. პერიოდს მიღებულ ჰელიუმში He^3 -ის შეკვეცლობა შეადგენს $10^{-7}\%$ -ს. He^3 მიიღება ბუნებაში წყალბადის მძიმე იზოტოპიდან, ტრითიუმიდან ($T=H^3$), რომელიც ატმოსფეროს ზედა ფენებში მიიღება აზოტის ატომბირთვებზე კოსმოსური ნაწილაკების მოქმედებით, ხოლო ლითონფეროში Li^6 -ზე ნეიტრონების მოქმედებით ($Li^6+n=H^3+He^4$), ბორზე ნეიტრონების მოქმედებით და ა. შ. ტრითიუმი რადიოაქტიურია, მისი ნახევარდაშლის პერიოდი მცირეა ($\tau=12,5$ წელი). β -გარდაქმნის შედეგად ტრითიუმიდან ჰელიუმი მიიღება:



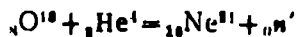
β -დაშლა წარმოადგენს ატომგულში მიმდინარე ნეიტრონის თავისთავად დაშლას პროტონად და β -ნაწილაკად:

$$n = p + \beta + \nu.$$

ატომბირთვში დარჩენილი პროტონი გაადიდებს წარმოქმნილი ახალი ელემენტის ატომბირთვის რიგობრივ ნომერს, ხოლო ელექტრონი β -ნაწილაკის სახით გამოიტყორცნება ატომბირთვიდან. მასთან ერთდროულად გამოიტყორცნება ნეიტრონიც.

აღსანიშნავია, რომ ურანისა და თორიუმის მადნებში He³-ის შემცველობა მეტად მცირეა. ხოლო ტრიტიუმის წარმოქმნის რეაქცია ბუნებაში დღესაც მიმდინარეობს. ამრიგად, დამტკიცდა, რომ He³ წარმოიქმნება ტრიტიუმის გარდაქმნით.

ნეონი სამი იზოტოპისაგან შედგება: Ne²⁰, Ne²¹, Ne²². ყველაზე მეტია Ne²⁰ (90,9%), შემდეგ Ne²¹ (9%) და დაახლოებით 1/4%-ია Ne²². დადგენილია, რომ ბუნებაში მძიმე ქანებადის ატომბირთვები α-ნაწილაკების წატაცებით წარმოქმნიან Ne²¹-ს:



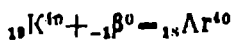
Ne²² მიიღება ფტორის ატომბირთვებზე α-ნაწილაკების მოქმედებით:



ატმოსფეროში ნეონის ძირითადი მასა უთუოდ თავდაპირველად გახსნილ მდგომარეობაში იყო ამოფრქვეულ მთის ქანებში, რომელთა გამოფიტვის პროცესში გათავისუფლებული ნეონი ქაერში გადავიდა. დღესაც ნეონი და არგონი მიწის წიაღიდან გამოაქვს გარეთ ზოგიერთ მინერალურ წყაროს.

არგონის ბუნებრივი იზოტოპებია Ar³⁶ (99,6%), Ar³⁸ (0,337%) და Ar³⁹ (0,063%).

ამჟამად უდავოდ ითვლება, რომ მთელი ან თითქმის მთელი მძიმე არგონი დედამიწაზე კალიუმიდან წარმოიქმნა ე. წ. K-მიტაცების გამო. როცა კალიუმის ატომბირთვი ელექტრონული K-გარსიდან წარიტაცებს ელექტრონს, კალიუმის ატომბირთვის ერთ-ერთი პროტონი და წატაცებული ელექტრონი ნეიტრონს წარმოქმნის, რის შედეგადაც კალიუმის რიგობრივი ნომერი ერთით შემცირდება და მიიღება არგონი:



ამ პროცესის მიმდინარეობით აიხსნება Ar⁴⁰ იზოტოპის დიდი შემცველობა ატმოსფეროში. მაგრამ ატმოსფეროში ამჟამად არსებული არგონის რაოდენობა (6,6 10¹² ტონა) იმ რაოდენობის მხოლოდ 2/3-ს შეადგენს. რომელიც უნდა წარმოქმნილიყო კალიუმიდან დედამიწის ქერქში 3,3 მილიარდი წლის მანძილზე. ეს იმით აიხსნება, რომ არგონი არ განიცდის, პელიუმის მსგავსად განზნევის კოსმოსურ სივრცეში და რჩება ატმოსფეროში.

არგონის მსუბუქი იზოტოპის Ar³⁸ ნაწილი მიღებულ იქნა Cl³⁴-ის

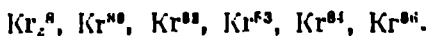
ზანგარძლივი სიცოცხლის იზოტოპის β -დაშლით და გოგირდის S^{32} იზოტოპის ატომბირთვებზე α -ნაწილაკების მოქმედებით;



Cl^{35} -დან Ar^{36} მსგავსი რეაქციით მიიღება ურანის მადნებში



ბუნებრივი კრიპტონი წარმოდგება 6 იზოტოპისაგან:



ერთადერთი კარგად ცნობილი ატომბირთვული პროცესი, რომლის დროსაც მიიღება კრიპტონი, არის ურანის სპონტანური დაშლა.

სპონტანურია დაშლა, როცა ნაწილაკების გადაჭვლელების გამო ატომბირთვი არამდგრადი ხდება, რის გამოც დაახლოებით ერთნაირი მასის ატომბირთვად იშლება. წარმოქმნილი ატომბირთვები ჩვეულებრივ უარბად შეიცავენ ნეიტრონებს, ამიტომაც ისინი არამდგრადობას იჩენენ. უარბი ნეიტრონების შემცველი ატომბირთვები ჩვეულებრივ β -გარდაქმნას განიცდიან.

U^{238} -ის სპონტანური დაშლის დროს მიიღება მრავალი სხვადასხვა ელემენტი გალიუმიდან გადოლინიუმამდე ($Z = 31-64$).

სპონტანურ გარდაქმნას განიცდის აგრეთვე U^{235} და თორიუმიც. ამ პროცესების დროს მიიღება როგორც კრიპტონი, აგრეთვე ქსენონ- Xe , რომელიც 9 იზოტოპის ნარევის წარმოადგენს



ამრიგად, კრიპტონი და ქსენონი ერთნაირი წარმოშობისაა. ამ ორი გაზის ბალანსის გამოთვლიდან გამომდინარეობს, რომ ჰაერში არსებული ამ გაზების მეტი წილი კოსმოსური (პირველქმნილი) გაზებია, რომლებიც შემორჩენილია ატმოსფეროში ან შემოქრილია ჩვენს ატმოსფეროში კოსმოსური სივრციდან.

ატმოსფეროს რადონი მთლიანად მიწიერი წარმოშობისაა. ურანი-სა და თორიუმის მადნებიდან ნიადაგის მეშვეობით ის გამუდმებით გადადის ჰაერში. ხმელეთის ზემოთ ჰაერში რადონი 10—50-ჯერ მეტი რაოდენობით მოიპოვება, ვიდრე ოკეანეების ზედაპირის ზემოთ. შედარებით დიდია რადონის შემცველობა მაღაროებში, სადაც არ წარმოებს ჰაერის ვენტილაცია.

5. ინერტული გაზების გათხევადება. ჰელიუმი იყო უკანასკნელი გაზი, რომელიც გადაყვანილ იქნა თხევად და შემდეგ მყარ მდგომარეობაში.

თუ რაიზე გაზს გავატარებთ წვრილ ნასვრეტში და შემდეგ სა-
წულებას მივცემთ ერთბაშად გაფართოვდეს (რის შემდეგად მკვეთ-
რად ეცემა წნევა), მაშინ გაზის ტემპერატურაც დაეცემა გაფართო-
ბისათვის საჭირო მუშაობის შესრულების გამო. გაზის სითბო აქ იხარ-
ჯება მოლეკულების ურთიერთმიზიდვის გადალახვაზე. ბუნებრივია,
რომ გაფართოებული გაზი არ უნდა შედიოდეს თბომომოცლაში გა-
რემო არესთან. ამ პროცესს ეწოდა დროსელირება.

წყალბადის, ჰელიუმისა და ნეონის დროსელირებით გაზი ნაცე-
ლად გაცივებისა თბება, რადგან მათი „ინვერსიის“ წერტილი ძლიერ
დაბლა ძევს. ჰელიუმისათვის ეს წერტილი აღმოჩნდა დაახლოებით
46°-ზე K (აბსოლუტური სკალით). ამაში მდგომარეობდა ჰელიუმის
გათხევადების მთავარი სიძნელე. ჰელიუმის კრიტიკული ტემპერატუ-
რა და წნევა შეადგენს შესაბამისად — 268° და 2.2 ატ-ს. ამიტომ სა-
ჭირო იყო ჰელიუმის წინასწარი გაცივება თხევადი წყალბადით. ამის
გამო, მხოლოდ 1908 წელს შესწლო კამერლინგ-ონესმა ჰელიუმის გა-
თხევადება, მყარი ჰელიუმი კი მიღებულ იქნა 1926 წელს. მისი ვაჟი-
რების ტემპერატურა აბსოლუტური ნულის ახლო ძევს.

აბსოლუტური ნულის ახლოს, დაახლოებით 2.2 K-ზე ჰელიუმი
ორ სახესხვაობას იძლევა. ასეთია ჰელიუმი I და ჰელიუმი II. ჰელიუმ
I ჩვეულებრივი თვისებების სითხეა. ჰელიუმ II კი — არაჩვეულებრი-
ვი თვისებების. მისი თბოგამტარობა რამდენიმე ასეულჯერ აღემატება
სპილენძისას. თხევად ჰელიუმ II-ში ჩადგმულ სინჯარაში მალე თავი-
სით გადავა ჰელიუმი, ვიდრე სითხის დონე სინჯარასა და ჰურჯელში
ერთმანეთს გაუტოლდება. თუ ამ სინჯარას მთლიანად ამოვიღებთ
სითხიდან, ჰელიუმ II გადმოვა სინჯარის კიდებიდან, წვეთობით ჩა-
მოიწრიტება და სინჯარა დაცარიელდება. ეს აიხსნება ჰელიუმ II-ის
ზედენადობით.

ზედენადობა იმაში გამოიხატება. რომ მ-სი შენახვა თავლია ჰურ-
ჯელში შეუძლებელია, რადგან სითხე თავისით ადის კედლებზე და
ჰურჯლის კიდებზე გადასვლის შემდეგ ქვემოთ ჩამოედინება და ჰურ-
ჯელი დაიცლება. ჰელიუმ II-ის შრეები ერთიმეორის მიმართ ყოველ-
გვარი ხახუნის გარეშე მოძრაობს. ამიტომ ჰელიუმ II-ის სიბლანტე
10 000-ჯერ უფრო ნაკლებია, ვიდრე აირადი წყალბადისა. ხოლო მისი
თბოგამტარობა 3 000 000-ჯერ აღემატება ჰელიუმ I-ის თბოგამტარო-
ბას. ჰელიუმ II-ში ატომებს შორის მანძილები დე-ბროილის ტალღის
სიგრძის თანაზომიერია. ამ თვისების გამო დ. ლ. ლანდაუმ მას „კვან-
ტური სითხე“ უწოდა.

6. ინერტული გაზების მოპოვება და გამოყენება. ბუნებრივი გა-
ზები ის ძირითადი წყაროა, რომლიდანაც ფართო საწარმოო მასშტა-

ზით ღებულობენ ამჟამად ჰელიუმს. პირველი იმპერიალისტური ომის პერიოდში გერმანელები ჰელიუმს ღებულობდნენ თორიუმის ოქსის რადიელემენტების შემცველი მონაციტის ქვიშებიდან და მიღებული ჰელიუმით ავსებდნენ „კეპელინის“ დირიჟაბლებს. 1000—1200°-მდე, გახურებისას ერთი ტონა მონაციტიდან 1—2 მ³ ჰელიუმი მიიღება. ჰელიუმის მიღება ატმოსფეროს ჰაერიდანაც შეიძლება. ატმოსფერო 3,7 მილიარდ ტონა ჰელიუმს შეიცავს; ამრიგად, ატმოსფერო ჰელიუმის დაუშრეტელი წყაროა. მაგრამ მცირე შემცველობის გამო ამ გზით ჰელიუმის მიღება შეზღუდულია. მართლაც, ჰაერიდან 1 მ³ ჰელიუმის მისაღებად საჭიროა 100 ტონაზე მეტი აზოტის გათხევადება. ბევრად უფრო რენტაბელურია: ჰელიუმის მიღება მიწიდან ამოშავალი ბუნებრივი გაზებიდან, რომლებიც ჰელიუმთან ერთად შეიცავენ მეთანსა და აზოტს.

ამჟამად ჰელიუმს ღებულობენ გაზების „მშრალი“ საბადოებიდან, რომლებიც არაა დაკავშირებული ნავთობთან, და აგრეთვე იმ გაზებიდანაც, რომლებიც ნავთობის გაზებს ახლავს.

თხევადი ჰელიუმი ფართო გამოყენებას პოულობს ღრმა გაცივების ტექნიკაში. კრიოგენულ (დაბალი ტემპერატურების) ლაბორატორიებში ჰელიუმის მეშვეობით შეიძლება მივიღოთ 1K-ზე დაბალი ტემპერატურა და ამით მიეუახლოვდეთ აბსოლუტურ ნულს. ჰელიუმით ავსებულმა აეროსტატებმა მოიპოვა გამოყენება მეორე მსოფლიო ომის ღროს ქ. მოსკოვისა და ლენინგრადის დასაცავად საჰაერო თავდასხმებისაგან. სამი მეოთხედი მოპოვებული ჰელიუმისა ხმარდება მეტალურგიას, რაკეტებისა და თვითმფრინავების მშენებლობას და ატომურ ტექნიკას. ჰელიუმის არეში აწარმოებენ ალუმინის, მაგნიუმის, ვოლფრამის, სპილენძისა და სხვა ლითონების ელექტრული რკალის წედულებას. ჰელიუმის არეში შედუღებული ადგილი არ შეიცავს ჟანგეულებს, ამიტომაც ის მჭიდროა და გლუვი.

ჰელიუმი საკმაოდ დიდი რაოდენობით იხარჯება ხელოვნური ჰაერის მოსამზადებლად. ჰენრის კანონის თანახმად, გახსნილი გაზის რაოდენობა წნევის პროპორციულია. ამიტომაც წყალქვეშ კესონებში (დასურულ კამერებში) მუშაობის შემდეგ, როცა ადამიანი წყლის ზედაპირზე ამოდის, წნევის შემცირების გამო სისხლში აზოტის ბუშტუკები ჩნდება, რომლებიც სისხლის მიღების დაცობას იწვევს. „კესონის დაავადების“ თავიდან ასაცილებლად კესონებში „ჰელიუმის ჰაერი“ შეაქვთ. ვინაიდან ჰელიუმის ხსნადობა წყალში და სისხლის შრატში მცირეა, ამიტომ ასეთი ჰაერით სუნთქვა არ იწვევს სისხლიდან გაზის ბუშტუკების გამოყოფას. ამას გარდა, ჰელიუმის ჰაერით სუნთქვა ბევ-

რად უფრო ადვილია, ვიდრე ჩვეულებრივი ჰაერით. ამიტომაც ასეთი ჰაერი სამკურნალოდაც იხმარება.

ნეონი თავისი თვისებებით უახლოვდება ჰელიუმს. ის ძნელად თხევადდება და ძნელად ადსორბირდება. თხევადი ნეონი დღეს ძლიერ დაბალ ტემპერატურაზე.

ნეონის სპექტრში ყველაზე კაშკაშაა წითელი, ნარინჯი და ყვითელი ხაზები, რის გამოც მან ფართო გამოყენება მოიპოვა. ნეონის ნათურების (წითელი) სინათლე ნისლიან ამინდში უფრო ნაკლებად შთანთქმება, ვიდრე თეთრი.

არგონი, კრიპტონი და ქსენონი უფრო ადვილად თხევადდება, ვიდრე ჰელიუმი და ნეონი. მათი გარჩევა ადვილია სპექტრების მიხედვით.

ვინაიდან ინერტულ გაზებს შორის ყველაზე აქროლადი ჰელიუმი და ნეონია, ამიტომ გათხევადებული ჰაერიდან პირველ რიგში ეს ორი გაზი ორთქლდება. თხევადი ჰაერის წილადური გამოქდით მიიღება ჰელიუმნეონის ნარევი, რომელიც შეიცავს 40% ნეონს და 15% ჰელიუმს. თხევადი ჰაერის ორთქლების შემდეგ თხევად ფაზაში რჩება ჟანგბადი. მართალია, არგონს დიდი რაოდენობით შეიცავს ჰაერი, მაგრამ მისი გამოყოფა იმითმთაა ძნელი, რომ მისი დუღილის ტემპერატურა აზოტისა და ჟანგბადის დუღილის ტემპერატურების ინტერვალში ძევს. გამოყოფილი არგონი შეიცავს აზოტს. ჟანგბადს, რომელთა მოსაცილებლად საჭიროა კვლავ მისი წილადური გამოქდა (რექტიფიკაცია).

ინერტული გაზების მთავარი მომხმარებელია მეტალურგია. Bi, Ti, Ta, Li ყველა გაზთან შედის რეაქციაში ინერტული გაზების გარდა. უჟანგავი ფოლადის შეუღლებას ინერტული გაზის არეში აწარმოებენ. ძლიერ დაბალი ტემპერატურის მისაღებად მიმართავენ თხევად ჰელიუმს. დაბალ ტემპერატურებზე სითბოტევადობების განზომებებს კი არსებითი მნიშვნელობა აქვს ენთალპიის, ენტროპიის გამოსათვლელად.

თხევადი კრიპტონი და ქსენონი ჰაერის კომპონენტებიდან ყველაზე ნაკლებად აქროლადია. ამიტომაც მათი მიღებისათვის საჭიროა თხევადი ჰაერის ნარჩენების წილადური გამოქდა.

მცირე სითბოგამტარობის გამო კრიპტონის შემცველი ელნათურები 30%-ით მეტ სინათლეს იძლევა. ელექტროენერგიის ასეთი ეკონომია მეტად პერსპექტიულია. სულ უფრო და უფრო მეტი გამოყენება ეძლევა ლუმინესცენტურ, არგონ-ვერცხლისწყლის ვაჯანგებულ მონაკებს.

კრიპტონის ხელოვნური რადიოაქტიური იზოტოპები იხმარება „ატომური ნათურების“ მოსამზადებლად. რომლებიც ანათებენ ელექტროენერჯის მიუწოდებლად. ასეთი ნათურის მოჭმედების ხანგრძლივობა 10 წელია.

რადონი მხოლოდ რადიოაქტიური წარმოშობისაა. რადონი ეკუთვნის ურანის ოჯახს, მიიღება რადიუმის დაშლით. ამიტომ მას ხშირად რადიუმის ემანაციას უწოდებენ და აღნიშნავენ $RaEm$ სიმბოლოთი. მისი იზოტოპები მიიღება თორიუმისა და აქტინიუმის მწკრივებშიც თორიუმის ემანაციის $ThEm$, ანუ თორონის და აქტინიუმის ემანაციის $AcEm$, ანუ აქტინონის სახელწოდებით. 1 გ რადონი საათში 2116 კვ სითბოს გამოჰყოფს, ამიტომ საჭიროა სათანადო კურკელი, რომ ის არ გადნეს რადონის თუნდაც მცირე რაოდენობის შენახვისას.

სიბნელეში რადონი ანათებს დაშლის გამო. რადონმა ფართო გამოყენება მოიპოვა რადიოთერაპიაში. რადონის შესუნთქვა მეტად სახიფათოა. ვინაიდან წყალში კარგი ხსნადობის გამო ღიღხანს რჩება ორგანიზმში და იწვევს ავთვისებიან დაავადებას¹.

ა. ძ-ელემენტების ძივია

„გარდამავალ ელემენტებს“ მიეკუთვნება ის ელემენტები. რომელთა თავისუფალი ატომების d და f ქვედონეები შევსებულია ნაწილობრივად ან სრულად. ასეთი ელემენტების რიცხვი ამჟამად 56-ს აღემატება.

გარდამავალი ელემენტებიდან არსებული კლასიფიკაციით გამოგორილია d -ელემენტები და f -ელემენტები, რომლებიც თავის მხრივ ორ ჯგუფად იყოფა — ლანთანიოიდებად და აქტინოიდებად.

f -ელემენტები, ლანთანისა და აქტინიუმის მომდევნო ელემენტები, პერიოდული სისტემის მოკლებერიოდებიან ვარიანტში ცალკეა გამოყოფილი. ხოლო d -ელემენტები არსებითად თანაქვეჯგუფების ელემენტებია, რომლებიც გრძელ პერიოდებს ეკუთვნის. მათ ბ ქვეჯგუფის ელემენტებსაც უწოდებენ, რადგან ატომის აღნაგობის თანახმად შესაძლებელია ხუთი d -ორბიტალის არსებობა, ამიტომ არსებობს 10 ელემენტური მწკრივები. რომელთა ატომებში ელექტრონები შემდეგ ქვედონეებზეა განლაგებული.

¹ მხოლოდ ბოლო ხანს გამოიკვია, რომ ვ. რამზაი ექლის კობოთი დაავადდა რადონზე მუშაობის შედეგად და მისი მსხერპლი გახდა ისევე, როგორც ჟოლიო-კიური, ირენ კიური და ფერმი.

რიგობრივი ნომერი	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
ელემენტი	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
დ-ელექტრონები	2	2	2	1	2	2	2	2	1	2
მ-ელექტრონები	1	2	3	5	5	6	7	8	10	10

გარდამავალი ელემენტების მომდევნო მწკრივებისათვის დამახასიათებელია 4d-ორბიტალების მიმდევრული შევსება

რიგობრივი ნომერი	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48
ელემენტი	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
დ-ელექტრონები	2	2	1	1	1	1	1	0	1	2
მ-ელექტრონები	1	2	4	5	6	7	8	10	10	10

გარდამავალი ელემენტების მესამე მწკრივი. იწყება ბარიუმის (56) შემდეგ. მისი მომდევნო 57-ე ელემენტია La. აქ იწყება 4f ქვედონის მიმდევრული შევსება (ლანთანოიდები 58-71). რომელთაც მოჰყვება 72-ე ელემენტი ჰაფნიუმი, სადაც 5d ქვედონე შეივსება. შედეგად მიიღება გარდამავალი ელემენტების შემდეგი მწკრივი:

რიგობრივი ნომერი	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80
ელემენტი	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
დ-ელემენტები	2	2	2	2	2	2	2	1	1	2
მ-ელექტრონი	1	2	3	4	5	6	7	9	10	10

გარდამავალი ელემენტების მეოთხე მწკრივიდან ცნობილია აქტინიუმი (89). რომლის აღნაგობა ლანთანის ანალოგიურია, შემდეგ კურჩატოვიუმი (104) და ნილსბორიუმი (105).

გარდამავალ ელემენტებს მრავალი საერთო თვისება აქვს. ეს დიდი სიმარის მეტალებია, მათი ლღობის ტემპერატურა მაღალია. იჩენენ დიდ სითბო- და ელექტროგამტარობას. მათი ნალღობის შერევიით მიიღება სხვადასხვა შენადნობები. მეტი წილი გარდამავალი მეტალებისა ურთიფრთქმედებს მყავებთან, თუმცა პლატინის ოჯახის მეტალები ჩვეულებრივ მყავებთან არ რეაგირებს.

გარდამავალი ელემენტების ატომებს გარეგარსზე არასოდეს არა აქვთ d-ელექტრონები. d-ქვედონე შეივსება s-ორბიტალის შევსების შემდეგ. d-ელექტრონები მხოლოდ მაშინ იღებენ მონაწილეობას რეაქციებში, როდესაც s-ელექტრონები გაიხარჯება.

გარდამავალი ელემენტები დიდი საწარმოო მნიშვნელობის მეტალებია. ასეთია რკინა და "ფოლადწარმოქმნელი" მეტალები ვანადიუმი, ქრომი, მანგანუმი. კობალტი და ნიკელი. მათი მომდევნო ელემენტები სპილენძი და თუთია ტექნიკისათვის მეტად მნიშვნელოვან შენადნობებს წარმოქმნიან.

3. 2. III ბ ქვეჯგუფის ელემენტები (სკანდიუმი, იტრიუმი, ლანთანი, აქტინიუმი)

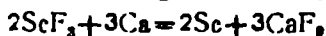
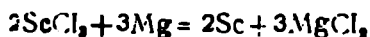
ცხრილი 20;

ელემენტი	დნობის t, C	დუღილის t, C	d, გ/სმ ³	დენეიტრონობის რაცხვა
Sc	1519	2701	3,02	8
Y	1526	3340	4,47	3
La	920	3570	6,16	3
Ac	1050	3300	10,1	8

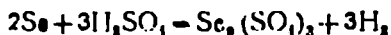
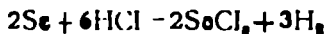
ა. 1. 1. სკანდიუმი — Sc

1871 წ. დ. ი. მენდელეევიმ დიდი სიზუსტით აღწერა მესამე ჯგუფის მანამდე უცნობი ელემენტის ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. რომელსაც უწოდა „ეკაბორი“, გაითვალისწინა მისი ნაერთების შედგენილობა. შაბების მსგავსი ორმაგი მარილების და მისი შესაძლო მარილების ხსნადობა. 1879 წელს ნილსონმა აღმოაჩინა ახალი ელემენტი. რომლის თვისებები. მარილების შედგენილობა. სიმკვრივე, ატომური მასა ზუსტად დამთხვა ეკაბორის თვისებებს და თავის სამშობლოს საბატრეცემოდ დაარქვა სკანდიუმი.

სკანდიუმი ბუნებაში გაერთელებულია ნაერთების სახით პოლიმეტალურ მადნებში. მეტალური სკანდიუმის მისაღებად მის ჰალოგენიდებს ალაღვენენ მეტალთერმული გზით ან ქლორიდის ნალღობის ელექტროლიზით. სკანდიუმის მეტალთერმიას ატარებენ მაგნიუმით, ფტორიდისას — კალციუმით:



სკანდიუმი მონაცრისფრო-თეთრი ძნელადდნობადი მეტალია; ადვილად ურთიერთქმედებს განზავებულ მჟავებთან წყალბადის გამოყოფით:



სკანდიუმი უერთდება ფტორს, ქლორს, ბრომს, იოდს, გოვირდს, სპირტს. ამ ელემენტის ატომებს უკანასკნელ ელექტრონულ ქვედონეზე

(*d* - ორბიტალზე). ორ-ორი ელექტრონი აქვს. წინარე დონის *s*-, *p*-
d ქვედონეებზე აქვს 2.6 და 1 ელექტრონი.

უანგვის რეაქციების დროს ამ ქვეჯგუფის ელემენტების ატომები
 სამ-სამ ელექტრონს კარგავს: ორს გარე *s*-ორბიტალიდან და ერთს
d - ორბიტალიდან. მიღებული იონის ელექტრონული კონფიგურაცია
 ემსგავსება ინერტული გაზისას. სკანდიუმი საქანოდ აქტიური მეტა-
 ლია. ადვილად იუანგება ტენიან ჰაერზე. რის შედეგად წარმოიქმნება
 მისი ჰიდროქსიდი $\text{Sc}(\text{OH})_3$. თავისი ქიმიური თვისებებით სკანდიუმი
 და მისი მომდევნო მეტალები იტრიუმი და ლანთანი მეტად ემსგავსე-
 ზა ტუტე მიწათა მეტალებს. მათი ოქსიდები მიიღება ამ მეტალების
 გახურებით ჰაერზე. ან ჰიდროქსიდების ანდა კარბონატების დაშლით.
 ხოლო ჰიდროქსიდები მიიღება შესაბამის მარილზე ამონიუმის ჰიდ-
 როქსიდის ან ტუტის ხსნარის მოქმედებისას. მათი მარილებიდან წყალ-
 ში კარგად ხსნადია ქლორიდები, ბრომიდები, სულფატები, ნიტრატე-
 ბი და აცეტატები, ხოლო სულფიდები, ფტორიდები, ფოსფატები, კარ-
 ბონატები და ოქსალატები მცირედ ხსნადია.

სკანდიუმის, იტრიუმის და ლანთანის მარილები ადვილად წარ-
 მოქმნიან კოორდინაციულ ნაერთებს.

მცირედ ხსნადი სკანდიუმის ფტორიდი ტუტე მეტალების ფტორი-
 დებთან წარმოქმნის კარგად ხსნად ფტორმარილებს (აცილომარილებს).

რომელთა შედგენილობა გამოისახება $M^I[\text{SeF}_6]$, $M^I_2[\text{SeF}_6]_2$, $M^I_3[\text{SeF}_6]_3$,
ფორმულებით სადაც $M^I = K^+, Na^+$.

სკანდიუმის მარილების თვისებები ალუმინის შესაბამისი ნაერ-
 თების თვისებების მსგავსია. მისი მარილები თეთრია, ადვილად გა-
 ნიცილიან ჰიდროლიზს, მისი ჰიდროქსიდი ლაბისებრი თეთრი ნალექია
 და ა. შ.

სკანდიუმის კარბონატი $\text{Sc}_2(\text{CO}_3)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ მიიღება თუ სკანდიუმის
 მარილის ხსნარზე ცივად ვიმოქმედებთ ნატრიუმის ჰიდროკარბონატის
 ხსნარით



ცნობილია სკანდიუმის მრავალი მარილი, აკლინაწარმები და მი-
 სი ხელატური ნაერთები.

8. 1. 2. იტრიუმი — Y

იტრიუმი გვხვდება პოლიმეტალურ მადნებში, რომლებიც შეი-
 ცავს ლანთანოიდებს, კალციუმს, სკანდიუმს, ტიტანს და სხვ. ამას
 გარდა, იტრიუმი მოიპოვება სხვადასხვა ზინერალებში (სამარსკიტო,
 გალოლინიტი, ტაღუენიტი და სხვ.).

მეტალური იტრიუმში ნიილება ოქსიდიდან ან ჰალოგენიდიდან მეტალთერმული აღდგენით ან იტრიუმის ქლორიდის ნალღობის ელექტროლიზით. გარდა იტრიუმისა ელექტროლიზის პროდუქტებია მაგნიუმი და კადმიუმი. მათი მოცილების მიზნით ნალღობს ვაკუუმში აცხელებენ 900—1200°C-ზე. იტრიუმის ფიზიკური და ქიმიური თვისებები ემსგავსება სკანდიუმისა და ლანთანისას. მისი ნაერთების საერთო ფორმულაა YX_3 , ამით იტრიუმი უახლოვდება ალუმინს, მაგრამ თავისი ნაერთების თვისებებით ემსგავსება ტუტემიწათა მეტალების ნაერთების თვისებებს. მისი მარილების წყალსხნარები შეიცავენ უფრო რთულ ნაერთებს.

იტრიუმის ოქსიდი Y_2O_3 , მიიღება თეთრი ფაშარი ფხვნილის სახით მისი ჰიდროქსიდის ან კარბონატის გახურებით.



იტრიუმის ოქსიდი მცირედ იხსნება წყალში, კარგად იხსნება მჟავებში.

იტრიუმის ჰიდროქსიდი თეთრი ლაბისებრი ნივთიერებაა, გამოიყოფა მის ხსნად მარილებზე ტუტეების მოქმედებისას



მისი ფუძე თვისებები თავს იჩენს შემდეგ რეაქციებში: ამონიუმის მარილებიდან აძევენს ამიაკს, იერთებს CO_2 .

იტრიუმის ქლორიდი YCl_3 , ინიღება ქლორის მოქმედებისას მეტალურ იტრიუმზე, აირადი ქლორწყალბადით სულფიდის ან კარბონატის დამუშავებისას. იტრიუმის ქლორიდი სხვადასხვა ქლორიდებთან წარმოქმნის ორმაგ მარილებს, როგორცაა, მაგალითად, $YCl_3 \cdot 3HgCl_2 \cdot X \cdot 9H_2O$; $2YCl_3 \cdot 3PtCl_4 \cdot 4H_2O$ და სხვ. იტრიუმის კარბიდი YC , მიიღება იტრიუმის ოქსიდის შაქრის ნახშირთან ერთად ელექტროლიზმელში გახურებისას. მისი რეაქციისუნარიანობა დიდია. ამას გარდა, იტრიუმი წარმოქმნის ალკილურ ნაწარმებს და ხელატურ ნაერთებს.

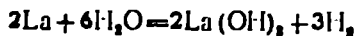
3. 1. 3. ლანთანი — La

ლანთანი ნოიბოვება ფოსფატის, ფტორკარბონატის, სილიკატის და სხვა ნაერთების სახით. მას ხშირად ახლავს სკანდიუმი, იტრიუმი, ცირკონიუმი, თორიუმი და ურანი. მისი უმნიშვნელოვანესი მინერალია მონტრონიტი, რომელიც ძირითადად შედგება ცერიუმის, ლანთანის, იტრიუმის, თორიუმის ფოსფატებისაგან. აქედან ჩანს, რომ შესაძ

კვლევის რასაქვეყნების ელემენტები და ლანთანოიდები ერთსა და იმავე მინერალებში მოიპოვება.

მეტალური ლანთანი მიიღება მისი ოქსიდიდან ან ქლორიდიდან მეტალურული გზით ან ჰალოგენიდების ნალღობის ელექტროლიზით. ლანთანი ვერცხლისებრ თეთრი მძიმე ძნელადღობადი მეტალია. მრავალ სხვადასხვა მეტალთან (Cu, Ti, Mg, Zn, Cd, Fe, Co, Ni და IIG) წარმოქმნის შენდნობებს. მისი შენდნობები რკინასთან პიროფორულია.

ლანთანი აქტიური მეტალია. შლის წყალს



ოთახის ტემპერატურაზე ლანთანი ადვილად იყენება. ამიტომ მას ბენზოლში ინახავენ.

ცნობილია ლანთანის მარტივი და კოორდინაციული ნაერთები.

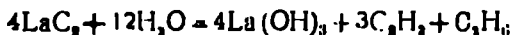
ლანთანის ჰიდრიდი LaH_3 მიიღება მეტალურ ლანთანზე წყალბადის მოქმედებისას. მასზე წყლის მოქმედებით გამოიყოფა წყალბადი და ლანთანის ჰიდროქსიდი $La(OH)_3$ თეთრი ლაქის სახით დაილეკება.

ლანთანის ოქსიდი La_2O_3 ადვილად მიიღება მეტალური ლანთანის დაჟანგვით ჰაერზე ან ჰიდროქსიდის, კარბონატის ანდა ნიტრატის თერმული დისოციაციით



La_2O_3 ფუძე ოქსიდი, წყალთან ურთიერთქმედებისას გამოყოფს სიბზოს, ამონიუმის მარილებიდან აძევენს აზიაკს, ადვილად შთანთქავს ჰაერიდან CO_2 -ს და წარმოქმნის კარბონატს. ამიტომ ლანთანის ოქსიდს ინახავენ ტენისა და ნახშირბადის (IV) ოქსიდის მიუწვდომლად.

ლანთანის ჰიდროქსიდი $La(OH)_3$ მიიღება მის ხსნადი მარილების წყალხსნარებზე ტუტის მოქმედებით. კარბილზე წყლის მოქმედებით



იშვიათ მეტალთა შორის ლანთანის ჰიდროქსიდი ერთ-ერთი ძლიერი ფუძეთაგანია.

ლანთანის ფტორიდი LaF_3 შეიძლება მივიღოთ მეტალურ ლანთანზე ფტორის მოქმედებით.

ლანთანის უწყლო ქლორიდი მიიღება ქლორის მოქმედებით შეტალურ ლანთანზე. ლანთანის ბრომიდის მისაღებად მის ქლორიდზე ან სულფატზე მოქმედებენ ბრომწყალბადით:



ლანთანის ნიტრატი სხვა მეტალების ნიტრატებთან წარმოქმნის ორმაგ და კოორდინაციულ ნაერთებს. მაგალითად, $2\text{La}(\text{NO}_3)_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O} \cdot \times 3\text{M}^{II}(\text{NO}_3)_2 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$, სადაც $\text{M}^{II} = \text{Mg}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Cu}^{2+}$ და სხვ.

ლანთანის შენადნობები რკინასთან გამოიყენება როგორც პიროფორები:

3. 1. 4. აქტინიუმი — Ac

აქტინიუმის ყველა იზოტოპი რადიოაქტიურია. აქტინიუმი გვხვდება ურანის მინერალებში, სადაც შემცველობის სიმცირის გამო მისი გამოყოფა რთულია. თავისი ქიმიური თვისებებით აქტინიუმი ახლოა იშვიათ მიწათა მეტალებთან.

მეტალურ აქტინიუმს ღებულობენ ფტორიდიდან ვაკუუმში ლითონის ორთქლის აღდგენის გზით.

ხელოვნური გზით აქტინიუმს ღებულობენ, როცა რადიუმს ბირთვულ რეაქტორში ნეიტრონებით დააყუმბარებენ.

აქტინიუმი ვეცხლისებრ თეთრი მეტალია. რადიოაქტიური გამოსხივების გამო Ac სიბნელეში ანათებს. აქტინიუმი ასხივებს ალფა-ნაწილაკებს, შედეგად მიიღება აქტინიუმ-X და მისი ნაწარმები.

აქტინიუმი აქტიური მეტალია. მისი ნაერთებიდან აღსანიშნავია ოქსიდო Ac_2O_3 , რომლის ფუძე ხასიათი მკვეთრადაა გამოსახული. აქტინიუმის ჰიდროქსიდი $\text{Ac}(\text{OH})_3$ ლაბისებრი თეთრი ნალექია, ქლორიდი ადვილად შეიძლება მივიღოთ, თუ მის ჰიდროქსიდზე ოთხ-ქლორმეთანით ვიმოქმედებთ:



აქტინიუმის მარილებიდან წყალში კარგად იხსნება ქლორიდი, ბრომიდი, სულფატი, ნიტრატი; მცირედ ხსნადია, მაგალითად, ოქსალატი.

ლაბორატორიულ პრაქტიკაში აქტინიუმი გამოიყენება რადიოაქტიური მისი, აქტინიუმ X და სხვა რადიოაქტიური პროდუქტების მისაღებად.

ელემენტი	დნობის °C	დუღილის, °C	d, გ/სმ ³	დენეკულობის რაცხე
Ti	1668	3260	4,51	2, 3, 4
Zr	1855	4130	6,51	2, 3, 4
Hf	2222	5.00	19,91	2, 3, 4

3. 2. 1. ტიტანი — Ti

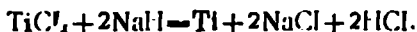
1. ტიტანი ბუნებაში საკმაოდ გავრცელებულია. მისი უმნიშვნელო-ვანესი მინერალებია ტიტანმაგნეტიტი $FeTiO_3 \cdot nFe_2O_3$, ილმენატი $FeTiO_3$ (აკინის ნეტატიტანატი, ანუ ტიტანის აკინაქვა), რუტილი, ზრუკიტი, ანათაზი, რომელთა შედგენილობა ერთნაირია და გამოისახება TiO_2 ფორმულით, სფენი $TiO_2 \cdot CaO \cdot SiO_2$. ამ სახის მინერალები მოიპოვება იტალიაში, შვეიცარიაში და ა. შ.

მეტალური ტიტანი მიღებული იყო ჯერ კიდევ ბერკელიუსის მიერ. ვან-არკელმა და დე-ბურმა შეიმუშავეს ტეტრაიოდტიტანიდან ნეტალური ტიტანის მიღების თერმული მეთოდი. მაღალი სისუფთავის ტიტანი მტკიცეა, კოროზიისადმი მდგრადი, ამიტომ მან დიდი გამოყენება ჰპოვა როგორც საკონსტრუქციო მასალამ, რომლის გარეშე აშენებენ წარმოდგენილია ტექნიკის მრავალი დარგის განვითარება. ტიტანის ყოველწლიური წარმოება რამდენიმე ათეული ათასი ტონაა.

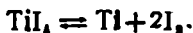
2. მიღება. ტიტანის მისაღებად გამოიყენება არა მისი დიოქსიდი, არამედ ტეტრაქლორიდი. ტიტანის ტეტრაქლორიდი თხევადია. ტიტანი მიიღება ტეტრაქლორიდის მავნიუმთერმული აღდგენით 850°C -ზე



მავნიუმის ნაცვლად ხშირად იყენებენ მავნიუმისა და კალციუმის შენადნობს. ნატრიუმის ჰიდრიდით ტიტანის აღდგენა უფრო დაბალ ტემპერატურაზე ($300-350^{\circ}\text{C}$) მიმდინარეობს



ტეტრაიოდტიტანის აღდგენა აგებულია მის თერმულ დაშლაზე



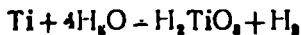
ვან-არკელის და დე-ბურის მეთოდით ჭიმოურად სუფთა ტიტანის მიღება აგებულია შემდეგ მოვლენაზე. ტეტრაიოდტიტანი ქროლდება

დაახლოებით 400°-ზე. როცა დახურულ ჭურჭელში მისი ორთქლი შე-
სებაში მოვა გავარვარებულ მავთულთან, რომლის ტემპერატურა აღ-
წევს 1200—1400°C-ს, იოდიდის ორთქლი მის ზედაპირზე დაიშლება
და მეტალური ტიტანი გამოილეკება ვარვარების ძაფზე. იოდი შეუ-
ერთდება ტიტანს, რომელიც ჭურჭლის ფსკერზეა, წარმოქმნილი
TiI₂ აორთქლდება, ცხელ მავთულზე დაიშლება და ა. შ. ამრიგად.
ჭურჭელში შეტანილი ტიტანის ხარჯზე ვარვარების ძაფზე ქიმიურად
სუფთა ტიტანი დაილეკება. რადგან ამ დროს მავთულის სისქე მატუ-
ლობს, მისი ვარვარებისათვის დენის ძალას შესაბამისად ადიდებენ.
აღნიშნულის გარდა მეტალური ტიტანი ძიილება მისი ჰალოგენიდის
ნაღობის ელექტროლიზით.

ალუმინთერმული გზით ღებულობენ ფეროტიტანს. მას დიდი გა-
მოყენება მიეცა შავ მეტალურგიაში. ტიტანის 1%-ის შემცველობა
ზნიშვნელოვნად ადიდება ფოლადის კოროზიულ მდგრადობას.

სუფთა მეტალის სახით ტიტანი პლასტიკურია, ადვილად იგლინე-
ბა, კოროზიულად მდგრადია, ზღვის წყალში არ იყანგება. იყანგება
ტიტანი მხოლოდ მაღალ ტემპერატურებზე. 100—500°C-ის ინტერ-
ვალში ტიტანის სიმკვრივე არ იცვლება. ამიტომ ტიტანი თანამედროვე
ტექნიკის მნიშვნელოვან საკონსტრუქციო მასალას წარმოადგენს, ის
გამოიყენება საავიაციო და სარაკეტო მშენებლობაში. ტიტანი მთელ
რიგ მეტალებთან წარმოქმნის შენადნობებს.

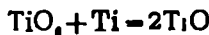
მეტალური ტიტანი წყალს მხოლოდ დუდილის დროს თუ დაშლის



ცხელი კონცენტრირებული აზოტმჟავა ეანგავს ტიტანს, შედეგად მი-
იღება β-ტიტანმჟავა H₂TiO₃,



3. ტიტანის (II) ნაერთები. ტიტანის (II) ნაერთები საკმაოდ იშვია-
თია. ტიტანის (II) ოქსიდი ოქროსფერი მასის სახით მიიღება ტიტანის
დიოქსიდის და მეტალური ტიტანის ნარევის 1700°C-მდე ვაკუუმში
გახურებისას



საერთოდ, ტიტანის (II) ნაერთების მიღება შეიძლება ტიტანის (III)
ნაერთების აღდგენის გზით.

TiH₂, ტიტანის დიჰიდრიდი, მიიღება კალციუმის ჰიდრიდის მეშ-
ვეობით ტიტანის დიოქსიდის აღდგენისას გაცხელებით



ტიტანის დიჰიდრიდი მყარი, ნაცრისფერი ნიეთაერებაა, გამოიყენება სხვადასხვა მეტალების ფხენილებში დანამატის სახით მათთვის კოროზიული მდგრადობის მისანიჭებლად.

$TiCl_3$, ტიტანის დიქლორიდი. მიიღება ტიტანის ტრიქლორიდის დისპროპორციონირებით



მიღებული დიქლორიდი და ტეტრაქლორიდი სხვადასხვა ტემპერატურაზე გამოიხდება. ასეთივე გზით (დისპროპორციონირებით) მიიღება ტიტანის დიბრომიდი და დიოდიდი.



ეს ნაერთები შავი ფერის ფხენილებია, გასურებისას იშლება.

4. ტიტანის (III) ნაერთები. ტიტანის (III) ნაერთების მისაღებად ჩვეულებრივ აღადგენენ ტიტანს (IV) წყალბადით, თუთიით ან ელექტროლიზით (კათოდური აღდგენა).

ტიტანის (III) ნაერთები არამდგრადია, მათ აღმდგენი უნარი აქვთ, ამიტომ ასეთ ნაერთებს ინახავენ აზოტის ან CO არეში. ტიტანის (III) ნაერთების ხსნარები ჩვეულებრივ იისფერია.

ტიტანის (III) ოქსიდი Ti_2O_3 მიიღება ტიტანის (IV) ოქსიდის აღდგენით მაღალ ტემპერატურაზე

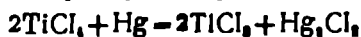
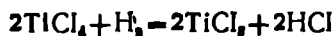


ტიტანის (III) ოქსიდი იისფერია, მცირედ იხსნება წყალში, გოგარდმევაში — კარგად. მისი ჰიდროქსიდი $Ti(OH)_3$ მიიღება ტიტანის (III) მარილებზე ტუტის მოქმედებით, მაგალითად,

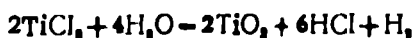


ტიტანის (III) ჰიდროქსიდი ფუძეა, ტუტეებში არ იხსნება.

ტიტანის ტრიქლორიდის მისაღებად მის ტეტრაქლორიდს აღადგენენ წყალბადით, ვერცხლით. ვერცხლისწყლით



ის იისფერი კრისტალია, გაცხელებისას მისი დისპროპორციონირებით მიიღება $TiCl_3$ და $TiCl_5$. ტენიან ჰაერზე ადვილად იყვანება



ვარდა მწვანე ჰექსაჰიდრატისა $[Ti(H_2O)_6]Cl_3$ ცნობილია მისი იისფერი ჰიდრატინომერიც.

მწვანე ტრიქლორიდიდან მიიღება $M_2^I TiCl_3 \cdot H_2O$ შედგენილობის მარილები. ტიტანის ტრიფტორიდიდან, TiF_3 , უფრო ადვილად მიიღება ფტორმარილები $M_2^I TiF_3$ და $M_3^I TiF_6$. ასეთივე შედგენილობის ნაერთები მიიღება ტრიბრომ- და ტრიოდტიტანიდან: $M_2^I TiBr_3$, $M_3^I TiBr_6$, $M_2^I TiI_3$ და $M_3^I TiI_6$.

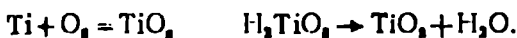
ტიტანის (III) სულფატის $Ti_2(SO_4)_3$ მისაღებად მის მყავე სულფატს $3Ti_2(SO_4)_3 \cdot H_2O \cdot 25H_2O$ დამუშავებენ კონცენტრირებული გოგირდმყავათი. მიღებული საშუალო სულფატი მწვანე ფხვნილია, წყალში მცირედ იხსნება.

ცნობილია ტიტანის შაბები: წითელი $RbTi(SO_4)_3 \cdot 12H_2O$, იისფერი $CsTi(SO_4)_3 \cdot 12H_2O$ და $[NH_4]_3SO_4 \cdot 3Ti_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ ტიპის ორმაგი მარილები.

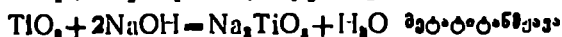
ტიტანის ნაერთების ალდგენისას აზოტის არეში მიიღება ბრინჯაოს ფერი ნიტრიდი, TiN , რომელიც დიდი მდგრადობით ხასიათდება.

5. ტიტანის (IV) ნაერთები. ყველაზე მრავალრიცხოვანია და მდგრადი $Ti(IV)$ -ის ნაერთები. ასეთია, მაგალითად, TiO_2 , რომელიც ბუნებაში გვხვდება რუტილის, ტეტრაგონალური ანატაბაზის და რუმბული ბრუკიტის სახით. რუტილის და ანატაბაზის ტეტრაგონალური კრისტალები ერთმანეთისაგან განსხვავდება სიმეტრიის ღერძებით. სიმკვრივით, ფრით.

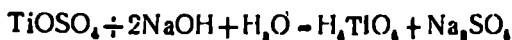
ტიტანის დიოქსიდი TiO_2 (ტიტანის თეთრა) შეიძლება მივიღოთ ტიტანის დაწვით ქანგბადის არეში, ან მისი მყავების წყლის ორთქლით დამუშავებისას მაღალ ტემპერატურაზე



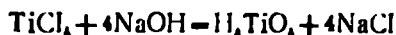
ტიტანის დიოქსიდი თეთრი ფხვნილია, განზავებულ მყავებში, ტუტუნებსა და წყალში მცირედ იხსნება. კარგად იხსნება კონცენტრირებულ გოგირდმყავასა და ნატრიუმის ტუტის ნაღნობში



ორთოტიტანმჟავა $TiO_2 \cdot 2H_2O$ მიიღება ტიტანილის სულფატზე $TiOSO_4$ ტუტის მოქმედებისას



იგივე მჟავა მიიღება ტიტანის ქლორიდზე ნატრიუმის ტუტის მოქმედებისას



წყლის მოქმედებისას $TiCl_4$ ჰიდროლიზური დაშლის შედეგად წარმოქმნის TiO_2 -ს და HCl -ს:



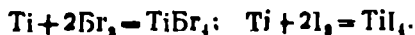
წყლის ნაკლებობის შემთხვევაში მიიღება ტიტანილქლორიდი $TiOCl_2$.

ტიტანის ტეტრაქლორიდისათვის დამახასიათებელია აგრეთვე მიწრთების რეაქციები, რის შედეგად მიიღება კოორდინაციული ნაერთები $(NH_4)_2[TiCl_6] \cdot 2H_2O$. მსგავსი მარილი მიიღება ტიტანის ტეტრაფტორიდზე ფტორიდების მოქმედებისას $M^I[TiF_6]$, სადაც $M^I = Na^+, K^+, NH_4^+$ და ა. შ. ტიტანის ტეტრაქლორიდი პერზე მბოლავი სითხეა, იყინება — $24,1^\circ C$ -ზე.

თუ ტიტანის ტეტრაქლორიდის ჰიდროლიზს $80^\circ C$ -ზე ჩავატარებთ, მიიღება მეტატიტანმჟავა

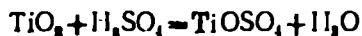


მსგავსი თვისებები ახასიათებს ტიტანის ტეტრაბრომიდს $TiBr_4$ და ტეტრაიოდიდს TiI_4 . მათ მისაღებად მიჰართავენ სინთეზს მარტივი ნივთიერებებიდან



$TiBr_4$ ყვითელი კრისტალებია. TiI_4 — წითელი კუბური კრისტალები.

ტიტანილის სულფატი $TiOSO_4$ მიიღება ტიტანის დიოქსიდზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით



ტიტანილსულფატი თეთრი ფხვნილია, იხსნება ცივ წყალსა და გოგირდმჟავაში, ტუტე მეტალების სულფატებთან წარმოქმნის შემდეგი ტიპის კოორდინაციულ ნაერთებს



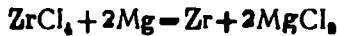
კალციუმის ტიტანატი $\text{Ca}|\text{TiO}_2|$ ბუნებაში გვხვდება ძინერალ პეროვსკიტის სახელწოდებით. მისი მსგავსია ილმენიტი $\text{Fe}|\text{TiO}_2|$. მაღალი დიელექტრიკული შეღწევადობის გამო ბარიუმის ტიტანატი $\text{Ba}|\text{TiO}_2|$ დიდ გამოყენებას პოულობს ელექტროტექნიკაში.

ტიტანის კარბიდი TiC შავი ფერის მეტალისებრი კუბური კრისტალებია. მისი ლღობის ტემპერატურა მაღალია (3137°C). ამიტომ მან ფართო გამოყენება მოიპოვა, განსაკუთრებით ელფტრამის კარბიდთან ერთად ზემაგარი შენადნობების მისაღებად.

წ

3. 2. 2. ცირკონიუმი — Zr

1. ცირკონიუმი შედარებით გავრცელებული ელემენტია მისი ნაერთები მინერალების სახით მცირეა. ცირკონიუმის უმნიშვნელოვანესი მინერალებია ბადელეუტი — ZrO_2 , და ცირკონი (გიაცინტი), ცირკონიუმის სილიკატი ZrSiO_4 . ცირკონიუმის მისაღებად კალციუმის ფტორციკონატს აღადგენენ მეტალური კალიუმით ან ნატრიუმით, სხვა მეთოდით ცირკონიუმის მისაღებად მიმართავენ ZrF_4 -ის თერმულ დაშლას ვან-არკელის და დე-ზურის მეთოდით ან ცირკონიუმის ტეტრაჰლორიდზე მაგნიუმის მოქმედებით



მაგნიუმთერმული მეთოდით ჰელიუმის ატმოსფეროში ცირკონიუმის ზილებისას აღდგენილ ცირკონიუმს ღრუბლისებრი სახე აქვს. ის გარდა ცირკონიუმისა შეიცავს მაგნიუმს, ტიტანს, ალუმინს, რკინას და სხვ. მას დაამუშავებენ მარილმკვავითი და მინარეგების მოცილების შემდეგ ინერტული გაზის არეში გააღობენ კომპაქტური ლითონის მისაღებად.

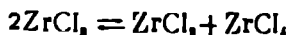
2. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ცირკონიუმი ვერცხლისებრი თეთრი მეტალია, ის ადვილად წარმოქმნის შენადნობებს მრავალ სხვადასხვა მეტალთან (მაგნიუმთან, ალუმინთან, სპილენძთან, ვერცხლთან, რკინასთან, ნიკელთან და სხვ.).

ცირკონიუმი ქიმიურად ნაკლებად აქტიური ელემენტია, იჩენს დიდ კოროზიულ მდგრადობას. მაღალ ტემპერატურებზე ავლენს რეაქციაში შესვლის უნარს, იერთებს ჟანგბადს, ჰალოგენებს და წარმოქმნის ოთხვალენტოვანი ცირკონიუმის ნაერთებს.

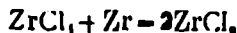
ცირკონიუმი ვერ აკავებს სითბურ ნეიტრონებს, ხასიათდება დიდი სიმტკიცით, ცუდი თბოგამტარობით, ამიტომ მან დიდი გამოყენება ჰპოვა საკონსტრუქციო მასალის სახით თერმოზიარტული რეაქტორებისათვის.

3. ცირკონიუმის (II) და (III) ნაერთები. მათი რაოდენობა შეზღუდულია.

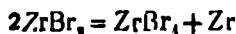
ცირკონიუმის (II) ქლორიდი $ZrCl_2$ მიიღება მისი ტრიქლორიდის დისპროპორციონირებით ვაკუუმში გაცხელებისას



შედევად მიიღება შავი ფერის დიქლორიდი და თეთრი ტეტრაქლორიდი, ან ცირკონიუმის ტეტრაქლორიდზე იმოქმედებენ მეტალური ცირკონიუმით მაღალი ტემპერატურისას



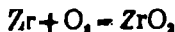
ცირკონიუმის დიბრომიდი $ZrBr_2$ იმავე გზით მიიღება. $ZrBr_2$ შავი ფერის არამდგრადი ნაერთია, გაცხელებისას დისპროპორციონირდება



ცირკონიუმის ტრიქლორიდი $ZrCl_3$ შავი ფერის კრისტალებია. მისი მიღება შეიძლება ტეტრაქლორიდის აღდგენით წყალბადით, მეტალური ცირკონიუმით, ალუმინით და სხვ. აღმდგენით. $ZrCl_3$ არამდგრადი ნაერთია.

ცირკონიუმის ტრიბრომიდი $ZrBr_3$ და ტრიოდიდი ZrI_3 შავი ფერის ნივთიერებებია. გაცხელებისას ადვილად იშლება, რის შედეგად მიიღება ცირკონიუმის ტეტრაპლოგენიდი და მეტალური ცირკონიუმი.

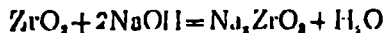
4. ცირკონიუმის (IV) ნაერთები. ცირკონიუმის დიოქსიდი ZrO_2 მიიღება მეტალური ცირკონიუმის გასურებით ქანგბადის არეში:



ZrO_2 თეთრი ფხვნილია, შედგება მცირე ზომის მონოკლინური კრისტალებისაგან. ეს ძნელადღობადი, ქიმიური რეაგენტების მიმართ მდგრადი ნაერთია. მლღობი მყავას მოქმედებით იშლება

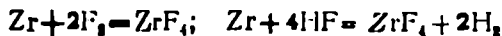


ტუტეებთან ან ტუტე მეტალების კარბონატებთან შელღობისას წარმოქმნის მეტალციკონატებს



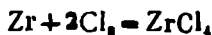
ცირკონიუმის დიოქსიდი ცეცხლგამძლე მალაქსარისპოვანი მასალაა ლუქლების ამოსაგებად.

ციკონიუმის ტეტრაფტორიდი ZrF_4 მიიღება მეტალურ ციკონიუმზე ფტორის მოქმედებისას ან ფხვნილისებრ ციკონიუმზე წლღობი შეყავას მოქმედების დროს



ციკონიუმის ფტორიდი სხვადასხვა ფტორიდებთან წარმოქმნის კოორდინაციულ ნაერთებს $M^I[ZrF_6] \cdot H_2O$, $M^I_2[ZrF_6] \cdot n H_2O$, $M^I_3[ZrF_6]$ და ა. შ.

ციკონიუმის ტეტრაქლორიდი $ZrCl_4$ მიიღება მეტალური ციკონიუმის გაცხელებისას აირადი ქლორის მოქმედებით

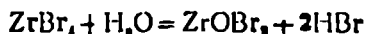


ციკონიუმტეტრაქლორიდი წყალთან ჰიდროლიზს განიცდის. ის იხსნება სპირტში, მარილშეყავაში, ტუტე მეტალების ქლორიდების ხსნარებში.

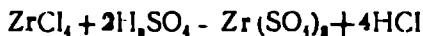
ციკონიუმის ტეტრაბრომიდი $ZrBr_4$ მიიღება ფხვნილისებრი ციკონიუმის გაცხელებისას მასზე ბრომის მოქმედებით



$ZrBr_4$ თეთრი მიკროკრისტალური ფხვნილია, წყლის მოქმედებით იშლება, შედეგად მიიღება ციკონილის დიბრომიდი $ZrOBr_2$ და HBr :



ციკონიუმის უწყლო სულფატი $Zr(SO_4)_2$ მიიღება ციკონიუმის ტეტრაქლორიდზე კონცენტრირებული გოგირდშეყავას მოქმედებისას



ციკონიუმის სულფატის წყალხსნარის ელექტროლიზის დროს კათოდზე გამოიყოფა წყალბადი. ანოდისაკენ კი მიემართება ციკონიუმი და მასთან ერთად შებჭული სულფატ-იონი. აქედან გამომდინარეობს დასკვნა, რომ ციკონიუმის სულფატს ხსნარში უნდა მივაწეროთ $H_2[ZrO(SO_4)_2]$ ფორმულა, მას ციკონილგოგირდშეყავა ეწოდება.

ციკონიუმის აზოტშეყავა მარილი $Zr(NO_3)_4$ ჰიგროსკოპული უფერო კრისტალებია. წყალში კარგად იხსნება.

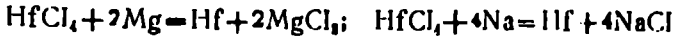
ციკონიუმის აცეტატი $Zr(CH_3COO)_4$ მიიღება $ZrCl_4$ -ზე ყინულოვანი ძმარშეყავას მოქმედებისას.

აღნიშნულის გარდა, ციკონიუმი წარმოქმნის ხელატურ ნაერთებს.

8. 2. 8. ჰაფრიუმი — Hf

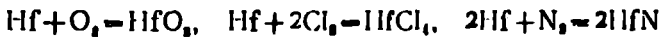
ნილს ბორმა აღნიშნა, რომ 71-ე ელემენტით უნდა თავდებოდეს იშვიათ მიწათა მეტალების ოჯახი და რომ 72-ე ელემენტი უნდა წარმოადგენდეს ცირკონიუმის ანალოგს. 1923 წ. ჰევეშიმ და კოსტერმა ცირკონიუმის მინერალებში აღმოაჩინეს ახალი ელემენტი ჰაფნიუმი. მისი შემცველობა ცირკონიუმის მინერალებში აღწევს 4%-ს.

1. მიღება. მეტალური ჰაფნიუმი მიიღება მისი ტეტრაქლორიდიდან მეტალთერმული გზით, რისთვისაც იყენებენ მეტალურ მანგიუმს ან ნატრიუმს



ან მიმართავენ ჰაფნიუმის ტეტრაოქსიდის თერმულ დაშლას ვან-არკელის და დე-ბურის მეთოდით.

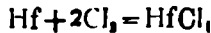
2. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ჰაფნიუმი გერკილისებრ თეთრი მეტალია, მისი ლღობის ტემპერატურა უდრის 2222°-ს. ეს ქლასტიკური, რბილი მეტალია, კარგი სითბო- და ელექტროგამტარი. შეღლობისას მრავალ სხვადასხვა მეტალთან წარმოქმნის შეჩადნობებს. მეტალური ჰაფნიუმი ქიმიურად არააქტიური ელემენტია. ვაცხელებისას უერთდება ჟანგბადს, ჰალოგენებს, აზოტს



HfCl_4 , HfF_4 ტიპური მარილებია. ჰაფნიუმისათვის დამახასიათებელია ორმაგი მარილების წარმოქმნა. მაგალითად. $(\text{NH}_4)_2\text{Hf}_2\text{F}_{10}$ და სხვ.

ჰაფნიუმის (II) და (III) ნაერთები არამდკრადია და თავისი თვისებებით ცირკონიუმის შესაბამისი ნაერთების ანალოგურია.

HfO_2 , ჰაფნიუმის დიოქსიდი, თეთრი ნივთიერებაა, წყალში მცირედ ხსნადი. მისი ჰიდროქსიდი $\text{Hf}(\text{OH})_4$ იხსნება ტუტეებში. ჰაფნიუმის ტეტრაფტორიდი HfF_4 მიიღება $(\text{NH}_4)_2\text{Hf}_2\text{F}_{10}$ -ის თერმული დაშლისას. ტეტრაქლორიდის მისაღებად მაღალ ტემპერატურაზე მეტალურ ჰაფნიუმზე მოქმედებენ აირადი ქლორით.



ასევე პირდაპირი შეერთებით ლებულობენ ჰაფნიუმის ტეტრაოქსიდს.

ჰაფნიუმი თანამედროვე ტექნიკის ლითონია. ჰაფნიუმის ნაერთები გამოიყენება ატომურ რეაქტორებში. ჰაფნიუმიდან მოწარმებული ნაწილები გამოიყენება ტურბორეაქტორულ ძრავებში, რაკეტებში, სუპერლონურ თანამგზავრებში.

ელემენტი	ღნობს, °C	ღღღღღ, °C	d გ/მ ³	ღეანგუღბის რისგე
V	1950	3 09	6,11	2, 3, 4, 5,
Nb	2409	51.7	8.57	3, 4, 5,
Ta	2996	5 10	16,65	2, 3, 4, 5,

3. 3. 1. ვანადიუმი — V

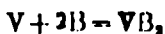
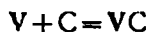
1. გავრცელება ბუნებაში. ბუნებაში ვანადიუმი გავრცელებულია ნაერთების სახით. მისი უმნიშვნელოვანესი მინერალებია პატრონიტი V_5S_8 , კარნოტიტი $K_2(UO_2)(VO_4) \cdot 3H_2O$, ვანადინიტი $3Pb(VO_4) \cdot PbCl_2$, როსკოელიტი $KV_3[Al_2Si_2O_{10}](OH)_2$. ვანადიუმის მინერალები გავრცელებულია შვეციაში, საფრანგეთსა და არა მხოლოდ ევროპაში.

მეტალურ ვანადიუმს ღებუღბენ აღუმოთერმული გზით ან VI-ღან ვან-არკელის და ღე-ბურის მეთოღით. ვანადიუმი წარმოქმნის შემღეგი შეღგენიღბის ოქსიღებს: VO-მონოქსიღი, V_2O_3 -ვანადიუმის (III) ოქსიღი, VO_2 -ვანადიუმის დიოქსიღი და V_2O_5 -ვანადიუმის (V) ოქსიღი ანუ ვანადიუმის ანჰიდრიღი.

თითოეულ ოქსიღს მრავალი ნაწარმი შეესაბამება.

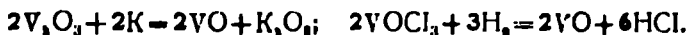
2. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ვანადიუმი მონაცრისფრო-ღეთრი, ძნელადღღობადი, პარამაგნიტური მეტალია. მთელ რიგ მეტაღებთან წარმოქმნის შენადნობებს, რომელთაგან სხვადასხვა შენადნობმა დიღი სიმტკიცის გამო ფართო გამოყენება ჰპოვა. რკინისა და ვანადიუმის შენადნობი ზვეუღებრივ აღუმინთერმიით მიიღება.

ვანადიუმი არც მშრალ, და არც ტენიან ჰაერზე არ იყანგება. გაცხელებიღსას უერთღება ეანგბადს, გოგირღს, პაღოგენებს, აზოტს, სიღციუმს, ნახშირბადს, ბორს:



მეტალურ ვანადიუმზე მოქმედებს კონცენტრირებული მღღობი ზყავის და კონცენტრირებული ზყანგავი ზყავებიღს ნარევები ($HF + HNO_3$; $HNO_3 + HClO_4$, სამეფო წყალი და სსგ.).

3. ვანადიუმის ნაერთები. ცნობილია ვანადიუმის (II) რამდენიმე ნაერთი. VO მიიღება ვანადიუმის უფრო მაღალი ოქსიდის მეტალურგული აღდგენით ან სხვა გზით, მაგალითად, წყალბადის მოქმედებით

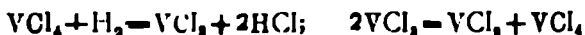


ვანადიუმის (II) ოქსიდი მონაცისფრო-შავი კრისტალია, ვაკუუმში გაცხელებისას დისპროპორციონირებას შედეგად მიიღება V_2O_5 და V:



მისი (II) ჰიდრატი სუსტი ფუქია.

ვანადიუმის დიფტორიდი VF_2 იისფერი კრისტალია. მისი დიქლორიდი VCl_2 მიიღება VCl_3 ან VCl_4 -ის აღდგენის შედეგად წყალბადის ნეშეულობით ან VCl_3 -ის დისპროპორციონირებით

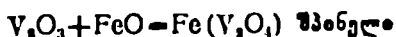


ამაგან VCl_2 მუყარა, VCl_2 აქროლადი, ამიტომ მათი დაცილება არ წარმოადგენს რაიმე სიძნელეს.

VBr_2 და VJ_2 მიიღება შესაბამისად VBr_3 და VJ_3 -ის გაცხელებით ვაკუუმში.

ვანადიუმის (III) ოქსიდი — V_2O_3 მიიღება V_2O_5 -ის აღდგენით წყალბადით ან CO-ით მაღალ ტემპერატურაზე. ეს შავი ფერის პარამაგნიტური კრისტალია, ჰაერზე ნელ-ნელა იყვანება, ვიდრე მისი შედგენილობა VO_2 გახდება, გახურებისას კი მიიღება V_2O_5 .

სხვადასხვა ოქსიდებთან შელლობისას წარმოქმნის ორმაგ ოქსიდებს, მაგალითად,



V_2O_3 გამოიყენება ფერადი მინების მისაღებად და აგრეთვე პირველადი სპირტების დაშლის კატალიზატორად. ვანადიუმის ტრიოქსიდი ვარდისფერი ფირფიტებია, ისინი ჰაერზე ადვილად განითხევა.

აირად ამიაკთან VCl_3 წარმოქმნის ნიტრიდს



ტუტე მეტალების ქლორიდები VCl_3 -თან წარმოქმნის კომპლექსურ ნარილებს, მაგალითად, $K[VCl_4]$, $K_2[VCl_5]$.

ვანადიუმის ოქსიქლორიდი ანუ ვანადიუმის მონოქლორიდი (VOCl) ვანადიუმის ტრიქლორიდის ჰიდროლიზით მიიღება



VOCl ყვითელი ფხვნილია, წყალში მცირედ იხსნება. ვანადიუმბრომიდაც (VOBr) მჟაური თვისებები აქვს.

ვანადიუმის (IV) ნაერთები მრავლადაა ცნობილი. $\text{V}(\text{OH})_4$ იმდენად სუსტი ფუძეა, რომ მჟავას ნაშთებით ოთხივე ჰიდროქსილის ჩანაცვლება არ ხერხდება და მჟაევებით მისი დამუშავებისას მიიღება ვანადილის (VO_2^{2+} -ის) მარილები. ვანადიუმის (IV) ოქსიდი (VO_2) მიიღება V_2O_3 და V_2O_5 -ის ნარევის ჰაერის შიუწვდომლად გახურებისას



ან $\text{V}(\text{OH})_4$ -ის ვაკუუმში გაშრობით



ვანადიუმის (IV) ოქსიდი ლურჯი კრისტალია, იჩენს ამფოტერულ თვისებებს, იხსნება მჟაეებსა და ტუტეებში ვანადილის და ვანადიტის წარმოქმნით. ვანადიტები $\text{M}_2\text{V}_4\text{O}_{11}$ ადვილად იუანგება და მათგან ვანადილის მარილები მიიღება



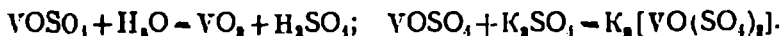
ვანადიუმის ტეტრაქლორიდი VCl_4 მიიღება ფხვნილისებრი ვანადიუმის გახურებისას ქლორის არეში



ვანადიუმის ტეტრაქლორიდი ოთხვალენტოვანი ვანადიუმის ნაერთებს შორის ყველაზე მდგრადია. ის მუქი წითელი ფერის სითხეა, იხსნება ორგანულ გამხსნელებში, წყალში განიცდის ჰიდროლიზს

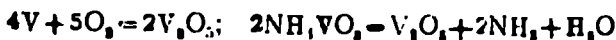


ვანადილის სულფატი წყალში ჰიდროლიზს განიცდის, ტუტე მეტალების სულფატებთან წარმოქმნის კომპლექსურ მარილებს

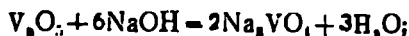


ვანადიუმის ნაერთებიდან ყველაზე მდგრადი და მრავალრცობოვანია ვანადიუმის (V) ნაერთები, რომლებიც მკვეთრად გამოისახულ მჟავეურ თვისებებს იჩენს.

ვანადიუმის ანჰიდრიდი V_2O_5 მიიღება ფტენილისებრი ვანადოუ-
ქის გახურებისას ქანგბადის არეში ან ამონიუმვანადატის გახურებით



V_2O_5 ნარინჯისფერი კრისტალებია, წყალში მცირედ იხსნება. წყალ-
თან წარმოქმნის კოლოიდურ ხსნარებს. ტუტეებთან ურთიერთქმედე-
ბისას მიიღება ორთო- და პიროვანადატები



ვანადიუმის (V) ოქსიდი გამოიყენება გოგირდოვანი გაზის დასაყენა-
ვად გოგირდმჟავას წარმოებაში.

V_2O_5 ტუტეებთან წარმოქმნის შესაბამის მარილებს — ვანადა-
ტებს, რომელთაგან დიდი პრაქტიკული გამოყენება მიეცა ამონიუმვა-
ნადატს NH_4VO_3 . ეს მარილი წყალში შედარებით მცირედ ხსნადია.
მეტავანადატებიდან აგრეთვე დიდი გამოყენება მიეცა ვერცხლის ვანა-
დატს ($AgVO_3$) გოგირდმჟავას წარმოებაში გოგირდის დიოქსიდიდან
ტრიოქსიდის კატალიზური დაქანგვისათვის.

უწყლო კალიუმის ორთოვანადატი (K_2VO_4) მიიღება V_2O_5 და
კალიუმის კარბონატის შეღობით.

V_2O_5 ტუტეებთან წარმოქმნის ორთოვანადატებს, ნეიტრალური
ხსნარებიდან მიიღება მეტავანადატები, ხოლო მჟავე ხსნარებიდან —
შეფერილი ვანადატები შედგენილობით $2M_2^I O : 2V_2O_5$; მაგალითად,
 $M_2[V_2O_7]_2$. ამრიგად, მარტივი ვანადატ-იონებიდან წარმოიქმნა პო-
ლივანადატები.

ვანადიუმის პენტაოქსიდის და გოგირდის ნარევის ჰაერის მიუწყე-
დომლად გახურებისას მიიღება ვანადიუმის პენტასულფიდი: V_2S_5 .

პლოგენნაერთებიდან ცნობილია პენტაფტორიდი VF_5 თეორი-
ა, წყალში კარგად ხსნადი მარილის სახით.

ვანადიუმის ოქსიქლორიდი ($VOCl_2$) მიიღება V_2O_5 და ქლორის
ურთიერთქმედებისას. ეს წყითელი სითხეა, წყალში გახსნისას განი-
დის ჰიდროლიზს.

ვანადიუმის გამოყენება ტექნიკაში დიდია. იგი გამოიყენება შე-
ნადნობების სახით. ასეთია, მაგალითად, ვანადიუმის შემცველი ფო-
ლადები, რომლებიც ავტომანქანების და საავიაციო ძრავების ნაწილე-
ბის მომზადებას ხმარდება. ასეთი შენადნობების მოსამზადებლად საყ-

ზარისია შინი 0,1—0,2%-ის შემცველობა ფოლადში. ვანადიუმის სპეციფიკური გავლენა ფოლადის სტრუქტურაზე არსებითად აღმჭობებს შენადნობის ტექნიკისათვის მნიშვნელოვან თვისებებს. ამას გარდა, ვანადიუმი გამოიყენება სწრაფმკრელი სახარატო საჭრისების და მულმივი მაგნიტების მოსამზადებლად.

3. 3. 2. ნიობიუმი — Nb

1. გავრცელება ბუნებაში. ნიობიუმი ბუნებაში გვხვდება ნაერთების სახით, რომლებიც შედის ზოგიერთი მინერალის შედგენილობაში. ასეთია, მაგალითად, კოლუმბიტი $(Fe, Mn)(NbO)_2$, ლეპარიტი $(Na, Ca, Cl)(Nb, Ti)O_3$, პიროქლორი $NaCaNb_3O_{10}F$ და სხვ. ამ შედგენილობის მინერალები გვხვდება ყველა კონტინენტზე.

2. მიღება. მეტალურ ნიობიუმს ღებულობენ მისი ოქსიდის აღდგენით ან $NbCl_5$ -ის თერმული დისოციაციით (ვან-არკელის და დე-ბურის მეთოდით). მეტალის ოქსიდიდან აღდგენის მიზნით ჩვეულებრივ მიმართავენ წყალბადს ან მეტალთერმისს:



მეტალური ნიობიუმი ელექტროლიზური გზითაც მიიღება.

3. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ნიობიუმი ვერცხლისებრ-თეთრი ძნელდნობადი მეტალია (მისი ლობის ტემპერატურა $= 2468^\circ C$). ცნობილია მისი მრავალი შენადნობი სხვადასხვა მძიმე ლითონთან, რომელთაგან ბევრ შენადნობს მნიშვნელოვანი ტექნიკური გამოყენება მიეცა.

ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ნიობიუმი არ იჩენს დიდ ქიმიურ აქტიურობას. ამიტომ ნიობიუმიდან მომზადებულმა კურკელმა ბევრ შემთხვევაში შეცვალა პლატინის ლაბორატორიული კურკელი.

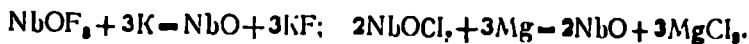
გაცხელებისას ნიობიუმი რეაგირებს ფტორთან, ქლორთან, ბრომთან, ჟანგბადთან, გოგირდთან, აზოტთან და სხვ.



4. ნიობიუმის ნაერთები. ნიობიუმის (I) ოქსიდი — Nb_2O_5 მიიღება Nb_2O_3 -ის ხანგრძლივი აღდგენით მაღალ ტემპერატურაზე. იგი ქიმიურად აქტიურია.

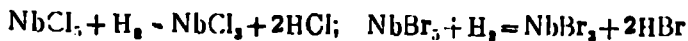
ცნობილია ნიობიუმის (II) მხოლოდ რამდენიმე ნაერთი. ასეთია ნიობიუმის (II) ოქსიდი, რომელიც შეიძლება მივიღოთ ნიობი-

უმის ოქსიდტორიდის NbOF_5 , ან ოქსიკლორიდის NbOCl_3 აღდგენის გზით მაგნიუმით. ნატრიუმით ან კალიუმით:



ნიობიუმის ოქსიდი NbO იხსნება HF და ძეანგავ მჟავებსა და HCl -ის ნარეუებში.

ნიობიუმის (III) ოქსიდი — Nb_2O_5 შეიძლება მივიღოთ Nb_2O_3 -ის აღდგენით. ნიობიუმის ტრიოქსიდი შავი ფხვნილია, ძნელად იხსნება მჟავებში (HF -ის გამონაკლისით), სამეფო წყალში იფანგება Nb_2O_5 -მდე. NbCl_5 , NbBr_5 მიიღება ნიობიუმის პენტაქლორიდის და პენტაბრომიდის აღდგენით



ბრომიდი წყალში ჰიდროლიზის პროდუქტებს წარმოქმნის:



NbO , შავი ფხვნილია, მცირედ იხსნება მჟავებსა და ტუტეებში. ვაცხელებისას იფანგება და მიიღება ნიობიუმის პენტაოქსიდი Nb_2O_5 .

ნიობიუმის ტეტრაოქსიდი წყალში კარგად იხსნება, ვაცხელებისას დისპროპორციონირების შედეგად მიიღება NbCl_5 და NbCl_3



NbCl_5 - ის კონცენტრირებული წყალხსნარი ლურჯია.

ნიობიუმის პენტაოქსიდი — Nb_2O_5 მიიღება ნიობიუმის დაწვის შედეგად ჟანგბადის არეში.

ჰიდრატირებული ნიობიუმის (IV) ოქსიდი — ნიობიუმის მჟავა $\text{Nb}_2\text{O}_5 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ჩვეულებრივ სხვადასხვა რაოდენობით შეიცავს წყალს. ვაცხელებით ადვილად კარგავს წყალს და რჩება Nb_2O_5 .

თუ Nb_2O_5 ოქსიდს შევალლობთ სხვადასხვა მეტალის ოქსიდებთან. მიიღება მეტა-, ორთო- და პირონიობატები.

ნიობიუმის (V) ოქსიდი წყალში მცირედ იხსნება. ნატრიუმის კარბონატთან შელლობისას მიიღება ორთონიობატი



ნატრიუმის ორთონიობატი წყალში ვახსნისას წარმოქმნის მეტანიობატს $\text{NaNbO}_6 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, რომელიც მეტ მდგრადობას იჩენს. ვიდრე ორთონიობატი; ნიობატზე მჟავების მოქმედებით გამოილეკება ლაბის მაგვარი მჟავა.

მლღობი მჟავას მოქმედებით მეტალურ ნიობიუმზე მიიღება პენტაფტორიდი NbF_5 . ქლორისა და ნიობიუმის ურთიერთქმედებით, გაცხელებისას, მიიღება პენტაქლორიდი $NbCl_5$. წყალბადით მათი ალდგენისას მიიღება ოქსინაერთები



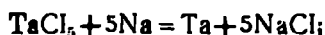
ნიობიუმის (V) პენტაოქსიდი Nb_2O_5 , მიიღება ნიობიუმზე იოდის ორთქლის მოქმედებისას მაღალ ტემპერატურაზე. Nb_2O_5 , გამოიყენება სუფთა ნიობიუმის მისაღებად.

მეტალური ნიობიუმი დიდ გამოყენებას პოულობს ვაკუუმის ტექნიკაში, ელექტრონიკაში, რენტგენის აპარატურაში. ამას გარდა, მან დიდი გამოყენება ჰპოვა ძნელადღებადი, მჟავებისადმი მდებრივი და ზენაგარი შენადნობების მოსაზადებლად. ნიობიუმის შენადნობები გამოიყენება თვითმფრინავების და თანამგზავრების მშენებლობაში. ნიობიუმის ფოლადები საჭიროა რეაქტიული ტურბინების ასაგებად და საერთოდ თანამედროვე ტექნიკის შემდგომი განვითარებისათვის.

8. 3. 3. ტანტალი — Ta

1. გავრცელება ბუნებაში. ტანტალი ბუნებაში გვხვდება მხოლოდ ნაერთების სახით ნიობიუმთან, ტიტანთან, ცირკონიუმთან, კალასთან. იშვიათ მიწათა მეტალების და ტუტე მეტალების ნაერთებთან. ტანტალი საკმაოდ გავრცელებულია ბუნებაში. მისი ნაერთები მოიპოვება ფინეთში, საერთოდ ევროპის ქვეყნებში, აზიაში, ავსტრალიაში, ამერიკაში.

2. მიღება. მეტალურ ტანტალს ღებულობენ მისი ნაერთებიდან Ta_2O_5 , $TaCl_5$, $K_2[TaF_7]$ ალდგენით (მეტალთერმიით, წყალბადით), მაგალითად,



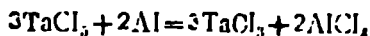
მეტალური ტანტალი მძიმე, პლასტინისებრ-რუხი მეტალია, მისი სიმკვრივის მიუხედავად კარგად იკვდება. მისი ღღობის ტემპერატურა $= 3027^\circ C$. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ქიმიურად არააქტიურია.

ტანტალზე მოქმედებს მხოლოდ მლღობი მჟავა. სხვა მჟავები და სამეფო წყალიც კი მასზე არ მოქმედებს.

3. ტანტალის ნაერთები. ტანტალის (I) ოქსიდი — Ta_2O მიიღება უფრო მაღალი ოქსიდებიდან მისი ალდგენით, წარმოადგენს შავ კრისტალს.

ტანტალის (II) ცნობილი ნაერთების რაოდენობა მცირეა. ასეთია მისი (II) ოქსიდი, რომელიც Ta_2O_3 -ს აღდგენით მიიღება, და დიქლორიდი $TaCl_3$ —აქროლადი ნივთიერება, მიიღება $TaCl_5$ -ის აღდგენით.

ტანტალის (III) ნაერთებიდან აღსანიშნავია ჰიდროქსიდი $Ta_2O_3 \cdot 3H_2O$ ანუ $Ta(OH)_3$, იგი მწვანე ლაბის მსგავსია, რომელიც ადვილად იყვანება ჰაერზე. ტანტალის ტრიფტორიდი TaF_3 მიიღება ფტორწყალბადისა და წყალბადის ნარევის მოქმედებისას მეტალურ ტანტალზე. ტანტალის ტრიქლორიდი $TaCl_3$ მიიღება ხუთქლორიან ტანტალზე ალუმინის მოქმედებისას:



$TaCl_3$ მწვანე კრისტალია, წყალში გახსნისას განიცდის ჰიდროლიზს. ტანტალის (IV) ნაერთებიდან აღსანიშნავია დიოქსიდი Ti_2O_3 , მისი მიღება შეიძლება Ta_2O_5 -ის ნაწილობრივი აღდგენით.

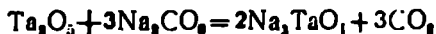
ტანტალის ტეტრაქლორიდი $TaCl_4$ მიიღება ტანტალის პენტაქლორიდის და ტრიქლორიდის ურთიერთქმედებით:



ტანტალის ტეტრაქლორიდი მწვანე ფერის ნივთიერებაა, წყალში გახსნისას ქიმიურ გარდაქმნას განიცდის.

ტანტალის დისულფიდი TaS_2 მიიღება Ta_2O_5 -ზე გოგირდნახშირბადის მოქმედებისას. მყანგავი მყავების მოქმედების შედეგად მიიღება ტანტალის პენტოქსიდი Ta_2O_5 .

ტანტალის ნაერთებიდან ყველაზე მდგრადია $Ta(V)$ ნაერთები. ტანტალის (V) ოქსიდი Ta_2O_5 მიიღება ტანტალის ყანგბადის არეში გაცხელებით. Ta_2O_5 თეთრი, კრისტალური ნივთიერებაა, წყალსა და ნივთებში არ იხსნება, გარდა მლღობი მყავისა. HF -ში გახსნისას მიიღება $H[TaF_6] \cdot 6H_2O$, ტანტალის პენტოქსიდი ამფოტერულია. მისი მყავური თვისებები უფრო სუსტადაა გამოსახული, ვიდრე ფუძე თვისებები. ტუტეებთან და მეტალების ოქსიდებთან შელღობისას მიიღება ტანტალატები, ნატრიუმის კარბონატთან შელღობით მიიღება ნატრიუმის ტანტალატი



ტანტალაზე მყავების მოქმედებით მიიღება ტანტალის (V) ოქსიდის ჰიდრატია.

ტანტალტის პენტაფტორიდი TaF_5 , მიიღება პენტაქლორიდზე თხევადი მლღობი მკავას მოქმედებით.

ცნობილია ტანტალის ჰიდრიდი $TaH_{0,76}$, მისი ხელატური და მეტალურგიული ნაერთები.

კოროზიისადმი დიდი მდგრადობის, დიდი სიმტკიცის და ძნელად-ლოზადობის გამო ტანტალმა მრავალგვარი გამოყენება მოიპოვა. მეტალურმა ტანტალმა მრავალ შემთხვევაში შეცვალა პლატინა, ოქრო. ვერცხლი. ტანტალი გამოიყენება კატალიზატორად გრაფიტისა და ალმასის მიღებისას. მისგან მზადდება ცეცხლგამძლე. ზემოაგარი და უყინავა-ვი შენადნობები, მისი კარბიდი ეოლფრამის და მოლიბდენის კარბიდებთან ზემოაგარ თერმომდგრად შენადნობებს წარმოქმნის. ფართო გამოყენება მიეცა ტანტალს აგრეთვე ელექტრონიკასა და თანამედროვე ტექნიკაში.

3. 5. VI ზ კვევბუფის ელემენტები (კრომი, მოლიბდენი, ვოლფრამი)

ცხრილი 23

ელემენტი	ღრობის, °C	ღუფლის, °C	d, გ/სმ	დაქანულობის რიცხვი
Cr	1978	2430	7,19	1, 2, 3, 4, 5, 6
Mo	2621	4800	10,22	2, 3, 4, 5, 6
W	3390	5900	19,35	1, 2, 3, 4, 5, 6

3. 4. 1. კრომი — Cr

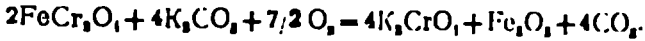
1. გავრცელება ბუნებაში. ქრომი საკმაოდ გავრცელებული ელემენტია. მისი შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს $3,3 \cdot 10^{-2}$ წონით %-ს. ქრომი ხშირად ახლავს რკინას მინერალებში. დედამიწასა და მეტეორიტებში ქრომის იზოტოპური შედგენილობა ერთნაირია.

ქრომის მინერალებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია შემდეგი. ქრომიტი. $FeCr_2O_4$ ანუ $FeO \cdot Cr_2O_3$, მიეკუთვნება შპინელების ჯგუფს, გვხვდება მოშავო-ყავისფერი ოქტაედრული კრისტალების სახით, სიმკვრივეა 4,5 გ/სმ³, სიმაგრე მოოსას სკალით 5.5—7.5 ქრომატის საბადოები მოიპოვება აშშ-ში, კანადაში, ინგლისში და სხვ.

კროკოტიტი $PbCrO_4$ (ტყვიის წითელი მადანი), ნარინჯისფერი მონოკლინური პრიზმებია, შედარებით იშვიათი მინერალია.

სტრუქტური $2MgCO_3 \cdot 5Mg(OH)_2 \cdot 2Cr(OH)_3$ ქრომის ნაერთებს შეეცავს ზღვის წყალი, ნიადაგი, ჰევენარების ნაცარი.

2. მიღება. ბუნებრივი ქრომატის ($FeCr_2O_4$) პოტაშთან (K_2CO_3) შეღებობით მიიღება ქრომატი $K_2Cr_2O_7$, რკინის ოქსიდი Fe_2O_3 და გამოიყოფა CO_2 .

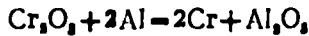


გაცივებულ ნაღობს დაამუშავებენ ავტოკლავში ცხელი წყლით ქრომატის გახსნის მიზნით. K_2CrO_4 -ის კონცენტრირებულ სხნარის გოგირდნყავით დამუშავებისას გამოკრისტალდება კალიუმის სულფატი. სხნარში დარჩება კალიუმის ბიქრომატი, რომელიც გამოკრისტალდება გამხსნელის ამოორთქვლის დროს.

ბიქრომატიდან ქრომის (VI) ოქსიდის მისაღებად მას აღადგენენ გოგირდის მეშვეობით. ამ მიზნით ბიქრომატისა და გოგირდის ნარეუს გაახურებენ



ნარევიდან მიღებული ქრომის (VI) ოქსიდი წყალში მცირედ იხსნება. მეტალური ქრომის მისაღებად Cr_2O_3 -დან ქრომს აღადგენენ ალუმინთერმით



იმავე მიზნით შეიძლება გამოვიყენოთ სილიციუმი, კალციუმი, წყალზადი. სილიციუმით აღდგენისას ნარეუს უმატებენ კირს და ცოტაოდენ მლღობ შპატს

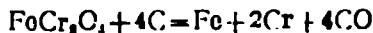


მეტალური ქრომი ადვილად მიიღება CrF_3 -ის ნაღობის ან CrO_3 ის სხნარის ელექტროლიზით.

საწარმოო მნიშვნელობის მასშტაბით ქრომს ღებულობენ ელექტროლუმელებში ნახშირთან გახურებით:



ქრომოვანი რკინაქვის ელექტრულ ღუმელში აღდგენით მიიღება



რკინისა და ქრომის შენადნობი, ფერო-ქრომი, რომელსაც დიდი გამოყენება აქვს მეტალურგიაში,

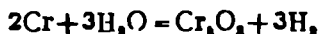
3. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. კომპაქტური ქრომი ფოლადის ფერისაა. მდგრადია α -Cr-ის მოდიფიკაცია. მას აქვს მოცუ-

ლობა: აცენტრილი კრისტალური ნესერი: β — Cr. ს ახასიათებს მკერძ-
ვად შეფუთული პექსაგონალური კრისტალური ფორმა, რომელიც
თანდათან გადადის α -ფორმაში.

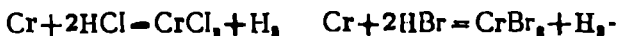
ქრომი პარამაგნიტურია. კომპაქტურ მდგომარეობაში სუფთა ქრო-
მი ჰედალი, ბლანტი მეტალია. მინარევის გამო იჩენს სიმყიფეს და
დიდ სიმაგრეს. ამიტომ მისი მექანიკური დამუშავება შეუძლებელი
ხდება.

ცნობილია ქრომის მრავალი შენადნობი Fe, Ni, Cu, Pd, Mn,
Mo, W -თან და სხვ. ქრომი წარმოქმნის მრავალ ინტერმეტალურ ნა-
ერთს CrF_3 , Cr_2O_3 , $CrCo$, Cr_3Pd , $CrMo_3$ და სხვ.

მაღალ ტემპერატურაზე გავარჯარებული ქრომი წყლის ორთქლ-
თან შედის რეაქციაში:

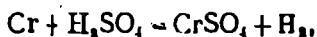


ფტორი ქრომთან მაღალ ტემპერატურაზე წარმოქმნის ნაერთებს
 CrF_4 , CrF_5 . ჰალოგენწყალბადები HF, HCl, HBr, HI მაღალ ტემპე-
რატურაზე ან მათი წყალხსნარები ქრომთან დიჰალოგენიდებს წარ-
მოქმნიან

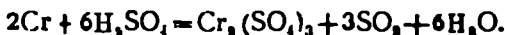


600—800°C-მდე გაცხელებული ქრომი ქლორთან, ბრომთან და
გოგირდთან წარმოქმნის შესაბამისად $CrCl_3$, $CrBr_3$, Cr_3S_3 -ს.

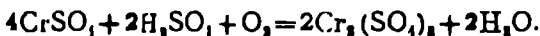
განზავებული გოგირდმჟევა ქრომთან შედის რეაქციაში შემდეგი
განტოლების მიხედვით



სოლო კონცენტრირებულთან გაცხელებისას გამოყოფს SO_2 -ს.



მაღალ ტემპერატურაზე ქრომი რეაქციაში შედის გაღობილ
ტუტეებთან. ეანგბადის არეში ქრომი ადვილად იწვის. განზავებულ
გოგირდმჟევაში ქრომი გახსნის შემდეგ იეანგება ჰაერის ეანგბადით:



კონცენტრირებულ აზოტმჟევასა და სამეფო წყალში მეტალური
ქრომი არ იხსნება. ქრომის ასეთ ინდიფერენტობას აღნიშნული მჟევის
მიმართ პასიურობა ეწოდება. პასიურ მდგომარეობაში გადასვლის უნა-
რი სხვა მეტალებსაც ახასიათებს. ქრომის მაგალითზე პასიურობის
წოვლენა შედარებით კარგადაა შესწავლილი.

კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში გაპასიურების შემდეგ ქრომი დიდხანს ინარჩუნებს თავის პასიურ მდგომარეობას. პასიური მდგომარეობა იმაში გამოიხატება, რომ ქრომი აღარ იხსნება განზავებულ მარილმჟავაში ან გოგირდმჟავაში ადუღების დროსაც კი. ხანგრძლივი დუღილის დროს რაღაც მომენტში ქრომი ერთბაშად იწყებს გახსნას, ე. ი. გადადის აქტიურ მდგომარეობაში. ასეთ პირობებში ქრომის გახსნა მთელ ზედაპირზე მიმდინარეობს მსიშვნელოვანი სიჩქარითაც კი. თუ ქრომს ამის შემდეგ კონცენტრირებულ ან თუნდაც განზავებულ აზოტმჟავაში გადავიტანთ, ქრომის გახსნა შეწყდება, რადგანაც ის კვლავ პასიურ მდგომარეობაში გადავა.

როცა ქრომი აქტიურ მდგომარეობაშია, მისი პოტენციალი უარყოფითია. ამიტომაც მეტალური ქრომი მიმოცვლის შედეგად იწყებს სპილენძის, კალის და სხვა მასზე უფრო დადებითი პოტენციალების ნქონე მეტალების გამოლექვას ხსნარებიდან. პასიურ მდგომარეობაში კი ქრომის პოტენციალი ძლიერ დადებითია და თავისი სიდიდით ახლოა კეთილშობილი მეტალების პოტენციალებთან.

ერთ-ერთი თეორიის თანახმად პასიურ მდგომარეობაში ქრომის ზედაპირს გადაკრული აქვს ადსორბირებული ქანგბადის შრე, რომელიც იცავს მეტალს გახსნისაგან. მართლაც, ქრომის გაპასიურება შეიძლება არა მარტო აზოტმჟავათი, არამედ ნებისმიერი ძლიერი დამქანგავით.

4. ქრომის შენადნობები. ქრომის შემცველმა შენადნობებმა და კერძოდ ქრომიანმა ფოლადებმა მთელი რიგი ფიზიკურ-ქიმიური და მექანიკური თვისებების გამო ფართო გამოყენება მოიპოვა ტექნიკაში. ნახქანათმშენებლობაში გამოყენებული ქრომიანი ფოლადი ჩვეულებრივ შეიცავს 0,6—1,5% მდე ქრომს. უქანგავი ფოლადი შეიცავს 12,5—18,5% ქრომს. 23—27% ქრომის შემცველი ფოლადი 950°C-მდე გახურებისას არ იქანგება.

ქრომიანი ფოლადებისაგან დამზადებული სწრაფმჭკრელი საჭრისები იმით გამოირჩევა სხვა ფოლადებისაგან, რომ ხახუნის გამო წითელ ვარვარებამდე გახურების დროსაც კი არ კარგავს თავის საწყის სიმაგრეს და არ ბლაგვდება.

მთელი რიგი შენადნობებისაგან, მაგალითად, ქრომელი (ქრომისა და ნიკელისა), ქრომალის (ქრომისა და ალუმინისა), ქრომანსილის (ქრომის, მანგანუმისა და სილიციუმის) იხმარება ელექტროტექნიკაში თერმოწყვილების, ელექტროლუმების მოსამზადებლად, მანქანათმშენებლობასა და ავიამშენებლობაში.

ელექტროლიტური გზით ქრომის საფარის მომზადებას — მოქრომვას არა მარტო წმინდა დეკორატიული, არამედ დიდი პრაქტიკული გამოყენებაც აქვს.

ელექტროლიზური გზით მიღებული ქრომის საფარი ხასიათდება დიდი სიმაგრით. რადგან ელექტროლიზით მიღებული ქრომი პასიურ ზღვომარეობაშია, ამიტომ ქრომის საფარი ქიმიურად გამძლეა. ელექტროლიზური მოქრომებისათვის იხმარება ქრომის ანჰიდრიდის (CrO_3 -ის) 25—30%-იანი- ხსნარი, რომელიც შეიცავს მცირეოდენ გოგირდ- ნაქავეს.

მოქრომვამ დიდი გამოყენება მოიპოვა და თითქმის გამოთიშა კი- დეც მონიკელება.

5. ქრომის (II) ნაერთები, ქრომის (II) ნაერთების უმრავლესობა არამდგრადია, ხასიათდება ძლიერი აღმდგენი უნარით, ადვილად იყან- გება ჰაერზე და გარდაიქმნება ქრომის (III) ნაერთებად.

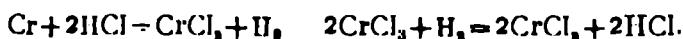
Cr^{2+} -იონი უფეროა, მისი უწყლო მარილები თეთრია, წყალხსნა- ტები კი ცისფერია. ქრომის (II) მარილები ალადგენენ ოქროს, პლატინ- ის მარილებს.

გარდა ნაერთებისა, რომლებიც უპასუხებენ სტექიომეტრიულ თა- ნაფარდობებს, ცნობილია მისი არასტექიომეტრიული ნაერთები, რომელთაც ცვლადი შედგენილობა ახასიათებს, ამის მაგალითებია, ოქსი- დები, რომლებშიც ჟანგბადის შემცველობა ძვეს $\text{CrO}_{1,7}$ -დან $\text{CrO}_{1,5}$ -მდე და $\text{CrO}_{2,4}$ -დან $\text{CrO}_{2,6}$ -მდე ინტერვალში.

ქრომის დიფტორიდი — CrF_2 მიიღება გავარვარებულ ქრომზე მლღობი მქავეს მოქმედებისას ან ჩვეულებრივ ტემპერატურა- ზე ქრომის დიქლორიდზე მლღობი მქავეს მოქმედებით.

ქრომის დიფტორიდი მწვანე ფერის კრისტალებია, წყალში შეზ- ლუდული ხსნადობა აქვს, ტენიან ჰაერზე ადვილად იყანგება და მის- გან მიიღება Cr_2O_3 .

ქრომის დიქლორიდი — CrCl_2 ანუ Cr_2Cl_4 მიიღება თუ წითელ ვარვარებამდე გასურებულ ქრომზე გაზური HCl -ით ვი- მოქმედებთ ან თუ ვაუწყლოებულ ქრომის ტრიქლორიდს $400\text{—}450^\circ\text{C}$ - ზდე გავაცხელებთ წყალბადის ნაკადში:



ქრომის დიქლორიდის დიმერი მეტად ჰიგროსკოპული თეთრი კრისტალებია, წყალში გახსნისას მიიღება ლურჯი ფერის ხსნარი, რომელიც გაცხელებისას მწვანე ფერს ლებულობს.

ქრომი დიქლორიდის ხსნარი შთანთქავს ჟანგბადს, გარდაიქმნება Cr_2OCl_4 -ად, ამიტომ გამოიყენება გაზური ანალიზისათვის.

CrCl_2 -ის ხსნარი ადვილად შთანთქავს ამიაკსაც, შედეგად ტემ- პერატურის მიხედვით მიიღება ლურჯი $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, იისფერო

$\text{CrCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$, იასაშნის ფერი $\text{CrCl}_3 \cdot 2\text{NH}_3$, ან მომწვანო ფერის $\text{CrCl}_3 \cdot \text{NH}_3$.

ქრომის დიბრომიდი — CrBr_2 , მიიღება წითელ ვარვარებამდე გახურებულ ქრომზე ბრომწყალბადით მოქმედებისას:



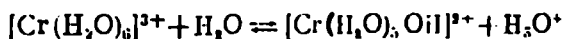
იგი მოყვითალო ფერის კრისტალია, მდგრადია მშრალ ჰაერზე. ტენიან ჰაერზე იჟანგება, მიიღება მწვანე $\text{Cr}(\text{III})$ ოქსიდი.

ქრომის სულფატი — CrSO_4 წყალხსნარში მიიღება ქრომის (III) სულფატის აღდგენით. ამ მიზნით მას ემატება განზავეებული გოგირდმჟავა და თუთია ან ქრომს გახსნიან განზავეებულ გოგირდმჟავაში.

$\text{CrSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ უფეროა. პენტაჰიდრატი $\text{CrSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ლურჯია და თავისი სტრუქტურით შაბიანის მსგავსია. ცხელი კონცენტრირებული ხსნარიდან მიიღება ჰექტაჰიდრატი — $\text{CrSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ -ის იზომორფული. ლურჯი ფერის კრისტალები.

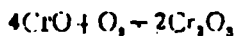
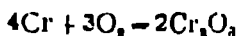
ცნობილია $\text{Cr}(\text{II})$ -ის მრავალი კოორდინაციული ნაერთი. ვარდა ზემოთ განხილული ჰექსამიაკატისა $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, ცნობილია $\text{Cr}(\text{NH}_3)_6\text{Br}_2$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{I}_2$, ქრომციანიდი $\text{K}_4[\text{Cr}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, აქვამარილები, კარბონატები.

6. ქრომის (III) ნაერთები. ქრომის ნაერთებდან ყველაზე მდგრადია მისი (III) ოქსიდი Cr_2O_3 . ქრომის (III) ნაერთების ხსნარებში ყოველ არეში ლურჯი ფერისაა. კოორდინაციული ნაერთების წარმოქმნის ტენდენციის გამო, კატიონი Cr^{3+} წყალხსნარებში ყოველთვის ჰიდრატირებული $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ იონის სახითაა. მისი წყალხსნარების გაცხელებისას ეს იონი ნაწილობრივი ჰიდროლიზის გამო

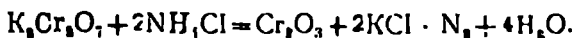


ისფერ შეფერილობას იძლევა.

ქრომის ოქსიდი — Cr_2O_3 მწვანე ჰექსაგონალური ზედა კრისტალია, იხსნება თხევად SO_3 -ში, წყალში. მჟავასა და ტუტეებში მცირედ ხსნადია. Cr_2O_3 მიიღება მარტივი ნივთიერებების ურთიერთქმედებით მაღალ ტემპერატურაზე. ქრომის (II) ოქსიდის გახურებით ჰაერზე ან ამონიუმის ბიქრომატის დაშლით. ბიქრომატისა და გოგირდის ან ნახშირის ნარევის გაცხელებით.



ან იმავე ბიკრომატს ტუ კელში ქლორაპონიუმთან ერთად გაახურებენ:

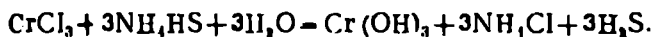


ქრომის (III) ოქსიდი საერთოდ მდგრადი ნაერთია. მეტალურ ქრომამდე მის აღსადგენად საჭიროა 1200°C-მდე გახურება ნახშირთან ერთად. Cr_2O_3 კრისტალურ მდგომარეობაში შავია. მაგრამ მისი დაწილადებით მწვანე ფერის მიიღება. ინტენსიური შეფერილობისა და მდგრადობის გამო ქრომის ოქსიდი მინერალურ საღებავს წარმოადგენს კერამიკისათვის, მინისათვის და სხვ. ამას გარდა, ქრომის (III) ოქსიდი იხმარება როგორც აბრაზივი (სახეხი მასალა).

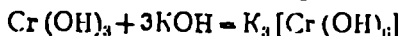
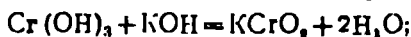
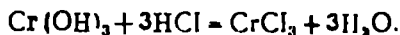
ქრომის (III) მარილზე ამონიუმის ჰიდროქსიდის მოქმედებით მიიღება ქრომის ჰიდროქსიდი $Cr(OH)_3$ მონაცრისფრო ლურჯი ნალექის სახით:



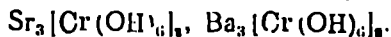
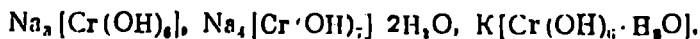
ამას გარდა, ქრომის ჰიდროქსიდი მიიღება ქრომის სულფიდის Cr_2S_3 წყალში გახსნით. ეს უკანასკნელი ჰიდროლიზური დაშლის შედეგად წარმოქმნის $Cr(OH)_3$ -ს. ვინაიდან გოგირდოვანი ქრომი იშლება წყლის მოქმედების გამო, ამიტომ გოგირდოვანი ამონიუმი ქრომის ხსნადი მარილებიდან გამოლექავს არა სულფიდს, არამედ ჰიდროქსიდს:



ქრომის (III) ჰიდროქსიდს მკაფიოდ გამოსახული ამფოტერული თვისებები აქვს. მკაფებთან ის ქრომის მარილებს წარმოქმნის, ტუტებთან კი — მეტაქრომოვანმკაფას ($HCrO_2$ -ის) მარილებს. შათ ქრომიტები ეწოდება



ჰიდროქსოქრომიტების მაგალითებია



ტუტე მეტალების ქრომიტებს არ არის მდგრადი და იშლება მათი ხსნარების დუღილის დროს. ბუნებაში გვხვდება მდგრადი ქრომიტები: $FeCr_2O_4$, $ZnCr_2O_4$, $MnCr_2O_4$ და ა. შ. ამათგან ყველაზე დიდი მნიშვნელობა მოიპოვა ქრომოვანმა რკინიქვიმ. ანუ ქრომიტმა, რომელიც ქრომისა და მისი ნაერთების მიღებას ამოსავალი ნივთიერებაა ქრომის მისა-

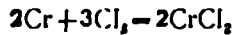
ლებად ქრომიტს ეანგავენ ბიქრომატანდე, ხოლო ქრომის მარილების მსებების მიზნით ბიქრომატს ალაღკენენ.

ძლიერი ტუტეების კონცენტრირებულ ხსნარებში ქრომიტები წარმოიქმნება არა მარტო HCrO_4 -დან, არამედ H_2CrO_4 -დანაც. მაგალითად, ცნობილია ნატრიუმის ორთოქრომატი $\text{Na}_2\text{CrO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ანუ $\text{Na}_2[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ მწვანე კრისტალების სახით. წყალში ვასხნისას ის პიღროლიზს განიცდის. ტუტეების კონცენტრირებულ ხსნარში კი არ იცვლის თავის შედგენილობას. თუ მოცემული მეტალის ოქსიდი მკვავებში არ იხსნება, მისი ნაერთების მოსამზადებლად ამ ოქსიდს შესაფერის ნივთიერებასთან შეალოებენ. ამ მიზნით უმეტეს შემთხვევაში მიმართავენ პიროგოგირდმკვავაკალიუმს. მაღალ ტემპერატურაზე ის გამოყოფს SO_2 -ს. რომელიც უერთდება ოქსიდს და წარმოქმნის შესაბამისი მეტალის გოგირდმკვავა მარილს: მაგალითად, მკვავებში უსხნად პიროსულფატთან ქრომის ოქსიდის შეულღებთ მიიღება:



თუ ქრომის (III) ოქსიდს შევალლობთ Na_2CO_3 + NaNO_3 ნარეუთან, მიიღება ქრომატი.

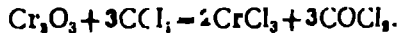
ქლორიანი ქრომი, ანუ ქრომის ტრიქლორიდი CrCl_3 მიიღება მშრალი ქლორის გატარებით გავარეარებული ქრომის ზედაპირზე:



ან გახურებული ქრომის (III) ოქსიდის ურთიერთქმედებით ქლორთან და ნახშირთან:



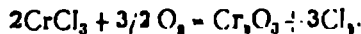
ან ქრომის (III) ოქსიდისა და ოთხქლორნახშირბადის ურთიერთქმედებით მაღალ ტემპერატურაზე:



უწყლო ქრომქლორიდი მოყვითალო იისფერი კრისტალია. ვახურებით განიცდის დისოციაციას:



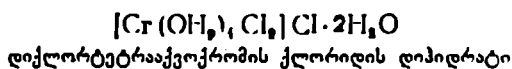
ნაერზე გახურებით ქლორიანი ქრომიდან ქრომის მწვანე ოქსიდი მიიღება:



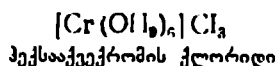
ცოე წყალში ქლორიანი ქრომი არ იხსნება. ვაკვლეუბთ ის წვლ იხსნება, მაგრამ აღმდგენების მონაწილეობით, რისთვისაც საკმარისია

მცირეოდენი CrCl_3 , ან FeCl_3 , ან SnCl_4 . სამქლორიანი ქრომი სწრაფად იწყებს წყალში გახსნას სითბოს გამოყოფით (1 მოლ CrCl_3 ზე გამოიყოფა 89,13 კჯ). ამ გზით მიიღება მუქი მწვანე ფერის ხსნარი, რომლიდანაც შეიძლება ექვსი მოლეკულა წყლით დაკრისტალებული ქლორიდი გამოვეყოთ.

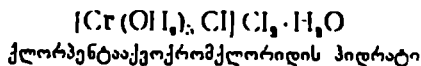
ქლორიანი ქრომის ახლად მოწმადებული მწვანე ხსნარიდან ვერცხლის ნიტრატის მეშვეობით შეიძლება სამიდან ერთი ქლორის გამოლექვა. აქედან გამომდინარეობს, რომ დანარჩენი ორი ქლორი ქრომთან შებმულია არა იონოგენურად, არამედ კოორდინაციულად. ამას გარდა, ექსიკატორში გაშრობის შემდეგ მასთან 4 მოლი წყალი რჩება შებმული. ამიტომაც CrCl_3 -ის მუქ მწვანე ჰექსაჰიდრატს მივაწერთ ფორმულას:



ქრომქლორიდის ცისფერი ჰექსაჰიდრატიდან მთელი ქლორის გამოლექვა შეიძლება ვერცხლის ნიტრატით. მას მიაწერენ ფორმულას:



ქრომის ქლორიდის მესამე სახესხვაობა არის ღია მწვანე ჰექსაჰიდრატი, რომლის სამი ქლორიდან ორი ილექება ვერცხლის ნიტრატით:



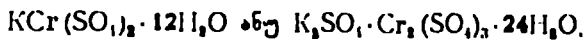
სამივე კომპლექსურ ნაერთში ქრომის კოორდინაციული რიცხვი ექვსია. სხვადასხვა პირობებში ხდება ამ ნაერთების ურთიერთგარდაქმნა.

ფტორთან და ბრომთან ქრომი მსგავს ნაერთებს წარმოქმნის. იოდთან ქრომი იძლევა მუქი წითელი ფერის CrI_3 -ს და შავ იისფერ ჰიდრატს $\text{CrI}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

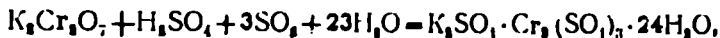
აზოტჰეავეაში ქრომის ჰიდროქსიდის გახსნისას მიიღება ქრომის ნიტრატი $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$. ის იხმარება ქსოვილების შეღებვის დროს როგორც ფერმქერი.

ქრომის სულფატი (უწყლო) ისევე იხსნება წყალში აღმდგენლებს მეშვეობით, როგორც ქრომის ქლორიდი. უწყლო სულფატის გარდა, ცნობილია ქრომის წყალშემცველი იისფერი სულფატი, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ და რამდენიმე მწვანე სულფატი.

იისფერი ქრომსულფატისა და კალიუმსულფატის ხსნარების ნა-
რევიდან კრისტალდება ორმაგი მარილი:



რომელიც ქრომის შაბს წარმოადგენს. ქრომის შაბის მიღება ადვილია
ბიქრომატის გოგირდოვანი ანჰიდრიდით აღდგენისას:



ქრომის შაბი კრისტალდება მუქი მოწითალო იისფერი ოქტაედრუ-
ბის სახით. მისი წყალხსნარი მოწითალო-იისფერია. 70°C-მდე გაცხე-
ლებისას მწვანე ფერის ხდება. გაცივებისას ის თავის ადრინდელ
ფერს იბრუნებს.

ქრომის შაბი ალუმინისა და რკინის შაბების იზომორფულია. მისი
კრისტალები განაგრძობს ზრდას ალუმინის შაბის ნაჭერ ხსნარში.

ქრომის შაბებია ორმაგი მარილები შემდეგი ფორმულით:



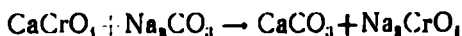
სადაც $M(I) = Na, Rb, Cs, Tl, NH_4^+$, მიდრაზინიუმი, ჰიდროქსილამინი-
უმი. მათი კრისტალური სტრუქტურა ერთნაირია.

ქრომის შაბებმა ფართო გამოყენება მოიპოვა ტყავის თრემლის
საქმეში (ქრომის ტყავი).

7. ქრომის (VI) ნაერთები. ქრომის ნაერთებს $Cr(VI)$ -ში გადა-
ყვანას ტექნიკაში არსებითი მნიშვნელობა აქვს. ტექნიკური მიზნები-
სათვის გამოყენებულია შემდეგი პროცესი. დაწილადებულ ქრომიან
რკინაქვას სოდასა (პოტაშსა) და გვარჯილასთან ერთად ჰაერზე ახუ-
რებენ. ფორებიანი ნალღობის მისაღებად მას კირსაც უმატებენ: ამ
პროცესის დროს რკინა (II) გადადის რკინის (III) ოქსიდის წარმოქმ-
ნის Fe_2O_3 , ხოლო ქრომი (III) გადადის $Cr(VI)$ -ში, ქრომის ანჰიდ-
რიდის წარმოქმნით. ქრომის ანჰიდრიდი კარბონატთან წარმოქმნის
ქრომატს. ეს რეაქცია შემდეგი განტოლებით შეიძლება გამოვსახოთ:



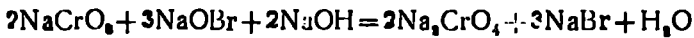
გამოწვის შემდეგ მიღებულ ნალღობს დაამუშავებენ სოდის ხსნარით,
რათა წარმოქმნილი კალციუმ-კარბონატი გამოილექოს



და წყლით დაამუშავებენ ნატრიუმის ქრომატის ხსნარში გადასაყვა-
ნად. ნატრიუმის ქრომატი კრისტალდება ჰიდრატის სახით
 $Na_2CrO_4 \cdot 10H_2O$, რომელიც განითხევა ჰაერზე.

კალიუმის ქრომატი — K_2CrO_4 ღია ყვითელი ფერისაა, კრისტალდება უწყლოდ, ჰაერზე არ განითხვება.

ქრომის (III) $Cr(VI)$ -მდე დაქანგვა შეიძლება სხნარებშიც ჩავატაროთ ისეთი მყანგავეებით. როგორცაა ნატრიუმის ჰიპობრომიტი. ეს უკანასკნელი წარმოიქმნება ბრომის გახსნისას ტუტეში. რეაქცია გამოსახება შემდეგი განტოლებით:



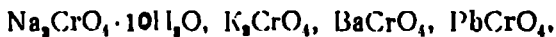
ან



ქვეყე არეში ქრომის დაქანგვა შეიძლება კონცენტრირებული აზოტ-მკაეათი და ბერთოლეს მარილით.

ტუტე მეტალებისა და ამონიუმის ქრომატები კარგად იხსნება წყალში. ტუტე მიწათა ქრომატები წყალში უხსნადია. კალციუმის ქრომატი $CaCrO_4 \cdot 2H_2O$ თაბაშირის იზომორფულია. ყველა ქრომატი, ზექრომატი და ქრომის ანჰიდრიდი მომწამლავია.

ქრომის ანჰიდრიდი და ქრომატები. ქრომის უმაღლესი მარილწარმოქმნელი ოქსიდი CrO_3 , ანუ ქრომის ანჰიდრიდი გოგირდის ანჰიდრიდის (SO_3) ანალოგიურია და წარმოქმნის ქრომმყავას მარილებს — ქრომატების მწკრივს, რომელიც გოგირდმკაეავას მარილების ანალოგიური შედგენილობისაა და იზომორფულია:



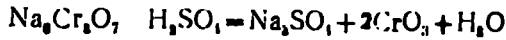
აღნიშნულის ვარდა, არსებობს ბიქრომატების მწკრივი, რომელიც პ. როსულფატების ანალოგიურია. მაგალითად, $K_2Cr_2O_7$ და $K_2S_2O_7$.

გოგირდმკაეავებისაგან განსხვავებით, ქრომმკაეავები თავისუფალი სახით არ არსებობენ და ყოველი რეაქციის დროს, რომლის შედეგადაც უნდა მიღებულიყო თავისუფალი ქრომმკაეავა ან ბიქრომმკაეავა, ისინი იშლებიან და გამოიყოფა ქრომის ანჰიდრიდი და წყალი, როგორც ეს სხვა მკაეავების შემთხვევაშიც ხდება. რომლებიც თავისუფალი სახით არ არსებობენ.

მაშასადამე. ქრომის ანჰიდრიდი იმით განსხვავდება გოგირდის ანჰიდრიდისაგან. რომ. წყალში კარგი ხსნადობის მიუხედავად. მისადმი დიდ სწრაფვას არ იჩენს და წყლიდან უწყლო მდგომარეობაში გამოიყოფა.

ქრომმკაეავას აღნავიბა გოგირდის მსგავსი ნაერთების ანალოგიურია.

ბიქრომატების და კონცენტრირებული მჟავების მიმოცვლითი რეაქციების შედეგად წარმოიქმნება ბიქრომჟავა, რომელიც სწრაფად იშლება ქრომის ანჰიდრიდად და წყლად



და ხსნარიდან გამოკრისტალდება ქრომის ანჰიდრიდი CrO_3 .

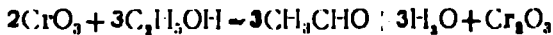
ქრომის ანჰიდრიდი წითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, კარგად იხსნება წყალში, მაგრამ მასთან ნაერთს არ წარმოქმნის.

ქრომის ანჰიდრიდი არ იხსნება გოგირდმჟავაში ($d = 1,77$) და კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში, კარგად იხსნება ძმარმჟავაში, ეთერში და სხვ.

ვახურებისას ქრომის ანჰიდრიდი ღვება 196°C -ზე, 250°C -ზე კი იშლება ქრომის ქანგად და ქანგბადად:



ამ დროს Cr(VI) გარდაიქმნება Cr(III) -ად. არამდგრადობის გამო ქრომის ანჰიდრიდი ენერგიული მჟავანია, ამიტომაც ის პოულობს გამოყენებას, მაგალითად, ორგანულ ქიმიკაში. ქრომის ანჰიდრიდი იწვევს სპირტის აალებას, მაგრამ გარკვეულ პირობებში მას ალდეჰიდად ექცევა:



მშრალი ქრომის ანჰიდრიდი ქანგავს ამიაკს აზოტამდე და წყალმდე (ამონიუმბიქრომატის თერმული დაშლა).

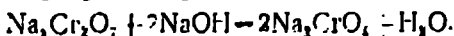
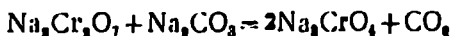
კალიუმის ქრომატი — K_2CrO_4 , ყვითელი ფერის მარილი, კალიუმის სულფატის K_2SO_4 -ის იზომორფულია, მიიღება ქრომიანი რკინაქვის დამუშავებით ან კალიუმის ბიქრომატზე $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ კალიუმის ტუტის მოქმედებით, ქრომატიდან ბიქრომატი CO_2 -ის მოქმედებითაც კი მიიღება:



მით უფრო ადვილია ბიქრომატის მიღება H_2SO_4 -ის მეშვეობით



ნატრიუმ-ქრომატი $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ყვითელ კრისტალურ წარმოქმნის. სულფატის ქრომატს ბიქრომატიდან ამზადებენ, რისთვისაც მას ნატრიუმ კარბონატთან ან ნატრიუმის ტუტესთან ამოქმედებენ:



ნატრიუმის ქრომატი $\text{Na}_2\text{CrO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ იზომორფულია ნატრიუმის სულფატისა $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. $19,5^\circ\text{C}$ -ზე დეკაჰიდრატი ჰექსაჰიდრატად გარდაიქმნება, $25,9^\circ\text{C}$ -ზე — ტეტრაჰიდრატად, ხოლო 68°C -ზე წყლიდან უწყლო მარილი კრისტალდება.

ბარიუმის ქრომატი — BaCrO_4 ლამაზი ყვითელი ფერისაა, წყალში უხსნადია, მისგან მინერალური საღებავი მზადდება.

ტყვიის ქრომატი — PbCrO_4 გვხვდება ბუნებაში წითელი ფერის მინერალის კროკოიტის სახით, იხმარება როგორც მინერალური საღებავი.

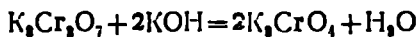
ამონიუმ-ქრომატი — $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$, კალიუმ-ქრომატის მსგავსად, უწყლოდ კრისტალდება.

ბიქრომატები. ქრომატები მჟავების მოქმედებით ბიქრომატებად გარდაიქმნება



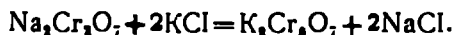
ბიქრომატები თავისი ნარინჯისფერით მნიშვნელოვნად განსხვავდება ქრომატებისაგან, რომლებიც ყვითელი ფერით ხასიათდება.

ტუტე არეში ბიქრომატი ქრომატად გარდაიქმნება:



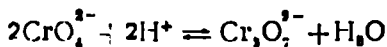
ქრომატ-იონებსა და ბიქრომატ-იონებს შორის მოძრავი წონასწორობის შეცვლისას შეფერილობის შეცვლა ხდება.

ნატრიუმის ბიქრომატის ხსნადობა წყალში დიდია. ის კრისტალჰიდრატის სახით გამოიყოფა ხსნარებიდან შედგენილობით $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot X \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. ნატრიუმის ბიქრომატი ადვილად განითხვევს ჰაერზე, რის გამოც მისი გამოყენება მოუხერხებელია. ამიტომ ორმაგი მიმოცვლით აიზადებენ კალიუმის ბიქრომატს:



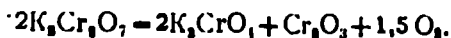
კალიუმის ბიქრომატი არ განითხვევს ჰაერზე.

ქრომატებიდან ბიქრომატების წარმოქმნა მოძრავი წონასწორობის შედეგია:



მევე არეში წონასწორობა გადახრილია მარჯვენა მხარეზე. თუ წონასწორობამ მარცხნივ ინაცვლა, ბიქრომატიდან ქრომატი მიიღება (ტუტის მოქმედებით). $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ წითელი, ტრიკლინური სისტემის კრისტალია, წყალში შესაბამის ქრომატზე უფრო ნაკლებად ხსნადია.

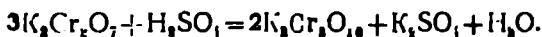
ქლიერი გახურებით კალუმის ბიქრომატი იშლება:



ისევე როგორც ქრომატები, ბიქრომატებიც ძლიერი მქანგავებია.

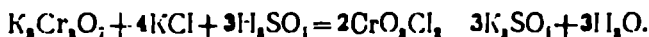
ამონიუმ-ბიქრომატი — $(NH_4)_2Cr_2O_7$ მიიღება ამიაკისა და ქრომის ანჰიდრიდის ურთიერთქმედებით. გაცხელებისას ადვილად იშლება.

ბიქრომატებისა და ქრომის ანჰიდრიდის ურთიერთქმედებით წარმოიქმნება მუქი წითელი ფერის ტრიქრომატები $M_2[Cr_2O_7]$ და მოყვითალო-წითელი ტეტრაქრომატები $M_2[Cr_4O_{14}]$. მათი მიღება შეიძლება აგრეთვე ბიქრომატზე გოგირდმჟავას მოქმედებით:

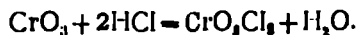


ქლორიანი ქრომილი. ქლორიანი ქრომილი CrO_2Cl_2 წარმოადგენს მუქი წითელი ფერის მძიმე სითხეს. მისი დუღილის ტემპერატურაა $117^\circ C$.

ქლორიანი ქრომილი ქრომატის ან ბიქრომატის, ტუტე მეტალის ქლორიდისა და კონცენტრირებული გოგირდმჟავას ურთიერთქმედებით მიიღება:



მისი მიღება შეიძლება აგრეთვე ქრომის მშრალ ანჰიდრიდზე ქლორწყალბადის (ან PCl_5 , SO_2Cl_2 -ის) მოქმედებით:



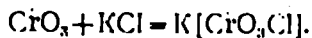
ლიბნელეში ქრომიანი ქრომილი მდგრადია. ძლიერი მქანგავია, შეხებისას იწვევს ორგანული ნივთიერებების აალებას. წყალთან ურთიერთქმედებისას იშლება:



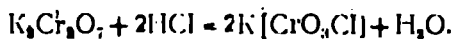
ქლორიანი ქრომილი უნდა განვიხილოთ როგორც ქრომმჟავას ქლორანჰიდრიდი, რომელშიც ორივე OH -ჯგუფი ქლორატომებითაა ჩანაცვლებული, ამიტომაც ის ქლორიანი სულფურილის SO_2Cl_2 ანალოგიურია.

ქრომის ანჰიდრიდზე მარილმჟავას და ქლორკალიუმის ეკვიმოლე-

კულურა რაოდენობებით მოქმედებისას მიიღება კალიუმის ქლორ-ქრომატი:

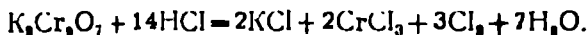


იგივე მიიღება კალიუმის ბიქრომატის ხსნარისა და მარილმჟავას ადუღებით:



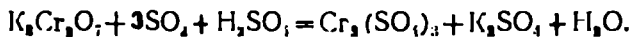
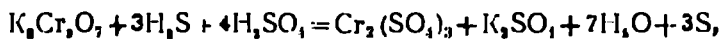
გაცივებისას ხსნარიდან გამოკრისტალდება ნარინჯისფერი პრიზმები. წყალში გახსნისას ის იშლება ბიქრომატად და მარილმჟავად. ე. ი. მისი წარმოქმნის რეაქცია შებრუნდება.

ქრომმჟავას მარილები მჟავე არეში ძლიერი მჟანგავებია. დაჟანგვის რეაქციების დროს ქრომი (VI)-დან Cr (III)-მდე აღდგება. მაგალითად, ბიქრომატისა და კონცენტრირებული მარილმჟავას ურთიერთქმედება მიმდინარეობს შემდეგი განტოლებით:



ეს რეაქცია მხოლოდ გათბობით მიდის. გათბობის შეწყვეტით წყდება ქლორის გამოყოფაც.

ბიქრომატები მჟავე არეში ცივად ჟანგავენ H_2S , H_2SO_3 , HI , გათბობით — HBr -ს და ა. შ., მაგალითად:

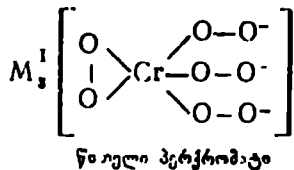
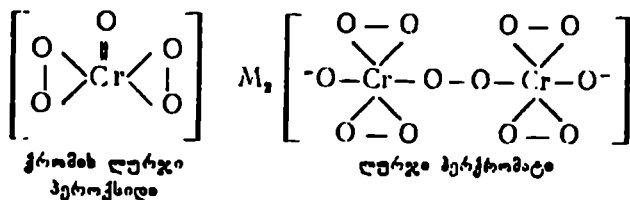


კალიუმის ბიქრომატის ნაჯერი ხსნარისა და კონცენტრირებული გოგირდმჟავას ტოლი მოცულობების ნარევი, ე. წ. „ქრომის ნარევი“, სშირად იხმარება ქიმიური კუროლის გასარეცხად ლაბორატორიებში.

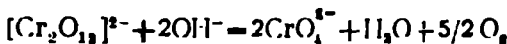
ზ ე ქ რ ო მ მ ჟ ა ვ ა და პ ე რ ქ რ ო მ ა ტ ე ბ ი. წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით ქრომატების და, აგრეთვე, ბიქრომატების ხსნარებზე მჟავეურობის პირობების მიხედვით წარმოიქმნება სხვადასხვა შედგენილობის პერქრომატები ან ზექრომმჟავეები.

ცნობილია პერქრომატების ორი მწკრივი: ლურჯი პერქრომატები ზოგადი ფორმულით $\text{M}(\text{I})_2[\text{Cr}_2\text{O}_{11}]$ და წითელი პერქრომატები $\text{M}(\text{I})_2[\text{CrO}_5]$, მათი შესაბამისი მჟავეები თავისუფალი სახით არამდგარაია. ამას გარდა, ცნობილია ქრომის ლურჯი პეროქსიდი CrO_5 , რომელიც ხსნარის სახით მიიღება და თავისუფალ მდგომარეობაში ცნობი-

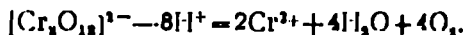
ლი არ არის. მათი თვისებების შესწავლის შედეგად დადგენილია შემდეგი სტრუქტურები:



ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე პერქრომატები წყალხსნარებში არამდგრადია. ტუტე არეში ისინი ადვილად იშლებიან ქრომატების წარმოქმნით:



ამავე არეში დაშლისას ქრომი (III) მიიღება:



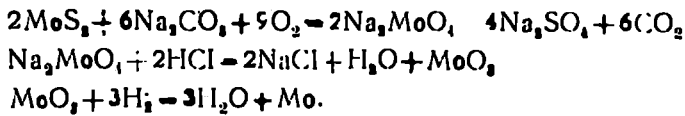
წყალბადის პეროქსიდის დამატება განაპირობებს ქრომის ზემოქმედების დაშლას. ამიტომაც პერქრომატების მომზადება დაბალ ტემპერატურას მოითხოვს. წყალხსნარებიდან მათი გამოყოფა ადვილია ეთერით, რომელშიც ის ადვილად გადავა წყალხსნართან შენეჭლრევისას.

მ. 4. 2. მოლიბდენი — Mo

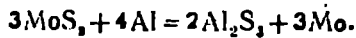
1. გავრცელებულობა ბუნებაში, მიღება. მოლიბდენის შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს 3·10⁻⁴%-ს, ე. ი. შედარებით გავრცელებული ელემენტია, რომელიც ბუნებაში ნაერთების სახით გვხვდება. მისი მინერალებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია მოლიბდენის კრიალა, ანუ მოლიბდენიტი MoS₂.

მოლიბდენის მიღების მთავარი ამოსავალი ნიეთიერება მოლიბდენიტი, რომლის გამოწვით სოდასთან ერთად და მიღებული ნალღობის

კონცენტრირებული მარილმჟავათი დაშლით მიიღება მოლიბდენის ტრიოქსიდი MoO_3 , ხოლო მისი აღდგენით მიიღება მეტალი:



წარმოებაში მოლიბდენს ლებულობენ აგრეთვე მოლიბდენიტისა და ალუმინის ფხვნილის გახურებით:



ლაბორატორიულ პირობებში მეტალური მოლიბდენის მიღება შეიძლება მისი დიოქსიდის ალუმინით აღდგენის გზით.

2. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. მოლიბდენი ვერცხლისფერი თეთრი მეტალია, მეტად მკაფიო და წვეადი. მისი გაწვეით შეიძლება ძალიან წმინდა ძაფების მიღება.

მოლიბდენის გაღობა ძნელია. ამიტომაც მოლიბდენის მიღებულ ფხვნილს წინეხვენ ფირფიტებად, ასურებენ წყალბადის არეში ცვლადი დენით და ამ გზით ლებულობენ ქედად მოლიბდენს.

ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე მოლიბდენი ქიმიურად მდგრადია, ტემპერატურის გადიდებისას იჟანგება, ძლიერი გახურების შედეგად მიიღება MoO_3 . მოლიბდენზე ფტორი ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ეოქმედებს. ქლორი და ბრომი წას მალალ ტემპერატურაზე უერთდება, იოდი კი საერთოდ არ უერთდება. ძლიერ წმინდად დაფხვნილი მოლიბდენი მალალ ტემპერატურაზე იერთებს CO -ს და წარმოქმნის $\text{Mo}(\text{CO})_6$ -ს, მოლიბდენის ჰექსაკარბონილს. კონცენტრირებული აზოტმჟავას მოქმედებით მოლიბდენი ადვილად პასიურდება.

მოლიბდენი შედარებით კარგად იხსნება სამეფო წყალში და აზოტმჟავასა და ფტორწყალბადმჟავას ნარევეში, ტუტეებში არ იხსნება. ადვილად იჟანგება ნიტრატებთან, ქლორატებთან ან ზეჟანგებთან შელლობისას.

ფერომოლიბდენი მიიღება ელექტროლუმელებში. მოლიბდენის კონცენტრატების შელლობით რკინასთან, კოქსისა და კირის მონაწილეობით ფერომოლიბდენის მიმატებით ფოლადი კარგავს მსხვერველობის უნარს.

მოლიბდენის ნაერთებიდან ფართო გამოყენება მოიპოვა ამონიუმის მოლიბდატმა (ფოსფორის განსაზღვრისათვის).

3. მოლიბდენის ოქსიდები. სულფატები და ქლორიდები. მოლიბდენის ეანგბადნაერთები. ქლორნაერთები და სულფიდები შედგენილობისა:

	Mo_2O_7	Mo_2S_7	$MoCl_5$
	MoO_3	MoS_2	$MoCl_4$
$MoCl_3$	Mo_2O_5	—	$MoCl_3$
	MoO_2	MoS_3	MoF_4

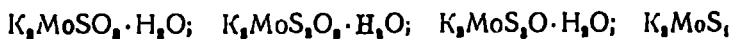
მოლიბდენის ოქსიდებიდან ყველაზე მდგრადია ტრიოქსიდი MoO_3 , მიიღება მეტალური მოლიბდენის გასურებით ჰაერზე. ადვილად მიიღება აგრეთვე მოლიბდენის დიოქსიდი MoO_2 - დანარჩენ ოქსიდებს პრაქტიკული გამოყენება არა აქვთ.

მოლიბდენის ტრიოქსიდის მიღება შეიძლება მეტალური მოლიბდენის. მისი სულფიდების ან სხვა ნაერთების ჰაერზე გახურებით. ან მათი აზოტმჟავაში დამუშავებით. შედარებით ადვილად მიიღება MoO_3 ანონიუმ-მოლიბდატის $((NH_4)_2 MoO_4)$ გახურებით:

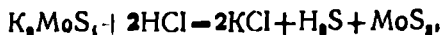


მოლიბდენის ტრიოქსიდი ფხვნილია, გათბობით ყვეთელ შეფერილობას იძენს, ლღვება 791° -ზე. წყალში MoO_3 ძნელად იხსნება. იხსნება მლღობ მჟავასა და კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში. დანარჩენ მჟავებში ის ნაკლებად იხსნება. ადვილად იხსნება ტუტეებში. ამიაკისა და კარბონატების წყალხსნარებში, რომლებთანაც მოლიბდატებს წარმოქმნის, რომლის ფორმულა პასუხობს $M_2^I MoO_4$ -ს. ამიტომაც MoO_3 -ს შეიძლება მოლიბდენმჟავას H_2MoO_4 -ის ანჰიდრიდი ვუწოდოთ. H_2MoO_4 -დან გაცხელებით ადვილად მიიღება MoO_3 , მაგრამ MoO_3 და H_2O -დან მოლიბდენმჟავა არ მიიღება.

MoO_3 -ის შესაბამისი სულფიდი MoS_2 მიიღება მოლიბდატის სხნარზე გოგირდწყალბადის მოქმედებით, რომელიც ეანგბადის თანდათანობითი ჩანაცვლებით წარმოქმნის წყალში ხსნად თიომარილებს:

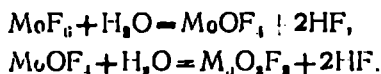


ძლიერ მჟავე არეში თიომარილის დაშლით მიიღება სამგოგირდოვანი მოლიბდენი:

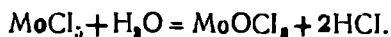


რომელიც გამოილეკება მუქი ყავისფერი ნალექის სახით.

MoO_3 -ში უახვბადის სრული ჩანაცვლების პროდუქტებიდან აღსანიშნავია MoF_6 ($t_{\text{ლ}} = 18^\circ$ და $t_{\text{ფ}} = 35^\circ$). მისი წყალში დაშლის შედეგად მიიღება ოქსიფტორიდები:



მოლიბდენის (V) ნაერთებიდან აღვნიშნავთ MoCl_5 -ს, რომელიც მომწვანო შავი ფერის კრისტალებს წარმოქმნის. ის არ ატარებს დენს არც მყარ და არც გაღობილ მდგომარეობაში. ხუთქლორიანი მოლიბდენი წყალში იშლება:



მოლიბდენის ოქსიქლორიდი (MoOCl_4) ტუტე მეტალების ჰალოგენიდებთან ორმაგ მარილებს წარმოქმნის. მისი მაგალითია $\text{MoOCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$.

მოლიბდენის დიოქსიდი MoO_3 მუქი იისფერია, მიიღება MoO_3 ის ნაწილობრივი აღდგენით. წყალში უხსნადია, იჩენს სუსტ ფუძე თვისებებს. გაცხელებისას ჰაერზე აღვილად გარდაიქმნება MoO_3 -ად. MoO_3 ძნელად იხსნება მყავებში.

MoO_3 -ის ანალოგიურია MoS_3 , რომელიც ბუნებაში გვხვდება მინერალ მოლიბდენიტის სახით. ჰაერზე გახურებით MoS_3 იწვის.

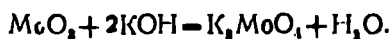
MoCl_4 მიიღება MoO_3 -ზე კლორის მოქმედებით. MoCl_4 ყავისფერი კრისტალებია, გაცხელებისას კლორდება.

მოლიბდენისათვის დ. რ. +3 არ არის დამახასიათებელი და მისი შესაბამისი ნაერთები არამდგრადია. შავი Mo_2O_7 მიიღება MoO_3 -ის ფხვნილის აღდგენით. Mo_2S_7 -ის მიღება შეიძლება MoS_3 -ის გახურებით დასშულ არეში. MoCl_5 მიიღება MoCl_4 -ის გახურებით.

ბევრად უფრო მდგრადია მოლიბდენის (III) ორმაგი მარილები: $\text{MoCl}_5 \cdot 3\text{KCl}$ წითელი და $\text{MoF}_5 \cdot \text{KF} \cdot \text{H}_2\text{O}$ იისფერი კრისტალები.

მოლიბდენის (II) ნაერთებიდან ცნობილია მხოლოდ ქლორიდი MoCl_2 ყვითელი კრისტალების სახით. წყალში ის უხსნადია, სპირტში და ეთერში იხსნება. ამ ხსნარებში მისი მოლეკულური მასა შეესაბამება Mo_2Cl_4 ნაერთს.

4. მოლიბდენმუავა და მოლიბდატები. მოლიბდენის ტრიოქსიდი აღვილად იხსნება ტუტეებში, რის შედეგადაც ის წარმოქმნის მოლიბდატებს, მაგალითად,



ყველაზე გავრცელებული მოლიბდატების ფორმულა შეესაბამება $M_2^I[M_2O_4]$, რომელიც ტუტის კარბი რაოდენობის შემთხვევაში მიიღება. წინააღმდეგ შემთხვევაში წარმოიქმნება პოლიმოლიბდატები, რომლებშიც ერთ $M_2^I O_4$ -ზე ორი ან მეტი მოლეკულა M_2O_3 მოდის.

მოლიბდატების ხსნარებზე აზოტმყავას მოქმედებით ყვითელ-კრისტალების სახით ნელა ილექება წყალში ნაყლებად ხსნადი მოლიბდენმყავა $H_2MoO_4 \cdot H_2O$ ზომიერი გათბობის დროს მისგან მიიღება უწყლო მყავა H_2MoO_4 ნეჰსისებრი თეთრი კრისტალების სახით.

ნორმალური ამონიუმ-მოლიბდატი მიიღება მოლიბდენის ანჰიდრიდზე ამიაკის წყალხსნარით მოქმედების დროს. მისი შედგენილობა მასუბობს $(NH_4)_2 MoO_4$ ფორმულას.

ამონიუმ-მოლიბდატის აზოტმყავა ხსნარით ფოსფორმყავაზე მოქმედებისას გამოილექება ამონიუმის ფოსფორმოლიბდატი $(NH_4)_2 P_2O_7 \cdot X \cdot 12MoO_3 \cdot 6H_2O$. ეს რეაქცია დამახასიათებელია ფოსფორმყავასა და ფოსფატებისათვის.

5. პერმოლიბდატები. პერმოლიბდატები $M_2^I[M_2O_8]$ მიიღება მოლიბდატების ნაჭერ ხსნარებზე 3%-იანი H_2O_2 -ის მოქმედებით $0^\circ C$ -ზე. გათბობისას ის ძლიერი აფეთქებით იშლება. ოთახის ტემპერატურაზე პერმოლიბდატი წყალხსნარში ნელა იშლება.

თავისუფალი ზემოლიბდენმყავა $H_2MoO_4 \cdot 1/2 H_2O$ ამორფული ყვითელი ფერის ფხვნილია, ქრომის ზემყავას საპირისპიროდ ეთერში არ ხსნება.

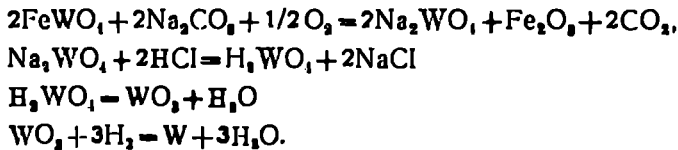
6. მოლიბდენის ტექნიკური გამოყენება. სუფთა სახით მოლიბდენი ფართოდ გამოიყენება რადიოტექნიკასა და რენტგენტექნიკაში. მოლიბდენის მავთული იხმარება ღუმელებში, რომლებშიც წყალბადის (ან სხვა აღმდგენლის) არეში $1600^\circ C$ -მდე მაღალ ტემპერატურას იძლევა.

მოლიბდენი ადიდებს ფოლადის სიმავრეს, გამსღობას. მოლიბდენის და ტანტალის შენადნობებმა ბევრ შემთხვევაში შეცვალა პლატინა ლაბორატორიებში.

მოლიბდენის შენადნობები ანტიკოროზიულ უნარს იჩენენ. ის ძირითადად სასროლი იარაღის, ჭავშნების, ლილეების ფოლადების მოსამზადებლად იხმარება. ამ მიზნებისათვის ის ჩვეულებრივ ფერომოლიბდენის სახით გამოიყენება, რომელიც მოლიბდენზე უფრო ადვილად ღლვება და ძნელად იყანება.

1. გავრცელებულობა ბუნებაში, მიღება. ვოლფრამის შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს $6 \cdot 10^{-4} \%$ -ს, ე. ი. ვოლფრამი შედარებით გავრცელებულ ელემენტებს ეკუთვნის. ბუნებაში ვოლფრამი გვხვდება მინერალების სახით, რომელთაგან ყველაზე დიდი მნიშვნელობა აქვს შეელიტს $CaWO_4$ -ს, ვოლფრამიტს, რომელიც წარმოადგენს რკინის ვოლფრამატისა და მანგანუმის ვოლფრამატის იზომორფულ ნარეუს, $FeWO_4$ და $MnWO_4$. რკინის ვოლფრამატს $FeWO_4$ და ვოლფრამის ოხრას (ვოლფრამის ტრიოქსიდს WO_3 -ს).

ვოლფრამის მადნებს სოდასთან შეაღობენ ლუმელებში. წარბოქმნილ ნატრიუმის ვოლფრამატს Na_2WO_4 -ს დაამუშავებენ ცხელი წყლით და მარილმჟავათი, ამის შედეგად მიიღება ვოლფრამის (VI) ოქსიდი, რომელსაც აღადგენენ ნახშირით ან წყალბადით:



მიღებულ ვოლფრამის ფხვნილს მექანიკური და თერმული დამუშავებით კომპაქტური ფორმების ან ნაჭრების ფორმას აძლევენ.

2. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ვოლფრამი თეთრი მეტალია, ხასიათდება ძლიერ მაღალი ლობობის ტემპერატურით ($3380^\circ C$).

ვოლფრამი მყავებისადმი მდგრადია. აზოტმჟავა ან სამეფო წყალი თითქმის არ მოქმედებს მასზე პასიურ მდგომარეობაში გადასვლის გამო. ის ნელა იხსნება $HNO_3 + HF$ -ის ნარევეში. სოდასთან, გვარჯილასთან ან ბერთოლეს მარილთან შელლობისას ვოლფრამი ადვილად იჟანგება.

3. ვოლფრამის ნაერთები. ვოლფრამის დაჯანგულობის რიცხვი იცვლება 2-დან 6-მდე. გარდა WF_6 -ისა, ის წარმოქმნის WCl_6 და WBr_6 -ს. მისი ქლორიდები, სულფიდები და ოქსიდები პასუხობს შემდეგ ფორმულებს:

WF_6	WCl_6	WBr_6	WS_6	WO_6
—	WCl_5	WBr_5	—	—
—	WCl_4	—	WS_4	WO_4
—	WCl_3	—	—	—
—	WCl_2	—	—	—

WF₆ უფერულია. ადვილად ლღვება, ძლიერ აქროლადია. ორგანულ გამხსნელებთან შეფერილ ხსნარებს წარმოქმნის. წყალთან ურთიერთქმედების შედეგად ის იშლება და მიიღება ოქსიდტორიდები:



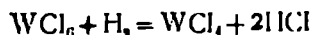
WCl₆ ნაერთი მიიღება მეტალური ვოლფრამისა და ქლორის ურთიერთმოქმედებით. მისი ლღობის t = 284°C. დუღილის t = 337°C. კარგად იხსნება სპირტსა და ეთერში. წყალში გახსნისას კი იშლება და წარმოქმნის ოქსიქლორიდს WOC_l და WO₂Cl₂. არსებითად ასეთვე თვისებები ახასიათებს WBr₆-ს.

WCl₅ ნაერთი მიიღება წყალბადის არეში WCl₆-ის გაწოხდის დროს, მაია t_ღ = 248° და t_დ = 276°. WCl₅ მომწვანო შავი ფერის კრისტალია, ხოლო WBr₅ — ყავისფერი ფხვნილია. წყალში გახსნისას WCl₅ იშლება:



ბუნებ მეტალების ქლორიდებთან WOC_l ორმაგ მარილებს წარმოქმნის. მაგალითად, WOC_l·2KCl.

WCl₄ მიიღება წყალბადთან WCl₆-ის ძლიერი გაცხელებით:



ოთხქლორიანი ვოლფრამი მურა ფერის კრისტალებია. წყალში გახსნისას იშლება.

ვოლფრამის ქლორიდი WCl₃ თავისუფალი სახით მიღებული არ არის. საერთოდ დ. რ. 3 ვოლფრამისათვის დამახასიათებელი არ არის. ის ცნობილია ორმაგი მარილების სახით: 2WCl₃·3KCl

ვოლფრამის ქლორიდი WCl₃ მიიღება WCl₆-ის გაცხელებით ნახშირბადის (IV) ოქსიდის არეში. ის ძლიერი აღმდგენელია. წყალთან რეაქციის დროს გამოყოფს წყალბადს. ასეთივე თვისებებს იჩენს WBr₃ და WJ₃.

ვოლფრამმატები და ვოლფრამატები. ვოლფრამის ტრიოქსიდის ნაერთები ფუძე ოქსიდებთან ვოლფრამატებს წარმოქმნის. ყველაზე მარტივია ნორმალური ვოლფრამატები. რიძველთა ფორმულა ასეთია: M₂O·WO₃ - M₁'WO₄. პეტაეოლფრამატების ფორმულაა

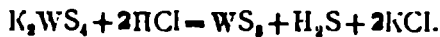
$M_2O \cdot 4WO_3$, ხოლო პარავოლფრამატებისა $5M_2O \cdot 12WO_3$.

ვოლფრამატზე მინერალური მკვავას მოქმედებისას (გათბობისას) გამოილექება წყალში უხსნადი ყვითელი ფერის ვოლფრამმკვავა H_2WO_4 . ვოლფრამმკვავა კარგად იხსნება ტუტეებში. მეტი წილი მკვავებისა მას არ ხსნის.

ვოლფრამის სულფიდები. ვოლფრამატის K_2WO_4 წყალხსნარში გოგირდწყალბადის გატარებისას ეანგბადის თანდათანობით ჩაინაცვლება გოგირდით, მაგალითად:



მიღებული თიომარილები წყალში კარგად იხსნება, რის გამოც ნალექი არ წარმოიქმნება, მაგრამ ხსნარის შემკვავების დროს გამოილექება ვოლფრამის სულფიდი:

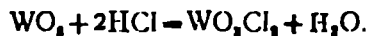


ბუქი ყავისფერი ნალექის სახით WS_2 უპაერო არეში გახურებისას WS_4 -ს და თავისუფალ გოგირდს წარმოქმნის. ჰაერზე გაცხელებისას კი ორივე სულფიდი იყანგება.

ვოლფრამის ოქსიდები. ცნობილია ვოლფრამის ორი ოქსიდი: WO_3 ტრიოქსიდი და ვოლფრამის დიოქსიდი WO_2 , რომელიც WO_3 -ის აღდგენით მიიღება. ვოლფრამის ტრიოქსიდი WO_3 ღია ყვითელი ფერის მსუბუქი ფხვნილია, მიიღება შეტალური ვოლფრამის გახურებით ჰაერში. WO_3 იხსნება მხოლოდ მლღობ მკვავაში. წყალში WO_3 უმნიშვნელოდ იხსნება, კარგად იხსნება ტუტეებში, რის შედეგადაც მიიღება ვოლფრამმკვავას მარილი:



ვოლფრამის ანჰიდრიდი WO_3 ქლორწყალბადთან $500^\circ C$ -მდე გაცხელებისას წარმოქმნის ოქსიქლორიდს:



ვოლფრამის ტრიოქსიდი წყალბადის არეში გახურებისას აღდგება და წარმოქმნის WO_2 დიოქსიდს. ამ რეაქციის დროს მიიღება შუალედი პროდუქტის სახით ვოლფრამის ლურჯა. წყალბადის არეში შემდეგში გახურებით ვოლფრამის დიოქსიდი მეტალურ ვოლფრამამდე აღდგება, ჰაერზე გახურებისას

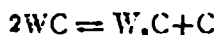
ნატრიუმის ვოლფრამატი $\text{Na}_2\text{WO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ნთავარი ამოსავალი ნივთიერებაა ვოლფრამის ნაერთების მისაღებად.

ვოლფრამის მარილების ნაწილობრივი აღდგენით მიიღება ნაერთები, რომლებსაც ვოლფრამის ბრინჯაო ეწოდება. მისი შედგენილობა ცვლილია და შეიძლება გამოვსახოთ ფორმულით: $\text{M}_x\text{O} \cdot \text{W}_y\text{O}_4 \cdot z\text{WO}_2$, სადაც $x = 2-6$. ვოლფრამის ბრინჯაო მეტად მდგრადია, ამიტომ ის სხვადასხვა მიზნებისათვის იმარება (მაგალითად, ტიპოგრაფიული საღებავი).

ბრინჯაოს სახელწოდება ვოლფრამის აღნიშნულ ნაერთებს იმიტომ მიეცა, რომ ის თავისი ლამაზი თეთრი ფერით ემსგავსება ბრინჯაოს. მასზე არ მოქმედებენ ძლიერი მჟავები და ტუტეები. რის გამოც მან დიდი გამოყენება მოიპოვა ლითონების დასაფარავად საღებავების სახით.

პერვოლფრამჟავა მიიღება ვოლფრამჟავას ან ვოლფრამის (VI) ოქსიდის წყალბადის პეროქსიდის გახსნის დროს (კათობისას). ამ დროს მიიღება პერვოლფრამჟავა H_2WO_6 . ვოლფრამატისა და წყალბადის პეროქსიდის ურთიერთქმედებით პერვოლფრამატები მიიღება. ვოლფრამის პეროქსიდური ნაწარმები საერთოდ პასუხობს: M_xWO_4 ფორმულას. სადაც $x = 5-8$ ინტერვალში ძევის. პერვოლფრამატები წყალხსნარებში ადვილად იშლება.

ვოლფრამის კარბიდები. ვოლფრამის ნახშირბადთან შეერთებისას წარმოქმნის კარბიდებს: WC და W_2C -ს. W_2C მიღებულ იქნა მუასანის მიერ ვოლფრამჟავას ვახურებასს ნახშირთან ერთად. მიღებული კარბიდის W_2C -ს სიმაგრე მოოსის სკალით უდრის 9-ს (აღმასის სიმაგრე ამ სკალით უდრის 10-ს). WC მიიღება ფხვნილი ვოლფრამისა და ჰეარტლის ვახურებით 1500°C -მდე ელექტროლუმელში. 2600°C -მდე ვახურებისას ის იშლება:



WC -ის სიმაგრე ისეთივეა, როგორც W_2C -ს აქასიათებს. ვოლფრამის კარბიდები ქიმიურად საკმაოდ მდგრადი ნაერთებია. სწრაფმჭრელი ფოლადების და ზემოგარი შენადნობების მომზადების თვალსაზრისით ვოლფრამის კარბიდების საკითხი მეტად მნიშვნელოვანია. სწრაფად მჭრელი საჭრისების თვისებები არსებითად არის დაზოგადებული მასში ვოლფრამის კარბიდის რაოდენობაზე. ვოლფრამის კარბიდი WC , რომელიც დამუშავებულია კობალტით ან ნიკელით, მაგარი შენადნობების მეტაქრამიკული კომპონენტია.

ელემენტი	ღრობის °C	ღუღილის °C	d, გ/სმ ³	დაქანულობის რიცხვი
Mn	1538	2880	7.91	(1), 2, 3, 4, (5), 6, 7
Tc	1495	3100	8,9	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7
Ru	1463	31-5	8.92	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7

8. 1. მანგანუმი — Mn

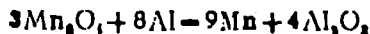
1. გავრცელება ბუნებაში. მანგანუმი ერთ-ერთი გავრცელებული ელემენტია, რომლის შემცველობა დედამიწის ქერქში ყველა ატომის რიცხვის 9,3%-ს შეადგენს. მანგანუმი შედარებით გაბნეულია ბუნებაში. ის გვხვდება მრავალ ქანში. ამასთანავე ცნობილია მისი დიოქსიდის (MnO₂ · nH₂O) მინერალ პიროლუზიტის მდიდარი საბადოები. გარდა პიროლუზიტისა, მანგანუმი გვხვდება ბუნებაში ბრაუნიტის Mn₂O₃, მანგანიტის MnO(OH) და კაუსმაიტის Mn₂O₄ სახით. მანგანუმის მნიშვნელოვანი მადანია კარბონატი, ანუ მანგანუმის შპატი MnCO₃. აღსანიშნავია აგრეთვე მანგანუმის სილიკატი MnSiO₃ როდონიტი, მანგანუმის ალმადანი MnS₂ და მანგანუმის კრიალა MnS. რკინის მადნები თითქმის ყოველთვის შეიცავს მანგანუმის მნიშვნელოვან რაოდენობას.

მანგანუმის მადნების მნიშვნელოვანი საბადოებია საქართველოში (კიათურა), უკრაინაში (ნიკოპოლი), ინდოეთში, ბრაზილიაში და სხვ.

2. მიღება. მეტალური მანგანუმი მიიღება პიროლუზიტიდან ალუმინოთერმიის გზით. ვინაიდან ეს რეაქცია ძალზე ენერგიულად მიმდინარეობს, ამიტომ მანგანუმის დიოქსიდის გახურებით Mn(IV)-ს აღადგენენ:



რომლიდანაც ალუმინოთერმიით აღადგენენ მანგანუმს:



ქიმიურად სუფთა მანგანუმი მიიღება ელექტროლიზით რ. აგლაძის შეთვლით.

ნახშირით მანგანუმის აღდგენას არა აქვს პრაქტიკული მნიშვნელობა, რადგან ამ გზით მიღებული მანგანუმი ნახშირის შეცულობის გამო არ არის სუფთა.

ვანადიუმი, ქრომი და მანგანუმი. რომლებიც გარდამავალი ელემენტების მწკრივში რკინის, კობალტისა და ნიკელის წინ არიან განლაგებული. მრავალი საერთო თვისებით ხასიათდება. სამივე მეტალი-სათვის. დამახასიათებელია მაღალი ღებობის ტემპერატურა. ნაერთები 2 და 3 დაეანგულობის რიცხვით.

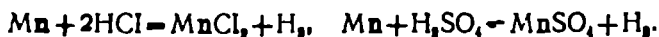
მანგანუმი დიდ მსგავსებას იჩენს ქრომთან და რკინასთან. ის ვერცხლისებრი თეთრი მეტალია. ჰაერზე მანგანუმი ადვილად იფარება ოქსიდური აფსკით, რომელიც მას იცავს შემდგომი ქანგვისაგან. დაწილადებული მანგანუმი კი შედარებით ადვილად იუანგება.

მანგანუმის რეაქციაში შესვლის უნარი დიდია. ის ადვილად იეო-ეებს ჰალოგენებს, ქლორში კი ენერგიულად იწვის კიდევ. დიდ სწრაფვას იჩენს მანგანუმი ფტორისადმი (MnF_2 , MnF_3). აზოტის არეში $1200^{\circ}C$ -ზე ხდება მანგანუმის აალება, დაწვის შედეგად მიიღება ნიტ-რიდო Mn_3N_2 . ფოსფორთან შეერთებაც აალებასთანაა დაკავშირებული. უერთდება მანგანუმი აგრეთვე გოგირდს, სილიციუმს, ნახშირბადს, ბორს და სხვ.

სხვადასხვა მეტალებთან მანგანუმი მთელ რიგ მნიშვნელოვან შე-ნადნობებს წარმოქმნის. ალუმინთან და ანტიმონთან შელლობისას მან-განუმი ფერომაგნიტურ შენადნობებს იძლევა. სპილენძი აძლიერებს ამ შენადნობების მაგნიტურ თვისებებს. ეს გარემოება მიუთითებს ინტერმეტალურ ბუნებაზე, რომელიც შენადნობებში ატომებს აკავში-რებს ერთმანეთთან.

ამრიგად, მანგანუმი თითქმის ყველა მეტალოიდს უერთდება და მრავალ მეტალთან შენადნობებს წარმოქმნის.

შეკვებში მანგანუმი ადვილად იხსნება, რის შედეგადაც მიიღება მანგანუმის (II) მარილები, მაგალითად,

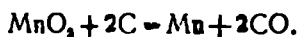


მანგანუმის (II) ჰიდროქსიდი — $Mn(OH)_2$, ფუძე თვისებებს იჩენს. $Mn(III)$ -ის ($Mn(OH)_3$) — ს უ ს ტ ფ უ ძ ე ს, $Mn(IV)$ -ის ($Mn(OH)_4$) — ა მ ფ ო ტ ე რ უ ლ ს, $Mn(VI)$ -ის (H_2MnO_4) და $Mn(VII)$ -ის ($HMnO_4$) — შ ე ა ე უ რ ს.

3. მანგანუმის შენადნობები. სუფთა მანგანუმი შედარებით რბილი მეტალია. ნახშირბადის თუნდაც სულ მცირე შეცულობის გამო ის ნაჯარი და ჰყიფე ხდება. მანგანუმის შემცველი ფოლადების ერთ-

ერთი თვისება არის დიდი სიმაგრე და დიდი გამძლეობა გაცვეთილადმი.

მანგანუმი მეტ სწრაფვას იჩენს ქანგბადისადმი ვიდრე რკინა, ამიტომ მანგანუმი გამოიყენება პირველ რიგში როგორც განმჟანგავი რკინის აღსადგენად FeO -დან ფოლადის გაწოდნობის დროს. ამ მიზნით გამოიყენება უმთავრესად ფერომანგანუმი. მოპოვებული მანგანუმის 90% ხმარდება მეტალურგიას რკინის შენადნობის სახით. ამიტომაც ჩვეულებრივ მანგანუმის მადნებიდან ახდენენ არა მეტალური მანგანუმის გამოდნობას, არამედ ამზადებენ ფერომანგანუმს 60—90% მანგანუმის შემცველობით, რომლიდანაც მანგანუმის სხვა შენადნობები მზადდება. ფერომანგანუმის გამოდნობა წარმოებს მანგანუმისა და რკინის მადნებიდან ელექტროლუმენლებში. სადაც აღდგენა ნახშირის მეშვეობით ხდება. რეაქცია მიმდინარეობს შემდეგი განტოლების მიხედვით:



ფერომანგანუმის მიღების მეთოდი კიათურის მანგანუმის მადნიდან, რომელიც საფუძვლად დაედო ზესტაფონის ქარხნის პროცესს, შემუშავებულია გიორგი ნიკოლაძის მიერ.

მრავალი სხვა შენადნობის, განსაკუთრებით, ბრინჯაოს მომზადებისას მანგანუმი იხმარება როგორც აღმდგენელი (მანგანუმის ბრინჯაოები). მანგანუმის შენადნობის — მანგანუმის (84% Cu , 12% Mn , 4% Ni) ელექტროგამტარობა არ არის დამოკიდებული ტემპერატურაზე, ამიტომ ის იხმარება ზუსტი წინალობების დასამზადებლად.

მინის წარმოებაში პიროლუზიტი ჯერ კიდევ ძველი დროიდან იხმარება რკინის ნაერთებით გამოწვეული მწვანე შეფერილობის მოსაპოვებლად. პიროლუზიტი აუფერულებს მინის მასას. იგი იხმარება აგრეთვე კერამიკულ წარმოებაში მოჭიქურების მიზნით.

მანგანუმის მარილები გამოიყენება როგორც ძლიერი მჟანგავები.

მანგანუმის ნაკლებობა ნიადაგში განაპირობებს მცენარეთა მთელ რიგ დაავადებებს.

4. მანგანუმის ოქსიდები და ჰიდროქსიდები. ქანგბადთან მანგანუმი წარმოქმნის შემდეგ ნაერთებს:

MnO — მანგანუმის (II) ოქსიდი,

Mn_2O_3 — მანგანუმის (III) ოქსიდი,

MnO_2 — მანგანუმის (VI) ოქსიდი,

MnO_3 — მანგანუმის (VI) ოქსიდი თავისუფალი სახით აღდგენილი არ არის,

Mn_2O_7 — მანგანუმის (VII) ოქსიდი (ანუ მანგანუმის ანჰიდრიდი).

Mn_2O_4 — შუალედური ოქსიდია, რომელიც თავისი შედგენილობით შეიძლება განვიხილოთ როგორც მანგანოვანწყევას მარილი —

მანგანუმის მანგანიტი $Mn_2^{II}[Mn^{VI}O_4]$. ბუნებაში ამ შედგენილობის ნაერთი გვხვდება მინერალ ჰუსმანიტის სახით.

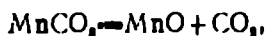
ცნობილია მანგანუმის რამდენიმე ნაერთი. სადაც მანგანუმის დაქანგულობის რიცხვი უდრის ერთს. ასეთია. მაგალითად, ტრიციან-

კომპლექსები $Mn_3^{II}[Mn(CN)_6]$ და ჰექსაციანკომპლექსები $Mn_6^{II}[Mn(CN)_6]$, სადაც $M^{I} = K^+, Na^+$. ეს უფრო ტეტრაედრული კრისტალებია. წყალში მცირედ იხსნება.

მანგანუმის ტეტრაფტორიდის თერმული დისოციაციით მიიღება მანგანუმის მონოფტორიდი დიმერის სახით

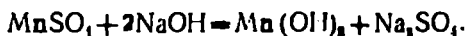


მანგანუმის (II) ოქსიდი — MnO გვხვდება ბუნებაში მინერალ მანგანოზიტის სახით, მიიღება მანგანუმის კარბონატის თერმული დისოციაციით აზოტის ან წყალბადის ჰაელში.

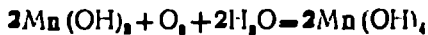


ან პიროლუზიტის აღდგენისას წყალბადით ან ნახშირბადის (II) ოქსიდით. ამ გზით ბოლომდე აღდგენა და მეტალური მანგანუმის მიღება ძნელია.

მანგანუმის (II) ოქსიდი MnO მწვანე ფერის ნივთიერებაა. ხელოვნურად მიღებული MnO უმდგრადია, ადვილად იჟანგება. მანგანუმის (II) ოქსიდის ჰიდრატი $Mn(OH)_2$ მიიღება მანგანუმის მარილებზე ტუტეების მოქმედებით, მაგალითად,



ამონიაკის მოქმედებით $Mn(OH)_2$ მთლიანად არ გამოილეკება, ხოლო ამონიუმის მარილების თანყოფნის დროს ის საერთოდ არ ილეკება. მანგანუმის (II) ჰიდროქსიდი $Mn(OH)_2$ თეთრი ნალექია, ჰაერზე ადვილად იჟანგება და მუქი ფერის ხდება:



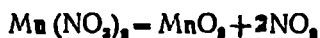
კატიონი Mn^{2+} დიდ მდგრადობას იჩენს. ამით აიხსნება მანგანუმის (II) ნაერთების დიდი სიჰრავლე. ეს ძლიერ პარამაგნიტური ნაერთებია, გარდისფრად არიან შეფერილი და იჩენენ ძლიერ ფუჟე ხასიათს.

$Mn(OH)_2$ ბუნებაში გვხვდება მინერალ პიროზროიტის სახით, რომელიც სინათლეზე დაჟანგვის გამო მუქი ფერის ხდება.

მ ა ნ გ ა ნ უ მ ი ს (III) ოქსიდი — Mn_2O_3 ბუნებაში მოიპოვება მინერალ ბრაუნიტის სახით, რომელიც მანგანუმის მადნების მინარევებში გვხვდება. ამ შედგენილობის ოქსიდი მიიღება მანგანუმის დიოქსიდის ჰაერზე გახურებისას თეთრ ვარვარებაჲდ (940°-მდე). იგივე წიილება მანგანუმის მარილების გახურებისას ჰაერზე ან ჟანგბადის არეში. ჰაერზე 940°C-ზე მაღლა გახურებისას წიილება Mn_2O_4 , რომელიც ჰაერზე გაცივებისას კვლავ იერთებს ჟანგბადს. 230°C-ზე წყალბადის არეში კი Mn_2O_3 კარგავს თავისი ჟანგბადის ნაწილს და ჟანგბადის ნაწილს და ჟანგ-ქვეჟანგამდე Mn_2O_4 აღდგება.

სამვალენტოვანი მანგანუმის ჰიდროქსიდი $Mn_2O_3 \cdot H_2O$ ანუ $MnO(OH)$ მეტაჰიდროქსიდი გვხვდება ბუნებაში მინერალ მ ა ნ გ ა ნ ი ტ ი ს სახით. ის მინერალ გეთიტის $FeO(OH)$, ანუ $HFeO_2$ -ის და ლიასპორის $AlO(OH)$ ანუ $HAIO_2$ -ის იზომორფულია.

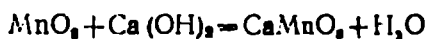
მ ა ნ გ ა ნ უ მ ი ს (IV) ოქსიდი (დიოქსიდი — MnO_2 (შავი ქვა) პიროლუზიტი) მანგანუმის უმნიშვნელოვანესი მადანია. მას ხშირად არასწორად მანგანუმის პეროქსიდს უწოდებენ. მანგანუმის დიოქსიდი ადვილად შეიძლება მივიღოთ მანგანუმის ნიტრატის გაცხელებით 150—160°C-მდე:



და აგრეთვე მანგანუმის ნავთობის ელექტროლიზით ხსნარებში. მანგანუმის დიოქსიდი ამორფულია. მარილმჟავასთან ის წარმოქმნის არა მდგრად ოთხქლორმანგანუმს, რომელიც ადვილად იშლება:



ხოლო ძლიერ ტუტეებთან წარმოქმნის მანგანიტებს, ე. ი. ორთომანგანოვანმჟავას H_2MnO_4 ან მეტამანგანოვანმჟავას H_2MnO_3 -ის მარილებს, მაგალითად,



მაგრამ MnO_2 -ის ცუდი ხსნადობის გამო მისი არც მჟავური და არც ფუძე ოქსიდის თვისებები მკაფიოდ გამოსახული არ არის.

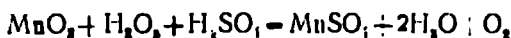
ძლიერი გახურებით მანგანუმის დიოქსიდი თერმულ დისოციაციას განიცდის, რომლის დროსაც გამოყოფს ჟანგბადს.

მანგანუმის დიოქსიდი ძლიერ მჟანგავია. სპილენძის ოქსიდთან ერთად, რომელსაც მცირეოდენი კობალტის ან ვერცხლის ოქსიდი აქვს დამატებული, მანგანუმის დიოქსიდიდან მზადდება კატალიზა-

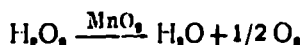
ტორი „გოპკალიტი“, რომელიც ოთახის ტენპერატურაზე CO-ს უანგავს CO₂-ად. მანგანუმის დიოქსიდის მუანგავი უნარი საკმაოდ დიდია, რის გამო მან გამოყენება მოიპოვა ლეკლანშეს ელემენტში როგორც დეპოლარიზატორმა.

მანგანუმის დიოქსიდის ჰიდრატი MnO₂·11₂O მიიღება მანგანუმის (II) დეჰანგვის დროს ან ტუტე არეში მაღალი დ. რ. მქონე მანგანუმის ნაერთების აღდგენით. მას ბუნებრივ MnO₂-თან შედარებით დიდი აქტიურობა ახასიათებს. რის გამო მრეწველობაში დიდი გამოყენება მიეცა როგორც ძლიერ მუანგავს.

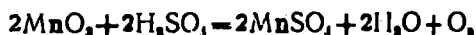
წყალბადის პეროქსიდით გოგირდმუაევას არეში მანგანუმის დიოქსიდი იშლება და წარმოქმნის მანგანუმის სულფატს:



ეიტირალურ არეში კი მანგანუმის დიოქსიდი კატალიზურად შლის წყალბადის პეროქსიდს, ხოლო თვით MnO₂ უცვლელი რჩება, ამის გამო ორჯერ ნაკლები უანგბადი გამოიყოფა:



ცივ კონცენტრირებულ გოგირდმუაევასთან MnO₂ არ შედის ურთიერთქმედებაში, მაგრამ 110°C-მდე გაცხელებისას იწყება უანგბადის გამოყოფა და მანგანუმის სულფატი MnSO₄ წარმოიქმნება:



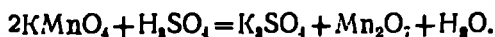
გოგირდოვანმუაევასთან მანგანუმის დიოქსიდი წარმოქმნის დითონატს:



მანგანუმის დიოქსიდზე აზოტმუაევა არ მოქმედებს, მაგრამ, თუ ამავე არეში რაიმე აღმდგენელი მონაწილეობს. მიიღება აზოტმუაევა მანგანუმში Mn(NO₂)₂

მ ა ნ გ ა ნ უ მ ი ს (VI) ოქსიდი MnO₂ მიღებული არ არის.

5. მანგანუმის (VII) ოქსიდი და მანგანუმმუაევა. Mn₂O₇ მიიღება პერმანგანატზე სუფთა კონცენტრირებული გოგირდმუაევას მოქმედებით:



იგი მომწვანო-მოყავისფრო ზეთისებრი მძიმე სითხეა (კუთრი მასაა 2.2). ოთახის ტემპერატურაზე მშრალ ჰაერში ის საკმაოდ მდგრადია, გაცხელებისას აფეთქებით იშლება MnO₂-ად და უანგბადად.

Mn_2O_3 ძლიერი მყანგავია. ორგანული ნაერთები მასთან შეხებით სას (სპირტი, ბენზოლი, ბენზინი) ააღდებია.

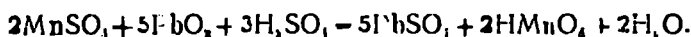
Mn_2O_3 -ის წყალსნარი პერმანგანატის ხსნარის მსგავსად იისფერია, საიდანაც გამოძინარეობს. რომ წყალსნარი პერმანგანატ-იონებს შეიცავს:



ოქსიდი Mn_2O_3 მანგანუმჟევეას ანჰიდრიდია. მისი განზავებული ხსნარის მომზადებისას Mn_2O_3 დაუშლელად იხსნება, ნაგრამ კონცენტრირებული ხსნარის მომზადება არ სერსდება. რადგან დიდი რაოდენობით სითბოს გამოყოფის გამო იშლება.

$HMnO_3$ ძლიერი მყავაა.

მანგანუმჟევეა მიიღება აგრეთვე მანგანუმის (II) მარილებზე ტყეის დიოქსიდის მოქმე ვებრთ კონცენტრირებულ H_2SO_4 ან HNO_3 -თან



ამ რეაქციით ადვილია მანგანუმის ანალიზური გზით დადგენა.

6. მანგანუმის ნაერთები. მ ა ნ გ ა ნ უ მ ი ს (II) ნ ა ე რ თ ე ბ ი. მანგანუმის (II) ქლორიდი $MnCl_2$ როგორც თანაპროდუქტი ქლორის მიღების დროს მარილმჟევეადან, მიიღო პიროლუზიტის მეშვეობით. ქლორიანი მანგანუმი კარგად ხსნადი მარლია, მეტად ჰიგროსკოპული, რის გამო ადვილად განითხევა ჰაერზე. წყალსნარებიდან კრისტალდება ოთხი მოლეკულა წყლითურთ $MnCl_2 \cdot 4H_2O$ ვარდისფერი კრისტალების სახით. ეს კრისტალპიდრატი იხმარება როგორც საღებავის ფერმჟერი. ამ მიზნით ქლორიანი მანგანუმის ხსნარიდან ბოქვებზე გამოლექევენ ოქსიდის ჰიდრატს. რომელსაც ჰაერის ეანგბადი ეანგავს დიოქსილამდე. მანგანუმის ქლორიდი წარმოქმნის ორმაგ მარილებს $Mn^2Cl \cdot MnCl_2$ და $2MnCl \cdot Mn_2Cl_2$ ისინი წყალში იშლება.

მანგანუმის (II) სულფატი $MnSO_4$ მიიღება მანგანუმის ნებისმიერი ნაერთის გაცხელებით გოგირდიჟევეასთან. $MnSO_4$ წარმოადგენს მანგანუმის ერთ-ერთ მდგრად ნაერთს. წყალსნარებიდან კრისტალდება მკრთალი ვარდისფერი კრისტალპიდრატების სახით: $MnSO_4 \cdot 7H_2O$, $MnSO_4 \cdot 5H_2O$, $MnSO_4 \cdot 4H_2O$, $MnSO_4 \cdot H_2O$. კრისტალპიდრატის შედგენილობა დამოკიდებულია გამოკრისტალების ტემპერატურაზე.

ტექნიკური მიზნებისათვის მანგანუმსულფატს ღებულობენ პიროლუზიტზე გოგირდმჟევეას მოქმედებით



ან პიროლიზიტის რკინის აქასპთან გახურებით:



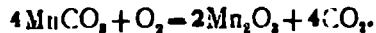
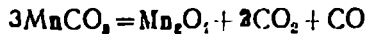
ტუტე მეტალების მარილებთან MnSO_4 ორმაგ მარილებს წარმოქმნის, რომლის შედგენილობა გამოისახება $\text{M}_2^I\text{SO}_4 \cdot \text{MnSO}_4$ ფორმულით. ეს მარილი მიიღება კრისტალჰიდრატების სახით 2, 4, 6 მოლეკულა წყალთან და უწყლო მდგომარეობაშიც.

მანგანუმის (II) კარბონატი MnCO_3 ბუნებაში გვხვდება მინერალ მანგანუმის შპატის სახით. მან განოყენება მოიპოვა სარკისებრი რკინისა და ფერო-მანგანუმის დასამზადებლად.

მანგანუმის (II) კარბონატი მიიღება თუ მანგანუმის (II) მარილის ხსნარიდან მას ბიკარბონატით ეამოვლექავთ. ხსნარი გაჭერებული უნდა იყოს CO_2 . ასეთ პირობებში მიიღება მონოჰიდრატი $\text{MnCO}_3 \cdot \text{XH}_2\text{O}$ თეთრი ნალექის სახით. წყალში მანგანუმის კარბონატი ძნელად იხსნება. 100°C -ის ზევით გაცხელებისას ის თერმულ დისოციაციას იწყებს:



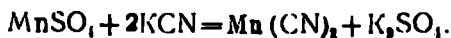
უფრო მაღალ ტემპერატურაზე, მაგალითად, 320°C -ზე MnO იფანგება CO_2 -ის ხარჯზე, რის გამო მიიღება CO და CO_2 . პერზე გახურებისას მანგანუმკარბონატიდან მიიღება Mn_2O_3 , ჟანგბადის არეში კი Mn_2O_7 :



მანგანუმის (II) ნიტრატი $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ ადვილად მიიღება MnCO_3 -ზე ანოტმქავას მოქმედებით. ითახის ტემპერატურაზე ეამოკრისტალე-ბული კრისტალჰიდრატის შედგენილობა პასუხობს $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ფორმულას. ხოლო 25°C -ზე მაღლა მიიღება $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. ჰექსა-ჰიდრატისა და ტრიჰიდრატის გარდა ცნობილია მონოჰიდრატიც. აღნიშნული ნიტრატი წყალში კარგად იხსნება.

მანგანუმის სულფატი MnS მიიღება მანგანუმის (II) ხსნად მარილებზე ამონიუმის სულფიდის ან ტუტე მეტალების სულფიდების მოქმედებით. ამის შედეგად გამოილექება მოვარდისფრო მანგანუმის სულფიდი MnS ამონიუმის სულფიდის ხსნარში ხანგრძლივი დგომის ან დუღილის შედეგად მიიღება უფრო მდგრადი მომწვანო ფერის ნალექი. ეს უკანასკნელი გვხვდება ბუნებაში კუბური სისტემის მოშავო ფერის მინერალ მანგანუმის კრიალას კრისტალების სახით.

მანგანუმის ციანიდი $Mn(CN)_2$ გამოილეკება მანგანიუმის (II) მარილის ხსნარზე ციანიდ-იონების მოქმედებისას:

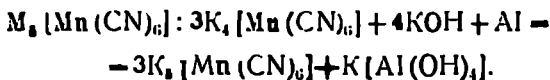


მანგანუმის ციანიდი სწრაფად იშლება ჰაერზე. ტუტე ნეტალების ციანიდებთან მანგანუმ-ციანიდი წარმოქმნის კომპლექსურ მარილებს.

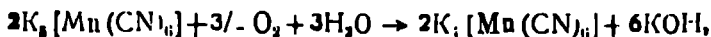


(ლურჯი ფერის კრისტალებს), რომლებიც შედარებით არამდგრად ნაერთებს წარმოადგენს. ისინი იუანგება ჰაერზეც და წყალხსნარებშიც.

თუ $[K_4Mn(CN)_6]$ -ის ხსნარზე ჟანგბადის მიუწოდებლად ალუმინის ფხვნილით ვიმოქმედებთ, წარმოიქმნება $Mn(II)$ -ის ნაერთი

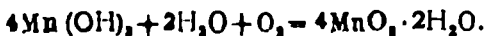


ზიღებული მარილი უფეროა, ხოლო მისი წყალხსნარი — ყვითელი. ციანმანგანატები არამდგრადია, ისინი დაჟანგვის შედეგად ადვილად წარმოქმნიან ციანმანგანატებს:



მანგანუმის სილიკატი $MnSiO_3$ გვხვდება ბუნებაში მინერალ როდონიტის სახით. წმინდა როდონიტი ვარდისფერი კრისტალია, მაგრამ მინარევების გამო ბუნებაში როდონიტი ხშირად ყავისფერი მინერალის სახით გვხვდება.

მანგანუმის (III) ნაერთები. მანგანუმის (III) მარილები შეიძლება მივიღოთ მანგანუმის (III) ოქსიდიდან — Mn_2O_3 . თუ მასში ჟანგბადს მჟავური ნაშთით ჩავენაცვლებთ. ისინი მეტწილად არამდგრად ნაერთებს წარმოადგენენ, მჟავე ხსნარებში ადვილად აღდგებიან $Mn(II)$ -ის ნაერთებამდე, ხოლო ნეიტრალურ არეში ჰიდროლიზის შედეგად წარმოიქმნება მანგანუმის ჰიდროქსიდი $Mn(OH)_2$, რომელიც ჰაერის ჟანგბადის მოქმედებით მანგანუმის დიოქსიდის ჰიდრატში გადადის:

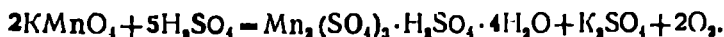


მანგანუმი (III) ქლორიდი $MnCl_2$ მიიღება კონცენტრირებული მარილწყავას მოქმედებით მანგანუმის დიოქსიდზე:



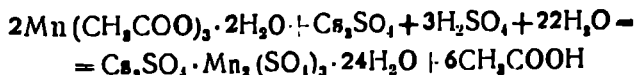
ეს ნაერთი არსებობს ხსნარის სახით. თავისუფალი სახით $MnCl_2$ -ის მიღება არ ხერხდება. მისი კომპლექსური მარ-ლები, ქლორმანგანატები, ადვილად მიიღება კრისტალების სახით, რისთვისაც $MnCl_2$ -ის ხსნარში გაჯერებამდე გახსნიან ქლორწყალბადს და მიუმატებენ ტუტე მეტალის ქლორიდს. ხსნარის გაცივებისას გამოიყოფა წითელი კრისტალები, რომელთა შედგენილობა პასუხობს $M_2[MnCl_4]$ ფორმულას.

მანგანუმის (III) სულფატი — $Mn(SO_4)_2$ მიიღება მანგანუმის ოქსიდის ან ჰიდროქსიდის გახსნით ზომიერად კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში ან კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას მოქმედებით $KMnO_4$ -ზე.



მიღებული წითელი ხსნარიდან კრისტალდება ნაერთი $Mn_2(SO_4)_3 \cdot xH_2SO_4 \cdot 4H_2O$. ძლიერი გაცივებით მანგანუმის (III) წითელი სულფატი მანგანუმის მწვანე სულფატად გარდაიქმნება.

ტუტე მეტალების სულფატებთან მანგანუმის (III) სულფატი წარმოქმნის ორმაგი მარილების ორ მწკრივს — შაბებს, რომელთაგან ყველაზე მდგრადია ცეზიუმ-მანგანუმის შაბი $Cs_2SO_4 \cdot Mn_2(SO_4)_3 \cdot xH_2O$

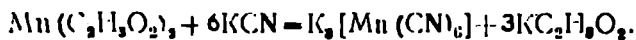


(ბროწეულის ფერის კრისტალები) და დისულფატ მანგანატები $M_2^1SO_4 \cdot Mn_2(SO_4)_3$, რომლებიც უწყლოდ კრისტალდება.

მანგანუმის ფოსფატები. მანგანუმის (III) ფოსფატებიდან ორთოფოსფატი $MnPO_4 \cdot H_2O$ ნაერსფერ-მწვანეა, მეტაფოსფატი $Mn(PO_3)_2$ წითელი, დანარჩენები კი იისფერია. ისინი წყალში უხსნალობა.

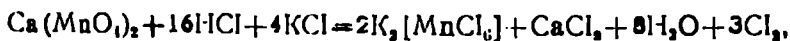
ციანმანგანატები. მანგანუმის (III) ციანიდი $Mn(CN)_2$ უცნობია. მისი კომპლექსური მარილები ჰექსაციანმანგანატები $M_2^1[Mn(CN)_6]$ წითელი სისხლის შარბის $K_3[Fe(CN)_6]$ -ის იზომორფულია.

ის მიიღება შემდეგი განტოლების თანახმად:



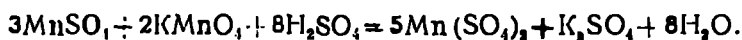
მ ა ნ გ ა ნ უ მ ი ს (IV) ნ ა ე რ თ ე ბ ი. მანგანუმის ნაერთებიდან ბუნებაში ყველაზე მეტად გავრცელებულია MnO_2 მინერალ პიროლუზიტის სახით. აქედან გამომდინარეობს, რომ მანგანუმის (IV) ნაერთებიდან ყველაზე მდგრადია დიოქსიდი MnO_2 , იაგრამ $\text{Mn}(\text{IV})$ ის ნაერთები ხსნარის სახით არამდგრადია. მუავე ხსნარებში ისინი ადვილად აღდგება, ძლიერი მუანგავეების მოქმედებით კი იუანგება პერმანგანატამდე.

მ ა ნ გ ა ნ უ მ ი ს (IV) ქ ლ ო რ ი დ ი. უნდა ვიფიქროთ, რომ MnO_2 -ის გახსნით კონცენტრირებულ მარილმუაეაში მიიღება MnCl_4 . არამდგრადობის გამო ის მალე იშლება, და ამიტომ მისი გამოყოფა არ ხერხდება. MnCl_4 დაშლის შედეგად წარმოქმნის მანგანუმის (II) ქლორიდს და თავისუფალ ქლორს. შედარებით უფრო მდგრადია ქლორმანგანიტები, რომლებიც მიიღება ტუტე მეტალების ქლორიდებისა და $\text{Mn}(\text{IV})$ -ის ქლორიდის ურთიერთქმედებით. ასეთია, მაგალითად, წითელი ფერის $\text{K}_2[\text{MnCl}_6]$, რომელიც მიიღება კალციუმის პერმანგანატისა და KCl -ის შეტანით ძლიერ გაცივებულ 40%-იან მარილმუაეაში:



მსგავსი გზით მიიღება ფტორმანგანიტები, მაგალითად, $\text{K}_2[\text{MnF}_6]$ ოქროსფერი კრისტალური პატარა ზომის ფირფიტების სახით.

მ ა ნ გ ა ნ უ მ ი ს (IV) ს უ ლ ფ ა ტ ი. თუ მანგანუმის (II) სულფატს გოგირდმუაეას არეში დაუანგავენ კალიუმის პერმანგანატით, განიყოფა მანგანუმსულფატის შავი კრისტალები $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$:



ეს ნაერთი წყალში გახსნისას პიდროლიზს განიცდის, რის შედეგადაც გამოიყოფა მანგანუმის დიოქსიდის პიდრატი და გოგირდმუაეა.

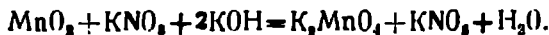
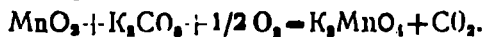
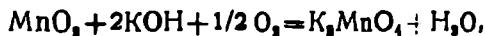
მანგანუმის (IV) სულფატი გამოიყენება როგორც მუანგავე.

მანგანუმის (II) ოქსიდი ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალების ოქსიდთან შედგობისას წარმოქმნის მ ა ნ გ ა ნ ი ტ ე ბ ს: Ca_2MnO_4 , CaMnO_3 , CaMn_2O_6 , CaMn_3O_7 და ა. შ. მანგანიტების შესატყვისი მუაეები — ორთო- და მეტამანგანოვანმუაეები შეიძლება განვიხილოთ როგორც მანგანუმის დიოქსიდის პიდრატები: $\text{MnO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ და $\text{MnO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

ანის შესაბამისად Mn_2O_3 და Mn_2O_4 შეიძლება განვიხილოთ როგორც მანგანუმის მარილები, პირველი — როგორც მეტამანგანიტი $Mn(MnO_3)$ და მეორე — როგორც ოთომანგანიტი $Mn_2(MnO_4)$.

მანგანუმის (V) ნაერთები. სოდასა და გვარჯილასთან MnO_2 -ის შელღობით მიიღება ლურჯი ფერის მანგანატები, რომლებიც მანგანუმს (V) შეიცავენ. წმინდა სახით მიღებულია კრისტალბირატი $Na_2[MnO_4] \cdot 10H_2O$, ბარიუმის მარილი $Ba_2[MnO_4]_2$ და აგრეთვე მთელი მწკრივი სხვა ნაერთებისა, რომელთა მაგნიტოქიმიური გამოკვლევებით დაშტკიცებულია, რომ ამ ნაერთებში მანგანუმის დ. რ. 5-ია.

მანგანუმის (VI) ნაერთები. მანგანუმის (VI) ოქსიდი — MnO_3 და მისი შესაბამისი შეავა ქვემანგანუმშეავა H_2MnO_4 მიღებული არ არის. მისი მარილები — მანგანატები მიიღება მანგანუმის დიოქსიდის შელღობით ტუტეებთან, ტუტე მეტალების კარბონატებთან ან გვარჯილებთან:



წმინდა სახით დღემდე მხოლოდ ტუტე მეტალების მანგანატები მიიღება. ასეთია, მაგალითად: K_2MnO_4 , $Na_2MnO_4 \cdot 6H_2O$, $Na_2MnO_4 \cdot X \cdot 10H_2O$ და ა. შ. მათ მუქი მწვანე ან თითქმის შავი ფერი აქვთ. წყალში გახსნისას მანგანატები ეანგვა-აღდგენის შედეგად იშლება მანგანუმის დიოქსიდად და პერმანგანატად:

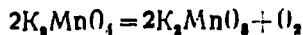


აქვე გზით იშლება მანგანატები შევე არეშიც:

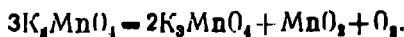


ამგვარ დაშლას უთუოდ თავისუფალი H_2MnO_4 -ის არამდგრადობა განაპირობებს.

$500C^\circ$ -ზე ზევით გახურებით მანგანატი თერმულ დისოციაციას განიცდის:

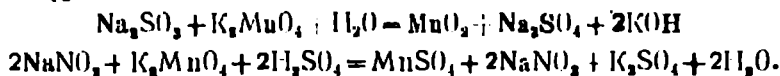


ძირითადად კი პროცესი მიმდინარეობს კალიუმის პიპომანგანატი-სა და დიოქსიდის წარმოქმნით:

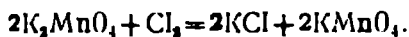


ტექნიკური ბარიუმმანგანატი ლამაზი მწვანე ფერის გამო საღებავად ხმარება (წყალში უხსნადია).

მანგანუმის (VI) ყველა ნაწარმი ძლიერი მქანგავია. ქანგვის რეაქციების დროს აღმდგენის გავლენით ნეიტრალურ არეში ის ადვილად აღდგება MnO_2 -მდე, ხოლო მქავე არეში — Mn^{+4} -ის შესაბამის ნაერთამდე:



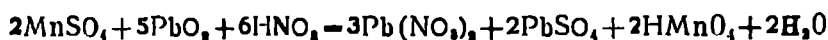
მანგანატების დაქანგვა პერმანგანატამდე შედარებით ადვილია:



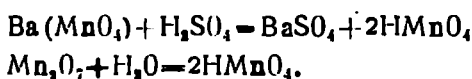
მანგანუმის (VII) ნაერთები. მანგანუმის (VII) ნაერთებიდან შედარებით მნიშვნელოვანია მანგანუმქავეს $HMnO_4$ ის მარილები — პერმანგანატები, M^1MnO_4 რომლებიც უნდა განვიხილოთ როგორც მანგანუმის უმაღლესი ოქსიდის Mn_2O_7 -ის ნაწარმები.

მანგანუმქავეა ძლიერი მქავეა, მაგრამ არამდგრადია. ის არსებობს მხოლოდ ხსნარის სახით, მანგანუმქავეს ანიონი — პერმანგანატ-იონი MnO_4^- — მოწითალოისფერია.

მანგანუმქავეა $HMnO_4$ მიიღება მანგანუმის (II) სულფატის და ქანგვის დროს ტყვიის დიოქსიდისა და აზოტქავეს ერთდროული მოქმედებით (კრუმის რეაქცია, 1879):



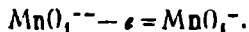
ეს რეაქცია გამოიყენება მანგანუმის აღმოსაჩენად და არა $HMnO_4$ -ის მისაღებად. პრაქტიკულად $HMnO_4$ -ს ღებულობენ შემდეგი რეაქციების მეშვეობით:



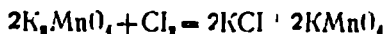
მანგანუმქავეს კონცენტრაცია წყალში შეიძლება 20%-მდე ავიყვანოთ. უფრო კონცენტრირებულ ხსნარებში $HMnO_4$ იშლება, რის შედეგადაც მიიღება მანგანუმის დიოქსიდი MnO_2 და ქანგბადი. მანგანუმქავეა ძლიერი მქავეა, თავისი ძალით ის HCl-ის და HNO_3 -ის შესაღარია. პერმანგანატებიდან ყველაზე მეტი მნიშვნელობა აქვს კალიუმის პერმანგანატს $KMnO_4$ -ს. ნატრიუმის პერმანგანატი $NaMnO_4 \times 3H_2O$ დიდი ხსნადობის გამო ძნელი გამოსაყრისტალეებელია ხსნარიდან

და ჰიგროსკოპულობის გამო ადვილად განითქევა ჰაერზე. კალციუმ-ს პერმანგანატი $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ გამოიყენება წყლის დეზინფექციონსათვის. დანარჩენ პერმანგანატებს პრაქტიკული გამოყენება არ მოუპოვებიათ. ყველა პერმანგანატი იხსნება წყალში შეფერილი ხსნარების წარმოქმნით.

კალიუმის პერმანგანატი აქვამად უმთავრესად კალციუმის მანგანატის ელექტროლიზით მზადდება (რუსთაფი). რომლის დროსაც მანგანატ-იონი ანოდზე კარგავს ელექტრონს, ე. ი. იჟანგება. ხოლო კათოდზე წყალბად-იონი იძენს ელექტრონს და აღდგება:



ძლიერი მჟანგავები, მაგალითად, თავისუფალი ქლორი. ჟანგავს მანგანატს პერმანგანატამდე:



ეს რეაქცია გამოსახავს პერმანგანატის მიღების ძველ ხერხს.

მანგანატი წყალხსნარში თავისით იშლება. ამ დროს გამოყოფილ თავისუფალ ტუტეს გაანეიტრალებს ნახშირბადის (IV) ოქსიდი:



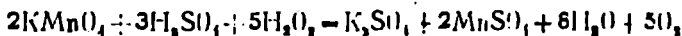
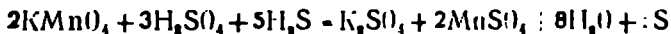
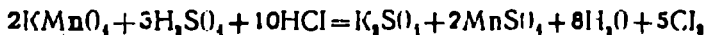
ამ რეაქციის შედეგად 1/3 ნაწილი მანგანატისა მანგანუმის დიოქსიდად გარდაიქმნება, მაგრამ მასთან ერთად მიღებული კალიუმ-კარბონატი შეიძლება გამოყენებულ იქნეს მანგანატის მისაღებად.

კალიუმის პერმანგანატი კრისტალდება ლამაზ მუქ იისფერ, თითქმის შავ პრიზმებად. მის განზავებულ წყალხსნარს მუქი ყოლოს ფერი აქვს, ხოლო კონცენტრირებულ ხსნარებს — იისფერი. ამ შეფერილობას პერმანგანატ-იონი განაპირობებს.

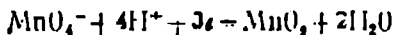
პერმანგანატი ძლიერი მჟანგავია. მკავე არეში აღმდგენის თანხლებით პერმანგანატის მანგანუმი (VII) ჩვეულებრივ ორვალენტოვანამდე აღდგება:



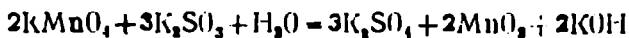
მაგალითად:



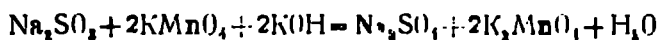
ნეიტრალურ, სუსტ ტუტე და მკავე არეში პერმანგანატის მანგანუმი 4-მდე აღდგება:



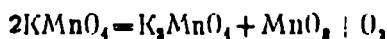
მაგალითად, ნეიტრალურ არეში რეაქცია მიმდინარეობს შემდეგი განტოლების მიხედვით:



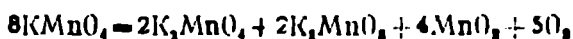
ძლიერ ტუტე არეში კი პერმანგანატის მანგანუმი 6-მდე აღდგება:



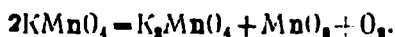
გახურების დროს პერმანგანატის დაშლა შეიძლება შემდეგი მიმართულებით წარიმართოს:



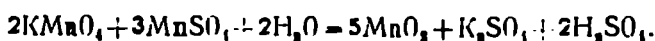
გახურებისას პერმანგანატი უანგბადს გამოყოფს. ამ რეაქციის დროს მიიღება მანგანატი და მანგანიტი:



ან ჩვეულებრივ:



დამახასიათებელია მანგანუმის დაბალი და მაღალი დ. რ. მქონე ნაერთების ურთიერთქმედება, რომლის დროსაც საშუალო დაქანვულობის ნაერთი წარმოიქმნება:



პერმანგანატი დიდ გამოყენებას პოულობს პრეპარატულ ორგანულ ქიმიაში როგორც ძლიერი დამჟანავი, ტექნიკაში — როგორც მატყლის, ბამბის, აბრეშუმის გამათეთრებელი საშუალება და მედიცინაში — როგორც საღებზინფექციო ნივთიერება.

მანგანუმის პეროქსიდული ნაერთები ცნობილია მარილების სახით. ისინი მიიღება $KMnO_4$ -ის ტუტე ხსნარზე H_2O_2 -ის მოქმედებისას დაბალ ტემპერატურაზე. ამ რეაქციის შედეგად მიიღება პეროქსიდული ნაერთი H_4MnO_7 -ის მარილის სახით, რომელიც მანგანუმს (IV) შეიცავს $[HOMn(OOH)_2]$. კალიუმის ტუტის მცირე კონცენტრაციების დროს მიიღება $K_2H_2MnO_7$, დიდი კონცენტრაციების შემთხვევაში კი — K_4HMnO_7 . ორივე მარილი არამდგრადია.

8. 5. 2. ტექნეციუმი — Tc

ტექნეციუმის ქიმიის შესწავლიდან გამომდინარეობს, რომ, როგორც მოსალოდნელი იყო პერიოდული სისტემის მიხედვით, მისი თვისებები მანგანუმისა და რენიუმის ანალოგურია. ამ ორი ელემენტიდან ტექნეციუმი უფრო მეტად ემსგავსება რენიუმს, ვიდრე მანგანუმს.

მეტალურ ტექნეციუმს ისეთივე კრისტალური აღნაგობა აქვს, როგორც რენიუმს და მის მეზობელ ელემენტებს — ოსმიუმს და რუთენიუმს.

მეტალური ტექნეციუმში ადვილად მიიღება მისი ნაერთებიდან კათოდზე ელექტროლიზური გზით.

ტექნეციუმისათვის ყველაზე მეტად დამახასიათებელია დ. რ. 7. ტექნეციუმმჟავას ანჰიდრიდი Tc_2O_7 ; წყლის მოქმედებით წარმოქმნის $HTcO_4$ - ის ვარდისფერ ხსნარს. მისი აღდგენა ბევრად უფრო ადვილია, ვიდრე რენიუმმჟავასი.

ტექნეციუმის სულფიდი Tc_2S_7 ; ადვილად მიიღება გოგირდწყალბალის მოქმედებით პერტექნატის ($MTcO_6$) ხსნარზე.

8. 5. 8. რენიუმი — Re

რენიუმის შემცველობა დედამიწის ქერქში მეტად უმნიშვნელოა და შეადგენს $9 \cdot 10^{-8}\%$ -ს. ის არა მარტო იშვიათი ელემენტია, არამედ მეტად გაბნეულიც. რენიუმი გვხვდება მოლიბდენთან ერთად მოლიბდენიტების მინარევების სახით. ამ მინერალებშიც კი მისი შემცველობა მეტად მცირეა ($2 \cdot 10^{-3}\%$). ამიტომაც რენიუმს არ მოუპოვებია ფართო გამოყენება.

მეტალური რენიუმის ქიმიური აქტიურობა გაცილებით უფრო დაბალია, ვიდრე მანგანუმისა. აზოტს ის უშუალოდ არ უერთდება. გაცხელებისას იერთებს ჟანგბადს. გოგირდს. ჰალოგენებს და სსპ. ვან-ზავებულ მარილმჟავასთან და გოგირდმჟავასთან მეტალური რენიუმი რეაქციაში არ შედის. აზოტმჟავას მოქმედებით რენიუმი იფანგება და მიიღება რენიუმმჟავა $HReO_4$:



ან



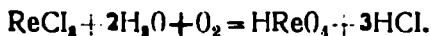
რენიუმმჟავისათვის მეტად დამახასიათებელია დ. რ. 7.

რენიუმის (III) ნაწარმებიდან ცნობილია: $ReCl_3$, $ReBr_3$, $Re_2O_7 \cdot nH_2O$ და რამდენიმე ორმაგი მარილი. საშქლოჩიანი რენიუმი მიიღება ხუთქლორიანი რენიუმის გამოხდით აზოტის ნაკადში:



$ReCl_3$ მოწითალო-შავი ფერის კრისტალია. მისი წყალხსნარი ჩუქი წითელი ფერისაა. $ReCl_3$ წყალხსნარში არ განიცდის ელექტროლიტურ დისოციაციას ($AgNO_3$ არ მოქმედებს მასზე). მჟავე ხსნარში

რეზში ReCl_5 მდგრადია, ნეიტრალურში კი ჰაერის ქანგბადი მას HReO_4 -მდე ქანგავს:



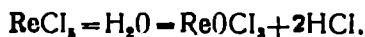
თუ ReCl_5 -ის ხსნარზე ქანგბადის მოუწვედომლად ვიმოქმედებთ ტუტით, მიიღება რენიუმის (III) შავი ფერის ჰიდროქსიდი $\text{Re}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. ჰაერზე ეს ნალექი ადვილად იქანგება HReO_4 -მდე.

რენიუმის (IV) ნაერთები. რენიუმის დიოქსიდი ReO_3 , ადვილად მიიღება ამონიუმის პერრენატის NH_4ReO_4 გახურებით წყალბადის ნაკადში. ძლიერი გახურებით რენიუმის დიოქსიდი იშლება:



რენიუმის დიოქსიდი უქანგბადო არეში ტუტეებთან შელლობისას წარმოქმნის ნატრიუმისა და კალიუმის რენიტებს — Na_2ReO_5 , $\text{K}_2\text{ReO}_5 \cdot \text{Re}(\text{OH})_4$ -ის შესატყვისი მარტოვე მარილებიდან ცნობილია მხოლოდ ReF_4 და ReS_2 .

რენიუმის (V) ნაერთები. რენიუმის (V) ნაწარმებიდან აღსანიშნავია ყვეისფერი ReCl_5 , რომელიც მიიღება რენიუმზე ჭლორით მოქმედებისას მაღალ ტემპერატურაზე. წყალთან ურთიერთქმედებისას ReCl_5 წარმოქმნის ოქსიქლორიდს:



კალიუმის და ამონიუმის ჭლორიდებთან რენიუმის ოქსიქლორიდი წარმოქმნის მომწვანო ყვითელი ფერის ორმაგ მარილს $\text{ReOCl}_3 \cdot 2\text{MCl}$, სადაც $\text{M} = \text{K}^+$ ან NH_4^+ . ჭლორკალიუმთან გაცხელებისას ReCl_5 -დან მიიღება მწვანე ფერის ორმაგი მარილი $\text{ReCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$ და თავისუფალი ჭლორი.

რენიუმის (V) ქანგბადნაერთი Re_2O_7 ცნობილია არ არის.

რენიუმის (VI) ნაერთებიდან ცნობილია მხოლოდ მისი ტრიოქსიდი ReO_3 , რომელიც მიიღება Re_2O_7 და ReO_3 -ის ნარევის გახურებით. ეს წითელი კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში, გოგირდმჟავაში, მარილმჟავასა და განზავებულ ტუტეებში არ იხსნება. აზოტმჟავას მოქმედებით რენიუმის ტრიოქსიდი იქანგება HReO_4 -მდე. ტუტეებთან ერთად რენიუმის დიოქსიდის შელლობით მიიღება რენიტები — H_2ReO_6 -ის მარილები. წყლის მოქმედებით რენიტები იშლება $\text{Re}(\text{OH})_4$ და HReO_4 -ის წარმოქმნისა. რენიტები არ არის მდგრადი

და შემდგომი დაჟანგვით მიიღება ნეზორენიუმჟავას H_2ReO_4 -ის ნაწარმები.

რენიუმის ჰექსაფტორიდი ReF_6 , რეაქციაში შესვლის დრო უნარს იჩენს. წყალთან რენიუმჟავას წარმოქმნის:



რენიუმის ოქსიპალოგენიდებიდან აღსანიშნავია: ReO_2F_2 , $ReOCl_4$, ReO_2Br_2 .

რენიუმის (VII) ნაერთები. ყვეთელი ფერის რენიუმის ანჰიდრიდი Re_2O_7 რენიუმის ყველაზე დამახასიათებელი ოქსიდია. მისი მიღება ადვილია მეტალური რენიუმის ფხვნილის გახურებით ჟანგბადის ნაკადში. დაახლოებით $300^\circ C$ -ზე რენიუმის ანჰიდრიდი ღვდება და $363^\circ C$ -ზე დაუშლელად დღეს. რენიუმის ანჰიდრიდი Re_2O_7 წყალთან წარმოქმნის რენიუმჟავას $HReO_4$ -ის უფერულ ხსნარს, რომლის აორთქლებით კვლავ Re_2O_7 მიიღება. Re_2O_7 -ის ყვეთელი ფორმის გარდა, ცნობილია უფრო ნაკლებად მდგრადი თეთრი ფორმა, რომელიც მიიღება რენიუმის დიოქსიდისა და მეტალური რენიუმის გახურებით შედარებით დაბალ ტემპერატურაზე ჟანგბადის ნაკადში. ვაკუუმებით თეთრი ფორმა ყვეთელში გადადის.

რენიუმჟავა $HReO_4$ მიიღება რენიუმის ანჰიდრიდზე (Re_2O_7) წყლის მოქმედებით. რენიუმჟავა ძლიერი ერთფუძიანი მჟავაა. მისი წყალხსნარი უფერულია. ტუტეების მოქმედებით რენიუმჟავადან პერრენატები M^+ReO_4 მიიღება. ეს უფერული ნაერთებია და ჩვეულებრივ უწყლოდ კრისტალდება.

შვიდვალენტოვანი რენიუმისათვის ცნობილია აგრეთვე სულფიდი Re_2S_7 . ვაკუუმში გახურებისას Re_2S_7 დისოცირებს, რის შედეგადაც მიიღება Re და ელემენტარული გოგირდი.

რენიუმჟავას $HReO_4$ მოლეკულაში ჟანგბადი შეიძლება ნაწილობრივ ან მთლიანად გოგირდით ჩაინაცვლოს. შედეგად მიიღება თიომჟავა $HReS_4$. მისი მარილები არამდგრადია და დაშლის შედეგად გამოიყოფა Re_2S_7 .

რენიუმჟავა და პერრენატები მოკლებული არიან მჟანგავ უნარს და მათი გადასვლა უფრო დაბალი დ. რ. მქონე ნაწარმებში მხოლოდ ძლიერი აღმდგენების მოქმედებით შეიძლება.

რენიუმის პეროქსიდი RO_4 ანუ Re_2O_8 ზოწითალო-ყვეთელი კრისტალები მიიღება Re_2O_7 -ის $150^\circ C$ -მდე ვაკუუმებისას ჟანგბადის არე-

შე. ReO_4 არანდგრადი ნაერთია, იშლება გაცხელებისას ან ულტრა-
 იისფერი სინათლით დასხივებისას. დაშლის შედეგად მიიღება რენიუ-
 მის (VII) ოქსიდი Re_2O_7 და თავისუფალი ჟანგბადი. რენიუმის პეროქ-
 სიდი ადვილად ჟანგავს გოგირდწყალბადს, ტიტანწყავას, ვანადიუმ-
 ჰეჟავას.

დაბალი აქროლადობის გამო მეტალური რენიუმი გამოიყენება
 რადიომილაკების და რენტგენის მილაკების ელექტროდების მოსამ-
 ზადებლად. გარდა ამისა გამოიყენება შენადნობებში, რადგან ხელს
 უწყობს მექანიკური სიმტკიცის გადიდებას და მთელი რიგი თვისებე-
 ბის გაუმჯობესებას. რენიუმის შემცველი შენადნობები კოროზიის
 მიმართ დიდ მდგრადობას იჩენენ.

3. 7. V II ბ ჯგუფის ელემენტები

3. 0. 1. რკინის ჯგუფის ელემენტები (რკინა, კობალტი, ნიკელი)

ცხრილი 25

ელემენტი	დნობის °C	დუღების °C	დ. გ/სმ ³	დენდრულობის რიცხვი
Fe	1536	2800	7.01	+2, +3, +6
Co	1495	3100	8.9	+2, +3
Ni	1453	3185	8.90	+2

3. 0. 1. 1. რკინა

რკინა კაცობრიობისათვის დიდი ხანია ცნობილია. მადნებიდან
 რკინა პირველად მიღებული იყო კავკასიაში. შემდეგ შუა აზიაში, უფ-
 რო მოგვიანებით ბაბილონში, ძველ საბერძნეთსა და რომში. რკინის
 მეტალურგიაში დიდი გარდატეხა მოხდა, როცა ხის ნახშირი კოქსმა
 შეცვალა.

1. რკინა ბუნებაში. მძიმე მეტალებიდან რკინა ყველაზე მეტად
 გავრცელებული ელემენტია დედამიწაზე. ბუნებაში რკინა გვხვდება
 მხოლოდ ნაერთების სახით, როგორცაა ოქსიდები. კარბონატები,
 სულფიდები, სულფატები, სილიკატები და სხვ. შემცველობა დედამი-
 წის ქერქში შეადგენს 4.7 წონით %-ს მეტეორიტებში მისი პროცენ-
 ტული შემცველობა ბევრად მეტია.

რკინის ყველაზე მნიშვნელოვანი მინერალები შეჰდგება.
მაგნეტური რკინა-ჭვა (მაგნეტიტი) — Fe_3O_4 , შავი, კუბური ფორმის კრისტალია, 5,6—6 სიმკვრივისაა მოოსის სკალით. სასითლება მაგნეტური თვისებებით.

გემატიტი — $\alpha-Fe_2O_3$, წითელი ფერის მადანი. სიმკვრე მოოსის სკალით 5,5—6. ის ადვილად აღდგება წყალბადით. ნაწილობრივ (IV) ოქსიდით, ნაწილობრივ, ალუმინთერმით.

ლიმონიტი — $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ ანუ $HFeO_2$, მოშავო ყავისფერი კრისტალებია, სიმკვრე მოოსის სკალით 4,5—5,5. არსებული მადნებიდან ყველაზე ადვილად აღდგება მეტალურ რკინამდე.

სილერიტი — $FeSiO_3$, მოყვითალო-თეთრი ფერის მინერალია. სიმკვრე მოოსის სკალით 3,5.

პირიტი — FeS_2 , $Fe \begin{matrix} \diagup S \\ | \\ \diagdown S \end{matrix}$, მოოქროსფერი კუბური კრისტალია,

მინარეების სახით ხშირად ძვირფას მეტალებს შეიცავს.

ნარკაზიტი — FeS_2 , მოოქროსფრო ბიპირამიდული, რიზული კრისტალია. სიმკვრე მოოსის სკალით 4,6—4,9.

გივიანიტი — $Fe_3(PO_4)_2 \cdot 8H_2O$, მონაკრისფრო ლურჯი კრისტალური ნივთიერებაა და სხვ.

აღნიშნულის გარდა, რკინას ნაერთების სახით დიდი რაოდენობით შეიცავს მრავალი სხვა მინერალი, მათ შორის ალუმსილიკატები და სხვადასხვა თიხები¹.

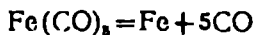
რუსეთში რკინის დაუშრეტელი საბადოებია. მოიპოვება რკინის მადნები შევეციაში, ნორვეგიაში, ჩინეთში, ფინეთსა და თითქმის ყველა სხვა ქვეყანაში.

რუსეთში მთელი მთები წარმოქმნილია საუკეთესო რკინა-ქვიზი (Fe_2O_3). ასეთია მაგნიტანია, ვისოტანია და სხვ. უდიდესი მნიშვნელობის საბადოებია აგრეთვე რუსეთის სამხრეთ ნაწილში კრივოი როგში და ქერჩის ახლოს. კრივოი როგის მადნები შედგება წითელი რკინა-ქვისაგან Fe_2O_3 , ხოლო ქერჩის-მურა-რკინაქვისაგან $Fe_2O_3 \cdot X$

¹ ამ თავის შედგენისას გამოყენებულია შემდეგი ავტორების სახელმძღვანელოები: Р. Рипан, И. Чтяну. «Неорганическая химия», изд. МИР, М., 1972; Г. Ремш. «Курс неорганической химии», изд. МИР, М., 1974; Д. И. Менделеев. «Основы химия» изд. 8-е, 1906, საიდანაც გადმოტანილია საკითხების განხილვის მიმდევრობა და ფაქტური მასალა.

$\times 3H_2O$. რკინის მდიდარი საბადოებია აგრეთვე კურსკის მაგნიტური ანომალიის მიდამოებში.

2. მეტალური რკინის მიღება. ქიმიურად სუფთა რკინა შეიძლება მივიღოთ უქანგბადო არეში მისი პენტაკარბონოლის თერმული დაშლით $130^{\circ}C$ -ზე.

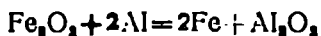


ან ამონიუმის ქლორიდის შემცველი ქიმიურად სუფთა $FeCl_3$ -ის წყალხსნარის ელექტროლიზით $30^{\circ}C$ -ზე. სუფთა რკინა მიიღება აგრეთვე რკინის ოქსალატის ($FeC_2O_4 \cdot 3/4 H_2O$) გახურებით და მიღებული რკინის ოქსიდის წყალბადის ნაკადში აღდგენით. რკინას ტრიოქსიდიდან წყალბადით აღადგენენ



თუ რკინას დაბალ ტემპერატურაზე ($\sim 270^{\circ}C$) აღადგენენ წყალბადით, მიიღება წყალბადით გაჯერებული რკინის წმინდა ფხვნილი, რომელიც გადმოყრისას ჰაერზე ან გაცხელებისას თვითააღდება. მას პიროფორული რკინა ეწოდა (ბერძ. პირო ცეცხლს ნიშნავს).

რკინა ალუმინთერმიითაც შეიძლება აღვადგინოთ



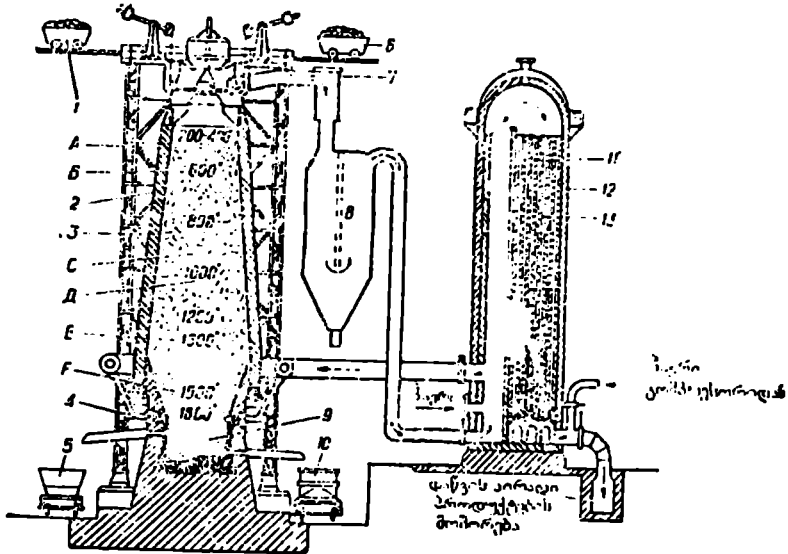
მაგრამ ამ გზით მიღებული რკინა ქიმიურად სუფთა არ იქნება.

3. ბრძმედული პროცესი, თუჯი. თუჯის, ფოლადის ან რბილი რკინის მისაღებად იყენებენ ოქსიდურ მადანს, მაგალითად, პეძატიტს, მაგნიტურ რკინაქვას ან ლიმონიტს, მაგრამ არა მის გოგირდის შემცველ მინერალებს, როგორცაა პირიტი ან მარკაზიტი (მათ გოგირდმქუავას მრეწველობაში იყენებენ). არც ფოსფორის ან დარიშხანის შემცველი რკინის მინერალები გამოიყენება შავ მეტალურგიაში. თუ გოგირდის შემცველობა აღემატება 0,3—0,4 წონ. %-ს, ასეთი მადანი უვარკისად ითვლება. საწარმოო მნიშვნელობა აქვს ისეთ მადნებს, რომლებიც შეიცავენ რკინას არა ნაკლები 47%-ისა.

რკინის მიღების ნეთოდი ნოიცავს შემდეგ საფეხურებს: 1. მადნებიდან რკინის აღდგენა (თუჯის წარმოება) 2. დაქანგვით მანე მინარევების მოცილება, 3. საჭირო მინარევების დამატება ფოლადის ან ქეღადი რკინის მისაღებად.

მადნებიდან თუჯის მიღებას ბრძმედებში აწარმოებენ. ბრძმედი რთული დანადგარია.

ბრძმედის კრილი გამოსახულია 3. 1 სურ-ზე, მის გვერდით მტკრის დამკერი კამერისა და კაუპერის (პაერის მათბობის) სქემაა.



ნახ. 3. 1. ბრძმედის კრილი

ბრძმედი ორი წაკვეთილი კონუსის მოყვანილობის ნაგებობაა. საშუალოდ 25—65 მ-ღეა, სიგრძით 5—11 მ-ღე. მას ირგვლივ ფოლადის საღტეები აქვს შემორტყმული. განიერ ნაწილში ბრძმედის საწე-შაი ტევაღობა 2000 მ³ აღწევს. ქეედა წაკვეთილი კონუსი (მხარულეები) აგებულია ცეცხლგამძლე სილიკატური აგურიდან. მის ქეედა ნაწილში ცილინდრული ფორმის ქურაა. ქურის ქეედა ნაწილში გროვდება თუჯი და წიდა. გამდნარ წიდას გამოუშეებენ ზედა არხიდან (მისგან მზადდება ცემენტი), თუჯს — ქეედა არხიდან ჩამოუშეებენ.

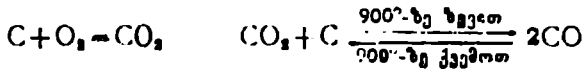
ბრძმედის ზედა ნაწილის — შახტის ზეწით ავტომატური ხელსაწყოა (საკერძე), რომელსაც მიმდევრულად შეაქვს ბძრმედში კოქსი, მადანი და მლღობი (ფღუსი). კოქსის ფენას ზემოდან დაეფინება მადანი, მას — ფღუსი, შემდეგ ისეე კოქსი, მადანი, ფღუსი და ა. შ. მადანი ზოგჯერ ფღუსთან დაწნეხილი ბრიკეტების სახით შეაქვთ.

მუშაობის პროცესში შახტაში ბრძმედის კაზმი დაბლა ეშეება, ერთდროულად ხდება მისი შეესება საკერძეს მეშეეობით. ქეედა ფენებში განლაგებული კოქსის წვის გაზები ახურებენ ბრძმედში მოთავსებულ მასას, კოქსის წვის გამო მხარულეების არეში გაზების ტემპე-

ბატურა 1800°-ს აღწევს, წვისათვის მისაწვლომ ჰაერს წინასწარ აცხელებენ კაუპერში.

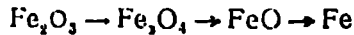
ბრძმედებში სითბოს წყარო კოქსის წვის რეაქციაა.

თუჯის წარმოებას ბრძმედში საფუძვლად უძევს CO-ით რკინის აღდგენა. CO კი თავის მხრივ მიიღება გეფარებულ კოქსზე ჰაერის მოქმედებით: ჯერ მიიღება CO₂, რომელიც შემდეგ კოქსის ნახშირბადის მოქმედებით CO-ად გარდაიქმნება.



ბრძმედიდან გამოსული გაზები შეიცავს 25%-მდე CO, წყალბადს. რომელიც წყლის ორთქლის დაშლით მიიღება, შეიცავს აგრეთვე ჰაერის აზოტს და CO₂. მტერის დამჭერი კამერების გავლის შემდეგ ცხელ გაზებს წვევენ კაუპერში ბრძმედში შესაშვები ჰაერის წინასწარი გაცხელების მიზნით. კაუპერის მისაშლელ 25-35 მეტრია. სიგანე 6-8 მ. ქშინის (ფურჩების) მეშვეობით 800-900°C-მდე გაცხელებული ჰაერი კომპრესორებს შეაქვს ბრძმედში.

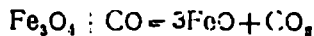
რკინის აღდგენისას Fe₂O₃-დან ჯერ Fe₃O₄ წარმოიქმნება, შემდეგ რკინის (II) ოქსიდი. დაბოლოს — მეტალური რკინა



CO₂ აღდგენითი უნარი ძალიან დიდია, რკინის ოქსიდის აღდგენის შედეგად მიიღება Fe₃O₄



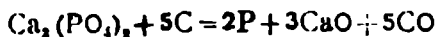
CO შემდგომი მოქმედებით Fe₃O₄ 600°C-ზე რკინის (II) ოქსიდად აღდგება



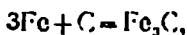
CO₂ არეში რკინის (II) ოქსიდიდან 700°C-ზე მეტალური რკინა მიიღება



ტემპერატურის გადიდებისას იზრდება რეაქციის სიჩქარე. რკინასთან ერთად ბრძმედებში აღდგება სილიციუმი, ფოსფორი, მანგანუმი, რომლებსაც მადანი მინარევეების სახით შეიცავს

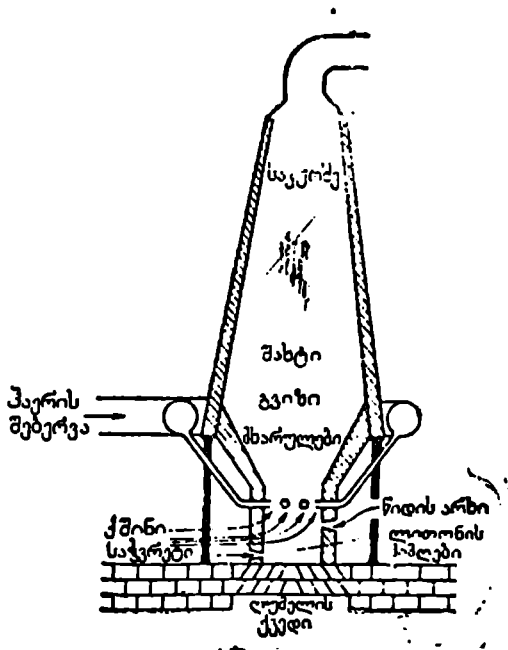


შალი ტემპერატურის გამო ბრძმედში აღდგენილი რკინა ლღვე-
ბა და დაბლა ჩამოედინება. კოქსთან შეხებისას მიიღება რკინის კარ-
ბიდი (ე. ი. ცემენტიტი).



რომელიც გაიხსნება გაღობილ რკინაში და ნახშირთან ერთად წარ-
მოქმნის თუჯს.

ნახშირბადის (II) ოქსიდით მადნიდან აღდგენილი რკინა ღრუბ-
ლისებრ ფორებიანია.

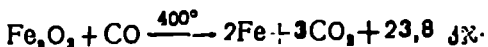


სურ. 3. 2. ბრძმედის სქემა

ბრძმედის აღმდგენ შუა ზონაში აღდება მადნის დარჩენილი ნა-
წილი:

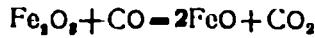


როგორც აღენიშნეთ, ბრძმედში წარმოქმნილი CO აღადგენს
რკინას მისი ოქსიდებიდან. აღდგენა ბრძმედის ზედა ნაწილში იწყება

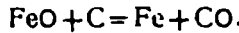


ეს რეაქცია შექცევადია. ლუ-შატელიეს პრინციპის შესაბამისად ტემ-

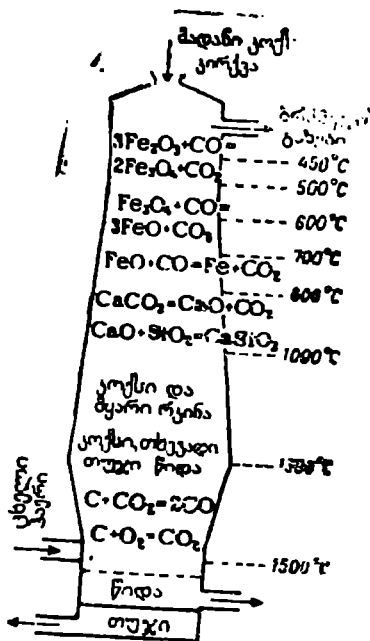
ზერატურის აწვევისას წონასწორობა მარცხენა მხარეზე გადაიხრება, ამიტომ (1) რეაქცია შახტის ზედა ნაწილში მიმდინარეობს, სადაც ტემპერატურა არც თუ ისე მაღალია. Fe_2O_3 -ის ნაწილი აღდგება მხოლოდ Fe (11) ოქსიდამდე



ბრძმედის დაბალ ნაწილში, სადაც ტემპერატურა ძლიერ მაღალია, რკინა უკვე ბოლომდე აღდგება



გამდნარი რკინა ქვემოთ ჩანოვლინება. გამდნარი წიდა, რომლის სიმკვრივე რკინის სიმკვრივეზე ბევრად უფრო ნაკლებია, თავზე მოეკვრობა გამდნარ რკინის ზედაპირს. გამდნარ რკინას სათანადო ხვრეტიდან ყოველ 4—5 საათში ჩამოღობებენ, წიდას თავისი ჩამოსაშვები არხი

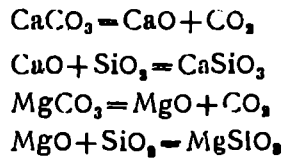


სურ. 3.3. ბრძმედში რეაქციების განაწილების სქემა.

აქვს. ქურაში კი გაღობილი რკინა გროვდება თუჯის სახით.

ტემპერატურის ამალეებისას რეაქციის სიჩქარე მატულობს, ბრძმედის ქვედა ნაწილში აღდგენილი რკინა ღვდება. კოქსთან შეხებისას მიიღება რკინის კარბიდი (ტემენტიტი) Fe_3C , რომელიც იხსნება რკინის ნალღობში.

მღნობის (ფლუსის) სახით ჩეულებრივ იღებენ კირქვას, რომელიც ფუჭქანებთან (კვარცთან და სხვა მინარევებთან) წარმოქმნის ადვილად ღლობად ნაერთებს, წიდას. ის შეტწილად კალციუმის და მაგნიუმის სილიკატებისაგან შედგება:



მაგნიუმის, კალციუმის და ალუმინის ძნელადღობადი და მდგრადი ოქსიდები ბრძმედში არ აღდგება და არც ვალღება, არამედ ისინი

ერთმანეთთან წარმოქმნიან ადვილადღლობად ალუმინატებს, სილიკატებს, ალუმსილიკატებს:



და ა. შ. გოგირდის მეტი წილი ბმულია გოგირდოვანი კალციუმის სახით. ეს ნაერთები არ იხსნება თუჯში და წარმოქმნის წიდას.

წიდა გამდნარ მეტალზე უფრო მსუბუქია და ამიტომ თავს იყრის მის თავზე. გაცივების შემდეგ წიდას გადააწეშავენ ცემენტად. მიღებულ თუჯს გამოუშვებენ სპეციალური ხერტილებიდან.

ბრძმელი უწყვეტად მუშაობს რამდენიმე წლის მანძილზე; ვიდრე საჭირო არ გახდება მისი რემონტი.

ბრძმედული პროცესის ინტენსიფიკაციის მიზნით, ნაცვლად ჰაერისა ბრძმედში კომპარესორებით უშვებენ ქანგბადს ან ქანგბადით გამდიდრებულ ჰაერს. ასეთი მეთოდი აღარ საჭიროებს კაუპერს. პროცესის ტექნოლოგია მარტივდება. შედეგად 1,5-ჯერ იზრდება ბრძმელის წარმადობა, 25%-ით მცირდება სათბობის ხარჯი.

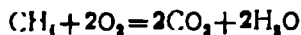
შავ მეტალურგიაში ქანგბადის გამოყენების დანერგვა პირველად განხორციელდა რუსეთში აკად. ბარდინის ინიციატივით.

თანამედროვე ბრძმელი რთული, მაღალი წარმადობის აგრეგატია. 2000 მ³ ტევადობის ბრძმელიდან დღე-ღამეში 4 000 ტონა თუჯი მიიღება; წელიწადში, საშუალოდ, — მილიონი ტონა თუჯი.

კოქსის ხარჯვის შემცირებისა და ტემპერატურის აწევის მიზნით ბრძმედში ჩასაბერ ჰაერს წინასწარ ახურებენ 850°C-მდე.

რუსეთში ამჟამად თუჯის წარმოებაში დაინერგა არსებითი გაუმჯობესებანი. რომლებიც ისახავენ ბრძმელის ლუმელების წარმადობის გადიდებას და თუჯის თვითღირებულების შემცირებას.

უკანასკნელ წლებში ჩვენს ქარხნებში ქანგბადით გამდიდრებულ ჰაერის შეტუმბვას ახდენენ ბუნებრივი საწვავი გაზის დამატებითაც. მეთანი იწვის



ხოლო მიღებული CO_2 და წყლის ორთქლი კოქსთან ურთიერთქმედების შედეგად წარმოქმნიან CO -ს და წყალბადს



ამის შედეგად ბრძმედულ პროცესში მეტი აღმდგენი მიიღებს მონაწილეობას. მეთანის ჩაბერვა კოქსის ხარჯს 10—20%-ით ამცირებს. განსაკუთრებით დიდ წარმადობას იძლევა ქანგბადისა და ბუნებრივი საწვავი გაზის ერთდროული გამოყენება. ამ ახალ მოწინავე ტექნოლოგიას დიდი გავრცელება მიეცა ჩვენში.

რუსეთში აგებულია მსოფლიოში ყველაზე მსხვილი ბრძმე-
დის ღუმელები, რომელთა სასარგებლო მოცულობა 3200 მ³-მდეა
აყვანილი. ბრძმედული პროცესის პროდუქტი არის თუჯი, რომელიც
დანიშნულების მიხედვით შეიძლება იყოს თეთრი, ნაცრისფერი, ჭე-
დადი, სპეციალური. რკინა-ნახშირბადის შენადნობებისათვის დამახა-
სიათებელია შემდეგი განსაკუთრებული ნიშან-თვისება: ნახშირბადი
თუჯის სტრუქტურაში შეიძლება შედიოდეს ან ცემენტიტის სახით
(თეთრი თუჯი) ან გრაფიტის სახით (რუხი ფერის, ჭედადი თუჯი).

რუხი თუჯი მდიდარია სილიციუმით, ფართოდ გამოიყენება მან-
ქანათმშენებლობაში და სხვადასხვა სხმულებისათვის. მექანიკური
თვისებები დამოკიდებულია მის შედგენილობაზე. ამ მიზნით მას წი-
ნასწარ ემატება მოდიფიკატორები მცირე დანამატების სახით (მაგალი-
თად, მაგნიუმი), რის შედეგად მიიღება მოდიფიცირებული თუჯი.

თეთრი თუჯი მზადდება გადასაკეთებლად, მისგან მზადდება ფო-
ლადი. თეთრი თუჯიც გამოიყენება მანქანათმშენებლობაში. მისი თერ-
მული დამუშავებით თუჯი ჭედადი ხდება. თეთრი თუჯის სტრუქტურის
მიხედვით არჩევენ ფერიტს და პერლიტს.

სპეციალური დანიშნულებისაა ლეგირებული თუჯი, რომლის შედ-
გენილობაში შედის Ni, Cr, Mo, Cu, Ti, Al, Mn, Si. ასეთი თუჯი
არამაგნიტურია, მჟავების მიმართ მდგრადი და ცვეთამდეგია.

ტექნიკაში რკინის შენადნობებს შავ ლითონებს უწოდებენ, ხო-
ლო მათ წარმოებას — შავ მეტალურგიას.

ნებისმიერი ქვანახშირიდან არ შეიძლება კოქსის მიღება. კოქსი
დეფორცტურია და მისი მომზადება ძვირი ჯდება; ამან განაპირობა
წარმოებაში მადნებიდან რკინის პირდაპირი აღდგენის მეთოდის შემუ-
შავება, რისთვისაც აღდგენას აწარმოებენ CO და H₂, ნარევით, რო-
მელიც ნახშირის კონვერსიით მიიღება. აღდგენა მიმდინარეობს 1100°C-
ზე; შედეგად მიიღება ღრუბლისებრი რკინა, რომელსაც გადაადნო-
ბენ ელექტროღუმელებში და აცილებენ რა თავიდან თუჯის მიღებას,
ამზადებენ საჭირო ხარისხის ფოლადს. ამ მეთოდის მნიშვნელობა დი-
დია, მაგრამ ფოლადის მეტი წილი ჯერჯერობით მაინც თუჯიდან მზად-
დება.

ფოლადი. თუჯი შეიცავს 93% რკინას, 4,5% ნახშირბადს,
დანარჩენი 2,5% მოლის სილიციუმზე, გოგირდზე, ფოსფორსა და მან-
განუმზე.

თუ რკინის შენადნობი 1,7%-ზე მეტ ნახშირბადს შეიცავს, მას
თუჯი ეწოდება. თუჯი მყიფეა და არაქედადი. თუ რკინის შენადნობი
1,7%-ზე ნაკლებ ნახშირბადს შეიცავს, მას ფოლადს უწოდებენ.
ფოლადი ღრეკადია და ძლიერ მაგარი.

თუ რკინა 0,3%-ზე ნაკლებ ნახშირბადს შეიცავს. მას ჰ ე დ ა დ ი რ კ ი ნ ა ეწოდება.

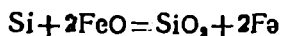
ფოლადსადნობ ლუმელში ნახშირბადის, სილიციუმის და მაგნიუმის შემცველობა მნიშვნელოვნად მცირდება. ფოლადში უნდა დარჩეს რაც შეიძლება ნაკლები ფოსფორი და გოგირდი. ორივე ელემენტი დაბლა სწევს ფოლადის ხარისხს: ფოსფორი სიმყიფეს ანიჭებს ფოლადს ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე, გოგირდი კი იწვევს ბზარების გაჩენას ცხლად მექანიკური დამუშავების დროს.

ფოლადი მიიღება თუჯის გადამუშავებით. ამისათვის საჭიროა თუჯისაგან ნახშირბადის, სილიციუმის, ფოსფორისა და გოგირდის გამოცლა.

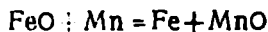
თუჯის შედგენილობის შეცვლა ჟანგვითი რეაქციებით შეიძლება. გაღობილ თუჯში ჟანგბადის გატარების დროს პირველ რიგში იჟანგება რკინის ნაწილი, რომელიც FeO-ს წარმოქმნის.



რკინის (II) ოქსიდი გაღობილ თუჯში ჟანგავს სილიციუმს, მანგანუმს, ფოსფორსა და ნახშირბადს:



ჟანგვითი რეაქციების დამთავრების შემდეგ გაღობილი შენადნობები შეიცავს რკინის (II) ოქსიდს რომლის აღდგენა აუცილებელია. ამას გარდა, ფოლადის მისაღებად საჭიროა ნახშირბადის, სილიციუმისა და მანგანუმის შემცველობის ნორმამდე აყვანა. ამ მიზნით მას უმატებენ ფეროსილიციუმს, ფერომანგანუმს და ალუმინს. ფეროშენადნობები ნახშირბადსაც შეიცავს. რკინის (II) ოქსიდიდან რკინას აღადგენს მანგანუმი



ამ დროს მიღებული ოქსიდები წარმოქმნიან წიდას, რომელიც გაღობილი ფოლადის ზედაპირზე მოიყრის თავს.

თუჯის ფოლადად გადამუშავებისათვის აქაც არსებითი მნიშვნელობა აქვს ჰაერის ჟანგბადით გამდიდრებას ან ჰაერის ჟანგბადით სრულ შეცვლას. ამით ოზრდება მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაცია და ტემპერატურა, რის შედეგადაც რეაქციები უფრო სწრაფად მიმდინარეობს.

ჟანგბადის გამოყენებისას უფრო მაღალი ხარისხის ფოლადი მიიღება, რადგანაც ამ დროს ფოლადში გახსნილი აზოტის რაოდენობა

მცირდება. თუ ფოლადში გახსნილი რაოდენობა თუნდაც 0,02%-ს აღწევს, მას არაღამაქამყოფილებელი მექანიკური თვისებები აქვს.

4. ბესემერ-თომასის უანგბად-კონვერტორული მეთოდი. ამჟამად გამოყენებულია თუჯის რკინად და ფოლადად დამუშავების ორი მეთოდი. ორივე მეთოდი აგებულია თუჯის მინარევების დაქანგვაზე.

ეს მეთოდი წარმოებაში ჩვენი საუკუნის მხოლოდ 50-იან წლებში დანიერგა და მრავალი უპირატესობის გამო ფართოდ გავრცელდა.

ფოლადის ფურცლებიდან შეკრული მსხლისებრი ფორმის კონვერტორი შიგნიდან მოპირკეთებულია ცეცხლგამძლე აგურით. მას ეწოდება კონვერტორი. მასში შეაქვთ ლითონის ჭართი, გალღობილი თუჯი. შემდეგ ჩადგამენ საქშენს (გრძელ მილს), რომელშიც 10 ატ წნევის ქვეშ გაატარებენ უანგბადს. დნობის პროცესში დრო და დრო კონვერტორში ჩაყრიან კირს.

კონვერტორში მიმდინარე უანგვის რეაქციების ეგზოთერმული ხასიათის გამო, დიდი რაოდენობით გამოიყოფა სითბო. ამ დროს სილიციუმში, მანგანუმში, ნახშირბადი და სხვა ელემენტები ადვილად იჟანგება. 30—40 წუთის შემდეგ, როცა ფოლადი მზადაა, კონვერტორს დახრიან, ზემო ფანჯრიდან გადმოსახმენ გამდნარ ფოლადს, ხოლო გამდნარ წილას ყელიდან გამოუშვებენ. ასეთი კონვერტორების წარმადობა დიდია და მიღებული ფოლადის ხარისხი მაღალი. როგორც განხილულიდან ჩანს, რეაქციების მოკლე დროში დამთავრებისათვის საჭირო ტემპერატურა მიიღება სილიციუმის, ნახშირბადის და სხვა მარტივი ნივთიერების დაქანგვის ეგზოთერმული რეაქციების შედეგად. თავისი შინაარსით კონვერტორ-უანგბადური მეთოდი ბესემერის მეთოდის შემდგომ განვითარებას წარმოადგენს. ბესემერის მეთოდმა ფართო გავრცელება იმიტომ ვერ მოიპოვა, რომ დასაყანგავად გამოყენებული ჰაერი ადაბლებს მიღებული ფოლადის ხარისხს. უანგბადის გამოყენებამ ბესემერის მეთოდი მნიშვნელოვნად გააუმჯობესა.

ბესემერის აღწერილი მეთოდით წარმოებდა ისეთი თუჯის ფოლადად გადაკეთება, რომლებიც ფოსფორს მეტად მცირე რაოდენობით შეიცავდა. მნიშვნელოვანი რაოდენობით ფოსფორის შემცველი თუჯის ფოლადად გადაკეთება ამავე მეთოდით მოხერხდა მას შემდეგ, რაც თომასმა (1878 წ.) კონვერტორის ამოსავებად გამოიწვარი დოლომიტი გამოიყენა. ეს უკანასკნელი იერთებს ფოსფორმეყავას და აბრკოლებს მის აღდგენას. ამონაგების მოქმედება კიდევ უფრო იქნა გაძლიერებული, როცა ამონაგების შედგენილობაში კალციუმის ჰიდროქსიდი იქნა შეტანილი. წარმოქმნილი ფოსფორით მდიდარი წილა, რომელიც ამ პროცესის დროს მიიღება, ძვირფასი თანაბროდუქტია (თომასის ფქვილი), რომელიც კარგი მინერალური სასუქია.

ს ი მ ე ნ ს-მ ა რ ტ ე ნ ი ს მ ე თ ო დ ი. თუჯიდან სხვადასხვა ხარისხის ფოლადების დასაშვალდებლად ფართოდ გამოიყენება მარტენის მეთოდი. მარტენის ლუმელებში წარმოებს არა მარტო გალლობილი თუჯის ფოლადად გადამუშავება, არამედ მეტალგადსამუშავებელი ნერეწველობის ნარჩენებისაც და თუჯისაც. მას ხშირად რკინის მადანსაც უმატებენ და შედეგად სხეულ რკინას ღებულობენ.

მარტენის ლუმელი ცეცხლგამძლე თაღით გადახურული აბაზანაა. რომელშიც ფანჯრებიდან შეაქვთ გადასამუშავებელი კასმი, ხოლო ბოლო ფანჯრიდან გამოუშვებენ ფოლადს. სათანადო არხებით ლუმელში შედის საწვავი და ჰაერი, გაჰოდის წვის პროდუქტები. სითბოს ძირითადი წყაროა აირადი ან თხევადი საწვავი (მაზუთი). ალის ტემპერატურის ასამაღლებლად ჰაერს წინასწარ აცხელებენ. ჟანგბადის გამოყენება ამცირებს საწვავის ხარჯს და ადიდებს ლუმელის წარპაღობას. მარტენის მეთოდი კონვერტორულსაგან იმით განსხვავდება, რომ ფოლადის მიღების პროცესში შეიძლება ანალიზების ჩატარება და ამა თუ იმ დანამატებით სასურველი შედგენილობის ფოლადის მომზადება. ჩვენში ამ მეთოდს დიდი ყურადღება ეთმობა.

მარტენის ლუმელების მეშვეობით მიიღება მაღალხარისხოვანი ფოლადები. ამჟამად 80%-ზე მეტი ფოლადი მარტენის ლუმელებში მზადდება.

სიმეს-მარტენის მეთოდით პროცესი უფრო ნელა მიმდინარეობს. ვიდრე კონვერტირება. ამ პროცესის დროს წიდა ასწრებს მთლიანად მოცილდეს ნაღობ ლითონს, რაც მნიშვნელოვნად აუმჯობესებს მიღებული ფოლადის ხარისხს.

ე ლ ე ქ ტ რ ო ფ ო ლ ა დ ი ს გ ა მ ო დ ნ ო ბ ა. ამჟამად მაღალხარისხოვანი ფოლადების მისაღებად უფრო და უფრო ხშირად მიმართავენ ელექტროლუმელებს. ელექტროლუმელებში ადვილია ტემპერატურის მუდმივობის დაცვა. მათში ხერხდება სხვადასხვა ხარისხის ფოლადების გამოდნობა. განსაკუთრებით ფართოდ გამოიყენება ელექტროლოლობა ლეგირებული ფოლადების დასაშვალდებლად. როგორცაა ვანადიუმის ფოლადი, ვოლფრამის და მოლიბდენის ძნელადლოობადი ფოლადები და სხვ.

არსებითი განსხვავება რკინასა და ფოლადს შორის ფოლადის წრთობის უნარშია. წრთობა იმაში მდგომარეობს. რომ გავარეარებული ფოლადი სწრაფი გაცივების შედეგად მაგარი და მყიფე გახდება. თუ ახლა მას კვლავ გავახურებთ და ნელა გავაცივებთ. ფოლადი „მოეშება“. რბილი გახდება და სიმყიფეც აღარ ექნება. მოშეებული ფოლადი კვლავ შეიძლება გამოვარწოთ. ამჟამად ფართოდ იყენებენ ლეგირებულ ფოლადებს, რომლებიც მიიღება ჩვეულებრივ ფოლადებში მცირეოდენი სხვადასხვა მეტალის შეტანით.

ცემენტაცია. თუჯის გამოწვით ვალწვეთ მასში ნახშირბადის შემცველობის შემცირებას. რბილი რკინა თავის მხრივ შეიძლება გაეაზღოდროთ ნახშირბადით, რისთვისაც მას ხანგრძლივად ახურებენ ხის ნახშირთან ერთად ან ისეთ ნივთიერებებთან, რომლებიც ჰაერის მიუწვდომლად ადვილად ჰკარგავს ნახშირბადს. ასეთი პროცესი — ცემენტაცია — საშუალებას იძლევა მოვამზადოთ საიარალო ფოლადი. დამასკოს ცნობილი ფოლადის ხმლებს ნედლი რკინის ცემენტაციით ამზადებენ.

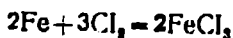
ლეგირებული ფოლადები. თერმული დამუშავებით შეიძლება ფოლადის შედგენილობის შეუცვლელად მისი თვისებების შეცვლა. ასეთია წრთობა, მოშვება სპეციალური თვისებების მინიჭების მიზნით კი ფოლადის შედგენილობაში შეაქვთ სხვადასხვა ელემენტი. მიღებულ ფოლადებს ლეგირებული ეწოდება. მალეგირებელი ელემენტებია: ვოლფრამი, ვანადიუმი, ქრომი, ნიკელი და სხვ., რომლებიც დიდ სიმაგრეს ანიჭებენ მეტალებს. მაგალითად, იმისათვის, რომ ფოლადის საჭრისებმა, ბუნებაში მაღალ ტემპერატურაზეც შეინარჩუნონ თავისი დიდი სიმაგრე, ფოლადს ვოლფრამით ალეგირებენ.

5. სუფთა და ტექნიკური რკინის ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. წმინდა რკინა თეთრი, მოვერცხლისფრო ბრჭყვიალა ბლანტი, შედარებით რბილი (სიმაგრე 4,5) მეტალია. მისი სიმკვრივეა 7,86 გ/სმ³, ლღევა 1536°-ზე.

ცნობილია მისი ორი კრისტალური მოდიფიკაცია — 910°—1390°C-ზე წარმოქმნის წახნაგდაცენტრილ კუბებს. უფრო დაბალ და მაღალ ტემპერატურებზე — მოცულობადაცენტრილ კუბებს. 768°C-მდე აქვს დამაგნიტების უნარი. (კიურის წერტილი. ამ შემთხვევაში 768°C ტემპერატურაა, რომელზედაც მაგნიტური თვისებები იცვლება). დამაგნიტების უნარის მქონე რკინა, ე. ი. რკინა კიურის წერტილის ქვემოთ აღინიშნება α-რკინის სახელწოდებით. კიურის წერტილის ზევით, როცა რკინას აღარა აქვს ფერომაგნიტური თვისებები, აღინიშნება β-რკინის სახელწოდებით. წახნაგდაცენტრილ არამაგნიტურს უწოდებენ γ-რკინას.

რკინა დიდ სწრაფვას იჩენს ქანგბადის მიერთებისადმი; მიუხედავად ამისა მშრალ ჰაერზე რკინა არ იცვლება. ტენიან ჰაერზე რკინა ადვილად იჟანგება, იფარება რკინის ჰიდროქსიდის ფაშარი ფიფქებით, რის გამო ის ვერ იცავს რკინას შემდგომი დაჟანგვისაგან. ჰაერზე გახურებისას რკინა იწვის და იქცევა ქვეყანგ-ყანგად $Fe(II, III)$, რკინის ხენჯად Fe_2O_3 (ანუ $FeO \cdot Fe_2O_3$). იმავე შედგენილობის ოქსიდი წარმოიქმნება გავარჯარებული რკინის მექანიკური დამუშავების დროს.

რკინა ადვილად შედის რეაქციაში ქლორთან



რკეაგირებს აგრეთვე ვოგირდთან და ფოსფორთან



ადვილად წარმოქმნის შენადნობებს ნახშირბადთან. სალიცუმთან.

განვიხილოთ რკინის შენადნობები ნახშირბადთან. რომლებიც განსხვავდებიან თავისი სტრუქტურებით. მათგან ყველაზე მნიშვნელოვანია: 1. ცემენტიტი, Fe_3C , რკინისა და ნახშირბადის ნაერთი,

2. აუსტენიტი ნახშირბადის მყარი ხსნარი რკინაში (γ-რკინაში).

3. მარტენსიტი, მეტასტაბილური ფაზა, მიიღება აუსტენიტის სწრაფი გაცივებით.

4. ლედებურიტი --- ცემენტიტისა და აუსტენიტის ევტექტიკური ნარევი.

5. პერლიტი — ნარევი ფერიტისა (ე. ი. α-რკინისა) და ცემენტიტისა.

აუსტენიტის წარმოქმნისას γ-რკინის ელემენტარული კუბის ცენტრებში და წიბოების შუაში განლაგდებიან ნახშირბადის ატომები. თუ ასეთი პროცესი ყველა კუბში წარიმართა, მიიღება ნაერთი Fe_3C . მაგრამ აუსტენიტი მდგრადია მათგან, როცა მისი კვანძების დაახლოებით 8% უკავია ნახშირბადს. რომლის ატომები ლაგდება კუბის ცენტრებში ან წიბოების შუაში. როცა ნახშირბად-ატომი შეიჭრება რკინის ელემენტარული კუბის ცენტრში, მისი ზომები ყველა მიმართულებით გაიზარდება.

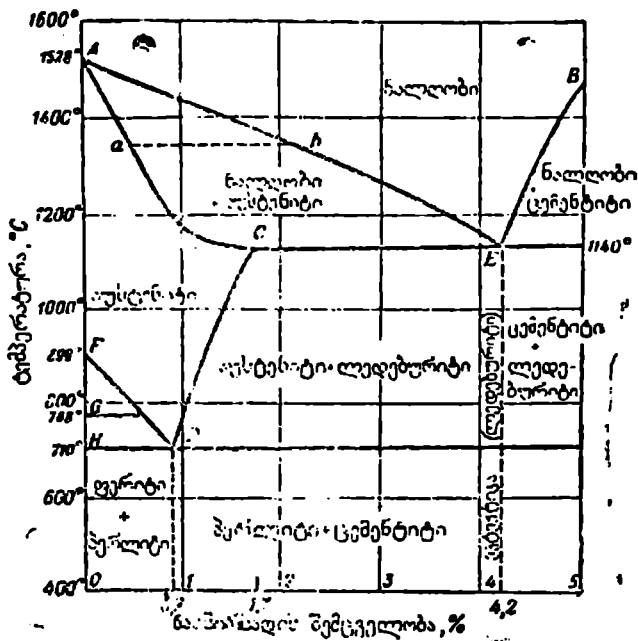
მარტენსიტი წარმოადგენს ნახშირბადის მეტნაჯერ ხსნარს α-რკინაში, ამიტომ როგორც მეტნაჯერი ხსნარი, ის არამდგრადია.

ცემენტიტის Fe_3C -ს მესერს კომპლექსური აღნაგობა ახასიათებს. რკინის ატომებისაგან წარმოქმნილ პრიზმის ცენტრებში განლაგებულია ნახშირბადის ატომები.

ქვემო სურათზე გამოსახულია რკინა-ნახშირბადის სისტემის მდკომარეობის დიაგრამა, რომელიც მიიღება. ვიდრე ნახშირბადის შემცველობა არ გადააჭარბებს 5%-ს.

ნახშირბადის დამატებისას რკინის ლობის ტემპერატურა ეცემა. ვიდრე ნახშირბადის შემცველობა 4,3%-ს მიღწევს. ამის შემდეგ ლობის მრული მალა აიშრთება. AEF წრდის ზემოთ კოპოტენური ნალობია. AE მრუდის ქვემოთ გამოკრისტალდება აუსტენიტი; ამის

გამო ნალლობში გაიზრდება ნახშირბადის კონცენტრაცია, ვიდრე C წერტილში მისი შემცველობა 1,7% გახდება. ნალლობის შედგენილობა აუსტენიტის გამოყოფის გამო იცვლება და როცა ნახშირბადის შემცველობა 4,3% გახდება, აუსტენიტთან ერთად ლედებურიტი გამოიყოფა.



სურ. 3. 4. რკინა-ნახშირბადის მდგომარეობის დიაგრამა.

წრთობის დროს აუსტენიტიდან მარტენსიტი მიიღება, თუ რკინა 4,3% ნახშირბადს შეიცავს, სწრაფი გაცივებისას გამოიყოფა ცემენტიტი Fe_3C და მას შემდეგ, რაც ნახშირბადის შემცველობა შემცირდება, მიიღება ლედებურიტი. ნელი გაცივების დროს ცემენტიტის ნაცვლად გრაფიტი მიიღება.

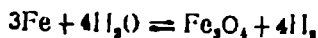
რკინის მექანიკური თვისებები დამოკიდებულია მის სისუფთავეზე. წმინდა სახით რკინა საკმაოდ რბილია, ადვილად ჰედალი, წელვადი და ბლანტია, სითბოს და ელექტრობის კარგი გამტარია. მეტალების და არამეტალების შემცველობისას მინარევების სახით მისი მექანიკური თვისებები მნიშვნელოვნად იცვლება.

მინარევების შემცველი რკინა ტენის გავლენით ვანიცდის ელექ-

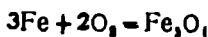
ტროქიმიურ კოროზიას. წარმოქმნილ გალვანურ წყვილებში რკინას უარყოფითი პოტენციალი აქვს, რის გამოც იგი ადვილად იჟანგება.

Fe^{2+} -იონები წყლის ჰიდროქსიდ-იონებთან და CO_3^{2-} იონების მოქმედებით წარმოქმნის რკინის ჰიდროქსიდს $Fe(OH)_2$.

წყლის ორთქლი იშლება 700° -მდე გავრეგარებულ რკინაზე



გაცხელებისას რკინა იჟანგება, თეთრ ვარვარებამდე გახურებისას, როგორც აღვნიშნეთ, წარმოიქმნება ხენჯი



ხოლო უფრო მაღალ ტემპერატურამდე გაცხელებისას (1200° -ზე) რკინა ეანგად იქცევა (Fe_2O_3).

ოთახის ტემპერატურაზე მშრალი ქლორი რკინაზე არ მოქმედებს.

ჩვეულებრივ თხევადი ქლორი რკინის ბალონებში ინახება მაღალი წნევის ქვეშ და რკინაზე არ მოქმედებს. გაცხელებისას რკინა ენერგიულად რეაგირებს ქლორთან



ამიაკის ატმოსფეროში გაცხელებისას რკინა წარმოქმნის ნიტრიდებს Fe_3N , Fe_4N , ფოსფორი, დარიშხანი, სილიციუმი რკინასთან წარმოქმნიან ნერთებს: Fe_3P , Fe_3P , Fe_3As , $FeSi$, $FeSi_2$ და ა. შ.

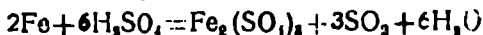
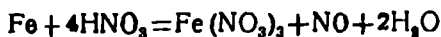
მარილმჟავას მოქმედებით მიიღება რკინის (II) მარილები



განზავებული აზოტმჟავა აგრეთვე რკინის (II) ნიტრატს წარმოქმნის



ცხელი კონცენტრირებული მჟავეები მოქმედებენ შემდეგი განტოლების მიხედვით:

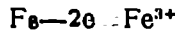


რის შედეგადაც მიიღება რკინის (III) მარილები.

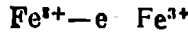
რკინის ბიოლოგიური მნიშვნელობა დიდია; ის შედის ჰემოგლობინის შედგენილობაში ორმუხტიანი იონის სახით.

შეუვსებელი ელექტრონული გარსი განაპირობებს რკინის ნერთების თვისებათა თავისებურებას (ნერთების შეფერილობა, კომპლექსური ნერთების წარმოქმნა და სხვ.).

თუ ენობიური რეაქციების დროს რკინის ატომი 2 ელექტრონს გაცემს (ზედა დონიდან), რკინას ექნება დაჟანგულობის რიცხვი +2.



და თუ კიდევ ერთ ელექტრონს გაცემს, მისი დაჟანგულობის რიცხვი გახდება +3

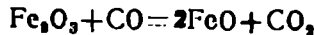


აქედან ჩანს, რომ რკინა ძირითადად ნაერთების ორ მწკრივს წარმოქმნის:

FeO	Fe(OH) ₂	FeCl ₂ , FeSO ₄ და სხვ.
რკინის (II) ოქსიდი	რკინის (II) ჰიდროქსიდი	რკინის (II) მარილები
Fe ₂ O ₃	Fe(OH) ₃	FeCl ₃ , Fe ₂ (SO ₄) ₃ და სხვ.
რკინის (III) ოქსიდი	რკინის (III) ჰიდროქსიდი	რკინის (III) მარილები

რკინა წარმოქმნის სამ ოქსიდს: FeO, Fe₂O₃, Fe₃O₄. ამას გარდა ცნობილია კრისტალური ჰიდროქსიდები Fe(OH)₂ და Fe(OH)₃.

რკინის (II) ოქსიდი ანუ ქვეთანგი FeO შავი ფხვნილია, ადვილად იჟანგება, მიიღება რკინის (III) ოქსიდის აღდგენისას ნახშირ-ჟანგით 560°C-ზე



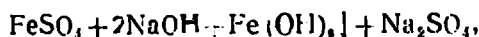
ლაბორატორიულ პირობებში რკინის (II) ოქსიდის მიღება შეიძლება რკინის (II) ოქსალატის გახურებით უჟანგბადო არეში. FeO ფუძე ოქსიდია, ადვილად იხსნება მჟავებში, წარმოქმნის რკინის (II) მარილებს



რკინის (III) ოქსიდი ანუ თანგი Fe₂O₃ ყველაზე მდგრადი თანგბად-ნაერთია. მჟავებთან Fe₂O₃ წარმოქმნის რკინის (III) მარილებს.

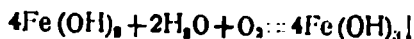
რკინის (II, III) ოქსიდი Fe₃O₄ ბუნებაში მოიპოვება მინერალ მაგნეტიტის სახით. ის დენის კარგი გამტარია.

6. რკინის ნაერთები. რკინის (II) ნაერთები. რკინის (II) ჰიდროქსიდი, Fe(OH)₂, მიიღება ტუტეების ნოქმედებისას რკინის (II) მარილების ხსნარებზე უჟანგბადო არეში თეთრი ნალექის სახით.

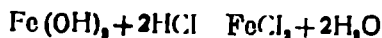


რომელიც ჰაერზე დაჟანგვის გამო სწრაფად დებულობს მომწვანო,

ხლოლ შემდეგ მერა ფერს. ამ დროს იგი გარდაიქმნება რკინის (III) ჰიდროქსიდად:

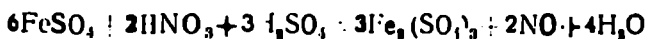


რკინის (II) ჰიდროქსიდი ტუტეებში არ იხსნება. ის ადვილად იხსნება მჟავებში და გარდაიქმნება რკინის (II) მარილად



აქედან ჩანს, რომ რკინის (II) ჰიდროქსიდი ფუტეა.

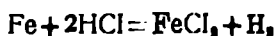
რკინის (II) ოქსიდის მარილები სხვადასხვა მჟანგავეების — აზოტ-მჟავას, ქლორის, პერმანგანატების და სხვ. მოქმედებით იჟანგება



რკინის (II) ჰიდროქსიდი წყალბადის პეროქსიდის, ქლორის ან სხვა ძლიერი მჟანგავის მოქმედებით ადვილად იჟანგება და მიიღება $\text{Fe}(\text{OH})_3$. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ფუტეა, ამიტომ მისი მარილები მცირედ ჰიდროლიზდება.

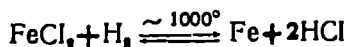
რკინის დიფტორიდი (FeF_2) თეთრი ნივთიერებაა, ადვილად ხსნადია წყალში, მიიღება აირადი ფტორწყალბადის მოქმედებით რკინაზე ან FeCl_2 -ზე. ცნობილია მისი მარილები: $\text{K}[\text{FeCl}_4]$, $\text{K}_2[\text{FeCl}_6]$, $\text{NH}_4[\text{FeF}_6] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

რკინის დიქლორიდი, FeCl_2 , მიიღება აირადი ქლორწყალბადის მოქმედებით რკინის ბურბუშელაზე 500°C -ზე ან რკინის უშუალო გახსნით მარილმჟავაში



მშრალ ჰაერზე გაცხელებისას FeCl_2 -დან მიიღება FeCl_3 და Fe_2O_3 . ცნობილია კრისტალჰიდრატები $\text{FeCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (ხალაე $n = 1, 2, 4, 6$), ის წარმოქმნის ორმაგ მარილებს ტეტრაქლორფერატებს $\text{M}_2^+[\text{FeCl}_4]$.

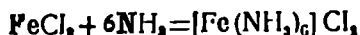
გაცხელებისას FeCl_2 რეაქციაში შედის წყალბადთან



FeCl_2 -ზე ქლორის მოქმედებით მიიღება FeCl_3



უწყლო FeCl_3 ენერგიულად იერთებს ამიაკს ოთახის ტემპერატურაზე

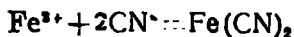


ცნობილია მისი კოორდინაციული ნაერთები ორგანულ ლიგანდებთან

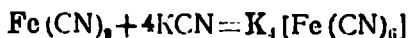
რკინის დიბრომიდი მიიღება Fe_2Br_{11} -ს გაცხელებით $400—500^{\circ}C$ -მდე. ეს უკანასკნელი კი წარმოიქმნება თუ რკინის ბურბუშელაზე თხევადი ბრომით ვიმოქმედებთ. $FeBr_3$ ყვითელი ფერის, წყალში და (ორგანულ ნაერთებში ხსნადი ნივთიერებაა, ჰაერზე ადვილად იშლება Fe_2O_3 და Br_2).

FeJ_2 მოწითალო-ყავისფერი, წყალში ხსნადი ნაერთია, გაცხელებისას იშლება.

რკინის ციანიდი, ფეროციანიდი — $Fe(CN)_6$, მიიღება მოყვითალო-ყავისფერი ნალექის სახით რკინის (II) მარილებზე კალიუმის ციანიდის მოქმედებისას

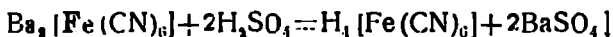


მასზე კალიუმის ციანიდის მოქმედებისას მიიღება კოორდინაციული ნაერთი კალიუმის ჰექსაციანოფერატი (II), ანუ კალიუმის ჰექსაფეროციანიდი, რომელიც ცნობილია ყვითელი სისხლის მარლის სახელწოდებით



სხვადასხვა მეტალის ფეროციანიდები შეფერილია ყვითლად, წითლად, და სხვ. ტუტე მეტალების ფეროციანიდები წყალში ხსნადი, მდგრადი და უვნები ნაერთია. შიშვე მეტალების ფეროციანიდები კი წყალში მცირედ ხსნადია.

ჰექსაფეროციანიდწყევას მიღება ადვილია, თუ მის ბარიუმის მარილზე ვიმოქმედებთ გოგირდმჟავათი.



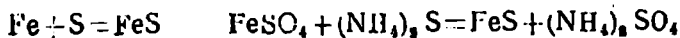
ეს ძლიერი მჟავაა, წყალში უხსნადი, გაცხელებისას იშლება:



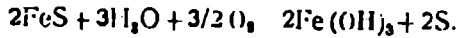
პრუსიდული ნაერთებიდან $M_3^I[Fe(CN)_6 X]$ აღვნიშნავთ კალიუმის ნიტროპრუსიდს $K_3[Fe(CN)_6 NO]$, ის ყვითელი, წყალში ხსნადი კრისტალია.

რკინის დითიოციანატი (დიროდანდი), $Fe(SCN)_2 \cdot 3H_2O$ მწვანე რომბული კრისტალია. ჰაერზე დაჟანგვის გამო წითელ ფერს იძენს. წარმოიქმნის კოორდინაციული $K_2(SCN)_6 \cdot 4H_2O$ ტიპის ნაერთებს.

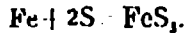
რკინის სულფიდი (FeS) სხვადასხვა ვხით მიიღება. უმარტივესი გზაა რკინის ფხვნილისა და გოგირდის ნარევის გაცხელება:



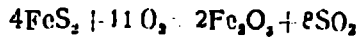
FeS მეტი ყვესფერი კრისტალია, მკრედ სხნაღია წყალში. ნამიანრ სულფიდი ჰაერზე იჟანგება.



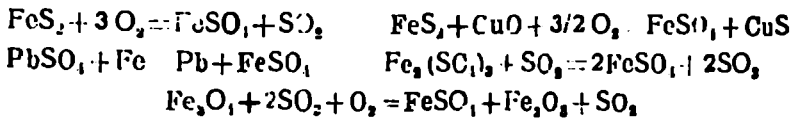
რკინის დისულფიდი FeS₂ ბუნებაში მოიპოვება მინერალ პირიტის და მარკაზიტის სახით. მისი მიღება შეიძლება რკინისა და გოგირდის ნარევის გაცხელებით.



მისი გამოწვით მიიღება რკინის (III) ოქსიდი და გოგირდოვანი გაზი:



რკინის (II) სულფატი FeSO₄·7H₂O ღია მწვანე ფერის კრისტალია. წყალში კარგად იხსნება. მისი მიღება შეიძლება შემდეგი რეაქციების მეშვეობით.



FeSO₄·7H₂O ენობიღია რკინის აჯასპის სახელწოდებით. ჰაერზე ადვილად იჟანგება. რკინის სულფატი გამოიყენება შავი მელნის მოსამზადებლად.

რკინის (II) და ამონიუმის ორმაგი სულფატი (მორის მარილი) (NH₄)₂SO₄·FeSO₄·6H₂O, ჰაერზე მდგრადია, ღია მწვანე ფერის კრისტალი. გამოიყენება ანალიზურ ქიმიაში ტიტრირების სსნარების მოსამზადებლად.

რკინის (II) ნიტრატი Fe(NO₃)₂·6H₂O წყალში კარგად სხნადი მარილია, ადვილად წარმოქმნის Mn^{II}[Fe(NO₃)₂] ტიპის კოორდინაციულ ნაერთებს.

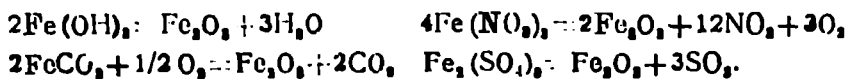
რკინის კარბონატი FeCO₃ გვხვდება მინერალ სიდერიტის ანუ რკინის შპატის სახით. წყალში უხსნადია, იხსნება CO₂ შემცველ წყალში



ასეთი შედგენილობის მარილი გვხვდება ზოგიერთ მინერალურ წყალში.

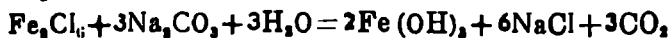
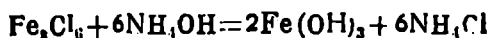
რკინის (III) ნაერთები. როგორც ზემოთ იყო აღნიშნული რკინის ნაერთებიდან ყველაზე მდგრადია რკინის ოქსიდი Fe₂O₃. რომელიც ბუნებაში გვხვდება მინერალ ჰემატიტის სახით.

რკინის (III) ოქსიდი მიიღება რკინის (III) ჰიდროქსიდის $Fe(OH)_3$, ნიტრატის $Fe(NO_3)_3$, კარბონატის $FeCO_3$, სულფატის $Fe_2(SO_4)_3$, პერიტის ან მარკაზიტის ჰაერზე გამოწვით მაღალ ტემპერატურაზე

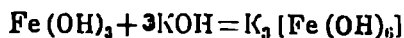
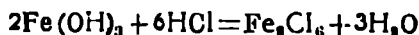


რკინის ოქსიდი (ოხრა, სურინჯი, მუქია) გამოიყენება ზეთის საღებავების მოსამზადებლად.

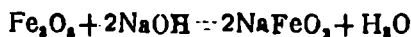
რკინის (III) ჰიდროქსიდი, $Fe(OH)_3$, მოყავისფრო წითელი ნალექის სახით მიიღება რკინის (III) მარილების ხსნარებზე ტუტეების ან ამონიაკის ან ტუტე მეტალების კარბონატების მოქმედებით



რკინის ჰიდროქსიდი $Fe(OH)_3$ წყალში მცირედ ხსნადია, ადვილად წარმოქმნის კოლოიდურ ხსნარებს, სუსტი ფუძეა, ოდნავ ამფოტერული, რადგან იხსნება მჟავებსა და ძლიერი ტუტეების თბილ ხსნარებში.



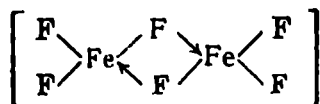
რკინის ჰიდროქსიდი $Fe(OH)_3$ კარგად შთანთქავს გოგირდწყალბადს, $Fe(OH)_3$ -ის ნაწილობრივი ჰიდრატაციით მიიღება მეტარკინინშეავა $HFeO_2$. ამ შედგენილობის მინერალი ცნობილია პეტიტის სახელწოდებით. მის მარილებს ეწოდება ფერიტები. მიიღება ფერიტები რკინოვანშეავას ან Fe_2O_3 -ისა და ტუტემეტალების ჰიდროქსიდების შევლოებით:



ფერიტებმა საინტერესო გამოყენება ჰპოვა ელექტრონიკასა და ტელემექანიკაში.

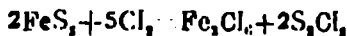
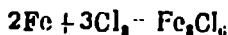
Fe_2O_3 შეიძლება განვიხილოთ როგორც მეტარკინინშეავას ($HFeO_2$) რკინის მარილი ($Fe^{3+} Fe^{3+} O_4^{2-}$).

რკინის ტრიფტორიდი Fe_2F_6



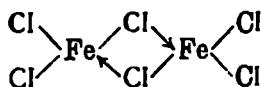
მიიღება ფტორის მოქმედებით ფხვნილისებრ რკინაზე. Fe_2F_6 მწვანე ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში გახსნისას განიცდის ჰიდროლიზს.

რკინის ტრიქლორიდი (Fe_2Cl_6) მიიღება $400-500^\circ\text{C}$ -ზე ქლორის მოქმედებისას ფხვნილისებრ რკინაზე, პირიტზე ან მარკაზიტზე ქლორის მოქმედებით, რკინის ოქსიდზე Fe_2O_3 ფოსგენის ან ფოსფორის ოქსიქლორიდის მოქმედებით

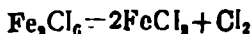


ჩვეულებრივ პირობებში რკინის ტრიოქსიდი დიმერს წარმოადგენს. ორთქლის სიმკვრივის მიხედვით 450°C -მდე მას შეესაბამება ფორმულა Fe_2Cl_6 , ხოლო 750° -ზე— FeCl_3 .

ელექტრონოგრაფიული მეთოდით დადგენილია მისი აღნაგობა, რომელიც შეიძლება შემდეგი სტრუქტურით განოვსახოთ:

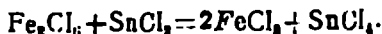
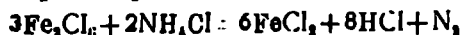
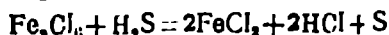
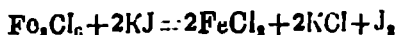


წყალხსნარებში ჰიდროლიზურად იშლება. ძლიერი გაცხელებისას გამოყოფს ქლორს და მიიღება FeCl_3 .



აირად ამიაკთან წარმოქმნის ჰექსამინს $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$. წყალში გახსნისას იშლება.

Fe_2Cl_6 შეანგავია



Fe_2Cl_6 სისხლისდენის შემაჩერებელი საშუალებაა. გამოიყენება კოლოიდების კოაგულაციისათვის.

Fe_2Br_6 მიიღება 200°C -ზე მარტივი ნივთიერებების შეერთებით. მისი კრისტალები ძლიერ ჰიგროსკოპულია და ადვილად განითხვევა ჰაერზე.

FeBr_3 -თან წარმოქმნის შერეულ ბრომიდს $\text{Fe}_2\text{Br}_6 \cdot 16\text{H}_2\text{O}$ ანუ $2\text{FeBr}_3 \cdot \text{FeBr}_3 \cdot 16\text{H}_2\text{O}$.

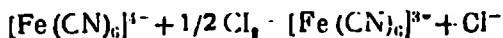
იოდთან რკინა მსგავს ნაერთებს წარმოქმნის.

ჰექსაციანფერიტები ანუ ფერიციანიდები $M_2^I[Fe(CN)_6]$ წითელი ფერის კოორდინაციული ნაერთია. ტუტე მეტალების ფერიციანიდები წყალში კარგად იხსნება. მიიღება რკინის ჰიდროქსიდზე კალიუმის ციანიდის მოქმედებით



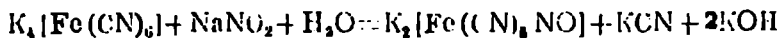
სოლო შეფერილობის გამო მას წითელი სისხლის მარილი ეწოდა.

ფერიციანიდი ადვილად მიიღება ფერიციანიდის დაქანგვით, მკანგავად შეიძლება გამოყენებულ იქნეს ქლორი, პერმანგანატი ან სხვა რაიმე ძლიერი მკანგავი მარილმკავეს ხსნარში



წითელი სისხლის მარილი ნაკლებ მდგრადია, ვიდრე ყვითელი სისხლის მარილი, ამიტომაც ის მომწავლელია. ჰექსა ფერიციანიდმკავეს $H_2[Fe(CN)_6]$ მისაღებად წითელ სისხლის მარილზე მბოლავი მარილმკავეთი მოქმედებენ.

კალიუმის ნიტროპრუსიდი $K_4[Fe(CN)_5NO]$ მიიღება ყვითელი სისხლის მარილზე ნატრიუმის ნიტრატის მოქმედებით



ჰიდროსულფიდ- და სულფიდ-რონთან ნიტროპრუსიდი იმ ფერ-წითელ შეფერვას იძლევა.

თიოციანატი $Fe(SCN)_3$, წითელი ფერის, ნაკლებად დისოცირებადი ნაერთია.

რკინის სულფატი, $Fe_2(SO_4)_3$, წყალში კარგად ხსნადი ნივთიერებაა, მისი წყალხსნარები ჰიდროლიზის გამო ყვითელი, წითელი ან ყავისფერია.

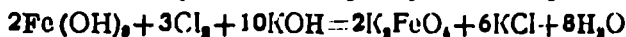
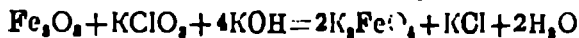
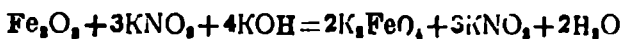
ამონიუმის ან კალიუმის სულფატთან წარმოქმნის ორმაგ მარილს — შაბებს. შაბის მისაღებად რკინის აქსპს დაქანგავენ წყალხსნარში აზოტმკავეთი და გამოაყრისტალებენ ამონიუმის ან კალიუმის სულფატის დამატების შემდეგ. მაგნიუმის მარილის მინარევის გამო, რკინის შაბი იისფრად შეფერილი, ქიმიურად სუფთა შაბი უფეროა.

რკინა-ამონიუმის $(NH_4)_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ და რკინა კალიუმის შაბები $K_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ფერმკერად გამოიყენება სამღებრო საქმეში. გამოიყენება აგრეთვე, მღვრიე წყლის დასაწმენდად, მკანგავად და სხვადასხვა რეაქციის კატალიზატორად.

რკინის ნიტრატი ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$) ამჟღავნებს ფერის კრისტალთა, ჰიდროსკოპულობის გამო ადვილად განითქვება ჰაერზე, ამიტომ მას პერმეტულად დახურულ ჭურჭლებში ინახავენ.

რკინის (VI) ნაერთები. რკინის (VI) ნაერთების არსებობის გამო რკინა კარგავს ტიპური მეტალის ხასიათს.

რკინა (VI) შედის ფერატების შედგენილობაში. რომელთა სოკად ფორმულას აქვს სახე: M_2FeO_4 , ანონი FeO_4^{2-} წითელი ფერისაა. მიიღება ფერატები ძლიერი მჟანგავეების მოქმედებით რკინის ოქსიდზე ან ჰიდროქსიდზე $\text{Fe}(\text{OH})_3$,

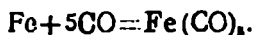


ბარიუმის ფერატი $\text{BaFeO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ იისფერი კრისტალია.

ფერატები ძლიერი მჟანგავია, წყალში გახსნისას ადვილად იშლება



რკინის მჟავა H_2FeO_4 და მისი ანჰიდრიდი FeO_4 ცნობილი არ არის, რადგან ფერატები წყალხსნარებში შემყავებისას ადვილად იშლება, ამიტომ რკინის პენტაკარბონილი $\text{Fe}(\text{CO})_5$ მიიღება ფტენილისებრ რკინაზე CO -ს 200 ატ წნევის ქვეშ მოქმედებისას 150—200°C-ზე:

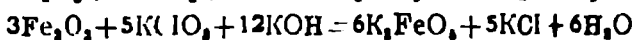
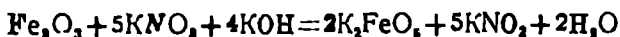


პენტაკარბონილი ბლანტი სითხეა, იხსნება ორგანულ გამხსნელებში. ულტრაიისფერი სხივების გაელენით ან გაცხელებით იშლება

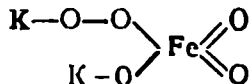


რენტგენსტრუქტურული ანალიზის მონაცემების თანახმად $\text{Fe}(\text{CO})_5$ -ს ბიპირამიდული ტრაგონალური სტრუქტურა აქვს. გამოიყენება $\text{Fe}(\text{CO})_5$ როგორც კატალიზატორი, მისი დაჟანგვის პროდუქტი ქიმიურად სუფთა Fe_2O_3 , როგორც ზევით საღებავის პიგმენტი.

რკინის (III) ოქსიდის გვარჯილასთან ან ბერთოლეს მარილთან შეღებობისას მიიღება რკინის პერმჟავას მარილი



კალიუმის პერფერატის სტრუქტურას შეიძლება მივცეთ შემდეგი სახე:



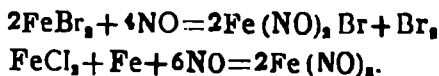
კალიუმის პერფერატი მწვანე ფერის ნივთიერებაა, წყალში გახსნისას ადვილად იშლება. მისი შესატყვისი მჟავა H_2FeO_4 არამდგრადია და წარმოქმნისთანავე იშლება.

CO რკინის პენტაკარბონილში ადვილად ჩაინაცვლება NO თი.

რკინის ნიტროზილი ($\text{Fe}(\text{NO})_4$) მიიღება რკინის პენტაკარბონილში NO მოქმედებისას მაღალი წნევის ქვეშ 45°C -ზე.

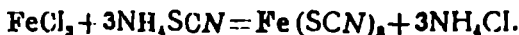
$\text{Fe}(\text{NO})_4$ შავი ფერის არამდგრადი კრისტალია, ადვილად იშლება ოთახის ტემპერატურაზე და მიიღება $\text{Fe}(\text{NO})$ და $\text{Fe}(\text{NO})_2$, განზავებული გოგირდმჟავას მოქმედებით მიიღება $(\text{FeSO}_4)_x(\text{NO})_y$.

ცნობილია აგრეთვე რკინის ნიტროზილის ჰალოგენიდები, მაგალითად, $\text{Fe}(\text{NO})_2\text{Cl}$, $\text{Fe}(\text{NO})_2\text{Cl}_2$, $\text{Fe}(\text{NO})_2\text{Br}$, $\text{Fe}(\text{NO})_2\text{J}$ და სხვ. ნიტროზილრკინის ჰალოგენების მიღება შეიძლება შემდეგი განტოლების მიხედვით:



ეს ნაერთები ძლიერი აღმდგენებია.

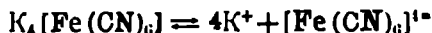
რკინის (III) იონებისათვის დამახასიათებელია თვისებითი რეაქცია როდანიდთან (თიოციანატთან). რკინის (III) მარილის ხსნარისა და უფერული როდანიდის ურთიერთქმედებით მიიღება სისხლისფერი რკინის როდანიდი:



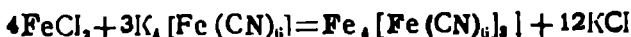
როდანიდ-იონი SCN^- რკინის (III) იონის რეაქტივია.

რკინის (III) იონისათვის მეტად დამახასიათებელია თვისებითი რეაქცია სისხლის ყვითელ მარილთან $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, რომელიც წარმოადგენს კალიუმის ფეროციანიდს.

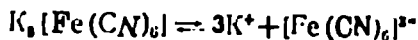
ეს მარილი ხსნარში შემდეგ იონებად იშლება



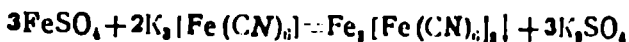
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ იონებისა და Fe^{3+} -იონების ურთიერთქმედებისას მიიღება მუქი ლურჯი ნალექი — ბერლინის ლაქვარი



სისხლის წითელი მარილი, $K_2[Fe(CN)_6]$ ანუ კალიუმის ფეროციანიდი ხსნარში წარმოქმნის შემდეგ იონებს



$[Fe(CN)_6]^{4-}$ -იონები და რკინის ორმუსტიანი იონები ურთიერთქმედების შედეგად წარმოქმნის წყალში უხსნად მუქი ლურჯი ფერის ნალექს — ტურბულის ლურჯას



ტურბულის ლურჯას წარმოქმნისას ხდება მუხტების მიმოცვლა, თავისუფალ Fe^{2+} და კომპლექსის Fe^{3+} იონებს შორის. ამიტომ ნალექი „ბერლინის ლაქვარდი“ და „ტურბულის ლურჯა“ ერთმანეთის იდენტურია.

მ. 7. 1. 3. კობალტი — Co

1. გავრცელებულობა ბუნებაში. თეთნაბადი კობალტი იშვიათია, მისი ნაერთები საკმაოდაა გავრცელებული სილიკატების, არსენიდების, ოქსიდების, კარბონატებისა და სულფიდების სახით. ბუნებაში კობალტი მოიპოვება შენადნობების სახით რკინასთან, სპილენძთან, ვერცხლთან, ოქროსთან, კალასთან.

კობალტი სასიცოცხლო პროცესებისათვის საჭირო ელემენტია; მას შეიცავს ადამიანის და ცხოველების ორგანიზმები. შეიცავს მას მცენარეებიც, შედის ვიტამინ B₁₂-ის შედგენილობაში.

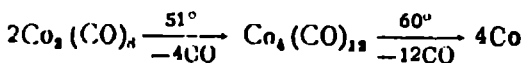
დედამიწის ქერქში მისი შემცველობა შეადგენს $40 \cdot 10^{-3}$ წონით %-ს. კობალტი მცირე რაოდენობით გვხვდება ნიადაგებში, ზღვის წყალში, მინერალურ წყლებში. მისი მთავარი მინერალებია:

კობალტინი — $CoAsS$ თეთრი, ფოლადისებრი კუბური კრისტალი, კობალტის ყველაზე მნიშვნელოვანი მინერალია, ხშირად ახლავს პირიტს, ხალკოპირიტს და თუთიის კრიალას.

სკუტერუდიტი, $CoAs_2$, ნაცრისფერი კრისტალია. სმალტინი, $CoAs_2$, ეწოდება კობალტის ლურჯ საღებავს, ნაცრისფერი კუბური კრისტალია. ლინეიტი, CoS_2 , ნაცრისფერი ოქტაედრული კრისტალია.

კობალტის ნაერთები მინარევეების სახით გვხვდება ნიკელის, რკინის, მაგნიუმის და მთელ რიგ სხვა მინერალებში. მისი საბადოები არის ფინეთში, გერმანიაში, შვეციასა და ნორვეგიაში, ჩინეთში, იაპონიაში და სხვ.

2. შიღება. კობალტის მცირე შემცველობის გამო მისი მიღება მადნებიდან რთულია. კობალტის მოპოვება წარმოებს კობალტის მადნების კონცენტრატებიდან ან პირიტის გამოწვის ნარჩენებიდან, ანდა ტყეის მადნების გადამუშავებისას. მადნებიდან გამოყოფილ კობალტს ოქსიდებიდან აღადგენენ წყალბადით, ალუმინთერმით, ნახშირბადის (IV) ოქსიდით, სუფთა კობალტი მიიღება მისი კარბონილების 60°C -ზე თერმული დაშლით.



სუფთა კობალტი მიიღება მისი სულფატის $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{CoSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ -ს ხსნარის ელექტროლიზით 60°C -ზე, კათოდად იყენებენ ფოლადის ფირფიტას, ანოდად სუფთა ტყვიას. Co_2O_3 , Co_2O_4 და CoO ოქსიდებიდან ნახშირით კობალტის აღდგენის შედეგად მიიღება კარბიდების და ნახშირის შემცველი არასუფთა კობალტი.

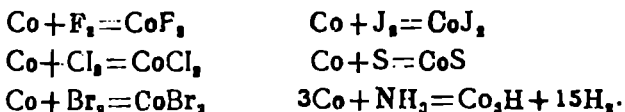
ქიმიურად სუფთა კობალტის მისაღებად მიმართავენ ზონებად ლღობის მეთოდს ან ელექტროქიმიურ რაფინირებას.

3. ფაზიკური და ქიმიური თვისებები. კობალტი ვერცხლისებრ-ნაცრისფერი მეტალია, სიმკვრივეა $8,83 \text{ გ/სმ}^3$, ლღობის ტემპერატურა 1492°C . სიმაგრე მოოსის სკალით 5,5; მყიფე, ფერომაგნიტური, არაჰედადი, წელვადი მეტალია. მისი ორი სახესხვაობიდან α -Co ჰქვს აგონალური, β -Co კუბური სისტემისა.

კობალტი ადვილად წარმოქმნის შენადნობებს მთელ რიგ მეტალებთან (Fe, Ni, Mn, Cr, W, Nb, V და სხვ.), კობალტის შენადნობები მაგნიუმთან წყალს შლის ოთახის ტემპერატურაზე.

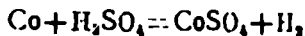
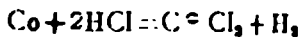
კობალტი ტენიან ჰაერზე არ იცვლება. ის ქიმიურად საკმაოდ მდგრადია ტუტეების მიმართ, ჟანგვას იწყებს მხოლოდ 300°C -ზე მაღლა. ჰაერზე დაჟანგვის შედეგად წარმოქმნის ოქსიდებს CoO , Co_2O_3 , Co_3O_4 .

გაცხელებისას კობალტი მთელ რიგ რეაქციებში შედის არამეტალურებთან



განზავებულ მარილმჟავასა და გოგირდმჟავასთან კობალტი მცი-

რე სინქარით ურთიერთქმედებს, აზოტმეკავასთან კი სწრაფად შედის რეაქციაში



კობალტი იხსნება აგრეთვე მლღობ მეკავასა და სამეფო წყალში კონცენტრირებული აზოტმეკავას მოქმედებით კი ჰასიურ მდგომარეობაში გადადის. გაღლობილ მწვავე კალიუმში 500°C-ზე მაღლა კობალტი იხსნება.

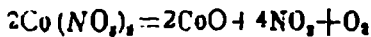
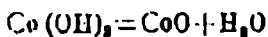
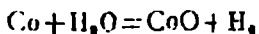
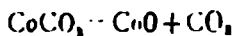
ნეიტრონებით კობალტის დამუშავებისას მიიღება რადიოაქტიური იზოტოპი $^{60}_{27}\text{Co}$, რომელიც ასხივებს დიდი ენერჯის მქონე γ — სხივებს. რის გამო მას ფართო გამოყენება მიეცა მედიცინასა და რადიაციულ ქიმიაში.

კობალტის შენადნობები დიდ გამოყენებას პოულობს ტექნიკის სხვადასხვა დარგში. მისი ოქსიდები CoO და Co_2O_3 ძველი დროიდან გამოიყენება ლურჯი მინანქრის მოსამზადებლად; ფხვნილის სახით კობალტი კატალიზატორად გამოიყენება ჰიდროგენოაციის და დეჰიდროგენიზაციის რეაქციებისათვის.

4. კობალტის ნაერთები. ნაერთებში კობალტის დაქანგულობის რიცხვი არის 1, 2, 3, 4; ყველაზე მდგრადია ნაერთები, რომლებშიც მისი დაქანგულობის რიცხვი არის 2, კოორდინაციული ნაერთები, რომელშიც მისი დაქანგულობის რიცხვი არის 3.

კობალტი (I) გვხვდება ნაერთებში Co_2Se , $\text{K}_2[\text{Co}(\text{CN})_5]$, $\text{M}_2^I[\text{Co}(\text{CO})(\text{CN})_5]$. ეს ნაერთები არამდგრადია, ძლიერ აღმდგენ თვისებებს იჩენს.

კობალტის (II) ნაერთები. კობალტის (II) ოქსიდი, მონაცრისფრო-მწვანე კრისტალური ფხვნილია. ძლიერ გახურებისას (3000°C) მარტივ ნივთიერებებად იშლება. მისი მიღება შეიძლება კობალტის დაქანგვით, რისთვისაც საჭიროა ათას გრადუსამდე ჯანგბადის ატმოსფეროში გახურება ან ამავე ტემპერატურაზე წყლის ორთქლით მოქმედება. უფრო ადვილია კობალტის ოქსიდის მიღება მისი ჰიდროქსიდის დაშლით ან კარბონატის, სულფატის, ნიტრატის თერმული დისოციაციით და Co_2O_3 -ის წყალბადით აღდგენის გზით

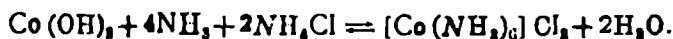


კობალტის აღდგენა მისი ოქსიდიდან ადვილია წყალბადით, ალუმინით, სპირტით, ნახშირბადის (II) ოქსიდით და სხვა აღმდგენლებით, რისთვისაც გაცხელება აუცილებელია. ეს ფუძე ოქსიდი, მინერალურ მჟავებში ადვილად იხსნება, KOH და NaOH -თან შელღობისას მიიღება ლურჯი ფერის კობალტიტები $\text{M}_2^I \text{CoO}_3$, ხოლო ტუტეებით თბილ ხსნარებში გახსნისას წარმოიქმნება კაშკაშა ლურჯი ფერის ჰიდროქსოკობალტატები — $\text{M}_2^I [\text{Co}(\text{OH})_6]$. ეს ნაერთები ადვილად ჰიდროლიზდება და ადვილად იუანგება. სხვადასხვა ოქსიდებთან გახურებისას მიიღება გარკვეული შედგენილობის ნაერთები. მაგალითად, კობალტის ალუმინატი, $\text{Co}[\text{Al}_2\text{O}_6]$, ლურჯი ოქტაედრული კრისტალები, მიიღება CoO და Al_2O_3 -ის ნარევის გავარვარებით $1200\text{—}1300^\circ\text{C}$ -ზე.

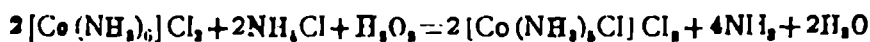
კობალტის ცინკატიც (CoZnO_2) მღებავი ნივთიერებაა მიიღება მწვანე ფერის ფხენილის სახით კობალტისა და თუთიის ოქსიდების ნარევის შელღობისას.

კობალტის ოქსიდი (CoO) გამოიყენება მინის, ფაიფურის და მინანქრის ლურჯ ფერად შესაფერავად, ამას გარდა გამოიყენება ქანგვის და დაშლის რეაქციების კატალიზატორად.

კობალტის ჰიდროქსიდი, $\text{Co}(\text{OH})_2$, მისი α -მოდისფიკაცია მეტასტაბილურია. $\alpha\text{-Co}(\text{OH})_2$ ლურჯი ნალექის სახით მიიღება თუ კობალტის (II) მარილების ხსნარზე ტუტის ცივი ხსნარით ვიმოქმედებთ. მდგრადია $\beta\text{-Co}(\text{OH})_2$ სახესხვაობა, მიიღება კობალტის (II) მარილების თბილ ხსნარებზე ტუტის მოქმედებით, რის შედეგად გამოილეკება ვარდისფერი ნალექი. იგივე მიიღება, თუ გავათბობთ $\alpha\text{-Co}(\text{OH})_2$ -ს. $\beta\text{-Co}(\text{OH})_2$ რომბული სისტემის, ვარდისფერი კრისტალებია. ორივე სახესხვაობა წყალში მცირედ იხსნება. იხსნება ტუტეების თბილ კონცენტრირებულ ხსნარებში, მინერალურ მჟავებში. ამიჯეო გახსნისას მიიღება არამდგრადი კობალტის (II) ჰექსამინები:



მისი დაქანგვისას მიიღება ალუმბლის ფერის კობალტის (III) მარილი



კობალტის (II) მარილები შედარებით ადვილად მიიღება მისი ოქსიდის (CoO) ან ჰიდროქსიდის ($\text{Co}(\text{OH})_2$) მჟავებით დამუშავებისას.

კობალტის დიფტორიდი, CoF_2 , მიიღება კობალტის (II) ოქსიდის ფტორწყალბადით 500°C -ზე დამუშავებისას. ცნობილია მისი კომპლექსური ნაერთები: ამინები $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{F}_2$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{H}_2\text{O}]\text{F}_2$, ფტორ-მარილები $\text{Na}[\text{CoF}_4]\cdot\text{H}_2\text{O}$, $\text{K}[\text{CoF}_4]\cdot\text{H}_2\text{O}$, $\text{K}_2[\text{CoF}_6]$. ფუძე მარილი $\text{CoF}_2\cdot\text{CoO}\cdot\text{H}_2\text{O}$, მეფე მარილი $\text{CoF}_2\cdot 5\text{HF}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ და ა. შ.

კობალტის (II) ქლორიდი, CoCl_2 , დიქლორიდი, უწყლო მარილი მიიღება კობალტის დაწვით ქლორის არეში ან მისი კრისტალიდრატის გამოშრობით. ის მკრთალი ცისფერი ფხვნილია, წყალში კარგად იხსნება, მისი წყალხსნარები ვარდისფერია. CoCl_2 ასევე კარგად იხსნება სპირტში, აცეტონსა და სხვა ორგანულ გამხსნელში. მისი კრისტალიდრატების ფერი დამოკიდებულია წყლის შემცველობაზე ($\text{CoCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ვარდისფერია, $\text{CoCl}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ მოვარდისფრო-იისფერია, $\text{CoCl}_2\cdot \text{H}_2\text{O}$ მოლურჯო-იისფერია). ამ მარილით გაელენთილი და გამოშროალი ფილტრის ქაღალდი ჰაერის ტენიანობის ინდიკატორად შეიძლება გამოვიყენოთ, რადგან ტენიანობის შეხედვით მისი ფერი დეჰიდრატაციის გამო ვარდისფერიდან ლურჯ ფერამდე იცვლება.

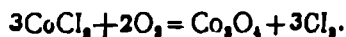
გაცხელებისას წყალბადი და მაგნიუმი აღადგენს მეტალურ კობალტს



კობალტის დიქლორიდს ქლორი ოთახის ტემპერატურაზე ეანგავს



ხოლო ეანგბადი ეანგავს გაცხელებისას

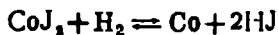


ცნობილია კობალტის ლურჯი მარილები $\text{M}^I[\text{CoCl}_2]$, $\text{M}_2^I[\text{CoCl}_4] \times \times 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{M}_2^I[\text{CoCl}_6] \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (სადაც M^I ტუტე მეტალების ონებია), კომპლექსური ამინები $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$ ორმაგე ქლორიდები $2\text{CoCl}_2 \cdot 7\text{LiCl} \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, $2\text{CoCl}_2 \cdot 3\text{LiCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ და სხვ.

კობალტის დიბრომიდი, CoBr_2 , მიიღება თუ დწილადებულ ცხელ მეტალურ კობალტზე ეიმოქმედებთ ბრომით ან იუ ბრომწყალბადწყავას კობალტის (II) ოქსიდზე ეიმოქმედებთ. იგი ძლიერ ჰიგროსკოპული მწვანე ფერის კრისტალებია. კარგად იხსნება წყალსა და ორგანულ გამხსნელებში. მისი განზავებული წყალხსნარი წითელია, კონცენტრირებული კი დაბალ ტემპერატურებზე ლურჯი ფერისაა. ცნობილია მისი კრისტალიდრატები $\text{CoBr}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, სადაც $n = 1, 2, 4, 6$. ტუტე მეტალების მარილებთან ადვილად წარმოქმნის

კობალტის ნაერთებს $M_2[Co(H_2O)_6Br_2]$, $M_2[CoBr_4] \cdot nH_2O$, ფუძე პალაგენიდებს $CoBr_2 \cdot 9Co(OH)_2$, $CoBr_2 \cdot 3Co(OH)_2$

კობალტის დიოდიდი CoJ_2 არსებობს მისი ორი მოდიფიკაცია-მდგრადი $\alpha-CoJ_2$, შავი ჰექსაგონალური კრისტალები, ძლიერ ჰიგროსკოპული და არამდგრადი $\beta-CoJ_2$, ყვითელი, ნემსისებრი კრისტალების სახით. ორივე სახესხვაობა იხსნება წყალსა და ორგანულ გამხსნელებში. წყალბადთან გაუცხელებლად რეაგირებს შემდეგი განტოლების მიხედვით:



CoJ_2 -ის წყალხსნარის ფერი დამოკიდებულია ტემპერატურაზე. $20^\circ C$ -ზე დაბლა წითელია, 20° და $40^\circ C$ -ის ინტერვალში მუქიმწვანეა, $40^\circ C$ -ზე მაღლა მწვანეა. ტემპერატურის ცვლილებისას იცვლება Co^{2+} -იონების ჰიდრატაციის ხარისხი, ეს კი განაპირობებს მისი შეფერილობის ცვლილებას (ელექტრონული ორბიტალების დეფორმაცია).

კობალტის დიოდიდი გამოიყენება კატალიზატორად ორგანული სინთეზის დროს.

კობალტის დიციანიდი, $Co(CN)_2$, მიიღება კობალტის (II) მარილების ნეიტრალურ ხსნარებზე კალიუმის ციანიდის მოქმედებით, რის შედეგადაც გამოილექება მურა-წითელი ფერის ნალექის სახით.

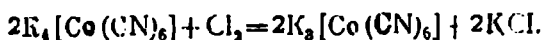


ხსნარიდან გამოლექილი კობალტის დიციანიდი მიიღება კრისტალ-ჰიდრატის $Co(CN)_2 \cdot 3H_2O$ სახით. ეს ნაერთი წყალში მცირედ იხსნება, კარგად იხსნება კალიუმის ციანიდის ხსნარში.



კალიუმის ჰექსაკობალტიციანიდი — $K_4[Co(CN)_6]$ წარმოადგენს კალიუმის ჰექსაფეროციანიდის $K_4[Fe(CN)_6]$ ანალოგს.

კალიუმის ჰექსიკობალტიციანიდი იისფერი კრისტალია, მას უანგბადის მიუწვდომლად ინახავენ მშრალ მდგომარეობაში, წყალში კარგად იხსნება. $K_4[Co(CN)_6]$ -ის წყალხსნარები გათბობისას ადვილად იუანგება უანგბადის, ქლორის ან ბრომის მოქმედებით, შედეგად მიიღება ყვითელი ფერის მარალი $K_2[Co(CN)_6]$:



$K_2[Co(CN)_6]$ წარმოადგენს წითელი სისხლის მარილის $K_2[Fe(CN)_6]$ -ის ანალოგს.

ცნობილია მჟავა $H_2[Co(CN)_6]$, რომელიც უფრო ნივთიერებაა, წყალში კარგად იხსნება.

კობალტის ღითოციანატი (ღიროდანიდი). $Co(SCN)_2 \cdot 4H_2O$, ში რდება, თუ კობალტის ხსნად მარილზე ვიმოქმედებთ ღითოციანატის ხსნარით. ნაერთი $Co(SCN)_2$ ჰიდროსკოპული. მოიხსნება წითელი კრისტალია. კარგად იხსნება წყალსა და სპირტში.

თუ კობალტის (II) მარილის ხსნარზე ვიმოქმედებთ თოციანატის ქარბი რაოდენობით, მიიღება ტეტრათოციანატკობალტატი (II), მაგალითად,



რომელსაც ლამაზი ლურჯი ფერი აქვს. ეს რეაქცია იმდენად მგრძობიარეა, რომ შეიძლება კობალტის აღმოჩენა, როცა მისი კონცენტრაცია არის 1 : 100 000. როგორც ჩანს, მიღებული ლურჯი ფერი განპირობებულია არადისოციერებელი $(NH_4)_2[Co(SCN)_4]$ მარილით.

კობალტის სულფიდი. CoS , გვხვდება ბუნებაში მინერალ-ჯეიპურიტის სახით. მისი მიღება შეიძლება ფტენილისებრი კობალტის და გოგირდის ნარევის გაცხელებით ან კობალტის ოქსიდის და გოგირდის ნარევის გახურებით

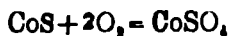


ხსნარებში კობალტის სულფიდი მიიღება, თუ მის ხსნად მარილზე ვიმოქმედებთ ამონიუმის ან ნატრიუმის სულფიდით

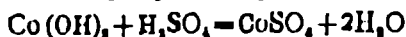


კობალტის სულფიდი შავი, წყალში მცირედ ხსნადი ნალექია.

კობალტის სულფატი $CoSO_4$, მიიღება კობალტის სულფიდის გახურებით ჰაერზე



ხსნარებში სულფატის მისაღებად კობალტის ოქსიდზე ან ჰიდროქსიდზე გოგირდმჟავათი მოქმედებენ.



კობალტის სულფატი (აქასპი) ვარდისფერი მონოკლინური კრისტალია. წყალში კარგად იხსნება. ტუტე მეთალებს სულფატის შემცველი

ხსნარებიდან კობალტის სულფატი ორმაგი მარილების სახით კრისტალდება, მაგალითად, ამონიუმ-კობალტის სულფატი $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \times \text{CoSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ წითელი ფერის კრისტალები, მაგნიუმის მსგავსი ორმაგი მარილის იზომორფულია.

ცნობილია კობალტის ფუძე სულფატები: ლურჯი $\text{CoSO}_4 \cdot 3\text{Co}(\text{OH})_2$ და იისფერი $2\text{CoSO}_4 \cdot \text{Co}(\text{OH})_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

კობალტის (II) სულფიტი, CoSO_3 , მიიღება თუ წყალში განაწილებული კობალტის ჰიდროქსიდის სუსპენზიაში გავატარებთ გოგირდოვან გაზს; მიიღება მცირედი ხსნადი, მოწითალო ფერის კრისტალ-ჰიდრატი $\text{CoSO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

კობალტის (II) ნიტრატი, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ მოწითალო ფერის კრისტალია, მიიღება, მაგალითად, კობალტის ოქსიდზე, ან ჰიდროქსიდზე, ანდა კარბონატზე განზავებული აზოტმჟავათი მოქმედებისას



თუ კობალტის (II) ნიტრატის ხსნარზე ვიმოქმედებთ ნატრიუმის ტუტით, რომელიც მცირე რაოდენობით იქნება აღებული, მივიღებთ მწვანე ფერის კობალტის ფუძე ნიტრატს $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{Co}(\text{OH})_2$, რომელიც კობალტის ნიტრატთან წარმოქმნის ვარდისფერ ფუძე ნიტრატს $\text{Co}_2(\text{OH})_2\text{NO}_3$, რომლისთვისაც დამახასიათებელია შრეობრივი კრისტალური სტრუქტურა.

კობალტის ორთოფოსფატი, $\text{Co}_2(\text{PO}_4)_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, ვარდისფერი ნალექია. მიიღება კობალტის (II) მარილების ხსნარებზე ნატრიუმის ჰიდროფოსფატის მოქმედებით ოთახის ტემპერატურაზე. ცხელი ხსნარიდან დაილექება იისფერი კრისტალჰიდრატი $\text{Co}_2(\text{PO}_4)_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, რომელიც წყალში ოქტაჰიდრატად გარდაიქმნება.

კობალტის კარბონატი, $\text{CoCO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, შავი კრისტალებია, მიიღება ტუტემეტალების კარბონატების ხსნარის მოქმედებით კობალტის (II) მარილის ხსნარზე, რომელიც გაჯერებულია CO_2 -ით



თუ ხსნარი არასაკმარისად შეიცავს ნახშირბადის (IV) ოქსიდს გამოილექება ფუძე მარილები $[\text{Co}(\text{CO})_3]_n$ $[\text{Co}(\text{OH})_2]_m$, რომლის შედგენილობა დამოკიდებულია კონცენტრაციასა და ტემპერატურაზე.

კობალტის (III) ნაერთები. $\text{Co}(\text{III})$ -ის ნაერთების სახესხვაობათა რაოდენობა შეზღუდულია. ისინი შედარებით არამდგ-

რადია, მათი ხსნარები ადვილად ჰიდროლიზდება და შედეგად მიიღება კობალტის (II) მარილები და გამოიყოფა ეანგბადი.

კობალტის (III) შაბი მდგრად ნაერთებს მიეკუთვნება, მაგრამ ქრომის, ალუმინისა და რკინის შაბები უფრო მდგრადია.

ცნობილია კობალტის (III) მრავალი კოორდინაციული მდგრადი ნაერთი, რომლებიც ქრომის (III) ანალოგიური ნაერთების მსგავსია.

კობალტის უწყლო (III) ოქსიდი, Co_2O_3 , მიიღება კობალტის (II) ნიტრატის თერმული დაშლით 180°C -ზე



ეს შავი, ჰექსაგონალური სისტემის წვრილი კრისტალია. გახურებისას მისგან წარმოიქმნება Co_2O_3 , ის ეანგავს მარილმჟავას ქლორის გამოყოფით

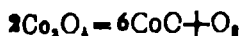


გათბობისას მოქმედებს SiCl_4 -ზე:



Co_2O_3 შეიძლება განვიხილოთ Fe_2O_3 -ის მსგავსად როგორც კობალტის (II) კობალტატი (I $\bar{\text{N}}$), $\text{Co}^{3+}[\text{Co}_2^{3+} \text{O}_4^{2-}]$. ის მიიღება ჰაერზე ან ეანგბადის ატმოსფეროში 100°C -ზე ზევით გაცხელებისას ან კობალტის კარბონატის, ან ნიტრატის თერმული დაშლით და შემდეგ მისი გავარეარებით.

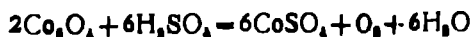
Co_2O_3 შავი ოქტაედრული კრისტალებია, 940° -მდე გახურებისას მისგან მიიღება Co (II) ოქსიდი CoO



ადვილად აღდგება H_2 , C , CO , Na , K , Al -ით გაცხელებისას იხსნება მარილმჟავაში ქლორის გამოყოფით



გოგირდმჟავაში კი ეანგბადის გამოყოფით.



Co_2O_3 გამოიყენება მინის მოსამზადებლად, რომელიც შთანთქავს ულტრაიისფერ სხივებს, და როგორც ამიაკის მყანგავი კატალიზატორი.

კობალტის (III) ოქსიდის ჰიდრატები $\text{Co}_2\text{O}_3 \cdot (1-3) \text{H}_2\text{O}$ მიიღება CoO -ს დაეანგვით ტენიან ჰაერზე, ტუტე არეში კობალტის ჰიდროქსიდის სუსპენზიის ან ქლორით, ან ბრომით დაეანგვისას.

$\text{Co}_2\text{O}_3(1-3)\text{H}_2\text{O}$ შავი, წყალში და ამონიაკში მცირედ ხსნადი; მუანგავი ნივთიერებაა, იხსნება მარილმუცავაში ქლორის გამოყოფით, ტუტეებთან წარმოქმნის ჰიდროქსიკობალტატებს (III) $\text{M}_2^I[\text{Co}(\text{OH})_6]$. კობალტის ტრიფტორიდი (Co_2F_6) მიიღება ელემენტარული ფტორის მოქმედებით მეტალურ კობალტზე ან უწყლო CoF_2 , ან CoCl_2 -ზე სამას-ოთხას გრადუსზე ჰერმეტიკულად დახურულ ნიკელის ქურქელში.

CoF_2 ყავისფერი ტრიკლინური კრისტალია, გაცხელებისას ან წყლის მოქმედებისას იშლება, წყალბადის არეში აღდგება



ტუტე მეტალებთან ურთიერთქმედებისას აღდგება მეტალური კობალტი, CoF_2 გამოიყენება ორგანული ნაერთების ფტორირების რეაქციების ჩასატარებლად.

კობალტის ტრიქლორიდი, Co_2Cl_6 , ანუ $\text{Co}[\text{CoCl}_4]$ მიიღება კობალტის დიქლორიდის სპირტხსნარებში ქლორის გატარებით — 60° -ზე, ან Co_2O_3 -ზე მშრალი ქლორწყალბადის მოქმედებით — 5° , გაუწყლოებულ ეთერში ის მოშავო-მწვანე ფერის ფხვნილია, ქიმიურად არამდგრადი, ძლიერი მუანგავია:



იშლება გათბობისას:



ტენიან ჰაერზე წარმოქმნის ლურჯი ფერის მუცავს $\text{H}[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6\text{Cl}_2]$. კობალტის სულფიდი Co_2S_3 მიიღება კობალტისა და გოგირდის შელლობით ($350-400^\circ\text{C}$). ის ნაცრისფერი კრისტალია. მცირედ ხსნადია კობალტის (III) თიოკობალტატი $\text{Co} + [\text{Co}_2^{3+}, \text{S}_3^{2-}]$ ანუ Co_2S_4 . ბუნებაში გვხვდება მინერალ ლინეიტის სახით. შავი, კუბური სისტემის კრისტალბაა.

კობალტის (III) სულფატი, $\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$. მიიღება ანოდზე 0° -ზე CeSO_4 -ის ხსნარის 40%-იან გოგირადმუცავაში ელექტროლიზის დროს. ნაერთი $\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ მომწვანო-ლურჯი ფერის კრისტალია, ქიმიურად არამდგრადი, ძლიერი მუანგავი. ამონიუმის და ტუტე მეტალების სულფატებთან წარმოქმნის შაბებს $\text{M}_2^I \text{SO}_4 \cdot \text{Co}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{X} \cdot 24\text{H}_2\text{O}$. ის ლურჯი ფერის კრისტალია, წყალში ნაკლებად ხსნადი.

კობალტის (III) კოორდინაციული ნაერთები მრავლადაა ცნობილი. ის წარმოქმნის მონო-, ბი-, ტრი- და პოლიბირთვულ კოორდინირებულ ნაერთებს. კოორდინაციული რიცხვი უდრის ექვსს. ჭვუფებია ამინები; აქვამინები, ჰიდროქსიმარლები და სხვ.

კობალტი (III) უფრო მტკიცე კოორდინაციულ ნაერთებს წარმოქმნის ამიაკთან, ვიდრე კობალტთან (II). თუ კობალტის (II) დიქლორიდის წყალხსნარში გავატარებთ ამიაკს, ამონიუმის ქლორიდთან ურთიერთქმედებისას მიიღება ქლორის ჰექსამინკობალტატი (III) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$. ეს ნაერთი მოყვითალო ნარინჯისფერი კრისტალურია, დისოციაციის შედეგად მიიღება ხსნარი, რომლის ელექტროგამტარობიდან გამომდინარეობს. რომ ელექტროლიტური დისოციაციით მიიღება შემდეგი იონები



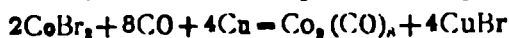
ამ მარილის გარდა ხსნარიდან შეიძლება გამოეყოთ წითელი მარალა $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}]\text{Cl}_2$ აქვოპენტამინკობალტი (III) ქლორიდი, რომლის კოორდინაციული რიცხვი აგრეთვე ექვსია.

ამავე ხსნარიდან შეიძლება მივიღოთ წითელი მარალი $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ქლორპენტამინკობალტის (III) ქლორიდი. ამას გარდა, ცნობილია ლურჯი ფერის მარალი $[\text{CoCl}_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$ დიქლორიდტეტრაამინკობალტის (III) ქლორიდი, რომელიც ორი იზომერის (ცის და ტრანს) სახით არსებობს. ცის იზომერი მოლურჯო-იისფერია. ტრანსიზომერი კი — მწვანე.

აქ განვიხილოთ კობალტის (III) უმთავრესი ამინონაერთები. ამიაკის მოლეკულების ნაცვლად მსგავს კოორდინაციულ ნაერთებში შეიძლება სხვადასხვა ლიგანდი (ატომთა ჭვუფი, მოლეკულები, იონები) შედიოდეს. კობალტის ამიაკტებს შორის დიდი ხანია ცნობილია ამონიუმის ტეტრანიტრო-ტრანსდამინკობალტი (III) $\text{NH}_4[\text{Co}(\text{NO}_2)_4] \cdot x(\text{NH}_3)_y$. ეს ყვითელი რომბული კრისტალებისაგან შემდგარი ფხენილია (ერდმანის მარალი). მისი კატიონის შეცვლით, მაგალითად, $\text{Ag}[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_y]$ კომპლექსის კონფიგურაცია არ იცვლება კობალტის მრავალბირთვიან კომპლექსურ ნაერთებზე აქ აღარ შევჩერდებით.

კობალტის კარბონილები. ცნობილია კობალტის მონო- და პოლიბირთვული კარბონილები. პირველს ეკუთვნის, მაგალითად, წყალბადის ტეტრაკარბონილკობალტატი $\text{HCo}(\text{CO})_4$ და $\text{M}^+[\text{Co}(\text{CO})_4]$, $\text{M}_2^+[\text{Co}(\text{CO})_4]_2$, $\text{M}_3^+[\text{Co}(\text{CO})_4]_3$ — ტიპის ტეტრაკარბონილკობალტატები.

პოლიბირთვული კარბონილების მაგალითია ოქტაკარბონილი $\text{Co}_8(\text{CO})_8$ და დოდეკაკარბონილი $\text{Co}_8(\text{CO})_{12}$. კობალტის ოქტაკარბონილი $\text{Co}_8(\text{CO})_8$ მიიღება კობალტის ოქსიდზე CO მოქმედებით 220° -სა და 250 ატ წნევაზე. კობალტის ოქსიდის ნაცვლად შეიძლება ავიღოთ აგრეთვე კობალტის სულფიდი, ქლორიდი ან ბრომიდი, და რეაქცია ჩავატაროთ სპილენძის მონაწილეობით



$\text{Co}_8(\text{CO})_8$ გამკვირვალე მოწითალო-ნარინჯისფერი კრისტალური ნივთიერებაა, 60°C -ზე იშლება $\text{Co}_8(\text{CO})_{12}$ და CO -ად. მცირედ იხსნება წყალში. მასზე წყალბადის მოქმედებით 165°C -სა და 120 ატ წნევაზე მიიღება წყალბადის ტეტრაკარბონილკობალტატი $4\text{Co}(\text{CO})$ იგი მიიღება მეტალური კობალტის. აგრეთვე CO -ს და წყალბადის ურთიერთქმედებით 50 ატ წნევაზე.

$4\text{Co}(\text{CO})_4$ ტოქსიკური უსიამოვნო სუნის მქონე სითხეა, დუღს 10° -ზე, იშლება $\text{Co}(\text{CO})_8$ -ად და წყალბადად. მას მკაფიოდ გამოხატული აღმდგენი უნარი აქვს.

აღნიშნულის გარდა ცნობილია კობალტის ჰიდრიდი CoH_2 , ნიტრიდები Co_3N , Co_2N , Co_3N_2 და CoN , რომლებიც კობალტის აზოტირებისას წარმოიქმნება. მიღებულია აგრეთვე კობალტის ფოსფიდები, კარბიდები Co_2C და Co_3C და ბორიდები.

8. 7. 1. 8. ნიკელი — Ni

1. გავრცელება ბუნებაში. ბუნებაში გვხვდება როგორც თვითნაბადი, აგრეთვე ნაერთების სახით ბმული ნიკელი. ასეთია მისი სულფიდები, არსენიდები, არსენატები. სილიკატები, სულფატები და სხვ. მისი შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს $1,8 \cdot 10^{-2}$ წონით %-ს. ნიკელს შეიცავს აგრეთვე მეტალური მეტეორიტები. ნიკელის სულფიდური მინერალები ხშირად შეიცავენ კობალტს, პლატინას, პლატინის ოჯახის მეტალებს, ოქროს, სელენს, ტელურს.

ნიკელის მნიშვნელოვანი მინერალებია: მილერიტი — NiS ყვითელი ტრიგონალური კრისტალები, პერტლანდიტი — $(\text{H}, \text{Ni})_2\text{S}_3$ ყვითელი, კუმური სისტემის კრისტალები. ნიკოლიტი — NiAs , რომელიც სულფიდური და არსენიდული მინერალების თანამგზავრია და ხშირად თვითნაბად ვერცხლთან ერთად გვხვდება.

ნიკელის მინერალების საბადოები მოიპოვება ფინეთში, ნორვეგიაში, დიდ ბრიტანეთში, საფრანგეთში, იტალიაში, ესპანეთში და სს.ს.

2. მიღება. გოგირდოვანი და დარიშხანოვანი ან სილიკატური მადნებიდან ნიკელს ლებულობენ პირომეტალურგიული და ელექტროლიზური გზებით. გამოყოფილი ნიკელი მინარევის სახით ხშირად შეიცავს კობალტს, სპილენძს, რკინას და სს.ს. ნელი ნიკელისაგან მინარევის მოსაცილებლად მიმართავენ ელექტროლიზის მეთოდს ან მას კარბონილად გარდაქმნიან $Ni(CO)_4$, რომელსაც დაშლიან გაცხელებით ($200^{\circ}C$ -ზე).

3. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ნიკელი მოვერცხლისფრო რუხი ბრჭყვიალა მეტალია, ცნობილია მისი ორი სახესხვაობა $\alpha-Ni$ კუბური, წახნაგდაცენტრილი მესრით და $\beta-Ni$, მკვრივი ჰექსაგონალური უმპიდროესი წყობით. $\alpha-Ni$ ფერომაგნიტურია.

$20^{\circ}C$ -ზე ნიკელის სიმკვრივეა 8,207 გ/სმ³, სიჰაგრე მოოსის სკალით, 5, წელვადია, ძნელად ლღობადი ($t_{ღ} = 1455^{\circ}C$), ახასიათებს შედარებით დაბალი სიზბოგამტარობა და დაბალი ელექტროგამტარობა.

ნიკელის პიროფორმული ფხენილის მიღება შეიძლება ამაღამის გაცხელებით. ელექტროლიზით, თხევად ამიაკში მეტალური ნატრიუმით აღდგენის გზით და ოქსიდებიდან წყალბადის ატმოსფეროში $270-280^{\circ}C$ აღდგენით.

ნიკელი მრავალ მეტალთან შენადნობებს წარმოქმნის.

ქიმიურად ნიკელი არააქტიურია. ჰაერზე და წყალში კოროზიას არ განიცდის.

ჟანგბადთან ნიკელი $\sim 500^{\circ}C$ -ზე შედის რეაქციაში. მიიღება მწვანე ფერის ოქსიდი, ნიკელის ნახერხი $150-200^{\circ}C$ იჟანგება. ცნობილია მისი ოქსიდები Ni_2O , NiO , Ni_2O_3 , Ni_3O_4 . $600-1050^{\circ}C$ -ზე ნიკელი წყლის ორთქლთან რეაგირებს



წყარი და გაღობილი ნიკელი უკეთ შთანთქავს წყალბადს, ვიდრე რკინა და კობალტი.

პალოგენებთან ნიკელი წარმოქმნის NiF_2 , $NiCl_2$, $NiBr_2$, NiI_2 .

განზავებული მკვებები HCl , H_2S , HNO_3 ნელა მოქმედებენ ნიკელზე. კონცენტრირებულ აზოტმჟავას მოქმედებისას $15^{\circ}C$ -ზე ნიკელი პასიურ მდგომარეობაში გადადის, ცხელ აზოტმჟავაში ენერგიულად იხსნება. სამეფო წყლის მოქმედებისას მიიღება ნიკელის ქლორიდი. სუფრის მარილის, რკინის შაბის წყალხსნარებში ნიკელი კოროზიას განიცდის.

ნიკელის მარილები არატოქსიკურია.

4. გამოყენება. ნიკელი ფართოდაა გამოყენებული ტექნიკაში, ტექნიკურ მეტალებს შორის ერთ-ერთი ძვირადღირებულია. ეს ზღწღავს მის ფართო გამოყენებას.

ნიკელის მეტი წილი ხმარდება შენადნობების მომზადებას; ასეთია მაღალი წინაღობის მქონე „ნიქრომი“. გამოიყენება ელექტროლუმლების მოსამზადებლად). ფერონირომი, ფოლადები. ბრინჯაოები, ელექტროტექნიკაში გამოყენებული კონსტანტანი (40% Ni, 60% Cu), ნიკელის (31% Ni, 56% Cu, 13% Zn), მანგანი (4% Ni, 12% Mg, 84% Cu), მანქანების დეტალების ოსამზადებელი შენადნობები, ტუტე იკუმულატორის ელექტროდები; ნიკელი გამოიყენება ჰიდროგენისა-ციის კატალიზატორების მოსამზადებლად, მუდმივი შავნიტების ჩამოსასხმელად. ნიკელის ზოგი ნაერთი იხმარება კერამიკულ მრეწველობაში პიგმენტების მოსამზადებლად და სხვ.

5. ნიკელის ნაერთები. ნაერთების უმრავლესობა შეიცავს ნიკელს, რომლის დაქანგულობის რიცხვი 2-ის ტოლია.

ნიკელი (I)-ის ნაერთებია: ოქსიდი Ni_2O — ყვითელი ფხვნილი, ჰიდროქსიდი $NiOH$ — ლურჯი, ფუძე თვისებების ნაერთია, ნარინჯისფერი ციანიდი $NiCN$, ყვითელი ფერის სულფიდი Ni_3S_2 ; წითელი ფერის კომპლექსები $K_2[NiCl_4]$, $Na_2[NiCl_4]$, $K_2[Ni(NO)(CN)_4]$, $K_2[CO(CN)_4]$.

ნიკელის (I) ჰიდროქსიდი $NiOH$ ნალექის სახით მიიღება, ადვილად იხსნება კალიუმის ციანიდის ხსნარში. მიიღება $K_2[Ni(CN)_4]$. კომპლექსური ნაერთის $K_2[Ni(CN)_4]$ წყალხსნარი ადვილად შთანთქავს CO და მიიღება $K_2[Ni(CO)(CN)_4]$. წითელი ფერის $K_2[Ni(CN)_4]$ -ის ხსნარის შეშვავებისას გამოილეკება ნარინჯის ფერი ციანიდი (I) — $NiCN$.

ნიკელის (II) მარილები. ნიკელის ორმუხტიანი იონის შემცველი ნაერთები მრავლადაა ცნობილი. ამათგან აქ განვიხილავთ უმთავრეს ნაერთებს $Ni(II)$ -ის ნაერთების კატიონები $[Ni(H_2O)_6]^{2+}$ და $[Ni(H_2O)_5]^{2+}$, რომლებიც შედიან ნიკელის მარილების კრისტალჰიდრატების მესერში, მწვანეა, წყალხსნარებში ნიკელი $[Ni(H_2O)_6]^{2+}$ იონების სახითაა. $Ni(II)$ -ის უწყლო მარილები კი სხვადასხვა ფერი-საა. მაგალითად,

NiF_2	$NiCl_2$	$NiBr_2$	NiJ_2
მოყვითალო	ყვითლო	ყვიისფლო	შავი

ნიკელის მარილები მიიღება მეტალურ ნიკელზე მინერალური მკაეების. ჰალოგენების, გოგირდის, სელენის, სამეფო წყლის მოქმედებისას, უფრო ადვილად მიიღება ნიკელის მარილები სათანადო მკაეების მოქმედებით ნიკელის ოქსიდზე ან კარბონატზე.

ნიკელის (II) მარილები, რომლებიც ძლიერ მკაეებთან ურთიერთქმედებისას მიიღება, წყალხსნარში ჰიდროლიზის გამო მკაეე რეაქციას იჩენენ.

ნიკელის (II) უწყლო მარილების უმრავლესობა იერთებს წყალს. წარმოქმნის აქვომარილებს, იერთებს ამიაკს და ამ დროს წარმოქმნის კოორდინაციულ ნაერთებს — არამდგრად ამიაკატებს, რომლებიც ადვილად იშლება წყალში გახსნისას:



ნიკელის (II) კომპლექსური ნაერთების კოორდინაციული რიცხვი არის 4 და 6.

ნიკელის ოქსიდი — NiO , ბუნებაში გვხვდება მინერალ ბუნზენიტის სახით, ის არაგამჟვირეაღე, მუქი მწვანე ოქტაედრული კრისტალებია.

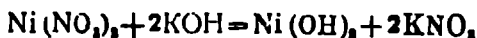
ნაერთი NiO შეიღლება მივიღოთ ნიკელის კარბონატის NiCO_3 , სულფატის NiSO_4 , ოქსიდების Ni_2O_3 , Ni_3O_4 , NiO -ის 1000°C -მღე გახურებით. ნიკელის ოქსიდი NiO მონაცრისფრო-მწვანე კუბური კრისტალებია, წყალში მცირედ ხსნადია, იხსნება მკაეებში, რის შედეგად წარმოიქმნება ნიკელის (II) მარილები.

ნიკელის ოქსიდის (NiO) ფუძე თვისებები ვლინდება ამონიუმის მარილებზე მოქმედებისას, საიდანაც იგი გათბობისას აძევებს ამიაკს. რეაქციაში შეღის მკაეურ ოქსიდებთან (MnO_2 და WO_3 -თან), ხელს უწყობს KMnO_4 -ის დაშლას $100-105^\circ\text{C}$ -ზე, ჟანგავს ამიაკს.

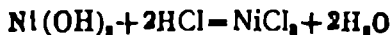
ნიკელის ოქსიდი გამოიყენება კატალიზატორად, კერამიკულ წარმოებაში მწვანე პიგმენტად, მინისა და მინანქრის მოსამზადებლად.

ნიკელის პეროქსიდი — $\text{Ni} \begin{matrix} \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ | \\ \text{O} \end{matrix} \cdot n \text{H}_2\text{O}$, მიიღება თუ ნიკელის ქლორიდის სპირტხსნარზე წყალბადის პეროქსიდს KOH -ის სპირტხსნართან ერთად ვამოქმედებთ. $\text{NiO}_2 \cdot n \text{H}_2\text{O}$ მომწვანო ნაცრისფერი ფხვნილია, წყალში მცირედ იხსნება.

ნიკელის ჰიდროქსიდი — $\text{Ni}(\text{OH})_2$, მიიღება მწვანე, დიდი მოცულობის მქონე ნალექის სახით, თუ ნიკელის მარილის ხსნარზე ვიმოქმედებთ ტუტით:

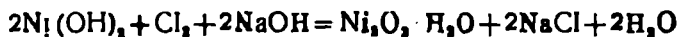


ნალექის გათბობისას ან ხსნარის დიდი ხნის განმავლობაში შენახვისას ამორფული ნალექიდან გამოიყოფა $\text{Ni}(\text{OH})_2$ -ის მწვანე კრისტალები. $\text{Ni}(\text{OH})_2$ იხსნება მცავეებში, ამიაკში, ამონიუმის ქლორიდის ხსნარში:



რადგან განხილული რეაქციის წონასწორობა გადახრილია კომპლექსის წარმოქმნის მიმართულებით, ამიტომ ამიაკი ამონიუმის მარილების ხსნარებიდან ვერ გამოლექავს $\text{Ni}(\text{OH})_2$ -ს.

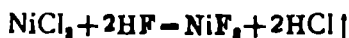
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ -ისა და $\text{Co}(\text{OH})_2$ -ის საპირისპიროდ $\text{Ni}(\text{OH})_2$ მდგრადია ჰაერზე და იუანგება მხოლოდ ისეთი ძლიერი მუანგავეების მოქმედებით, როგორცაა ქლორიანი ან ბრომიანი წყალი ტუტე არეში:



ნიკელის დიფტორიდი, NiF_2 , ადვილად მიიღება ამონიუმის ტეტრაფტორნიკელატის კომპლექსური მარილის თერმული დაშლით



ან ნიკელის ქლორიდზე ფტორწყალბადით მოქმედებისას 150°C -ზე



ნაერთი NiF_2 ტეტრაედრული კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში მცირედ ხსნადი, ჰაერზე გაცხელებისას მიიღება NiO . ტუტე მეტალების და ამონიუმის ფტორიდებთან წარმოქმნის ფტორნიკელატებს $\text{K}[\text{NiF}_6]$, $\text{K}_2[\text{NiF}_6]$, $\text{K}[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_6]$, $(\text{NH}_4)_2[\text{NiF}_6]$, შეავე ორმაგ ფტორიდებს $\text{NiF}_2 \cdot 5\text{HF} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ და სხვ.

ნიკელის დიქლორიდი, NiCl_2 , მიიღება $600\text{--}800^\circ\text{C}$ -მდე გაცხელებულ ფხენილისებრ ნიკელზე მშრალი ქლორის მოქმედებით ან ტენიანი ქლორის მოქმედებით მეტალურ ნიკელზე ჩვეულებრივ პირობებში ან კიდევ $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ -ის თერმული დაშლით.

$NiCl_2$ ნერთი წყალში იხსნება, ჰაერზე გახურებით გარდაიქმნება ოქსიდად, წყალბადის ატმოსფეროში გაცხელებით აღდგება



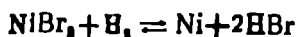
წყალხსნარში ნაწილობრივი ჰიდროლიზის შედეგად მიიღება ფუძე მარილი



ნიკელის დიბრომიდი — $NiBr_2$ მიიღება მაღალდისპრესული მეტალური ნიკელისა და ბრომის ორთქლის ურთიერთქმედებით ან გავარეარებულ ნიკელის ოქსიდზე ბრომწყალბადის მოქმედებით



$NiBr_2$ ნერთი ჰიგროსკოპული, ყავისფერი კრისტალური ნივთიერებაა. ძლიერი გახურებით ჰაერზე გარდაიქმნება, მიიღება ოქსიდი NiO , წყალბადის ატმოსფეროში გაცხელებისას აღდგება მეტალური ნიკელი



თხევად ამიაკში გახსნილი ტუტე მეტალების მოქმედებით ნიკელის ბრომიდიდან მიიღება მაღალდისპრესიული მეტალური ნიკელი.

ნიკელის დიბრომიდი ტუტე მეტალების ბრომიდებთან კომპლექსურ მარილებს წარმოქმნის: $M^I[Ni(Br_2)_2]$, $M^I_2[NiBr_4]$. ცნობილია მისი ფუძე ბრომიდები $NiBr_2 \cdot Ni(OH)_2$, $NiBr_2 \cdot n Ni(OH)_2 \cdot n H_2O$.

ნიკელის დიიოდირი — NiI_2 , მიიღება ცხელი მაღალდისპრესიული მეტალური ნიკელის და იოდის ორთქლის ურთიერთქმედებით



NiI_2 ნერთი წყალში ხსნადია. წყალბადის არეში გაცხელებისას აღდგება

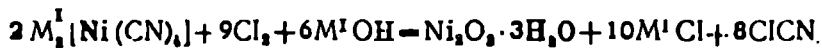


ცნობილია ნიკელის იოდიდის ჰექსაჰიდრატი $[Ni(H_2O)_6]I_2$, მისი კომპლექსური მარილები $[Ni(NH_3)_6]I_2$, $[Ni(N_2H_4)_2]I_2$, აღუქტები $NiI_2 \cdot HgI_2 \cdot 4NH_3 \cdot 4H_2O$, $NiI_2 \cdot 2HgI_2 \cdot 4NH_3 \cdot 2H_2O$.

ნიკელის ციანიდი, $Ni(CN)_2$, ანუ $Ni[Ni(CN)_4]$ ყავისფერი, წყალში უხსნადი ნივთიერებაა. მისი მიღება შეიძლება თუ ნიკელის (II) მარილებზე ეიმოქმედებთ კალიუმის ციანიდის ხსნარით, ხსნა-

რიდან გამოლექილი ჰიდრატირებული ნიკელის ციანიდი $\text{Ni}(\text{CN})_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ მწვანე ფერისაა.

ჰარბად აღებულ კალიუმის ციანიდის ხსნარში $\text{Ni}(\text{CN})_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ იხსნება, მიიღება ყვითელი ფერის $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4] \cdot n\text{H}_2\text{O}$ -ს ხსნარი, რომლის აორთქლებით შეიძლება გამოვეყთ ნარინჯისფერი კრისტალები $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4] \cdot \text{H}_2\text{O}$ ან $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. ასევე მიიღება ნატრიუმის ტეტრაციანნიკელატები (II). მათი ქლორით ან ბრომით დამუშავებისას ტუტე არეში მიიღება ნიკელის (III) ჰიდრატირებული ოქსიდი

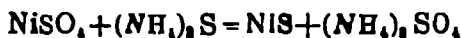


თუ ტეტრაციანნიკელატის (II)-ის ხსნარებს ჰარბად აღებულ ნატრიუმის ან კალიუმის ციანიდით დავამუშავებთ, მიიღება ჰექსაციანნიკელატი (II) $\text{M}'_4[\text{Ni}(\text{CN})_6] \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (მოწითალო-ნარინჯისფერი ხსნარი).

ნიკელის თიოციანატი (როდანიდი), $\text{Ni}(\text{SCN})_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, მწვანე ფერის კრისტალებია, გამოილექება ნიკელის (II) სულფატის და ბარიუმის თიოციანატის ხსნარების შერევისას. უწყლო მარილი მუქი ყავისფერია.

ნიკელის თიოციანატი ტუტე მეტალების თიოციანატებთან წარმოქმნის $\text{M}'_2[\text{Ni}(\text{SCN})_4] \cdot n\text{H}_2\text{O}$ და $\text{M}'_4[\text{Ni}(\text{SCN})_6] \cdot n\text{H}_2\text{O}$ შედგენილების მარილებს. ნატრიუმის მარილი მწვანეა, კალიუმისა და ამონიუმის მარილები კი ლურჯი.

ნიკელის სულფიდი γ - NiS მოიპოვება ბუნებაში მინერალ მილერიტის სახით, ბრინჯაოს ფერი კრისტალებია. ცნობილია ნიკელის მონოსულფიდის სამი ალოტროპული სახესხვაობა, α , β - და γ — NiS . ნიკელის სულფიდი მიიღება შავი ნალექის სახით ნიკელის (II) მარილის ხსნარზე ამონიუმის სულფიდის მოქმედებისას



გამოლექილი სულფიდი α - NiS მოდიფიკაციისა და β - NiS მოდიფიკაციის ნარევიანია. α -მოდიფიკაცია ამორფულია, ადვილად იხსნება განზავებულ მჟავებში (HCl , H_2SO_4), β -მოდიფიკაცია კრისტალურია, იხსნება 2NHCl გაცხელებისას. მშრალი გზით მიღებული β - NiS ყვითელი ფერისაა, ძნელად იხსნება HCl და H_2SO_4 -ში, იხსნება HNO_3 -ში, სამეფო წყალში.

γ—NiS ერთადერთი სახესხვაობა, რომელიც სუფთა სახით მიიღება.

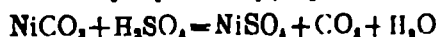
ცნობილია ფუძე სულფიდი $2NiS \cdot NiO$, მკვებ სულფიდი $Ni(HS)_2$ და ორმაგი სულფიდები, მაგალითად, $3NiS \cdot K_2S$, $4NiS \cdot BaS$.

ნიკელის დისულფიდი, NiS_2 , ანუ $Ni \begin{matrix} S \\ \swarrow \\ S \end{matrix}$, ბუნებაში არ მოიპოვება. მისი მიღების მიზნით ნიკელის კარბონატს ($NiCO_3$) კალიუმის კარბონატს (K_2CO_3) და გოგირდს შეაღებენ ერომასიუტთან ან ნიკელის სულფიდს (NiS) გოგირდთან ერთად აცხელებენ 30—40 საათის განმავლობაში.

ნიკელის დისულფიდი ნაცრისფერია, კრისტალური აღნაგობით იგი პირიტის ანალოგიურია.

ბუნებაში მოიპოვება ორმაგი სულფიდი $(Ni, Ni)S_2$.

ნიკელის (II) სულფატი ($NiSO_4$) მიიღება ნიკელზე ან ნიკელის (II) ოქსიდზე ან ნიკელის სხვა მარილზე კონცენტრირებულ გოგირდმკვავას მოქმედებით



ნიკელის უწყლო სულფატი $NiSO_4$ ყვითელი კრისტალია, კარგად იხსნება წყალში, გახურებით იშლება, ადვილად აღდგება წყალბადით.

ცნობილია მისი კრისტალჰიდრატები $NiSO_4 \cdot nH_2O$ ($n = 2, 4, 5, 6, 7$).

კრისტალჰიდრატი $NiSO_4 \cdot 6H_2O$ ანუ $[Ni(H_2O)_6]SO_4 \cdot 6H_2O$ მოიპოვება ბუნებაში მინერალ მორენოზიტის სახით. ეს მწვანე ფერის კრისტალური ნვთიერებაა.

α— $NiSO_4 \cdot 6H_2O$ ანუ α— $[Ni(H_2O)_6]SO_4$ გვხვდება ბუნებაში მინერალ რეტგერსიტის სახით, მიიღება ნიკელის სულფატის წყალსსნარის ამოორთქვლით (31.5—53.5°-ის ინტერვალში მიიღება ლურჯი ტეტრაგონალური კრისტალები).

ცნობილია ორმაგი სულფატები $M_1^I SO_4 \cdot NiSO_4 \cdot 6H_2O$ (სადაც $M^I = \gamma^+, Rb^+, Cs^+, NH_4^+, Tl^+$), ფუძე სულფატები $NiSO_4 \cdot 3Ni(OH)_2 \cdot nH_2O$, $3NiSO_4 \cdot 4Ni(OH)_2$ და სხვ.

ნიკელის ნიტრატი, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, მოყვითალო მწვანე ფტენილია, იხსნება წყალში. თხევად ამიაკში გახსნისას მიიღება მოიისფრო ვარდისფერი ხსნარი, რომლის ამოორთქვლით და გახურებით რჩება ნიკელის ოქსიდი, რომლის შედგენილობა NiO -სა და Ni_2O_3 -ის შორის ძვეს.

ნიკელის ნიტრატის კრისტალჰიდრატი $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot X \cdot n\text{H}_2\text{O}$, ($n=2,4,6,9$) მიიღება თუ მეტალურ ნიკელზე ან მის ოქსიდზე განზავებული აზოტჰვაით ვიმოქმედებთ. $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ანუ $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$ გამოკრისტალდება მისი ხსნარის აორთქლებისას ოთახის ტემპერატურაზე. ეს მწვანე ფერის კრისტალებია, ადვილად განითხევა ტენიან ჰაერზე. წყალხსნარებიდან — 3° -ზე გამოკრისტალდება $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, 54° -ზე ზევით $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $85,4^\circ$ -ზე ზევით კი დეჰიდრატი $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

ნიკელის კარბონატი, NiCO_3 , ღია მწვანე ფერის წყალში მცირედ ხსნადი ნაერთია. ნიკელის ხსნად მარილებზე ტუტე მეტალების ბიკარბონატების მოქმედებისას გამოილეჰება კრისტალჰიდრატის სახით. ცნობილია მისი კრისტალჰიდრატები $\text{NiCO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ და $\text{NiCO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. ნიკელის კარბონატი ადვილად იხსნება მჰაეებში.

ნიკელის კარბონატი იხმარება კერამიკულ მრეწველობაში როგორც პიგმენტი.

ნიკელის კარბონატის მისაღებად ტუტე მეტალების კარბონატების გამოყენებისას მიიღება ცვლადი შედგენილობის ფუჰე კარბონატები, მაგალითად, $2\text{NiCO}_3 \cdot \text{Ni}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $2\text{NiCO}_3 \cdot 5\text{Ni}(\text{OH})_2 \cdot 4\text{NiCO}_3 \cdot \text{Ni}(\text{OH})_2$ და სხვ.

ნიკელის აცეტატი, $\text{Ni}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, მწვანე ფერის კრისტალებია. მიიღება ნიკელის ჰიდროქსიდზე ან კარბონატზე ძმარმჰაეას მოქმედებისას. იხსნება ცივ წყალში, გათბობისას ხსნარები ჰიდროლიზურად იშლება.

ცნობილია ნიკელის (II) მონობირთეული მრავალი კომპლექსური ნაერთი, სადაც ნიკელის კოორდინაციული რიცხვი არის 2, 3, 4 და 6. აჰ მოვიტანთ მათ საილუსტრაციო თითო მაგალითს:

კოორდინაციული რიცხვი არის 2: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_2] \text{X}_2$,

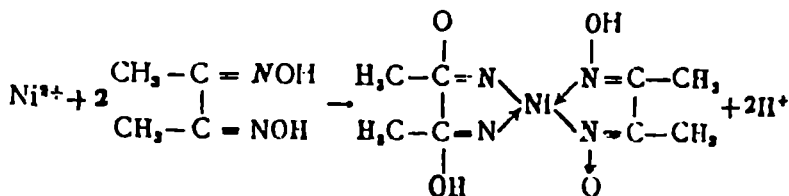
კოორდინაციული რიცხვი არის 3: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_3] \text{X}_3$,

კოორდინაციული რიცხვი არის 4: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4] \text{X}_4$,

კოორდინაციული რიცხვი არის 6: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6] \text{X}_6$,

სადაც ($\text{X} = \text{Cl}^-, \text{Br}^-$).

ნიკელისათვის დანახარებელია აგრეთვე შივკომპლექსური ნერთების წარმოქმნის უნარი. ასეთი კომპლექსები ხშირად მცირედ ხსნადია. ერთ-ერთი ასეთი ნერთია ნიკელის დიმეთილგლიოქსიმატი (ჩუგაევის რეაქტივი), რომელიც წითლად შეფერილ ნერთს წარმოქმნის



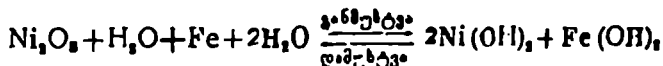
ნიკელის (II) დიმეთილგლიოქსიმიტ დაღეჭვა გამოიყენება ანალიზური მიზნებისათვის.

ნიკელის (III) ნერთები. ნიკელის ნერთები, ხალც ნიკელის დაქანგულობის რიცხვი სამის ტოლია, მეტად მცირერიცხოვანია. ამ სახის ნერთები არამდგრადია, იჩენს შენგავ უნარს.

ამ ჯგუფის ნერთების მავალითებია ჰიდრატრებული ოქსიდი Ni_2O_3 , H_2O და ნიკელატები LiNiO_3 , NaNiO_3 .

$\text{Ni}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ანუ $\text{Ni}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ რამდენიმე მოლეფიკაციის სხით არსებობს. ეს არამდგრადი, შენგავი ნერთია.

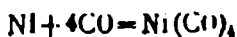
$\text{Ni}(\text{OH})_2$ ანოდზე იფენება $\text{Ni}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ -მდე. ამ პროცესზე აგებული ედისონის ტუტე აკუმულატორის მოქმედება



ელექტროლიტად გამოყენებულია KOH . ლითიუმის ჰიდროქსიდი აღიდებს აკუმულატორის ტევადობას. ტუტე აკუმულატორები მსუბუქია, მისი მუშაობის ხანგრძლივობა დიდია.

ნიკელის (IV) ნერთები. ნიკელის (IV) ნერთების რიცხვი მცირეა, ყველა არამდგრადი და შენგავია. როგორც მავალითად. ბარიუმის ნიკელატი BaNi_2O_6 , ნატრიუმის ნიკელატი $\text{NaNi}^{IV}[\text{Ni}^{IV}\text{O}_6]_2$, ორთოპერიოდატი $\text{M}^I\text{Ni}_2\text{O}_6$.

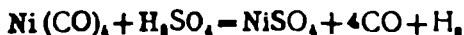
ნიკელის ტეტრაკარბონილი $\text{Ni}(\text{CO})_4$ მიიღება. თუ დაწილადებულ ნიკელზე $50-60^\circ$ -სა და ატმოსფერულ წნეეზე ჯავატარებთ CO -ს



$Ni(CO)_4$ ნაერთი ძლიერ ტოქსიკური, ადვილადქროლადი სითხეა, ღულს $43^{\circ}C$ -ზე, გაცხელებისას იშლება



კონცენტრირებული გოგირდმჟავა აფეთქებით რეაგირებს ნიკელის ტეტრაკარბონილთან



ცნობილია აგრეთვე ნიკელის ჰიდრიდი NiH_2 , ნიტრიდები, ფოსფიდები, არსენიდები, ანტიმონიდები და კარბიდები.

3. 7. 2. პლატინის ჯგუფის ელემენტები (რუთენიუმი, როდიუმი, პალადიუმი, ოსმიუმი, ირიდიუმი, პლატინა)

ცხრილი 26

ელემენტი	დნობის t, C	ღვლილის t, C	d, გ/სმ ³	დენიგულობის რიცხვი
Ru	2807	4900	12,6	2 3 4 5 6 7 8
Rh	1988	4500	12,4	2 3 4
Pd	1587	4000	12,0	1 2 3 4
Os	3050	5800	22,5	2 3 4 5 6 8
Jr	2454	5300	22,7	1 2 3 4 6
Pt	1789	4530	21,4	2 3 4 6

3. 6. 2. 1. რუთენიუმი — Ru

1. გავრცელება ბუნებაში. რუთენიუმი აღმოაჩინა რუსმა მეცნიერმა კლაუსმა 1844 წ. მისი სახელწოდება წარმოდგა Ruthenium-დან, რაც ლათინურად რუსეთს ნიშნავს. ბუნებაში რუთენიუმი გვხვდება ოსმიუმთან, ირიდიუმთან და როდიუმთან ერთად, შელლობილ თვითნაბად მდგომარეობაში და აგრეთვე სულფიდების სახით. დედამიწის ქერქში მისი შემცველობა შეადგენს $5 \cdot 10^{-6}$ წონით %-ს.

2. მიღება. პლატინის მეტალების მადნებიდან რუთენიუმს და ოსმიუმს გამოყოფენ მათი უმაღლესი ოქსიდების აქროლებით. ხოლო ამ ორი მეტალის ერთმანეთისაგან დასაცლებლად მათ ოქსიდებს ტუტეებთან შეალობენ, შემდეგ დაამუშავებენ სამეფო წყლით OsO_4 -ის მისაღებად, რომელსაც გამოხდით მოაშორებენ რუთენიუმს. მეტალური რუთენიუმის მისაღებად მას წყალბადით აღადგენენ ნაერთებიდან.

3. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. რუთენიუმი ვერცხლისებრ-თეთრი მკერძი, მყიფე მეტალია, სიმკვრივეა $12,3$ გ.სმ³, ღლ-

ბის ტემპერატურაა 2450°C , სიმაგრე მოოსის სკალით 6.4-ია. ღრუბ-
ლისებრი რუთენიუმის კატალიზური აქტიურობა იმდენად დიდია,
რომ წყალბად-ჟანგბადის ნარევეში შეტანისას აფეთქებას იწვევს. სხვა
პლატინისეული მეტალების მსგავსად რუთენიუმი დიდი რაოდენო-
ბით შთანთქავს წყალბადს. ცნობილია მისი შენადნობები პლატინის
ოჯახის მეტალებთან Pt, Os, Ir, Pd.

ჰერზე ან ჟანგბადის არეში $\approx 600^{\circ}\text{C}$ -მდე გახურებისას მიიღება
მოლურჯო-შავი ოქსიდი RuO_2 , რომელიც გადაეკრობა მეტალის ზე-
დაპირს მაგრამ 1000°C -ზე გახურებისას დაიწვის და მიიღება აქრო-
ლად RuO_4 .

გახურებისას რუთენიუმი რეაგირებს ფტორთან, ქლორთან, გო-
გირდთან და წარმოქმნის RuF_3 , RuCl_3 , RuCl_2 , RuS_2 .

მეანგავ ტუტე მეტალების ნაერთებთან შელლობისას ($\text{KOH} +$
 $+ \text{KClO}_3$) წარმოქმნის რუთენატებს $\text{M}_2^{\text{I}}[\text{RuO}_4]$.

რუთენიუმის შენადნობები გამოიყენება მისი Ru - Pt, Ru - Pt - Pd
„მუდმივი კალმების“ წვეტის გასაქეთებლად და საიუველირო ნა-
წარმებისათვის.

4. რუთენიუმის ნაერთები. რუთენიუმის (II) ნაერთე-
ბი. რუთენიუმის (II) ნაერთების მაგალითებია: $\text{Ru}(\text{OH})_2$, RuCl_2 ,
 RuBr_2 , RuS , $\text{K}_4[\text{Ru}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{KFe}[\text{Ru}(\text{CN})_5] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

რუთენიუმის ჰიდროქსიდი, $\text{Ru}(\text{OH})_2$, ყავისფერი ნალექია, მი-
იღება თუ RuCl_2 -ის ხსნარზე ვიშოქმედებთ ტუტით. $\text{Ru}(\text{OH})_2$ ირა-
მდგრადია, ადვილად იჟანგება, მიიღება შავი ფერის $\text{Ru}(\text{OH})_3$.

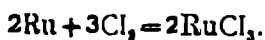
რუთენიუმის ქლორიდი RuCl_2 მიიღება მეტალურ რუთენიუ-
მზე ქლორის მოქმედებით გაცხელებისას. RuCl_2 ყავისფერია,
წყალში მცირედ ხსნადი.

კალიუმის ჰექსაციანრუთენატი (II) $\text{K}_4[\text{Ru}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ უფე-
რო კრისტალებია, წყალში მცირედ იხსნება.

რუთენიუმის (III) ნაერთები. რუთენიუმის (III) ნაერთების მა-
გალითებია: $\text{Ru}(\text{OH})_3$, RuF_3 , RuCl_3 , RuBr_3 , RuJ_3 , Ru_2N_6 ,
 $\text{M}_2^{\text{I}}[\text{RuX}_6]$, სადაც $\text{X} = \text{Cl}^-$, Br^- , J^- .

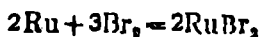
რუთენიუმის (III) ჰიდროქსიდი, $\text{Ru}(\text{OH})_3$ მიიღება შავი ნალე-
ქის სახით რუთენიუმის (III) მარილებზე ტუტეების მოქმედებისას.

რუთენიუმის (III) ქლორიდი (RuCl_3) მიიღება 450°C -მდე გა-
ცხელებულ ფხვნილისებერ რუთენიუმზე ქლორის მოქმედებით.



RuCl_3 კოვალენტური ნაერთია, წყალში მცირედ იხსნება, თბილ
წყალში ჰიდროლიზდება. ტუტე მეტალების ქლორიდებთან წარმოქ-
მნის $\text{M}_2^{\text{I}}[\text{RuCl}_6]$ ტიპის მარილებს.

რუთენიუმის (III) ბრომიდი (RuBr_3) მიიღება ცელ რუთენი-
უმზე ბრომის მოქმედებით



RuBr_3 აგრეთვე კოვალენტური ნაერთია.

RuJ_3 - იც კოვალენტურია. გაცხელებისას ადვილად იშლება
მარტივ ნივთიერებებად.

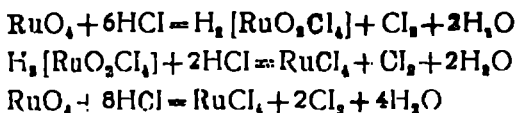
რუთენიუმის (IV) ნაერთები. ცნობილია რუთენიუმის (IV) შემ-
დეგი მდგრადი ნაერთები: RuO_2 , $\text{RuO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ანუ $\text{Ru}(\text{OH})_4$, RuCl_4 ,
 $\text{RuCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, RuS_2 , $\text{Ru}(\text{SO}_4)_2$, $\text{M}_2^{\text{I}}[\text{RuCl}_6]$ და $\text{M}_2^{\text{I}}[\text{RuCl}_6(\text{OH})]$

რუთენიუმის (IV) ოქსიდი მიიღება რუთენიუმის გახურებისას
 600°C ჟანგბადის ატმოსფეროში ან სულფიდის გამოწვით



RuO_2 ნაერთი ლურჯი, ტეტრაედრული კრისტალური ნივთიე-
რებაა, საკმაოდ მდგრადია, წყალში მცირეხსნადია, წყალბადით ადვი-
ლია მისი აღდგენა. $\text{RuO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ანუ $\text{Ru}(\text{OH})_4$ შავი ფერის ნაერ-
თია, მცირედ იხსნება წყალში, იხსნება მჟავებში.

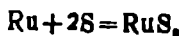
რუთენიუმის (IV) ქლორიდი, RuCl_4 მიიღება რუთენიუმის (VIII)
ოქსიდზე მარილმჟავას მოქმედებისას



რუთენიუმის ტეტრაქლორიდი RuCl_4 კოვალენტური ნაერთია,
წყლის მოქმედებით მისგან მიიღება RuO_2 . გახურებისას წყალბადის
ქველი აღდგენის მეთალურ რუთენიუმს.

RuCl_4 -ზე ტუტე მეტალების ქლორიდების მოქმედებისას მი-
იღება ჰექსაქლორირუთენატები (IV) $\text{M}_2^{\text{I}}[\text{RuCl}_6]$

რუთენიუმ (IV) სულფიდი RuS_2 ბუნებაში გვხვდება მინერალ-
ლაზურიტის სახით. მიიღება რუთენიუმისა და გოგირდის ფხვნილე-
ბის გაცხელებისას

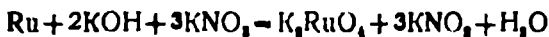


მცირედ იხსნება სამეფო წყალში, იხსნება გაღობილ ტუტე-
ებში.

რუთენიუმის (V) ნაერთები. რუთენიუმის (V) ნაერ-
თები არ არის ტიპური. ცნობილია ამ სახის მხოლოდ რამდენიმე ნა-
ერთი. ასეთია, მაგალითად: RuF_5 და $Cs[RuF_6]$.

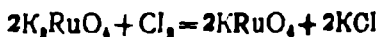
რუთენიუმის (VI) ნაერთები. რუთენიუმის ყველაზე
მდგრადი ნაერთებია მაგალითად: $M_2^I RuO_4 \cdot n H_2O$ ან $M_2^I R_2^I RuO_4$.

კალიუმის რუთენატი $K_2RuO_4 \cdot H_2O$ მიიღება მეტალურ რუთე-
ნიუმზე დამყანგავი ტუტე ნარევის მოქმედებით მაღალ ტემპერატუ-
რაზე



K_2RuO_4 ნაერთი წყალში ხსნადი მუქი მწვანე კრისტალური
ნიეთიერებაა, წყალბადის მოქმედებით გაცხელებისას მიიღება მეტა-
ლური რუთენიუმი.

რუთენიუმის (VII) ნაერთები. ამ ჯგუფის ნაერთები-
დან აღსანიშნავია პერრუთენატები $M^I RuO_4$, რომელიც დიდ მსგავ-
სებას იჩენს პერმანგანატთან. მისი მიღება შეიძლება თუ K_2RuO_4 -ის
ხსნარზე ვიმოქმედებთ მყანგავით, მაგალითად ქლორით ან თხევადი
ბრომით:



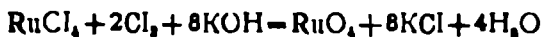
ქლორის ხანგრძლივად გატარებისას მიიღება რუთენიუმის (VIII) ოქ-
სიდი RuO_4 . ტუტეების მოქმედებით პერმანგანატების ანალოგიუ-
რად რუთენატად გარდაიქმნება



რუთენიუმის (VIII) ნაერთები. რუთენიუმის (VIII)
ოქსიდი RuO_4 მიიღება $1000^\circ C$ -ზე გახურებულ რუთენიუმზე მანგ-
ბადის მოქმედებისას ან რუთენიუმის ფხვნილზე ტუტე მეტალების
მოქმედებისას ოთახის ტემპერატურაზე.



რუთენიუმის (VIII) ოქსიდის მიღება შეიძლება აგრეთვე რუთენიუმის ტეტრაქლორიდზე ქლორით მოქმედებისას ტუტე არეში



RuO_4 ოქროსფერი კრისტალებია, გაცხელებისას აფეთქებით იშლება მარტივ ნივთიერებებად, ტუტეების მოქმედებით რუთენატებად გარდაიქმნება



მის ორთქლს ოზონისათვის დამახასიათებელი სუნი აქვს. RuO_4 ძლიერი მჟანგავია, სპირტთან აფეთქებით ურთიერთქმედებს, უანგავს HCl -ს



RuO_4 იხსნება წყალში და ოთხქლორნაჰშირბადში.

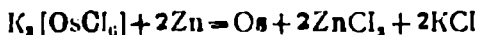
რუთენიუმის კარბონილები. ცნობილია რუთენიუმის კარბონილები. მაგალითად, რუთენიუმის პენტაკარბონილი $\text{Ru}(\text{CO})_5$ მიიღება მეტალურ ფხვნილისებრ რუთენიუმზე CO -ს მოქმედებისას 20°C და 200 ატ წნევაზე.

$\text{Ru}(\text{CO})_5$ აქროლადი სითხეა, ერევა ორგანულ გამხსნელებს.

3. 6. 2. 2. ოსმიუმი — Os

1. გავრცელებულობა ბუნებაში. ოსმიუმი ბუნებაში ირიდიუმთან ერთად მოიპოვება მინერალ ოსმირიდიუმში, რომელიც $21-49,3\%$ ოსმიუმს შეიცავს. ოსმიუმს ხშირად შეიცავს პლატინის მინერალები. მისი შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს 3.10^{-6} წონით %-ს. ოსმიუმის საბადოები მოიპოვება აშშ, ავსტრალიაში, სამხრეთ აფრიკაში.

2. მიღება. ნედლი პლატინის დამუშავების შემდეგ მიღებულ ნარჩენებს გაცხელებენ სამეფო წყალთან ერთად და NO_2 -ის ნაკადით ვამოხდიან აქროლად ოსმიუმის (VIII) ოქსიდს OsO_4 . ოსმიუმის ნაერთების, ზაგალითად, წყალბადის ატმოსფეროში $[\text{OsO}_4(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ გახურებისას მიიღება ღრუბლისებრი ოსმიუმი. ან კალიუმის პექსაქლოროსმატს თუთიასთან ერთად გაცხელებენ მყავე არეში



3. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ოსმიუმი ვერცხლისებრ-თეთრი მეტალია. ფხვნილისებრი ოსმიუმი შავია. მისი სიმკვრივეა

20.70 გ/სმ³, ლობის ტემპერატურა 2727°C, სიმკვრე მოოსის სკალით 7. იგი მეტად მყიფე და ძნელი დასამუშავებელია. ცნობილია მისი შენადნობები ირიდიუმთან, პალადიუმთან და რუთენიუმთან.

თავისი ქიმიური თვისებებით ოსმიუმი რუთენიუმის მსგავსია, ქიმიური რეაგენტების უმრავლესობის მიმართ ის მდგრადია. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე გაფხვიერებული ოსმიუმი ნელა იყენება O_2 -მდე, ხოლო 200°C-ზე იგივე ფუნქციონირებს სწრაფად იყენება და მიიღება ოსმიუმის (VIII) აქროლადი ოქსიდი. მეტალური ოსმიუმი იერთებს ქლორს, ბრომს, იოდს, გოგირდს, ფოსფორს, რის შედეგადაც მიიღება OsF_3 , OsF_4 , OsF_6 , OsF_8 , OsF_8 , $OsCl_2$, $OsCl_3$ და სხვ).

მეანგავი ტუტე ნარევის ნაღობებში ($KOH + KNO_3$, $KOH + KClO_3$, $KOH + K_2O_2 + KNO_3$) ოსმიუმი იხსნება, ამ დროს მიიღება ოსმატები M_2OsO_4 .

4. გამოყენება. $Os-Ir$ შენადნობები იხმარება ავტოკალმების წვეტის მოსაწინააღმდეგებლად, $Os-Pt$ შენადნობებიდან მზადდება ამიაკის ჟანგვის კატალიზატორი, ჰიდროგენიზაციის და სხვა რეაქციების კატალიზატორები.

5. ოსმიუმის ნაერთები. ოსმიუმის (II) ნაერთები. ოსმიუმის ნაერთები, სადაც მისი დაჯანგულობის რიცხვი ორის ტოლია, არც თუ ისე ბევრია. ოსმიუმის (II) ნაერთების მაგალითებია: OsO , $OsCl_2$, $OsBr_2$, OsJ_2 .

ოსმიუმის (II) ოქსიდი, OsO მიიღება ოსმიუმის ფუნქციონირების ოსმიუმის სულფიდის $OsSO_2$ და ნატრიუმის კარბონატის ნარევის გაცხელებით ნახშირბადის (IV) ოქსიდის ატმოსფეროში.

OsO ოსმიუმის ოქსიდი მონაცრისფრო შავი ფუნქციონირებს, მკირედ იხსნება წყალსა და მჟავებში.

ოსმიუმის ქლორიდი, $OsCl_2$, მიიღება ოსმიუმის (III) ქლორიდის გაცხელებით დაბალ წნევაზე



$OsCl_2$ ნაერთი წყალში მკირედ იხსნება, კარგად იხსნება სპირტში, ეთერში, აზოტმჟავაში. CO -თან წარმოქმნის $Os(CO)_2Cl_2$ -ს.

პექსაციანოსმატი (II) $K_4[Os(CN)_6] \cdot 3H_2O$ ევოლუციური კრისტალებია, მიიღება ოსმიუმის ტეტრაქლორიდისა და კალიუმის ციანიდის ურთიერთქმედებით.

ოსმიუმის (III) ნაერთები. დაჯანგულობის რიცხვი 3 არ არის დამახასიათებელი ოსმიუმისათვის. ცნობილია ოსმიუმის (III) რანდენიმე ნაერთი. ამის მაგალითებია: Os_2O_3 , $(\text{OsCl}_2)_n$, $\text{OsCl}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{Os}(\text{NO})_2$, $\text{K}_2[\text{OsCl}_6]$ და სხვ.

ოსმიუმის (III) ოქსიდი, Os_2O_3 მიიღება OsO_4 -ის აღდგენით, ამ მიზნით ოსმიუმის ტეტრაოქსიდს, ოსმიუმის ფხვნილს და ნატრიუმის კარბონატს გააცხელებენ CO_2 -ის არეში.

ოსმიუმის (III) ოქსიდი მუქი ყავისფერი ფხვნილია, წყალში ნაკლებად ხსნადი.

პოლიმერი $(\text{OsCl}_2)_n$ ყავისფერი კრისტალური ნივთიერებაა, კარგად იხსნება წყალში და სპირტში. გაცხელებისას იშლება, მიიღება ოსმიუმის (II) ქლორიდი და თავისუფალი ქლორი.

ოსმიუმის ქლორიდის ტრიპიდრატი $\text{OsCl}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ მწვანე კრისტალია, კარგად იხსნება წყალსა და სპირტში.

ოსმიუმის (IV) ნაერთები. ოსმიუმის (IV) ნაერთები მრავლადაა ცნობილი, მაგალითად: OsCl_4 , OsBr_4 , OsI_4 , $\text{K}_2[\text{OsF}_6]$, OsS_4 .

OsO_4 ნაერთი მიიღება ოსმიუმის ფხვნილზე OsO_4 -ის ორთქლის მოქმედებისას, წარმოადგენს მოწითალო-ყავისფერ ფხვნილს, წყალში მცირედ ხსნადია, გახურებისას იშლება.

ოსმიუმის ფტორიდი, OsF_4 , მიიღება თუ 280° -მდე გაცხელებულ ოსმიუმის ზედაპირზე ვაეატარებთ ფტორს. მასთან ერთად მიიღება OsF_5 , OsF_6 და OsF_7 . OsF_4 ყავისფერი ფხვნილია, წყლის მოქმედებით იშლება.

ოსმიუმის ქლორიდი OsCl_4 მიიღება თუ ოსმიუმის ტეტრაქლორიდს დავამუშავებთ კონცენტრირებული მარილმჟავათი. წყლის მოქმედებით იშლება და მიიღება $\text{OsO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, ტუტე მეტალების ქლორიდებთან წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთს $\text{M}_2^I[\text{OsCl}_6]$, სადა $\text{M}^I = \text{Na}^+$, K^+ , NH_4^+ . თუ ჰექსაფტოროსმატზე $\text{M}_2^I[\text{OsCl}_6]$ შეავე არეში თუთიით ვიმოქმედებთ, გამოილეკება მეტალური ოსმიუმი.

ოსმიუმის ბრომიდი და იოდიდი მსგავსი გზით მიიღება. ცნობილია ოსმიუმის ჰექსაბრომოსმატები $\text{M}_2^I[\text{OsBr}_6]$.

სულფიდი OsS_2 მიიღება ოსმიუმისა და გოგირდის უშუალო შეერთებით ან ჰექსაქლოროსმატზე გოგირდწყალბადის მოქმედებით



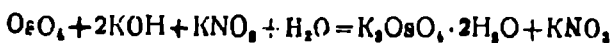
ოსმიუმის სულფიდი შავი კუბური კრისტალია, წყალში მცირედ ხსნადი, ჰაერზე გაცხელებისას მისგან მიიღება OsO_3 .

ოსმიუმის (V) ნაერთები. ოსმიუმის (V) ნაერთებიდან ცნობილია: OsF_5 და $\text{Na}[\text{OsF}_6]$.

ოსმიუმის (VI) ნაერთები მრავლადაა ცნობილი. ასეთია OsF_6 ერთადერთი ჰექსაჰალოგენიდი, ოსმატები $\text{M}_2^1 \text{OsO}_4$, ქლოროქსოოსმატები $\text{M}_2^1 \text{OsO}_2 \text{Cl}_2$, $\text{M}_2^1 \text{OsO}_2 \text{Cl}_4$, ქლორნიტროსმატები $\text{M}_2^1 [\text{OsNCl}_4]$, $\text{M}_2^1 [\text{OsNCl}_5]$.

ოსმიუმის ჰექსაფტორიდი — OsF_6 , მიიღება ოსმიუმის გაცხელებისას ფტორის არეში. OsF_6 ყვითელი კრისტალია, განიცდის ჰიდროლიზს, რომლის დროსაც დაშლის შედეგად მიიღება OsO_4 და OsO_2 , OsF_6 -ის ორთქლი ტოქსიკურია.

კალიუმის ოსმატი $\text{K}_2 \text{OsO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ მიიღება შემდეგი რეაქციის მიხედვით.



ოსმატი იისფერი კრისტალია, ჰაერზე გაცხელებისას ამ მყავების მოქნედებისას იშლება.

ოსმიუმის (VIII) ნაერთები. ცნობილია ოსმიუმის (VIII) რამდენიმე ნაერთი. ისინი ძლიერი მყავებია; ოსმიუმის ტეტრაოქსიდი, OsO_4 , მიიღება დაწილადებული ოსმიუმის დაჟანგვით ოთახის ტემპერატურაზე ჟანგბადის მეშვეობით ან 312°C -ზე ჰაერით ან წყლის ორთქლით მოქმედებისას. იგივე ნაერთი მიიღება თუ ოსმიუმის ოქსიდებს აზოტმყავათი დაეჟანგავთ.

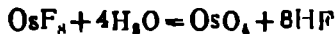
OsO_4 ნაერთი ყვითელი კრისტალია, ღლვება 42° -ზე, დუღს 131° -ზე, აქვს მკვეთრი სუნი, იხსნება წყალში, სპირტში. მისი ორთქლი ძლიერ ტოქსიკურია.

OsO_4 -ის წყალხსნარს ახასიათებს მყავის თვისებები. გამოიყენება ჰისტოლოგიურ პრეპარატებში ცხიმოვანი უჯრედების დასადგენად (ცხიმებთან ურთიერთქმედებისას OsO_4 იშლება და მას ლურჯ შეფერილობას აძლევს). ოსმიუმის ტეტრაოქსიდი ძლიერი მყანგავია, მაგალითად,



ოსმიუმის ოქტაფტორიდი OsF_8 ყვითელი კრისტა-

ლია, ლღვება 34,4°C-ზე, დღღს 47,3°C-ზე ძლიერი მქანგავია, წყალ-თან რეაგირებს შემდეგი განტოლების მიხედვით:



ოსმიუმის ტეტრაოსუღფიდი OsS_4 , მიიღება თუ ტეტრაოქსიდზე ვიმოქმედებთ გოგირდწყალბადით ან ამონიუმის ან ნატრიუმის სულფიდით.

3. 7. 2. 3. როდიუმი — Rh

1. გავრცელებუღობა ბუნებაში. როდიუმი გვხვდება როგორც თვითნაბადი პლატინის მინარევი, მას ხშირად შეიცავს თვითნაბადი ოქრო და პოლიმეტალური მადნები. როდიუმის შემცვეღობა დედამიწის ქერქში შეადგენს $1 \cdot 10^{-6}$ წონით %-ს. მისი საბადოები არის მექსიკაში, ბრაზიღიაში.

2. მიღება. თვითნაბადი პლატინის სამეფო წყღით დამუშავების შემდეგ მიღებულ ხსნარს ააორთქლებენ, მყარ ნაშთს გახსნიან წყალში და დაამუშავებენ ნატრიუმის კარბონატით და ნიტრიტით, რომ კარბონატების სახით გამოიღექოს მინარევეები რკინა, სპიღენძი, ტყვია. Pt, Rh და Pd ნიტრატების სახით $[\text{Rh}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$, $[\text{Pt}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$, $[\text{Pd}(\text{NO}_2)_4]^{2-}$ გადადის ხსნარში. ქღორით და NH_4Cl -ით დამუშავების შემდეგ დაიღექება $(\text{NH}_4)_2[\text{Rh}(\text{NO}_2)_6]$, ხსნარში კი რჩება პლატინა და პალადიუმი კომპღექსური მარიღის სახით.

მარიღის აღდგენით მიიღება მეტალური როდიუმი.

3. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. როდიუმი ვერცხღისებრ თეთრი მეტალია წახნაგდაცენტრიღი კუბური კრისტალების სახით. ფხენიღისებრი როდიუმი შევია. მაღალღისპრესიული როდიუმი პიროფორულია. მისი სიმკვრივე არღს 12.42 გ/სმ³. ლღობის ტემპერატურა 1906°C, სიმავრე მოოსის სკალით არღს 6. მისგან შეიძღება მავთუღის გაკეთება, შეიძღება აგრეთვე მისი გღინვა.

ცნობიღია მისი შენადნობები პლატინისეულ მეტალებთან.

როდიუმი ქიმიურად მდგრადია, 1000°C-ზე მქანგავ ტუტე ნაღობებში ($\text{KOH} + \text{KClO}_3$; $\text{KOH} + \text{KNO}_3$) როდიუმი წარმოქმნის ოქსიდებს Rh_2O_3 და RhO_2 .

გაცხეღებისას როდიუმი ებმება რეაქციებში პაღოგენებთან, გოგირდთან, ფოსფორთან, ფხენიღი როდიუმი იხსნება სამეფო წყალში ქანგბადის გატარებისას H_2SO_4 და HCl ში.

4. გამოყენება. როდიუმს დიდი ამრეკლავი უნარი აქვს. ამიტომ იხმარება რეფლექტორების მოსამზადებლად. გამოიყენება კონტაქტების და საიუველირო საგნების მოსამზადებლად.

როდიუმის შავა დაჯანგვის და ჰიდრიდების რეაქციების კატალიზატორია იხმარება თერმოწყვილების და ავტოკალმების წვეტი კასაკეთებლად.

5. როდიუმის ნაერთები. ცნობილია როდიუმის (III) მრავალი მდგრადი ნაერთი, მცირე რიცხვის როდიუმის (II) და (IV) ნაერთებისა და (I) და (VI) როდიუმის არამდგრადი ნაერთები.

როდიუმის (II) ნაერთები. ცნობილია როდიუმის (II) რამდენიმე ნაერთი მაგალითად: RhO , RhF_2 , $RhCl_2$, $RhBr_2$, RhI_2 , RhS .

ოქსიდი, RhO , შავი-ყავისფერი ნივთიერებაა, მიიღება $RhCl_2$ -ის გახურებით $950^{\circ}C$ -მდე, მცირედ იხსნება წყალსა და მჟავებში.

$RhCl_2$ მიიღება $RhCl_3$ -ის გახურებით. ის მოშავო-ყავისფერი ნაერთია. RhS მიიღება როდიუმის გახურებით ორთქლში. ის ნაცრისფერი კრისტალია, წყალსა და მჟავებში თითქმის უხსნადია.

როდიუმის (III) ნაერთები. როდიუმის (III) ნაერთები მრავლადაა ცნობილი. ამის მაგალითებია Rh_2O_3 , $Rh(OH)_3$, $RhCl_3$, $RhBr_3$, RhI_3 , Rh_2S_3 , $Rh_2(SO_4)_3$ და მრავალი კოორდინაციული ნაერთი.

როდიუმის ოქსიდი — Rh_2O_3 მიიღება თუ ფხვნილისებრ მეტალურ როდიუმს ან მის ნიტრატს ან ქლორიდს ჰაერზე გვახურებთ $800^{\circ}C$ -მდე.

როდიუმის ოქსიდი მწვანე კრისტალია, მცირედ იხსნება წყალსა და სამეფო წყალში, გაცხელებისას წყალბადი მას მეტალამდე აღადგენს.

როდიუმის (III) ჰარილების $Rh_2(SO_4)_3$, $RhCl_3$ ტუტეებით და მუშავეებისას ჰიდრატირებული ოქსიდი $Rh_2O_3 \cdot 3H_2O$ ან ჰიდროქსიდი $Rh(OH)_3$ ყვითელი ლაბისმაგვარი ნალექების სახით გამოილეკება ის იხსნება მჟავებსა და ჰარბად აღებულ ტუტეებში.

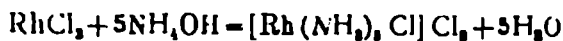
როდიუმის ფტორიდი, RhF_3 , მიიღება $500-600^{\circ}C$ -მდე გაცხელებულ როდიუმზე ფტორის მოქმედებისას:



ის წითელი რომბული კრისტალია, მცირედ იხსნება წყალში.

როდიუმის ქლორიდი $RhCl_3$. ფხვნილისებრ როდიუმზე ქლორის მოქმედებისას ($250-360^{\circ}C$ -მდე გაცხელებით) მიიღება მოწითალო ყავისფერი კრისტალები, წყალსა და მჟავებში მცირედ

იხსნება. $RhCl_3 \cdot 4H_2O$ წყალში იხსნება. მასზე ამონიუმის ჰიდროქსიდის მოქმედებისას მიიღება კოორდინაციული ნაერთი $[Rh(NH_3)_5 Cl] Cl_2$.



როდიუმის ბრომიდი მარტივი ნივთიერებების ურთიერთქმედებით მიიღება



ცნობილია მისი კომპლექსური ამინები



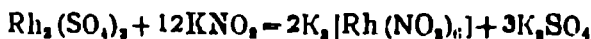
როდიუმის იოდირი RhI_3 მიიღება კალიუმის იოდიდის მოქმედებისას როდიუმის (III) მარილების ხსნარებზე



როდიუმის იოდირი შავი, წყალში მცირედ ხსნადი ნივთიერებაა.

როდიუმის სულფიდი Rh_2S_3 მიიღება $RhCl_3$ -ზე გოგირდწყალბადის მოქმედებით. ის შავი ნალექია, წყალში არ იხსნება, გავარყარებისას იწყის, შედეგად მიიღება SO_2 და მეტალური როდიუმი.

კალიუმის ჰექსანიტროროდატი — $K_3[Rh(NO_2)_6]$, მიიღება როდიუმის (III) სულფატის ნიტრატით დამუშავებისას



ეს ყვითელი ნალექი იხსნება მარილმუცავაში.

ჰექსაქლოროდატი — $Na_3[RhCl_6]$ წითელი ნივთიერებაა, მიიღება მეტალური როდიუმის და ნატრიუმის ქლორიდის ნარევის გახურებისას ქლორის არეში:



როდიუმის (IV) ნაერთები. როდიუმის (IV) ნაერთები არ არის მდგრადი.

როდიუმის დიოქსიდი — RhO_2 , მიიღება როდიუმის შელღობით ნატრიუმის ნიტრატისა და ჰიდროქსიდის ნარევეთა, ხოლო როდიუმის ჰიდრატირებული დიოქსიდი $RhO_2 \cdot nH_2O$ ელექტროლიზური დაყენებით.

როდიუმის (IV) ფტორიდი RhF_4 მიიღება თუ $50^\circ C$ -მდე გამთ-

ბარ როდიუმზე ვიპოქედებთ ელემენტარული ფტორით, რომლის სუბლიმაციით შეიძლება სუფთა სახით მისი მიღება. იგი მოწითალო-ყავისფერი ნივთიერებაა, წყალში ნაკლებად ხსნადია.

8. 7. 2. 4. ირიდიუმი — Ir

1. გავრცელებულობა ბუნებაში. ირიდიუმი გვხვდება თვითნაბადი და პლატინის ოჯახის მეტალების მინერალებში. იგი გვხვდება მეტეორიტულ რკინაშიც, დედამიწის ქერქში მისი შემცველობა შეადგენს $1 \cdot 10^{-6}$ %-ს. მისი საბადოები არის აშშ, კანადაში.

2. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ირიდიუმი ვერცხლისებრ-თეთრი მეტალია, მეტად მაგარია და მყიფე.

ირიდიუმის კატალიზური აქტიურობა უფრო ნაკლებია, ვიდრე პლატინისა. ტექნიკური გამოყენებისათვის არსებითი მნიშვნელობა აქვს არა მარტო მის ქიმიურ მდგრადობას, არამედ დიდ სიმამგრესაც.

ცნობილია ირიდიუმის შენადნობები პლატინის ოჯახის მეტალებთან.

ქიმიურად ირიდიუმი ინდიფერენტულია. მაღალ ტემპერატურაზე შედის რეაქციებში ჟანგბადთან, ჰალოგენებთან, გოგირდთან, ფოსფორთან. ირიდიუმი იხსნება ტუტე მჟანგავ ნალობებში ($\text{NaOH} + \text{Na}_2\text{O}_2$, $\text{KOH} + \text{KNO}_3$).

ირიდიუმზე არც ჩვეულებრივი მჟავები და არც სამეფო წყალი არაეითარ მოქმედებას არ ახდენს. მარილმჟავა ჟანგბადის არეში 125°C -ზე გათბობისას შექერწილ მილში მოქმედებს ირიდიუმზე.

ფხვნილისებრი ირიდიუმი კომპაქტურისაგან განსხვავებით შთანთქმავს წყალბადს.

3. გამოიყენება. ირიდიუმიდან მზადდება კონტაქტები. ლაბორატორიული ქურქელი, კატალიზატორები, ავტოკალმები, სიგარძის გამზომი ეტალონები და თერმოწყვილებისათვის შენადნობები.

4. ირიდიუმის ნაერთები. ი რ ი დ ი უ მ ი ს (I) ნ ა ე რ თ ე ბ ი, ასეთი ნაერთები არ არის დამახასიათებელი ირიდიუმისათვის. ცნობილია მხოლოდ რამდენიმე ნაერთი, სადაც მისი დაჟანგულობის რიცხვი არის ერთი. ასეთია: ირიდიუმის ქლორიდი, IrCl , რომელიც მიიღება ირიდიუმზე აირად ქლორის მოქმედებით 770°C -ზე. 800°C -ზე მარტო ნივთიერებებად იშლება.

ირ ი დ ი უ მ ი ს (II) ნ ა ე რ თ ე ბ ი. ცნობილია რამდენიმე ნაერთი, რომლებშიც ირიდიუმის დაჟანგულობის რიცხვი არის ორი. ასეთია: IrCl_2 , IrBr_2 , Ir_2S_3 , $\text{K}_4[\text{Ir}(\text{ON})_6]$.

ირიდოქმის დიქლორიდი, IrCl_2 , მიიღება ღრუბლი-
სებრ ირიდიუმის ქლორის ჰავლში გახურებისას. IrCl_2 მწვანე ფე-
რის კრისტალია, მცირედ იხსნება ტუტეებში, გახურებისას მარტივ
ნივთიერებებად იშლება.

სულფიდრ IrS მიიღება ირიდიუმის გაქურებით გოგირდის
ორთქლის არეში, ეს მუქი ლურჯი ფერის ნაერთია, წყალსა და მჟა-
ვეებში არ იხსნება, იხსნება კალიუმის სულფიდის ხსნარში.

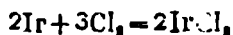
ირიდოქმ (III) ნაერთები. ცნობილია ირიდიუმის (III)
მრავალი ნაერთი. ამის მაგალითებია: Ir_2O_3 , $\text{Ir}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ანუ $\text{Ir}(\text{OH})_3$,
 IrCl_3 , IrBr_3 , IrJ_3 , $\text{Ir}(\text{NO}_2)_3$, $\text{Ir}(\text{SCN})_3$, Ir_2S_3 , $\text{Ir}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{K}^1 \text{Ir}(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, ($\text{M}^1 = \text{K}^+$, Rb^+ , Cs^+ , NH_4^+ , 7I^+), $\text{K}_2[\text{IrX}_6] \cdot n\text{H}_2\text{O}$,
($\text{X} = \text{Cl}^-$, Br^- , NO_2^- , CN^- , $1/2 \text{SO}_4^{2-}$), $\text{Na}_2[\text{Ir}_2\text{Cl}_6] \cdot 12\text{H}_2\text{O}$,
 $(\text{NH}_4)_2[\text{IrCl}_6]$ და სხვ.

ირიდიუმის ოქსიდი Ir_2O_3 მიიღება ირიდიუმის (III) სულფი-
დის ან $\text{K}_2[\text{IrCl}_6]$ და Na_2CO_3 -ის ნარევის გაცხელებისას



Ir_2O_3 ნაერთი მყარი, მუქი-ლურჯი ფერის ნივთიერებია, წყალში
მცირედ ხსნადია, იხსნება გოგირდმჟავაში.

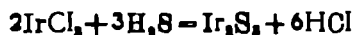
ირიდოქმის ქლორიდი — IrCl_3 მიიღება 600°C -მდე
გახურებულ ფხენილისებრ ან ღრუბლისებრ ირიდიუმზე ქლორის
მოქმედებისას



IrCl_3 ნაერთი მუქი მწვანე ფერისაა, აქროლაღია, წყალსა და მჟა-
ვეებში მცირედ იხსნება.

ირიდოქმის ბრომიდი $\text{IrBr}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ მიიღება ირიდი-
უმის (II) ოქსიდზე ბრომწყალბადმჟავას მოქმედებისას. უწყლო მა-
რილი გახურებისას იშლება ელემენტებად.

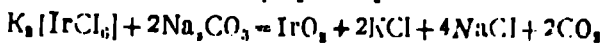
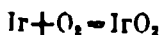
ირიდიუმის სულფიდის მიღება ადვილია თუ IrCl_3 -ის შემჟა-
ვებულ ხსნარში გავატარებთ გოგირდწყალბადს



Ir_2S_3 ნაერთი მყარი, ყავისფერი ნაერთია, 1000°C მდე გაცხე-
ლებისას მარტივ ნივთიერებებად იშლება. წყალში მცირედ ხსნადია.
იხსნება აზოტმჟავასა და კალიუმის სულფიდის ხსნარში.

ირიდიუმის (IV) ნაერთები. ცნობილია ირიდიუმის (IV) მრავალი ნაერთი. ასეთია მაგალითად: IrO_2 , IrF_4 , IrCl_4 , IrBr_4 , IrJ_4 , $\text{M}_2^I[\text{IrCl}_6]$ და სხვ.

ირიდიუმის (IV) ოქსიდი Ir_2O_3 მიიღება ფტორისებრი ირიდიუმის 700°C -მდე ჰაერზე ან ჟანგბადის არეში გაქურებისას ან $\text{K}_2[\text{IrCl}_6]$ -ის და Na_2CO_3 -ის ნარევის გახურებისას.

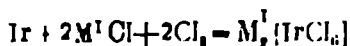


ირიდიუმის ოქსიდი შავი ფერის ტეტრაგონალური კრისტალებია. წყალში, სპირტში, მჟავებში მცირედ იხსნება. ძლიერ გახურებისას თერმული დისოციაციის შედეგად მარტივ ნივთიერებებად იშლება.

ირიდიუმის ფტორიდი, IrF_4 , მიიღება I_2F_6 და ირიდიუმის ფტორიდის ნარევის გახურებისას. წყალში გაიხსნის კლაროლიზურად იშლება



ირიდიუმის ქლორიდი, IrCl_4 მიიღება 600°C -ზე ირიდიუმზე ქლორით მოქმედებისას მაღალი წნევის ქვეშ. NaCl ან KCl -თნ ქლორის ატმოსფეროში ირიდიუმის გახურებისას მიიღება $\text{Na}_2[\text{IrCl}_6]$ ან $\text{K}_2[\text{IrCl}_6]$:



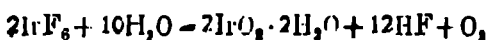
ირიდიუმის ბრომიდი, IrBr_4 მიიღება ირიდიუმის (IV) ოქსიდზე ბრომწყალბადმჟავას მოქმედებისას. ეს ლურჯი ფერის ნაერთია, ჰიდროლიზურად იშლება წყალში გახსნისას.

ირიდიუმის სულფიდი IrS_2 მიიღება ფტორისებრი ირიდიუმისა და გოგირდის ნარევის გაცხელებისას. ის ყველგან წყალში უხსნადი ნაერთია.

ირიდიუმის (VI) ნაერთები. ამ სახის ნაერთების მცირე რიცხვია ცნობილი.

ირიდიუმ ფტორიდი, IrF_6 მიიღება თუ ფტორისებრი ირიდიუმს გავაცხელებთ ფტორის ატმოსფეროში ფლუორიტის პოლში.

IrF_6 ყველგან, ტეტრაგონალური კრისტალაა. თავის ქიმიური ხასიათით შეანგავია



ირიდიუმის სულფიდი, Ir_2S_3 მიიღებს IrCl_6 -ის გოგირდ-
თან გახურებით ვაკუუმში. ის ნაცრისფერი, წყალში მცირედ ხსნადი
ფხვნილია.

3. 7. 2. 5. პალადიუმი — Pd

1. გავრცელებულობა ბუნებაში. მოიპოვება როგორც თვითნაბა-
დი პალადიუმი, აგრეთვე პლატინასთან, ოქროსთან, ვერცხლისწყალ-
თან და ანტიმონთან ერთად. მისი შემცველობა დედამიწის ქერქში
შეადგენს $5 \cdot 10^{-6}$ წონით%-ს. მისი საბადოები არის ბრაზი-
ლიაში, კოლუმბიაში.

2. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. პალადიუმი მოვერცხლის-
ფრო თეთრი მეტალია წახნაგდაცენტრილი კუბური კრისტალების
სახით. ფხვნილი პალადიუმი მონაცრისფრო შავი ფერისაა. მისი სიმ-
კვრივე არის 11,97 გ/სმ³, ლღობის ტემპერატურა 1552°, სიმაგრე 4,8
მოოსის სკალით.

პალადიუმი დიდი რაოდენობით შთანთქავს წყალბადს,
 CO -ს, ჟანგბადს. წყალბადის შთანთქმისას წარმოიქმნება ნაერთი
 Pd_2H , რომელიც არსებითად მყარ ხსნარს წარმოადგენს. კოლოიდუ-
რი პალადიუმი გამოირჩევა წყალბადის შთანთქმის დიდი უნარით.
შემდეგ მოდის ფხვნილი პალადიუმი, მას მოსდევს ღრუბლისებრი
პალადიუმი.

ერთი მოცულობა პალადიუმი შთანთქავს 2800 მოცულობა წყალ-
ბადს. თუ მინარევის სახით პალადიუმი შეიცავს ოქროს ან ვერცხლს.
წყალბადის შთანთქმის უნარი კიდევ უფრო მეტად იზრდება, 300°C-
ზე ვაკუუმში პალადიუმი გამოყოფს აბსორბირებულ წყალბადს.

პალადიუმი წარმოქმნის შენადნობებს მთელ რიგ მეტალებთან.
ქიმიურად პალადიუმი ინერტული მეტალია, მდგრადია მრავალი ქი-
მიური რეაგენტის მიმართ.

გათბობისას პალადიუმი იერთებს ფტორს, ქლორს, იოდს, გო-
გირდს და წარმოქმნის PdF_2 , PdCl_2 , PdJ_2 , PdS . ტუტე მეტალებ-
ის მჟანგავი ნაერთები გაღობილ მდგომარეობაში ჟანგავს პალადი-
უმს, მაგალითად,



3. გამოყენება. პალადიუმი გამოიყენება სპილენძისა და ვერცხ-
ლის ნაკეთობების დეკორატიული დაფარვისათვის. ქიმიურ წარმოე-

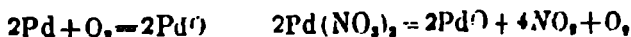
ბასა და ლაბორატორიულ პრაქტიკაში იხმარება პალადიუმის ფირფიტები, ფურცლები, ღრუბლისებრ მდგომარეობაში როგორც მეტად აქტიური კატალიზატორი, მაგალითად, ასეთია ჰიდროგენისაჰაის რეაქციები, NH_3 -ის დაჟანგვა, CO ს დაჟანგვა (CO მღე ოთახის ტემპერატურაზე ჰაერის ჟანგბადით. კატალიზურ აქტიურობას იჩენს მისი მარილებიც, ამას გარდა მისი შენადნობები გამოიყენება მედიცინასა და ოქრომპყვედლობაში.

4. პალადიუმის ნაერთები. პალადიუმის (I) ნაერთები. პალადიუმის ნაერთებისათვის არაა დამახასიათებელი დაჯგუფლობის რიცხვი ერთი. ცნობილია, მაგალითად Pd_2S ნაერთი.

პალადიუმის სულფიდი, Pd_2S მიიღება თუ მის კოორდინაციულ ნაერთს $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$ გოგირდთან გავაცულებთ. Pd_2S ამორფული ნივთიერებაა, ნაკლებად იხსნება ჰაერებსა და სპეციფიკურად წყალში.

პალადიუმის (II) ნაერთები. ცნობილია მრავალი მდგრადი მარტივი და კომპლექსური ნაერთი, რომლებშიც შედის პალადიუმის იონი Pd^{2+} .

პალადიუმის ოქსიდი, PdO , მიიღება პალადიუმის ძლიერი გახურებით ჟანგბადის ატმოსფეროში ან პალადიუმის ნიტრატის თერმული დაშლით, ან მასზე გაღობილი ნატრიუმის პეროქსიდის მოქმედებისას.

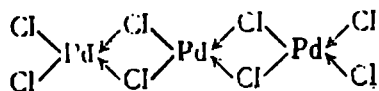


PdO პალადიუმის ყველაზე მდგრადი ოქსიდი. ის შავი ფერისაა მკირედ იხსნება წყალსა და ჰაერებში. $850-900^\circ\text{C}$ -ზე იშლება მარტივი ნივთიერებებად, ძლიერი მჟანგავია. ჟანგავს CO -ს, წყალბადს.

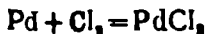
პალადიუმის ჰიდროქსიდი, $\text{Pd}(\text{OH})_2$, ანუ $\text{PdO} \cdot \text{H}_2\text{O}$ მიიღება $\text{Pd}(\text{NO}_3)_2$ -ის ცხელ წყალში ჰიდროლიზის შედეგად. ეს მიხაკის ფერი მოწითალო ფერისაა, მკირედ იხსნება წყალში. იხსნება ჰაერებში.

პალადიუმის ფტორიდი, PdF_2 , მიიღება მარტივი ნივთიერებების შეერთებით, მაღალ ტემპერატურაზე. მკირედ იხსნება წყალში. იხსნება მლღობ მჟავაში, წარმოქმნის ტეტრაფტორწყალბად-მჟავას $\text{H}_2[\text{PdF}_4]$.

პალადიუმის ქლორიდის პოლიმერი



მიიღება ღრუბლისებრი პალადიუმის ქლორის ატმოსფეროში გაცხელებისას.



წყალში კარგად იხსნება.

პალადიუმის ქლორიდი მეტად სათუთი, დიდი რეაქციისუნარიანი ნაერთია. მისი ხსნარი შთანთქავს CO-ს, წარმოიქმნება ალექტი [Pd CoCl₂], წყლის მოქმედებით მისგან გამოიყოფა პალადიუმი.

პალადიუმის ქლორიდზე მეთანის, ეთანის, წყალბადის CO-ის მოქმედებისას აღდგება მეტალური პალადიუმი:



მეტალური პალადიუმი იხსნება ქლორით გაჯერებულ მარილმჟავაში, შედეგად მიიღება ნაერთი H₂[PdCl₄].

პალადიუმის ქლორიდის ამონიაკით დამუშავებისას წარმოიქმნება კოორდინაციული ნაერთი ტეტრაამინოპალადიუმი (II)



პალადიუმის ბრომიდი, PdBr₂, მიიღება მეტალურ პალადიუმზე ბრომიანი წყლით მოქმედებისას. ის მოწითალო-ყავისფერი კრისტალებია, მცირედ იხსნება წყალში, ძლიერ გაცხელებისას მარტივ ნივთიერებებად იშლება. ბრომწყალბადმჟავაში PdBr₂-ის გახსნისას მიიღება ტეტრაბრომპალადიუმმჟავა H₂[PdBr₄].

პალადიუმის ციანიდი, Pd(CN)₂, წყალში მცირედ ხსნადი ნაერთია, იხსნება კალიუმის ციანიდის ხსნარში, რის შედეგად წარმოიქმნება კოორდინაციული ნაერთი K₂[Pd(CN)₄].

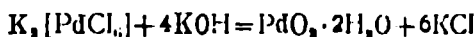
პალადიუმის სულფატი PdSO₄·2H₂O მიიღება Pd(OH)₂-ის გოგირდმჟავაში ხსნარის ამოორთქვლისას ან პალადიუმზე ცხელი კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებისას.

პალადიუმის ნიტრატი Pd(NO₃)₂ მიიღება მეტალურ პალადიუმზე კონცენტრირებული აზოტმჟავას მოქმედებისას. ამიაკთან წარმოქმნის ნაერთს [Pd(NH₃)](NO₃)₂. ცხელ წყალში ჰიდროლიზის შედეგად მიიღება Pd(OH)₂.

პალადიუმის (III) ნაერთები. ცნობილია პალადიუმის (III) არც თუ ისე მრავალი ნაერთი, მათთვის დამახასიათებელია მცირე ხსნადობა. მაგალითად ასეთებია: Pd₂O₃, PdF₃, H₂[PdCl₆], Rb₂[PdCl₆], Cs₂[PdCl₆].

პალადიუმის (IV) ნაერთებია. პალადიუმის (IV) ნაერთები ძლიერ მყანგავ უნარს იჩენს და ალდგენის შედეგად ადვილად წარმოქმნის პალადიუმ (II)-ის ნაერთებს. ამ ჯგუფის ნაერთების მაგალითია: $\text{PdO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, PdS_2 ; $\text{K}_2[\text{PdCl}_6]$, $\text{K}_2[\text{PdBr}_6]$ და ა. შ.

პალადიუმის პიდრატირებული დიოქსიდი $\text{PdO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ მიიღება კალიუმის ჰექსაქლორპალადატის (IV) დამუშავებისას ტუტით



$\text{PdO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ნაერთი გამოილეკება წითელი ნალექის სახით, იხსნება განზავებულ მჟავებსა და ტუტეების კონცენტრირებულ ხსნარებში, წყალბადი ადვილად აღადგენს მეტალურ პალადიუმს.

პალადიუმის სულფიდი, PdS_2 , მიიღება თუ PdCl_2 შევალღობთ გოგირდთან $400-500^\circ\text{C}$ -ზე. სულფიდი PdS_2 მუქი ყავისფერი კრისტალია.

კალიუმის ჰექსაქლორპალადატი (IV) $\text{K}_2[\text{PdCl}_6]$ მიიღება თუ სამეფო წყალში $\text{K}_2[\text{PdCl}_6]$ -ის ხსნარში გავატარებთ ქლორს.



მიღებული მარილი $\text{K}_2[\text{PdCl}_6]$ წითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, იხსნება წყალში, ცხელ წყალში კი გამოყოფს ქლორს და ისევ $\text{K}_2[\text{PdCl}_6]$ -მდე აღდგება.

2. 7. 9. 6. პლატინა — Pt

პლატინის სახელწოდება წარმოსდგა ესპანურიდან plata (ვერცხლი).

მე-19 საუკუნის პირველ ნახევარში რუსეთში ჭრიდნენ პლატინის ფულს. საწარმოო მნიშვნელობა პლატინას მიეცა მისი თვისებების შესწავლის შემდეგ.

1. გავრცელებულობა ბუნებაში. პლატინა გვხვდება არა მარტო თვითნაბადი, პლატინის ჯგუფის მეტალებთან, მინერალების სახით,, არამედ სხვადასხვა მინერალებში, როგორცაა ნაერთები დარიშხანთან, გოგირდთან და სხვ. პლატინის შენადნობები (რომლებსაც მინერალების სახით ვხვდებით) ფეროპლატინა, კუფერპლატინა, ნიკელპლატინა და სხვ. ამ შენადნობებში პლატინის შემცველობა შეადგენს 75—88%-ს.

დელაიწის ჭირკში პლატინის შემცველობა შეადგენს $5 \cdot 10^{-5}$ წონ. გ. ცინკაჲ და სხვ.

ნით %-ს. პლატინის საბადოები არის კოლუმბიაში, ბრაზილიაში, კალიფორნიაში, ახალ ზელანდიაში.

2. მიღება. პლატინას ლეზულობენ ჰიდრომეტალურგიული გზით ნედლი პლატინიდან, ანოდური შლამიდან, რომელიც მიიღება ნიკელისა და სპილენძის რაფინირების დროს.

გასუფთავების მიზნით ნედლ პლატინას გაქსნიან სამეფო წყალში და ამონიუმის ქლორიდით გამოლექავენ ამონიუმის პექსაქლორპლატინატს $(NH_4)_2PtCl_6$, რომლის თერმული დაშლით მიიღება 99%-ის შემცველი პლატინა, 1% — პლატინის ოჯახის სხვა მეტალები.

3. ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. კომპაქტური პლატინა ვერცხლისებრ თეთრი მონაცრისფრო, წახნაგდაცენტრილი კუბური კრისტალური ნესრის მქონე მეტალია. დაწილადებული პლატინა შავია, კოლოიდური პლატინა წითელი ფერისაა. 700—800°C-მდე გაცხელებისას პლატინის ფხვნილი (პლატინის შავა) წარმოქმნის ღრუბლისებრ პლატინას. რომელიც 1200—1300°C-ზე კომპაქტური ხდება.

მეტალური პლატინის სიმკვრივე არის 21, 45 გ/სმ³, ლღობის ტემპერატურა 1769°C, სიმაგრე მოოსის სკალით არის 4,9 (პლატინის ოჯახში ყველაზე რბილი მეტალია). მისი ელექტროგამტარობა 9,7-ჯერ აღემატება ვერცხლისას.

მეტალური პლატინის გაფართოების კოეფიციენტი უდრის მინისას, ამიტომ ადვილია მათი შედუღება, მინაში ელექტროდების შექერწვა და სხვ.

წყალბადი ადვილად გადის პლატინის ტიხარში. სხვა გაზებს არა აქვთ პლატინაში შეღწევის უნარი. პლატინაში გახსნილი წყალბადი იშლება პროტონებად და ელექტრონებად. ამაზეა აგებული წყალბადური ელექტროდის მოქმედება.

წყალბადით გაჯერებულ პლატინას შაბიამნის ხსნარში ჩაშვებისას გადაეკრობა სპილენძი. ამ დროს პლატინიდან ხსნარში გადადის წყალბადის იონების ეკვივალენტური რაოდენობა.

ქიმიურად პლატინა მდგრადია, მთელი რიგი აქტიური რეაგენტების მიმართ ინდიფერენტულია.

ფტორის. ქლორის ან იოდის ორთქლის არეში პლატინა წარმოქმნის ნაერთებს Pt_2F , $PtCl_2$, $PtCl_4$, PtI_4 .

მეტალური პლატინა იხსნება სამეფო წყალში. აირადი ქლორისა და CO-ს მოქმედებით პლატინა წარმოქმნის ნაერთს $[Pt(COCl)_2]$

პლატინაზე მოქმედებს დაქანგავი ტუტე მეტალების ნარევები. ამიტომ არ შეიძლება პლატინის კურკელში ტუტე მეტალების პეროქსიდების გადნობა.

4. გამოყენება. დიდი ქიმიური მდგრადობის, კარგი მექანიკური თვისებებისა და კატალიზური აქტიურობის გამო პლატინას მრავალგვარი გამოყენება მიეცა.

პლატინიდან წზადდება ლაბორატორიული ჯურჯელი, ჯამები, ტიგლები, საცრები, ბადეები, კათოდები, გამოსასდელი აპარატები, ქირურგიული ხელსაწყოები. პლატინის ბადე გამოიყენება კატალიზატორად ამიაკის დაჟანგვისათვის აზოტჰეავეს მიღების მიზნით. გოგირდოვანი გაზის დასაჟანგავად გოგირდჰეავეს მისაღებად გამოიყენება პლატინირებული აზბესტი, კოლოიდური პლატინა — ჰიდროგენზაციის რეაქციების ჩასატარებლად. სპირტების დეჰიდრატაციისათვის და სხვ. პლატინის კატალიზურ აქტიურობას ანვირებს ალუმინი, კობალტი. ბისმუტი, ხოლო სპილენძის, თუთიის, ვერცხლის, რკინის-მინარევეების გამო პლატინის აქტიურობა ნულამდე ეცემა, პლატინის კატალიზატორს სწამლავს CO, რომელიც მის ზედაპირზე ადსორბირდება (გარდაშავალი მოწამვლა).

დარაშხანის ნაერთების შთანთქმა პლატინის კატალიზატორზე მის მუდმივ მოწამვლას იწვევს.

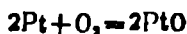
პლატინიდან მზადდება რენტგენის მილაკების ანტიკათოდები, თერმოწყვილები, პირომეტრები.

პლატინისა და 10% ირიდიუმის შენადნობებიდან გაკეთებულია მეტრის საერთაშორისო ეტალონი (ინახება ზომისა და წონის საერთაშორისო ბიუროში პარიზში).

აღნიშნულის გარდა პლატინა ოქრომჰედლობაში გამოიყენება.

5. პლატინის ნაერთები. პლატინის (II) ნაერთები. ცნობილია პლატინის მრავალი ნაერთი, სადაც მისი დაჟანგულობის რიცხვი არის 2. ასეთია:

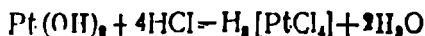
პლატინის (II) ოქსიდი, PtO, მიიღება დრუბლისებრი პლატინის 450°C-მდე გახურებით ჟანგბადის არეში.



პლატინის ოქსიდი მონაცრისფრო-შავი კრისტალური ფხენილია, წყალში მცირედ იხსნება მჟავებში გახსნისას მიიღება პლატინის (II) მარილები. 500°C-მდე გაცხელებისას პლატინის ოქსიდი იშლება, მიიღება მეტალური პლატინა და ჟანგბადი.

პლატინის ჰიდროქსიდი, Pt(OH)₂, მიიღება K₂[PtCl₆]-ის ხსნარზე კალიუმის ტუტის მოჰმედებით CO₂-ის არეში.

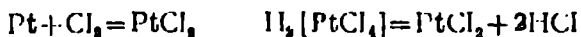
Pt(OH)₂ ნაერთი შავი ფხენილია, წყალში მცირედ ხსნადი, იხსნება კონცენტრირებულ მჟავებში:



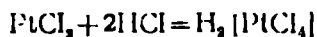
პლატინის ფტორიდი, PtF_2 , მიიღება პლატინის ნავთუ-
ლების გახურებისას ფტორის არეში. რეაქციას ჩაატარებენ ფლუო-
რიტიდან მომზადებულ მილში.

PtF_2 ნერთი წყალში მცირედ იხსნება, ძლიერ გაცხელებისას
მარტივ ნივთიერებებად იშლება.

პლატინის ქლორიდი, $PtCl_2$, მიიღება ღრუბლისებრ პლა-
ტინაზე ქლორის მოქმედებისას 500° -ზე, ან $H_2[PtCl_4]$ შეავას გა-
ცხელებისას 240° -მდე.



პლატინის ქლორიდი მუქი მწვანე ფერის მყარი ნივთიერებაა, წყალ-
ში მცირედ იხსნება, იხსნება განზავებულ მარილწყევალში



პლატინის ქლორიდი იერთებს CO-ს და წარმოქმნის კარბონი-
ლურ ნერთებს $Pt(CO)Cl_2$, $Pt(CO)_2Cl_2$.

პლატინის ბრომიდი, $PtBr_2$, მიიღება $PtBr_4$ -ის $180^\circ C$ -მდე
გაცხელებით



პლატინის ბრომიდი იხსნება HBr-ში და KBr-ის ხსნარში.

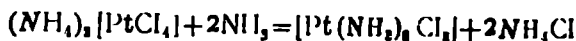
პლატინის ციანიდი, $Pt(CN)_2$, მოყვითალო-ყავისფერი
ლაზისმავარი ნივთიერებაა, გამოილეკება თუ $K_2 [Pt(CN)_4]$ -ის
ხსნარს დავამუშავებთ კალიუმის ტეტრაქლორპლატინატი



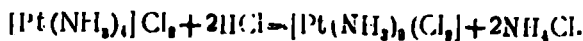
პლატინის სულფიდი, PtS , მიიღება გაღობილი გო-
გირდის მოქმედებით ფხენილისებრ პლატინაზე ან ტეტრაქლორპლატი-
ნატის ხსნარში გოგირდწყალბადის გატარებისას. ეს მუქი მწვანე
კრისტალური ფხენილია, წყალში პრაქტიკულად უხსნადი, შეავების
და საშეფო წყლის მიმართ მდგრადია. გახურებისას იშლება მარტივ
ნივთიერებებად.

პლატინა (II) მრავალი $H_2 [PtX_4]$ ტიპის კორდინაციულ ნა-
ერთს წარმოქმნის. ნავალითად, კალიუმის ტეტრაქლორპლატინატი
 $K_2 [PtCl_4]$, ამონიუმის ტეტრაქლორპლატინატი $(NH_4)_2 [PtCl_4]$, პლა-
ტინტეტრაქციანწყალბადწყევა $H_2 [Pt(CN)_4]$, მისი მარილი კალიუმის
ტეტრაქციანპლატინატი $K_2 [Pt(CN)_4]$ და სხვ.

თუ ლიგანდად ქლორის ნაცვლად შევიტანთ ანიაკს, მივიღებთ ცის-დიქლორიდიამპლატინატს (პეირონეს მარილს) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$. მიიღება ყვითელი კრისტალების სახით, თუ $(NH_4)_2[PtCl_4]$ -ს დავა-
მუშავებთ 18%-იანი ამონიაკით



ტრანს-დიქლორიდიამპლატინატი (რეიზეს ფუძე) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ მი-
იღება, თუ $[Pt(NH_3)_4]Cl_2$ -ს დავამუშავებთ კონცენტრირებული ნა-
რილმჟავათი:

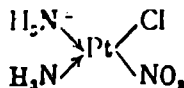


ეს იზომერები გამოისახება შემდეგი სტრუქტურული ფორმულებით



ეს ბრტყელი ნოლეკულებია, ყველა მათი ლიგანდი ერთ სიბრტყეშია განლაგებული. ასეთი იზომერია პლატინისეული ელემენტებისათვის იშვიათი არ არის.

ტრანს-იზომერისათვის ი. ი. ჩერნიაევის მიერ ჩამოყალიბებულ იქნა წესი, რომლის თანახმად თუ კომპლექსში ორი სხვადასხვა ჯგუფი ტრანსდგომარეობაშია, მაშინ ერთ-ერთი ლიგანდის ბმის ენერგია დამოკიდებულია მეორე ლიგანდის ბუნებაზე. მნიშვნელოვან ტრანს-გავლენას ახდენს მაგალითად, NO_2 ლიგანდი. მაგალითად ტრანს-მდგომარეობაში NO_2 ამცირებს NH_3 -ის ლიგანდის ბმის ენერგიას, რაც + ნიშნით აღინიშნება



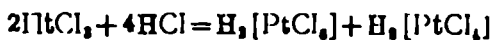
ამ წესმა არსებითი გამოყენება პპოვა პრეპარატულ ქიმიაში.

პლატინის (III) ნაერთები. ცნობილია მცირე რიცხვი პლატინის (III) ნაერთების. ამ ტიპის ყველა ნაერთი არამდგრადია.

პლატინის (III) ოქსიდი პიდრატირებული, $Pt_2O_3 \cdot nH_2O$ ყავისფერი ნალექი, მიიღება $PtCl_2$ -ზე ტუტე მეტალების კარბონატების მოქმედებისას.

პლატინის ქლორიდი, $PtCl_2$, მიიღება $PtCl_4$ -ის გაცხე-

ლებისას, ნაერთი $PtCl_2$, მუქი მწვანე მყარი ნივთიერებაა, იხსნება წყალში, HCl -თან წარმოქმნის ნაერთებს



პლატინის ბრომიდი, $PtBr_2$, მუქი მწვანე ფერის კრისტალური ფხვნილია, წყალში მცირედ იხსნება. 450° -ზე მარტივ ნივთიერებებად იშლება.

პლატინის სულფიდი Pt_2S_3 , ნაცრისფერი ფხვნილია, წყალში, მჟავებსა და სამეფო წყალში თითქმის არ იხსნება, გაცხელებისას იშლება.

პლატინის (IV) ნაერთები. ცნობილია პლატინის (IV) მრავალი მდგრადი ნაერთი. აქ შეიძლება დავასახელოთ: $PtO_2 \cdot nH_2O$, PtF_4 , $PtCl_4$, $PtBr_4$, PtI_4 , PtS_2 , $Pt(SO_4)_2$ და სხვა მრავალი.

პლატინის ჰიდრატირებული ოქსიდი, $PtO_2 \cdot 3H_2O$ მიიღება თუ პლატინის ქლორიდის $PtCl_4$ წყალხსნარს ნატრიუმის ტუტესთან ვაძლუბებთ.

$PtO_2 \cdot 3H_2O$ ნაერთი წყალში მცირედ ხსნადი ყვითელი ფხვნილია, მას ამფოტერული თვისებები აქვს. მარილმჟავაში გახსნის შემდეგად წარმოქმნის $H_2[PtCl_6] \cdot 6H_2O$, ტუტეებთან კი $M_2'[Pt(OH)_6]$.

პლატინის ფტორიდი, PtF_4 , მიიღება აირადი ფტორის გავარვარებულ პლატინაზე მოქმედებისას, წყალში გახსნისას განიცდის ჰიდროლიზს.

პლატინის ქლორიდი, $PtCl_4$, მიიღება პლატინაზე ქლორის მოქმედებით, ან $H_2[PtCl_6]$ -ის გაცხელებით.

$PtCl_4$ ნაერთი ჰიდროსკოპული ნივთიერებაა, კარგად იხსნება წყალში, მისი ხსნარები გამოიყენება ელექტროლიზური მოპლატინებისათვის.

პლატინის ბრომიდი, $PtBr_4$, მიიღება პლატინის გახსნისას ბრომწყალბადმჟავაში, რომელიც თავისუფალ ბრომს შეიცავს.

$PtBr_4$ ნაერთი ყავისფერი ნივთიერებაა, წყალში კარგად იხსნება. მის წყალხსნარში მიიღება მჟავა.

პლატინის იოდიდი, PtI_4 , მიიღება პლატინის და იოდის ურთიერთქმედებით. ხსნება KJ -ის ხსნარში, შედეგად მიიღება $K_2[PtI_6]$.

პლატინის სულფატი, $Pt(SO_4)_2 \cdot 4H_2O$ იხსნება წყალში. სპირტში, ეთერსა და მჟავებში.

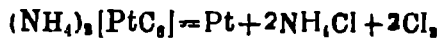
ცნობილია მრავალი კოორდინაციული ნაერთი, რომელთაც პლატინა (IV) წარმოქმნის. ამის მაგალითებია ჰექსაქლოროპლატინატები $M_2^I[PtCl_6]$. და მისი შესატყვისი ჰექსაქლოროპლატინმჟავა $H_2[PtCl_6]$ და ჰექსააციდომარილები $M_2^I[X_6]$, სადაც $X = Br^-, J^-, CN^-, SCN^-, OH^-$.

პლატინქლორწყალბადმჟავა ანუ ჰექსაქლოროპლატინმჟავა $H_2[PtCl_6]$ შიდაღება $PtCl_4$ -ზე მარილმჟავას მოქმედებით. ეს ყავისფერი ნივთიერებაა, პაერზე ადვილად განიოხვევა. კარვად იხსნება წყალში.

ნატრიუმის ჰექსაქლოროპლატინატი, $Na_2[PtCl_6] \cdot 6H_2O$ ნარინჯისფერი კრისტალია, წყალში კარვად იხსნება.

კალიუმის ჰექსაქლოროპლატინატი, $K_2[PtCl_6]$ წყალში მცირედ ხსნადი, ყვითელი კრისტალური ნივთიერებაა.

ამონიუმის ჰექსაქლოროპლატინატი $(NH_4)_2[PtCl_6]$ წყალში კარვად ხსნადი ყვითელი კრისტალური ნივთიერებაა. გახურებისას იშლება



კარვადაა შესწავლილი ამიაქპლატინატების კომპლექსური და მთელი რიგი სხვა ლიგანდების შემცველი მარილების სტრუქტურები.

პლატინის (VI) ნაერთები. ამ ჯგუფის ნაერთები ნაკლებადაა ცნობილი.

პლატინის ოქსიდი, $3PtO_2 \cdot H_2O$ მიიღება ანოდზე $PtO_2 \cdot nH_2O$ -ს ცივი ხსნარის ელექტროლიზის დროს. ნაერთი $3PtO_2 \cdot H_2O$ იხსნება HCl და HNO_3 -ში, ძლიერი მჟანგავია. HCl -თან გამოყოფს ქლორს. დაშლისას მიიღება PtO_2 და ჟანგბადი.

პლატინის ფტორიდი, PtF_6 მუქი წითელი კრისტალებია.

2. 8. 1. ზ მვეჯგუფის ელემენტები (სპილენძი, ვერცხლი, ოქრო)

სპ.

ცხრილი 27

ელემენტი	დნობის °C	დუღილას °C	d კ/სმ ³	დაქანგულობის რიცხვი
Cu	1083	2360	8,94	+1, +2, +3,
Ag	960,8	2184	10,5	+1, +2, +3,
Au	1063	2677	19,32	+1, +3, +4,

1. გავრცელებულობა ბუნებაში. სპილენძის გავრცელებულობა საკმაოდ დიდია და შეადგენს 0,01%-ს. სპილენძის ბუნებრივი ნაერთებიდან მნიშვნელოვანია Cu_2S და CuS (ქალკოზინი და კოველინი) და ხალკოპირიტი $CuFeS_2$. სპილენძი გვხვდება აგრეთვე კარბონატების და ოქსიდის სახითაც: $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ — მალაქიტი, $2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ — აზურატი, Cu_2O — კუპრიტი და სხვა.

სპილენძი ბუნებაში უმთავრესად პოლიმეტალურ მადნებში გვხვდება. საქართველოში ასეთ საბადოს ეკუთვნის მადნეულის საბადო, რომელიც 0,25—1,2% სპილენძს შეიცავს.

2. სპილენძის მადნების დამუშავება. მადნებში სპილენძი 1—2% რაოდენობითაა და ამიტომ მეტალური სპილენძის მისაღებად მადანს ფქვავენ და ამღიდრებენ გრაფიტაციული ან ფლოტაციური მეთოდების მეშვეობით. ასეთი მეთოდით მადანი მღიდრდება სპილენძით 96—98%-მდე. ამ დროს სპილენძის აღდგენა მიმდინარეობს Cu_2S და ქანგბადის ურთიერთქმედების ხარჯზე.



სპილენძის მადნის ქიმიური შედგენილობის მიხედვით მიმართავენ მეტალური სპილენძის მიღების სხვა მეთოდებსაც. სპილენძის პირველად გამოყოფას თან ახლავს მისი გასუფთავების პროცესი (აფინაჟი), რომლის საბოლოო სტადიაზე სპილენძს ასუფთავებენ ელექტროლიზით ან სხვა რომელიმე ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდით.

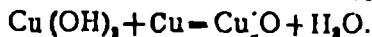
3. სპილენძის ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. სპილენძი წითელი ფერის მძიმე მეტალია (სიმკვრივე 8,96 გ/სმ³). მას აქვს წახნაგდაცენტრებული კუბური მესერი. იგი პლასტიკური მეტალია, კარგად იწელება, ადვილად წარმოქმნის შენადნობებს: თითბერი(10—20% Cu—დანარჩენი Zn), ბრინჯაო (90% Cu + 10% Sn), ტომპაკი (90% Cu + 10% Zn), არგენტანი (65% Cu, 20% Zn + 15% Ni), „ახალი ვერცხლი“ (50% Cu + 31% Ni + 13% Zn), კონსტანტანი (60% Cu + 12% Mn + 3% Ni), მანგანი (85% Cu 12% Mn + 3% Ni), ზელქოარი (80% Cu + 20% Ni).

სპილენძს ახასიათებს მაღალი ელექტრო-და სითბოგამტარობა.

ოთახის ტემპერატურის მშრალ ჰაერზე სპილენძი ნაკლებად იჟანგება. მაღალ ტემპერატურაზე კი იერთებს ქანგბადს და გარდაიქმნება Cu_2O -ად და შემდეგ მიიღება CuO . სპილენძი ადვილად

ურთიერთქმედებს ჰალოგენებთან, გოგირდთან, სელენთან. აზოტი სპილენძზე არ მოქმედებს.

ტენიან ჰაერში სპილენძი იფარება თხელი ფენით, რომელიც CuO და Cu_2O ოქსიდებისაგან შედგება:



თუ ჰაერი შეიცავს CO_2 , H_2S ან SO_2 -ს, მაშინ სპილენძი დაიფარება ფუძე კარბონატებისა ან სულფატის აფსკით.

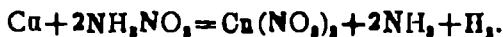
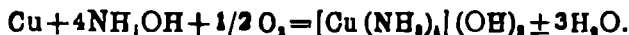
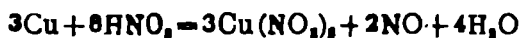
კონცენტრირებული ჰალოგენწყავეები მოქმედებს სპილენძზე მაღალი ტემპერატურის ქანგბადის თანაობისას:



გოგირდნახშირბადის თანაობისას მეტალური სპილენძი H_2S -თან წარმოქმნის სულფიდს:



მეტალური სპილენძი იხსნება აზოტმჟავაში, კონცენტრირებულ H_2SO_4 -ში, ამონიაკში და სხვა.



სპილენძი იხსნება ძმარმჟავაში და წარმოქმნის სპილენძის აცეტატისა და ჰიდროქსიდის შერეულ მარილს:



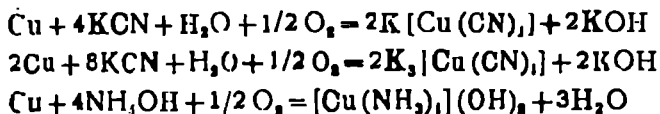
სპილენძი ქიმიურად შედარებით ინერტულია, მისი მარილების ხსნარებიდან იგი გამოიყოფა უფრო აქტიური მეტალების მოქმედებით.

სპილენძის მარილების უმრავლესობა ძალიან ტოქსიკურია. მისი ნაერთები მცირე დოზით გამოიყენება სამკურნალო მიზნებისათვის. სპილენძი ბიოლოგიურად აქტიური მნიშვნელოვანი მიკროკოამპონენტია.

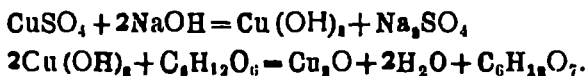
სპილენძის პრაქტიკული გამოყენება ძალიან დიდი მასშტაბით ხორციელდება. იგი ფართოდ გამოიყენება ელექტროტექნიკაში, სითბურ დანადგარებში, მეცნიერებაში და სხვა. ქიმიურ წარმოებაში სპილენძი გამოიყენება კატალიზატორად (მეთანისა და სხვა ნახშირწყალ-

ბადების დასაშლელად). სპილენძის ნაერთები გამოიყენება საღებავების მოსამზადებლად. სოფლის მეურნეობაში სპილენძის ნაერთები გამოიყენება ვაზის შესაწამლავად, ცხოველების სამკურნალოდ და მთელი რიგი სხვა მიზნებისათვის.

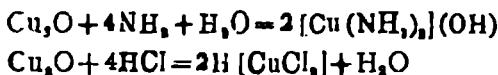
4. ნაერთები. ცნობილია სპილენძის (II) მრავალი ნაერთი. სპილენძის (I) ნაერთები უფრო მცირერიცხოვანია. ქიმიური თვისებების თვალსაზრისით მნიშვნელოვანია კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნის უნარი, მაგალითად:



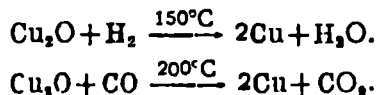
სპილენძის (I) ოქსიდი — Cu_2O , მიიღება სპილენძის (II) მარილების დამუშავებით ტუტეების ან ტუტემეტალების კარბონატების წყალხსნარებისა და აღმდგენელების (მაგალითად, გლუკოზას) ნარევით. ამ რეაქციების დროს პირველად წარმოიქმნა ყვითელი ფერის ნალექი (CuOH), რომელიც დუღილის შემდეგ გადაიქცევა აგურისფერ ნალექად — Cu_2O :



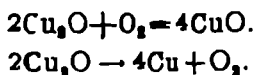
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_7$ — წარმოადგენს გლუკონის მჟავას. Cu_2O წყალში არ იხსნება, იხსნება ამიაკში ან ჰალოგენწყალბადებში კოორდინაციული ნალექის წარმოქმნით:



მაღალ ტემპერატურაზე აღმდგენების მოქმედებით Cu_2O ადვილად აღდგება თავისუფალ მეტალამდე:



1025°C ტემპერატურაზე Cu_2O გადადის CuO -ში, ხოლო უფრო მაღალ ტემპერატურაზე — იშლება:



Cu_2O შესაბამისი ჰიდროქსიდია $CuOH$ — ყვითელი ფერის მყარი ნივთიერება.

სპილენძის (II) ოქსიდი — CuO , გვხვდება ბუნებაში ლაბორატორიაში კი იგი მიიღება მეტალური სპილენძის გახურებით 800° -მდე ან $Cu(OH)_2$ სუსპენზიის დუღილით:



სპილენძის ოქსიდი შავი ფერის ფხვნილია, რომელიც წყალში მცირედ ხსნადა, იხსნება კონცენტრირებულ მჟავებში ან ამონიუმის იოდიდში.

CuO იხსნება მინაში და ანიჰებს მას მომწვანო-ლურჯ ფერს, ხოლო კოლოიდური CuO მინას ალისფრად ღებავს.

სპილენძის ოქსიდი ადვილად აღდგება მეტალურ სპილენძამდე:



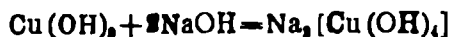
ტუტემეტალების პოლისულფიდების მოქმედებით CuO გარდაიქმნება სულფიდად (CuS). სპილენძის (II) ჰიდროქსიდი $Cu(OH)_2$ მიიღება ლაბისებრი ლურჯი ნალექის სახით სპილენძის მარილებზე ტუტეების მოქმედებისას:



$Cu(OH)_2$ იხსნება მჟავებში სპილენძის მარილების წარმოქმნით:



ტუტეების მოქმედებით $Cu(OH)_2$ წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთებს:



სპილენძის მრავალ სხვადასხვა მარილს ფართო პრაქტიკული გამოყენება აქვს.

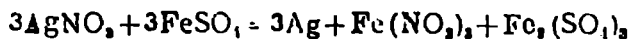
2. 8. 2. ვერცხლი — Δg

ვერცხლი ცნობილია უძველესი დროიდან. იგი იშვიათი მეტალია და ბუნებაში გვხვდება როგორც თვითნაბადი. ისე ნაერთების სახით — სულფიდების, სელენატების, ჰალოგენიდების და სხვ.

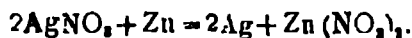
ვერცხლი ზღვის წყალშიც მოიპოვება.

მეტალური ვერცხლი უმთავრესად მიიღება მძიმე მეტალების სულფიდების ნარევიდან, სადაც ის Δg_2S სახით იმყოფება.

ლაბორატორიაში მეტალური ვერცხლის მიღება შეიძლება AgNO_3 წყალსნარიდან რკინის (II) სულფიტით გამოლუქვისას:



ან თუთიის მოქმედებით:



ვერცხლი ქიმიური და ფიზიკური თვისებებით ემსგავსება პალადიუმს, მაგრამ კიდევ უფრო მეტ მსგავსებას იგი იჩენს სპილენძსა და ოქროსთან. ვერცხლის ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები დიდად არის დანოკიდებული მის ქიმიურ სისუფთავეზე.

მეტალურ ვერცხლის ღებობის ტემპერატურა საკმაოდ მაღალია ($960,5^\circ\text{C}$). იგი პლასტიკურია, კარგად იტანს მექანიკურ დამუშავებას.

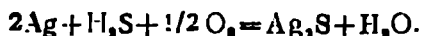
ვერცხლი ადვილად წარმოქმნის შენადნობებს ოქროსა და პალადიუმთან და მრავალ სხვა მეტალებთან. წარმოქმნის ინტერმეტალურ ნაერთებს.

ვერცხლი ქიმიურად შეიძლება დახასიათდეს როგორც ინერტული მეტალი, თუმცა სინათლისა და სინესტის პირობებში პალოგენები ადვილად უერთდებიან მას.

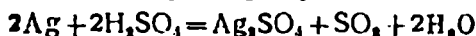
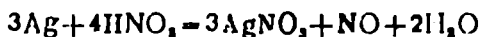
მაღალ ტემპერატურაზე ვერცხლი იჟანგება და მიიღება ოქსიდი Ag_2O :



გოგირდი ადვილად უერთდება ვერცხლს და წარმოქმნის შავი ფერის სულფიდს Ag_2S . ასევე მოქმედებს გოგირდწყალბადში ჟანგბადის შემცველ ატმოსფეროში:



მეტალური ვერცხლი კარგად იხსნება აზოტმჟეიასა და კონცენტრირებულ გოგირდმჟეიავაში:



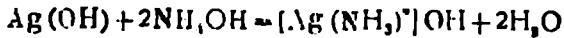
ცნობილია ვერცხლის 3 ოქსიდი: Ag_2O , AgO და Ag_2O_3 .

Ag_2O მოყავისფრო შავი ფერისაა. სინათლის ზეგავლენით იგი იშლება და ვადადის AgO . 200°C ტემპერატურამდე გაცხელებით კი აღდგება მეტალურ ვერცხლამდე.

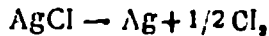


მისი შესაბამისი ჰიდროქსიდი. AgOH . წარმოადგენს არამდგრად თეთრი ფერის ნალექს, რომელიც შეიძლება მივიღოთ AgNO_3 -ზე კალიუმის ტუტის სპირტსნარის მოქმედებით.

AgOH ამფოტერული ბუნების ნაერთია. იგი კარგად იხსნება ამონიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარში და წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთს:



ვერცხლის ჰალოგენნაერთები AgF , AgCl , AgBr და AgI ვერცხლის (I) კატიონს შეიცავენ. მათ შორის დიდი გამოყენება ბრევია AgCl და AgBr , რომლებიც ფოტომგრძობიარობით ხასიათდება. სინათლის გავლენით AgCl აღდგება



ასევე გარდაიქმნება ვერცხლის ბრომიდი.

AgCl -საგან მზადდება ლინზები ინფრაწითელი გამოსხივებისათვის და რადარების ეკრანები. AgI -იც გამოიყენება სინათლისადმი მგრძობიარე აფსკების მისაღებად.

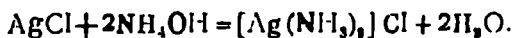
ვერცხლის მარილებიდან დიდი გამოყენება აქვს აგრეთვე ნიტრატს, რომელიც კარგად იხსნება წყალში, სპირტებში, აცეტონში. 300°C გახურებისას AgNO_3 იშლება:



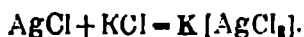
AgNO_3 ს წყალხსნარებიდან აღმდგენლების მოქმედებით მიიღება მეტალური ვერცხლი. ამ გზით მზადდება სარკეები.

ვერცხლი ადვილად წარმოქმნის სხვადასხვა კოორდინაციულ ნაერთებს, რომელთაც მნიშვნელოვანი პრაქტიკული გამოყენება აქვთ,

ვერცხლის კოორდინაციული ნაერთების წარმოქმნით შესაძლებელი ხდება მისი წყალში უხსნადი მრავალი ნაერთის ხსნად მდგომარეობაში გადაყვანა. მაგალითად, AgCl , AgOH , Ag_2SO_4 , Ag_2CO_3 -ზე ამოიკის წყალხსნარის მოქმედებით მიიღება წყალში ხსნადი კოორდინაციული ნაერთები:



ასევე მიიღება წყალში ხსნადი ნაერთები ვერცხლის ჰალოგენიდებზე ტუტემეტალების ჰალოგენიდებს მოქმედებით:



ოქრო უძველესი დროიდან ცნობილი ერთ-ერთი მეტალია. მოიპოვება რუსეთში (ურალი), ბრაზილიაში, კალიფორნიაში, სამხრეთ აფრიკაში და სხვ. იგი უმეტესად თვითნაბადი სახითაა, ან ტელურიდის, ანდა ოქროსი და ვერცხლის შერეული ტელურიდების სახით გვხვდება. დედამიწის ქერქში ოქროს შემცველობა შეადგენს $5 \cdot 10^{-6}$ წონით % -ს. ბუნებრივი ოქრო ერთი იზოტოპისაგან შედგება — Au_{197} .

ბუნებაში ოქრო გვხვდება თვითნაბადი სახით. ამ შემთხვევაში იგი შეიცავს მინარევებს ვერცხლის (5—15%), სპილენძის, რკინისა და სხვა ელემენტების სახით. მინერალებიდან ოქროს შეიცავს კალავერიტი ($AuTe_2$), კრენერიტი (Au, Ag) Te_2 , სილვანიტი (Au, Ag) Te და სხვ. ზღვის წყალი მცირე რაოდენობით შეიცავს $AuCl_4^-$ იონებს. ისა და მინერალური ნაწილაკების სახით.

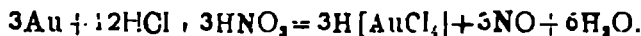
ოქროს შემცველი მადნების დამუშავება მოითხოვს მათ დაწილადებას, გამდიდრებას. რენტაბელურია ისეთი მადნების დამუშავება, რომლებიც შეიცავენ 3,63 გ ოქროს ერთ ტონა მადანზე. ოქროს გამოყოფისათვის მიმართავენ სხვადასხვა სახის ფლოტაციურ მეთოდებს. პირველადი პროცესების შედეგად გამოყოფილ ოქროს ამდიდრებენ ამაღამირების, ციანირებისა და სხვა მეთოდებით.

ოქრო ყვითელი ფერის რბილი მეტალია მაღალი სიმკვრივით. მისი ლღობის ტემპერატურაა $1063,4^{\circ}C$. იგი ადვილად იტანს მექანიკურ მოქმედებას. ერთი გრამი ოქრო შეიძლება გაიწელოს 2 კმ სიგრძის ძაფად. ამავე დროს, იგი ადვილად იგლინება თხელ ფურცლებად, ისე, რომ შეიძლება მიკრონის მეთაქმედამდე გათხელდეს.

ოქრო ადვილად წარმოქმნის შენადნობებს ვერცხლთან, სპილენძთან, კალასთან, ტყვიასთან, ვერცხლისწყალთან და სხვა მეტალებთან. თავისი ქიმიური ბუნებით ოქრო არააქტიური მეტალია, რის გამოც მას „კეთილშობილ“ მეტალს უწოდებენ. იგი არ იხსნება მრავალ სხვადასხვა რეაგენტში. ჰალოგენებიც კი მშრალ ატმოსფეროში ოქროზე თითქმის არ მოქმედებენ.

მეტალური ოქრო გახურებისას ურთიერთქმედებს ფტორთან, ქლორთან და იოდთან და წარმოქმნის შესაბამის ჰალოგენაერთებს. ოქროს ხსნიან ე. წ. საშეფო წყალში, რომელიც შედგება 3 ნაწილი კონცენტრირებული მარილმჟავას და ერთი ნაწილი კონცენტრირებული აზოტმჟავასაგან.

თუ ოქროს რაოდენობა საკმაოდ დიდია, სამეფო წყალში გახსნისას გამოილექება ოქროს ქლორწყალბადეჟევა კონკლექსური ნაერთის სახით:



მეტალური ოქრო და მისი ნაერთები არ არიან ტოქსიკურები.

ოქროს ძალიან დიდი გამოყენება აქვს. როგორც სავალუტო მეტალს, მაგრამ. გარდა ამისა. ოქროსაგან მზადდება სამკაულები და ზოგიერთი ფიზიკა-ქიმიური ხელსაწყოები. საიუველირო ნაწარმებში ოქროს ურევენ სპილენძსა და ვერცხლს. მათში ოქრო შედის 37,5%, 58,3%, 75,0% და 91,6%.

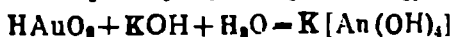
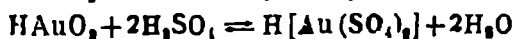
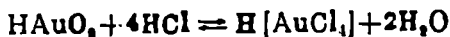
ნაერთებში ოქრო ორ დაჟანგულობის რიცხვს აშედავენებს: +1 და +3, თუმცა გვხვდება +2 დაჟანგულობის რიცხვის მქონე ნაერთები, მაგრამ ისინი მცირე მდგრადობით ხასიათდებიან.

ოქრო ადვილად აღდგება მისი მარილების წყალხსნარებიდან და გამოიყოფა მეტალური სახით.

ოქროს ჟანგბადოვან ნაერთებს ეკუთვნის ოქროს ოქსიდი Au_2O_3 . იგი არამდგრადი იისფერი მყარი ნივთიერებაა.

Au_2O_3 — ყავისფერი ნივთიერებაა და ისიც მცირე მდგრადობით ხასიათდება.

ოქროს ჰიდროქსიდი, HAuO_2 , წითელი-ყავისფერი ფხენილია. ვაკუუმში გახურებით გარდაიქმნება Au_2O_3 -ად. მას სუსტი ამფოტერული თვისებები ახასიათებს. იგი იხსნება მჟავებსა და ტუტეებში:



მიღებულ ნაერთებს აურატები ეწოდებათ.

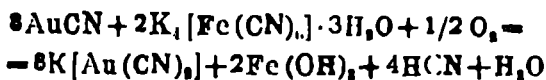
ოქრო ჰალოგენებთან წარმოქმნის ნაერთებს: AuCl , AuBr , AuI . ისინი მიიღება ოქროზე ჰალოგენების უშუალო ზემოქმედებით გაბობის პირობებში. მაგალითად, AuCl მიიღება ასე:



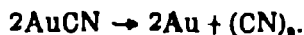
254—282°C ტემპერატურის პირობებში. ოქროს ჰალოგენნაერთები ადვილად წარმოქმნიან კომპლექსურ მარილებს. მაგალითად:



ოქროს ციანიდი, AuCN, აგრეთვე წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთებს:



გახსურებისას AuCN იშლება:



ოქროს (II) ნაერთები, როგორც ზემოთ იყო აღნიშნული, არამდგრადია და აქეზად დადგენილია, რომ ისინი ოქროს (I) და ოქროს (III) შერეულ ნაერთებს წარმოადგენენ.

ოქროს (III) ნაერთები კი ხასიათდება გარკვეული მდგრადობით და ადვილად წარმოქმნიან კოორდინაციულ მარილებს. მაგალითად ოქროს ოქსიდი Au_2O_3 იხსნება KOH ში შიილება $\text{K}[\text{Au}(\text{OH})_4] \cdot \text{H}_2\text{O}$ (კალიუმის ტეტრაჰიდროქსოაურატი).

ცნობილია ოქროს (III) სულფიდი Au_2S_3 , ნიტრატი $\text{Au}(\text{NO}_3)_3 \times n\text{H}_2\text{O}$ და სხვ.

2. 9. II ბ ჰმეჯგუფის ელემენტები (თუთია, კადმიუმი, ვერცხლისწყალი)

ცხრილი 28

ელემენტი	დნობის, °C	დუღილის, °C	d, მ/სმ	დენეგულობის რიცხვი
Zn	419.4	906	7.130	+2
Cd	320.9	767	8.64	+2
Hg	-36.84	356.75	19.846	+1, +2

ფურცელი 77

2. 9. 1. თუთია — Zn

ბუნებაში თუთია საკმაოდ გავრცელებულია: დედამიწის ქერქში იგი იმყოფება 0,02 წონითი პროცენტის რაოდენობით. თუთიის საბადოები სხვადასხვა შედგენილობის მინერალებს შეიცავენ. ასეთებია: მაგალითად, სფალერიტი — ZnS , ვიურტაიტი (ZnS -ის სახესხვაობა), თუთიის შპატი — ZnCO_3 და სხვ.

თუთიის ნაერთები პოლიმეტალურ მადნებში მოიპოვება. ამ მადნებში თუთიის გარდა შედის Ge, Sn, Cd, As, Ga, Hg და სხვა მეტალების მარილები.

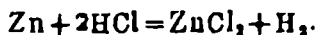
თუთიის მადნის გადამუშავება თავისუფალი მეტალების მისაღებად წარმოებს. მაგალითად, თუთიის სულფიდის ნაღალტენპერატურული გაპოწყით. მიიღება თუთიის ოქსიდი. ZnO . ოქსიდის შემდგომი აღდგენით, ნახშირბად-ს. CO ან წყალბადის გამოყენებით, მიიღება თავისუფალი მეტალი.

ზედნიწყენით სუფთა თუთია მიიღება თუთიის სულფატის, $ZnSO_4$ წყალხსნარის ელექტროლიზით.

თუთია — მოვერცხლისფრო თეთრი, მძიმე მეტალია. ქიმიურად იგი არ არის ისეთი აქტიური. როგორც პირველი და მეორე ჯგუფის ძირითადი ქვეჯგუფის ელემენტები. მაგრამ იგი უფრო აქტიურია ისეთ მეტალებთან შედარებით, როგორცაა ტყვია, სპილენძი, ოქრო, ვერცხლი და ზოგიერთი სხვა ელემენტი.

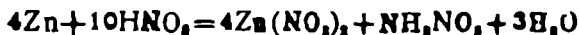
თუთია პრაქტიკულად არ განიცდის კოროზიას, რადგან ჰაერზე იგი იფარება თუთიის ჰიდროქსიდის და კარბონატის თხელი ფენით, რომელიც მას იცავს გარემოს ზემოქმედებისაგან. ამის გამო, რკინის ნაკეთობებს კოროზიისაგან დაცვის მიზნით ხშირად თუთიით ფარავენ.

განზავებულ მყავებში მეტალური თუთია იხსნება წყალბადის გამოყოფით:



წყალბადის მიღების ეს წესი გამოყენებულია ე. წ. კიპის აპარატებში.

კონცენტრირებულ გოგირდმყავასა და აზოტმყავაში თუთია მოქმედებს როგორც აღმდგენელი:



თუთია — ამფოტერული მეტალია. იგი იხსნება ირამარტო მყავებში, არამედ ტუტეებშიც და წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთებს:



$Na_2[Zn(OH)_4]$ მარილს ეწოდება ნატრიუმის ჰიდროქსიდინკატი. იგი ბუნებაში არაარსებული მყავის $H_2[Zn(OH)_4]$ -ის წარმოებულად შეიძლება წარმოვიდგინოთ.

ჰაერზე გახურებისას, თუთია იწვის და გარდაიქმნება თუთიის ოქსიდად — ZnO . თუთია ადვილად უერთდება ჰალოგენებს. ნესტთან პირობებში მათი ურთიერთქმედების რეაქცია ოთახის ტემპერატურაზედაც მიმდინარეობს, ხოლო მშრალ ატმოსფეროში საჭიროა გათბობა.

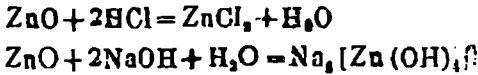
ძალიან საინტერესოა გაიკვევს ბიოლოგიურ პროცესებში თუთიის როლი, რომელიც არ არის შესწავლილი. დადგენილია მაგალითად, რომ მკეროელემენტის სახით თუთია ხელს უწყობს ორგანიზმებში მიმდინარე მთელი რიგი ფერმენტატური პროცესების მიმდინარეობას.

1

თუთია არ არის ტოქსიკური მეტალი, მაგრამ მისი ზოგიერთი ნაერთის, მაგალითად, $ZnCl_2$ -ის დიდი რაოდენობით შესუნთქვა — ჯერჯერობდა სახიფათოა ჯანმრთელობისათვის. ეს გარემოება მხედველობაში უნდა იქნეს მიღებული ჩირჩილვის დროს — თუთიის გამოყენებისას.

მეტალურ თუთიას მრავალფეროვანი გამოყენება აქვს, განსაკუთრებით კი. ზენადნი. ზების სახით. ასეთებია, მაგალითად, ბრინჯაო (სპილენძი, კალა, თუთია) და თითბერი (სპილენძი, თუთია, კალა, ტყვია, რკინა).

თუთიის ოქსიდი — ZnO , თუთიის ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. იგი წყალში ცუდად იხსნება და ამფოტერულ ბუნებას ამჟღავნებს: იხსნება როგორც მჟავებში, ასევე ტუტეებში სათანადო მარილების წარმოქმნით:



ZnO დიდი პრაქტიკული გამოყენება აქვს. იგი იხმარება თეთრი საღებავის სახით (თუთიის თეთრა). ZnO იხმარება აგრეთვე რეზინის და კერამიკის წარმოებაში.

ცნობილია თუთიის პეროქსიდა ZnO_2 ($Zn < \begin{matrix} O \\ | \\ O \end{matrix}$). ეს არის მ...

ყვითლო ფერის არამდგრადი ნივთიერება.

თუთიის ჰიდროქსიდი, $Zn(OH)_2$, ამფოტერული ბუნების ნაერთია და იხსნება მჟავებში და ტუტეებში.

თუთიის ჰალოგენნაერთებიდან გამოყენება აქვს თუთიის ქლორიდს — $ZnCl_2$. იგი აღვიდად წარმოქმნის რთული შედგენილობის კომპლექსურ ნაერთებს. $ZnCl_2$ გამოყენდება ხის წარმოებაში, მედიცინაში, ტექნიკაში.

თუთიის სულფიდი — ZnS , თუთიის ამოფულა ნივთიერებაა. იგი მიიღება თუთიის ოქსიდის, კარბონატისა და გოგირდის ნარევის

გახურებით. თუთიის სულფიდი ცუდად იხსნება წყალსა და ტუტეებში, მაგრამ კარგად იხსნება მჟავებში. თუთიის სულფიდს აქვს საინტერესო ფიზიკური თვისება: იგი ლუმინოფორია. ე. ი. მას ახასიათებს ლუმინისცენციის უნარი. ლუმინისცენცია ეწოდება ზოგიერთი ნივთიერების ნათების უნარს.

როგორც ცნობილია, ძალიან მაღალ ტემპერატურაზე ნებისმიერი სხეული ანათებს (სითბური გამოსხივება). მაგრამ ზოგიერთ ნივთიერებას ნათება ახასიათებს ნებისმიერ ტემპერატურაზე. თუთიის სულფიდი ანათებს, მაგალითად, მაიონიზებელი ნაწილაკების ზემოქმედებით, ამიტომ თუთიის სულფიდით ფარავენ ეკრანებს, რის გამოც ისინი განიცდიან ნათებას რენტგენის და რადიოაქტიურ გამოსხივებათა ზეგავლენით.

ZnS და BaSO₄ ნარეგს ეწოდება ლითოპონი. ეს არის თეთრი ფერის ნივთიერება, რომელიც იხსნება ზეთში და ასეთი სახით იხმარება საღებავის დასამზადებლად. ლითოპონის ქარხანა საქართველოში არის ქუთაისის მახლობლად.

2. 8. 2. კადმიუმი — Cd

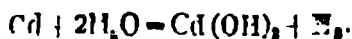
კადმიუმი აღმოჩენილი იქნა ჯერ კიდევ 1817 წ. შტრომაიერის მიერ. ბუნებაში იგი თავისუფალი სახით არ გვხვდება. ნაპოვნია სულფიდის, ოქსიდის, კარბონატის სახით. მისი შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს 8,0 · 10⁻⁶ წონით %-ს.

მადნის მინერალებიდან მეტალური კადმიუმი მიიღება აღდგენის რეაქციით: მაგალითად, CdO-ს გახურებით ნახშირბადთან, CO-თან ან წყალბადთან. კადმიუმის გასუფთავების შემდგომ ეტაპს წარმოადგენს მისი მარილების წყალხსნარების ელექტროლიზი ანდა Cd გამოხდა წყალბადის ან ნახშირბადის თანაობით.

თავისუფალი კადმიუმი — მოვერცხლისფრო თეთრი ბზინავი მეტალია. პაერზე იგი იფარება ოქსიდის დამცველი აპკით, იგი ხასიათდება მაღალი სიმკვრივით და ლღობის შედარებით დაბალი ტემპერატურით. მისი ორთქლი ყვითელი ფერისაა და მეტად ტოქსიკურია.

მეტალური კადმიუმი შედის მრავალი სხვადასხვა შენაღობის შედგენილობაში.

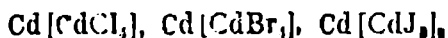
ქიმიური ბუნებით Cd მეტად ჰვავს თუთიას. ოთახის ტემპერატურაზე იგი წყალს არ შლის, მაღალ ტემპერატურაზე კი ინტენსიურად ურთიერთქმედებს წყლის ორთქლთან და გამოჰყოფს წყალბადს:



მეტალურ Cd-ზე მოქმედებენ ჰალოგენები, უანგბადი, გოგირდი, სელენი, ტელური, ფოსფორი და სხვ. ეს რეაქციები უმეტესად გახურების პირობებში მიმდინარეობენ.

მეტალურ Cd-ს იყენებენ ფიზიკაში, როგორც ნეიტრონების მშთანთქმელს. მისგან, ან მისი შენადნობებისაგან მზადდება რეაქტორების მმართველი ღეროები, რომლებიც რეაქტორებში მიმდინარე ბირთვულ პროცესებს არეგულირებენ.

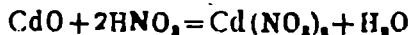
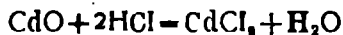
მდგრად ქიმიურ ნაერთებში კადმიუმი იჩენს +2 დაჯანგულობის ხარისხს. მას აქვს უნარი წარმოქმნას მრავალფეროვანი კოორდინაციული ბმით ნაერთები და, საზოგადოდ, იგი ამჟღავნებს კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნის ტენდენციას. მაგალითად. კადმიუმის ქლორიდის, ბრომიდისა და იოდიდის წყალხსნარები წარმოქმნიან მარილებს, რომელთაც აუტოკომპლექსები ეწოდება:



და სხვ.

კადმიუმის ოქსიდი. CdO , მოყვითალო-ყავისფერი ფხვნილია, მაღალი კუთრი მასით (6.95 გ/სმ³), იგი მიიღება მეტალის დაჯანგვით, ან $\text{Cd}(\text{OH})_2$, CdCO_3 , ან $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ გახურებით.

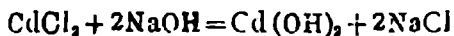
CdO მაღალ ტემპერატურაზე ლღეება (1426°C), თუმცა 300°C-ზე უკვე განიცდის დაშლას. CdO წყალში ცუდად იხსნება. იხსნება მჟავებში, მარილების წარმოქმნით:



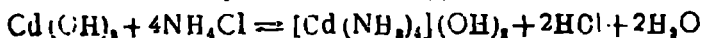
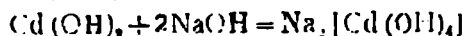
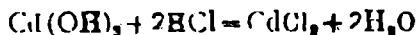
ცნობილია კადმიუმის შერეული ოქსიდიც:



კადმიუმის ჰიდროქსიდი $\text{Cd}(\text{OH})_2$, წარმოიქმნება ლაბისებრი თეთრი ნალექის სახით კადმიუმის მარილების წყალხსნარებზე ტუტის ჰარბი რაოდენობის დამატებით:



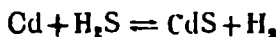
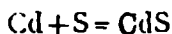
$\text{Cd}(\text{OH})_2$, ამფოტერული თვისებების მქონეა. მაგრამ მჟავური თვისებები მას გააცილებით უფრო სუსტად აქვს გამოხატული, ვიდრე $\text{Zn}(\text{OH})_2$ -ს. თუმცა იგი, მჟავებშიც იხსნება და ტუტეებშიც:



$[Cd(NH_3)_4](OH)_2$ ეწოდება ტეტრაამინკადმიუმის ჰიდროქსიდი. იგი ურთიერთქმედებს გოგირდწყალბადსა და ციანთან შესაბამისი კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნით:



კადმიუმის სულფიდი, CdS მიიღება კადმიუმზე გოგირდის ან გოგირდწყალბადის მოქმედებით:



კადმიუმის და გოგირდის ურთიერთქმედება ეგზოთერმული რეაქციაა. CdS ინტენსიური ყვითელი ფერის ნივთიერებაა. იგი გამოიყენება ყვითელი ფერის ზეთის საღებავის მისაღებად.

გ. ი. გ. მერკურისწყალი — Hg

ვერცხლისწყალი — მეტალია. მაგრამ ოთახის ტემპერატურაზე იგი თხევად მდგომარეობაშია. ბუნებაში 7 მდგრადი იზოტოპის სახით გვხვდება. მასური რიცხვებით 196, 198 — 202, 204. დედამიწის ქერქში მისი შემცველობა $4,5 \cdot 10^{-4}$ მასის % შეადგენს.

ვერცხლისწყალი ბუნებაში გვხვდება როგორც თვითნაბადი, ისე სხვადასხვა მინერალების სახით. ამ მინერალებიდან განსაკუთრებით ცნობილია HgS (სინგური). ვერცხლისწყლის საბადოები არის ესპანეთში, იტალიაში, აშშ და სხვა.

ვერცხლისწყალს კაცობრიობა იცნობდა უძველესი დროიდან. ადრევე იყო ცნობილი აგრეთვე, ვერცხლისწყლის უნარი ზოგიერთი მეტალების გახსნისა, რის შედეგად მიიღება ნაერთები, რომელთაც ამალგამებს უწოდებენ.

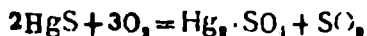
სინგური გამოიყენებოდა კოსმეტულაში. ვერცხლისწყალს იყენებდნენ ალქიმიკოსები და მრავალ თვისებას წიაწურდნენ მას, განსაკუთრებით კი ე. წ. „ფილოსოფიური ქვის“ მოწოდების პროცესში, რომელსაც, მათი აზრით, უბრალო მეტალების ოქროდ გარდაქმნის უნარი უნდა ჰქონოდა.

Hg ძალიან მცირე რაოდენობით ზღვის წყალშიც იმყოფება.

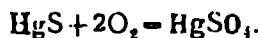
თავისუფალი ვერცხლისწყლის მიღება ხდება მინერალებიდან მათი გახურებით $600-700^{\circ}C$ -ზე:



უფრო დაბალ ტემპერატურაზე სინგური გადაიქცევა ვერცხლისწყლის სულფატად:



ან



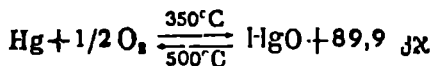
ვერცხლისწყლის შემდგომი გასუფთავება წარმოებს ფიზიკური მეთოდებით (გაფილტვრა ან გამოხდა) და ზოგიერთი ქიმიური და ელექტროქიმიური მეთოდების გამოყენებით.

ვერცხლისწყალი ზოგჯერ ვერცხლისფრო თეთრი ბზინავი მეთალია მაღალი კუთრი მასა (13,595 გ/სმ³). ოთახის ტემპერატურაზე იგი თხევადია და მყარი ხდება — 38,87°C-ზე.

ვერცხლისწყალი მრავალ მეთალთან წარმოქმნის ამაღამებს. ასეთებია: Au, Na, K, Cd, Sn, Pb, Cu, Zn და სხვ. იმისდა მიხედვით, თუ რაოდენ Hg-ს შეიცავს ამაღამა, მას სხვადასხვა კონსიტენცია აქვს — თხევადი, ნახევართხევადი ან მყარი.

ამაღამების მიღების ყველაზე უფრო მარტივი და გავრცელებული მეთოდია — ამა თუ იმ მეთალის ფხვნილისა და ვერცხლისწყლის ნარევის გახურება. ამრიგად, ამაღამები მეთალების მყარი ხსნარებია ვერცხლისწყალში. ამ ნაერთებს ინტერმეტალურ ნაერთებს უწოდებენ.

ქიმიურად ვერცხლისწყალი არააქტიური მეთალია. იგი ამჟღავნებს 1 და 2 დაჟანგულობის რიცხვს. ოთახის ტემპერატურაზე ჰაერი და ჟანგბადი ვერცხლისწყალზე არ მოქმედებენ, მაგრამ წყლის წყარე რაოდენობის თანაობისას ვერცხლისწყლის ზედაპირი იფარება ოქსიდის თხელი ფენით. ვერცხლისწყლის ოქსიდი, HgO, მიიღება Hg-ის გახურებით 350°C-ზე. HgO წითელი ფერის ფხვნილია. იგი ადვილად იშლება, თუ მას 500°C-ზე ზევით ასურებენ. HgO-ის მიღების და დაშლის რეაქციები შეიძლება ასე აღიწეროს:

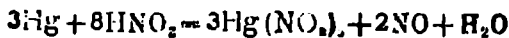


ოთახის ტემპერატურაზე მეთალური ვერცხლისწყალი ურთიერთქმედებს ჰალოგენებთან. რეაქციების შედეგად მიიღება Hg₂Cl₂ და HgCl₂·HgCl₂-ს კალამელო ეწოდება. იგი თეთრი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. თუ ამონიაკის ტუტით შევასველებთ, იგი ინტენსიურ შავ ფერს იღებს.

კლომელი გამოიყენება მედიცინაში. $HgCl_2$ -ს სულემა ეწოდება. ისიც თეთრი ფერის კრისტალებია. კარგად იხსნება წყალში და მრავალ სხვადასხვა გამხსნელში.

მას დიდი გამოყენება აქვს მედიცინაში, როგორც ეფექტურ ანტისეპტიკურსა და მადეზინფექციურებელ ნივთიერებას. სულემა ძლიერი საწამლაია, ადვილად წარმოქმნის სხვადასხვა კომპლექსურ ნაერთებს.

ვერცხლისწყლის სხვა მარილებიდან აღსანიშნავია ნიტრატი — $Hg(NO_3)_2$. იგი მიიღება აზოტწყველაში Hg -ის გახსნით.



$Hg(NO_3)_2$ წყალში კარგად იხსნება, მაგრამ მდგრადია მხოლოდ შევე წყალხსნარებში.

ვერცხლისწყალი და მისი ნაერთები ტოქსიკური ნივთიერებებია. რადგან Hg ოთხის ტემპერატურაზედაც აქროლადია, ამიტომ მუშაობა მეტალურ ვერცხლისწყალთან და მის ნაერთებთან მოითხოვს უსაფრთხოების წესების მკაცრ დაცვას.

ვერცხლისწყალი გამოიყენება მრავალ ფიზიკურ ხელსაწყოში — თერმომეტრებში, ბარომეტრებში, მანომეტრებში და სხვ.

4. *f* — ელემენტების ჯიშია

4. 1. ლანთანოიდები

1. ზოგადი დახასიათება. ჯერ კიდევ 1923 წელს ნილს ბორმა გაითვალისწინა მეშვიდე პერიოდში ელემენტების არსებობა, რომლებიც ლანთანოიდების ანალოგიურია, ე. ი. მსგავსია ელემენტებისა, რომლებიც 5 *f*-ქვედონის შევსებით წარმოიქმნება. ეს არის აქტინოიდები, ე. ი. აქტინოიდების მომდევნო ელემენტები, რომელთა რიგობრივი ნომერი ძვეს 90—103-მდე ინტერვალში. ლანთანოიდების და აქტინოიდების მსგავსება დიდია: ასეთია შთანთქმის სპექტრები, მათი მარილების იზომორფიზმი, მსგავსი დაქანჯულობის რიცხვი და ატომთა მოცულობის შემცირება — ლანთანოიდური და აქტინოიდური შექუშმვა.

ჩვეულებრივი ფორმის პერიოდულ სისტემაში ლანთანოიდების დალაგება სისტემის მწყობრი ფორმის დაურღვევლად შეუძლებელია, ამიტომ მათ ერთ უჯრედში (III ბ) ათავსებენ და ლანთანის მომდევნო თოთხმეტეული ცალკე ოჯახის სახითაა დალაგებული მწყრივში პერიოდ-

ელემენტი	ღწიწის რაოდენობა	დულის რაოდენობა	დ. გ/გ	დაქანვლობის რაოდენობა
Ce	733	3467	68,8	5, 4
Pr	835	322	6,77	3, 4
Nd	1024	3077	7,01	4
Pm	1045	3200	7,21	3
Sm	1072	1000	7,54	2, 3
Eu	826	1439	5,26	2, 3
Gd	132	1000	7,90	3
Tb	1353	50,0	8,23	3, 4
Du	1467	2325	8,54	3, (4)
Ho	1,60	2707	8,78	3
Er	1522	2510	9,05	3
Tm	1545	1727	9,31	(2), 3
Yb	86	1183	6,97	2, 3
Lu	1000	3315	1,04	3

დული სისტემის ქვემოთ. ასევე გამოყოფილი აქტიუმიის მომდევნო თოთხმეტი ელემენტი, რომელიც აქტიუმიის მწკრივს შეადგენს.

იშვიათ მიწათა ელემენტების სახელწოდების ქვეშ გაერთიანებულია სკანდიუმი, იტრიუმი, ლანთანი და ელემენტები, რომელთა რიგობრივი ნომერია 58—71, ე. წ. ლანთანიოიდები. სახელწოდება იშვიათი მიწები, ანუ იშვიათ მიწათა ელემენტები სინონიმებია.

ლანთანიოიდებს ყოფენ ორ ქვეჯგუფად: ცერიუმის (La—Eu) და იტრიუმის (Y, Gd—Lu) ქვეჯგუფებად, რომლებიც ხასიათდებიან აგრეთვე როგორც „მსუბუქი“ და „მძიმე“ ლითონების ქვეჯგუფები. მეტალური თვისებები უფრო დამახასიათებელია ცერიუმის ქვეჯგუფის ლანთანიოიდებისათვის.

იშვიათ მიწათა მეტალები, თავისი სახელწოდების შინაარსის საპირისპიროდ, საკმაოდ გავრცელებულია დედამიწის ქერქში. გარდა პრომეთიუმისა, ისინი გვხვდება სკანდიუმთან, იტრიუმთან და ლანთანთან ერთად მონაციტის ქვიშებში.

მონაციტი — იშვიათ მიწათა მეტალებისა და თორიუმის ორთოფოსფატების იზომორფული ნარევისაგან შედგენილი მინერალია, რომელშიც თორიუმი შედარებით მცირე რაოდენობით შედის.

ლანთანოიდების შემცველი ძირითადი მინერალებია: ცეროტი (იშვიათ მიწათა მეტალების სილიკატები), გადოლინიტი (ლანთანოიდების, Be და Fe -ის სილიკატები), ორტიტი (იშვიათ მიწათა მეტალების, Ca და Fe -ის ალუმოსილიკატი) და სხვ. მაგრამ მეტი წილი ლანთანოიდებისა დედამიწის ქერქში განაწილებულია არა ამ მინერალებში, არაჲდ სხვა ელემენტების მინერალებში, რომლებშიც ისინი მინარევების სახით გვხვდება. ასეთია, მაგალითად, აპატიტები, რომლებშიც მათი შემცველობა 3,2%-ს აღწევს და სხვ.

ჩვეულებრივად ლუწი რიგობრივი ნომრის მქონე ელემენტები უფრო მეტადაა გავრცელებული ბუნებაში, ვიდრე კენტი რიგობრივი ნომრის მქონე ელემენტები. ლანთანოიდების გავრცელება კარგად ექვემდებარება ამ ზოგადი ხასიათის კანონზომიერებას.

მათი გავრცელებულობა, ა. პ. ვინოგრადოვის მონაცემებით, შემდეგი რიცხვებით ხასიათდება:

Ce^{58}	Nd^{90}	Sm^{62}	Gd^{64}	Dy^{66}	Er^{68}	Yb^{70}
$4,5 \cdot 10^{-3}$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	$7 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$4,5 \cdot 10^{-4}$	$4 \cdot 10^{-4}$	$3 \cdot 10^{-4}$
Pr^{59}	Pm	Eu^{63}	Tb^{65}	Ho^{67}	Tm^{69}	Lu^{71}
$7 \cdot 10^{-4}$	—	$1,2 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{-4}$	$1,3 \cdot 10^{-3}$	$8 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-4}$

ლანთანოიდებიდან ყველაზე მეტად გავრცელებულია Ce , ყველაზე ნაკლებად კი — Tm ლანთანოიდების გავრცელებულობა დედამიწის ქერქში, ე. ი. მათი შემცველობა დედამიწის ქერქში შეადგენს $1,6 \cdot 10^{-2}$ %-ს. ახლა დავახასიათოთ რამდენიმე ელემენტის გავრცელებულობა:

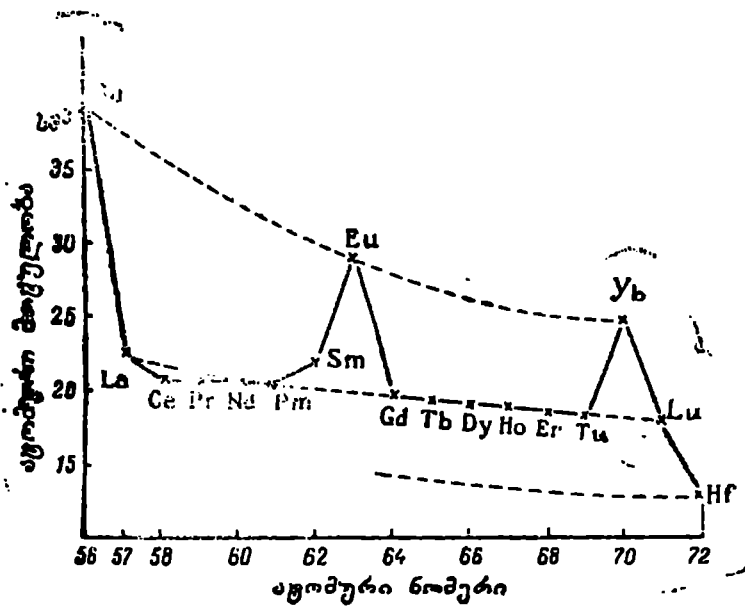
Ag^{47}	Sb^{54}	Pb^{82}	Sn^{50}
$1 \cdot 10^{-5}$	$3 \cdot 10^{-5}$	$1,6 \cdot 10^{-3}$	$8 \cdot 10^{-3}$

აქედან ჩანს, რომ ლანთანოიდების გავრცელებულობა ორჯერ აღემატება კალისას, ათჯერ აღემატება ტყვიისას, 320-ჯერ — ანთიმონისას და ა. შ.

2. ლანთანოიდების მიღება და თვისებები. ლანთანოიდების მიღების ძირითადი წყაროა მინერალები: მონაციტი, ფოსფორიტები და აპატიტები. ამ ელემენტების გამოყოფამდე მადანს გაამდიდრებენ, ხოლო შემდგომ სხვადასხვა მეთოდებს იყენებენ ნაერთების სახით გამოსაყოფად (მათ რიცხვში გამოყენებულია ექსტრაქცია). თავისუფალ მდგომარეობაში ლანთანოიდებს გამოყოფენ LnF_3 , და LnCl_3 , შეტალიოთერმული აღდგენით. აღმდგენლებად გამოყენებულია Mg და Ca . მსუბუქი ლანთანოიდების მისაღებად LnCl_3 -ის აღდგენას ახდენ

ნენ. ხოლო მკიმე ლანთანოიდების მისაღებად LnF_3 -ის აღდგენა ხდება. ლანთანოიდებს ღებულობენ აგრეთვე LnCl_3 -ის ნალღობების ელექტროლიზით NaCl , KCl და CaCl_2 -თან (ამ მეთოდით ძირითადად ღებულობენ მსუბუქ ლანთანოიდებს). მიუხედავად იმისა რომ გარდა პრომეთიუმისა (Pm) ყველა ლანთანოიდი მიღებულია ელემენტარულ მდგომარეობაში, ბევრი მათგანის ფიზიკური თვისებები არასაკმარისადაა შესწავლილი.

ყველა ლანთანოიდი ვერცხლისფერი თეთრი მეტალია, კარგად იკვდება, ადვილად იჭრება დანით, იწელება მავთულად. მათი სიმარე რიგობრივი ნომრის გადიღებასთან ერთად მატულობს. ამავე მმართულებით ხდება მათი კუთრი მასების მომატება (ცხრილი 29).



სურ. 4. 1. ლანთანოიდების მოცულობათა მრუდი.

ამ კანონზომიერებიდან გამონაკლისს წარმოადგენს სამარიუმი, ევროპიუმი და იტერბიუმი, რაც მათი ატომური მოცულობების დიდი მნიშვნელობებით არის განპირობებული (სურ. 4. 1).

ყველა ლანთანოიდი მაღალი რეაქციის უნარიანობით ხასიათდება; ჟანგბადის არეში ვახურებისას მსუბუქი ლანთანოიდები ააღდება, რის შედეგად მიიღება მათი ოქსიდები. ცერიუმის ლენტა უფრო კაშკაშაა ალით იწვის, ვიდრე მაგნიუმისა.

ტენიან ჰაერში ლანთანოიდები ადვილად იჟანგება. ისინი ნელა უღიან ცივ წყალს, ცხელ წყალს კი — სწრაფად. უანგბადისადმი მათი დაწრაფვა ეცემა რიგობრივი ნომრის გადიდებისას.

უანგბადისადმი დიდი სწრაფვის გამო ლანთანოიდები კარგი აღმდგენებია. წითლად ვარვარისას ცერიუმი ნახშირბადს ალაღვენს ნახშირბადის (II) და (IV) ოქსიდებიდან.

განზავებული მჟავები ადვილად მოქმედებენ იშვიათ მიწათა მეტალებზე, რასაც წყალბადის გამოყოფა ახლავს. ტუტეები გასურებიითაც კი ვერ მოქმედებენ მათზე. ქლორის არეში 200°C-მდე გაცხელებული მეტალები ადვილად ინთებიან და დაწვის შედეგად შესაბამისი მეტალების ქლორიდებს წარმოქმნიან. ასევე ენერგიულად იერთებენ ისინი ბრომს.

ეს მეტალები ადვილად რეაგირებენ გოგირდთან, ნახშირბადთან, სილიციუმთან, ჰალოგენებთან. წყალთან რეაგირებენ წყალბადის გამოყოფით. იტრიუმი დანარჩენ ლანთანოიდებთან შედარებით ნაკლებად აქტიურია. ევროპიუმი და იტერიუმი იხსნება თხევად ამიაკში და ტუტე მეტალების მსგავსად ლურჯი ფერის ხსნარებს წარმოქმნის.

Ln^{+3} იონები წყალხსნარებში წარმოქმნიან ჰიდრატკომპლექსებს $Ln(H_2O)_9$. ჰიდრატირებული კომპლექსები შეფერილია შემდეგნაირად: Ce^{+3} — უფერო, Pr^{+3} — მოყვითალო-მწვანე, Nd^{+3} — მოწითალო-ისფერი, Pm^{+3} — ვარდისფერი, Sm^{+3} — ყვითელი, Gd^{+3} , Lu^{+3} , Tb^{+3} — უფერო, Dy^{+3} — ღია მოყვითალო მწვანე, Ho^{+3} — მისაკისფერი ყვითელი, Er^{+3} — ვარდისფერი, Tm^{+3} — ღია მწვანე, Yb^{+3} — უფერო, Cl^{+4} — იონს ხსნარში აქვს მკვეთრი-ყვითელი შეფერილობა.

ლანთანოიდების ქიმიისათვის არსებითი მნიშვნელობა აქვს ოქსალატებს $R_2(C_2O_4)_2$ მათი მცირე ხსნადობა წყალში, განზავებულ მიწერალურ მჟავებსა და ამონიუმის ოქსალატის $((NH_4)_2C_2O_4)$ ხსნარებში საფუძვლად დაედო ლანთანოიდების თორიუმისაგან დაცილების მეთოდების შემუშავებას მონაციტებიდან მათი მოპოვების დროს. $Cl-Lu$ მწკრივში ოქსალატების წყალში ხსნადობა მატულობს, განზავებულ მჟავებში კი — მცირდება.

ლანთანოიდების ოქსიდები M_2O_3 , ტუტე მიწათა მეტალების ოქსიდების მსგავსად, ჰაერიდან შთანთქავს წყლის ორთქლს, CO_2 რის შედეგადაც მიიღება კარბონატები და ჰიდროქსიდები, რომელთა ფუძე თვისებები ეცემა ელემენტის რიგობრივი ნომრის გადიდებისას. ეს იონების რადიუსის შემცირების შედეგია. ლანთანოიდების ჰიდროქსიდ-

ბა ადვილად გამოილეკება ამიაკის წყალხსნარის ან ტუტეების მოქმედებისას.

ლანთანოიდების ჰალოგენებიდან ყველაზე ნაკლებად ხსნადია მათი ფტორიდები. ჟანგბადოვან მჟავებთან ლანთანოიდები წარმოქმნის ადვილად ხსნად მარილებს, როგორცაა პერქლორატები, სულფატები, ნიტრატები და ბრომატები, ხოლო მათი ფოსფატები, კარბონატები და ოქსალატები წყალში უხსნადია. ეს მარილები კარგად იხსნება ა.ოტმჟავაში.

ლანთანოიდები ადვილად წარმოქმნიან ორმაგ მარილებს. ასეთია ორმაგი ნიტრატები, ორმაგი სულფატები. $2M(NO_3)_3 \cdot 3Mg(NO_3)_2 \cdot X \cdot 24H_2O$; $M(NO_3)_3 \cdot 2NH_4NO_3 \cdot 4H_2O$; $M_2(SO_4)_3 \cdot 3Na_2SO_4 \cdot 12H_2O$ და ა. შ.

ატომური რადიუსის გადიდებისას, იონის რადიუსის შემცირებასთან დაკავშირებით, ძლიერდება ლანთანოიდების მარილების ჰიდროლიზის უნარი.

გარდამავალ d -ელემენტებთან შედარებით ლანთანოიდები ნაკლებად წარმოქმნის კომპლექსურ მარილებს. ამის მიზეზი ისაა, რომ f -ორბიტალები მოკლებულია ჰიბრიდიზაციის უნარს. ამის გამო არ მიიღება მტკიცე ბმები.

ცერიუმისათვის, ვარდა Ce_2O_3 -სა დამახასიათებელია უფრო მაღალი ოქსიდი CeO_2 , რომელიც მიიღება მეტალური ცერიუმის ან მისი მარილების ჰერზე ძლიერ გახურებით. მას პასუხობს ჰიდრატი $Ce(OH)_4$ — ყვითელი ლაბისებრი ნივთიერება. ეს ტუტეებში თითქმის არ იხსნება. მჟავებში გახსნით შესაბამისი მარილები მიიღება Ce^{4+} იონი ნარინჯისფერია. მისი მარილები ადვილად განიცდიან ჰიდროლიზს.

ტუტე ხსნარებში $Ce(III)$ ჰაერის ზემოქმედებით ადვილად იჟანგება ოთხვალენტოვან ცერიუმად, მჟავე არეში კი $Ce(IV)$ ნაერთები არამდგრადია და ადვილად აღდგება. ამიტომაც $Ce(IV)$ ნაერთების რიცხვი შეზღუდულია.

ვარდა ცერიუმისა. $Ln(IV)$ ნაწარმები მიღებულია პრაზეოდმიმისა (Pr) და ტერბიუმისათვის (Tb). ამ ელემენტების ნაერთების ჰაერზე გახურებისას მიიღება შავი ფერის ოქსიდები, რომელთა შედგენილობა პასუხობს შემდეგ ფორმულებს: $Pr_2O_3 \cdot 2PrO_3$ და $Tb_2O_3 \cdot X \cdot 2TbO_3$. ამ გარემოებით სარგებლობენ Pr და Tb -ის დანარჩენი ლანთანოიდებისაგან დასაცილებლად.

Sm (II), Eu (II) და Yb (II)-ის ნაწარმები ძლიერი აღმდგენებია. მათი შესაბამისი ნაერთები, მაგალითად, ჰალოგენიდები, მიიღება შესაბამისი RX_2 ჰალოგენიდების აღდგენით წყალბადის მეშვეობით.

Sm (II), Eu (II) და Yb (II)-ის სულფატები $SmSO_4$, $EuSO_4$ და $YbSO_4$ შესაბამისი $Ln_2(SO_4)_3$ სულფატების ელექტროლიზით მიიღება კათოდზე აღდგენით. ამ გზით ეს სამი ელემენტი ადვილად შეიძლება დავაცილოთ დანარჩენ ლანთანოიდებს.

ცერიუმში არანაჯერი ნაწირობების წყალბადსაც კი იერთებს, ხოლო თავისუფალ წყალბადს ყველა ლანთანოიდი უშუალოდ იერთებს, რის შედეგადაც წარმოქმნიან LnH_2 ტიპის ჰიდრიდებს. ისინი ადვილად იერთებენ აგრეთვე აზოტს ნიტრიდის წარმოქმნით (RN), გოგირდს, სელენს და ტელურს. რის შედეგადაც მიიღება სულფიდები Ln_2S_3 , სელენიდები Ln_2Se_3 და ტელურიდები Ln_2Te_3 .

იშვიათ მიწათა მეტალები ადვილად წარმოქმნიან შენადნობებს მთელ რიგ სხვა მეტალებთან. ამ შენადნობებს, რომლებიც სხვადასხვა თანაფარდობით შეიცავენ იშვიათ მიწათა მეტალებს. „მიშმეტალი“ ეწოდა, ე. ი. ნარევი მეტალი.

3. ლანთანოიდების დაცილება. ლანთანოიდების ელექტრონული სტრუქტურის თავისებურება თავის ერთ-ერთ გამოსატულებას იმაში პოულობს, რომ მათი ქიმიური თვისებები მეტად ახლოა ერთმანეთთან. რის გამო მათი მიღება ინდივიდუალურ მდგომარეობაში პრეპარატიული ქიმიის ერთ-ერთი რთული ამოცანათაგანია. ლანთანოიდების დასაცილებლად მრავალი მეთოდია შემუშავებული, მაგრამ არც ერთი მათგანი არ უზრუნველყოფს ამ ელემენტების სრულ დაცილებას ერთმანეთისაგან.

ლანთანოიდების მარილთა წყალში ხსნადობა რამდენადმე ვანსხვავდება ერთმანეთისაგან. ამაზეა აგებული მათი დაცილების ერთ-ერთი მეთოდი.

წილადური გაკრისტალების მეთოდი სწორედ ლანთანოიდების მარილების განსხვავებულ ხსნადობაზეა აგებული. ეს მარტივი, მაგრამ შრომატევადი მეთოდია, რომელიც შეიძლება შემდეგნაირად წარმოვიდგინოთ. ლანთანოიდების მარილებისაგან თავდაპირველად გამოყოფენ ცერიუმს, რისთვისაც ის Ln (IV) მდგომარეობაში გადაყავთ. დარჩენილი მარილების ხსნარს აორთქლებენ სანამ ამოვლებული ერთი წვეთიდან გაცივებისას არ გამოიყოფა კრისტალები. ასეთ შემთხვევაში აორთქლების შემდეგ ხსნარს ნელა გააცივებენ, რის გამო ნა-

ლებად ხსნადი მარილები გამოკრისტალდება. ხსნარისა და კრისტალების დაცილების შემდეგ ახდენენ ხსნარის კონცენტრირებას, რის შემდეგ ისევ გამოაკრისტალებენ ნაკლებად ხსნად მარილებს. ამრიგად, მიიღება ორი ფრაქცია კრისტალებისა და ორი დედა ხსნარი, ანუ ორი ფრაქცია ხსნარებისა. მომდევნო დაწილადების შედეგად ფრაქციების რიცხვი იზრდება (აღწევს ათასზე მეტს). ასეთი ფრაქციული, ანუ წილადური დაკრისტალების პროცესში წარმოებს ლანთანოიდების ერთმანეთისაგან დაცილება.

წილადური დალექვის მეთოდი აგებულია იმაზე, რომ $La - Lu$ მწკრივში ფუძეთა ძალა არ არის ერთნაირი. ამიაკის დამატებით ლანთანოიდების მარილების ხსნარიდან თავდაპირველად გამოილექება უფრო ნაკლები ძალის მქონე ფუძე, შემდეგ უფრო მეტი ძალისა და ა. შ. ეს კლასიკური მეთოდებია, რომლებმაც თავის დროზე მნიშვნელოვანი როლი შეასრულეს ლანთანოიდების შესწავლის საქმეში. მაგრამ დაუსრულებელი გახსნისა და გამოკრისტალების პროცესები დიდ დროს საჭიროებს. ამიტომაც ბოლო ხანებში გამოყენებულ იქნა იონმიმოცვლითი ქრომატოგრაფია. იონური მიმოცვლა მიმდინარეობს სპეციალურ ადსორბენტებზე (მშთანქმელებზე). 1947 წელს იონური მიმოცვლის ქრომატოგრაფიული მეთოდით გამოყოფილ იქნა პრომეთიუმი, რომელიც დედამიწაზე არ მოიპოვება.

4. ლანთანოიდების გამოყენება. პირველი ტექნიკური გამოყენება იშვიათ მიწათა მეტალებისა იყო ცერეუმის ნიტრატიდან საგაზვარეურო ბადეების მომზადება. ელნათურებმა დიდი ხანია გამოაძევა ხმარებიდან ეს ბადეები.

შეფერილი მინების მოსამზადებლად ლანთანოიდების გამოყენებას გრძელი ისტორია აქვს. ნეოდიმის და პრაზეოდიმის ოქსიდების შემცველი მინა არ ატარებს ულტრაიისფერ სხივებს, ამიტომაც გამოიყენება ულტრაიისფერი სხივებისაგან დამცველი სათვალეების მოსამზადებლად. სპექტროსკოპული და ასტრონომიული ხელსაწყოებისათვის შესაფერისი ოპტიკური მინა შეიცავს ნეოდიმის და ვანადიუმის ოქსიდებს. ლითიუმის და ლანთანის ოქსიდების შემცველი მინა, რომელიც არ შეიცავს კალციუმს, დიდ ელექტროგამტარობას იჩენს. ლითიუმის, ვერცხლის და ცერეუმის ოქსიდების შემცველი მინა სინათლისადმი დიდი ვრძნობიერებით ხასიათდება.

ლანთანოიდებმა დიდი გამოყენება მოიპოვა ცეცხლგამძლე კერამიკის მოსამზადებლად.

ურანის ზოვიერთ რეაქტორში მიიღება პლუტონიუმი. ^{238}Pu და ^{239}Pu მარილების ხსნარს დაეუმატებო ლანთანის ფტორიდს

(LaF₃), მაშინ ლანთანთან ერთად მთლიანად გამოილეკება პლუტონიუმში, ხოლო ურანი დარჩება ხსნარში. ამ ციკლის რამდენჯერმე განმეორებით შეიძლება პლუტონიუმის და ურანის სრულ დაცილებას მივაღწიოთ.

ამჟამად ლანთანოიდების რადიოაქტიური, ხელოვნური გზით მომზადებული, იზოტოპებიდან ბევრმა მათგანმა მოიპოვა საინტერესო გამოყენება. მაგალითად, თვლიუმში Tu^{170} , γ — გამოსხივების უნარის გამო, დიდ გამოყენებას პოულობს მედიცინაში ადამიანის სხეულის გასაშუქებლად, რისთვისაც ჩვეულებრივ გამოიყენება რენტგენის რთული დანადგარები. თითქმის ყველა იშვიათ მიწათა ელემენტების რადიოაქტიურმა იზოტოპებმა მოიპოვეს გამოყენება, როგორც ინდიკატორებმა სხვადასხვა ქიმიური რეაქციების შესასწავლად.

შენადნობი, რომელიც შედგება 30% რკინისა და 70% ცერიუმისაგან, იშვიათ მიწათა სხვა მეტალებთან ერთად იხმარება ციკლსანთებში, რადგან ფოლადის მქისე ზედაპირთან ხახუნით იძლევა ნაპერწყლებს.

4.2. აქტინოიდები

1. ზოგადი დახასიათება. აქტინოიდები ტრანსურანული (ურანის მიღმა) ელემენტების მნიშვნელოვანი შემადგენელი წევრია. 1940 წლამდე პერიოდული სისტემის უკანასკნელ ელემენტად ითვლებოდა 92-ე ელემენტი — ურანი.

1940 წელს ბირთვული რეაქციის გზით განხორციელდა პირველი ტრანსურანული ელემენტის მიღება და მას ნეპტუნიუმი (ქიმიური სიმბოლო Np) უწოდეს.

შემდეგში ხელოვნურად იქნა მიღებული მომდევნო ტრანსურანული ელემენტები და ამჟამად განხორციელებულია ელემენტების სინთეზი $Z=93$ და $Z=108$ -მდე. ამრიგად, ტრანსურანული ელემენტების ჩვეულებრივ დღესდღეობით 16 ელემენტს მოიცავს (ცხრილი 30).

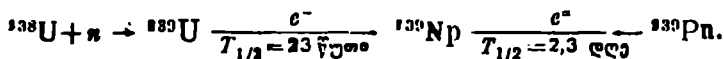
ტრანსურანული ელემენტები ქმნიან განსაკუთრებულ ჯგუფს არა მარტო იმით, რომ ისინი არამდგრადობას იჩენენ და ხელოვნური გზით მიიღებიან, არამედ, უპირველეს ყოვლისა იმით, რომ მათ თავისებური ქიმიური თვისებები აქვთ. ეს თავისებურება იმავე მიზეზებით აიხსნება, რითაც განპირობებულია ლანთანოიდების ჯგუფის არსებობა: იგი აიხსნება მათი ატომების აღნაგობით.

ტრანსურანული ელემენტები მათი ფიზიკური და ქიმიური თვისებების მიხედვით შეიძლება ორ ჯგუფად გავეყოთ: ელემენტების ატო-

მეზი, Np-დან დაწყებული და Lr-ით დამთავრებული შედიან აქტინოიდების ჯგუფში. იგი თორიუმით იწყება და პერიოდული სისტემის VII პერიოდის 14 ელემენტს მოიცავს. რაც შეეხება ტრანსურანულ **Z—104—108** ელემენტებს, მათ ზოგჯერ ტრანსაქტინოიდებს უწოდებენ და მათი ადგილი პერიოდულ სისტემაში ჯერჯერობით ბოლომდე დადგენილი არ არის. 105-ე — 108-ე ელემენტებს სახელწოდებაც კი არა აქვთ მინიჭებული.

ლანთანოიდების ჯგუფის ელემენტების თვისებების განხილვისას აღნიშნული იყო, რომ მათი ქიმიური თავისებურება აიხსნება **4f**. ელექტრონული დონის შევსებით. მსგავსად ამისა, აქტინოიდების ატომებში ივსება **5f** ელექტრონული დონე (ცხრილი 30) ელექტრონული კონფიგურაცია განაპირობებს აქტინოიდების ელემენტების მთავარ ვალენტოვნებას რომელიც **2—3-ს** შეესაბამება.

აქტინოიდების ჯგუფის ელემენტებიდან ყველაზე უფრო დიდი ნახევარდაშლის პერიოდები გააჩნიათ თორიუმსა და ურანს. ეს ელემენტები ბუნებაში გვხვდება როგორც საბადოებში ისე გაბნეულ მდგომარეობაში ზოგჯერ რადიოაქტიულ მინერალში მცირე რაოდენობით მოიპოვება აგრეთვე **Np** და **Pu**. ისინი წარმოიქმნება ურანის მინერალებისა და კოსმოსური განსხივების ნეიტრონების ბირთვული რეაქციის გზით:



სხვა აქტინოიდები ბუნებაში არ მოიპოვება. ისინი ხელოვნურად მიიღებიან ბირთვული ფიზიკის სხვადასხვა მეთოდების გამოყენებით, კერძოდ:

1. ბირთვულ რეაქტორებში ურანის ან ზოგიერთ ტრანსურანული ელემენტის დასხივებით.

2. ურანის ან ტრანსურანული ელემენტების დასხივებით იონურ მაჩქარებლებში (მაგ. ^{16}O , ^{18}C , ^{22}Ne იონებით და სხვა).

3. ბირთვული ყუმბარების მიწისქვეშა აფეთქებების გზით.

ამჟამად აქტინოიდებიდან ყველაზე მეტი რაოდენობით მიღებულია 94-ე ელემენტის იზოტოპი ^{239}Pu . ვარაუდობენ, რომ დედამიწაზე მისი რაოდენობა ამჟამად 20—30 ტონას შეადგენს. დანარჩენი ელემენტების რაოდენობა კი ასეთია: **Np**, **Am**, **Cm** რამდენიმე კილოგრამი, ^{253}Cf — ერთ გრამამდე, **Bk**, **Es** — რამდენიმე მილიგრამი, ხოლო **Fm**-ის რაოდენობა მილიგრამის მეგილიონედს არ აღემატება.

დიდი რიგობრივი ნომრის ტრანსურანული ელემენტების რადენობის სიმცირე აიხსნება მიღების სიძნელით და მათი ნუკლიდების არამდგრადობით. მაგალითად, ფერმიუმის იზოტოპი, ^{253}Fm , ბირთვულ რეაქტორში წარმოქმნისთანავე იშლება უფრო დაბალი რიგობრივი ნომრის მქონე ელემენტებად.

ბირთვულ მაჩქარებლებში ტრანსურანული ელემენტების მიღება წარმოებს ურანის ან აქტინოიდების ნუკლიდების მაღალი ენერგიის მქონე იონებით დასუშვარებით. მაგალითად, 102-ე ელემენტის იზოტოპის ^{253}No მიღება აკადემიკოს გ. ფლეროვის ლაბორატორიაში განხორციელდა ^{12}C -ის იონებით ^{240}Cm დასუშვარების გზით:



აქტინოიდები დიდი სიმკვრივის მქონე მოვერცხლისფრო თეთრი მეტალებია. მათგან ყველაზე დაბალი ლღობის ტემპერატურა აქვს ნებუნიუმს და პლუტონიუმს ($\sim 640^\circ\text{C}$). დანარჩენი აქტინოიდების ლღობის ტემპერატურა 1000°C -ის ფარგლებშია. **Fm, Md, No და Lr**

ცხრილი 30

აქტინოიდები

ელემენტი	რიგობრივი ნომერი	ელემენტარული კონფიგურაცია	დამახასიათებელი რიცხვი
Ac	89	$6d^1 7s^2$	3
Th	90	$6d^2 7s^2$	(3), 4
Pa	91	$5f^2 6d^1 7s^2$ ან $5f^1 6d^2 7s^2$	(3), 4, 5
U	92	$5f^3 6d^1 7s^2$	3, 4, 5, 6
Np	93	$5f^4 7s^2$	3, 4, 5, 6, 7
Pu	94	$5f^6 7s^2$	3, 4, 5, 6, 7
Am	95	$5f^7 7s^2$	3, 4, 5, 6, 7
Cm	96	$5f^7 6d^1 7s^2$	3, (4)
Bk	97	$5f^9 6d^1 7s^2$ ან $5f^{10} 7s^2$	3, 4
Cf	98	$5f^{10} 7s^2$	3, (4)
Es	99	$5f^{11} 7s^2$	3
Fm	100	$5f^{12} 7s^2$	3
Md	101	$5f^{13} 7s^2$	3
No	102	$5f^{14} 7s^2$	3
Lr	103	$5f^{14} 6d^1 7s^2$	3
Ku	104	$6s^2 7s^2$	3

ჯერჯერობით მეტალების სახით მაკროაოდენობით არ არის მიღებული.

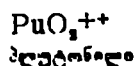
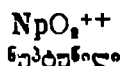
აქტინოიდები ელექტროდადებითი ელემენტებია. ისინი ადვილად შედიან ქიმიურ რეაქციებში წყალბადთან, ჟანგბადთან, აზოტთან, გოგირდთან, ქალოგენებთან და სხვა. ფხვნილების სახით ისინი პირაფორულ თვისებებს ავლენენ, ე. ი. ჰაერის ჟანგბადთან რეაქციაში აალებით შედიან.

აქტინოიდები ლანთანოიდებისაგან განსხვავდებიან დაჟანგვის უნარიანობით. ჟანგვის რეაქციების გზით მიღებული ნაერთების ვალენტოვნება 6-დან 3-მდე მცირდება შემდეგი მიმდევრობით:



ამერიციუმის მომდევნო ყველა აქტინოიდისათვის ძირითადად დამახასიათებელია 3-ის ტოლი ვალენტოვნება. მხოლოდ ნობელიუმის შემთხვევაში იგი 2-მდე მცირდება.

აქტინოიდებისათვის დამახასიათებელია აგრეთვე კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნის უნარი. ურანი, ნეპტუნიუმი და პლუტონიუმი წარმოქმნიან კომპლექსურ (ილურ) კათიონებს:



დამახასიათებელია მარილები: $UO_2(NC_3)_2 \cdot 6H_2O$ ურანილნიტრატო, $NpO_2(NC_3)_2 \cdot 6H_2O$ ნეპტუნილნიტრატო, $PuO_2(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ პლუტონილნიტრატო.

ეს მარილები წყალში კარგად ხსნადი მომწვანო-მოყვითალო ფერის კრისტალური ნივთიერებებია.

თორიუმი ტუტემეტალების მარილებთან წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთებს. მაგალითად,

$Na_2[Th(NO_3)_6]$ — ნატრიუმის ჰექსანიტრატთორატს, $K_4[Th(SO_4)_4]$ კალიუმის სულფოთორატებს $K_8[Th(SO_4)_6]$ და სხვ.

ნეპტუნიუმი, პლუტონიუმი, ამერიციუმი და კიურიუმი მეტალური სახით მიღებული იყო მათი ფტორიდების აღდგენით ბარიუმის ორთქლის არეში $1200^\circ C$ -ზე. როგორც ფიზიკური, ასევე ქიმიური თვისებებით ისინი ემსგავსებიან ურანს. ადვილად წარმოქმნიან ჰიდრიდებს (NpH_2 , PuH_2 და სხვ.).

აქტინოიდები ხასიათდება დიდი ტოქსიკურობით. მაგალითად, პლუტონიუმის ნაერთებს ტოქსიკურობა $100 CO_2$ -ჯერ აღემატება ცოცხალ არსებებზე ციანწყალბადმჟავას ტოქსიკურ მოქმედებას. ამის

გამო, აქტინოიდებთან მუშაობა, როგორც წესი, უმთავრესად სხვადასხვა დისტანციური დანადგარების საშუალებით წარმოებს.

მიუხედავად აქტინოიდების მიღების სიძნელისა და მათი ტოქსიკურობისა, ზოგიერთ მათგანს ამჟამად დიდი პრაქტიკული გამოყენება აქვს, პლუტონიუმის იზოტოპი — ^{239}Pu ზირთეული საწვავია. ე. ი. ნეიტრონების შთანთქმის შედეგად მისი ნუკლიდი ჯაქვური რეაქციის გზით გამოყოფს ბირთვული ენერჯის ნაწილს. ამიტომ პლუტონიუმი გამოიყენება ატომურ ელექტროსადგურებში, სხვადასხვა ტიპის რეაქტორებში, ატომურ ყუმბარებში და სხვ.

პლუტონიუმის იზოტოპი ^{238}Pu (ნახევარდაშლის პერიოდი $T_{1/2} = 86$ წელი), ფართოდ გამოიყენება კოსმოსურ თანამგზავრებში დენის წყაროდ. ეს იზოტოპი გამოიყენება აგრეთვე მედიცინაში, ადამიანის გულის სტიმულატორში, როგორც ენერჯის წყარო.

კალიფორნიუმის იზოტოპი ^{251}Cf ნეიტრონების წყაროა, რადგან განიცდის ხლეჩას ნეიტრონების გამოსხივებით. მისი ნახევარდაშლის პერიოდი 2,6 წელია.

აქტინოიდების ჯგუფის უკანასკნელი წევრი ლორენსიუმი. მას მოსდევს 104-ე ელემენტი კურჩატოვიუმი და სხვა. მათ ტრანსაქტინოიდურ ელემენტებს უწოდებენ. ფიზიკური და ქიმიური თვისებებით ისინი IV, V და ა. შ. ჯგუფის ელემენტებს ემსგავსებიან.

2. აქტინოიდების ჯგუფის ზოგიერთი ელემენტის დახასიათება. თორიუმი — Th.

თორიუმი აქტინოიდების ჯგუფის პირველი ელემენტია. ბუნებაში იგი უმთავრესად ^{232}Th -იზოტოპის სახით გვხვდება. იგი აღმოჩენილი იქნა ბერცელიუსის მიერ 1828 წ. მისი საბადოებიდან ცნობილია მონაციტური ქვიშები (თორიუმის ფოსფატები), თორიანიტი (თორიუმისა და ურანის შერეული ოქსიდი) და სხვა.

თავისუფალ მეტალურ თორიუმს ღებულობენ მაღალ ტემპერატურაზე თორიუმის ნაერთების აღდგენით. იგი მოვერცხლისფრო თეთრი მეტალია, სიმკვრივეა 11,72 გ/სმ³ და ლღობის ტემპერატურა 1750°C.

მეტალური თორიუმი კარგად იხსნება მღულარე მარილმკვავასა და აზოტმკვავაში. ტუტეები მასზე არ მოქმედებენ, მაღალ ტემპერატურაზე (500°C) იგი უერთდება ჰალოგენებსა და გოგირდს, უფრო მაღალ ტემპერატურაზე კი აზოტსაც.

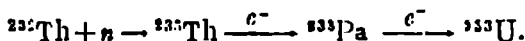
თორიუმი ადვილად იყენება და მისი დაყენებულობის რიცხვი 4-ის ტოლი ხდება. უფრო იშვიათად გვხვდება 2 და 3 დაყენებულობის

რიცხვის მქონე თორიუმი. ფხვნილის სახით იგი პიროფორულ თვისებებს იჩენს.

თორიუმის ოქსიდი, ThO_2 , მიიღება თორიუმის ჰიდროქსიდის $\text{Th}(\text{OH})_4$ გახურებით, ორივე ნივთიერება თეთრი ფერის, წყალში უსნაღი მყარი სხეულია.

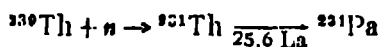
თორიუმის (IV) ოქსიდს (ცერიუმის ოქსიდის მინარევით) გამოყენება აქვს კაშკაშა ნათების მისაღებად.

ამჟამად თორიუმს გამოყენება აქვს ურან-თორიუმის რეაქტორებში. პირველი ასეთი რეაქტორი აგებულ იქნა ინდოეთში. ეს ქვეყანა მდიდარია მონოციტური ქვიშებით. ურან-თორიუმის რეაქტორის მოქმედების პროცესში თორიუმი გარდაიქმნება ურანის მსუბუქ იზოტოპად — ^{233}U რომელიც ბირთვულ საწვავს წარმოადგენს, ე. ი. აქვს უნარი ნელი ნეიტრონების შთანთქმის გზით, ჯაქვეური პროცესით, გაანთავისუფლოს ბირთვული ენერჯის ნაწილი. თორიუმის გარდაქმნა ^{233}U -ს შემდეგ ბირთვულ გარდაქმნებზეა დამოკიდებული.

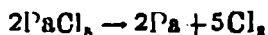


პროტაქტინიუმი — Pa. პროტაქტინიუმის მასური რიცხვი ძვეს ინტერვალში 225—235. ხანგრძლივი დაშლის ნახევარპერიოდის მქონე იზოტოპი ^{231}Pa ბუნებაში მოიპოვება როგორც ხანგრძლივი იზოტოპის ^{235}U -ის დაშლის პროდუქტი (ურანის მადნები შეიცავენ ^{231}Pa (მილიონ წილ ურანზე მოდის 0,34 წილი Pa).

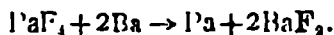
ხელოვნურად როტაქტინიუმის მიღება ხდება რეაქციით:



მეტალურა Pa მიიღება პენტაქლორიდის თერმული დაშლით



ან კიდევ მისი ტეტრაფტორიდიდან ბარიუმით აღდგენისას

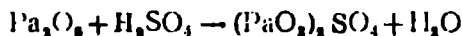


ამ გზებით მიღებული Pa ვერცხლისებრ-თეთრი მეტალია, რომლის სიმკვრივეა 15,4 გ/სმ³, ხოლო ლღობის და დუღილის ტემპერატურები 1575 და 4300°C. შესაბამისად.

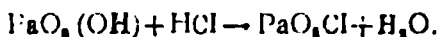
პეროქსიდ Pa ადვილად კარგავს ბზინგარებს მისი ზედაპირის დაზიანების გამო. წყალბადთან 250—300°C-ზე ადვილად შედის რეაქცია-

ში და წარმოქმნის ჰიდრიდს PaCl_3 , პროტაქტინიუმის (III) ნაერთე-
 ზი ძლიერი აღმდგენლებია.

პროტაქტინიუმის უმაღლესი ოქსიდია Pa_2O_5 , რომელიც მკაფურ
 თვისებებს პრაქტიკულად არ ამჟღავნებს სოდასთან შელღობისასაც კი.
 მაგალითად, Pa_2O_5 შესამჩნევად იხსნება ცხელ გოვირდმკაფავში

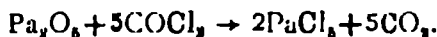


იგივე შეიძლება ითქვას Pa (V)-ის ჰიდროქსიდზე HPaO_2 , რო-
 მელიც წყალში არ იხსნება და ქიმიური ბუნებით წარმოადგენს
 $\text{PaO}_2(\text{OH})$ სუსტ ფუძეს. მას სუსტი მკაფა თვისებები აქვს. ასე, მაგა-
 ლითად, იგი შედარებით სუსტად ურთიერთქმედებს მკაფებთან



$(\text{PO}_2)^+$ პროტაქტინიუმის რადიკალია (იხ. ურანილი $(\text{UO}_2)^{+2}$ და სხვ.).

დაეანგულოზის რიცხვის 5 მქონე ნაერთიდან აღსანიშნავია PaCl_5 ,
 რომელიც მიიღება გახურებული Pa_2O_5 -ის ზედაპირზე ფოსფენის
 გატარებით:



ურანი -- U. ურანი ბუნებაში 3 იზოტოპის სახით გვხვდება:

^{238}U	^{235}U	^{233}U
$T_{1/2} 4,51 \cdot 10^9$ წელი	$0,713 \cdot 10^8$ წელი	$2,48 \cdot 10^5$ წელი
რადიონობა 99,28%	0,7%	0,006%
იზოტოპურ ნარკვეში		

ხელგნურად მიიღება ურანის სხვა იზოტოპებიც, რომელთაგან
 ყველაზე მნიშვნელოვანია U ($T_{1/2} = 1,62 \cdot 10^5$ წელი). ამ იზოტოპს
 აქვს ხლეჩის უნარი და ამრიგად, ^{235}U , ^{238}U -სა და ^{233}U ის მსგავ-
 სად ბირთვული საწვავია.

ურანი 1789 წ. იქნა აღმოჩენილი კლაროტის მიერ, ხოლო მეტა-
 ლური ურანი 1841 წ. გამოიყო პელიგოზი. ურანი გავრცელებულ, მაგ-
 რამ განხეულ ელემენტებს ეკუთვნის, ბუნებაში ვხვდებით ნატიურანის
 (U_3O_8) , ურანიონიტის $(\text{U}, \text{Th})\text{O}_2$ და სხვა მინერალების სახით.

ურანი მოვერცხლისფრო თეთრი მეტალია, მაღალი სიმკვრივის
 მქონე ($19,04$ გ/სმ³), ლღობის ტემპერატურაა 1134°C .

ურანი ქიმიურად აქტიური მეტალია. იგი კარგად იხსნება აზოტ-
 მკაფაში, ქლორწყალბადმკაფაში, მოქმედებს წყალზე. ტუტებთან რე-

აქციაში არ შედის. გახურებისას უერთდება აზოტს და ფოსფორს. ურანი ამჟღავნებს დაქანგულობის რიცხვს 1-დან 6-მდე, მაგრამ ნაერთების უმეტესობაში დაქანგულობის რიცხვია 6. მაგალითად, Na_2UO_4 — ნატრიუმის ურანატი, $\text{Na}_2\text{U}_2\text{O}_7$ — ნატრიუმის დიურანატი.

ურანისათვის დამახასიათებელია კომპლექსური UO_2^{++} ურანილიონის წარმოქმნა. მაგალითად, $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ არის ურანილინიტრატი. იგი წყალსა და სპირტში ხსნადი მოყვითალო-მომწვანო ფერის მარილია.

ურანის მარილები (ფტორიდების და ფოსფატების გარდა) მაღალ ტემპერატურაზე (500°C -ზე ზევით) გახურებისას ადვილად გარდაიქმნებიან ურანის შერეულ ოქსიდად U_3O_8 ($2\text{UO}_2 \cdot \text{UO}_3$). იგი მუქი მწვანე ფერის ნაერთია.

ურანის (IV) ოქსიდი — UO_2 წყალში უხსნადი ყავისფერი ფხვნილია.

მეტალური ურანი მიიღება ტეტრაფტორურანის აღდგენით მეტალური კალციუმის საშუალებით:



ურანის ერთ-ერთ მნიშვნელოვან პალოგენ ნაერთს წარმოადგენს ურანის ჰექსაფტორიდი UF_6 . იგი დაბალ ტემპერატურაზე სუბლიმირდება ($56,4^\circ\text{C}$). ამრიგად ადვილად მიიღება გაზის სახით, გამოიყენება ურანის მძიმე და მსუბუქი იზოტოპის ურთიერთდაცილებისათვის გაზური დიფუზიისა ან ცენტროფუგირების მეთოდით.

ურანი გამოიყენება ბირთვულ რეაქტორებსა და ატომურ ყუმბარებში. მისი გარდაქმნის გზით მიიღება მეორე ბირთვული საწვავი-პლუტონიუმის იზოტოპი ^{239}Pu .

ურანი რადიოაქტიური ელემენტია. იგი ასხივებს α -ნაწილაკებს და γ -კვანტებს და ორ რადიოაქტიურ ოჯახს წარმოქმნის. 1 მგ ურანი წუთში ასხივებს 740 α -ნაწილაკს. ამ ნაწილაკების ენერგია საკმაოდ დიდია — 52 მეგ-ი.

ნ ე პ ტ უ ნ ი უ მ ი — Np . ნეპტუნიუმი პირველი ტრანსურანული ელემენტია. იგი ჯერ კიდევ 1934 წელს იქნა სინთეზირებული დიდი იტალიელი მეცნიერის ენრიკო ფერმის მიერ. მაგრამ ფერმომ და მისმა თანამშრომლებმა ვერ გამოყვეს იგი თავისუფალი სახით. 1940 წ. ორმა ამერიკელმა მეცნიერმა ე. მაკმილანმა და ფ. ვიმბელსონმა იმავე მეთოდით — ურანის ნაერთების ნეიტრონებით დასხივების გზით, მი-

დეს ასალი რადიოაქტიური ელემენტი Np . შეისწავლეს მისი თვისებები და მიანიჭეს ნეპტუნიუმის სახელი პლანეტა ნეპტუნის მიხედვით, რომელიც მზის სისტემაში პლანეტა ურანის მომდევნოა.

ნეპტუნიუმის ყველაზე დიდი ნახევარდაშლის პერიოდის მქონე იზოტოპით (^{237}Np -ით) იწყება მეოთხე რადიოაქტიური ოჯახი, ამ იზოტოპის ნახევარდაშლის პერიოდი $T_{1/2} = 2 \cdot 10^6$ წელს. მასური რიცხვებია 227—241.

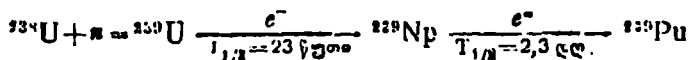
ნეპტუნიუმი მოვერცხლისფერო თეთრი, მყიფე მეტალია, სიმკვრივით ემსგავსება ურანს, ამჟღავნებს დაჯანგულობის რიცხვს 3-დან 7-მდე. წყალსნარებში მისი ნაერთები 5 დაჯანგულობის რიცხვით ხასიათდებიან. ფხვნილის სახით პიროფორული თვისებების მქონეა.

ნეპტუნიუმის დიოქსიდი NpO_2 მომწვანო-ყავისფერი კრისტალურია, წყალსა და ორგანულ გამხსნელებში არ იხსნება.

პრაქტიკული გამოყენება აქვს როგორც α -გამომსხივეებს.

პლუტონიუმი — Pu ყველაზე მნიშვნელოვანი ტრანსურანული ელემენტია, აშკამად მიღებულია მისი 25 იზოტოპი, მასური რიცხვებია 232—246. ამათგან ყველაზე დიდი ნახევარდაშლის პერიოდი აქვს ^{244}Pu ($T_{1/2} = 8 \cdot 10^7$ წელი, α -გამომსხივეელი).

გ. სიბორგმა და მისმა თანამშრომლებმა 1940 წ. პლუტონიუმის სინთეზი პირველად მოახდინეს ნეიტრონების ნაკადით ურანის ნაერთების დაყუმბარების გზით:



Pu ძალიან მცირე რაოდენობით მოიპოვება ბუნებაში — ურანის მინერალების შემადგენლობაში.

პლუტონიუმი ამჟღავნებს დაჯანგულობის რიცხვს 3-დან 7-მდე სიმკვრივეა 1982 გ/სმ³, ლღვება 640°C-ზე. კომპაქტური პლუტონიუმი ჰაერზე ნელა იყვანება, ხოლო ფხვნილის სახით პიროფორული თვისებებისაა.

პლუტონიუმი ამჟღავნებს დაჯანგულობის რიცხვს 3-დან 7-მდე, უმთავრესად კი 4-ს. კატიონის ფორმით წარმოქმნის ნაერთებს როგორც ჟანგბადთან ისე ჰალოგენებთან, აზოტთან, ვოგორდთან და სხვ. წყალს შლის, იხსნება HCl , $HClO_4$, $H_2P_2O_4$. არ იხსნება კონცენტრირებულ HNO_3 და H_2SO_4 . ადვილად წარმოქმნის შენადნობებს სხვადასხვა მეთალებთან.

პლუტონიუმის მიღება წარმოებს რეაქტორებში ურანის ნაერთების დასხივებისას, მისი გამოყოფა ურანის ნაერთებიდან შეიძლება ექსტრაქციისა და სორბციის მეთოდებით. თანესუფალი სახით პლუტონიუმი მიიღება PuF_4 ან PuCl_3 აღდგენით მაღალ ტემპერატურაზე. ზედმიწევნით სუფთა პლუტონიუმის მისაღებად მისი გამოყოფის რეაქციებს მრავალჯერ იმეორებენ.

პლუტონიუმის მთავარი უანგბადნაერთებია PuO_2 და PuO . PuO_2 წყალში უხსნადი, ყავისფერი, მყარი ნივთიერებაა, რომელიც მიიღება $\text{Pu}(\text{OH})_4$ ის გახურებით:

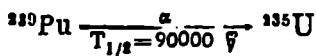


პლუტონიუმი (IV) წარმოქმნის პლუტონატებს Na_2PuO_4 . პლუტონატები შედარებით კარგად იხსნება წყალში.

ურანისა და ნეპტუნუმი მსგავსად პლუტონიუმი იძლევა კომპლექსურ კატიონს PuO_2^{++} რომელიც პლუტონიუმის მარილებს წარმოქმნის. მაგალითად, $\text{Pu}(\text{NO}_3)_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ პლუტონილ-ნიტრატი წყალში კარგად ხსნადი ნაერთია.

პლუტონიუმს დიდი პრაქტიკული გამოყენება აქვს, რამდენადაც მისი იზოტოპი ^{239}Pu ბირთვულ საწვავს წარმოადგენს და იხლიჩება ნელი და ჩქარი ნეიტრონებით. ეს თვისება ^{235}U -ის ნუკლიდსაც ახასიათებს. მიუხედავად ამისა ^{235}U ბუნებაში გვხვდება ურანის იზოტოპური ნარევის სახით, ხოლო ^{239}Pu მხოლოდ ხელოვნურად მიიღება; ამ უკანასკნელის მიღება ტექნიკაში უფრო დიდი რაოდენობით წარმოებს, ვიდრე ^{235}U -ისა. ეს გარემოება გამოწვეულია ურანის იზოტოპების ურთიერთდაცილების პროცესის სირთულით. პლუტონიუმს კი, მას შემდეგ რაც იგი ბირთვული პროცესების გზით მიიღება, ურანიდან შედარებით მარტივად გამოყოფენ სხვადასხვა ქიმიური რეაქციების გზით.

პლუტონიუმის იზოტოპის ^{239}Pu ნახევარდაშლის პერიოდი $T_{1/2} = 90\,000$ წელიწადია. იგი ასხივებს α -ნაწილაკებს და γ -კვანტებს და გარდაიქმნება ^{235}U -ად:



1 მგ ^{239}Pu წუთში ასხივებს $37 \cdot 10^6$ α -ნაწილაკს. მათი ენერგია 5,1 მეგ-ის ტოლია.

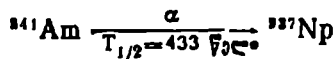
ამერიციუმი — Am. იგი ბუნებაში არ მოიპოვება. ამჟამად ხელოვნურად მიღებულია მისი 11 იზოტოპი. ამერიციუმის მასური რიცხვები ძვეს ინტერვალში 237—246. ყველაზე დიდი ნახევარდაშლის პერიოდი აქვს ^{243}Am -ს ($T_{1/2} = 8 \cdot 10^3$ წელი). $^{243}\text{Am} \alpha$ — გამომსხვივებელია. მისი სინთეზი 1944 წ. განასორციელა ამერიკელმა მეცნიერმა გ. სიბორგმა თანამშრომლებთან ერთად.

ამერიციუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი მეტალია, ლღობის ტემპერატურაა 1176°C , სიმკვრივე $13,67$ გ/სმ³. მიუხედავად იმისა, რომ ამჟღავნებს სხვადასხვა სიდიდის დაჯანგულობის ხარისხს (2-დან 7-მდე), იგი უკვე შეიძლება აქტინოიდების ჯგუფის ტიპურ ელემენტად იქნას მიჩნეული, რადგან ნაერთებში ძირითადად 3 დ. რ. ახასიათებს. მეტალური ამერიციუმი მეალებში კარგად იხსნება, ჰაერზე ადვილად იეანება, ფხვნილის სახით პიროფორული თვისებისაა.

ამერიციუმის მიღება ხდება რეაქტორებში ურანისა და პლუტონიუმის ნეიტრონებით დასხვივებისას შემდეგი ბირთვული გარდაქმნების გზით (ნეიტრონის ორმაგი ჩაჭერის რეაქცია):



^{241}Am იშლება α -ნაწილაკების გამოტყორცნით.



ამერიციუმის გამოყოფა დაშუქებულ ნივთიერებიდან წარმოებს სორბციის და ექსტრაქციის პროცესების გამოყენებით.

მეტალური ამერიციუმი შიილება AmF_3 , მეტალური ბარიუმით აღდგენისას $1200\text{—}1300^\circ\text{C}$ -ზე. გამოიყენება ნეიტრონული წყაროების მისაღებად. ძალიან ტოქსიკური ელემენტია და მუშაობა მასთან მოითხოვს უსაფრთხოების ავტომატური მეთოდების გამოყენებას.

კიურიუმი — Cm. დღემდე მიღებულია კიურიუმის 14 იზოტოპი, რომელთა მასური რიცხვებია 238—250. მათგან ყველაზე უფრო დიდი ნახევარდაშლის პერიოდის მქონეა ^{247}Cm ($T_{1/2} = 2 \cdot 10^4$ წელი, α -გამომსხვივებელი). მისი სინთეზი 1944 წ. განასორციელა მკვლევარების ჯგუფმა გ. სიბორგის ხელმძღვანელობით. იგი თეთრი მოვერცხლისფრო რბილი მეტალია, სიმკვრივეა $13,51$ გ/სმ³ და ლღობის ტემპერატურა 1345°C . მისი დაჯანგულობის ხარისხი შეესაბამება +3, +4 და +6. ყველაზე უფრო მდგრადია ნაერთები +3 დაჯანგულობის ხარისხით. კიურიუმი ადვილად იხსნება არაორ-

განულ მკვებებში. გახურებისას რეაგირებს O_2 , N_2 და ჰალოგენებთან; შლის წყალს. კიურიუმი მიიღება Pu და Am დაშუქებით ატომურ რეაქტორებში. მისი გამოყოფა წარმოებს სორბციული და სხვა მეთოდებით. კიურიუმის დიოქსიდი CmO_2 შავი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, ცნობილია მეორე ოქსიდიც Cm_2O_3 .

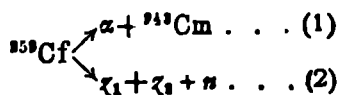
მეტალური Cm მიიღება CmF_3 -ის აღდგენით მაღალ ტემპერატურაზე აქტიური მეტალების საშუალებით. Cm გამოიყენება დენის იზოტოპურ წყაროებში და აქტინოიდების მისაღებად.

ბერკლიუმი — Bk აქტინოიდების ჯგუფის ერთ-ერთი ელემენტია. ცნობილია 10 იზოტოპი. მასური რიცხვებია 242—251. ყველაზე დიდი ნახევარდაშლის პერიოდი აქვს ^{247}Bk -ს ($T_{1/2} = 1 \cdot 10^3$ წელი, α -გამომსხივებელი). აღმოჩენილია გ. სიბორგისა და მისი ჯგუფის მიერ 1949 წელს.

ბერკლიუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი მეტალია, ლღობის ტემპერატურაა $980^\circ C$. აქვს ორი დაჟანგულობის ხარისხი: +3 და +4. მისი ნაერთებია: BkO_2 , $BkCl_3$, $BkCl_4$ და სხვ. მიღება ხდება რეაქტორებში Pu, Am ან Cm დასხივებით. მეტალური ბერკლიუმი მიიღება Li-ის ორთქლით BkF_3 -ის აღდგენით. მეტალთაქსიური მეტალია. გამოიყენება აქტინოიდების მისაღებად.

კალიფორნიუმი — Cf აქტინოიდების ჯგუფის ელემენტია. იგი მიღებულია 1950 წ. სიბორგისა და მისი თანამშრომლების მიერ. ამჟამად ცნობილია 15 იზოტოპი. მასური რიცხვებია 242—254. ყველაზე უფრო დიდი ნახევარდაშლის პერიოდი აქვს ^{251}Cf -ს ($1 \cdot 10^3$ წელი, α -გამომსხივებელი). კალიფორნიუმის ნაერთებში იგი ამჟღავნებს დაჟანგულობის ხარისხს +2-დან +4-მდე, მაგრამ ყველაზე მდგრადია +3. მეტალური სახით კალიფორნიუმი მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე Li-ს საშუალებით CfF_3 -ის აღდგენის გზით.

კალიფორნიუმის იზოტოპიდან ყველაზე უფრო დიდი გამოყენება აქვს ^{252}Cf -ს ($T_{1/2} = 2,63$ წელი), რომელიც ნეიტრონების გამოსხივებით განიცდის რა დაშლას ნელი ნეიტრონების წყაროა:

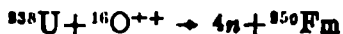


ნეიტრონების ამ წყაროს იყენებენ ნეიტრონულ-აქტივაციურ ანალიზში, მედიცინაში და სხვა.

აინშტაინიუმი — E_{83} აქტინოიდების ჯგუფის ელემენტია. ამჟამად ცნობილია მისი 12 იზოტოპი, მასური რიცხვებია 245—255. იგი პირველად აღმოჩენილი იყო 1952 წელს წყალბადის ყუმბარის აფეთქების შედეგად მიღებულ რადიოაქტიურ ნარჩენებში, ხოლო შემდეგში იგი მიიღეს მაჩქარებლებში ტრანსურანიდების α -ნაწილიყებით დასხივების შედეგად. ყველაზე უფრო დიდი ნახევარდაშლის პერიოდი აქვს $^{254}E_{83}$ (276 დღე, α -გამომსხივებელი). E_{83} აქვს ორი დაქანგულობის ხარისხი 2 და 3, მაგრამ ძირითადია 3. მეტალური E_{83} მიიღება Li-ის ორთქლით $E_{83}F_3$ -ის აღდგენისას.

ფერმიუმი — Fm . აინშტაინიუმის მსგავსად Fm პირველად აღმოაჩინეს წყალბადის ყუმბარის აფეთქების შედეგად მიღებულ რადიოაქტიურ ნაერთებში ჯერ კიდევ 1952 წელს.

შემდეგში იგი მიიღეს ქანგბადის აჩქარებული იონებით ურანის დაყუმბარების გზით:



დამახასიათებელი დაქანგულობის ხარისხებია 2 და 3. ამჟამად უკვე მიღებულია 15 იზოტოპი მასური რიცხვებით 244—257. ყველაზე დიდი სიცოცხლის ხანგრძლივობით ხასიათდება ^{257}Fm ($T_{1/2} = 80$ დღე, α -გამომსხივებელი) ჯერჯერობით Fm არ არის მიღებული წონითი რაოდენობით და ამიტომ მისი გამოკვლევა გაძნელებულია.

მენდელეევიუმი — Md . მენდელეევიუმის სინთეზი 1955 წელს განხორციელდა გ. სიბორგისა და მისი თანამშრომლების მიერ ამჟამად ცნობილია მისი 6 იზოტოპი მასური რიცხვებით 252 და 255—258. მათში ყველაზე უფრო დიდი ნახევარდაშლის პერიოდი აქვს ^{258}Md -ს ($T_{1/2} = 54$ დღე, α -გამომსხივებელი). ნაერთებში იგი აქლვენებს 2 და 3 დაქანგულობის ხარისხს. ჯერჯერობით წონითი რაოდენობით მიღებული არ არის.

ნობელიუმი — No . ნობელიუმის სინთეზი 1958 წელს განხორციელეს რუსმა ფიზიკოსებმა აკადემიკოს გ. ფლეროვის ხელმძღვანელობით. ამჟამად ცნობილია 9 იზოტოპი მასური რიცხვებით 251—257. ყველაზე დიდი ნახევარდაშლის პერიოდი აქვს ^{259}No ($T_{1/2} = 3$ თვე). ნობელიუმის დაქანგულობის ხარისხია 2 და 3. მისი მიღება წარმოებს Ne იონებით ურანისა და ტრანსურანული ელემენტების დაყუმბარების გზით:



ნობელიუმი წონითი რაოდენობით ჯერჯერობით მიღებული არ არის.

ლოურენსიუმი — Lr აქტინოიდების ჯგუფის უკანასკნელი ელემენტია. იგი სინთეზირებულია 1961 წელს გიორსოს მიერ აშშ-ში და აკადემიკოს გ. ფლეროვის მიერ რუსეთში. ამჟამად მიღებულია მისი 6 იზოტოპი მასური რიცხვებით 256—259. მათგან ^{256}Lr -ის ნახევარდაშლის პერიოდია $T_{1/2} = 24$ წუთი. გამოირკვა, რომ მისი დაჟანგულობის ხარისხი არის 3. მიიღება ტრანსურანული ელემენტების დაყუმბარებისას მძიმე იონების ნაკადით.

3. ტრანსაქტინოიდური ელემენტები. 1985 წლამდე მიღებული იქნა 5 ტრანსაქტინოიდი: კურჩატოვიუმი — Ku , ნილსბორიუმი Ns და ელემენტები რიგითი ნომრებით 106, 107 და 108, რომელთაც ჯერჯერობით სახელწოდებანი არა აქვთ.

კურჩატოვიუმის სინთეზი 1964 წელს განახორციელა გ. ფლეროვმა თანამშრომლებთან ერთად ნეონის აჩქარებული იონებით პლუტონიუმის დაყუმბარების გზით:

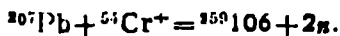


კურჩატოვიუმი პერიოდული სისტემის IV ბ ქვეჯგუფის ელემენტია. ცნობილია მისი 8 იზოტოპი მასური რიცხვებით 254—261, ამათგან ^{258}Ku -ის ნახევარდაშლის პერიოდი $T_{1/2} = 70$ წუთს. კურჩატოვიუმის დაჟანგულობის ხარისხია 4. ქიმიური თვისებებით იგი ჰაფნიუმის (Hf) ანალოგიურია. სახელწოდება — კურჩატოვიუმი — მოწოდებულია რუსი მეცნიერების მიერ. აშშ-ი ამ ელემენტს რეზერვორიუმს უწოდებენ.

ნილსბორიუმი პირველად 1970 წელს იქნა სინთეზირებული გ. ფლეროვისა და მისი თანამშრომლების მიერ ^{243}Am -ის ^{22}Ne , იონებით დაყუმბარებისას.

1985 წლამდე მიღებულია მისი 4 იზოტოპი მასური რიცხვებით 257 და 260—261. ამათგან ^{258}Ns -ის ნახევარდაშლის პერიოდი $T_{1/2} = 1,6$ წამს. ამ ელემენტის დაჟანგულობის რიცხვი 5-ია. ქიმიური თვისებებით ტანტალის ანალოგიურია (V ბ ქვეჯგუფი). რუსეთში ელემენტს ნილსბორიუმს უწოდებენ, ხოლო ამერიკის შეერთებულ შტატებში ჰანიუმის სახელწოდებითაა ცნობილი (დანეილი მეცნიერის ნილს ბორისა და გერმანელი მეცნიერის ოტო ჰანის საპატივცემლოდ).

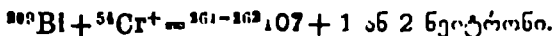
№ 106 ელემენტი მიღებულია 1974 წელს აკადემიკოს გ. ფლეროვის ლაბორატორიაში აჩქარებული ^{54}Cr იონებით ტყვიის დაყუმბარებით:



ამავე წელს აშშ-ში გიორსოს მიერ კალიფორნიუმის დაყუმბარებით მიღებულ იქნა იზოტოპი $^{210}\text{106}$, რომლის ნახევარდაშლის პერიოდია $T_{1/2} = 0,9$ ს.

ოფიციალური სახელწოდება ელემენტს ჯერჯერობით არა აქვს.

№ 107 ელემენტი პირველად 1976 წელს მიღებულია გ. ფლეროვისა და მისი თანამშრომლების მიერ. ცნობილია მისი 2 იზოტოპი მასური რიცხვით 261 ($T_{1/2} = 2$ მილი წამი) და იზოტოპი მასური რიცხვით 262, მიღებული გერმანიის მეცნიერების მიერ. ორთვე შემთხვევაში № 107 ელემენტი მიღებულ იქნა შემდეგი ბირთვული რეაქციის გზით:



ვარაუდობენ, რომ იგი პერიოდული სისტემის VII ბ ჯგუფის ელემენტია. ოფიციალური სახელწოდება მას ჯერჯერობით არა აქვს.

1984 წლის დასაწყისში რუსეთში ქ. დუბნას ბირთვულ გამოკვლევათა გაერთიანებულ ინსტიტუტში მიღებული იქნა 108-ე ელემენტის სამი იზოტოპი მასური რიცხვებით 263, 264, 265. მათი მიღება განხორციელდა რკინისა და მანგანუმის იონებით ტყვიისა და ბისმუთის დაყუმბარების გზით. მიღებულ იზოტოპებს ასასიათებს სიცოცხლის მეტად მცირე ხანგრძლივობა, იშლება α -ნაწილაკების გამოსხივებით. ანალოგიური შედეგი მიიღეს გერმანიაში, სადაც განხორციელდა $^{265}\text{108}$ ელემენტის სინთეზი. მისი ნახევარდაშლის პერიოდი მილიწამია, α -ნაწილაკების ენერგია კი 10,4 მევ-ს აღწევს.

4. ახალი ელემენტების მიღების პერსპექტივები. როგორც ვხედავთ რაც უფრო დიდია ტრანსურანული ელემენტის მასური რიცხვი, მით უფრო მცირეა მისი სიცოცხლის ხანგრძლივობა და მით უფრო ძნელია მისი მიღება. მაგრამ არსებობს თეორიული მონაცემები იმის შესახებ, რომ ნუკლონების ზოგიერთმა კომბინაციამ შეიძლება მოგვეცეს შედარებით მდგრადი ბირთვის წარმოქმნის შესაძლებლობა. ასეთი „მაგიური“ რიცხვებია $Z = 115$ და $N = 184$ პროტონებისა და ნეიტრონებისათვის შესაბამისად. ამჟამად წარმოებს ექსპერიმენტული გაზების ძიება ამ ახალი ელემენტების მისაღებად. ვარაუდობენ, რომ $Z \cong 200$ ჭიმოური ელემენტების მდგრადობის ზღვარია. რად-

განაც ბირთვის ამ მაღლი მუხტის შემთხვევაში ელექტრონული გარ-
სი არ იქნება მდგრადი და ბირთვის წარმოქმნისთანავე გამოიწვევს
მის დაშლას.

5. კოორდინაციული (კომალექსური) ნაერთები

1. მოლეკულური ნაერთები. მას შემდეგ, რაც ჩამოყალიბდა
მოდერნება ვალენტოვნების შესახებ ქიმიური ნაერთები მათი სირ-
თულის მიხედვით დაყოფილია „პირველი რიგის“ და „მა-
ღალი რიგის“ ნაერთებად.

პერიოდულობის კანონმა განსაზღვრა ელემენტების ვალენტოვ-
ნების ცვლილება ჯგუფების მიხედვით და ელემენტების მაქსიმალუ-
რი ვალენტოვნება ოქსიდებსა და მათ აქროლად წყალბადნართებში.
ერთხანს ქიმიის შესწავლის საგანი იყო ის ნაერთები, რომლებიც არ
სცილდება პერიოდულობის კანონით დადგენილ ვალენტოვნების
ზღვრებს. ამ ჯგუფს ეკუთვნის ბინარული, ანუ პირველი
რიგის ნაერთები. შეიძლება ვთქვათ, რომ ნაერთები, რომ-
ლებშიც ელემენტის დაჯანგულობის რიცხვი იგივეა, რაც ელემენტის
ჯგუფის ნომერი, პირველი რიგის ნაერთებია.

ბინარული ნაერთების მაგალითებია: HCl , H_2O , NH_3 , SiH_4
და ა. შ. ბინარულს, ანუ პირველი რიგის ნაერთებს, მიეკუთვნება
ისეთებიც, რომლებიც ამ ტიპის ნაერთებიდან ჩანაცვლების გზით მი-
იღება; მაგალითად, NaCl , NCl_3 , SiCl_4 და ა. შ. ე. ი. ბინარულ
ნაერთებს მიეკუთვნება ოქსიდები, ჰიდროქსიდები, მჟავები, ნახშირ-
წყლები და სხვ.

პირველი რიგის მოლეკულების შეერთებით წარმოქმნი-
ლი ახალი ნივთიერებები, რომლებიც არ მიიღება პირველი რიგის ნა-
ერთების უბრალო ჩანაცვლებით, წარმოადგენენ მაღალი რი-
გის ნაერთებს.. მაღალი რიგის ნაერთების წარმოქმნას განა-
პირობებს „ნარჩენი“ ვალენტოვნება. ასეთ ნაერთებს კომპლექსური
ანუ კოორდინაციული ნაერთები ეწოდა.

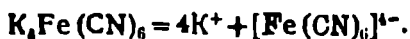
მაღალი რიგის ნაერთებს მიეკუთვნება კრისტალჰიდრატები
(მაგალითად, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ და ა. შ.), მჟავათა მიერთ-
ების პროდუქტები (H_2PtCl_6 , HAuCl_4 და ა. შ.), ორმაგი მარილები
($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ და ა. შ.),
ორგანული მოლეკულების მიერთების მსგავსი ნაერთები და, აგ-
რეთვე, კომპლექსური მარილები ($\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$, KBF_4 და ა. შ.)
და სხვ.

ამრიგად, ორი ბინარული ნაერთის შეერთებით მიიღება მაღალი რიგის ნაერთები, რომელთაგან ვალენტოვნების თეორიის ამ ჩარჩოებში კარგად მოთავსდა ორმაგი უანგბადოვანი ნაერთები (მჟავები, ტუტეები, მარილები), გოგირდოვანი ნაერთები (სულფო- ანუ თიო- მარილები) და მაღალი რიგის ზოგიერთი სხვა ნაერთი, მრავალი „ორმაგი მარილი“, ამიკატები, კრისტალჰიდრატები და სხვ. თავისი აღნაგობის თავისებურებების გამო არ თავსდება ვალენტოვნების თეორიის ამ ჩარჩოში. მათ ეწოდა მოლეკულური ნაერთები, რადგან ამ ტიპის ნაერთები წარმოიქმნება არა ატომების ან რადიკალების ურთიერთშეხებით, არამედ მთელი მოლეკულების შეერთებით.

მაგალითად, KCN და Fe(CN)₆ ის ურთიერთქმედებით მიიღება K₄Fe(CN)₆:



რომელიც არ იჩენს ამ ორი ნაერთის ნარევის თვისებებს; იგი სულ სხვა თვისებებით ხასიათდება. ეს ნაერთი ავლენს რეაქციებს კალიუმ-იონზე, მაგრამ არა ციან-იონზე და რკინის ორმუხტიან იონზე, რადგან ყვითელი სისხლის მარილის წყალში გახსნისას მისი დისოციაცია შემდეგი განტოლებით მიმდინარეობს:



გარდა კალიუმ-იონებისა, ამ ნაერთისათვის დამახასიათებელ რეაქციებში მონაწილეობს ერთიანი იონი $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$. მსგავს ნაერთებს, რომლებიც ვალენტოვნების მარტივ ტიპებს არ მიეკუთვნება და თავისი შემადგენელი ნაწილების რეაქციებს არ ავლენს, არამედ ახალი ქიმიური თვისებებით ხასიათდება, ეწოდა კომპლექსური ანუ კოორდინაციული ნაერთები.

კომპლექსური ნაერთების აღნაგობის ახსნა არ ხერხდება ელემენტების ნორმალური ვალენტოვნების გამომსახველი რიცხვების მეშვეობით.

აღსანიშნავია, რომ ხშირ შემთხვევაში ძნელია ზუსტი საზღვარი გავავლოთ მარტივ და კომპლექსურ ნაერთებს შორის. ამიტომაც კომპლექსური ნაერთების ზუსტი განსაზღვრა რთულია. კომპლექსური შეიძლება ვუწოდოთ ნაერთებს, რომელთა აღნაგობის აღსაწერად საჭიროა გავცდეთ ვალენტოვნების თეორიის კლასიკურ ჩარჩოებს და მივმართოთ კოორდინაციული ბმის ცნებას.

ა. ვერნერის მიხედვით კოორდინაციულია (კომპლექსური) ისეთი ნაერთი, რომელიც წყალში გახსნისას არ დისოცირდება შემადგენელი მა-

რილები სიონებად, ან დისოციირდება უმნიშვნელოდ.

კოორდინაციული ნაერთის ასეთი განსაზღვრის მიხედვით შემდეგი ორი პირობა უნდა იყოს შესრულებული: 1) ის უნდა იყოს მაღალი რიგის ნაერთი და 2) ამავე დროს ის მდგრადი უნდა იყოს წყალხსნარში. ამ განსაზღვრის არსებით ნაკლად შეიძლება ჩაითვალოს ის გარემოება, რომ ნაერთების მდგრადობა განიხილება მხოლოდ წყალხსნარებში, მაშინ როდესაც ამაჟამად ფართოდაა გამოყენებული არაწყალხსნარები. გარდა ამისა, ამ განმარტებას სხვა ნაკლიც აქვს. კერძოდ, არ არის დადგენილი ნაერთების მდგრადობის ზღვრის რაოდენობრივი კრიტერიუმი.

კოორდინაციული ნაერთები განსაზღვრული იქნა სხვა მრავალი ავტორის მიერ*. მათგან აღსანიშნავია ი. ჩერნიაევის და ა. ბაბკოს განსაზღვრა (ძირითადი ყურადღება ექცევა კოორდინაციული ნაერთების დისოციაციას ხსნარებში). ა. გრინბერგის განსაზღვრება კი ეყრდნობა შემდეგს: 1) კოორდინაციული ნაერთის აღნაგობა და თვისება, როგორც კრისტალურ მდგომარეობაში, ასევე ხსნარებში მიუთითებს შემადგენელ ნაწილაკებს შორის ურთიერთქმედების არსებობას, რომელიც არ არის გათვალისწინებული ვალენტოვნების კლასიკური მოძღვრებით; 2) კოორდინაციული ნაერთები განსაზღვრული მოლეკულური ნაერთებია, რომელთა კომპონენტების შერწყმისას წარმოიქმნება უარყოფითად და დადებითად დამუხტული რთული იონები, რომელთაც აქვთ როგორც კრისტალურ მდგომარეობაში, ასევე ხსნარებში არსებობის უნარი. აღსანიშნავია, რომ ამ უკანასკნელში არ არის გათვალისწინებული კოორდინაციის ცენტრის არსებობა. აღნიშნული მომენტი გათვალისწინებულია ო. ზვიგინცევის მიერ. ბ. ნეკრასოვის მიხედვით კოორდინაციულია განსაზღვრული შედგენილობის ისეთი მოლეკულური ნაერთები, რომელთა უფრო მარტივი მოლეკულებისაგან წარმოიქმნა არ არის დაკავშირებული ახალი ელექტრონული წყვილის წარმოშობასთან. ამ განმარტების მიხედვით კოორდინაციულ ნაერთებს შეიძლება მიეკუთვნოს ისეთი მოლეკულური ნაერთები, რომელთაც კოორდინაციის ცენტრი არ გააჩნიათ. გარდა ამისა, ამ განმარტების ნაკლია ის, რომ იგი ეყრდნობა წარმოდგენებს ორელექტრონიანი ბმის შესახებ.

* Н. И. Желиговская, Н. Н. Черняев, Химия комплексных соединений. М., Изд-во «Высшая школа», 1966; А. А. Гринберг. Введение в химию комплексных соединений. М.-Л., Из-во «Химия», 1966; Б. В. Некрасов. Курс общей химии. М., Госхимиздат, 1962; Э. Ю. Янсен. Химия комплексных соединений. М.: Изд-во «Высшая школа», 1968 г.

ი. ფიალკოვმა ქიმიური ნაერთები დაყო კომპლექსურ და კოორდინაციულ ნაერთებად. ცხადია ამ კლასიფიკაციის თავისთავად აკელი აქვს.

საერთოდ უკვე აღინიშნოს, რომ არც ერთი ამ განსაზღვრებათაგან (დღეისათვის) არ არის სრულყოფილი. თავისთავად ცხადია, უნაკლოდ და ამომწურავი განსაზღვრების მოცემა ძნელია. მიუხედავად ამისა, ამჟამად ყველაზე სრულყოფილად შეიძლება ჩაითვალოს შემდეგი განსაზღვრა:

კოორდინაციული ეწოდება ისეთ ნაერთებს, რომლებიც არსებობენ როგორც კრისტალურ მდგომარეობაში, ასევე ხსნარში, რომელთა თავისებურებაა ცენტრალური ატომის (ელექტრონების აქცეპტორების) და მის გარშემო კოორდინირებული ლიგანდების (ელექტრონების დონორების) არსებობა. ლიგანდებს უნარი აქვთ ცენტრალურ ატომს მოწყდნენ საფეხურებად და შექცევადად ჰეტეროლიტური ტიპის მიხედვით. უმეტეს შემთხვევაში კოორდინაციული ნაერთები შეიძლება განხილული იქნას დამოუკიდებელი არსებობის უნარის მქონე მარტივი მოლეკულებისაგან შედგენილი მოლეკულური ნაერთების სახით.

2. ვერნერის კოორდინაციული თეორიის ძირითადი დებულებები. კომპლექსური ნაერთების აღნაგობის თეორია 1893 წელს ჩამოაყალიბა ა. ვერნერმა.

ვერნერის თეორიის ძირითადი დებულებებია:

1. ელემენტების უმრავლესობა იჩენს ორი სახის ვალენტოვნებას: მთავარ ვალენტოვნებას და თანავალენტოვნებას. მთავარ ვალენტოვნებას განსაზღვრავს დაჟანგულობის რიცხვი, ხოლო თანავალენტოვნებას — კოორდინაციული რიცხვი.

2. ყოველი ელემენტი მიისწრაფვის ნაჭერობამდე მიიყვანოს როგორც მთავარი ვალენტოვნება, აგრეთვე თანავალენტოვნებაც.

3. თანავალენტოვნებას აქვს გარკვეული გეზი სივრცეში. ეს პირობა საფუძვლად დაედო კომპლექსური ნაერთების სტერეოქიმიას.

ვერნერის კოორდინაციული თეორიის მთავარი პოსტულატი ასეთია:

„მაშინაც კი, როცა ვალენტოვნების მოძღვრების თანახმად, სხვადასხვა ატომების შებმის უნარი ამოწურულია, ეს ატომები მაინც ინარჩუნებენ კომპლექსური მოლეკულების აგების უნარს, რის შედეგადაც ატომთა სრულიად გარკვეული თანაფარდობანი (კომპლექსები) მიიღება“.

მაშასადამე, ზოგიერთი მოლეკულა ვალენტოვნების გაჯერების შემდეგაც კი არ კარგავს მიერთების უნარს. ეს ნიშნავს რომ, გარდა მთავარი ვალენტოვნებისა, არსებობს ნარჩენი ვალენტოვნებაც, ანუ თანავალენტოვნებაც, რომელიც განაპირობებს ვალენტურად ნაჯერი მოლეკულების მიერთების დამატებით უნარს.

თანავალენტოვნებისა და კოორდინაციის ცნებები არის ის ახალი იდეები, რომლებიც შემოიტანა ვერნერმა ქიმიაში. ამაზე აგებული კომპლექსური ნაერთების თანამედროვე მოძღვრება.

ვერნერის თეორიის თანახმად, მთავარი ვალენტოვნება შეესაბამება ჩვეულებრივ ვალენტოვნებას, რომლის გამოვლენის კანონზომიერებანი ასახულია პერიოდულ სისტემაში. მთავარი ვალენტოვნობით ქლორის ატომები შეერთებულია ქლორის მოლეკულებად, წყალბადისა და ჟანგბადის ატომები — წყლის მოლეკულად. იმავე მთავარი ვალენტოვნებით ნახშირბადისა და წყალბადის ატომები შეერთებულია მეთანის მოლეკულად. მთავარი ვალენტოვნების გამოვლენის შედეგად წარმოქმნილია პირველი რიგის მოლეკულები, რომელთა აღნაგობის ასახსნელად სავსებით საკმარისია ჩვეულებრივი წარმოდგენები ვალენტოვნებაზე და არ არის საჭირო დამატებითი ჰიპოთეზები.

ვერნერის თანახმად, თანავალენტოვნება ის ქიმიური ძალაა, რომელიც განაპირობებს დამოუკიდებელი არსებობის უნარს მქონე ცალკეული მოლეკულების ურთიერთშეერთებას. თანავალენტოვნებით უერთდება, მაგალითად, ამიაკის მოლეკულები სპილენძის მარილს. მაგალითად $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$; იგივე ძალები აკავშირებს წყლის მოლეკულებს მარილის მოლეკულებთან, მაგალითად, $[Co(H_2O)_6]Cl_2$ და ა. შ.

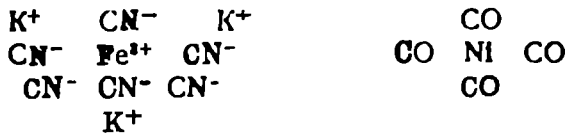
თანავალენტოვნების გამოვლენა განაპირობებს მაღალი რიგის, ე. ი. კოორდინაციული ნაერთების წარმოქმნას როგორცაა ამიაკატები, ორმაგი მარილები, კრისტალჰიდრატები და სხვ. მაგალითად $PtCl_4 \cdot 6NH_3$ ნაერთში ურთიერთგაჯერებულია $PtCl_4$ -ის პლატინისა და NH_3 -ის აზოტის ატომთა თანავალენტოვნებანი. მაგალითად პლრატების წარმოქმნა, $CrCl_3 \cdot 6H_2O$, განაპირობებულია სამმუხტიანი ქრომ-იონისა და წყლის მოლეკულების ჟანგბადების თანავალენტოვნებებით და ა. შ.

KI-ის მოლეკულები HgI_2 ს თანავალენტოვნებით უერთდება და კომპლექსური მარილი K_2HgI_4 წარმოიქმნება. მიღებულ

[MgI₂]²⁻ კომპლექსურ იონში ყველა იოდ-იონი ერთმანეთის ტოლფასია მიუხედავად იმისა, რომ ორი იოდი მიერთებულია მთავარი ვალენტოვნებით და ორი იოდი-თანავალენტოვნებით. რენტგენსტრუქტურულმა ანალიზმაც დაამტკიცა, რომ ისინი გეომეტრიულადაც ერთმანეთის ტოლფასია. ამიტომაც კომპლექსური მარილების სტრუქტურულ ფორმულებში მთავარ ვალენტოვნებას აღარ გამოსახავენ უწყვეტი წირებით და თანავალენტოვნებას — წყვეტილი წირით, როგორც ამას ვერნერი გამოსახავდა, არამედ ორივე სახის ვალენტოვნებას ერთნაირად აღნიშნავენ. ამ შემთხვევაში ვერცხლისწყალი ოთხივე ვალენტოვნებით (მთავარი, თანავალენტური) გათანაბრებულია და მიმართულია ტეტრაედრის წვეროებისაკენ. ვერნერისეული თანავალენტოვნების გამოვლენას ამჟამად კოორდინაციული ბმა ეწოდება.

3. კოორდინაციული რიცხვი. გარდა მთავარი ვალენტოვნებისა და თანავალენტოვნების ცნებებისა, ვერნერმა სივრცითი ხასიათის წარმოდგენებიც შემოიტანა ქიმიაში.

კოორდინაციული თეორიის თანახმად, ყოველი კოორდინაციული ნაერთის მოლეკულაში ერთ-ერთ იონს, რომელსაც ჩვეულებრივ დადებითი მუხტი აქვს, ცენტრალური ადგილი უჭირავს. მას ეწოდება კომპლექსწარმოქმნელი. ეს არის ცენტრალური ატომი, უფრო ხშირად კი — ცენტრალური იონი. მაგალითად, სისხლის წითელი მარილის მოლეკულაში ცენტრალური იონი არის Fe³⁺, ხოლო ნიკელის კარბონილის მოლეკულაში ცენტრალური ატომი არის Ni:



კომპლექსწარმოქმნელს, ე. ი. ცენტრალურ იონს, თავის ირგვლივ აქვს კოორდინაციული ორი სფერო (ანუ მიზიდვის ორი სფერო), რომლებშიც ვანლაგებულია ადენდები ანუ ლიგანდები*.

ლიგანდები არის იონები ან მოლეკულები, რომლებიც კოორდინირებულია კომპლექსწარმოქმნელის ირგვლივ. ლიგანდს აქვს გაუყოფელი წყვილი, კომპლექსწარმოქმნელს კი — თავისუფალი ორბიტალი.

* ლიგანდი — შეკავშირებული; ადენდი — მიერთებული.

ლიგანდია უმნიშვნელოვანესი მახასიათებელი ნიშანია მთი
 დენტატობა. დენტატობა განისაზღვრება დონორული ატომე-
 ბის ან ჯგუფების იმ რაოდენობით, რომელიც ებმება ცენტრალურ
 იონს (ატომს). დენტატობის მიხედვით, ლიგანდი შეიძლება იყოს მონო-
 დენტატური (ასეთია ლიგანდი, რომელსაც ერთი დონორული
 ატომი აქვს), ბი — ანუ დიდენტატური (რომლებსაც ორი კოორდინა-
 ციული დონორული ცენტრი აქვს). ტრი-, ტერა- და ა. შ. მაგალითად,
 მონოდენტატური ლიგანდებია NH_3 , Cl^- , Br^- , I^- , H_2O , ბიდენტა-
 ტურია $\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_n-\text{NH}_2$, $\text{HOCH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$ და ა. შ.

ცენტრალურ იონთან შივა კოორდინაციულ სფეროში შეერთე-
 ბული იონების ან მოლეკულების რაოდენობა სრულიად გარკვეული
 სიდიდეა. მას არსებითა მნიშვნელობა ენიჭება კოორდინაციულ თე-
 ორიაში. ვერნერმა მას კოორდინაციული რიცხვი უწოდა.

შივა კოორდინაციულ სფეროში განლაგებული მოლეკულები ან
 იონები შეზღუდულია ცენტრალურ ატომთან თანავალენტოვნებით ან
 თანავალენტოვნებით და მთავარი ვალენტოვნებით.

ამასთანავე, არა აქვს პრინციპული მნიშვნელობა პირველ კო-
 ორდინაციულ სფეროში იონები ან მოლეკულები ცენტრალურ იონ-
 თან მთავარი ვალენტოვნებითაა მიერთებული თუ თანავალენტოვ-
 ნებით.

ატომი იშვიათადაა კომპლექსწარმომქმნელი, უფრო ხშირად ის
 იონურ მდგომარეობაშია. ამრიგად, კომპლექსწარმომქმნელი (ცენტ-
 რალური ატომი) გარკვეულ სავალენტო მდგომარეობაშია; ამასთან
 დაკავშირებით კოორდინაციული რიცხვი დამოკიდებულია ცენტრა-
 ლური ატომის სავალენტო მდგომარეობაზე. მაგალითად სხვადასხვა
 კოორდინაციული რიცხვები ახასიათებს პლატინის ორმუხტიან და
 ოთხმუხტიან იონებს.

კოორდინაციული რიცხვი ყველაზე ხშირად გამოისახება ციფ-
 რებით 4 და 6, შედარებით იშვიათად ის ტოლია 2, 3 და 8-სა, მეტად
 იშვიათად 5, 7, 9, 10 და 12-სა. არსებობს იონები, რომელთა კოორ-
 დინაციული რიცხვი მუდმივია. ასეთია, მაგალითად, კობალტის, ქრო-
 მის, როდიუმის სამმუხტიანი იონები, რომელთა კოორდინაციული
 რიცხვი უდრის 6-ს. ასევე 6-ის ტოლია პლატინის (IV) და ირიდიუ-
 მის (IV) კოორდინაციული რიცხვი. ეს უკანასკნელი არ არის დამოკი-
 დებული პირველ კოორდინაციულ სფეროში ჯგუფებს ბუნებაზე:
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$.
 ოთხის ტოლია ზორის (III), ბერილიუმის (II), ვერცხლასწყლის (II),

პლატინის (II) კოორდინაციული რიცხვები: $K[BF_4]$, $K[B(NH_2)_3(OH)]$, $K_2[BeF_4]$, $[Be(NH_2)_4]Cl_2$.

ცვლადი კოორდინაციული რიცხვები აქვს ნიკელის, თუთიის, ვერცხლის იონებს და სხვ.

აღსანიშნავია, რომ კობალტის, ქრომის, პლატინის და სხვ. ატომების ირგვლივ შეიძლება თავი მოიყაროს არა 6-მა ჯგუფმა. არამედ უფრო ნაკლებმაც. მაშინ ასეთ ნაერთებს კოორდინაციულად არანაჯერი ეწოდება. მაგრამ შიგა სფეროში ჯგუფების რაოდენობა ცენტრალური ატომის ირგვლივ არ შეიძლება აღემატებოდეს მის კოორდინაციულ რიცხვს. ამ შემთხვევაში 6-ს. ქვემო ნაერთები კოორდინაციულად ნაჯერია: $M_2[PtCl_6]$, $M_2[PdCl_6]$, $M_2[IrBr_6]$, $M_2\left[Pt\begin{matrix} (NH_3)_2 \\ (CN)_4 \end{matrix}\right]$

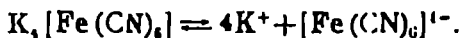
$M_2[Rh(NC_2)_6]$, $M_4[Fe(CN)_6]$, $M_2[Ni(NH_3)_6]X_2$, $M_2[Cr(CNS)_6]$, $M_2[Co(H_2O)_6]X_2$. სადაც M და X ერთმმბტოანი იონია, მაგალითად, K^+ , Rb^+ , Cl^- , Cr^- , CN^- და ა. შ.

აქ ჩანს, რომ შიგა კოორდინაციულ სფეროში თავს იჩენს თანავალენტოვნება ან თანავალენტოვნება და მთავარი ვალენტოვნება.

გარე კოორდინაციულ სფეროში ვლინდება მხოლოდ მთავარი ვალენტოვნება, რომელიც ამ შემთხვევაში იონური ბუნებისაა. ვერნერის მიხედვით, არსებითი განსხვავება მთავარ ვალენტობასა და თანავალენტობას შორის ის არის, რომ ცენტრალურ ატომთან თანავალენტოვნებათ შებმული მოლეკულები ან იონები მხოლოდ შიგა კოორდინაციულ სფეროშია განლაგებული, მაშინ, როდესაც მთავარი ვალენტობით მიერთებული იონები ან მოლეკულები შეიძლება განლაგებული იქნენ როგორც შიგა კოორდინაციულ სფეროში. აგრეთვე გარე სფეროშიც. გარე სფეროში მთავარი ვალენტოვნებით მიერთებული იონები ხსნარებში თავისუფალ იონებად გადასვლის უნარით ხასათდება, მაშინ როდესაც იგივე იონები შიგა კოორდინაციულ სფეროდან ხსნარში თავისუფალი იონების სახით ვერ გადადიან.

წყალში გახსნისას ადგილი აქვს კომპლექსური მარილის ელექტროლიტურ დისოციაციას, რის შედეგადაც ცენტრალური ატომი და მასთან შებმული შიგა კოორდინაციული სფერო წარმოქმნის ერთ კომპლექსურ იონს, ხოლო მეორე კოორდინაციული სფეროდან წარმოიქმნება კომპლექსური იონის საპირისპარო ნიშნის იონები. განვიხილოთ სისხლის ყვითელი მარილი. $K_3[Fe(CN)_6]$. ცენტრალური იონის Fe^{3+} -ის ირგვლივ შიგა კოორდინაციულ სფეროში 6 ციანიდ-იონია. ამ ნაერთში რკინის იონის კოორდინაციული რიცხვი ექვსია. 6 ციანიდ-იონიდან ცენტრალურ იონთან ორი ციანიდ-იონი მიერთ-

ბულია მთავარი ვალენტოვნებთ. (ამ შემთხვევაში იონური ბმით), ხოლო დანარჩენი ოთხი — თანავალენტოვნებით (ე. ი. კოორდინაციული ბმით). გარე კოორდინაციულ სფეროში ოთხივე კალიუმი იონური ბმებითაა შებმული კომპლექსურ იონთან, ამიტომაც ამ ნაერთის წყალში გახსნისას მიიღება ოთხი კალიუმ-იონი და ერთი კომპლექსური იონი $[Fe(CN)_6]^{4-}$:



ლიგანდები კომპლექსწარმოქმნელთან კოორდინაციული ბმით არიან მიერთებული.

ერთნაირი ლიგანდების შემთხვევაში ერთგვაროვანი კომპლექსური ნაერთები მიიღება, მაგალითად, $[Co(NH_3)_6]Cl_2$, $Cr(H_2O)_6Cl_3$, $[Pt(NH_3)_4]Cl_2$ და ა. შ. ბევრად უფრო ხშირია არაერთგვაროვანი კომპლექსები, რომელთა პირველ კოორდინაციულ სფეროში სხვადასხვაგვარი ლიგანდებია.

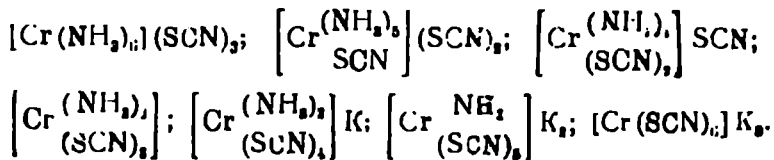
თუ კომპლექსში ნეიტრალური ლიგანდი დამუხტული იქნება ჩანაცვლებული ან პირუკუ, შეიცვლება კომპლექსური იონის მუხტი

შეიძლება განვიხილოთ ქლორიანი პლატინის ამიაკთან კომპლექსური ნაერთების შემდეგი ოჯახი:

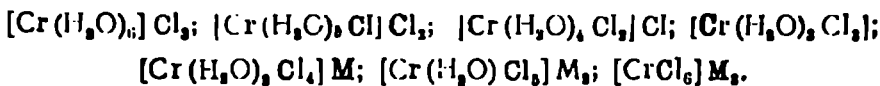
1. $[Pt(NH_3)_6]Cl_4 = [Pt(NH_3)_6]^{4+} + 4Cl^-$
2. $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3 = [Pt(NH_3)_5Cl]^{3+} + 3Cl^-$
3. $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Cl_2 = [Pt(NH_3)_4Cl_2]^{2+} + 2Cl^-$
4. $[Pt(NH_3)_3Cl_3]Cl = [Pt(NH_3)_3Cl_3]^+ + Cl^-$
5. $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$
6. $K [Pt(NH_3)Cl_5] = K^+ + [Pt(NH_3)Cl_5]^-$
7. $K_2 [PtCl_6] = 2K^+ + [PtCl_6]^{2-}$

მეხუთე მარლი $[Pt(NH_3)_4Cl_2]$ ნეიტრალური კომპლექსია. ეს კომპლექსი იმით გამოირჩევა ამ ჯგუფის დანარჩენი წევრებისაგან, რომ კომპლექსწარმოქმნელი პლატინის იონის ირგვლივ მხოლოდ პირველი კოორდინაციული სფეროა. რადგან გარე კოორდინაციულ სფეროში მას არც ერთი ქლორ-იონი არა აქვს, ამიტომ, მიუხედავად იმისა, რომ ეს ნაერთი მარლია, ის იონებად არ იშლება. თუ პირველი ოთხი მარლის ელექტროლიტური დისოციაციის შედეგად წარმოქმნილ კომპლექსურ იონს დადებითი მუხტი ჰქონდა, უკანასკნელი ორისაგან მიიღება უარყოფითი მუხტის მქონე კომპლექსური იონები.

ამის მსგავსია ქრომის ამოაქტები, რომელთაგან შედარებით კარგადაა შესწავლილი როდანნაერთები:



კომპლექსური ჰიდრატებიდან ქლორიანი ქრომისათვის ცნობილია მარილების შემდეგი მწკრივი:



პირველი ჰიდრატი იისფერი მარილია. რომლის სამივე ქლორიონი ადვილად ილეება ვერცხლის იონებით. მეორე და მესამე მწკრივს ეწინააღმდეგება პირველის გათბობით. მათი ხსნარებიდან ვერცხლის იონებთან რეაქციაში შედის შესაბამისად ორი და ერთი ქლორიონი. მეოთხე წევრი არაელექტროლიტია. მეხუთე — ორმაგი მარილის ჰიდრატია, მეექვსე ცნობილი არ არის, მეშვიდე კი ორმაგი მარილია.

ისევე როგორც წყლის მიერთებით ოქსიდები წარმოქმნიან მჟავას, ქლორიდები იერთებენ მარილმჟავას, რის შედეგადაც აგრეთვე მჟავები მიიღება:



ისევე როგორც არამეტალთა ოქსიდების მიერთებით, მეტალთა-ოქსიდები უანგბადოვან მარილებს წარმოქმნის, მეტალების ქლორიდებსა და არამეტალების ქლორიდების შეერთებით ორმაგი ქლორიდები (ქლორმარილები) მიიღება:



მეორე მხრივ. მარილმჟავა უერთდება ოქსიდებს ისევე, როგორც ქლორიდები წყალს:



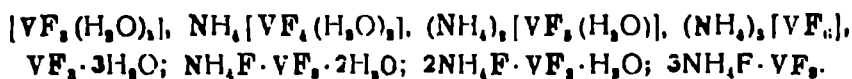
განუჩიველად იმისა, რა შედის რეაქციაში -- წყალი თუ მარილმჟავა, ორივე შემთხვევაში მიიღება მჟავა. ამ ორივე შემთხვევაში წყალბადი გადადის იონურ მდგომარეობაში. ამ პროცესების დროს წყლის უანგბადი და, აგრეთვე, მარილმჟავას ქლორი იმდენად მჭიდ-

ბოდ უერთდება კომპლექსს, რომ მასთან ერთ იონს წარმოქმნის, მაგალითად,

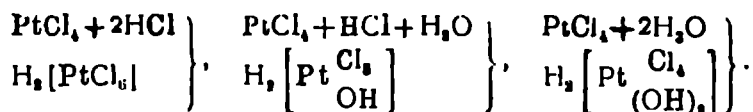


ასეთი კომპლექსური იონები, რომლებიც შეიცავენ მხოლოდ უნდადს ან მხოლოდ ქლორს, ანდა ერთსაც და მეორესაც, დიდად არ განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან არც თავისი უარყოფითი მუხტით განპირობებული თვისებებით, არც წარმოქმნის გზებით.

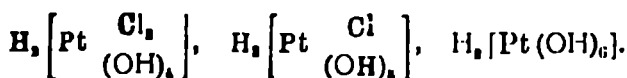
მრავალ ორმაგ პალოგენნაერთში პალოგენის ატომებისა და წყლის მოლეკულების ჯამი შეადგენს 6-ს. ამის მაგალითია ვანადიუმის ორმაგი ფტორიდების შემდეგი მწკრივი:



ორი მოლეკულა HCl ან ორი მოლეკულა H_2O ანდა თითო მოლეკულა HCl და H_2O უერთდება PtCl_4 -ს და შედეგად წარმოიქმნება ორფუძიანი მჟავა:



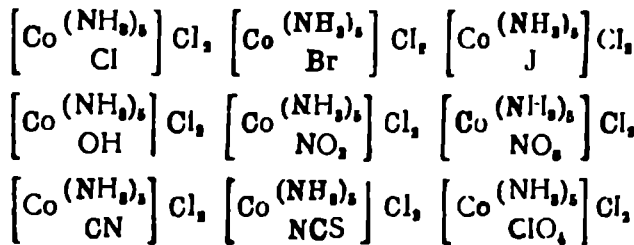
PtCl_4 -ის მოლეკულასთან მიერთებული Cl^- ან OH^- იმდენად მდგრად კომპლექსურ იონს წარმოქმნის, რომ ელექტროლიტური დისოციაციის დროს ისინი აღარ შორდებიან მას. თუ განვაგრძობთ ქლორ-ატომების ჩანაცვლებას წყლის ნაშთით, მივიღებთ მარილების ამ მწკრივის შემდგომ წევრებს:



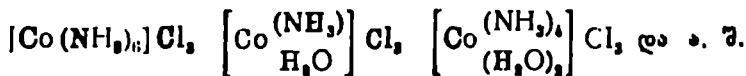
ამ მწკრივის პირველი წევრის დისოციაციით მიიღება სამმუხტიანი კატიონი $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$. შიგა კოორდინაციულ სფეროში თითო ქლორ-იონის შეტანით კატიონის დადებითი მუხტი თითო ერთეულით შემცირდება სანამ არ მიიღება ნულმუხტიანი კომპლექსი, რომელიც მოკლებულია გარე კოორდინაციულ სფეროს.

უარყოფითი მუხტის მქონე იონებს შეუძლიათ ერთმანეთი შეე-

ქალოს კომპლექსებში. ამ დროს კომპლექსის მუხტი უცვლელი რჩება:



ასევე შეიძლება ერთი ელექტრონეიტრალური მოლეკულა მეორე მოლეკულით ჩაინაცვლოს რაც არაერთარ გავლენას არ მოახდენს კომპლექსური იონის მუხტზე



კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნის უნარი მეტალების საერთო თვისებაა. მაგრამ ყველაზე მრავალფეროვან კომპლექსებს გარდამავალი მეტალები წარმოქმნის. დიდი ხანია ცნობილია, რომ ნაერთის შეფერილობას, ხსნადობას და მთელ რიგ თვისებებს (მაგალითად, მაგნიტურს) განაპირობებს მეტალების ატომური ორბიტალების d - ელექტრონები.

მეტალის იონი იჩენს უნარს კოორდინაციულად მიიერთოს ლიგანდები, მაგალითად, წყლის მოლეკულები. ეს შეიძლება ავხსნათ ლუისის მკვავერი ურთიერთქმედებით. ამ შემთხვევაში ფუძე შეიძლება განვიხილოთ, როგორც ელექტრონული წყვილის დონორი. ამ წყვილებს იერთებს მეტალის იონი თავისი ვაკანტური ჰიბრიდული ორბიტალებით, რომლებიც აქცეპტორის როლს ასრულებს.

მეტალის იონის უნარი კოორდინაციულად მიიერთოს ლიგანდები, მაგალითად, წყლის მოლეკულები, შეიძლება ავხსნათ ლუისისეული ფუძე-მკვავერი ურთიერთქმედებით. ასეთი მიდგომისას ფუძე, ე. ი. ლიგანდი შეიძლება განვიხილოთ როგორც წყვილი ელექტრონის დონორი. მეტალის იონის ვაკანტური ჰიბრიდული ორბიტალები აქცეპტორის როლში გამოდის. ამას გარდა, შეიძლება დავუშვათ, რომ მეტალის იონსა და ლიგანდს შორის მიზიდვა განპირობებულია სპირისპირი: მუხტის ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედებით. როცა ლიგანდი არის Cl^- ან CN^- , ანდა სხვა უარყოფითი მუხტის მქონე იონი, ელექტროსტატიკურ ურთიერთქმედებას განახორციელებს

მეტალის იონის დადებითი მუხტი და ლიგანდების უარყოფითი მუხტები.

როცა ლიგანდები ელექტრონეიტრალური მოლეკულებია, მაგალითად H_2O ან NH_3 , მაშინ ამ პირველი მოლეკულების უარყოფითად დამუხტული მხარე, სადაც მათი გაუყოფელი ელექტრონებია; მიმართული იქნება მეტალის დადებითი იონისაკენ. ბმას ამ შემთხვევაში იონ-დიპოლური ურთიერთქმედება განაპირობებს.

4. კოორდინაციული ნაერთების ნომენკლატურა. ამჟამად ფართოდ არის გავრცელებული კოორდინაციული (კომპლექსური) ნაერთების სახელწოდება ახალი ნომენკლატურის მიხედვით*. ამ ნომენკლატურის შესაბამისად ნაერთში პირველად ახასიათებენ კატიონს, ხოლო შემდეგ ანიონს.

თუ კომპლექსური ნაერთი ნეიტრალური ტიპისაა, მაშინ მისი სახელწოდება ერთი სიტყვით გამოითქმის. ცენტრალური კომპლექსწარმომქმნელი იონის დაჟანგულობის რიცხვს გამოსახავენ რომაული ციფრით მრგვალ ფრჩხილებში. ნეიტრალური ლიგანდის სახელწოდება ისეთივეა, როგორც მოლეკულებისა, ხოლო ანიონური ლიგანდის ბოლოში ემატება სუფიქსი „-ო“. კოორდინირებული წყლის მოლეკულებსაც ბოლოში აგრეთვე ემატება სუფიქსი „-ო“ („აქვო“). კომპლექსის შიგა კოორდინაციულ სფეროში ერთნაირი ლიგანდების რიცხვის განსაზღვრისათვის წინასართის სახით ლიგანდების (როგორც ნეიტრალური მოლეკულების ასევე აციდოლიგანდების) სახელწოდების წინ ემატებენ ბერძნულ რიცხვებს დი-, ტრი-, ტეტრა-, პენტა-, ჰექსა- და ა. შ. წინსართი „მონო“ არ გამოიყენება. კომპლექსური იონის სახელწოდება ერთი სიტყვით იწერება.

კომპლექსური კატიონისათვის ისევე როგორც ნეიტრალური კომპლექსებისათვის, რომლებიც ნეიტრალურ ლიგანდებთან ერთად შეიცავენ ლიგანდებს უარყოფითი მუხტით, დასაწყისში ასახელებენ ნეიტრალურ ლიგანდებს, ხოლო შემდეგ ლიგანდებს უარყოფითი მუხტით. თუ კომპლექსი ანიონურია, პირველად იწერება გარე სფეროში მდებარე კატიონი, შემდეგ ლიგანდის რაოდენობის აღმნიშვნელი წინსართი, ხოლო დაბოლოებას ემატება „ატი“.

მოვიყვანოთ მაგალითები:

$[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ დიამინდიქლოროპლატინა (II)

$[Co(NH_3)_6(NO_2)_4]$ ტრიამინტრინიტროკობალტი (III)

$[Ni(Py)_4Cl_2]$ ტეტრაპირიდინდიქლორონიკელი (II)

* Комитет по номенклатуре неорганических соединений Международного союза по теоретической и прикладной химии (IUPAC)

$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6] \text{Cl}_3$ ჰექსამინქრომის (III) ქლორიდი

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_5] \text{Cl}_2$ აქვაპენტამინკობალტის (III) ქლორიდი

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4] \text{Cl}_2$ დიაქვატეტრაამინკობალტის (III) ქლორიდი

$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4 \text{Cl}_2] \text{NO}_2$ ტეტრაამინდიქლოროქრომის (III) ნიტრატი

$\text{K}_2[\text{CoCl}_4]$ კალიუმის ტეტრაქლოროკობალტიატი (II)

$\text{K}_2[\text{PdCl}_4]$ კალიუმის ტეტრაბრომოპალადატი (II)

ხშირად კომპლექსწარმოქმნელი იონის დაქანგულობის რიცხვის განსხვავებისას მიმართავენ სუფიქსებს (Pt (II)-სათვის — „იტ“, ხოლო Pt (IV)-სათვის — „ატ“). მაგალითად

$\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ კალიუმის ქლოროპლატინიტი (ზუსტად ტეტრაქლოროპლატინიტი)

$\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ კალიუმის ქლოროპლატინატი (ზუსტად ჰექსაქლოროპლატინატი)

აქვე უნდა აღინიშნოს, რომ თუ შიგა კოორდინაციულ სფეროში მდებარე ლიგანდი რთულია და თუ ისინი უკვე შეიცავენ თავიანთ სახელწოდებაში წინსართებს დი-, ტრი- და ა. შ., მაშინ მათი რაოდენობის აღნიშვნისათვის იხმარება წინსართები ბის-, ტრის-, ტეტრაკის- და ა. შ.; რთულ ლიგანდებს ასახელებენ და ჩვეულებრივ მრავალ ფრჩხილებში ათავსებენ:

$[\text{Co}(\text{En}), \text{Cl}_2] \text{NO}_2$ დიქლორო-ბის-(ეთილენდიამინ)-კობალტის (III) ნიტრატი.

იმ შემთხვევაში, როდესაც ლიგანდი აერთებს ორ იონს, მათი სახელწოდების წინ იხმარება ბერძნული ასო μ . ასეთ ლიგანდებს ხილური ლიგანდები ეწოდება და იწერება ბოლოს:

$\text{K}_2 \left[\text{C}_2\text{O}_4 \right]_2 \text{Cr} \left\langle \begin{array}{c} \text{OH} \\ \text{HO} \end{array} \right\rangle \text{Cr} (\text{CrO}_4)_2$ კალიუმის ტეტრაოქსალატი —
— μ — დიპიდროქსო ქრომატი (III)

$\left[(\text{NH}_3)_4 \text{Co} \left\langle \begin{array}{c} \text{NH}_3 \\ \text{OH} \end{array} \right\rangle \text{Co} (\text{NO}_2)_4 \right]$ ოქტაამინ — μ — ამიდო — μ — ჰიდ

როქსოკობალტის (III) ნიტრატი.

ახალი ნომენკლატურა საშუალებას იძლევა აგრეთვე აისახოს კოორდინაციული ნაერთის სივრცობრივი აგებულებაც (აღნიშნულ საკითხს განვიხილავთ კოორდინაციული ნაერთების იზომერიის დროს).

5. კოორდინაციული ნაერთების ტიპები. კომპლექსური ნაერთების ძირითად ტიპებს მიეკუთვნება ამიაკატები, აქვოკომპლექსები, აციდოკომპლექსები და ციკლური ანუ ხელატური კომპლექსები.

ამიაკატების ლიგანდები ამიაკის მოლეკულებია, მაგალითად, $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$, $[Co(NH_3)_6]Cl_3$, $[Cu(NH_3)_4]CO_3$. მსგავს კომპლექსებში ამიაკის ნაცვლად ლიგანდების როლში გამოდის ამინები (მეთილამინი CH_3NH_2 , ეთილამინი $C_2H_5NH_2$, ეთილენდიამინი $NH_2CH_2CH_2NH_2$). მათ ამინატები ეწოდება.

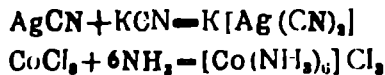
აქვოკომპლექსებში ლიგანდის როლში გამოდის წყლის მოლეკულები, მაგალითად, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$, $[Al(H_2O)_6]Cl_3$, $[Co(H_2O)_6]Cl_2$. აღსანიშნავია, რომ კრისტალიზაციური წყალი არ შედის შიგა კოორდინაციულ სფეროში და უფრო სუსტადაა შებმული, ვიდრე კოორდინაციული.

აციდოკომპლექსებში ლიგანდები ანიონებია. ასეთია $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $K_2[PtCl_6]$, რომლებიც შეიძლება განვიხილოთ როგორც ორი მარილის შეერთების პროდუქტი — $4KCN \cdot Pt(CN)_4$, $3KCl \cdot Fe(CN)_6$, $2KCl \cdot PtCl_6$. მას იმიტომ უწოდეს აციდოკომპლექსები, რომ მათი ანიონები მჟავურ ნაშთს წარმოადგენს.

მრავალი კომპლექსი სხვადასხვა ლიგანდს შეიცავს. ასეთია ამიაკატებსა და აციდოკომპლექსებს შორის გარდამავალი კომპლექსები, მაგალითად, $[Pt(NH_3)_4]Cl_2$, $[Pt(NH_3)Cl]Cl_2$ და ა. შ

მიზანშეწონილია კომპლექსური ნაერთები ოთხ ჯგუფად დავყოთ. ასეთია:

1. მოლეკულური ადუქტები — კომპლექსური ნაერთები, რომლებიც ორი ან მეტი ნეიტრალური მოლეკულისაგან წარმოსდგება. მოლეკულური კომპლექსების მაგალითებია



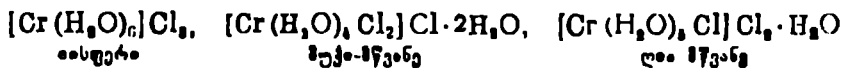
ამ ტიპის კომპლექსებიდან შეიძლება გამოვეყოთ აციდოკომპლექსები და ორმაგი მარილები.

2. მეტალ-ხელატები — კოორდინაციული ნაერთებია, რომლებიც შეიცავენ ბი- ან პოლიდენტატურ ლიგანდებს და მარწუხის მსგავსად იკავებენ მეტალის ატომს. მეტალ-ხელატურ ნაერთებში მე-

კომპლექსური ნაერთების კლასიფიკაციას საფუძვლად შეიძლება სხვა პრინციპი დავედოთ, მაგრამ მათ აქ არ განვიხილავთ.

6. კოორდინაციული ნაერთების იზომერია. ცნობილია კომპლექსური ნაერთების შემდეგი ძირითადი სახის იზომერები — სოლვატური, იონიზაციური, კოორდინაციული და ოპტიკური.

სოლვატური (ჰიდრატული) იზომერია ვლინდება მაშინ, როცა წყლის მოლეკულების რიცხვი შიგაკოორდინაციულ და გარეკოორდინაციულ სფეროებში განსხვავებულ მდგომარეობაშია. ამის მაგალითებია



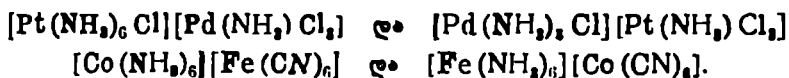
ამ სამივე მარილის ქიმიური შედგენილობა ერთნაირია, ხოლო კომპლექსების სტრუქტურები, ე. ი. თვისებებიც განსხვავებულია.

იონიზაციური იზომერების მაგალითებია კომპლექსების შიგა და გარე სფეროების იონიზაციის განსხვავებული უნარი, მაგალითად,



პირველი ნაერთი ბარიუმის იონებთან წარმოქმნის ნალექს, ვერცხლის იონებთან კი რეაქციაში არ შედის, მეორე მარილი რეაგირებს ვერცხლის იონებთან, ბარიუმის იონებთან კი რეაქციაში არ შედის.

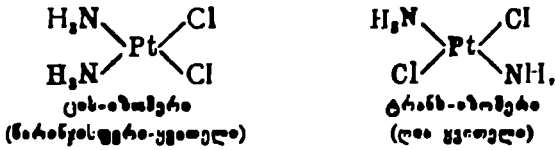
კოორდინაციული იზომერები გვხვდება ბიკომპლექსურ ნაერთებში



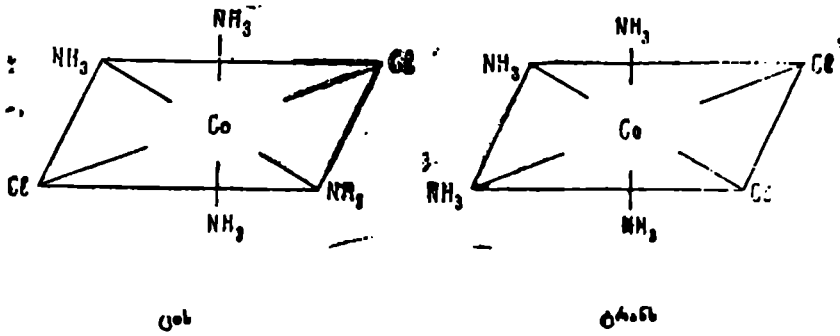
კომპლექსური ნაერთების სტერეოიზომერიის, ანუ სივრცითი იზომერიის შესწავლას არსებითი მნიშვნელობა ჰქონდა კოორდინაციული ნაერთების თეორიის განვითარებისათვის.

კომპლექსურ ნაერთებში ცენტრალური იონის ირგვლივ იონების ან მოლეკულების გეომეტრიული წყობის შესახებ პირველი წარმოდგენები შემუშავებულ იქნა კოორდინაციულ თეორიაში. მთელი რიგი კომპლექსური ნაერთების თვისებები შეიძლება ავხსნათ მიერთებული იონების ან მოლეკულების სხვადასხვაგვარი სივრცობრივი წყობით ცენტრალური ატომის გარშემო. ამ გზით მოხერხდა დამტკიცება, რომ ერთნაირი შედგენილობის, მაგრამ სხვადასხვა თვისებების ნაერთებს სხვადასხვა აღნაგობა აქვს, რასაც თავის ღრღინე იზომერია ეწოდა.

არაერთგვაროვანი კომპლექსის ლიგანდების სხვადასხვაგვარი სივრცობრივი წყობა ერთსა და იმავე კოორდინაციულ სფეროში განაპირობებს ცის-ტრანს-იზომერიას. განვიხილოთ პლატინის (II) კომპლექსური მარილი $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$, რომელიც ორი ფორმის სახითაა ცნობილი. ერთი ნარინჯისფერი ყვითელია, მეორე კი — ღია ყვითელი. შეფერილობის გარდა, ეს ორი მარილი სხვა თვისებებითაც განსხვავდება ერთიმეორისაგან. ეს ნიშნავს, რომ პირველ კოორდინაციულ სფეროში ლიგანდები სხვადასხვაგვარად არიან განლაგებული:

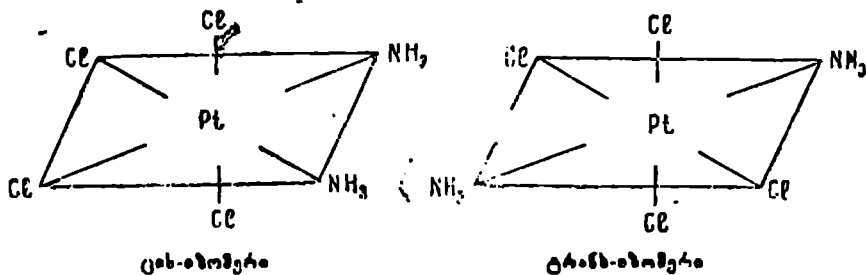


სრულიად მსგავსი იზომერი ცნობილია სხვა კომპლექსებისათვისაც. მაგალითად, ცნობილია ერთნაირი შედგენილობის $[Co(NH_3)_4Cl_2]^{2+}$ ფორმულის ორი კომპლექსური ნაერთი, რომელთაგან ერთი მწვანეა და მეორე იისფერი. ვერნერმა დაადგინა, რომ მათ აქვთ სხვადასხვაგვარი სივრცობრივი აღნაგობა, ე. ი. რომ ეს ორი ნაერთი ერთმანეთის სტერეოიზომერებია, რომელთაგან ერთი ცის — იზომერია და მეორე ტრანს-იზომერი.



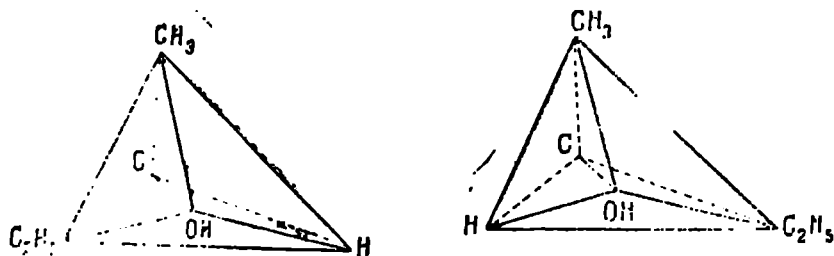
ვანტ-ჰოფმა ნახშირბადის ნაერთებისათვის დაუშვა ყველაზე სიმეტრიული აღნაგობა, რაც წესიერი ტეტრაედრით გამოსახა. რომლის ცენტრში განლაგებულია ნახშირბად-ატომი და წვეროებში მასთან შეერთებულია H ატომები. ვერნერმა იმ კომპლექსებისათვის, რომელთა კოორდინაციული რიცხვი არის 6. დაუშვა, რომ წესიერი ოქტაედრის ცენტრშია კომპლექსწარმოქმნელი, ხოლო ოქტაედრის წვეროებში განლაგებულია შიგა კოორდინაციულ სფეროში მყოფი ლი-

განდები (მოლეკულები ან იონები, ანდა მოლეკულები და იონები). მაგალითად, ზემოთ განხილული ოთხკუთხედიანი პლატინის კომპლექსი ამიაკთან წარმოქმნის ორ სივრცით იზომერს (სტერეოიზომერს), რომლებსაც ვერნერმა შემდეგი აღნაგობა მიაწერა:



განსაკუთრებით მნიშვნელოვანი აღმოჩნდა კოორდინაციული თეორიის შემდგომი განვითარებისათვის კომპლექსური ნაერთების ოპტიკური იზომერიის მოვლენა, რომელიც ასიმეტრიული ნახშირბად-ატომის შემცველი ორგანული იზომერების მსგავსია.

ცნობილია, რომ თუ ნახშირბადის ოთხივე ვალენტობა სხვადასხვა ჯგუფებითაა გაჯერებული, მაშინ ნახშირბადი ასიმეტრიულია. ასეთი ნაერთი ოპტიკურად აქტიურია, ე. ი. ის დაპოლარებული სხივის სიბრტყეს შემოაბრუნებს. დავუშვათ, რომ ეს ჯგუფებია H, OH, CH₃ და COOH. მაშინ შესაძლო იქნება ერთმანეთთან შეუთავსებელი კონფიგურაციების 2 ტიპის არსებობა. ეს იქნება ერთიმეორის სარკისებრი გამოსახულება:



რადგან ასიმეტრიული ნახშირბადის შემცველი ნაერთი ოპტიკურად აქტიურია, ამიტომ მისი ორი გეომეტრიული იზომერი ოპტიკური იზომერი იქნება. თუ ერთ-ერთი იზომერი დაპოლარებულ სხივის სიბრტყეს აბრუნებს მარჯვნივ, მეორე შემოაბრუნებს მარცხნივ.

ასეთივე ოპტიკური იზომერია დადგენილ იქნა კომპლექსურ ნაერთებშიც, კერძოდ ნაერთებში, რომელთა კოორდინაციული რიცხვი არის 6 (ე. ი. ოქტაედრის შემთხვევაში). აქ დადგენილია მრავალი სტერეოიზომერის არსებობა.

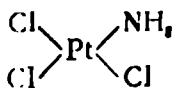
კომპლექსური ნაერთების რენტგენსტრუქტურულმა ანალიზმა დაადასტურა, რომ, მაგალითად, K_2PtCl_6 -ის კრისტალურ მესერში იონებია K^+ და $[PtCl_6]^{2-}$ ისევეა განლაგებული, როგორც Na^+ და Cl^- სუფრის მარილის მესერში. კომპლექსური $[PtCl_6]^{2-}$ ექვსი ქლორიონი ოქტაედრის წვეროებშია, რომლის ცენტრში პლათინის იონია განლაგებული.

კომპლექსური ნაერთების რეაქციის უნარი ექვევდება რეაქციის ხარისხობრივად, რომელიც დააღწია ი. ი. ჩერნიაევმა (1926 წ.). მას ტრანსგაველენა ეწოდა.

კვადრატული და ოქტაედრული სტრუქტურის კომპლექსებისათვის ტრანსგაველენა ზოგადი კანონობრივებაა. ტრანსგაველენა იმაში

მდგომარეობს, რომ, მაგალითად,
$$\begin{array}{c} Cl \\ \diagdown \\ Pt \\ \diagup \\ Cl \end{array} \begin{array}{c} NO_2 \\ \diagup \\ Pt \\ \diagdown \\ Cl \end{array}$$
 კომპლექსში სამი

ქლორი-იონიდან ყველაზე ადვილად ჩაინაცვლება ის ქლორი, რომელიც ძლიერ ტრანს-აქტიურ NO_2^- ლიგანდის მიმართ ტრანსმდგომარეობაშია და, ტრანსმდგომარეობაში განლაგებული ნაკლებად აქტიური NH_3 -ლიგანდის მიმართ



ტრანსმდგომარეობაში განლაგებული ქლორი უფრო მჭიდროდ უკავშირდება ცენტრალურ ატომს; ამიტომ ის უფრო ძნელად მიმოიცვლება სხვა იონებთან.

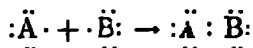
ტრანსგაველენით აიხსნება ისიც, რომ რეაქციების შედეგად მხოლოდ გარკვეული ლიგანდები ჩაინაცვლება. ამან გზა გაუხსნა ნაერთების სინთეზის მეთოდების შემუშავებას, რაც საშუალებას აძლევს მკვლევარს მიიღოს მისთვის სასურველი აღნაგობის კომპლექსური ნაერთი.

7. კოორდინაციული ბმა. კოორდინაციული ბმის თეორიას საფუძვლად უდევს დონორულ-აქცეპტორული ბმის არსებობის შესაძლებლობა.

დონორულ-აქცეპტორული, ანუ კოორდინაციული ბმა მიიღება, როცა ერთ-ერთ მოლეკულას აქვს გაუყოფელი წყვილი ელექტრონი,

რომელიც ამ ტიპის ბმას განახორციელებს. ხოლო მეორე მოლეკულას (ლიგანდს) აქვს ამ წყვილით შებენისათვის საჭირო თავისუფალი ორბიტალი. ამისათვის საკმარისია, მაგალითად, კომპლექსწარმოქმნელს ჰქონდეს ოქტეტი, რომლიდანაც ერთი წყვილი ელექტრონი გაუყოფელი იქნება; ლიგანდს კი ჰქონდეს სექსტეტი, ე. ი. ერთი წყვილისათვის თავისუფალი ადგილი, ან პირუკუ, კომპლექსწარმოქმნელს ჰქონდეს სექსტეტი და ლიგანდს — ოქტეტი.

ჩვეულებრივი კოვალენტური ბმა ორი ატომის არაგაწყვილებული ელექტრონის შეწყვილებით მიიღება:



მაგრამ აღნიშნულის ვარდა ქიმიური ბმა წაშინაც მიიღება. როცა წყვილკავშირებელი წყვილი ერთ ორბიტალზე მოლეკულას ეკუთვნის:



ამ შემთხვევაში „B“ არ არის თავისუფალი ატომი, წინააღმდეგ შემთხვევაში B ინერტული გაზის ატომი იქნებოდა. B არის მოლეკულაში ან რადიკალში შემავალი ატომი, რომლის ელექტრონული გარეგარსი ოქტეტისაგან შედგება. ვინაიდან B-ს გაუყოფელი წყვილი ელექტრონი აქვს, რომლითაც კოორდინაციული ბმა ხორციელდება. ანტიონ A-ს გარეგარსზე უნდა ჰქონდეს სექსტეტი (ე. ი. ექვსი ელექტრონი). ამათგან B არის დონორი (ელექტრონების გაცემის უნარის მქონე), ხოლო A-ელექტრონების აქცეპტორი (ელექტრონების მიღების უნარის მქონე). ამ შემთხვევაში წარმოიქმნება დონორულ-აქცეპტორული, ანუ კოორდინაციული ბმა; ვლინდება თანავალენტოვნება, რომელიც მიიღება დონორის გაუყოფელი წყვილი ელექტრონის და აქცეპტორის — თავისუფალი უჯრედის ხარჯზე. ორი ატომბირთვის ველში შემაკავშირებელი წყვილი ელექტრონის ყოფნა ენერგეტიკულად ხელსაყრელია და ამის გამო წარმოიქმნება განსაკუთრებული სახის ქიმიური ბმა. რომელსაც კოორდინაციული ბმა ეწოდება. რადგან კოორდინაციული ბმის წარმოქმნის შედეგად S ატომის გაუყოფელი წყვილი ელექტრონი A და B ატომების საზიარო ხდება, ანტიონ დონორი B დადებითად იმუხტება. ხოლო აქცეპტორი A — უარყოფითად:



კომპლექსების წარმოქმნის უნარი მკაფიოდ აქვს გამოხატული „გარდამავალ ელემენტებს“. გარდამავალია ელემენტები, რომელთაც ჯერ კიდევ შეუვსებელი აქვთ d -დონე. ამ დონეებზე ელექტრონები ხშირად არაგაწყვილებულ მდგომარეობაშია. მაგალითად, Cr^{3+} იონი შეიცავს სამ არაგაწყვილებულ ელექტრონს, Mn^{2+} იონი — ხუთს, Fe^{2+} — ოთხ არაგაწყვილებულ d -ელექტრონს.

ლიგანდების გავლენით ასეთი იონების ელექტრონების გაწყვილებით გათავისუფლდება მანამდე დაკავშირებული d -დონეები. ამის გამო, თავისუფლდება მის ახლოს მდებარე p და s -დონეები, რომლებიც შეიძლება ლიგანდების ელექტრონებით შეივსოს და ამით კოორდინაციული ბმები წარმოიქმნას.

აღსანიშნავია აგრეთვე ნულვალენტოვანი კომპლექსური ნაერთები, სადაც ლიგანდები ნეიტრალური მოლეკულებია, და ცენტრალური ატომი — მეტალის დაუქანგავი ატომი. ანის მაგალითებია გარდამავალი მეტალების კარბონილები: $Fe(CO)_5$, $Ni(CO)_4$, $Cr(CO)_6$, $Mo(CO)_6$, $W(CO)_6$. პლატინის ტეტრაამიაკატი $Pt(NH_3)_4$ დიბენზოლქრომის $Cr(C_6H_6)_2$ ტიპის კომპლექსები და სხვ.

ამ მაგალითებიდან ჩანს, რომ განხილული კომპლექსების მდგრადობას განაპირობებს არაელექტრული მუხტები. ამიტომ გასაგებია, რომ ლიგანდების თეორიის ელექტროსტატიკური ასპექტი მიუღებელია.

ამჟამად კომპლექსური ნაერთების თეორია შემდგომი განვითარების ფაზაში იმყოფება. აქ უდიდესი მნიშვნელობა ენიჭება მოლეკულური ორბიტალების მეთოდს.

არსებული კანონზომიერებიდან აღსანიშნავია შემდეგი: კარბონილების მწკრივიდან — $Ti(CO)_7$, $Cr(CO)_6$, $Fe(CO)_5$, $Ti(CO)_4$ ჩანს, რომ CO ჯგუფების რიცხვი კომპლექსში განისაზღვრება 18-ელექტრონიანი გარსის წესით. ამ 18-ელექტრონიანი გარსის არსებობა ილასტურებს ლიგანდების დონორულ-აქცეპტორული ბმების არსებობას. 18-ელექტრონიანი გარსი მთელი კომპლექსის 9 მაკავშირებელი მოლეკულური ორბიტალის წარმოქმნას განაპირობებს.

8. კოორდინაციული ბმის ბუნება კომპლექსურ ნაერთებში. კომპლექსურ ნაერთებში არსებობს მკვიდრო კავშირი ქიმიური ბმის საერთო თეორიასა და ქიმიური ბმის წარმოდგენებს შორის.

თავდაპირველად განვითარებულ იქნა ელექტროსტატიკური წარმოდგენა კომპლექსური ნაერთების მიმართ. შემდეგ კი — იდეა წყვილელექტრონიანი ბმის შესახებ. შედეგად შემუშავდა კოორდინა-

იველი ბმის სამი კვანტურპეიანიკური მეთოდი: სავალენტო ბპების თეორია, კრისტალური ველის თეორია და ნოლეკულური ორბიტალე-ბის თეორია. მიუხედავად მათი სავალენტო მიდგომისა, ისინი არსებითად ავსებენ ერთმანეთს.

სავალენტო ბმების თეორიას საფუძვლად დაედო წარმოდგენა წყვილელექტრონიანი ბმის შესახებ. რომელიც ოცდაათიან წლებში განავითარა პოლინემა. შემდეგ ამ წარმოდგენებმა თავისი ადგილი დაუთმო კრისტალური ველის თეორიას. ეს თეორია წარმოადგენს კოსელის ელექტროსტატიკური თეორიის აღორძინებას და მის შემდგომ განვითარებას კვანტურპეიანიკურ საფუძვლებზე. კრისტალური ველის უფრო სრულყოფილი თეორია, რომელმაც სათანადო ადგილი მიუჩინა კვალენტური ბმის მონაწილეობას კოორდინაციული ბმის წარმოქმნაში, ცნობილია ლიგანდების თეორიის სახელწოდებით. ამჟერად ყველაზე სრულყოფილად ითვლება მოლეკულური ორბიტალე-ბის მეთოდი. მაგრამ მისი სირთულის გამო მეტი უპირატესობა მიეცა კრისტალური ველის თეორიას, რადგან ამ გზით უფრო მარტივი საშუალებებით მოხერხდა მეტი შედეგების მიღება.

სავალენტო ბმების თეორია. ამ თეორიის მიხედვით კომპლექსურ ნერთებში ქიმიური ბმა დონორულ-აქცეპტორული ხასიათისაა, რომელიც ლიგანდების თავისუფალ ელექტრონთა წყვილის ხარჯზე წარმოიქმნება. აქედან გამომდინარე ლიგანდები დონორებია, კომპლექსწარმომქმნელი აქცეპტორია და თავისუფალი ორბიტალებით ხასიათდება. ასეთი ქიმიური ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობას იღებს s , p , d და სხვ. ელექტრონები და ლიგანდების კოორდინაციის დროს ბმების ჰიბრიდიზაციას აქვს ადგილი. კომპლექსწარმომქმნელის ელექტრონთა ყველა ის ორბიტალი, რომლებიც ქიმიურ ბმას ანსორციელებენ, სავსებით თანაბარი ხდება (გარდა მიმართულებისა), რის შედეგადაც ჰიბრიდული ორბიტალები წარმოიქმნება, რომელთაც ელექტრონული ღრუბლის გაშლა და ლიგანდებისაკენ მიმართულება ახასიათებს.

კომპლექსწარმომქმნელის ორბიტალების ასეთი გაშლილი მოყვანილობა ლიგანდების ორბიტალებთან ურთიერთქმედების შედეგად უფრო მეტი გადაფარვის საშუალებას იძლევა და ხელს უწყობს კომპლექსურ ნერთებში ქიმიური ბმის განმტკიცებას. ამ მოსაზრების მიხედვით ტიპური კომპლექსწარმომქმნელებია ისეთი ელემენტები, რომელთაც d -ორბიტალები ელექტრონებით შეუვსებელია. ასეთ კომპლექსწარმომქმნელებს მიეკუთვნება გარდამავალი ელემენტები.

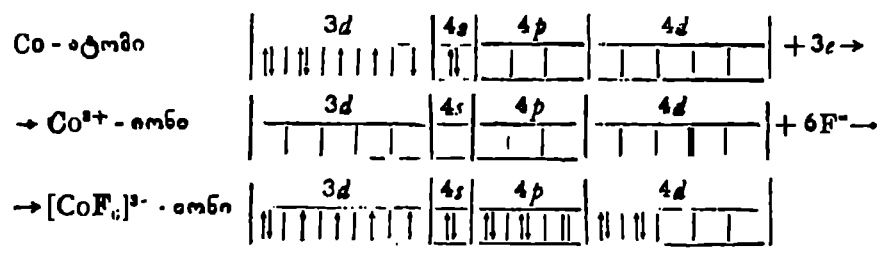
ჰიბრიდიზაციის ტიპები, ჰიბრიდული ორბიტალების გეომეტრიული ფორმები და კოორდინაციული რიცხვი ჩვენ ადრე განვიხილეთ

(1 ნაწილი, პარაგრაფი 2. 2). იქვე განვიხილეთ სავალენტო ბმების მე-
 თოდის დახმარებით ზოგიერთი ნაერთის წარმოქმნის მექანიზმი
 (NH_4^+ , BF_4^- და სხვ.). ახლა განვიხილოთ კომპლექსური ნაერთე-
 ბის წარმოქმნის სხვა მაგალითები.

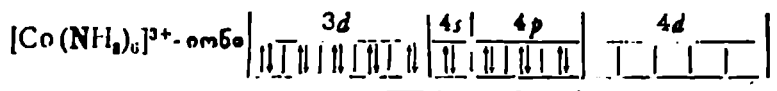
ექვსი ლიგანდით კოორდინირებულ სისტემაში s , p_x , p_y , p_z ,
 $d_{x^2-y^2}$ და d_{z^2} — ატომური ორბიტალების შერწყმით წარმოიქმნება
 ჰიბრიდული ორბიტალები. წარმოქმნილი sp^3d^2 ჰიბრიდული ორ-
 ბიტალები მიმართულია ოქტაედრის წვეროებისაკენ. $[\text{CoF}_6]^{3-}$ კომპ-
 ლექსში s , p , და d -ორბიტალებს ერთი და იგივე მთავარი ენერ-
 გეტიკული დონე აქვთ. $nsnp^3nd^2$ ტიპის კომპლექსის წარმოქმნა-
 ში „გარე“ d -ორბიტალები მონაწილეობს, რის გამოც მათ გარე-
 ორბიტული კომპლექსები ეწოდება.

მეორე მხრივ, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ კომპლექსის წარმოქმნაში მონაწი-
 ლეობს d -ორბიტალები, რომლებიც უფრო დაბალ ენერგეტიკულ
 დონეზეა, ვიდრე s - და p -ორბიტალები. ამიტომ $(n-1)d^2nsnp^3$
 ტიპის კომპლექსებს შიგაორბიტული კომპლექსები ეწოდა.

გარეჰიბრიდიზაციის და შიგაჰიბრიდიზაციის შედეგად კობალ-
 ტის გარეორბიტალური და შიდაორბიტალური კომპლექსების წარ-
 მოქმნის სქემა ასეთია:



sp^3d^2 — ჰიბრიდიზაცია, გარეორბიტალური კომპლექსი



d^2sp^3 — ჰიბრიდიზაცია, შიგაორბიტალური კომპლექსი

სავალენტო ბმების თეორია საშუალებას გვაძლევს ავხსნათ ნივ-
 თიერების მაგნიტური თვისებები. ელექტრონი გარკვეული მაგნიტური
 მომენტით ხასიათდება. თუ ნივთიერების ელექტრონები გაწყვილე-
 ბულია, მაშინ მათი მაგნიტური მომენტები ურთიერთკომპენსირებუ-

ლია და ნივთიერება დიამაგნიტურია, ე. ი. მას მაგნიტური მომენტი არა აქვს. თუ მოლეკულა შეიცავს გაუწყვილებელ ელექტრონებს, ნივთიერება პარამაგნიტური იქნება.

ნივთიერების მაგნიტურ მომენტს ბორის მაგნეტონებში (MB) გამოსახავენ და თეორიულად განსაზღვრავენ შემდეგი ფორმულით:

$$M = \sqrt{n(n+2)},$$

სადა n — გაუწყვილებელი ელემენტების რიცხვია.

$[CoF_6]^{3-}$ იონისათვის $M = \sqrt{4(4+2)} = 4,899 MB$, ე. ი. ნაერთი პარამაგნიტურია. ხოლო $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ იონისათვის $M = 0$, რაც მის დიამაგნიტურობაზე მიუთითებს.

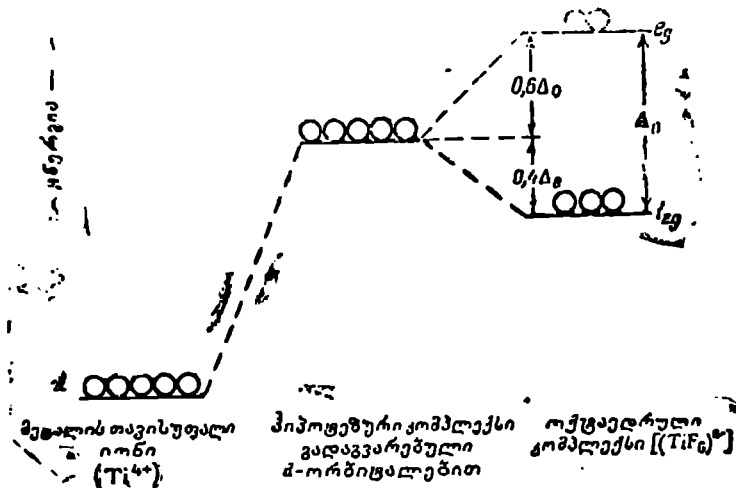
სავალენტო სქემების მეთოდის გამოყენებისას შეიმჩნევა მისი შემდეგი ნაკლოვანი ნხარეები: ეს თეორია მოკლებულია უნივერსალურობას და გამოსადეგია მხოლოდ ერთი ჯგუფის ნაერთებისათვის. ის ვერ იცვლის მისებს კომპლექსური ნაერთების ოპტიკურ თვისებებს და ვერ განსაზღვრავს სხვადასხვა სტრუქტურის ენერგიას. ამიტომაც ვერ ახსნევს როგორი სტრუქტურა ექნება მოცემულ ნაერთს — ბრტყელი (კვადრატი) თუ სივრცითი (შავალითად, პირამიდული, ტეტრაედრული).

კრისტალური ველის თეორია. კრისტალურ ველის თეორია ჩამოაყალიბეს ბეტემ და ვან-ფლექმა (1930). ამ თეორიის ძირითადი დებულების თანახმად კომპლექსწარმოქმნელ მეტალის იონსა და ლიგანდს შორის კოორდინაციული ბმა არის არა კოვალენტური, არამედ წმინდა იონური ან იონ-დიპოლური, ამიტომაც კოორდინაციული ბმის ენერგიის გამოთვლა შეიძლება პოტენციური ენერგიის კლასიკური განტოლების მეშვეობით, რომლის თანახმად ბმის ენერგია ჯღრის $\frac{1}{r}$ ს, სადაც r_1 და r_2 იონების მუხტია, ხო-

ლო r — მანძილი იონების ცენტრებს შორის. მსგავსი განტოლებით გამოითვლება იონთა პოლარული მოლეკულის ბმის ენერგიაც. ამ თანაფარდობით გამოთვლილი ბმის ენერგიები აქლოა ექსპერიმენტულ სიდიდეებთან. რომლებიც მიღებულია არაგარდამავალი მეტალების კომპლექსებისათვის. გარდამავალი მეტალებისათვის კი ამ გზით მცირე სიდიდეები მიიღება. ეს შედეგები შეიძლება შესწორდეს. თუ გავთვალისწინებული იქნება ლიგანდების გავლენა d -ორბიტალების ენერგიაზე.

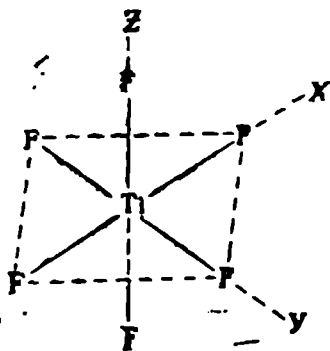
გარდამავალი ელემენტების d -ორბიტალების ლიგანდებთან ურთიერთქმედებით განპირობებულია კრისტალური ველის ეფექტი. კრისტალური ველის თეორიის ძირითადი იდეის გასაცნობად განვიხი-

ლოთ ოქტაედრული კომპლექსი (TiF_6)³⁻ (სურ. 5. 1). იზოლირებული თავისუფალი Ti^{4+} იონის ელექტრონული კონფიგურაციიდან $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ჩანს, რომ მას d -ელექტრონები არ გააჩნია. მის



სურ. 5. 1. მეტალის თავისუფალი იონის d -ორბიტალების ენერჯიების დონეების ჰიპოთეზური კომპლექსის სქემატური დიაგრამა.

ხუთივე ცარიელ d -ორბიტალს ერთნაირი ენერჯია ახასიათებს. როგორც ზემოთ იყო აღნიშნული ორბიტალები, რომლებიც ენერჯიის ერთსა და იმავე მნიშვნელობას ქასუაობს, გადაგვარებული ორბიტალებია. $[TiF_6]^{3-}$, Ti^{4+} იონის ირ-



სურ. 5.2. $[TiF_6]^{3-}$ კომპლექსის სტრუქტურა.

გვლივ განლაგებულა ექვსი F^- -იონი. მათი უარყოფითი მუხტების ურთიერთგანზიდვა აბრკოლებს ელექტრონებით Ti^{4+} იონის d -ორბიტალების შევსებას, ე. ი. ფტორ-იონების მიახლოება d -ორბიტალებთან განაპირობებს მათ შესაბამის ენერჯიას. ყველა ექვსი F^- -იონი რომ ტოლი მანძილებით ყოფილიყო დაშორებული Ti^{4+} იონისაგან, მაშინ ხუთივე d -ორბიტალის ენერჯია ერთმანეთის ტოლი იქნებოდა, ე. ი. ხუთივე d ორბიტალი გადაგვარებული დარჩებოდა. მაკრამ ასეთი კომ-

პლექსი, რომელშიაც ხუთივე d -ორბიტალი გადაგვარებულია, რეალურად არ გვხვდება.

[TiF₆]³⁻ -კომპლექსი ოქტაედრულ სტრუქტურას იჩენს. სიმარტივისათვის დაუშვათ, რომ ეს ექვსი ფტორ-იონი განლაგებულია *x, y, z* ღერძებზე. ისეთი განლაგებისას ფტორ-იონები ყველაზე ახლოს იქნებიან *x₁-y₁* და *x₂* ორბიტალებთან. ეს ორბიტალები პირდაპირ F⁻ ლიგანდებისაკენ არიან მიმართული. მათ *l₁* ორბიტალებზე ეწოდათ (1-ით აღინიშნება ორგზისი გადაგვარება). *d_{xy}*, *d_{z²}* და *d_{x²-y²}* ორბიტალებზე კი, რომლებიც სამგზისი გადაგვარების გამო *t_{2g}* ორბიტალების სახელწოდებას ატარებენ, ლიგანდებს შორის არიან განლაგებული. ამიტომაც ელექტრონებისათვის უფრო ძნელია *l₁*-ორბიტალზე ადგილის დაკავება, ვიდრე *t_{2g}*-ორბიტალზე, საიდანაც გამოძინარეობს, რომ *l₁*-ორბიტალებს მეტი ენერგია პასუხობს, ვიდრე *t_{2g}*-ორბიტალებს. ტიტანის თავისუფალი იონის ხუთი გადაგვარებული ორბიტალის ორ ჯგუფად გაყოფა, რომლებსაც სხვადასხვა ენერგია ახასიათებს მეტად დამახასიათებელია კრისტალური ველის თეორიისთვის. ამ მოვლენას კრისტალური ველის დაწილადება ეწოდა.

ენერგიის დონეთა დაწილადების მიზეზია *d*-ორბიტალების არაერთნაირი ორიენტაცია სივრცეში და ისიც, რომ მეზობელი ატომები, იონები და მოლეკულები გავლენას ახდენენ ორბიტალების ენერგიაზე.

ლიგანდების ოქტაედრულ ველში კომპლექსწარმომქმნელი იონის *t_{2g}* და *l₁*-ორბიტალებს სხვადასხვა სიდიდის ენერგია შეესაბამება. თუ მათ სხვაობას Δ_0 -ით აღვნიშნავთ, მივიღებთ, რომ ოქტაედრული სისტემის გეომეტრიის თანახმად *t_{2g}* ორბიტალების ენერგია $0,4\Delta_0$ -ით უფრო ნაკლებია, ვიდრე ხუთგზის გადაგვარებული *d*-ორბიტალების ენერგია იმ ჰიპოთეზური კომპლექსისა, რომელიც მიღებულია კრისტალური ველის ენერგიის დაწილადების გარეშე. ამავე მიზეზის გამო, *l₁*-ორბიტალების ენერგია $0,6\Delta_0$ -ით უფრო მეტია, ვიდრე ხუთგზის გადაგვარებული *d* ორბიტალების ენერგია.

ბმის ელექტროსტატიკური წარმოდგენების საფუძველზე შეუძლებელია ბრტყელი კვადრატული კომპლექსების არსებობის ახსნა.

თუ დადებითი იონი ოთხ უარყოფით იონთან ელექტროსტატიკური ძალებითაა შებმული, მაშინ უარყოფითი იონები ტეტრაედრის წვეროებში განლაგდება. კრისტალური ველის თეორია კი სათანადო დასაბუთებას აძლევს ბრტყელი კვადრატული კომპლექსების არსებობას. სხვა ფორმის კომპლექსებზე აქ არ შევჩერდებით.

კრისტალური ველის თეორია გარკვეულ ახსნას აძლევს კომპლექსური ნაერთების შეფერილობის მიზეზს. *d*-ორბიტალების ორი

ჯგუფის ენერჯიათა სხვაობა, რასაც კრისტალური ველით ენერჯიის გახლეჩას უწოდებენ და აღნიშნავენ Δ სიმბოლოთი, იმავე სიდიდისაა, რაც ხილული სინათლის ფოტონის აქვს. ამიტომაც გარდამავალი მეტალების კომპლექსებს შეუძლიათ შთანთქონ ხილული სპექტრის ესა თუ ის უბანი. შთანთქმული სინათლე გამოიწვევს d -ელექტრონის აგზნებას, ე. ი. დაბალი დონიდან მაღალ დონეზე მის ასვლას.

კრისტალური ველით გახლეჩის ენარჯია Δ , და მასთან დაკავშირებული კომპლექსის შეფერილობა დამოკიდებულია არა მხოლოდ კომპლექსწარმომქმნელ იონზე, არამედ ლიგანდებზედაც. მაგალითად, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ მოყავისფრო-წითელია, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ მისფერია, ხოლო $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ყვითელია.

სავალენტო სქემების მსგავსად კრისტალური ველის თეორიის ნაკლი ისაა, რომ იგი კომპლექსური ნაერთების ქიმიის ფაქტებს მხოლოდ თვისებრივად განმარტავს. თუ ვივარაუდებთ, რომ კოორდინაციულ ბმას განაპირობებს არადეფორმირებადი იონები, რის შედეგადაც ბმას უპირატესად იონური ხასიათი აქვს, ამ თეორიის გამოთვლილი სიდიდეები ემთხვევა გაანგარიშებულ მნიშვნელობებს. მაგრამ როცა ბმის მეტი წილი კოვალენტურია, გამოთვლილი სიდიდეები შესაბამისაა გავრცელებული იმის გამო, რომ კრისტალური ველის თეორია ცალმხრივად უღებება კოორდინაციული ნაერთების თვისებებისა და აღნაგობის განხილვას, და არ ითვალისწინებს ლიგანდების სტრუქტურულ თავისებურებებს, რაც არსებით გავლენას ახდენს კოორდინაციულ ნაერთებზე, აგებულ იქნა მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი, რომელიც თავისუფალია ამ ნაკლოვანი მხარეებისაგან.

კრისტალური ველის თეორიის სახესხვაობას წარმოადგენს ლიგანდების ველის თეორია, რომელშიც ნავარაუდევია, რომ კომპლექსების წარმომქმნა განპირობებულია კოვალენტური ბმებით. ამ თეორიის თანახმად თვისებრივად შეიძლება აიხსნას კრისტალური ველით დაწილადება, რაც სხვადასხვა ლიგანდებით არის განპირობებული. ისეთი ნაწილაკები, როგორცაა CO , CN^- , NO_2^- ძლიერ კრისტალურ ველს ქმნიან, რის შედეგადაც წარმოიქმნება π -ბმები. π -ბმები კი ძლიერებს კრისტალური ველით დაწილადებას.

იონური მოდელი, რომელზედაც აგებულია კრისტალური ველის თეორია, ბმებზე არ იძლევა ნათელ წარმოდგენას გარდამავალი მეტალების შემთხვევაში. ამიტომ მეტი ყურადღება მოლეკულური ორბიტალების მეთოდს ენიჭება.

წარმოადგენა მოლეკულური ორბიტალების მე-
 თოდზე*. კრისტალური ველის თეორია ლიგანდებს იხილავს რო-
 გორც ელექტროსტატიკური ველის უსტრუქტურო წარმომშობ მი-
 ზეზს. მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი კი არკვევს არა მხოლოდ
 კომპლექსწარმოქმნელის სტრუქტურას, არამედ ლიგანდებისასაც.
 ამას გარდა, მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის თვალსაზრისით
 კომპლექსის შემადგენელი ატომები არ ინარჩუნებენ თავიანთ ინდი-
 ვიდუალობას, როგორც ამას ითვალისწინებდა კრისტალური ველის
 თეორია, არამედ ლიგანდებთან ურთიერთქმედებისას განიცდის ცვლი-
 ლებებს და შედეგად კომპლექსი განიხილება როგორც ერთიანი კვან-
 ტურმექანიკური სისტემა, სადაც ატომებმა და მოლეკულებმა დაკარ-
 გეს თავისი ინდივიდუალური თვისებები. ასეთი ამოცანის ამოსნა
 დაკავშირებულია მათემატიკურ სირთულეებთან და ამიტომ მიმართა-
 ვენ გამოთვლის მიახლოებით მეთოდებს.

კომპლექსური ნაერთის წარმოქმნისას მკაცვრიბელი მოლეკუ-
 ლური ორბიტალები ნაქსიმალურად გადაიფარება. ამ დროს სისტემის
 ენერგია მცირდება და მოლეკულის მდგრადობა იზრდება. გამთი-
 შავი მოლეკულური ორბიტალების გაჩენა აღიღებს სისტემის ენერ-
 გიას და ამცირებს მის მდგრადობას. ბუნებრივია, რომ ის ატომური
 ორბიტალები, რომლებიც არ გადაიფარება ლიგანდების ორბიტალებით,
 იქნება არამკაცვრიბელი ორბიტალები და ამ შემთხვევაში მო-
 ლეკულის ენერგია უცვლელი დარჩება.

განვიხილოთ $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ და $[\text{CoF}_6]^{3-}$ ოქტაედრული კომპლექ-
 სები, რომლებიც მხოლოდ σ -ბმებს შეიცავენ.

ლიგანდის 6 ატომური ორბიტალი და კომპლექსწარმოქმნელის
 9 ატომური ორბიტალიდან წარმოიქმნება 15 მოლეკულური ორბიტა-
 ლი. σ -ბმების წარმოქმნას მოხმარდება 6 ორბიტალი d_{z^2} , $d_{x^2-y^2}$,
 s , p_x , p_y , p_z მათი ტოტები ძვეს წრფეების გასწვრივ. რომლებ-
 ბიც აერთებს მეტალის ატომს და ლიგანდებს. დანარჩენი სამი ორბი-
 ტალის d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} ელექტრონული ღრუბლები განლაგებულია
 ლიგანდებს შორის, ამიტომ ისინი არამკაცვრიბელი ორბიტალებია.
 თუ სამივე ორბიტალს ჩვეულებრივი სქემებით გამოვსახავთ, აღნიშ-
 ნული კომპლექსებისათვის მივიღებთ შემდეგ სურათს

* ეს პარაგრაფი შედგენილია Л. Я. Угай-ს „Общая химия“-ს მიხედვით (იხ. გა-
 მოყენებული ლიტერატურა).

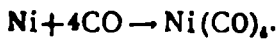
	d_x, d_y, d_z	d_x, d_y, d_z	S	P_x	P_y	P_z										
<table border="1" style="border-collapse: collapse; width: 100px; height: 100px;"> <tr><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td></tr> <tr><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td></tr> <tr><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td></tr> </table>																გამთიშავი ორბიტალი
არამაკავშირებელი ორბიტალი							მაკავშირებელი ორბიტალი									
არამაკავშირებელი ორბიტალი	d_x, d_y, d_z	d_x, d_y, d_z	S	P_x	P_y	P_z										
<table border="1" style="border-collapse: collapse; width: 100px; height: 100px;"> <tr><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td></tr> <tr><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td></tr> <tr><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td><td style="width: 33px; height: 33px;"> </td></tr> </table>																გამთიშავი ორბიტალი
არამაკავშირებელი ორბიტალი							მაკავშირებელი ორბიტალი									

პირველ კომპლექსში Co^{3+} -იონის ექვს ელექტრონს უკავია სამი არამაკავშირებელი ორბიტალი. ექვსი მაკავშირებელი ორბიტალი, რომლებიც შეესაბამება d^8 d^8 ჰიბრიდიზაციას, დასახლებულია ლიგანდის ელექტრონებით (თითოეულისაგან ორ-ორით) და ექვსი გამთიშავი მოლეკულური ორბიტალი $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ კომპლექსში თავისუფალი რჩება.

მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის თანახმად $[CoF_6]^{3-}$ კომპლექსში ორი ელექტრონი განლაგებულია გამთიშავ ორბიტალებზე.

გამთიშავი ორბიტალი აბათილებს მაკავშირებლის მოქმედებას, არამაკავშირებელ ორბიტალს ენერგია არ შემოაქვს; ამრიგად, ნათელია, რომ ქიმიურ ბმას განაპირობებს არაკომპენსირებული მაკავშირებელი ორბიტალები.

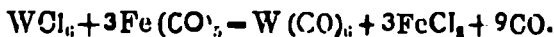
9. მეტალთა კარბონილები და მეტალორგანული ნაერთები. ჩვეულებრივ კარბონილები მიიღება აირადი ნახშირბადის (II) ოქსიდის მოქმედებით წმინდა დაწილადებულ მეტალზე. მაგალითად, ნიკელის კარბონილი მიიღება ოთახის ტემპერატურაზე ატმოსფერული წნევის ქვეშ:



კობალტის კარბონილის $Co_2(CO)_8$ მიღება მოითხოვს შედარებით მაღალ ტემპერატურასა და წნევას. ამაზე აგებული მეტალურგიაში მათი დაცობა. მაღალ ტემპერატურაზე ნიკელის კარბონილის დაშლით მიიღება მეტალური ნიკელი და CO. ვინაიდან კობალტის კარბონილი ოთახის ტემპერატურაზე არ წარმოიქმნება, ამიტომ ის მეტალურ მდგომარეობაში რჩება, ხოლო აირად $Ni(CO)_4$ -ს აორთქლებით დააცილებენ კობალტს.

გარდამავალი მეტალები მეტწილად მარტივ კარბონილებს წარმოქმნიან $\text{Cr}(\text{CO})_6$, $\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Ni}(\text{CO})_4$.

ზოგჯერ მოხერხებულია კარბონილების მიღება $\text{Fe}(\text{CO})_5$ -ის აღდგენის გზით, მაგალითად:



გარდამავალი მეტალების კარბონილები $\text{Fe}(\text{CO})_5$, $\text{Cr}(\text{CO})_6$ და ა. შ. კოვალენტური მოლეკულებია. ქრომის, რკინის, ნიკელის ელექტრონეიტრალურ ატომებს ლუწი ელექტრონები აქვთ და უახლოესი ინერტული გაზის კონფიგურაციამდე მათ შესაბამისად აკლიათ თორეტიკი, ათი და რვა ელექტრონი.

თუ დავუშვებთ, რომ CO -ს მოლეკულა დამატებითი კოვალენტური ბმით უერთდება რკინის ატომს, მაშინ მივიღებთ, რომ ყველა შემთხვევაში მეტალის ატომს ემატება იმდენი ელექტრონი, რამდენიც საჭიროა ინერტული გაზის ატომის ელექტრონთა რიცხვის მისაღებად.

არანაჯერი ნახშირწყალბადები წარმოქმნის კომპლექსებს მეტალების ატომებთან, აგრეთვე ზოგიერთ მარილთან. მაგალითად, ქლოროვანი სპილენძის სუსპენზიაზე ეთილენის მოქმედებით მიიღება ნაერთი $\text{CuCl}_2 \cdot \text{C}_2\text{H}_4$. მსგავს ნაერთს წარმოქმნის PtCl_4 .

არომატული რიგის ნახშირწყალბადები მეტალების ელექტრონეიტრალურ ატომებთან წარმოქმნიან $(\text{C}_6\text{H}_6)_2\text{Cr}$, $(\text{C}_6\text{H}_6)_2\text{Fe}$ შედგენილობის კომპლექსებს, რომელთაც „სენდვიჩისებრი“ ნაერთები ეწოდა. დიბენზოლქრომი და მისი მსგავსი სენდვიჩისებრი ნაერთები შედარებით დაბალი მდგრადობით ხასიათდება.

10. კოორდინაციული ნაერთების მდგრადობა. კოორდინაციული ნაერთების მდგრადობის დასახასიათებლად რამდენიმე მიდგომა არსებობს. ყველაზე მნიშვნელოვანი მათ შორის არის კოორდინაციული ნაერთების წარმოქმნის მუდმივას (მდგრადობის მუდმივა) და მათი დისოციაციის მუდმივას (არამდგრადობის მუდმივა) განსაზღვრა.

თუ ქიმიური კინეტიკის განყოფილებიდან აღნიშნული ტერმინებით ვისარგებლებთ, მაშინ რეაქციისათვის



მივიღებთ

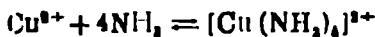
$$K_{\text{წარმოქმნის}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

და

$$K_{\text{დისოციაციის}} = \frac{[A]^a [B]^b}{[C]^c [D]^d}$$

სადაც $K_{\text{ნარმოქმნის}}$ არის პირდაპირი, ხოლო $K_{\text{დისოციაციის}}$ შებრუნებულ რეაქციის წონასწორობის მუდმივა.

თუ კოორდინაციული ნაერთებისათვის გამოვიყენებთ აღნიშნულს, მაშინ ასეთი სურათი გვექნება:



$$K_{\text{ნარმოქმნის}} = K_{\text{მდგრადობის}} = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4}$$

და

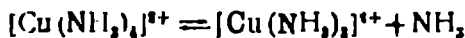
$$K_{\text{დისოციაციის}} = K_{\text{არამდგრადობის}} = \frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}$$

სადაც $K_{\text{მდგრადობის}}$ არის კოორდინაციული ნაერთის მდგრადობის მუდმივა, ხოლო $K_{\text{არამდგრადობის}}$ — არამდგრადობის მუდმივა.

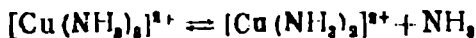
ხშირად იყენებენ $K_{\text{არამდგრადობის}}$ სიდიდეს, სადაც ის გამოსახავს კომპლექსების მდგრადობას დისოციაციისათვის. ბუნებრივია, რაც უფრო დიდია $K_{\text{არამდგრადობის}}$ მით უფრო ნაკლებად მდგრადია კომპლექსური ნაერთი. მაგალითად, ზოგიერთი მეტალების ამიაკატების მდგრადობა მცირდება შემდეგ რიგში:

$$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} (K_{\text{არამდგრადობის}} = 7,1 \cdot 10^{-36}) > [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \\ (K_{\text{არამდგრადობის}} = 1,8 \cdot 10^{-11}) > [\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+} (K_{\text{არამდგრადობის}} = \\ = 7,25 \cdot 10^{-6}) > [\text{Mg}(\text{NH}_3)_6]^{2+} (K_{\text{არამდგრადობის}} = 2 \cdot 10^{-3}).$$

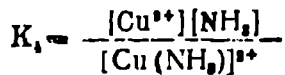
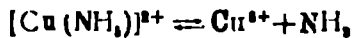
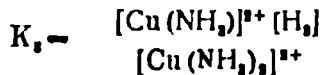
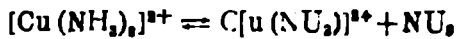
მოტანილი $K_{\text{არამდგრადობის}}$ არის ჯამური, მაშინ როდესაც დი — და პოლილიგანდებიანი კომპლექსების დისოციაცია საფეხურებად მიმდინარეობს. დისოციაციის ყოველი საფეხური თავისი დისოციაციის ხარისხით ხასიათდება ($K_1, K_2, K_3, \dots, K_n$). მაგალითად, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ კომპლექსი დისოცირდება 4 საფეხურად და, მაშასადამე, $K_{\text{არამდგრადობის}}$ დახასიათებული უნდა იქნას 4 სიდიდით:



$$K_1 = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+} [\text{NH}_3]}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}$$



$$K_2 = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{2+} [\text{NH}_3]}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+}}$$



თუ გადავამრავლებთ ყველა შუალედურ მუდმივას, მაშინ მივიღებთ $K_{\text{არამდგრადობის}} = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 \cdot K_4$.

არამდგრადობის (მდგრადობის) მუდმივას მეშვეობით, რომელიც განსაზღვრულია სხვადასხვა ტემპერატურაზე, შეიძლება გაანგარიშებული იქნას კოორდინაციული ბმის ენერჯის მახასიათებლები (თავისსუფალი ენერჯისა და ენტროპიის ცვლილება). ამიტომ ხშირად განიხილავენ კომპლექსური ნაერთების თერმოდინამიკურ მდგრადობას. გარდა ამისა, ხშირად აქცევენ ყურადღებას კომპლექსების მდგრადობის კინეტიკურ მხარეს. ეს ახასიათებს კომპლექსების თვისებებს იმ თვალსაზრისით, თუ როგორ შეიძლება ერთი ლიგანდი ჩაინაცვლოს მეორეთი. აქედან ასეთი კანონზომიერება გამომდინარეობს: რაც უფრო ძნელად მიმოიცვლება ლიგანდი, მით უფრო მდგრადია კომპლექსი და პირიქით, ადვილად მიმოცვლადი ლიგანდიანი კომპლექსი ლაბილურია (კინეტიკურად არამდგრადია).

საზღვრავენ აგრეთვე თერმულ მდგრადობასაც, ე. ი. კომპლექსური ნაერთების მდგრადობას გახურებით. ბუნებრივია თერმული მდგრადობის განსაზღვრას დიდი მნიშვნელობა აქვს ზოგიერთი სპეციალური დანიშნულების კოორდინაციული (სამკურნალო პრეპარატები და სხვ.) ნაერთების ფიზიკურ-ქიმიური თვისებების დასახასიათებლად.

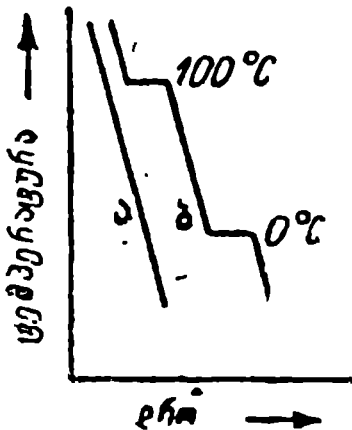
6. ფიზიკურ-ქიმიური ანალიზი

ნივთიერების შედგენილობის დასადგენად სარგებლობენ ქიმიური ანალიზის მეთოდებით. ასეთი ნივთიერებების ანალიზის ჩასატარებლად აუცილებელია, რომ ის პრეპარატული მეთოდით იქნას გამოყოფილი სუფთა სახით. წინააღმდეგ შემთხვევაში შეუძლებელია ასეთი ნივთიერებებისათვის ქიმიური ანალიზის ჩატარება და. მაშასადამე, მათი შედგენილობის გარკვევაც. თუ ნივთიერების გამოყოფა შეუძლებელია პრეპარატული მეთოდით, მაშინ სარგებლობენ მეთოდით, რომელიც საშუალებას ეძლევა სისტემაში მოღიწარე ქიმიური ცვლილებები აღმოვაჩინოთ და შევისწავლოთ მათი ფიზიკური თვისებები.

სებების ცვლილებით. ეს მეთოდები ფიზიკურ-ქიმიური ანალიზის სახელწოდებით არის ცნობილი.

ფიზიკურ-ქიმიური ანალიზი, როგორც კვლევის მეთოდი შემოთავაზებული იქნა პირველად მ. ვ. ლომონოსოვის მიერ. მეთოდი შემდგომში ფართოდ იქნა გამოყენებული დ. ი. მენდელეევის მიერ ხსნარების სიმკვრივის შესწავლისათვის. აღნიშნული მეთოდის თეორიისა და მეთოდის განვითარებაში, რომლის შემდეგ ის ჩამოყალიბდა როგორც მეცნიერების დამოუკიდებელი დისციპლინა, მთავარი როლი ეკუთვნის ნ. ს. კურნაკოვს და მის მრავალრიცხოვან მოწაფეებს.

ფიზიკურ-ქიმიური ანალიზის მეთოდის ძირითადი არსი ისაა, რომ ექსპერიმენტული მონაცემების საფუძველზე აიკვებება სისტემის მდგომარეობის დიაგრამა, რომელიც აკავშირებს სისტემის რომელიმე ფიზიკურ თვისებას (ლღობის ან კრისტალიზაციის ტემპერატურა, ორთქლის წნევა, სიბლანტე, სიმკვრივე, სიმავრე, ელექტროგამტარობა კუთრი მოცულობა, მაგნიტური თვისებები და სხვ.) მის შედგენილობასთან. მიღებული დიაგრამის (შედგენილობა (აბსცისათა ღერძზე) და



ურ. 6.1. გაცივების მარტივი: ა) ნივთიერება, რომელიც არ იცვლის აგრეგატულ მდგომარეობას; ბ) წყალი.

თვისება (ორდინატთა ღერძზე)) მიხედვით შესაძლებელია გამოვითქნათ მთელი რიგი დასკვნები სისტემის ფიზიკურ-ქიმიური თვისებებისა და აგებულების შესახებ.

ნებისმიერ შემთხვევაში განსახილველი სისტემის თვისება დამოკიდებულია კვლევის ამოცანასა და ბუნებაზე.

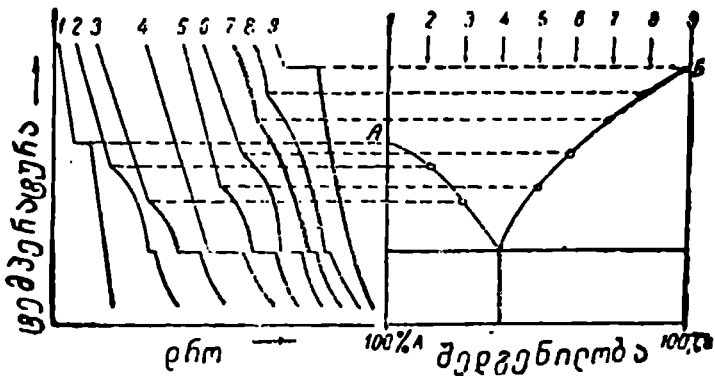
ასე მაგალითად, მეთოდი, რომელიც სისტემის შედგენილობას ღღობის ან გაცივების ტემპერატურასთან აკავშირებს, ცნობილია თერმული ანალიზის სახელწოდებით (ღღობის დიაგრამა). თერმული ანალიზის მეთოდი

პირველად გამოყენებული იქნა დ. კ. ჩერნოვის მიერ.

6.1 სურათზე მოცემული მრუდი შეესაბამება, ისეთ შემთხვევას, როდესაც ნივთიერების გაცივების შედეგად არ იცვლება მისი აგრეგატული მდგომარეობა. ამ შემთხვევაში, როგორც სურათიდან ჩანს, ტემპერატურის შემცირება მიმდინარეობს უწყვეტად. მაშინ, როდესაც აღვლი აქვს აგრეგატული მდგომარეობის შეცვლას, შეიმჩნევა სისტემის გაცივების დროებითი შეჩერება (სურ. 6.1. ბ). ამ

სურათზე ბ მრუდი ასახავს წყლის გაცივების შემთხვევას. მაგალითად, თუ გავაცივებთ (ატმ. წნევის პ-რობებში 150°C-ზე) თავდაპირველად გაცხელებული წყლის ორთქლს. მაშინ მისი გაცივება მიმდინარეობს უწყვეტად 100°C-მდე. ხოლო 100°C-ზე ორთქლი იწყებს შეკუმშვას თხევადი წყლის სახით. ამ შემთხვევაში გამოიყოფა სითბოს დიდი რაოდენობა და ამიტომ გაცივების მრუდზე წარმოიქმნება შეჩერება და რამდენიმე ხნის განმავლობაში, ვიდრე წარმოიქმნებოდეს წყალი, ტემპერატურა არ იცვლება. შემდგომში, დაწყებული ამ წერტილიდან, თხევადი წყალი თანდათანობით გაცივდება და მრუდი დაბლა იწევს 0°-მდე. ამის შემდეგ წყალი იწყებს გაყინვას და კვლავ გამოიყოფა სითბო; გაცივების მრუდზე კვლავ წარმოიქმნება შეჩერება, რომელიც აბსცისათა ღერძის პარალელურია. ეს პროცესი მიმდინარეობს, ვიდრე არ გაიყინება წყლის მთელი რაოდენობა. შემდგომში ყინულის გაცივების მრუდი კვლავ უწყვეტია.

1. ღლობის დიაგრამა. ეს დიაგრამები აიგება გაცივების მრუდების საფუძველზე. *A* და *B* ორი ნივთიერებიდან ამზადებენ ნარევის, შემდეგ მას აღნობენ და ნ. ს. კურნაკოვის პირომეტრის მეშვეობით იღებენ გაცივების მრუდებს. შეჩერებები ამ მრუდებზე შეესაბამება სუფთა კომპონენტების ღლობის წერტილებისა და ევტექტიკების გამოყარებას. გარდატეხები ამ მრუდებზე შეესაბამება ამა თუ იმ კომპო-



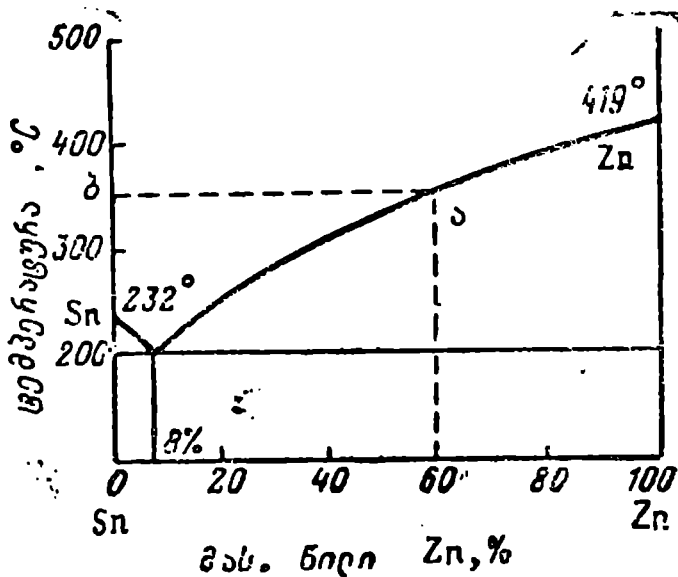
სურ. 6. 2. გაცივების მრუდების მიხედვით ღლობის დიაგრამის აგების სქემა.

ნენტის ღლობილის გაცივებისას კრისტალიზაციის სითბოს გამოყოფას.

6. 2-ე სურათზე მოცემული *A—B* შენაღობი ხასიათდება აბსცისთა ღერძზე გარკვეული მონაკვეთით. კიდურა მარცხენა წერტილი, შესაბამისად 100% A-სა და 100% B-ს მარცხენა და მარჯვენა მხარეებზეა.

თი შეესაბამება — 100% B და 0% — A-ს. A-ს პროცენტული რაოდენობა აითვლება მარჯვნიდან მარცხნივ, ხოლო B-ს — პირიქით, მარცხნიდან მარჯვნივ. ამ ორი სიდიდის ჯამი ყოველთვის 100%-ს უდრის.

2. სისტემა, რომლის დროსაც წარმოიქმნება ევტექცია. 6.3-ე სურათზე მოცემული დიაგრამა შეესაბამება Sn-Zn სისტემას, რომლის ლღობის დიაგრამა გვიჩვენებს, რომ თხევად მდგომარეობაში ისინი განუსაზღვრელად იხსნებიან ერთმანეთში და არ იხსნებიან მყარ მდგომარეობაში. თუთიის და კალას ნალღობის თანდათანობითი გაცივების

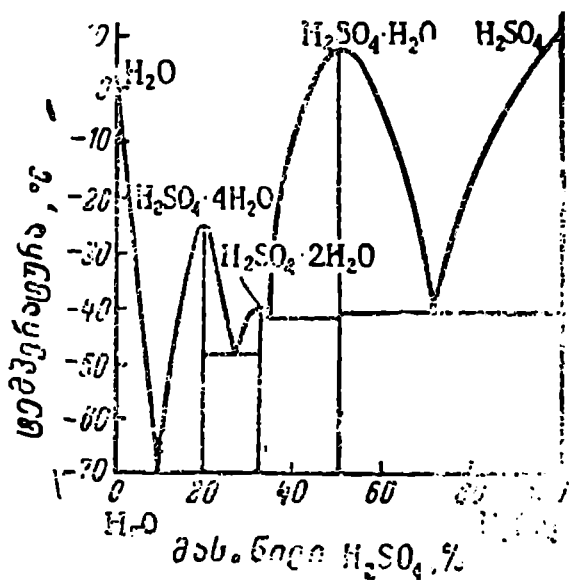


სურ. 6.3. ევტექტიკის წარმოქმნილი სისტემის დნობის დიაგრამა.

შედგად დასაწყისში ერთ-ერთი რომელიმე კომპონენტი გამოკრისტალდება. ასე, მაგალითად, 60% თუთიისა და 40% კალას ხსნარის გაცივებისას მყარ ფაზაში გამოიყოფა თუთია. ეს მოხდება მაშინ, როდესაც მიღწევა თუთიის კრისტალიზაციის ტემპერატურა, რე ნალღობიდან, რომელიც შეესაბამება აღებულ შემადგენლობას (წერტილი ა). რადგან ხსნარები უფრო დაბალ ტემპერატურაზე კრისტალდებიან. ვიდრე სუფთა გამხსნელები, თუთიის გამოყოფის საწყისი კრისტალიზაციის ტემპერატურა უფრო დაბლა ძევს, ვიდრე კრისტალიზაციის წერტილი (419°C). თუთიის თანდათანობით გამოყოფის და ხსნარის კალით გამდიდრების გამო, ხსნარის კრისტალიზაციის ტემპერატურა

უფრო და უფრო დაბლა იწევს და ევტექტიკური ნარევის შემთხვევაში (92% Sn და 80% — Zn) გამოკრისტალდება როგორც ერთი მთლიანი. ამრიგად, რომ გვააცივოთ 92% Sn და 8% — Zn შედგენილობის ნალლობი, მაშინ მყარი ფაზის შედგენილობისათვის ევტექტიკას მივიღებთ. ნალლობის სხვა ნებისმიერი თანაფარდობის შემთხვევაში მიიღება ევტექტიკისა და აღზე გამოყოფილი თუთიისა და კალის კრისტალების ნარევი.

3. ნივთიერებათა სისტემები, რომლის დროსაც წარმოიქმნება ქიმიური ნაერთი, დნობის დიაგრამაზე გვაძლევს მაქსიმუმებს, რომლებიც შეესაბამებიან ამ ნაერთის შედგენილობას.

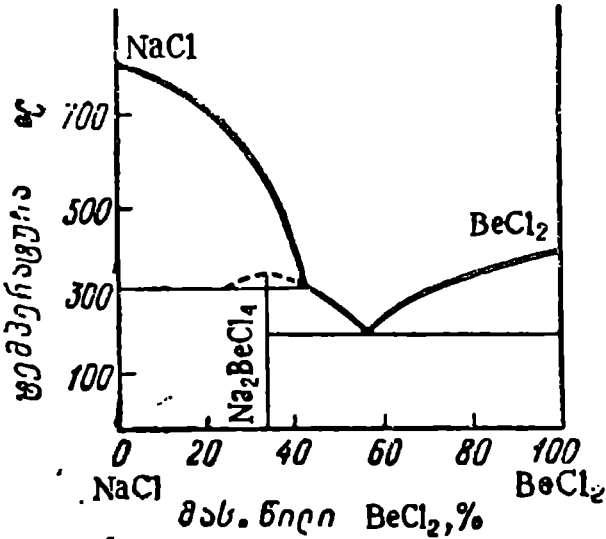


სურ. 6.4. $H_2SO_4 - H_2O$ სისტემის ლობის დიაგრამა

თუ ლლობის დიაგრამაზე რამდენიმე მაქსიმუმი გვაქვს, ეს ნიშნავს, რომ სისტემა რამდენიმე შედგენილობის ნაერთს გვაძლევს. მაგალითად, $H_2SO_4 - H_2O$ სისტემის გამოყენების დიაგრამაზე მოცემული მაქსიმუმები შეესაბამება შემდეგი შედგენილობის ნაერთებს H_2SO_4 , $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 4H_2O$ (სურ. 6.4).

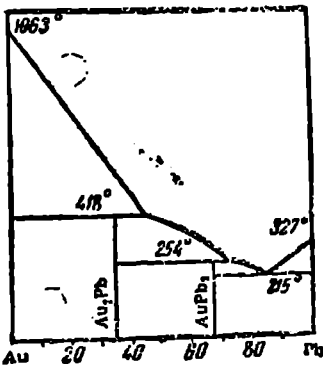
თუ სისტემაში წარმოიქმნება არამდგრადი ნაერთი, რომელიც ლლობის ტემპერატურის მიუღწევლად იშლება, ლლობის მრუდზე წარ-

პოქმენება ტეხილი (სურ. 6. 5.). გარდატეხის ძრული შეესაბამება ნაერთის დაშლის ტემპერატურას, რომლის შედგენილობა შეიძლება ვი-



სურ. 6. 5. არამდგრადი ქიმიური ნერთების სისტემის ლობის დიაგრამა.

პოვოთ დიაგრამაზე. მაგალითად, $\text{NaCl}-\text{BeCl}_2$ სისტემაში წარმოიქმნება Na_2BeCl_4 არამდგრადი ნერთი. თუ სისტემაში წარმოიქმნება ერთზე მეტი არამდგრადი ნერთი, მაშინ ლობის ძრულზე რამდენიმე ტეხილი მიიღება (სურ. 6.6).



ცყვიის % შემცველობა

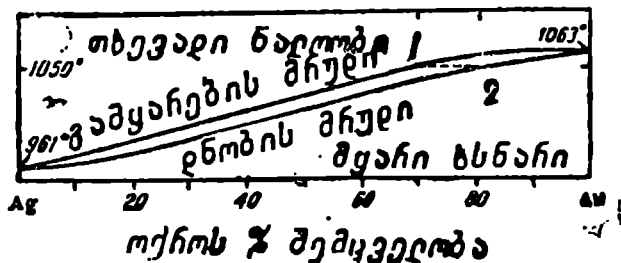
სურ. 6.6. Au-Pb სისტემის ლობის დიაგრამა.

ამავე სურათზე მოცემულია არამდგრადი ნერთების შედგენილობაც.

4. ნერთების სისტემები, რომლებიც მყარ ხსნარებს წარმოქმნიან, ერთმანეთთან ეკვებიან არა მარტო თხევად, არამედ მყარ მდგომარეობაშიც. ამ შემთხვევაში ორივე კომპონენტის ნაწილაკები ჩაანაცვლებენ ერთმანეთს კრისტალურ შესერში და წარმოქმნიან შერეულ კრისტალებს. თითოეულ კრისტალში ორივე კომპონენტის ნაწილაკებია მოცე-

შული და წარმოადგენს არაპეტეროგენულ ფაზას, როგორც ადგილი აქონდა ეტექნიკის შემთხვევაში.

მყარი ხსნარების შემთხვევაში მათი შესაბამისი კონცენტრაციის ინტერვალში სითხის გამყარება და მყარი ფაზის ლლობა მიმდინარეობს სხვადასხვა ტემპერატურაზე. ამის გამო, დიაგრამაზე ერთი მრუდის მაგივრად გვაქვს ორი — გამყარებული და ლლობის მრუდები (სურ. 6. 7.). თუ გავაცივებთ შენადნობს, რომელიც შეიცავს 70% Au-ს, მაშინ 1050°C-ზე (წერტ. 1) მისგან გამოიყოფა შერეული კრის-



სურ. 6. 7. Ag-Au სისტემის ლლობის დიაგრამა.

ტალები, რომლის პირველი ნაწილი შეიცავს 80% Au-ს. პირიქით 1050°C-მდე გაცხელებული მყარი ხსნარი, 80% Au-დან იწყებს ლლობას და ხსნარის პირველი ნაწილი შეიცავს 70% Au-ს, ამრიგად ლლობის და გამყარების პროცესში მყარი და თხევადი ფაზების შედგენილობა იცვლება.

1. Д. И. Менделеев. Основы химии. — М.—Л.: Госиздат, т. II, 1928.
2. Г. Ремп. Курс неорганической химии. — М.: Мир, 1974, т. II.
3. Р. Рипан, И. Четьяну. Неорганическая химия. — М.: Мир, 1971, т. I; 1972, т. II.
4. М. Х. Каралетьянци, С. И. Дракпи. Общая неорганическая химия. — М.: Химия, 1981.
5. Н. С. Ахметов. Общая и неорганическая химия. — М.: Высшая школа, 1988.
6. Б. В. Некрасов. Основы общей химии — М.: Химия, 1967, т. II; 1970, т. III.
7. Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон. Современная неорганическая химия. — М.: Мир, 1969, ч. II, III.
8. Г. П. Хомченко, И. Н. Цитович. Неорганическая химия. — М.: Высшая школа, 1978.
9. А. А. Гринберг. Введение в химию комплексных соединений. — М., Л.: Химия, 1966.
10. Н. И. Желиговская, И. И. Черняев. Химия комплексных соединений. — М.: Высшая школа, 1966.
11. Э. Ю. Янсон. Химия комплексных соединений. — М.: Высшая школа, 1968.
12. Н. Л. Глинка. Общая химия. — Л.: Химия, 1982.
13. ვ. კოკოჩაშვილი, ნ. ფირცხალავა. არაორგანული ქიმია. — თბილისი: თბილისის სახელმწიფო უნივერსიტეტის გამომცემლობა, 1969. ნაწ. II; 1970, ნაწ. III.
14. დ. გვარამაძე, გ. ცინცაძე, პ. გაგნიძე, პ. ხარაიძე. არაორგანული ქიმიის კურსი. — თბილისი, განათლება, 1985. ნაწ. II.
15. А. М. Голуб, Х. Келлер, В. В. Скопенко, Т. П. Лишко, В. М. Самоиленко, Г. В. Цинцадзе. Химия псевдогалогенидов. — Под. ред. А. М. Голуба, Х. Келлера, В. В. Скопенко. Киев: Высшая школа, 1981.
16. Я. А. Угай. Общая химия. — Изд. 2-е. — М.: Высшая школа, 1984

II ნაწილი	3
ქიმიური ელემენტების ძირითადი თვისებები და მათი უმთავრესი ნაერთები	3
1. S — ელემენტის ქიმია	3
1. I. წყალბადი — H	3
1. 2. I ა ქვეჯგუფის ელემენტები (ლითიუმი, ნატრიუმი, კალიუმი, რუბი- დიუმი, ცეზიუმი, ფრანციუმი)	28
1. 3. II ა ქვეჯგუფის ელემენტები (ბერილიუმი, მაგნიუმი, კალციუმი, სტროციუმი, ბარიუმი, რადიუმი)	58
2. P — ელემენტების ქიმია	95
2. 1. III ა ქვეჯგუფის ელემენტები (ბორი, ალუმინი, გალიუმი, ინდიუმი, თალიუმი)	95
2. 2. IV ა ქვეჯგუფის ელემენტები (ნახშირბადი, სილიციუმი, გერმანიუმი, კალა და ტყვია)	130
2. 3. V ბ ქვეჯგუფის ელემენტები (აზოტი, ფოსფორი, დარიშხანი, სტიბი- უმი, (სურმა) ანუ ანთიმონი, ბისმუთი)	213
2. 4. VI ა ქვეჯგუფის ელემენტები (ჯანგბადი, გოგირდი, სელენი, ტე- ლური, პოლონიუმი)	319
2. 5. VII ბ ქვეჯგუფის ელემენტები (ფტორი, ქლორი, ბრომი, იოდი, ას- ტატი)	397
2. 6. VIII ა ქვეჯგუფის ელემენტები (ჰელიუმი, ნეონი, არგონი, ქსენონი, რადონი)	452
3. d — ელემენტების ქიმია	464
3. 2. III ბ ქვეჯგუფის ელემენტები (სკანდიუმი, იტრიუმი, ლანთანი, აქ- ტინიუმი)	466
3. 3. IV ბ ქვეჯგუფის ელემენტები (ტიტანი, ცირკონიუმი, ჰაფნიუმი)	471
3. 4. V ბ ქვეჯგუფის ელემენტები (ვანადიუმი, ნიობიუმი, ტალანტი)	480
3. 5. VI ბ ქვეჯგუფის ელემენტები (ჭრომი, მოლიბდენი, ვოლფრამი)	488
3. 6. VII ბ ქვეჯგუფის ელემენტები (მანგანუმი, ტენკეციუმი, რენიუმი)	512
3. 7. VIII ბ ქვეჯგუფის ელემენტები	530
3. 7. 2. რკინის ჯგუფის ელემენტები (რკინა, კობალტი, ნიკელი)	530
3. 7. 2. პლატინის ჯგუფის ელემენტები (რუთენიუმი, როდიუმი, პალადიუ- მი, ოსრიუმი, ირიდიუმი, პლატინა)	576
2. 8. I ბ ქვეჯგუფის ელემენტები (სპილენძი, ვერცხლი, ოქრო)	599
2. 9. II ბ ქვეჯგუფის ელემენტები (თუთია, კადმიუმი, ვერცხლისწყალი)	608
4. f — ელემენტების ქიმია	615
4. 1. ლანთანოიდები	615
4. 2. აქტინოიდები	623
5. კოორდინაციული (კომპლექსური) ნაერთები	638
6. ფიზიკურ - ქიმიურ ანალიზი	671

რედაქციის გამგე ი. მეგრელიშვილი
რედაქტორი ი ხემიკინა
ტექნედაქტორი მ. ოხიტაშვილი
სამხატვრო რედაქტორი გ. ზაქალაშვილი
უფრ. კორექტორი ლ. გაგნიძე
კორექტორი ჯ. ცაგური

გადაეცა წარმოებას 12.09.92. ხელმოწერილია დასაბეჭდად 12.05.98. ქალაქ-
დი № 2. ქალაქის ზომა 60X90/16. ნაბეჭდი თაბახი 42,5. სააღრიცხვო-სავაგომცემ-
ლო თაბახი 33,78. საღებავვატარება 42,75. ბეჭდვა შალაღი.

ფასი სახელ შეკრულებო

ტირაჟი 500

შეკვ. № 859

გამომცემლობა „განათლება“, თბილისი, გ. ჩუბინაშვილის ქ. № 50
1998

სტუ-ს სტამბა, მ. კოსტავას 77ა

შემჩნეული შეცდომების გახსნობა

პმ	სტრიქონი		დაბეჭდილია	უნდა იყოს
	ზემ.	ქვემ.		
48	4		კალციუმის	კალიუმის
50	10		კალციუმის	კალიუმის
112		11	$2 K [Al (OH)_2]$	$2 K [Al (OH)_4]$
156	7		CO_2 -მდე	CO -მდე
156	14		შეცულობა	მოცულობა
156	19		H_2O	H_2
170	17		SiO_3^{2-}	SiO_4^{4-}
192		10	(ნარინჯი	(ნარინჯისფერი
213		15	NH_4 -ის	NH_3 -ის
237		17	LiN	Li_3N
248		13	$KMnO_4$	$KMnO_3$
255	1		HfN_2O_3	HfN_2O_5
281	11		P_2O_6	P_2O_5
286	7		M_2PO_4	M_2HPO_4
291	17		$2 H_2O$	$2 H_2O_2$
292		4	$5 PF_3Cl = 3PF_3 + 2 PCl_5$	$5 PF_3Cl_2 = 3PF_3 + 2 PCl_5$
293		4	$4nHIO$	$4nHCl$
406		11	შეცული	შესული
413	5		ქლორდება	ქროლდება
414		18	HfF^-	HfF_2^-
422	9		ასოციაცია	დისოციაცია
426		6	Su	Si
527	13		$9 \cdot 10^9$ %-ს	$9 \cdot 10^{-9}$ %-ს
527	16		$(2 \cdot 10^3 \%)$	$(2 \cdot 10^{-3} \%)$
529	12		Ra_2O_7	Ra_2O_7
546	3		Fe^{3+}	Fe^{2+}
577		14	$RuBr_3$	$RuBr_2$
598	3		$2PtCl_3$	$2PtCl_3$
598	4		$PtBr_2$	$PtBr_3$
599	13		$(NH_4)_2 [FeCl_6]$	$(NH_4)_2 [FeCl_6]$
604	2		სულფიტი	სულფატი
607		1	$12AuCl_4$	$12AuCl$
632		7	$235P_4$	$239P_4$
651	3		$[Co (H_2O)_2 (NH_3)_3] Cl_2$	$[Co (H_2O)_2 (NH_3)_4] Cl_2$
654		13	$[Pd(NH_3)_2Cl] [Pt(NH_3)Cl_3]$	$[Pd(NH_3)_6Cl] [Pt(NH_3)Cl_3]$
661		16	$S, - P, - C-$	$S-, P-, d-$