

ფ. კოკოჩიაშვილი
გ. ცინცაბე
თ. ცეცხლაძე

ზოგადი და ანატოლგანული ქიმიის კურსი

ნაწილი I

თბილისი
1988

ავტორებისაბან

ზოგადი და არაორგანული ქიმიის ეს კურსი განკუთვნილია ქიმიურ-ტექნოლოგიური ფაკულტეტის სტუდენტებისათვის. ქიმიკოსის მომზადება მრავალი საკითხის გათვალისწინებას მოითხოვს. პირველ რიგში სტუდენტი დაუფლებული უნდა იყოს მატერიალისტური დიალექტიკის მეთოდს და უნდა იცოდეს მისი პროგრესული როლი ქიმიის თეორიების განვითარებაში.

უკანასკნელი რამდენიმე ათეული წლის მანძილზე ქიმიაში ჩამოყალიბდა კვლევას ახალი ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდები, ფართოდ გამოიყენება კვანტური მექანიკა, ქიმიური კინეტიკა და ქიმიური თერმოდინამიკა. ამიტომ მათ მნიშვნელობასა და ზოგიერთ გამოყენებას ამ კურსში ჯეროვანი ყურადღება დაეთმო. გარდა თეორიული საკითხებისა, ავტორებმა საკმაოდ დიდი ყურადღება დაუთმეს ქიმიის ფაქტობრივი მასალის, ე. ი. ელემენტებისა და მათი ნაერთების ქიმიის განხილვას, რასაც ბოლო ხანს ზოგი ავტორი ნაკლებ ყურადღებას აქცევს.

ეს კურსი არ არის ელემენტარული. წიგნში განხილული მასალა პასუხობს უმაღლესი სასწავლებლის ქიმიურ-ტექნოლოგიური სპეციალობის პროგრამას, რომელიც დაამტკიცა სსრკ უმაღლესი და საშუალო სპეციალური განათლების სამინისტრომ 1982 წელს.

თავები „მარილთა ჰიდროლიზი“, „თანამედროვე შეხედულებები მეაქებსა და ფუქებსზე“ დაწერა საქ. სსრ მეცნ. აკად. წევრ-კორესპონდენტმა პროფესორმა გ. ცინცაძემ, თავები „ატომბირთვი“ და ნივთიერების თვისებები კონდენსირებულ მდგომარეობაში“, „მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის ძირითადი დებულებები“ მას და პროფესორ ე. კოკოჩაშვილს ეკუთვნით. თავი „რადიოქტიურობა“ დაწერა პროფესორმა თ. ცეცხლაძემ, დანარჩენი ნაწილები კი — პროფესორმა ვ. კოკოჩაშვილმა. წიგნის მეცნიერული რედაქტირება შეასრულა საქ. მეცნ. აკად. წევრ კორესპონდენტმა პროფესორმა გ. ცინცაძემ.

მადლობას გამოვუთქვამთ რეცენზენტებს: ქიმიის მეცნიერებათა დოქტორის პროფესორ ა. შველაშვილის, ქიმიის მეცნიერებათა კანდიდატების დოცენტების რ. მარუათას, მ. უჯულავას, დ. ხავთასის მიმართ ნაყოფიერი დახმარებისათვის.

მადლობას ვუხდით ქიმიის მეცნიერებათა დოქტორის პროფესორ კ. ჯაფარიძეს, რომელმაც ყურადღებით წაიკითხა თავები: „ატომისა და მოლეკულების აღნაგობა“ და სასარგებლო რჩევები მოგვცა.

არამოკრბანული ძიების თეორიული საფუძვლები

1. უმსავალი

1.1. ძიების საბანი და ამოცანები

1. **ქიმიის აღმოცენება.** კაცობრიობას უძველესი დროიდან აინტერესებდა სამყაროს წარმოშობის საკითხი. იმ დროის დიდი მოაზროვნების გონება დაუღალავად მუშაობდა კოსმოგონიის, ე. ი. სამყაროს წარმოქმნის მეცნიერების საკითხებზე. ძველი ინდოეთის ჩვენამდე მოღწეულ ძეგლებში გამოთქმულია შეხედულება, რომ ყოველივე არსებული (ბუნება, სამყარო) შედგება რამდენიმე ელემენტისაგან. ასეთია: წყალი, მიწა, ცეცხლი, ეთერი და ჭარი.

ამ შეხედულებისაგან განსხვავებით, ძველი საბერძნეთის ნატურფილოსოფიისათვის დამახასიათებელი იყო ერთიანი წარმოდგენა სამყაროზე. კლასიკური ელადის იონური სკოლის მოაზროვნეებმა გამოიმუშავეს ცნება მატერიისა და ელემენტის შესახებ.

პირველი წარმოდგენა ელემენტების შესახებ ეკუთვნის ძველი საბერძნეთის ფილოსოფოსს თალესს (VII ს. ჩ. წ-მდე), რომელიც აღიარებდა, რომ მთელი ბუნების პირველსაწყისი ნივთიერება არის წყალი. წყალი ის ელემენტია („სტიქიონი“), რომლისაგანაც ყოველივე არსებული შედგება, ე. ი. მთელი სამყარო წყლისაგან წარმოიქმნა და წყლად იქცევა. როცა წყალი აორთქლდება, ის ჰაერად გარდაიქმნება, შემკიდრ ოვების შედეგად კი მიწად იქცევა.

ცნობილი ფილოსოფოსის ანაქსიმენის (VII ს. ჩ. წ-მდე) მიხედვით, ყოველი არსებული ჰაერიდან წარმოიქმნა. მისი აზრით, ყველა ნივთიერების ფუძე ჰაერია. მთელი ნაარსახეობა და მრავალფეროვნება ნივთიერებებისა, რომლებსაგანაც წარმოსდგება ბუნება, ამ ელემენტების სხვადასხვა ფორმაა.

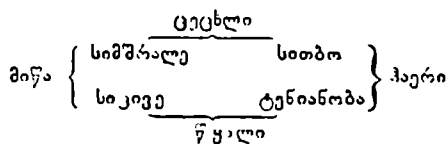
ჰერაკლიტეს (530—470 წწ. ჩ. წ-მდე) შეხედულებით ყველაფერი, რაც კი არსებობს, ცეცხლისაგან წარმოიშვა. ცეცხლი მისი აზრით, მატერიის ყველაზე მოძრავი ფორმაა, რომლისგანაც აღმოცენდა კოსმოსი და ისიც ცეცხლადვე გარდაიქმნება, ვინაიდან წრებრუნვა მარადიულია.

ემპედოკლემ (490—430 წწ. ჩ. წ-მდე) აღიარა ოთხი საწყისის არსებობა, რომელთაც მან ელემენტები უწოდა (ბერძნულად „სტიქიონები“). თავის მოძღვრებაში მან განაზოგადა იონური სკო-

ლის ფილოსოფოსების წარმოდგენები და მატერიის სამ სახეს დაუმატა მეოთხე—მიწა. ეს ოთხი „სტიქიონი“—წყალი, ჰაერი, ცეცხლი და მიწა უცვლელია, მარადიულია. ემპედოკლეს აზრით, ეს არის ყოველივე არსებულის ოთხი „ფესვი“. ამ ოთხი ელემენტის სხვადასხვაგვარი თანაფარდობიდან შედგებიან მცენარეები, ადამიანები და თვით ღმერთებიც კი. ნივთიერების ამ ოთხი ძირითადი სახის, ე. ი. ამ ოთხი ელემენტის სხვადასხვა რაოდენობრივი ცვლილება თვისებრივ ცვლილებას იწვევს.

ძველ საბერძნეთის ფილოსოფოსმა პლატონმა (427—347 წწ. ჩ. წ-მდე) თავის სისტემაში შეატანა ემპედოკლეს მოძღვრება, რომელშიც ცნება ელემენტს ჰან სხვაგვარი შინაარსი მისცა. იგი გამოთქვამდა აზრს, რომ ელემენტის საფუძველი არის პირველადი მატერია პლატონის მოძღვრებიდან აღმოცენდა არისტოტელეს (348—322 წწ. ჩ. წ-მდე) სისტემა. არისტოტელე აღიარებდა, რომ ყოველივე არსებულის ფუძე არის მატერია, რომელიც მხოლოდ მაშინ ხდება რეალური, როდესაც ის კონკრეტულ ფორმას ღებულობს.

არისტოტელემ განაზოგადა თავის წინამორბედთა ნააზრევი. მისი შეხედულების თანახმად ელემენტები პირველადი საწყისებია, რომლებიც მატერიის ძირითად თვისებებს წარმოადგენს და არა ნივთიერებას—ეს არის სითბო, სიცივე, ტენიანობა და სიმკრალე. ამ თვისებათა შეხამებით ოთხი ელემენტი წარმოიქმნება: ცეცხლი, ჰაერი, წყალი და მიწა.



აღსანიშნავია, რომ არისტოტელეს ამ მოძღვრებას საკმაოდ დიდ ხანს ჰყავდა მეცნიერება ტყვეობაში, რამაც ევროპაში, საშუალო საუკუნეების გაბატონებული ინკვიზიციის ბნელ პერიოდში, მნიშვნელოვნად დააბრკოლა მეცნიერების განვითარება.

საბერძნეთის ფილოსოფოსები ვერ ასაბუთებდნენ ამა თუ იმ ღებულებას, რადგან ისინი მკაზრად მსჯელობდნენ: მათი აზრით ბუნებას შეცნობა უფრო სრულყოფილი იქნებოდა, თუ ცდის ნაცვლად გააზრებასა და მსჯელობას მიმართავდნენ.

საბერძნეთის კულტურა და მისი ფილოსოფიური სისტემები დაემატა იმ პრაქტიკულ ცოდნას, რომელიც გროვდებოდა ტექნიკურად მოწინავე იმდროინდელ ეგვიპტეში. ამ ორი კულტურის შერწყმამ ხელი შეუწყო ქიმიის ჩამოყალიბებასა და მის განვითარებას.

ეს მოხდა ალექსანდრიის აყვავების პერიოდში, როდესაც ამ ქალაქში დიდძალი პრაქტიკული ცოდნა დაგროვდა. ასეთი იყო მეტალების გამოდნობა, საღებავების მოპოვება, მინის ხარშვა, ძვირფასი თვლების ხელოვნურად დამზადება და სხვა.

ვერცხლისწყალი, მისი თხევადობისა („ცხლოუტური დნობადობა“) და მეტალური თვისებების გამო, პირველმატერიად აღიარეს. გამომდინარე არისტოტელეს მოძღვრებიდან ელემენტების გარდაქმის შესახებ, შესაქლოდ მიიჩნიეს ვერცხლისწყლის ფერის შეცვლით და განკვრივებით ოქროს მომზადება. აქედან გამომდინარეობს იმ „ფილოსოფოსთა თილისმა ქვის“ ძიება, რაც მრავალი საუკუნის მანძილზე წინ უძლოდა თანამედროვე ქიმიის განვითარებას (ე. წ. ალქიმიის სახით).

ალექსანდრიიდან ქიმიის განათლება გავცელდა სირიაში, სადაც საბერძნეთის კულტურამ ალექსანდრე მაკედონელის ლაშქრობის შედეგად შეაღწია. აქ დაგროვილი დიდი ცოდნა არაბეთში გავრცელდა და ალექსანდრიელთა „ქიმიას“ არაბული „ალ“ თავსართის დამატების შედეგად „ალქიმი“ ეწოდა. არაბეთში შესანიშნავად განვითარდა ბუნებისმეტყველების სხვადასხვა დარგი — ოპტიკა, მექანიკა, ასტრონომია, მედიცინა, ალქიმი. VIII საუკუნეში არაბებმა კარგად იცოდნენ ნივთიერების გადაკრისტალება, გამოხდა, სუბლიმაცია, ასევე შაბიდან გოგირდმჟავას გამოხდა, გვარჯილიდან აზოტმჟავას მიღება, ლაპისისა და სულემის მომზადება. ისინი იკვლევდნენ მეტალების შენადნობებს, მათ ქანგეულებს და სხვ.

შუა საუკუნეების ცნობილმა ალქიმიკოსმა, ტაჯიკეთის მეცნიერმა ავიცენამ (იბნ-სინამ) (980 — 1037) განავითარა ალქიმიური მოძღვრება მატერიის ბუნების შესახებ. იბნ-სინა თვლიდა, რომ მეტალი ორი საწყისის ნაერთია — ეს არის ვერცხლისწყალი და გორე გოგირდი. ვერცხლისწყალი, მისი მოძღვრებას მიხედვით, მეტალებს ანიჰებს დნობადობის, ჭედადობის უნარსა და ბზინვარებას. გოგირდი კი მეტალებს ანიჰებს წვის უნარსა და ცვალებადობას წვის დროს. მეტალები სხვადასხვა თანაფარდობით შეიცავენ ამ ორ საწყისს.

ალქიმიურმა ცოდნამ ევროპაში მითოთხვეტე-მეცამეტე საუკუნეებში შეაღწია და იქ მტკიცედ მოიკიდა ფეხი. ალქიმიის იდეური თვალსაზრისით ეყრდნობოდა არისტოტელეს მოძღვრებას ელემენტებზე, როველთა თვისებების შეცვლა თითქოს ხელოვნურად შეიძლება. ალქიმიკოსების მიზანი იყო მიეგნოთ საიდულოებით მოცული „ფილოსოფოსთა თილისმა ქვისათვის“, როშელიც მათი აზრით, არაჩვეულებრივი თვისებებისა უნდა ყოფილიყო. „ფილოსოფოსთა ქვას“ „შბრალო“ მეტალები — ტყვია, კალა და სავ. ოქროდ და ვერცხლად უნდა ექცია, უნდა გაეხანგრძლივებინა სიცოცხლე და სხვ.

ქიმიის განვითარება შუა საუკუნეებში, რომელსაც ალქიმიური

პერიოდი ეწოდა, ეკლესიის გავლენას განიცდიდა. იმ ხანებში დაკანონებული იყო არისტოტელეს მოძღვრება, რომელიც ხელს უწყობდა მისტიციზმს და აბრკოლებდა მეცნიერების განვითარებას.

დიდი შრომა, დრო და სახსრები დაიხარჯა, მაგრამ „ფილოსოფოსთა ქვას“, ცხადია მაინც ვერ მიაგნეს. მისი ძიების პროცესში ალქიმიკოსებმა განავითარეს ექსპერიმენტის ტექნიკა, დააგროვეს ღიძალი ფაქტობრივი მასალა, შეიძინეს დიდი გამოცდილება და ზოანზღედეს მრავალი მანამდე უცნობი ნივთიერება.

საწარმოო ძალების განვითარებამ გააძლიერა იმ დროისათვის ახალი ბურჟუაზიული კლასის გავლენა, რომელიც მიზნად ისახავდა წარმოების განვითარებას.

ძველ რუსეთში ალქიმიას არ მოუპოვებია აღიარება, რადგან ქიმიური ცოდნა რუსეთში შემოიჭრა არა დასავლეთიდან, არაჩედ სამხრეთ-აღმოსავლეთიდან

აღორძინების ხანაში განვითარდა სამკურნალო ქიმია, ე. წ. იატროქიმია, რომლის ფუძემდებელი იყო პარაცელსი. მისი შეხედულებით ქიმიის ამოცანა იყო არა ოქროს, არაჩედ სამკურნალო ნივთიერებების მომზადება. ამავე პერიოდში განვითარდა მეტალურგიაც.

აღნიშნულ პერიოდში არა ერთ მათზონენეს აღუმაღლებია ხმა გაბატონებული სქოლასტიკური აზროვნების წინააღმდეგ, მაგრამ ფაქტების ნაკლებობის გამო მათ მსჯელობას აკლდა საჭირო თანამიმდევრობა. ასეთი ნოვატორებიდან დიდი როლი შეასრულა ვან-ჰელმონტიმა, რომელმაც ენერჯიულად გაილაშქრა არისტოტელეს მოძღვრების წინააღმდეგ. მიუხედავად იმისა, რომ ვან-ჰელმონტი მრავალ ფაქტს მართებულად განმარტავდა, ხშირ შემთხვევაში მცდარ შეხედულებებსა და მისტიკურ წარმოდგენასაც იზიარებდა.

XVII საუკუნეში გაზების პირველი კანონის აღმოჩენისას ბოილმა დასახა ქიმიის განვითარების ახალი გზები. ქიმიას, ამბობდა ბოილი, მეტი კავშირი უნდა ჰქონდეს ფიზიკასთან, ვიდრე მედიცინასთან. ბოილი სასტიკად ებრძოდა სქოლასტიკურ მიმართულებას ქიმიაში და მოითხოვდა, რომ ახალი ცოდნა შეექმნათ ცდების მონაცემების საფუძველზე აღმოჩენილი კანონზომიერების განზოგადებით, ე. ი. ინდუქციის მეთოდით, რომელიც ქიმიაში მან პირველმა გამოიყენა. ბოილმა არსებითად პირველმა განასხვავა მარტივი ნივთიერება ნაერთისაგან და ჩაატარა მრავალი გამოკვლევა, რითაც მოამზადა ნიდაგი სწორი ქიმიური მსოფლმხედველობის ჩამოსაყალიბებლად.

მიუხედავად პროგრესული იდეებისა, ბოილმა ვერ გაართვა თავი წინამორბედთა ცრუ ოწყენას. ბოილის აზრით, ცეცხლი მარტივი ნივთიერებაა, რომელსაც წინა აქვს. აქედან გამოქდინარე, ბოილი არასწორად ხსნიდა მეტალების მასის მომატებას ჰაერზე მათი გახურვ-

ბისას. ბოილი ახურებდა მეტალებს შეძერწილ რეტორტებში და შენიშნა, რომ რეტორტის გახსნისას ჰაერი გარედან შედიოდა კურკელში. უღავთა, რომ ამის შემდეგ საკვლევი ნივთიერების წონა უნდა მომატებულყო. მასის ნამატი ბოილმა ცეცხლოვან მატერიას მიაწერა, რომელიც მისი აზრით, აღწევდა მინაში და უერთდებოდა მეტალს, რის გამოც მისი მასა იზარდებოდა.

ბოილის გამოკვლევების შემდეგ ქიმიის განვითარების მეცნიერულ გზაზე გამოსვლას მთელი საუკუნე დასჭირდა. ამ პერიოდში ქიმიის განვითარებაზე უდიდესი გავლენა მოახდინეს დიდმა რუსმა მეცნიერმა მიხეილ ლომონოსოვმა და დიდმა ფრანგმა მეცნიერმა ანტუან ლორან ლავუაზიემ.

1741—60 წლებში მ. ლომონოსოვმა შეიმუშავა ატომურ-მოლეკულური თეორია, რომელიც მისი მატერიალისტური მოძღვრების ორ განულ ნაწილს შეადგენს. ლომონოსოვის ატომურ-მოლეკულური თეორიის მიხედვით ნივთიერება შედგება მეტად მცირე სიდიდის სფერული ნაწილაკებისაგან, რომელთა მოძრაობა მექანიკის კანონებს ემორჩილება. ლომონოსოვის თეორიის თანახმად, ქიმიურად განსხვავებული საგნები შედგებიან სხვადასხვა თვისების მქონე ნაწილაკებისაგან. ეს ნაწილაკები ასრულებენ გადატანით და ბრუნვით მოძრაობას. აღსანიშნავია, რომ ლომონოსოვის ეს დებულებები დღევანდელი ატომურ-მოლეკულური თეორიის საფუძველია.

ლომონოსოვის შეხედულებით მეცნიერების ერთ-ერთი ამოცანა იმაში მდგომარეობს, რომ ბუნების მოვლენების განმარტება მატერიის ნაწილაკების მოძრაობასა და მათ ურთიერთქმედებას უნდა ემყარებოდეს.

ლომონოსოვის თეორია მჭიდრო კავშირში იყო მის მიერ გამოთქმულ კანონებთან მატერიისა და მისი მოძრაობის მარადიულობის შესახებ, რომლებიც ბუნების ფუნდამენტალური კანონებია.

თავისი ცდების შედეგად ლავუაზიემ 1779 წელს ჩამოაყალიბა მასის მუდმივობის კანონი. ამ კანონმა ქიმიის ზუსტი მეცნიერების სახე მისცა.

ბუნების ძირითად კანონებს — მასისა და ენერჯიის მუდმივობის კანონებს — შორის მჭიდრო კავშირი არსებობს. ამ კანონებს უდიდესი მნიშვნელობა აქვს მარად ცვალებადი და მოძრაობაში მყოფი მატერიის მარადიულობისა და მისი მოძრაობის კანონების მეცნიერული გაგებისათვის, მატერიის მოუსპობადობისა და შეუქმნადობის დასამტკიცებლად, რამაც საფუძველი გამოაყალიბა მეტაფიზიკურ წარმოდგენას ბუნებაზე. ლომონოსოვის იდეები ბუნების განვითარების შესახებ,

რომლებიც ბევრად უსწრებდნენ მის თანამედროვე მეცნიერების დონეს, ღირსეულად ვერ შეაფასეს მეტაფიზიკით დატყვევებულმა იმდროინდელმა მეცნიერებმა.

დალტონმა მეცხრამეტე საუკუნის დასაწყისში ატომისტიკის დებულებების საფუძველზე აღმოაჩინა ჯერად ფარდობათა კანონი, უკანასკნელიდან მან გამოიყვანა ატომური მასა, რომელიც ატომების ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი დამახასიათებელი სიდიდეა. მეცხრამეტე საუკუნეში ატომებს იხილავდნენ როგორც უცვლელ, ყოველგვარ განვითარებას უნარმოკლებულ ნაწილაკებს. მოლეკულების არსებობის იდეა ააღორძინა ავოგადრომ (1811), რამაც ბოწყინვალედ დაადასტურა ლომონოსოვის ატომურ-მოლეკულური თეორია.

მხოლოდ მეცხრამეტე საუკუნის სამოციან წლებში, ევარარის გამოკვლევების შედეგად, მეცნიერებმა აღიარეს მოლეკულური თეორია იმავე პერიოდში ჩამოყალიბდა ვალენტოვნების ცნება, რომლის დახმარებით შესაძლებელი გახდა მოლეკულაში ატომების ბმათა რაოდენობის გარკვევა.

ა. ბუტლეროვმა განავითარა ატომურ-მოლეკულური თეორია, ჩამოაყალიბა მოძღვრება მოლეკულის ქიმიური აღნაგობის შესახებ და ამით იეროში მიიტანა იდეალიზმზე ქიმიაში. მეტად ნაყოფიერი აღმოჩნდა ბუტლეროვის აღნაგობის თეორია რომლის თანახმად ნერთის თვისებები დამოკიდებულია არა მარტო მის მოლეკულაში შემავალ ატომებზე, არამედ მათ ურთიერთგანლაგებასა და ქიმიურ ბმათა ხასიათზე.

ა. ბუტლეროვმა ჯერ კიდევ 1886 წელს გამოთქვა აზრი ატომის სირთულესა და მისი დაწილადების შესაძლებლობაზე: "ატომები თავისი ბუნებით კი არ არის განუყოფელი, არამედ ისინი განუყოფელია მხოლოდ ჩვენთვის მისაწვდომი საშუალებებით. მათი დაყოფა შეიძლება ახალი პროცესებით, რომლებიც მომავალში იქნება აღმოჩენილი".

თანამედროვე ქიმია დ. მენდელეევის შრომებით იწყება. 1869 წელს მან აღმოაჩინა პერიოდულობის კანონი, რომელმაც უდიდესი როლი შეასრულა ქიმიის განვითარებაში. დ. მენდელეევი ჩამოაყალიბა ხსნართა ქიმიური თეორია, რომლის საფუძველზე აღმოცენდა ფიზიკურ-ქიმიური ანალიზი, კოჰლექტიური ნაერთების ქიმია და სხვ.

მეფის დროინდელ რუსეთში არ არსებულა მსხვილი ქიმიური მრეწველობა, ეს უარყოფით გავლენას ახდენდა ქიმიის განვითარებაზე, რადგან მას არ ჰქონდა მატერიალური ბაზა, მაგრამ მიუხედავად ამისა, რუსმა მეცნიერებმა დიდი წვლილი შეიტანეს ქიმიის განვითარებაში.

დიდი ღვაწლი მიუძღვით გამოჩენილ მეცნიერებს: ვ. მარკოვიჩოვს, ე. ვაგნერს, ა. ფაეორისკის, პ. მელიქიშვილს, ვ. პეტრიაშვილს,

დ. ზელინსკის, ლ. პისარჟევსკის, ი. კაბლუკოვსა და კიდევ მრავალს ქიმიის სხვადასხვა დარგის განვითარებაში.

დიდი ოქტომბრის რევოლუციამ ყოველგვარი პირობები შექმნა მეცნიერების თავისუფალი განვითარებისათვის. საბჭოთა კავშირში ჩამოყალიბდა საკვლევი ინსტიტუტები, გამრავლდა უმაღლესი სასწავლებლები, ფართოდ გაიშალა კვლევითი მუშაობა ქიმიის ყველა დარგში. ომის წინა ხუთწლეულების მანძილზე საბჭოთა კავშირში მძლავრი ქიმიური მრეწველობა ჩამოყალიბდა.

ქიმიური მრეწველობის განვითარება ტექნიკური პროგრესის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი პირობათაგანია. ქიმიური ინდუსტრიის შემდგომი განვითარება საბალზო მეურნეობის ქიმიზაციის მზაოდ ტემპს უზრუნველყოფს.

2. ქიმია — მეცნიერება ნივთიერებისა და მისი გარდაქმნების შესახებ. ქიმია შეისწავლის მატერიის მოძრაობის ქიმიურ ფორმას. მოძრაობის ქიმიური ფორმა თავს იჩენს ისეთ მოვლენებში, რომელთა ნიშანდობის დროს ნივთიერება თვისებრივად ახალ მდგომარეობაში გადადის, ე. ი. ქიმიურ გარდაქმნას განიცდის.

ქიმია არის მეცნიერება, რომელიც შეისწავლის ნივთიერებებს, მათ გარდაქმნებს და ამ გარდაქმნების თანმხლებ მოვლენებს. ქიმია იკვლევს ნივთიერებათა შედგენილობას და აღნაგობას, ამ ნივთიერებათა თვისებების დამოკიდებულებას აღნაგობაზე და მათი გარდაქმნის გზებსა და პირობებს.

პერიოდულობის კანონის აღმოჩენასთან დაკავშირებით დ. მენდელეევი ჩამოაყალიბა ქიმიის შემდეგი განაზღვრვა: „... ქიმიის მის დღევანდელ ვითარებაში შეიძლება ვთქვათ მოძღვრება ელემენტების შესახებ“.

ვინაიდან ქიმიური ელემენტები თავის მარტივ ატომთა გარკვეული სახესხვაობებია, ამიტომ ქიმია შეიქლება განვსაზღვროთ როგორც მეცნიერება ატომების, მოლეკულებისა და მათი გარდაქმნების შესახებ.

სიტყვა ატომი ბერძნული წარმოშობისაა (atomos) და ნიშნავს განუყოფელს. ლათინურ ენაზე მისი შესატყვისია სიტყვა ინდივიდუმი (individuum). თანამედროვე ცოცხალ ენებში ეს ორი ტერმინი სხვადასხვა შინაარსითაა გადმოტანილი.

ტერმინი „ატომი“ და „ინდივიდუმი“ უნდა გავიგოთ არა როგორც გეოპეტრიულად განუყოფელი ერთეული, არამედ, ისე, როგორც ამას დ. მენდელეევი განმარტავდა თავის „ქიმიის საფუძვლებში“, ე. ი. ატომი ისევეა განუყოფელი, როგორც ბიოლოგიური ინდივიდუმი (მაგალითად, ხე, ცხოველი, ადამიანი). ცხოველის ორგანიზმის დყოფით ეს ცხოველი არ იარსებებს როგორც გარკვეული

ბიოლოგიური სახის წარმომადგენელი. ამიტომაც მანამდე შეინარჩუნებს თავის ინდივიდუალობას, თავის დამახასიათებელ თვისებებს, სანამ არ გაეყოფთ მის ატომბირთვის.

ატომები ქიმიურად განუყოფელია, ამიტომ ქიმიური გარდაქმნებქსას ისინი ერთი სახის მოლეკულებიდან ნეორეში გადასვლის დროსაც კი არ იცვლიან თავიანთ ბუნებას. ქიმიური გარდაქმნების შედეგად იცვლება ატომების მხოლოდ გარე გარსი, მაგრამ ატომბირთვი. რომელიც ატომის ინდივიდუალობას განსაზღვრავს, ამ დროს უცვლელი რჩება.

ქიმიური ელემენტებისა და მათი ნაერთების შეცნობა შეიძლება მათი ატომებისა და მოლეკულების აღნაგობის შესწავლის გზით. ამიტომაც არაორგანული ქიმიის შესწავლისას ფართოდაა გამოყენებული ფიზიკური ქიმიის, კრისტალოქიმიისა და ანალიზური ქიმიის ნეთოდები. ხოლო არაორგანული ქიმიის თეორიული საფუძვლები არის დ. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და ატომისტიკა.

ქიმიას ყოველთვის ესაზღვრება ფიზიკა. ამ საზღვრებს არა აბსოლუტური, არამედ ფარდობითი ხასიათი აქვს. მაგალითად, ქიმიის განვითარების შედეგად ჩამოყალიბდა ატომისტური თეორია, რომელიც თავდაპირველად ქიმიას განეკუთვნებოდა. მაგრამ ამჟამად საკითხი ატომის აღნაგობის შესახებ ატომური ფიზიკის ძირითადი საგანია. მეორე მხრივ, მოლეკულები, რომლებიც მოლეკულური ფიზიკის საგანია-ყოველთვის იყო ქიმიის კვლევის ობიექტი. ქიმიის თვალსაზრისით, ატომი ამოსავალი ერთეულია, წარმონაქმნია, რომელსაც თავისი ინდივიდუალობა ახასიათებს.

ქიმიის ყველა დარგის განვითარება განპირობა საწარმოო ძალების განვითარებამ, ტექნიკამ, რომელიც მშორად უსწრებს თეორიას. პრაქტიკა თეორიას წინაშე ოიგ პრობლემებს აყენება და მათ ამოსწას მოითხოვს.

თანამედროვე ქიმია სწრაფი ტემპებით ვითარდება, რითაც ბევრი სიახლე შეაქვს ტექნიკაში. ეს ნახტომისებური განვითარების შედეგია, რომელსაც ვ. ი. ლენინმა ჯერ კიდევ 1908 წელს უწოდა რევოლუტია ბუნებისმეტყველებაში. დღეს არა მარტო იხოდება ცოდნის მოცულობა, არამედ მეცნიერების ხასიათიც კი იცვლება თვისებრივად.

ქ. ქიმიის როლი მატერიალისტური მსოფლმხედველობის ჩამოყალიბებაში. მარქსიზმის კლასიკოსებმა მნიშვნელოვანი როლი წესრუტეს იმით, რომ მათ აღმოჩინეს ბუნებისა და საზოგადოების ობექტური კანონები და ამით მტკიცე საფუძველი ჩაუყარეს ბუნებისა და საზოგადოების შესახებ მეცნიერების განვითარებას.

დიალექტიკური მატერიალიზმის ცნებები, კატეგორიები და კანონები განაზოგადებს კაცობრიობის მთელ პრაქტიკულ მოღვაწეობას.

დიალექტიკური მატერიალიზმი ეყრდნობა კაცობრიობის პრაქტიკული და მეცნიერული საქმიანობის ყველა სფეროს.

ქიმიური წარმოების პრაქტიკა და თეორია მეცნიერულ მონაპოვართა ერთ-ერთი წყაროა, საიდანაც შეიძლება მარქსისტულ-ლენინური ფილოსოფიის მრავალი დასკვნის გამოტანა. დიალექტიკური მატერიალიზმის განვითარების ისტორია გვიჩვენებს, რომ ძირითადი დებულებები ჩამოყალიბდა ქიმიური კვლევის შედეგებთან მჭიდრო კავშირში. მატერიისა და მოძრაობის შეუქმნადობისა და მოუხსობადობას იღუა გამოითქვა იმ მონაცემებზე დაყრდნობით, რომლებიც ქიმიური რეაქციების შესწავლიდან გაკომდინარეობს.

მატერიალისტური დიალექტიკის ერთ-ერთი ძირითადი დებულება, თანდათანობითი რაოდენობრივი ცვლილებიდან ახალ, თვისებრივ ცვლილებებზე გადასვლის შესახებ, აგრეთვე ქიმიური დაკრავილ ფაქტიურ მასალაზე დაყრდნობით ჩამოყალიბდა.

ქიმიური კვლევის შედეგები საშუალებას იძლევა შევისწავლოთ არაორგანული სამყაროს განვითარების კანონზომიერებები, გამოვავლინოთ არაორგანულ სამყაროებს შორის არსებული კავშირი, შევიცნოთ ცოცხალი ორგანიზმის ცხოველმოქმედებასთან დაკავშირებული პროცესები, შევისწავლოთ ჩვენი პლანეტის განვითარების ისტორია და სხვ.

მხოლოდ მარქსისტულ-ლენინური თეორია არის ის საიმედო კომპასი, რომლის საშუალებითაც შეიძლება ჭეშმარიტად სწორი გზის გაკვლევა იმ უამრავ ექსპერიმენტულ ფაქტებში, რომლებიც ამჟამად დაკრავილია და გროვდება მეცნიერებაში. მარქსიზმ-ლენინიზმი ერთადერთი სწორი, მოწინავე მსოფლმხედველობაა, რომლის გარეშე შეუძლებელია მეცნიერული მემკვიდრეობის სწორად გაგება, მეცნიერების შემდგომი განვითარება.

მარქსისტული დიალექტიკის ერთ-ერთი უმნიშვნელოვანესი კანონია რაოდენობრივი ცვლილებების თვისებრივ ცვლილებაში გადასვლა. ამ კანონის შესანიშნავ ილუსტრაციად ფრ. ენგელსი ორგანულ ნაერთთა ჰომოლოგიური მწკრივების არსებობას თვლიდა.

ორგანულ ნაერთთა ამა თუ იმ სახის ჰომოლოგიურ მწკრივს ახასიათებს რაოდენობრივი ცვლილების თვისებრივში გადასვლის თავისებურებანი.

ერთი ჰომოლოგიური მწკრივიდან მეორეზე გადასვლა, ე. ი. ქიმიური ფუნქციის შეცვლა არის თვისებრივი ნახტომი. ჰომოლოგიური მწკრივის წევრები რაოდენობრივი ცვლილებების თვისებრივში გადასვლას მწკრივის შიგნით განიცდიან.

რაოდენობრივი ცვლილებების თვისებრივში გადასვლის კანონის

ბრწყინვალე დადასტურებაა დ. მენდელეევის პერიოდულობის კანონიც.

გარდა იმისა, რომ ქიმიკი მნიშვნელოვან როლს ასრულებს ბუნების განვითარებაზე მატერიალისტური შეხედულების ზემოქმედებაში, იგი მდიდარ მასალას იძლევა ისეთი ფილოსოფიური კატეგორიების ჩამოსაყალიბებლად, როგორიცაა ძველება და რაოდენობა, არსი და მოვლენა, აუცილებლობა და შემთხვევითობა. ნიზეზი და შედეგი და სხვ.

თანამედროვე ქიმიკი არის მეცნიერულ დისციპლინათა რთული და სწრაფმზარდი კომპლექსი. მისი მრავალი განწილების ზედგად დაგროვილი ფაქტობრივი მასალა, ბევრად აღემატება მთელი ქიმიის მოცულობას, რომლიცაე სარგებლობდნენ მარქსი და ენგელსი დიალექტიკური მატერიალიზმის საფუძვლების ჩამოყალიბებისას. ამიტომ მატერიალისტური ფილოსოფია შემდგომშიც ყოველთვის იპოვის ქიმიკში თავისი განვითარებისათვის საჭირო წყაროებს, მით უმეტეს, რომ ქიმიის, ისე, როგორც სხვა მეცნიერულ დისციპლინათა გაავითარებას საფუძვლად უდევს დიალექტიკის კანონები.

4. მატერია ობიექტური რეალობაა. მატერიის ცნება ყველაზე ზოგადი ცნებაა, რომლის ფილოსოფიური განმარტება ვ. ი. ლენინმა მოგვცა შრომაში „მატერიალიზმი და ემპირიოკრიტიციზმი“. „მატერია არის ფილოსოფიური კატეგორია იმ ობიექტური რეალობის აღსანიშნავად, რომელიც ადამიანს მოცემული აქვს მის შეგრძნებებში, რომლის ასლს, ფოტოგრაფიას, ანარეკლს ჩვენი შეგრძნებაანი იძლევა, რომელიც არსებობს იათ დამოუკიდებლად“¹.

„მატერია არის ის, რაც მოქმედებს ჩვენს გძნობათა ორგანოებზე და იწვევს შეგრძნებას; მატერია არის ობიექტური რეალობა, რომელიც შეგრძნებაში გვეძლევა და სხვ.“²

მატერია არის ობიექტური რეალობა, რომელიც ჩვენი ცნობიერებისაგან დამოუკიდებლად არსებობს.

დიალექტიკური მატერიალიზმის ერთ-ერთი უმნიშვნელოვანესი დებულებაა მოძრაი და განვითარებადი სამყაროს მატერიალური ერთიანობა. სამყაროში სხვა არაფერია, გარდა მოძრაი მატერია...“ (ლენინი)³.

„სამყაროს ნაძვრელი ერთიანობა მდგომარეობს მის მატერიალურობაში“ (ენგელსი). ეს დებულება მტკიცდება არა ერთი რომელიმე მეცნიერების მონაბოფართ, არამედ ბუნებისმეტყველებისა და ფილოსოფიის ხანგრძლივი განვითარებით. დიალექტიკური მატერიალიზმი

¹ ვ. ი. ლენინი, თხზულებანი, ტ. 14, გვ. 155.

² ვ. ი. ლენინი, თხზულებანი, ტ. 14 გვ. 176.

³ იქვე.

გვასწავლის, რომ მატერია პირველადია, ვინაიდან იგი არის შეგრძნებები, წარმოდგენებისა და ცნობიერების წყარო. ცნობიერება კი მეორეა, წარმოებულია, ვინაიდან იგი მატერიისა და ყოფიერების ანარეკლია.

სამყაროს ერთიანობიდან განომდინარეობს, რომ ქიმიური ელემენტები შემთხვევითი წარმონაქმნები კი არაა, რომლებიც ერთმანეთისაგან დამოუკიდებლად, ერთმანეთთან რაიმე კავშირის გარეშეა, არამედ მათ შორის მჭიდრო კავშირი არსებობს. სამყაროს მატერიალურმა ერთიანობამ თავისი ერთ-ერთი გამოხატულება ჰჰოვა დ. მენდელეევის პერიოდულ სისტემაში, რომლის გაგება ელენეჩტა შორის კავშირის გარეშე ყოველად შეუძლებელია.

თითოეულ ქიმიურ ელემენტს ახასიათებს გარკვეული ინდივიდუალობა, მრავალი თვისება და თავისებურება, იგი ვითარდება, იცვლება. ეს თვისებრივი ცვლილება რაოდენობრივი ცვლილების აუცილებელი შედეგია.

დ. მენდელეევის მიერ აღმოჩენილი პერიოდულობის კანონი ისევე, როგორც ბუნების სხვა კანონები, ასახავს ჩვენი ნებისაგან დამოუკიდებლად მიმდინარე ობიექტურ პროცესებს.

მატერიის განუყრელი თვისება მოძრაობაა. მატერია წარმოდგენილია მოძრაობის გარეშე, როგორც მოძრაობა—მატერიის გარეშე.

„მოძრაობა მატერიის არსებობის ფორმაა“ (ენგელსი).

თავისი ხასიათით მატერიის მოძრაობა უსასრულოდ მრავალფეროვანია. ამ მრავალფეროვნებიდან შეიძლება რამდენიმე ძირითადი ფორმა გამოვყოთ. ასეთია: სიბრუნე, ე. ი. სხეულის ნაწილაკების ქაოსური მოძრაობა, მექანიკური (სხეულის ან მისი ნაწილების გადანაცვლება სივრცეში)¹, ელექტრული, ქიმიური, შიგაატომური, სასიცოხლო (აზროვნება და სხვ.) მატერიის თითოეულ სახეს მოძრაობის გარკვეული ფორმა ახასიათებს და მოძრაობის თითოეულ ფორმას კი — მისთვის ტიპური თვისებრიობა. სხვადასხვა სახის მოძრაობის ფორმები მჭიდრო ურთიერთკავშირშია ერთმანეთთან და ერთიმეორეში გადადიან. ამათგან ჩვენთვის განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია მატერიის მოძრაობის ქიმიური ფორმა.

ქიმიური კანონზომიერებები განპირობებულია მატერიის მოძრაობის განსაკუთრებული ფორმით, ომელიც თვისებრივად განსხვავდება მოძრაობის სხვა ფორმებისაგან. მატერიის მოძრაობის ქიმიური ფორმის ძირითადი ნიშნებია ატომთა ელექტრონული გარსების ცვლი-

¹ მოსვენებითი მდგომარეობა მოძრაობის კერძო შემთხვევაა. მოსვენებითი მდგომარეობა არ გამოირჩევა მოძრაობას.

ლება და ქიმიური ბმების გადაწინაწილება მოლეკულებში, რის შედეგადაც ნივთიერების ქიმიური გარდაქმნა ხდება. ქიმიური გარდაქმნა ხასიათდება ნივთიერების გადასვლით თვისებრივად ახალ ფორმაში.

მატერიის მოძრაობა (რომელშიც ყოველგვარი ცვლილება იგულისხმება) სივრცეში და დროში ხდება. სივრცე და დრო არის მატერიის ყოფიერების ფორმები.

სივრცე, დრო და მოძრაობა უსასრულოა და ერთიმეორესთანაა დაკავშირებული.

5. ქიმიის როლი მატერიალურ-ტექნიკური ბაზის შექმნაში. ქიმიური მრეწველობის სწრაფი განვითარება არის კომუნიზმის მატერიალურ-ტექნიკური ბაზის შექმნის ფრთხილ მნიშვნელოვანი პირობა. სახალხო მეურნეობის ენერჯეტისა მეცნიერულ-ტექნიკური პროგრესის მნიშვნელოვანი პროცესია.

საყოველთაოდ აღიარებულია, რომ სახალხო მეურნეობის ქიმიზაცია ტექნიკური პროგრესის ერთ-ერთი პირობაა, რომელიც თავის მხრივ ხელს უწყობს სოფლის მეურნეობის ინტენსიფიკაციასა და მის შემდგომ განვითარებას. არ არის სახალხო მეურნეობის არც ერთი დარგი, რომელშიც გამოყენებული არ იყოს ქიმიური პროდუქტები ან გადამუშავების ქიმიური მეთოდები. მთელი სახალხო მეურნეობის ქიმიზაცია არის ტექნიკური პროგრესის ერთ-ერთი ძირითადი პირობა, ქიმიის დახმარებით ადამიანი ამზადებს სინთეზურ მასალას, კაუჩუკს პლასტმასებს, ხელოვნურ ბოჭკოს, სასუქებს, ლითონების ახალ შენადნობებს, ხელოვნურ საწვავს, საღებავებსა და სამკურნალო საშუალებებს. ქიმიის დახმარებით ხდება ნავთობის გადამუშავება და მისგან ძვირფასი პროდუქტების შიღება. სოფლის მეურნეობაში ფართოდ გამოიყენება მინერალური სასუქები, წხამ-ქიმიკატები, მცენარეთა ზრდის სტიმულატორები. ქიმიის დახმარებით წარმოებს მეტალების გამოდნობა, რაც ქვეყნის ინდუსტრიალიზაციის საფუძველია, იგი აუცილებელია ჩვენი სახალხო მეურნეობის სხვადასხვა დარგის განსვითარებლად. ქიმიური მრეწველობა სოციალისტური ინდუსტრიის მნიშვნელოვანი დარგია.

ჩვენი ქვეყნის ქიმიური მრეწველობა უზრუნველყოფილია ქვანახშირის, ნავთობის, მადნების დაუშრეტელი წყაროებით, რომლებიც წაყენებულია სახალხო მეურნეობის სამსახურში.

ქიმიის უდიდეს როლს ასრულებს კომუნიზმის მატერიალურ-ტექნიკური ბაზის შექმნის საქმეში.

საბჭოთა კავშირის მთელი სსსკონლო პროდუქცია, მათ შორის ქიმიური მრეწველობის პროდუქცია და, განსაკუთრებით, მინერალური

სასუქების, სინთეზური მასალების, პლასტმასებისა და ხელოვნური ბო-
ჰკოს წარმოება არსებითად გაიზარდა.

დიდად განვითარდა ისეთი ქიმიური პროდუქტების წარმოება,
რომელმაც ხელი შეუწყო შეათე ხუთწლედის მთავარი ამოცანას გადა-
წყვეტას—საბჭოთა ხალხის ცხოვრების მატერიალურ-კულტურული
დონის მნიშვნელოვან ამაღლებას. ამაღლდა სახალხო მეურნეობის ქი-
მიზაციის დონე.

დიდი ყურადღება ექცევა მცირეტონაჟიან წარმოებებს. ასეთია
განსაკუთრებით სუფთა რეაქტივები, საღებავები, დამხმარე მასალები
სადეიქრო მრეწველობისთვის, დანამატები პოლიმერული მასალებისა-
თვის და ა. შ. ამ ნივთიერებების დახმარებით ამაღლდება მრავალი
სახის წარმოების პროდუქციის ხარისხი.

დაგეგმილია პლასტმასებისა და სინთეზური ბოჰკოების წარმოე-
ბის მნიშვნელოვანი გადიდება. ამ ამოცანის გადაწყვეტა ითვალისწი-
ნებს ახალი ტექნოლოგიური პროცესების ათვისებას. ტრადიციული
პოლიმერული მასალების გარდა, როგორცაა პოლიეთილენი, პოლის-
ტიროლი, პოლივინილქლორიდი, დაგეგმილია ახალი სახის პლასტმასე-
ბის გამოშვება. დასახულია აგრეთვე სხვა ახალი სახის სპეციალური
თვისებების მქონე პოლიმერული მასალების გამოშვება, კერძოდ პო-
ლიმერებისა, რომლებიც ხანგრძლივად უძლებენ $600-700^{\circ}\text{C}$ -მდე გა-
ხურებას, ისეთი კონსტრუქციული მასალებისა, რომლებიც არ იწვის.
ნახევრად გამტარი პოლიმერების მომზადება, მაღალსელექციური მე-
მბრანების მომზადება გაზებისა და თხევადი ნარევების დასაცილებ-
ლად ტექნიკაში.

დაგეგმილია: არმატული ნახშირწყალბადების, თხევადი პარაფი-
ნების, ეთილენის, ნავთობის ელექტროდული კოქსის დიდტონაჟიანი
წარმოება; სათბობისა და საპოხი მასალების მაღალეფექტიანი მისარ-
თების წარმოება; ნატურალური კაუჩუკის შემცველი სინთეზური
კაუჩუკის წარმოების გადიდება; ალუმინის, სპილენძის, ნიკელის, კო-
ბალტის, თუთიის, ტყვიის, ტიტანის, მაგნიუმის, ძვირფასი ლითონე-
ბის, აგრეთვე ვოლფრამისა და მოლიბდენის, ნიობიუმისა და სხვა
მაღეგირებელი ელემენტების წარმოების მნიშვნელოვანი გადიდება.

უდიდესი მნიშვნელობა ენიჭება კატალიზური სისტემების შემუ-
შავებას, რომელთა დახმარებით მოხერხდება ოთახის ტემპერატურასა-
და ატმოსფერულ წნევაზე დიდი გამოსავლიანობით ტექნოლოგიური
პროცესების ჩატარება. ამჟამად 70%-მდე პროდუქცია კატალიზატო-
რების დახმარებით მზადდება.

ქიმიის ფართოდ დანერგვა სოფლის მეურნეობაში უდიდესი მნი-
შვნელობის ამოცანაა. ქიმიის გზას უხსნის მიწათმოქმედებაში შრომის-

ნაყოფიერების უფელზე მაღალი დონის მიღწევას: სესუქების ეფექტური გამოყენება თანამედროვე ეტაპზე ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი ამოცანაა მარცვლულისა და სასოფლო სანეშურ ნეოპროდუქტების წარმოების გადიდებისათვის ბრძოლაში.

თანამედროვე ცხოვრებაში, განსაკუთრებით ადამიანს სწარმოო მოღვაწეობის სფეროში, ქიმიას ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი როლი ეკუთვნის. ნივთიერების თვისებებისა და მისი გარდაქმნის პროცესში ნათელი ხდება მატერიის მოძრაობის კანონები. ქიმიის საბუნებისმეტყველო დისციპლინათაგან ერთ-ერთი ფუნდამენტური ნივთიერებაა, რომლის შესწავლა და მისი შემდგომი განვითარება განაპირობებს კაცობრიობის ტექნიკურ და კულტურულ პროგრესს. ენჯელსი წერდა: „ქიმიას შეიძლება ვუწოდოთ მეცნიერება სხეულების თვისებრივი ცვლილებების შესახებ, რომლებსაც ჩათვის მიმდინარე რაოდენობრივი ცვლილებები განაპირობებს“. ქიმიის ღრვა ცოდნა და მისი გამოყენება ტექნიკაში არსებულის სრულყოფისა და ახალი წარმოებების შექმნის საშუალებაა გვიძლევა. ელექტრული ენერჯის მუტი წილი სათბობის ქიმიური ენერჯის გარდაქმნით მიიღება.

განსაკუთრებით მნიშვნელოვანი გახდა ქიმიის როლი მიკროელექტრონიკის, ავტომატიკისა და ტელემექანიკის განვითარების პროცესში. ახალი ტექნიკის შესაქმნელად საჭიროა ახალი ზეგამტარები, ზესუფთა, ზემაგარი, ცეცხლგამძლე ნივთიერებები, რომელსაც ქიმიის კმნის. მოძვეალნიც დიდი იქნება ქიმიის როლი კომუნიზმის მატერიალური ბაზის განსავეითარებლად.

6. ნივთიერება. ძირითადი განსაზღვრის თანახმად, ქიმიის არის მეცნიერება ნივთიერებისა და მისი გარდაქმნების შესახებ.

ნივთიერება, მატერიის ერთ-ერთი ფორმა, მატერიის კონკრეტული გამოვლენის ერთ-ერთი სახეა.

ნივთიერება არის ის, „ოაც ავსებს სივრცეს, აქვს მასა, ე. ი. წარმოადგენს მასებს, რომელთაც იზიდავს დედამიწა და მატერიის სხვა მასები, არის ის, რისგანაც შედგება ბუნებაში არსებული სხეულები და რომელთა დაზმარებოთაც წარმოებს მოძრაობა, და ხდება ბუნების მოვლენები“. დ. მესლელევის ეს განმარტება ახლოა დღევანდელთან.

დღეს სავსებით დაზუსტებულ და მისაღებია ნივთიერების შემდეგი განმარტება:

ნივთიერება არის მატერიის ფორმა, რომელიც შედგება მოსვენებითი მასის მქონე ნაწილაკებისაგან.

ელექტრონები და პროტონები, პროტონები და ნეიტრონები, ატომები და მოლეკულები, მარტივი და რთული ნაერთები, კოლოიდური ნაწილაკები და ციური სხეულები აირად, თხევად, მყარ და

პლაზმის მდგომარეობაში წარმოადგენენ სხვადასხვა სახის ნივთიერებას, მატერიის კონკრეტული გამოვლენის სხვადასხვა ფორმას. ენგელსის აზრით, ნივთიერების სხვადასხვა სახე ერთიანი მატერიის თვისებრივად განსხვავებული ფორმებია. მარტივი და რთული ნივთიერება არსებითად განსხვავდება ერთმანეთისაგან. მარტივი ნივთიერება შედგება ატომებისაგან, რომელთა ატომბირთვებს აქვთ ერთი და იგივე მუხტი, ხოლო რთული ნივთიერება—სხვადასხვა სახის ატომისაგან.

მარტივი ნივთიერება არის ქიმიური დაშლის ზღვარი. ქიმიური გზით მარტივი ნივთიერების დაშლა შეუძლებელია.

ამგანად, მართალია, ცნობილია მრავალი ისეთი მარტივი ნივთიერება, რომლებიც თავისით განიცდიან გარდაქმნას. ამ დროს ერთი მარტივი ნივთიერებიდან ორი ან მეტი ახალი მარტივი ნივთიერება მიიღება, მაგალითად, ელემენტი რადიუმის გარდაქმნით ორი ელემენტი — რადონი და პოლონი მიიღება, მაგრამ ასეთი გარდაქმნა ქიმიური რეაქცია კი არ არის, არამედ ეს არის თავისთავად მიმდინარე ატომბირთვული პროცესი, რომლის დროსაც ატომბირთვი გარდაქმნას განიცდის.

ამჟამად ყველა მარტივი ნივთიერების ხელოვნური დაშლა მოხერხდა, მაგრამ ეს დაშლა ხდება არა ქიმიური რეაქციების გავლით, არამედ ძლიერი ზემოქმედებით, რასაც ქვემოთ განვიხილავთ.

მარტივი ნივთიერების ამგები ელემენტი ჩვეულებრივი ქიმიური რეაქციების დროს კი არ იშლება, არამედ ერთი მდგომარეობიდან მეორეში გადადის. მაგალითად, წყალბად-ატომების მდგომარეობა წყალბადის, წყლისა და ნახშირწყალბადის მოლეკულებში განსხვავებულია ერთმანეთისაგან. ეს მდგომარეობა დამოკიდებულია იმ ელემენტების ატომებზე, რომლებთანაც შებმულია მოცემული ატომი.

სადღეისოდ ცნობილია 1500-ზე მეტი მარტივი ნივთიერება, რომლებსაც 105 ქიმიური ელემენტი აგებს.

ერთნაირი ატომების შემთხვევაში მიიღება მარტივი ნივთიერების მოლეკულები ან ატომური მყარაღნაგობა, რომელიც არის ქიმიური ელემენტების არსებობის ფორმა თავისუფალ მდგომარეობაში. სხვადასხვა გულმუხტის ატომების ურთიერთმოქმედებით წარმოიქმნება რთული ნივთიერება, ე. ი. ქიმიური ნაერთი.

ქიმიური შინაარსით მდიდარი ფაქტობრივი მასალის შეჯამებისას ჩამოყალიბდა ნივთიერების მასის მუდმივობის კანონი, რომელმაც ცნება ნივთიერება მის რაოდენობრივ მახასიათებელ სიდიდეს—მასას დაუკავშირა. ამავე დროს მასის მუდმივობის კანონი გამოსახავს აზრს ატომთა მოცემული სახის, ე. ი. ელემენტების მუდმივობის შესახებ ქიმიური რეაქციების დროს. ქიმიური გარდაქმნების მიმდინარეობისას ლოზონოსოვის ელემენტების მუდმივობის კანონი, ფორმულირებული

ა. ლავუაზიეს მიერ, უდავოდ კვშპარიტებაა.

7. ქიმიური რეაქციები. ქიმიური რეაქცია ხასიათდება ნივთიერების გადასვლით თვისებრივად ახალ ფორმაში, ხოლო ეს უქანასკნელი მიიღება თანდათანობით რაოდენობრივი ცვლილებების შედეგად. რაზხელაც გარემო მნიშვნელოვან გავლენას ახდენს.

ქიმიური რეაქცია არის ნივთიერებათა ურთიერთმოქმედებით ან სხვადასხვა სახის ენერჯის ზემოქმედებით განპირობებული პროცესი, ამ დროს იცვლება ნივთიერებათა ქიმიური შედგენილობა ან ქიმიური აღნაგობა, რასაც თან ახლავს ენერჯეტიკული ცვლილებებიც.

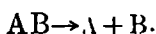
ქიმიური რეაქციების დროს ქიმიური ელემენტების ბუნება უცვლელი რჩება (ქიმიური ელემენტების მუდმივობის კანონი).

ქიმიური რეაქციების დროს მრავალ შემთხვევაში იცვლება მოლეკულების რიცხვი, მაგრამ ატომთა საერთო რიცხვი უცვლელი რჩება. ამ ნიშნებით ქიმიური რეაქცია განსხვავდება ატომბირთვული და რადიოაქტიური პროცესებისაგან, რომლის დროსაც იცვლება ელემენტების ბუნებაც და ატომთა რიცხვიც.

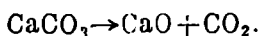
ქიმიური რეაქციები მრავალფეროვანია. მათ კლასიფიკაციას სხვადასხვა პრინციპი შეიძლება დაუდლოთ საფუძვლად.

პროცესის ხასიათის მიხედვით რეაქციები ოთხ ჯგუფად შეიძლება დაყოს: 1. დაშლის, 2. შეერთების, 3. ჩანაცვლებისა და 4. მიმოცვლის რეაქციები.

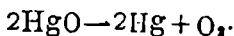
1. დაშლის რეაქციების დროს ერთი უფრო რთული ნივთიერებიდან ორი ან მეტი, ნაკლებად რთული ან მარტივი ნივთიერება მიიღება. დაშლის რეაქცია შეიძლება გამოვსახოთ შემდეგი სქემით:



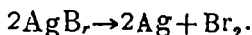
მაგალითად, კირქვის გამოწვისას მიიღება კირი და ნაწიარზბადის (IV) ოქსიდი:



ვერცხლისწყლის ოქსიდის დაშლით მიიღება ვერცხლისწყალი და ჟანგბადი:



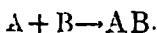
ვერცხლის ბრომიდი სინათლის მოქმედებისას დაიშლება თავისუფალ ვერცხლად და ბრომად:



დაშლის რეაქციებს მიეკუთვნება კრკეინჯის პროცესები, რომლის დროსაც მქიმე ნაწიარწყალბაუქიდან მსუბუქი ნაწიარწყალბაუბები წარმო-

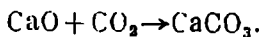
იქმნება და სხვ. ჩვეულებრივად დაშლის რეაქციები მიმდინარეობს გახურების, გაშუქების ან ელექტრული დენის ზემოქმედებით.

2. შეერთების რეაქციები ხასიათდება იმით, რომ ორი ან მეტი მარტივი, ან ნაკლებად რთულ ნივთიერებიდან ერთი ახალი, უფრო რთული ნივთიერება მიიღება. საერთოდ ამ რეაქციებს, რომელთა მიმდინარეობისას რაქტენიუ ნივთიერებიდან უფრო ნაკლები რიცხვი ნივთიერებებისა მიიღება, შეერთების რეაქციები ეწოდება. შეერთების რეაქცია სქემატურად შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ:

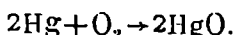


ის ნივთიერება, რომელიც რამდენიმე ნივთიერების ქიმიური შეერთებით მიიღება, მათი ნაერთია.

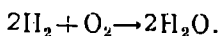
შეერთების რეაქციებია კირისა და ნახშირბადის (IV) ოქსიდიდან კალციუმკარბონატის წარმოქმნა:



ვერცხლისწყლიდან და ჟანგბადიდან ვერცხლისწყლის ოქსიდი მიიღება:

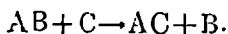


ყალბადიდან და ჟანგბადიდან წყლის წარმოქმნა:

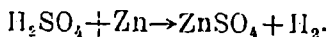


როგორც ჩანს, შეერთების რეაქცია დაშლის რეაქციის შებრუნებულია.

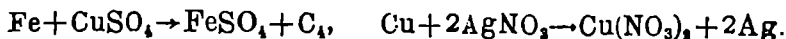
3. ჩანაცვლების რეაქციის მიმდინარეობისას მოცემულ მოლეკულაში ერთი ატომი (ან აუომთა ჯგუფი) მეორე ატომით (ან ატომთა ჯგუფით) ჩანაცვლება:



ამ ტიპის რეაქციებში მარტივი ნივთიერებაც მონაწილეობს და ნაერთიც. ასეთია, მაგალითად, მეტალების მოქმედება მჟავებზე, მარილებზე და სხვ. თუთიაზე განზავებულ გოგირდმჟავას მოქმედებისას რეაქცია შემდეგი განტოლებით მიმდინარეობს:

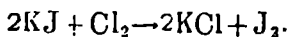


ამ რეაქციის დროს მჟავასა და მეტალის ურთიერთმოქმედებით მიიღება მარილი და წყალბადი. თუთიამ აქ ჩანაცვლა წყალბადი მჟავას მოლეკულაში და ამით გამოაძევა ის მჟავიდან. იმის მიხედვით, თუ რომელი ნივთიერების მიღებისათვის ვატარებთ ამ რეაქციას, მას შეიძლება ჩანაცვლების (წყალბადისა თუთიით) ან გამოძევების რეაქცია ეწოდოს. ასევე, შაბიამნის მოლეკულაში სპილენძი ჩანაცვლება რკინით, თუთიით:



ამგვარ რეაქციებში რკინა ან თუთია ატომურიდან იონურ მდგომარეობაში გადადის, ხოლო სპილენძი, პირიქით, იონური მდგომარეობიდან ატომურში.

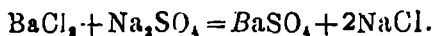
ასეთივეა იოდის გამოქვევა ქლორით, რომლის დროსაც მარილში ერთი ანიონი ჩაინაცვლება მეორეთი:



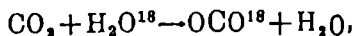
4. მიმოცვლის რეაქციები ხასიათდება იმით, რომ ორი ნაერთის მოლეკულაში იონების, ატომების ან ატომთა ჯგუფების (რადიკალების) მიმოცვლის შედეგად ორი ახალი ნაერთი მიიღება:



მაგალითად,

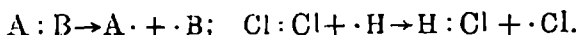


მიმოცვლის რეაქციები უფრო ხშირად მიმდინარეობს დისოციირებულ ნაერთთა ურთიერთმოქმედებისას (იონების გაცვლა). ამ ტიპის რეაქციებისათვის დამახასიათებელია წონასწორული მდგომარეობის დამყარება, ე. ი. პროცესის შექცევადობა. ეს იმას ნიშნავს, რომ აქ ოთხივე ნაერთი მიიღება (KCl , $NaNO_3$, KNO_3 , $NaCl$). მიმოცვლის რეაქციებს მიეკუთვნება იზოტოპური მიმოცვლის რეაქციებიც, მაგალითად,

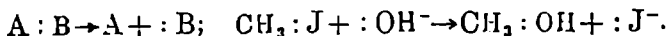


სადაც O^{18} ჟანგბადის მძიმე იზოტოპია.

თუ კლასიფიკაციას ბმის გაწყვეტის მექანიზმს დავედებთ საფუძვლად, საქმე გვექნება ჰომოლიზურ და ჰეტეროლიზურ რეაქციებთან. ჰომოლიზურია რეაქციები, რომელთა მიმდინარეობისას წყდება ერთი ან რამდენიმე ორელექტრონიანი ბმა და წარმოიქმნება თავისუფალი რადიკალები ან ატომები, ამ უკანასკნელთ გაუწყვილებელი ელექტრონები ექნებათ:



ჰეტეროლიზურია რეაქციები, რომელთა მიმდინარეობისას წყდება ქიმიური ბმა ელექტრონული წყვილის გაუყოფლად და მის ხარჯზე შეიძლება წარმოიქმნას ახალი ბმა, მაგალითად:



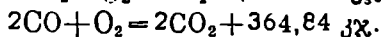
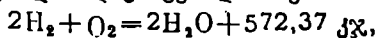
ტიპური ჰეტეროლიზური რეაქციებია იონებად დაშლა.

8. ენერგია ქიმიური გარდაქმნის დროს. ყოველ ქიმიურ პროცესს თან ახლავს სითბური ეფექტი — სითბოს გამოყოფა ან სითბოს შთანთქმა.

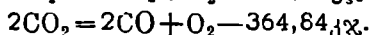
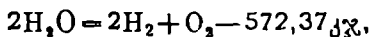
ენერგეტიკული ცვლილებების მიხედვით ქიმიური პროცესები

შეიძლება ეგზოთერმულ და ენდოთერმულ რეაქციებად დავყოთ.

ეგზოთერმულია ანუ, უფრო სწორად, ეგზონერგეტიკულია რეაქციები, რომელთა მიმდინარეობა დაკავშირებულია სითბოს ან სხვა სახის ენერჯის გამოყოფასთან. ამის მაგალითებია წყალბადის წვა, ნახშირბადის (II) ოქსიდის დაეანგვა და სხვ.:



ენდოთერმულია ანუ ენდონერგეტიკულია რეაქციები, რომელთა მიმდინარეობა დაკავშირებულია სითბოს ან სხვა სახის ენერჯის შთანთქმასთან გარემო არედან. მაგალითად,



როგორც ამ რეაქციებიდან ჩანს, ეგზოთერმული რეაქციების შებრუნებისას ენდოთერმული რეაქციები მიიღება.

ამრიგად, სითბური ეფექტი ქიმიური რეაქციის ერთ-ერთი დამახასიათებელი თანხმლები მოვლენაა.

სითბოს გამოყოფის ან შთანთქმის გარდა, ქიმიური რეაქციის მიმდინარეობისას ხშირ შემთხვევაში გარე მუშაობაც სრულდება. ამ დროს რეაქციის გამო სისტემის მოცულობის ცვლილება ატმოსფერული წნევის დაძლევისათან არის დაკავშირებული. მოცულობის ცვლილება თვალსაჩინო სიდიდეს აღწევს გაზების მონაწილეობისას რეაქციაში. მაგრამ რეაქციის დროს გამოყოფილ ან შთანთქმულ სითბოს რაოდენობასთან შედარებით, გაზების ძიერ შესრულებული მუშაობა ჩვეულებრივად მცირეა. მაგალითად, გოგირდმჟავაში ერთი გრამ-ატომი თუთიის გახსნისას 1135,73 კჯ სითბო გამოიყოფა. ამავე დროს წარმოიქმნება ერთი გრამ-მოლი წყალბადი, რომლის მოცულობა ნორმალური ფიზიკური პირობების დროს (ე. ი. ატმოსფერულ წნევაზე და 0°C -ზე) 22,412 ლიტრის ტოლია. ატმოსფერული წნევის საპირისპიროდ ამ მოცულობის წარმოქმნასთან დაკავშირებული მუშაობა $A = pV = RT = 1,985 \times 273 = 546$ კალორიას უდრის. რეაქციის დროს გამოყოფილ სითბოსთან შედარებით, სითბოს ეს რაოდენობა მცირეა.

როცა რეაქცია თხევად ან ნყარ სხეულებს შორის მიმდინარეობს, მოცულობის ცვლილება იმდენად უანიშნელოა, რომ თავისუფლად შეიძლება მისი უგულებელყოფა.

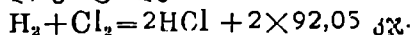
ქიმიური რეაქცია შეიძლება ჩავატაროთ როგორც მოცულობაუცვლელ, ასევე წნევაუცვლელ პირობებში. ამის შესაბამისად მივიღებთ რეაქციის სითბურ ეფექტს მოცულობაუცვლელ და წნევაუცვლელ პირობებში.

რეაქციის დროს გამოყოფილი სითბოსა და შესრულებული გარე მუშაობის აღ-
გებრული ჯამი რეაქციის სითბური ეფექტია. მას წვევაუცვლელი სითბური ეფექტი
ეწოდება და აღინიშნება Q_p -ით. მოცულობაუცვლელი სითბური ეფექტი წვევაუცვლელ-
ლისაგან ($pV = nRT$) სიდიდით განსხვავდება, სადაც n გამოყოფილი გაზების მო-
ლბებს რიცხვია:

$$Q_p - Q_p = -nRT.$$

ქვემოთ ჩვენ ნიშმართავთ წვევაუცვლელ სითბურ ეფექტებს და მას Q სიმბოლო-
თი აღვნიშნავთ.

ქიმიური რეაქციების განტოლებები სწორად ასახავს ობიექტუ-
რად მიმდინარე პროცესების თვისებბრავსა და რაოდენობრივ მხარეებს,
მაგრამ არ გამოსახავს ენერგეტიკულ ეფექტს. ენერგეტიკული ეფექტის
გამოსახვა ძდვილია ჩვეულებრივი განტოლებების დახმარებით. მაგა-
ლითად, განტოლებაში:



სიმბოლო H_2 გარდა იმისა, რომ წყალბადს გამოსახავს, ნიშნავს ერთ
მოლ (ე. ი. 2 გრამ) წყალბადს. სიმბოლო Cl_2 აკრთევე ერთ მოლ
ქლორს ნიშნავს (71 გრამს). განტოლებიდან ჩანს, რომ წყალბადიდან
და ქლორიდან თითო მოლი ქლორწყალბადის წარმოქმნა დაკავშირე-
ბულია 92,05 კილოჯოულის გამოყოფასთან. გამოყოფილი 92,05
კილოჯოული არის წყალბადიდან და ქლორიდან ერთი მოლი ქლორ-
წყალბადის წარმოქმნის სითბო.

სითბური ეფექტა მართო ქიმიურა რეაქციების ნიშანი კი არ
არის, არამედ იგი აკრთევე გახსნის, დაკრისტალების, დნობის, აორ-
თქლებასა და სხვა ფიზიკურ-ქიმიურ პროცესებს ახლავს.

1.2. ატომური-მოლემული ტიპისი

1. ძველი საბერძნეთის ფილოსოფოსების ატომისტიკა. ოცუახუ-
თმა საუკუნემ განვლო მას შემდეგ, რაც ძველი საბერძნეთის ფილო-
სოფოს-ატომისტებმა დემოკრიტემ (460—370 წწ. ჩ. წ.-მდე) და დის-
მა მეგობარმა და მასწავლებელმა ლევკიპოსმა (500—440 წწ.
ჩ. წ.-მდე) შექმნეს მოძღვრება მატერიის აღიგობაზე.

ანაქსაგორის (500—428 წწ. ჩ. წ.-მდე) იდეის საპირისპიროდ,
რომელიც ფიქრობდა, რომ მატერიის გაყოფადობა განუსაზღვრელია,
ლევიპოსი გამოთქვამდა აზრს, რომ მატერიის დაყოფას თავისი სა-
ზღვარი აქვს და, რომ ეს ზღვარი განუყოფელი ნაწილაკებია—ატომე-
ბია. თავისი მოძღვრების ჩამოყალიბებისას ლევიპოსი გამომდინარე-
ობდა დებულებიდან, რომ მატერია მარადიულია, რომ შეუძლებელია
მატერიის შექმნა ან მისი მოსპობა. ნიუთიერებათა მრავალფეროვნებას
ანტიკური ხანის ფილოსოფოს-ატომისტები ხსნიდნენ მათი შემადგე-
ელი ატომების სხვადასხვა ფორმითა და ატომების სხვადასხვაგვარი

ურთიერთშეერთებით. დემოკრიტეს შეხედულებით, საგნებს ორი პირველსაწყისი აქვს. ეს არის ატომები და აბსოლუტური სივრცე. დემოკრიტეს სიტყვებით „სინამდვილეა მხოლოდ ატომი და ცარიელი სივრცე“. ეს უკანასკნელი აუცილებელია ატომების მოძრაობისათვის. დემოკრიტეს ატომები მყარია, ურთიერთშეუღწევადი და მედნივ მოძრაობაში მყოფი. ატომები განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან ფორმითა და მასით. სხეულები ატომების ურთიერთშეერთებით მიიღება. ატომთა უსასრულოდ დიდი რაოდენობა მოძრაობს ცარიელ სივრცეში. ისინი ეჯახებიან ერთმანეთს და ამით ქმნიან ატომთა გრიგალს. ატომთა ამ გრიგალური მოძრაობიდან კი მთელი სამყარო იბადება, რომელიც შემდეგში ბუნებრივი გზით ისპობა.

I საუკუნეში ჩ. წ-მდე, გენიალურმა პოეტმა და ფილოსოფოსმა ლუკრეციუსმა თავის უკვდავ პოემაში „საგანთა ბუნებისათვის“ (De rerum natura) მბატეულოდ ასახა ანტიკური ეპოქის ატომისტური მატერიალიზმის ფილოსოფია. ლუკრეციუსის ეს ნაწარმოები შეიცავს მრავალ განზოგადებასა და, მათ შორის, მატერიის მარადისობის კანონსაც, რომელიც პოეტმა გამოხატა შესანიშნავი ფორმით:

{ და მატერია როდი არის მყარ-შენიფთული,

 მთლიანობაში ყოველივე თითქმის უძრაობს.
 რადგან ნაწილი როცა ხტოვებს რაიმე საგანს,
 მას თუ აკლდება. ემატება სხვას რომელსაზე.
 ერთს რომ აკნინებს, ნაცვლად ამისა ზრდის ხომ მეორეს¹.

ლუკრეციუსმა თავის პოემაში წარმა უბრუნებთ განავითარა რასაც საფუძვლად დაედო ატომისტიკა მრავალი დაკვირვება, მაგალითად: წყლის აორთქლება, ორთქლიდან ღრუბლების წარმოქმნა, ღრუბლიდან — წვიმისა და ა. შ. ანტიკურ მატერიალიზმს ბუნებისმეტყველების ისტორიისათვის უდიდესი მნიშვნელობა ჰქონდა.

ატომისტიკის საპირისპირო მოქმედება განავითარა არისტოტელემ (384—322 წწ. ჩ. წ-მდე). დემოკრიტესა და ანტიკური პერიოდის ფილოსოფოს-ატომისტების დებულების—ატომების უცვლელობის, საპირისპიროდ არისტოტელემ ჩამოაყალიბა მოძღვრება ელემენტებზე, რომელთაც ახასიათებს ერთმანეთში გადასვლა და რომელთაც არა აქვს გაყოფადობის საზღვარი. არისტოტელეს მოძღვრებამ გამოთიშა ატომისტიკა.

საშუალო საუკუნეების სქოლასტიკოსებმა თავის მხრივ დააკა-

¹ იხ. ლუკრეციუსი. „საგანთა ბუნებისათვის“, თავგანთი ლათინურიდან პროფ. პანტელეიმონ ბერძინისა, 1953 წ., თბილისი, გვ. 39.

ნონეს არისტოტელეს სწავლება, რამაც მნიშვნელოვნად დააბრკოლა მეცნიერების შემდგომი განვითარება.

2. ატომისტიკური წარმოდგენების აღმოცენება. აღორძინების ხანაში გამოჩენილი ფილოსოფოს მატერიალისტები და ბუნებისმეტყველები: ჯორდანო ბრუნო (1548—1600 წწ) და გალილეო გალილეი (1564—1642 წწ.) იტალიაში, ფრენსის ბეკონი (1561—1626 წწ.) ინგლისსა და მარიათი (1620—1684 წწ.) საფრანგეთში, აღიარებენ მატერიის მარადისობის პრინციპს. ეს პრინციპი ფილოსოფიური შინაარსის დებულებაა, რომელიც იმ ხანებში სათანადო ექსპერიმენტით არ ყოფილა დასაბუთებულ.

XVII—XVIII საუკუნეებში წარმოიშვა ბუნებისმეტყველება, რომელსაც თავდაპირველად მექანიკური ხასიათი ჰქონდა.

1624 წ. ფილოსოფოს-მატერიალისტმა ჰასენდიმ მკაცრად გააკრიტიკა იმ ხანებში გაჩაღებული სქოლასტიკური მიმდინარეობა და, კერძოდ, არისტოტელეს მოძღვრება. მარკსი აღნიშნავს, რომ ჰასენდიმ აღორძინა ეპიკურეს მატერიალიზმი, რასაც უდიდესი მნიშვნელობა ჰქონდა მეცნიერების განვითარებისათვის. მან შემოიტანა მაშინდელ ფიზიკაში დემოკრიტეს განუყოფელი ატომები და ცარიელი სივრცე. მთელი რიგი პროცესებისა მან ატომების მექანიკური მოძრაობით ლა ნათი შექიდულობით ახსნა. ჰასენდიმ მეცნიერებაში შემოიტანა ცნება მოლეკულის შესახებ, რომელშიც ნივთიერების შეტად მცირე მასა იგულისხმებოდა.

რობერტ ბოილი (XVII ს.) შეეცადა აღორძინებული ატომ ისტიკა გამოეყენებინა ფიზიკისა და ქიმიის რიგი საკითხების ასახსნელად. ჰასენდის შრომების მიხედვით გაეცნო ატომისტიკას ისაკ ნიუტონი (XVII—XVIII სს.), რომელმაც შემდგომ ატომისტიკა განავითარა. მან დაუშვა, რომ ატომების შეერთების დროს თავს იჩენენ ძალები, რომლებიც ჩეტად მცირე მანძილებზე მოქმედებენ. ზეციური სხეულების მსგავსად, ნიუტონი ატომებს სფერულ ფორმას მიაწერდა. ამ წარმოდგენების გავლენით მან სინათლის კორპუსკულური თეორია ჩამოაყალიბა.

XVII საუკუნის სამოციან წლებში ძიხვილ ვასილის ძე ლომონოსოვმა განავითარა ატომურ-მოლეკულური თეორია, რომელიც მისი მატერიალისტური მოძღვრების ორგანული ნაწილია.

ლომონოსოვის მოლეკულურ თეორიას სიახლე ახასიათებდა იმ მექანიკურ თეორიებთან შედარებით, რომლებიც იმ დროისათვის იყო შემუშავებული. სიახლე იმაში გამოიხატებოდა, რომ მან ჰასენდის შემდგ მკვეთრად განასხვავა ცნებები ატომისა და მოლეკულის შესახებ როგორც ნივთიერების თვისებრივად განსხვავებულ საფეხურზე, ეს კი საფუძვლად დაედო მის თეორიას.

ლომონოსოვისათვის უდიდესი მეცნიერული ღვაწლი იყო მატერიალისა და მისი მოძრაობის ჭედმიჯობის კანონის ფორმულირება, რომელიც ბუნების ფუნდამენტური კანონია. ეს კანონი ლომონოსოვმა 1748 წელს შემდეგნაირად გაჰოხტა: „ბუნებაში მომხდარი ყოველგვარი ცვლილება ისეთი ხასიათისაა, რომ რამდენიც ერთ სხეულს აკლდება. იმდენი ემატება მეორეს. ამგვარად, თუ სადმე მატერია რამდენადმე მოიკლებს, სამაგიეროდ სხვაგან მოიმატებს... ბუნების ეს საყოველთაო კანონი მოძრაობის წესებზედაც ვრცელდება, ვინაიდან ყოველი სხეული, რომელიც თავისი ძალით სხვა სხეულს ამოძრავებს, კარგავს იმდენ ძალას, რამდენსაც გადასცემს მეორე სხეულს, რომელიც პირველისაგან მოძრაობას ღებულობს“.

ლომონოსოვის ზეხედულებით მეცნიერების ერთ-ერთი ამოცანა იმაში მდგომარეობს, რომ ბუნების მოვლენების განმარტება მატერიის ნაწილაკების მოძრაობასა და ურთიერთმოქმედებას უნდა ემყარებოდეს. ამიტომ თავის ატომურ-მოლეკულური თეორიის ჩამოყალიბებისას ლომონოსოვი ძირითადად ეყრდნობოდა მოძრაობაში მყოფი ატომებისა და მოლეკულების რეალობის აღიარებას.

მატერიისა და მისი მოძრაობის ჭედმიჯობის კანონებს შორის მკიდრო კავშირია. ამ კანონებს უდიდესი მნიშვნელობა აქვს მარად-ცვლადი და მუდმივ მოძრაობაში მყოფი მატერიის მარადიულობისა და მისი მოძრაობის კანონების მეცნიერული გაგებისათვის, მატერიის მოუსპობლობისა და შეუქმნელობის დასასაბუთებლად, რამაც საფუძველი გამოაცალა მეტაფიზიკურ წარმოდგენებს ბუნების შესახებ.

ცნობილმა ფრანგმა მეცნიერმა ანტუან ლორან ლავუაზიემ (1743—1794) ზუსტი ცდებით დაამტკიცა, (1789 წ.), რომ გახურებისას მეტალიდან ხენჯის წარმოქმნის დროს ხდება ქანკბადის შთანთქმა. მან იპოვა, რომ ხენჯისა და მეტალის მასათა სხვაობა უდრის ჰაერიდან შთანთქმული ქანკბადის მასას. ლავუაზიეს მიერ ჩამოყალიბებულმა წვიმის მოვლენების მეცნიერულმა ახსნამ მთელი რევოლუცია მოახდინა ქიმიაში. ანალიზების შედეგად ლავუაზიემ ექსპერიმენტულად დაამტკიცა, რომ ქიმიური რეაქციების დროს მორეაგირე ნივთიერება თა მასა უცვლელი რჩება.

ლავუაზიეს მიერ ქიმიური გარდაქმნებისას ნივთიერების მასის მუდმივობის კანონის დადგენას უდადესი მნიშვნელობა ჰქონდა ქიმიის განვითარებისათვის. ლავუაზიემ ნათელყო, რომ ქიმიური რეაქციების დროს არ ხდება ელემენტების ურთიერთკავრდაქმნა. ამგვარად, მატერიის ძარდაოობა კანონი მან ელემენტების ძედმიჯობა კანონის დაუმტკიცა.

ლავუაზიეს დიდი დამსახურება ის არის, რომ მარადისობის კანონებიდან გამომდინარე ქიმიური რეაქციები მან ალგებრული განტო-

ლებებით გამოსახა. ის ქიმიური განტოლებები, რომლებითაც ჩვენ დღეს ქიმიურ რეაქციებს გამოვსახავთ, პირველად ლავუაზიემ შემოიღო მეცნიერებაში. მისი შრომების შედეგად ქიმა ზუსტი მეცნიერება გახდა.

3. **დალტონის გამოკვლევები.** ბუნდოვანი ფილოსოფიური იდეა ატომის შესახებ მხოლოდ მე-19 საუკუნეში იქცა ქიმიკოსების ხელში ნივთიერ რეალობად.

ნიუტონის შრომების მიხედვით გაეცნო დალტონი ატომისტიკას. 1803 წლიდან დალტონი შეუდგა ატომისტიკის გამოყენებას ქიმიური რეაქციების კანონზომიერებების ასახსნელად, რის შედეგადაც აღმოაჩინა ჯერად ფარდობათა კანონი. ამ კანონიდან მან გამოიყვანა ცნება ატომური მასის შესახებ, რასაც დიდი მნიშვნელობა ჰქონდა ატომისტიკის შემდგომი განვითარებისათვის. ამან განამტკიცა დალტონის სახელი ქიმიის განვითარების ისტორიაში.

მართალია, ნათელი წარმოდგენა შექმნეს ატომის შესახებ ჰასენდიმ, ბერნულემ, ლომონოსოვმა და სხვებმა, მაგრამ დალტონი იმით მათ აღიარებული ატომისტიკური თეორიის მამამთავრად, რომ მან მრავალნაირი დასაბუთა ეს თეორია.

დალტონის ატომისტიკური თეორიის ძირითად დებულებებს შეიძლება შემდეგი სახე ნივცეთ:

1. ყოველი ნივთიერება ატომებისაგან შედგება, რომლებიც ერთმანეთთან დაკავშირებულია მიზიდვის ძალებით;

2. ერთი და იგივე ნივთიერების ყველა ატომი ერთნაირია თავისი ფორმითა და მასით, მაგრამ განსხვავდებიან სხვა ნივთიერების ატომებისაგან;

3. მარტივი ნივთიერებები შედგება ატომებისაგან, რთული ნივთიერებები—მოლეკულებისაგან, რომლებსაც ქიმიური რეაქციების დროს შეუძლიათ ატომებად დაშლა;

მოლეკულის მასა მასში შემავალი ატომების მასათა ჯამის ტოლია;

4. მარტივიდან რთული ნაერთის წარმოქმნისას მოლეკულები მიიღება ატომების მცირე რიცხვის შეერთებით;

5. ქიმიური რეაქცია დაკავშირებულია მოლეკულების დაშლასთან ან წარმოქმნასთან.

დალტონის ატომისტიკის მნიშვნელობა იმაში გამოიხატება, რომ მან ახსნა ქიმიური ნაერთების წარმოქმნის ძირითადი კანონი. მაგალითად:

1. ქიმიური გარდაქმნების დროს ატომების ინდივიდუალობა უცვლელი რჩება, ამიტომ რეაქციაში შემავალი ნივთიერებების მასა უდრის

რეაქციის შედეგად მიღებული ნივთიერებების მასათა ჯამს (მასის მუდმივობის კანონი ქიმიური რეაქციების დროს);

2. რადგან მოცემული ნაერთის ყველა მოლეკულა ერთნაირია და წარმოადგენს გარკვეული ატომების შეერთებას, ამიტომ აა ნივთიერების წონითი შედგენილობა ზუსტად ისეთივეა, როგორც ყოველი მისი მოლეკულის შედგენილობა. მაშასადამე, რა გზითაც არ უნდა მივიღოთ მოცემული ნაერთი, მისი შედგენილობა ყოველთვის ერთი და იგივე იქნება (შედგენილობის მუდმივობის კანონი);

3. თუ ორი ელემენტი რამდენიმე ნაერთს წარმოქმნის, მაშინ ამ ნაერთების მოლეკულებში ერთი ელემენტის ატომთა განსაზღვრულ რიცხვზე მეორე ელემენტის ატომთა მთელი რიცხვი შოდის (ჯერად ფარლობათა კანონი).

ატომისტური თეორიის მნიშვნელობა ქიმიის განვითარებისათვის დიდი იყო. ენგელსმა მას შემდეგი შეფასება მისცა: „ახალი ეპოქა ქიმიისში ატომისტიკით იწყება (მაშასადამე, არა ლავუაზე, არამედ დალტონია თანამედროვე ქიმიის მამა), ხოლო ფიზიკაში, ამის შესაბამისად — მოლეკულური თეორიით (სხვა ფორმით, რომელიც არსებითად ამ პროცესის მხოლოდ მეორე მხარეს გამოხატავს, მოძრაობის ფორმების ურთიერთგარდაქმნათა აღმოჩენით)“¹.

ატომისტიკის თვალსაზრისით, რეაქციების დროს ელემენტების წონითი თანაფარდობების გარკვევის აუცილებლობაჰ მოითხოვა ატომური მასების შემოტანა. ვინაიდან თითოეული ატომის მასა მეტად მკირეა, ამიტომ შემოიღეს ფარდობითი ატომური მასები. მათ განსასაზღვრავად საკმარისი იყო რაიმე ელემენტის მასის გამოსახვა პირობითი ერთეულებით. ვინაიდან ყველაზე მსუბუქი ელემენტი წყალბადია, ამიტომ თავდაპირველად ატომური მასის ერთეულად მიიღეს წყალბადის ატომის მასა. მაგრამ ატომური მასების განსაზღვრა მეტად რთული აღმოჩნდა, რადგან მხოლოდ შესაერთებელი ელემენტების მასების ცოდნა არ იყო საკმარისი. მაგალითად, ცნობილია, რომ წყალბადი უერთდება ჟანგბადს თანაფარდობით 1:8. მაგრამ მხოლოდ ამ თანაფარდობის ცოდნა ჟანგბადის ატომური მასის განსასაზღვრავად საკმარისი არ არის. საჭიროა კიდევ იმის ცოდნა, თუ რამდენი ატომი ჟანგბადი და რამდენი ატომი წყალბადი შედის ერთ მოლეკულა წყალში. თუ დავუშვებთ, რომ წყლის მოლეკულა შედგება ერთი ატომი წყალბადისა და ერთი ატომი ჟანგბადისაგან, მაშინ წყლის ფორმულა იქნება HO . ჟანგბადის ატომური მასა კი — 8. თუ ერთ ატომ წყალბადზე შოდის ორი ატომი ჟანგბადი, მაშინ წყლის ფორმულა იქნება HO_2 და ჟანგბადის ატომური მასა იქ-

¹ ენგელსი, „ზენების დიალექტიკა“, სახელგამი, 1954 წ. გვ. 310.

ნება 4; მაგრამ თუ წყლის ნოლეკულაში ორი ატომი წყალბადი წერ-
თებულია უანგბადის ერთ ატომთან, წყალს ექნება ფორმულა H_2O და
უანგბადის ატომური მასა იქნება 16.

ამ წესადლო ვარიანტებიდან დალტონმა გააკეთა ყველაზე მარ-
ტივი დაშვება, რომ წყლის მოლეკულა შედგება ერთი ატომი წყალ-
ბადისა და ერთი ატომი უანგბადისაგან, ე. ი. რომ უანგბადის ატო-
მური მასა არის 8.

დალტონის თანახმად, წყლის შედგენილობა გამოისახება ფორ-
მულით H_2O , ამიაკისა—ფორმულით NH_3 და ა. შ. აქედან ჩანს, რომ
დალტონის გამოკვლევებში ფორმულის შედგენას ეკვივალენტების ტა-
ბულა ედო საფუძვლად.

ატომისტური თეორიის განვითარებას წინაშეწოდებდა შერწყნო
ხელი გელუსაკის მარტივი მოცულობების ფარდობების კანონის
აღმოჩენამ, ავოგადროს კანონმა და უერარის განკვლევებამ.

1850-იან წლებში შემოიტანეს ქიმიკოსმა ცნება ეკვივალენტების წე-
სახეობა, რომელმაც ნათელყო ატომებს შორის ბმების რაოდენობა მო-
ლეკულაში. 1861 წელს მ. ბუტლეროვმა გააერთიანა ქიმიური ატო-
მისტიკის ელემენტები, რომლის საფუძველზეც ავო ქიმიური აღნაგო-
ბის თეორია. ამ უკანასკნელს მან საფუძვლად დაუდო კანონი. რომ
„ერთი ნივთიერების ქიმიური ბუნება განისაზღვრება მისი შემადგე-
ნელი ნაწილების გვარობით, რაოდენობითა და მოლეკულის აღნაგო-
ბით“.

1. მოლეკულურ-კინეტიკური წარმოდგენების თანამედროვე
მდგომარეობა. ნთელი რიგი მოვლენების შესწავლისას ნივთიერება
გვევლინება როგორც უწყვეტი სისტემა. მაკალითად, მყარი სხეულის
ფიზიკა ნებას გვაძლევს განვიხილოთ მყარი სხეული როგორც უწყვე-
ტი წარმონაქმნი, ოპტიკა მთლიანად ავსება ნივთიერებით დაკავე-
ბულ სივრცეს. მყარი სხეულის მექანიკა ამ სხეულებს აგრეთვე უწყვეტ
სისტემად ჯვლის. მაგრამ მარტივი ფაქტი გვაძლევს ვალიაოთ,
რომ მოცემული ნივთიერება არამთლიანად ავსება მოცემულ სივრცეს.
ამ მოვლენებს მიეკუთვნება, მაგალითად გაზების კუმშვადობა, ნივთი-
ერების ერთი მდგომარეობიდან მეოთხეი ვადასვლა, გაზების უკონი-
რთში შეღწევა (დიფუზია) და სხვ. ეს მოვლენები, და განსაკუთრებით,
გაზისა და დიფუზიის მოვლენები მიუთითებენ ნივთიერების წყვე-
ტილ აღნაგობაზე.

თუ ცილინდრში შაბიამნის კრისტალებს წყალს დავასხამთ, რამ-
მდენიმე ხნის შემდეგ ხსნარი აღმოჩნდება თანაბრად შეფერილი მთელ
თავის მოცულობაში. ანალიზა გვიჩვენება, რომ ხსნარის სხვადასხვა
უბნიდან აღებული ნიმუშები ერთნაირი რაოდენობით შეიცავენ შაბი-

ამანს. კრისტალების გახსნა და გახსნილი ნივთიერების დიფუზიით თანაბარი განაწილება ხსნარის მთელ მოცულობაში ახსნება იმით, რომ გახსნილ ნივთიერებას და გამხსნელს—ორივეს მოლეკულური აღნაგობა ახასიათებს. თუ ვივარაუდებთ, რომ ორივე კომპონენტი უწყვეტია, ამ მოვლენების ახსნას ვერ შევძლებთ. ამის დადასტურება შემდგენიარადაც შეიძლება. 50 სმ³ სპირტისა და 50 სმ³ წყლის შერევით მიიღება არა 100. არამედ 94 სმ³ ნარევი. ეს შეგუბშვა, მოცულობის ეს შემცირება არა მართო იმაზე მიგვითითებს, რომ იგივითიერებას მოლეკულური აღნაგობა აქვს, ანამედ იმაზეც, რომ წყლისა და სპირტის მოლეკულები არაერთნაირი ზომისაა.

კარგად ცნობილია ბერთოლეს ცდა, რომელიც შემდგენიარია: თუ ზედა კოლბაში შევიტანთ წყალბადს. ქვედაში კი ნახშირბადის(II) ოქსიდსა და ამ კოლბებს გაღებული ონკანით შევუერთებთ ერთმანეთს, გარკვეული დროის შემდეგ ორივე კოლბაში ერთგვაროვანი ნარევი მიიღება, მიუხედავად იმისა, რომ ნახშირბადის (II) ოქსიდ წყალბადზე 22-ჯერ უფრო მძიმეა. გაზების ასეთი ურთიერთშედრწევა, რომელიც სიციძიმის ძალის საპირისპირო მიმართულებით ხდება, დიფუზიაა. მისი ახსნისათვის საჭიროა დავუშვათ, რომ გაზის მოლეკულები მოსვენებით მდგომარეობაში კი არ არის, არამედ მუდმივ მოძრაობაში იმყოფება.

გაზურ მდგომარეობაში მოლეკულებს შორის საკმაოდ დიდი მანძილია, როცა ერთი გაზი მეორეში აღწევს, ეს იმას ნიშნავს, რომ ამ გაზის მოლეკულები თავსდება მეორე გაზის მოლეკულებს შორის. ცხომოვანი მყავების თხელი ააქები წყლის ზედაპირზე, ელექტროლიზის მოვლენები, რადიოაქტიური დაშლა ადასტურებენ ნივთიერების წყვეტილ აღნაგობას.

თანამედროვე მოლეკულურ-კინეტიკურ თეორიას საფუძვლად უდევს ორი დებულება, რომელიც მტკიცედ დადგენილი უდავო კემ მართებია. ეს არის: 1) დებულება ყველა მატერიალური ობიექტების დისკოეტული აღნაგობის შესახებ და 2) დებულება, რომ სითბო არის ნაწილაკების უწესრიგო მოძრაობის ფორმა.

მოლეკულურ-კინეტიკური თეორიის თანახმად, ნივთიერების სულ მცირე ზომის საეულიც კი უამრავი ცალკეული მატერიალური ნაწილაკებისაგან შედგება, რომლებსაც მოლეკულებს ვუწოდებთ (molecula ლათინურად ძალიან მცირე მასას ნიშნავს).

მოლეკულა არის დამოუკიდებელი არსებობის უნარის მქონე, მოცემული ნივთიერების უმცირესი ნაწილაკი, რომელსაც აქვს მისი ძირითადი ქიმიური თვისებები და შედგება ერთნაირი ან სხვადასხვა ატომისაგან.

ატომი ქიმიური ელემენტის უმცირესი ნაწილაკია,

რომელსაც შენარჩუნებული აქვს ყველა მისი ქიმიური თვისება. ატომის ქიმიურ თვისებებს განსაზღვრავს მისი აღნა-
ზობა. აქიტიომ თანამედროვე განმარტებით ატომი ელექ-
ტრონები ტოალური სისტემაა, რომელიც შედგება და-
დებითად დამუხტული ატომბირთვისა და უარყო-
ფითად დამუხტული ელექტრონებისაგან.

ნიუკლიდების სულ მცირე ოთხენობა, კი ურთივებ მოლეკულას
შეიცავს, მაგალითად, ძარილის დაწილალებისას მიიღება სულ უფრო
და უფრო მცირე ზომის ნაწილაკები. მაგრამ თუ დაწილალებისას გაე-
ცილებით მოლეკულური ზომის ზღვარს, მივიღებთ იმ ელემენტების უმ-
ცირეს ნაწილაკებს, რომლებიდანაც მოცემული მარილის მოლეკულე-
ბი შედგება.

მოლეკულებს შორის ურთიერაზოქმედი ძალები და მანძილი მათ
შორის განაპირობებს ნივთიერების აიოადს, თხევადსა და მყარ მდგო-
მარეობას.

აირადი მდგომარეობა ხასიათდება დიდი ნანძილით მოლეკუ-
ლებს შორის და მათი სუსტი ურთიერთმოქმედებით. გაზის მო-
ლეკულები უწესრიგოდ მოძრაობენ, ეჯახებიან ერთმანეთს და მთლია-
ნად იკავებენ მათთვის კუთვნილ მოცულობას. ამიტომ გაზების შემთ-
ხვევაში შეიძლება მათ ძლიერ დიდ გაიშვიათებას მივალწოთ. ამ მი-
ზეხების გამო აარებს არა აქვთ საკუთარი ფოოძა.

თხევადი მდგომარეობისათვის დამახასიათებელია მოლეკულების
უქვი ეულობის ძალები, მოლეკულების ნაწილობრივად მოწესრიგებუ-
ლი მოძრაობა, რის გამოც სითაეებს, თუმცა არა აქვთ საკუთარი
ფორმა, მაგრამ აქვთ სასაზღვრო ზედაპირი.

მყარ მდგომარეობაში ნაწილაკები შიმდეგრულად არიან განლა-
გებული ერთიმეორის მიმართ, რაც თავის გამოხატულებას გარკვე-
ულ კრისტალურ ფორმებში პოულობს. კრისტალებში ნაწილაკები სი-
მეტრიის სიბრტყეთა გადაკვეთის კვანძებშია განლაგებული, სადაც
ისინი რხევით მოძრაობაში არიან.

აგრეგატული მდგომარეობა არის ნივთიერების ატომების ან მო-
ლეკულების სხვადასხვა კრებულობითი მდგომარეობა, რომელთა შორის
ურთიერთგადასვლა პირობების მიხედვით ხდება.

კინეტიკური თეორიის საფუძვლები ჩამოაყალიბეს მე-19 საუკუ-
ნის მეორე ნახევარში კლაუზიუსმა, მაქსველმა და ბოლცმანმა.
ვან-დერ-ვაალსმა შეიმუშავა გაზების გათხევადების თეორია.

გაზების კინეტიკური თეორია არის მატერიის მოლეკულური
თეორიის ყველაზე კარგად დამუშავებული და განვითარებული ნაწილი.

მეცნიერებაში დიდი მანია განმტკიცებულია წარმოდგენა სამი

აგრეგატული მდგომარეობის წესახებ (წყარი, ძეგელი და ა.რ.ადი), რონლებშიც ატომებისა და მოლეკულების აღნაგობა უცვლელი რჩება.

საყურადღებოა ნივთიერებების მეოთხე აგრეგატული მდგომარეობა. რომელსაც ალაზმა ეწოდება.

კოსმოსური სხივების, ნეიტრონების ან პროტონების ნაკადის მოქმედებით, ძლიერ მაღალ ტემპერატურაზე გახურებით ან ელექტროული დაცლით ატომებს შეიძლება ელექტრონები მოვწყვიტოთ, რის შედეგადაც ძიილება ძეტად მცირე მოცულობის ატომბირთვები, თავისუფალი ელექტრონები, იონები, ე. წ. პლაზმა. პლაზმა არის ერთმანეთთან დაუკავშირებელი ატომბირთვების, იონებისა და ელექტრონების ნარევი. პლაზმისათვის დამახასიათებელია ნივთიერების განსაკუთრებული აირადი მდგომარეობა. რომელშიც ელექტრონები დაცილებულია თავიანთ ატომბირთვებს, ხოლო ატომბირთვები და ელექტრონები ქაოსურად მოძრაობენ და არ წარმოქმნიან ატომურ სისტემას. პლაზმა შეიცავს დადებითად და უარყოფითად დამუტულ ნაწილაკებს, მაგრამ მისი საერთო მუხტი ნულია. პლაზმის მდგომარეობაშია მზისა და მრავალი ცხელი ვარსკვლავის ნივთიერება. ატმოსფეროს იონიზებული ფენა დედამიწიდან 80 კმ-ის სიმაღლეზე, პლაზმის მდგომარეობაშია აგრეთვე გიზი „დღის სინათლის“ მილაკებში და სხვ.

5. ატომებისა და მოლეკულების არსებობის რეალობა. ყოველი მეცნიერება დაუქმნეაულია ფილოსოფიურ სისტემაზე, რომელიც არის აქტიური ძალა და არსებითად უწყობს ხელს მის (მეცნიერების) ფორმირებასა და განვითარებას. ფილოსოფიისა და მეცნიერების ურთიერთკავშირს მიყვავართ ახალი აღმოჩენების, ახალი ფაქტების, ბუნების კანონების ფილოსოფიურ განმარტებებსა და დასკვნებამდე.

ბუნებასმეტყველების კანონები განურჩევლად მიესადაგება ყველა კლასს. ამის მაგალითია ნიუტონის მიზიდულობის კანონი, მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და სხვ. მაგრამ ამ კანონებიდან გამომდინარე ესა თუ ის ფილოსოფიური დასკვნა პირდაპირ კავნირშია მსოფლმანდველობასთან, რომელიც კლასობრივ საზოგადოებაში კლასობრივია. მართლაც, საბჭოთა მეცნიერება კომუნიზმის ნშენებლობის საერთო ამოცანის შემადგენელი ნაწილია. ეს იმას ნიშნავს, რომ ჩვენში მეცნიერება მშრომელთა სამსახურშია. ამით აიხსნება, რომ ყოველ მეცნიეროს, შეკნებულად თუ შეუგნებლად, შეაქვს მეცნიერებაში რეუები, რომლებიც ასახავენ მის მსოფლმანდველობას ან იმ კლასის იდეოლოგიას, რომელსაც იგი ეკუთვნის.

მეცნიერების განვითარების ისტორიაში მეტად მნიშვნელოვანია იდეოლოგიური ბრძოლა, პროგრესულ მშენდულეებებისა—რეაქციულის, წინააღმდეგ, მატერიალიზმისა— იდეალიზმის წინააღმდეგ. მატერია-

ლიზმის ბრძოლაში იდეალიზმის წინააღმდეგ მკაფიოდ იჩინა თავი ბუნებათმეცნიერების სხვადასხვა დარგში.

გამოჩენილმა მეცნიერმა ვილჰელმ ოსტვალდმა თავის მსოფლგაგებას სჯულძღვალად დაუდო ენერგიამატერიის გარეჯი. იმის „ენერგეტიკული“ ფილოსოფიის თანახმად, პირველადი წარმონაქმნი არის ენერგია, ხოლო მატერია არის არაობიექტური რეალობა, რომელიც ადამიანის შემეცნებისაგან დამოუკიდებლად არსებობს, აიანედ მეორადი მოვლენაა, ენერგიის ნაწარმია სხვადასხვა სახის ნივთიერება და ქიმიური ელემენტები, ოსტვალდის თანახმად, ენერგიის სხვადასხვა ფორმაა. მატერია, სითბო, სინათლე და ელექტრობა არის აგრეთვე ენერგიის სხვადასხვა გამოვლენა.

მოლექულურ-კინეტიკური თეორია, წარმოდგენა ატომებსა და მოლექულებზე პრინციპულად წინააღმდეგობაში იყო ოსტვალდის ენერგეტიზმთან. ამიტომაც ოსტვალდის ფილოსოფიაში წარმოდგენა ნივთიერების წყვეტილი აღნაგობის შესახებ, შეიცვალა უწყვეტით.

თავის შესანიშნავ შრომაში „მატერიალიზმი და ემპირიოკრიტიციზმი“ ვ. ი. ლენინმა მკაცრად გააკრიტიკა ოსტვალდის ენერგეტიზმი. ვ. ი. ლენინმა განავითარა დიალექტიკურ-მატერიალისტური შეხედულება ატომისტიკაზე და გაამდიდრა ის ახალი აღმოჩენების ფილოსოფიური განხილვებით. შესაქმნელი რომ ყოფილიყო კინეტიკური თეორიის დასაბუთება ექსპერიმენტული გზით, ამით დადასტურდებოდა ატომურ-მოლექულური თეორია. ამის უშუალოდ გაკეთება, მოლექულების ზოვის სიმცირის გამო, დიდ სიძნელეებთან იყო დაკავშირებული. პერენმა (1908) ხილული ნაწილაკების დახმარებით შეძლო კინეტიკური თეორიის ძირითადი დებულებების ექსპერიმენტული გზით დასაბუთება. პერენმა ექსპერიმენტულად დაამტკიცა ატომისა და მოლექულების არსებობის რეალობა, რითაც მარცხი მიაყენა ოსტვალდის ენერგეტიზმს.

აღსანიშნავია, რომ ხსნარების მთელი რიგი თვისებები ზუსტად ექვემდებარება იდეალური გაზის კანონებს. ხსნარების კანონებს, თავის მხრივ, ერთნაირად ზუსტად ექვემდებარება ყველა ხსნარი, მიუხედავად იმისა, შედგება გახსნილი ნივთიერება მცირე, თუ დიდი ზომის მოლექულებისაგან. მაგალითად, რაულის კანონი ზუსტად მართლდება როგორც სამი ატომისაგან შემდგარი, მაგალითად, წყლის მოლექულის, აგრეთვე ასზე მეტი ატომისაგან შემდგარი, მაგალითად, გოგირდმჟავა ქინაქინის მოლექულის შემთხვევაშიც.

არა მარტო ჩვეულებრივი მოლექულებისაგან შემდგარი ხსნარების, არამედ ემულსიების, ე. ი. შეიარაღებული თვალით ხილვადი ნაწილაკებისაგან შემდგარი სასტემებიც კი ექვემდებარება ხსნარების კანონებს. ამგვარი მცირე ზომის ნაწილაკები შეიძლება განვიხილოთ

3. ვ. კოკჩაშვილი, გ. ცინცაძე, თ. ცეცხლაძე

როგორც „ფიზიკური მოლეკულები“. ფიზიკური მოლეკულების საშუალებით აღვილია მიკროსკოპის დახმარებით სითბურ მოძრაობაზე დაკვირვების ჩატარება.

თუ მიკროსკოპის მხედველობის არეში მცირე ზომის ნაწილაკია, მაშინ აღვილი შესაძენევი იქნება მისი გაცხოველებული მოძრაობა. ასეთი ნაწილაკი, მასზე სიძხის მოლეკულების დაჯახების გამო, ქაოსურ მოძრაობაშია და ამით ერთგვარად სითხის მოლეკულების მოძრაობას იმეორებს. ამ მოძრაობას ბრაუნისეული მოძრაობა ეწოდება. თუ დროის ერთნაირ ინტერვალში ჩავნიშნავთ ერთი რომელიმე ნაწილაკის ადგილმდებარეობებს და მათ ხაზებით შევეერთებთ, მივიღებთ 1.1 ნახაზზე გამოსახულ ტეხილ ხაზს.

ცნობილია, რომ ჰაერის მთაში უფრო გაიშვიათებულია, ვიდრე ბარში. ჰაერს ქვედა ფენებში ჰეტი სიმკვრივე აქვს, ვიდრე ზედა ფენებში. სიპალღესთან დაკავშირებით წნევის ასეთი შეცდირების კანონი აღმოაჩინა ლაპლასმა. ამ კანონის გამოახტლებას ბარომეტრული ფორმულა ეწოდება.

ბარომეტრული ფორმულის თანახმად:

$$\ln \frac{p_0}{p} = \frac{Mgh}{RT}$$

სადაც p_0 ჰაერის წნევაა მოცემულ ღონეზე, p — ჰაერის წნევა h სიმაღლეზე, M — ჰაერის მოლეკუღური მასა, g — სამძიძის ძალის აჩქარება. ამ ფორმუღის თანახმად 300 K-ზე სიმაღლეზე, რომელზედაც ატმოსფერული წნევა განახევრდება:

$$h = \frac{RT}{Mg} \ln 2 = \frac{8,31 \cdot 10^7 \cdot 300 \cdot 2,3 \cdot 0,301}{2,9 \cdot 300} = 6 \cdot 10^5 \text{ სმ} = 6 \text{ კმ}$$

მაშასადამე, ყოველი 6 კილომეტრის სიმაღლეზე ასვღისას ჰაერის წნევა ორჯერ მცირდება. ატმოსფერო რომ უანგბადისაკან ყოფიღიყო შემღგარი, წნევა 5 კილომეტრის სიმაღლეზე განახევრდებოღა, წყალბადის ატმოსფეროში კი 16-ჯერ უფრო მაღღა, ე. ო. 80 კილომეტრის სიმაღლეზე.

პერენმა მოამზადა ერთნაირი ზოღის ნაწილაკების შემცვეღი ემუღსიღა, რომელშიც თითოეულღ ნაწილაკი, თითოეულღ ფიზიკური მოლეკულღ 100 მიღიონჯერ ჰეტს იწონიღღ, ვიდრე უანგბადის მოლეკულღ. ასეთი ემუღსიღის სვეტში ნაწილაკების განაწიღება სიმაღღის მიხედღით იმავე ბარომეტრულ ფორმულღს ემორჩიღება. სიძძიძის ძღღის გამო ნაწილაკები დაბღღ ეშვება, ბრაუნის მოძრაობის გამო კი ნაწილაკი ყვეღა მიმართუღებით მოძრაოღს. შედეგად მიიღება გარკვეულღ სტატისტიკური წონასწორობღ, ე. ო. „ატმოსფერო“, სადაც მიკროსკოპის დახ-

შარებით ადვილია ნაწილაკების რაოდენობის განსაზღვრა ამა თუ იმ ღონეზე (ნახ. 1.2).

გაზის წნევა სიმკვრივის პროპორციულია. სიმკვრივე კი თავის მხრივ განისაზღვრება მოლეკულების რიცხვით მოცულობის ერთეულში. პერენის ცდებში ნაწილაკების განაწილება ემულსიის სვეტში სიმბოლის მიხედვით ზუსტად აკმაყოფილებს გაზების კინეტიკურ თეორიას.

პერენმა მიკროსკოპის დახმარებით განსაზღვრა ორ სხვადასხვა ღონეზე მიკროსკოპის მხედველობის არეში ემულსიის ნაწილაკების რიცხვი და გამოითვალა ავოგადროს რიცხვი შემდეგი ფორმულის მიხედვით, რომელიც არსებითად იგივე ბარომეტრული ფორმულაა:

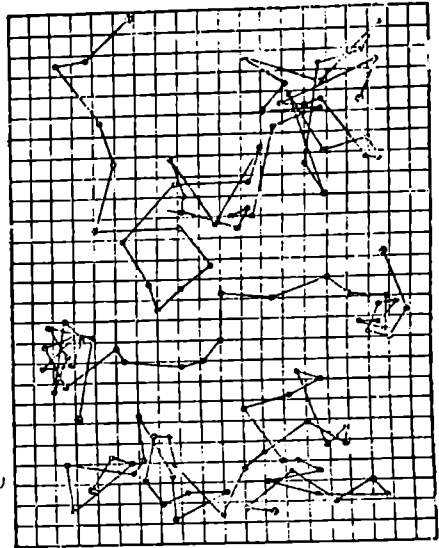
$$\ln \frac{n_0}{n} = \frac{N_0 \cdot m \cdot g \cdot h}{RT},$$

სადაც p წნევა შეცვლილია მისი პროპორციული ნაწილაკების რიცხვით, და M წარმოადგენილია როგორც Nm ნამრავლი, აქ N ავოგადროს რიცხვია

$$\ln \frac{100}{12} = \frac{N_0 \cdot 7,22 \cdot 10^{-12} \cdot 1,1 \cdot 10^{-3}}{8,31 \cdot 10^7 \cdot 293}$$

აქედან

$$N_0 = 6,5 \cdot 10^{23}.$$



ნახ. 1.1. ნაწილაკების ბროუნის მოძრაობა.



ნახ. 1.2. ნაწილაკების განაწილება ემულსიაში სიმბოლის მიხედვით (პერენის ატმოსფერო).

მას ავოგადროს რიცხვი ეწოდა. ის გამოსახავს მოლეკულების რიცხვს ერთ მოლში.

ეს გამოკვლევები პირველი ექსპერიმენტული დასაბუთებაა გაზების კინეტიკური თეორიისა, რის შემდეგ ოსტვალდმაც კი აღიარა ატომებისა და მოლეკულების არსებობის რეალობა.

ავოგადროს რიცხვი სხვადასხვა ავტორმა სხვადასხვა დროს და სხვადასხვა მეთოდით განსაზღვრა. ქვემოთ მოყვანილი ცხრილიდან ჩანს, რომ ამ მეთოდებით დაახლოებით ერთნაირი შედეგებია მიღებულ

ცხრილი 1

ავოგადროს რიცხვის განსაზღვრის შედეგები

მეთოდი	$N_0 \cdot 10^{-23}$
ელექტრონის მუხტი	6,02
ნაწილაკების განაწილება სიმაღლის მიხედვით	6,05
რადიოაქტიური დაშლა	6,04
გაზისხივების თეორია	6,05
კრისტალების აღნაგობა	6,04

ცხრილიდან ჩანს, რომ სულ სხვადასხვა მეთოდით განსაზღვრული ავოგადროს რიცხვის გაზომვების შედეგები კარგ დამთხვევას იძლევა ერთმანეთს შორის, რაც კიდევ ერთხელ ადასტურებს კინეტიკური წარმოდგენების მართებულობას (ცხრ. 1).

ავოგადროს რიცხვის ზუსტ მნიშვნელობად მიჩნეულია შემდეგი:

$$N_0 = (6,02252 \pm 0,00028) \cdot 10^{23} \text{ მოლ}^{-1}.$$

ეს ძალიან დადი რიცხვია, იმისათვის, რომ თუნდაც მიახლოებითი წარმოდგენა მივიღოთ ამ რიცხვის შესახებ. ჩავატაროთ შემდეგი გამოთვლა: დავუშვათ, რომ ერთი ლიტრი სპირტი ჩავასხით ოკეანეში. თუ ვივარაუდებთ, რომ ეს სპირტი თანაბრად განაწილდა დედამიწის ოკეანეებისა და ზღვების მთელ წყალში, რომლის რაოდენობა 1400 მილიონ კუბურ კილომეტრს უდრის, მაშინ თითო ჭიქა ზღვის წყალში სპირტის 2000 მოლეკულა იქნება.

1.3. აირადი მდგომარეობის ძირითადი კანონები

1. ბოილ-მარიოტის კანონი. ატომური და მოლეკულური მასების განსაზღვრას საფუძვლად უძევს გაზების კანონები. გაზების ძირითადი კანონები გამოყვანილია იდეალური გაზისათვის. იდეალურია გაზი თუ მისი მოლეკულების საკუთარი მოცულობა გაზის საერთო მოცულობასთან შედარებით უსასრულოდ მცირეა. ამას გარდა, იდეალურ გაზ-

ში გამოჩეხულია მისი მოლეკულების ურთიერთქმედება.

რეალურად არსებული გაზები (რეალური გაზები) მეტ-ნაკლებ გადახრებს იჭენენ იდეალური გაზის კანონებისაგან.

რობერტ ბოილმა 1660 წელსა და ედმ შარიოტმა 1676 წელს აღმოაჩინეს გაზების ძარითადა კანონი, რომლის თანახმად, გაზის მოცულობა დამოკიდებულია წნევაზე: მოცემული მასის გაზის (V) მოცულობა ტემპერატურა უცვლელ პირობებში ამ გაზის (p) წნევის უკუპროპორციულია.

თუ p_1 და p_2 წნევებზე მოცემული მასის გაზის მოცულობები არის V_1 და V_2 , მაშინ ბოილ-შარიოტის კანონის თანახმად;

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1} \quad (1,1)$$

ანუ $p_1 V_1 = p_2 V_2$. აზის მსგავსად გაზის სხვა მდგომარეობისათვის გეგენება:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 = p_3 V_3 = \dots = \text{const}$$

ან

$$pV = \text{const} \text{ როცა } T = \text{const}. \quad (1, 2)$$

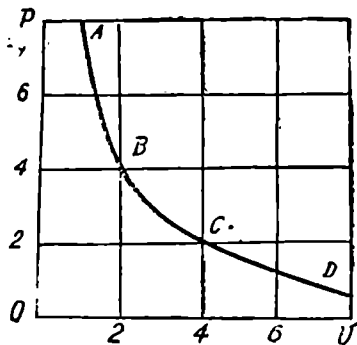
მაშასადამე, იდეალური გაზის წნევისა და მისი მოცულობის ნამრავლი მუდმივი სიდიდეა.

ბოილ-შარიოტის კანონი გრაფიკულად გამოისახება ტოლფერდა ჰიპერბოლით (ნახ. 1.3), რომლის ტოტები ასიმპტოტურად უახლოვდება კოორდინატების ღერძებს. ამ იზოთერმის ყოველი წერტილის აბსცისისა და ორდინატის მნიშვნელობების ნამრავლი ერთნაირი ფართობის მართკუთხედებს შეესაბამება.

ბოილ-შარიოტის კანონიდან გამომდინარეობს, რომ მოცემული მასის გაზის კონცენტრაცია და სიმკვრივე ტემპერატურაუცვლელ პირობებში წნევის ცვლილების პირდაპირ პროპორციულია და მოცულობის ცვლილების უკუპროპორციული:

$$\frac{C_1}{C_2} = \frac{p_1}{p_2} \text{ და } \frac{d_1}{d_2} = \frac{p_1}{p_2}, \quad (1, 3)$$

სადაც C_1 , C_2 , p_1 და p_2 შესაბამისად გამოსახავს კონცენტრაციასა და სიმკვრივეს.



ნახ. 1.3. იდეალური გაზის იზოთერმა.

2. შარლის კანონი. წნევაუცვლელ პირობებში მოცემული მასის გაზის მოცულობა ტემპერატურის პროპორციულია

$$V \sim T \text{ ანუ } \frac{V}{T} = \text{const.}$$

ეს კანონი აღმოაჩინა შარლმა 1787 წელს.

მოცემული მასის გაზის წნევაუცვლელად გათბობისას $1K$ -ით, მისი მოცულობა $1/273,15$ ნაწილით მატებლობს იმ მოცულობასთან შედარებით, რომელიც მას ეკავა $273,15K$ -ზე და იმავე წნევაზე. თუ გაზის მოცულობა $273,15$ -ზე იყო V_0 , ΔT გრადუსით გათბობის შედეგად გახდა V_T , ხოლო მოცულობის ნამატი არის ΔV , მაშინ:

$$V_T = V_0 + \Delta V = V_0 + V_0 \frac{1}{273,15} \cdot \Delta T$$

ანუ

$$V_T = V_0 \left(1 + \frac{\Delta T}{273,15} \right). \quad (1.4)$$

შარლის მიღებულ განტოლებაში $1/273,15 = \alpha$; α გაზის თერმული გაფართოების კოეფიციენტი. ის არ არის დამოკიდებული გაზის ბუნებაზე, მის წნევაზე ან ტემპერატურაზე. ამრიგად:

$$V_T = V_0(1 + \alpha \cdot \Delta T), \text{ როცა } p = \text{const.} \quad (1.4a)$$

შარლის კანონის გამოსახულება არსებითად გამარტივდება, თუ (1,4) განტოლებაში ΔT -ს ნაცვლად შემოვიტანთ T -ს. რადგან

$$\Delta T = T - 273,15 = T - T_0,$$

განტოლება (1,4) მიიღებს შემდეგ სახეს:

$$V_T = V_0 \left(1 + \frac{T - 273,15}{273,15} \right) = \frac{V_0}{273,15} \cdot T = \frac{V_0 \cdot T}{T_0},$$

აქედან ჩანს, რომ როცა $p = \text{const}$, $V = \text{const} \cdot T$, საიდანაც გამომდინარეობს, რომ გაზის მოცულობა აბსოლუტური ტემპერატურის პირდაპირ პროპორციულია:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}.$$

მოცულობაუცვლელი გაზის ტემპერატურის გაღივებისას მისი წნევა იმავე წესით გაიზრდება:

$$p_T = p_0(1 + \alpha \Delta T) \text{ როცა } V = \text{const} \quad (1.5)$$

საიდანაც, ჩანს, რომ მოცულობაუცვლელ პირობებში გაზის ტემპერა-

ტურის 1 K-ით გადიდებისას მისი წნევა $1/273,15$ ნაწილით იმატებს. ეს კანონი აღმოაჩინა გე-ლუსაკმა (1802 წელს). ამ შემთხვევაში α გაზის წნევის თერმული კოეფიციენტი. აქედან გამომდინარეობს, რომ:

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}.$$

1.5 გამოსახულებიდან ჩანს, რომ გაზის წნევა მოცულობა უცვლელ პირობებში აბსოლუტური წნევის ფუნქციას წარმოადგენს.

3. იდეალური გაზის მდგომარეობის განტოლება. მოლი ერთ-ერთი ძირითადი სიდიდეა, რომელსაც დიდი მნიშვნელობა აქვს ქიმიაში. მოლი მასის ქიმიური ერთეულია.

ავოგადროს კანონის თანახმად, სხვადასხვა გაზის ტოლი მოცულობები ერთნაირ ფიზიკურ პირობებში მოლეკულების ტოლ რიცხვს შეიცავს.

გაზების მოლური მოცულობა $273,15\text{K}$ -ზე და 101325 პა-ზე (1 ატ. წნევაზე) შეადგენს $0,0224$ მ³-ს, ხოლო მოლეკულების რიცხვი მოლში გამოისახება ავოგადროს რიცხვით, რომელიც აღინიშნება N -ით:

$$N = 6,02 \cdot 10^{23}.$$

ავოგადროს კანონიდან გამომდინარეობს, რომ ნებისმიერი გაზის მოლი შეიცავს მოლეკულების ერთნაირ რიცხვს.

გაზის მდგომარეობას განსაზღვრავს სამი პარამეტრი: p წნევა, V მოცულობა და T ტემპერატურა. ამ სამ სიდიდეს ერთმანეთთან აკავშირებს განტოლება, რომელსაც იდეალური გაზის განტოლება ეწოდება. ეს განტოლება მიიღება ბოილ-მარიოტის, შარლისა და ავოგადროს კანონების შეპირისპირებით.

განვიხილოთ ერთი მოლი გაზი ნორმალურ ფიზიკურ პირობებში (p_0, V_0, T_0). თუ ამ გაზს წნევა უცვლელად გავათბობთ T ტემპერატურამდე, მისი მოცულობა V_T შარლის კანონის თანახმად იქნება:

$$V_T = \frac{V_0 T}{T_0}. \quad (1.6)$$

თუ მუდმივ T ტემპერატურაზე გაზის წნევას p_0 -დან ნებისმიერი სიდიდის p -მდე შევცვლით, შეიცვლება გაზის მოცულობა V , რომელიც გახდება V -ს ტოლი. ბოილ-მარიოტის კანონის თანახმად $pV = p_0 V_T$. თუ ამ გამოსახულებაში 1.6-დან შევიტანოთ V_T -ს, სივლინებთ:

$$pV = T p_0 V_0 / T_0. \quad (1, 6 \text{ ა})$$

საიდანაც:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0}. \quad (1, 6 \text{ ა})$$

რადგან p_0 , V_0 და T_0 მუდმივი სიდიდეებია, მათი ფარდობაც მუდმივი იქნება ყველა გაზისათვის განურჩევლად მისი ქიმიური ბუნებისა. ამ ფარდობას, რომელიც მუდმივ სიდიდეს წარმოადგენს, და აღანიშნება R -ით, ეწოდება გაზის უნივერსალური მუდმივა. ამის გათვალისწინებით მივიღებთ:

$$\frac{pV}{T} = R \text{ ანუ } pV = RT. \quad (1, 7)$$

მიღებული (1.7) განტოლება არის იდეალური გაზის მდგომარეობის განტოლება, რომელიც მიღებულია ერთი მოლი გაზისათვის. თუ გაზი შეიცავს n მოლს, მაშინ ეს განტოლება მიიღებს შემდეგ სახეს:

$$pV = nRT. \quad (1.8)$$

(1.8) განტოლება გაზური მდგომარეობის ძირითადი განტოლებაა. ეს განტოლება მიიღო კლაპეირონმა 1834 წელს. კლაპეირონის განტოლება, გამოთვლილი გაზის მასის ერთეულისათვის, შეიცავდა მუდმივას, რომელიც დამოკიდებული იყო გაზის ინდივიდუალუბაზე, ე. მენდელეევა კი (1874 წელს) ეს განტოლება გადათვალა ერთი მოლი გაზისათვის და მიიღო ყველა გაზისათვის ერთნაირი მნიშვნელობის მუდმივა R (უნივერსალური მუდმივა). ამ გარემოების აღსანიშნავად, (1.8) განტოლებას კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლებას ეწოდებოდა.

გაზის მოლეკლის რიცხვი უდრის მისი m მასის შეფარლებას მის მოლეკულურ M მასასთან

$$n = \frac{m}{M}$$

ამიტომ (1.8) განტოლებას შეიძლება მივცეთ შემდეგი სახე:

$$pV = \frac{m}{M} RT, \quad (1.9)$$

საიდანაც:

$$M = \frac{\rho RT}{Pr}.$$

ეს ფორმულა საფუძვლად დაედო გაზებისა და აქროლადი ნივთიერებების მოლეკულური მასის განსაზღვრას.

(1.9) განტოლების თანახმად:

$$P = \frac{m}{v} \cdot \frac{RT}{M}, \quad (1.9 \text{ ა})$$

საიდანაც:

$$P = \frac{n}{V} \cdot RT \quad (1.9b)$$

რადგან m/V არის გაზის კონცენტრაცია (C — მოლების რიცხვი მოცულობის ერთეულში), ამიტომ 1,91 განტოლება შეიძლება შემდეგი სახით დაეწეროს:

$$P = RTC \quad (1.10)$$

4. გაზის უნივერსალური მუდმივას რიცხობრივი მნიშვნელობა. გაზის უნივერსალური მუდმივა R სხვადასხვა ერთეულებით გამოიხატება. ექსპერიმენტულად დადგენილია, რომ წნევის შემცირებისას pV ნამრავლი 1 მოლი წყალბადისათვის (2,01594 გ) $0^{\circ}C(273,15K)$ -ზე უდრის 22,41383 ლ. ატ-ს. აქედან შეიძლება გამოეთვალოს გაზის მუდმივას რიცხობრივი მნიშვნელობა

$$R = \frac{22,41383 \text{ ლ. ატ}}{(1 \text{ მოლ})(273,15K)} = 0,0820569 \text{ ლ.ატ}/(K \cdot \text{მოლ})$$

სტანდარტული ატმოსფერული წნევა არის 76 სმ ვერცხლისწყლის სვეტის წნევა $0^{\circ}C$ -ზე დედამიწის იმ წერტილში, სადაც სიძიმის ძალის აჩქარება $g = 9,80665 \text{ მ/ს}^2$. ვერცხლისწყლის სიმკვრივე $0^{\circ}C$ -ზე უდრის 13,5951 მ/სმ³.

სი სისტემაში წნევის ერთეული პასკალია (პა). ეს არის ერთი ნიუტონის სიდიდის ძალა, რომელიც 1 კვ. მეტრ ფართობზე მოქმედებს. ერთი სტანდარტული ატმოსფერო წნევა პასკალებით შეიძლება შემდეგი გზით გამოეთვალოს:

$p = (0,76 \text{ მ})(13,5951 \cdot 10^3 \text{ კგ})(9,80665 \text{ მ/ს}^2) = 101325 \text{ პა} = 101325 \text{ მ}^2$.
წნევისა და მოცულობის ნამრავლს აქვს მუშაობის (ენერჯის) განზომილება. გაზის მუდმივა ენერჯის სი ერთეულებით შეიძლება გამოვსახოთ ჯოულებით:

$$R = \frac{pV}{T} = \frac{(101325 \text{ მ}^2)(22,4183 \cdot 10^{-3} \text{ მ}^3)}{(1 \text{ მოლ})(273,15K)} = 8,31441 \text{ ჯ}/K \cdot \text{მოლ}$$

თერმოქიმიური კალორია უდრის 4,184 ჯ-ს. აქედან R -ის კალორიებით გამოსახვისას მივიღებთ:

$$R = \frac{8,31441 \text{ ჯ}/K \cdot \text{მოლ}}{4,184 \text{ ჯ/კალ}} = 1,98719 \text{ კალ}/(K \cdot \text{მოლ}).$$

გაზის მუდმივას ფიზიკურა აზრის გარკვევის მიზნით, მის გამოსახლებაში, როცა $p = \text{const}$, შევიტანოთ გაზის ტემპერატურის ორი მნიშვნელობა: T_1 და T_2 და მათი შესაბამისი მოლური მოცულობები V_1 და V_2 იმ პირობით, რომ $T_1 > T_2$, ხოლო $V_1 < V_2$. მაშინ გაზის უნივერსალური მუდმივა:

$$R = \frac{V_2 - V_1}{T_2 - T_1}.$$

აქედან ჩანს, რომ გაზის უნივერსალური მუდმივა უდრის იმ მუშაობას, რომელსაც შეასრულებს ერთი მოლი გაზი წნევაუცვლელად 1K-თი გათბობის დროს.

5. მოლეკულების ზომა, მასა და მოძრაობის სიჩქარე. მეცხრამეტე საუკუნეში ჩამოყალიბდა ცნება მოლეკულური წონის შესახებ, რომელმაც სრულიად გარკვეული რიცხვითი მნიშვნელობა მიიღო. მაგრამ ამ სიდიდის ზუსტი მნიშვნელობის ცოდნა კი არასაკმარისი აღმოჩნდა მოლეკულის ზომის, რადიუსის, მასის ან სხვა მახასიათებელი სიდიდის გამოსათვლელად, რადგან იმ ხანებში არ იყო ცნობილი მოლეკულების რიცხვი გრამ-მოლეკულაში. ეს უკანასკნელი განისაზღვრა მხოლოდ მეოცე საუკუნის დასაწყისში.

მოლეკულის სიდიდის მიახლოებითი გამოთვლა ავოგადროს რიცხვის დახმარებით შეიძლება. ამისათვის საჭიროა, გარდა მოლეკულური მასისა, სიმკვრივის ცოდნაც. მაგალითისათვის ავიღოთ ერთი მოლი წყალი, რომელიც შეიცავს $6,02 \cdot 10^{23}$ მოლეკულას. თუ გავარკვევთ მოლისა და სიმკვრივის ფაქტობას, მივიღებთ მოლურ მოცულობას. მიღებული მოლური მოცულობა შეფარდებული ავოგადროს რიცხვ-

$$\text{თან, იქნება ერთი მოლეკულის მოცულობის ტოლი: } \frac{18 \text{ სმ}^3}{6,02 \cdot 10^{23}} =$$

$$= 29,7 \cdot 10^{-24} \text{ სმ}^3, \text{ საიდანაც მოლეკულის დიამეტრი}$$

$$\sigma = \sqrt[3]{29,7 \cdot 10^{-24}} \approx 3 \cdot 10^{-8} \text{ სმ.}$$

ავოგადროს რიცხვის დახმარებით ადვილია მოლეკულების რიცხვის გამოთვლა ერთ კუბურ სანტიმეტრში ნორმალური ფიზიკური პირობებისათვის (ე. ი. 0°C -ზე და ატმოსფერული წნევისათვის). გაზების მოლური მოცულობა არის $0,0022424 \text{ სმ}^3$. აქედან, მოლეკულების რიცხვი ერთ კუბურ სანტიმეტრში ნორმალურ ფიზიკურ პირობებში:

$$n = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{22412} = 2,7 \cdot 10^{19}.$$

ამ რიცხვს ლოშმიდტის რიცხვი ეწოდება.

მოლეკულები აირად მდგომარეობაში უწესრიგოდ მოძრაობენ,

მოლეკულებს მოძრაობის სიჩქარე აირად ფაზაში შეიძლება გამოვთვალოთ კინეტიკური თეორიის ძირითადი ფორმულის დახმარებით, რომლის თინახმად.

$$pV = \frac{1}{3} N_0 m u^2, \quad (1, 11)$$

•დეილური გაზისათვის: $PV = RT$,

ამიტომ იფიქრებთ;

$$\frac{1}{3} N_0 m u^2 = RT. \quad (1, 12)$$

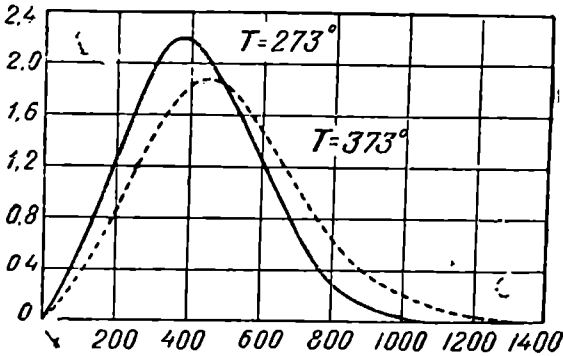
აქ N_0 ავოგადროს რიცხვია, ხოლო m —მოლეკულის მასა. მაშასადამე $N_0 m$ არის მოლეკულური მასა.

ამრიგად;

$$\frac{1}{3} M u^2 = RT, \quad (1, 12 a)$$

აქედან, მოლეკულის მოძრაობის სიჩქარე

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M}}, \quad (1, 13)$$



ნახ.1.4. მოლეკულების სიჩქარეთა განაწილების მრუდები.

სადაც R — გაზების მუდმივა, ეგრ-გრადუსებით გამოსახული, უდრის $8,314 \cdot 10^7$ -ს, T — აბსოლუტური ტემპერატურაა. M — მოლეკულური მასა.

მაგალითად, ნორმალურ პირობებში, ე. ი. $0^\circ C$ და $P=1$ ატ-ზე მოლეკულების სიჩქარე ტოლია:

გაზი მოძრაობის სიჩქარე მ/სე-ით $0^\circ C$ -ზე

H_2	1692
O_2	425,1
CO_2	362,5

ფორმულებიდან ჩანს, რომ მოლეკულის მოძრაობის სიჩქარე იწიხ მოლეკულური მასის უკუპროპორციულია. ეს სიჩქარე საშუალო სიჩქარეა, რომლითაც მოცემული გაზის მეტი წილი მოლეკულებისა მოძრაობს.

გაზების კინეტიკური თეორიიდან გამომდინარეობს, რომ ჯველა მოლეკული ირავრთნაირი სიჩქარით მოძრაობს. ამის გამო შეუძლებელია განესაზღვროთ მოცემული მოლეკულის სიჩქარე მოცემულ მომენტში.

ცალკეული მოლეკულების კემშარიტი სიჩქარეები მნიშვნელოვნად განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან. მცირე რიცხვი მოლეკულების სიჩქარისა უმნიშვნელოა, მეტა წილი მოლეკულების სიჩქარე საშუალო სიდიდისა და უმნიშვნელო ნაწილისა — დიდია. მოლეკულების სიჩქარეთა განაწილება გამოსახულია მრუდით (ნახ. 1. 4), სადაც აბსცისათა ღერძზე გადაზომილია მოლეკულების სიჩქარეები — u , ორდინატთა ღერძზე კი — მოლეკულის რიცხვი N . სხვადასხვა გაზის სიჩქარეთა განაწილების მრუდის ხასიათი ერთნაირია. ტემპერატურის გაღებებისა იზრდება მოლეკულების საშუალო სიჩქარე, შესატყვისი მრუდი უფრო დაბალია, ე. ი. სიჩქარეთა განაწილება უფრო თანაზომიერია. მრუდებიდან ჩანს, რომ მოლეკულათა უმრავლესობას აქვს სიჩქარეები, რომ-

ლებიც მეტ-ნაკლებად საშუალოს უახლოვდება. მიუხედავად ამისა, მოლეკულების რაოდენობას დიდი სიჩქარეზე აქვს, რომელიც ზოგ შემთხვევაში აღწევს 11. 3 კმ-ს სეკუნდში, რაც საკმარისია დედამიწის მიზიდვის გადასალახავად. ამით აიხსნება, რომ ატომფეროს ზედა ფენიდან წყალბადი კოსმოსურ სივრცეში გადადის.

6. პარციალური წნევების კანონი. გაზების ნარევეში მოცემული კომპონენტის (ერთ-ერთი გაზის) პარციალური წნევა ის წნევაა, რომელსაც გამოიჩინდა მოცემული გაზი იმავე მოცულობაში იმ პირობით, რომ სხვა დანარჩენი გაზები არ ყოფილიყო ნარევეში, ე. ი. პარციალური წნევა არის გაზის ხვედრითი წნევა ნარევეში.

დალტონის კანონის თანახმად, პარციალურ წნევათა ჯამი უდრის გაზების ნარევის საერთო P წნევას.

$$P = p_1 + p_2 + p_3 + \dots \quad (1, 14)$$

სადაც $p_1, p_2, p_3 \dots$ არის ნარევის კომპონენტების პარციალური წნევები.

7. გაზების კინეტიკური თეორია. იდეალური გაზის კინეტიკური თეორიას საფუძვლად უქვეს შემდეგი გამარტივებული დებულებები:

1. ყოველი გაზი ერთგვაროვანი, სფერული და დრეკადი მოლეკულებისაგან შედგება,

2. გაზის მოლეკულები განუწყვეტელ მოძრაობაშია. მოლეკულები ასრულებენ გადატანითსა და ბრუნვით მოძრაობას,

3. მოლეკულების მოცულობა გაზის საერთო მოცულობასთან შედარებით უმნიშვნელოა,

4. მოლეკულების ურთიერთქმედება გამორიცხულია, სანამ მოლეკულები ერთმანეთს დაეჯახება. ამიტომაც დაჯახებიდან დაჯახებამდე მოლეკულები წრფივად მოძრაობენ,

5. მოლეკულების დაჯახებათა დიდი სიხშირის გამო, გაზის მოლეკულების მოძრაობა ქაოსურია, ე. ი. მოძრაობის ყველა მიმართულებას ტოლი ალბათობა ახასიათებს. ამის შედეგად მოლეკულების გზა ზიგზაგურია.

მოლეკულების ქაოსური მოძრაობის გამო, მოცულობის ნებისმიერ უბანში გაზის კონცენტრაცია ერთნაირია. დაჯახების დროს იცვლება მოლეკულების არა მარტო მიმართულება, არამედ სიჩქარეც, ამის გამო მოლეკულების მოძრაობის სიჩქარეები ყოველგვარ მნიშვნელობას ღებულობს.

გაზის მოლეკულების დაჯახებები ჭურჭლის კედლებთან განაპირობებს გაზის წნევას. მოლეკულების უწყესრიგო მოძრაობის გამო ჭურჭლის ყველა კედელი ერთნაირ წნევას განიცდის.

ამავე უწყესრიგო მოძრაობით აიხსნება გაზების დიფუზია და სითბოგამტარობა-

8. ავოგადროს კანონი. კინეტიკური თეორიის ძირითადი განტოლების თანახმად

$$pV = \frac{1}{3} N_0 m u^2,$$

სადაც p წნევა და V მოცულობა დაკავშირებულია m ნასის მოლეკულების u სიჩქარესთან. ამ გამოსახულებაში N_0 მოლეკულების რიცხვია, რომელსაც ერთი მოლი შეიცავს.

განვიხილოთ ტოლი მოცულობის ორი გაზი. კინეტიკური თეორიის ძირითადი განტოლების თანახმად, მათი:

$$p_1 V_1 = \frac{1}{3} N_1 m_1 u_1^2; \quad p_2 V_2 = \frac{1}{3} N_2 m_2 u_2^2.$$

როცა ამ ორი გაზის $p_1 = p_2$ და $V_1 = V_2$, მაშინ

$$N_1 m_1 u_1^2 = N_2 m_2 u_2^2. \quad (1, 15)$$

რადგან ერთსა და იმავე ტემპერატურაზე ყველა გაზის მოლეკულების კინეტიკური ენერჯია ტოლია, ე. ი.

$$\frac{1}{2} m_1 u_1^2 = \frac{1}{2} m_2 u_2^2, \quad (1, 16)$$

ამიტომაც (1,15) და (1,16) გამოსახულებების შედარებით მივიღებთ, რომ

$$N_1 = N_2.$$

ე. ი. ტოლი მოცულობის გაზებში, ერთნაირი წნევისა და ტემპერატურის პირობებში, შეიცავს მოლეკულების ტოლ რიცხვს. ეს დებულება ცნობილია ავოგადროს (1811 წ.) კანონის სახელწოდებით.

ავოგადროს კანონიდან გამომდინარეობს, რომ ნებისმიერი აირადი ნივთიერების მოლეკი ერთნაირ პირობებში ტოლ მოცულობებს იკავებენ. მას მოლურ მოცულობას ვუწოდებთ.

ნორმალურ ფიზიკურ პირობებში (0° და 760 მმ წნევაზე) გაზის მოლური მოცულობა:

$$V = 22,412 \text{ ლიტრს.}$$

სინამდვილეში, რეალური გაზის იდეალურისაგან გადახრის გამო გაზების მოლური მოცულობები რამდენადმე განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან (იხ. ცხრილი 2).

ავოგადროს კანონს არსებითი მნიშვნელობა ჰქონდა ქიმიის განვითარებისათვის. ამ კანონმა არა მარტო ახსნა მარტივი თანათარღობები რეაქციაში მონაწილე და წარმოქმნილი გაზების მოცულობებს შორის, არამედ შესაძლო გახდა მნიშვნელოვანი დასკვნების გამოტანა ატომთა რიცხვის შესახებ აირად მოლეკულებში. ამან ნიადაგი მოუზადა ნამდვილი ატომური მასების შეცნობას.

ავოგადროს კანონს ერთბაშად არ მოუპოვებია აღიარება. მეცხრამეტე საუკუნის მხოლოდ ორმოციან წლებში, ჟერარის გამოკვ-

ლევების შედგად ავოგადროს კანონმა თავისი ადგილი დაიკავა მეცნიერებაში.

ცხრილი 2

გაზების მოლური მოცულობანი ლიტრობით ნორმალურ ფიზიკურ პირობებში

გაზი	V ლ
O ₂	22.412
H ₂	22.410
N ₂	22.412
CO	22.410
NO	22.416
CO ₂	22.411
HCl	22.413
SO ₂	22.416
საშუალო	22.412 ლ

მ. მოცულობითი თანაფარდობები გაზებს შორის რეაქციების დროს. ფარდობითი მოლეკულური მასების განსაზღვრას საფუძვლად შეიძლება ავოგადროს კანონი დავედოთ. თუ ერთი ლიტრი პირველი გაზისა ერთნახევარჯერ უფრო მძიმეა ვიდრე ლიტრი მეორე გაზისა იმავე წნევისა და ტემპერატურაზე, მაშინ პირველი გაზის მოლეკულური მასა ერთნახევარჯერ მეტი იქნება, ვიდრე მეორე გაზისა. მაშასადამე, მოლეკულური მასის განსაზღვრავად აუცილებელი პირობაა გაზების სიმკვრივების განსაზღვრა.

ავოგადროს კანონის თანახმად ოზონისა და ჟანგბადის ტოლი მოცულობები ერთნაირ ფიზიკურ პირობებში მოლეკულების ტოლ რიცხვს შეიცავს. რადგან ლიტრი ოზონის მასა 1,5-ჯერ მეტია ვიდრე ლიტრი ჟანგბადის მასა იმავე პირობებში, ამიტომ ოზონის მოლეკულური მასა 1,5-ჯერ მეტი ყოფილა, ვიდრე ჟანგბადისა. მაგრამ ოზონის მოლეკულური მასის განსაზღვრავად მარტო ამის ცოდნა საკმარისი არ არის. მარტო ოზონის სწორი ფორმულის შესადგენად საჭიროა ეცოდეთ თუ რამდენი ატომისაგან შედგება ჟანგბადის მოლეკულა. ამის გასარკვევად მივმართავთ გეი-ლუსაკის მიერ (1809 წ.) დადგენილ მოცულობის მარტივ ფარდობათა კანონს, რომლის თანახმად:

რეაქციაში მონაწილე გაზების მოცულობები ერთდებოდა ერთმანეთსა და აირადი პროდუქტების მოცულობებს, როგორც მცირე მთელი რიცხვები. ეს მოცულობები გაზომილი უნდა იყოს ერთნაირ წნევისა და ტემპერატურაზე.

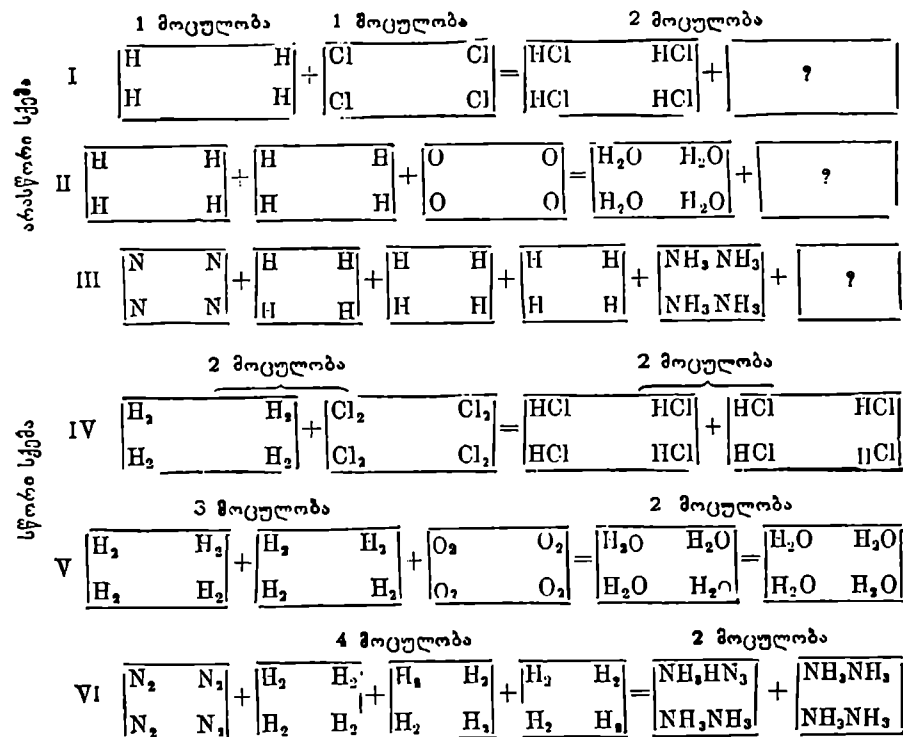
ამ კანონის საილუსტრაციოდ განვიხილოთ შემდეგი ცდა: ატმოსფერულ წნევაზე შევურიოთ ერთმანეთს 100 სმ³ წყალბადი და 100 სმ³ ქლორი, თუ ნარევის ნაპერწკლათ ავაფეთქებთ და წარმოქმნილ ქლორწყალბადის მოცულობას გავზომავთ ატმოსფერულ წნევაზე, მივიღებთ

რომ ეს უკანასკნელი 200 სმ³-ის ტოლია. მაშასადამე, ორი მოცულობა ქლორწყალბადი მიღებულ იქნა ერთი მოცულობა წყალბადისა და ერთი მოცულობა ქლორის შეერთებით. ავოგადროს კანონის თანახმად, 1 მოლეკულა წყალბადისა და 1 მოლეკულა ქლორის შეერთებით მიიღება 2 მოლეკულა ქლორწყალბადი. წყალბადის ქლორთან შეერთებისას მათი მოცულობებისა და წარმოქმნილ ქლორწყალბადის მოცულობას შორის მარტივი თანაფარდობა არსებობს.

ახლა ავიღოთ 200 სმ³ წყალბადისა და 100 სმ³ ჟანგბადის ნარევი და გავათბოთ 100°-მდე. თუ ამ ნარევეში გავატარებთ ნაპერწყალს, წყალბადისა და ჟანგბადის შეერთებით 100°-ზე მიიღება წყლის ორთქლი, რომლის მოცულობა მკრვეინავი ნარევის მოცულობის 2/3 უდრის, ე. ი. სამი მოცულობა მკრვეინავი გაზიდან (ორი მოცულობა წყალბადისა და ერთი მოცულობა ჟანგბადისაგან) წარმოიქმნა ორი მოცულობა წყლის ორთქლი.

ამიაკის წარმოქმნისას ერთი მოცულობა აზოტი და სამი მოცულობა წყალბადი იძლევა ორ მოცულობა ამიაკს.

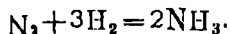
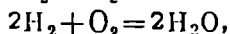
ამ ფაქტებიდან გამომდინარე შეიძლება შემდეგი სქემები შევადგინოთ:



I, II, III სქემები არ გადმოგვცემს ფაქტების წინააღმდეგ.

IV, V, VI სქემები კი შესაბამისობაშია დაკვირვების შედეგებთან.

აქედან გამომდინარე ეობს, რომ წყალბადის, ქლორის, ჟანგბადისა და აზოტის მოლეკულები ორატომიანია. H_2 , Cl_2 , N_2 , O_2 -ის ფორმულების წინააღმდეგ, ე. ი. ამ მოლეკულების ორატომიანობა სხვა გზებითაც დამტკიცდა. ზემო რეაქციები გამოისახება განტოლებებით:



ამ განტოლებებიდან ჩანს, რომ სტექიომეტრიული კოეფიციენტები გვიჩვენებს რეაქციაში მონაწილე გაზებისა და წარმოქმნილი აირადი ნივთიერებების მოცულობებს, რომლებიც მცირე მთელი რიცხვებია.

10. ეკვივალენტების კანონი. თუ გამოვიკვლევთ მასათა იმ ფარდობებს, რომლითაც სხვადასხვა ელემენტი უერთდება მოცემულ ელემენტს, მივაღწევთ დასკვნას, რომ ეს რაოდენობანი, ან მათი ჯერადი სიდიდეები, არის ის რაოდენობები, რომლითაც ეს ელემენტები უერთდება ერთმანეთს. სიტყვა „ეკვივალენტი“ ტოლფასს ნიშნავს.

ელემენტის ქიმიური ეკვივალენტი არის მისი ისეთი რაოდენობა, რომელიც ერთებს 1 მოლ წყალბადის ატომებს ან ჩაენაცვლება წყალბადის იმავე რაოდენობას.

მაგალითად, ნაერთებში: HCl , H_2O , $AlCl_3$, $SiCl_4$ ქლორის, ჟანგბადის, ალუმინის, სილიციუმის ეკვივალენტური მასები შესაბამისად უდრის 1 მოლს, 1/2 მოლს, 1/3 მოლს, 1/4 მოლს.

ეკვივალენტების კანონის თანახმად, ელემენტები ერთმანეთს უერთდებიან მათი ეკვივალენტების პროპორციული რაოდენობით.

ერთი ეკვივალენტის მასას ეკვივალენტური მასა ეწოდება.

ხშირად ერთი და იგივე ელემენტები ერთმანეთთან შეერთებისას სხვადასხვა შედეგის მიხედვით ნაერთს წარმოქმნიან. აქედან გამომდინარეობს, რომ ელემენტის ეკვივალენტური მასას შეიძლება სხვადასხვა მნიშვნელობა ჰქონდეს. მაგალითად, ნაერთებში: N_2O , NO და NO_2 აზოტის ეკვივალენტი შემდეგი მიმდევრობით იცვლება: 2 მოლი, 1 მოლი, 1/2 მოლი.

ელემენტის ეკვივალენტური მასა ეწოდება ქიმიური ელემენტის მასას, რომელიც უერთდება წყალბადის მასის 1,008 ნაწილს ან ჟანგბადის მასის 8 ნაწილს, ან და მათ ჩაენაცვლება.

რთული ნივთიერების ეკვივალენტი ეწოდება მისი ისეთ რაოდენობას, რომელიც უნაშთოდ უერთდებო-

ქმედებს ერთ ეკვივალენტ წყალბადთან ან ერთ ეკვივალენტ სხვა ნივთიერებასთან.

აქედან გამომდინარეობს ეკვივალენტების კანონი:

ნივთიერებები ერთმანეთთან ურთიერთქმედებენ ეკვივალენტური რაოდენობებით.

ამ კანონს შეიძლება სხვა ფორმულირებაც მივცეთ:

მორეაგირე ნივთიერებათა მასები (გაზების მოცულობები) რეაგირებენ მათი ეკვივალენტური მასების (მოცულობების) პროპორციულად.

ეკვივალენტის ცნების შემოტანამდე იმავე სიდიდის ალსანიშნავად სარგებლობდნენ ცნებით „შესაერთებელი წონა“.

11. ეკვივალენტების განსაზღვრის ქიმიური მეთოდები: ეკვივალენტების განსაზღვრის უმარტივესი გზა იქნებოდა რაიმე ძირითადი ელემენტის მასის ერთეულის ეკვივალენტად მიღება, ამ ელემენტის ყველა ელემენტთან ნაერთების მიმდევრულად მოშაადება და იმ რაოდენობების განსაზღვრა, რომლითაც ეს ელემენტები ძირითადი ელემენტის მასის ერთეულს (ე. ი. ერთ ეკვივალენტს) უერთდება. ვინაიდან წყალბადს ყველაზე მცირე ეკვივალენტი აქვს, ბუნებრივი იყო ერთეულად მისი მიღება. ამის შემდეგ საკმარისი იქნებოდა ელემენტების წყალბადნაერთების მოშაადება და ამ ელემენტების იმ რაოდენობების დადგენა, რომლებიც თითო გრამ წყალბადს უერთდება. მაგრამ წყალბადს ელემენტების მცირე რიცხვი უერთდება.

მეორე მხრივ, თითქმის ყველა ელემენტი უშუალოდ უერთდება ჟანგბადს. ამიტომ ჩვენ შეგვიძლია გავარკვეოთ თანაფარდობა წყალბადისა და ჟანგბადის ეკვივალენტებს შორის და გამოვთვალოთ ყველა ელემენტის ეკვივალენტები. არსებითად ამ გზით შედგა ყველა ელემენტის ეკვივალენტების ტაბულა.

მაგრამ ეს ამოცანა არც თუ ისე ადვილი აღმოჩნდა, რადგან მრავალი ელემენტი არა ერთი. არამედ რამდენიმე სხვადასხვა თანაფარდობით შედის ნაერთში. მაკალითად, მეთანის მიხედვით ნახშირბადის ეკვივალენტი იქნება 3-ის ტოლი, ეთილენის ანალიზის შედეგად ნახშირბადის ეკვივალენტი აღმოჩნდებოდა 6-ის ტოლი, ხოლო აცეტილენის ანალიზი კი მოგვცემს 12-ს.

აქედან ჩანს, რომ ნაერთის ქიმიური ანალიზი, ან მისი სინთეზი მარტივა ნივთიერებებიდან, არ გვაძლევს საშუალებას გავარკვეოთ თუ ერთი ელემენტას რამდენი ატომია შეერთებულში მეორე ელემენტის ერთ ატომთან.

ქიმიური ანალიზითა და სინთეზით შეიძლება მხოლოდ ეკვივალენტების დადგენა. ამიტომ ატომური და მოლეკულური მასების განსაზღვრავად უნდა მივმართოთ სხვა მეთოდებს.

12. აირადი და აქროლადი ნივთიერებების მოლეკულური მასების განსაზღვრა. მოლეკულური მასების განსაზღვრას საფუძვლად ავოგადროს კანონი რომ დაედოთ, ამოცანა მეტად გამართივდება.

ვინაიდან გაზების ტოლი მოცულობები ერთნაირ ფაზიკურ პირობებში შეიცავენ მოლეკულების ტოლ რიცხვს, ამიტომ ამ გაზების ერთნაირი მოცულობების ფარდობითი მასები შეიძლება მათი მოლეკულური მასის განსაზღვრავად გამოვიყენოთ. ერთი ლიტრი პირველი გაზის მასა შეფარდებული მეორე გაზის ერთი ლიტრის მასასთან არის პირველი გაზის სიმკვრივე მეორე გაზის მიმართ. რადგან წყალბადი ყველაზე მსუბუქი გაზია, ამიტომ მისი მასა საფუძვლად დაედო მოლეკულური მასების განსაზღვრას. გამოსაკვლევე გაზის მოლეკულური მასის (M_x -ის) ფარდობა წყალბადის მოლეკულურ მასასთან (M_H -თან) უდრის ამ გაზის სიმკვრივეს წყალბადის მიმართ:

$$\frac{M_x}{M_H} = D_H, \quad (1.18)$$

საიდანაც:

$$M_x = M_H D_H. \quad (1.18 a)$$

გეი-ლუსაკის ცდების დახმარებით დავადგინეთ, რომ წყალბადის მოლეკულა ორი ატომისაგან შედგება. თუ ახლა წყალბადის ატომურ მასას ერთის ტოლად მივიჩნევთ, მაშინ წყალბადის მოლეკულური მასა იქნება 2-ის ტოლი ($M_x=2$) და მოლეკულური მასის განსაზღვრის ფორმულა მიიღებს შემდეგ სახეს:

$$M_x = 2 D_H, \quad (1.19)$$

ე. ი. აირადი ნივთიერების მოლეკულური მასა უდრის მის გაორკეცებულ სიმკვრივეს წყალბადის მიმართ.

მაგალითი: გარკვეული მოცულობის აზოტის მასა უდრის 4, 550 გ. იმავე მოცულობის წყალბადის მასა ტოლ პირობებში არის 0,325 გ. გამოვთვალოთ აზოტის მოლეკულური მასა.

ამოხსნა: აზოტის სიმკვრივე წყალბადის მიმართ უდრის $4,550 : 0,325 = 14$, მოლეკულური მასა უდრის გაორკეცებულ სიმკვრივეს, ე. ი. $2 \cdot 14 = 28$.

გაზის ფარდობით სიმკვრივეს საზღვრავენ ან წყალბადის, ან ჰაერის მიმართ. ვინაიდან ჰაერი წყალბადზე 14,5-ჯერ უფრო მძიმეა, ამიტომ მოლეკულური მასის გამოსათვლელად (1.19) ფორმულას მივცემა სახე:

$$M_x = 29 D_A,$$

სადაც D_A არის გამოსაკვლევე გაზის სიმკვრივე ჰაერის მიმართ.

მაგალითი: გარკვეული მოცულობის ქლორის მასა უდრის 6,125 გ. იმავე

მოცულობის პაერის მასა ტოლ პირობებში შეადგენს 2,500 გ. რას უდრის ქლორის მოლექულური მასა?

ამოხსნა: ქლორის სიმკვრივე პაერის მიმართ უდრის $6,125 : 2,500 = 2,45$. მოლექულური მასა $M_x = 29D_x$, ე. ი. $M = 29 \cdot 2,45 = 71$.

აირადი ნიეთიერების მოლექულური მასის განსაზღვრა ადვილია მოლური მოცულობის დახმარებით. ამისათვის საკმარისია ვიპოვოთ მოცემული გაზის 22,4 ლიტრის მასა ნორმალურ ფიზიკურ პირობებში, ე. ი. მისი მოლური მასა.

მაგალითი: 0,2864 გ. მეთანს $O^{\circ}C$ -ზე და 760 მმ წნევაზე 0,4 ლიტრი მოცულობა უკავია. რას უდრის მეთანის მოლექულური მასა?

ამოხსნა: გამოეთვალათ 1 მოლი (მმ) მეთანის მასა, რომელსაც 22,4 ლიტრი უჭირავს. ამისათვის შევადგინოთ შემდეგი პროპორცია:

$$\begin{aligned} \text{მმ} : 22,4 &= 0,2864 : V \\ \text{მმ} &= \frac{22,4 \cdot 0,2864}{0,4} = 16 \text{ გ.} \end{aligned}$$

მაშასადამე, მეთანის მოლექულური მასა $M = 16$.

როცა გაზის წნევა და ტემპერატურა განსხვავდება ნორმალური პირობებისაგან, მისი მოცულობის გამოთვლა $O^{\circ}C$ და 760 მმ წნევის პირობებისათვის კლაპერონ-მენდელეევის (1.19) განტოლებით შეიძლება:

$$pV = \frac{g}{M} RT.$$

თუ აღებულა ერთი მოლი გაზი, მაშინ $g = M$ და მისი მოცულობა $V = 22400$ სმ³, $T = 273^{\circ}$ და $p = 760$ მმ. თუ ჩავსვამთ მათ მნიშვნელობებს კლაპერონ-მენდელეევის ფორმულაში, ვიპოვიოთ R -ის მნიშვნელობას, რომელიც გამოსახული იქნება $\frac{\text{სმ}^3 \text{ მმ}}{\text{გრად.}}$ -ით.

$$R = \frac{22400 \cdot 760}{273} \cong 62400 \frac{\text{სმ}^3 \text{ მმ}}{\text{გრად.}}$$

ამავე ფორმულით შეიძლება მოლექულური მასის გამოთვლა.

მაგალითი: 400 სმ³ ამიაკის მასა 90° -სა და 700 მმ წნევაზე უდრის 0,21 გ. ვიპოვოთ ამიაკის მოლექულური მასა.

ამოხსნა: კლაპერონის განტოლების თანახმად,

$$M = \frac{gRT}{PV} = \frac{0,21 \cdot 62400 \cdot 363}{700 \cdot 400} = 17.$$

13. ატომური მასის განსაზღვრა. ცნება ატომური მასის შესახებ ქიმიის დალტონმა შემოიტანა. მასვე ეკუთვნის ატომური მასების განსაზღვრის პირველი ცდები, რომლებიც ემყარებოდა ელემენტ-

ტა სხვადასხვა წყალბადნაერთის ანალიზს. მაგრამ ანალიზის მონაცემების გარდა საჭირო იყო საანალიზო ნაერთის მოლეკულაში თითოეული ელემენტის ატომების რიცხვის ცოდნაც. გეი-ლუსაკის კანონის დახმარებით განსაზღვრეს ატომთა რიცხვი წყალბადის, ჟანგბადის, აზოტის, ქლორის მოლეკულებში. ვიცით რა, რომ აზოტის მოლეკულური მასა არის 28 და, რომ მისი მოლეკულა ორი ატომისაგან შედგება, ადვილად ვიპოვით აზოტის ატომურ მასას—14-ს.

ატომური მასის განსაზღვრის მეორე მეთოდი კანიცარომ შეიმუშავა (1858 წ.)

ატომური მასის განსაზღვრავად საჭიროა მოცემული ელემენტის აქროლადი ნაერთების მოლეკულური მასების გაზომვა და ამავე ელემენტის ეკვივალენტის განსაზღვრა. მაგალითად, CH_4 -დან, C_2H_4 ან C_2H_2 -დან ნახშირბადისათვის მიიღება სამი სხვადასხვა სიხიდის ეკვივალენტი — 3,6 და 12. ნახშირბადის ატომური მასა უნდა უდრიდეს ეკვივალენტის უპირატეს მნიშვნელობას, ან უნდა იყოს მისი ჯერადი, ე. ი. უნდა უდრიდეს 3 ან 6, 12 ან 18-ს და ა. შ. მისი ჰემპარიტი მნიშვნელობის პოვნა ავოგადროს კანონს ეყრდნობა.

მაგალითისათვის განვიხილოთ ნახშირბადის ატომური მასის განსაზღვრა. ამისათვის ვიპოვოთ მეჟანია, ნახშირბადის (IV) ოქსიდის, მეთილის სპირტის, ეთილის ეთერისა და ბენზოლის მოლეკულური მასები.

ცხრილი 3

ს ი დ ი დ ე	მეჟანია	ნახშირბადის (IV) ოქსიდი	მეთილის სპირტი	ეთილის ეთერი	ბენზოლი
მოლეკულური მასა	16	44	46	74	78
ნახშირბადის პროცენტული შემცველობა	75	27,3	52,2	64,9	92,4
ნახშირბადის წილი მოლეკულურ მასაში	12	12	24	48	72

რადგან არცერთი ნახშირბადნაერთის მოლეკულა არ შეიძლება შეიცავდეს ნახშირბადის ერთ ატომზე ნაკლებს, ამიტომ მისი უმცირესი რაოდენობა მოლეკულურ მასაში იქნება ატომური მასის ტოლი. ნახშირბადის უპირატესი წონითი რაოდენობა, რომელსაც აქ განხილული ნაერთები შეიცავს, უდრის 12-ს. მაშასადამე, ნახშირბადის ატომური მასა 12-ის ტოლია. ადვილი წარმოსადგენია, რომ კანიცაროს მეთოდით ელემენტის ატომური მასის დასადგენად საჭიროა ამ ელემენტის მრავალი ნაერთის გამოკვლევა, რათა არ აღმოჩნდეს კიდევ ნაერთი, რომლის მოლეკულა ნაპოვნი ატომური მასის ნაწილს შეიცავდეს.

აღწერილი მეთოდი შესაძლებლობას გვაძლევს ვიპოვოთ მხოლოდ ისეთი ელემენტების ატომური მასები, რომლებიც წარმოქმნიან გაზურ ან ადვილად აქროლად ნაერთებს.

სვედასხვა ელემენტის ატომური მასები შეიძლება ჟანგბადის ატომურ მასას უბრალო აწონვით შევადაროთ. მაგალითად, ალუმინის ოქსიდი ყოველ სამ ატომ ჟანგბადზე შეიცავს ორ ატომ ალუმინს. ალუმინის მასის შეფარდება ჟანგბადის მასასთან შეადგენს 1,123:1. მაშასადამე, ორი ატომი ალუმინის მასა 1,123-ჯერ მეტია, ვიდრე სამი ატომი ჟანგბადისა. ეს ნოგვეყმს ალუმინის ატომური მასისათვის შემდეგ მნიშვნელობას: $16,0000 \times 1,123 \times 3/2 = 26.97$. ამის მსგავსად, ქიმიური ანალიზით, ხშირად 0,01% სიზუსტით შეიძლება ყოველი ქიმიური ელემენტის ატომური მასის განსაზღვრა.

ფრანგმა მეცნიერმა დიულონგმა და პტიმ (1819) აღმოაჩინეს, რომ მყარი ერთატომიანი ელემენტების ხვედრით სითბოტევადობასა და ატომურ მასებს მარტევი თანათარლობა აკავშირებს (ხვედრითი სითბოტევადობის ქვეშ ვგულისხმობთ სითბოს რაოდენობას, რომელიც საჭიროა 1გ მოცემული ნივთიერების ერთი გრადუსით გასათბობად).

დიულონგისა და პტიმის წესის თანახმად, ერთატომიანი მყარი ელემენტების ატომური სითბოტევადობა (ე. ი. ატომური წონისა და ხვედრითი სითბოტევადობის ნამრავლი) მუდმივი სიდიდეა და დაახლოებით $26 \text{ ჯ/მ.ო.კ.ს}^{-1}$ უფრის (ცხრ. 4).

ამ წესმა XIX საუკუნის შუა წლებში მნიშვნელოვანი გამოყენება ჰპოვა ატომური მასების განსაზღვრავად.

ქიმიური გზით განსაზღვრისას მიღებულ იქნა სპილენძის ორი ეკვივალენტი—31,8 და 63,6. აქედან სპილენძის ატომური მასა უნდა უდრიდეს მის უმცირესს ან ჯერად მნიშვნელობას, ე. ი. 31,8 ან 63,6 ანდა 95,4 და ა. შ. გაზომვებიდან გამომდინარეობს, რომ სპილენძის ხვედრითი სითბოტევადობა ოთახის ტემპერატურაზე შეადგენს 0,41 ჯ/გ. თუ ატომურ სითბოტევადობას გავყოფთ ხვედრით სითბოტევადობაზე, მივიღებთ: $26 : 0,41 = 63$, რაც ახლოა 63,6-თან. დიულონგისა და პტიმის წესი არ იძლევა ატომური მასის ზუსტ მნიშვნელობას. ბევრად უფრო ზუსტია ქიმიური ეკვივალენტის დადგენა. ამიტომ ამ ორი რიცხვიდან სპილენძის ატომურ მასად მივიჩნევთ 63,6. სწორედ ამ გზაზე შეასწორა მენდელეევი მრავალი ელემენტის ატომური მასა. ახლა პერიოდული სისტემის დახმარებით ატომური მასის განსაზღვრავად საკმარისია ეკვივალენტის ზუსტი მნიშვნელობის პოვნა. დიულონგისა და პტიმის წესი მსუბუქი ელემენტების შემთხვევაში აცდენებს იჩენს. მაგალითად, ნახშირბადის ატომური სითბოტევადობა უდრის 7,53 ჯ, ბორის — 11,30 ჯ, ბერილიუმის — 15,4 ჯ, სილიციუ-

ზოგადი ელემენტის სითბოტევადობა

ელემენტი	ატომური მასა	ატომური სითბოტე- ვადობა χ /(მოლ)
ტყვია	207,2	26,77
ოქრო	197	26,45
პლათინა	195	25,52
ვერცხლი	107,9	25,52
თუთია	65,4	25,52
სპილენძი	63,5	26,35
რკინა	55,8	25,52

მისა — 15,9 ჯ. მათი სითბოტევადობა მხოლოდ მაღალ ტემპერატურებზე უახლოვდება 26, 5ჯ.

ატომური მასების დიდი სიზუსტით დადგენა ნასსპექტრომეტრული გაზომვებით წარმოებს.

14. თანაფარდობა ატომურ მასას, ეკვივალენტსა და ვალენტობას შორის. ელემენტების ატომური და ეკვივალენტური მასების შედარებიდან ჩანს, რომ ატომური მასა უდრის ეკვივალენტურ მასას ან შეიცავს ორს, სამს და ა. შ. ეკვივალენტურ მასას, ე. ი. ატომური მასა ეკვივალენტურის ჯერადია.

იმ რაცხვს, რომელიც გვიჩვენებს რამდენ ეკვივალენტურ მასას შეიცავს ატომური მასა, ვალენტობას ვუწოდებთ, ე. ი. ატომური და ეკვივალენტური მასების ფარდობა ვალენტობას უდრის.

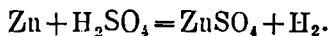
$$\text{ვალენტობა} = \frac{\text{ატომური მასა}}{\text{ეკვივალენტური მასა}} \text{ ანუ } V = \frac{A}{E}$$

ზოგი ელემენტის ატომური მასა მის ეკვივალენტურ მასას უდრის, ასეთია წყალბადი, ნატრიუმი, კალიუმი და ა. შ. მათი ვალენტობა უდრის ერთს. თუ ატომური მასა ორ ეკვივალენტურ მასას უდრის, ასეთი ელემენტის ვალენტობა ორის ტოლია და ა. შ. მაგალითად, ჟანგბადის ატომური მასა უდრის 16, ეკვივალენტური მასა კი — 8, მაშასადამე ჟანგბადი ორვალენტიანია. ელემენტს, რომელსაც ორი ან მეტი სხვადასხვა ეკვივალენტი აქვს, ცვლადი ვალენტობა ახასიათებს.

ვალენტობის ზომად მიჩნეულია წყალბადი, რომლის ვალენტობა ერთს უდრის. დანარჩენი ელემენტების ვალენტობა იზომება წყალბად-ატომთა რიცხვით, რომლის მიკავშირებაც შეუძლია

მოცემული ელემენტის ატომს. მაგალითად, წყალბადნაერთებში: HCl , H_2O , NH_3 , CH_4 , ქლორი ერთვალენტია, ეანგბადი — ორვალენტიანი, აზოტი — სამვალენტიანი, ნახშირბადი — ოთხვალენტიანი.

ვალენტობა შეიძლება აგრეთვე ჩანაცვლების მიხედვითაც განვსაზღვროთ. მაგალითად, ერთი ატომი თუთია გოგირდმქავას მოლეკულიდან ორ წყალბად-ატომს გამოთიშავს:



მაშასადამე, თუთია ორვალენტიანი ელემენტია.

ამრიგად, ვალენტობა არის რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს რამდენი წყალბად-ატომის შეერთება ან ჩანაცვლება შეუძლია მოცემული ელემენტის ატომს.

ვალენტობის ცნების შემოტანამ მეცხრამეტე საუკუნის 50-იან წლებში მნიშვნელოვნად შეუწყო ხელი მოლეკულების აღნაგობის თეორიის განვითარებას.

1.4. ქიმიის ძირითადი ცნებები და კანონები

1. ცნება ქიმიური ელემენტების შესახებ. ქიმიური ელემენტის ერთ-ერთი აღრინდელი განმარტება მოცემულია რობერტ ბოილის მიერ: „ელემენტების ქვეშ ჩვენ ვგულისხმობთ ზოგიერთ პრიმიტიულ და ზარტივს ანუ არაშერეულ სხეულებს, რომლებიც... წარმოდგენენ შემადგენელ ნაწილებს და რომლებდაც იშლება შერეული სხეულები. მე არ შემიძლია განვიხილო რაიმე სხეული როგორც ელემენტი, თუკი ის არ არის სრულიად ერთგვაროვანი და თუ მისი დაშლა შეიძლება ცალკეულ ელემენტებად“.

ქიმიის შემდგომ განვითარებისათვის არსებით მნიშვნელობა ჰქონდა ლავუაზიესა და დალტონის ქიმიურ ელემენტების მუდმივობის კანონს. დალტონის გამოკვლევების შედეგად ნათელი გახდა, რომ ყოველ ელემენტს შეესაბამება ერთი სახის ატომები, რომლებიც გარკვეული მასით ხასიათდებიან. დალტონის ძირითადი დებულების თანახმად, შეუძლებელია ელემენტების ატომები დავშალოთ ან შევქმნათ. ჩვენ ისეთივე წარმატებით შევკვიძლია შევეცადოთ მივეუმატოთ მზის სისტემას ახალი პლანეტა ან მოვსპოთ უკვე არსებული, როგორც — შევქმნათ ან მოვსპოთ თუნდაც წყალბადის ატომი“ (დალტონი).

დალტონისა და აგრეთვე ლავუაზიეს განმარტებით, ელემენტი არის ნივთიერება, რომელიც ერთნაირი ატომებისაგან შედგება.

ამ წარმოდგენების განვითარების შედეგად, მეცხრამეტე საუკუნის დამლევისათვის ელემენტის ქვეშ უკვე იგულისხმებოდა ნივთი-

რება ინდივიდუალური ქიმიური თვისებებით, რომლითაც ის ყველა დანარჩენი ელემენტისაგან განსხვავდება და რომლის დაცილება სხვა ელემენტებისაგან ქიმიური გზებით შეიძლება.

დ. მენდელეევი მნიშვნელოვნად განავითარა ცნება ქიმიური ელემენტის შესახებ. მენდელეევის განმარტებით, „ელემენტი არის რთული ნაერთების ნივთიერი ნაწილი, რომელიც ქიმიური რეაქციების დროს უცვლელი რჩება. მაგალითად, სუფრის მარილი შეიცავს არა მეტალურ ნატრიუმსა და აირად ქლორს, არამედ ამ ორი მარტივი სხეულის ნივთიერების ორ ელემენტს“.

„ნახშირბადი — წერდა მენდელეევი — სამ სხვადასხვა სახესხვაობას წარმოქმნის. ასეთია ნახშირი, გრაფიტი და ალმასი; სამივე სხვადასხვა ნივთიერებაა, ელემენტი კი ერთია“.

იმევე ნახშირბადს შეიცავს სპირტი, შაქარი, მაგრამ არცერთი მათგანი არ შეიცავს არც ნახშირს, არც გრაფიტს და არც ალმასს.

ამრიგად, ელემენტი არის მარტივი ნივთიერება იმ მდგომარეობაში, რომელშიც ის ნაერთშია სხვა ნივთიერებებთან ერთად. თავის მხრივ, მარტივი ნივთიერება არის ქიმიური ელემენტი თავისუფალ მდგომარეობაში.

ვერცხლისწყლის ოქსიდი შედგება ელემენტ ვერცხლისწყლისა და ელემენტ ჟანგბადისაგან. მისი დაშლისას მიიღება მარტივი ნივთიერებები: ვერცხლისწყალი და ჟანგბადი. აქაც იგულისხმება, რომ ელემენტი მხოლოდ ერთი სახის ატომებისაგან შედგება.

მეცნიერების შემდგომი განვითარების პროცესში აღმოაჩინეს იზოტოპები და დამტკიცდა, რომ მოცემული ელემენტების ატომები არ არის ერთმანეთის იდენტური, ორ ატომს შეიძლება ერთნაირი ქიმიური თვისებები ქონდეს, მაგრამ სხვა თვისებებით კი (მასით, დიფუზიის სიჩქარით და სხვ.) განსხვავდებოდნენ ერთმანეთისაგან. მაშასადამე, ელემენტი ყოველთვის არ შედგება ერთნაირი ატომებისაგან. ატომის ცნება მჭიდრო კავშირშია წარმოდგენასთან ატომური მასის შესახებ.

აბლა უკვე კარგადაა ცნობილი, რომ „ატომური მასები“ მოცემული ელემენტის იზოტოპების ნარევის — „ატომური მასების“ საშუალოა, რომ „ატომური მასა“ შერეული ელემენტის საშუალო არითმეტიკული მახასიათებელი სიდიდეა.

ნაცვლად ატომური მასისა, რომელიც ქიმიური ერთგვაროვნების მახასიათებელი იყო განურჩევლად მოცემულ ელემენტში შეჰავალი ატომების მასებისა, მეცნიერებაში შემოიტანეს ცნება რიგობრივი რიცხვის შესახებ. ეს უკანასკნელი გამოსახავს ატომბირთვის დადებით მუხტის სიდიდეს.

რიგობრივი რიცხვი ცალსახად განსაზღვრავს ადგილმდებარეო-

ბას პერიოდულ სისტემაში, ე. ი. ცალსახად განსაზღვრავს ელემენტის ინიციულილობას.

ახლა, ელემენტს შეიძლება შემდეგი განმარტება მივცეთ: ქიმიური ელემენტი ნივთიერებაა, რომლის ყველა ატომი ერთნაირი რიგობრივი რიცხვით ხასიათდება ან, რაც იგივეა, ქიმიური ელემენტი არის ატომთა ერთობლიობა, რომელთა ატომბირთვეს აქვს ერთი და იგივე მუხტი. ამას, გარდა ძალაშია მეორე განმარტებაც. რომლის თანახმად, ელემენტი ნივთიერებაა, რომლის უფრო მარტივ ნივთიერებად დაშლა არავითარი ქიმიური საშუალებებით არ ხერხდება. როცა მოცემული ელემენტის ყველა ატომს ერთნაირი მასა აქვს (მაგ., Na, As, Cr), მაშინ საქმე გვაქვს „სუფთა“ ელემენტთან; მაგრამ, როცა ელემენტი სხვადასხვა წონის ატომებისაგან, ე. ი. იზოტოპებისაგან შედგება, მაგალითად, H^1 , H^2 , H^3 , მაშინ ელემენტი „შერეულია“. სპექტრომეტრული გამოკვლევებით დამტკიცდა, რომ ქიმიური ელემენტების მეტი წილი „შერეულია“, ე. ი. იზოტოპთა ნარევეს წარმოადგენს. მაგალითად, კალა შედგება ათი იზოტოპისაგან, რომელთა ატომური მასები ძვეს ინტერვალში 112-იდან 124 მდე, ხოლო ნატრიუმი ერთი სახის ატომებისაგან შედგება.

ამრიგად, შეიძლება ორი სახის ელემენტი განვასხვავოთ: წმინდა ელემენტი, რომელიც მხოლოდ ერთი სახის ატომებისაგან შედგება, და შერეული ელემენტი, რომელიც რამდენიმე სახის ატომისაგან შედგება.

ჩვენი შეძგომი მსჯელობისათვის ამ ცნებებს პრინციპული მნიშვნელობა აქვს.

2. ატომი და მოლეკულა. სიტყვა ატომი (atoma) წარმოსდგა ორი ბერძნული სიტყვისაგან: „ა“ (უარყოფას გამოსახავს) და „ტემენ“ (შეესაბამება ჭრას), რაც ჯამში „განუყოფელს“ ნიშნავს.

ატომი ელექტრონიტრალური ნაწილაკია, რომელიც წარმოადგენს მოცემული ელემენტის უკარეს რაოდენობას. ატომი არის ინდივიდუუმი, რომელსაც ელემენტის ყველა ძირითადი ნიშან-თვისება აქვს. ასეთია მისი ვალენტუონება, ოპტიკური სპექტრი, დამახასიათებელი რენტგენული სპექტრი და სხვ. მაგალითად, წყალბადის როგორც პარტივი ნივთიერების, უკარესი ნაწილაკი არის მოლეკულა H_2 , ხოლო ელემენტ წყალბადის უკარესი რაოდენობა არის წყალბად-ატომი H.

მეოცე საუკუნემდე ატომი განუყოფელ ნაწილაკად ითვლებოდა. ატომები წარმოდგენილი ჰქონდათ როგორც უსტრუქტურო, უწყვეტი, ერთგვაროვანი სფერული ნაწილაკები, რომლებიც სამყაროს „აგურაყებს“; ე. ი. ელემენტარულ ნაწილაკებს წარმოადგენდნენ.

ატომები მეტად მცირე ზომის ნაწილაკებია, მათი დიამეტრი დამოკიდებულია ელემენტის გვარობაზე. ატომის დიამეტრი დაახლოებით 10^{-8} სმ-ის რიგისაა.

ატომი რთული აღნაგობისაა. მის სიღრმეში ატომბირთვია, რომლის დიამეტრი ატომზე 100 000-ჯერ უფრო მცირეა და უდრის დაახლოებით 10^{-13} სმ-ს. დადებითად დამუხტული ატომბირთვის ირგვლივ, რომელსაც ატომის მასის მეტი წილი შეესაბამება, ბრუნავენ ელექტრონები, ამრიგად, ატომი არც განუყოფელი, ის რთულია. ატომის ელექტრონული გარსის მთლიანობის დარღვევისას, რაც ხდება ქიმიური რეაქციების დროს, ელექტრონების მოკლების ან მიერთებისას, ელემენტის ინფივიდუალობა არ შეიცვლება. მაგრამ ატომბირთვის დაშლისას კი მიიღება ახალი ელემენტი, მაშასადამე, შეიცვლება ელემენტის ინფივიდუალობა. ამ გაგებით ატომი, როგორც ინდივიდუუმი, განუყოფელია.

ატომს ადვილად შეუძლია ქიმიური რეაქციების დროს დაკარგოს ან შეიძინოს ერთი ან რამდენიმე ელექტრონი, ან შეიძლება მისი ელექტრონები სხვა ატომების ელექტრონებთან ურთიერთქმედებაში შევიდეს. რის შედეგადაც წარმოიქმნება ან თუ იმ ტიპის ქიმიური ბმა. ქიმიური ძალებით შებმულ ატომთა ერთობლიობას მოლეკულას ვუწოდებთ.

მოლეკულა არის დამოუკიდებელი არსებობის უნარის მქონე ქიმიური ძალებით შეკავშირებულ ატომების ერთობლიობა, რომელიც წარმოადგენს მოცემული ნივთიერების უმცირეს ნაწილაკს და ამ ნივთიერების ძირითად ქიმიურ თვისებებს ატარებს. ამრიგად, მოლეკულა მოცემული ნივთიერების უმცირესი ნაწილაკია, რომელიც შედგება სავალენტო ძალებით შეკავშირებული ერთნაირი ან განსხვავებული ატომებისაგან. სიტყვა მოლეკულა ძალზე მცირე მასას შეესატყვისება.

მარტივი მოლეკულებია: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 ; რთულია — H_2O , NH_3 , CH_4 და ა. შ. ინერტული გაზის უმცირესი ნაწილაკები ატომებია (He , Ne , Ar და ა. შ.), რომლებსაც შეიძლება, პირობით, მოლეკულები ვუწოდოთ.

3. ატომური მასა. ცნება ატომი დაკავშირებულია ატომური მასის წარმოდგენასთან.

მეტწარამეტე საუკუნეში უკვე დადგენილი იყო, რომ ყოველი სახის ატომს გარკვეული მასა ახასიათებს და, რომ მათი ფარდობითი მნიშვნელობების განსაზღვრა წმინდა ქიმიური გზებით შეიძლება.

ატომური მასების განსაზღვრავად საკირო იყო ატომური მასის პირობითი ერთეულის დადგენა. პირველი წინადადება ეკუთვნოდა დალტონს, რომელმაც ერთეულად

ყველაზე მსუბუქი ელემენტის—წყალბადის ატომური მასა შემოიღო. უფრო მოგვიანებით, ფ. რაბოზიტი ატომური წონების ერთეულად ბერკელიუმსა უანგბადის ატომური მასა შემოიღო, რადგან უანგბადი ბევრად უფრო მეტ ელემენტს უერთდება, ვიდრე წყალბადი. მან უანგბადის ატომურ მასად წილია 16, ხოლო ატომური მასის ერთეულად უანგბადის ატომური მასის 1/16.

ატომური მასა არის რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ აღემატება მოცემული ატომის მასა უანგბადის ატომის მასას — 1/16-ს.

1906 წელს, საერთაშორისო შეთანხმების საფუძველზე, ატომური მასის ერთეულად კვლავ მიიღეს უანგბადის ატომური წონის 1/16 ნაწილი. ი. ა. სპეკტროგრაფიული გამოკვლევების შედეგად, 1927 წელს, მოულოდნელად გამოიკრვა, რომ უანგბადი შერეული ელემენტია, რომელიც 3 იზოტოპისაგან შედგება: O^{16} , O^{17} , O^{18} —იზოტოპური თანაფარდობით — 500 : 0,2 : 1.

ბუნებრივ უანგბადის იზოტოპური შედგენილობის მერყეობის გამო, მისი ატომური მასა არ შეიძლება მუდმივი იყოს. ამიტომ ატომური მასების ქიმიური სკალის პარალელურად ჩამოყალიბდა ატომური მასების იზოტოპური სკალა, რომლის ერთეულად მიიღეს უანგბადის მსუბუქი იზოტოპის ($O=1,60000$) ატომური მასის 1/16. ატომური მასების ეს ორი სკალა იმით განსხვავდება ერთმანეთისაგან, რომ ქიმიური სკალის ერთეულად მიღებული იყო უანგბადის იზოტოპური ნარევის ატომური მასა 16-ის ტოლად.

თუ უანგბადის მსუბუქი იზოტოპის ატომურ მასად 16,0000 მივიღებთ, მაშინ დანარჩენი იზოტოპების ატომური მასები იქნება: 17,00449 და 18,00369. O^{18} , O^{17} . (1)-ის იზოტოპების შემცველობა შესაბამისად უდრის 99,76%, 0,4% და 0,2%-ს. მაშასადამე უანგბადის საშუალო ატომური მასა იზოტოპური სკალით არის:

$$\frac{16,0000 \times 99,76 + 17,00449 \times 0,04 + 18,00369 \times 0,2}{100} = 16,0044.$$

ქიმიურ უანგბადის საშუალო ატომური მასა მიჩნეული იყო 16,0000-ის ტოლად, ხოლო იზოტოპური სკალით — 16,0044, ე. ი. ქიმიური სკალით გამოსახულა ატომური მასა $\frac{16,0044}{16,0000}$

$= 1,000275$ -ჯერ უფრო დაბალია, ვიდრე იზოტოპური სკალით გამოსახული. ქიმიური სკალიდან იზოტოპურზე გადასასვლელად ატომური მასა უნდა გადაზღვრულდეს ზემო კოეფიციენტზე.

აღსანიშნავია, რომ ატომური მასების ორი სკალის გამოყენება მრავალ სიძნელეს შეხვდა.

1961 წელს, წმინდა და გამოყენებითი ქიმიის საერთაშორისო კავშირმა (იუპაკმა) ჩამოაყალიბა ატომური მასების ერთიანი სკალა, რომელსაც საფუძვლად დაედო ნახშირბადის ^{12}C იზოტოპის მასის 1/12 ნაწილი. ^{12}C ნახშირბადის ატომური მასა მიღებულია 12,00000-ის ტოლად. მისი საფუძველია მასის ატომური ერთეული (მ. ა. ე.).

ახალ ერთეულზე დაფუძნებული ატომური მასა უდრის ძველს, გამრავლებულს 0,9996-ზე ანუ გაყოფილს 1,000043-ზე.

ამ გზით გამოთვალა ატომური მასებისა და ძველი ატომური მასების სხვაობა არ აღმატება ერთეულის 0,01 ნაწილს. ელემენტების ატომური მასები, ნახშირბადის სკალით, მოთავსებულია პერიოდულ სისტემაში (იხ. ფორზაცი).

4. ფარდობითი ატომური და მოლეკულური მასები. მოლი-ატომების აბსოლუტური მასები მეტად მცირეა. მიუხედავად ამისა,

ეს სიდიდეები ამჟამად ცნობილია დიდი სიზუსტით. მაგალითად, წყალბადის ატომის მასა შეადგენს $1,674 \cdot 10^{-27}$ კგ, ნახშირბადის — $1,993 \cdot 10^{-26}$ კგ, ენგბადის — $2,657 \cdot 10^{-26}$ კგ, რკინის ატომისა — $9,277 \cdot 10^{-26}$ კგ. რადგან გამოსათვლელად ასეთი რიცხვების მოხმარება მოუხერხებელია, ამიტომ მიმართავენ მასათა არა აბსოლუტურს, არამედ ფარდობით სიდიდეებს.

ფარდობითი ატომური მასის ერთეულად 1961 წლიდან მიღებულია მასის ატომური ერთეული, რომელიც ნახშირბადის ^{12}C იზოტოპის ატომური მასის $1/12$ ნაწილია¹, ე. ი. $1,66 \cdot 10^{-24}$ გ.

ქიმიური ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა A ეწოდება სიდიდეს, რომელიც უდრის ბუნებრივი იზოტოპური შედგენილობის ელემენტის ატომის საშუალო მასის ფარდობას ^{12}C ნახშირბადის ატომის მასის $1/12$ ნაწილთან. მაგალითად:

$$A_{\text{H}} = \frac{1,674 \cdot 10^{-24} \text{ გ}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ გ}} = 1,0079,$$

$$A_{\text{O}} = \frac{2,66 \cdot 10^{-23} \text{ გ}}{0,166 \cdot 10^{-22} \text{ გ}} = 16.$$

ამრიგად, ქიმიური ელემენტის ატომური მასა არის რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს თუ რამდენჯერ აღემატება ატომის საშუალო მასა ^{12}C ნახშირბადის ატომის $1/12$ ნაწილს.

საჭიროა განვასხვაოთ უგანზომილო ატომური მასა ატომის მასისაგან, რონელიც განიხილება ზემოთ.

ნივთიერების ფარდობითი მოლეკულური მასა μ (ანუ უბრალოდ მოლეკულური მასა) ეწოდება სიდიდეს, რომელიც წარმოადგენს ბუნებრივი იზოტოპური შედგენილობის მოლეკულის საშუალო მასის ფარდობას ^{12}C ნახშირბადის ატომის $1/12$ ნაწილთან.

ერთეულების საერთაშორისო სისტემაში (სი) ნივთიერების რაოდენობის ერთეულად მიღებულია მოლი.

მოლი ნივთიერების რაოდენობაა, რომელიც შეიცავს იმდენ სტრუქტურულ ერთეულს (მოლეკულას, ატომს, იონს), რამდენ ატომსაც შეიცავს $0,012$ კგ ^{12}C იზოტოპი.

სიდიდე მოლი ხშირად გამოიყენება გამოთვლების მიზნით, ამის მიზეზი ის არის, რომ აკრეკატულა მდგომარეობისაგან დამოუკიდებლად მოლი შეიცავს სტრუქტურული ერთეულების ერთნაირ რაოდენობას. სტრუქტურული ერთეულების რიცხვი მოლში აღინიშნება N სიმბოლოთი.

¹ ნახშირბადი შედგება $99,9\%$ ^{12}C და $1,1\%$ ^{13}C -დან, რის შედეგად ნახშირბადის ატომური მასა ახალი სკალით უდრის $12,01115$, ხოლო ^{12}C -ის ატომური მასა — $12,00000$.

ფიზიკასა და ქიმიაში N ერთ-ერთი ფუნდამენტური სიდიდეა, მას ავოგადროს რიცხვი ეწოდება. ჩრავალი გაზომვისა და გამოძვლის წედგად დადგენილია, რომ:

$$N = 6,02 \cdot 10^{23}$$

აპრიგად, მოლი ნივთიერების რაოდენობაა, რომელიც შეიცავს $6,02 \cdot 10^{23}$ სტრუქტურულ ერთეულს.

ფიზიკური სიდიდეები არის სისტემა, რომელიც აგებულია რამდენიმე ძირითად ერთეულზე. ეს სიდიდეები, რომელთაგან თითოეულ მათგანს აქვს თავისი განზომილება, შემდეგია:

ძირითადი ფიზიკური სიდიდე:	აღნიშვნები:
სიგრძე	l
მასა	m
დრო	t
ტემპერატურა	T
ელექტრული დენი	I
ნივთიერების რაოდენობა	n
სინათლის ძალა	I_p

მოლი ერთ-ერთი დამოუკიდებელი სიდიდეა, რომელსაც ძირითადი მნიშვნელობა აქვს ქიმიაში. მიუხედავად ამისა, ბოლო დრომდე მას არ ჰქონია საყოველთაოდ მიღებული სახელწოდება. ახლა მას ეწოდება „ნივთიერების რაოდენობა“.

რადგან c , m , n ... სიდიდეების აღნიშვნებია და არა რიცხვები, ამიტომ არ შეიძლება l -ს ვუწოდოთ „მეტრების რიცხვი“, m -ს „კილოგრამების რიცხვი“ ან n -ს „მოლების რიცხვი“, არაძედ შეიძლება ვთქვათ (ან დავწეროთ) მაგალითად, $l = 5$ მ, $m = 0,2$ კგ, $n = 1,5$ მოლს და ა. შ.

ნივთიერების მასას, რომელიც აღებულია ერთი მოლის რაოდენობით, ეწოდება მოლური მასა. მას გამოსახვენ კვმოლ-ით ან გ/მოლ-ით და აღნიშნავენ M სიმბოლოთი. ეს სიდიდე აკავშირებს ორ სიდიდეს—მასას და ნივთიერების რაოდენობას:

$$M = \frac{m}{n}$$

სადაც m — ნივთიერების მასაა (კგ), n — ნივთიერების რაოდენობა (მოლი). აპრიგად, მასა და ნივთიერების რაოდენობა განსხვავებული ცნებებია. მასა გამოისახება კილოგრამით (ან გრამით), ხოლო ნივთიერების რაოდენობა—მოლებით. ნივთიერების მასას (m გ), ნივთიერების რაოდენობასა (n მოლ) და მოლურ მასას (M გ/მოლ) შორის მარტივი თანაფარდობაა:

$$m = nM$$

ანუ:

$$n = m/M, \quad M = m/n.$$

ამ ფორმულებით ადვილად გამოითვლება ნივთიერების გარკვეული რაოდენობის მასა, ან მოლების რიცხვი მოცემულ მასაში.

მოლს, როგორც ერთეულს, არა აქვს მასა. მასა აქვს მოცემული ნივთიერების მოლების გარკვეულ რაოდენობას, მაგალითად, ერთ მოლ რკინას.

ელემენტების ატომური მასის გამოთვლა ატომის მასის მიხედვით ადვილია. მაგალითად, თუ წყალბადის ატომის მასა უდრის $1,674 \cdot 10^{-27}$ კგ, მაშინ წყალბადის ატომური მასა იქნება $1,674 \cdot 10^{-27}$ კგ, $6,02 \cdot 10^{23} / \text{მოლ} = 0,00100797$ კგ/მოლ, ან $1,00797$ გ/მოლ. საერთოდ, ატომური (მოლური) მასა გამოსახული გრამობით მოლზე (გ/მოლი), რიცხობრივად უდრის მის ფარდობით ატომურ (მოლურ) მასას, გამოსახულს შე-ით. მაგალითად, $M(O) = \frac{1,6}{1} \delta = 1,6 \text{ გ/მოლ}$, $M(O_2) = \frac{32 \text{ გ}}{1 \text{ მოლ}} = 32 \text{ გ/მოლ}$, $M(H_2SO_4) = \frac{98 \text{ გ}}{1 \text{ მოლ}} = 98 \text{ გ/მოლ}$.

ატომური ქანგბადის 1 მოლ O -ს ფარდობითი ატომური მასა უდრის $15,9994$, მოლეკულური ქანგბადის — O_2 -ის ფარდობითი მოლეკულური მასა უდრის $31,9988$. ნივთიერების რაოდენობა, რომელსაც სტრუქტურული ერთეულების რიცხვით გამოვსახავთ, ორივე შემთხვევაში ერთნაირია (ეს არის N ანუ ერთი მოლი), მაგრამ ატომური ქანგბადის მოლური მასა არის $0,0159994$ კგ/მოლ ანუ $15,9994$ გ/მოლ, ხოლო მოლეკულური ქანგბადის მოლური მასა უდრის $0,0319988$ კგ/მოლ ანუ $31,9988$ გ/მოლ. აქედან ჩანს, რომ ატომური (მოლეკულური) (მასა ქიმიური ელემენტის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი მახასიათებელია. ამჟამად ატომური მასები განსაზღვრულია დიდი სიზუსტით. მათი რიცხვითი მნიშვნელობები მოცემულია პერიოდული სისტემის ტაბულაში (იხ. ფორზაცი).

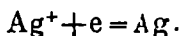
ყველა ნივთიერების მოლური მასა შეეცავს მოლეკულების თანატოლ რიცხვს, რომელიც ავოგადროს რიცხვით გამოისახება.

მოლეკულური მასისა და ავოგადროს რიცხვის შედარებიდან ადვილია ცალკეული მოლეკულების მასის გამოთვლა. მაგალითად, 1 მოლი H_2O -ს მასა არის ~ 18 გ. რადგან თითო მოლი შეიცავს $6,02 \cdot 10^{23}$ მოლეკულას, ამიტომ 1 მოლეკულა H_2O -ს მასა იქნება $18 : 6,02 \cdot 10^{23} = 3 \cdot 10^{-23}$ გ.

5. ავოგადროს რიცხვის გამოთვლა. ავოგადროს რიცხვის ყველაზე ზუსტი მნიშვნელობა განსაზღვრა მილიკენმა შემდეგი თანაფარდობიდან;

$$F = N_0 e.$$

სადაც F ფარადეის მუდმივაა, ხოლო e — ელექტრონის მუხტი. ფარადეის მუდმივა არის ელექტრონის რაოდენობა, რომელიც საჭიროა ერთი ეკვივალენტი ნივთიერების ელექტროქიმიური გარდაქმნისათვის. მაგალითად:



ფარადეის მუდმივა $F = 96500$ კულონს.

ვინაიდან თითო ერთმუხტიან იონს ელექტრობის ერთი და იგივე რაოდენობა გადააქვს, ამიტომ ნივთიერების ეკვივალენტი, რომელიც ერთმუხტთან იონს შეიცავს, გადაიტანს ელექტრობის რაოდენობას, რომელიც $N_0 e$ -ს ტოლია. ელექტრობის ეს რაოდენობა ფარადეის მუდმივას უდრის.

ავოგადროს რიცხვის გამოსათვლელად საჭიროა ელექტრონის მუხტის განსაზღვრა. მილიენის ზუსტი განსაზღვრის თანახმად:

$$e = 4,8 \cdot 10^{-10} \text{ ელ. სტ, ერთ. ანუ}$$

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ კულონს,}$$

$F = 96500$ საერთაშორისო კულონს $= 96486$ აბსოლუტურ კულონს. აქედან:

$$N_0 = \frac{96486}{1,602 \cdot 10^{-19}} = 6,02 \cdot 10^{23},$$

რასაც ავოგადროს რიცხვი ვუწოდებთ.

ავოგადროს რიცხვის დახმარებით ადვილია ცალკეული ატომებისა და მოლეკულების აბსოლუტური წონის გამოთვლა ან ატომებისა და მოლეკულების ზოქის გაანგარიშება. მაგალითად, ოქროს ატომური მასა უდრის 197-ს, მისი სიმკვრივე 19,3 გ/სმ³, აქედან მისი ატომური მოცულობა უდრის $197/19,3 = 10,4$ სმ³. რადგან მოლი შეიცავს $6,02 \cdot 10^{23}$ ატომს, ამიტომ თითოეულ ატომზე მოდის $10,4 : 6,02 \cdot 10^{23} = 1,73 \cdot 10^{-23}$ სმ³ $= 17,3 \text{ \AA}^3 = 17303$ კმ, რაც შეესაბამება კუბს, რომლის წიბოს სიგრძე $l = \sqrt[3]{17,3 \text{ \AA}^3} \approx 2,6 \text{ \AA} \approx 260$ პმ.

წ. ქიმიური ნაერთების შედგენალობის მუდმივობის კანონი. ქიმიური გარდაქმნების რაოდენობრივი შესწავლის შედეგად მიღებული პრინციპული მნიშვნელობის განზოგადება, რომლის თანახმად მოცემული ნაერთის ქიმიური შედგენილობა მუდმივია.

მაგალითად, სუფრის მარილი მიღებული ზღვის მარილიდან, ქვამარილიდან ან ნატრიუმისა და ქლორის შეერთებით, 23 ნაწილ ნატრიუმზე 36,5 ნაწილ ქლორს შეიცავს. იგივე კანონი მართლდება ყველა ნაერთის შემთხვევაშიც. ეს დებულება დადგენილი იყო ფრან-

გი მეცნიერის პრუს ნიერ 1799 წელს და ცნობილია შედგენილობის მუდმივობის კანონის სახელწოდებით. ამ კანონის თანახმად, ყოველ ქიმიურ ნაერთს სრულად გარკვეული და მუდმივი შედგენილობა აქვს ანუ ერთი და იგივე შედგენილობის ქიმიურ ნაერთში ერთი და იგივე ნივთიერებები შედის, რომელთა მასების ფარდობა მუდმივია.

აქედან ჩანს, რომ თუ, მაგალითად, რეაქციისათვის აღებული იქნება 23 გ ნატრიუმი და 40 გ ქლორი, ეს ნივთიერებები 23 : 35,5 ფარდობით შევა რეაქციაში და ქლორის ჭარბი რაოდენობა რეაქციის გარეშე დარჩება. ასევე, წყალბადი უანგბადს 1:8 წონითი ფარდობით უერთდება და თუ ერთ-ერთი გაზი აქ ნაჩვენებზე მეტი რაოდენობით იქნება აღებული, მისი ჭარბი რაოდენობა რეაქციაში შეუსვლელი დარჩება. ნაშასადმე, ნივთიერებათა შეერთება ამა თუ იმ თანაფარდობებით დამოკიდებულია რეაქციაში შემავალ ნივთიერებათა გვარობაზე და არა რაოდენობაზე. მართლაც, პირველ შემთხვევაში, მაგალითად, ორი ელემენტის სხვადასხვა თანაფარდობით შეერთებებისას მოსალოდნელია რაჰდენიმე ნაერთის მიღება გარკვეული შედგენილობით, მეორე შემთხვევაში კი მოსალოდნელია მრავალი სხვადასხვა შედგენილობის ნაერთის მიღება, რომელთა თვისებები თანდათან იცვლება. სწორედ ამ მეორე შეხედულებას იცავდა ბერთოლე, რომელმაც ფიქრობდა, რომ ორი ნივთიერება შეიძლება სულ სხვადასხვა წონითი თანაფარდობით უერთდებოდეს ერთმანეთს და რომ პროდუქტის შედგენილობა დამოკიდებულია პირველ რიგში მორეაგირე ნივთიერებათა რაოდენობაზე.

ხანგრძლივი კამათის შედეგად პრუმ ნათელყო, რომ ბერთოლეს შეხედულება მცდარი იყო და დაამტკიცა, რომ, რასაც ბერთოლე გარკვეული შედგენილობის ნაერთებად თვლიდა, ნარეგები აღმოჩნდა. ზუსტი გამოკვლევების შედეგად დადგინდა, რომ ქიმიური შედგენილობის მუდმივობის კანონი ქიმიური ურთიერთქმედების ძირითადი კანონია.

ქიმიის შეპღგომმა განვითარებამ ნათელყო, რომ მუდმივი შედგენილობის ნაერთების გარდა არსებობს ცვლადი შედგენილობის ნაერთებიც. თერმული ანალიზის ერთ-ერთი ფუძემდებლის ნ. კურნაკოვის წინადადებით, მუდმივი შედგენილობის ნაერთებს ეწოდა დალტონიდები, ხოლო ცვლადისას—ბერთოლიდები. ბერთოლიდები არ უპასუხებს სტექიომეტრიულ თანაფარდობებს, ე. ი. მათ წილადური სტექიომეტრიული ინდექსები აქვთ. ბოლო ხანებში გამოიკვია, რომ მაგალითად, ტუტე მეტალების ჰალიდები მყარ მდგომარეობაში (მაგალი-

თად, ქვამარილი) ცვლადი შედგენილობის ფაზას წარმოადგენს.¹

ცვლადი შედგენილობის კარგად შესწავლილი მაგალითებია რკინის სულფიდი (FeS) და რკინის ოქსიდი (FeO). რკინის მონოსულფიდში, ასევე ოქსიდში შეინიჩნევა სტექიომეტრიულთან შედარებით რკინის შემცველობის ნაკლებობა. FeS-ს სინთეზურ ნიმუშებსა და FeO-ს ნაერთებში რკინის ნაკლებობა გასაგები ვახდება თუ მოვიგონებთ მსგავსებას, რომელიც ახასიათებს გოგირდსა და ჟანგბადს. ეს არასტექიომეტრიული ნაერთები გამოისახება ფორმულით $Fe_{1-x}S$, $Fe_{1-x}O$, სადაც $x=0,1-0,2$. მაგალითად, $Fe_{0,93}O$ (აქ $x=0,07$) ლღვება $1378^{\circ}C$ ზე, $Fe_{0,91}O$ ($x=0,09$), $T_{ღლ}=1382^{\circ}C$ და $Fe_{0,89}O$ ($x=0,11$). $T_{ღლ}=1387^{\circ}C$. მსგავსი არასტექიომეტრიულობა დადგენილია TiO_2 , PbS , CdS -ის შემთხვევებში.

ცვლადი ქიმიური შედგენილობის ნაერთების არსებობა დადგენილია კოვალენტური, მეტალური და იონური მესერებისათვის. საბოლოო ჯამში არცერთი კრისტალი არ იჩენს ზუსტ სტექიომეტრიულ თანაფარდობას. ამიტომ ფორმულიდან გამომდინარე მასა, მაგალითად, $TiO_{0,92}$ -თვის იქნება $47,90 + 16 \cdot 0,82 = 61,02$. ფორმულის შესატყვისი მასის დამთხვევა მის ნოლეკულურ მასასთან დადგენილია მხოლოდ მონოლეკულური სტრუქტურებისათვის.

7. ჯერად ფარდობათა კანონი. ნივთიერებები თუშეცა ერთნაირი წონითი თანაფარდობებით უერთდება ერთმანეთს, მაგრამ, მიუხედავად ამისა, სავალდებულო არ არის, რომ ორი ნივთიერება მხოლოდ ერთი თანაფარდობით შეუერთდეს ერთმანეთს. დალტონმა გამოიკვლია ორი ნაერთი: მეთანი (CH_4) და ეთილენი (C_2H_4). მან იპოვა, რომ ნახშირბადის მასა მეთანში შეეთარდება წყალბადის მასას როგორც 3:1-ს, ხოლო ეთილენში როგორც 6:1-ს. აქედან ჩანს, რომ მეორე ნაერთი წყალბადთან შედარებით ორჯერ მეტ ნახშირბადს შეიცავს, ვიდრე პირველი. ასევე ნაპოვნი იყო, რომ აზოტის ხუთი ოქსიდი, რომელთაგანაც დალტონისათვის ცნობილი იყო მხოლოდ სამი, შეიცავს ჟანგბადის 36,4, 53,3, 63,1, 69,5 და 74,1% რაოდენობით. მოცემულ რიცხვებში გასარკვევად ვიპოვოთ აზოტისა და ჟანგბადის მასების რაოდენობების თანაფარდობა ამ ხუთივე ნაერთში. მაშასადამე, აზოტის ერთი ნაწილი იკავშირებს ჟანგბადის 1, 2, 3, 4, 5 ნაწილს რაც გამოისახება ფარდობით: 1:2:3:4:5. მიღებული თანაფარდობები შეიძლება ავხსნათ მათი შესატყვისი ფორმულებით: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .

¹ქვამარილის მთლურყო შეფერილობა განპირობებულია ნატრიუმის ზედმეტო (არასტექიომეტრიული) რაოდენობით.

**აზოტისა და ქანგბადის მასების რაოდენობების თანაფარდობა
აზოტის ოქსიდებში**

აზოტის ქანგვეულები	ქანგბადის შემცველობა % -ით	აზოტის შემცველობა % -ით	ქანგბადის მასის რაოდ. 1 ნაწილ აზოტზე $\left[\frac{O}{N} \right] = n$	ქანგბადის ფარდობითი შემცველობა ანუ n
აზოტის (I) ოქსილა	36,3	63,7	0,57	1
აზოტის (II) ოქსიდი	53,3	46,7	1,14	2
აზოტოვანი ანჰიდრიდი	63,1	36,9	1,71	3
აზოტის (IV) ოქსიდი	6,5	93,5	2,28	4
აზოტის ანჰიდრიდი	74,1	25,9	2,85	5

ამ ფაქტების საფუძველზე დალტონი მივიდა ჯერად ფარდობათა კანონის აღმოჩენაში (1803 წ.), რომელსაც შეიძლება შემდეგი ფორმულირება მივცეთ:

თუ ორი ელემენტი ერთმანეთთან რამდენიმე ქიმიურ ნაერთს წარმოქმნის, მაშინ ერთ-ერთი ელემენტის მასის რაოდენობა, რომელიც ამ ნაერთებში მოდის მეორე ელემენტის ერთსა და იმავე მასის რაოდენობაზე, ისე ეფარდება ერთმანეთს, როგორც მცირე მთელი რიცხვები.

ჯერად ფარდობათა კანონმა მტკიცე საფუძველი ჩაუყარა დალტონის ატომისტურ თეორიას.

8. ქიმიური ფორმულების გამოყვანა. მას შემდეგ, რაც ქიმიისში შემოიღეს ერთიანი ატომური მასები, ანალიზის შედეგების მიხედვით ნაერთის ფორმულის დადგენა ძნელი აღარ არის. გისაანგარიშებლად საკმარისია ანალიზის შედეგები, ე. ი. ელემენტების შემცველობა ნაერთში გამოვსახოთ პროცენტობით, ან რაიმე სხვა თანაფარდობით.

მაგალითი 1. ნახშირბადისა და ქანგბადის ნაერთი შეიცავს 27,27% C და 72,73% O. ნახშირბადისა და ქანგბადის ატომური მასები შესაბამისად უდრის 12 და 16. რაც უფრო ნაკლებია ელემენტის ატომური მასა ნაერთის ერთნაირ პროცენტული შემცველობის შემთხვევაში, მით უფრო მეტი იქნება მოცემული ელემენტის ატომების რიცხვი მოლეკულაში. ამიტომაც მოლეკულაში შემაჯავლო ატომების რიცხვის პოვნისათვის საჭიროა პროცენტების რიცხვი გავუოთ შესაბამის ატომურ მასაზე. ასეთი გაყოფით მივიღებთ ნახშირბადისათვის ფაქტორს $27,27 : 12 = 2,27$ და ქანგბადისათვის $72,73 : 16 = 4,54$. ეს რიცხვი უკვე გამოსახავს ატომთა ფარდობათ შემცველობას მოლეკულაში. ვინაიდან მიღებული რიცხვები წილადურია, ამიტომ საჭიროა ერთზე დაყვანა. ამისათვის დიდ რიცხვებს უფრო მცირეზე ვყოფთ, შედეგად მივიღებთ ატომურ მაპრაკლებს 1 და 2, რაოდენობით გამოვსახავენ მოლეკულაში

ატომების შემცველობას, მაშასადამე. განსახილველი ნაერთის ფორმულა უპასუხებს CO_2 მიღებული შედეგები შეიძლება შემდგენიარად გამოვსახოთ:

ნაერთში შემავალი ელემენტები	პროცენტული შემცველობა	ატომური მასა	ატომური ფაქტორი	უმარტივესი ატომური მამრაველი
C	27,27	12	2,27	1
O	72,73	16	4,54	2

მაგალითი 2. ხილიციუმისა და ფტორის ნაერთი შეიცავს 26,92% Si-სა და 73,08% F-ს. ვიპოვოთ ამ ნაერთის უმარტივესი ფორმულა:

ნაერთში შემავალი ელემენტები	პროცენტული შემცველობა	ატომური მასა	ატომური ფაქტორი	უმარტივესი ატომური მამრაველი
Si	26,92	28	0,96	1
F	73,08	19	3,84	4

შესაბამისი ნაერთის ფორმულა არის SiF_4

მაგალითი 3. ვიპოვოთ ძმარმეყავის უმარტივესი ფორმულა:

ნაერთში შემავალი ელემენტები	პროცენტული შემცველობა	ატომური მასა	ატომური ფაქტორი	უმარტივესი ატომური მამრაველი
C	40	12	3,33	1
O	53,33	16	3,33	1
H	6,67	1	6,60	2

მივიღეთ: ნახშირბადისა და წყალბადის ატომთა რიცხვის ფარდობა ძმარმეყავის მოლეკულაში უდრის 1 : 1 : 2. როგორც ჩანს, უმარტივესი ფორმულა მხოლოდ მაშინ გამოვსახავს ატომურ შედეგნილობას, როცა მიღებული შედეგები უპასუხებს მოლეკულურ მასას.

მოლეკულური მასის განსაზღვრა სხვადასხვა მეთოდით შეიძლება. ძმარმეყავის მოლეკულური მასა $M=60$. ამიტომაც გამოთვლას მიეყვარათ არა COH_2 ფორმულამდე, არამედ $\text{C}_2\text{O}_2\text{H}_4$ ანუ CH_3COOH ფორმულამდე.

მაგალითი 4. ვიპოვოთ ეთილის სპირტის უმარტივესი ფორმულა:

ნაერთში შემავალი ელემენტები	პროცენტული შემცველობა	ატომური მასა	ატომური ფაქტორი	უმარტივესი ატომური მამრაველი
C	52,7	12	4,35	2
H	13,04	1	13	6
O	34,79	16	2,17	1

ამრიგად, მიიღება ფორმულა $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ანუ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

მაგალითი 5. ვამოცოთ რკინისა და ჟანგბადის შემდეგი ნაერთების უმარტივესი ფორმულები:

ნაერთში შემავალი ელემენტები	პროცენტული შემცველობა	ატომური მასა	ატომური ფაქტორი	უმარტივესი ატომური მაჩვენებელი
1. Fe	77,78	56	1,39	1
O	22,22	16	1,39	1
2. Fe	70	56	1,25	2
O	30	16	1,83	3

მიუხედავად იმისა, რომ სადღეისოდ მოლექულური მასის განსაზღვრის ბევრი სხვადასხვა მეთოდია შემუშავებული, ჩრსებობს მრავალი ისეთი ნაერთი, რომელთა მიმართ ეს მეთოდები გამოუსადეგარია. ასეთ შემთხვევაში მათ უმარტივეს ფორმულებს პირობით, კემზარიტ ფორმულებად ჩავთვლით. მაშინ პირველი ნაერთისათვის გვექნება ფორმულა FeO, ხოლო მეორისათვის — Fe₂O₃.

შებრუნებული გაანგარიშება, ე. ი. ქიმიური ფორმულის მიხედვით ნაერთში ელემენტების პროცენტული შედგენილობის გამოთვლა ძნელი არ არის.

მაგალითი. გვიანგაჩიშთ HNO₃-ის პროცენტული შედგენილობა. აბოტ.

$$\text{შეჯავს მოლექულური მასა } M=63, \text{ აქედან } \%H = \frac{1 \cdot 100}{63} = 1,59,$$

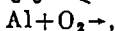
$$\%N = \frac{14 \cdot 100}{63} = 22,21. \text{ ხოლო } \%O = \frac{48 \cdot 100}{63} = 76,19.$$

9. უმარტივესი ქიმიური რეაქციების განტოლებების შედგენა. ქიმიური განტოლება არის ტოლობა, რომლის მარცხენა ნაწილში შედის მისაღები ნივთიერების ფორმულები, მარჯვენა ნაწილში კი — რეაქციის შედეგად მიღებული ნივთიერებების ფორმულები. რეაქციის განტოლება აუცილებლად უნდა აკმაყოფილებდეს მასის მუდმივობის კანონს. ამიტომაც ყოველი ფორმულის წინ იწერება შესატყვისი სტექიომეტრიული კოეფიციენტი, რომელიც გვიჩვენებს რეაქციაში შესულ, თუ რეაქციის შედეგად მიღებულ მოლექულათა რიცხვს. როცა კოეფიციენტი ერთის ტოლია, მას არ წერენ.

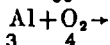
ქიმიური განტოლების შედგენისას ფორმულები უნდა შემოწმდეს ვალენტობის მიხედვით.

მაგალითი. შევადგინოთ ალუმინის დაჟანგვის რეაქციის განტოლება.

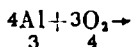
1. დავწეროთ მისაღები ნივთიერებები და ტოლობის ნიშანი



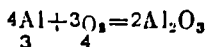
2. მივუწეროთ ვალენტოვნების წიშვნელობა. ალუმინია სამვალენტიანი, ჟანგბადი — ორვალენტიანი. ჟანგბადის მოლექულაში ორ ატომ ჟანგბადს საერთო ჯამში ოთხის ტოლი ვალენტობა აქვს, ამიტომ გვექნება:



3. ახლა უნდა ვიპოვოთ ორივე ელემენტათვის სტექიომეტრიული კოეფიციენტები. ალუმინის კოეფიციენტი იქნება ეანგბადის ვალენტობების ჯამის ტოლი, ხოლო ეანგბადის კოეფიციენტი იქნება ალუმინის ვალენტობის ტოლი:

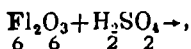


4. ტოლობის ნიშნის მარჯვენა ნაწილში დავწერთ მიღებული პროდუქტის ფორმულას და აქვე განვსაზღვრავთ მის კოეფიციენტს:

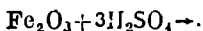


თავისთავად იგულისხმება, რომ განტოლების შედგენისას არ არის საჭირო თითოეული ამ განტოლების გადაწერა, არამედ ის ერთი განტოლების სახით უნდა იწერებოდეს.

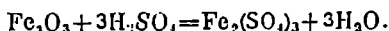
მაგალითი. განვიხილოთ რკინის (II) ოქსიდის რეაქცია გოგირდმჟავასთან



აქედან გამომდინარეობს, რომ H_2SO_4 უნდა მიეწეროს კოეფიციენტი 3;



ვალენტობის მხედველობაში მიღებით და მასის მუდმივობის კანონის თანახმად გვექნება:



ატომთა რიცხვი ტოლობის ორივე მხარეზე აკმაყოფილებს მასის ნუდმივობის კანონ-ყოველ ქიმიურ სიმბოლოს ორი მნიშვნელობა აქვს: ატომური და მასის: მაგალითად, სიმბოლო H წყალბადის ატომს გამოსახავს H_2 წყალბადის მოლეკულას. მეორე მხრივ, იგივე სიმბოლო H გამოსახავს წყალბადის მასის იმ რაოდენობას, რომელიც მის ატომურ მასას შეესაბამება, ე. ი. 1,00797, H_2 კი — წყალბადის მასის იმ რაოდენობას, რომელიც მის მოლეკულურ მასას უდრის, ე. ი. 2,01594. ამი ტომაც ქიმიური განტოლება სხედასხვაგვარი რაოდენობრივი გაანგარიშებების ჩატარების საშუალებას გვაძლევს.

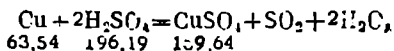
მაგალითი 1. რამდენი კგ ვერცხლია საჭირო 10 კგ აზოტმჟავა ვერცხლის მოსამზადებლად?

ერთი ატომ Ag შეესაბამება 1 მოლეკულა $AgNO_3$. ანტიომ ანოცანის იონსახსნელად შევადგენთ პროპორციას:

$$\begin{array}{r} Ag \qquad AgNO_3 \\ 107,87 - 169,87 \\ x - 10 \\ 107,87 \cdot 10 \\ x = \frac{\quad}{169,87} = 6,03 \text{ კგ.} \end{array}$$

მაგალითი 2. რამდენი ტონა გოგირდმჟავა უნდა დამზადდეს 50 ტონა სპილენძის გასახსნელად და რამდენი ტონა შებამძნო მიიღება აქედან?

1. შევადგენთ რეაქციის განტოლებას და რეაქციაში შეწავალ ნივთიერებათა ატომურ და მოლეკულურ მასებს:



2. შევადგინოთ პროპორცია: თუ 63,54 ტ Cu გასაღწეულად საჭიროა 159,64 ტ H_2SO_4 , 50 ტ სპილენძისათვის საჭიროა X ტონა შევა: 63,54—196,14

$$50 - X \qquad X = \frac{50 \cdot 196,14}{63,54} = 154,35 \text{ ტ.}$$

3. გოჯირდმეფვა სპილენძისათვის შევადგინოთ შემდეგ პროპორციის:

$$X = \frac{50 \cdot 159,64}{63,54} = 125,2 \text{ ტ}$$

4. შაბიზანის ფორმულა არის $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

შევადგინოთ პროპორცია:

$CuSO_4$, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

159,64—249,64

125,77— X

$$X = \frac{125,62 \cdot 249,64}{159,64} = 196,50 \text{ ტ.}$$

აქ ჩატარებული გამოთვლები იძლევა თეორიულ სიდიდეებს. პრაქტიკაში სხვა დანაკარგების გამო მიღებული გამოსავლიანობა არ იქნება თეორიულის 100% ტოლი, არამედ უფრო ნაკლები. გამოსავლიანობის სიდიდე დამოკიდებულია ტექნოლოგიურ მეთოდსა და რეაქციის ხასიათზე.

10. ელემენტები, მარტივი და რთული ნივთიერებები. ატომურ-მოლეკულური თეორიის თანახმად ნივთიერება მოლეკულებისაგან შედგება. გოჯირდი, წყალბადი, ჟანგბადი, აზოტი, მარტივი ნივთიერებებია. თითოეული მოლეკულა წარმოქმნილია მხოლოდ ერთი სახის ატომებისაგან. მარტივი ნივთიერებების—წყალბადის, ჟანგბადის, აზოტის, ფთორის, ქლორის, ბრომის, იოდის მოლეკულები ორ-ორი ატომისაგან შედგება: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , J_2 .

ინერტული გაზების ნაწილაკები: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn თითო ატომისაგან შედგება (ერთატომიანი გაზები), ერთატომიანია აგრეთვე მეტალების ორთქლი.

ნივთიერებებს, რომელთა მოლეკულები ერთი ელემენტის ატომებისაგან შედგება, მარტივი ნივთიერებები ეწოდება.

რთული ნივთიერების მოლეკულები სხვადასხვა სახის ატომისაგან შედგება. ასეთია, მაგალითად, ამიაკის მოლეკულები, რომლებიც წყალბადისა და აზოტის ატომებისაგან შედგება. რთული ნივთიერებებია: წყალი, ოქსიდები, მყავები, ფუჭები, მარილები, ნახშირწყალბადები, მათი ნაწარმები და სხვ.

ნივთიერებებს, რომელთა მოლეკულები სხვადას-
სხვა ელემენტის ატომებისაგან შედგება, რთული-
ნივთიერებები ეწოდება.

რთულ ნივთიერებას, ჩვეულებრივად, ქიმიურ ნაერთს ეწოდებენ.
რთული ნივთიერებები იყოფა არაორგანულ და ორგანულ ნივთიერე-
ბებად. ორგანულია ნახშირბადის ნაერთები.¹

სიტყვა „ატომის“ გარდა ქიმიაში ხშირად იხმარება სიტყვა
„ელემენტი“, რაც შემადგენელ ნაწილს ნიშნავს.

ნივთიერების აღნაგობის თანამედროვე მოძღვრების თანახმად,
ქიმიური ელემენტი ატომებია, რომელთა ბირთვებია მუხტე-
ბი ერთნაირია.

ატომს რთული აღნაგობა აქვს. ის შედგება დადებითად დამუ-
ხტული ბირთვისაგან, რომლის ირგვლივ ბრუნავენ ელექტრონები. ბი-
რთვის დადებითი მუხტი უდრის ელემენტის ნომერს პერიოდულ სის-
ტემაში, რასაც რიგობრივი რიცხვი ეწოდება. ელემენტის ინდივიდუა-
ლობას განსაზღვრავს მისი ატომის ბირთვის მუხტი. ნახშირბადის
ატომის ბირთვის მუხტი $Z=6$, ჟანგბადის — $Z=8$, რკინის — $Z=26$,
ვერცხლის — $Z=47$, ურანის — $Z=92$ (იხ. პერიოდული სისტემა). მო-
ცემული ელემენტის ატომებს შეიძლება სხვადასხვა მასა ჰქონდეს
(იზოტოპები), მაგრამ მათი ბირთვების მუხტი ერთნაირია. მაგალი-
თად, ქლორის ატომების მასა არის 35 და 37, მაგრამ ქლორის ყვე-
ლა ატომის ბირთვის მუხტი ერთნაირია და უდრის 17-ს.

ქიმიური ელემენტები რთული ნივთიერებების
შემადგენელი ნაწილებია, ხოლო ელემენტები, თავისუ-
ფალი სახით, მარტივი ნივთიერებებია.

განსხვავება მარტივ ნივთიერებასა და ელემენტს შორის განსა-
კუთრებით მკაფიო ხდება, როცა ვიხილავთ ერთი ელემენტისაგან წა-
რმომდგარ რამდენიმე მარტივ ნივთიერებას. ასეთია, მაგალითად, ნა-
ხშირბადის თავისუფალი სახით არსებობის ფორმები — გრაფიტი და
ალმასი, ფოსფორის სახესხვაობები — თეთრი და წითელი ფოსფორი
და სხვ.

ელემენტის თვისებას — არსებობდეს ბუნებაში
რამდენიმე მარტივი ნივთიერების სახით — ეწოდება
ალოტროპია, ხოლო ალოტროპიული სახესხვაობები
ეწოდება მარტივ ნივთიერებებს, რომლებიც წარმოქ-
მნილია ერთი და იგივე ელემენტისაგან.

ალოტროპიას განაპირობებს განსხვავებული კრისტალური ფორ-

¹ნახშირბადის უმარტივეს ნაერთებს (CO , CO_2 , H_2CO_3 , კარბონატებს, HCN
ციანიდებს, კარბიდებსა და ზოგიერთ სხვას) არაორგანული ქიმიის კურსში იხილავენ.

მა (ალმასი, გრაფიტი და კარბინი) ან განსხვავებული რიცხვი ატომებისა მოლეკულაში (ჟანგბადი O_2 და ოზონი O_3).

სიტყვა „ალოტროპია“ წარმოდგება ბერძნული სიტყვისაგან „ალოს“ — სხვა და „ტროპოს“ — თვისება, ე. ი. განსხვავებული თვისების მქონე.

ელემენტის განსხვავებული კრისტალური ფორმითა და მოლეკულის შედგენილობით განპირობებული ალოტროპიული სახესხვაობები განსხვავებულ ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებებს იჩენენ. ამის მაგალითებია თეთრი და წითელი ფოსფორი, რომელი და მონოკლინური გოგირდი, ჟანგბადი და ოზონი და სხვ.

11. წარმოდგენა ნივთიერების გაწმენდის თანამედროვე მეთოდების შესახებ. ნახევრად გამტარული, ბირთვული და რაკეტული თანაპედროვე ტექნიკა მოითხოვს ზემალაღი სისუფთავის მასალებს, რომლებშიც მინარევების რაოდენობა არ უნდა აღემატებოდეს პროცენტის მემილიონედ ნაწილს. ცირკონიუმში თუნდაც კვალის სახით რომ შეიკავდეს ჰაფნიუმს, ატომური რეაქტორებისათვის მაინც გამოუსადეჯარია. ნახევრად გამტარული ტექნიკა მოითხოვს ზესუფთა სილიციუმს, დარიშხანსა და გერმანიუმს. გერმანიუმში დასაშვებია ათ მილიონ ატომზე ერთი ატომი მინარევი. ასეთი სუფთა ნივთიერებების თვისებები განსხვავდება ტექნიკური მასალებისაგან თავისი ელექტროგამტარობითა და სხვა თვისებებით. თანამედროვე ტექნიკა საშუალებას გვაძლევს მივიღოთ ზედმიწევნით სუფთა მასალები. ერთ-ერთი მეთოდია აქროლადი ნაერთის თერმული დაშლა. მაგალითად, სრულიად სუფთა ჰედადი, კომპაქტური მეტალური ცირკონიუმში შეიძლება მივიღოთ მისი ტეტრაიოდიდის თერმული დაშლით. ამ მიზნით ჰურჭელში შეაჭმთ ფხვნილი ცირკონიუმის და იოდის, ჰურჭლიდან გამოტუმბავენ ჰაერს, შეტერწავენ და გააცხელებენ 600°C -მდე. ჰურჭელში შექერწილია ვოლფრამის ორი ლერო, რომელთა შორის დაჭიმულია ვოლფრამის წვრილი მავთული. ელექტრული დენით წვრილ მავთულს ახურებენ 1800° -მდე. ZrJ_4 -ის ორთქლი ვოლფრამის მავთულზე თერმულ დაშლას განიცდის, მიიღება მეტალური ცირკონიუმი. განთავისუფლებული იოდი შეუერთდება ცირკონიუმს და აორთქლდება ZrJ_4 -ის სახით დაიშლება ვოლფრამის ძაფზე, რომელზედაც ცირკონიუმის ფენა თანდათან სქლდება. ამ გზით მიიღება ქიმიურად სუფთა ცირკონიუმი, რომელიც ოთახის ტემპერატურაზე იმდენად დიდ პლასტიკურობას იჩენს, რომ ადვილად იგლიანება. ამ მეთოდით დებულობენ აგრეთვე ქიმიურად სუფთა ბორს, ჰაფნიუმს, ტიტანს, თორიუმს, სილიციუმს, რომლებიც ასეთი სუფთა სახით სხვა მეთოდით არ მიიღება.

თუ მინარევების რაივე ნაერთი ძირითადი ნივთიერების მსგა-

ღსი ნაერთისაგან თავისი აქროლადობით განსხვავდება, მიმართავენ გამოხუას ვაკუუმში. ასე შეიძლება შოვაცლოთ ან მინარევები, ან თვით მეტალი, რომლის ორთქლი ცივ კედელზე კონდენსირდება. ამ გზით ასუფთავებენ ლითიუმს, ბერილიუმს, ტუტე მიწათა მეტალებს, ქრომს, მანგანუმსა და ზოგიერთ სხვა მეტალებს.

ზონალური ლლობით აღწევენ მეტალების მინარევების ერთ ადგილზე თავმოყრას. მეთოდი ასეთია: მეტალის ღეროს ნელა გაატარებენ ცილინდრულ ინდუქციურ ღუმელში, რომელშიც ტემპერატურა ერთ ადგილზე აღწევს მაქსიმუმს. ეს მაქსიმუმში არ უნდა აღემატებოდეს მეტალის ლლობის ტემპერატურას. ღეროს გადანაცვლებისას გალლობილ ზონაში გადადის ყველა მინარევები, რომლებიც საბოლოო ჯამში ღეროს ბოლოში მოიყრის თავს. ანგვარად ლლობას რამდენჯერც იმეორებენ და ღეროს იმ ბოლო ნაწილს, სადაც დაგროვდება მინარევები, მოაცილებენ. ზონალური ლლობისას ქანგვის თავიდან ასაცილებლად იყენებენ აზოტის ან არგონის ატმოსფეროს. ამ გზითაც მაღალი სისუფთავის მეტალები მიიღება.

12. ს ა ვ ა რ ჯ მ შ ო ე ბ ი №1

1. 8 ლიტრი ამიაკი დაიშალა თავის შემადგენელ კომპონენტებად. გამოთვალეთ მიღებული აზოტისა და წყალბადის მოცულობა.

2. ტყვიის (II) ოქსიდის მოლეკულური მასა შეადგენს 233-ს. გამოთვალეთ ტყვიის ეკვივალენტი ამ ნაერთში.

3. 1 გ რკინა იერთებს 0,57 გ გოგირდს. როგორია ამ სულფიდის მოლეკულური შედგენილობა?

4. სპილენძის (II) ოქსიდი შეიცავს 20, 10% ქანგბადს. გამოთვალეთ სპილენძის ეკვივალენტი.

5. ტყვიის კუთრი სითბოტევადობა შეადგენს 0,127 ჯ/გრად. გარისი ტოლია მისი ატომური მასა?

2. ელემენტარული ცნობები ნივთიერების აღნაგობის შესახებ

2.1. ატომის აღნაგობა

2.1.1. წინასწარი მონაცემები ატომის აღნაგობის შესახებ

1. ატომის აღნაგობის სირთულე. ძველ მეტაფიზიკურ წარმოდგენებს ატომზე, როგორც აბსოლუტურად განუყოფელ და მარადუცვლელ ელემენტარულ ნაწილაკზე, ბოლო მოედო მხოლოდ მეცხრე-

მეტე საუკუნის დამლევს. ამ დროისათვის ცნებამ ატომის შესახებ მნიშვნელოვანი ცვლილება განიცადა.

ატომი თანამედროვე წარმოდგენების მიხედვით რთული სისტემაა. ატომი შედგება უაღრესად მცირე ზომის ($\sim 10^{-15}$ მ), დადებითად დამუხტული ატომბირთვისაგან, რომლის ველში მოძრაობენ ელექტრონები; ატომბირთვის, გარშემო ელექტრონები ქმნიან ატომის ელექტრონულ გარსს და ამ უკანასკნელის დიამეტრი 10^{-10} მ-ის რიგისაა. სხვადასხვა ელემენტის ატომბირთვის მასა და მუხტი განისაზღვრება პროტონის მასის და მუხტის ერთეულებით. პროტონების მასას კი ემატება კიდევ პროტონების შემკირავი ნეიტრონების მასა.

ელექტრონის მუხტი სი ერთეულებით $e=1,602 \cdot 10^{19}$ კლ (აბსოლუტურით $e=4,8 \cdot 10^{10}$ ვლ. სტ. ერთ.) ელექტრული მუხტის ერთეულია რადგან მასზე ნაკლები მუხტი არ არსებობს მას ელემენტარული მუხტი ეწოდება.

პროტონის მუხტის აბსოლუტური მნიშვნელობა ელექტრონის მუხტის ტოლია, ნიშნით კი — საპირისპიროა, ელექტრონის მუხტი უარყოფითია, პროტონისა კი — დადებითი. ვინაიდან ატომბირთვის დადებითი მუხტი პროტონებითაა განპირობებული, ამიტომ ატომბირთვის მუხტი, ელემენტარული მუხტის ერთეულებით გამოსახული, მთელი რიცხვია, რომელსაც Z სიმბოლოთი აღნიშნავენ. ატომბირთვის მუხტი Z მისი მახასიათებელი სიდიდეა, იგი განსაზღვრავს მოცემული ელემენტის ინდივიდუალობას.

ატომი შედგება ნაწილაკებისაგან, რომლებსაც ელემენტარულს ვუწოდებთ. ცნება „ელემენტარული ნაწილაკი“ შეესაბამება ნაწილას, რომელიც არ შედგება ჩვენთვის ცნობილი სხვა ნაწილაკებისაგან. ელემენტარული ნაწილაკებია: პროტონები, ნეიტრონები, ელექტრონები, პოზიტრონები (ანუ დადებითი ელექტრონები), ფოტონები ანუ სინათლის კვანტები და სხვ. ჯერჯერობით, სანამ არ მოგვეპოვება ცნობები მათე სირთულის შესახებ, ამ ნაწილაკებს ელემენტარულს ვუწოდებთ, თუმცა მათი ელემენტარულობა ფარდობითია.

ატომბირთვი მხოლოდ მძიმე ნაწილაკებისაგან, ე. ი. პროტონებისა და ნეიტრონებისაგან შედგება, პროტონების რიცხვი ატომში განსაზღვრავს მის დადებით მუხტს Z -ს, ხოლო პროტონებისა და ნეიტრონების ჯამი განსაზღვრავს მის მასურ რიცხვს M -ს.

2. ატომის აღნაგობის ექსპერიმენტული საფუძვლები. გაიშვიათებულ გაზებში ელექტრული განკუთვნილი მოვლენებიდან გამომდინარეობს, რომ ატომის შედგენილობაში შედიან ელექტრონები. მათი რიცხვის განსაზღვრა მოკეპულ ატომში რაჰდენამე გზით შეიძლება. როცა რენტგენის სხივები ეცემა ნავთიურებას, აღიჭვრება მეორეული რენტგენული გამოსხივება, რომლის ინტენსიურობა ატომის ელექტრო-

ნების რიცხვის პროპორციულია. მსუბუქ ელემენტებზე რენტგენის სხივების განხვევის გამოკვლევების შედეგად დამტკიცდა, რომ ელემენტებისათვის, რომელთა მასური რიცხვი 27-ზე ნაკლებია (ალუმინი), ელექტრონების რიცხვი ატომში უდრის დაახლოებით ატომური მასის ნახევარს.



ნახ. 2,1. α -ნაწილაკების გაბნევა.

არსებითად ასეთივე დასკვნამდე მივიდა რეზერფორდი ატომბირთვის მუხტის სიდიდის განსაზღვრისას.

რეზერფორდმა გამოიკვლია α -ნაწილაკების გაბნევა მეტალების თხელ ფურცლებში შეღწევისას. ამისათვის მან გამოიყენა რადიოაქტიური ელემენტის დაშლისას გამოტყორცნილი α -ნაწილაკების ვიწრო კონა. ნივთიერებაში შეღწევისას α -ნაწილაკები იცვლიან თავის წრფეხაზოვან მიმართულებას (ნახ. 2. 1). α ნაწილაკების გაბნევა იმით აიხსნება, რომ ნივთიერებაში შეღწევისას α -ნაწილაკი ურთიერთქმედებაში შედის დადებითად დამუხტულ, მცირე, წერტილოვანი მოცულობის ატომბირთვთან. რეზერფორდმა ვაზომა სხვადასხვა ელემენტის ატომბირთვებზე გაბნეული α -ნაწილაკების რაოდენობის განაწილება კუთხეების მიხედვით. ამის მიხედვით მან გამოთვალა რამდენიმე ელემენტის ატომბირთვის მუხტის სიდიდე Z' , რაც ელექტრონის მუხტის ერთეულებით გამოსახა. Z' -ის შედარება ამავე ელემენტების რიგობრივ Z რიცხთან, კარგ დამთხვევას იჩენს

	Cu	Ag	Pt
Z'	29,3	46,3	77,4
Z	29	47	78

რეზერფორდმა ამ გზით დაამტკიცა, რომ ატომბირთვის მუხტის სიდიდე Z' უდრის ელემენტის ნომერს პერიოდულ სისტემაში.

ელემენტის რიგობრივი რიცხვი Z გამოსახავს ატომბირთვის ელემენტარული მუხტების რიცხვს და ატომის ელექტრონულ ვარსში ელექტრონთა რიცხვს.

3. რეზერფორდის ატომბირთვული მოდელი. ექსპერიმენტული მონაცემების საფუძველზე რეზერფორდმა ჩამოაყალიბა ატომის აღნაგობის ნუკლეალური თეორია, რომლის თანახმად ატომი შედგება დადებითად დამუხტული მქიმი ატომბირთვისა და ელექტრონული ვარსისაგან. ელექტრონულ ვარსში ელექტრონების მიმოქცევას ატომბირთვის ირგვლივ განაპირობებს ელექტრონული ძალები. ატომბირთვის ირგვლივ Z ელექტრონი ბრუნავს რაცა ატომი ელექტრონიტრალურია. ამრი-

გად, წყალბად-ატომში პროტონის (წყალბადის ატომბირთვის) ირგვლივ ერთი ელექტრონი ბრუნავს, ჰელიუმის ატომში — ორი ელექტრონი, ვერცხლისაში — 47 და ურანის ატომში — 92 ელექტრონი.

ატომის ელექტრონული გარსი განაპირობებს ელემენტების ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებებს.

ელექტრონის მიმოქცევა ორბიტაზე შეიძლება განვიხილოთ როგორც წრიული დენი, რაც დაკავშირებულია ნივთიერების ელექტრულ და მაგნიტურ თვისებებთან. ელექტრონული გარსის ელექტრული ველი განსაზღვრავს ატომის ოპტიკურ თვისებებს.

ატომის ელექტრონების დაკარგვა-შეძენით ახსნება დადებითი და უარყოფითი იონების წარმოქმნა. ვინაიდან ქიმიური რეაქციების დროს იცვლება ატომების გარეგარსის ელექტრონების მდგომარეობა, ამიტომ ატომის აღნაგობის რეზერვუარდისეული პლანეტური მოდელის დახმარებით შესაძლო აღმოჩნდა ელემენტების ქიმიური თვისებების ახსნა.

შემდგენი გამოიკვება, რომ ატომების ელექტრონული გარსები შრეობრივ აღნაგობას იჩენენ. პირველი, *K*-გარსი ორ ელექტრონს შეიცავს, მეორე, *L*-გარსი შეიცავს რვა ელექტრონს, მესამე, *M* — გარსი — თვრამეტს და ა. შ.

ქიმიურად მსგავს ელემენტებს მსგავსი აღნაგობის ელექტრონული გარსები აქვთ. მაგალითად, ნატრიუმის სავალენტო ელექტრონი ლითიუმის მსგავსად, ახალ გარსზე გადადის. მწკრივში *Na*, *Mg*, *Al*, *Si*, *P*, *S*, *Cl*, *Ar* (მესამე პერიოდი) ატომების გარე გარსი თანდათან, შეივსება ელექტრონებით. მომდევნო ელემენტის — კალიუმის სავალენტო ელექტრონი მეოთხე გარსზე ლაკდება და ა. შ. რეზერვუარდის თეორიიდან გამოვლინარეობს, რომ:

1. ისუბუქი ინერტული ვაზები არ იჩენენ ქიმიურ აქტიურობას, რადგან მათი ელექტრონული გარეგარსი შევსებულია;

2. ახალი შრის შევსება ტუტე მეტალების ატომებში იწყება;

3. ელექტროდადებითი ელემენტები ვასცემენ თავის გარეგარსის ელექტრონებს და წარმოქმნიან დადებით იონებს შევსებული გარსით (Na^+ , Ca^{2+} , M^{3+}). ელექტროუარყოფითი ელემენტები იერთებენ ელექტრონებს და ამით რვა მდე შეავსებენ თავის ელექტრონულ გარეგარსებს F^- , Cl^- და ა. შ.

ატომური ფიზიკის შემდგომმა განვითარებამ ნათელყო, რომ რეზერვუარდის ატომბირთვეული წარმოდგენების პრინციპული მხარე მართებულია.

4. პლანეტური მოდელებთან დაკავშირებული ხიძნელები. დიდი წარმატების მიუხედავად, რეზერვუარდის მოდელი კლასიკური ფიზიკის ძირითად დებულებებთან წინააღმდეგობაში აღმოჩნდა. დაბუ-

ხტული ნაწილაკის პერიოდული მოძრაობა (ელექტროდინამიკის თანახმად) ელექტრომაგნიტურ განოსხივებასთან არის დაკავშირებული. ამიტომ ბირთვის ირგვლივ მიმოქცევის დროს ელექტრონი უნდა ასხივებდეს. ელექტრომაგნიტური ტალღების გამოსხივების გამო ელექტრონის კინეტიკური ენერჯია თანდათან უნდა შემცირდეს, ამის გამო ელექტრონის ორბიტა სულ უფრო და უფრო შემცირდება, ვიდრე ელექტრონი ატომბირთვს არ დაეცემა. გარდა აღნიშნული უმდგრალობისა, კლასიკური ელექტროდინამიკიდან გამომდინარეობს შემდეგი: ვინაიდან ელექტრონი ატომბირთვს ირგვლივ მიმოქცევისას თანდათან უნდა უახლოვდებოდეს ატომბირთვს, იგი უნდა ასხივებდეს ცვლადი სიგრძის ტალღებს, თუ დავუშვებთ, რომ განოსხივებული სინათლის რბევის სიხშირე ელექტრონის ბრუნვის სიხშირის ტოლია ან მისი ჯერადია, მაშინ უნდა მივიღოთ უწყვეტი სპექტრი. სინამდვილეში ატომები, კლასიკური ელექტროდინამიკის კანონების შესაბამისად, მოსალოდნელ უმდგრალობას არ იჩენენ და სტაციონარულ მდგომარეობაში არიან.

5. ატომური სპექტრები. ყველაზე მარტივი აღნაგობის ბაზოგანი სპექტრი ახასიათებს წყალბადის ატომს, რომელიც თავის მხრივ, უმარტივესი ატომია. ეს სპექტრი შედგება ხაზების რამდენიმე ოჯახისაგან, რომლებიც განლაგებულია სპექტრის ინფრაწითელ, ხოლულ და ულტრაიისფერ არეებში. ხაზების თითოეული ოჯახი, ე. წ. სპექტრული სერია, მოიცავს ცალკეულ სპექტრულ ხაზებს, რომელთა ინტენსიურობა და მანძილები ამ ხაზებს შორის მცირდება მოკლე ტალღების მიმართულებით. მსგავსი სერიები მიიღება ტუტე მეთალთა ატომების გამოსხივებისას.

1885 წელს ბალმერმა დაადგინა წყალბადის სპექტრის ხაზებისათვის დამახასიათებელი კანონზომიერება. მან აღმოაჩინა, რომ ხაზების ტალღის სიგრძეები შეიძლება გამოვსახოთ ფორმულით:

$$\lambda = \frac{p^2}{p^2 - 4} G, \quad (2, 1)$$

სადაც $p=3, 4, 5, \dots$, ხოლო G მუდმივი სიდიდეა. თუ ბალმერის ფორმულაში ტალღის სიგრძის ნაცვლად რბევას ν სიხშირეს შევიტანო, მივიღებთ:

$$\nu = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{p^2} \right), \quad (2, 2)$$

სადაც R რიდბერგის მუდმივაა.

თუ დავუშვებთ, რომ ორბიტაზე ელექტრონის მოძრაობა არ არის დაკავშირებული გამოსხივებასთან, მივალთ დასკვნამდე, რომ კლასი-

ქური ელექტროდინამიკის კანონები ატომური პროცესების მიმართ თამის ძალას კარგავენ.

რეზერვორდის თეორიის წინააღმდეგობანი გადალაბა ნილს ბორმა თავის თეორიაში, რამაც ატომის აღნაგობის თეორიის განვითარებაში არსებითი როლი შეასრულა.

შიუხედავად იმისა, რომ ბორის თეორია ტალღურმა ანუ კვანტურმა თეორიამ შეცვალა, ჩვენ მაინც განვიხილავთ ამ თეორიას, რადგან სპექტროსკოპიის მრავალი მოვლენა ბორის თეორიის დახმარებით აიხსნება.

6. ბორის თეორია. რეზერვორდის ატომბირთვეული თეორია კარგად ასახავს მრავალი ექსპერიმენტული მონაცემის პრინციპულ მხარეს, რის გამო ამ თეორიამ საყოველთაო აღიარება მოიპოვა. მისი დასაბუთება და დაზუსტება ეკუთვნის ბორს.

ატომი, რომელშიაც ატომბირთვის ირგვლივ მოძრაობს ელექტრონი, კლასიკური წარპოდგენების თანახმად, ემსგავსება ანტენას, ვინაიდან ელექტრონის მოძრაობა დაკავშირებულია ელექტრომაგნიტურ გამოსხვებასთან.

ატომის აღნაგობის თეორიაში რეზერვორდმა ელექტრონების ყოველგვარი სიდიდის ორბიტების არსებობა გაითვალისწინა, ხოლო ბორმა თავისი თეორიით გარკვეული კონკრეტულობა შეიტანა ამ საკითხებში.

თუ Ze ატომბირთვის მუხტია, სადაც e არის ელემენტარული მუხტი, კულონის კანონის თანახმად ატომბირთვისა და ელექტრონის მიზიდვის ძალა

$$F = \frac{(Ze)e}{r^2}, \quad (2, 3)$$

სადაც r ორბიტის რადიუსია. წყალბად-ატომის შემთხვევაში უარყოფით ელექტრონსა და ატომბირთვის შორის მიზიდვის ძალა ტოლია:

$$F = \frac{e^2}{r^2}.$$

სტაციონარულ ორბიტაზე ელექტრონის მოძრაობის დროს ორბიტის რადიუსი უცვლელი რამ დარჩეს, მექანიკის კანონების თანახმად, ელექტრონის ცენტრისკენული e^2/r^2 და ცენტრიდანული mv^2/r ძალები ერთმანეთის ტოლი უნდა იყოს:

$$\frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}. \quad (2, 3 a)$$

ამ განტოლების დახმარებით, ორი უცნობი წევრის გამო, შეუძლებე-

ლია ორბიტების რადიუსები ის ცალსახად განსაზღვრა. ამიტომ საკი-
როა ამ უცნობი (r და v) წევრების შემაჯავშირებელი მეორე განტო-
ლების შეიოტანა.

გამომდინარე კვანტური წარმოდგენებიდან, ბორმა (1913) ჩამო-
აყალიბა წყალბად-ატომის აღნაგობის თეორია, რომლის ძირითადი
აზრი სამი პოსტულატით შეიძლება გამოვსახოთ.

ბორის პირველი პოსტულატით კვანტურ ორბიტაზე ელექ-
ტრონი სტაციონარულად მოძრაობს, ანუ კვანტურ ორ-
ბიტაზე მოძრაობის დროს ელექტრონი არ ასხივებს ენერჯიას. ბო-
რის მეორე პოსტულატის თანახმად ელექტრონი მხოლოდ ისეთ
ორბიტებზე მოძრაობს, რომლებზედაც მისი მოძრაო-
ბის რაოდენობის მომენტი mvr ჯერადია $h/2\pi$ -სა, ე. ი.

$$mvr = \frac{nh}{2\pi}, \quad (2, 4)$$

აქ r არის კვანტური ორბიტის რადიუსი, რომელზედაც m მასის მქო-
ნე ელექტრონი v სიჩქარით მოძრაობს. h არის პლანკის მუდმივა,
ხოლო n — დადებითი მთელი რიცხვი ($n=1, 2, 3, \dots$).

2, 3 და 2, 4 განტოლებების შედარებიდან ჩანს, რომ წყალბად-
ატომში კვანტური ორბიტების რადიუსი:

$$r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m e^2}. \quad (2, 5)$$

ამ ფორმულით გაანგარიშებული ელექტრონის პირველი ორბიტის რა-
დიუსი ($n=1$) წყალბად-ატომში ტოლია:

$$r_1 = \frac{(6,624 \cdot 10^{-27})^2}{4(3,14159)^2 9,106 \cdot 10^{-31} \cdot (4,8028 \cdot 10^{-10})^2} = 0,52916 \cdot 10^{-8} \text{ სმ.}$$

მისი მომდევნო ორბიტების რადიუსები ($n=2, 3, 4, \dots$) ტოლია:

$$r_2 = 4r_1; \quad r_3 = 9r_1; \quad r_4 = 16r_1, \dots$$

საიდანაც ჩანს, რომ შესაძლო კვანტური ორბიტების რადიუსები ეფარ-
დებიან ერთმანეთს როგორც ნატურალური მწკრივის წევრების კვა-
ლრატები:

$$r_1 : r_2 : r_3 : \dots = 1^2 : 2^2 : 3^2 : \dots : n^2.$$

როცა ელექტრონი პირველ კვანტურ ორბიტაზე მოძრაობს, წყალბად-
ატომი ნორმალურ მდგომარეობაშია. დანარჩენ შემთხვევებს შეესაბამე-
ბა წყალბად ატომის აგზნებული მდგომარეობები.

სხვა ელემენტების ატომების შემთხვევაში კვანტური ორბიტე-
ბის რადიუსები

$$r_n = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 Z e^2 m}, \quad (2, 6)$$

ე. ბ. შესაბამისი ორბიტების რადიუსები რიგობრივი რიცხვების უკუპროპორციულია.

წყალბად ატომის პირველ ორბიტაზე ელექტრონის მოძრაობის სიჩქარე

$$v = 2,19 \cdot 10^8 \text{ მ/სეკ} = 0,00729c,$$

სადაც c არის ვაკუუმში სინათლის გავრცელების სიჩქარე ($c = 2,99 \cdot 10^8$ მ/სეკ.). მომდევნო ორბიტებზე ელექტრონის მოძრაობის ხაზოვანი სიჩქარეები ორბიტების რიგობრივი რიცხვების კვადრატების უკუპროპორციულად იცვლება.

7. გამოსხივების პირობა. ბორის მესამე პოსტულატი იხილავს გამოსხივების პირობას: როცა რაიმე შესაძლო ორბიტიდან ელექტრონი გადადის ატომში რთვან უფრო ახლო ორბიტაზე, ატომი ასხივებს სხივურ ენერგიას ერთი კვანტის სახით, ე. ი.

$$E_p - E_n = h\nu, \quad (2, 7)$$

სადაც E_p და E_n გამოსახავენ ელექტრონების სრულ ენერგიას შესაბამისად p -ურ და n -ურ ორბიტებზე ($p > n$). თავის მხრივ, ელექტრონების სრული ენერგია მოცემულ ორბიტაზე ამ ელექტრონის J კინეტიკური და V პოტენციალური ენერგიების ჯამის ტოლია:

$$E = J + V. \quad (2, 8)$$

3, ა განტოლების თანახმად:
$$\frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r},$$

აქედან ელექტრონის კინეტიკური ენერგია:
$$J = \frac{mv^2}{2} = \frac{e^2}{2r}.$$

ელექტრონის პოტენციალური ენერგია V უდრის ატომიდან ელექტრონის მოსაშორებლად საჭირო მუშაობას:

$$V = - \int_r^{\infty} \frac{e^2}{r^2} dr = - \frac{e^2}{r},$$

აქედან ელექტრონის სრული ენერგია n -ურ ორბიტაზე, როცა ატომბირთვის მუხტი არის Z , იქნება:

$$E_n = J_n + V_n = - \frac{Ze^2}{2rn}. \quad (2, 9)$$

თუ 2,9-ში 2,6-დან შემოვიტანთ r -ის მნიშვნელობას, მივიღებთ ელექტრონის სრული ენერგიის გამოსახულებას n -ურ ორბიტაზე:

$$E_n = - \frac{2\pi^2 m e^4}{n^2 h^2} Z^2, \quad (2, 10)$$

სადაც n გამოსახავს ორბიტის ნომერს. იგი ლებულობს მთელი რიცხვი

ხვის ნიშნულს და მას მთავარი კვანტური რიცხვი ეწოდება. ამის შესაბამისად ელექტრონის სრული ენერჯია p -ურ ორბიტაზე იქნება:

$$E_n = - \frac{2\pi^2 m e^4}{p^2 h^3} Z^2. \quad (2, 10 a)$$

თუ 2,7 გამოსახელების პირობაში შევიტანთ ელექტრონის სრული ენერჯიის 2,10 და 2,10 ა გამოსახელებას p ური და n -ური ორბიტებისათვის და განვსაზღვრავთ რხევის ν სიხშირეს, მივიღებთ:

$$\nu = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^3} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) \text{სექ}^{-1}, \quad (2, 11)$$

სადაც n და p მთელი რიცხვებია.

სპექტროსკოპიული გაზომვების შედეგებთან შედარების მიზნით შემოვიტანოთ ცნება ტალღური რიცხვის შესახებ:

$$\nu = \frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c} \text{სმ}^{-1},$$

საიდანაც ჩანს, რომ ტალღური რიცხვი გვიჩვენებს ტალღების იმ რიცხვს, რომელაც ერთ სანტიმეტრზე ლაგდება. ვინაიდან რხევის სიხშირე:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \text{სექ}^{-1},$$

სადაც c არის სინათლის გავრცელების სიჩქარე, ხოლო λ —ტალღის სიგრძე, ამიტომ;

$$\nu_{\text{სიხშირე}} = c \overline{\nu}_{\text{ტალღ. რიცხვს}}$$

თუ 2, 11 გამოსახულებაში შევიტანთ ტალღურ რიცხვს, გვექნება:

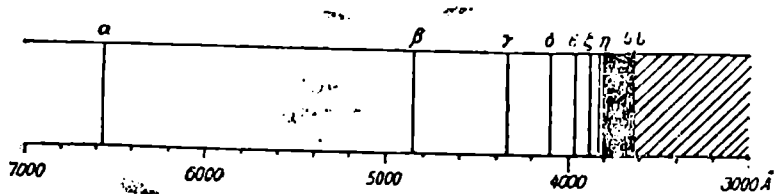
$$\nu = \frac{2\pi^2 m e^4}{c h^3} Z^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right) \text{სმ}^{-1}, \quad (2, 12)$$

თუ π , m , e , h მუდმივებს 2,12 განტოლებაში ერთი R_H მუდმივას სახით გავაერთიანებთ და მივიღებთ, რომ წყალბადის რიგობრივი რიცხვი $Z=1$, მაშინ 2,12 განტოლება მიიღებს შემდეგ სახეს:

$$\nu = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right), \quad (2, 12 a)$$

სადაც:

$$R_H = \frac{2\pi^2 m e^4}{c h^3} = 109678, 89 \text{ სმ}^{-1}.$$



ნახ. 2,2. ბალმერის სერია.

2,12 ა განტოლებაში $n=2$ -ის ჩასმით მიიღება ბალმერის ფორმულა.

8. სპექტრული სერიები. ბორის თეორიის პირველი შემოწმება ჩატარდა ატომური წყალბადის ხაზოვან სპექტრზე. ატომური წყალბადის სპექტრი უმარტივეს აღნაგობას იჩენს. სპექტრის ხილულ ნაწილში მისი ხაზების მიმდევრობა (წითელი H_α ხაზი, მწვანე-ლურჯი H_β , ლურჯი — H_γ , იისფერი — H_δ ხაზი და ა. შ.) გამოსახულია ნახაზზე. მომდევნო ხაზები თავს იყრიან H_∞ -სთან, რომლის შემდეგ ულტრაიისფერი უწყვეტი სპექტრი იწყება. H_∞ ხაზი სპექტრის საზღვარს (ს. ს.) წარმოადგენს. სპექტრული ხაზების ნომრების გადიდებისას მცირდება მათი ინტენსიურობა. 2.2 ნახაზზე გამოსახულ ხაზებს შორის არსებული კანონზომიერება ბორის თეორიის ჩამოყალიბებამდე ბევრად უფრო ადრე შენიშნული იყო ბალმერის მიერ.

სპექტრული ხაზების ერთობლიობა, რომელშიც თავს იჩენს კანონზომიერი მიმდევრობა, არის სპექტრული სერია.

ბალმერის ფორმულა კარგად გადმოგვცემს შესაბამისი სერიის ხაზების სიხშირეებს:

$$\nu = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{p^2} \right), \quad (2, 13)$$

სადაც:

$$p = 3, 4, 5, \dots$$

პირველი წევრი $1/2^2$ შეესაბამება სპექტრის საზღვარს, ვინაიდან მეორე წევრი $p = \infty$ -ის დროს ნულის ტოლი ხდება.

წყალბადის სპექტრი, გარდა ბალმერის სერიისა, მოიცავს რიგ სერიებს. მაგალითად, სპექტრი ულტრაიისფერ ნაწილში წარმოადგენს ლაიმანის სერიას:

$$\nu = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{p^2} \right), \quad (p = 2, 3, \dots) \quad (2, 14)$$

ინფრაწითელში — პაშენის სერიას:

$$\nu = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{p^2} \right), \quad (p = 4, 5, \dots), \quad (1, 5)$$

ბრაკეტის სერიას:

$$v = R \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{p^2} \right), \quad (p=5,6,\dots)$$

და პფუნდის სერიას:

$$v = R \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{p^2} \right), \quad (p=6,7,\dots),$$

მაშასადამე, წყალბადის სერიები შეიძლება გაერთიანდეს ერთ საერთო ფორმულაში:

$$v = R \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right),$$

ანუ

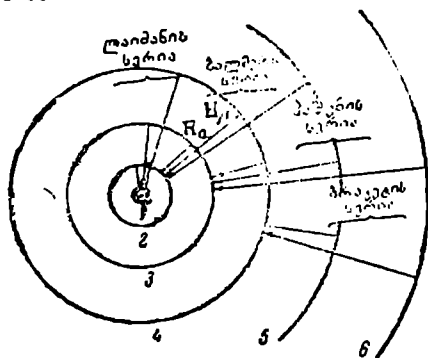
$$v = \frac{R}{n^2} - \frac{R}{p^2} = T_n - T_p,$$

T_n და T_p ტერმებს უწოდებენ.

მოცემული სერიისათვის n მუდმივი სიდიდეა. p -ს გადიდებისას v მიისწრაფვის $v_\infty = R/\eta^2$ -კენ. ამიტომ მანძილები ხაზებს შორის თანდათან მცირდება, რის გამოც v -ს მნიშვნელობა სერიის საზღვრებს არ აღემატება.

თითოეული სერიის ფარგლებში პირველი ტერმი უცვლელი რჩება, ხოლო მეორე—კანონზომიერად იცვლება. სპექტრების ექსპერიმენტული მონაცემებიდან გამომდინარეობს, რომ ერთი ტერმი მეორეს ეხამება და შეხამებული სახით გვხვდება სხვადასხვა სერიაში. მაგალითად, T_5 ტერმი პფუნდის სერიის ძირითადი ტერმია, ხოლო ლაიმანის, ბალმერის, პაშენისა და ბრაკეტის სერიებში ერთ-ერთია. T_4 -და T_{10} -ის სხვაობა ბრაკეტის სერიის მეექვსე ხაზს იძლევა, ხოლო T_5 -და T_6 -ის სხვაობა პფუნდის სერიის პირველ ხაზს შეესაბამება. ტერმების ეს შეხამება ცნობილია რიდბერგ-რიტცის კომბინაციური პრინციპის სახელწოდებით.

სპექტრული ხაზების შესაბამისი ტალღური რიცხვები, მიღებული სპექტროსკოპიული გაზომვებით და 2,12 ა ფორმულით გაანგარიშებისას, ზუსტ დამთხვევას იძლევა.



ნაზ. 2.3. წყალბად-ატომის ელექტრონული ორბიტების სქემა ბორის მიხედვით.

წყალბადის სპექტრული ხაზები

ბალმერის სერია		$\nu = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{p^2} \right)$	
p	λ გზონილი 10^{-7} სმ-ით	λ განთვლილი 10^{-8} სმ-ით	ν 10^6 გამოთვლილი $\text{სმ}^{-1} = 100 \cdot \text{ს}^{-1}$
3	6562 8472 (H_{α})	6562,791	15233 216
4	4861,3578 (H_{β})	4861,327	20564,793
5	4340,467 (H_{γ})	4340 466	23032,543
6	4101,7346 (H_{δ})	4101,738	24141,056
7	3970 0740 (H_{ϵ})	3970 075	25373,3 3
8	3879 0575 (H_{ζ})	3889 025	25705 957
9	3835 397 (H_{η})	3835,367	26065,61
10	3979 910 (H_{θ})	3797,900	263 2,90
	სერიის საზღვარი		27419,39

მ. სპექტრების წარმოშობა. მარტივი მოდელის მიხედვით წყალბად-ატომში ელექტრონი პირველ ორბიტაზეა. იწინააღიწის, რომ ატომმა გამოასხივოს, საჭიროა ატომის წინასწარი აგზნება, ე. ი. მისი ელექტრონის მაღალ ორბიტაზე ატანა. ატომების აგზნება შეიძლება ელექტრონების დაჯახებით, სინათლის შთანთქმით, თერმული ზემოქმედებით და სხვ. აგზნებული მდგომარეობის ხანგრძლივობა მცირეა ($10^{-8} - 10^{-9}$ სექ.) და ამა თუ იმ მიზეზის გამო ელექტრონი დაბალ დონეზე გადადის. ამ დროს აგზნებაზე დახარჯული ენერჯია კვანძების სახით გამოასხივდება.

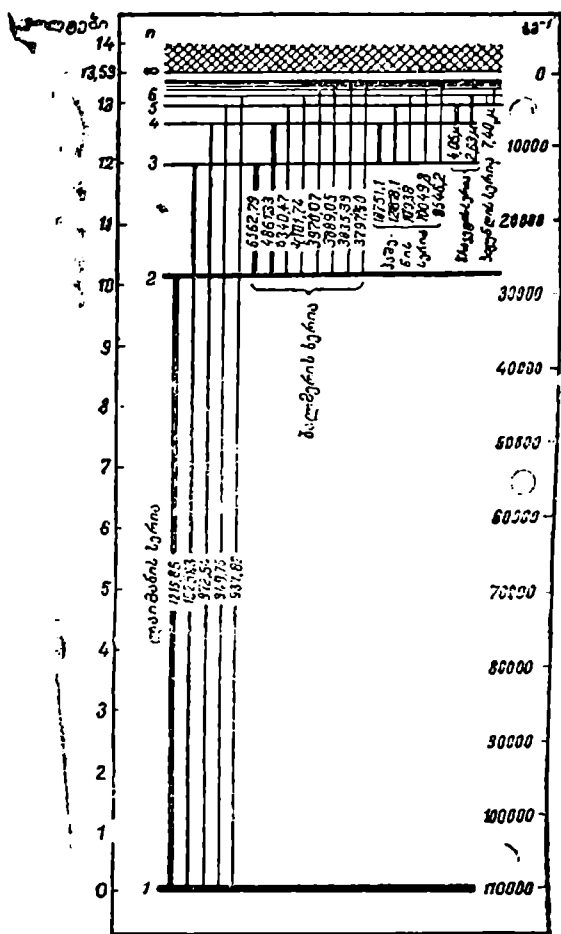
როცა ელექტრონი $n=3$ ორბიტიდან გადადის $n=2$ ორბიტაზე, გამოსხივდება ბალმერის სერიის წითელი H_{α} — ხაზი; $n=4$ ორბიტიდან იმავე $n=2$ ორბიტაზე გადასვლისას გამოსხივდება მწვანე — ლურჯი H_{β} — ხაზი, $n=5$ -დან $n=2$ -ზე გადასვლისას მიიღება ლურჯი H_{γ} — ხაზი და ა. შ.

ამრიგად, ბორის თეორია გვაძლევს სპექტრების წარმოშობის უშუალო ახსნას. ბორის თეორიით ახსნეს არა მარტო ბალმერის სერიის ხაზების წარმოშობა, არამედ გაითვალისწინეს რიგი სერიის არსებობა (ლაიმანის, პაშენის და სხვ.), რომლებიც ბორის თეორიის ჩამოყალიბების შემდეგ აღმოაჩინეს. ლაიმანის სერიაში ელექტრონი გადადის $n=2$, $n=3$ და უფრო მაღალი ორბიტებიდან $n=1$ ორბიტაზე, პაშენის სერიაში — $n=4, 5, 6 \dots$ ორბიტებიდან $n=3$ ორბიტაზე და ა. შ. სპექტრების წარმოშობის და ელექტრონული ორბიტების სქემა გამოსახულია 2.3 ნიხაზე, მაგრამ იგი არ წარმოადგენს ატომის

რეალური აღნაგობის ასახვას, არამედ — მის ერთგვარ მიახლოებას:

ტალღური მექანიკის თანახმად, ელექტრონების მდგომარეობა ხაიითდება გარკვეული ენერგეტიული დონეებით. ამიტომ სპექტრების წარმოშობის განაილვისას ნიშნითავენ ენერგეტიულ დონეთა სხვაობებს, რაც დიაგრამას სახით 2,4-ე ნახაზზეა გამოსახული. ენერგეტიული დონეები დიაგრამაზე ელექტრონ-ვოლტებითაა გამოსახული, ვერტიკალური ხაზებით აღნიშნულია ელექტრონთა ენერგეტიული დონეების ცვლილებები და შესაბამისი სპექტრული სერიები. მათი ტალღური რიცხვების ვაანგარიშება დიაგრამის მარჯვენა სკალით შეიძლება.

მრავალელექტრონიანი ატომების აგზნებისას გაუგარსის ელექტრონები უფრო მაღალ ენერგეტიულ დონეზე აღიან და უკან დაბრუნებისას ასხივებენ სპექტრულ ხაზებს. ელემენტების ოპტიკური თვისებები განირობებულია ატომების გარეგარსის ელექტრონებით, რომელთა ენერგეტიული დონეების ცვლილებით აღიქვრება სპექტრი. მაგრამ სპექტრის ხასიათზე არსებით გავლენას ახდენენ ატომის ელექტრონებიც, რომლებიც ატომის გამოსხივების დროს თავიანთ ადგილებზე რჩებიან. ამ ელექტრონებს, რომლებიც უშუალოდ და შუალაობითაღ იღებენ მონაწილეობას სპექტრების წარმოშობაში, აგრეთვე ოპტიკური ელექტრონები ეწოდათ.

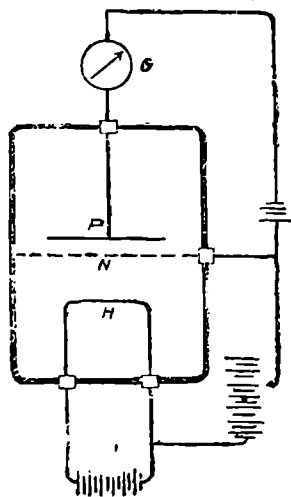


ნახ 2.4. ელექტრონთა ენერგეტიული დონეები წყალბად-ატომში.

ობტიკური ელექტრონების მსგავსად, სავალენტო ელექტრონებიც, რომლებზედაც არსებითად არის დამოკიდებული ქიმიური თვისებები, ატომის გარეგარსზე არიან. ხშირად ობტიკური და ქიმიური თვისებები ერთსა და იმავე ელექტრონებზეა დამოკიდებული (Na , K , Ca და ა. შ.), მაგრამ ობტიკური და სავალენტო ელექტრონების გაიგივება ყოველთვის არ შეიძლება, ვინაიდან Al -ს აქვს ერთი ობტიკური და სამი სავალენტო ელექტრონი, ხოლო He -ს აქვს ერთი ობტიკური და არა აქვს არც ერთი სავალენტო ელექტრონი. ასევე დანარჩენ ინერტული გაზების ატომებს არ გააჩნიათ სავალენტო ელექტრონები; მიუხედავად ამისა, ისინი იძლევიან სპექტრებს.

აღსანიშნავია, რომ სპექტრის სირთულე და ვალენტოვნება მკიდრო კავშირშია ერთმეორესთან. კალიუმში იძლევა დუბლეტებს, კალციუმში — ტრიპლეტებს, სკანდიუმში — კვარტეტებს, ტიტანი — კვინტეტებს და ა. შ. სპექტრის მულტიპლეტობისა და ელემენტის ვალენტოვნების შედარებიდან ჩანს, რომ ვალენტოვნება უფროს სპექტრის მულტიპლეტობას მინუს ერთი.

10. კრიტიკული პოტენციალები. ბორის თეორია ექსპერიმენტულად დაასაბუთეს ატომის ენერგეტიული დონეების მნიშვნელობების განსაზღვრის გზით. ენერგეტიული დონეების გარკვევა შეიძლება არამარტო სპექტრული ტერმებით, არამედ კრიტიკული პოტენციალების დახმარებითაც. ამ მიზნით ფრანკმა და პერცმა (1913) შეიმუშავეს ელექტრონების დაჯახების მეთოდი. მცირე წნევის პირობებში გაზის



ნახ. 2,5. ელექტრონთა დაჯახების განზომი ხელსაწყოების სქემა.

ატომებზე ახდენენ ელექტრონების განბნევას და იკვლევენ განბნევამდე და განბნევის შემდეგ ელექტრონების სიჩქარეთა განაწილებას. თუ ელექტრონების ატომთა დაჯახება არ არის დაკავშირებული ენერგიის მიმოცვლასთან, ელექტრონთა მანამდე არსებული სიჩქარეთა განაწილება უცვლელი წარჩევა, ხოლო ენერგიის გადაცემის შემთხვევაში ეს განაწილება შეიცვლება.

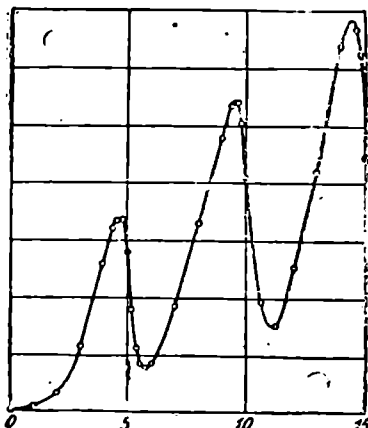
როცა ელექტრონების კინეტიკური ენერგია კრიტიკულ მნიშვნელობაზე ნაკლებია, მაშინ ინერტული გაზისა და მეტალის ორთქლის ატომებთან მათი დაჯახებები დრეკადი იქნება — ელექტრონები არ გადასცემენ ატომებს თავიანთ კინეტიკურ ენერგიას და ატომებიდან არეკვლის შემდეგ იმავე სიჩქარით

განაგრძობენ მოძრაობას. როცა ელექტრონის კინეტიკური ენერგია კრიტიკულ მნიშვნელობას მიაღწევს, მოხდება არადრეკადი დაჯახება. ამ დროს ელექტრონი თავის კინეტიკურ ენერგიას მთლიანად გადასცემს ატომს, რომლის ენერგეტიული დონე ამის გამო გაიზრდება. ატომის გადასვლა ახალ ენერგეტიულ მდგომარეობაში მხოლოდ იმ შემთხვევაშია შესაძლებელი, როცა ელექტრონის ენერგია ატომის ენერგეტიულ დონეთა სხვაობას უდრის.

ფრანკისა და ჰერცის ცდები შემდეგნაირია:

კვარცის ჭურჭელში მოთავსებულია ბატარეასთან შეერთებულ ვოლფრამის ვარვარების H მავთული (ნახ. 2.5). მაღალ ტემპერატურაზე ელექტროდიდან გამოსხივებული ელექტრონები აჩქარებას ლეზულობენ ელექტრულ ველში, რომელსაც N —ბადეზე მოღებულ პოტენციული განაპირობებს; კვარცის ჭურჭელში ვაკუუმირებულია და შეიცავს 1 მმ წნევის ვერცხლისწყლის ორთქლს. თერმოელექტრონული ემისიით H —ელექტროდიდან მიღებული ელექტრონები თავის გზაზე ეჯახებიან ვერცხლისწყლის ატომებს. ელექტრონების ნაწილი გავა N —ბადეში და მიაღწევს G —გალვანომეტრთან შეერთებულ P —ელექტროდს. გალვანომეტრით ადვილია წრედში მიღებული დენის ძალის გაზომვა. N და P ელექტროდებს შორის შემაკავებელი ველის სიდიდის ზიხედვით ხდება ბადეში შეღწეული ელექტრონების ენერგიის განსაზღვრა.

H და N ელექტროდებს შორის ძაბვის თანდათან გადიდება გამოიწვევს ელექტრონების კინეტიკური ენერგიის თანდათანობით მატებას. ამის გამო შემაკავებელ ველს სულ უფრო და უფრო მეტი რაოდენობა ელექტრონები გადალახავს და, როცა ძაბვა 4,9 ვოლტს მიაღწევს, დენის ძალა იწყებს მკვეთრად დაცემას. ამ დროს ელექტრონები არადრეკადად ეჯახებიან ვერცხლისწყლის ატომებს, დაჯახებისას ელექტრონები მთლიანად გადასცემენ თავიანთ ენერგიას ვერცხლისწყლის ატომებს, რის გამო ვერცხლისწყლის ატომები აღიგზნება, ხოლო ამ ელექტრონებს აღარ შესწევთ უნარი გადალახონ შემაკავებელი ველი. ძაბვის შემდგომი გადიდებით დენის ძალა კვლავ გაიზრდება, სანამ პოტენციული ($V=2.4, 9$) ვოლტის ტოლი გახდება. ამ დროს კვლავ



ნახ. 2.6. ვერცხლისწყლის ატომების აგზნების პოტენცილები.

ხდება არადრეკადი დაჯახება და შედეგად ვერცხლისწყლის ატომები აგზნებულ მდგომარეობაში გადავა.

2.6 ნახაზზე, რომლის აბსცისათა ღერძზე გადაზომილია ძაბვა, ხოლო ორდინატთა ღერძზე დენის ძალა, გამოსახულია ვერცხლის-წყლის გამოკვლევისას მიღებული მრუდი, საიდანაც ჩანს ელექტრონების კრიტიკული პოტენციალების მნიშვნელობები.

როგორც ჩანს, 4,9eV ენერჯიას განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს ვერცხლისწყლის ატომებისათვის, ვინაიდან მას არ გააჩნია ამაზე ნაკლები ენერჯიის შექენის უნარი. ეს ადასტურებს ბორის პოსტულატს (ნახ. 2.7.), რომლის თანახმად ატომს არ შეიძლება ნებისმიერი სიდიდის ენერჯია ჰქონდეს, არამედ მისი ენერჯია გარკვეული სიდიდისაა (დისკრეტულია).

ვერცხლისწყლის პირველი აგზნების პოტენციალის შესაბამის ენერჯია:

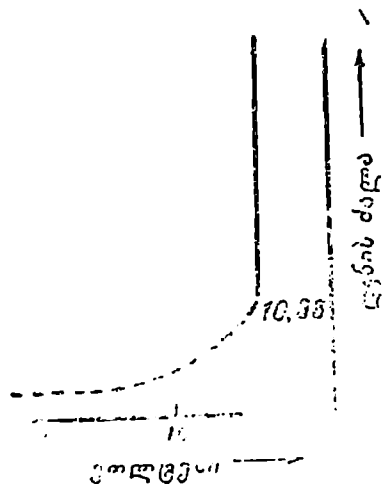
$$eV = \frac{4,8 \cdot 10^{-10} \cdot 4,9}{300} = 7,784 \cdot 10^{-12} \text{ ერგს.}$$

აგზნებოხ შემდეგ ვერცხლისწყლის ატომები გადადიან ნორმალურ მდგომარეობაში ერთი კვანტის გამოსხივებით, რომლის შესაბამისი ტალღის სიგრძე 253700 პმ-ის ტოლია. ავ კვანტის ენერჯია:

$$h\nu = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,623 \cdot 10^{-27} \cdot 3 \cdot 10^{10}}{2537 \cdot 10^{-8}} = 7,783 \cdot 10^{-12} \text{ ერგს.}$$

მათი რიცხვითი დამთხვევა გამომდინარეობს თანაფარდობიდან:

$$eV = h\nu.$$



ნახ. 2.7. ნაერბოს დენი.

ელექტრონთა დაჯახების გზით შეიძლება არა მარტო ატომების ენერგეტული დონეების გარკვევა, არამედ იონიზაციის პოტენციალის განსაზღვრაც.

მოდებული ძაბვისა და დენის ძალის ურთიერთდამოკიდებულების შემდგომი შესწავლის შედეგად მივიღეთ ზღვრული ძაბვა, რომლის ღროსაც ატომს მთლად მოშორდება ელექტრონი, ე. ი. ატომი იონიზაციას განიცდის. წარმოქმნილი იონებისა და განთავისუფლებული ელექტრონების გამო დენი მკვეთრად გაიზრდება.

ნახაზის თანახმად ეს მოვლენა მიიღება როცა ძაბვა 10,43 ვოლტია. ეს არის ვერცხლისწყლის იონიზაციის პოტენციალი (რომელიც შეესაბამება $\lambda_{\infty} = 1187,96$ კმ). აქედან ერთი ატომის იონიზაციის მუშაობა:

$$eV = 16,45 \cdot 10^{-19} \text{ ჯოულს,}$$

ზოლო მოლი ვერცხლისწყლის იონიზაციის სითბო:

$$I_0 = 16,45 \cdot 10^{-19} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 992 \text{ კჯ/მოლ.}$$

მიღებული სიდიდე კარგად ეთანხმება ოპტიკური მონაცემებიდან მიღებულ სიდიდეს ($I_0 = 999$ კჯ/მოლ.).

იონიზაციის ენერგიები, გამოთვლილი ატომური სპექტრის საზღვრისა და იონიზაციის პოტენციალის მიხედვით, ზოგიერთი ელემენტისათვის მოცემულია ქვემო ცხრილში.

ცხრილი 6

ზოგიერთი ატომის სპექტრის სერის საზღვარი და იონიზაციის (I_{λ} და I_{ν}) ენერგიები კჯ/მოლ-ით

Z ელემენტი	$\lambda_{\infty} 10^{-8}$ ტ-ით	I_{λ} კჯ	I_{ν} კჯ
1 H	911,80	1310 8	1304.9
2 He			2359.8
3 Li	2301,97	519,2	414 6
11 Na	2412,10	595 4	492.8
19 K	2856,70	413.4	416.7
37 Rb	2958,70	402 5	491,2

ცხრილის მონაცემებიდან ჩანს, რომ იონიზაციის ენერგიები, გამოთვლილი ამ ორი ბეზოდით, კარგ დამახვევას იძლევა.

11. რენტგენის სხივები. ნივთიერების ზედაპირზე სწრაფი ელექტრონების დაჯახებისას მიიღება რენტგენის სხივები. ამიტომ ეს მოვლენა შეიძლება განვიხილოთ როგორც შებრუნებული ფოტოეფექტი. რენტგენის მილში კათოდიდან გამოსხივებული ელექტრონები ეჯახება მეტალურ ანტიკათოდს, რის შედეგადაც აღიძვრება რენტგენის გამოსხივება. ელექტრონთა ენერჯია რენტგენის მილაკში 200 KV-მდე აღწევს, ხოლო გამოსხივებული რენტგენის სხივების ტალღის სიგრძე ძვეს 20000—5 კმ-ის უარგლებში.

რენტგენის სხივები არ განიცდიან გადახრას ელექტრულ ველში და ჩვეულებრივი სინათლისაგან განსხვავებიან ტალღის მკირე სიგრძით. ჩვეულებრივი სინათლის მსგავსად რენტგენის სხივების ტალ-

ღური თვისებები თავს იჩენენ დიფრაქციისა და ინტერფერენციის მოვლენებში. რენტგენის სხივებს ახასიათებს მაღალი შეღწევადობა სხვადასხვა ნივთიერებაში, რის გამო ამ სხივებს ფართოდ იყენებენ ტექნიკასა და მედიცინაში.

ელექტრონების ენერჯიის მიხედვით, რენტგენის მილში აღიძვრება ორი ტიპის გამოსხივება: 1) თეთრი სპექტრი, რომელიც ელექტრონების შეკავებით მიიღება და 2) დამახასიათებელი, რომელიც ელექტრონებისა და ანტიკათოდის ატომების შიგა ელექტრონების ურთიერთმოქმედებით წარმოიქმნება.

თეთრი სპექტრი არის რენტგენის შილის გამოსხივების უწყვეტი სპექტრი, რომელიც სხვადასხვა სიგრძის ტალღას შეიცავს და მიიღება ელექტრონების შეკავებისას ანტიკათოდზე. მათი ერთ-ერთი თავისუბურება ის არის, რომ სპექტრის ყველაზე მოკლე ტალღა, ე. ი. სპექტრის საზღვარი დამოკიდებულია რენტგენის მილზე მოედებულ ძაბვაზე. ამ უკანასკნელი ხაზის v_{max} — სიხშირე შეიძლება აინშტაინის განტოლებით გამოვსახოთ:

$$eV = h\nu_{max}$$

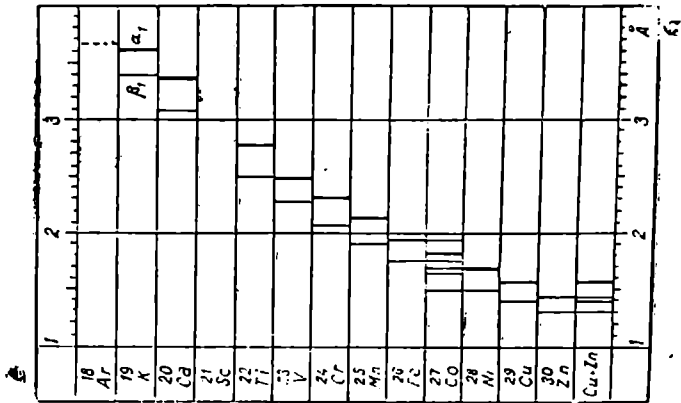
სადაც V არის ძაბვა. მაგალითად, 80 KV ძაბვის დროს ელექტრონების დაჯახებით ანტიკათოდზე აღიძვრება რენტგენის სხივი სიხშირით:

$$\nu_{max} = \frac{eV}{h} = 1,95 \cdot 10^{19} \text{ სეკ}^{-1},$$

რასაც შესაბამება $\lambda = 15,4$ კმ ტალღა. ძაბვის ერთიორად გადიდება იწვევს ტალღის სიგრძის ერთიორად შემცირებას. უწყვეტი სპექტრის ხასიათი, როგორც ეს ზემონათქვამიდან გამომდინარეობს, დამოკიდებულია არა ანტიკათოდის ნივთიერებაზე, არამედ ძაბვაზე. როცა რენტგენის მილში ელექტრონების ენერჯია კრიტიკულ მნიშვნელობას მიაღწევს, აღიძვრება ხაზოვანი სპექტრი, რომელიც დამახასიათებელია ანტიკათოდისათვის, ვინაიდან ის დამოკიდებულია ანტიკათოდში შემავალი ელემენტის რიგობრივ Z -რიცხვზე.

ელემენტიდან ვლემენტზე მიმდევრულად გადასვლისას ოპტიკური სპექტრების სტრუქტურა პერიოდულად იცვლება, რენტგენის სპექტრები, მათგან განსხვავებით, არ იჩენს პერიოდულობას და ელემენტიდან ელემენტზე მიმდევრულად გადასვლისას მათი ტალღის სიგრძეები მონოტონურად, არაპერიოდულად იცვლება, ხოლო სტრუქტურა იგივე რჩება (ნახ. 2.8).

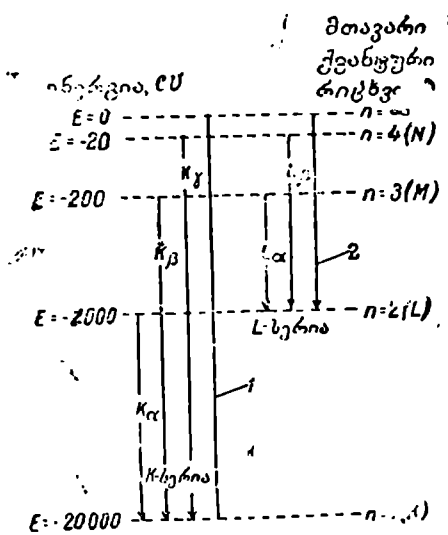
K -სერია ყველაზე მოკლეთალღიანია. მას ნახშირბადიდან დაწყებული ყველა ელემენტი იძლევა. მისი მომდევნო უფრო გრძელტალღიანი L - და M -სერია. უკანასკნელ დროს, მიიღე ელემენტე-



ნახ. 2.8. ზოგიერთი ელემენტის რენტგენის სპექტრი.

ბის შემთხვევაში შესაძლებელი გახდა კიდევ უფრო გრძელტალღიანი, მათი მომდევნო N — სერიის მიღება. მოცემული ელემენტის K —, L —, M —, N — სერიების ტალღის სიგრძეების დიდი სხვაობის გამო სერიები არ გადაფარავენ ერთმანეთს.

12. ატომის ენერგეტული დონეები. მრავალელექტრონიან ატომში $n=1$ დონეზე ორი ელექტრონია, $n=2$ დონეზე —რვა, $n=3$ -ზე — თვრანეტი და ა. შ. ელექტრონის ენერგიას ძირითადად n -ის მნიშვნელობა განსაზღვრავს. ამიტომ $n=2$ დონეზე ელექტრონების ენერგია აღემატება ელექტრონთა ენერგიას $n=1$ დონეზე, $n=3$ დონეზე ელექტრონთა ენერგია კიდევ უფრო მეტია და ა. შ. მძიმე ატომებში ყველა შვიდივე K, L, M, N, O, P, Q დონე შეესვებულია. ამათგან ელექტრონების გადასვლები K, L, M დონეებზე განაპირობებს რენტგენის სხივების აღძვრას, ხოლო უფრო ნაღალ დონეებზე ელექტრონების გადასვლები დაკავშირებულია ოპტიკური სპექტრების წარმოქმნასთან. გამოვსახოთ რენტგენის სხივების დიაგრამა მრავალელექტრონიანი ატომისათვის, რომლის რიგობრივი რიცხვი დაახლოებით 40-ის ტოლია. ასეთი ატომის დონეები დაკავებულია 28, 18 და ა. შ. ელექტრონებით. წყალბად-ატომის ენერგეტული დიაგრამა არსებითად განსხვავდება ასეთი, მრავალელექტრონიანი ატომის ენერგეტული დიაგრამისაგან: წყალბად-ატომის ერთადერთი ელექტრონი ნორმალურ მდგომარეობაში ძევს $n=1$ დონეზე, დანარჩენი დონეები კი, ყველა თავისუფალია სანამ ატომი არ გადავა აგზნებულ მდგომარეობაში. ამიტომ შესაძლოა წყალბად ატომის აგზნება, რომელიც დაკავშირებულია ელექტრონის გადასვლასთან $n=1$ დონიდან $n=3$ დონეზე. მაგრამ მრავალელექტრონიან ატომში K დონიდან ელექტრონი



ნახ. 2.9. რენტგენის გამოსხივების ენერგეტიკული ღონეთა კოპოთეზური დაჯგუფება.

ვერ ავა უფრო მაღალ ღონეზე, მაგალითად L ან M გარსზე, რადგან ეს გარსები შევსებულია ელექტრონებით.

წყალბად-ატომში ელექტრონის იზიდავს პროტონი, რომლის მუხტი არის $+e$. წყალბადის ელექტრონის ენერგია $n=1$ ღონეზე უდრის $13,6$ eV-ს. ასეთივე $n=1$ ღონიდან მძიმე ატომის ელექტრონის მოსაწყვეტად საჭირო ენერგია უდრის რამდენიმე ათას ელექტრონ-ვოლტს. გამოსახულ სქემაში (ნახ. 2. 9) $n=1$ ღონეზე მისი ენერგია 20 KeV-ს უდრის.

დავუშვათ, რომ რენტგენის მილზე მოდებული პოტენციალთა სხვაობა უდრის 50 KeV. ეს ნიშნავს, რომ ელექტრონები 50 KeV

ენერგიით ეცემა ანტიკათოდის ზედაპირს. ამ ენერგიის ჰეტი წილა სითბოდ იქცევა. ზოგი ელექტრონის დაჯახება ანტიკათოდთან განაპირობებს გამოსხივებას, რომლის ენერგია უდრის იმ ენერგიას, რომელსაც ელექტრონი დაჯახებისას კარგავს. როცა ელექტრონის ენერგია უდრის 50 KeV-ს, მაშინ $eV = h\nu_{max}$ თანაფარდობის შესაბამისად მიიღება რენტგენული გამოსხივება, რომლის უშოკლესი ტალღის სიგრძე $\lambda = 24,8$ კმ. თუ დაჯახებული ელექტრონი, მაგალითად, სპილენძის ატომის N -გარსიდან ამოიკვსავს ელექტრონს, მიიღება ანტიკათოდის ატომების ოპტიკური სპექტრი. სინათლე გამოსხივდება, როცა ელექტრონები თავისუფალ ადგილებზე გადავა N -გარსზე. თუ ელექტრონი M -გარსიდან ამოიკვსავს, მაშინ ელექტრონები ზედა ღონეებიდან გადავა M -ღონეზე, რის შედეგადაც ულტრაიისფერი სპექტრი გამოსხივდება. თუ ელექტრონის ამოკვების შედეგად განთავისუფლდა ადგილი L -გარსზე, მაშინ განთავისუფლებულ ადგილზე ელექტრონი გადავა M -გარსიდან ანდა გარედან. თუ ელექტრონი M -გარსიდან გადავა N -გარსზე, გამოსხივდება $h\nu$ კვანტი, რომლის ენერგია უდრის $E_N - E_M = 1800$ eV. გამოსხივებული ტალღის სიგრძე უდრის $68,9$ კმ-ს. გამოსხივებული ხაზი აღინიშნება L_α -თი. M -გარსში განთავისუფლებული ადგილი აგრეთვე შეიკვება, რის შედეგადაც მიიღება ულტრაიისფერი გამოსხივება. თუ განთავისუფლებულ ადგილზე ელექტრონი ატომის N -გარსიდან

გადავა, გამოსხივდება რენტგენის სხივი, რომლის ტალღის სიგრძე უდრის 6,20 კმ-ს. ეს ხაზი L_{β} -თი აღინიშნება.

ვინაიდან L -გარსის თავისუფალ ადგილზე ელექტრონის გადასვლას მესობელ M -გარსიდან რეტი ალბათობა აქვს, ვიდრე N -გარსიდან ელექტრონის გადასვლას, ამიტომ L_{α} -გამოსხივებას მეტი ინტენსიურობა ექნება, ვიდრე L_{β} -ს.

ანტაკათოდს პირობის თანახმად ეჯახება ელექტრონები, რომელთა ენერჯია 50 KeV-ის ტოლია, ამიტომ ასეთი ელექტრონები K გარსიდან ამოაგდებენ ელექტრონებს. განთავისუფლებულ ადგილს შეავსებს ელექტრონი L -გარსიდან და ამ დროს მიიღება სხივები, რომელთა $\lambda = 68,9$ კმ.

ეს არის K_{α} გამოსხივება. თუ K -გარსზე ელექტრონი M -გარსიდან გადავიდა, მიიღება უფრო მოკლეთალღიანი K_{β} -გამოსხივება, ტალღის სიგრძით 62,6 კმ. ხოლო თუ K -გარსზე ელექტრონი N -გარსიდან გადავიდა, გამოსხივდება კიდევ უფრო მოკლეთალღიანი სხივი, რომლის $\nu = 62,0$ კმ. ამათგან K -გამოსხივება ჰისტია, L -გამოსხივება კი — რბილი. K -ხაზების ერთობლიობას K -სერია ეწოდება, L -ხაზებისას — L -სერია და ა. შ.

თითოეულ სერიას აქვს საზღვარი, რომელიც ამ სერიის ყველაზე მოკლე ტალღას შეესაბამება.

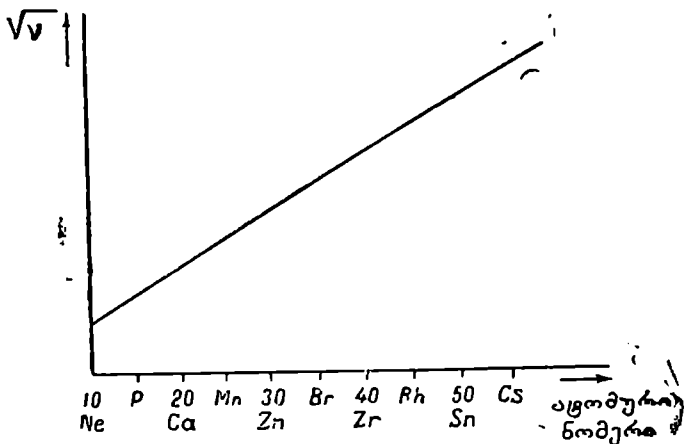
13. რენტგენის სპექტრების თეორია. დამახასიათებელი სპექტრების შესწავლის შედეგად მოხლიმ (1913—14) აღმოაჩინა, რაც სპექტრული ხაზების შესაბამისი რხევების სიხშირეები ელემენტის რიგობრივ ნომერზეა დამოკიდებული. ელემენტიდან ელემენტზე თანმიმდევრულად გადასვლისას ამა თუ იმ სერიის გადანაცვლება მკაფიოდ იჩენს თავს გრაფიკზე, როჰლის აბსცისათა ღერძი შეესაბამება ელემენტის რიგობრივ Z — რიცხვს, ხოლო ორდინატთა ღერძი — რხევის სიხშირიდან კვადრატულ ფუნქსს. მათი დამოკიდებულება სწორი ხაზით გამოისახება (ნახ. 2.10), ე. ი. რხევის სიხშირიდან კვადრატული ფუნქსი ელემენტის რიგობრივი რიცხვის ხაზოვანი ფუნქციაა.

$$\sqrt{\nu} = a(Z - b). \quad (2,15)$$

სადაც a და b მუდმივებია ყველა ელემენტისათვის ერთნაირია და დამოკიდებულია სპექტრების სერიებზე.

რიგობრივი Z -რიცხუა და მასი დამახასიათებელი სპექტრის K -სერიის ხაზების რხევის სიხშირეების რაოდენობრივი (2,16) თანაფარდობა შეიძლება შექდვი ვანტოლებებით გამოვსახოთ:

$$\nu_k = R(Z-1)^2 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{p^2} \right), \text{ სადაც } p > 1, \quad (2, 16 \text{ ა})$$



ნახ. 2.10. რენტგენის სპექტრული ხაზების სინშირეთი დამოკიდებულება რიგობრივ რიცხვზე.

და L სერიისათვის:

$$\nu_L = R(Z-7,4)^2 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{p^2} \right), \text{ სადაც } p > 2. \quad (2,16 \text{ ბ})$$

რაც საშუალებას გვაძლევს რენტგენის სპექტრთა სერიები ბალმერის სერიას შევადაროთ.

ბორის მესამე პოსტულატის შესაბამისად რენტგენის დამახასიათებელი სპექტრები აღიძვრება არა სავალენტო ელექტრონების ადგილმდებარეობის მიმოცვლით, არამედ ღრმად მდებარე გარსების ორბიტებიდან შიგა ელექტრონების უფრო დაბალი გარსების ორბიტებზე გადასვლისას.

ცხრილი 7

ზოგიერთი ელემენტის K -ხერაის ტალღის ხიგრძე კმ-ით

Z	ელემენტი	K_{α_1}	K_{α_2}	K_{β_1}
29	Cu	54,12	53,74	38,94
42	Mo	71,21	70,78	63,10
46	Pd	58,86	58,43	50,95
47	Ag	56,27	55,83	49,60
74	W	21,34	20,86	18,40
78	Pt	19,00	18,22	16,37
79	Au	18,48	17,80	15,90
82	Pb	17,00	16,52	14,61
92	U	13,16	12,64	11,19

2,26 ა და 2,26 ბ განტოლებებიდან გამომდინარეობს, რომ K — $შრე$ წარმოადგენს პირველ დონეს, რომლის $n=1$, M — $შრე$ — $მეორეს$, მისი $n=2$. მათი მომდევნო დონეები M , N —და ა. შ. არის დონეები, სადა $n=3, 4, \dots$ და ა. შ. როცა K — $შრეზე$ ერთი ელექტრონია დარჩენილი, L დონეზე ელექტრონი იპოფება ერთი ელექტრონით „დაეკრანირებული“ ატომბირთვის ელექტრულ ველში, რომლის ეფექტური მუხტი არის არა Z , არამედ $(Z-1)$ (შდრ. 2,26 ა). ვინაიდან ატომბირთვისა და M -გარსის ელექტრონებს შორის K -და L -შრის ელექტრონებია, რომლებიც კიდევ უფრო მეტად აეკრანირებენ ატომბირთვის მუხტს, ამიტომ L -სერიის სიხშირის (2,26 ბ) ფორმულა შეიცავს ატომბირთვის არა კეშმარიტ Z -მუხტს, არამედ ეფექტურს. რომელიც $(Z-7,4)$ -ის ტოლია.

მოზლის კანონის დახმარებით შეიძლება ელემენტის რიგობრივი რიცხვის განსაზღვრა, რანაც დაადასტურა მენდელეევის მიერ შექმნილ პერიოდულ სისტემაში ელემენტების არსებული მიმდევრობის სისწორე. გარდა ამისა, დამახასიათებელი სპექტრების დახმარებით აღმოაჩინეს ჰაფნიუმი ($Z=72$) ციკლონიუმის მადნებში და რენიუმი ($R=75$) მოლიბდენის მადნებში.

რენტგენის სპექტრების აღნაგობის სიმარტივე იმით აიხსნება, რომ ატომში ელექტრონების ენერგეტული დონეების მეტი წილი დეკავებულია, ამიტომ ელექტრონების ენერგეტული დონეების ცვლილება შეზღუდულია. ვინაიდან ელექტრონთა ენერგეტული დონეები 2,10 განტოლების თანახმად მთავარი კვანტური რიცხვის უკუპროპორციულია, ამიტომ ორ მოსაზღვრე დონეთა შორის სხვაობა მით უფრო მეტია, რაც უფრო ნაკლებია n -ის მნიშვნელობა. ამიტომ მცირე n -ის შემთხვევაში (K , L -სერიები) დიდი ენერგიის h კვანტები გამოხსნიდება. რენტგენის სპექტრების აღნაგობაზე არ ახდენს გავლენას ელემენტის არც აგრეგატული მდგომარეობა და არც მისი შეერთება სხვა ელემენტებთან, ვინაიდან ქიმიური ბმების წარმოქმნაში შიგა ელექტრონები არ მონაწილეობენ.

სხვადასხვა ელემენტის რენტგენის სპექტრების მსგავს აღნაგობა განპირობებულია ელემენტების ატომების შიგა შრეების მსგავსი აღნაგობით.

14. ბორის თეორიის შეზღუდულობა. ბორის თეორიამ მნიშვნელოვანი როლი შეასრულა ატომური ფიზიკისა და ფიზიკური ქიმიის განვითარებაში. ამ თეორიამ ნათელყო კლასიკური ფიზიკის არასაკმარისობა ატომური პროცესების მიმართ და კვანტური კანონების მნიშვნელობა მიკროსისტემების განხილვისას. ბორის თეორიამ სისტემაში მოიყვანა სპექტროსკოპიული გამოკვლევების შედეგად დაგროვი-

ლი მდიდარი ექსპერიმენტული ნაონაცემები და ხელი შეუწყო მრავალ ახალ გამოკვლევას.

მაგრამ ბოროს თეორიამ ვერ მისცა სათანადო ახსნა სპექტრების სირთულეს, ვერ განპაუტა წყალბად-ატომის მსგავსი ელემენტების სპექტრული ხაზების ინტენსიურობათა განაწილების მიზეზი, ვერ გადალახა აგრეთვე ჰელიუმის ატომის აღნავობის სირთულესთან დაკავშირებული სიძნელეები. ბოროს თეორიის შეხლდულობის მიზეზი იყო მისი არათანმიმდევრული ხასიათი, ვინაიდან მასში ხელოვნურად იყო შესამებული კლასიკური და კვანტური წარმოდგენები. ამიტომ გარღვეულ სიძნელეებს შეხვდა ბოროს თეორია მრავალელექტრონის ატომების აღნავობის განხილვისას. გარდა ამისა, დაუსაბუთებელი რჩებოდა, თუ რა იყო ელექტრონების რვაელექტრონიანი წყობისადმი ძისწრაფების მიზეზი.

ბოროს თეორია არ აღმოჩნდა საკმარისი, რათა გათვალისწინებულიყო ვალენტოვნება და მოლეკულების სტრუქტურა, თუნდაც ესეთი მარტივი მოლეკულისა, როგორიც წყალბადის მოლეკულაა. არადამაკმაყოფილებელი აღმოჩნდა აგრეთვე წარმოდგენა ორბიტების შესახებ. ამრიგად, ბოროს ატომი მხოლოდ ნაწილობრივად ასახავს ფიზიკურ რეალობას.

ნივთიერების ტალღური თვისებების აღმოჩენის შემდეგ ნათელი გახდა, რომ ბოროს თეორია იყო კლასიკური და კვანტური წარმოდგენების გარდამავალი საუბურბი, რომელმაც თავის დროზე პროგრესული როლი შეასრულა.

ბოროს თეორიის სიძნელეები მოხსნილია ტალღურ მექანიკაში, რომელიც იძლევა ბოროს პოსტულატების დასაბუთებას, მრავალელექტრონიანი ატომების აღნავობის სურათსა და მოლეკულის აღნავობის თეორიას.

15. ს ა ვ ა რ ჯ ი შ ო მ ე ბ ი № 2

1. ვერცხლისწყლის იონიზაციის პოტენციალი უდრის 10.38 ვოლტს. გამოთვალეთ მისი იონიზაციის ენერგია ჯოულებით მოლზე.

2. რუბიდიუმის ატომური სპექტრის ძირითადი სერიის უკანასკნელი ხაზის შესატყვისი ტალღის სიგრძე არის 296,87 ნმ. გამოთვალეთ რუბიდიუმის იონიზაციის ენერგია.

3. გამოსახეთ ბოროს ატომის ელექტრონების განაწილება მის ძირითად და აგზნებულ მდგომარეობაში.

4. ფტორის სწრაფვა ელექტრონისადმი (347 კჯ/მოლ) ნაკლებია ვიდრე ქლორისა (374 კჯ/მოლ), მიუხედავად ამისა ფტორი აძევებს ქლორს მისი ნაერთებიდან. როგორ შეიძლება ამ მოვლენის ახსნა?

2, 1, 2. ტალღური მექანიკის ელემენტები

1. კვანტური თეორია, აბსოლუტურად შავი სხეულის გამოხეობის სპექტრში აღვილია ექსპერიმენტული გზით ენერჯიის განაწილების გარკვევა, მაგრამ ამავე სპექტრში ცდით მიღებული ენერჯიის განაწილების თეორიული გზით გათვალისწინება კლასიკური წარმოდგენების საფუძველზე შეუძლებელი აღმოჩნდა. ამ ამოცანის გადაწყვეტისას პლანკმა (1900) ჩანაყალიბა სინათლისა და ნივთიერების ურთიერთქმედების კვანტური თეორია, რომელთაც არსებითი რაღაც ნეასრულა ატომური ფიზიკის განვითარებანი.

აბსოლუტურად შავი სხეულის წონასწორული გამოსხივებიდან და ფოტოელექტრული მოვლენებიდან გამოვინარეობს, რომ სინათლეს, გარდა ტალღურისა, კორპუსკულური თვისებებიც ახასიათებს. სინათლის ტალღური თვისებები თავს იჩენენ დიფრაქციის, ინტერფერენციის, ორმაგი შექტების, პოლარიზაციისა და სხვა მოვლენების დროს, ხოლო კორპუსკულური თვისებები—სინათლის შთანთქმისა და გამოსხივების დროს. ამის გამო ნაწილაკის (მოლეკულის, ატომის, ატომბირთვის) ენერჯია შთანთქმის ან გამოსხივების გამო იცვლება არა უწყვეტად, არამედ წყვეტილად. სინათლის კვანტური თეორიის ძირითადი აზრის თანახმად, გამოსხივება და შთანთქმა ხდება არა უწყვეტად, არამედ პორციობით, კვანტებით, რომელთაც აგრეთვე ფოტონები ეწოდებათ. სინათლის თითო კვანტის ენერჯია

$$\varepsilon = h\nu = \frac{hc}{\lambda}, \quad (2, 17)$$

სადაც ν , როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, არის რხევის სიხშირე, ხოლო h -პროპორციულობის კოეფიციენტი¹, რომელსაც პლანკის მუდმივა ეწოდება, მისი მნიშვნელობა არის:

$$h = 6,623 \cdot 10^{-34} \text{ ჯ. სეკ.} = 6,623 \cdot 10^{-27} \text{ ერგ.სეკ.}$$

სინათლის კვანტი, ანუ ფოტონი, ნატერიალური ნაწილაკია. მისი მასა, ფარდობითობის თეორიის თანახმად, განისაზღვრება ფორმულით:

$$\varepsilon = mc^2. \quad (2, 18)$$

აქვე შევნიშნავთ, რომ ფოტონის „მოსვენებითი“ მასა ნულის ტოლია. 2, 18 ფორმულაში m გამოსახავს ფოტონის მასას მოძრაობის დროს.

¹პროპორციულობის კოეფიციენტი h , ანუ პლანკის მუდმივა, არის მოქმედების კვანტი. 2, 17 თანფარდობიდან ჩანს, რომ $h = \varepsilon/\nu$, ე. ო. h -ის განზომილება არის ერგ.სეკ. თავის მხრივ ერგ. სეკ. არის დინი.სმ.სეკ., ძალასა და დროის ნამრავლი არის ემპულსი, ხოლო იმპულსისა და მანძილის ნამრავლი მოქმედებაა. ამიტომ პლანკის h მუდმივას მოქმედებას კვანტი ეწოდება.

2,17 და 2,18 ვანტოლებების შედარებიდან მივიღებთ, რომ ფოტონის მასა:

$$m = \frac{h\nu}{c^2} = \frac{h}{c\lambda} = \frac{2,209 \cdot 10^{-37}}{\lambda \cdot 10^{-8}} \text{ გ.}$$

რაც უფრო ნაკლებია ტალღის სიგრძე, მით მეტია მისი შესაბამისი რხევის სიხშირე და მით უფრო მეტია ფოტონის მასაცა და ენერჯიაც. მაშასადამე, რადიოტალღების შესაბამის კვანტებს მცირე ენერჯია აქვთ; უფრო მეტია ინფრაწითელი, ხილული სინათლის კვანტების ენერჯია, შემდეგ მოდის ულტრაიისფერი, რენტგენისა და გამა სხივების კვანტები, რომელთა მასა და ენერჯია სულ უფრო და უფრო მზარდ სიდიდეებს შეადგენენ.

მაგალითად, ვერცხლისწყლის სპექტრში $\lambda = 2537 \cdot 10^{-8}$ სმ ხაზის შესაბამისი ფოტონის მასა:

$$m = \frac{2,209 \cdot 10^{-37}}{2537 \cdot 10^{-8} \text{ სმ}} = 8,71 \cdot 10^{-33} \text{ გ.}$$

აღსანიშნავია, რომ ელექტრონის მასის ($9,106 \cdot 10^{-28}$ გ) მქონე ფოტონის შესაბამისი ტალღის სიგრძე:

$$\lambda = \frac{2,209 \cdot 10^{-39}}{9,106 \cdot 10^{-28}} = 0,244 \cdot 10^{-10} \text{ სმ} = 2,44 \text{ პმ.}$$

ამგვარ ო-კვანტებს მრავალი რადიელემენტი ასხივებს.

კვანტური თეორია განავითარეს აინშტაინმა (1905) და ბორმა (1913). ამ თეორიის ჩამოყალიბებამ მოითხოვა კლასიკური ფიზიკის ძირითადი დებულებების გადასინჯვა. კვანტური თეორიის შემდგომი განვითარებისას შემუშავდა კვანტური მექანიკა, რომელიც მიკრონაწილაკების მოძრაობის კანონებს არკვევს. მისი როლი ფიზიკასა და ქიმიისში არსებითი მნიშვნელობისაა. ქიმიური პროცესები დაკავშირებულია ატომებისა და მოლეკულების ურთიერთქმედებასთან, რომლის განხილვა კლასიკური ფიზიკის დახმარებით შეუძლებელია, ვინაიდან კლასიკური ფიზიკა მართებულია მაკროსისტემებისათვის, რომლებიც მრავალჯერ მეტია ვიდრე ატომი.

სინათლის კვანტურმა თეორიამ მრავალი დადასტურება პოვა. ასეთია მაგალითად, ფოტოეფექტი და კომპტონეფექტი, რომელთა ახსნა კლასიკური თეორიით შეუძლებელი აღმოჩნდა.

2. ფოტოელექტრული ეფექტი. მეტალის ზედაპირიდან სხივური ენერჯიის ნაკადის დაცემისას, გარკვეულ პირობებში, სხვადასხვა მიმართულებით გამოქროლდებიან ელექტრონები. ფოტონების მოქმედებით ნივთიერებიდან ელექტრონების ამოტყორცნის ამ მოვლენას ფოტოეფექტი, ანუ ფოტოელექტრული ეფექტი ეწოდება.

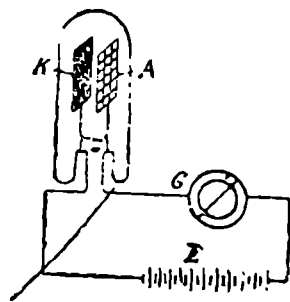
ფოტოეფექტი დამახასიათებელია არა მხოლოდ მეტალებსათვის, არამედ ყველა ნივთიერებისათვის, ამასთანავე ნივთიერების აგრეგატული მდგომარეობა ან მისი ტემპერატურა არ ახდენს მნიშვნელოვან გავლენას მოცემული ნივთიერების ფოტოეფექტზე, სამაგიეროდ ფოტოეფექტი არსებითად არის დამოკიდებული ნივთიერების ზედაპირის მდგომარეობაზე, აღსორბირებულ გაზებზე და სხვ.

ტუტე მეტალებიდან ფოტოეფექტი ხილული სინათლის მოქმედებით მიიღება. პლატინიდან ფოტოეფექტის მიღება მოითხოვს ულტრაიისფერი სხივების მოქმედებას, ხოლო დიელექტრიკების მისაღებად საჭიროა რენტგენის სხივების გამოყენება. განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია ტუტე მეტალების მიმართ აღმოჩენილი სელექციური ფოტოეფექტი. სელექციურობა, ამ შემთხვევაში, იმაში მდგომარეობს, რომ გარკვეული სიგრძის ტალღები ფოტოეფექტის მაქსიმუმს იძლევიან.

ფოტოეფექტის შესასწავლად მიმართავენ ფოტოელემენტს. ეს უკანასკნელი არის გაუხშობილი მილაკი (ნახ. 2.11), რომლის შიგა ზედაპირი ნაწილობრივად დაფარულია ტუტე მეტალის ფენით. ტუტე მეტალის აღნიშნული თხელი K — ფენა შეერთებულია ელექტრული წრედის უარყოფით პოლუსთან. სინათლის მოქმედებით მიღებული ფოტოელექტრონები წარმართება ფოტოელემენტის A ელექტროდისაკენ, რომელიც შეერთებულია წრედის დადებით პოლუსთან. წრედში ჩართული G გაღვანომეტრის ისრის გადახრა გვიჩვენებს ფოტოდენის ძალას, რომელიც სინათლის ინტენსიურობის პროპორციულად იცვლება.

სინათლის ელექტრომაგნიტური თეორიით ფოტოელექტრონების სიჩქარე სინათლის ინტენსიურობის პროპორციულად უნდა იზრდებოდეს, ვინაიდან ინტენსიურობის პროპორციულად იზრდება ნაკადის ენერჯია. სინამდვილეში სინათლის ინტენსიურობის გადიდება იწვევს ფოტოელექტრონების რაოდენობის გადიდებას და თითოეული მათგანის ენერჯიის მატებას. ფოტოელექტრონების ენერჯია მით უფრო მეტია, რაც უფრო ნაკლებია მოქმედი სხივის ტალღის სიგრძე, ანუ რაც უფრო მეტია რხევის სიშირე. ულტრაიისფერი სხივები დიდ ენერჯიის ფოტოელექტრონებს ამოკეცავს, ინფრაწითელი სხივები კი თითქმის არავითარ მოქმედებას არ იჩენენ. როგორც ჩანს, სინათლის ტალღური თეორიით ფოტოეფექტის ახსნა შეუძლებელი აღმოჩნდა.

ფოტოეფექტის ახსნა კვანტური



ნახ. 2.11. ფოტოეფექტის გასაზომი ხელსაწყო სქემა.

თეორიის დახმარებით შემდეგ სუ ჩათს გვაძლევს: აინშტაინის კანონის თანახმად, თითო ფოტოელექტრონზე ერთი ფოტონის ენერგია იხარჯება (ერთი ელექტრონით ორი ფოტონია შთანთქმის ალბათობა მცირეა), ამიტომ ფოტოელექტრონების რიცხვი შთანთქმული ფოტონების რიცხვის (სინათლის ინტენსიურობის) პროპორციულად იცვლება. გამოტყობრილი ფოტოელექტრონის კინეტიკური ენერგია დამოკიდებულია ფოტონების ენერგიაზე და ათა მათ რიცხვზე. ფოტონების შთანთქმისას მისი ენერგიის P ნაწილი იხარჯება ელექტრონის გამოსვლაზე ნივთიერებიდან, ხოლო ფოტონის მეორე ნაწილი ანიჭებს ელექტრონს კინეტიკურ ენერგიას. ვინაიდან თითო ფოტონი ერთ ელექტრონს იძლევა, ამიტომ

$$h\nu = P + \frac{1}{2}mv^2. \quad (2, 19)$$

აინშტაინის ამ განტოლებაში p შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც ორი წევრის ჯამი — $P = p_1 + p_2$, სადაც p_1 არის ატომიდან ელექტრონის დასაცილებლად დახარჯული მუშაობა (იონიზაციის ენერგია) და p_2 — მეტალიდან ელექტრონის მოსაშორებლად საჭირო მუშაობა. ვინაიდან მეტალები დიდი რაოდენობით შეიცავენ თავისუფალ ელექტრონებს, ამიტომ მათთვის p_1 შეიძლება ნულის ტოლად ჩავთვალოთ. ელექტრონის გამოსვლისათვის საჭირო p_2 მუშაობა იხარჯება არა მარტო ფოტოეფექტის, არამედ თერმული ემისიის დროსაც.

როგორც ჩანს, ფოტოეფექტის მისაღებად საჭირო მინიმალური სიხშირე განისაზღვრება თანაფარდობით:

$$h\nu_0 = p. \quad (2, 20)$$

თუ $h\nu < p$, ფოტოეფექტი აღარ მიიღება, ე. ი. 2, 20 ფორმულა ფოტოეფექტის ზღვრების პირობაა. 2, 20 ფორმულის მიხედვით ზღვრების შესაბამისად ტალღის სიგრძე

$$\lambda_0 = \frac{hc}{p} = \frac{1,986 \cdot 10^{-16}}{p} \text{ სმ.}$$

როცა ელექტრონის ბმის p_1 ენერგია $h\nu$ ფოტონის ენერგიაზე ბევრად ნაკლებია, მაშინ p_2 -ის სიმცირის გამო შეიძლება უგულებელვყოთ აინშტაინის განტოლებაში p -ს მნიშვნელობა, რის შედეგად მივიღებთ, რომ ფოტოელექტრონის ენერგია ფოტონის ენერგიით განისაზღვრება:

$$h\nu = \frac{1}{2}mv^2 = eV. \quad (2, 21)$$

ასეთი შედეგი მიიღება დიდი ენერგიის ფოტონების შემთხვევაში (რენტგენის სხივები):

2,19 და 2,20 ფორმულების 2,21-თან შედარებიდან მივიღებთ, რომ

$$h(\nu - \nu_0) = eV \quad (2, 22)$$

ფოტოეფექტის მოვლენიდან გამომდინარე, შესაძლებელი აღმოჩნდა პლანკის h მუდმივას ზუსტი მნიშვნელობის განსაზღვრა.

გ. დე-ბროლის განტოლება. კვანტური მექანიკის ერთ-ერთი დებულებაა სინათლის ტალღური და კორპუსკულური თვისებების ერთიანობის აღიარება. სინათლის ტალღური თვისებები გამომდინარეობს ინტერფერენციის მოვლენებიდან, ხოლო კორპუსკულური — ფოტოეფექტიდან, სადაც თითოეული ფოტონი ელექტრონთან ურთიერთობაში შედის როგორც განსაზღვრული ენერჯისა და იმპულსის მქონე ერთი ნაწილაკი. ამრიგად, სინათლე ერთმანეთის საპირისპირო თვისებებს იჩენს. ნაწილაკების ნაკადი არ შეიძლება ტალღა იყოს, ვინაიდან მათ არ გააჩნიათ ინტერფერენციის უნარი, ასევე ტალღებს, მსგავსად ნაწილაკებისა, არ გააჩნიათ ურთიერთდაჯახების უნარი.

ფოტონებისათვის დამახასიათებელია კორპუსკულური ბუნება — ენერჯია, იმპულსი. ამას გარდა, მათ ახასიათებთ ტალღური ბუნებაც როგორც არის ტალღის სიგრძე და რხევის სიხშირე. ფოტონის ენერჯია განისაზღვრება დამოკიდებულებით $\varepsilon = h\nu$. მიუხედავად იმისა, რომ გამოსხივებას ორმაგი ბუნება აქვს, ისინი ერთდროულად თავს არც ერთ ცდაში არ იჩენენ. ყოველ ცდაში ფოტონი იჩენს ან ნაწილაკის, ან ტალღის თვისებებს.

დე-ბროლის თეორიით (1924), რომელიც საფუძვლად დაედო კვანტურ მექანიკას, დუალისტური (ტალღური და კორპუსკულური ბუნება ახასიათებს არა მარტო ფოტონებს, არამედ სხვა მატერიალურ ნაწილაკებსაც, ე. ი. ყოველ მოძრავ ნაწილაკთან დაკავშირებული ტალღური პროცესი. ამ ტალღების სიგრძე განისაზღვრება თანფარდობით:

$$\lambda = \frac{h}{mv}, \quad (2, 23)$$

სადაც m ნაწილაკის მასაა და v — მისი მოძრაობის სიჩქარე.

ამრიგად, ნაწილაკთან დაკავშირებული ტალღის სიგრძე დამოკიდებულია ამ ნაწილაკის მოძრაობის რაოდენობაზე.

ფარდობითობის თეორიის თანახმად m მასის ფოტონის ენერჯია

$$\varepsilon = mc^2,$$

სადაც

$$m = \frac{\varepsilon}{c^2} = \frac{h\nu}{c^2},$$

აქედან მივიღებთ, რომ ფოტონის იმპულსი ($p = mc$) შეიძლება გამოვსახოთ:

$$p = mc = \frac{h\nu}{c} = \frac{h}{\lambda}. \quad (2,24)$$

დე-ბროილის თეორიით 2, 24 განტოლება გამოსახავს ნაწილაკის ტალღის სიგრძესა და ამავე ნაწილაკის იმპულსს შორის არსებულ კავშირს, ამიტომ, თუ განსახილველი ნაწილაკის მასა არის m და მისი სიჩქარე არის v , მაშინ მისი იმპულსი

$$p = mv,$$

რაც 2,21-თან შოგვეცემს დე-ბროილის ცნობილი თანაფარდობის გამოსახულებას:

$$\lambda = \frac{h}{mv}. \quad (2, 25)$$

ეს ფორმულა აკავშირებს v სიჩქარით მოძრავი ნაწილაკის მასას λ ტალღის სიგრძესთან.

როცა 1924 წელს დე-ბროილმა გამოაქვეყნა თავისი ჰიპოთეზა, მას არც ერთი დამადასტურებელი ფაქტი არ გააჩნდა. ავტორის ერთადერთი არგუმენტი იყო მისი ინტუიცია, რწმენა, რომ ბუნება სიმეტრიულია.

4. მატერიალური ნაწილაკების ტალღური ბუნების ექსპერიმენტული საფუძვლები. თუ (2,34) ფორმულაში ჩავსვათ ელექტრონის ენერგიას გამოსახულს eV (ელექტრონ-ვოლტებით) $\left(\frac{V}{300} = \frac{1}{2} \frac{m}{e} v^2 \right)$, მივიღებთ:

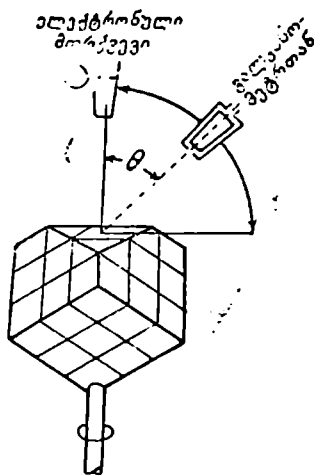
$$\lambda = \frac{1226,3}{\sqrt{V}} \text{ კმ},$$

საიდანაც გამომდინარეობს, რომ როცა $V = 100$ ვოლტს, ელექტრონის ტალღის სიგრძე $\lambda = 122,6$ კმ, ე. ი. მოცემული ენერგიის მქონე ელექტრონის ტალღის სიგრძე ისეთივე რიგისაა, როგორც აქვს რენტგენის სხივებს. ამავე რიგის არის აგრეთვე მანძილი ატომებს შორის კრისტალურ მესერში. აქედან ჩანს, რომ ნაწილაკების შესაბამისი ტალღების არსებობის ექსპერიმენტული დამტკიცება დიფრაქციის დახმარებით არ უნდა იყოს ძნელი. დევისონმა და ჯერმერმა (1927) თავიანთი ცდებით დაამტკიცეს ელექტრონთა ტალღების დიფრაქციის მოვლენა.

ელექტრონების მფრქვევიდან (ნახ. 2.12) გამოსახული ელექტრონების კონა ეცემა კრისტალის წახნაგს. განხეული ელექტრონების მიმღების როლს ასრულებს გალვანომეტრთან შეერთებულ

კოლექტორი, რომელიც შეიძლება ვა-
ბრუნოთ კრისტალის წახნაგის მიმართ,
კოლექტორის სხვადასხვა ადგილ-
მდებარეობის დროს გაზომილი დე-
ნის ძალა ელექტრონების სხვადასხვა
კუთხით არეკვლის ინტენსიურობის
პროპორციულია. განბნეული ელექტრო-
ნები გამოიჩენენ საუბირატესო მიმარ-
თულებას, ე. ი. განბნეული ელექტრო-
ნების მაქსიმუმი მიიღება გარკვეული
კუთხით, რომელიც ანალოგიურია რენ-
ტგენის სხივების გაბნევის სურათისა,
რენტგენის სხივების ინტენსიურობის
მოვლენა აკმაყოფილებს ვულფ-ბრევის
განტოლებას, სადაც

$$n\lambda = 2d \sin \varphi \quad (2,26)$$



ნახ. 2.12. დენისონისა და ჯერმერის ცდების სქემა.

ამ განტოლების მიხედვითაც შეიძლება
ელექტრონების შესაბამისი ტალღის სიგრძის განსაზღვრა.

დე-ბროილის თეორიის ძირითადი დებულება ექსპერიმენტულად დასაბუთა აგრეთვე ჯ. ტომსონმა (1928). მეტალების თხელ კილიტა-
ში კათოდური სხივების გატარებისას ჯ. ტომსონმა მიიღო ელექტრო-
ნების შესაბამისი ტალღების დიფრაქციული რგოლები. ფოტოფირფი-
ტაზე აღბეჭდილი ელექტრონების დაშენით მეტალის თხელი კილი-
ტისაგან მიღებული დიფრაქციული სურათი პრინციპულად არ განს-
ხვავდება დებაი-შერერის მეთოდით მიღებულ რენტგენის სხივების
დიფრაქციული სურათისაგან (ნახ. 2.13 და 2.14). ელექტრონების
შესაბამისი λ ტალღის სიგრძე განისაზღვრა დიფრაქციული რგოლე-
ბიდან კრისტალური მესერის d —სიბრტყეთაშორისი მანძილების მი-
ხედვით.

დენისონისა და ჯერმერის, და შემდეგში, ჯ. ტომსონის, პ. ტარ-
ტაკოვსკისა და სხვათა ცდების დახმარებით დაღატურდა დე-ბროი-
ლის (2.27) თანაფარდობა.

დე ბროილის ფორმულის ექსპერიმენტული დადასტურების შემ-
დეგ ელექტრონების შესაბამისი ტალღების დიფრაქციით განისაზღვ-
რა მთელი რიგი მეტალების კრისტალებში მანძილები ატომებს შორის.
ამ გზით მიიღეს თითქმის იგივე შედეგები, რაც მანამდე რენტგენის სხი-
ვების დახმარებით. ქვემო ცხრილში შედარებულია რენტგენოგრაფიუ-
ლი და ელექტრონოგრაფიული მეთოდებით მიღებული მსგავსი მონა-
ცემები.

ელექტრონოგრაფიული მეთოდი ამჟამად ფართო გამოყენებას პოულობს აირადი მოლეკულებისა და თხელი ფენების კრისტალური სტრუქტურის ანალიზისას.

ცხრილი 8

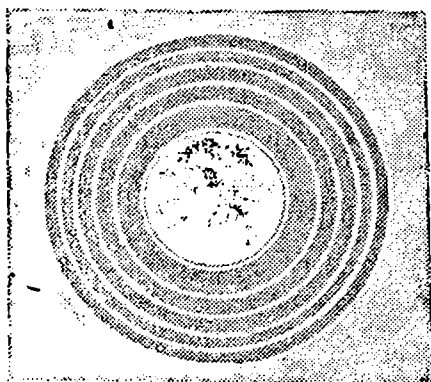
მანძილები ატომებს შორის, მიღებული რენტგენოსტრუქტურული და ელექტრონოგრაფიული მეთოდებით

წივთიერება	მანძილი კმ-ით		წივთიერება	მანძილი კმ-ით	
	რენტგენის სხივების დიფრაქციით გამოზომილი	ელექტრონთა ტალღების დიფრაქციით გამოზომილი		რენტგენის სხივების დიფრაქციით გამოზომილი	ელექტრონთა ტალღების დიფრაქციით გამოზომილი
ალუმინი	406,3	403,5	რკინა	286	2,85
ოქრო	4,06	3,91—4,20	ვერცხლი	408	4,11
პლატინა	3,91	3,89	სპალენძი	360	3,66
ცეცხა	4,92	4,99	კალა	286	2,86

დე-ბროილის ფორმულა თავდაპირველად შემოწმდა ელექტრონების დიფრაქციის დახმარებით. შემდეგში აღმოჩენილი იყო ანაწილაკების, ნეიტრონების, წყალბადის ატომების, მოლეკულებისა და აგრეთვე, უფრო მკვირვ მოლეკულების ტალღების დიფრაქცია.

დიდი მასის მქონე სხეულების შესაბამისი ტალღის სიგრძე ინდენაჲ მცირეა, რომ მათი დიფრაქციის დაკვირვება ჩვენთვის ცნობილი მესერების დახმარებით შეუძლებელია. ამით აიხსნება ის, რომ მაკროსხეულების შესაბამისი ტალღები დღემდე არ ყოფილა შენიშნული.

დე-ბროილის ტალღური თეორიის თანახმად, ატომის ელექტრონული ორბიტების დაკვანტვას შემდეგი პირობა უდევს საფუძვლად:



ელექტრონი მხოლოდ ისეთ ორბიტაზე მოძრაობს, რომელზეც ლაგდება ტალღების მთელი რიცხვი, ე. ი. ადგილი აქვს შემდეგ თანაფარდობას: $2\pi r = n \cdot \lambda$, ვინაიდან $n\lambda = \frac{h}{mv}$, ამიტომ სტაციონარული ორბიტისათვის გვექნება:

$$2\pi r = \frac{nh}{mv} \text{ ან უ}$$

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad (2.27)$$

ნახ. 2. 13. მტალის კლიტის ელექტრონოგრაფია.

ე. ი. მივიღეთ ბორის ცნობილი კვანტური პირობა.

ნ. განუზღვრელობის პრინციპი. ელექტრონის ორგვარი ბუნების აბსოლუტური განუზღვრელობის პრინციპის დახმარებით შეიძლება. ამ პრინციპის ძირითადი აზრი შემდეგნაირია: შეუძლებელია ერთდროულად განისაზღვროს სივრცეში ელექტრონის ადგილმდებარეობის კოორდინატი და მისი იმპულსი.

განუზღვრელობის პრინციპის მათემატიკურ ფორმულირებას აქვს ასეთი სახე:

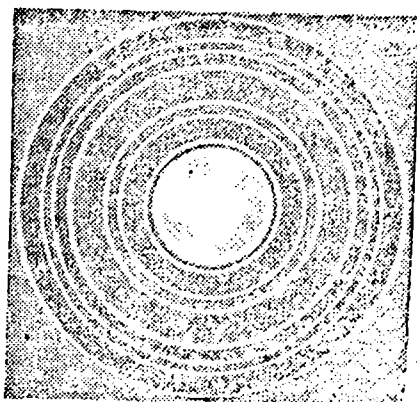
$$\Delta q \cdot \Delta p \geq h,$$

სადაც Δq არის განუზღვრელობა ელექტრონის ადგილმდებარეობის განსაზღვრისას სივრცეში, Δp — განუზღვრელობა მისი იმპულსის განსაზღვრისას, h — პლანკის მუდმივა.

შეიძლება ზუსტად განვსაზღვროთ ელექტრონის კოორდინატი ($\Delta q = 0$), მაგრამ ამ შემთხვევაში იმპულსის ერთდროული გაზომვა პრაქტიკულად არ მოხერხდება ($\Delta p = \infty$). ამიტომ არ შეიძლება დავუშვათ, რომ ატომბირთვის ირგვლივ ელექტრონი ნობრაობს განსაზღვრულ წრიულ ორბიტაზე, რომლის რადიუსი მუდმივია.

განუზღვრელობის პრინციპის თანახმად არ შეიძლება წარმოვიდგინოთ ელექტრონი როგორც ნაწილაკი. რომელიც წერტილიდან წერტილამდე ინაკვლევს განსაზღვრულ იმპულსით ყოველივე წერტილში, ათამედ შეიძლება ვიქონიოთ მსჯელობა სივრცის მოცემულ წერტილში ელექტრონის ყოფნის ალბათობაზე. ამრიგად, უნდა მივიღოთ, რომ ელექტრონი ერთდროულად ნაწილაკივითა და ტალღაც.

განუზღვრელობის პრინციპი საერთოდ გამოქონდა ნივთიერების კორპუსკულური და ტალღური თვისებების ერთობლიობიდან და გამოსახავს კლასიკური მაკროსკოპული სისტემების შედეგად მიღებული წარმოდგენების გავრცელებიან შეუქმებლობას მიკროსისტემებზე.



ნახ 2.14. პოლიკრისტალის რენტგენოგრამა.

ბ. ტალღური ფუნქცია. რადგან ელექტრონი ტალღური თვისებები აბასიათებს, ამიტომ მისი მოძრაობის აღწერა ტალღური ფუნქციით ψ ანუ $\psi(x, y, z)$ შეიძლება, სადაც x, y, z კოორდინატებია.

ტალღური ფუნქციის ψ -ის მნიშვნელობა შეიძლება იყოს დადებითი ან უარყოფითი, ანდა წარმოსახვითი სიდიდე.

ბორნის თანახმად, ψ -ის მნიშვნელობა დაკავშირებულია იმის ალბათობასთან, რომ განსაზღვრული ნაწილაკი აღმოჩენილი იქნება ელემენტარულ მოცულობაში, რომელსაც კოორდინატების მოცემული მნიშვნელობები განსაზღვრავს; უფრო ზუსტად, ალბათობას განსაზღვრავს $(\psi)^2$ ან $\psi\psi^*$, სადაც ψ^* წარმოადგენს ψ -დან კომპლექსურად შეუღლებულ სიდიდეს. ვინაიდან ელექტრონის პოვნის ალბათობა მოცემულ ელემენტარულ მოცულობაში ყოველთვის დადებითი სიდიდით განმოსახება, ამიტომაც $(\psi)^2$ -ის სიდიდე აკმაყოფილებს ამ პირობას. მოცემული სისტემისათვის სამი კოორდინატის x, y, z ტალღური ფუნქციის $\psi(x, y, z)$ განსაზღვრა იმაში მდგომარეობს, რომ სიდიდე:

$$\psi(x, y, z)\psi^*(x, y, z)dx dy dz$$

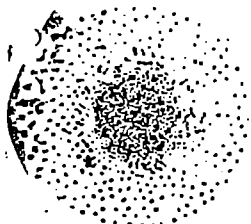
პროპორციულია ელექტრონის პოვნის ალბათობისა $dx dy dz$ ელემენტარულ მოცულობაში, რომელიც ძევს x, y, z კოორდინატებით განსაზღვრულ სივრცის წერტილში. ამას შემოკლებით აღვნიშნავთ $\psi\psi^*d\tau$ ან $(\psi)^2d\tau$. სადაც $d\tau$ მოცულობის ელემენტი.

7. შრედინგერის ტალღური განტოლება. ფუნქცია ψ შეიძლება განვსაზღვროთ შრედინგერის განტოლების დახმარებით, რომელიც ტალღური მექანიკის ძირითადი განტოლებაა.

შრედინგერის განტოლება ცნობილია ტალღური განტოლების სახით, რომელიც დე-ბროილის ძირითად თანაფარდობას აკმაყოფილებს. m — მასის ნაწილაკისათვის, რომლის სრული ენერგია არის E , შრედინგერის განტოლებას აქვს შემდეგი სახე:

$$\Delta\psi + \frac{8\pi^2m}{h^2}(E - U)\psi = 0,$$

სადაც ψ არის ტალღის ამპლიტუდა (x, y, z) წერტილში, ხოლო U — ამ ნაწილაკის პოტენციალური ენერგია იმავე წერტილში. სიმბოლო Δ ნიშნავს ლაპლასის ოპერატორს¹ (მეორე წარმოდებულები ლერძების კოორდინატების მიხედვით).



ნახ. 2 15. წყალბადის ატომის ელექტრონული რბეული.

¹ოპერატორი ეწოდება სიმბოლოს, რომელიც გვიჩვენებს თუ რა მოქმედება უნდა მოვახდინოთ ფუნქციაზე. მაგალითად, გამოსახულებაში: $1\psi, d\psi, \frac{\partial\psi}{\partial x^2}$ სიმბოლო $1\psi, d, \frac{\partial^2}{\partial x^2}$

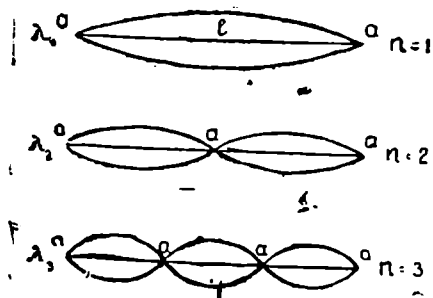
სხვადასხვა ოპერატორია, რომლითაც მოქმედებენ ψ ფუნქციაზე. ლაპლასის ოპერატორს აქვს შემდეგი სახე: $\frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2}$.

შრედინერგის ტალღური განტოლება არის კვანტური მექანიკის ფუნდამენტალური განტოლება, რომლის დახმარებით ამოიხსნა ატომური ფიზიკის მრავალი პრობლემა. განვიხილოთ ნახ. 2,15, სადაც გამოსახულია წყალბად-ატომის ირგვლივ ელექტრონული ღრუბელი, რომელიც განაწილებულია სივრცეში. ეს სურათი მიღებულია იმ ვარაუდით, რომ ჩვენ შეგვიძლია თვალი გავადევნოთ ელექტრონის სხვადასხვა ადგილმდებარეობას სხვადასხვა მომენტში და მოვახდინოთ მიხი ფიქსაცია სივრცეში. ეს სურათი შეიძლება განვიხილოთ როგორც ელექტრონი, რომელიც განთხეულია ატომის მთელ მოცულობაში. რაც უფრო მეტია წერტილების განლაგების სიხშირე, მით მეტია ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე. ეს უკანასკნელი ტალღური ფუნქციის კვადრატის პროპორციულია. ღრუბლის სიმკვრივე მეტია იქ, სადაც მეტია ელექტრონის აღმოჩენის ალბათობა. ღრუბლის ირგვლივ შეიძლება წარმოვიდგინოთ სასაზღვრო ზედაპირი, რომელშიც მოექცევა ელექტრონული ღრუბლის მაქსიმალური სიმკვრივე. განსახილველ შემთხვევაში ეს იქნება სფერო, რომელშიც მოექცევა ელექტრონული ღრუბლისა და მისის 90%. შას ელექტრონის ორბიტალს ვუწოდებთ.

ზოხერხებულია, გლექტრონი მისი ტალღური ბუნების გამო წარმოვიდგინოთ როგორც ელექტრონული ღრუბელი. ეს იმით აიხსნება, რომ ასეთი წარმოდგენები კარგად გადმოგვცემს ელექტრონის მდგომარეობის თავისებურებებს ატომსა და მოლეკულაში.

ღებზოილის ტალღა არ უნდა წარმოვიდგინოთ როგორც ტალღები, რომლებსაც მდგარ წყალში ჩავდებულ ქვა გამოიწვევს, ტალღები, რომლებიც ვრცელდება ცენტრიდან და ბოლოს მიიღევა. სწორი სურათის მისაღებად ჩავატაროთ ანალოგია ატომში ელექტონის მდგომარეობასა და მაგალითად, ვიოლინოს დაჭიმული სიმის რხევებს შორის, რომლის დროსაც, ე. წ. მდკარი ტალღები წარმოიქმნება.

ტალღური ბუნების გამო შრედინერგის განტოლება ელექტრონისათვის, რომელიც ატომბირთვის ელშია, გვაძლევს ამონახსნებს მხოლოდ იმ შემთხვევაში, როცა ელექტრონის ენერგია გარკვეულ მნიშვნელობებს ღებულობს. ამის საილუსტრაციოდ წარმოვიდგინოთ ერთგანზომილებიანი ატომი, რომელსაც შეუძლია სიმის მსგავსად რხევა.



სურ. 2.16. დაჭიმული სიმის მდგარი ტალღები.

მდგარ ტალღებს შეიძლება ჰქონდეს არა ნებისმიერი, არამედ მხოლოდ გარკვეული სიგრძეები λ , რომლებიც დამოკიდებულია სიმის სიგრძეზე:

$$n\lambda = 2e,$$

სადაც $n = 1, 2, 3 \dots$ მთელი რიცხვია, e — სიმის სიგრძე. აქ მაპრავლი 2 იმან განაპირობა, რომ e სიგრძეზე, როცა $n = 1$, ლაგდება ტალღის სიგრძის ნახევარი.

თუ სიმის სიგრძე არის l , მაშინ 2.16 სურათზე გამოსახულ დე-ბროილის ტალღის სიგრძეები იქნება:

$$\lambda_1 = \frac{2e}{1}; \quad \lambda_2 = \frac{2e}{2}; \quad \lambda_3 = \frac{2e}{3} \text{ და ა. შ.}$$

მაშასადამე, მდგარი ტალღა მიიღება იმ პირობით, თუ $n\lambda = 2e$, საიდანაც:

$$\lambda = \frac{2e}{n}$$

დე-ბროილის განტოლების თანახმად

$$\lambda = \frac{h}{2mv}$$

თუ ამ ორი გაშოსახულების მარჯვენა ნაწილებს ერთმანეთს გავუტოლებთ, მივიღებთ, რომ ელექტრონის მოძრაობის სიჩქარე

$$v = \frac{h}{2me} n,$$

აქედან ელექტრონის ენერგია E იქნება:

$$E = \frac{mv^2}{2} = \frac{h^2}{8me^2} n^2.$$

მიღებული გამოსახულებიდან ჩანს, რომ როცა $n = 1$, მაშინ ელექტრონის ენერგია $E = h^2/8ml^2$, როცა $n = 2$, ელექტრონის ენერგია 4-ჯერ მეტი გახდება, როცა $n = 3$, — 9-ჯერ მეტი და ა. შ. ამოიგად, ელექტრონის ენერგეტული დონეები დამოკიდებულია n -ის მნიშვნელობაზე, რომელსაც მთავარი კვანტური რიცხვი ეწოდა. შედეგად მივიღეთ იმ დასკვნამდე, რომელსაც გავეცანით ბორის პოსტულატის სახით და რომელიც გამომდინარეობს ელექტრონის ტალღური ბუნების განხილვიდან. ბუნებრივია, რომ სიმის (ერთგანზომილებიანი ატომის) რბევებით მიღებული მდგარი ტალღები ბევრად უფრო მარტივია, ვიდრე ელექტრონული ტალღები. რეალური (სამგანზომილებიანი

ატომის ელექტრონების მდგომარეობის დასახსიათებლად, შრედინგერის განტოლების თანახმად საკიროა სიში კვანტური რიცხვის შემოტანა.

2 1 3. ატომის აღნაგობის კვანტურ-მექანიკური აღსნა

1. მთავარი კვანტური რიცხვი. ბორის თეორიაში მთავარი კვანტური რიცხვი n არის იმ ელექტრონული შრის ანუ გარსის ნომერი, რომელზედაც ბრუნავს ელექტრონი.

ტალღური მექანიკის თვალსაზრისით n —მთავარი კვანტური რიცხვია, რომლის დახმარებით შეიძლება დავახსიათოთ ელექტრონის მდგომარეობა ატომში და მისი შესაძლო ენერგეტული დონეები. ელექტრონის მინიმალურ ენერგიას უპასუხებს $n=1$. ელექტრონის ენერგეტული დონე მით მეტია, რაც უფრო მეტია n -ის რიცხვითი მნიშვნელობა: როცა $n=1$, ელექტრონი პირველ ენერგეტულ დონეზეა, როცა $n=2$. მაშინ—ნეორე დონეზეა და ა. შ. აღნიშნულის გარდა მთავარი კვანტური რიცხვი განსაზღვრავს ელექტრონული ღრუბლის განაწილებას. მთავარი კვანტური რიცხვის მალალ მნიშვნელობას უპასუხებს ელექტრონების მალალი ენერგეტული დონეები და ამ დონეებზე ელექტრონული ღრუბლების განაწილება.

ელექტრონები, რომლებიც ატომში ერთნაირი მთავარი კვანტური რიცხვით ხასიათდება, დანარჩენი კვანტური რიცხვები კი განსხვავებული აქვთ, ქმნიან დაახლოებით ერთნაირი ზომის ელექტრონულ ღრუბლებს. ასეთი ელექტრონები ატომში ქმნიან გარსებს (ანუ დონეებს). ეს გარსები აღნიშნება K, L, M და ა. შ. სიმბოლოებით, რომლებიც n -ის შემდეგ მნიშვნელობებს უპასუხებს:

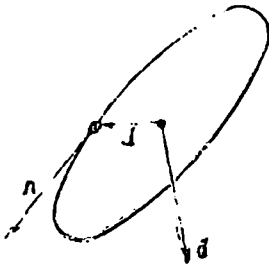
მთავარი კვანტური რიცხვი $n=1\ 2\ 3\ 4\ 5\ 6\ 7$
 ენერგეტული დონე (გარსი) $K\ L\ M\ N\ O\ P\ Q$

2. ორბიტული კვანტური რიცხვი. ψ ფუნქციის სახე დამოკიდებულია არამარტო მთავარ კვანტურ რიცხვ n -ზე, არამედ მეორე კვანტურ რიცხვზედაც — l -ზე, რომელიც განსაზღვრავს ელექტრონის მოძრაობის რაოდენობის მომენტს. მას ეწოდება ორბიტული ანუ თანაკვანტური რიცხვი.

l რადიუსის ორბიტაზე ბრუნვისას ელექტრონის მოძრაობის რაოდენობის მომენტი რიცხობრივად უდრის msl -ს. სიჭარბე მიმართულების მქონე სიდიდეა, მაშასადამე, მოძრაობის რაოდენობის მომენტი ვექტორული სიდიდეა, მისი ნიმართულება (ნახ. 2.17) \vec{p} და \vec{r} -ის, ე. ი. ორბიტის სიბრტყის მართობულია. შრედინგერის განტოლების ამოხსნიდან გამოდინარეობს, რომ მოძრაობის რაოდენობის

ზომენტი p დისკრეტულ, ე. ი. გარკვეულ მნიშვნელობებს ღებულობს:

$$p_e = \sqrt{\epsilon(\epsilon+1)} \frac{h}{2\pi},$$



ნახ. 2. 17. ელექტრონის მოძრაობის ზომენობის მომენტი.

სადაც $\epsilon = 0, 1, 2, \dots (n-1)$. ორბიტული კვანტური რიცხვის მაქსიმალური მნიშვნელობა არის $(n-1)$, როცა მთავარი კვანტური რიცხვი $n=1$, მაშინ ორბიტული კვანტური რიცხვი $\epsilon=0$; როცა $n=2$, მაშინ ორბიტული კვანტური რიცხვი ϵ შეიძლება იყოს 0 ან 1; როცა $n=3$, მაშინ $\epsilon=0, 1, 2$ და ა. შ.

ჩვენ უკვე ვიცით, რომ ელექტრონის ენერგეტული დონე ატომში დამოკიდებულია მთავარი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობა n ზე. წყალბად-ატომის ელექტრონის ენერგიას ბოლიანად განსაზღვრავს n -ის მნიშვნელობა. მაგრამ მრავალელექტრონიან ატომებში ელექტრონის ენერგია დამოკიდებულია აგრეთვე ორბიტული კვანტური რიცხვის სიდიდეზეც — ϵ ზე. ამიტომ ელექტრონის ენერგეტულ მდგომარეობებს, რომლებსაც განსაზღვრავს ორბიტული კვანტური რიცხვი ϵ ენერგეტული ქვედონეები ეწოდა.

ელექტრონის მდგომარეობა ატომში აღინიშნება ციფრებით და ასოებით, სახელდობრ მთავარი კვანტური რიცხვების მნიშვნელობები იწერება ციფრებით, ხოლო ორბიტული კვანტური რიცხვებსა — სიმბოლოებით, $\epsilon=0, 1, 2, 3$ შეესაბამება სიმბოლოები s, p, d, f და ა. შ., ე. ი. ორბიტული კვანტური რიცხვი 0, 1, 2, 3,

სიმბოლო $s, p, d, f,$

ელექტრონის ენერგეტულ მდგომარეობებს, რომლებიც ხასიათდება ϵ -ის სხვადასხვა მნიშვნელობით, უწოდებენ ელექტრონის ქვედონეებს ატომში, ამის შესაბამისად იხილავენ s -ქვედონეს, p -ქვედონეს და ა. შ. ხოლო ელექტრონებს, რომელთა ორბიტული კვანტური რიცხვი $\epsilon=0, 1, 2, \dots$ შესაბამისად ეწოდება s -ელექტრონები, p -ელექტრონები, d -ელექტრონები, f -ელექტრონები.

ელექტრონის მდგომარეობა $n=1$ და $\epsilon=0$ აღინიშნება სიმბოლოთი $1s$, (სადაც ციფრი აღნიშნავს ელექტრონის დონეს, ასო კი — ქვედონეს), როცა $n=2$ და $\epsilon=1$, აღინიშნება $2p$, როცა $n=3$ და $\epsilon=2$, აღინიშნება $3d$ და ა. შ. მთავარი კვანტური რიცხვის მოცემული მნიშვნელობის დროს უმცირესი ენერგია შეესაბამება $\epsilon=0$, ე. ი. s -ელექტრონებს, შემდეგ $\epsilon=1$, ე. ი. p -ელექტრონებს და ა. შ.

აღსანიშნავია, რომ ტალღური განტოლების ინტეგრირებით მი-

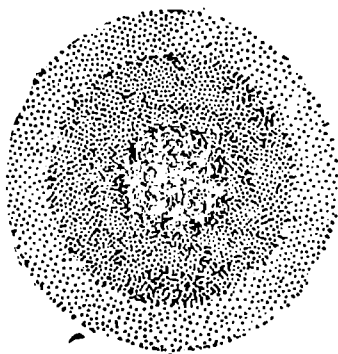
იღება სტაციონარული ამონახსნები სრული E ენერჯიის გარკვეული მნიშვნელობისათვის, რომლებსაც განსაზღვრავს მთავარი კვანტური რიცხვის n -ის რიცხვითი მნიშვნელობები 1, 2, 3 . . . თუ შოვდინგერის განტოლებაში ჩავსვამთ E და n -ის მნიშვნელობებს, ინტეგრირებით მივიღებთ, რომ $n=1$ -სათვის არსებობს ერთი ამონახსნი, $n=2$ -სათვის ოთხი ამონახსნი, $n=3$ -სათვის — 9, მაშასადამე, n -ის თითოეული მნიშვნელობისათვის შესაძლოა n^2 ამონახსნი, ანუ n^2 ტალღური ფუნქცია ანუ ორბიტალი. ეს ორბიტალები შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც გარკვეული არეები ბირთვის ირგვლივ, რომელთა ფორმას განსაზღვრავს ორბიტული კვანტური რიცხვი.

1s-ელექტრონულ ორბიტალს აქვს სფერული სიმეტრია. ბირთვთან ახლოს s ელექტრონის აღმოჩენის ალბათობა უღრის ნულს. მეტად მცირეა მისი აღმოჩენის ალბათობა ბირთვიდან დიდ მანძილებზედაც. ბირთვიდან გარკვეულ r_0 მანძილზე ელექტრონის აღმოჩენის ალბათობა მაქსიმალურია. წყალბადის ატომისათვის ეს მანძილი უღრის 53 პმ-ს. სწორედ ასეთი სიდიდე მიიღო ბორმა წყალბად-ატომში ელექტრონის პირველი ორბიტის რადიუსისათვის. ბორს თანახმად ელექტრონი ბირთვის ირგვლივ წოიულად მოძრაობს, რომლის ტრაექტორიის რადიუსი არის 53 პმ. ტალღური მექანიკის თვალსაზრისით ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე 53 პმ მანძილზე აღწევს თავის მაქსიმალურ მნიშვნელობას, რაც იმას ნიშნავს, რომ ამ არეში ელექტრონის პოვნის ალბათობა მაქსიმალურია. 2s- და 3s ელექტრონებისათვის ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივის მაქსიმუმი ხით უფრო მეტად დაცილებული იქნება ატომბირთვს, რადენადაც მეტი იქნება მთავარი კვანტური რიცხვის n -ის მნიშვნელობა.

როგორც აღვნიშნეთ ორბიტული კვანტური რიცხვის l -ის ქანის მნიშვნელობა განსაზღვრავს ელექტრონული ღრუბლის ფორმას.

განვიხილოთ p -ელექტრონის ელექტრონული ღრუბლის სტრუქტურა. p -ელექტრონის ელექტრონული ღრუბლის ფორმა ორბუროთულას წარმოადგენს, რომლის კვანძი განლაგებულია კოორდინატების სათავეში და ბურთულები განლაგებულია x , y ან z ღერძის გასწვრივ.

უფრო რთულია d -ელექტრონთა ელექტრონული ღრუბლების ფორმა და კიდევ უფრო



ნახ. 2.18. 1s, 2s და 3s ელექტრონული ღრუბლის განივი კვეთის წყალბადის ატომში.

მეტად რთულია e -ელექტრონული ღრუბლების ფორმა.

3. მაგნიტური და სპინური კვანტური რიცხვები. ელექტრონის მესამე კვანტური რიცხვი m მაგნიტური კვანტური რიცხვია. ის განსაზღვრავს ელექტრონის მოძრაობის რაოდენობის მომენტის პროექციის შესაძლო მნიშვნელობებს z ღერძზე მაგნიტურ ველში. მაგნიტური კვანტური რიცხვი დამოკიდებულია ორბიტულ კვანტურ რიცხვზე და იცვლება $+l$ და $-l$ -ის მნიშვნელობებს შორის, ე. ი. $m = +l, l-1, l-2, \dots, -l = m$ დე. თეორიაც და ექსპერიმენტიც გვიჩვენებს, რომ „ელექტრონულ ორბიტას“ არ შეუძლია მიიღოს ნებისმიერი ორიენტაცია მაგნიტური ველის მიმართ, არამედ ისეთი კუთხეებით ლაგდება მას მიმართ, რომ მოძრაობის რაოდენობის მომენტის პროექციას ჰქონდეს შემდეგი სიდიდე:

$$p = m \frac{h}{2\pi},$$

სადაც მაგნიტური კვანტური რიცხვის მნიშვნელობათა სიმრავლის ჯამი უდრის $(2l+1)$ -ს, მაგალითად,

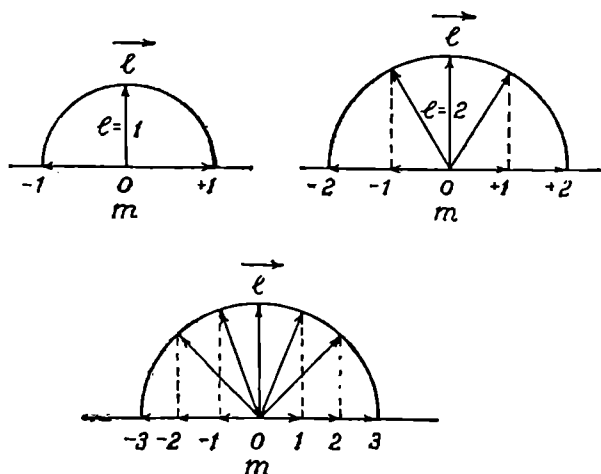
როცა $l=0$, მაშინ $m=0$

როცა $l=1$, „ $m=1, 0, -1$

როცა $l=2$, „ $m=2, 1, 0, -1, -2$

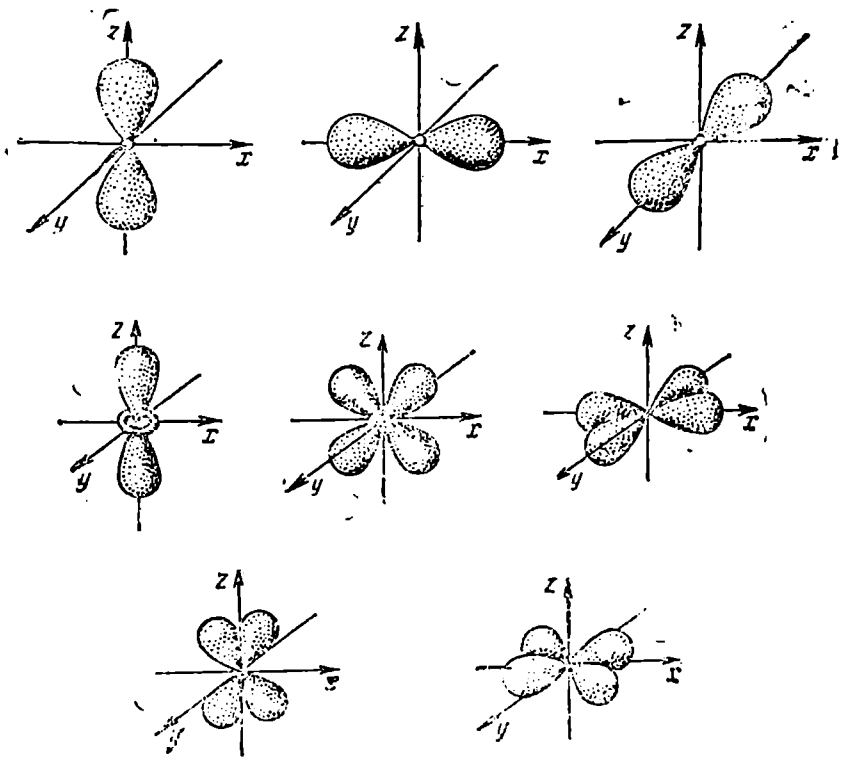
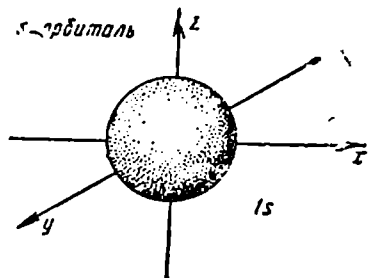
და ა. შ.

ამრიგად, არა მარტო მოძრაობის რაოდენობის მომენტი იკვანტება, არამედ მისი პროექციაც გარკვეულ ღერძზე. ამას ეწოდება სივრცითი დაკვანტვა. მაგნიტური კვანტური რიცხვის უარყოფითი მნიშ-



სურ. 2.19. მოძრაობის რაოდენობის პროექციის დაკვანტვა მაგნიტურ ველში.

ველობები იმ-თია განპირობებუ-
ლი, რომ მოძრაობის რაოდენობის
მომენტის შეძღვენს შეიძლება მა-
გნიტური ველის საპირისპირო
მნიშვნელობა ჰქონდეს. აარივად,
ელექტრონის მოძრაობის რაოდე-
ნობას ორბიტალური მომენტის
ორიენტაციითა სიმრავლე უდრის
($2e+1$)-ს და თითოეული მათგანი



ნახ. 2.20. 1s-, 2p-, 3d-ელექტრონული ორბიტლების
ფორმა და სივრცითი ორიენტაცია.

გამოისახება მაგნიტური კვანტური რიცხვის m -ის ანა თუ იმ მნიშ-
ვნელობით. თუ შევაჯამებთ ($2e+1$)-ს e -ის ყველა შესაძლო მნიშვნე-
ლობის მიხედვით, ე. ი. 0-დან $(n-1)$ -მდე, მივიღებთ მდგომარეობა-
თა რიცხვს მოცემული n -სათვის.

წყალბადის ატომის ელექტრონის ენერგია დამოკიდებულია მხო-
ბ. ვ. კოკინაშვილი, გ. ცინცაძე, თ. ცეცხლაძე

ლოდ n -ზე, მთავარ კვანტურ რიცხვზე. როცა $n=3$, შესაძლოა შემდეგი 9 მდგომარეობა:

$$n=3 \begin{cases} l=0 & m=0 \\ l=1 & m=1 & 0-1 \\ l=2 & m=2, 1 & 0, -1, -2 \end{cases}$$

ამ მდგომარეობებში ელექტრონის ენერჯია ერთნაირია, მაგრამ მისი შესატყვისი ფუნქციები განსხვავებულია. ელექტრონის მდგომარეობა ატომში, რომელიც განსაზღვრულია n, l, m კვანტური რიცხვებით დახასიათდება გარკვეული ზომით, ფორმითა და ორიენტაციით სივრცეში, აგრეთვე მიიღო ატომური ელექტრონული ორბიტალის სახელწოდება.

2.20 სურათზე გამოსახულია შესაბამისად $1s$ -, $2p$ - და $3d$ - ორბიტალების შესატყვისი ელექტრონული ღრუბლების ფორმა და განლაგება სივრცეში.

განხილული სამი კვანტური რიცხვი n, l, m არ არის საკმარისი ელექტრონის მდგომარეობის განსასაზღვრავად ატომში.

1925 წელს ულენბეკი და პაულსმიტი ტუტე მეტალთა სპექტრების ნატიფი სტრუქტურის ანალიზის შედეგად მივიღენ დასკვნაჲდ, რომ ელექტრონს გააჩნია საკუთარი მექანიკური მომენტი, რომელსაც სპინი ეწოდა. აღსანიშნავია, რომ მისი წარმოშობის ბუნება დღესაც უცნობია. თუ სპინის Z — პროექციას $\frac{h}{2\pi}$ ერთეულებით გამოვსა-

ხავთ, მაშინ სპინური კვანტური რიცხვი $s_z = \pm \frac{1}{2}$. ამრიგად, სპინურ

კვანტურ რიცხვს შეიძლება ჰქონდეს მხოლოდ ორი მნიშვნელობა: $+1/2$ და $-1/2$, რომლებიც სხვა კვანტური რიცხვების მსგავსად ერთით განსხვავდება ერთმანეთისაგან.

სპინი ინგლისური სიტყვაა და ნიშნავს ბრუნვას. სპინთან დაკავშირებულია მაგნიტური მომენტი. ამიტომ როცა ორი ელექტრონის სპინი ერთნაირია, მაშინ მათი მაგნიტური ველი პარალელური იქნება $\uparrow\uparrow$ ან $\downarrow\downarrow$. საპირისპირო სპინის შემთხვევაში ელექტრონების მაგნიტური ველი ანტიპარალელურ მიმართულებას მიიღებს.

ამრიგად, ელექტრონის მდგომარეობა ატომში ოთხი კვანტური რიცხვით ხასიათდება. ეს არის:

1. მთავარი კვანტური რიცხვი n , რომელიც მთელ რიცხვთა მნიშვნელობებს ღებულობს და განსაზღვრავს ელექტრონის ენერჯიას ატომში;

2. ორბიტული კვანტური რიცხვი l , რომელიც ღებულობს მნი-

შენელობებს 0 დან $(n-1)$ -მდე და განსაზღვრავს ელექტრონის მოძრაობის რაოდენობის ორბიტულ მომენტს;

3. მაგნიტური კვანტური რიცხვი m , რომლის მაქსიმალური მნიშვნელობა l -ის ტოლია და იცვლება $+l$ -ისა და $-l$ -ის მნიშვნელობებს შორის, ამიტომ მაგნიტური კვანტური რიცხვის მნიშვნელობათა რიცხვი უდრის $(2l+1)$ -ს;

4. სპინური კვანტური რიცხვი s_z , რომელიც ლებულობს $+\frac{1}{2}$ და $-\frac{1}{2}$ -ის მნიშვნელობებს და განსაზღვრავს მოძრაობის რაოდენობის სპინური მომენტის პროექციას მოცემულ ღერძზე.

4. მრავალელექტრონიანი ატომები. წყალბადის, ჰელიუმის, ლითიუმის ატომების ენერგია არ არის დამოკიდებული l ორბიტულ კვანტურ რიცხვზე. ყველა დანარჩენ ატომში, ენერგია გარდა მთავარი n კვანტური რიცხვისა დამოკიდებულია l -ზედაც. აღსანიშნავია, რომ ენერგია მნიშვნელოვნადაა დამოკიდებული ორბიტულ კვანტურ რიცხვზე.

აღნიშნავთ, რომ ელექტრონთა იმ რიცხვს, რომელიც ავსებს ყველა მდგომარეობას მოცემული n და l -ით, უწოდებენ „შევსებულ შრეს“ ანუ „ჩაკეტილ გარსს“, სადაც ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვი არის $2(2l+1)$.

წყალბადის ატომში ელექტრონი იმყოფება ატომბირთვის ველში. მრავალელექტრონიან ატომებში თითოეულ ელექტრონზე მოქმედებს არა მარტო ატომბირთვი, არამედ დანარჩენი ელექტრონებიც. ამის შედეგად ელექტრონების ენერგია, რომელთა n ერთნაირია მაგრამ l განსხვავებულია, სხვადასხვა სიდიდისა ხდება, ამის შედეგად ელექტრონის ენერგია იზრდება არა მარტო n -ის გადიდებისას, არამედ მაშინაც, როცა იზრდება l -ის მნიშვნელობა. და ეს დამოკიდებულება მით უფრო მეტად იჩენს თავს, რაც უფრო მეტად იზრდება ელექტრონების რაოდენობა ატომში.

თითოეული ელექტრონი მოისწრაფვის ისეთი მდგომარეობისაკენ, რომელსაც მინიმალური ენერგია ახასიათებს.

როგორც წესი, s -ელექტრონი ($l=0$) უფრო მტკიცეაა შებენული ატომთან, ვიდრე p -ელექტრონი ($l=1$), ხოლო d -ელექტრონის ($l=2$) მოწყვეტა ატომისაგან უფრო ნაკლებ მუშაობას მოითხოვს, ვიდრე p -ელექტრონისა.

რაც უფრო მეტ მნიშვნელობას ლებულობს კვანტური რიცხვები, ან, რაც იგივეა, უფრო მრავალელექტრონიანია ატომი, მით უფრო მეტად რთულდება ენერგეტული თანაფარდობები. მაგალითად, ენერგეტული დონე $4s$ ($n=4, l=0$) ენერგეტულად უფრო ხელსაყრელია, ვიდრე $3d$

დონე ($n=3, l=2$). ამის გამო არ შეიძლება ატომის გართულებისას ვიხელმძღვანელოთ მოსაზრებით იქის შესახებ, რომ მრავალელექტრონიანი სისტემა განვიხილოთ როგორც წყალბადის ატომის მსკავის სისტემა. მით უფრო, რომ ატომის სიღრმეში ელექტრონული შრეები განაპირობებენ ბირთვის მუხტის ეკრანირებას, რის შედეგად სუსტდება გარე ელექტრონის ბირთვთან მიზიდვის ძალა. განსხვავებული ორბიტული კვანტური რიცხვების ელექტრონების მათემატიკური უნარი სხვიდასხვა სიდიდისაა. ამის შედეგად ენერჯიის მატების მიმდევრობას ქვედონეების მიხედვით შემდეგი სახე აქვს: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f$ და ა. შ.

ელექტრონების მდგომარეობათა ეს მიმდევრობა რეალურ ატომებში აგებულია სპექტრულ მონაცემებზე.

5. პაულის პრინციპი. ატომში ერთსა და იმავე კვანტურ მდგომარეობაში, რომელიც ოთხი კვანტური რიცხვის გარკვეული მნიშვნელობით ხასიათდება, არ შეიძლება ერთდროულად ერთზე მეტი ელექტრონი იმყოფებოდეს ან, სხვანაირად, ატომში არ არსებობს ორი ელექტრონი ოთხივე კვანტური რიცხვის ერთნაირი მნიშვნელობით.

ეს დებულება ცნობილია პაულის პრინციპის სახელწოდებით, რომელიც მან 1925 წელს დაასაბუთა როგორც ექსპერიმენტულად, ასევე თეორიულად.

პაულის პრინციპი ბუნების ფუნდამენტური კანონია, როპელსაც არსებითი მნიშვნელობა აქვს.

ამრიგად, პაულის პრინციპის თანახმად, ორი ელექტრონის მდგომარეობა ატომში თუნდაც ერთი კვანტური რიცხვით უნდა განსხვავდებოდეს ერთმანეთისაგან. თუ ორი ელექტრონის კვანტური რიცხვები n, l და m ერთნაირია, მათი სპინი ერთმანეთის საპირისპირო უნდა იყოს. ყოველ მდგომარეობას, რომელიც ხასიათდება n, l და m -ის გარკვეული მნიშვნელობებით, ეწოდება უჯრედი, ანუ „ორბიტალი“. ვინაიდან ტერმინი „ორბიტალი“ დაშვებულა კვანტურ მექანიკაში, შემდეგშიც ამ ტერმინით ვისარგებლებთ. ორბიტალში შეიძლება ვიგულისხმოთ ელექტრონის გარკვეული მდგომარეობა, რომელსაც კვანტური მექანიკა სამი კვანტური რიცხვის დახმარებით აგვიწერს.

როცა მთავარი კვანტური რიცხვი $n=1$, მაშინ ორბიტული კვანტური რიცხვი შეიძლება იყოს მხოლოდ ნულის ტოლი, მაშასადამე მაგნიტური კვანტური რიცხვი ნულის ტოლია. მეოთხე კვანტური რიცხვი შეიძლება იყოს $+\frac{1}{2}$ და $-\frac{1}{2}$. მაშასადამე, $n=1$ გარსზე შე-

საძლოა მხოლოდ ორი ელექტრონის არსებობა, რომელთა სამი კვანტური რიცხვი ერთნაირია, სახელდობრ $n=1$, $l=0$, $m=0$. ამათგან ერთის $s_z = +\frac{1}{2}$, ხოლო მეორეს $s_z = -\frac{1}{2}$. ამრიგად, $n=1$ ანუ

K გარსზე შესაძლოა მხოლოდ ორი ელექტრონის არსებობა შემდეგი კვანტური რიცხვებით:

n	l	m	s_z	სიმბოლო
1	0	0	$+\frac{1}{2}$	$1s$
1	0	0	$-\frac{1}{2}$	$1s$

ეს ორივე ელექტრონი აღინიშნება სიმბოლოთი $1s$, სადაც 1 ნიშნავს მთავარ კვანტურ რიცხვს ($n=1$), ხოლო s —ნიშნავს ორბიტალს. სიმბოლოში $1s^2$, 2 ნიშნავს ორ ელექტრონს და გამოსახავს ზევსებულ ორბიტალს.

როცა მთავარი კვანტური რიცხვი $n=2$, მაშინ l იქნება 0 ან 1, როცა ორბიტული კვანტური რიცხვი $l=0$, მისი შესატყვისი მაგნიტური კვანტური რიცხვი აგრეთვე ნულის ტოლია: $m=0$. მაგრამ როცა $l=1$, მაშინ $m=1, 0, -1$.

რამდენადაც ყოველ s -ს შეესაბამება $+\frac{1}{2}$, და $-\frac{1}{2}$, ამიტომ $n=2$ -ის შემთხვევაში ამ ოთხი კვანტური რიცხვის დაპირისპირებით მიიღება რვა სხვადასხვაგვარი შეზამება (ცხრილი 9).

როცა $n=2$ და $l=0$, მათი შესაბამისი ელექტრონები აღინიშნება $2s$ -ით, ხოლო როცა $n=2$ და $l=1$, ელექტრონების სიმბოლო იქნება $2p$.

მთავარი კვანტური რიცხვის ($n=2$) შესაბამის ელექტრონულ გარსში მოიპოვება ორა s -ელექტრონი და ექვსი p -ელექტრონი, როგორც ჯამი რვას შეადგენს.

შემდგომი მსჯელობით ადვილად შეიძლება ვიპოვოთ ელექტრონთა ორბიტალების რიცხვი, რომელიც შეესაბამება $n=3$ -ს, $n=4$ -ს და ა. შ.

6. ჰუნდის წესი. ელექტრონთა კვანტური რიცხვებიდან გამომდინარეობს, რომ K -გარსზე 2 ელექტრონია, L -გარსზე—8 ელექტრონი, M -გარსზე — 18 ელექტრონი.

მიღებული შედეგები შეიძლება მე-10 ცხრილის დახმარებით შევჯავა მოთ.

ერთ ორბიტალზე ვერ განლაგდება ორი ისეთი ელექტრონი,

ელემენტების კვანტური რიცხვები

	3													
	1	2		1		0	1		2					
<i>n</i>	0	0	+1	0	-1	0	+1	0	-1	+2	+1	+0	-1	-2
<i>l</i>	+1,2	+1,2	+1,2	+1,2	+1,2	+1,2	+1,2	+1,2	+1,2	+1,2	+1,2	+1,2	+1,2	+1,2
<i>m</i>	-1,2	-1/2	-1/2	-1,2	-1,2	-1,2	-1/2	-1/2	-1,2	-1/2	-1/2	-1,2	-1,2	-1,2
<i>s_r</i>	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s	3p _x	3p _y	3p _z	3d _{x²-y²}	3d _{yz}	3d _{z²}	3d _{xy}	3d _{xy}
ორბიტალის სიმბოლოები	2	2	6	6	2	2	6	6	10					
ელემენტების მაქსიმალური რიცხვი ღის მოცემული მნიშვნელობისათვის	2	2	6	6	2	2	6	6	10					
ელემენტების მაქსიმალური რიცხვი <i>n</i> -ის მოცემული მნიშვნელობისათვის	2	2	6	6	2	2	6	6	10					

ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვი ღონეებსა და ქვეღონეებზე

ენერგეტიკული ღონე	ქვეღონეთა რიცხვი	ორბიტალების სიმბოლო	ორბიტალების რიცხვი ქვე- ღონეზე	ელექტრონე- ბის რიცხვი ქვეღონეზე	ელექტრონე- ბის რიცხვი ღონეზე
$K(n=1)$	1	1s	1	2	2
$L(n=2)$	2	2s 2p	1 3	2 6	8
$M(n=3)$	3	3s 3p 3d	1 3 5	2 6 10	18
$N(n=4)$	4	4s 4p 4d 4f	1 3 5 7	2 6 10 14	32

რომელთა სპინი ერთნაირია (↑↑ ან ↓↓). ორი ასეთი ელექტრონი ვერ გაუწყველდება ერთმანეთს. თუ ორი ელექტრონის სპინი ანტიპარალელურია, (↑↓ ან ↓↑), ისინი წყვილდს სახით განლაგდებიან ერთ ორბიტალზე.

ატომების ელექტრონული გარსების სტრუქტურები უჯრედების დახმარებით გამოვსახოთ, სადაც თითოეული უჯრედი ერთ ორბიტალს შეესაბამება. მასზე პაულის პრინციპის თანახმად, მაქსიმუმ, ორი ელექტრონი განლაგდება. მაგალითისათვის განვიხილოთ აზოტის ატომის L — გარსზე p — ელექტრონების განაწილება. p ელექტრონების განაწილება $2p$ — ქვეღონეზე შემდეგნაირად შეიძლება წარმოვიდგინოთ: ↑↑ | ↑↓ | ↑↓ | |

სადაც ისრების რაოდენობა გამოხატავს ელექტრონების რიცხვს მოცემულ ქვეღონეზე, ხოლო ისრის მიმართულება შეესაბამება სპინის მიმართულებას. ამ ოთხი ვარიანტიდან ენერგეტიკული თვალსაზრისით ყველაზე მეტი უპირატესობა აქვს მეოთხეს, სადაც სამივე ელექტრონის სპინი ერთნაირია. აქ უნდა ვიხელმძღვანელოთ ჰუნდის წესით, რომლის თანახმად ერთნაირი ენერგეტიკული ქვეღონის ფარგლებში, ე. ი. ერთნაირი ენერჯის ორბიტალებზე ელექტრონები იმგვარად ლავდება, რომ მათი სპინი მაქსიმალური იყოს. აზოტის შეჯამებული სპინი უკანასკნელი ვარიანტის მიხედვით 1,5-ის ტოლია, დანარჩენებისა კი 1/2-ს უდრის.

ჰუნდის წესი არ აკრძალავს მოცემული ქვეღონის ფარგლებში

ელექტრონების განაწილება ატომებში

პერიოდი	n	ელემენტი	n=1		n=2			n=3			n=4				n=5				n=6				n=7
			1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s		
1	1	H	1																				
	2	He	2																				
2	3	Li	2	2	1																		
	4	Be	2	2	2																		
	5	B	2	2	2	1																	
	6	C	2	2	2	2																	
	7	N	2	2	2	2	3																
	8	O	2	2	2	2	4																
	9	F	2	2	2	2	5																
	10	Ne	2	2	2	2	6																
	3	11	Na	2	2	6	1																
		12	Mg	2	2	6	2																
13		Al	2	2	6	2	1																
14		Si	2	2	6	2	2																
15		P	2	2	6	2	3																
16		S	2	2	6	2	4																
17		Cl	2	2	6	2	5																
18		Ar	2	2	6	2	6																
4	19	K	2	2	6	2	6	1															
	20	Ca	2	2	6	2	6	2															
	21	Sc	2	2	6	2	6	1	2														
	22	Ti	2	2	6	2	6	2	2														
	23	V	2	2	6	2	6	3	2														
	24	Cr	2	2	6	2	6	4	1														
	25	Mn	2	2	6	2	6	5	2														
	26	Fe	2	2	6	2	6	6	2														
	27	Co	2	2	6	2	6	7	2														
	28	Ni	2	2	6	2	6	8	2														
	29	Cu	2	2	6	2	6	10	1														
	30	Zn	2	2	6	2	6	10	2														
	31	Ga	2	2	6	2	6	10	2	1													
	32	Ge	2	2	6	2	6	10	2	2													
	33	As	2	2	6	2	6	10	2	3													
	34	Sa	2	2	6	2	6	10	2	4													
35	Br	2	2	6	2	6	10	2	5														
36	Kr	2	2	6	2	6	10	2	6														
5	37	Rb	2	2	6	2	6	10	2	6					1								
	38	Sr	2	2	6	2	6	10	2	6					2								
	39	Y	2	2	6	2	6	10	2	6	1				2								
	40	Zr	2	2	6	2	6	10	2	6	2				2								
	41	Nb	2	2	6	2	6	10	2	6	1				1								
	42	Mo	2	2	6	2	6	10	2	6	2				1								
	43	Tc	2	2	6	2	6	10	2	6	3				1								
	44	Ru	2	2	6	2	6	10	2	6	4				1								
	45	Rh	2	2	6	2	6	10	2	6	5				1								

Элементы	Z	Символ	n																							
			n=1		n=2		n=3			n=4				n=5				n=6				n=7				
			1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s					
46	Pd	2	2	6	2	6	10	2	6	10																
47	Ag	2	2	6	2	6	10	2	6	10				1												
48	Cd	2	2	6	2	6	10	2	6	10				2												
49	In	2	2	6	2	6	10	2	6	10				2	1											
50	Sn	2	2	6	2	6	10	2	6	10				2	2											
51	Sb	2	2	6	2	6	10	2	6	10				2	2	3										
52	Te	2	2	6	2	6	10	2	6	10				2	2	4										
53	I	2	2	6	2	6	10	2	6	10				2	2	5										
54	Xe	2	2	6	2	6	10	2	6	10				2	2	6										
55	Cs	2	2	6	2	6	10	2	6	10				2	6											
56	Ba	2	2	6	2	6	10	2	6	10				2	6											
57	La	2	2	6	2	6	10	2	6	10				2	6	1										
58	Ce	2	2	6	2	6	10	2	6	10				2	6	1										
59	Pr	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
60	Nd	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
61	Pm	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
62	Sm	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
63	Eu	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
64	Gd	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
65	Td	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
66	Dy	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
67	Ho	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
68	Er	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
69	Tm	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
70	Yb	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
71	Lu	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6											
72	Hf	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	1										
73	Ta	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	2										
74	W	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	3										
75	Re	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	4										
76	Os	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	5										
77	Ir	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	6										
78	Pt	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	7										
79	Au	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	8										
80	Hg	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	9										
81	Tl	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
82	Pb	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
83	Bi	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
84	Po	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
85	At	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
86	Rn	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
87	Fr	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
88	Ra	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
89	Ac	2	2	6	2	6	0	2	6	10			2	2	6	10										
90	Th	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
91	Pa	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
92	U	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
93	Np	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
94	Pu	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										
95	Am	2	2	6	2	6	10	2	6	10			2	2	6	10										

პერიოდი	Z	ელემენტი	n=1		n=2		n=3			n=4				n=5				n=6				n=7
			1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s	
	96	Cm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1		2	
	97	Bk	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	8	2	6	1		2	
	98	Cf	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	9	2	6	1		2	
	99	Es	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6	1		2	
7	100	Fm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6	1		2	
	101	Md	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6	1		2	
	102	No	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6			2	
	103	Lw	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1		2	
	104	Ku	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	3		2	
	105	Ns	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	2		2	

ელექტრონთა სპინის სხვაგვარ განაწილებას. ჰუნდის წესის თანახმად შეჯამებული სპინის მაქსიმუმი უპასუხებს ატომის ძირითად, ე. ი. არააგზნებულ მდგომარეობას. სპინის სხვა ნებისმიერი განაწილებისას ატომის ენერჯია მეტი იქნება, რაც მია აგზნებულ მდგომარეობას შეესაბამება.

ატომში ენერგეტული დონეების ელექტრონებით შევსება ექვემდებარება მინიმალური ენერჯიის პრინციპს. ეს იმას ნიშნავს, რომ ელექტრონები მიისწრაფვიან შეავსონ ჯერ უმაღლესი ენერჯიის მქონე ორბიტალები და შემდეგ მათი მომდევნოები.

მე-11 ცხრილში მოცემულია ელექტრონების განაწილება სხვადასხვა ელემენტის ატომებში.

2.1.4. დ. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და ატომის აღნაგობა

1. ელემენტების ბუნებრივი კლასიფიკაცია. დ. მენდელეევის პიერ შექმნილ პერიოდულ სისტემაში ჩამოყალიბებულია ქიმიური ელემენტების ბუნებრივი ჯგუფები. თითოეულ ჯგუფში ელემენტები არა გარეგანი მსგავსების, არამედ მათი ბუნებიდან გამომდინარე კანონზომიერების მიხედვით არის გაერთიანებული და ამიტომ მას ბუნებრივი სისტემა ეწოდა. სისტემა პერიოდულია, რადგან ელემენტების ქიმიური თვისებები არის განსაზღვრული ფუნდამენტური სიდიდის ფუნქცია, რომელსაც თითოეული ელემენტი ატვის სრულიად გარკვეული მნიშვნელობა აქვს. ეს ფუნდამენტური სიდიდე არის ატომური მუხტი, რომელიც ქიმიური ელემენტის ძირითადი მახასიათებელია, მისი ინდივიდუალობის განმსაზღვრელი სიდიდეა. ამრიგად, ელემენტების

ქიმიური თვისებები ატომბირთვის მუხტის ფუნქციაა. ამაზე აგებული თანამედროვე პერიოდული სისტემა.

პერიოდულობის კანონი აღმოაჩინა დ. მენდელეევი 1869 წელს. იმ ხანებში არაფერი იყო ცნობილი ატომის აღნაგობაზე ან ატომბირთვის მუხტზე. ქიმიის დარგში ამ ყველაზე ბრწყინვალე და მნიშვნელოვანი აღმოჩენის საბაზი იყო „ქიმიის საფუძვლები“, რომლის შედგენა დ. ი. მენდელეევი 1868 წელს დაიწყო. იმ ხანებში არსებული კლასიფიკაციის ცდები არ აკმაყოფილებდა დ. მენდელეევს და მრავალი ძიების შემდეგ მან თავისი ყურადღება იმაზე შეაჩერა, რაც ქიმიური რეაქციების დროს უცვლელი რჩება. ეს ნივთიერი რაღაც განპირობებს ნაერთების თვისებებს და არის ელემენტი. ელემენტის ერთ-ერთი ძირითადი დამახასიათებელი სიდიდე მისი ატომური მასაა, რომელიც ერთი და იგივეა როგორც თავისუფალ მდგომარეობაში, ე. ი. მარტივი ნივთიერებისათვის, აგრეთვე ნაერთში.

როცა დ. მენდელეევი ელემენტები ამ ძირითადი პრინციპის საფუძველზე მზარდი ატომური მასების მიხედვით დაალაგა, მკაფიოდ გამოვლინდა ელემენტების თვისებათა პერიოდულობა, რის შედეგად მან პერიოდულობის კანონი აღმოაჩინა. დ. მენდელეევის კანონის თანახმად, ქიმიური ელემენტების თვისებები პერიოდულ და მოკიდებულებებშია მათ ატომურ წასებთან.

ელემენტების სისტემის ცდა აგებული მათ ატომურ მასაზე და ქიმიურ თვისებებზე

		Ti = 50	Zr = 90	?	180
		V = 51	Nb = 94		Ta = 182
		Cr = 52	Mo = 96		W = 186
		Mn = 55	Rh = 104,4		Pt = 197,4
		Fe = 56	Rn = 104,4		Jr = 193
		Ni = Co = 59	Pd = 106,6		Os = 199
		Cu = 63,4	Ag = 108		Hg = 200
H = 1		Zn = 65,2	Cd = 112		
Bc = 9,4	Mg = 24	?	Ur = 116		Au = 197?
B = 11	Al = 27,4	?	Sn = 118		
C = 12	Si = 28	?	Sb = 112		Bi = 210?
N = 14	P = 31	As = 75	Te = 128?		
O = 16	S = 32	Se = 79,4	J = 127		
F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	Cs = 133		Tl = 204
Li = 7 Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Ba = 137		Pb = 207
	Cu = 40	Sr = 87,6			
	? = 45	Ce = 92			
	?Er = 56	La = 94			
	?Yt = 60	Di = 95			
	?In = 75,6	Th = 118?			

სინამდვილეში დ. მენდელეევი შეაპირისპირა მარტივ ნივთიერებათ იმ დროისათვის ცნობილი ჯგუფები. ამისათვის მან შეადარა ე-თმანეთს შემდეგი ექვსი ჯგუფი:

	Na=23	F=19	O=16	N=14	C=12
Ca=40	K=39	Cl=35,5	S=32	P=31	Si=28
Sr=88,6	Rb=85,4	Br=81	Se=79,4	As=75	—
Ba=137	Cs=133	J=127	Te=129	Sb=122	Sn=118

ამ ექვსი ჯგუფის შეპირისპირებიდან გამომდინარეობს, რომ ელემენტების თვისებებსა და მათ ატომჰასებს შორის ზუსტი თანაფარდობაა. ამ ცხრილის ერთი და იმავე ჯგუფის ელემენტები (ტუტე მეტალები, ჰალოგენები და სხვ.) განლაგებულია თითო სვეტის სახით.

„არანსაკავსი ელემენტებისა და მათი ნაერთების პერიოდული დამოკიდებულება ატომწონაზე შეიძლება აღმოჩენილი ყოფილიყო მხოლოდ მას შემდეგ, რაც ეს მსგავსი ელემენტებისათვის იყო დამტკიცებული“, აღნიშნავდა დ. მენდელეევი.

აქედან ჩანს, რომ დ. მენდელეევი თავის პერიოდულ სისტემაზე მივიდა მთელი ჯგუფების ერთმანეთთან შეპირისპირების გზით.

ელემენტთა ქიმიური თვისებები დ. მენდელეევის სისტემაში პერიოდულად მეორდება. ეს იმას ნიშნავს, რომ მწკრივში, რომელიც მიიღება ატომისის ზრდის მიხედვით ქიმიური ელემენტების დალაგებისას, გარკვეული ინტერვალების. ე. ი. პერიოდების შემდეგ მეორდება მსგავსი ელემენტები, ე. წ. „ანალოგები“. თუ წყალბადით დაწყებული ატომური მასის ზრდის მიხედვით დავლაგებთ ორ ათეულ ელემენტს, მივიღებთ შემდეგ მწკრივს:

H	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K	Ca	Sc	Ti
1	7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	28	31	32	35	39	40	45	48

ლითიუმის თვისებებს იმეორებს ნატრიუმი და კალიუმი. ეს მეტალები ერთმანეთის ანალოგებია და წარმოადგენს ტუტე მეტალებს. ასეთივე ანალოგებია Be, Mg, CO; B, Al, Se; C, Si, Ti; N, P; O, S, F, Cl. აქ მწკრივში ელემენტების თვისებები ყოველი შვიდი ელემენტის შემდეგ მეორდება. ქიმიური თვისებების განმეორებალობა კი პერიოდულობაა.

მიღებულ მწკრივში, ლითიუმით დაწყებული, ატომური მასის მიმდევრულად გადიდებისას ელემენტების მეტალური თვისებები თანდათან სუსტდება და თავს იჩენს მეტალოიდური თვისებები. ლითიუმი ტიპური მეტალია, ბერილიუმის აგრეთვე მეტალური თვისებები აქვს, ბორი უკვე მეტალ-მეტალოიდია, ნახშირბადი ტიპური მეტალოიდია, ტიპური მეტალოიდებია აგრეთვე აზოტი, ყანგბადი და ფტორი. ამათგან ფტორს ყველაზე მკაფიოდ გამოსახული მეტალოიდური თვისებები აქვს. შემდეგი ელემენტი ატომური მასის ზრდის მიხედვით იქ-

ნება ნატრიუმი. ვინაიდან ნატრიუმი ტიპური ზეტალია, ამიტომ მას ლითიუმის ქვეშ ზოვათავსებთ, ხოლო ნომდევნო ელემენტებს, წესაბამისად Be, B, C-ის და ა. შ., ელემენტების ქვეშ ლავწერთ. ახლა მიღებულ მწკრივებს ექნება ასეთი სახე:

Li 7	Be 9	B 11	C 12	N 14	O 16	J 19
Na 23	Mg 24	Al 27	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5
K 39	Ca 40	Sc 45	Ti 48			

ზემო ტაბულიდან ჩანს, რომ ვერტიკალურ სვეტებში ცალკეული ჯგუფების მსგავსი ელემენტებია განლაგებული. ასეთია, ნახშირბადი და სილიციუმი, აზოტი და ფოსფორი, ქანგბადი და გოგირდი, ფტორი და ქლორი. მარცხნიდან მარჯვნივ გადანაცვლებისას მწკრივში თანდათანობით იცვლება ელემენტების თვისებები, მაგრამ ახალი ზწყრივის დაწყებისას ელემენტის ქიმიური თვისებები მკვეთრად იცვლება: ფტორი ტიპური მეტალიოიდა და მისი მომდევნო ელემენტი ნატრიუმი — ტიპური მეტალია. ასევე ქლორიც ტიპური მეტალიოიდა და მისი მომდევნო ელემენტი კალიუმი — ტიპური მეტალია. ამ მწკრივებიდან უკვე ჩანს, რომ ელემენტების თვისებები პერიოდულად იცვლება. ამიტომაც ელემენტების ამ მწკრივებს დ. მენდელეევიმა პერიოდები უწოდა. ელემენტების თვისებების პერიოდულობა იქიდან ჩანს, რომ ყოველი მეორე ელემენტი პირველის ქიმიურ თვისებებს იმეორებს, ყოველი მეორე ელემენტი პირველის მსგავსია, პირველის ანალოგია. ელემენტის ქიმიური თვისებები მისი ატომური მასის პერიოდული ფუნქციაა. ამავად დ. მენდელეევის მიერ აღმოჩენილი პერიოდულობის კანონის შინაარსი.

პერიოდულობის კანონი გულისხმობს ელემენტებს და არა მარტივ ნივთიერებებს, რადგან ატომური მასა ახასიათებს ელემენტებს, ხოლო მარტივ და რთულ ნაერთებს ახასიათებს არა ატომური, არამედ მოლეკულური მასა ან კიდევ მათი მყარალნაგობის სხვა ნაჩვენებლები.

თუ განვაგრძობთ ამ ტაბულის შევსებას და მასში ყველა ელემენტს მოვათავსებთ, დავინახავთ, რომ დ. მენდელეევის კანონი ამ ტაბულის ყველა ელემენტზე ვრცელდება (ცხრ. 12).

პერიოდულობის კანონმა ერთ სისტემადა გადაერთიანა არა მარტო მსგავსი ელემენტები, არამედ ერთმანეთისაგან განსხვავებულებიც. სისტემის შექმნისას დ. მენდელეევი მრავალი სიძნელის გადალახვა დასჭირდა. ბერილიუმის ატომური მასა 13-დან მან 9-მდე დაეყვანა, ირციდიუმისა 75,5-დან გააღიდა.

დ. მენდელეევის პერიოდული სისტემა (1871 წ.) (სისტემის ნოქლე ვარიანტი)

პერიოდი	ჯგუფი I	ჯგუფი II	ჯგუფი III	ჯგუფი IV	ჯგუფი V	ჯგუფი VI	ჯგუფი VII	ჯგუფი VIII
1	H=1							— RO ⁴
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	F=55, Ni=59
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	γYt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=160	Ru=104, Pb=106,
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	γDi=138	γCe=140	—	—	—	
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	γEr=178	γLa=180	Tn=182	W=184	—	Os=195, Pt=198,
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	

113-მდე. შეცვალა ურანის ოქსიდის ფორმულა და პელიგოს მიერ დადგენილი S_2O_3 -ის ნაცვლად მას S_2O_5 -ის ფორმულა მიეწერა, სოლო მისი ატომური მასა 120 ერთობრად გააღიდა. თორიუმის ატომური მასა — 116 გააორკეცა, ცერიუმისა 92-დან აიყვანა 138 მდე შეცვალა ავრეთეუ პლატინის, ოქროს, ოსმიუმის, ტიტანისა და რშვიათ მიწითა ზოკიერთი მეტალების ატომური მასები. ქიმიის შემდგომმა განვითარებამ დ. მენდელეევის მიერ შეწორებული ყველა ატომური მასა დაადასტურა.

უკანასკნელი სახე, რომელიც დ. მენდელეევემა თავის პერიოდულ სისტემას მისცა, გამოსახულა მე-13 ცხრილში.

პერიოდული სისტემისადმი მიძღვნილი პირველი მოხსენების ძირითადი იდეები დ. მენდელეევემა შემდეგი დასკვნების სახით შეაჯამა:

1. ატომური წონის¹ მიხედვით განლაგებული ელემენტების თვისებები მკაფიოდ გამოხატულ პერიოდულობას იჩენენ;

2. ქიმიურად მსგავსი ელემენტების ატომური მასები ან დაახლოებით ერთნაირია (პლატინის, ირიდიუმისა და ოსმიუმის მსგავსად), ან მიმდევრულად მზარდია (კალიუმის, რუბიდიუმისა და ცეზიუმის მსგავსად);

3. ელემენტთა დალაგება ჯგუფების მიხედვით შეესაბამება მათ ვალენტობასა და მათი ქიმიური ბუნების განსხვავებას (მაგალითად, Li, Be, B, C, N, O, F);

4. ბუნებაში ყველაზე მეტად გავრცელებულ ელემენტებს ახასიათებს მცირე ატომური წონა და მკვეთრად გამოსახული თვისებები. ამიტომაც ისინი ტიპური ელემენტებია;

5. ატომური წონის სიდიდე ელემენტის თვისებებს განსაზღვრავს;

6. მოსალოდნელია მრავალი უცნობი ელემენტის აღმოჩენა, მაგალითად, ალუმინისა და სილიციუმის ანალოგებისა, ატომური წონებით 65—75;

7. პერიოდულ სისტემაში ელემენტის ადგილმდებარეობის საფუძველზე შეიძლება მისი ატომური წონის შესწორება;

8. ელემენტის დამახასიათებელი თვისებების გათვალისწინება შესაძლებელია მისი ატომური წონის მიხედვით.

2. ელემენტთა პერიოდული სისტემა. დ. მენდელეევის პერიოდულობის კანონის გარეგანი გამოსახულება — პერიოდული სისტემა — არის ქიმიური ელემენტების დალაგება პერაოდებად და ჯგუფებად, საიდანაც ნათელი ხდება ყველა ელემენტს შორის არსებული ურთიერთკავშირი, ელემენტების თვისებრივი და რაოდენობრივი თანაფარდობანი.

ქიმიური ელემენტის თვარსებრივი დახასიათება დამოკიდებულია

¹ იმ ხანად და ბოლო დრომდე ხმარობდნენ ცნებას „ატომური წონა“ და „მოლეკულური წონა“.

Периодическая система элементов по группам и рядам.

ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ:									
Группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX
1	H 1,008								
2	Li 6,9	Be 9,1	B 11,0	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0		
3	Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,1	Si 28,2	P 31,0	S 32,0	Cl 35,5		
4	K 39,1	Ca 40,1	Sc 44,1	Ti 48,1	V 51,2	Cr 52,1	Mn 55,0	Fe 55,9	Ni 59
5	Cu 63,6		Zn 65,4	Ga 70,0	Ge 72,6	As 75	Se 79,2	Br 79,9	
6	Rb 85,5	Sr 87,6	Y 89,0	Zr 90,6	Nb 94,0	Mo 96,0			Ru 101,7
7	Ag 107,9		Cd 112,4	In 115,0	Sn 119,0	Sb 120,2	Te 127	I 127	
8	Xe 128	Cs 132,9	Ba 137,4	La 138,9	Ce 140,2				
9									
10			Yb 173			Ta 183	W 184	Os 191	Pt 195
11	Au 197,2		Hg 200,6	Tl 204,1	Pb 206,9	Bi 208,5			
12			Rd 225	Th 232,0		U 238,0			

Все эти обозначения являются:
 $R, RO, RO^2, RO^3, RO^4, RO^5, RO^6, RO^7$
 Все эти обозначения являются обозначениями:
 RH, RH^2, RH^3, RH^4

მის უმნიშვნელოვანეს რაოდენობრივ ნიშანზე — ატომურ მასაზე. ატომური მასის თანდათანობით მატება იწვევს თვისებრივ ცვლილებასა და განაპირობებს ერთი ელემენტიდან მეორეზე გადასვლას.

დ. მენდელეევი იმიტომ უწოდა ქიმიური ელემენტების თავის სისტემას პერიოდული, რომ ელემენტების ქიმიური (და ზოგიერთი ფიზიკური) თვისებები არის მათი ატომური მასების პერიოდული ფუნქცია, და რადგან ეს კანონი ელემენტთა თვისებების ცვლილების პერიოდულობას გამოსახავს, ამიტომაც ამ კანონს პერიოდულობის კანონი ეწოდა.

ჩვენი დროის პერიოდულმა სისტემამ შეინარჩუნა დ. მენდელეევის პირვანდელი სისტემის ყველა დამახასიათებელი ნიშანი. მენდელეევის პერიოდული სისტემა მისი თანამედროვე სახით (იხ. ცხრილი ფორზაცზე) შედგება 8 ჯგუფისაგან, მოიცავს ელემენტთა 7 პერიოდსა და ათ პორიზონტალურ მწკრივს.

ქიმიური ელემენტების მწკრივს, რომელიც იწყება ტუტე მეტალითა (პირველი კი — წყალბადით) და მთავრდება ინერტული გაზით, დ. მენდელეევი პერიოდი უწოდა.

დ. მენდელეევის სისტემაში ელემენტთა თვისებების პერიოდულობა არ არის მარტივი. პირველი პერიოდი შედგება ორი ელემენტისაგან H და He, ამათგან წყალბადი ნათესავებულია პირველ ჯგუფში, ჰელიუმი კი — მეოთხეში. მას მოსდევს ორი რვაწევრიანი პერიოდი. ამ მცირე პერიოდების ელემენტები ერთმანეთის პომოლოგებია ასეთია: Li, და Na, K და Mg, F და Cl, Ne და Ar და სხვ. ეს პერიოდები იწყება ტუტე მეტალით და თავდება ინერტული გაზით. მწკრივში ელემენტების თვისებები თანდათანობით იცვლება. Na ტიპური მეტალია, წარმოქმნის ძლიერ ტუტეს; Mg-ც მკაფიოდ გამოხატული მეტალური თვისებებით ხასიათდება, Al უკვე ამფოტერულია, ე. ი. მისი ნაერთები იჩენს როგორც ფუძე, აგრეთვე მჟავურ თვისებებს, Si წარმოქმნის მებაჟს, P და S აქტიური მეტალოიდებია, Cl მეტად აქტიური მეტალოიდია.

დ. მენდელეევის პერიოდული სისტემიდან ჩანს, რომ ეს პერიოდი, წინა პერიოდის მსგავსად, ინერტული გაზით თავდება. ინერტული გაზი არის აგრეთვე საზღვარი საპირისპირო თვისებების მქონე ელემენტებს — მეტალებსა და მეტალოიდებს შორის, მაგალითად, Ne და F-ს, K და Cl-ს შორის. ამრიგად, წყალბადი და ჰელიუმი ქმნის პირველ მოკლე პერიოდს, რომელიც ორი წევრისაგან შედგება, ხოლო მეორე და მესამე მწკრივი ქმნის მეორე და მესამე მოკლე პერიოდებს, რომელთაგან თითოეული რვა ელემენტისაგან შედგება.

მეოთხე და მეხუთე პერიოდები, თითოეული 18-წევრიანი მწკრივია. ეს დიდი პერიოდები აგრეთვე ტუტე მეტალებით იწყება და ინე-

რტული ელემენტებით თავდება. თითოეული ამ დიდი პერიოდის შედგენლობაში შედის VIII ჯგუფის სამ-სამი ელემენტი. ამ ორი პერიოდის ელემენტების შედარებიდან ჩანს მათი თვისებების დიდი მსგავსება. თავისებურად იცვლება ელემენტების თვისებები მეოთხე პერიოდის მწყვირში Sc-ით დაწყებული და Zn-ით დამთავრებული. არსებითად მსგავსი ვითარებაა მეხუთე პერიოდშიც, სადაც ასევე თავისებურად იცვლება ელემენტების თვისებები Y—Cd-ის მწყვირში. ორ დიდ პერიოდს მოჰყვება ყველაზე დიდი VI პერიოდი, რომელიც მოიცავს 32 ელემენტს. სხვა პერიოდების მსგავსად ეს პერიოდიც იწყება ტუტე მეტალით, შეიცავს VIII ჯგუფის სამ ელემენტს და თავდება ინერტული გაზით. ეს პერიოდი შეიცავს ლანთანის მომდევნო 14 ელემენტს — ლანთანოიდებს, რომლებიც მეტად ემსგავსება ერთმანეთს. ისინი ერთი შეხედვით თითქოს არღვევენ კიდევ სისტემის პერიოდულობის მწყობრ ხასიათს, მაგრამ თვითონ მცირე პერიოდულ სისტემას წარმოადგენენ. ამიტომ თვისებათა დიდი მსგავსების გამო მათ პერიოდული სისტემის მესამე ჯგუფის ერთ უჯრედში ათავსებენ. ლანთანოიდები გაშლილი სახით ცალკე აქვს დართული პერიოდულ სისტემას.

უკანასკნელი, VII პერიოდი არ არის დასრულებული. ეს პერიოდი VI პერიოდის მსგავსია. აქტინიუმის შემდგომი ელემენტები — აქტინოიდები — მეტად ემსგავსება ლანთანოიდებს. მათ აგრეთვე მესამე ჯგუფის ერთ უჯრედში ათავსებენ. აქტინოიდები ლანთანოიდების მსგავსად გაშლილი სახით აქვს დართული პერიოდულ სისტემას. ამგვარად, პერიოდული სისტემის ელემენტები გაერთიანებულა ათ პერიოდულ მწყვირად, საიდანაც წარმოდგება სამი მცირე, სამი დიდი და ერთი შეუვსებელი პერიოდი. პირველი პერიოდი შეიცავს 2 ქიმიურ ელემენტს. მეორე და მესამე პერიოდები — თითოეული ორ-ორჯა ელემენტს, მეოთხე და მეხუთე პერიოდები — თითოეული ორ-ორჯა ელემენტს, მეექვსე — 32 ელემენტს და მეშვიდე პერიოდი — სადღისოდ ცნობილ 19 ელემენტს. პირველი პერიოდი იწყება წყალბადით, დანარჩენები კი ტუტე მეტალებით, თითოეული პერიოდი ინერტული ელემენტით თავდება (გარდა შეუვსებელი უკანასკნელისა).

როცა მომავალში მოხერხდება დიდი ატომმასის მომდევნო ელემენტების მოშაადება, ადვილი იქნება იმის დადგენა, რომ VII პერიოდი, რომელიც უნდა მოიცავდეს 32-ელემენტს, ინერტული გაზით დამთავრდება, რომლის $Z = 118$ -ს.

პერიოდული სისტემის ვერტიკალურ სვეტებში მოთავსებული ელემენტები შეადგენს ჯგუფებს.

სისტემის ჯგუფები შედგება ორ-ორი ქვეჯგუფისაგან. მათგან ერთი და თანაქვეჯგუფები ეწოდა.

მთავარი ქვეჯგუფი შედგება დიდი და მცირე ქვეჯგუფების ელემენტებისაგან, თანაქვეჯგუფები კი მხოლოდ დიდი პერიოდების ელემენტებისაგან.

იმისათვის, რომ პერიოდულ სისტემას მწყობრი სახე მისცემოდა, დ. შენდლევემ შეცვალა ზოგი ელემენტის დალაგება ატომური მასის ზრდის მიხედვით (Te და I, Co და Ni). აქედან უკვე ჩანს, რომ ატომური მასა არ არის აბსოლუტური კრიტერიუმი ელემენტების ბუნებრივი კლასიფიკაციისათვის.

მსგავსი თვისებების მქონე, ე. ი. ანალოგიური ელემენტები სისტემაში მეორდება ყოველი 8— და შემდეგ კი ყოველი 18 ელემენტის შემდეგ. ამიტომაც ვარჩევთ 8 წევრიანს, 18 და 32 წევრიან პერიოდებს, რომელთაც შესაბამისად მცირე და დიდ პერიოდებს ვუწოდებთ. 8 წევრიანმა პერიოდებმა განაპირობა რვა ვერტიკალური ჯგუფის ჩამოყალიბება (I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII). 18-წევრიანი ელემენტების განაწილებისას პერიოდულ სისტემაში, ისინი თავისებურად ლაგდებოან ამ რვა ვერტიკალურ ჯგუფში. დიდი პერიოდი ორ მწყობრივად იყოფა, რომელთაგან პირველი მწყობრივი შეიცავს 10 ელემენტს და მეორე — 8-ს. პირველი მწყობრივის ათი ელემენტიდან სამი უკანასკნელი გამოყოფილია ცალკე (VIII) ქვეჯგუფის სახით. დიდი და მცირე პერიოდების ელემენტები ერთმანეთს შორის აღარ იხევენ დიდ ანალოგიებს არც ვალენტოვნებისა და არც სხვა თვისებების მიხედვით. ამიტომ თითოეული ჯგუფის ელემენტები ორ ქვეჯგუფად დაიყო.

მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტების თვისებები არსებითად არის დამოკიდებული მათ ადგილმდებარეობაზე ინერტული გაზის მიმართ. სწორედ ამ ნიშნის მიხედვით შეიძლება დავყოთ ელემენტები მთავარ და თანაქვეჯგუფებად. მთავარ ქვეჯგუფებს მივაკუთვნებთ ელემენტებს, რომელთა რიგობრივი რიცხვი 1—2 ერთეულით აღემატება ან 5—1 ერთეულით უფრო ნაკლებია, ვიდრე ინერტული გაზის რიგობრივი რიცხვი. სისტემის ზოგ ვარიანტებში მთავარი ქვეჯგუფების ელემენტები გადანაცვლებულია მარჯვნივ. ზოგი კი — მარცხნივ. დანარჩენი ელემენტები (ლანთანოიდებისა და აქტინოიდების გამონაკლისით) ქმნიან პერიოდულ სისტემის თანაქვეჯგუფებს.

ამრიგად, განვიხილათ მთავარი ქვეჯგუფების ელემენტებს, თანაქვეჯგუფების ელემენტებს, ლანთანოიდებსა და აქტინოიდებს.

ჯგუფის ელემენტების ორ ქვეჯგუფად დაყოფის აუცილებლობა ასახავს პერიოდული სისტემის სტრუქტურულ თვისებურებას. პირველ ჯგუფში, რომელიც მცირე და დიდი პერიოდების პირველი წევ-

რეზიუმეში შედგება, განლაგდა წყალბადი, ლითიუმი, ნატრიუმი, კალიუმი, რუბიდიუმი, ცეზიუმი და ფრანციუმი. ამათ გარდა, ამავე ჯგუფში განლაგდა სპილენძი, ვერცხლი და ოქრო. ეს უკანასკნელი საჭი ფლემენტი არსებითად განსხვავდება ტუტე მეტალებისაგან თავი. სი ფუძე თვისებებზე და, აგოეთვე, იმით, რომ ისინი დიდი პერიოდების შუა ელემენტებია. მათი ფუძე თვისებები ბევრად უფრო სუსტადაა გამოხატული, ვიდრე ტუტე მეტალებსაა. აქედან ჩანს, რომ პირველი ჯგუფის ელემენტები ბუნებრივად იყოფა ორ ქვეჯგუფად, პირველია ტუტე მეტალების ქვეჯგუფი, მეორე — სპილენძის ქვეჯგუფი. მეორე ჯგუფი აერთიანებს ტუტე მიწათა მეტალებისა და თუთიის ქვეჯგუფის ელემენტებს. II ჯგუფში ეს განსხვავება თანაქვეჯგუფის ელემენტების თვისებებს შორის უფრო მკიცრია. III-ში კი სკანდიუმის ქვეჯგუფის ფუძე-თვისებები უფრო მკაფიოდაა გამოხატული, ვიდრე გალიუმის ქვეჯგუფისა. ეს სხვაობა მომდევნო ჯგუფებში იზრდება.

ქვეჯგუფებს უწოდებენ „ა“ და „ბ“ ქვეჯგუფებს ან „მთავარ“ და „თანაქვეჯგუფებს“ ანდა „პირველ“ და „მეორე“ ქვეჯგუფებს. მათი გამორჩევა ადვილია. პერიოდების ელემენტები, რომელთაც დ. მენდელეევი ტიპურ ელემენტებს უწოდებდა, შედიან „ა“ ქვეჯგუფში ან, რაც იგივეა, მთავარ ქვეჯგუფში.

ჯგუფებში განლაგებულ ელემენტებს შორის დიდი მსგავსებაა. ეს მსგავსება უფრო მკაფიოდ იჩენს თავს, როცა ერთმანეთთან სათანადო ქვეჯგუფის ელემენტებს ვადარებთ.

ყველა ჯგუფში ატომური მასის გადიდებისას ელემენტების თვისებები თანდათანობით იცვლება. თვით ატომური მასის ცვლილებათითოველ ქვეჯგუფში ექვემდებარება გარკვეულ კანონზომიერებას.

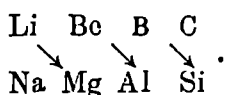
პერიოდული სისტემის განხილვისას საჭიროა დიდ პერიოდებში განვასხვავოთ ერთმანეთისაგან ლუწი და კენტი მწკრივის ელემენტები. ლუწი მწკრივები იწყება ტუტე მეტალებით და უერთდება VIII ჯგუფის ტრიადებს, რომელთაც მოსდევს კენტი მწკრივების ელემენტები. კენტი მწკრივები ინერტული ელემენტებით თავდება:

პერიოდი	ლუწი მწკრივების ელემენტები							კენტი მწკრივების ელემენტები										
	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	Ib	IIb	IIIc	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa		
IV	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
V	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
VI	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
VII	Fr	Ra	Ac															

მცირე და დიდი პერიოდების ელემენტების თვისებებს შედარები-
დან ჩანს მათი მსგავსება და განსხვავება.

მეორე და მესამე მწკრივების ელემენტები — ფტორი და ქლორი,
და დიდი პერიოდების კენტი მწკრივების ელემენტები — ბრომი და
იოდი, შეადგენენ VII ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფს. ეს ელემენტები ტი-
პური მეტალოიდებია. რადგან თითოეულ პერიოდში მეტალოიდურ
თვისებებზე ძლიერდება მარცხნიდან მარჯვნივ გადანაცვლებისას, ხო-
ლო მეტალური სუსტდება, ამიტომ ბუნებრივია, რომ ლუწი მწკრივე-
ბის ელემენტების ძეტალური თვისებები უფრო მკვეთრადაა გამოხატუ-
ლი, ვიდრე კენტი მწკრივებისა. ამ გარემოების აღსანიშნავად კენ-
ტი მწკრივების ელემენტები მარჯვნივაა მიწეული პერიოდული სის-
ტემის ჯგუფებში.

გარდა იმ მსგავსებისა, რომელსაც ჯგუფებში განლაგებული
ელემენტები იჩენენ, რასაც შეიძლება „ვერტიკალური“ მსგავსება ვუ-
წოდოთ, ზოგი ელემენტისათვის დამახასიათებელია „დიაგონალური
მსგავსებაც“, განვიხილოთ რამდენიმე მაგალითი:



მაგალითად, ტუტე მეტალების კარბონატები და ფოსფატები
წყალში კარგად იხსნება, გარდა ლითიუმისა, როქელიც ამით მაგნი-
უმს ემსგავსება.

მეორე ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის მეტალების ჰიდროქსიდები
ძლიერი ფუძეებია. გამონაკლისია Be(OH)₂, ონელიც Al(OH)₃, ის
მსგავსად ამფოტერული აღმოჩნდა.

ბორი თავისი თვისებებით ემსგავსება არა მესამე ჯგუფის, არა-
მედ მეოთხე ჯგუფის ელემენტებს, კერძოდ სილიციუმს. მაგალითად,
ნაცვლად ამფოტერული ჰიდროქსიდისა, ბორი სილიციუმის მსგავსად
სუსტ შეეებს წარმოქმნის. ამას გარდა B₂O₃ იმდენად ემსგავსება
SiO₂-ს, რომ წარმოქმნის მინებს. დიდ მსგავსებას იჩენენ აგრეთვე
მათი წყალბადნაერთებიც.

პერიოდულ სისტემაში ელემენტთა მეტალური თვისებები ძლიერ-
დება მარჯვნიდან მარცხნივ და ზემოდან ქვემოთ გადანაცვლებისას
ატომური მასის გადიდების მიმართულებით, ხოლო მეტალოიდური
თვისებები მარცხნიდან მარჯვნივ და ქვემოდან ზეით გადანაცვლე-
ბისას ატომური მასის შემცირების მიმართულებით.

ჰ. პერიოდულობის კანონი და ვალენტოვნება. ვალენტოვნე-
ნება გამოისახება რიცხვით, რომელიც გვიჩვენებს თუ რამდენი კოვალენტური ბმის წარმოქმნის
უნარი აქვს ამა თუ იმ ელემენტის ატომს.

პერიოდული სისტემის მთავარი ქვეჯგუფების ელემენტები ექვემდებარება დ. მენდელეევის მიერ შენიშნულ ამ კანონზომიერებას: მთავარი ქვეჯგუფების ელემენტის უშალლესი ვალენტოვნება უდრის იმ ჯგუფის ნომერს, რომელშიც ის განლაგებულია. თავის ამ მაქსიმალურ ვალენტოვნებას ეს ელემენტი უანგბადის მიმართ ავლენს. ეს ზოგადი ხასიათის წესია, სადაც გამონაკლისია უანგბადი და ფტორი.

როგორ განიხილავდნენ წინათ პერიოდულ სისტემაში ელემენტის ადგილმდებარეობისა და ვალენტოვნების საკითხს?¹

პირველი ჯგუფის ელემენტები წარმოქმნიან R_2O ტიპის ოქსიდებს, სადაც R-ით ქიმიური ელემენტია აღნიშნული. მეორე ჯგუფის ელემენტები RO ტიპის ოქსიდებს, მესამე — R_2O_3 , მეოთხე — RO_2 და ა. შ. აქედან ჩანს, რომ თითოეული ჯგუფის ელემენტების მაქსიმალური ვალენტოვნება შეესაბამება ჯგუფის ნომერს, რომელიც ერთიდან რვაამდე იზრდება.

ელემენტების ვალენტოვნება წყალბადის მიმართ სხვაგვარად იცვლება. პერიოდული სისტემის მთავარი ქვეჯგუფების ელემენტების ვალენტოვნება წყალბადის მიმართ I ჯგუფიდან IV-მდე 1-დან 4-მდე იზრდება, IV-დან VII ჯგუფამდე კი 4-დან 1-მდე მიმდევრულად მცირდება. I ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტების ვალენტოვნება წყალბადის მიმართ ერთია, ამიტომ მათე წყალბადნაერთების ტიპი იქნება RH . II ჯგუფის ელემენტების ვალენტოვნება წყალბადის მიმართ ორია (RH_2), III ჯგუფისა — სამი (RH_3), და IV ჯგუფისა — ოთხი (RH_4). ამის შემდეგ ვალენტოვნება წყალბადის მიმართ მცირდება. V ჯგუფისათვის სამის ტოლი ხდება (RH_3), VI ჯგუფისათვის ორია (RH_2) და VII-სათვის — ერთი (RH).

I და VII ჯგუფის ელემენტების წყალბადნაერთების აღნაგობას შორის, მაგალითად, NaH და HCl -ს შორის, პრინციპული განსხვავებაა. HCl -ის მოლეკულაში ქლორი ელექტროუარყოფითია და წყალბადი — დადებითი. NaH კი მარილმსგავსი ნაერთია, სადაც წყალბადი ელექტროუარყოფითია და ნატრიუმი — ელექტროდადებითი. ამიტომაც I, II, III ჯგუფების წყალბადნაერთები ავლენენ თავის მაქსიმალურ ვალენტოვნებას, როგორცაც ისინი უანგბადის მიმართ იჩენენ მარილების წარმომქმნელ ოქსიდებში.

ამრიგად, I, II, III მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტების ვალენტოვნება წყალბადის მიმართ ისევე, როგორც უანგბადის მიმართ, უდრის ჯგუფის ნომერს, ხოლო IV, V, VI, VII ჯგუფებში ელემენ-

¹ ამჟამად „ვალენტოვნების“ ნაცვლად სარგებლობენ „დაქანგულობის რიცხვით (ხარისხით)“ (დ. პ.), რომელიც მთუთოებს იონებისაგან შედგენილ ნაერთებში ელემენტის ატომის მუტტუ: Cl^{+7} , S^{-2} ახ $C(II)$, $C(IV)$ და ა. შ.

ტების ვალენტოვნების ჯამი ჟანგბადისა და წყალბადის მიმართ უდრის 8-ს.

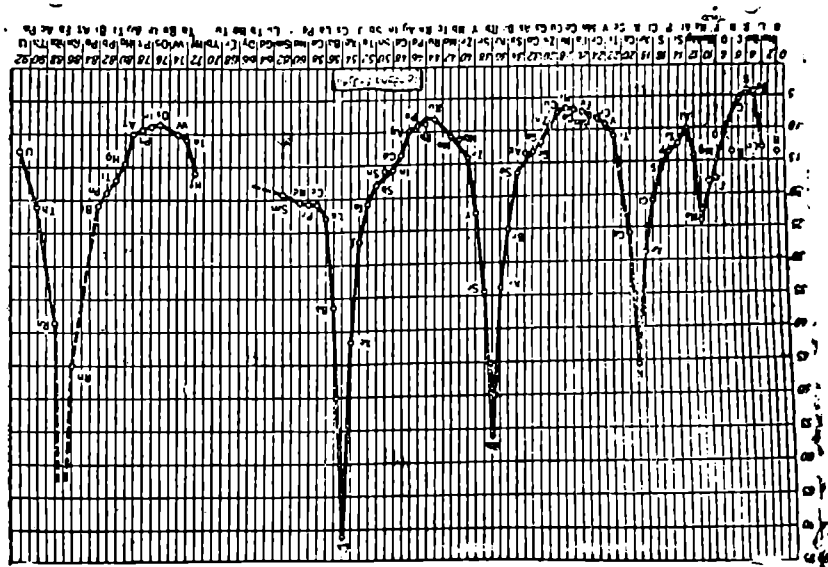
ქვემო ცხრილში გამოსახულია ნაერთების შედგენილობის ტიპები, რომელიც შეესაბამება ელემენტების მდებარეობას პერიოდულ სისტემაში,

პერიოდული სისტემის მთავარი ქვეჯგუფების უმნიშვნელოვანესი ნაერთების ტიპები

პერიოდული სისტემის მთავარი ქვეჯგუფები	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
უმბლესი მარილწარმოქმნელი ოქსიდები	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_2
აქროლადი წყალბადოვანი ნაერთები					RH_4	RH_3	RH_2	RH

I და II მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტების წყალბადნაერთებს, BeH_2 -ისა და MgH_2 -ის გამორიცხვით, მარილის ხასიათი აქვს.

პერიოდული სისტემის თანაქვეჯგუფების ელემენტების ვალენტოვნება ჟანგბადისა და მეტალოიდების მიმართ იცვლება უფრო მეტად, ვიდრე მთავარი ქვეჯგუფებისა. VIII ჯგუფის ელემენტებიდან კი რვა ვალენტოვნებას ძხოლოდ რუთენიუმი და ოსმიუმი იჩენს. თანაქვეჯგუ-



ნახ. 2.21. ატომურ მოცულობათა მრუდი

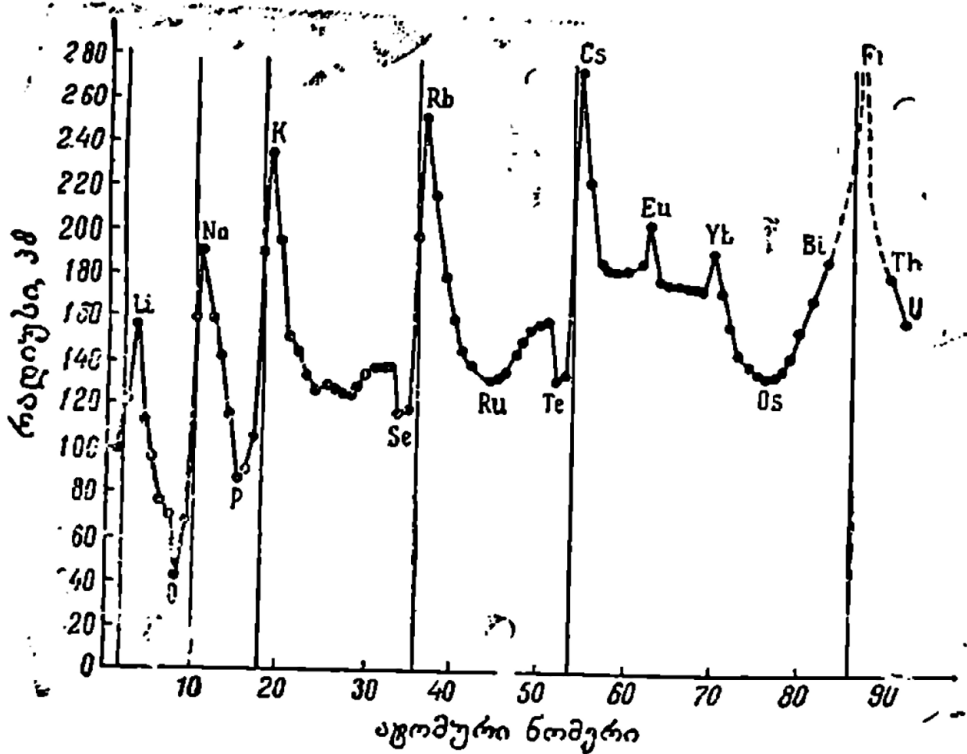
ფების ელემენტები სულ სხვა ტიპის წყალბადნაერთებს წარმოქმნიან, ვიდრე შთავარი ქვეჯგუფების ელემენტები.

4. ფიზიკური თვისებების პერიოდულობა. პერიოდულობას, გარდა ელემენტებისა, იჩენს აგრეთვე მარტივ ნივთიერებათა მრავალი თვისებაც. ამათგან განვიხილავთ ატომურ მოცულობათა ცვლილებას ელემენტის ატომურ მასასთან დაკავშირებით. ატომური მოცულობა ატომური მასისა და სიმკვრივის ფარდობაა.

გრაფიკზე (ნახ. 2.21) გამოსახულია ატომურ მოცულობათა ცვლილება ატომურ მასასთან დაკავშირებით (ლოთარ მაიერის მრუდი), საიდანაც მკაფიოდ ჩანს მისი პერიოდულობა:

ატომური მოცულობები ელემენტების ატომური მასის პერიოდული ფუნქციაა.

ატომურ მოცულობათა დიაგრამის აბსცისათა ღერძზე გადაზომილია ატომური მასები, ორდინატთა ღერძზე კი—ატომური მოცულობანი. მიღებულ გრაფიკზე მაქსიმუმებს უპასუხებენ ტუტე მეტალების ატომური მოცულობანი. ასეთია: Li, Na, K, Rb, Cs, რომელთაც მაქსიმალური ატომური მოცულობანი შეესაბამება. ატომური მოცულობა მარტივ დამოკიდებულებაშია ელემენტის ელექტროდ აღების თანხაზე, რომელთა შორის ერთგვარი პროპორციულობა არსებობს გრაფიკის აღმავალ მრუდებზე განლაგებულია ტიპური მეტალო-



ნახ. 2.22. ატომთა რადიუსების მრუდი.

იდები — ფტორი, ქლორი, ბრომი, იოდი, ეანგბადი, გოჯირდი, აზოტი, ფოსფორი და სხვ., ხოლო დაღმავალ მრუდებზე — ტიპური მეტალები — კალციუმი, სტრონციუმი, ბარიუმი და სხვ., ასევე, ადვილად აქროლადი მარტივი ნივთიერებები აღმავალ მრუდებზეა განლაგებული, ძნელად აქროლადი კი — დაღმავალზე.

რაც უფრო ნაკლებია მარტივი ნივთიერების სიმკვრივე, მით უფრო მეტია მისი ატომური მოცულობა და მით უფრო მეტია ატომთა რადიუსებო. ამიტომაც ატომური რადიუსები, როგორც რიგობრივი ნომრის ფუნქცია, გვაძლევს პერიოდულ მრუდს, რომელიც შეტად ემსგავსება ლოთარ ნაიერის ატომურ მოცულობათა მრუდს. (ნახ. 2, 21).

აბსცისათა ღერძზე გამოსახულია ელემენტის რიგობრივი რიცხვი, ხოლო ორდინატთა ღერძზე — ატომთა რადიუსები კმ-ით. ამ გრაფიკიდან ნათლად ჩანს პერიოდულობა. ასეთივე ხასიათის მრუდი მიიღება ატომურ მასასთან დაკავშირებით მაოტიე ნივთიერებათა კუმულადობის გარკვევისას, მარტივი ნივთიერებების ლლობის ტემპერატურის, ატომური ელექტროვაგამტარობის განსაზღვრისას და სხვ. (ნახ. 2, 22).

5. ელემენტების კლასიფიკაციის ცდები დ. მენდელეევის აღმოჩენამდე. დობერაინერმა აღმოაჩინა, რომ სტრონციუმის ოქსიდის (S₂O) მოლეკულური მასა CaO — კალციუმის ოქსიდისა და BaO — ბარიუმის ოქსიდის მოლეკულურ მასათა საშუალო არითმეტიკულია. იგივე კანონზომიერება დაადგინა დობერაინერმა მათი სიმკვრივისათვის. 1829 წელს დობერაინერმა Cl, Br, I და Ca, Sr, Ba „ტრიაღების“ გარდა,

ცხრილი 14

ექვივალენტური მასები პეტენკოფერის მიხედვით (1860)

ელემენტი	ექვივალენტური სხვაობა	სხვაობა	დაახლოებით
Li	6,52	16,46	2X8
Na	23,94	16,14	2X8
K	39 11		
Mg	12,07		
Ca	20	7,93	1X8
Sr	43,92	23,92	3X8
Ba	68,54	24,62	3X8
O	8	8	1X8
S	16	23 62	3X8
Sl	39,62	24,52	3X8
Te	64,14		
C	6	5	1X5
D	11	10,31	2X5
Si	21,34		
N	14		
P	32	18	1X18
As	75	43	—
Sb	129	54	3X18

აღწერა სხვა ტრიადებიც: Li, Na, K და S, Sl, Te. პეტენკოფერმა (1850) დაადგინა რამდენიმე ანალოგიური ელემენტების ეკვივალენტური მასები ხშირად ერთი და იმავე რიცხვის ჯერადია. მე-14 ცხრილში მოცემულია პეტენკოფერის მიერ ნაპოვნი რიცხვები.

დობერაინერისა და პეტენკოფერის მიერ ნაპოვნი კანონზომიერება გააფართოვა ოდლინგმა (1857). მან ელემენტების ცალკეული ოჯახები ერთმანეთს დაუკავშირა (იხ. ცხრილი 15). მისი ცხრილი შეიცავს იმ დროისათვის ცნობილ ყველა ელემენტს, გარდა ნახშირბადისა და წყალბადისა.

ცხრილი 15

ოდლინგის სისტემა (1857)

I	F	—	Cl	Br	I	—	—
II	O	—	S	Se	Te	—	—
III	N	—	P	As	Sb	—	Bi
IV	B	Si	Ti	—	Sn	—	—
V	Li	Na	K	—	—	—	—
VI	Ca	Sr	Ba	—	—	—	—
VII	Mg	Zn	Cd	—	—	—	—
VIII	Gl	Y	Th	—	—	—	—
IX	Al	—	Zr	Ce	U	—	—
X	Cr	Mn	Co	—	—	—	—
		Fe		Cu	—	—	—
XI	Mo	V	Ni	—	—	—	—
XII	Hg	Pb	W	—	—	—	—
XIII	Pd	Pt	Ag	Au	—	—	—

ოდლინგის ცხრილს უკვე ბევრი საერთო აქვს თანამედროვე პერიოდულ სისტემასთან. ოდლინგის ეს გამოკვლევა ეყრდნობოდა ბერცელიუსის მიერ განსაზღვრულ ძველ ატომურ მასებს, რომლებიც ბევრ შემთხვევაში სწორად არ იყო დადგენილი. ამიტომაც მას არ შეეძლო აღმოეჩინა ელემენტთა თვისებების პერიოდულობა. ასეთივე შედეგით დამთავრდა გლადსტონის ცდაც, რომელმაც 1953 წელს პირველმა დააღვა ელემენტები ძველი ატომური მასების მიხედვით, რის გამო ელემენტების „ქიმიური“ და ატომური მასების მიმდევრობათა დაკავშირება არ მოხერხდა.

ნიულენდსმა ძველი ატომური მასების ნაცვლად კანიცაროს მიერ გამოთვლილი ატომური მასები, არსებითად კი, ეკვივალენტური მასები გამოიყენა და მათი მიმდევრულად განლაგების შედეგად ააგო ტაბულა, სადაც ყოველი მერვე ელემენტი, თუმცა არა ყოველთვის, პირველის თვისებებს იმეორებდა. ამ კანონზომიერებას ნიულენდსმა ოქტავეების კანონი უწოდა. თვალსაჩინოებისათვის ქვემოთ ვათავსებთ ნიულენდსის სისტემას (ცხრ. 13).

ნიულენდსის სისტემა საინტერესო დოკუმენტია. ოქტავეების წესი მართლდება მხოლოდ ნაწილობრივად და პრაქტიკულად გამონაკლისს შეიცავს. მაგალითად, მწკრივში, სადაც მსგავსი ელემენტები უნდა გაერთიანებულყო, მან ქლორსა და იოდთან ერთად მოათავსა ნიკელი, კობალტი, ირიდიუმი და პლატინა, ერთ მწკრივში მოათავსა აგრეთვე უანგბადი და რკინა, ოქრო და გოგირდი.

ნიულენდისის ოქტავებო

H	1	F	8	Cl	15	Co, Ni	22	Br	29	Pd	36	J	43	Pt, Ir	50
Li	2	Na	9	K	16	Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs	44	Tl	53
Be	3	Mg	10	Ca	17	Zn	24	Sr	31	Cd	38	Ba V,	45	Pb	54
B	4	Al	11	Cr	18	Y	25	Ce, La	32	U	39	Ta	46	Th	56
C	5	Si	12	Ti	19	V	26	Zr	33	Sn	40	W	47	Hg	52
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Dy, Mo	34	Sb	41	Nd	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Se	28	Ro Ru	35	Te	42	An	49	Os	51

ვიწრო ჩარჩოები, რომელშიც ნიულენდსმა თავისი სისტემა მოათავსა, გამო-რიცხავდა ახალი ქიმიური ელემენტების არსებობას.

დე-შანკურტუა აგრეთვე შეეცადა დაეკავშირებინა ერთმანეთთან ელემენტების ატომური მასები და მათი ქიმიური თვისებები. ნიულენდისის საპირისპიროდ, რომელმაც თავისი სისტემისათვის მეტად ვიწრო ჩარჩოები აიღო, შანკურტუამ მეტად ფართო ჩარჩოები დასახა. მისი აზრით თითოეულ მთელიცხვა ატომურ მასას შესაფერისი ელემენტი შეესაბამება და ყოველი 16 ელემენტის შემდეგ ხდება პერიოდის ჩაქტვა. შანკურტუამ თავისი სისტემის აგების მიზნით ცილინდრული ზედაპირი სპირალური ხაზით დაპყო, თითო ხვია კი — 16 უჯრედად. ყოველ უჯრედში მან თითო ელემენტი მოათავსა. სინამდვილეში პირველი პერიოდები რვა-რვა ელემენტს შეიცავს და არა თექვსმეტს. ეს სისტემა მრავალი ნაყლის გამო ყურადღების გარეშე დარჩა.

ფრიად საყურადღებოა ლოთარ მაიერის გამოკვლევები, რომლებმაც გამოიწვია დავა პერიოდულობის კანონის აღმოჩენის პრიორიტეტის შესახებ.

ლოთარ მაიერმა თავისი მონოგრაფიის „ქიმიის თანამედროვე თეორიების“ პირველსავე გამოცემაში 1864 წელს შეადგინა ელემენტების ტაბულა ერთნაირი ვალენტუენებით, რათა ეჩვენებინა, რომ მათი ატომური მასები ხასიათდება ერთნაირი ან ჭერადი სხვაობებით. ეს იყო პეტენკოფერის თანაფარდობათა განმარტება ამ განსხვავებით, რომ ნაცვლად ბერცელიუსისეულისა, გამოყენებული იყო კანიცაროს ატომური მასები. 1868 წელს ლ. მაიერმა თავისი ლექციებისათვის შეადგინა ტაბულა, რომლის 16 სვეტში იყო განლაგებული ელემენტები. ეს ტაბულა ლ. მაიერს არ გამოუქვეყნებია.

1869 წელს დ. მენდელეევემ გამოაქვეყნა წერილი, რომლის მოკლე შინაარსი დაიბეჭდა გერმანულ „ქიმიის ჟურნალში“. ამ სისტემაში ელემენტები 19 სვეტში იყო განაწილებული. მენდელეევის წერილის გავლენით ლ. მაიერმა გამოაქვეყნა გამოკვლევა, სადაც გამოთქვა თავისი მოსაზრებანი პერიოდული სისტემის შესახებ. 1870 წელს გამოქვეყნდა ლ. მაიერის წერილი, სადაც დასაწყისში მას მოჰყავდა დ. მენდელეევის მთავარი დასკვნა:

„სხვადასხვა ელემენტის ატომურ წონათა უფრო მეტი სისწორით განსაზღვრ.ს მეოხებით შესაძლო გახდა ყველა საქმოდ ცნობილი ელემენტის ერთ მთლიან სისტემაში დალაგება. ცოტა ხნის წინათ დ. მენდელეევემა გვიჩვენა, რომ მსგავსი სასიტემა შეიძლება მივიღოთ, თუ უბრალოდ განვალაგებთ მწკრივში ყველა ატომურ წონას ყოველგვარი ნებისმიერი არჩევის გარეშე მათი ზრდის მიხედვით, შემდეგ ამ მწკრივის ნაწილებად დავყოფთ და უკანასკნელთ წესრიგის შეუცვლელად ერთ-თიერთს შევეურთებთ. შემდეგი ცხრილი არსებითად იგივეა, რაც მენდელეევეს მოგვცა“.

შემდეგ კი ლ. მაიერი წერდა: „ნაჩქარევი იქნებოდა დღემდე მიღებული ატო-

მური წონების შეცვლა, გამომდინარე ისეთი არამტკიცე ამოსავალი წერტილიდან, როგორცაა პერიოდული სისტემა¹.

აქედან ჩანს, რომ მენდელეევის წერილის გაცნობამდე ლ. მაიერისათვის პერიოდულობის კანონის შინაარსი და მნიშვნელობა უცხო იყო და პირველ ცნობებზე პერიოდულობის კანონის შესახებ ის მენდელეევის წერილის მიხედვით გაეცნო.

პერიოდულობის კანონის აღმოჩენის საქმეში დ. მენდელეევის პროორიტეტის შესახებ ამერიკელი მეცნიერი ალექსანდრ სმიტი წერდა: „ლოთარ მაიერმა თითქმის ერთდროულად და დამოუკიდებლად მენდელეევისაგან აღმოაჩინა მარტივი ნივთიერებების კუთრი მოცულობების ცვლილება ატომწონასთან დაკავშირებით“ და შემდეგ: „მარტივი ნივთიერებების ხვედრითი მოცულობების ცოდნას თუმცა დიდი მნიშვნელობა აქვს ელემენტების ფიზიკურ-ქიმიურ თვისებების შესასწავლად, მაგრამ ნათელია, რომ ეს კუთრი მოცულობები გამოუსადეგარია ელემენტთა სისტემის შესადგენად და ამით ბევრ შემთხვევაში არ შეიძლება ხელმძღვანელობა სისტემაში ელემენტის ადგილმდებარეობის დასადგენად. აი რატომ არ შეეძლო ლ. მაიერს, რომელმაც აღმოაჩინა მარტივი ნივთიერებების ატომურ მოცულობათა პერიოდულობა. შეექმნა ელემენტთა პერიოდული სისტემა, რაც გააკეთა დ. მენდელეევემა, რომელმაც შეისწავლა ელემენტების არა მარტო ფიზიკური, არამედ ქიმიური თვისებების პერიოდულობაც“¹.

6. დ. მენდელეევის მიერ უცნობი ელემენტებისა და მათი თვისებების წინასწარი გათვალისწინება. იმ დროს, როცა დ. მენდელეევემა პერიოდულობის კანონი აღმოაჩინა, მთელი რიგი ელემენტების ატომური მასა არ იყო სწორად დადგენილი. ამის გამო ეს ელემენტები არ თავსდებოდა სისტემაში. დ. მენდელეევემა პერიოდულობის კანონის საფუძველზე გაბედულად შეასწორა ისინი და გამოიანგარიშა მათი ატომური მასები, რის შედეგად ელემენტები მწყობრად განლაგდა სისტემაში.

პერიოდულობის კანონის დანმარებთ დ. მენდელეევემა შემდგენიარად გარკვევა მრავალი ელემენტის ატომური მასა და მათი მდებარეობა პერიოდულ სისტემაში. დაეუშვათ, რომ საქირთა რაიმე R ელემენტის ატომური მასისა და თვისებების განსაზღვრა. დაეუშვათ, რომ პერიოდული სისტემის მწკრივში მის მოსაზღვრედ დაა As და Br, ხოლო იმავე ჯგუფში — S და Te.

			S(32)			
AS(75)	R?		Br(80)			
			Te(127)			

ამ ელემენტის თვისებები მენდელეევის მიხედვით განისაზღვრება დასახელებულ ელემენტთა თვისებებით. მისი ატომური მასა უდრის მოსაზღვრე ელემენტების — As, Br, S და Te-ის ატომურ მასათა საშუალო არითმეტიკულს:

$$\frac{32 + 127 + 73 + 80}{4} = 78.5.$$

4

¹А. С м и т. Введение в неорганическую химию, перевод под редакцией А. В. Раковского, Москва, 1928 г., стр. 469.

მასასადაზე, R ელემენტის ატომური მასა უნდა იყოს 78,5. რადგან ლარიზმისა წყალბად-ნაერთის ფორმულა არის AsH_3 , ბრომწყალბადისა კი HBr , ანტიკომ R ელემენტი H_2S და H_2Te ის სხვაგვარად უნდა იძლეოდეს H, R შედგენილობის წყალბადნაერთს. ამით აღვიღად მივყავნებთ პერიოდულ სისტემაში R-ის ადგილმდებარეობას და მის ინდივიდუალობას. ეს ელემენტი არის Se (სელენი), რომლის ატომური მასა 78,95-ის ტოლია და წყალბადთან H_2Se შეთავსილობის ნაერთს იღლება.

დ. მენდელეევი არა მარტო შეასწორა 11 ელემენტის ატომური მასა, არა-ნედ წინასწარ გაითვალისწინა თითქმის ყველა მანამდე უცნობი ელემენტის არსებობა და ვანსაკუთრებით დაწვრილებით აღწერა სამი ელემენტის თვისებები, მათა ატომური მასები, ვალენტოვნება, ნაერთთა თვისებები, ხვედრითი წონა, ლობის ტემპერატურა და ა. შ. ამ ელემენტებს დ. მენდელეევი უწოდა ეკაბორი, ეკაალუმინი და ეკასილიციუმი (ეკა სანსკრიტულად არის ერთი, დვი — ორი, ტრი — სამი, ჩატურ — ოთხი).

დ. მენდელეევი დიდი სიზუსტით გაითვალისწინა მანამდე უცნობი ელემენტების არსებობა და მათი თვისებები. ამ ელემენტებიდან პირველ რიგში აღმოაჩინეს (1875) ეკაალუმინი. იგი ლეკოვ-დებუაბოდრანმა აღმოაჩინა და მას თავისი საშობლოს პატივსაცემად გალიუმი უწოდა (გალია საფრანგეთის ლათინური სახელწოდებაა). დ. მენდელეევის მოლოდინისამებრ, ეს ელემენტი პირველად სპექტროსკოპულად აღმოაჩინეს და მას შემდეგ რაც მის კვალს მიაგნეს, მოხერხდა მისი მნიშვნელოვანი რაოდენობით დაგროვება. გალიუმის თვისებები ზუსტად დაემთხვა დ. მენდელეევის მიერ ნაწინასწარმეტყველებს.

ამის შემდეგ, 1879 წელს. შვეციაში კლევემ და ნილსონმა დაადგინეს ახალი ელემენტის არსებობა, რომლის ადგილი პერიოდულ სისტემაში დიდი ხნით აღწერ იყო გათვალისწინებული Ga-სა და Ti-ს შორის. ეს ახალი ელემენტი ეკაბორი აღმოჩნდა. ავტორებმა მას სკანდიუმი უწოდეს.

1886 წელს საქსონიაში ვინკლერმა აღმოაჩინა ელემენტი ეკასილიციუმი, რომელსაც გერმანიუმი უწოდა.

თუ რა ბრწყინვალედ დაემთხვა ერთმანეთს თეორიისა და ცდის მონაცემები, მოწმობს შემდეგი შედარება:

ეკაალუმინი Li გაითვალისწინა დ. მენდელეევი 1871 წელს.	გალიუმი Ga. აღმოაჩინეს 1871 წელს
ატომური მასა დაახლოებით 68	69,72
სიმკვრივე დაახლოებით 6,0 გ/სმ ³	5,96
ხვედრითი მოცულობა 11,5	11,7
ლობის ტემპერატურა დაბალი	30°
ჰაერში არ უნდა იყვანებოდეს, წყალს შლის მაღალ ტემპერატურაზე.	ოღნავ იყვანება მხოლოდ გახურებისას, წყალს შლის მაღალ ტემპერატურაზე
ოქსიდის შედგენილობა Li_2O	Ga_2O_3
ოქსიდიდან მეტალის აღდგენა ადვილი უნდა იყოს.	მეტალი აქროლადია, ადვილად მიიღება წყალბადის არეში აღდგენით.
გოგირდმეკავა მარილი $Eu_2(SO_4)_3$	$Ga_2(SO_4)_3$
მეტალის აქროლადობის გამო უნდა ვიფიქროთ, რომ აღმოჩენილი იქნება სპექტრული ანალიზით.	აღმოჩენილია სპექტრული ანალიზით.
ეკაბორი Eu გაითვალისწინა მენდელეევი 1871 წელს.	სკანდიუმი — Sc, აღმოაჩინეს 1879 წელს.

ატომური მასა 44
 სიმკვრივე 3,5 გ/სმ³
 ოქსიდის შედგენილობა $Es_2 O_3$
 გოგირდმჟავა მარილი $Es_2(SO_4)_3$
 უნდა ინახებოდეს მჟავებში
 ტუბებში უხსნადია
 ეკასილიციუმი Es გაითვალისწინა დ. მე-
 ნდელეევი 1871 წელს.
 ატომური მასა დაახლოებით 72
 სიმკვრივე 5,5 გ/სმ³
 ატომური მოცულობა 13
 ოქსიდის ფორმულა $Es(O)_2$
 ქლორნაერთი $EsCl_3$
 მისი დუღარის ტემპერატურა 90 -ზე
 დაბალია.
 მეტალორგანული ნაერთი $Es(C_2H_5)_4$
 მისი დუღარის ტემპერატურა 160°

45,1
 3,8
 So_2O_3
 $Gd_2(SO_4)_3$
 ნელა იხსნება მჟავებში,
 არ იხსნება ტუბებში
 გერმანიუმი Ge აღმოაჩინეს 1886 წელს
 72,8
 5,496
 13,2
 GeO_2
 $GeCl_4$
 დულს 86°
 $Ge(C_2H_5)_4$
 დულს 160°-ზე.

თორიული წარმოდგენებიდან გამომდინარე 1922 წელს ზორმა გაითვალისწინა, რომ $Z=72$ ელემენტი, რომელიც პერიოდულ სისტემაში ესაზღვრება იშვიათ მიწათა მეტალებს ($Z = 58-71$), თავისი ქიმიური თვისებებით არსებითად უნდა განსხვავდებოდეს ამ უკანასკნელებისაგან. ეს ელემენტი ოთხვალენტოვანი უნდა იყოს და მისი თვისებებით უნდა უახლოვდებოდეს ცირკონიუმსა და თორიუმს. აქლდან გამომდინარე კოსტერმა და ჰევეშიმ რენტგენსპექტროსკოპული მეთოდი 1923 წელს აღმოაჩინეს $Z=72$ ელემენტი ცირკონიუმის მინერალებში და აღმოჩენის ადგილსამყოფელის მიხედვით უწოდეს მას ჰაფნიუმი ($Hafnium$ — კოპენჰაგენის ძველი სახელი), საიდანაც წარმოსდგა მისი ქიმიური სიმბოლო Hf .

პერიოდულობის კანონიდან გამომდინარე დ. მენდელეევის მიერ შესწორებულ ატომური მასები ბრწყინვალედ დაადასტურა ქიმიის შემდგომმა განვითარებამ. მხოლოდ ორ შემთხვევაში, სადაც დ. მენდელეევი მოელშიდა შესწორებას, ატომური მასები ძველებურად დარჩა: ტელური აღმოჩნდა იოდზე მძიმე და კობალტი უფრო მძიმე, ვიდრე ნიკელი. აუხსნელი იყო ეს ორი უცნაური გამონაკლისი, რომლებსაც X.IX საუკუნის 90-იან წლებში დაემატა არგონი და კალიუმი, ხოლო XX საუკუნის 30-იან წლებში — თორიუმი და პროტაქტინიუმი:

ატომური მასები

Co 58,93	Ni 58, 71
Te 127,6	I 126,90
Ar 39,94	K 39,10
Th 233,03	Pa 231

ეს გარემოება არღვევდა პერიოდულ სისტემის მწყობრ ხასიათს. ამ „გადაზარებს“ სათანადო ახსნა მისცა ატომის აღნაგობის თეორიამ.

პერიოდულობის კანონის აღმოჩენა და პერიოდული სისტემის ჩამოყალიბება ნამდვილი მეცნიერული გვირობა იყო. სწორედ ასე შეაფასა მენდელეევის დამსახურება მეცნიერების წინაშე მეცნიერული სოციალიზმის ერთ-ერთმა ფუძემდებელმა ფრიდრიხს ენგელსმა.

დ. მენდელეევის სისტემის ჩამოყალიბებამდე ბუნებისმეტყველები ელემენტებს

ინილადენენ როგორც შემთხვევით, ერთმანეთთან დაუკავშირებელ წარმონაქმნებს. ქიმიკოსები ფიქრობდნენ, რომ, მაგალითად, რკინასა და წყალბადს შორის, ან ოქროსა და გოგირდს შორის არაფერია საერთო, დ. მენდელეევი ნათელყო. რომ ყველა ელემენტის თვისებები ექვემდებარება საერთო კანონებს, რომ ქიმიური ელემენტები, მათი განსხვავებული თვისებების მიუხედავად, თავისი ბუნებით ერთანობაშია.

ქიმიური ელემენტების თვისებათა პერიოდული ცვლილება მიუთითებს ატომთა აღნაგობის სირთულეზე, ატომთა სტრუქტურულ თვისებებზე, რომელიც განაპირობებს ელემენტების ქიმიურ თვისებებს. ამიტომაც პერიოდულობის კანონმა დღიად მნიშვნელოვანი როლი შეასრულა ატომის აღნაგობის თეორიის განვითარებას პროცესში.

2. 1. 5. პერიოდული სისტემა და მასი კავშირი ატომის აღნაგობასთან.

1. შეხავალი. დ. მენდელეევი ფორმულირებით „მარტივი ნივთიერებების თვისებები, აგრეთვე ქიმიური ელემენტების ნაერთების ფორმები და თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია ელემენტების ატომური მასების სიდიდესთან“. ამ კანონის დახმარებით დ. მენდელეევი ნათელყო, რომ ქიმიური ელემენტის თვისებრივი დახასიათება დამოკიდებულია მის უმნიშვნელოვანეს რაოდენობრივ ნიშანზე—ატომურ მასაზე: ატომური მასის რაოდენობრივი ცვლილება განაპირობებს ელემენტის თვისებრივ ცვლილებას, ე. ი. განაპირობებს ერთი ელემენტიდან მეორეზე გადასვლას. მენდელეევის პერიოდული სისტემიდან მკაფიოდ ჩანს, თუ რა დიდი მნიშვნელობა აქვს მოქცევაში ბუნების შესახებ თვისებრივი ცვლილების წარმოშობას რაოდენობრივი ცვლილებიდან.

თვით პერიოდული ფუნქცია, რომელიც ასახავს თვისებების დამოკიდებულებას ატომურ მასასთან დაკავშირებით, თავისი შინაარსით მეტად რთულია. მაგალითად, პირველ პერიოდში 2 ელემენტია (H, He), მეორეში—8 (Li-დან Ne-მდე), მესამეში ისევ 8 ელემენტია (Na-დან Ar-მდე), მეოთხეში 18-ია (K-დან Kr-მდე) მეხუთეშიც 18 (Rb-დან Xe-მდე), მეექვსე პერიოდში 32 ელემენტია (Cs-დან Rn-მდე), მეშვიდე კი შეუვსებელია.

მენდელეევისათვის არ იყო ცნობილი მის მიერ მიგნებული ფუნქციის ჭეშმარიტი, დამოუკიდებელი ცვლადი, ე. ი. ელემენტის რიგობრივი რიცხვი, რომელიც ატომბირთვის მუხტის სიდიდეს განაპირობებს. ამიტომ მან პერიოდულ სისტემაში რამდენიმე ელემენტი დაალაგა ქიმიური თვისებების მიხედვით და არა ატომური მასის ზრდის მიმდევრობით. მართლაც, ატომური მასის ზრდის პრინციპი პერიოდულ სისტემაში არ სრულდება ოთხ შემთხვევაში. ამ და სხვა მრავალი სი-

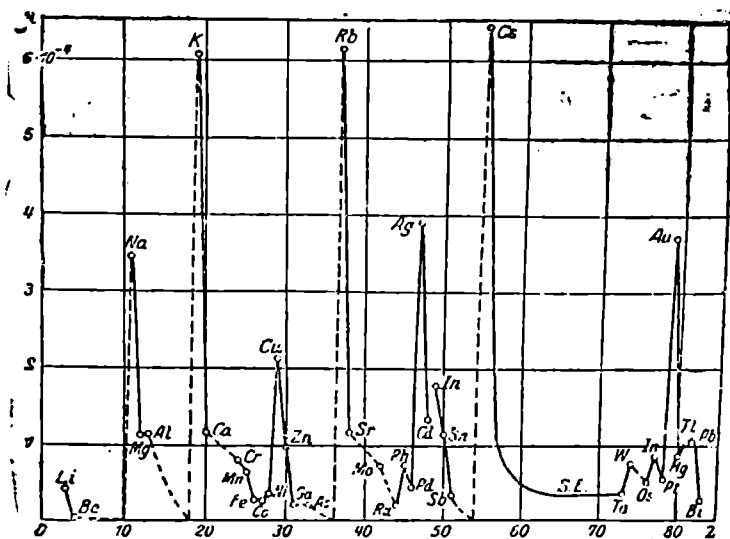
ძნელის მიუხედავად, რომელთაგან მთავარი იყო ის, რომ ბუნებაში არსებული ელემენტებიდან იმ ხანებში ცნობილი იყო მხოლოდ 63, რომელთაგან თერთმეტი ელემენტის ატომური მასა არ იყო სწორად დადგენილი, მენდელეევი მაინც მიაგნო ბუნების ამ კანონს. მენდელეევი ნათლად ჰქონდა წარმოდგენილი, რომ ეს კანონი ასახავს ნიუთონის ფუნდამენტურ თვისებებს. აქედან გამომდინარე მან იწინასწარმეტყველა თითქმის ყველა დანარჩენი, იმ ხანებში ჯერ კიდევ უცნობი ელემენტების არსებობა, რომელთაგან განსაკუთრებით დაწვრილებით აღწერა რამდენიმე ელემენტის ფიზიკური და ქიმიური თვისებები, მათი ოქსიდები, ქალოგენიდები და სხვა ნაერთები და ამით დიდ სიმაღლემდე აიყვანა ამ კანონის მნიშვნელობა. დ. მენდელეევის მიერ ნაწინასწარმეტყველეთ ბრწყინვალედ გაშართლდა, რამაც იწინასწარმეტყველეთ შეუწყო ხელი პერიოდულობის კანონის განმტკიცებას მოზლიმ რენტგენული სპექტრების დახმარებით განსაზღვრა ელემენტების ატომბირთვების მუხტი. რენტგენის სხივის ტალღის სიხშირის კვადრატული ფესვი, მოზლის კანონის თანახმად, ელემენტის რიგობრივი რიცხვის, ე. ი. ატომბირთვის მუხტის პროპორციულია:

$$\sqrt{\nu} \sim (Z - b),$$

მოზლის კანონის თანახმად, კობალტი და ნიკელი, ტელური და იოდი, არგონი და კალიუმი, რომლებიც პერიოდულ სისტემაში განლაგებული არაა ატომური მასის ზრდის მიხედვით, თავის ადგილებზე აღმოჩნდა. პერიოდულ სისტემაში ელემენტები დალაგებულია ატომბირთვის მუხტის ზრდის მიხედვით. ატომბირთვის მუხტი (რიგობრივი რიცხვი) არის ელემენტის თვისებების ცალსახა ფუნქცია. მაშასადამე, ელემენტების თვისებები ატომგულის მუხტის პერიოდული ფუნქციაა. რიგობრივი რიცხვის გადიდებისას ელემენტების თვისებები პერიოდულად მეორდება.

მეორე ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში განლაგებულია ინერტული გაზები. ნულოვანი ვალენტოვნების გამო მათ ადრე ნულოვანი ჯგუფის სახით გამოყოფდნენ.

არსებითაა წესი, რომელსაც ექვემდებარება მთავარი ქვეჯგუფების ელემენტები: უმაღლესი ვალენტოვნება უანგბადის მიმართ ელემენტის ჯგუფის ნომრის ტოლია. ფტორი და ზოგიერთი ინერტული გაზი სხვა ატომებს არ გადასცემენ თავის ელექტრონებს, რის გამო ისინი ამ წესს არ ექვემდებარება. ვალენტოვნება წყალბადის მიმართ მთავარ ქვეჯგუფებში I-დან IV ჯგუფებამდე მიმდევრულად იზრდება ერთიდან ოთხამდე, ხოლო IV—VIII ჯგუფებში ოთხიდან ნულამდე ეცემა. I, II, III მთავარ ქვეჯგუფებში ვალენტოვნება წყალბადის მიმართ უდრის უმაღლეს ვალენტოვნებას უანგბადის მიმართ. ამ ელემენტ-



ნახ. 2 23. ატომური ელექტროგამტარობათა ნიშნა.

ნტების წყალბადნაერთებს მარილების ხასიათი აქვს. მართლაც, ამ ნაერთებში (LiH ტიპის ჰიდრიდებში) წყალბადი ელექტროუარყოფითი შემადგენელი ნაწილია.

თანაქვეჯგუფების ელემენტები არსებითად იხეთსავე ვალენტოვნებას იჩენენ უანგბადის მიმართ, როგორსაც მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები, იმ განსხვავებით, რომ მათთვის უფრო დამახასიათებელია ცვლადი ვალენტოვნება. პერიოდული სისტემის მთავარ ქვეჯგუფებში ელემენტების მეტალური ხასიათი სუსტდება მარცხნიდან მარჯვნივ გადანაცვლებისას, ხოლო მეტალიდური — შესაბამისად ძლიერდება. თითოეული ჯგუფის ფარგლებში მეტალური ხასიათი ელემენტისა ძლიერდება რიგობრივი რიცხვის კადიდებისას (ზემოდან ქვემოთ).

ქიმიური თვისებების მსგავსად ელემენტების მრავალი ფიზიკური თვისების ცვლილება პერიოდულობას იჩენს, რაც იმაში განიხილება, რომ ქიმიურად მსგავსი ელემენტები ფიზიკურ მსგავსებასაც იჩენენ.

ატომური მოცულობების გარდა პერიოდულობა ახასიათებს ოპტიკური სპექტრის აღნაგობას, რომელიც ქიმიურად მსგავსი ელემენტების შემთხვევაში არსებით მსგავსებას იჩენს. ტუტე მეტალების სპექტრები შედგება დუბლეტებისაგან, ტუტე-მიწათა მეტალებისა — ტრიპლეტებისაგან და ა. შ. ასეთივე პერიოდულობა დამახასიათებელია, 10. გ. კოკიაშვილი, გ. ცინცაძე, თ. ცეცხლაძე

მაგალითად, ატომური ელექტროგამტარობისთვის (ნახ. 2.23), რომელიც არის ხვედრითი ელექტროგამტარობისა და ატომური მასის ნამრავლი.

ელემენტების ატომური ელექტროგამტარობა, იონის რადიუსები და მრავალი კონსტანტა გვაძლევს ატომურ მოცულობათა მრუდის მსგავს სურათს.

ის ფაქტი, რომ ელემენტებს შორის არსებული ანალოგია პერიოდულად მეორდება, ეს ატომთა აღნაგობის ანალოგიის პერიოდული გამეორების შედეგია. აქ ილწერილ კანონზომიერებათა თეორიული საფუძვლები ტალღურმა მექანიკამ დაასაბუთა.

2. ელექტრონული დონეები. რიგობრივი რიცხვის ზრდის მიხედვით პერიოდულად იცვლება ელემენტებისა და მათი ნაერთების მსგავსი თვისებები. თვისებების პერიოდულობა განპირობებულია ელექტრონული გარსების არსებობითა და მათი აღნაგობით. ელემენტის რიგობრივი რიცხვის გადიდებისას პერიოდულად იცვლება ატომის გარეგარსის აღნაგობა. ამიტომაც პერიოდულობას იჩენენ ქიმიური ელემენტების ის თვისებები, რომლებიც დაკავშირებულია ატომის ელექტრონული გარსების აღნაგობასთან.

ნულოვანი ჯგუფის არსებობა იმას მიუთითებს, რომ პერიოდი თავდება ნულოვანი ვალენტოვნების ატომით, ე. ი. რომ აქ ატომის აგებისას რაღაც ეტაპის დამთავრება ხდება.

წარმოდგენამ რიგობრივი რიცხვის შესახებ ახალი შინაარსი მისცა პერიოდულობის კანონს, ამის შემდეგ ნ. ბორმა ამუხანა პერიოდულობის მიზეზი, პერიოდული ფუნქციის ატომბირთვის მუხტზე დამოკიდებულების ხასიათი, მისცა ახსნა პერიოდების სიდიდეს, იშვიათ მიწათა ელემენტების რიცხვს. ბორმა ნათელყო, რომ დ. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი ასახავს პაულის პრინციპისა და ტალღურ მექანიკის განზოგადებას.

წყალბადის გარდა ყოველი სხვა ატომი ერთზე მეტ ელექტრონს შეიცავს. ერთი ელექტრონის მდგომარეობა მრავალელექტრონიან ატომში რომ მხოლოდ ატომბირთვის მუხტით ყოფილიყო განპირობებული და არ ყოფილიყო დამოკიდებული სხვა ელექტრონებზე მაშინ შრედინგერის განტოლებას დავანაწევრებდით რამდენიმე განტოლებად ელექტრონების რიცხვის მიხედვით. მაგრამ ატომბირთვთან ურთიერთქმედების გარდა ელექტრონები ერთმანეთთანაც ურთიერთქმედებენ. ისინი კულონის კანონის მიხედვით განიზიდებიან ერთმანეთისაგან. ეს გარემოება არსებითად ართულებს შრედინგერის განტოლების ზუსტ ამოხსნას. მრავალელექტრონიანი ატომებისათვის შრედინგერის განტოლების ამოუხსნელიადაც შეიძლება მოვიპოვოთ ცნო-

ბები ელექტრონების განაწილებაზე ატომებში, თუკი ყოველ ატომს განვიხილავთ როგორც წყალბადის მსკავს ატომს. მიღებული შედეგების მართებულობის კრიტერიუმია ის ქიმიური კანონზომიერებანი, როგორცაა ასახავს პერიოდული სისტემა და აგრეთვე სპექტროსკოპიული ცდა. ჩვენ შეგვიძლია წყალბად-ატომისათვის მიღებული ოთხი კვანტური რიცხვით ვიხელმძღვანელოთ ელექტრონების მდგომარეობის აღწერისათვის.

ატომის ელექტრონული აღნაგობის აღწერისას ჩვენ შევავსებთ ატომის ორბიტალებს ელექტრონების იმ რაოდენობით, რომელიც მოცემულ ატომს ახასიათებს. ერთი ელექტრონი ნებისმიერ ორბიტალზე შეიძლება მოვათავსოთ. ორი ელექტრონი საპირისპირო სპინით ($+1/2$ და $-1/2$), როცა მათი დანარჩენი კვანტური რიცხვები ერთნაირია, შეიძლება ერთ ორბიტალზე განლაგდეს. ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვი, რომლითაც შეიძლება შეივსოს სხვადასხვა ორბიტალი, გამოსახულია მე-17 ცხრილში.

ცხრილი 17

ორბიტალების დახასიათება

ორბიტალის ტიპი	ორბიტული კვანტური რიცხვი	მაგნიტური კვანტური რიცხვი	მოცემული ტიპის ორბიტალების რიცხვი	ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვი მოცემული ტიპის ორბიტალზე
S	$l=0$	$m=0$	1	2
P	$l=1$	$m=1, 0, -1$	3	6
d	$l=2$	$m=2, 1, 0, -1, -2$	5	10
f	$l=3$	$m=3, 2, 1, 0, -1, -2, -3$	7	14

s, p, d, f ორბიტალების ჯგუფებს ხშირად ქვეგარსს უწოდებენ. ერთნაირი n -ის ქვეგარსების ჯგუფები ელექტრონული გარსებია. (ცხრ. 18).

ცხრილი 18

ელექტრონების განაწილება ორბიტალებსა და გარსების მიხედვით

ელექტრონული გარსი	K	L	M	N
შთავარი კვანტური რიცხვი n (ღონე)	1	2	3	4
ორბიტული კვანტური რიცხვი l	0	0 1	0 1 2	0 1 2 3
ქვეღონე	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f
ელექტრონთა რიცხვი ქვეღონეზე	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14
ელექტრონთა რიცხვი ღონეზე (გარსზე)	2	8	18	32

ელექტრონების დაჯგუფება ენერგეტიკული დონეების მიხედვით მე-19 ცხრილის დახმარებით შეიძლება განოვსახოთ.

ელექტრონებით შევსებული K, L, M, N გარსები გამოისახება შემდეგი სქემით:
 $Z = 2n^2$.

გარსი	ორბიტალები	ელექტრონთა რიცხვი
K	$1s^2$	2
L	$2s^2 2p^6$	8
M	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	18
N	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$	32

განვსაზღვროთ ზოგად შემთხვევაში ელექტრონების (N_n) რიცხვი, რომელსაც შეიძლება მოცემული მნიშვნელობის მთავარი კვანტური რიცხვი ჰქონდეს.

მთავარ კვანტურ რიცხვს n -ს უპასუხებს ორბიტალური კვანტური რიცხვის l მნიშვნელობა (0-დან $n-1$ -მდე). რადგან $l = (n-1), (n-2), \dots, 0$, ხოლო l -ის თითოეულ მნიშვნელობას შეესაბამება m -ის $2l+1$ სხვადასხვა მნიშვნელობა, ამიტომ ოთხი კვანტური რიცხვის შეხამებათა შესაძლო რაოდენობა გამოისახება ჯამით:

$$N_n = 2 \sum_{l=0}^{l=n-1} (2l+1)$$

ამ გამოსახულებაში მამრავლი 2 ჯამის წინ განაპირობა სპინის ორმა მნიშვნელობამ (ყოველ n, l, m მნიშვნელობას უპასუხებს ორ-ორი ელექტრონი ანტიპარალელური სპინით). ამიტომ:

$$N_n = 2n + \sum_0^{n-1} l$$

ჯამი არის არითმეტიკული პროგრესია. აქედან მივიღებთ:

$$N_n = 2n + \frac{4(n-1)n}{2} = 2n^2,$$

სადაც n მთავარი კვანტური რიცხვია. აქედან ჩანს, რომ ზემოთ განხილული კანონზომიერება, რომლის თანახმად ელექტრონების რიცხვი კვანტურ დონეებზე გამოისახება ფორმულით $2n^2$, გადამდინარეობს კვანტური მექანიკიდან.

ბაულის პრინციპიდან გამომდინარე, გავიანგარიშოთ რამდენ ორბიტალი შეესაბამება ატომის სხვადასხვა ენერგეტიკულ დონესა და ქვედონეს.

როცა $n=1$, მაშინ, როგორც ეს ზემოთ აღვნიშნეთ, $l=0$, მაშასადამე, s -ქვედონეზე შესაძლებელია მხოლოდ ერთი ორბიტალის

არსებობა, რომელსაც უჯრედით გამოვსახავთ. თითოეულ ატომურ ორბიტალზე n კვანტურ უჯრედში ლაგდება არა უმეტეს ორი ელექტრონისა საპირისპიროდ მიმართული სპინით:

$$n = 1 \begin{array}{|c|} \hline 1s^2 \\ \hline \end{array}$$

ყოველი ელექტრონული გარსის s -ქვედონეზე ელექტრონების რიცხვი უდრის $2s$ -ს, როცა $n=2$, მაშინ l შეიძლება იყოს 0 ან 1, ე. ი. $n=2$ გარსი მოიცავს s -და p -ქვედონეს. $l=1$ (p -ქვედონეზე) მაგნიტური კვანტური რიცხვი ღებულობს სამ განსხვავებულ მნიშვნელობას $(+1, 0, -1)$. მაშასადამე p -ქვედონეზე სამი ორბიტალია, რომელზედაც შეიძლება 6 ელექტრონი განლაგდეს:

$$n = 2 \begin{array}{|c|} \hline 2s^2 \quad 2p^6 \\ \hline \end{array}$$

$n=3$ გარსი სამ ქვედონეს შეიცავს $l=0$ (s -ქვედონეს), $l=1$ (p -ქვედონეს) და $l=2$ (d -ქვედონეს). ამ უკანასკნელს შეესაბამება ხუთი სხვადასხვა მნიშვნელობის მაგნიტური კვანტური რიცხვი $(+2, +1, 0, -1, -2)$, ე. ი. ხუთი ორბიტალი, რომელზედაც ათი ელექტრონი ლაგდება:

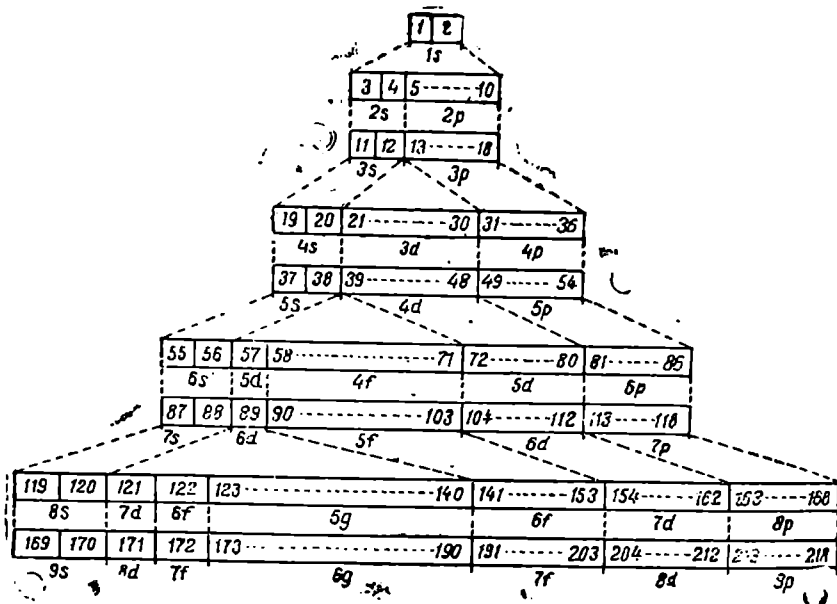
$$n = 3 \begin{array}{|c|} \hline 3s^2 \quad 3p^6 \quad 3d^{10} \\ \hline \end{array}$$

$n=4$ გარსი ოთხ ქვედონეს მოიცავს $l=0$ (s -ქვედონეს), $l=1$ (p -ქვედონეს), $l=2$ (d -ქვედონეს) და $l=3$ (f -ქვედონეს). უკანასკნელ ქვედონეზე, ე. ი. შვიდ ორბიტალზე 14 ელექტრონი ლაგდება. ეს კარგად ჩანს პერიოდული სისტემის ქვემო ვარიანტიდან, სადაც გამოსახულია ელემენტების რეგობრივი რიცხვები და s - p - d - და f -ქვედონეები (ნახ. 2.24).

ელექტრონების გარსების შევსების მიმდევრობა ბევრად უფრო რთულია, ვიდრე ეს განხილულიდან გამომდინარეობს. გარსების შევსებისას ელექტრონი უმდაბლეს თავისუფალ ენერგეტიკულ დონე იკავებს. ვინაიდან ენერგეტიკული დონეები დამოკიდებულია არა მარტო მათვარ კვანტურ რიცხვ n -ზე, არამედ ორბიტულზედაც, ე. ი. l -ზედაც, ანიტომ შევსების რეალური მიმდევრობის გარკვევამ სპექტროსკოპიული ტერმების განსაზღვრა მოითხოვა.

ატომური ტერმების ანალიზიდან გამომდინარეობს, რომ, მაგალითად, 4*s*-ქვედონის ენერგეტიკული დონე უფრო დაბალია, ვიდრე 3*d*-ქვედონისა. აქედან ჩანს, რომ მარტოდენ კვანტური რიცხვები და პულის პრინციპი არ ყოფილა საკმარისი ელექტრონთა ენერგეტიკული დონეების განსაზღვრავად.

ატომთა ელექტრონული კონფიგურაციების გასარკვევად მრავალ



ნახ. 2.24. მენდელეევის პერიოდული სისტემა ერთ ერთი ვარიანტი.

ვალენექტრონიანი ატომის ორბიტალებს მიმდევრობით შეავსებენ ელექტრონებით მათი ენერგიების ზრდის მიხედვით, სანამ განლაგდება ყველა ელექტრონი. ექსპერიმენტულად დადგენილია, რომ მრავალელექტრონიანი ატომების სხვადასხვა ორბიტალის ენერგია შემდეგი მიმდევრობით მატულობს:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d \text{ და ა. შ.}$$

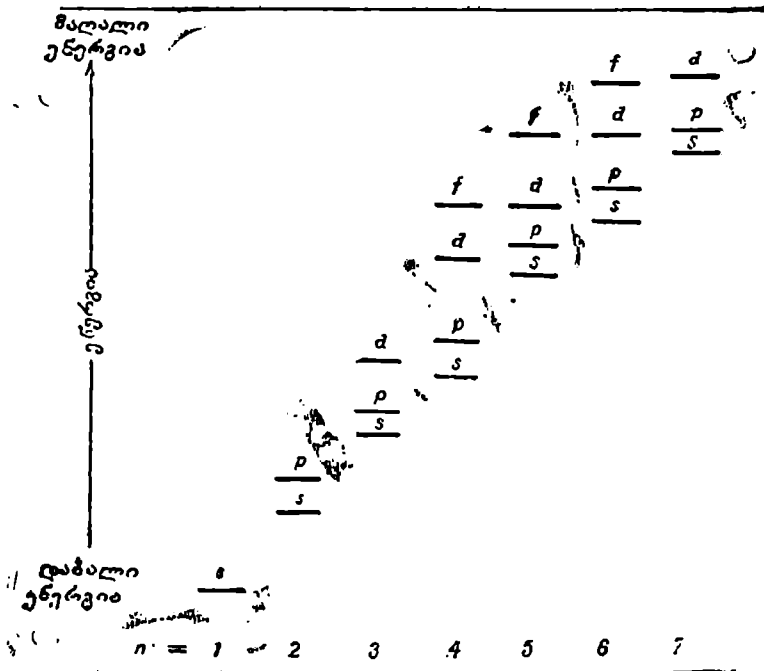
2.25 ნახაზზე დიაგრამის სახით გამოსახულია ნეიტრალური ატომის ორბიტალების ენერგეტული დონეები.

ენერგეტული დონეების ეს მიმდევრობა მიღებულ იქნა თეორიული გზით ატომის სტატისტიკური მოდელის საფუძველზე ფერმის მიერ.

ახლა განვიხილოთ ორბიტალების ელექტრონებით შევსება სხვადასხვა ატომში წყალბადიდან დაწყებული. წყალბად-ატომში ორბიტალი შევსებულია ერთი ელექტრონით, რომლის ძირითადი მდგომარეობა ხასიათდება რიცხვებით $n=1, l=0, m=0$. ეს არის $1s$ -ელექტრონი.

ჰელიუმის ატომს ძირითად მდგომარეობაში აქვს 2 ელექტრონი $1s^2$ მდგომარეობაში, რითაც პირველი გარსი შევსებულია.

ორი ელექტრონი ანტიპარალელური სპინით მოკლებულია ჰიმურ აქტიურობას. აპრივად, ერთვალენტოვანი ელემენტის წყალბადის მომდევნო არის ჰელიუმი, რომლის ვალენტოვნება ნულია.



ნახ. 2.25. ორბიტალების ენერგეტიკული დონეები.

ელემენტები, რომელთა ატომების გარეგარსი შეესებულა ელექტრონებით, ინერტული გაზებია, ისინი ჩვეულებრივ პირობებში ქიმიურ ურთიერთქმედებაში არ შედიან. მათი გარეგარსი, პელიუმის გარდა, შედგება რვა ელექტრონისაგან ($ns^2 np^6$).

მთავარ კვანტურ რიცხვ n -ზე დამოკიდებულებით გარე გარსი შეიძლება შედგებოდეს $ns, -np, -(n-1)d$ ორბიტალებისაგან. პერიოდული სისტემის თითოეული ჯგუფის ელემენტების ატომთა გარსები შეესებულა ერთნაირად და ერთმანეთისაგან მხოლოდ n -ით განსხვავდება. ამასთანავე ატომის გარე ელექტრონების რიცხვი განსაზღვრავს ჯგუფის ნომერს.

3. ელექტრონების განაწილება ატომებში. ნებისმიერ ატომში ელექტრონების განაწილების შესწავლის მიზნით, ჩავატაროთ შემდეგი პროცესი: წარმოვიდგინოთ ატომის შიშველი ბირთვი და დავუშვათ, რომ მას უერთდება ელექტრონები და ამ უკანასკნელთა რიცხვი ბირთვის მუხტის ტოლია, რის შედეგადაც ელექტრულად ნეიტრალური ატომი მიიღება. ძირითადი პრინციპი, რომელსაც დაექვემდებარება ეს პროცესი, შემდეგია: რიგობრივი რიცხვის გადიდებისას ყოველი მომდევნო ელექტრონი ისეთ მდგომარეობას დაიკავებს,

რომელიც სისტემის ენერჯის მინიმუმს უხასუხებთ. მაშასადამე, პირველ რიგში შეივსება ორბიტალები, რომელთაც უმდაბლესი ენერჯეტიკული დონე შეესაბამება. შევსების მიქდეერობა გამოსახულია 136-ე გვერდზე.

ოთხივე კვანტური რიცხვის დახმარებით ელექტრონთა მდგომარეობების განხილვა კვანტური უჯრედებით შეიძლება. ამ გზით ჩვეულებრივად მაოლოდ სავალენტო ელექტრონებს იხილავენ. *s*-ორბიტალებში ერთი უჯრედით აღინიშნება, *p*-ორბიტალები — სამი უჯრედით (p_x, p_y, p_z), *d*-ორბიტალები — ხუთი უჯრედით ($d_{x^2-y^2}, d_{xy}, d_{xz}, d_z^2$ და d_{yz}), ხოლო *f*-ორბიტალები — შვიდი უჯრედით. სპინური კვანტური რიცხვი $+\frac{1}{2}$ აღინიშნება | ისრით, ხოლო $-\frac{1}{2}$ აღინიშნება | ისრით.

ელექტრონთა კონფიგურაციების შედგენისას, გარდა პაულის პრინციპისა, მზედველობაში უნდა მივიღოთ აგრეთვე ჰუნდის წესი, რომლის თანახმად, ელექტრონები იპვევარად ლავდება ერთნაირი ენერჯის ორბიტალებზე, რომ პარალელური სპინების ჯამი იყოს მაქსიმალური, მაშასადამე, თუკი შესაძლოა, თითო ორბიტალზე თითო ელექტრონი განლაგდება.

ქვემოთ გამოსახულია ელექტრონული კონფიგურაციები დ. მენდელეევის პერიოდულ სისტემის მეორე პერიოდის ატომებისათვის.

$\begin{array}{c} \text{H} \\ l=0 \\ m=0 \\ n=1 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ s \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{He} \\ l=0 \\ m=0 \\ n=1 \left[\begin{array}{ c c } \hline & \\ \hline \end{array} \right] \\ s \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Li} \\ l=0 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ s \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Be} \\ l=0 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ s \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ l=1 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ p \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ l=1 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ p \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{B} \\ l=0 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ s \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ l=1 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ p \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{C} \\ l=0 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ s \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ l=1 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ p \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{N} \\ l=0 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ s \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ l=1 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ p \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{O} \\ l=0 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ s \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ l=1 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ p \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{F} \\ l=0 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ s \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ l=1 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ p \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Ne} \\ l=0 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ s \end{array}$	$\begin{array}{c} \\ l=1 \\ m=0 \\ n=2 \left[\begin{array}{ c } \hline \\ \hline \end{array} \right] \\ p \end{array}$

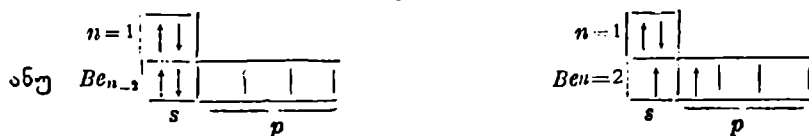
ამ სქემიდან ჩანს, რომ Li -ის სავალენტო ელექტრონი L -დონეზეა განლაგებული. ამ დონის s -ქვედონე შევსებული აქვს Be -ს. მისი მომდევნო ელემენტის B -ის ატომის მეხუთე ელექტრონი p -ქვედონეზე გადადის, სადაც სამი ორბიტალია შესაძლებელი. ამ ორბიტალების შევსება ელექტრონებით ნეონის გაზსში ხდება. ამიტომ ნეონის ატომის ელექტრონთა შეჯამებული სპინი ნულის ტოლია. ჩვენთვის არსებითია მისი ნულოვანი ვალენტოვნება, გამოწვეული ყველა ელექტრონის შეწყვილებით.

განხილული ელექტრონული სქემებიდან ჩანს, რომ მეორე პერიოდში გაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობა შემდეგნაირად იცვლება:

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
1	0	1	2	3	2	1	0

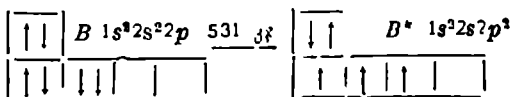
ეს იმას ნიშნავს, რომ ბარილიუმს ნორმალურ მდგომარეობაში არ გააჩნია ვალენტოვნება. მისი ატომის აგზნება, ელექტრონის გადატანა ერთი ორბიტალიდან მეორეზე იმავე მთავარი კვანტური რიცხვის ფარგლებში, რასაც „პრომოტირება“ ეწოდება, არ მოითხოვს დიდ ენერგიას

$$[Be] 1s^2 2s^2 2p^0 \text{ კვ } [Be^*] 1s^2 2s^2 2p^0$$



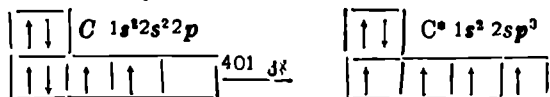
აგზნებულ მდგომარეობაში ბერილიუმს ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი ექნება, რის შედეგად მისი ვალენტოვნება იქნება ორის ტოლი. ბერილიუმის აგზნებაზე დახარჯულ ენერგიას წინშენულოვნად გადაფარავს ორი ქიმიური ბმის წარმოქმნის ენერგია.

ბორის ატომს ნორმალურ მდგომარეობაში ($1s^2 2s^2 2p^1$) მხოლოდ ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს, მაგრამ მისთვის ერთის ტოლი ვალენტოვნება არ არის დამახასიათებელი. ამის მიზეზი არის $2s^2$ -დან ერთ-ერთი ელექტრონის პრომოტირება, ეს კი დაკავშირებულია ბორის ატომის აგზნებასთან:



მიღებულ აგზნებულ მდგომარეობაში სამი გაუწყვილებელი ელექტრონის მეშვეობით ბორის ატომი იჭერს საკმარის ტოლ ვალენტოვნებას. სამი ქიმიური ბმის წარმოქმნა გადაფარავს პრომოტირებაზე დახარჯულ ენერგიას.

ნახშირბადის ატომის ძირითად მდგომარეობაში ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს ($s^2 2s^2 2p$). აგზნების შედეგად მიიღება ოთხი ვალენტოვანი ნახშირბადი:



ნახშირბადატომის ასეთი აგზნებული მდგომარეობა (C^*) ოთხ ვალენტოვნებას ამჟღავნებს. მიუხედავად იმისა, რომ ნახშირბადის ოთხი არაგაწყვილებული ელექტრონი წარმოსდგება $1s$ -და $3p$ -ელექტრონებისაგან, ოთხივე ბმა თავიანთი თვისებებით ერთმანეთის ტოლფასია. ეს ბმები მიმართულია ცენტრიდან ტეტრაედრის კუთხეებისაკენ. ამათგან სამი p -ელექტრონის ელექტრონული ღრუბელი ერთმანეთისადმი მართობულად უნდა იყოს მიმართული, მაგრამ ორბიტალების ჰიბრიდიზაციის შედეგად ოთხივე ვალენტონობა იღებს ტეტრაედრის კუთხეების შესაბამის მიმართულებებს. ასეთი კონფიგურაცია უფრო მდგრადია, ვიდრე ცალ-ცალკე s -და p -ორბიტალები.

ამრიგად, გაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობა მეორე პერიოდის ატომთა გარეგარსში იქნება:

Li	Be*	B*	C*	N	O	F	Ne
1	2	3	4	3	2	1	0

აზოტის, ჟანგბადისა და ფტორის ატომთა მეტი ვალენტოვნების ასაგზნებად საჭიროა $2p$ -ან $2s$ -ელექტრონის $3s$ -ქვედონეზე დაყენება, რაც საკმაოდ დიდ ენერგიას მოითხოვს, ამიტომ ეს ელემენტები უფრო მაღალ ვალენტოვნებას არ იჩენენ.

ატომთა სტრუქტურების ცხრილიდან, რომელიც ქვემოთაა გამოსახული, ჩანს, რომ ნატრიუმთან არგონის ჩათვლით ხდება ელექტრონების M -გარეგარსის შევსება იმის შესავსად, როგორც ეს L -შირეში იყო. M -შირეში 8 ელექტრონიანი გარსის შევსება თანდათან ხდება, ამასთანავე სავალენტო ელექტრონების რაოდენობა აქ იგივე მიიღება, რაც წინა პერიოდში.

გაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობა ატომების ძირითად მდგომარეობაში შემდეგია:

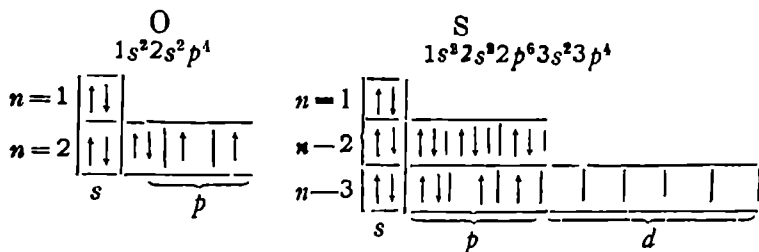
Na	Mg	Al	Ji	P	S	Cl	Ar,
1	0	1	2	3	2	1	0

ბოლო აგზნებულ მდგომარეობაში კი ასეთია:

Na	Mg*	Al*	Si*	P	S	Cl	Ar
1	2	3	4	3	2	1	0

ე. ი. ისეთივე, როგორიც მეორე პერიოდში.

ქიმიკში დიდი ხანია ცნობილია, რომ ჟანგბადი მხოლოდ ორვალენტოვანია, გოგირდი კი იჩენს 2, 4, 6 ვალენტოვნებას. ასეთსავე სურათს მივიღებთ ფტორისა და ქლორის ატომთა აღნაგობის ერთმანეთთან შედარებით. ფტორი მხოლოდ ერთვალენტოვანია, ქლორის ვალენტოვნება კი ცვლადია. ამ საკითხის ასახსნელად ერთმანეთს შევუდაროთ, მაგალითად, ჟანგბადისა და გოგირდის ელექტრონული სტრუქტურები:



იმისათვის, რომ გოგირდის ვალენტოვნება ოთხის ტოლი გახდეს, მასში ოთხი ელექტრონი გაუწყვილებელ მდგომარეობაში უნდა იყოს. ეს აღვიღად განხორციელებდა, თუ $3p$ -ელექტრონი გადავა $3d$ ან $4s$ -ორბიტალზე. მაშინ გაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობა გაიზარდება და გოგირდის ვალენტოვნება გახდება 4-დან 6-ის ტოლი. ჟანგბადის შემთხვევაში კი მისი $2p$ -ელექტრონების უფრო მაღალ ორბიტალზე გადასვლა დიდ ენერგიას მოითხოვს და, ვინაიდან ასეთი გადასვლა არააღებია, ამიტომ ჟანგბადი ორვალენტოვანი რჩება. ზემო ორბიტალზე გადასვლის ასეთივე უნარი აქვს ქლორის ელექტრონებს, რასაც მოკლებულია ფტორის ელექტრონები. ამის გამო ქლორის ვალენტოვნება იქნება 1, 3, 5 და 7.

მესამე პერიოდის უკანასკნელი ელემენტი არის არგონი. მისი გარეგარსი, ნეონის მსგავსად, წვრილად რვა ელექტრონს, რომლებიც გაწყვილებულ მდგომარეობაშია, ამიტომ არგონის ვალენტოვნება, ნეონის მსგავსად, ნულია.

არგონის მოქდენო ელემენტი კალიუმი. ამ ელემენტით იწყება მენდელეევის სისტემის მეოთხე პერიოდი. ეს უკანასკნელი მეორე და მესამე პერიოდებისაგან იმით განსხვავდება, რომ რვა ელემენტის ნაცვლად იგი თვრამეტ ელემენტს შეიცავს.

კალიუმის სავალენტო ელექტრონი ერთი შეხედვით უნდა განლაგებულიყო $3d$ -ქვედონეზე, რომელიც თანდათან უნდა შეივსოს. მაგრამ ელექტრონები განლაგდება ისეთ ორბიტალზე, რომელზედაც მისი ენერგია მინიმალურია. ვინაიდან ენერგეტიკული ქვედონეების ენერგია შემდეგი მიმდევრობით იზრდება: $3s < 3p < 4s < 3d < 4p$, ამიტომ, მას შემდეგ, რაც კალიუმის ატომში $3s$ -და $3p$ -ორბიტალები

შეივსება, ახალი ელექტრონი განლაგდება არა $3d$, არამედ $4s$ -ქვე-დონეზე. რის გამოც k -ის ელექტრონული ფორმულა იქნება: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. ძისი მოძღვენო ელემენტის Cu -ის ორი სავალენტო ელექტრონი შეავსებს $4s$ -ორბიტალს და ამით იკვი დაეშვავსება Be სე და Mg -ს. სკანდიუმის ახალი ელექტრონი განლაგდება $3d$ -დონეზე. Sc -ის გარეკარსის ელექტრონების აღნაკობა იქნება $3s^2 3p^4 3d^1 4s^2$ და მომღვენო ელემენტთა ელექტრონები $3d$ —ქვედონეს 10 ელექტრონამდე შეავსებს, ე. ი. გარსში განლაგდება 18 ელექტრონი.

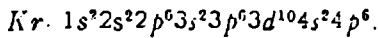
ელექტრონული ორბიტალების შევსების მიმდევრობის დამოკიდებულება მთავარი და ორბიტული კვანტური რიცხვების მნიშვნელობაზე განიხილა ვ. კლერკოვსკიმ. მან დაადგინა, რომ ელექტრონის ენერჯია მატულობს ამ ორი კვანტური რიცხვის ჯამის შესაბამისად. ვ. კლერკოვსკის პირველი წესი თანახმად, ჯერ შეივსება ის ორბიტალები, რომელთა მთავარი და ორბიტული კვანტური რიცხვების ჯამი $(n+l)$ მინიმალურია. შემდეგ ორბიტალები მიმდევრულად შეივსება ამ ჯამის გადიდების მიმართულებით.

როგორც ვედავთ კალიუმისა და კალციუმის ატომთა აღნაკობა სრულ შესაბამისობაშია ვ. კლერკოვსკის ამ პირობასთან. ეს ჩანს იქედან, რომ კალიუმის ელექტრონები რომ $3d$ -ორბიტალზე განლაგებულიყო ($n=3, l=2$), მაშინ $(n+l)$ იქნებოდა $3+2=5$, ხოლო $4s$ -ორბიტალისათვის ($n=4, l=0$) ჯამი $(n+l)$ უდრის 4-ს. ამიტომაც $4s$ -ქვედონეზე $3d$ -ქვედონეზე უფრო ადრე ივსება.

ახლა განვიხილოთ მომღვენო ელემენტის სკანდიუმის ($Z=21$), ატომის ელექტრონების განლაგება. შეიკლება წარმოვიდგინოთ, რომ სკანდიუმის ოცდამეერთე ელექტრონი შეავსებს $3d$ —ქვედონეს, მაშინ $(n+l)$ იქნებოდა ($n=3, l=2$), ე. ი. ჯამში მიიღება 5; თუ შეავსებს $4p$ -ქვედონეს, მაშინ $(n+l)$ იქნება ($n=4, l=1$) ე. ი. ჯამში ისევე მიიღება 5. თუ შეავსებს $5s$ -ქვედონეს, მაშინ $(n+l)$ იქნება ($n=5, l=0$), ე. ი. ჯამში კვლავ მიიღება 5.

ვ. კლერკოვსკის მეორე წესის თანახმად ერთნაირი $(n+l)$ -ის შემთხვევაში ელექტრონის ენერჯია მით უფრო დაბალია, რაც უფრო მცირეა მთავარი კვანტური რიცხვი n . ამ წესის შესაბამისად ჯერ შეივსება $3d$ -ქვედონე ($n=3$), შემდეგ $4p$, სადაც, ($n=4$) და ბოლოს $5s$ -ქვედონე ($n=5$). მაშასადამე, სკანდიუმის ოცდამეერთე, ელექტრონი დაიკავებს $3d$ -ქვედონეს. მომღვენო ელემენტების $Sc-Zn$ მწკრივში შეივსება $3d$ -ქვედონე, რომელზედაც ათი ელექტრონი ლაგდება. ეს ათი ელემენტი: $Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn$, ე. ი. d -ელემენტებია, რომლებიც ასევე გარდაჭედილი ელემენტებია. ამ მწკრივში ყოველი მომღვენო d -ელემენტის ახალი

ელექტრონი ლაგდება არა ($n=4$) გარეგარსზე, არამედ შიგა ($n=3$) გარსზე. ამის გამო გაზეკარსზე ელექტრონების რიცხვი ორი ე-ელექტრონისაგან შედგება და რიგობრივი რიცხვის გაღიჯებისას ელემენტების თვისებები ისე მკვეთრად არ იცვლება როგორც d -ელემენტების წყვილში. d -ელემენტები ეტალეის მიეკუთვნება. Zn -ის ($Z=30$) შემდეგ მიმდევრულად შეივსება $4p$ -ქვედონე, რომელიც იტევს ექვს ელექტრონს. ეს p -ელემენტებია $Z=31$ -დან $Z=36$ -მდე: Ga, Ge, As, Se, Br, Kr . ამ უკანასკნელი ელემენტის ატომში ელექტრონების განლაგებას დონეებისა და ქვედონეების მიხედვით შემდეგი სახე აქვს:



აღნაგობის იგივე პრინციპი მეორდება შენდგომი გაზსუბის ელექტრონების შევსებისას. მეხუთე პერიოდი იწყება Rb -ით ($Z=37$), რომლის $5s$ -ქვედონეზე ლაგდება ორი ელექტრონი (Rb, Sr). ოთხ შემდეგაც იწყებს შევსებას $4d$ -ქვედონე დაწყებული იტრიუმით ($Z=39$) და კალიუმით ($Z=49$) დამთავრებული, რომლებიც წარმოქმნიან გარდამავალ d -ელემენტებს: $Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd$. $Z=49$ -დან—ინდიუმთან ქსენონამდე—მიმდევრულად შეივსება $5p$ -ორბიტალები, ეს p -ელემენტებია: Zn, Sn, Sb, Te, J, Ke . Ke -ის ($Z=54$) დასრულებულ ელექტრონულ სტრუქტურის ფორმულას შემდეგი სახე აქვს: $Xe: 1s^2 2s^2 2p^6 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$. მეხუთე პერიოდი მთავრდება ქსენონით, რომელსაც 8 -ელექტრონიანი გარეგარსი აქვს.

მექექვსე პერიოდი იწყება ტუტე მეტალით—ცეზიუმით. მისი სავალენტო ელექტრონი $6s$ -ორბიტალზეა. Cs -ის მომდევნო ელემენტის—ბარიუმის ახალი ელექტრონი იმავე ორბიტალს იკავებს. ვ. კლეჩკოვსკის წესის შესაბამისად ამის შემდეგ უნდა შეივსოს $4f$ -ქვედონე ($n=4, l=3$), მაგრამ La -ის ($Z=57$) უკანასკნელი ელექტრონი ლაგდება არა $4f$, არამედ $5d$ -ქვედონეზე. ამის გამო მის ელექტრონულ სტრუქტურას აქვს შემდეგი ფორმულა: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5p^6$. აქ ვხვდებით ვ. კლეჩკოვსკის წესის გამოაკლისს, რომელიც დროებით ხასიათს ატარებს. ამის შემდეგ მიმდევრულად შეივსება $4f$ -ქვედონე—მთელი წყება იშკიათ მიწათ მეტალები, რომელთა ვალენტოვნება ერთნაირია. ეს არის: $Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb$ და სხვა, 58 -დან 71 -ე ელემენტამდე, რომელთაც ლანთანოიდები ეწოდება. ლანთანოიდების რიგობრივი რიცხვის ზრდის მიუხედავად. მათი ქიმიური თვისებები მეტად მსგავსია. პერიოდულ სისტემაში ეს ელემენტები ერთ უჯრედშია მოთავსებული, ხოლო გრძელი სისტემის მეექვსე პერიოდში არის განლაგებული. ლანთანოიდების ვალენტოვნება თითქმის ერთნაირია. ამის მიზეზი ის არის, რომ მათი რიგობრივი

რიცხვის გადიდებასას ხდება $4f$ —ელექტრონული გარსის შევსება, სადაც ელექტრონების მაქსიმალური რაოდენობა $4f$ დონეზე 14-ს აღწევს, რაც არსებით გავლენას არ ახდენს ელემენტის ქიმიურ თვისებებზე.

იშვიათ მიწებს მოჰყვება მეოთხე ჯგუფის ელემენტი ჰაფნიუმი, აღმოჩენილი მეოცე საუკუნის ოციან წლებში. გამოძვინარე მენდელეევის პერიოდული სისტემიდან, მისი არსებობა ბორმა გაითვალისწინა. ეს პერიოდი შეიცავს 32 ელემენტს.

ჰაფნიუმით დაწყებული ($Hf, Z=72$), მიმდევრულად შეივსება $5d$ -ქვედონე, რომელიც შედგება ათი გარდამავალი d -ელემენტი, საგან: $-Hf, Ta, N, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg$. ამის შემდეგ მიმდევრულად შეივსება $6p$ -ქვედონე, მათ შეესაბამება p -ელემენტები: Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn .

აღსანიშნავია, რომ ყოველი გარსის შევსება ინერტული გაზით თავდება. ყველა ინერტული გაზის ატომთა გარეგარსზე რვა-რვა ელექტრონია: ნეონს $2s^2 2p^6$, არგონს $3s^2 3p^6$, კრიპტონს $4s^2 4p^6$, ქსენონს $5s^2 5p^6$, რადონს $6s^2 6p^6$. მხოლოდ ჰელიუმს აქვს ორელექტრონისანი გარეგარსი.

უკანასკნელი, დაუმთავრებელი მეშვიდე პერიოდი იწყება f -ელემენტით $Fr (Z=87)$, მას მოჰყვება $Ra (Z=88)$ ერთი d -ელემენტი - აქტინიუმი და 14 f -ელემენტი თორიუმით დაწყებული ($Th, Z=90$) ლაურენსიუმით ($Lr, Z=103$) დამთავრებული. $5f$ -ელემენტების აქტინოიდების მეტი წილი (U -ის მომდევნო ელემენტები) სინთეზური გზით არის მიღებული. მათ მოჰყვება ($Z=104$) ელემენტი კურჩატოვიუმი, რომელიც Hf -ის ანალოგიაა, და $Z=105$ ელემენტი. ეს ელემენტები, სინთეზირებული აკად. გ. ფლეროვის მიერ, ეკუთვნის d -ელემენტებს. ჯერ-ჯერობით ამით მთავრდება დ. მენდელეევის პერიოდული სისტემა. აქვე აღვნიშნავთ, რომ თუ d -ქვეჯგუფი ნახევარზე მეტადაა შევსებული, მაშინ $3d$ -, $4d$ -, და $5f$ -ელექტრონები ჩვეულებრივ ქიმიურად უმოქმედოა.

დასასრულ აღვნიშნავთ, რომ ელემენტებს, რომლებიც ხასიათდებიან f -და p -ელექტრონებით, დ. მენდელეევი უწოდებდა ტიპურ, ანუ მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებს. ეს არის f -და p -ელემენტები. თანაქვეჯგუფის ელემენტებს, რომლებიც პერიოდული სისტემის დიდ პერიოდებშია განლაგებული, ახასიათებს d -ელექტრონები, რის გამოც მათ d -ელემენტები ეწოდება. ხოლო ლანთანოიდებისა და აქტინოიდებისათვის დამახასიათებელია f -ელექტრონები, ამიტომაც მათ f -ელემენტები ეწოდა.

4. მთავარი ქვეჯგუფების, თანაქვეჯგუფების, ლანთანოიდებისა და აქტინოიდების ატომების ელექტრონული აღნაგობის თავისებურებები. პერიოდულობის კანონის ფიზიკური შინაარსი იქაში გამოიხატება, რომ ელემენტების თვისებების პერიოდული ცვლილება სრულ შესაბამისობაშია მსგავს ელექტრონულ სტრუქტურებთან. რომლებიც უფრო და უფრო მაღალ ენერგეტიკულ დონეზე პერიოდულად მეორდება.

ელემენტების ქიმიური თვისებების ცვლილება აღვიღებარეობასთან დაკავშირებით წათლად ჩანს ე. წ. $s-p$ სისტემიდან, რომელიც მხოლოდ იმ ელემენტებს მოიცავს, რომელთა ატომებში გარეგარსის შევსება ხდება s -და p -ელექტრონებით. პერიოდული სისტემის ქვემო ფრაგმენტის თითოეული პერიოდი რვა-რვა ელემენტს მოიცავს და ამ პერიოდებში ელემენტების თვისებები მკვეთრად იცვლება ტუტე მეტალებიდან ინერტულ აირამდე. ეს ფრაგმენტი მოიცავს მხოლოდ მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებს (ცხო. 20).

ცხრილ • 20

s -და p -ელემენტების სიატემა

პერიოდები	ელემენტების ჯგუფები							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rh	Sr	In	Sn	Sb	Te	Y	Kc
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra						

ამ ფრაგმენტში I და II ჯგუფის ელემენტები s -ელემენტებია, დანარჩენები p -ელემენტებია. მათი ატომების გარეგარსში სავალენტო ელექტრონების რიცხვი მიმდევრულად მატულობს ერთიდან რვამდე და ამის შესაბამისად იზრდება მათი ვალენტოვნება: მთავარი ქვეჯგუფების ელემენტების მაქსიმალური ვალენტოვნება ჟანგბადის შიმართ უდრის იმ ჯგუფის ნომერს, რომელშიც ის განლაგებულია.

პერიოდული სისტემის მეორე ფრაგმენტი მოიცავს d -ელემენტებს, რომელთა ატომებშიც ელექტრონთა d -ქვედონის შევსება ხდება, d -ელემენტების თვისებების ცვლილება არ არის ისეთი მკვეთრი, როგორც s - და p -ელემენტებისა, რომლებიც მოიცავენ ტიპურს, მეტად აქტიურ მეტალებსა და არამეტალებს, მით უფრო, რომ ყველა d -ელემენტი მეტალია (ცხრ.21).

d-ელემენტების სიატემა

პერიოდები	ელემენტების ჯგუფები							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
4	Cu	Zn	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni
5	Ag	Cd	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru Rh Pd
6	Au	Hg	La	Hf	Ta	N	Re	Os Ir Pt

ზემოთ აღნიშნული იყო, რომ სკანდიუმის ახალი ელექტრონი 3*d*-ქვედონეზე ლაგდება, მისი ატომის ელექტრონული სტემა შემდეგი ფორმულით გამოისახება:

$$Z = 21 \text{ Sc } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 s^2.$$

ნომდენო ცხრა ელემენტის ელექტრონები 3*d*-ქვედონეს 10-მდე შეავსებენ, ამის შედეგად *n* = 3 გარსზე 18 ელექტრონი განლაგდება. ამრიგად, მეოთხე პერიოდის ელემენტების ატომთა მესამე გარსი შეიცავს 3*s*², 3*p*⁶ და 3*d*¹⁰-ელექტრონებს, რაც 18 ელექტრონს შეადგენს. ასეთია, მაგალითად, სპილენძის ატომის აღნაგობა, რომლის ელექტრონული სტემა შემდეგია:

$$Z = 29 \text{ Cu } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1. \quad \boxed{2} \boxed{8} \boxed{18} \boxed{1}$$

ამის ნათელსაყოფად შევადაროთ პირველი მთავარი ქვეჯგუფის (ლუწი ნიჭრივების) *S*-ელემენტებისა და თანაქვეჯგუფების (კენტი ნიჭრივების) *d*-ელემენტების ატომთა ელექტრონული სტემები ერთმანეთს:

$$\begin{array}{l} \text{K} \quad \boxed{2} \boxed{8} \boxed{8} \boxed{1} \quad \text{Rb} \quad \boxed{2} \boxed{8} \boxed{8} \boxed{8} \boxed{1} \quad \text{Cs} \quad \boxed{2} \boxed{8} \boxed{18} \boxed{8} \boxed{8} \boxed{1} \\ \text{Cu} \quad \boxed{2} \quad 8 \quad \boxed{18} \quad \boxed{1} \quad \text{Ag} \quad \boxed{2} \quad 8 \quad \boxed{18} \quad \boxed{18} \quad \boxed{1} \quad \text{Au} \quad \boxed{2} \quad 8 \quad \boxed{18} \quad \boxed{32} \quad \boxed{18} \quad \boxed{1} \end{array}$$

სპილენძის გარეგარსი ერთ ელექტრონს შეიცავს, ეს არ ნიშნავს იმას, რომ სპილენძს ტუტე მეტალის თვისებები უნდა ჰქონდეს. ტუტე მეტალების ატომში სავალენტო ელექტრონის ქვემოთ 8 ელექტრონიანი გარსია, სპილენძის ატომში კი-18-ელექტრონიანი. ეს უკანასკნელი გაცილებით ნაკლებად მდგრადია, ვიდრე 8-ელექტრონიანი შრე. ამიტომ სპილენძის ატომის ელექტრონები სხვა ატომებ

თან ურთიერთქმედების შედეგად, გარდა ერთმუხტიანისა, ადვილად წარმოქმნიან ორმუხტიან იონსაც.

ასეთივე სურათს შივილებთ ვერცხლისა და აგრეთვე ოქროს ატომის აღნაგობის განხილვისას.

როგორც ამ ცხრილიდან ჩანს, d -ელემენტები წარმოქმნიან გარდამავალი ელემენტების სამ ოჯახს.

ამ ოჯახის ელემენტები იჩენენ ცვლად ვალენტოვნებას, მათი უმრავლესობა წარმოქმნის შეფერილ ნაერთებს და თავისი ქიმიური თვისებებით, კერძოდ, კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნის უნარით, არსებითად განსხვავდებიან s -და p -ელემენტებისაგან.

ყველა d -ელემენტები და მათ შორის მერვე ჯგუფის ტრიალებიც დ. მენდელეევის პერიოდული სისტემის დიდ პერიოდებს ეკუთვნის. დიდ პერიოდებში ხდება იმ ელექტრონული გარსების შევსება, რომლებიც წინა პერიოდში ჩაისახა და შეუვსებელი დარჩა. მაგალითად, IV პერიოდში (რომელიც რკინის ტრიადას შეიცავს) ხდება M -გარსის შევსება, რომელიც III პერიოდში ჩაისახა. V პერიოდში, რომელიც შეიცავს ტრიადას Ru, Rh, Pd , ხდება N -გარსის შევსება, ხოლო VI პერიოდში, რომელიც შეიცავს Os, Zr, Pt , ბოლომდე შეივსება O -გარსი.

ჯგუფების ქვეჯგუფებად დაყოფა პერიოდული სისტემის ჩამოყალიბების დროს ემპირიულ ხასიათს ატარებდა. ამჟამად კი ნათელია, რომ ამ დაყოფას ატომის ელექტრონული სტრუქტურა უძევს საფუძვლად, I და II ჯგუფის ელემენტების მთავარ ქვეჯგუფად და თანაქვეჯგუფად დაყოფას განაპირობებს ის გარეშობა, რომ მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტების ატომების სავალენტო გარსის ქვემოთ s -ელექტრონიანი შრეა ($s^2 p^6$), ხოლო თანაქვეჯგუფში — 18-ელექტრონიანი ($s^2 p^6 d^{10}$).

თოთხმეტი ელემენტი ($Z=58-71$) დიდ ქიმიურ მსგავსებას იჩენს არა მხოლოდ ერთმანეთთან, არამედ III თანაქვეჯგუფის ელემენტებთანაც. სახელდობრ, სკანდიუმთან, იტრიუმთან და ლანთანთან. ამ 14 ელემენტის ოქსიდებს დიდი ხანია ეწოდა იშვიათი მიწები, ხოლო მათ წარმომქმნელ ელემენტებს — იშვიათ მიწათა ელემენტები.

პერიოდული სისტემის მოკლე ვარიანტში ლანთანოიდები სისტემის გარეთ გამოაქვთ შემდეგი მწკრივის სახით:

ც ხ რ ი მ 22

4f-ელემენტები

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

ლანთანისა და ლანთანოიდების ატომები n -ორბიტალზე შეიცავენ ორ ელექტრონს და $5d$ -ორბიტალზე — ერთს, λ ამში სამ ელექტ-

ტრონს და ცერიუმთან დაწყებული მიმდევრულად ივსება 4f—
—ქვედონე. ლანთანოიდების ატომთა ორი გარე ორბიტალი ზეი-
ცავს ელექტრონთა ერთნაირ რიცხვს. ეს განაპირობებს მათ დიდ ქი-
მიურ მსგავსებას. ამ სამი ელექტრონის გაცემისას წარმოიქმნება
საკმაოდ მდგრადი სამმუხტიანი იონები, ზოგი ლანთანოიდი წარ-
მოქმნის ორ-და ოთხმუხტიან იონებს.

აქტინოიდების ($Z=90-103$) პირველი სამი წევრი თორიუმი,
პროტაქტინიუმი და ურანი დიდი ხანია ცნობილია. მომდევნო ელ-
ემენტები მიღებულია სინთეზური გზით.

პერიოდული სისტემის მოკლე ვარიანტში აქტინოიდები აგრეთ-
ვე ცალკე მწკრივის სახითაა გამოყოფილი, მათ ჩვეულებრივად ლანთა-
ნოიდების პარალელურად ათავსებენ ტაბულაში. ეს ელემენტებია:

ცხრილი 23

5f ელემენტები

Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

მათი აღნაგობა ლანთანოიდებისას ემსკავება. თორიუმიდან დაწყებუ-
ლი მიმდევრულად შეივსება 5f-ორბიტალი. აქტინოიდების მთავარი
განსხვავება ლანთანოიდებისაგან იმაში გამოიხატება, რომ აქტინოიდ-
ების პირველი ხუთი წევრის ატომებში 5f-და 6d-ელექტრონების ენე-
რგეტიკული დონეები უფრო ნაკლებად განსხვავდება ერთმანეთისაგან,
ვიდრე ლანთანოიდების პირველი წევრების 4f-და 5d-ელექტრონე-
ბის დონეები. ამის გამო ამ ხუთი აქტინოიდის ვალენტოვნება ცვლა-
დიან. ამერიციუმის მომდევნო აქტინოიდების ვალენტოვნება კი შედა-
რებით მუდმივობას იჩენს.

ლანთანოიდებისა და აქტინოიდების ატომის ელექტრონული
სტრუქტურები და ქიმიური თვისებები უფრო დაწვრილებით განხილულია
ქვემოთ (იხ. თავი ლანთანოიდები და აქტინოიდები).

5. იონიზაციის პოტენციალები. მთელი რიგი ოპტიკური და
ელექტრული მეთოდი საშუალებას გვაძლევს ელექტრონების სხვადა-
სხვა სტაციონარულ მდგომარეობათა შესაბამის ენერგეტიკულ დონე-
თა სხვაობა განვსაზღვროთ. მაგალითად, ელექტრონთა დაჯახების მე-
თოდით მიღებულია, რომ ვერცხლისწყლის ატომისათვის $E_2 - E_1 =$
 $= 4,9eV$. მაგრამ აქედან არ ჩანს, თუ რისი ტოლია ელექტრონების
თვით ენერგეტიკული დონეები E_1, E_2 და ა. შ. ელექტრონის ენერგე-
ტიკული დონის განსაზღვრის მიზნით საჭიროა იმ მუშაობის გაზომვა,
რომელიც დაიხარჯება მოცემული ელემენტის აირადი ატომისაგან
ელექტრონის მოწყვეტისა და უსასრულოდ დიდი მანძილით გადატა-
ნისათვის. ამ მუშაობას იონიზაციის პოტენციალი ეწოდება. ეს უკა-

ნასკნელი გამოსახავს ატომთა ელექტრონის ბმის ენერჯიას. მისი განსაზღვრა შეიძლება სპექტრული და ელექტრული მონაცემებიდან. იონიზაციის პოტენციალი მოლზე უნდა გადავთვალოთ.

იონიზაციის ენერჯიის განსაზღვრა შეიძლება ატომური სპექტრის პირველი სერიის საზღვრის მიხედვით. ბორის სიხშირეთა პირობის თანახმად $E_n - E_\infty = h\nu$. როცა $n=1$ და $p=\infty$, ელექტრონი უსასრულოდ დაცილებული ორბიტიდან პირველ ორბიტაზე გადადის. მისი შესაბამისი კვანტი იქნება $h\nu_\infty$, რომლის შესატყვისი სპექტრული ხაზი პირველი სერიის საზღვარზე განლაგდება. აქედან იონიზაციის ენერჯია:

$$I = N_0 h\nu_\infty = N_0 \frac{hc}{\lambda_\infty} = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \cdot 6,624 \cdot 10^{-27} \cdot 2,998 \cdot 10^{10}}{\lambda_\infty} =$$

$$= \frac{1,196 \cdot 10^8}{\lambda_\infty} \text{ ერგი/მოლი} = \frac{2,857 \cdot 10^{-3}}{\lambda_\infty} \text{ კვალ/მოლ} =$$

$$= \frac{1,195 \cdot 10^{-2}}{\lambda_\infty} \text{ კვკ/მოლი.}$$

კვალ-დან ელექტრონვოლტებზე გადასასვლელად უნდა შემოვიტანოთ მოძული ($96,44 \text{ კვკ} = 23,05 \text{ კვალ} = 1 \text{ eV-ს}$).

ელექტრონთა დაჯახების მეთოდის განხილვისას აღწერილ ხელსაწყოში გარკვეული ცვლილებების შეტანით აგრეთვე შესაძლოა იონიზაციის პოტენციალების განსაზღვრა. სპექტროსკოპიული და ელექტრონთა დაჯახების მეთოდებით გაზომილი იონიზაციის პოტენციალები პრაქტიკულად არ განსხვავდება ერთმანეთისაგან. შედარების

ცხრილ • 24

ელემენტების იონიზაციის პოტენციალები eV/მოლ-ით

Z	ელემენტი	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7	I_8
1	H	13,595							
2	He	24,580	54,403						
3	Li	5,320	75,619	122,420					
4	Be	9,320	18,206	153,850	217,657				
5	B	8,296	25,149	37,920	259,298	340,127			
6	C	11,264	24,376	47,864	64,476	391,986	489,84		
7	N	14,54	29,602	47,426	77,450	97,863	551,925	666,83	
8	O	13,614	35,146	54,934	77,394	113,873	138,080	739,114	871,12
9	F	17,418	34,98	62,646	87,23	114,214	157,114	485,139	953,60
10	Ne	21,559	41,07	64	97,16	126,4	157,91		

ელემენტების იონიზაციის პოტენციალები eV. მ.ო. - ით

Z	ელემენტი	I_1	I_2	Z	ელემენტი	I_1	I_2
1	2	3	4	1	2	3	4
11	Nu	5,138	47.20	52	Tc	9,01	21.5
12	Mg	7,644	15.03	53	I	10.44	19.0
13	Al	5,984	18.823	54	Xe	12,127	21.21
14	Si	8,149	16,34	55	Cs	3.893	23.1
15	P	10.55	19.65	56	Ba	5.210	10.001
16	S	10.397	23.4	57	La	5.61	11.43
17	Cl	13.01	23.80	58	Co	(6,91)	14.8
18	Ar	15,755	27,62	59	Pr	(5,76)	
19	K	4,339	31.81	60	Nd	6.3	
20	Ca	6.111	11.87	61	Pm		
21	Sc	6.56	12.87	62	Sm	5.6	11.2
22	Ti	6,83	13,57	63	Eu	5.67	11.24
23	V	6.74	14.65	64	Gd	6.16	12.0
24	Cr	6.764	16.49	65	Tb	(6,74)	
25	Mn	6,432	15.64	66	Dy	(6,82)	
26	Fe	7.90	16.18	67	Ho		
27	Co	7,86	17.05	68	Er		
28	Ni	7,633	18,15	69	Tm		
29	Cu	7,724	20.29	70	Yb	6.22	12.16
30	Zn	9,391	17,93	71	Lu	6,15	14.7
31	Ga	6.00	20.51	72	Hf	5.5	14.9
32	Ge	7.88	15,93	73	Ta	7.7	
33	As	9.81	20.2	74	W	7,98	
34	Se	9.75	21.5	75	Re	7.87	
35	Br	11.84	21.6	76	Os	8.7	
36	Kr	13.996	24,56	77	Ir	9.2	
37	Rb	4.176	27,5	78	Pt	9.0	18.56
38	Sr	5,692	11,027	79	Ar	9.22	20.5
39	Y	6,377	12,233	80	Hg	10,434	18,751
40	Zr	6,835	12,916	81	Tl	6,106	20,42
41	Nb	6.881	13.895	82	Pb	7,415	15,028
42	Mo	7,131	15.72	83	Bi	7.287	19.3
43	Tc	7,23	14.87	84	Po	8,43	
44	Ru	7.365	16,597	85	At		
45	Rh	7,461	15,92	86	Rn	10,745	
46	Pd	8,33	19,42	87	Fr		
47	Ag	7.574	21,48	88	Ra	5,277	10.14
48	Cb	8,991	16,904	89	Ac		
49	In	5,785	17,828	90	Th		
50	Sn	7,332	14,63	91	Pa		
51	Sb	8,339	19,0	92	U		

მიზნით 24-ე ცხრილში შეკრებილია იონიზაციის პოტენციალების ზოგიერთი მონაცემი.

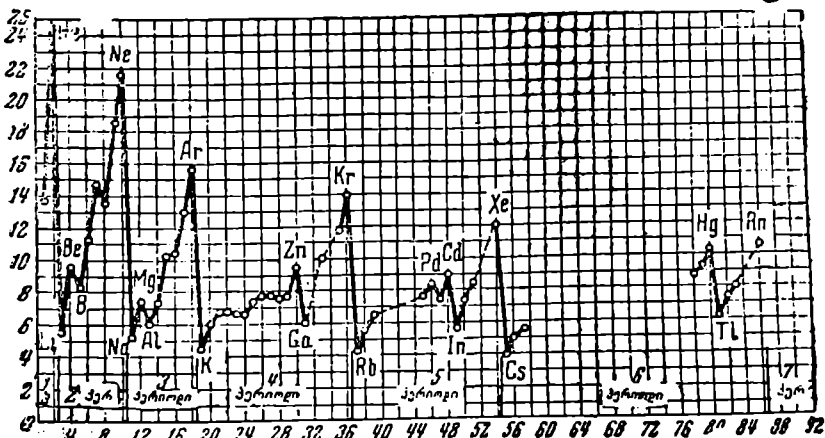
ელემენტების იონიზაციის პირველი, მეორე, მესამე და ა. შ. პოტენციალები შეესაბამება პირველი, მეორე, მესამე ელექტრონის მიმდევრულ მოშორებას ელექტრონიტრალური ატომისაგან.

იონიზაციის პოტენციალის სიდიდე დამოკიდებულია ატომის რადიუსზე, ბირთვის მუხტსა და ელექტრონულ კონფიგურაციაზე.

ერთი და იმავე მრავალელექტრონიანი ატომის იონიზაციის მიმდევრული პოტენციალები (I_1, I_2, \dots) კანონზომიერ ცვლილებებს იჩენს და მენდელეევის სისტემაში. ეს ნახტომისებური ცვლილებები შეესაბამება ატომის შრეობრივ აღნაგობასა და შრეებში ელექტრონების დაჯგუფებებს გარკვეულ ენერგეტიკულ დონეებზე. ამის საილუსტრაციოდ 24-ე ცხრილში შეკრებილია სხვადასხვა ელემენტის იონიზაციურა პოტენციალები, გამოსახული ელექტრონვოლტებით.

ცხრილის მონაცემებში მკაფიოდ იჩენს თავს ატომის შრეობრივი აღნაგობა. ლითიუმის ატომის პირველი ელექტრონის იონიზაციური პოტენციალი 5,39 ვოლტია. სავალენტო ელექტრონის დონე არის 2s. მისი მოშორების შემდეგ რჩება K-ჯგუფის ორი ელექტრონი, რომელთა დონე არის 1s. მათი მოშორება 15—23-ჯერ მეტ მუშაობას მოითხოვს, ვიდრე სავალენტო ელექტრონისა. აქედან უკვე ნათლად ჩანს, რომ ლითიუმის სავალენტო ელექტრონი და მისი მომდევნო ელექტრონები სხვადასხვა დონეზე იმყოფება.

ნეორე ელექტრონის მოშორებისას საჭიროა Li^{2+} -ის დადებით



ნახ. 2.26. იონიზაციის პოტენციალების მრული.

ორი მუხტის მიზიდვის გადალახვა, მესამე ელექტრონის მოშორებასა კი Li^{3+} -ის სამი მუხტის მოქმედების გადალახვა, ამიტომაც $I_3 : I_1 \approx \approx 3 : 2$, აქედან ჩანს, რომ მეორე და მესამე ელექტრონები ერთ ჯგუფს ეკუთვნიან.

ბერილიუმის მეორე სავალენტო ელექტრონის იონიზაციის პოტენციალი ერთიორად მეტია, ვიდრე I_1 ელექტრონისა, ვინაიდან I_2 და I_1 -ს შეესაბამება Be^{2+} და Be^+ , ე. ი.—მუხტის ერთიორად გადიდება. აქაც $I_2 : I_1 \approx 4 : 3$. ბორის სამი სავალენტო ელექტრონის მოშორების შემდეგ იონიზაციის პოტენციალი მკვეთრად იზრდება. აქაც $I_3 : I_1 \approx 5 : 4$, საიდანაც გამომდინარეობს, რომ ბორის ატომში პირველი სამი ელექტრონი ერთ დონეზეა, ხოლო მეოთხე და მეხუთე—სხვა დონეზე. მსგავსი სურათი მიიღება სხვა ელემენტების განხილვისას.

შემდგომი მწკრივების იონიზაციის პოტენციალები ანალოგიურ პერიოდულობას იჩენს (იხ. ნახ. 2.26).

იონიზაციის პოტენციალები ჯგუფის ფარგლებში საინტერესო კანონზომიერებას იჩენს. პირველი, მეორე და მესამე ჯგუფების მთავარი ქვეჯგუფების ელემენტების ატომის რადიუსის გადიდებისას იონიზაციის პოტენციალი მცირდება, ვინაიდან ატომბირთვისა და სავალენტო ელექტრონის შორის იზრდება ელექტრონული შრეების რაოდენობა, რის გამო სავალენტო ელექტრონის ბმის ენერგია მცირდება. ტუტე მეტალების იონიზაციის პოტენციალი უფრო ნაკლებია, ვიდრე მათი მომდევნო ტუტე-მიწათა მეტალებისა, ვინაიდან ტუტე მეტალების სავალენტო s -ელექტრონები გაუწყვილებელია. ტუტე-მიწათა მეტალებისა კი—გაწყვლელბულია. მაშასადამე, პირველი და მეორე ჯგუფის მთავარი და თანაქვეჯგუფის ელემენტების იონიზაციის პოტენციალები არსებითად განსხვავდება ერთმანეთისაგან (ცხრ. 25).

ცხრილი 25

პირველი და მეორე ჯგუფის ზოგიერთი ელემენტის იონიზაციის პოტენციალი eV-ით.

K	4,34	Cu	7,72	Ca	6,11	Zn	9,39
Rb	4,18	Ag	7,57	Sr	5,69	Cd	8,99
Cs	3,89	Au	9,22	Ba	5,21	Hg	10,43

თანაქვეჯგუფის ელემენტების იონიზაციის მეტი პოტენციალები განპირობებულია შევსებული d -ქვეგარსით. აქედან ჩანს, რომ p -და d -ელექტრონების ურთიერთმოქმედება აღიღებს s -ელექტრონის ბმის ენერგიას.

ინერტული გაზებისა და ჰალოგენების ატომებში გარეგარსის ელექტრონები ერთნაირად არიან დაცილებული ატომბირთვის, ამიტომ ატომბირთვის მუხტის ეკრანირება აქ უფრო ნაკლებია, ვიდრე პიოვე-

ლი ან მეორე გჯუფის მეტალების შემთხვევაში. ამის გამო მათი იონი-ზაციის პოტენციალები მეტია, ვიდრე იმავე კვანტური μ -რიცხვების შემცველი წყალბადის მსგავსი ელემენტებისა. დანარჩენი ელემენტების იონიზაციის პოტენციალებს შუალედი ადგილი უჭირავთ.

6. ატომი—ქიმიური ელემენტის უმცირესი ნაწილაკი. ელემენტების სახელწოდებაში უნდა იგულისხმებოდეს მარტივი და რთული ნივთიერებების ის მატერიალური შემადგენელი ნაწილები, რომლებიც მათ ანიჭებს ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებათა ერთობლიობას. თუ მარტივ ნივთიერებას შეესაბამება ცნება ნაწილაკის შესახებ, ელემენტს უპასუხებს ცნება ატომის შესახებ*. დ. მენდელეევის ეს განმარტება ახლოა დღევანდელთან, რომლის თანახმად ელემენტი არის ატომთა სახე, რომელსაც ახასიათებს ბირთვის გარკვეული სიდიდის მუხტი. ატომის ელექტრონულ გარსებს არა აქვს მკვეთრად შემოხაზული საზღვარი. ამიტომ წარმოდგენა ატომის ზომების შესახებ რამდენადმე ბირობით ხასიათს ატარებს. ატომის ზომის შესახებ მიახლოებით წარმოდგენის მიღებას შეეძლებოდა თუ გვეცოდინება ატომური მოცულობა მყარ მდგომარეობაში და ავოგადროს რიცხვი. მათი შეფარდება იქნება იმ მოცულობის ტოლი, რომელიც ერთ ატომს უკავია რადგან მყარ მდგომარეობაში მკვრივი წყობის გამო ატომები მჭიდროდ არიან განლაგებული, ამიტომ ასეთი გამოთვლა მიახლოებით სიდიდეს მოგვცემს. მაგალითად, ვერცხლის მოლის მასა არის 107,88 გ, მისი სიმკვრივე უდრის 10,5. აქედან ვერცხლის ატომური მოცულობა:

$$V_{Ag} = \frac{A}{d} = \frac{107,88}{10,5} = 10,273 \text{ სმ}^3/\text{მოლ.}$$

თუ ატომურ მოცულობას გავყოფთ ავოგადროს რიცხვზე, მივიღებთ ვერცხლის ერთი ატომის მოცულობის მიახლოებით მნიშვნელობას.

$$V_{Ag} = \frac{V_{Ag}}{N} = \frac{10,273}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,7 \cdot 10^{-23} \text{ სმ}^3,$$

საიდანაც ვერცხლის ატომის დიამეტრი:

$$d \approx \sqrt[3]{V_{Ag}} = \sqrt[3]{1,7 \cdot 10^{-23}} = 2,57 \cdot 10^{-8} \text{ სმ} \sim 257 \cdot 10^{-10} \text{ მ.}$$

მაშასადამე, ამ გზით გამოთვლილი ვერცხლის ატომის რადიუსი უდრის $1,285 \cdot 10^{-8}$ სმ-ს. ზუსტი გამოთვლისათვის კი საჭიროა რენტგენსტრუქტურული ანალიზით გავარკვიოთ მათი განლაგება კრისტალში, საიდანაც გამოვძინარეობს, რომ მეტალების უმრავლესობას

და, კერძოდ, ვერცხლის ატომებს ახასიათებს მკვიდრო წყობა, როგორც მიიღებოდა საკისურების ბურთულების განლაგებისას სივრცეში. ასეთი მკვირვი წყობისას ბურთულების მოცულობა შეადგენს დათმობილი სივრცის 74%-ს. აქედან უკვე შეიძლება ზუსტად განვსაზღვროთ ატომის ზომები.

ვერცხლის ატომის მოცულობა:

$$V_{Ag} = 1,70 \cdot 10^{-23} \cdot 0,74 = 1,258 \cdot 10^{-23} \text{ სმ}^3.$$

საიდანაც

$$r_{Ag} = \sqrt[3]{\frac{3}{4} \frac{V_{Ag}}{\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3 \cdot 1,258 \cdot 10^{-23} \cdot 10}{4 \cdot 3,14}} = 1,44 \cdot 10^{-8} \text{ სმ}.$$

ყველა ატომის ზომის რიგი არის 10^{-8} სმ. სი ერთეულებით $r_{Ag} = 0,144 \text{ ნმ} = 144 \text{ პმ}$.

ატომთა რადიუსების დამოკიდებულებას რიგობრივი Z რიცხვისაგან პერიოდული ხასიათი აქვს. ერთი პერიოდის ფარგლებში Z -ის გადიდებისას ატომების ზომები მცირდება (ზომები გამოსახულია პმ-ით):

Li	Be	B	C	N	O	F
155	113	91	77	71	66	64
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
189	160	143	134	130	104	99

ატომთა რადიუსების შემცირებას განაპირობებს Z -ის გადიდება, რის გამო იზრდება ბირთვის დადებითი მუხტი და შედეგად ძლიერდება ელექტრონული გარსის მიზიდვა ბირთვისაკენ.

7. ატომური რადიუსები. ატომის ზომის განსაზღვრის პირველი ცდა ეკუთვნის ლოთარ მაიერს, რომელმაც ქიმიური ელემენტების ატომური მოცულობების მრუდი ააგო როგორც ატომური წონების ფუნქცია. ამ მრუდს მკვეთრად გამოსახული პერიოდული ხასიათი აქვს.

რენტგენული და ელექტრონოგრაფიული გაზომვების შედეგად დაგროვდა მდიდარი ექსპერიმენტული მასალა, საიდანაც განისაზღვრა მანძილები ატომებს შორის, აქედან კი გაირკვა ატომებისა და იონების რადიუსები.

კოვალენტურ რადიუსად მიჩნეულია ნახევარი მანძილი ორ ერთნაირი ატომის ბირთვებს შორის, რომლებიც მარტივ კოვალენტურ ბმას წარმოქმნიან. მაშასადამე, მანძილი ატომებს შორის $A-B$ მოლეკულაში უნდა იყოს $A-A$ და $B-B$ მოლეკულებში—მანძილების საშუალო არითმეტიკული. ასეთი კანონზომიერების დაშვება ბუნებრივი იქნება, თუ ვივარაუდებთ, რომ მანძილი ბირთვებს შორის ადითიური

სიდიდეა. მაგალითად, მანძილი C—C ბირთვებს შორის მარტივი ბმის შემთხვევაში არის 154 კმ, ხოლო მანძილი Si—Si ბირთვებს შორის უდრის 234კმ ს. აქედან მანძილი კარბორუნდში, C—Si ბირთვებს შორის უნდა იყოს 194 კმ. ექსპერიმენტის შედეგად მიღებული 1,93კმ კარგად ეთანხმება გამოთვლილს, მაგრამ ასეთი კარგი დამთხვევა ყოველთვის ოოდი მიიღება. მრავალ შემთხვევაში გვხვდება გადახრები, რომლებსაც ჩვეულებრივად მიაწერენ ჯერად ბმებს ან მათ იონურ ხასიათს, ანუა ორბიტალების ჰიბრიდიზაციას, რაც თავის მხრივ განსაზღვრავს მოლეკულის ფორმას.

ალსანიშნავია არსებული მარტივი კავშირი ბმის ენერჯიასა და ბმის სიგრძეს შორის. მეტი წილი კოვალენტური ნაერთებისათვის შეიძლება შემოვიტანოთ სიდიდე r_{AB}^* , რომელსაც უწოდებენ კოვალენტურ ენერგეტიკულ მანძილს, რადგან ემშაბირტ r_{AB} მანძილსა და ბმის E_{AB} ენერჯიასთან ის შემდეგ კავშირშია:

$$r_{AB}^* = r_{AB} + \frac{1}{2} l g E_{AB}.$$

ეს ფორმულა წყალბადის გამონაკლისით ყველა ელემენტისათვის კარგ შედეგებს აძლევს.

26-ე ცხრილში მოტანილია მანძილები ატომებს შორის დაკუთხები ბმებს შორის მოლეკულებში. ამ სიდიდეების მიღებისას გამოყენებულია გარდა ელექტრონოგრაფიული და რენტგენსტრუქტურული ანალიზისა სპექტროსკოპიული გამოკვლევებით. აქ არსებითი მნიშვნელობა ენიჭება ბრუნვით სპექტრებს, განსაკუთრებით იმ შემთხვევაში, როცა მოლეკულები წყალბადს შეიცავს, რომლის ადგილმდებარეობის განსაზღვრა არც ელექტრონოგრაფიული და არც რენტგენსტრუქტურული ანალიზით არ ხერხდება.

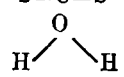
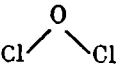
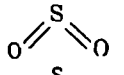
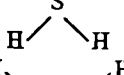
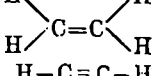
ატომური რადიუსის დამოკიდებულება ბირთვის Z მუხტზე პერიოდულ ფუნქციას ატარებს. ერთი პერიოდის ფარგლებში ელემენტის რიგობრივი რიცხვის გადიდებისას ატომის რადიუსი მცირდება. ეს კარგად შეიმჩნევა განსაკუთრებით მოკლე პერიოდებში:

Li	Be	B	C	N	O	F	
145	105	85	77	65	60	50	კმ
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
180	150	125	110	100	100	100	კმ

რადიუსის შემცირება აიხსნება ელექტრონების ბირთვიან მიზიდვის ძალის გადიდებით ბირთვის მუხტის გადიდებისას.

ყოველი ახალი ელექტრონული გარსის გაჩენა განაპირობებს ატომური რადიუსის ნახტომისებურ გადიდებას. ამიტომაც ქვეჯგუფში ბირთვის მუხტის გადიდება განაპირობებს ატომის რადიუსის ზატეხას.

მანძილები ატომებს შორის და ხავალენტურთა კუთხეები

ნაერთი	იონაგობა	ბმა	მანძილი ატომებს შორის პმ-ით და კუთხეები
H ₂	H—H	H—H	74
N ₂	N—N	N≡N	110
O ₂	O=O	O=O	120
F ₂	F—F	F—F	146
Cl ₂	Cl—Cl	Cl—Cl	200
Br ₂	Br ₂ —Br	Br—Br	228
J ₂	J—J	J—J	266
CO	$\bar{C} \equiv \bar{O}$	C≡O	115
HF	H—F	H—F	98
HCl	H—Cl	H—Cl	128
HBr	H—Br	H—Br	142
HJ	H—I	H—J	162
CO ₂	O=C=O	C=O	113
CS ₂	S=C=S	C=S	154
H ₂ O		O—H	105°97
Cl ₂ O		O—Cl	116°168
SO ₂		S=O	124°145
H ₂ S		S—H	92°20135
C ₂ H ₄		C=C	134
C ₂ H ₂	H—C≡C—H	C≡C	122
C ₆ H ₆		C—C	139
		C—H	108
C	C ალმასი	C—C	154

ელექტრონის გაცემა, ე. ი. დადებითი იონის წარმოქმნა, დაკავშირებულია ეფექტური რადიუსის შემცირებასთან, ხოლო პერიოდი, ელექტრონის მიერთება, რომელიც დაკავშირებულია უაწყოფიით იონის წარმოქმნასთან, განაპირობებს მისი ეფექტური რადიუსის გადიდებას.

ატომური რადიუსები გამოიყენება როცა ატომები შებმულია კოვალენტური ან მეტალური ბმით. კოვალენტური ბმა დაშოკიდებუ-

ატომების რადიუსები ბრეგისა და ლენგერის მიხედვით (ჰმ-ით)

Li	145	Be	105	N	65	O	60	F	50
Na	180	Mg	150	P	100	S	100	Cl	100
K	220	Ca	180	As	115	Se	115	Br	115
Rb	235	Sr	200	Sb	145	Te	140	J	140
Cs	260	Ba	215	Bi	160	Po	120		
		Ru	215						

ლია ღრუბლების გადაფარვაზე. გადაფარვა მაქსიმალური იქნება, როცა ორივე ატომის ვალენტოვნება ერთნაირია.

ელემენტების თვისებების ცვლილება ვერტიკალების მიხედვით პერიოდულ სისტემაში მარტივად აიხსნება. არაგარდამავალი ელემენტების ატომური და იონური რადიუსები ბირთვის მუხტის გადიდებისას იზრდება (ცხრ. 27).

ლანთანოიდებისა და აქტინოიდების ატომების ზომების შემცირება ცნობილია ლანთანოიდური (და აქტინოიდური) შეკუმშვის სახელწოდებით, რომლებსაც არსებითი მნიშვნელობა აქვს ლანთანოიდების მომდევნო ელემენტების თვისებების გასარკვევად (იხ. თავი ლანთანოიდები).

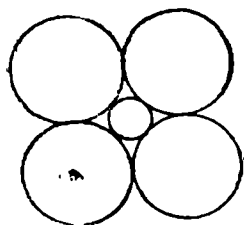
8. იონური რადიუსები. დადებით იონში ბირთვი ელექტრონების უფრო მცირე რიცხვზე მოქმედებს, ვიდრე ელექტრონეიტრალურ ატომში, ამის გამო იონის რადიუსი უფრო მცირეა, ვიდრე ატომისა. უარყოფით იონში ბირთვი მოქმედებს ელექტრონების მეტ რიცხვზე, და ამის გამო ელექტრონები უფრო სუსტად არის შებმული იონში, რის შედეგად იონის რადიუსი მატულობს (ცხრ. 28).

იონური რადიუსები პოლინჯის მიხედვით (ჰმ-ით)

Li ⁺	60	Be ²⁺	31	O ²⁻	140	F ⁻	136
Na ⁺	95	Mg ²⁺	65	S ²⁻	184	Cl ⁻	181
K ⁺	133	Ca ²⁺	99	Se ²⁻	198	Br ⁻	195
Rb ⁺	148	Sr ²⁺	113	Te ²⁻	221	J ⁻	216
Cs ⁺	169	Ba ²⁺	135				

იონური ზმა მიიღება განსხვავებული ელემენტების შეერთებისას. ამიტომ მათი რადიუსების გასარკვევად მანძილს ბირთვებს შორის ვერ გავყოფთ ორზე, მაგალითად, მანძილი Na—Cl უდრის 281 პმ-ს. ამ მანძილის ორზე გაყოფით არ მიიღება r_{Na^+} და r_{Cl^-} -ის ზომები.

გოლდშმიდტმა შეიმუშავა იონური რადიუსების განსაზღვრის შემდეგი მეთოდი. თუ განვიხილავთ ნივთიერებებს, რომლებიც შედგება მცირე ზომის კატიონებისა და დიდი ზომის ანიონებისაგან, მო-



ნახ. 2.27. იონის რადიუსის განსაზღვრისათვის

სალოდნელი იქნება, რომ კრისტალებში სიბრტყეთა შორის მანძილებს განაპირობებს მხოლოდ ანიონების რადიუსები. პატარა ზომის კატიონები კი განლაგდება ცარიელ სივრცეებში ანიონებს შორის (ნახ. 2.27).

განვიხილოთ დიდი ზომის ანიონი, მაგალითად, სელენი. მანძილები ატომებს შორის $Mg-Se$ და $Mn-Se$ ერთმანეთის ტოლია და უდრის 273 პმ-ს. მაშასადამე, ამ სტრუქტურებში მანძილებს ატომებს შორის სელენის იონის ზომები, რომელიც უდრის

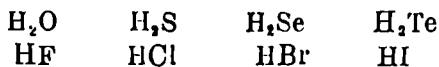
განაპირობებს მხოლოდ $2,73\sqrt{2}/2 = 192$ პმ. რადგან ცნობილი გახდა ერთი იონის რადიუსი, შესაძლოა ყველა დანარჩენი იონების რადიუსების გამოთვლა. მაგალითად, $Ca-Se = 296$ პმ, საიდანაც $r_{Ca^{2+}} = 104$ პმ, $Ca-O = 238$ პმ, საიდანაც $r_{O^{2-}} = 1.34$ პმ. გოლდშმიდტმა ჩამოაყალიბა იონების რადიუსების ცხრილი, რომელსაც საფუძვლად დაუდო $r_{O^{2-}} = 132$ პმ. პოლინგის ცხრილის საფუძვლად აღებულია $r_{O^{2-}} = 140$ პმ. ნ. ბელოვმა და გ. ბოკიმ მიიღეს, რომ $r_{O^{2-}} = 1,36$ პმ. მათ მიერ განსაზღვრული იქნა იონთა რადიუსების სიდიდეები, რომელთა მიხედვითაც ჯგუფში ზემოდან ქვემოთ გადანაცვლებისას იონის რადიუსი მატულობს, პერიოდში კი მარცხნიდან მაჯვნივ გადანაცვლებისას იონის რადიუსის გადიდებისას იონის რადიუსი მცირდება:

$$r_{Na^{+}} = 98 \text{ პმ}, \quad r_{Mg^{2+}} = 74 \text{ პმ}, \quad r_{Al^{3+}} = 57 \text{ პმ}.$$

იშვიათ მიწათა მეტალების მწკრივში რიგობრივი რიცხვის გადიდებისას იონის რადიუსი მცირდება $r_{Lu^{3+}} = 104$ პმ-დან $r_{La^{3+}} = 0,80$ პმ-მდე, რასაც ლანთანოიდური შეკუმშვა ეწოდება. მსკავსი სურათით მიღებული აქტინოიდების მწკრივში, რასაც ანალოგიურად აქტინოიდური შეკუმშვა ეწოდა. ამ მოვლენას მათი ატომების აღნაგობა განაპირობებს.

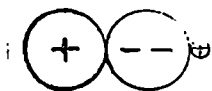
9. $E-O-H$ და $E-H$ ბმების შემცველი ნაერთების თვისებები, მათი დამოკიდებულება დაუანგულობის ხარისხსა და იონის რადიუსზე. 1916 წ. კოსელმა, გამომდინარე ბორის ატომის აღნაგობის თეორიიდან დაუშვა, რომ ორი ატომის (მაგალითად, Na და Cl -ის) ურთიერთქმედებისას ერთ-ერთი ატომის ელექტრონი გადაეცემა მეორეს. შედეგად პირველიდან მიიღება დადებითად დამუხტული იონი, მეორე-

დან— უარყოფითად დამუხტული. წარმოქმნილი იონების ელექტრო-სტატიკური მიზიდვა განაპირობებს ნდგრადი ნაერთის წარმოქმნას. ამ იდიის განვითარების შედეგად კოსელმა ჩამოაყალიბა იონური ბმის თეორია. კოსელის თეორიით, ჰეტეროპოლარულ ანუ იონურ მოლე-კულაში იონების ურთიერთქმედების, ე. ი. ელექტროსტატიკურ მიზი-დვის სიდიდეს განსაზღვრავს კულონის კანონი. ამ შეხედულებების საილუსტრაციოდ კოსელი იხილავს ორი ელემენტის წყალბადნაერ-თებს:¹



წყალბადის ატომის ელექტრონის მიერთების შედეგად უარყო-ფითად დამუხტული იონები ღებულაბენ შესაბამისად ნეონის, არგო-ნის, კსენონისა და კრებტონის კონფიგურაციას. კოსელი თვლის, რომ კულონის კანონის თანახმად წყალბადის ბმა მით უფრო მტკიცეა, რაც უფრო მეტია უარყოფითი იონის მუხტი და ნაკლებია მისი რადიუსი. ამასთანავე, კოსელის აზრით იონები არადეფორმირებადია და მათი მუხტები იონების ცენტრშია განლაგებული. მწკრივში: H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te იონებად დისოციაციის უნარი კოსელის თეო-რიის შესაბამისად იზრდება მარცხნიდან მარჯვნივ გადანაცვლები-სას. ცნობილია აგრეთვე, რომ HJ უფრო ძლიერი მტკიცეა ვიდრე HCl .

ქიმიური თვისებების ანალოგიურ მიმდევრობას კოსელი აღნი-შნავს ნაერთებში: $NaOH$, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Si(OH)_4$, $P(OH)_5$, $S(OH)_6$, ClO_7 . პირველი ნაერთი შემდეგი სქემის დახმარებით შეიძლება წარ-მოვიდგინოთ: სიმარტივისათვის დავუშვათ, რომ Na^+ და Cl^- იონების რადიუსები ერთმანეთის ტო-ლია და უდრის ერთს ($r=1$), მუხტი (ერთმუხტი-ანი იონისა) აგრეთვე გავუტოლოთ ერთს ($e=1$).



$NaOH$ -ის აღნაგობის სქემა.

გამოვთვალოთ რა სიდიდის მუშაობა უნდა დაეხარჯოთ, რომ $NaOH$ -ის მოლეკულას მოვწყვიტოთ წყალბად-იონი (მის რადიუსს ნუ-ლის ტოლად ჩავთვლით). მუშაობა გამოითვლება ფორმულით $\frac{e^2}{r}$.

წყალბად-იონს იზიდავს ენაგბადის ორმუხტიანი იონი. მანძილი მათ ცენტრებს შორის r -ის ტოლია. საჭირო ენერგია უდრის:

¹ აღნიშნავთ, რომ ეს ნაერთები პოლარულია და არა იონური, ამიტომ კოსელის მიერ გამოტანილ დასკვნებს მიახლოებითი ხასიათს აქვს.

$\frac{2e \cdot e}{r} = \frac{2e^2}{r}$, რადგან Na^+ -ს დადებითი მუხტი აქვს, მისი ელექტროსტატიკური მოქმედება ამცირებს ამ მუშაობას. მათი განზიდვის ენერჯია უდრის $\frac{e^2}{3r}$ -ს. ამრიგად, წყალბადის იონის მოწყვეტის მუშაობა უდ-

რის: $\frac{2e^2}{r} - \frac{e^2}{3r} = 2 - 0,33 = 1,67$ (მუშაობის პირობითი ერთეული). ახლა გამოვთვალოთ რა მუშაობა უნდა დავხარჯოთ, რომ ნატრიუმის იონს მოვაშოროთ ჰიდროქსილ-იონი.

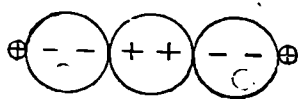
ნატრიუმ-იონს იზიდავს ენგბად-იონი. მათი დაცილების მუშაობა უდრის $\frac{2e^2}{2r}$ -ს. წყალბად-იონი განიზიდავს ნატრიუმ-იონს და

ამით ამცირებს ამ მუშაობას $\frac{e^2}{3r}$ სიდიდით. მაშასადამე ჰიდროქსილ-იონის მოწყვეტის მუშაობა,

$$\frac{2e^2}{2r} - \frac{e^2}{3r} = 1 - 0,33 = 0,67 \text{ (მუშაობის პირობითი ერთეული),}$$

ორნახევარჯერ ნაკლებ მუშაობას მოითხოვს, ვიდრე წყალბად-იონის მოწყვეტის მუშაობა. მაშასადამე, დისოციაციის შედეგად NaOH წარმოქმნის ჰიდროქსილ-იონებს და არა წყალბად-იონებს, ე. ი. NaOH ყოფილა ფუძე და არა მჟავა.

მსგავსი გაანგარიშება Ca(OH)_2 -ის მაგალითზე ჩავატაროთ. მის აღნაგობას გამოვსახავთ სქემით 2.26.



Ca(OH)_2 -ის აღნაგობის სქემა.

წყალბად-იონის მოწყვეტის მუშაობა შედგება შემდეგი ელემენტებისაგან:

1. H^+ -ს იზიდავს პირველი ენგბად-იონი, მისი მოწყვეტის შესაბამისი მუშაობა უდრის $2 \frac{e^2}{r}$ -ს.

2. H^+ -ს იზიდავს მეორე ენგბად-იონი. შესაბამისი მუშაობა უდრის $\frac{2e^2}{5r}$ -ს.

3. H^+ -ს განზიდავს Ca^{2+} -ის იონი. მისი მოწყვეტის მუშაობა უდრის $\frac{2e^2}{3r}$.

4. H^+ -ს განზიდავს მეორე წყალბად-იონი. მისი მოწყვეტის მუშაობა უდრის $\frac{e^2}{6r}$.

სათანადო ნიშნების დაცვით (პირველი ორი წევრი უნდა ავიღოთ პლუს ნიშნით, მეორე ორი—მინუს ნიშნით). მივიღებთ:

$$\frac{2e^2}{r} + \frac{2e^2}{5r} - \frac{2e^2}{3r} - \frac{e^2}{6r} = 2 + 0,4 - 0,67 - 0,16 = 1,57.$$

ახლა გამოვთვალოთ ამ მოლეკულისაგან OH^- -ის მოშორების მუშაობა, ამ მიზნით OH^- -იონს განვიხილავთ როგორც ერთი ნაწილაკისაგან შემდგარს, რომლის $r=1$ და $e=1$.

OH^- -ის იზიდავს Ca^{2+} , ამიტომ მოწყვეტის მუშაობა უდრის $\frac{2e^2}{2r}$.

OH^- -ს იზიდავს მეორე H^+ , ამიტომ მივიღებთ $\frac{e^2}{5r}$.

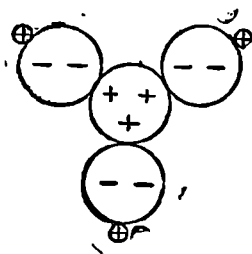
OH^- -ს განზიდავს ენგბაზიონი, მივიღებთ $\frac{2e^2}{4r}$.

თუ პირველი ორის ჯამს გამოვაკლებთ მესამეს, მივიღებთ;

$$\frac{2e^2}{2r} + \frac{e^2}{5r} - \frac{2e^2}{4r} = 1 + 0,2 - 0,5 = 0,7.$$

აქედან ჩანს, რომ $Ca(OH)_2$ -ის დისოციაციის დროს მოშორდება პილროქსილ-იონები, მაშასადავე, $Ca(OH)_2$ ფუძეა, თუმცა არა უძისეთი ძლიერი, როგორც $NaOH$.

ალუმინის პილროქსიდის აღნაგობას კოსელი შემდეგი სქემით გამოსახავს.



$Al(OH)_3$ -ის აღნაგობის სქემა

მსგავსი გაანგარიშება გვიჩვენებს, რომ H^+ -ისა და OH^- -ის მოწყვეტა ერთნაირ მუშაობას მოითხოვს. აქედან გამომდინარეობს $Al(OH)_3$ -ის ამფოტერულობა. $Si(OH)_4$ -ისა და მომდევნო ნაერთების შემთხვევაში კოსელის გაანგარიშების მეთოდის თანახმად წყალბადიონის მოშორება უფრო ნაკლებ მუშაობას მოითხოვს. ვიდრე ჰიდროქსილ-იონისა, ე. ი. $Si(OH)_4$ და მომდევნო ნაერთები იჩენს მკაფურ ფუნქციას.

კოსელის თეორიის სიახლე არის სივრცეში გარკვეული გეზის მქონე ვალენტოვნების უარყოფა. სავალენტო ძალები აქ შეცვლილია იონის ირგვლივ თანაბრად მოქმედი ელექტრული ველით.

10. ნაერთების ფუძე-მჟავური თვისებებზე ცვლილება პერიოდული სისტემის ჯგუფებისა და პერიოდების მიხედვით.¹ კოსელმა $E-O-H$ ჯგუფის შემცველი ნაერთების დისოციაციის მიმართულება დაუბრისპირა $E-O$ და $O-H$ ბმების ენერგიას. თუ $E-O$ ბმა უფრო მტკიცეა, ვიდრე $O-H$, მაშინ დისოციაციის შედეგად მიიღება წყალბად-იონი, ე. ი. ნაერთი გამოიჩენს მკაფურ ფუნქციას. თუ $E-O$ და $O-H$ ბმების ენერგია დაახლოებით ერთნაირია, ნაერთი ამფოტერული იქნება და როცა $E-O$ ბმის ენერგია აღემატება $O-H$ ბმის ენერგიას, ნაერთი ფუძე ფუნქციას გამოიჩენს. $E-O$ ბმა მით უფრო მტკიცეა, რაც უფრო მეტია E ელემენტის მუხტი და ნაკლებია მისი რადიუსი. ამიტომაც დაქანგულობის ხარისხის გადიდებისას და რადიუსის შემცირებისას მკაფურობა გაძლიერდება. აქედან ჩანს, რომ ძლიერ ქანგაზღოვან მკაფებს წარმოქმნიან პერიოდული სისტემის მარჯვენა ზემო ნაწილში განლაგებული ელემენტები.

დაქანგულობის ხარისხის შემცირება და რადიუსის გადიდება გამოიწვევს ფუძე თვისებების გაძლიერებას. მაშასადამე, ძლიერ ფუძეებს წარმოქმნიან ელემენტები, რომლებიც განლაგებულია პერიოდული სისტემის მარცხენა ქვედა ნაწილში.

საჭიროა გვახსოვდეს, რომ ეს სურათი მიახლოებულ წარმოდგენას იძლევა, რადგან $O=H$ ბმა კოვალენტურია და დისოციაციის მიმართულება და ხარისხი არსებითადაა დამოკიდებული ურთიერთქმედების ხასიათზე გამსხნელის მოლეკულებთან. მიუხედავად ამისა, კოსელის თეორია ძირითადად სწორად ასახავს განხილულ პროცესებს.

¹ იხ. მ. კარაპეტციანი და ს. ღრაკინი, ნიუთიერების აღწავლა, თსუ, 1977.

1. რით აიხსნება, რომ მცირე ატომური მასის მქონე ინერტული გაზები (ჰელიუმი, ნეონი, არგონი) არ იხეიან ქიმიურ აქტიურობას?

2. რა კავშირია ქიმიური ელემენტების თვისებების პერიოდულობასა და ატომის აღნაგობას შორის?

3. უანგბადოვან მჟავებში უანგბადის ატომების რიცხვის მატება მოლეკულაში აღიღებს მჟავათა ძალას (HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ; H_2SO_3 , H_2SO_4 ; HNO_2 , HNO_3), H_3PO_3 , H_3PO_4 და H_4PO_6 მწკრივში კი მჟავათა ძალა მატულობს, გამონაკლისია ეს მოვლენა თუ არა?

2.2. მოლეკულის აღნაგობა და ქიმიური ბმა

2.2.1. ქიმიური ბმა და ვალენტოვნება

1. მოკლე ისტორიული ცნობები ვალენტოვნებისა და ქიმიური ბმის წარმოდგენების განვითარების შესახებ. ქიმიური ბმის თეორიის ჩამოყალიბების პირველი ცდა მიეკუთვნება XIX ს. დასაწყისს, როცა ბერგმანმა და ბერთოლემ განავითარეს იდეა იმის შესახებ, რომ მოლეკულების შისწრაფება ურთიერქმედებისაკენ (რომელსაც განსაზღვრავდნენ როგორც „ქიმიურ სწრაფვას“) გამოწვეულია შათ შორის მოქმედი მსოფლიო მიზიდულობის ძალებით. გრავიტაციული ძალები ნიუტონის კანონის თანახმად, მოქმედებს ყველა სხეულებზე, ქიმიური ძალების მოქმედება კი სპეციფიკურია. თუ გავითვალისწინებთ კიდევ ქიმიური ბმის სიმტკიცეზე გარე პირობების (მაგალითად, ტემპერატურის) გავლენას, ცხადი გახდება, რომ ბერგმან-ბერთოლეს თეორიას არ შეეძლო დიდხანს ეარსება.

ელექტროლიზის მოვლენების შესწავლის შედეგად 1830-ან წლებში ბერცელიუსმა ჩამოაყალიბა ვალენტოვნების ელექტროქიმიური თეორია, რომელიც ქიმიურ ურთიერთქმედებას განმარტავდა როგორც ელექტროსტატიკური ძალების გამოვლენას. ექსპერიმენტული მონაცემებიდან გამოვლინარე ბერცელიუსმა გამოთქვა აზრი, რომ ყოველი ელემენტის ატომს აქვს ორი პოლუსი—დადებითი და უარყოფითი, რომ ორივეგვარი ელექტრობა პლარულადაა განაწილებული ატომში. ატომის ელექტრული ბუნება განპირობებულია იმით, თუ რა ნიშნის ელექტრობა ქარბობს მასში. ბერცელიუსის კლასიფიკაციით ზოგე ელემენტი ელექტროდადებითია (H, Na, K, Ca, Cu, Fe და ა. შ.),

ზოგი კი ელექტროუარყოფითი (Cl, Br, J, O, S, P და ა. შ.). მისი თეორიის თანახმად, ნაერთის წარმოქმნა საპირისპირო ნიშნის მეტატების ურთიერთქმედების შედეგია.

როგორც აღნიშნულიდან ჩანს, ბერცელიუსმა ვალენტოვნების გამოვლენა თავის დუალისტურ თეორიაში ელექტროსტატიკურ მოქმედებამდე დაიყვანა, სადაც უგულვებელყოფილია ქიმიური ძალების თავისებური ხასიათი.

მეცხრამეტე საუკუნის ორმოციან წლებში ინტენსიურად დაიწყო ორგანული ქიმიის განვითარება. მიღებულ იქნა მრავალი ნაერთი, რომელთა აჩვენება ეწინააღმდეგებოდა ბერცელიუსის თეორიას. ამ გარემოებამ შეარყია და შექმნევ დაამხო კიდევ ვალენტოვნების ელექტროქიმიური საფუძვლები. თუ წყალბადი ელექტროდადებითია, მაშინ ძმარმჟავას მოლეკულაში (CH_3COOH) პირველი ნახშირბადი ელექტროუარყოფითი უნდა იყოს. ძმარმჟავას მოლეკულის მეთილის ჯგუფის წყალბადი კი ადვილად ჩაინაცვლება ქლორით და მიიღება ტრიქლორძმარმჟავა (CCl_3COOH). ვინაიდან ქლორი ელექტროუარყოფითია, ნახშირბადი ახლა ელექტროდადებითი გამოდის. ამ შეუსაბამობის გარდა ის ფაქტი, რომ ელექტროდადებითი წყალბადი შეიძლება ელექტროუარყოფითი ქლორით ჩაინაცვლოს, ვერ ურიგდებოდა ბერცელიუსის დუალისტურ თეორიას.

ორგანული ქიმიის სწრაფი განვითარების შედეგად ბერცელიუსის თეორიის სუსტმა მხარეებმა მალე იჩინა თავი, „ტიპების“ თეორიის ჩამოყალიბების პროცესში, რომელიც შექმნევ გამოჩენილმა ფრანგმა ქიმიკოსებმა დიუჰამ, ეერარმა და ლორანმა. განვითარდა ცნება „რადიკალების“ შესახებ, რომელმაც დღემდე შეინარჩუნა თავისი დიდი მნიშვნელობა თანამედროვე ქიმიისათვის. რადიკალების ქიმიის განვითარების საკითხებზე მუშაობდა ველერი, ლიბიხი, ფრანკლანდი და ვილიამსონი.

მეცხრამეტე საუკუნის შუაწლებში შემუშავდა წარმოდგენა ნაერთში ელემენტების სხვა ელემენტით გაჯერების შესახებ, შედეგად ჩამოყალიბდა ცნება ვალენტოვნების შესახებ, ამ საკითხის განვითარებას დიდი ღვაწლი დასდევ ფრანკლანდმა, ბლომსტრანდმა, კუპერმა, ოდლიგმა, ბუტლეროვმა, კეკულემ, ერლენმაიერმა და კიდევ მრავალმა სხვა მეცნიერმა.

ა. ბუტლეროვმა (1861) ჩამოაყალიბა ორგანული ნაერთების ქიმიური აღნაგობის თეორია. თავისი თეორიის ძირითადი იდეა

ა. ბუტლეროვმა შემდეგნაირად ჩამოაყალიბა: „რთული მოლეკულის ქიმიური ბუნება განისაზღვრება მისი ელემენტარული შემადგენელი ნაწილების რაოდენობით, ბუნებითა და აღნაგობით“.

ამ პრინციპებზე დაფუძნებული წარმოდგენა რთული ნაერთების აღნაგობის შესახებ. ნახშირბადის ოთხივე ვალენტოვნება ზღვრამდეა გაჯერებული მოლეკულაში.

ამაში მდგომარეობს ვალენტოვნების ნაჯერობა, რის გამო მაგალითად, მეთანის მოლეკულა ველარ მიიერთებს თუნდაც ერთ წყალბად-ატომს. ვალენტოვნების ნაჯერობა იმას ნიშნავს, რომ არ არსებობს ნაერთები CH_6 , C_2H_7 და სხვ. მეთვრამეტე საუკუნეში პრუსმა აღწოა ჩინა შედგენილობის მუდმივობის კანონი, რომლის თანახმად ყოველ მოცემულ ნაერთს გარკვეული, მუდმივი შედგენილობა აქვს. მრავალი წლის განმავლობაში თვლიდნენ, რომ ბუჩების ამ კანონს შებრუნებული მნიშვნელობაც აქვს. სახელდობრ, მოცემული შედგენილობა მხოლოდ ერთ გარკვეულ ნაერთს ახასიათებს, მაგრამ აღმოჩენილი იყო მრავალი ერთნაირი შედგენილობის ნაერთი, რომელთა თვისებები არსებითად განსხვავდება ერთმანეთისაგან. მაგალითად, ცნობილია $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}$ შედგენილობის ორი ნაერთი, რომელთაგან ერთი სპირტია, მეორე — ეთერი. ცნობილია $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ შედგენილობის 20-ზე მეტი ნაერთი, რომლებიც მკვეთრად განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან თავისი ფიზიკური და ქიმიური თვისებებით. ასეთი მაგალითები მრავლადაა ცნობილი. ამ მოვლენას ბერცელიუსმა (1830) იზომეჯრია¹ უწოდა, ხოლო ნივთიერებებს, რომელთაც აქვთ ერთნაირი შედგენილობა და ერთნაირი მოლეკულური მასა, მაგრამ სხვადასხვა თვისებები, ეწოდა იზომეჯრები. იზომერიის მოვლენა მრავალი წლის მანძილზე არ ყოფილა განმარტებული. ამ მოვლენის შინაარსი გასაგები გახდა ა. ბუტლეროვის თეორიის ჩამოყალიბების შემდეგ.

ნივთიერებათა თვისებები დამოკიდებულია არა მხოლოდ იმაზე, თუ რომელი ატომები და რა რაოდენობით შედის მოლეკულის შედგენილობაში, არამედ მოლეკულაში ატომთა შეერთების მიმდევრობაზე. ამის საილუსტრაციოდ განვიხილოთ სტრუქტურული და სერიციითი იზომერია.

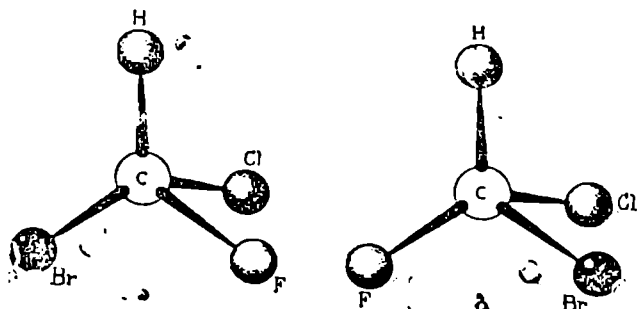
1874 წ. ვანტ-ჰოფმა (ჰოლანდიაში) და ლე-ბელმა (საფრანგეთში) ჩამოაყალიბეს სტერეოქიმიური თეორია, რომელსაც საფუძვლად დაედო აზრი იმის შესახებ, რომ 4 ატომი ან ატომთა ჯგუფი, რომლებიც ბმულია ერთ ნახშირბად-ატომთან, ლაგდება არა ერთ სფერულში, არამედ ტეტრაედრის წვეროებზე, რომლის ცენტრში ნახშირბადის ატომია, ე. ი. ნახშირბადის ატომის ბმები მიმართულია ტეტრაედრების წვეროებისაკენ და ქმნიან ტეტრაედრულ კუთხეს $109^{\circ}28'$.

¹ „იზომერია“ ბერძნულად ნიშნავს ერთნაირ შედგენილობას.

თუ ნახშირბადის ატომი წვერთებულა 4 სხვადასხვა ატომთან ან ატომთა ჯგუფთან, ასეთი სისტემა მოკლებულია სიმეტრიას. ნახშირბად-ატომს ასეთ მოლეკულაში ასიმეტრიული ნახშირბად-ატომი ეწოდა.

ორგანული ნაერთები, ვანტ-ჰოფის სტერეოქიმიური თეორიით, რომლებიც შეიცავენ ასიმეტრიულ ნახშირბად-ატომს, ოპტიკურად აქტიურია, ე. ი. ასეთი ნაერთი აბრუნებს დაპოლარებული სხივის სიბრტყეს ან მარჯვნივ (D) ან მარცხნივ (L).

ოპტიკური იზომერის მაგალითია ბრომქლორფტორ მეთანი CHBrClF , რომელიც ორი სივრცითი იზომერის სახითაა ცნობილი:



ნახ. 2. 28. ასიმეტრიული ნახშირბადი

მათი შერევით მიიღება ოპტიკურად უმოქმედო, რაცემიული ნარევი. რაცემიული ნარევის დაცილების ქიმიური გზები ღვინის მჟავების მაგალითზე შეიმუშავა პასტერმა. საინტერესოა, რომ ზოგიერთი მიკროორგანიზმი თავისი სასიცოცხლო პროცესებისათვის მოიხმარს ერთ-ერთ ოპტიკურ ანტიპოდს. მაგალთად, ჩვეულებრივი ობის სოკოებში, რომლისგანაც მზადდება პენიცილინი, იწვევს მარჯვნივ მბრუნავი ღვინის მჟავის დაშლას.

ვანტ-ჰოფისა და ლე-ბელის სტერეოქიმიურმა თეორიამ მნიშვნელოვნად შეავსო მოძღვრება იზომერიის შესახებ.

მოლეკულის აღნაგობის პომდევენო თეორიები მიზნად ისახავდა გაერკვია ქიმიური ბმის წინაარსი.

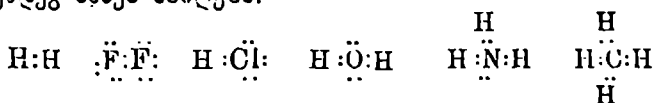
2. კოსელის თეორია და მოლეკულების ელექტრონული აღნაგობის ხქეშები ლუისის მახედვით. კოსელის თეორიის (1916) განვითარება მკიდროდ იყო დაკავშირებული ატომის აღნაგობის ბორის თეორიასთან. ინერტული გაზების ატომების He, Ne-ის გარე გარსი შევსებულია. აქედან გამომდინარე, კოსელის თანახმად ჰელიუმის 2-ელექტრონიანი და ნეონის 8-ელექტრონიანი გარსები მღგრადი

სისტემებია. ეს მდგრადობა არა მხოლოდ იმით გამოიხატება, რომ ძნელია ინერტული ატომისაგან ელექტრონის მოწყვეტა, არამედ იმი-
 აც რომ სხვა ელემენტების ატომებზე ელექტრონების შექმნის ან გა-
 ცემის გზით მიისწრაფვის გაიზინოს ინერტული გაზის ატომის ელე-
 კტრონული კონფიგურაცია. მაგალითად, ნატრიუმის ატომი ასეთ
 სტრუქტურას მაშინ მიიღებს, როცა გასცემს ერთ ელექტრონს, ხოლო
 ქლორის ატომი იმავეს მიაღწევს, თუ მიიერთებს ერთ ელექტრონს. მა-
 გრამ ამ პროცესების შედეგად ისინი უკვე არა ატომებია, არამედ და-
 დებით მუხტიანი ნატრიუმ-იონი და უარყოფით მუხტიანი ქლორ-იონი.
 საპირისპირო იონები მიიზიდავს ერთმანეთს და წარმოქმნის იონურ
 ნაერთს—ნატრიუმის ქლორიდს. კოსელის თანახმად NaCl-ის მოლე-
 კულაში შექიდიულობის ძალები თავისი ხასიათით ელექტროსტატიკური
 მიზიდვაა. ასევე წარმოიქმნება მაგნიუმის ქლორიდი, კალციუმის ოქ-
 სიდი და სხვ. ამ სახის ნაერთებს იონური ნაერთები ეწოდება.
 ასეთი მარტევი სახის ბმა შეიძლება დაეუშვათ ნაერთებში, რომე-
 ლიც საპირისპირო ნიშნის მუხტის მქონე ნაწილაკებისაგან შედგება.
 ეს დასკვნა სავსებით მისაღებია, რადგან ცნობილია, რომ ამ სახის
 ნაერთების წყალში გახსნისას მიიღება საპირისპირო მუხტის იო-
 ნები.

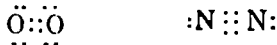
მაგრამ ასეთივე კრიტერიუმით ვერ მივუდგებით წყალბადის
 ან ქანგბადის მოლეკულებში ატომების მაკავშირებელი ძალების გან-
 ხილვას. აქ უკვე საკმე გვაქვს ნეიტრალური ატომებიდან წარმოქმნილ
 მოლეკულებთან. მართლაც, არ შეიძლება დაეუშვათ, რომ NH₃, CH₄,
 CCl₄ წარმოიქმნა საპირისპირო მუხტების ონებისაგან. პირიქით, ამ
 სახის ნაერთებისათვის დამახასიათებელია კოვალენტური (ატომური)
 ბმა.

ლუისი (1916) იყო პირველი, რომელმაც ჩამოაყალიბა ატო-
 მური ბმის სურათი. მას წარმოდგენილი ჰქონდა, რომ ბმას ორ
 ატომს შორის განაპირობებს ორი ელექტრონი. ორი ატომის თითო
 ელექტრონი შეწყვილების შედეგად წარმოქმნის ქიმიურ ბმას, რომე-
 ლიც ამ ატომებს აკავშირებს ერთმანეთთან მოლეკულის სახით (H:H,
 F:F, Cl:Cl). თავდაპირველად ლუისის მოდელი იყო სტატიკური, შემ-
 დგ მიმართეს დინამიკურს, სადაც ეს მაკავშირებელი წყვილი ორ
 ატომბირთვს შორის მამოქცევით მოძრაობას ასრულებს.

ლუისის თეორიით ნაერთის წარმოქმნისას ელექტრონები იმგვარად
 განლაგდება, რომ ატომის გარე გარსზე იყოს რვა-რვა ან ორ-ორი
 (წყალბადი) ელექტრონი. თუ ლუისის აღნიშვნის თანახმად ელექტ-
 რონს წერტილით გამოვსახავთ, მაშინ მოლეკულების აღნიშვნის სქე-
 მა შემდეგ სახეს მიიღებს:



კოვალენტური ბმის წარმოშობენელი წყვილი ელექტრონი შეესაბამება ძველი სტრუქტურული ფორმულების სავალენტო ხაზს (მარტოე ბმას). ორმაგი და სამმაგი ქიმიური ბმები შესაბამისად მიიღება ორი და სამი წყვილი ელექტრონით, ასეთია, მაგალითად, ჟანგბადი, აზოტი:



იონური თეორიის მსგავსად აქაც დაცულია პრინციპი, რომლის თანახმად ნაერთში ატომის ელექტრონული სტრუქტურა ემსგავსება ინერტული გაზის ატომისას.

ამ წარმოდგენების თანახმად იონურ და ატომურ ნაერთებს შორის ის განსხვავებაა, რომ პირველის წარმოქმნა დაკავშირებულია ელექტრონის გადაცემასთან (ერთი ატომი იერთებს მეორე ატომის ელექტრონს), მეორის წარმოქმნა კი—სავალენტო ელექტრონების გაწყვილებასთან (ელექტრონის განზოგადებასთან). კოვალენტური ბმის თეორია მოიცავს აგრეთვე ისეთ ნაერთებს, რომლებშიც გარდამავალი ტიპის ბმას აქვს ადგილი. ასეთია, მაგალითად, HCl, სადაც საზიარო ელექტრონები გადანაცვლებულია ქლორისაკენ. ლუისის თეორია, კოსელის თეორიის მსგავსად, თვისებრივ ხასიათს ატარებს. იგი არ ევაძღვეს ქიმიური ბმის შინაარსის ამოხსნის საშუალებას. მართალია, ამ თეორიაში მრავალი ფაქტი ახსნა, მაგრამ საკითხის ნათელსაყოფად არ არის საკმარისი თვისებრივი განმარტება, არამედ საჭიროა რაოდენობრივი გაანგარიშების დამთხვევა ექსპერიმენტულთან. ამ მხრივ სავსებით დამაკმაყოფილებელი შედეგები მიიღება კვანტური თეორიის გამოყენებით. მეცნიერების განვითარების პროცესში კოსელის თეორიიდან წარმოიქმნა იონური ბმის თეორია, ლუისის წარმოდგენებიდან კი—კოვალენტური ბმის თეორია.

პ. კოვალენტური და იონური ხაერთების დანახასიათებელი ნიშნები. ქიმიის ერთ-ერთ ძირითად საკითხს წარმოადგენს ქიმიური გარდაქმნის შესწავლა. რადგან ქიმიური კარდაქმნის დროს მოლეკულაში ძველი ქიმიური ბმები ირღვევა და ახლი წარმოიქმნება, ამიტომ ქიმიური ბმის ბუნების გარკვევა არსებითი მნიშვნელობის საკითხს წარმოადგენს.

ქიმიური ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობას იღებს ატომის გარეგარისი ელექტრონები, რომლებსაც სავალენტო ეწოდებთ. ბმათა რაოდენობას, რომლითაც მოცემული ატომი მეორე ატომს უკავშირდება, ვალენტოვნება ეწოდება. ვალენტოვნებას, როგორც ცნობილია, ჩვეულებრივად ხაზით გამოსახავენ. აღვნიშნავთ, რომ სავალენტო ხაზი ვერ ასახავს ქიმიური ბმის ბუნების სხვადასხვაობას.

მოლეკულის წარმოქმნაში დიდი როლი ეკუთვნის ატომების გარეგარისი სავალენტო ელექტრონების ურთიერთქმედებას: ატომთა შიგა ელექტრონები არ იღებენ უშუალო მონაწილეობას ქიმიური ბმის წარმოქმნაში. რადგან მოლეკულა წარმოადგენს ატომბირთვებისა

და ელექტრონების მეტნაკლებად რთულ სისტემას, ამიტომ პირველი შეხედვით შეიძლება გამოვიტანოთ დასკვნა, რომ ქიმიურ ძალებს, რომლებიც ქიმიურ ბმას განაპირობებს, ელექტრული ბუნება ანასიათებს. ეს არავითარ შემთხვევაში არ ნიშნავს იმას, რომ ქიმიური ურთიერთქმედება შეიძლება მხოლოდ ელექტროსტატიკურ ძალებამდე დავიყვანოთ. ატომებისა და მოლეკულების სამყაროში ელექტრული ძალები იძენენ ახალ თვისებებს, რის გამოც მათი ურთიერთქმედების ბუნება მეტად თავისებურია. თუმცა ყველა ურთიერთქმედება მოლეკულებში ჩვეულებრივად ელექტრული ბუნებისაა, მაგრამ ელექტრონების ტალღური თვისებების გამო ისინი წარმოადგენენ არა წერტილოვანი მუხტების, არამედ ელექტრონული ღრუბლების ურთიერთქმედებას, ქიმიური ბმის წარმოქმნისას ვლინდება ქიმიური ძალები, რომელთა ბუნების ახსნა მარტოოდენ ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედებით არ შეიძლება. მხოლოდ შედარებით იშვიათ შემთხვევებში შეიძლება ბმის ენერჯის ძიალოებათ გაანგარიშება ელექტროსტატიკის დახმარებით. ასეთი ბმა გვხვდება იონურ ნაერთებში, რომლებიც მოპირდაპირე ნიშნის იონებისაგან წარმოდგება. ამ ტიპის ბმის ენერჯის ნიშნელობის ზუსტი გაანგარიშება კი მოითხოვს კვანტურ-მექანიკური ეფექტის აღრიცხვას.

ორი ატომის ერთმანეთთან მიახლოებისას აღიქრება ურთიერთქმედება, რომლის ენერჯია დამოკიდებულია მანძილზე. თუ ატომთა შორის აღძრული ურთიერთქმედება განხილვის ძალებს წარჰაად გენს, ატომები დაცილდება ერთმანეთს და მოლეკულა არ წარმოიქმნება. წინააღმდეგ შემთხვევაში წარმოიქმნება ქიმიური ბმა, რომელიც ატომებს ერთმანეთთან აკავშირებს მოლეკულის სახით.

ამჟამად ჩამოყალიბებულია ქიმიური ბმის თეორიის მტკიცე საფუძვლები. ქიმიური ბმა მაშინ წარმოიქმნება, თუ ატომების მიახლოებისას სისტემის პოტენციალური ენერჯია შეეცირდება. ენერჯის ასეთი შეეცირება შესაძლებელია იმის გამო, რომ ელექტრონებს შეუძლიათ ერთდროულად ყოფნა ორი (ან მეტი) ბირთვის მახლობლად.

ის ელექტრონები, რომლებიც ერთდროულად ორ ან მეტ ბირთვის შორის მოქრაობს, მიეკუთვნება მოლეკულურ ორბიტალებს.

მოლეკულური ორბიტალების შევსება იმავე წესით ხდება, როგორც ატომური ორბიტალების შევსება შიშდინარეობს: თითოეულ ორბიტალზე შეიძლება იყოს მაქსიმუმ ორი ელექტრონი საპირისპირო სპინით.

ატომებს შორის აღძრული ბმის სიმტკიცე დამოკიდებულია მაკავშირებელი ელექტრონების რიცხვზე.

სწავლასხვა ტიპის ქიმიურ ბმათა შორის ძირითადია ერთმანეთისაგან არსებითად განსხვავებული იონური და კოვალენტური ბმა.

ქიმიური ბმის ტიპის განსასაზღვრავად საჭიროა გამოვიკვლიოთ, თუ რა შერეა დგენელ ნაწილებად დაიშლება მოლეკულა მისი ატომბირთვების აღიბატურად დაცილებისას, ე. ი. იმდენად ნელა მიმდინარე დაშორების პროცესში, რომ ელექტრონთა განაწილება ყოველ მომენტში უბასუხებდეს ატომბირთვებს შორის არსებულ მანძილს. თუ მოლეკულის ამკვარად დაშლისას ატომები მიიღება, აღკილი ჰქონია კოვალენტურ ბმას, რომელსაც ხშირად ატომურს უწოდებენ. მოლეკულის აღიბატური გზით იონებად დაშლა კი იმის მაჩვენებელია, რომ ქიმიური ბმა იონურია. აქვე აღვნიშნავთ, რომ ატომური და იონური ბმა არის ორი უკიდურესი ტიპის ბმა. კოვალენტურა და იონური ნაერთების თვისებები არსებითად განსხვავდება ერთიმეორისაგან. კოვალენტური ნაერთები ჩვეულებრივად აირადია ან თხევადი, მათი დუდილის ტემპერატურა დაბალია, წყალში მცირედ იხსნება. ამის მაგალითებია წყალბადი, ჟანგბადი, ჩეთანი, ბენზოლი და სხვ.

საერთოდ უნდა განვასხვავოთ შემდეგი ძირითადი ტიპის ბმები: ატომური, რომელიც ვალენტოვნების ნაჯერობას იჩენს (H_2, O_2, CH_4), იონური, რომლის მაგალითია $NaCl$ და მისი მსგავსი ნაერთები, მეტალური, რომელიც დამახასიათებელია მეტალური მესერისათვის, კოორდინაციული, რომელიც თავს იჩენს კომპლექსურ ნაერთებში, წყალბადური, რომელიც განაპირობებს ასოციაციას და, აგრეთვე, ვან-დერ-ვაალსის ძალებით აღარული არამდგრადი ბმა ($Hg_2, N_2O_2, (O_2)_2$ და ა. შ.).

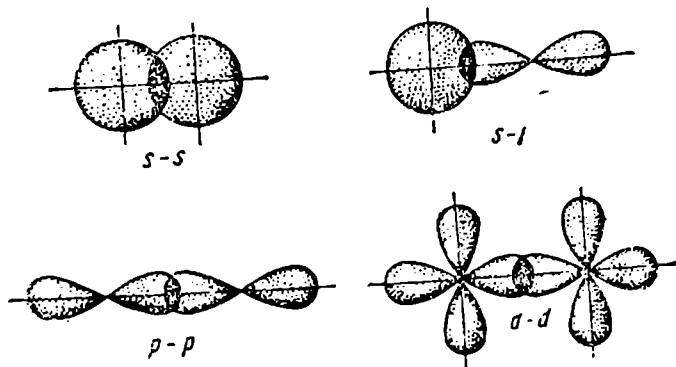
იონური ბმა წარმოიქმნება მხოლოდ ისეთ ატომებს შორის, რომელთაგან ერთის იონიზაციის პოტენციალი მცირეა (პერიოდული სისტემის I და II ჯგუფის ელემენტები) და მეორის სწრაფვა ელექტრონისადმი დიდია (IV და VII ჯგუფის ელემენტები). ამის მაგალითებია $RbCl, CsF$ და ა. შ. კოვალენტური ბმა კი მიიღება ერთნაირი, ან ისეთი ატომებისაგან, რომელთა იონიზაციის პოტენციალი და ელექტრონისადმი სწრაფვა მცირედ განსხვავდება ერთმანეთისაგან.

იონური ნაერთები ჩვეულებრივად იონურ მესერს წარმოქმნიან, რომელიც აგებულია არა მოლეკულებისაგან, არამედ ცალკეული იონებისაგან, თითოეული იონის იზგვივ, კრისტალური მესერის კვანძებში, განლაგებულია ტოლი მანძილებით დაცილებული საპირისპირონიშნის იონები, რომელთა რიცხვს განაპირობებს იონების ზომა, მუხტი და მათი ურთიერთქმედება. სულ სხვაგვარია კოვალენტური ნაერთების თვისებები. ატომების ურთიერთქმედებას, რომელსაც ელექტრონების შეწყვილება განაპირობებს, ვალენტოვნების ნაჯერობა ახასიათებს, რის გამო მხოლოდ გარკვეული რიცხვი ბმების წარმოქმნა შეუძლია.

4. გადაფარვის კრიტერიუმში და ბმის სიმტკიცე. ელექტრონული

ღრუბლის გადაფარვის ორე და მასთან დაკავშირებული ბმის სიმტკიცე დამოკიდებულია სავალენტო ელექტრონების მდგომარეობაზე, რომელთა გაწყვილებით მოცემული ბმა წარმოიქმნება.

როცა ქიმიური ბმა ორი ატომის თითო s -ელექტრონის გაწყვილებით წარმოიქმნება, მიიღება $s-s$ ანუ σ -ბმა, სადაც ელექტრონული ღრუბლების მაქსიმალური გადაფარვა ატომთა შერთების ხაზის გასწვრივ მიიღება (H_2 , Li_2 , Na_2 და ა. შ.). ორი s ელექტრონის გაწყვილებით მიღებული ქიმიური ბმა სქემატურად გამოსახულია 2.29 ნახაზზე.



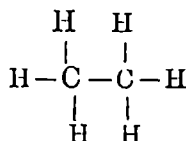
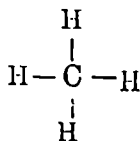
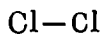
ნახ. 2. 29. ელექტრონული ღრუბლების გადაფარვა σ -ბმის წარმოქმნისას.

ერთი ატომის s -ელექტრონის და მეორე ატომის p -ელექტრონის გაწყვილებით $s-p$ ბმა წარმოიქმნება, რომელსაც აგრეთვე σ -ბმა ეწოდება ($H-Cl$, $H-O$, $H-N$). ამ სახის ბმა სქემატურად 2.29 ნახაზზეა გამოსახული.

ორი p -ელექტრონის გაწყვილებისას, როცა ელექტრონული ღრუბლების გადაფარვა ატომების შემაერთებელი ხაზის გასწვრივ ხდება, მიიღება $p-p$ ბმა, რომელიც აგრეთვე σ -ბმას წარმოადგენს ($F-F$, $Cl-Cl$, $Br-Br$). ასეთი ბმის სქემა გამოსახულია ამავე 2.29 ნახაზზე.

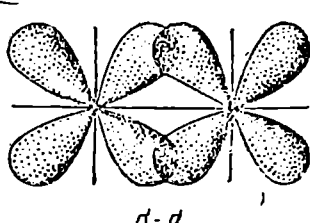
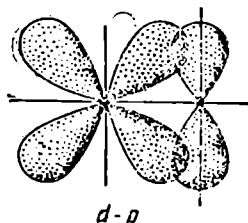
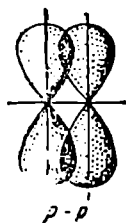
ასევე s - და d -, p - და d -, ან d - და d -ელექტრონების გაწყვილებით აგრეთვე σ -ბმა წარმოიქმნება (ნახ. 2. 29, $d-d$ -ბმა).

აქივად, ორი ელექტრონის გაწყვილებით მიღებული ყოველი მარტევი ბმა არის σ -ბმა. σ -მდგომარეობაში ელექტრონული ღრუბელი სიპეტრიულია იმ ღერძის მიხარტ, რომელიც ბმული ატომების ცენტრებს აერთებს. წყალბადის, ქლორის, მეთანის, ეთანის ჩვეულებრივ სტუტურტურულ ფორმულებში ყოველი სავალენტო შტრახი



ატომებს შორის გამოსახავს σ -ბმას.

ქვემოთ 2,30-ე ნახაზზე გამოსახულია π -ბმის სახესხვაობები.



ნახ. 2,30 π -ბმის ტიპები.

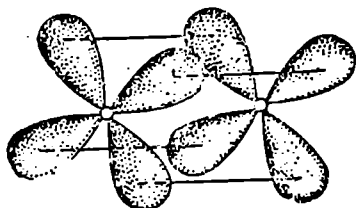
ორი d ელექტრონის გაწყვილებით, გარდა σ -და π ბმისა, შეიძლება წარმოიქმნას მესამე ტიპის ბმა, სადაც d -ელექტრონთა ღრუბლების ოთხგზის გადაფარვა მიიღება (ნახ. 2.31). ამ ტიპის ბმას γ -ბმა ეწოდება. γ -ბმაც მარტივი ბმაა.

ამრიგად, s -ელექტრონები წარმოქმნიან σ -ბმას. p -ელექტრონებს წარმოქმნიან σ - და π -ბმას. d -ელექტრონებს წარმოქმნიან σ -, π და γ -ბმას. რაც უფრო მეტია ელექტრონის ორბიტული კვანტური რიცხვის მნიშვნელობა, მით უფრო რთულია ელექტრონული ღრუბლის ფორმა და მით უფრო რთული სახისაა კოვალენტური ბმები.

ყველაზე მართებულია ქიმიური ბმა განვსაზღვროთ ენერჯიის იმ რაოდენობის მიხედვით, რომელიც მოცემული ატომების წარმოქმნისას გამოიყოფა. ქიმიური ბმის სიმტკიცის საზომი არის ბმის ენერჯია, რომელიც პოლინგისა და მალიკენის თანახმად მკიდრო კავშირშია ორბიტალების მეთოდთან. ორბიტალების გადაფარვის მეტი არე ბმის ენერჯიის მეტ მნიშვნელობას ნიშნავს. ეს იმით აიხსნება, რომ რაც უფრო მეტია გადა-

ფარვა, მით მეტია ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე გადაფარვის არეში, რის შედეგადაც მცირდება განზიდვა ატომბირთვებს შორის, ხოლო მიზიდვა ატომბირთვებსა და ელექტრონებს შორის იზრდება.

ორი ატომური ორბიტალის გადაფარვა S შეიძლება გამოვსახოთ განტოლებით:

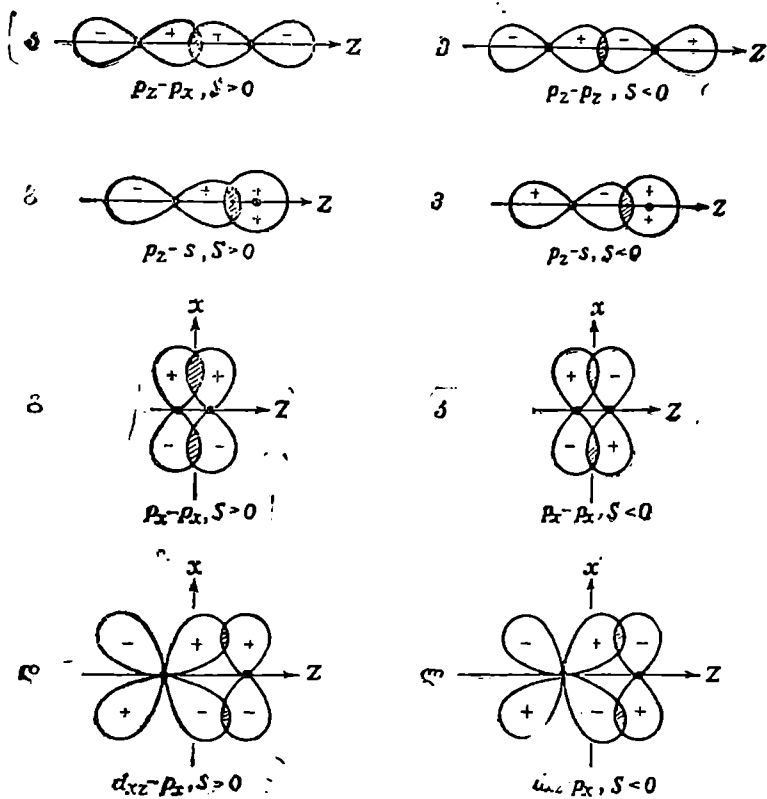


ნახ. 2, 31. γ -ბმის სქემა.

$$S = \int \psi_A \psi_B d\tau,$$

სადაც S გადაფარვის ინტეგრალია. ეს ინტეგრალი შეიძლება იყოს დადებითი, უარყოფითი ან ნულის ტოლი.

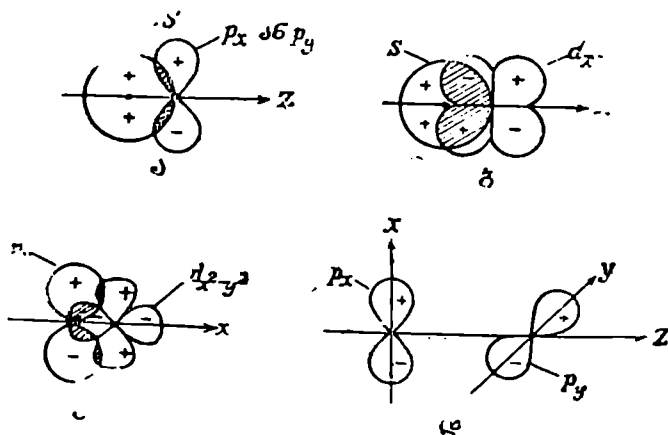
როცა გადაფარვის ინტეგრალი დადებითია, ელექტრონული სიმკვრივე ატომბირთვებს შორის იზრდება და შედეგად წარმოიქმნება ქიმიური ბმა. თუ გადაფარვის ინტეგრალი უარყოფითია, ატომბირთვებს შორის ელექტრონული სიმკვრივე მცირდება, რის შედეგად ორი ასეთი ატომი ერთი მეორისაგან განიზიდება და მოლეკულა არ წარმოიქმნება, ხოლო თუ გადაფარვის ინტეგრალი ნულია, მაშინ ატომებს შორის გამორიცხულია ყოველგვარი ურთიერთქმედება. ინტეგრალის სამივე მნიშვნელობის საილუსტრაციოდ შეიძლება ატომური ორბიტალების მარტივ მოდელებს მივმართოთ. საამისო მაგალითები გამოსახულია ქვემო ნახაზზე.



ნახ. 2.22. ორბიტალების დადებითი და უარყოფითი გადაფარვის ზოგიერთი დამახასიათებელი შემთხვევა.

დადებითი გადაფარვის მთავარი მაგალითები გამოსახულია ნახ. 2.32-ის ა, ბ, გ, დ სქემებზე, ე, ვ, კ, ლ-ზე კი—უარყოფითი.

ნულოვანი გადაფარვა დამოკიდებულია ორბიტალების სიმეტრიის ელემენტებზე. ამ შემთხვევაში დადებითი და უარყოფითი გადაფარვის არეები ტოლია. ამის საილუსტრაციო მაგალითი გამოსახულია ნახ. 2.33 (ა, ბ, გ, დ). აქედან ჩანს, რომ გადაფარვის ხასიათისათვის არსებითი მნიშვნელობა აქვს არა მარტო ორბიტალებს ფორმას, არამედ მათ ნიშანს. მაგრამ თუ ვეცდებით გადაფარვის ზომის მიხედვით შევიმუშაოთ წარმოდგენა ბმის ენერჯის შესახებ, საჭირო იქნება შიგამართოთ მოლეკულური ორბიტალების მეთოდს (გვ. 246).



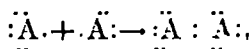
ნახ. 2.33. გადაფარვის ზოგიერთი სქემა, რომელიც სიმეტრიის პარობის თანახმად ნულს ტოლია.

5. დონორულ-აქცეპტორული ბმა. აქ განხილული ფაქტები ადასტურებს სპინვალენტური თეორიის ძირითადი დებულებების მართებულობას, რომლის თანახმად ვალენტოვნებას განსაზღვრავს გაუწყვილებელი ელექტრონების რიცხვი. მაგრამ თუ ელემენტის ვალენტოვნება აღმატება გაუწყვილებელი ელექტრონების რიცხვს, ამას განაპირობებს დონორულ-აქცეპტორული ბმები.

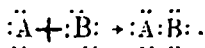
დონორულ-აქცეპტორული ბმა მიიღება, როცა ერთ-ერთ მოლეკულას აქვს გაუყოფელი წყვილი ელექტრონი, რომელიც ამ ტიპის ბმას განახორციელებს, ხოლო მეორე მოლეკულას (ლიგანდს) აქვს ამ წყვილით ბმისათვის საჭირო თავისუფალი ორბიტალი. ამისათვის საკმარისია, მაგალითად, კომპლექსწარმოქმნელს ჰქონდეს ოქტეტი, რომლიდანაც ერთი წყვილი ელექტრონი გაუყოფელი იქნება, ლიგანდს კი ჰქონდეს სექსტეტი, ე. ი. ერთი წყვილისათვის თავისუფა-

ლი ადგილი, ან პირუკუ, კომპლექსწარმოქმნელს ჰქონდეს სექსტეტი და ლიგანდს—ოქტეტი.

ჩვეულებრივი კოვალენტური ბმა ორი ატომის გაუწყვილებელი ელექტრონის შეწყვილებით მიიღება:

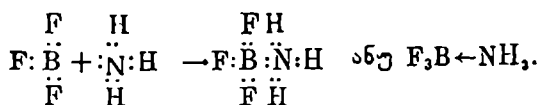


მაგრამ აღნიშნულის გარდა ქიმიური ბმა მაშინაც მიიღება, როცა მკავშირებელი წყვილი ერთ რომელიმე ბოლექულას ეკუთვნის:



ამ შემთხვევაში „B“ არ არის თავისუფალი ატომი, წინააღმდეგ შემხვევაში B ინერტული გაზის ატომი იქნებოდა. B არის მოლექულაში ან რადიკალში შემავალი ატომი, რომლის ელექტრონული გარეგარსი ოქტეტისაგან შედგება. ვინაიდან N-ს. „თავისუფალი“ ანუ გაუყოფელი წყვილი ელექტრონი აქვს, რომლითაც კოორდინაციული ბმა ხორციელდება, ამიტომ A-ს გარეგარსში 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, რომელიც მიიღება დონორის გაუყოფელი წყვილი ელექტრონისა [და აქცეპტორის—თავისუფალი ორბიტალის ხარჯზე. ორი ატომბირთვის ველში მკავშირებელი წყვილი ელექტრონის ყოფნა ენერგეტიკულად ხელსაყრელია და ამის გამო წარმოიქმნება განსაკუთრებული სახის ქიმიური ბმა, რომელსაც კოორდინაციული ბმა ეწოდება.

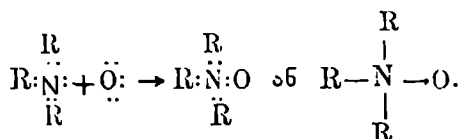
მაგალითად,



კოორდინაციული ბმის წარმოქმნის შედეგად N ატომის გაუყოფელი წყვილი ელექტრონი B და N ატომების საზიარო ხდება. ამიტომაც დონორი N დადებითად იმუხტება, ხოლო აქცეპტორი B—უარყოფითად: აქ ერთდროულად წარმოიქმნება კოვალენტური და იონური ბმა. ამით აიხსნება, რომ კოორდინაციული ბმის შემთხვევაში დიპოლი მიიღება.

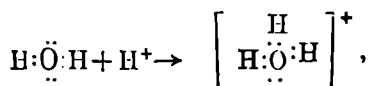
მაგალითისათვის განვიხილოთ მესამეული ამინებისა და ქანგბადის ურთიერთმოქმედება. ამინებში აზოტის ატომის გარეგარსი ოქტეტისაგან შედგება, ხოლო ქანგბად-ატომის გარეგარსი — სექტეტისაგან.

ამიტომ ამიხის აზოტი იქნება დონორი, ხოლო უანგბადი კი—აქცეპტორი:

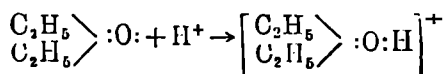


ამის გამო აღნიშნული ტიპის ქიმიური ბმის შემთხვევაში აღიძვრება დიპოლური მომენტი.

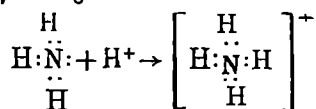
კოორდინაციული ბმა მიიღება აგრეთვე ოქსონიუმ-იონის



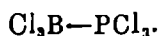
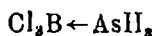
ან ეთოქსონიუმ-იონის წარმოქმნისას:



ამიაკიდან ამონიუმის მარილების მიღება დაკავშირებულია კოორდინაციული ბმის წარმოქმნასთან:



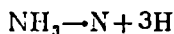
მიუხედავად ამისა, ოთხივე N—H ბმა ერთმანეთის ტოლფასია. აქედან ჩანს, რომ კოორდინაციულ და ნორმალურ კოვალენტურ ბმებს შორის ამ შემთხვევაში უმნიშვნელო განსხვავებაა. კოორდინაციულ ბმას ხშირად ისრით გამოსახავენ:



6. ქიმიური ბმის ენერგია. ქიმიური ბმა მხოლოდ მაშინ აღიძვრება, როცა მორეაგირე ატომების შეერთებისას ენერგია შემცირდება, ამიტომ ქიმიური ბმის წარმოქმნა დაკავშირებულია ენერგიის გამოყოფასთან. ენერგიის იმ რაოდენობას, რომელიც გამოიყოფა ქიმიური ბმის წარმოქმნისას, გამოთვლილი ერთი მოლისათვის, ეწოდება ქიმიური ბმის ენერგია. რადგან ქიმიური ბმის წარმოქმნისას ენერგია გამოიყოფა, მას უარყოფითი ნიშანი ექნება. ქიმიური ბმის გახლეჩა მოითხოვს მუშაობის შესრულებას, რომელიც თავისი სიდიდით ბმის ენერგიის ტოლია. მას დადებით ნიშანს ვაძლევა.

ბმის ენერგია ქიმიური ბმის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი პარამეტრია. ორატომიანი მოლეკულის ბმის ენერგია მოლეკულის დისოციაციის ენერგიის ტოლია. თუ მრავალატომიან მოლეკულას ერთნაირი ტიპის ბმები ახასიათებს, მაშინ ბმის ენერგია აღიტიურობის წესით

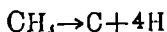
გამოითვლება. მაგალითად, ენერგია, რომელიც დაიხარჯება ამიაკის დაშლაზე 298 K -ზე



უდრის 11673 კჯ . ამიაკის მოლეკულაში ყველა $\text{N}-\text{H}$ ბმა ერთნაირი ტოლქასია, ამიტომ ამ ბმის საშუალო მნიშვნელობა იქნება:

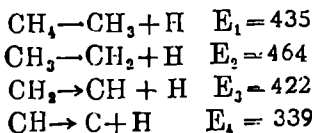
$$E_{\text{N}-\text{H}} = \frac{11673}{3} = 389,1\text{ კჯ}.$$

ახლა წარმოვიდგინოთ, რომ ამიაკის მოლეკულას მიმდევრულად მოვაცილებთ თითო წყალბად ატომს. მაშინ პირველი წყალბადის მოშორებისთანავე მოლეკულა დაკარგავს თავის პირამიდულ ფორმას და დარჩება სამკუთხა რადიკალი. მომდევნო წყალბად-ატომის მოწყვეტის შემდეგ დარჩება წრფივი მოლეკულა. რადგან ამ პროცესის დროს იცვლება მოლეკულის კონფიგურაცია, ამის გამო წყალბად-ატომების მიმდევრული მოწყვეტის ენერგიები ერთნაირი არ იქნება. მაგალითად, მეთანის დაშლა:



მოითხოვს 1661 კჯ-ს , აქედან $E_{\text{C}-\text{H}} = 415\text{ კჯ}$.

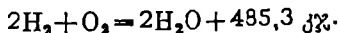
$\text{C}-\text{H}$ ბმის საშუალო ენერგია 415 კჯ განსხვავდება $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3 + \text{H}$ პროცესისათვის საჭირო ენერგიისაგან, რომელიც უდრის 435 კჯ-ს . CH_4 -ის ბმების მიმდევრული გახლეჩა მოითხოვს შემდეგი სიდიდის ენერგიებს:



მათი საშუალო არითმეტიკული არის $1660 : 4 = 415\text{ კჯ}$.

რაც უფრო მეტია ბმის ენერგია, მით უფრო მდგრადია ნაერთი და მით უფრო ნაკლებია მისი რეაქციაში შესვლის უნარი. აზოტის, მოლეკულის ბმის დიდი ენერგია მისი მდგრადობის მთავარი მიზეზია. $\text{C}-\text{F}$ ბმის დიდი ენერგია განაპირობებს ნახშირწყალბადების ფტორ-ნაწარმების ქიმიურ ინერტულობას.

გამომდინარე ბმის ენერგიების სიდიდეებიდან, ჰესის კანონის დახმარებით შეიძლება გამოვსაყვეთ ბმის ენერგია გამოფთვალთ, მაგალითად,



თუ ვიცით $\text{H}-\text{H}$ და $\text{O}-\text{O}$ ბმის ენერგიები, შეიძლება გამოვთვალოთ $\text{O}-\text{H}$ ბმის ენერგია. ჰესის კანონის თანახმად:

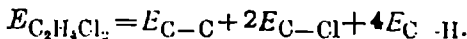
$$2E_{\text{H}-\text{H}} + E_{\text{O}-\text{O}} - 4E_{\text{O}-\text{H}} = -485,3\text{ კჯ}.$$

საიდანაც

$$E_{\text{O}-\text{H}} = \frac{2E_{\text{H}-\text{H}} + E_{\text{O}-\text{O}} + 485,3}{4} = \frac{872 + 499 + 485,3}{4} = 464\text{ კჯ/მოლ}.$$

საჭიროა ვიქონიოთ მკედველობაში, რომ რეაქციის სითბური ეფექტი დამოკიდებულია ტემპერატურაზე. ამიტომ მაღალი ტემპერატურებისათვის გამოთვლები სათანადო შესწორებებს მოითხოვს.

გამომდინარე ბმის ენერგიების მნიშვნელობებიდან შეიძლება გამოვთვალოთ ნაერთის წარმოქმნის სითბო, რეაქციის სითბური ეფექტი და სხვ., მაგალითად,



ქვემო ცხრილში პოტანილია ზოგიერთი ბმის ენერგიები.

ცხრილ • 29.

ზოგიერთი ბმის ენერგია

ბ მ ა	ბმის ენერგია კჯ/მოლი	ბ მ ა	ბმის ენერგია კჯ/მოლი
H—H	436	C=C ნაჯ	356
F—F	158	C=C ეთილ	598
Cl—Cl	255	C=C ბენზ	487
Br—Br	217	C=C აცეტ	813
I—I	151	C=O	695
H—F	566	O—H ₂ O	464
H—Cl	431	O—H _{OH}	438
H—Br	366	O=O	499
H—I	299	O—O _{H₂O₂}	146
C—H	416	N—N	916
C—F	485	N—H _{NH₃}	391
C—Cl	327	N=O	623
C—Br	285	S=O	526
C—I	213	As—H	198

ცხრილის მონაცემებიდან ჩანს, რომ ბმის ენერგია პერიოდულ სისტემის შესაბამისად მწყრივში HF, HCl, HBr, HI (სხევე, როგორც C—F, C—Cl, C—Br, C—I შემთხვევაში) კანონზომიერად მცირდება პალოგენის ატომის რადიუსის გადიდების გამო.

7. ატომების ეფექტური მუხტები მოლეკულაში. ატომის ეფექტური მუხტი მოლეკულაში განისაზღვრება როგორც მისი ელექტრონული გარსის უარყოფითი მუხტებისა და ბირთვის დადებითი მუხტის სხვაობა. ქიმიური ბმის წარმოქმნისას ატომებისაგან, რომელთა ელექტროუარყოფითობანი არ არის ერთნაირი, ელექტრონული სიმკვრივე გადანაცვლებული იქნება უფრო მეტად ელექტროუარყოფითი ატომისაკენ. ამის შედეგად მოცემულ ატომს მიენიჭება რაღაც სიდიდის უარყოფითი მუხტი δ (ელექტრონის მუხტის ერთეულებით გამო-

სახული), რასაც ეწოდა ეფექტური მუხტი, მეორე ატომს იმავე სიდიდის დადებითი მუხტი ექნება. ეფექტური მუხტები გამოსახავს ელექტრონული ღრუბლის ასიმეტრიის მოლეკულაში. ამას გარდა აღსანიშნავია: რომ რადგან ელექტრონული ღრუბელი დელოკალიზებულია, ამიტომ მისი გაყოფა და განაწილება ატომებს შორის შეუძლებელია.

კოვალენტური ნაერთებისათვის არაპოლარული ბმით $n=0$ იონურ ნაერთებში ეფექტური მუხტი ახლოა იონის მუხტის სიდიდესთან. პოლარული ნაერთების შემთხვევაში ეფექტური მუხტი მათი შუალედური მნიშვნელობისაა. ანრიგად ეფექტური მუხტი მოლეკულის პოლარობის ხარისხის ადეკვატურია. მაგალითად, ქლორწყალბადის მოლეკულაში წყილი ელექტრონი გადანაცვლებულია უფრო ელექტროუარყოფითი ქლორისაკენ, რის შედეგად ქლორს ენიჭება ეფექტური უარყოფითი მუხტი 0,17, წყალბადს იმავე სიდიდის დადებითი ეფექტური მუხტი. ეს ნიშნავს, რომ HCl-ის მოლეკულაში ბმის იონური კომპონენტი 17%-ია, 83% — კოვალენტურია. ასეთ სისტემებს პოლარული ეწოდება.

LiF-ის მოლეკულაში, რომლის $\delta_{Li^+} = +0,90$ და $\delta_F^- = -0,90$, წარმოადგენს იონურ მოლეკულას, სადაც ბმის კოვალენტური წილი შეადგენს 10%-ს. ქალოგენწყალბადებში $\delta_F^- = -0,45$, $\delta_{Cl^-} = -0,17$, $\delta_{Br^-} = -0,12$ და $\delta_{I^-} = -0,05$.

ეფექტური მუხტი სხვადასხვა მეთოდით ისაზღვრება. შედეგად მიღებულია, რომ არცერთ ნაერთში ეფექტური მუხტი არ აღემატება 2-ს.

მოცემული ატომის დაქანგულობის რიცხვის გადიდებისას სხვადასხვა ნაერთში მისი ეფექტური მუხტი მცირდება ($MnCl_2$, MnO_2 , $KMnO_4$), ე. ი. რაც უფრო მეტია ფორმალური ვალენტოვნება, მით მეტია კოვალენტური ბმის წილი. ეს იმით აიხსნება, რომ ბმების რიცხვის გადიდებისას ბმის პოლარობა მცირდება.

8. დიპოლური მომენტი. მოლეკულის ელექტრული, მაგნიტური და ოპტიკური თვისებები დამოკიდებულია მასში ელექტრული მუხტების განაწილებაზე. მუხტების განაწილების განხილვა მოლეკულაში არსებითი მნიშვნელობის შედეგებს გვაძლევს. მოლეკულის ელექტრული თვისებები განაპირობებს ნაერთის ქიმიურ თვისებებს, მის რეაქციაში შესვლის უნარს, ზედაპირულ დაჰიმულობას, გაზების გათხევადების უნარს და სხვ.

ყოველი მოლეკულა დადებით და უარყოფით მუხტებს ტოლი რაოდენობებით შეიცავს, რის გამო იგი ელექტრონეიტრალურია. ამ

მუხტების განაწილება მოლეკულაში სხვადასხვაგვარია, ამიტომ ნაერთებს განსხვავებული თვისებები ახასიათებს.

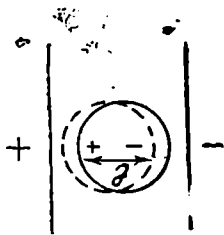
სიმარტივისათვის განვიხილოთ სიმეტრიულად აგებული მოლეკულები. ელექტრული მუხტების სიმეტრიული განლაგების შემთხვევაში მოლეკულის დადებითი და უარყოფითი ელექტრობის „სიმძიმის ცენტრები“ ერთ წერტილშია. ამის გამო მოლეკულა არაპოლარულია (მაგალითად, H_2 , O_2 , CH_4 , C_6H_6 პარაფენი და სხვ.). როცა დადებითი და უარყოფითი ელექტრობის სიმძიმის ცენტრები დაშორებულია ერთმანეთს, მოლეკულა პოლარულია (მაგალითად, HCl , H_2O , $CHCl_3$ და სხვ.). პოლარობის ხარისხის საზომს წარმოადგენს დიპოლური მომენტი. ელექტრული დიპოლი წარმოადგენს l მანძილით დაშორებულ ტოლი სიდიდის დადებითი და უარყოფითი e მუხტებისაგან შედგენილ სისტემას. მოლეკულის დიპოლს სიდიდე განისაზღვრება დიპოლური მომენტით, რომელიც ამ შემთხვევაში უდრის მანძილსა და მუხტის ნამრავლს:

$$\mu = el$$

ზოგად შემთხვევაში მოლეკულის დიპოლური მომენტი წარმოადგენს მანძილს დადებითი და უარყოფითი ელექტრობის სიმძიმის ცენტრებს შორის, გამრავლებულს მუხტზე.

თავისი აღნაგობის მიხედვით ზოგიერთი რთული მოლეკულა იჩენს მუხტების სიმეტრიულ განლაგებას. ასეთია წრფივი (CO_2 , CS_2) ტეტრაედრული (CH_4 , $SnCl_4$), ციკლური (C_6H_6) და სხვა აღნაგობის მოლეკულები. ასეთი მოლეკულების დადებითი და უარყოფითი ელექტრობის სიმძიმის ცენტრები სიმეტრიის ცენტრშია განლაგებული. ამიტომაც ელექტრული ველის გარეშე მათ არ გააჩნიათ დიპოლური მომენტი. ამგვარი ნაერთების პოლარიზაცია ინდუცირებული დიპოლური მომენტის აღძვრას განაპირობებს, ე. ი. ელექტრული ველის გავლენით მოლეკულაში მუხტების გადანაცვლების გამო წარმოიქმნება ინდუცირებული (გამოწვეული) დიპოლური მომენტი (ნახ. 2.34).

მაგრამ ყველა მოლეკულა არ იჩენს მუხტების სიმეტრიულ განლაგებას. მრავალი ნაერთის მოლეკულას



ნახ. 2.34. ინდუცირებული დიპოლური მომენტი.

(HCl , H_2O , NH_3 , C_2H_5Cl) ახასიათებს მუდმივი ანუ საკუთარი დიპოლი, რომლის მომენტი ელექტრული ასიმეტრიულობის ზომას წარმოადგენს. ასეთი მოლეკულების დადებითი და უარყოფითი ელექტრობის სიმძიმის ცენტრები ელექტრული ველის გარეშეც კი დაცილებული არიან ერთმანეთს გარკვეული მანძილებით. ამ სახის მოლეკულებს ჩვენ პო-

ლარული ეუწოდეთ. ამრიგად, არსებობს არაპოლარული და პოლარული ნივთიერებები.

9. დიპოლური მომენტი და მოლეკულის აღნაგობა. ერთნაირი ატომებისაგან შემდგარი ორატომიანი მოლეკულები (H_2 , N_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) მოკლებულია დიპოლურ მომენტს. სხვადასხვა ატომებისაგან პომეოპოლარულად შებმული ორატომიანი მოლეკულების დიპოლური მომენტი არ არის დიდი, ელექტრონის მუხტი უდრის $4,8 \cdot 10^{-10}$, ხოლო მანძილი ატომებს შორის არის 10^{-8} სმ რიგის სიდიდზე. ამიტომ დიპოლური მომენტის რიგი უდრის 10^{-16} ელექტროსტატიკურ ერთეულს, რომელსაც დებაის საპატიეცემოდ აღნიშნავენ D-თი. სი ერთეულებით დიპოლური მომენტი გამოისახება კლ. მ-ით.

განვიხილოთ არაერთნაირი ატომებისაგან შემდგარი, ე. ი. ასიმეტრიული ორატომიანი მოლეკულების დიპოლური მომენტები. ქეი-მო (30) ცხრილში მოტანილა ჰალოგენწყალბადის მოლეკულების დიპოლური მომენტები: μ , ბმის სიგრძე l , ელექტრონის e მუხტის ნამრავლი l მანძილზე ატომებს შორის და დიპოლური მომენტის ფარდობა el ნამრავლთან. ეს მონაცემები ძოწმობს, რომ მწყრივში HF — HI პომეოპოლარობა მატულობს. მაგალითად, HCl -ის მოლეკულაში ქლორის ატომს რომ დაესაყუთრებინა საზიარო წყვილი ელექტრონი, ის უარყოფით იონად გარდაიქმნებოდა, ხოლო წყალბადი, როშელმაც დაკარგა თავისი ელექტრონი, დადებითი იონი გახდებოდა. რადგან $H-Cl$ -ის მოლეკულაში ბმის სიგრძე შეადგენს $1,275 \cdot 10^{-8}$ სმ, ამიტომ el იქნებოდა $6,14D$. მაგრამ ექსპერიმენტულად გაზომილი HCl -ის $\mu = 1,04$. აქედან შეიძლება გამოვთვალოთ წყალბადისა და ქლორის ეფექტური მუხტები და რიცხობრივად (პროცენტობით) გამოვსახოთ ბმის იონურობა

$$\frac{\mu_{\text{ექსპ.}}}{el} \cdot 100 = \frac{1,04}{6,14} = 17\%.$$

მოლეკულაში ელექტრული სიმკვრივე გადაიხრება უფრო მეტად ელექტროუარყოფითი ატომისაკენ. ამის შედეგად დადებითი და უარყოფითი ელექტრობის „სიმძიმის ცენტრები“ ინაცვლებს და შედეგად აღიძვრება დიპოლი. ეს კი წარმოადგენს ორი ტოლი სიდიდის, საპირისპირო ნიშნის $+e$ და $-e$ მუხტებს, რომლებიც l მანძილით არიან დაშორებული ერთმანეთს.

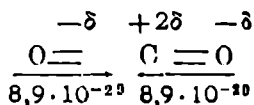
l არის დიპოლის სიგრძე ე. ი. l არის მანძილი დადებით და უარყოფით ელექტრობის სიმძიმის ცენტრებს შორის, ხოლო თვით დიპოლური მომენტი μ არის e სიდიდის მუხტის და l მანძილის ნამრავლის ტოლი, სადაც e ეფექტური მუხტია:

$$\mu = l^2 e$$

ეღსანინინა, რინ დროლის სიგრძე და ბმის სიგრძე არ უდრის ერთმანეთს. ბმის სიგრძე არის მანძილი ბირთვებს შორის, ის ყოველთვის აღემატება დიპოლის სიგრძეს.

მაგალითისათვის გამოვიყენოთ HF-ის დიპოლური მომენტი სი ერთეულებით. მისი დიპოლის სიგრძე $l = 92 \text{ პმ} = 92 \cdot 10^{-12} \text{ მ}$. ეფექტური მუხტი ($H^{+0,45} F^{-0,45}$) არის ელემენტარული მუხტის 0,45 ნაწილი, ე. ი. $0,45 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ კლ} = 0,72 \cdot 10^{-19} \text{ კლ}$. აქედან HF-ის მოლეკულის დიპოლური მომენტი $\mu = el = 0,72 \cdot 10^{-19} \cdot 92 \cdot 10^{-12} = 66 \cdot 10^{-29} \text{ კლ. მ}$.

ხაზოვანი მოლეკულა CO_2 არაპოლარულია ($\mu = 0$) მიუხედავად იმისა, რომ ყოველი $C=O$ ბმა პოლარულია ($\mu = 8,9 \cdot 10^{-29} \text{ კლ. მ}$). ეს იმით აიხსნება, რომ დიპოლების ტოლი სიდიდის მომენტები CO_2 -ის მოლეკულაში შიშართულია ერთმანეთის საპირისპიროდ



ამავე მიზეზის (ე. ი. წრფივი აღნაგობის) გამო გოგირდნახშირბადის მოლეკულის დიპოლური მომენტი ნულის ტოლია.

ტუტე მეტალების ქალოგენიდების დიდი დიპოლური მომენტი წიუთითებს იმას, რომ მათი იონური ხასიათი მკაფიოდაა გამოხატული. წყალბადის ქალოგენიდების მოლეკულების დიპოლური მომენტი მცირდება მწყკრევი $H-F-H-I$.

ცხრილი 30

ქალოგენწყალბადება დიპოლური მომენტები და მათი იონური ხასიათი

ქალოგენწყალბადები	l პმ	el · 10 ²⁹ კლ,მ	μ · 10 ²⁹ კლ. მ.	μ/el ბმის იონურობის ხარისხი
HF	92	1,47	0,66	0,45
HCl	128	2,02	0,34	0,17
HBr	143	2,27	0,26	0,12
HI	162	2,58	0,13	0,05

ზემოთ შედარებულია ქალოგენწყალბადების გაზომილი და გამოთვლილი დიპოლური მომენტები (ცხრ. 30). ბირთვებს შორის მანძილების და მუხტის ნაწრაგლი el წარმოადგენს დიპოლურ მომენტს, რომელიც მიიღება იმ ვარაუდით, რომ მოლეკულა იონურია, ხოლო გაზომილი დიპოლური მომენტის ფარდობა გამოთვლილთან $\mu_{\text{ექსპ}}/\mu_{\text{გამოთვლ}}$ არის მოლეკულაში ბმის კოვალენტურიდან იონურში გადასვლის ზომა. ამ მონაცემების თანახმად, ფტორწყალბადის მოლეკულაში ქიმურა ბმა 45%-ით იქნებოდა იონური, ხოლო იოდწყალბა-

დის მოლეკულაში მხოლოდ 5% ით. მიღებული მონაცემები მოლეკულის იანური „მდგენელის“ შესახებ კარგ თანხმობაშია მათ მთელ რიგ თვისებებთან.

მრავალატომიანი მოლეკულის დიპოლური მომენტის გამოთვლის დროს საჭიროა სავალენტო კუთხის გათვალისწინება. H_2O -ს მოლეკულაში $O-H$ ბმის სიგრძე უდრის 101 პმ, სავალენტო კუთხე 104° . წყალბად-ატომების სიმძიმის ცენტრი 101. $\cos 52^\circ = 62$ პმ-ით დაცილებულია ჯანგბად-ატომის ბირაჟს. იონური ბმის შემთხვევაში გამოთვლილი დიპოლური მომენტი იქნებოდა $1,97 \cdot 10^{-29}$ კლ. მ. გაზომილი დიპოლური მომენტი კი უდრის $0,61 \cdot 10^{-29}$ კლ. მ.

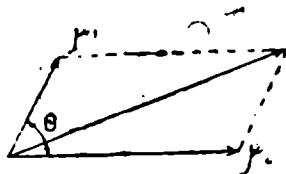
დიპოლური მომენტი დაკავშირებულია ელემენტის ელექტროუარყოფითობასთან. რაც უფრო მეტია ელექტროუარყოფითობათა სხვაობა, მით უფრო დიდია მოლეკულის დიპოლური მომენტი.

დიპოლური მომენტი წარმოადგებს მუხტისა და მანძილის ნამრავლს, ამიტომ შედარებით მცირე „ეფექტური“ მუხტების შედეგადაც კი შეიძლება მოლეკულებს მნიშვნელოვანი დიპოლური მომენტები ჰქონდეს დიდი მანძილების გამო. მოლეკულის აღნაგობაზე მსჯელობისას უკეთესი მახასიათებელია დიპოლური მომენტის შეფარდება მანძილთან ატომბირთვებს შორის.

მრავალატომიანი მოლეკულების დიპოლური მომენტები განპირობებულია ჯგუფებისა და ბმების პოლარობით. ბმების დიპოლური მომენტები წარმოადგენს ვექტორულ სიდიდეებს, რომელთაც გარკვეული მიმართულება აქვთ. ამიტომ მოლეკულის დიპოლური მომენტი შეიძლება ყველა ბმების ვექტორული შეჯამებით გამოეთვალოთ. მათი მიმართულება პირობით მიღებულია დადებითი მუხტისაგან უარყოფითისაკენ. მაგალითად, $NaCl$ -ის აირად მოლეკულაში მისი მიმართულება იქნება \overline{NaCl} . ორი ვექტორის შეჯამება ძალთა პარალელოგრამის წესით ხდება (ნახ. 2.35). თუ ორი ბმის დიპოლური მომენტებია μ_1 და μ_2 , ხოლო სავალენტო კუთხე უდრის θ -ს, მაშინ შეჯამებულ დიპოლური მომენტი გამოითვლება ფორმულით

$$\mu^2 = \mu_1^2 + \mu_2^2 + 2\mu_1\mu_2 \cos \theta$$

დიპოლური მომენტის განსაზღვრა და მისი შედარება გამოთვლილთან საშუალებას გვაძლევს გავარკვიოთ მოლეკულის კონფიგურაცია. მაგალითად, H_2O -ს მოლეკულის პოლარობა მიგვიჩინებს მის კუთხურ აღნაგობას, ხოლო CO_2 -ს დიპოლური მომენტის უქონლობა — მის წრფივ აღნაგობას. წყლის მოლეკულის შემთხვევაში



ნახ. 2.35. დიპოლური მომენტების ვექტორული შეკრება.

μ_{H_2O} შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც ორი O—H ბმების დიპოლური მომენტების ვექტორული ჯამი:

$$\mu_{H_2O} = \sqrt{\mu_1^2 + \mu_2^2 + 2\mu_1\mu_2 \cos\alpha} = \sqrt{2\mu^2_{OH} + 2\mu_{OH} \cdot \cos\alpha} =$$

$$= 6,09 \cdot 10^{-29} \text{ კლ.მ (1,83D)}$$

აქედან

$$\mu_{OH} = 5,2 \cdot 10^{-29} \text{ კლ.მ (1,56D)}$$

თუ ამიაკის მოლეკულას მივაწერთ ტოლგვერდა სამკუთხედის ფორმას, რომლის ცენტრში აზოტის ატომია, ხოლო სამკუთხედის წვეროებში წყალბადის ატომები, მაშინ 120° -ით მიმართული სამი ვექტორის ტოლქმედი იქნება ნულის ტოლი. ექსპერიმენტულად კი ნაპოვნია დიპოლური მომენტი $\mu = 4,8 \cdot 10^{-29}$ კლ.მ იმას მიგვანიშნებს, რომ ამიაკის მოლეკულა პირამიდულია, რომლის წვეროში აზოტის ატომია.

იონური და პოლარული ნივთიერებების კრისტალებში ბმების დიპოლური მომენტები აბათილებს ერთიგეორეს. ამიტომ კრისტალში საკუთარი დიპოლური მომენტი ნულის ტოლია.

დიპოლური მომენტის ადიტიურობიდან გამომდინარე შეიძლება ცალკეული ბმების დიპოლური მომენტების გამოთვლა. მათი მნიშვნელობები მოტანილია ქვემოთ 31-ე ცხრილში.

ცხრილი 31

ცალკეული ბმების დიპოლური მომენტები¹ კლ. მ და D

ბმა	დიპ. მომ. კლ. მ-ით. 10^{29}	დიპ. მომ. D-ით
C—H	1,33	0,40
C—OH	6,33	1,60
C—C	0	0
C—O	2,33	0,7
C=O	8,90	2,7
C—O	3,73	1,12
C—F	6,09	1,83
C—Cl	6,83	2,05
C—Br	6,79	2,04
C—I	5,99	1,80
C—NO ₂	13,16	3,95
O—H	5,2	1,56

$$1D = 3,33 \cdot 10^{-29} \text{ კლ. მ}$$

ბმების დიპოლური მომენტების ვექტორული შეჯამებით მიღებული სიდიდეები ხშირად ახლოა უშუალოდ გაზომილ სიდიდეებთან, მაგალითად, მეთილის სპირტის მოლეკულის შეჯამებული დიპოლური

მომენტი. გაანგარიშებული $\mu = 5,16 \cdot 10^{-29}$ კლ. მ (1,55D), ექსპერიმენტული $\mu = 5,56 \cdot 10^{-29}$ კლ. მ (1,67D).

დიპოლური მომენტების ვექტორული ადიტიურობა კარგად მართლდება მოცემულ ჰომოლოგიურ მწკრივში, მაგრამ სხვა შემთხვევებში ის არსებით გადახრებს იძლევა. ვექტორული ადიტიურობიდან გადახრებს განაპირობებს ატომების ურთიერთქმედება, შეუღლებული ქიმიური ბმები. მაგალითად, CX_3 -ჯგუფის მომენტი (სადაც X ქალოგენია) CX-ის მომენტის ტოლი უნდა ყოფილიყო, სინამდვილეში CHX_3 მოლეკულების დიპოლური მომენტები ყოველთვის უფრო ნაკლებია ვიდრე CH_3X -ისა. დიპოლური მომენტი უშუალოდ ახასიათებს ელექტრონების განაწილებას მოლეკულაში. ბუნებრივია, რადგან ბმების ურთიერთქმედება გავლენას ახდენს ელექტრონული გარსების აღნაგობაზე, ამიტომ ბმების ურთიერთქმედება დიპოლურ მომენტზედაც იქონიებს გავლენას.

2.2.2. იონური ბმა

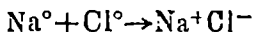
1. შესავალი. ქიმიაში დაგროვილი მდიდარი ფაქტობრივი მასალის განზოგადების შედეგად ჩამოყალიბდა რიგი ცნებები: ვალენტობების რიცხვი, მარტივი და ჯერადი ვალენტოვნება, ნაჯერი და არანაჯერი ნაერთი და სხვ. კლასიკურმა ქიმიამ ვერ მისცა სათანადო განმარტება ამ ძირითად ცნებებს. კვანტური მექანიკის განვითარებამდე ჩამოყალიბდა მოძღვრება იონური ნაერთების შესახებ, რომელსაც საფუძვლად ბორის თეორია დაედო.

პირველი წარმოდგენები იონური ბმის შესახებ და მისი გამოყენება ქიმიური რეაქციების მექანიზმის ახსნისათვის ეკუთვნის ქიმიკოს ელექტრონული წარმოდგენების ფუძემდებელს — ლ. ვ. პისარჟევსკის (1914). გამომდინარე ბორის მოდელიდან იონური ბმის თეორია უფრო დაწვრილებით შეიმუშავა კოსელმა (1916). ქვემოთ ჩვენ განვიხილავთ იონური ბმის თეორიას თანამედროვე თვალსაზრისით.

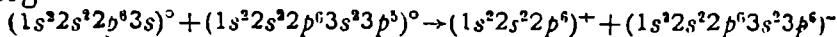
იონური ბმის თეორიის ძირითადი არსი შემდეგში მდგომარეობს. იონიზაციისა და ელექტრონისაღმოცენების სწრაფვის გამოვლენის შედეგად ატომების გარეგარსი ემსგავსება ინერტული გაზის ატომების მ-ელექტრონიან სისტემას, რომელსაც საკმაო მდგრადობა ახასიათებს. ელექტრონთა დაკარგვის ან შექმნის შედეგად ატომებიდან მიიღება დადებითი ან უარყოფითი იონები, რომელთა ურთიერთმიზიდვით იონური ნაერთი წარმოიქმნება. ამ თეორიის ძირითადი აზრის ნათელსაყოფად განვიხილოთ NaCl-ის წარმოქმნის ნატრიუმისა და ქლორისაგან.

ნატრიუმის ატომის (ელექტროდადებითი) და ქლორის ატომის

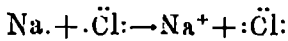
ე ლექტროუარყოფითი) შეერთება დაკავშირებულია ელექტრონის გადაცემასთან (ნატრიუმისაგან ქლორისადმი). ამის შედეგად



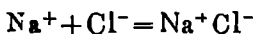
ანუ



ანუ

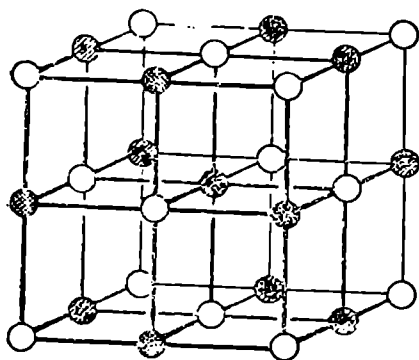


ნატრიუმის ატომი დადებითი იონი გახდება, ქლორის კი—უარყოფითი იონი. მათი ელექტროსტატიკური მიზიდვით წარმოიქმნება ნაერთი ნატრიუმის ქლორიდი. ნატრიუმ-იონი თავისი ელექტრონული გარსის აღნაგობით ემსგავსება Ne-ის ატომს, ქლორისა კი—Ar-ისას. მიღებული მოპირდაპირე მუხტის იონები, კულონის კანონის თანახმად, მიიზიდავენ ერთმანეთს, რის შედეგად წარმოიქმნება იონური ნაერთი



იონური ნაერთები ჩვეულებრივად კრისტალური ნაერთებია, რომელთაც სიმეტრიული აღნაგობის კრისტალური მესერი ახასიათებს. იონებს სრულიად გარკვეული ადგილები უჭირავთ მესერში და არცერთი დადებითი იონი არ ეკუთვნის ერთ რომელიმე გარკვეულ უარყოფათ იონს. თითოეული ნატრიუმ-იონის ირგვლივ ექვსი ქლორიონია, და თითოეული ქლორი-იონის ირგვლივ — ექვსი ნატრიუმ-იონი (შაგრამ არა მოლეკულები). აქედან ჩანს, რომ იონურ ბმებს არა აქვს გარკვეული გეზი სივრცეში.

იონური მოლეკულების წარმოქმნის თითქმის ყველა შემთხვევაში



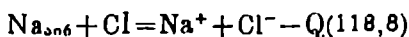
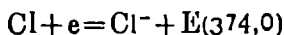
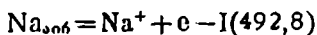
ნახ. 2.36. NaCl-ის კრისტალური მესერი.

მეტალის იონიზაციის პოტენციალი აღემატება მეტალოიდის სწრაფვას ელექტრონისადმი,¹ ამიტომ ელექტრონების გადაცემასთან დაკავშირებული იონების წარმოქმნა მოითხოვს დამატებით ენერგიას, რის გამოც ეს პროცესი თავისთავად თითქოს არ უნდა მიმდინარეობდეს. ასეთ შემთხვევებში ენერგიის შევსება ხდება იმ ენერგიის ხარჯზე, რომელიც იონების მიახლო-

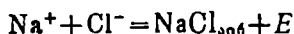
¹ გამონაკლისია CsF.

ებისას ამ ტიპის ქიმიური ბმის წარმოქმნისას გამოიყოფა. მართლაც რეაქციების შეჯამებული სითბური ეფექტი უარყოფითია.

მაგალითისათვის გავიანგარიშოთ NaCl-ის აირადი მოლეკულის წარმოქმნის ენერგია Na და Cl-ის ატომებიდან



მაშასადამე, ატომებიდან Na^+ და Cl^- იონების წარმოქმნა დამატებით 118,8 კჯ მოითხოვს. ენერგიის ამ ნაკლებობას გადაფარავს ის ენერგია, რომელიც $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ იონების ურთიერთშეერთებისას გამოიყოფა აირადი მოლეკულის წარმოქმნისას:



გამოვთვალოთ E . საპირისპირო ნიშნის იონები კულონის კანონის თანახმად იზიდავენ ერთმანეთს. ამიტომ ენერგია ტოლია

$$E_1 = \frac{e_1 e_2}{r}$$

როცა $e_1 = e_2$, მაშინ

$$E_1 = \frac{e^2}{r}$$

აქ ივთვლისხმება, რომ იონები დეფორმაციას არ განიცდიან.

გარდა მიზიდვისა, იონებს შორის განზიდვის ძალებიც მოქმედებენ. ცნობილია, რომ ატომბირთვი გარსშემორტყმულია ელექტრონული ღრუბლით, რომელიც ატომბირთვიდან დაცილებისას უფრო და უფრო დიფუზიური ხდება. მიანლობისას ორი ატომის ელექტრონული გარსები ერთმანეთისაგან განიზიდება. დადებითი ატომბირთვებიც განიზიდავენ ერთმანეთს. მუხტების ასეთი ურთიერთქედების გამო, როგორც კი დაიწყება შევსებული ელექტრონული გარსების (მაგ. Na^+ და Cl^- იონების ელექტრონთა ღრუბლების) შესამჩნევი გადაფარვა, აღიძვრება განზიდვის ძალები, რომლებიც მანძილთან დაკავშირებით უფრო სწრაფად იზრდება, ვიდრე კულონისეული ძალები. როცა მიზიდვის ძალა განზიდვის ძალას გაუტოლდება, მაშინ ელექტრონული ღრუბლების ურთიერთგადაფარვა შეწყდება.

ჩვენ დავუშვებთ, რომ r მანძილს გადიდებისას განზიდვის ძალა ეცემა r^n -ის პროპორციულად, სადაც n — ბორნის კოეფიციენტი დამოკიდებულია იონის ბუნებაზე. იგი გაცილებით მეტია 1-ზე, რადგან განზიდვის ძალები მანძილის გაზრდით სწრაფად ეცემა. იონები-

სათვის, რომელთა კონფიგურაცია He, Ne, Ar, Kr და Xe-ის ანალოგურია, $n=5, 7, 9, 10, 12$. ამიტომ საპირისპირო ნიშნის იონის განზიდვის ენერგია სწრაფად ეცემა მანძილთან დაკავშირებით:

$$E_1 = \frac{A}{r^{n-1}(n-1)},$$

სადაც A მუდმივი სიდიდეა.

კავშირი E -სა და f ძალას შორის გამოისახება თანაფარდობით:

$$f = -\frac{dE}{dr},$$

ამიტომ იონებს შორის მიზიდვის ძალა

$$f_1 = -\frac{dE_1}{dr} = \frac{e^2}{r^2}.$$

განზიდვის ძალა:

$$f_2 = -\frac{dE_2}{dr} = \frac{A}{r^n}.$$

მოლეკულაში წონასწორული r_0 -ის პირობებში $f_1 = f_2$, ე. ი.

$$\frac{e^2}{r_0^2} = \frac{A}{r_0^n} \quad (a)$$

(ა) პირობიდან ადვილად ვიპოვით A -ს მნიშვნელობას:

$$A = e^2 r_0^{n-2}$$

ერთი მთლი აირადი იონური ნაერთის E ენერგია, როცა მანძილი იონებს შორის r_0 -ია, უდრის:

$$E = E_1 - E_2 = \frac{N_0 e^2}{r_0} - \frac{N_0 A}{r_0^{n-1}(n-1)} = \frac{N_0 e^2}{r_0} \left(1 - \frac{1}{n-1} \right).$$

ამრიგად, მარტივი ნივთიერებიდან ერთი მთლი Na^+Cl^- წარმოქმნის ენერგიას, რომელსაც მივიღებთ ფორმულით:

$$E_{\text{NaCl}} = -I + F + \frac{N_0 e^2}{r_0} \cdot \frac{n-2}{n-1},$$

სადაც I იონიზაციის ენერგიაა, F —სწრაფვა ელექტრონისადმი. აქ n დაახლოებით უდრის 9-ს. ამიტომ $E_{\text{NaCl}} = 355$ კჯ. ექსპერიმენტული E_{NaCl} კი უდრის 110-ს.

ნათქვამიდან გამომდინარეობს, რომ ელექტრონების გადაცემა მაშინ იქნება შესაძლებელი, როცა ატომები მცირე მანძილით მიუახლოვდებიან ერთმანეთს.

ქვემო 32-ე ცხრილში მსგავსი გამოთვლების შედეგები შედარებულა ექსპერიმენტულ სიდიდეებთან.

ცხრილი 32

აირად McHal-ის მოლეკულების ბმის ენერჯია E კვ/მოლ

მოლეკულა	მანძილი პმ-ით	E გამოთვლილი ენერჯია კვ/მოლ	E ექსპერიმენტული სიდიდე კვ/მოლ
NaCl	2 51	355	410
NaB	2 64	322	368
NaJ	2,90	247	305
KCl	2.79	384	435
KBr	2.94	355	380
KJ	3.23	284	322
RbCl	2.89	380	422
RbBr	3.06	351	380
RbJ	3,26	292	317
CsCl	3,06	389	431
CsBr	3,14	372	389
CsJ	3,41	305	343

სხვა მსგავსი მაგალითების განხილვა იმავე სურათს გვაძლევს: ელემენტთა ატომები მიისწრაფვიან მდგრად წდგომარეობაში გადასვლისაკენ. კალციუმი, მაგალითად, ჰალოგენებთან ურთიერთქმედებისას შედარებით ადვილად კარგავს ორ სავალენტო ელექტრონს, რის გამო წარმოიქმნება ორმუხტიანი კალციუმ-იონი. თავისი კონფიგურაციით Ca^{2+} ემსგავსება არგონის ატომის აღნაგობას, რომლის ელექტრონული სქემა შემდეგია: $[2 | 8 | 8]$. ორი ელექტრონის მოშორება მეტ მუშაობას მოითხოვს, ვიდრე ერთისა. ამით აიხსნება რომ Ca ქიმიურად უფრო ნაკლებ აქტიურია, ვიდრე ნატრიუმი ან კალიუმი. ქლორი, ბრომი, იოდი და სხვ. ელექტრონისადმი დიდი სწრაფვის გამო ადვილად იძენენ ელექტრონებს. ელექტრონების მიერთების გამო მათ გარეგარსი აგრეთვე ოქტეტამდე შეივსება. ელექტრონების დაკარგვა - შეძენის გამო შიილება იონები: Li^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , F^- , Cl^- , Br^- , J^- და ა. შ. რომელთა ელექტრონული კონფიგურაცია მათი უახლოესი ინერტული გაზების ატომების მსგავსია. ამ ატომების იონური მდგომარეობა მკაფიოდაა გამოხატული. ამ მხრივ სულ სხვა სურათს გვაძლევს მათ შორის მდებარე ელემენტები (C, N, Si და სხვ.), რომლებსაც კოსელის თეორია მიაწერდა იონურ მდგომარეობაში გადასვლის ისეთსავე უნარს, როგორც განაპირა ელემენტებს ახასიათებს, მაგრამ ამჟამად მათი იონების არსებობა ქიმიურ ნაერთებში გამოირიცხულია.

ზოგი იონური კრისტალის შედგენილობა არასტეკიომეტრიულია.

მაგალითად: 1. მეტალის სიჭარბისას ($Zn_{1-x}O$, $Fe_{1-x}O_3$, $CeO_{1-x}...$)
2. მეტალის ნაკლებობისას ($Fe_{1-x}O$, $Co_{1-x}O$, $Ni_{1-x}O$) და ა. შ., სადაც
 $x=0,06-0,04$). არასტექიომეტრიული ნაერთების წარმოქმნისას კრი-
სტალურ მესერს ჩვეულებრივად ახასიათებს ვაკანტური ადგილები,
რომლებიც განაპირობებენ მესერის დეფექტებს.

იონურ ნაერთებს განსაკუთრებული თვისებები ახასიათებს, რომ-
ლებითაც ისინი არსებითად განსხვავდებიან სხვა ტიპის ნაერთებისა-
გან. ასეთია მათი კრისტალური აღნაგობა, სადაც მესერის კვანძებში
მიმდევრულად განლაგებულია დადებითი და უარყოფითი იონები.

იონური კრისტალების სუბლიმაციის (აქროლების) სითბო სა-
ერთოდ დიდია: $NaCl$ -ის ტიპის მარილების სუბლიმაციის მოლური
სითბო 210—250 კჯ-ის ტოლია. კოვალენტური ნაერთებს (H_2 , N_2 ,
 O_2) მოლეკულური კრისტალების სუბლიმაციის მოლური სითბო შეა-
დგენს დაახლოებით 42 კჯ-ს. იონური ნაერთები ჩვეულებრივ პი-
რობებში მყარია, კოვალენტური ძირითადი ნაერთები კი აირადია.

აირადი ნაერთების ელექტროლიტური დისოციაცია წყალში
გახსნისას არ არის მათი ბმის იონური ხასიათის ნიშანი. მაგალითად,
 HCl წყალში გახსნისას იონების ურთიერთგანცალკევება ხდება, ამი-
ტომ იონური ნაერთების წყალხსნარები ძლიერ ელექტროლიტებს
წარმოადგენენ.

კლასიკურ მოდელურ წარმოდგენებზე აგებული იონური ნაერთ-
ების აღნაგობის თეორია ჩამოაყალიბა მ. ბორნმა და ი. ფრენკელ-
მა.

2. კრისტალური მესერის ენერჯია. იონური კრისტალების თვი-
სებების დახასიათებისათვის არსებითი მნიშვნელობა აქვს წარმოდ-
გენას კრისტალური მეურის ენერჯიის შესახებ. კრისტალური მესერის
ენერჯია წარმოადგენს ენერჯიის იმ რაოდენობას, რომელიც საჭიროა
ერთი მოლი კრისტალის იონების ერთმანეთისაგან უსასრულოდ დიდი
მანძილებით დასაშორებლად ან, სხვანაირად, ეს არის ის ენერჯია,
რომელიც გამოიყოფა, როცა აირადი იონებიდან ერთი მოლი კრის-
ტალი წარმოიქმნება. კრისტალური მესერის ენერჯიის გაანგარიშება
შეიძლება თეორიული გზით, რისთვისაც საჭიროა იონების შიზიდ-
ვისა და განზიდვის ძალების აღრიცხვა.

რადგან იონების ურთიერთმიზიდვის ძალა ექვემდებარება მარ-
ტივ, კულონისეულ ძალებს, ამიტომ ამ ორი იონის პოტენციალური
ენერჯიის განსაზღვრა ადვილია.

კრისტალური მესერის ენერჯიის გაანგარიშება ბორნის მიხედ-
ვით შოითხოვს იონების მიზიდვისა და განზიდვის ძალების გაანგა-
რიშებას.

კრისტალში იონების ელექტროსტატიკური ენერჯია შეიძლება გაეიანგარიშოს იონთა ყველა წყვილებს შორის ცენტრების მანძილით

$$U = \sum_{i,j} \frac{z_i z_j e^2}{r_{ij}} \quad (2)$$

სადაც i და j შესაბამისი იონების ნომრებია, $z_i e$ და $z_j e$ მათი მუხტებია და r_{ij} მანძილი მათ შორის. ყოველი r_{ij} შეიძლება გამოვსახოთ წონასწორული მანძილით იონებს შორის. მაშინ ერთი მოლ-კრისტალისათვის (2) გამოსახულებიდან მივიღებთ:

$$U = N_0 \frac{B e^2}{r}$$

სადაც B მალეუნგის კოეფიციენტია (იხ. ქვემოთ).

გარდა მიზიდვისა, იონებს შორის მოქმედებს განზიდვის ძალებიც, რომლებიც სწრაფად ეცემა მანძილთან დაკავშირებით.

იონების მიზიდვის ძალა ექვემდებარება კულონის კანონს e^2/r^2 , განზიდვის ძალა კი გამოისახება თანაფარდობით A/r^n , სადაც A მუდმივია, ხოლო n ისაზღვრება კრისტალის კუმშვადობიდან. ამრიგად,

$$f = \frac{e^2}{r^2} - \frac{A}{r^n} \quad (1)$$

ჩვენი მიზნებისათვის უფრო მიზანშეწონილია იონების ურთიერთქმედების პოტენციალური U ენერჯიის გაანგარიშება, რომელიც უდრის იონების ერთმანეთისაგან დაცილების მუშაობას:

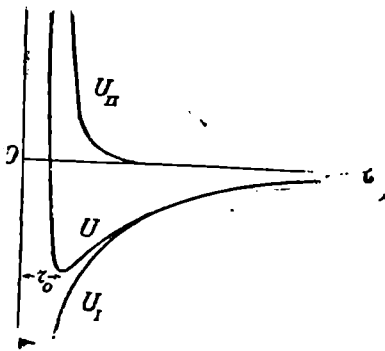
$$\begin{aligned} U &= - \int_r^{\infty} f dr = - \frac{e^2}{r} + \frac{A}{r^{n-1}(n-1)} = \\ &= - \frac{e^2}{r} \left(1 - \frac{A}{r^2(n-1)r^{n-2}} \right) \end{aligned} \quad (2)$$

კრისტალურ მესერში იონები წონასწორულ მდგომარეობაში არიან; ამ დროს $f=0$ და $r=r_0$, არის დადებითი და უარყოფითი იონების რადიუსების ჯამი, რის გამო

$$\frac{e^2}{r_0^2} = \frac{A}{r_0^n}$$

სადაც r_0 წონასწორული მანძილია. ამ თანაფარდობიდან გამომდინარეობს, რომ თუ A -ს მნიშვნელობას (2) განტოლებაში შევიტანთ, მივიღებთ:

$$U = - \frac{e^2}{r_0} \left(1 - \frac{1}{n-1} \right) = - \frac{e^2}{r_0} \frac{n-2}{n-1} \quad (3)$$



ნახ. 2.37. იონების ურთიერთქმედების ენერჯია იონურ მოლეკულაში.

ვებს შორის წონასწორულ r_0 მანძილს შეესაბამება. აღვნიშავთ, რომ სისტემის პოტენციალური ენერჯია უდრის კრისტალური მესერის ენერჯიას მინუსი ნიშნით.

ერთი მოლი ნივთიერების კრისტალური მესერის ენერჯია რომ მივიღოთ, (3) გამოსახულება უნდა გავამრავლოთ იონთა საერთო რიცხვზე მოლში (N_0) და გარდა ამისა, გავითვალისწინოთ ისიც, რომ ინიდან კრისტალურ მესერში მოცემულ იონთან, ურთიერთქმედებაშია არა მხოლოდ უახლოესი იონი, არამედ ყველა იონი, ამიტომ საჭიროა სათანადო კოეფიციენტის შეტანა, რომელსაც მადელუნგის კოეფიციენტი ეწოდება. NaCl-ის ტიპის კრისტალებისათვის მადელუნგის კოეფიციენტი $B=1,748$. მადელუნგის კოეფიციენტი დამოკიდებულია კრისტალის გეომეტრიაზე და ცნობილია ყველა მარტივი სტრუქტურისათვის, მაშინ მივიღებთ, რომ კრისტალური მესერის ენერჯია:

$$U = \frac{z_+ z_- B N_0 e^2}{r_0} \cdot \frac{n-2}{n-1}, \quad (4)$$

სადაც z_+ და z_- წარმოადგენს დადებითი და უარყოფითი იონების მუხტის სიდიდეს.

ბორნის მიღებულ ფორმულაში n -ის რიცხვითი მნიშვნელობა ძვეს ინტერვალში 8-სა და 12-ს შორის. $\frac{n-2}{n-1}$ -ის სიდიდე n -ის ცვლილებისას შედარებით უმნიშვნელოდ იცვლება, მაგალითად,

$$\frac{10-2}{10-1} = 0,889$$

2.37-ე ნახაზზე გამოსახული U_I მრუდი შეესაბამება პოტენციალური ენერჯიის შემცირებას მანძილის შემცირებისას, ხოლო U_{II} პოტენციალური ენერჯიის გადიდებას განზიდვისას, რომელიც განპირობებულია იონების ძლიერი მიახლოების დროს მათი ელექტრონული ღრუბლების ურთიერთქმედებით. პოტენციალური ენერჯიის ორივე მრუდის ორდინატების შეჯამებით მიიღება მრუდი U , რომელიც მინიმუმ ატომბირთ-

$$\frac{11-2}{11-1} 0,900$$

$$\frac{12-2}{12-1} 0,909$$

ამრიგად, განზიდვა დაახლოებით 10%-ით ამცირებს იონების მიზიდვის ენერგიას.

r_0 -ის მნიშვნელობა შეიძლება ვიპოვოთ რენტგენსტრუქტურული ან ელექტრონგრაფიული ანალიზის გზით.

ზემოთ განხილული (4) ფორმულის დახმარებით გამოვთვალოთ KCl-ის კრისტალური მესერის ენერგია. საჭირო მონაცემები შემდეგია:

$$\begin{aligned} n &= 10, \quad r_0 = r_{K^+} + r_{Cl^-} = (1,33 + 1,81) \cdot 10^{-10} \text{მ} = 3,14 \cdot 10^{-10} \text{მ} \\ &= 3,14 \cdot 10^{-8} \text{სმ} = 314 \text{პმ}. \end{aligned}$$

$N_0 = 6,02 \cdot 10^{23}$; $\epsilon = 4,8 \cdot 10^{-10}$; $B = 1,748$. მიღებული ენერგია გამოსახული იქნება ერგებით. კჯ/მოლ ერთეულებზე გადათვლით მივიღებთ, რომ

$$U_{KCl} = \frac{N_0 B \cdot e^2}{r_0 k} \frac{n-2}{n-1} = 686 \text{ კჯ/მოლ.}$$

იმ შემთხვევაში, როცა იონთა რადიუსები არ არის ცნობილი, შეიძლება r_0 -ის მნიშვნელობა გამოვთვალოთ კრისტალური ნივთიერების მოლური მოცულობიდან. მაგალითად, NaCl ტიპის კრისტალებისათვის:

$$r_0 = \sqrt[3]{\frac{M}{2dN_0}},$$

მაშინ კრისტალური მესერის ენერგიის გასაანგარიშებელ ფორმულას ექნება სახე:

$$U = N_0 B e^2 \frac{n-2}{n-1} \sqrt[3]{2N_0} \sqrt[3]{\frac{d}{M}}. \quad (5)$$

თუ ამ ფორმულაში შევიტანთ მუდმივთა რიცხვით მნიშვნელობებს, მივიღებთ, რომ ერთი მოლი ნივთიერების კრისტალური მესერის ენერგია NaCl-ის ტიპის ნაერთებისათვის:

$$U = 2280 \sqrt[3]{\frac{d}{M}} \text{ კჯ/მოლ.} \quad (6)$$

კოეფიციენტი 2280 დამოკიდებულია კრისტალური მესერის ტიპზე.

ამ ფორმულით შედარებით ზუსტი შედეგები მიიღება. უფრო ზოგადია ა. კაპუსტინსკის ფორმულა:

$$U = 287,2 \cdot \frac{r_i z_j \sum n}{r_i + r_j} \left(1 - \frac{0,345}{r_i + r_j} \right) \cdot 47,5 \text{ კვ},$$

სადაც r_i და r_j არის r_i და r_j რადიუსის იონთა მუხტები, ხოლო $\sum n$ იონთა რაოდენობა, რომელიც თითო „მოლეკულაში“ შედის.

შემდგომ შეტანილ კვანტურ მექანიკურ კორექტივებს არსებითად არ შეუცვლია მიღებული შედეგები.

3. ბორნ-ჰაბერის ციკლი. ენერჯიის იმ რაოდენობას, რომელიც გამოიყოფა ელექტრონის მიერთებისას მინიშალური ენერჯიის მდგომარეობაში მყოფი აირადი ატომისადმი, ე. ი.

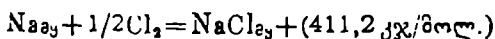
$$X + e = X^- + F.$$

რეაქციის სითბურ ეფექტს OK -ზე ეწოდება სწრაფვა ელექტრონისადმი.

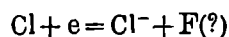
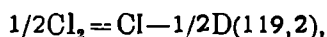
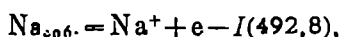
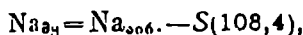
ენერტული გაზების შემთხვევაში F ნულის ტოლია. ისინი მოკლებულია დამატებითი ელექტრონის მიერთების უნარს. ჰალოგენებისათვის ეს სიდიდე უშუალოდ იქნა განსაზღვრული. ამისთვის მაღალტემპერატურებზე გაზომილ იქნა ატომების, იონებისა და ელექტრონების წონასწორული კონცენტრაციები და წონასწორობის მუდმივას ტემპერატურული დამოკიდებულებიდან განსაზღვრულ იქნა ამ რეაქციების ΔH .

სწრაფვა ელექტრონისადმი ადვილად შეიძლება გამოვთვალოთ ბორნ-ჰაბერის (1919) წრიული პროცესის დახმარებითაც. წრიული პროცესის გამოყენება აგებულია ჰესის კანონზე, რომლის თანახმად მოცემული ჰიმიური რეაქციის შეჯამებული სითბური ეფექტი დამოკიდებულია სისტემის საწყის და საბოლოო მდგომარეობაზე და არა იმაზე, თუ რაანაზად და რამდენ ფაზად წარიმართება რეაქცია.

ნატრიუმის ქლორიდის წარმოქმნის სითბო, გაზომილი კალორიმეტრიულად, ტოლია:



ეს რეაქცია შეიძლება შემდეგ ელემენტარულ პროცესებად დაეშალოთ:



პესის კანონის თანახმად,

$$Q = -S - I - 1/2D + F + U$$

სადაც S არის სუბლიმაციის სითბო, I —იონიზაციის ენერგია, D —დისოციაციის ენერგია, F —სწრაფვა ელექტრონისადმი, ხოლო U —კრისტალური მესერის ენერგია, რომელიც (6) ფორმულით გაიანგარიშება. I და F თითქმის არ არის დამოკიდებული ტემპერატურაზე. დანარჩენ სიდიდეებს სტანდარტული პირობებისათვის, ე. ი. 25°C -სათვის აიღებენ. ამიტომ OK -სთვის გამოთვლილ U -ს უნდა გამოაკლდეს აირადა ორი გრაჰიონის Na^+ და Cl^- -ის წარმოქმნის მუშაობა, რაც უდრის $2RT = 5,02$ კჯ/მოლ. აქედან:

$$411 - (770 - 5,02) + 493 + 108,4 + 119,2 = 367 \text{ კჯ/მოლ.}$$

ქლორის სწრაფვა ელექტრონისადმი სხვა ციკლების დახმარებითაც შეიძლება მივიღოთ დანარჩენი ტუტე მეტალების მარილების შემთხვევაში. ქვემოთ 33-ე ცხრილში შედარებულია მიღებული შედეგები.

ცხრილი 33:

ქლორის სწრაფვა ელექტრონისადმი

ნართი Q	U ზორნ-პაბერის ციკლით	I	$-S$	$-1/2D$	F
LiCl	840	516	163	119,2	371.
NaCl	770	493	108	119,2	367
KCl	703	417	89	119,2	385.
RbCl	681	401	79	119,2	366
CsCl	656	373	78,6	119,2	380.
				საშუალო	374

ელექტრონისადმი სწრაფვა შედარებით ზუსტად ნაპოვნია პილოგენებისათვის. დანარჩენი ელემენტებისათვის F ცნობილია 8—10 კჯ-ის სიზუსტით (ცხრ.34).

ცხრილი 34.

სწრაფვა ელექტრონისადმი კჯ-ით

რეაქცია	F სწრაფვა e -სადმი კჯ-ით	რეაქცია	F სწრაფვა e -სადმი კჯ-ით
$F + e = F^-$	347	$O + e = O^-$	125
$Cl + e = Cl^-$	374	$O + 2e = O^{2-}$	-711
$Br + e = Br^-$	341	$S + e = S^-$	167
$I + e = I^-$	310	$S + 2e = S^{2-}$	-376
$H + e = H^-$	69	$N + 3e = N^{3-}$	-2260

მოტანილი ცხრილიდან ჩანს, რომ ფტორის სწრაფვა ელექტრონისადმი ნაკლებია, ვიდრე ქლორისა. ეს შეიძლება იმით აეხსნათ, რომ ფტორის ატომში 2*p*-ქვედონზე შედარებით მჭიდროდ დასახლებული ელექტრონები განიხილებიან ერთმანეთისაგან. ამავე ცხრილიდან შეიძლება გამოვიტანოთ დასკვნა, რომ ქლორი უფრო ძლიერი შეანავავია, ვიდრე ფტორი, რადგან ქლორის ატომთან ელექტრონის მიერთებისას მეტი ენერგია გამოიყოფა. საშავიეროდ ფტორის მოლეკულის ატომებად დისოციაციაზე ნაკლები ენერგია იხარჯება (1.58 კჯ/მოლ), ვიდრე ქლორის მოლეკულის დისოციაციაზე (2.55 კჯ/მოლ). ქლორის, ბრომისა და იოდის ქოლეკულებში ბმის განმტკიცება განპირობებულია *p*-და *d*-ორბიტალების ჰიბრიდიზაციით.

შედარებიდან ჩანს, რომ მეორე პერიოდის ელემენტების სწრაფვა ელექტრონისადმი უფრო ნაკლებია, ვიდრე მესამე პერიოდის ელემენტებისა. ეს აიხსნება მეორე პერიოდის ელემენტების ატომთა რადიუსების სიმცირით როგორც ფტორის შემთხვევაში.

იქ, სადაც ატომბირთვის მუხტი ძლიერ ეკრანირებულია *s*-ელექტრონებით, სწრაფვა ელექტრონისადმი უარყოფითია.

ელექტრონისადმი ხწრაფვის გაზომვა ბევრად უფრო ძნელია, ვიდრე იონიზაციის პოტენციალისა. ამიტომ ამ სიდიდეს ჩვეულებრივად ბორნ-ჰაბერის წრიული პროცესის დახმარებით საზღვრავენ.

დავებრუნდეთ ბორნის ფორმულას:

$$U = \frac{N_0 Be^2 \zeta_1 \zeta_2}{r_0} \cdot \frac{n-2}{n-1}$$

საიდანაც განომდინარეობს, რომ ერთნაირი მუხტის იონებისაგან შედგენილი ერთნაირი სტრუქტურის კრისტალური ნივთიერებებისათვის *U* დამოკიდებულია *r*₀ მანძილზე იონებს შორის; *U* მით მეტია, რაც უფრო ნაკლებია მანძილი იონების ცენტრებს შორის, რადგან *r*₀LiCl < <*r*₀NaCl < *r*₀KCl < *r*₀KJ ამიტომ

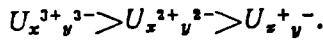
$$U_{LiCl} > U_{NaCl} > U_{KCl} > U_{KJ}$$

შესადარებლად ქვემოთ 35-ე და 36-ე ცხრილებში მოტანილია ზოგიერთი ნივთიერების კრისტალური მესერის ენერგია.

ერთნაირი ზომის იონების შემთხვევაში კრისტალური მესერის ენერგია მუხტის კვადრატის პროპორციული უნდა იყოს. მაგალითად LiCl-ის *r*₀ = 257 პმ და MgS-ის *r*₀ = 254 პმ, ამიტომ მოსალოდნელია, რომ *U*_{MgS} ≈ 4*U*_{LiCl}. გაზომილი სიდიდეების შედარებიდან ჩანს, რომ

$$U_{MgS} = 3320 \text{ კჯ და } U_{LiCl} = 803 \text{ კჯ.}$$

ამრიგად:



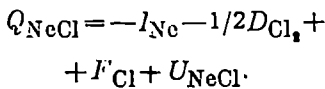
ცხრილი 35

ბრტუქვედალების პალოგენიდების კრისტალური შეხერის ენერჯიის მნიშვნელობები

ნაერთი	U თორი	U ექსაქ/მოლ	ნაერთი	U თორი	U ექსაქ/მოლ
	კჯ/მოლ	ბორნ-ჰაბერის ციკლით		კჯ/მოლ	ბორნ-ჰაბერის ციკლით
LiF	495	1015,8	LiBr	761	799,1
NaF	844,5	906	NaBr	715,3	734,5
KF	791	102,5	KBr	655	672,3
RbF	755	722,3	RbBr	633	657
CsF	715	738,9	CsBr	594	632
LiCl	803	144,4	LiI	707	744,7
NaCl	550	769,8	NaI	677	689,5
KCl	653	704,1	KI	614,4	631,4
RbCl	657	681	RbI	598,3	618,8
CsCl	615	657,7	CsI	564,4	601,2

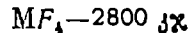
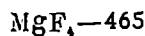
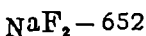
კრისტალური მესერის ენერჯია დამოკიდებულია აგრეთვე იონის აღზგობაზედაც.

ელემენტარული რეაქციების სითბური ეფექტებიდან გამომდინარე, აღვილად შეიძლება ე. წ. ვირტუალური (შესაძლო, ჰიპოთეზური) ნაერთების წარმოქმნის სითბოს გაანგარიშება. მაგალითად,



რადგან ნეონის იონიზაციის სითბომ 2000 კჯ ტოლია, ამიტომ $Q_{NeCl} =$

$= -1000$ კჯ. აქედან ჩანს, რომ ნეონიდან შეუძლებელია წარმოქმნა, მარილმსგავსი ნაერთების მიღება ამევე გზით გრამის მიერ გაანგარიშებულია შემდეგი ჰიპოთეზური ნაერთების წარმოქმნის სითბო:



ზაზგასმით უნდა აღვნიშნოთ, რომ აქ განხილული თეორია, მრავალი მოდელური წარმოდგენების მსგავსად, მიახლოებითი ხასიათისაა.

აღსანიშნავია, რომ ერთხანს კოსელის თეორიის მიმდევრები ცდილობდნენ ყველა ნაერთის აღზგობა აეხსნათ ელექტროსტატიკური თეორიის დახმარებით, ამიტომ ისინი

ქმულებული იყვნენ ელარჯინით, რომ ნ. ხშირად იმენს ოთხი ელექტრონის დაკარგვა და აგრეთვე, შექმნის უნარს. ახორციელებს კარგად ზეთ ელექტრონს, გოგირდი — ექვს ელექტრონს და ა. შ. როგორც ზემოთ დავიხსენებთ, ორი ელექტრონის მიმართ უნარს. და უკვე უაზროვით სწრაფვას იჩენს. გასაგებია, რომ კოსელის მიერ გითვალისწინებული ყველა იონის არსებობა არ დადასტურდა, მაგალითად. C^{4+} , Cl^{-} , N^{3-} , N^{5+} , S^{6+} და ა. შ., რაც ეხება ფორმულებს, რომლებიც დღესაც ხშირად გვხვდება. მაგალითად. $N^{3-}-H_3^{+}$, $C^{4+}-O_2^{2-}$, $C^{4+}-H_4^{+}$, $N_2^{3+}-O_2^{2-}$, $B^{3+}-F_3^{-}$ და ა. შ., ისინი არ უპასუხებს სწრაფვას და ეწინააღმდეგება ქიმიურ ძალებზე დღევანდელ წარმოდგენებს.

4. ელექტროუარყოფითობა. ქიმიის ძრავალი საკითხის განსახილველად არსებითი მნიშვნელობა აქვს ელემენტების ბუნების დადგენას, ე. ი. იმის გარკვევას, თუ რა ნიშნის იონის წარმოქმნის უნარი გააჩნია მოცემულ ელემენტს.

განვიხილოთ ორი ატომი A და B . მოვწყვიტოთ ელემენტონი A ატომს. ამაზე დაიხარჯება იონიზაციის ენერჯია I_A . ნივთიერათთ ეს ელემენტონი B ატომს. ვინაიდან ამ დროს გამოიყოფა ენერჯია F_B (რომელიც უდრის B -ს სწრაფვას ელექტრონისადმი), ამიტომ შეიძლება ენერჯიის მოგებას. A -დან B -სთვის ელექტრონის გადაცემა დაკავშირებულია, $I_A - F_B$ ენერჯიის ხარჯთან.

ახლა B ატომს მოვწყვიტოთ ელემენტონი და მივეუბნოთ A ატომს. ენერგეტიკული ბალანსი ამ შემთხვევაში იქნება $I_B - F_A$.

როცა ეს ორი სიდიდე ერთმანეთის ტოლია, ე. ი. როცა

$$I_A - F_B = I_B - F_A \quad \text{ანუ} \quad I_A + F_A = I_B + F_B$$

ორი ელემენტის ($I + F$) ელექტროუარყოფითობა ერთნაირია, მაშინ არც იონური და არც პოლარული ნაერთი არ მიიღება.

მალიკენის წინადადებით მოცემული ატომის $1/2 (I + F)$ მისი ელექტროუარყოფითობის საზომად ითვლება. ელექტროუარყოფითობა ჩვეულებრივად აღინიშნება X -ით და უდრის იონიზაციის პოტენციალსა და ელექტრონისადმი სწრაფვის ჯამის ნახევარს:

$$X = 1/2(I + F).$$

ელექტროუარყოფითობა ასახავს ატომის უნარს მიიზიდოს მეზობელი ატომების ელექტრონები მოლეკულაში.

ელემენტების ელექტროუარყოფითობის განსაზღვრას პრინციპული მნიშვნელობა აქვს, რადგან ქიმიური თვისებების დახასიათებისას ამ სიდიდის დახმარებით ადვილია გათვალისწინება ელემენტის ტენდენციისა დადებითი თუ უარყოფითი იონის წარმოქმნისადმი.

კოვალენტური ბმის ენერჯიის ადიტიურობიდან გამომდინარე, პოლინგმა დაუშვა, რომ თუ არაერთნაირი ატომებისაგან შემდგარ მოლეკულაში ქიმიური ბმა სავსებით კოვალენტურია, მაშინ მისი ბმის

ენერგია E_{A-B} უნდა უდრიდეს შესაბამისი $A-A$ და $B-B$ მოლეკულების ბმის ენერგიათა ჯამის ნახევარს:

$$E_{A-B} = 1/2 E_{A-A} + 1/2 E_{B-B}$$

შერეულ იონ-კოვალენტური ბმის ენერგია აღმატება წმინდა კოვალენტურისა ან წმინდა იონური ბმის ენერგიას. ბმის ამ დამატებით ენერგიას ეწოდება იონ-კოვალენტური ბმის ენერგია და აღინიშნება Δ ნიშით. თუ $\Delta \neq 0$ ბმის რალაც ნაწილი იონური იქნება, ასეთ შემთხვევაში:

$$E_{A-B} > 1/2 E_{A-A} + 1/2 E_{B-B}$$

რაც შეიძლება შემდეგნაირად გადავწეროთ:

$$E_{A-B} = 1/2 E_{A-A} + 1/2 E_{B-B} + \Delta$$

აქედან

$$\Delta = E_{A-B} - 1/2 (E_{A-A} + E_{B-B})$$

საკრები Δ შეესაბამება იმ გადახრას, რომელსაც განაპირობებს ბმის იონური წილი. ამიტომაც Δ შეიძლება მოვიხმართო როგორც იონური ბმის წილის საზომი.

თუ განვიხილავთ ნაერთების მწყვირვს, მაგალითად, HF, HCl, HBr, HI, შევადარებთ ჰალოგენების იონიზაციის პოტენციალსა და ელექტრონისადმი სწრაფვას, მივაღწეოთ დასკვნას, რომ ელექტროუარყოფითობა შემდეგი მიმდევრობით შეცირდება:



ამიტომაც Δ ამავე მიმართულებით უნდა შემცირდეს. პოლინგის თანახმად, დიპოლური მომენტი μ , ისევე როგორც Δ , უნდა მცირდებოდეს HF... HI მწყვირვში. შესაბამისი სიდიდეები მოტანილია ქვემო 37-ე ცხრილში.

ცხრილიდან ჩანს, რომ იონური ბმის წილი HF-ის მოლეკულაში გაცილებით მეტია, ვიდრე HI-ის შემთხვევაში.

ცხრილი 37.

ბმის შედარებითი პოლარობა ჰალოგენწყალბადებში

ბმის ენერგია კჯ/მოლ	ბმის ენერგია კჯ/მოლ	Δ კჯ/მოლ	μ დებაის ერთეულებით
$H_2 = 438$	HF = 566	219	1,98
$F_2 = 159$	HCl = 431	92	1,03
$Cl_2 = 242$	HBr = 366	51,5	0,79
$Br_2 = 193$	HI = 299	5,5	0,38
$I_2 = 151$			

Δ -ს მნიშვნელობა განპირობებულია ჰალოგენწყალბადების მოლეკულების იონური ხასიათით. HF, HCl, HBr და HI-ის ბმების იონური ხასიათი პოლინგის გამოკვლევების თანახმად ამ მწკრივში მცირდება. Δ -ს მნიშვნელობებიც; 259, 92, 51,5 და 5,5 კჯ/მოლ იმავე მიმდევრობით იცვლება. Δ ზუსტად უდრის სითბურ ეფექტს, რომელიც,

$$1,2A + 1/2B = AB$$

რეაქციის შედეგად მიიღება.

$0,208\sqrt{\Delta}$ -ს მნიშვნელობები საფუძვლად დაედო ელექტროუარყოფითობათა სკალის გაფართოებას. $0,208\sqrt{\Delta}$ ტოლი უნდა იყოს $X_A - X_B$ სხვაობისა, სადაც X_A და X_B ატომების ელექტროუარყოფითობებია. 38-ე ცხრილის მონაცემები აღასტურებს ამ თანაფარლობას.

ქვემო 39-ე ცხრილში შეტანილია სხვადასხვა ელემენტის ელექტროუარყოფითობათა მნიშვნელობები (X), რომელიც ყველაზე კარგად ეთანხმება ექსპერიმენტულ მონაცემებს.

აღსანიშნავია, რომ შეუძლებელია მოცემულ ელემენტს ქიმიური ბმის წარმოქმნისას მივაწეროთ მუდმივი სიდიდის ელექტროუარყოფითობა. ეს უკანასკნელი დამოკიდებულია იმაზე, თუ რომელ კონკრეტულ ნაერთს ვიხილავთ. მიუხედავად ამისა, ელექტროუარყოფითობას არსებითი მნიშვნელობა აქვს ელემენტის ქიმიური თვისებებს დახასიათებისათვის: რაც უფრო მეტია ელექტროუარყოფითობა, მით უფრო მკაფიოადაა გამოსახული ელემენტის მეტალოიდური ბუნება (ფტორი ეხგბადი და ა. შ.) და რაც უფრო დაბალია ელემენტის ელექტროუა-

ცხრილი 39.

ბმის ენერგიების ინკრემენტი (Δ) და ზოგი ატომის ელექტროუარყოფითობათა სხვაობა

ბ მ ა	Δ კჯ/მოლ	$0,208\sqrt{\Delta}$	$X_A - X_B$
O-H	171,5	1,33	1,44
H-F	269	1,67	1,9
H-Cl	87	0,98	0,9
H-Br	51,5	0,74	0,7
H-I	5,5	0,26	0,4
C-N	38,9	0,64	0,5
C-O	97,0	1,00	1,0
C-I	192	1,41	1,5
C-Cl	34,7	0,61	0,5
N-H	92,0	0,98	0,9
S-H	16,3	0,41	0,4

რყოფითობა, მით უფრო მეტად ვლინდება ელემენტის მეტალური ბუნება (ცეზიუმი, რუბიდიუმი, კალიუმი და ა. შ.).

ქიმიური ელემენტების ელექტროუარყოფითობათა შედარებისას შექმნილი თვისებრივი კანონზომიერებები მიიღება:

1. თუ $A-B$ მოლეკულაში X_A და X_B დაახლოებით ერთმანეთის ტოლია ($X_A \approx X_B$), მოლეკულა თითქმის არაპოლარული იქნება და მისი თვისებების უპრავლესობის ანსნა შესაძლებელი იქნება კოვალენტური ბმის მოდელის დახმარებით.

2. თუ $A-B$ მოლეკულაში $X_A \gg X_B$, მაშინ მოლეკულა პოლარული იქნება.

3. თუ $A-B$ მოლეკულაში X_A ბევრად აღემატება X_B -ს (ელექტროუარყოფითობის 1,7 ერთეულით) ან პირქვე, $X_B > X_A$ -ს, მაშინ მოლეკულის აღწერისას არსებითი მნიშვნელობა იონურ მოდელს მიენიჭება.

5. იონური ბმა როგორც კოვალენტური ბმის ზღურბლი. იონური ბმის უნაჯერობა და უგეზურობა. ერთნაირი ატომებისაგან წარმოქმნილ მოლეკულებში ატომები ერთნაირი ძალით იზიდავენ მაკავშირებელ წყვილ ელექტრონებს, რის შედეგადაც დადებითი და უარყოფითი მუხტები ასეთ მოლეკულებში სიმეტრიულ განლაგებას იჩენენ. ასეთი ბმა არაპოლარული, კოვალენტურია. კოვალენტური ბმა ქიმიური ბმის ყველაზე მეტად გავრცელებული სახის ბმაა.

თუ მოლეკულა წარმოსდგა სხვადასხვა ელექტროუარყოფითობის მქონე ატომებისაგან, მაკავშირებელი წყვილი ელექტრონი გადახრილი იქნება იმ ატომისაკენ, რომლის ელექტროუარყოფითობა მეტია. ელექტრული მუხტების ასეთი არასიმეტრიული განაწილების გამო მიიღება პოლარული კოვალენტური ბმა.

მაკავშირებელი წყვილი ელექტრონის გადანაცვლების გამო ელექტრული მუხტის სიჭკვირვე ერთ-ერთ ატომთან გაიზრდება, რის შედეგადაც ერთი ატომი ზედმეტ უარყოფით მუხტს შეიძენს, მეორეს კი ზედმეტი დადებითი მუხტი მიენიჭება. ამის გამო წარმოიქმნება პოლარული მოლეკულები, ხოლო იმ შემთხვევაში, როცა მორეაგირე ელემენტების ელექტროუარყოფითობათა სხვაობა დიდია, მიიღება იონური ნაერთი. აქ აღნიშნავთ იონური ბმის თეორიის ორ პრინციპულ ხასიათის ნიშანს:

1. რადგან იონის ელექტრული ველი სფერულ სიმეტრიას იჩენს, ამიტომ კოვალენტურისაგან განსხვავებით, ონური ბმა არ იჩენს, მიმართულებას (მოკლებულია გეზურობას).

2. ორი საპირისპირო იონის ურთიერთქმედება არ ახდენს ერთმანეთის ელექტრული ველის ურთიერთკომპენსაციას, რის გამოც ისი-

ნი ინარჩუნებენ სხვა იონების მიზიდვის უნარს. ამის შედეგად, კოვალენტური ბმისაგან განსხვავებით, იონური ბმა მოკლებულია ანაჯერობის უნარს.

ამ ორი მიზეზის გამო თითოეული იონი გარშემორტყმულია საპირისპირო ნიშნის იონების ისეთი რაოდენობით, რომელსაც განსაზღვრავს შათი ზომები და მოცემული ნიშნის იონების ურთიერთგანზიდვა. ამიტომაც იონურ ნაერთებს კოინტალური აღნაგობა ახასიათებს. მაგალითად, ნატრიუმ-იონი ნატრიუმის ქლორიდის კოინტალურ შესერში შებმულია არა ერთ, არამედ ექვს ქლორ-იონთან. ქლორ-იონების ეს რიცხვი კი არაფი თარ კავშირში არ არის სავალენტო ელექტრონების რიცხვთან.

არაპოლარულ მოლეკულაში, მაგალითად, H_2 , ატომების ეფექტური მუხტი ნულის ტოლია. იონური ნაერთი არსებითად პოლარული ნაერთია, რომლის პოლარობამ თავის ზღვრულ მნიშვნელობას მიიღწია. ამის გამო მისი ატომების ეფექტური მუხტი ხბლოა ერთთან. მაგალითად, $NaCl$ -ის იონურობა არის 0,8 ($Na^{+0,8}Cl^{-0,8}$), $LiCl$ -ისა 0,9 ($Li^{+0,9}F^{-0,9}$), HCl -ისა 0,17 ($H^{+0,17}Cl^{-0,17}$). იონურობის ხარისხი ელექტროუარყოფითობათა სხვაობის გადიდებისას იზრდება.

კვანტური მექანიკიდან გამომდინარეობს, რომ იდეალური იონური ბმის წარმოქმნა, რომელიც დაკავშირებულია მუხტების ერთმანეთისაგან სრულ დაცილებასთან $A^+ B^-$, შეუძლებელია რადგან ელექტრონის ტალღური თვისებების გამო ელექტრონის ყოფნის ალბათობა A ატომთან. მართალია, შეიძლება ჩეტად მცირე რყოს, მაგრამ ის მაინც არ უღრის ნულს. იონურობის ყველაზე დიდი ხარისხი ახასიათებს $CsCl$ -ს, სადაც ქლორის სწრაფვა ელექტრონისადმი აღმატებო ცეზიუმის იონიზაციის ენერგიას. დანარჩენ შემთხვევებში ელექტრონი თავისით არ გადაეცემა არამეტალის ატომისაგან მეტალის ატომს, რადგან ყველაზე აქტიური ტუტე მეტალების იონიზაციის ენერგია მეტია, ვიდრე ტიპობრივი არამეტალების სწრაფვა ელექტრონისადმი. ამ მხრივ ენერგეტიკულად არახელსაყრელია, მაგალითად, $NaCl$ -ის წარმოქმნა მარტივი ნიეთიერებებიდან, რადგან ნატრიუმის იონიზაციის ენერგია უდრის 493 კჯ/მოლ, ხლო ქლორის სწრაფვა ელექტრონისადმი შეადგენს 374 კჯ/მოლ.

კოსელის იონური ბმა შეიძლება განვიხილოთ როგორც კოვალენტური ბმის კერძო შემთხვევა. აღნიშნულიდან ჩანს იონური და კოვალენტური ბმების ერთიანობა. განსხვავება ამ სახის ბმებს შორის რაოდენობრივია და არა თვისებრივი.

მოლეკულებას აღნაგობისა და თვისებების შესასწავლად და, რაც მთავარია, ქიმიური ბმის ბუნების ასახსნელად მიმართავენ სავალენტო ბმების მეთოდს და მოლეკულური ორბიტალების მეთოდს, რომელსაც ქვემოთ განვიხილავთ.

6. იონების პოლარიზაცია. ნაერთების თვისებების განხილვისას ჩვენ ვგულისხმობდით, რომ მოლეკულების ან კრისტალების წარმოქმნის დროს იონების მდგომარეობა არ იცვლება, ე. ი. იონების ელექტრონული გარსები ინარჩუნებენ თავის ფორმას და რომ მეზობელი იონები მათზე არავეითარ გავლენას არ ახდენენ. ეს პირობა წარმოადგენს კოსელის თეორიის ერთ-ერთ დებულებას. მაგრამ კატიონებმა თავისი ელექტროსტატიკური ველით უნდა გამოიწვიონ ანიონების ელექტრონული გარსის ფორმის შეცვლა ე. ი. მათი პოლარიზაცია ანუ „დეფორმაცია“.

ფაიანსის, ბორნისა და პაიზენბერგის გამოკვლევების შედეგად ამჟამად ნათელი წარმოდგენაა შემუშავებული პოლარიზაციის საკითხზე.

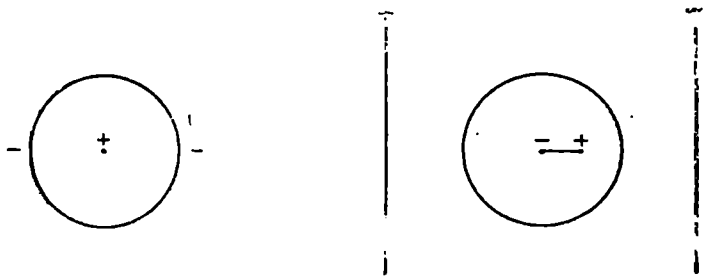
წარმოედგინოთ ნეიტრალური ატომი. დადებითი და უარყოფითი მუხტების თანაბარი განაწილების გამო ატომი სიმეტრიული აღნაგობისაა, ე. ი. ატომში დადებითი და უარყოფითი მუხტების სიმჭიმის ცენტრები ერთ წერტილში ძევს.

თუ ახლა განვიხილავთ იმავე ატომს ელექტრულ ველში, რისთვისაც მას, მაგალითად, კონდენსატორში მოვათავსებთ, მისი დადებითი ატომბირთვი კონდენსატორის უარყოფითი შემონაფენისაკენ გადაინაცვლებს, ხოლო ელექტრონული გარსი — დადებითისაკენ (ნახ. 2.38), რის შედეგადაც დადებითი და უარყოფითი მუხტების ელექტრული სიმჭიმის ცენტრები ალარ იქნება ერთ წერტილში. ე. ი. აღიძვრება დიპოლი. მაშასადამე, ატომმა განიცადა პოლარიზაცია.

ელექტრულ ველში აღქრული დიპოლური მომენტი ველის დაძაბულობის პროპორციულია:

$$P = \alpha E,$$

სადაც α პოლარიზაციის კოეფიციენტი ანუ ატომის ელექტრონული ორბიტების დეფორმაციის ხომას გამოსახავს.



ნახ. 2.38. ნეიტრალური ატომის პოლარიზაცია ელექტრულ ველში.

ახლა წარმოვიდგინოთ, რომ მცირე მოცულობის მქონე კატიონი (მაგალითად, Li^+) შეუერთდა ანიონს (Cl^- , Br^- , J^-). და მივიღეთ აირადი მოლეკულა. ანიონის ელექტრონული ორბიტები განიზიანება კატიონის მიმართულებით, ე. ი. ნივთიერება ცალმხრივი პოლარიზაცია (დეფორმაცია). ანიონის პოლარიზაცია მით მეტია, რაც უფრო ძლიერია კატიონის ელექტროსტატიკური ველი, ე. ი. რაც უფრო მცირეა კატიონის რადიუსი და მეტია მისი მუხტი. მაგრამ იონის პოლარიზაციული მოქმედება, გარდა მუხტისა, დამოკიდებულია იონის აღნაგობაზეც. მაპოლარიზებელი მოქმედება იზრდება შემდეგი მიმდევრობით:

1. რვაელექტრონიანი გარსის მქონე კატიონები (Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} და ა. შ.),
2. გარსშეუვსებელი კატიონები (Cu^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , და ა. შ.),
3. თრამეტელექტრონიანი გარსის მქონე კატიონები (Ag^+ , Cu^+ , Zn^{2+} და ა. შ.).

ამავე ჯგუფს ეკუთვნის ჰელიუმის ტიპის გარსის მქონე კატიონები (Li^+ , Bi^{2+} და ა. შ.) $18+2$ ელექტრონით (Sn^{2+} , As^{3+} და ა. შ.).

უწყლო CuSO_4 თეორია, მაშასადამე, სპილენძის იონი Cu^{2+} უფეროა, ხოლო სპილენძის მარილების ხსნართა ლურჯ შეფერილობას განაპირობებს ჰიდრატირებული სპილენძის იონი, ე. ი. $\text{Cu}^{2+} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, კომპლექსი, რომელშიც ჟანგბადის ორბიტალები ძლიერ პოლარიზაციას განიცდის. ნიკელის მარილების ხანარების მწვანე შეფერილობა აგრეთვე არ შეიძლება ავსნათ თავისუფალი Ni^{2+} -ის შეფერილობით, რადგან უწყლო NiF_2 , NiSO_4 მოყვითალო ფერისაა, მაშასადამე, Ni -ის იონები უფეროა.

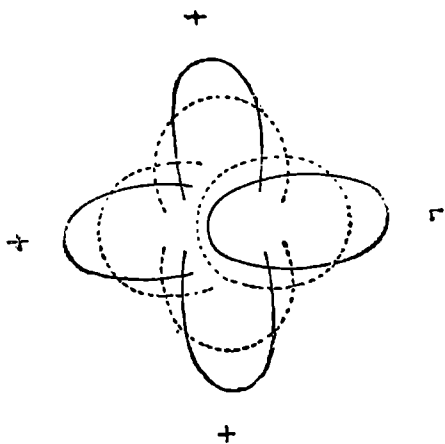
ბეტად საინტერესოა ფერების ცვლილება შემდეგ მწკრალებში:

NiF_2	NiCl_2	$-\text{NiBr}_2$	NiI_2
მოყვითალო	მუქი ყვითელი	მუქი ყავისფერი	შავი
CuF_2	CuCl_2	CuBr_2	$\text{Cu[I}_2]$.
უფერო	მუქი-ყვითელი	მოშავო-ყავისფერი	არამდგრადი

ანიონის ფერის გარღვევას განაპირობებს მისი ელექტრონული ორბიტის დეფორმაცია, (ნახ. 2.39) რომელიც იზრდება ანიონის რადიუსის გადიდებისას მწკრივში F^- , Cl^- , Br^- , I^- , ძლიერი დეფორმაციის გამო იოდ-იონი კარგავს ელექტრონს, რომელიც გადაეცემა Cu^{2+} -ს, რის გამოც CuI_2 იშლება და მიიღება CuI და $1/2\text{I}_2$.

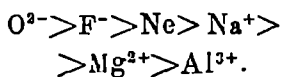
ასევე შეიძლება ავსნათ CuO -ს შავი ფერი. NiO -ს მუქი მწვანე ფერი და სხვა ნაერთების შეფერილობა ანუ სინათლის ხვადასხვა სიგრძის მქონე ტალღის შთანთქმის უნარი.

ელექტრონული გარსის ერთნაირი აღნაგობის შემთხვევაში პო-



ნახ. 2.39. ანიონის ელექტრონული ღრუბლის დეფორმაცია

ლარიზაციისადმი უნარი ეცემა უარყოფითი მუხტის შემცირებასთან ერთად, მაგალითად, პოლარიზაცია ეცემა მწყრივში:



განხილულიდან ჩანს, რომ, რაც უფრო დიდია იონის უარყოფითი მუხტი და რადიუსი, მით უფრო მეტია მისი პოლარიზაცია, რომელსაც მოცემული კატიონი განაპირობებს.

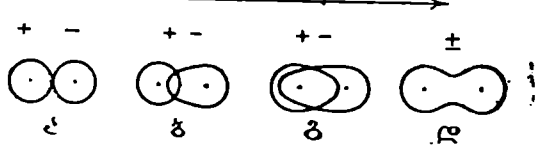
იონების ურთიერთპო-

ლარიზაცია მოლეკულაში დიპოლური მომენტის გადიდება იწვევს. ამის გამო მარტივი ნივთიერებებიდან მარილების წარმოქმნის სიძლიერე ათი პროცენტი იონების ურთიერთპოლარიზაციითაა განპირობებული განსაკუთრებით დიდია პოლარიზაციით გამოწვეული დამატებითი სიბრტე ეფექტი წყალბადნაერთების წარმოქმნისას. წყალბადიონი არის „შიველი“ პროტონი, რომელსაც არა აქვს ელექტრონული გარსი. ამის გამო მისი რადიუსი მცირეა და სხვა კატიონებისაგან განსხვავებით შეიჭრება ანიონის ელექტრონულ გარსში. მაგალითად, Cl^- -ის რადიუსი უდრის 181 პმ-ს, ხოლო HCl -ის მოლეკულაში მანძილი ქლორ-იონის ატომბირთვსა და პროტონს შორის უდრის 128 პმ-ს. მაშასადამე, პროტონი ქლორ-იონის ელექტრონულ გარსში მისი რადიუსის ერთ მესამედზე შეჭრის შემდეგ გამოიწვევს ზედმეტი სიძლიერე გამოყოფას.

ცალმხრივი პოლარიზაციის ქარდა ანგარიში უნდა გაეწიოს ანიონების ყოველმხრივ პოლარიზაციას, რასაც კრისტალურ მეხერში ვხვდებით.

ურთიერთპოლარიზაციის გამო იცვლება ვალენტური ბმის

იონების ურთიერთდეფორმაციის გაძლიერება



ბმის პოლაროზის მატება

ნახ. 2.40. იონების ორბიტალების დეფორმაცია და ქიმიური ბმის ხასიათი.

ხსიათი (ნახ. 2.40). მარცხენა მხარეზე გამოხატულია წმინდა იონური ტიპის ნაერთი, რომელშიც გამოირიცხულია ელექტრონული ორბიტების პოლარიზაცია, მარჯვენა მხარეზე — არაპოლარული ნაერთის სქემა, მათ შორის კი — ელექტრონული ორბიტების დეფორმაციის შემთხვევა, რომელსაც შუალედური ადგილი უჭირავთ იონურსა და ატომურ ბმებს შორის.

პოლარიზაციის ეფექტით აიხსნება NaCl და KCl-თან შედარებით AgCl-ის განსხვავებული თვისებები (ხსნადობა, ლლობის ტემპერატურა და სხვ.). Ag^+ -ის რადიუსი Na^+ და K^+ -ის თანაზომიერია, ამიტომ ერთი შეხედვით მოსალოდნელი იყო AgCl და ტუტე მეტალების (Na, K) ქლორიდების თვისებების მსგავსება. Ag^+ -ის ძლიერი პოლარიზაციული მოქმედება ანიონზე იმით აიხსნება, რომ ტუტე მეტალების იონებისაგან განსხვავებით ზას 18-ელექტრონიანი გარსი აქვს. ამის გამო AgCl-ში მანძილი ატომბირთვებს შორის ნაკლებია, მაშასადამე კრისტალური მესრის ენერჯია მეტია, ვიდრე NaCl და KCl-ისა. პოლარიზაციით აიხსნება აჭრეთვე პერმანგანატების, ქრომატების, ბიქრომატებისა და სხვათა შეფერილობა.

იონების პოლარიზაციის მოვლენას ორი მხარე აქვს: პოლარიზებადობა არის მოლეკულის, ატომის თუ იონის ელექტრონული ღრუბლის დეფორმაციისადმი უნარი, რომელსაც მეორე იონის მაპოლარიზებელი მოქმედება განაპირობებს. იონის მაპოლარიზებელი მოქმედება P და პოლარიზებადობა α მჭიდრო კავშირშია ერთმანეთთან:

$$P = \frac{4}{3} \pi N_0 \alpha,$$

სადაც N_0 ავოგადროს რიცხვია.

ღებაის ფორმულით პოლარული ნაერთების შემთხვევაში პოლარიზებადობა

$$P = \frac{4}{3} \pi N_0 \left(\alpha + \frac{\mu^2}{3KT} \right),$$

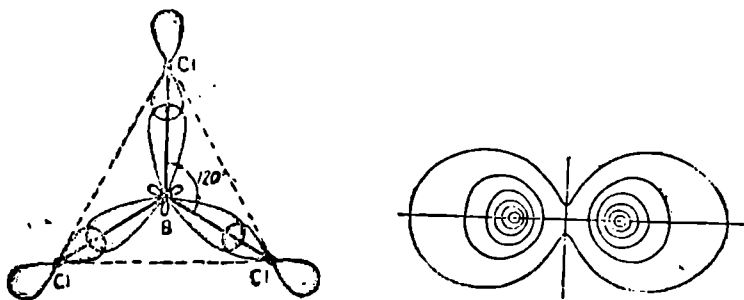
სადაც μ — მოლეკულის საკუთარი დიპოლური მომენტი.

არსებითია, რომ იონების პოლარიზება ამცირებს ქიმიური ნაერთის იონურობის ხარისხს, ხოლო კოვალენტურ ნაერთებზე საპირისპიროდ მოქმედებს, ე. ი. აღიღებს მის პოლარობას.

2.2.3. კოვალენტური ბმის კვანტურ-მემანიკური ახსნა

1. პოტენციალური ენერჯიის მრუდი. ზოგადი სახით კვანტური ქიმია არის თანამედროვე კვანტური თეორიის გამოყენება ქიმიური პრობლემების ამოსახსნელად.

კვანტური ქიმიის დასაწყისის საფუძვლები ჩაუყარეს ჰაიტლერმა.



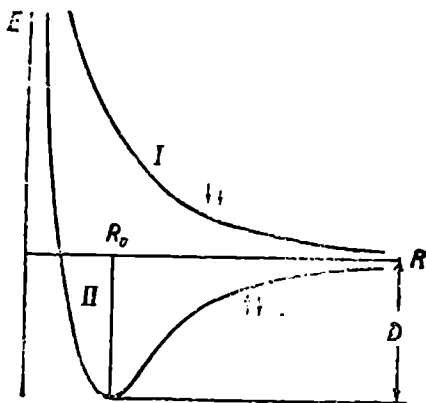
ნახ. 2. 41. ელექტრონული ღრუბელი H-Cl-ის განზიდვის შემთხვევაში.

და ლონდონმა, რომლებმაც 1927 წელს ჩაატარეს წყალბადის მოლეკულის კვანტურ-მექანიკური გამოთვლა. შემდეგში ეს მეთოდი არსებითად განავითარეს სლეიტერმა და, განსაკუთრებით, პოლინგმა. მას საელენტო ბმების მეთოდი ეწოდა.

საელენტო ბმების მეთოდის ძირითადი აზრი იმაში მდგომარეობს, რომ ქიმიური ბმა მაშინ წარმოიქმნება, როცა ორი ატომის ანტიპარალელური სპინის მქონე გაუწყვილებელი ელექტრონები გაუწყვილდება ერთმანეთს.

ორი წყალბად-ატომის ურთიერთმიახლოებისას ელექტრონების ტალღური თვისებების თანახმად, ელექტრონებისა და ატომბირთვების ურთაუ უთქმელების გამო იცვლება ელექტრონული ღრუბლის განაწილება.

პარალელური სპინების შემთხვევაში $H \parallel H$ (ე. ი. როცა ორივე ელექტრონის s -სპინის შემდგენელი ერთნაირი ნიშნისაა) ორი წყალ-



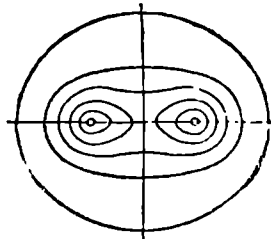
ნახ. 2.42. პოტენციალური ენერჯიის მრუდი

ბად-ატომის ურთიერთქმედებით ატომბირთვებს შორის წარმოქმნილი ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე უფრო ნაკლები გახდება, ვიდრე ორი იზოლირებული ატომის ელექტრონულ ღრუბელთა სიმკვრივის ჯამია. ორი ასეთი ატომის მიახლოების პროცესში სისტემის ენერჯია უწყვეტად იზრდება, ე. ი. ატომები განიზიდება ერთმანეთისაგან, არ შეკავშირდება მოლეკულის სახით

(ნახ. 2.41). ერთნაირი მიმართულების სპინის მქონე ატომების პოტენციალური ენერჯიის ცვლილება მანძილთან დაკავშირებით გამოსახულია 2.42-ე ნახაზზე 1 მრუდით.

სულ სხვა შედეგი მიიღება, როცა ურთიერთმქედებაში მდის ორი წყალბად-ატომი $H \uparrow | H$ ანტიპარალელური სპინით, ე. ი. როცა ერთი ელექტრონის სპინურ-კვანტური რიცხვი $S_z = +1/2$ და მეორისა $-1/2$ -ს. ამ შემ-

თხვევაში ატომების მიახლოებისას ატომბირთვებს შორის ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე იზრდება და მეტი ხდება. ვიდრე ორი ცალკეული ატომის ელექტრონული ღრუბლების სიმკვრივეთა ჯამია (ნახ. 2.43) ორი ასეთი ატომის მიახლოებისას ენერჯია მცირდება, ე. ი. ატომები იზიდავენ ერთმანეთს, ამ დროს ანტიპარალელური სპინის მქონე სავალენტო ელექტრონები გაუწყვილდება ერთმანეთს, ე. ი. წარმოიქმნება ქიმიური ბმა. პოტენციალური ენერჯიის ცვლილება მანძილთან დაკავშირებით იმავე 2.42-ე ნახაზზეა გამოსახული II მრუდის სახით, რომლის მინიმუმი მოლეკულის მდგრადობას უპასუხებს. ამრიგად, მოლეკულის წარმოქმნის აუცილებელი პირობაა არაგაწყვილებული, ანუ თავისუფალი ელექტრონების მოპირდაპირე მიმართულების სპინი, რომელთა გაწყვილებით კოვალენტური ბმა წარმოიქმნება. რადგან ატომის ერთი ელექტრონი მეორე ატომის ელექტრონთან ერთ კოვალენტურ ბმას ქმნის, ამიტომ ელემენტის ვალენტოვნება კოვალენტურ ნაერთში მისი ატომის არაგაწყვილებული ელექტრონების რიცხვის ტოლია.

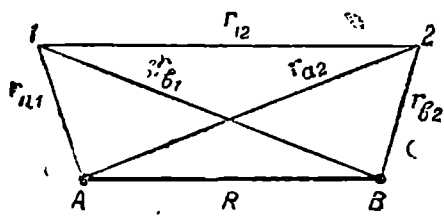


ნახ. 2.43. ელექტრონული ღრუბელი H-H-ის შებმის პირობებში.

კვანტური ქიმიის განვითარების შედეგად ჩამოყალიბდა ახალი შეხედულება ქიმიურ ბმაზე, ბმის ნაჯერობასა და მის გეზურობაზე.

2. წყალბადის მოლეკულა. ცნობილია, რომ ქიმიის ერთ-ერთი ძირითადი ამოცანაა ქიმიური ბმის ბუნების ამოხსნა. კლასიკური წარმოდგენების დახმარებით შეუძლებელია იმის გარკვევა, თუ რა ბუნების ძალებითაა შებმული ორი წყალბად-ატომი მოლეკულის სახით, ან რატომ შედგება წყალბადის მოლეკულა ორი და არა სამი ან მეტი ატომისაგან. სხვანაირად რომ ვთქვათ, ასახსნელი იყო კოვალენტური ბმის ბუნება და ქიმიური ბმის ნაჯერობა. ეს პრობლემები ამოიხსნა კვანტური მექანიკის დახმარებით. მათემატიკური სიძნელეების გამო კვანტურ-მექანიკურა განტოლებების ამოხსნა მიახლოებითი მეთოდებით ხდება.

ჰაიტლერისა და ლონდონის მიერ (1927) პირველად ჩატარებუ-



ნახ. 2.44. კოორდინატები H_2 მოლეკული-სათვის.

ლმა წყალბადის მოლეკულის კვანძურ-მექანიკურმა გაანგარიშებამ, რასაც საფუძვლად დაედო მათ მიერ შემუშავებული სავალენტო სქემების მეთოდი, არსებითი მნიშვნელობა იქონია კვალენტური ბმის თეორიის ჩამოყალიბებაზე.

განვიხილოთ H_2 მოლეკულა (ნახ. 2.44). ეს უმარტივესი მოლეკულა შედგება ორი პროტონისა და ორი ელექტრონისაგან. მანძილი პროტონებს შორის აღვნიშნოთ R -ით, ხოლო მანძილები პროტონებსა და ელექტრონებს შორის r -ით, რომლის ინდექსი განსაზღვრავს ნაწილაკის ნომერს.

წყალბადის მოლეკულაში ამ ნაწილაკებს შორის მოქმედებს მიზიდვისა და განზიდვის ელექტროსტატიკური, კულონისეული ძალები. მიზიდვის ძალებს უპასუხებს პოტენციალური ენერგია V_1 , რომელსაც განაპირობებს ელექტრონების მიზიდვა ატომბირთვებთან, ამიტომაც პოტენციალური ენერგია

$$V_1 = - \frac{e^2}{r_{a1}} - \frac{e^2}{r_{a2}} - \frac{e^2}{r_{b1}} - \frac{e^2}{r_{b2}}$$

V_2 , რომელსაც განაპირობებს ატომბირთვების ერთმანეთისაგან განზიდვა $\left(\frac{e^2}{R}\right)$ და ელექტრონების ურთიერთგანზიდვა $\left(\frac{e^2}{r_{12}}\right)$ გამოისახება თანაფარდობით:

$$V_2 = + \frac{e^2}{R} + \frac{e^2}{r_{12}}$$

ამრიგად, წყალბადის მოლეკულაში პროტონებისა და ელექტრონების პოტენციალური ენერგიის სრული მნიშვნელობა

$$V = V_1 + V_2.$$

საიდანაც:

$$V = - \frac{e^2}{r_{a1}} - \frac{e^2}{r_{a2}} - \frac{e^2}{r_{b1}} - \frac{e^2}{r_{b2}} + \frac{e^2}{R} + \frac{e^2}{r_{12}}$$

მინუს ნიშნიანი წევრები გამოსახავს ატომბირთვებისა და ელექტრონების ურთიერთმიზიდვის ენერგიას, პლიუს ნიშნიანები კი — ურთიერთგანზიდვის ენერგიას.

ქიმიური ბმის ენერგიას მოლეკულაში განსაზღვრავს არა მარტო-

ოდენ ნაწილაკების პოტენციალური ენერგია, არანედ ამ სისტემის სრული ენერგია E . პოტენციალური ენერგია V , r და R მანძილების უწყვეტი ფუნქციაა, ხოლო სრული ენერგია E , მოცემული R მანძილისათვის, სრულიად გარკვეულ მნიშვნელობებს ღებულობს.

ბორნის თანახმად ტალღური ფუნქციის კვადრეტი პროპორციულია ელექტრონის პოვნის ალბათობისა ნებისმიერ წერტილში. აქედან გამომდინარე ელექტრონის ტალღური ფუნქცია მოლეკულაში შეიძლება განვიხილოთ როგორც ფუნქცია, რომლის კვადრეტი ელექტრონული სიმკვრივის პროპორციულია მოცემულ წერტილში. ეს ტალღური ფუნქცია წარმოადგენს მოლეკულურ ორბიტალს.

ელექტრონების განაწილება მოლეკულურ ორბიტალებზე საშუალებას გვაძლევს ავხსნათ ქიმიური ბმის ბუნება. ერთნაირ ატომებს შორის ორბიტალი თანაბრადაა განაწილებული. როცა სხვადასხვაობის გამო ბმა უფრო და უფრო პოლარული ხდება, მოსალოდნელი შეიქნება ელექტრონული სიმკვრივის გადიდება ერთ-ერთ მოლეკულურ ორბიტალზე. ზღვრული შემთხვევა იქნება მოლეკულური ორბიტალის ლოკალიზაცია ერთ-ერთ ბირთვთან (იონური მდგომარეობა).

ტალღური ψ ფუნქციის ზუსტა პოვნა სისტემისათვის, რომელიც შედგება ოთხი სხეულისაგან (2 პროტონისა და 2 ელექტრონისაგან). შეუძლებელია. ამიტომ მიმართივენ გამოთვლის მიახლოებით მეთოდს. ამ მიზნით დავეუფლებთ, რომ წყალბადის მოლეკულა შეიძლება განვიხილოთ როგორც ორი წყალბად-ატომი, რომლებიც არ იმყოფებიან ერთმანეთთან ურთიერთქმედებაში და. რომლებიც, 1s-მდგომარეობაშია. ეს შეესაბამება ნორმალურ მდგომარეობაში მყოფ წყალბად-ატომებს, რომლებიც უს.სრულიად დიდი მანძილით არიან დაშორებული ერთმანეთს ($R \rightarrow \infty$). მაშინ A ატომის ელექტრონის ტალღური ფუნქცია იქნება $\psi_A(1)$, რომელიც ძირითად მდგომარეობაში შესაბამება 1s-ის ფუნქციას. ამის მსგავსად B ატომის ელექტრონის მდგომარეობას შეესაბამება $\psi_B(1)$ ფუნქცია

დავეუფლოთ, რომ თითოეული ამ ელექტრონის მოძიება მეორე ელექტრონისაგან დამოუკიდებლად წარმოებს. მაშინ ალბათობა იმისა, რომ პირველი (1) ელექტრონი იქნება $d\tau_1$ მოცულობის ელემენტში და მასთან ერთდროულად მეორე ელექტრონი იქნება $d\tau_2$ მოცულობის ელემენტში, უდრის:

$$\psi^2(1,2)d\tau = \psi_A^2(1)\psi_B^2(2)d\tau_1d\tau_2,$$

საიდანაც ამ ორელექტრონიანი სისტემის ტალღური ფუნქცია მიიღებს სახეს:

$$\psi(1,2) = \psi_A(1)\psi_B(2).$$

ტალღური თვისებების გამო ელექტრონი დელოკალიზებულია, ამის შედეგად ორი წყალბად-ატომის ერთმანეთთან მიახლოებისას შესაძლოა ელექტრონის გადასვლა ერთი ბირთვიდან მეორეზე. ტალღური შექანივის თანახმად არ იქნება სწორი, თუ პირველი ელექტრონი ფიქსირებული იქნება A ბირთვთან, ხოლო მეორე ელექტრონი B ბირთვთან. რადგან ელექტრონები განუზრუნველია, ამიტომ მათ შეუძლიათ თავისი ადგილები მიმოაცვლონ. ამიტომაც აღწერილი მდგომარეობის გარდა შესაძლოა მეორე მდგომარეობა

რობაც. როცა პირველი ელექტრონი B ბირთვთანაა და მეორე ელექტრონი — A ბირთვთან. ახლა სისტემა აიწერება ფუნქციით:

$$\psi(z;1) = \psi_A(2)\psi_B(1),$$

რომელიც პირველისაგან მხოლოდ ელექტრონების ადკლმდებარკობებით განსხვავდება. წყალბადის მოლეკულაში ელექტრონების ტალღური ფუნქციისათვის ააგეს ორპარამეტრიანი განტოლება:

$$\psi = C_1 \psi_A(1)\psi_B(2) + C_2 \psi_A(2)\psi_B(1),$$

სადაც ψ გამოსახავს წყალბადის ატომების ელექტრონების განაწილებას მოლეკულურ ორბიტალზე, ხოლო ψ_A და ψ_B — ელექტრონების განაწილების ფუნქციას ატომურ ორბიტალებზე.

C კოეფიციენტები გამოსახავს შესაბამისი ატომური ორბიტალების მონაწილეობას მოლეკულურ ორბიტალში. იგულისხმება, რომ მოლეკულური ორბიტალი არის ატომური ორბიტალების წრფივი კომბინაციის შედეგი.

აქვე აღვნიშნავთ, რომ შეუძფოთებელია ორი წყალბად-ატომის მდგომარეობა, სანამ გამორიცხულია მათი ელექტრონების ურთერთქმედება. ამ დროს ატომები შეიძლება იყოს როგორც ძირითად, ისე აგზნებულ მდგომარეობაში. შეშფოთვის ენერგიის ქვეშ იგულისხმება გარეგანი მოქმედების ენერგია, რომელსაც სისტემა ახალ მდგომარეობაში გადაჰყავს.

ჰაიტლერ-ლონდონის მეთოდის მიხედვით ელექტრონების და ატომბირთვების ზემოაღნიშნული ურთიერთქმედება შეიძლება განვიხილოთ როგორც შემფოთება.

ამ მიზნათ მივუახლოვოთ ეს ატომები ერთმანეთს სასრული R მანძილით, ვიდრე შესამჩნევი გახდება სხვადასხვა ატომთან ნაწილაკების ერთმანეთთან ურთიერთქმედება, ხოლო როცა ატომგულებს შორის იქნება წონასწორული მანძილი R_0 , სისტემის ენერგია მინიმალური გახდება.

2.42-ე ნახ-ზე გამოსახულია მოლეკულის ენერგია როგორც მანძილის ფუნქცია ბირთვებს შორის, სიმეტრიული და ანტისიმეტრიული მდგომარეობისათვის.

I მრუდი შეესაბამება ანტისიმეტრიულ ψ — ფუნქციას, ე. ი. წყალბად-ატომები განიზიდება ნებისმიერ R მანძილზე.

II მრუდი ხასიათდება მინიმუმით R_0 მანძილზე. მასზე მოკლე მანძილებზე ატომები განიზიდება, ხოლო მეტ მანძილებზე ატომები მიიზიდება. მანძილის გადილებისას ორივე მრუდი ასიმპტოტურად უახლოვდება $2E_0$ -ის მნიშვნელობას. მართლაც, დიდ მანძილზე მიზიდვა ატომებს შორის ისპობა და სისტემის ენერგია ორი იზოლირებული ატომის ენერგიათა ჯამის ტოლი ხდება. II მრუდის მინიმუმში ნიშნავს, რომ ამ პირობებში მიიღება მდგრადი მოლეკულა, რომლის

დისოციაცია მოითხოვს D ენერჯიას, სადაც D მრუდის შინაშემის სი-
ღრმის ტოლია.

სპექტროსკოპიული მონაცემებიდან გამომდინარე პაულის მიერ
ფორმულირებულ იქნა შემდეგი შინაარსის აკრძალვის პრინციპი.
ელექტრონებს არ შეიძლება იგივე მდგომარეობები ჰქონდეთ ატომ-
ში, ე. ი. შეუძლებელია ატომში იყოს თუნდაც ორი
ელექტრონი ოთხივე კვანტური რიცხვის ერთნაირი მნი-
შენელობით. პაულის პრინციპი აგვიწერს არა მხოლოდ ელექტ-
რონების, არამედ მრავალ ნაწილაკის უმნიშვნელოვანეს თვისებას.
ამიტომ ბუნებრივია, უნდა არსებობდეს მისი უფრო ზოგადი ფორმუ-
ლირება, რომელიც არ არის დაკავშირებული კვანტურ რიცხვებთან.
ეს ფორმულირება ჩამოყალიბებული უნდა იყოს ტალღური ფუნქციე-
ბის ენაზე, რომლებიც აგვიწერს ნაწილაკებს.

ტალღური ფუნქციის დახმარებით შეიძლება განვსაზღვროთ ნაწილაკის ყოფ-
ნის ალბათობა სივრცის სხვადასხვა უბანში, მაგრამ ის არ აგვიწერს მის სპინს. ცნო-
ბილია, რომ ორი ერთდროული მოვლენის ალბათობა უდრის დამოუკიდებელი მოვლე-
ნების ალბათობათა ნამრავლს. ამიტომ ზოგადი ფუნქცია $\psi_{\alpha\beta} = \psi_{\alpha} \psi_{\beta}$, აქ ψ_{α} არის სპინ-
ური ფუნქცია, რომელიც ნაწილაკის სპინს აგვიწერს. ვინაიდან მოცემულ სახის ნაწი-
ლაკები, ამ შემთხვევაში ელექტრონები, განურჩეველია, ამიტომ მდგომარეობათა ალ-
ბათობა, რომელიც ორი ნაწილაკის შენაცვლებით მიიღება, იქნება ერთნაირი:

$$\psi_{\alpha\beta}^2(1,2) = \psi_{\alpha\beta}^2(2,1),$$

ხოლო თითო ფუნქციებზე შეიძლება იყოს სიმეტრიული: $\psi_{\alpha\beta}(1,2) = \psi_{\alpha\beta}(2,1)$ ან ანტი-
სიმეტრიული: $\psi_{\alpha\beta}(1,2) = -\psi_{\alpha\beta}(2,1)$,

ქიმიური ბმა წარმოიქმნება ამ შემთხვევაში, როდესაც ψ —სიმეტრიულია, ხოლო
 ψ_{α} —ანტიპარალელური (ანტიპარალელური სპინების შემთხვევა). ამ დროს $\psi_{\alpha\beta}$ —არის
ანტიანტიპარალელი ფუნქცია.

8. ელემენტების ვალენტოვნება სხვალენტო ბმების ზეგავლენის
შედეგით. პოლინგის მიერ ჩამოყალიბებული სავალენტო ბმების მე-
თოდის მთავარი აზრი რამდენიმე დებულების სახით შეიძლება ჩამო-
ვაყალიბოთ.

ქიმიური ბმა არის ბმული ატომების ელექტრონული ორბიტა-
ლების გადაფარვით განპირობებული ატომების ურთიერთქმედება,
რომელსაც ანაღვს სისტემის ენერჯიის შემცირება.

მარტივ ქიმიურ ბმას წარმოქმნის სხვადასხვა ატომის თითო
სავალენტო ელექტრონი, რომელთა სპინი ერთმანეთის საპირისპიროა
ელექტრონების შეწყვილება დაკავშირებულია მათი ელექტრონული
ღრუბლების გადაფარვასთან. რაც უფრო მეტია გადაფარვის არე,
მით უფრო მტკიცეა ქიმიური ბმა. ყველაზე მტკიცე ბმა დაკავშირე-
ბულია ორბიტალების მაქსიმალურ გადაფარვასთან.

მოლეკულაში ატომები ინარჩუნებს თავის ინდივიდუალობას,

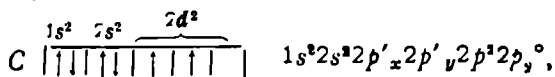
ხოლო ქიმიური ბმები აღიქვრება სავალენტო ელექტრონების ურთ-
ერთქმედებისას.

კოვალენტურ ბმას ახასიათებს ნაჯერობა და გეზი.

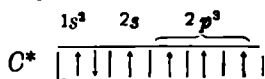
აღნიშულიდან ჩანს, რომ სავალენტო ბმების თეორია არაეზი-
თად განსხვავდება მოლეკულური ორბიტალების თეორიისაგან, სადაც
მოლეკულის ელექტრონული აღნაგობის მიზნით გამოყენებულია არა
ატომური ორბიტალები, არამედ მოლეკულური. სავალენტო ბმების თე-
ორიით სავალენტო წყვილი ელექტრონი ლოკალიზებულია (ფიქსირებუ-
ლია) ბირთვებს შორის. კოვალენტური ბმის წყვილი ელექტრონი იწ-
ვევს ორი ბირთვის ბმას. ამიტომ მას ორცენტრიანი კოვალენტური
ბმა ეწოდება. ვარდა ელექტრონების შეწყვილებისა, ქიმიური ბმა შეიძ-
ლება წარმოიქმნას გაუყოფელი წყვილი ელექტრონის ხარჯზე, რომე-
ლიც ერთ-ერთ ატომს ეკუთვნის. ასეთი ბმა დონორულ-აქცეპტო-
რულია.

პოლინგის თეორიის ზოგიერთ დებულებას უფრო დაწვრილებით
ქვემოთ განვიხილავთ.

ჩვეულებრივი კოვალენტური ბმის წარმოქმნა დაკავშირებულია
გაუწყვილებელი ელექტრონების გაწყვილებასთან, ამიტომ მათი რიც-
ხი განსაზღვრავს ვალენტოვნებას. განვიხილოთ, მაგალითად, ნახში-
რბადატომის ვალენტოვნება. მისი ელექტრონული ფორმულა შემდეგ
სახით ჩაიწერება:



ე. ი. 2 ელექტრონი სხვადასხვა უჯრედშია. ამიტომ ნახშირბადი ძე-
რითად მდგომარეობაში ორვალენტოვანია. ამავე დროს კარგადაა
ცნობილი, რომ ყველა ორგანულ ნაერთში ნახშირბადი ოთხვალენ-
ტოვანია. ამისათვის მას უნდა ჰქონდეს ოთხი გაუწყვილებელი ელექ-
ტრონი. ეს კი მიიღება თუ 2s-ორბიტალიდან, ერთ-ერთი ელექტრო-
ნი-2p_x ორბიტალზე გადავა.



ამით აიხსნება, რომ ნახშირბადის უმარტივესი წყალბადნაერთებიდან
მდკრალია მეფანი CH₄ და არა კარბენი CH₂.

დამახასიათებელია, რომ უანგბადი ვერ ავლენს ორზე მაღალსა
და ფტორი ერთზე მეტ ვალენტოვნებას.

სულ სხვა სურათი მიიღება მესამე და მომდევნო პერიოდების
მთავარი ქვეჯგუფების ელემენტების ვალენტოვნების განხილვისას. მა-
თი ცვლადი ვალენტოვნება (P, S, Cl) იმიტომ აიხსნება, რომ n ≥ 3 ენე.

ატომები	ელექტრონული კონფიგურაცია	ქვედონეები			ვალენტოვნება
		3s	3p	3d	
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	□ □ □ □ □ □ □ □	6
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^1$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑ ↑	↑ □ □ □ □ □ □ □	7
Cl*	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 3d^4$	↑↓	↑ ↓ ↑ ↑	↑ ↑ □ □ □ □ □ □	5
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$	↑	↑ ↑ ↑ ↑	↑ ↑ ↑ □ □ □ □ □	7
S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	↑↓	↑↓ ↑ ↑ ↑	□ □ □ □ □ □ □ □	2
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$	↑↓	↑ ↑ ↑ ↑	↑ □ □ □ □ □ □ □	4
S*	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$	↑	↑ ↑ ↑ ↑	↑ ↑ □ □ □ □ □ □	6

ნახ. 2.45. ქლორის და გოგირდის ატომების ელექტრონული კონფიგურაციები ნორმალურ და აგზნებულ მდგომარეობაში

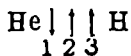
რგეტიკულ დონეებზე არსებობს ვაკანტური d -ქვედონეები. ამით აიხსნება ქლორის კენტი ვალენტოვნება (1, 3, 5, 7) და გოგირდის ლუწი ვალენტოვნება (2, 4, 6) (ნახ. 2.45).

4. ვალენტოვნების ნაჯერობა. წყალბადის ბოლეკულაში კოვალენტური ბმას წარმომქმნელი ელექტრონების სპინები მიმართულია ერთმანეთის ანტიპარალელურად. სავალენტო შტრახის ბოლეკულაში H-H ნიშნავს ორ ელექტრონს ანტიპარალელური სპინებით, რაც საპირისპიროდ მიმართული ისრებით გამოისახება:



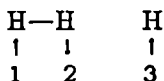
კოვალენტური ბმას ერთ-ერთი დამახასიათებელი თვისება მისი ნაჯერობაა. ამიტომაც ჰაიტლერისა და ლონდონის პირველსავე გამოკვლევაში ნახევნები იყო, რომ ჰელიუმის ატომი საერთოდ მოკლებულია ქიმიური ბმის წარმოქმნის უნარს. ჰელიუმის ატომს $1s$ ორბი-

ტალზე აქვს ორი ელექტრონი ანტიპარალელური სპინით. დავუშვათ, რომ ჰელიუმის ატომს მიეუახლოვებ წყალბადის ატომი:

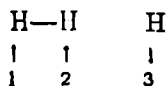


მათი ურთიერთქმედების განხილვისას მივალთ დასკვნამდე, რომ მესამე და პირველი ელექტრონების მიმოცვლა (3—1), პაულის პრინციპის თანახმად, გამორიცხულია, რადგან 1 და 3 ელექტრონების გადაადგილებით ერთ ორბიტალზე აღმოჩნდებოდა ორი ელექტრონი პარალელური სპინით, ამრიგად, რჩება 2 და 3 ელექტრონების მიმოცვლა (2—3), მაგრამ მათი პარალელური სპინების გამო 2 და 3 ელექტრონები ერთმანეთს განიზიდავენ. ამიტომაც მოლეკულა HeH არ წარმოიქმნება.

ახლა განვიხილოთ H₂ მოლეკულისა და H ატომის ურთიერთქმედება. H₂ მოლეკულაში ელექტრონების სპინი ანტიპარალელურადაა მიმართული, ხოლო H ატომის სპინი — ნებისმიერად, მაგალითად,



მეორე და მესამე ელექტრონების მიმოცვლის შედეგად (ე. ო. 2—3) მიიღება შემდეგი ორიენტაცია:



მაგრამ H₂ მოლეკულას პარალელური სპინით შეესაბამება ტალღური ფუნქცია, რომელიც უბასუხებს ატომების განზიდვას, რის გამო H₂(↑↑) მოლეკულა ატომებად დაიშლება. ამიტომ ასეთი მიმოცვლა გამორიცხულია.

1 და 3 ელექტრონების მიმოცვლით (1—3) წყალბადის მოლეკულა არ დიშლება, რადგან ასეთი მიმოცვლის შედეგად მოლეკულის მდგრადობა არ იცვლება. რადგან 1 და 3 ელექტრონების სპინი ერთნაირია, ამიტომ ეს მიმოცვლა აქტივაციის ენერჯიას მოითხოვს.

ქიმიურ ბმებს მხოლოდ ისეთი ელექტრონები წარმოქმნიან, რომლებიც ატომებში გაუწყვილებელ მდგომარეობაშია. თავისუფალ გაუწყვილებელი ელექტრონები მხოლოდ იმ შემთხვევაში წარმოქმნიან ქიმიურ ბმას, როცა მათი სპინი ერთმანეთთან ანტიპარალელურია. აქედან გამომდინარეობს, რომ თავისუფალი, გაუწყვილებელი ელექტრონების რიცკვი განსაზღვრავს ატომის ვალენტურობებს. სავა-

ლენტო ელექტრონების რაოდენობა ატომში შეზღუდულია და გამოი-
სახება მცირე, მთელი რიცხვებით.

ამრიგად, შეიძლება თვისებრივი დასაბუთება მიეცეთ ვალენტო-
ნების შთელრიცხვა მნიშვნელობებსა და მის ნაჯერობას.

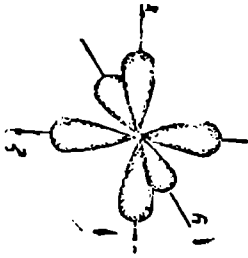
ვალენტონების ნაჯერობის გამო მოლეკულებს გარკვეული შე-
დგენილობა აქვს, მაგალითად H_2 და არა H_3 ან H_4 ანდა H_{10} ; H_2O
და არა H_4O ან H_6O ; NH_3 , მაგამა არა NH_5 ან NH_7 . ამრიგად, მოლე-
კულები არსებობენ დისკრეტული, ე. ი. განსაზღვრული შედგენილო-
ბის მქონე ნაწილაკების სახით, რომელთაც გარკვეული სტრუქტურა
აქვთ და არა ატომთა გარკვეული შედგენილობა კონგლომერატების
სახით

სავალენტო ბმების მეთოდი არის პირველი კვანტური-ქიმიურ თე-
ორია, რომელსაც საფუძვლად დაედო ლუისის იდეა ელექტრონების
შეწყვილების შესახებ. H_2 -ის ტალღური ფუნქცია და ორი იზოლირე-
ბული ატომის ტალღური ფუნქციები იძლევა დამთხვევას $\psi_+(1)\psi_+(2)$,
ეს აღინიშნება a_1b_2 -თი. ატომის მიახლოებისას ელექტრონები მიმოი-
ცვლიან ადგილებს და a_1b_2 -ს დაემატება მდგომარეობა a_2b_1 , სადაც
მე-2 ელექტრონი უკავია ადგილი, რომელიც მანამდე ეკავა 1 ელექტ-
რონი. რადგან განსახილველი სისტემა სიმეტრიულია, ამიტომ მისი
ტალღური ფუნქცია ორივე მდგომარეობის ტოლი ალბათობის ნარევი
არის, რომელსაც აქვს შემდეგი სახე: $a_1b_2 + a_2b_1$.

სავალენტო ბმებისა და მოლეკულური ორბიტალების მეოთხის
დანიშნულებაა მოლეკულების აღნაგობის გარკვევა და იმ ატომების
ვალენტონების განსასაზღვრა, რომელთაგანაც მოცემული მოლეკულა
წარმოიქმნა.

მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი გამომდინარეობს დებულე-
ბიდან, რომ ელექტრონები განაწილებულია მთელ მოლეკულაში და
და დელოკალიზებული ელექტრონი ლოკალიზირებულად შეიძლება
გარდაიქმნას.

5. კოვალენტური ბმის გეზურობა და სავალენტო კუთხე. ექს-
პერიმენტული გამოკვლევებიდან გამომდინარეობს, რომ კოვალენტ-
ურ ბმებს აქვს გარკვეული გეზი სივრცეში. ვანტ-ჰოფის ჰიპოთეზა
ნახშირბადის ვალენტონებების ტეტრაედრის კუთხეებისაკენ მიმარ-
თულების შესახებ მრავალმა გამოკვლევამ დაადასტურა. მოლეკულე-
ბის აღნაგობის სპექტრული შესწავლის შედეგად შესაძლო გახდა მო-
ლეკულაში ატომების კონფიგურაციის განსაზღვრა. კოვალენტური
ბმების გეზურობა (მიმართულება სივრცეში) ის ძირითადი ნიშან-თვისე-
ბაა, რომელზედაც დამოკიდებულია მოლეკულის სტრუქტურა, მისი
ქიმიური თვისებები, რეაქციის უნარიანობა. ვალენტონების გეზურო-



ნახ. 246. სამი p -ღრუბლის სივრცითი ორიენტაცია.

ბაზეა დამოკიდებული აგრეთვე ნივთიერების კრისტალოქიმიური აღნაგობა.

ვალენტონების გეზურობა არსებითად განასხვავებს კოვალენტურ ბმას იონური ბმისაგან, რომელსაც ელექტრული ვილის სიმეტრიის გამო აოა აქვს გარკვეული მიმართულება.

სავალენტო ბმების თეორიის თანახმად ელექტრონი კოვალენტურ ბმას წარმოქმნის იმ მიმართულებით, სადაც განლაგებულია მისი ღრუბლის უმეტესი ნაწილი და სადაც მორეაგირე ატომების ელექტრონული ღრუბლები მაქსიმალურად გადაჯარაფს ერთმანეთს.

s -ორბიტალებს სფერული სიმეტრია ახასიათებს, ე. ი. მისი სიმკვრივე დამოკიდებულია მანძილზე, რომლითაც ის დამორებულია ატომბირთვის და არა კუთხეებს. ამიტომაც d -ელექტრონებში ყველა მიმართულებით ერთნაირად წარმოქმნის ქიმიურ ბმას.

p -ელექტრონების ღრუბლებს არ ახასიათებს სფერული სიმეტრია. თითოეული p -ელექტრონის ღრუბელი ამა თუ იმ ღერძის გასწვრივა მიმართული. სხვადასხვა p -ფუნქციების ღერძები ორთოგონალური კოორდინატების ღერძებს ემთხვევა, ამიტომაც p -ორბიტალების მეშვეობით წარმოქმნილ ქიმიურ ბმებს შორის კუთხე 90° -ს უდრის (ნახ. 2. 46).

x - და y -ღერძების გასწვრივ მიმართული p -ორბიტალები ერთ სიბრტყეშია, ხოლო z -ღერძის გასწვრივ მიმართული ორბიტალი მის მართობ სიბრტყეშია. ორბიტალების ასეთი ორიენტაცია სივრცეში უზრუნველყოფს სისტემის ენერჯის მინიმუმს, ე. ი. ბმის მდგრადობის მაქსიმუმს.

ქანგბადის ორვალენტოვნება განპირობებულია ორი გაუწყვეილებელი p -ელექტრონებით, რომელთა ღრუბლები ქმნის სავალენტო კუთხეს. სავალენტო კუთხეები დამახასიათებელია ქანგბადის ჰომოლოგების, აგრეთვე აზოტის, ფოსფორის და სერათის, ორ- და მრავალვალენტოვანი ელემენტების ნაერთებისთვის. მე-40 ცხრილში მოტანილი სიდიდეები მოპოვებულია სპექტრული გამოკვლევებისა და დიპოლური ღრუბლების განსაზღვრებიდან.

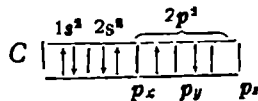
ცხრილიდან ჩანს რომ თითოეული ელემენტის ატომის სავალენტო კუთხე სხვადასხვა ნაერთში დაახლოებით ერთნაირია.

სავალენტო კუთხეების მნიშვნელობები

მოლეკულა	სავალენტო კუთხე	ექსპერიმენტული მნიშვნელობა	მეთოდი
H ₂ O (გ.ზი)	H—O—H	104 28'	სპექტროსკოპიული
F ₂ O "	F—O—F	100'	ელექტრონოგრაფიული
Cl ₂ O "	Cl—O—Cl	115'	"
(CH ₃) ₂ O "	C—O—C	111'	"
H ₂ S "	H—S—H	92'	სპექტროსკოპიული
S: (კრისტ)	S—S—S	106'	რენტგენოგრ.
S ₂ გაზი,	S—S—S	100'	ელექტრონოგრ.
H ₂ Si "	H—Se—H	90'	სპექტროსკ.
PH ₃ "	H—P—H	93°	"
PF ₃ "	F—P—F	104°	ელექტრონოგრაფ.
PCl ₃ "	Cl—P—Cl	101°	"
PBr ₃ "	Br—P—Br	100'	"
PI ₃ "	I—P—I	98°	"
NH ₃ "	H—N—H	1.8°	"

6. ელექტრონული ორბიტალების ჰიბრიდიზაცია. როცა ვიხილავთ მრავალატომიან მოლეკულის აღნაგობას, მისი თვისებები გასარკვევად საჭიროა მისთვის დამახასიათებელი გეომეტრიული ფორმის განსაზღვრა, მაგალითად, რა არის იმის მიზეზი, რომ მეთანის მოლეკულა ტეტრაედრულია?

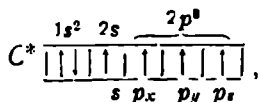
ნახშირბადის ნორმალური ნაერთების (მაგალითად, CH₄-ის) წარმოსაქმნელად აუცილებელი პირობაა ნახშირბადის ძირითადი მდგომარეობიდან (ორვალენტოვანიდან) ოთხვალენტოვან მდგომარეობაში გადასვლა. ძირითად მდგომარეობაში ნახშირბადის ატომში ორბიტალების ელექტრონებით დასახლება შემდეგი სქემით გამოისახება:



რასაც შეესაბამება ფორმულა $1s^2 2s^2 2p^2$. ამ კონფიგურაციის მიხედვით მოსალოდნელი იქნებოდა წყლას მოლეკულის ტიპის ნაერთების წარმოქმნა, მაგრამ ეს არ გაპართლდა. ნახშირბადის ოთხვალენტოვნება და მისი ნაერთების ტეტრაედრული აღნაგობა კარგადაა ცნობილი. ნახშირბადის ოთხვალენტოვნება იპიათაა განპირობებული, რომ ერთ-ერთი 2s-ელექტრონი აგზნების შედეგად გადადის 2p_x-ორბიტალზე. ასეთი აგზნების ენერგია შეადგენს 401 კჯ/მოლ¹. აგზნების

¹ ამის შედეგად ორი C—H ბმის წარმოქმნისას გამოიყოფა 437 კჯ/მოლ, რაც გადაფარავს ენერგიის დეფიციტს.

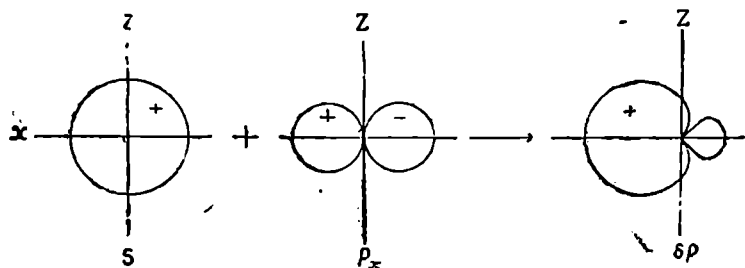
შედგად ნახშირბადი ატომის ელექტრონულ კონფიგურაციას ექნება შემდეგი სახე:



რასაც შეესაბამება ელექტრონული ფორმულა: $1s^2 2s 2p^2$. ამ კონფიგურაციიდან გამომდინარეობს, რომ სამი ატომი წყალბადი ნახშირბად-ატომთან წარმოქმნის ბმებს p_x -, p_y - და p_z - ორბიტალებთან, რომლებიც უნდა განლაგდეს x , y და z ღერძების გასწვრივ. მეოთხე წყალბად-ატომი უნდა წარმოქმნას ბმა ნახშირბადის ატომის s -ორბიტალთან, რის გამო იგი ერთნაირი მანძილებით იქნება დაცილებული სამი ბმისაგან. p -ორბიტალებით განპირობებული სამი ბმის კუთხეები იქაება 90° , ხოლო s -ორბიტალით განპირობებული ბმა დანარჩენ ბმებთან წარმოქმნის 125° -იან კუთხეს. სინამდვილეში ნახშირბადის ოთხივე ბმა მეთანის მოლეკულაში ერთმანეთის ტოლფასია, ბმები მიმართულია ტეტრაედრის წვეროებისაკენ და კუთხე ბმებს შორის შეადგენს $109^\circ 28'$ -ს. აქედან გამომდინარე შეიძლება გამოვიტანოთ დასკვნა, რომ ნახშირბადის ოთხი სავალენტო ელექტრონი წარმოქმნის ერთმანეთის ტოლფას ოთხ ორბიტალს, რომლებიც მიმართულია ტეტრაედრის წვეროებისაკენ. ეს ორბიტალები შეიცავს s -ორბიტალის ნიშნებს (ერთი მეოთხედი ნაწილით) და p -ორბიტალების ნიშნებს (სამი მეოთხედი ნაწილით). ამ შემთხვევაში ნახშირბადის ოთხივე ელექტრონის ტალღური ფუნქციები წარმოადგენს s - და p -ორბიტალების ფუნქციათა კომბინაციას. ყველაზე ხელსაყრელია ენერგეტული თვალსაზრისით ისეთი კომბინაცია, რომელიც მაქსიმალურად მტკიცე ბმას წარმოქმნის, ხოლო ბმის სიმტკიცის საზომი იქნება მაკავშირებელი ორბიტალების უდიდესი გადაჯარვის ხარისხი. ასეთი შერეული ორბიტალები ჰიბრიდულია.

ორბიტალების ჰიბრიდიზაცია შეიძლება მოხდეს არა მხოლოდ მაშინ, როცა მასზე ერთი ელექტრონია, არამედ მაშინაც კი, როცა ორბიტალი დასახლებულია წყვილი ელექტრონით. ჰიბრიდიზაცია შეიძლება განიცადოს ერთი ატომის რამდენიმე გაწყვილებული ელექტრონის ორბიტალმა, რომლებიც არ მონაწილეობს ქიმიური ბმის წარმოქმნაში (მათ არაეკვივალენტური ორბიტალები ეწოდება).

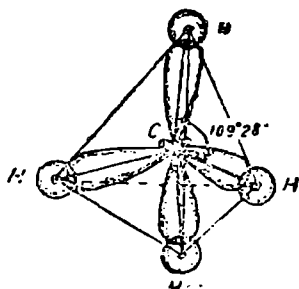
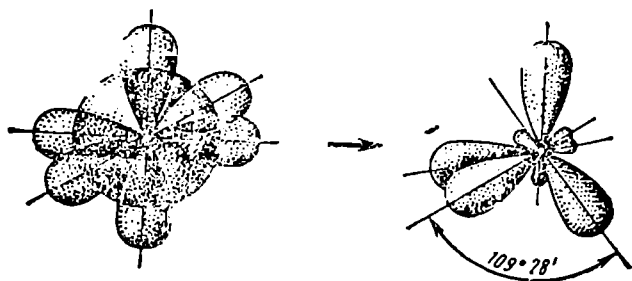
ჰიბრიდული ორბიტალების რიცხვი უდრის ქიმიური ბმის წარმომქმნელ ელექტრონების რიცხვს. ორბიტალების კარგი გადაფარვა მოხდება მაშინ, როცა ჰიბრიდიზაციაში მონაწილე ელექტრონების ენერგია დაახლოებით ერთნაირია. თუ ელექტრონების მთავარი კვანტური რიცხვები განსხვავებულია, მათი ენერგიების დიდი სხვაობის გამო



ნახ. 2. 47. s - p -ჰიბრიდული ორბიტალის წარმოქმნა.

ორბიტალები არ გადაითარება (მაგალითად, $1s$ -ორბიტალი $2s$ -ორბიტალთან ჰიბრიდიზაციაში არ შევა). ჰიბრიდიზაციის შედეგად ელექტრონული ღრუბლის ფორმა იცვლება, ორბიტალი გაჭიმული ხდება და მისი მეორე ბოლო დაცილებულია ატომბირთვს. ამიტომ წარმოქმნილი ჰიბრიდული ქიმიური ბმა უფრო მტკიცეა, ვიდრე არაჰიბრიდული (ე. ი. წმინდა) ორბიტალების გადაფარვით მიღებულს.

s -ორბიტალს (ფუნქციას) აქვს დადებითი ნიშანი, p -ორბიტალს კი დადებითი და უარყოფითი ნაწილები. p -ორბიტალის და-



ნახ. 2,48 ელექტრონული ღრუბლის ფორმა sp^3 ჰიბრიდიზაციის დროს

დებითი ნაწილი შევა ურთიერთქმედებაში α ორბიტალთან, ხოლო უარყოფითი ნაწილი ორბიტალის შერწყმის გამო შემცირდება (ნახ 2. 47).

ჰიბრიდულია ორბიტალი, რომელსაც აქვს შერეული s -, p -, d -მდგომარეობა. sp -ჰიბრიდული ორბიტალი ისეთია, რომელსაც აქვს 50% s - და 50% p -ორბიტალის ხასიათი. ჰიბრიდიზაციის დროს მოლეკულის ენერგია მცირდება, ე. ი. ბმის სიმტკიცე იზრდება.

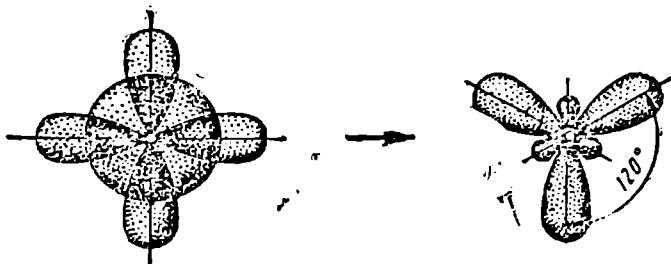
შეიძლება იმის დამკვიცება, რომ ნახშირბად-ატომის s - და p -ორბიტალების ჰიბრიდიზაცია წარმოადგენს აღმასისა და ალიფატური ნაერთებისათვის დამახასიათებელ ნახშირბადის ატომის ორბიტალების ტეტრაედრული კონფიგურაციის კვანტურ-მექანიკურ საფუძველს. ასეთი ტეტრაედრული ანუ sp^3 (ეს-პე-სამი) ჰიბრიდიზაცია ყველაზე მეტად დამახასიათებელია ნახშირბადისათვის (ნახ. 2. 48).

sp^3 ჰიბრიდიზაცია დამახასიათებელია ნახშირბად-ატომისათვის მის ნაჯერ ნაერთებში. ტეტრაედრული ორბიტალები უფრო მტკიცეა, ვიდრე s - და p -ორბიტალები. ამის გარდა მიერთებულ ატომების განზიდვა ტეტრაედრული კონფიგურაციის გამო მინიმალურია. CH_4 , CCl_4 , $C(CH_3)_4$, $Si(CH_3)_4$, $Ge(CH_3)_4$, $Sn(CH_3)_4$ -ის სიმეტრიული მოლეკულებისათვის დამახასიათებელია ტეტრაედრული აღნაგობა. მათი ტეტრაედრული კუთხე $109^{\circ}28'$ ძვეს ცდის ცდომილებების ფარგლებში (იხ. ცხრილი 41).

ცხრილი 41

მოლეკულა	საეილენტო კუთხე	ექსპერიმენტული მნიშვნელობა
CH_4	H—C—H	$109^{\circ}28'$
$CH_2=CH_2$	H—C—H	$109^{\circ}28'$
$CH_2=CH_2-CH_3$	H—C—H	$111^{\circ}30' \pm 3^{\circ}$
$(CH_3)_2C$	H—C—H	$109^{\circ}28'$
CH_3F_3	F—C—F	$110^{\circ} \pm 1^{\circ}$
CH_2Cl_2	Cl—C—Cl	$112^{\circ} \pm 2'$

ზოგი ელემენტის ნაერთისათვის დამახასიათებელია ტრიგონალური ანუ sp^2 -ჰიბრიდიზაცია. მაგალითად, ბორის ატომის გარე გარსზე ორი ელექტრონი s -ორბიტალზეა და ერთი p -ზე ($2s^22p$). ბორის აგზნებულ მდგომარეობაში ერთი ელექტრონი s -ორბიტალიდან გადადის p -ორბიტალზე, ამიტომ მის ელექტრონულ ფორმულას აქვს შემდეგი სახე: $2s^1 2p^2$. მისი ერთი s - და ორი p -ელექტრონული ღრუბლის შერწყმით მიიღება სამი ჰიბრიდული ორბიტალი (sp^2 -ჰიბრიდიზაცია), სადაც ორბიტალებს შორის კუთხე 120° -ია. ამას მაგალითია



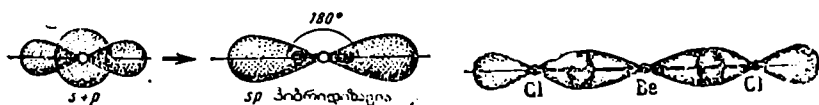
ნ.ხ. 2.49 sp^3 -ჰიბრიდიზაცია და $BeCl_2$ -ის სანეკუთხა მოლეკულის სქემა.

$BeCl_2$, რომელსაც ტოლგვერდა სამკუთხედის ფორმა აქვს (ნახ. 2.49)

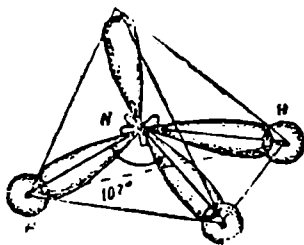
ბერილიუმის ატომი ძირითად მდგომარეობაში ($2s^2$) არ იქნის ვალენტოვნებას. აგზნებულ მდგომარეობაში მისი ერთი სავალენტო ელექტრონი s -ორბიტალზეა, მეორე კი p -ორბიტალზე. ამ ერთი s - და ერთი p -ორბიტალების ჰიბრიდიზაციის შედეგად მიიღება sp -ჰიბრიდიზაცია, რომელთა შორის კუთხე 180° -ს უდრის. ამ სახის ჰიბრიდიზაციის შედეგად ჰიბრიდული ორბიტალები ლაგდება სწორ ხაზზე. ბერილიუმის ატომის თითოეული ჰიბრიდული ორბიტალი ქლორის p -ორბიტალებთან გადაფარვის შედეგად წარმოქმნის $BeCl_2$ -ის მოლეკულას (ნახ. 2.50). ამ გზით ადვილად შეიძლება ავსნათ $BeCl_2$ -ის მოლეკულის წრფივი აღნაგობა.

7. ჰიბრიდული ორბიტალები გაუყოფელი წყვილი ელექტრონებით (NH_3 , H_2O , $H-Hal$ მავალითებზე). ამიაკის მოლეკულაში აზოტის ატომი sp^3 -ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაშია. წყალბადის ატომები იკავებენ ტეტრაედრის სამ წვეროს, შედეგად წარმოიქმნება სამი ჰიბრიდული σ_{sp} ბმა. ტეტრაედრის მეოთხე წვეროს იკავებს ჰიბრიდული გაუყოფელი წყვილი ელექტრონი (ე. წ. არაეკვივალენტური ორბიტალი), რომელიც ქიმიური ბმის წარმოქმნაში არ მონაწილეობს. ამიაკის მოლეკულაში კუთხე ბმებს შორის შეადგენს 107° -ს, რაც რამდენადმე უფრო მცირეა, ვიდრე ტეტრაედრის კუთხე. აქედან გამოდინარეობს, რომ ამიაკის მოლეკულა ოდნავ დეფორმირებული ტეტრაედრია. ეს კი იმის შედეგია, რომ ამიაკის მოლეკულაში sp^3 -ჰიბრიდიზაცია არ არის მიღწეული თავის ზღვარს (ნახ. 2.51).

საერთოდ აღსანიშნავია, რომ s -ორბიტალის მონაწილეობის



ნ.ხ. 2.50. sp -ჰიბრიდიზაცია და $BeCl_2$ -ის მოლეკულის აღნაგობის სქემა.



ნახ. 2. 51. ამიაკის მოლეკულის დეფორმირებული ტეტრაედრი.

მატება ჰიბრიდული ორბიტალის წარმოქმნისას განაპირობებს სავალენტო კუთხის გადიდებას, ხოლო *p*-ორბიტალის წილის გადიდება განაპირობებს სავალენტო კუთხის შემცირებას:

ჰიბრიდიზაცია: sp sp^2 sp^3 p^3
 სავალენტო კუთხე: 180° 120° 109° 90°

უკანასკნელი შემთხვევის საილუსტრაციოდ შეიძლება განვიხილოთ ამიაკის ანალოგები — ფოსფინი PH_3 , არსინი AsH_3 , სტიბინი SbH_3 , რომელთა მოლეკულებში სავალენტო კუთხეები შესაბამისად უდრის $93,5^\circ$, 92° და 90° .

აქ თითქმის სუფთა სახით ვლინდება *p*-ორბიტალები, რომლებიც ერთმანეთის მიმართ განლაგებულია მართობულად. როცა სავალენტო კუთხე უახლოვდება მართ კუთხეს, გადაფარვის არე მცირდება, კლებულობს ჰიბრიდიზაციის ხარისხი, ბმის სიმტკიცე ეცემა, მცირდება ნაერთის მდგრადობა. აღნიშნული ნაერთებიდან ყველაზე ადვილად იშლება სტიბინი. სტიბინის შენთხვევაში ჰიბრიდიზაცია უკვე გამოირიცხულია. ჰიბრიდიზაციის ზოგი მაგალითი და მათი შესაბამისი გეომეტრიული ფორმები აღნიშნულია ქვემო ცხრილში (იხ. ცხრილი 42).

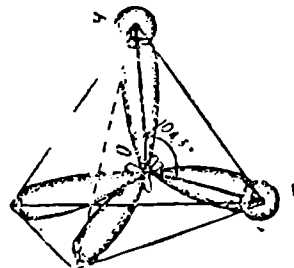
ცხრილი 42

ზოგიერთი ჰიბრიდიზაციის გეომეტრია

კოორდინაციული რიცხვი	ცენტრალური ატომის ჰიბრიდიზაციის ტიპი	ჰიბრიდული ორბიტალის გეომეტრიული ფორმა
2	sp ან dp	სწორი ხაზი
3	sp^2 dp^2 ან sd^2	ბრტყელი სამკუთხედი
3	pd^2	ტრიგონალური პირამიდა
4	sp^3 ან sd^3	ტეტრაედრი
4	sp^3d	ბრტყელი კვადრატი
5	sp^3d_2 ან spd^3	ტრიგონალური ბიპირამიდა
5	sp^3d_2 ან (sp^3d)	კვადრატული პირამიდა
5	sd^4	ტეტრაგონალური პირამიდა
6	d^2sp^3	ოქტაედრი

უანგბადის ატომის ელექტრონების კონფიგურაცია გამოისახება სქემით: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y 2p_z$. ამ სქემის თანახმად $2p_y$ - და $2p_z$ -ორბიტალები ერთმანეთის მართობულია და, ამას გარდა, შეესებოდა მხოლოდ ნახევრად. აგზნებულში ძღვომარეობის კონფიგურაცია კი გა-

მოისახება სქემით: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$.
 აქ ერთი ელექტრონი $2s$ -ორბიტალი-
 დან პრომოტირებულია $2p_y$ -ორბიტა-
 ლზე. ასეთ ატომს შეუძლია წარმოქმნას
 ბმები თავისი $2s$ - და $2p_z$ -ორბიტალე
 ბით (ამ ორბიტალებზე თითო ელექ-
 ტრონია). როცა წყალბად-ატომების $1s$ -
 ორბიტალები გადაფარავს ჟანგბადის
 $2s$ - და $2p_z$ -ორბიტალს, წარმოიქმნება
 ორი ბმა, რომლებსაც გადაფარვის
 არეში დიდი სიმკვრივე ახასიათებს.



ნახ. 2.52. წყლის მოლეკულის
 დეფორმირებული ტეტრაედრი

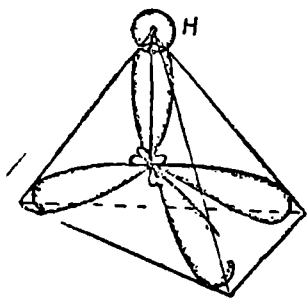
ექსპერიმენტული გამოკვლევებიდან ცნობილია, რომ წყლის მო-
 ლეკულაში სავალენტო კუთხე შეადგენს $104,5^\circ$. ეს კუთხე ახლოა ტე-
 ტრაედრულთან. ეს იმით აიხსნება, რომ ჟანგბადის ატომის ორბი-
 ტალები წყლის მოლეკულის წარმოქმნისას განიცდის sp^3 -ჰიბრიდი-
 ზაციას, რომელიც არ არის მიღწეული თავის მაქსიმალურ მნიშვნე-
 ლობას. ამ არასრულ sp^3 -ჰიბრიდულ ორბიტალებში s -მდგომარეო-
 ბის წილი უფრო მცირეა, ვიდრე ეს აზოტის ატომს ახასიათებს ამიო-
 კის მოლეკულაში. წყლის მოლეკულაში ორი გაუყოფელი წყვილი ელე-
 კტრონი ეოთნაირ სიმეტრიას იჩენს. ჰიბრიდიზაციის გარეშე კი ამ
 ორი წყვილიდან ერთი იქნებოდა s -მდგომარეობაში, მეორე კი p -
 მდგომარეობაში, ე. ი. მათი მდგომარეობა იქნებოდა არასიმეტრიული.
 O—H ბმის სიმეტრიცე და ჟანგბადის გაუყოფელი ორი წყვილის მდგო-
 მარეობის იდეტულობა იმას მოწმობს, რომ s - და p -ორბიტალებმა
 განიცადა ჰიბრიდიზაცია, რის შედეგადაც წყლის მოლეკულას შეიძ-
 ლება მივაწეროთ დეფორმირებული ტეტრაედრის სტრუქტურა, რომ-
 ლის ორი წვეროსაკენ მიმართულია ორი O—H ბმა, ხოლო ორი და-
 რჩენილი წვეროსაკენ მიმართულია ორი გაუყოფელი ჰიბრიდული
 (არაეკვივალენტური) ორბიტალები, რომლებიც ქიმიური ბმის წარმო-
 ქმნაში არ მონაწილეობს (ნახ. 2.52).

H_2O -ს აღნიშნული ანალოგების H_2S , H_2Se , H_2Te -ის მოლეკუ-
 ლებში, სადაც სავალენტო კუთხეები შესაბამისად უდრის 92° , 91° და
 90° , ორბიტალების ჰიბრიდიზაციის ხარისხი მცირდება და H_2Te -ის მო-
 ლეკულაში Te—H ბმას უკვე სუფთა სახის p -ორბიტალები წარმოქ-
 მნის, რომლებიც ერთმანეთის მიმართ მართი კუთხითაა ორიენტირე-
 ბული. ამის გამო განხილული ნაერთე-
 ბის ბმის ენერგია ეცემა.

ცხრილი 43

ნაერთი	ბმის ენერგია კჯ/მოლი
H—F	563
H—Cl	432
H—Br	366
H—I	294

ჰ ა ლ ო გ ე ნ წ ყ ა ლ ბ ა დ ე ბ შ ი H—
 —H₂I ბმის ენერგია საერთოდ დიდია.
 ამას ვარდა მხედველობაში მისაღებია
 ისიც, რომ ჰალოგენწყალბადების ფიზი-



ნ.ხ 2.53. წყალბადპლოგენი-
ლის მოლეკულის დეფორმირე-
ბული ტეტრაედრი

კური და ქიმიური თვისებები იზას მო-
წმობს, რომ მათი გაუყოფელი ელექ-
ტრონული წყვილები იდენტურია.
H-Hal ბმის სიბრტყე (ეს კი ღამახა-
სიათებელია ჰიბრიდული ორბიტალები-
სათვის) და გაუყოფელი წყვილების
ერთნაირი მდგომარეობა საფუძვლად
დაედო წარმოდგენას პალოგენწყალბა-
დების მოლეკულაში პალოგენების ატო-
მების ჰიბრიდიზაციის შესახებ პალო-
გენწყალბადებში ნაყარადღევია პალო-
გენის ატომის sp^2 -ჰიბრიდიზაცია. ამ
სახის ჰიბრიდიზაციის გეომეტრიული
მოდელი ტეტრაედრია, რომლის ერთ

წვეროს იკავებს წყალბადის ატომი, ხოლო დანარჩენი სამი წვერო
უკავია სამ ერთნაირ ჰიბრიდულ (ეკვივალენტურ) ორბიტალს (ნახ.2.53.)

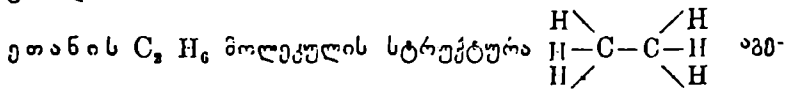
წარმოდგენა ორბიტალების ჰიბრიდიზაციის შესახებ ქიმიური ბმის
წარმოქმნისას სავალენტო ბმების თეორიის ფრიად მნიშვნელოვანი
საკითხია. გარდა იმისა, რომ ჰიბრიდიზაციის დახმარებით შეიძლება
აიხსნას ნაერთის კრისტალქიმიური აღნაგობა, ამ წარმოდგენებით აიხ-
სნება ჰიბრიდული ბმების სიმტკიცეც, რომლის ფარდობითი სიდიდე-
ები შემდეგ მწკრივით გამოიხატება:

ორბიტალის ტიპი:	s	p	sp	sp^2	sp^3	sp^3d	sp^3d^2
ფარდობითი სიმტკიცე:	1	1,73	1,93	1,99	2,00	2,69	2,95

განხილულის გარდა შესაძლებელია ჰიბრიდიზაციის მრავალგვარ-
რი სახების არსებობა, რომელთაგან ყველაზე მნიშვნელოვანია ის
ორბიტალები, რომლებშიც მონაწილეობს d -ელექტრონები. მაგალი-
თად, sp^3d -ჰიბრიდიზაციით მიიღება ორბიტალები, რომლებიც მიმარ-
თულია ტრიგონალური ბიპირამიდის კუთხეებსაკენ. მათ არსებით
მნიშვნელობა ენიჭება კოორდინაციული ნაერთების განხილვისას, ხო-
ლო sp^3d^2 -ჰიბრიდიზაციას, ე. ი. როცა ჰიბრიდიზაციაში მონაწილე-
ობს ერთი s -, სამი p - და ორი d -ორბიტალები, მიიღება ექვსი ტოლ-
ფასი ორბიტალი, რომლებიც მიმართული იქნება ოქტაედრის წვერო-
ებისაკენ. SF_6 , $K_4Fe(CN)_6$, H_2SiF_6 და სხვა მრავალი მოლეკულის სტრუ-
ქტურა აიხსნება ორბიტალების sp^3d^2 ჰიბრიდიზაციით.

აუსანიშნავია, რომ წარმოდგენა ელექტრონულ წყვილზე მოლე-
კულაში საშუალებას გვაძლევს გავარკვიოთ მოლეკულების კონფიგურ-
რაცია. მოლეკულის გეომეტრიული ფორმის განსაზღვრის მარტივი
მეთოდი შეიქმნა გილესპიმ. ეს მეთოდი აგებულია წარმოდგენაზე

ლოკალიზებული წყვილების განზიდვის შესახებ. განზიდვის გზო წყვილები მაქსიმალურად დაცილებულია ერთმანეთს. ორი წყვილი წარმოქმნის წრფივ განლაგებას. სამი წყვილი—სამკუთხედს და ა. შ. შედეგად მივიღებთ კონფიგურაციებს, რომლებიც გამოსასჯლია ზემო 42-ე ცხრილში.



ბულია σ -ბმებზე. ეთანის მოლეკულაში ორივე ნახშირბადატომში sp^3 -ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაა:

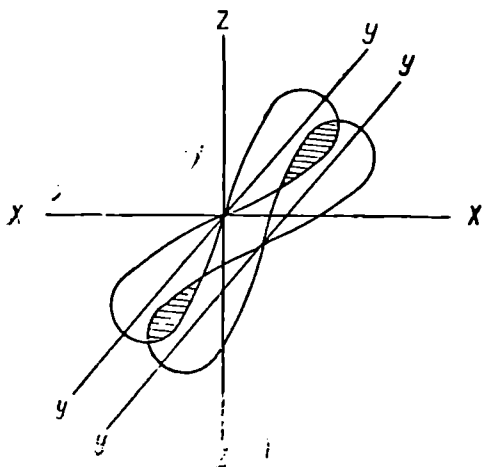
$$C^*n = 2 \left[\underbrace{\overbrace{\left[\begin{array}{c} | \\ | \\ | \\ | \end{array} \right]}_s}_{\underbrace{\hspace{1.5cm}}_p} \right] \cdot$$

ყოველი $C-H$ ბმა წარმოქმნილია ნახშირბადის ერთი sp^3 ორბიტალის და წყალბადის s -ორბიტალის გადაფარვით. ამრიგად, ეთანის მოლეკულაში არის ექვსი σ_{sp^3-s} -ბმა. ამ ექვსი ბმის წარმოქმნაზე დაიხარჯა თითოეული ნახშირბადატომის სამ-სამი ჰიბრიდული ორბიტალი. დარჩენილი თითო ორბიტალი კი ხმარდება $C-C$ ბმის წარმოქმნას, რომელიც თავისი ხასიათით არის $\sigma_{sp^3-sp^3}$ -ბმა. რადგან $C-C$ ბმის ელექტრონულ ღრუბელს აქვს ცილინდრული სიმეტრია, ამიტომ $-CH_3$ რადიკალები ბრუნავენ $C-C$ მაკავშირებელი ღერძის ირგვლივ.

მ. ჯერადი ბმების წარმოქმნა. კოვალენტური ბმის თეორიის თანახმად, ატომებისაგან მოლეკულის წარმოქმნა დაკავშირებულია მათი სავალენტო ელექტრონების გაწყვილებასთან, რომლის დროსაც მათი ელექტრონული ღრუბლები ურთიერთგადაიფარება. ელექტრონების გაწყვილების აუცილებელი პირობაა მათი სპინის საპირისპირო მიმართულება.

საზიარო ელექტრონებით წარმოქმნილი მარტივი ქიმიური ბმა აღიძვრება შემდეგი ორბიტალების გადაფარვის შედეგად: $s-s$ (H_2 , Na_2), $s-sp^2$ (HF , HCl), $p-p$ ($F-F$, $Cl-Cl$), sp^3-s ($C-H$), sp^3-p ($C-Cl$), sp^3-sp^3 ($C-C$). ყველა ამ მარტივ ბმას σ -ბმა ეწოდება.

ჯერადი (ორმაგი, სამმაგი) ბმის წარმოქმნის უნარი აქვს ორ-და-მრავალვალენტოვან ელემენტებს. მაგალითისათვის კვლავ განვიხილოთ სამმაგი ბმა აზოტის მოლეკულაში. აზოტის ატომს აქვს სამი გაუწყვილებელი ელექტრონი, რომელთა ღრუბლები აღიანიშნება სიმბოლოებით: p_x , p_y , p_z . აზოტის ორი ატომისაგან მოლეკულის წარმოქმნისას მათი p_x ორბიტალები x -ღერძის გასწვრივ გადაეფარება ერთმანეთს, რის შედეგადაც წარმოიქმნება σ -ბმა. მეორე და მესამე ბმების წარმოქმნისას გადაეფარება ერთმანეთს ელექტრონული ორბიტალები y ღერ-



ნახ. 2.54. π -ბმის სქემა აზოტის მოლეკულაში p_z ღრუბლების გადაფარვისას.

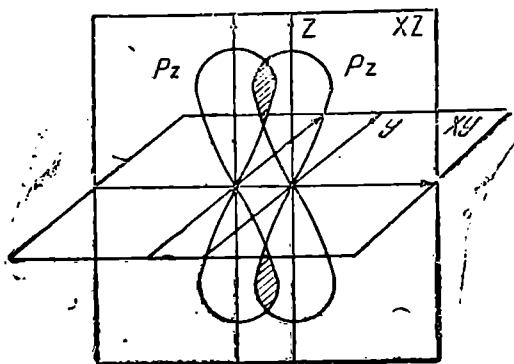
რონულ ღრუბელს მხოლოდ სიმეტრიის სიბრტყე აქვს, რომელიც ბირთვებზე გადის, ასეთი ბმა არის π -ბმა.

აზოტის მოლეკულის აღნაგობა შეიძლება წარმოვიდგინოთ შემდეგნაირად: აზოტის მოლეკულის წარმოქმნისას ყოველი მისი ატომი განიცდის sp -ჰიბრიდიზაციას

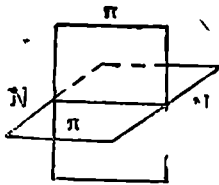
sp-ჰიბრიდიზაცია

$$N \quad \pi = 2 \left| \begin{array}{cccc} \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ s & p_x & p_y & p_z \end{array} \right|$$

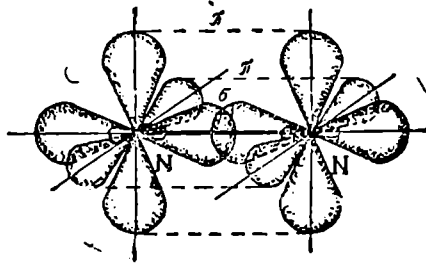
sp -ბმის ენერგია დიდია. აზოტის მოლეკულაში ის აღწევს 543,4 კჯ/მოლ-ს. აქ მაკავშირებელი ორბიტალები დიდ გადაფარვას იჩენს, დანარჩენი ორი π_{p-p} -ბმა წარმოიქმნება ორ-ორი არაჰიბრიდიზებული p -ორბიტალების გადაფარვისას. (ნახ. 2. 54—2. 55). ეს ორი π -ბმა ერთმანეთის შიშვით მართობულად ორიენტირდება. ჯამში



ნახ. 2.55. π -ბმის სქემა აზოტის მოლეკულაში p_y ღრუბლების გადაფარვისას.



ნახ. 2.56. σ -და 2π -
ბმა აზოტის მოლეკუ-
ლაში.



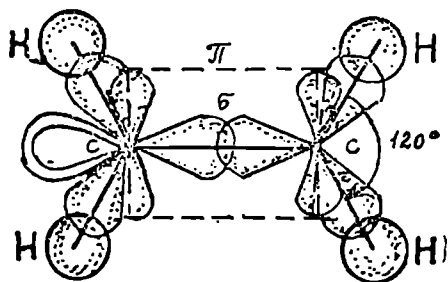
ნახ. 2.57. აზოტის მოლეკულის აღნაგობის
სქემა.

$N \equiv N$ ბმის ენერგია შეადგენს 945 კჯ/მოლ. ამრიგად, აზოტის მოლეკულაში ბმას ატომებს შორის განაპირობებს ერთი ჰიბრიდული σ_{sp-sp} ბმა და ორი π_{p-p} ბმა. ამას გარდა აზოტის თითოეულ ატომს ექვს თითო არაეკვივალენტური ჰიბრიდული ორბიტალი, რომელზედაც გაუყოფელი წყვილი ელექტრონია.

π -ბმების წარმოქმნისას, p_y , p_z და p_x — p_x ორბიტალები ორ-ორ ადგილზე გადაფარება ერთმანეთს, მაგრამ ვინაიდან მათი გადაფარვის არე უფრო მცირეა, ვიდრე σ -ბმის შემთხვევაში, ამიტომ π -ბმის ენერგიაც უფრო მცირეა. წარმოქმნილი სამი ბმა არ არის ერთმანეთის ტოლფასი. ამათგან ერთი σ -ბმა, და ორი დანარჩენი π -ბმებია. მათი არაადექვატურობა იქიდან ჩანს, რომ მათი გაწყვეტის ენერგია განსხვავებულია. σ -და- π ბმებს აზოტის მოლეკულაში ხშირად გამოსახავენ სქემით: (ნახ. 2.56).

საბოლოო ჯამში აზოტის მოლეკულის აღნაგობას ექნება შემდეგი სახე: (ნახ. 2.57).

ნახშირბადისათვის დამახასიათებელია აგრეთვე ტრიგონალური ანუ sp^2 -ჰიბრიდიზაცია. sp^2 -ჰიბრიდიზაციის შემთხვევაში ერთი ორბიტალი, მაგალითად, p_z , უცვლელი რჩება და s -, p_x და p_y -ორბიტალების შერწყმით წარმოიქმნება სამი ჰიბრიდული sp^2 -ორბიტალი. ეს სამი ღრუბელი განლაგებულია ერთ სიბრტყეში, კუთხეებში მათ შორის უდრის 120° -ს. თითოეული ნახშირბად-ატომის ორი sp^2 -ჰიბრიდული ორბიტალი მოხმარდება ორი ბმის წარმოქმნას წყალბადის ორ ატომთან, ხოლო მესამე—ბმის მეორე ნახშირბად-ატომთან. შედეგად ნახშირბადის თითოეულ ატომს დარჩება თავისუფალი თითო



ნახ. 2.58. ეთილენის მოლეკულის აღნაგობა.

$2p_z$ -ელექტრონი, რომლებიც გადაფარვის ერთნაწილად და წარმოქმნის ნახშირბადატომებს შორის მეორე ბმას:

$$C^* n = 2 \sqrt{\frac{s^2 p_z^2 + p_x^2 + p_y^2}{s^2}}$$

აკრავად, ორნაგი ბმა $C=C$ მიიღება ორი ტრიგონალური ორბიტალისა

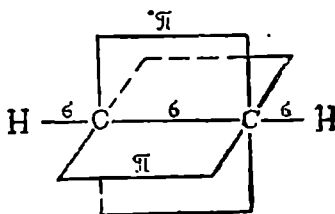
(σ -ბმა) და ორი p_z -ორბიტალის გადაფარვით (π -ბმა). ასეთი კონფიგურაცია დამახასიათებელია ეთილენური რგვის ნახშიროწყალბადე ბინათვის.

ეთილენის მოლეკულაში ნახშირბადის ატომების მაკავშირებელი ორი ბმა $C=C$ არ არის ერთნაწილად ტოლფასი. ერთი მათგანი σ ბმაა, მეორე π -ბმა. რადგან π -ბმის გადაფარვის არე უფრო ძვირია, ვიდრე σ -ბმისა, და აგრეთვე იმის გამო, რომ π -ბმა ბიოთვისაგან დაცილებულია უფრო მეტად, ვიდრე σ -ბმა, ამიტომ π -ბმა უფრო სუსტია, ვიდრე σ -ბმა. ამას გარდა σ -ბმას ახასიათებს ღერძითი ცილინდრული სიმეტრია π -ბმას ღერძითი ს. კტრია არ აქვს. ეს მთავარი მიზეზია იმისა, თუ რატომ დაკარგა CH_2 -ჯგუფში თავისუფალი ბრუნვის უნარი მეორე ჯგუფის მიმართ ეთილენის მოლეკულაში. (ნახ. 2.58).

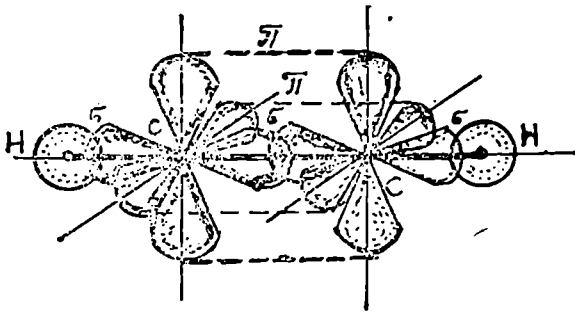
მოლეკულების ფრაგმენტების ბრუნვა ჯერადი ბმების იოგვლივ საერთოდ გამორიცხებულია. თავისუფალი ბრუნვის შესაძლებლობას მხოლოდ მარტივი ბმა განაპირობებს ღერძითი სიმეტრიის გამო.

ეთილენის მოლეკულაში ნახშირბადატომებს შორის ორი sp^2 ორბიტალის გადაფარვით წარმოქმნილი ბმა აღინიშნება სიმბოლოთი $\sigma_{p^2-p^2}$. ნახშირბადისა და წყალბადის ატომებს შორის ნახშირბადის sp^2 და წყალბადის s -ორბიტალი წარმოქმნის მარტივ ბმას, რომელიც აღინიშნება სიმბოლოთი σ_{s-p^2} , ხოლო π -ბმა-სიმბოლოთი π_{p-p} . π -ბმების სახეებია π_{-p} , π_p , π_{p-p} ბმები წარმოიქმნება σ -ღერძების ყველა რვიანების გადაფარვით. f -ელექტრონების მონაწილეობით აღქრული ქიმური ბმები ჯერ-ჯერობით ნაკლებადაა შესწავლილი.

ნახშირბადის ატომებს შორის



ნახ. 2.59. აცეტილენის მოლეკულის აღნაგობის სქემა.



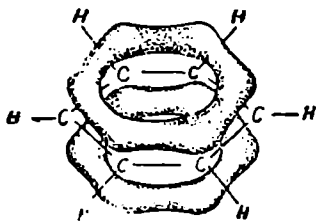
ნახ. 2.60. აცეტილენის მოლეკულის აღნაგობა.

ორმაგი ბმის სიგრძე უდრის 134 პმ, ის უფრო მოკლეა, ვიდრე მარტივი C—C ბმა (154 პმ), ხოლო მისი ენერგია (598 კჯ) უფრო ნაკლებია, ვიდრე ორი მარტივი C—C ბმის ენერგიითა ჯამი ($2 + 356 = 712$ კჯ). რეაქციაში შესვლის დროს წყდება ეთილენის მოლეკულის π-ბმა და მის ნაცვლად წარმოიქმნება ორი σ-ბმა, მაშასადამე, მოლეკულის ენერგია მცირდება. ეს არის არანაჯერი ნახშირწყალბადების დიდი რეაქციის უნარის მიზეზი.

ეთინი (აცეტილენი) $\text{CH}\equiv\text{CH}$ უფრო მეტად არანაჯერია, ვიდრე ეთილენი. მის სტრუქტურას განაპირობებს ატომების უწყვეტი ნახშირბადები, რომელთაგან თითოეულს აქვს ორი მართობული p-ორბიტალი. ორი CH -ჯგუფის შეერთებისას წარმოიქმნება ორი π-ბმა მეორე (ნახ. 2.59). π-ბმის წარმოქმნისას კიდევ უფრო ნაკლები ენერგია გამოიყოფა. ეს გარემოება განაპირობებს აცეტილენური რიგის ნახშირწყალბადების განსაკუთრებულ რეაქციის უნარიანობას. სამმაგი ბმის ენერგია შეადგენს 813 კჯ/მოლ. ბუნებრივია, რომ სამმაგი ბმა უფრო მოკლეა, ვიდრე ორმაგი, მისი სიგრძე უდრის 120 პმ-ს.

ხაზოვანი, ანუ ატომების უწყვეტი შეერთებაში ხდება σ-და p-ორბიტალების შეწყობა (ჰიბრიდიზაცია). ეს ორბიტალები p_y-და p_z-ორბიტალების საპირისპიროდ მიმართული. ხაზოვანი ჰიბრიდიზაცია საშუალებას იძლევა სათანადო ახსნა მიეცეს სამმაგ ბმას. მაგალითად, აცეტილენის მოლეკულაში ორი არაჰიბრიდიზებული ორბიტალის გადაფარვის შედეგად წარმოიქმნება σ-ბმა. ერთი ნახშირბად-ატომის p_y და p_z-ორბიტალები გადაიფარება მეორე ატომის შესაბამისი ორბიტალებით, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ორი π-ბმა, ორი მართობული π-ბმა აცეტილენის მოლეკულას ცილინდრულ სიმეტრიას ანიჭებს (ნახ. 2.60).

9. დელოკალიზირებული π-ბმები. კიმიური და ფიზიკური მე-



ა. 2.51. π -ბმების ღრუბლას სქემა ბენზოლის მოლეკულაში

თოდებით დადგენილია, რომ ბენზოლის მოლეკულა არის ექვსწევრიანი რგოლი, რომელშიც ნახშირბად-ატომები ერთ სიბრტყეშია განლაგებული. C—C მარტივი ბმის სიგრძე არის 154 პმ, C=C ორმაგისა — 134 პმ. ბენზოლის მოლეკულაში კი ყველა C—C ბმის სიგრძე 140 პმ-ს შეადგენს. ეს გარემოება იმით აიხსნება, რომ ბენზოლის ბირთვში ყველა C—C ბმები განლაგებულია ერთ

სიბრტყეში. თითო ნახშირბად-ატომის სამი ვალენტოვნების ხარჯზე წარმოქმნილია სამი σ -ბმა, რომელთაგან ერთია C—H ბმა და ორი მოდის C-ბმებზე. ნახშირბად-ატომის მეოთხე სავალენტო ელექტრონის p -ორბიტალი (რომელსაც ორბუთულას ფორმა აქვს) ლაგდება ბენზოლის მოლეკულის ჩონჩხის მართობულად. ექვსი ასეთი p -ორბიტალის ჩონჩხის ორივე მხარეზე შერწყმის შედეგად წარმოიქმნება ორი დელოკალიზებული ღრუბელი (ნახ 2.51), რომელიც სამ დელოკალიზებულ π -ბმას შეესაბამება.

არმატული ნაერთების მდგრადობა იმით აიხსნება, რომ წესიერი ექვსკუთხედის გეომეტრია იდეალურია π -ბმების წარმოქმნისათვის.

რადგან π -ბმები ბენზოლის მოლეკულაში დელოკალიზებულია, ამიტომ კეკულეს ფორმულა, რომელიც აგებულია მარტივი და ორმაგი ბმების მიმდევრობაზე, ვერ ასახავს ბენზოლის სტრუქტურას. ქემიარტი სტრუქტურა შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც შუალედური მდგომარეობა, რომელიც გამოისახება კეკულეს და დიუარის ფორმულების დამთხვევით:

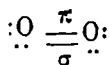


ამაში მდგომარეობს სავალენტო სქემების დამთხვევის მეთოდი, რომელიც შეგვხვდება ისეთი ნაერთების განხილვისას, როგორიცაა: HNO_3 , H_2SO_4 ; იონები- NO_3^- , SO_4^{2-} და ა. შ.

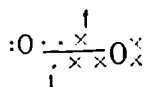
10. სავალენტო ბმების მეთოდის გამოყენების ზოგიერთი მაგალითი. წყვილი ელექტრონის შემცველი ორბიტალის აგზნებისას გაუწყვილებელი ელექტრონების რიცხვი ორი ერთეულით იზრდება, ე. ი ორი ერთეულით მატულობს ვალენტოვნება. მაგრამ ელექტრონის ისეთი აგზნება, რომელიც დაკავშირებულია მთავარი კვანტური რიცხვის გადიდებასთან (მაგალითად $K \rightarrow L$, $L \rightarrow N$ და სხვა მსგავს გადასვლებთან), იმდენად დიდ ენერჯიას მოითხოვს, რომ მას ქიმიური რეაქცი-

ის დროს გამოყოფილი ენერგია ვერ ფარავს. ერთი სავალენტო ჯგუფის (დონის) ფარგლებში კი ელექტრონის გადასვლა. მაგალითად, $s \rightarrow p$ ან $p \rightarrow d$ ადვილად მიმდინარეობს. ამატომ, PCl_5 -ის გარდა $p \rightarrow d$ გადასვლის გაქო არსებობს PCl_5 , მაგრამ აზოტის შემთხვევაში არსებობს მხოლოდ NCl_3 , NCl_5 კი არა. არ არსებობს NCl_5 იმიტომ, რომ პერიოდული სისტემის მეორე პერიოდის ელემენტების ატომებს (N, O, F) არ გააჩნიათ d -ქვედონე, ე. ი. d -ორბიტალები. ამავე მიზეზის გამო არსებობს SF_6 , მაგრამ არა OF_6 . არამედ OF_2 .

აღსანიშნავია, რომ არსებობს ნაერთები, სადაც ერთ ბმაზე მოდის ორზე მეტი ან ორზე ნაკლები ელექტრონი¹. მაგალითად, ჟანგბადის თითო ატომს ორ-ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს, ამიტომ აღრე თვლიდნენ, რომ ჟანგბადის ჰოლექულაში ატომები შეერთებულია ორმაგი ბმით, რომელთაგან ერთია σ_{p-p} , ხოლო მეორე π_{p-p} :

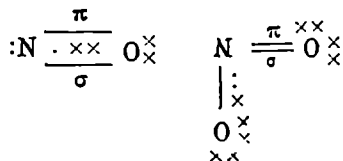


ამ ფორმულის მიხედვით ჟანგბადი დიამაგნიტურ თვისებებს უნდა ავლენდეს. მაგრამ ჟანგბადი პარამაგნიტურია. ჟანგბადის ფორმულის ეს გამოსახულება კი გამოორიცხავს ჟანგბადის პარამაგნიტურობას². იმიტომ ჟანგბადის პარამაგნიტური თვისებების ასახსნელად ნაფარაუდვეი იყო; რომ ბმა ჟანგბად-ატომებს შორის სამელექტრონიანია. ჟანგბადის ერთი ატომის ელექტრონები აღენიანოთ წერტილებით, მეორისა კი — ჯვრებით. სავალენტო ხაზით აღენიშნავთ მარტივ ბმას σ_{p-p} -ს, რომელსაც განახორციელებს თითოეული ჟანგბად-ატომის გაუწყვილებელი ელექტრონი. მეორე გაუწყვილებელი ელექტრონი გამოსახულია ისრით:



სამელექტრონიანი ბმა შედარებით სუსტია, მისი ენერგია π -ბმაზე ოდნავ უფრო მცირეა. ამ გზით შეიძლება აიხსნას ჟანგბადის პარამაგნიტურობა.

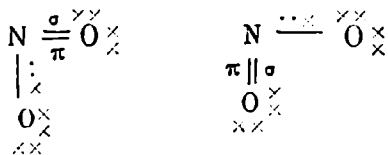
აზოტის (II) და (IV) ოქსიდების პარამაგნიტურ მოლეკულებშიც სამელექტრონიანი ბმეებია:



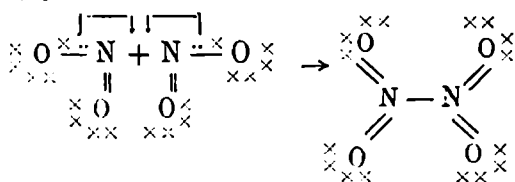
¹ Я. А. Угай, Общая химия, ВШ, М., 1984.

² პარამაგნიტურობას კენტო (გაუწყვილებელი) ელექტრონი განაპირობებს.

აზოტის (IV) ოქსიდის მოლეკულაში ბმების ოსცილაციას (რხევებს), გამოვსახავთ შემდეგნაირად: აზოტთან სამედექტრონიანი ბმით მიერთებულია ხან ერთი უანგბად-ატომი, ხან მეორე:



ცნობილია, რომ აზოტის(IV) ოქსიდი ადვილად განიცდის დიმერიზაციას. ეს იმას მოწმობს, რომ სამედექტრონიანი ბმა უმდგრა-
ლია. ამ პროცესის დროს ანტიპარალელური სპინის მქონე ორი ელე-
ქტრონი წარმოქმნის ერთ კოვალენტურ ბმას, ხოლო მესამე ელექტ-
რონი მოხმარდება σ_{p-p} ბმას, რომელიც აკავშირებს ერთმანეთთან
აზოტის ორ ატომს:



აზოტის (II) ოქსიდი, NO დიმერიზაციას საერთოდ არ განიცდის, რადგან თითოეულ მოლეკულას თითო გაუყოფელი წყვილი ელექტ-
რონი აქვს. ერთ წყვილზე ნაკლები ელექტრონი აქვს H_2^+ მოლეკულ-
იონს (ელექტრონდეფიციტური ბმა), რომლის ბმის ენერგია უდრის
267 კჯ/ოულ/მოლ. ამ მოლეკულას მდგრადობას ანიჭებს ერთელექტ-
ტრონიანი ბმა, რომლის სიგრძე უდრის 106 პმ-ს.

მოლეკულური იონი H_2^+ თავისუფალი რადიკალია. H_2^+ -ის რა-
დიკალური ხასიათის დადგენა ადვილია მისი პარამაგნიტური თვისე-
ბების მიხედვით, H_2^+ -ის ელექტრონული კონფიგურაცია შეიძლება
გამოვსახოთ ($\sigma 1s$) მკვგომარეობით.

ელექტრონდეფიციტურია აგრეთვე დიბორანის მოლეკულა
($B_2 H_6$), სადაც 7 ბმას განაზოციელებს 6 წყვილი ელექტრონი.

2.2.4. მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის ძირითადი დეგულებები

1. მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი. მოლეკულური დონე-
ების განსახილველად გარდა სავალენტო ბმების თეორიისა, ჩამოყა-
ლიბებულია მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი. ეს ორი თეორია
განსხვავებულ წარმოდგენებს იძლევა მოლეკულების აღნაგობაზე.

სავალენტო ბმების წეთოდი შედარებით მარტივი მოლეკულების

აღნაგობის განხილვის დროსაც კი მნიშვნელოვან სიძნელეებს ხვდებოდა. ეს იმით აიხსნება, რომ ჰაიტლერისა და ლონდონის თეორიიდან გამოშდინარე მიღებულ დასკვნებს არსებითი მნიშვნელობა აქვს ელექტრონებით წარმოქმნილ ობიექტებისათვის, ხოლო მათი გავრცელება სხვა ტიპის ბმებზე, კერძოდ პ-ბმებზე, რომლებიც p და d -ელექტრონების გადაფარვით მიიღება, მოკლებულია სათანადო საფუძვლებს. ამ ნაკლოვანებებისაგან თავისუფალია მოლეკულური ორბიტალების ქვემოთ განხილული მეთოდი. ამას გარდა აღსანიშნავია ისიც, რომ სავალენტო ბმების თეორია, თუკაც უფრო თვალსაჩინო წარმოდგენას იძლევა მოლეკულების აღნაგობის შესახებ, ვიდრე მოლეკულური ორბიტალების თეორია, მაგრამ მოლეკულური ორბიტალების მეთოდმა თავისი სიმარტივის გამო უფრო მეტი გამოყენება პოვა. ამის მთავარი მიზეზი ისაა, რომ სავალენტო სქემების თეორიის თანახმად, მოლეკულაში შემავალი ატომები ინარჩუნებენ თავიანთ ინდივიდუალობას, მოლეკულური ორბიტალების თეორია კი მოლეკულას იხილავს როგორც ერთიან ნაწილს. ისევე, როგორც ატომს აქვს ატომური ორბიტალები, ასევე მოლეკულას აქვს მისთვის დამახასიათებელი მოლეკულური ორბიტალები. განსხვავება მათ შორის იმაში მდგომარეობს, რომ ატომური ორბიტალები ერთცენტრიანებია, მოლეკულური ორბიტალები კი ორ-და მრავალცენტრიანებია. მოლეკულური ორბიტალი შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც ატომური ორბიტალების წრფივი კომბინაცია. მოლეკულური ორბიტალი წარმოიქმნება შესაბამისი ატომური ორბიტალების უბრალო შეჯამებით ან გამოკლებით. მოლეკულური ორბიტალების შემთხვევაშიც ელექტრონის ყოფნის ალბათობა მოცულობის გარკვეულ უბანში ψ^2 -ს პროპორციულია. ამას გარდა, აღსანიშნავია, რომ მოლეკულაში ორბიტალების შეესების მიხედვით ისევე, როგორც ატომში, ენერჯის მატების მიხედვით წარმოებს პატლეს პრინციპისა და ჰუნდის წესის გათვალისწინებით.

როცა წყალბადის ატომების მიახლოებისას მანძილი მათ შორის ბმის სიგრძის ტოლი ხდება, მაშინ ატომური ორბიტალების ნაცვლად წარმოიქმნება მოლეკური ორბიტალები, რომლებიც ატომურ ორბიტალებს აერთიანებს.

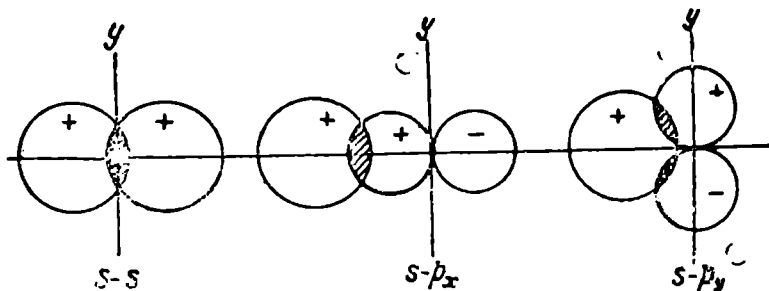
როცა ერთი ელექტრონი ერთ ბირთვთან ახლოსაა, მაშინ მოლეკულური ორბიტალი (მო), რომლის ტალღური ფუნქცია არის ψ , ატომური ორბიტალის (აო) მკავსია და მისი ტალღური ფუნქცია არის ψ_A . ამის მსკავსად, როცა იგივე ელექტრონი მეორე ბირთვთანა ახლოს, მოლეკულური ორბიტალი ψ_B -ს მკავსია. ვინაიდან (მო) მიმდევრულად ხასიათდება ხან ψ_A და ხან ψ_B -თი, იგი დაახლოებით

ტოლი ნდება ამ ატომური ორბიტალების ხაზოვანი კომბინაციისა. ხაზოვანი კომბინაცია მიიღება ფუნქციების უბრალო შეჯამებით ან გამოკლებით. შეჯამებით მიღებული მოლეკულური ორბიტალი, რომლის ტალღური ფუნქცია არის ψ , შეიძლება განვსაზღვროთ როგორც $\psi = \psi_A + \psi_B$. მოლეკულური ორბიტალი ψ იმას ნიშნავს, რომ ის ორცენტრიანია, ე. ი. ორივე ბირთვი მოქცეულია ორივე ელექტრონის ორბიტალში. ამას გარდა შეჯამება $\psi_A + \psi_B$ იმასაც გულისხმობს, რომ ორივე ელექტრონი მეტი დროის განმავლობაში ორ ბირთვს შორის იმყოფება და ამით მათ აკავშირებს. ინდექსი b წარმოსდგა ინგლისური სიტყვა bind-გან და ნიშნავს შებმას, შეკავშირებას. ამიტომაც ψ ორბიტალს მაკავშირებელ ორბიტალს ვუწოდებთ, მას σ -ით აღვნიშნავთ.

წყალბადის ატომური ორბიტალების მეორე ხაზოვანი კომბინაცია მიიღება ერთი o -ის გამოკლებით მეორისაგან: $\psi_a = \psi_A - \psi_B$. ასეთი მოლეკულური ორბიტალის შემთხვევაში მაკავშირებელი ელექტრონის პოენის აღბათობა ბირთვებს შორის მცირეა. რადგან ელექტრონები უფრო შორს არის ბირთვებისაგან, ვიდრე ისინი იზოლირებულ ატომებში იყო. მაშასადამე, თავისუფალი ატომები უფრო ხელსაყრელ ენერგეტიკულ დონეზეა, ვიდრე მოლეკულების სახით შეერთებული ატომებია. ამიტომ ψ_a ორბიტალზე ელექტრონები განაპირობებს ატომების გათიშვას, რის გამო ტალღურ ფუნქციას ψ_a -ს ანტი-მაკავშირებელი ანუ გამთიშავი ორბიტალი ეწოდა (სიტყვისაგან antibinding) და მას აღვნიშნავთ σ^* ნიშნით.

გარდა მაკავშირებელი და გამთიშავი ორბიტალებისა არჩევნაგურთვე არამაკავშირებელს. მართლაც, ცალკეული ატომებიდან მრავალატომიანი მოლეკულის წარმოქმნისას ელექტრონები მთელი მოლეკულისათვის საერთო ხდება და ატომური ორბიტალები მოლეკულურ ორბიტალებად გარდაიქმნება. ამის გამო მოლეკულური ორბიტალების რიცხვი ამოსავალი ატომების ატომური ორბიტალების რიცხვის ტოლი უნდა გახდეს. თუ ერთი ატომის ორბიტალის ენერგეტიკული დონე მინიმუმდონად განსხვავდება მეორე ატომის ატომური ორბიტალისაგან, ასეთი ორბიტალები არ მონაწილეობენ ქიმიური ბმების წარმოქმნაში. ამიტომ ასეთ მოლეკულურ ორბიტალს არამაკავშირებელი ეწოდა.

ატომური ორბიტალიდან მაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალზე ელექტრონის გადასვლისას ენერგია მცირდება, ასეთი ორბიტალი მდგრადობას ანიჭებს სისტემას. გამთიშავ ორბიტალზე ელექტრონის გადასვლა მაკავშირებელია სისტემის ენერგიის გადიდებასთან, მაშასადამე, ამ შემთხვევაში ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელია ელ-



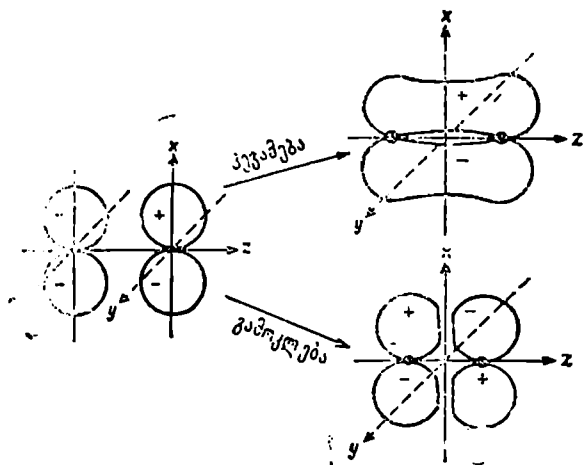
ნახ. 2.62. s-და p-ორბიტალების გადაფარვა.

ქტრონის ატომში დარჩენა, ვიდრე მოლეკულაში გამთიშავ ორბიტალზე ყოფნა.

მოლეკულის მდგრადობა დამოკიდებულია ყველა მაკავშირებელი და გამთიშავი ორბიტალების ენერგიათა ჯამზე, მიახლოებითი ორიენტაციისათვის შეიძლება დავუშვათ, რომ ერთი გამთიშავი ორბიტალი აბათილებს ერთი მაკავშირებელი ორბიტალის შემკრავ მოქმედებას.

s-ორბიტალების ფუნქცია დადებითია. ორი s-ორბიტალი გადაიფარება ისე, როგორც s-და p_x -ორბიტალები. რის გამო ორივე შემთხვევაში მიიღება ქიმიური ბმა. მაგრამ p_y -ორბიტალის შემთხვევაში s-ორბიტალით გადაიფარება p_y -ორბიტალის ორივე არე (დადებითიც და უარყოფითიც), რომლებიც აბათილებენ ერთმეორეს. ამიტომ ქიმიური ბმა ამ შემთხვევაში არ წარმოიქმნება. ქიმიური ბმა არც მაშინ მიიღება, როცა s-ორბიტალი p_x -ორბიტალს გადაიფარება ორივე შემთხვევაში გადაფარვა ნულია. ამის საზომია ტალღური ფუნქციის (ორბიტალის) ნიშანი. თუ s-ორბიტალს და p_x -ორბიტალს ვაბრუნებთ პორიზონტალური, ე. ი. x ღერძის ირგვლივ (მაგალითად 180° -ით), ფუნქციის ნიშანი არ შეიცვლება, ე. ი. სიმეტრია არ დაირღვევა. მაგრამ s- და p_y - და, ზრთვე, s-და p_x -ორბიტალებს განსხვავებული სიმეტრია აქვთ და ამიტომ 180° -ით მობრუნებისას იცვლება ნიშანი, მაშასადამე, ამ პირობებში ეს ორბიტალები არ გადაიფარება და ქიმიური ბმა არ აღიძვრება (ნახ. 2.62).

ამრიგად, თბმა, მიიღება, როცა ატომური ორბიტალების პირდაპირი გადაფარვის შედეგად ბმის ღერძისა და ატომური ორბიტალის ღერძის მიმართულება ერთნაირია. ნახ. 2.63-ზე გამოსახულია ორი ატომური p-ორბიტალის შეჯამება და გამოკლება, საიდანაც ჩანს, რომ შეჯამებისას (რომლის დროსაც აღვილი აქვს p-ორბიტალების



ნ.ხ. 2.63. ორბიტალების შეჯამება (გადაფარვა) და გამოკლება.

გვერდით გადაფარვას), მიიღება მაკავშირებელი ბმა, რომელსაც π -ბმა ეწოდა.

მართლაც, მოლეკულური ორბიტალების მეთოდით — ატომური ორბიტალების წრფივი კომბინაციით (მათი შეჯამებით ან გამოკლებით) მიიღება ორი ტიპის ორბიტალები მაკავშირებელი ψ_+ და გამთიშავი ψ_- :

$$\psi_+ = C_1\psi_{A1} + C_2\psi_B \quad \text{და} \quad \psi_- = C_1\psi_A - C_2\psi_B,$$

სადაც ψ_+ ატომური ორბიტალების შეჯამებით მიიღება, ხოლო ψ_- მათი გამოკლებით.

თვალსაჩინოებისათვის ქვემოთ გამოსახულია მოლეკულური σ - და π -ორბიტალების წარმოქმნის სქემა.

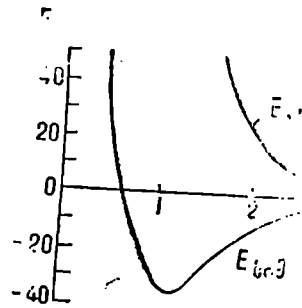
ატომებიდან მოლეკულის წარმოქმნისას ელექტრონის 1s-ენერგეტული მდგომარეობა ორ ენერგეტულ დონედ დაიშლება. ერთი მათგანი უფრო დაბალია, მეორე კი უფრო მაღალი, ვიდრე საწყისი 1s-მდგომარეობა. როგორც აღინიშნა, უფრო დაბალი ენერგეტული დონე ატარებს მაკავშირებელი მოლეკულური ორბიტალის სახელწოდებას, უფრო მაღალი ენერგეტული დონე კი — გამთიშავი მოლეკულური ორბიტალისას. თითოეულ ორბიტალზე მაქსიმუმ ორი ელექტრონი თავსდება. პირველ რიგში შეივსება მაკავშირებელი ორბიტალი, რადგან მას უფრო დაბალი ენერგია შეესაბამება. ამიტომაც მოლეკულური წყალბად-იონის წარმოქმნისას ელექტრონი მაკავშირებელ ორბიტალზე გადავა. ორ ბირთვის შორის ელექტრონის

მდგომარეობა გამოისახება სიმეტრიული და პარასიმეტრიული ფუნქციებით:

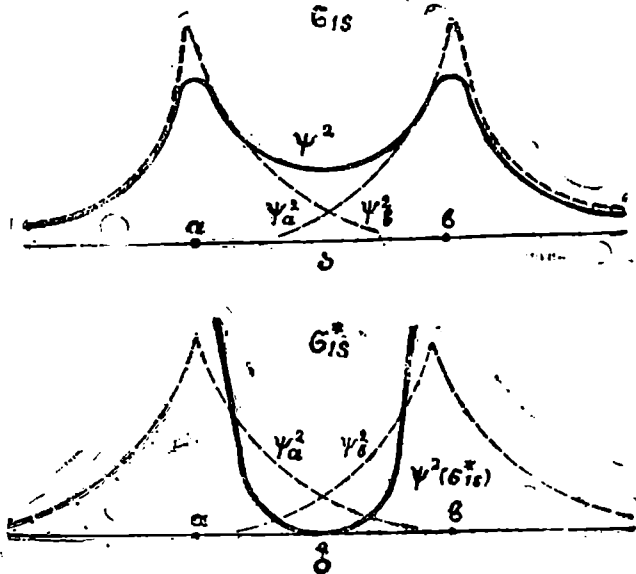
$$\begin{aligned} \psi_{სიმ} &= C_{სიმ}(\psi_a + \psi_b); \quad \psi_{პარ} = \\ &= C_{პარ}(\psi_a - \psi_b). \end{aligned}$$

არასიმეტრიული მდგომარეობა უპასუხებს ენერგეტიკულად არამდგრად მდგომარეობას, ამიტომ თუ ელექტრონი არასიმეტრიულ ორბიტალზეა, მოლეკულა არამდგრადი იქნება და ის დაიშლება. სიმეტრიულ ფუნქციას შეესაბამება ელექტრული მუხტის სიმკვრივის გადრეობა გადაფარვის არეში ორ ბირთვის შორის. იმასთან შედარებით, რასაც აქვს

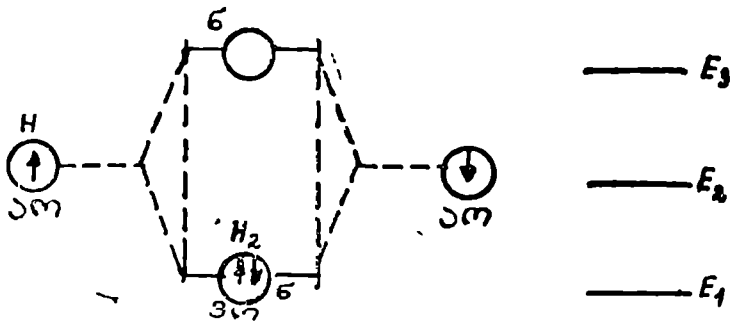
ადგილი თავისუფალი ატომების შემთხვევაში, რომლებიც გამოისახება ψ_a^2 და ψ_b^2 ფუნქციებით, სინეტრიული ენერგეტული მდგომარეობა განაპირობებს ჰოტენციალური ენერჯიის მინიმუმს (იხ. ნახ. 2.64). ამიტომ მოლეკულური წყალბად-იონი მდგომარეობა იქნება. გაანგარიშებული დისოციაციის ენერჯია უდრის 1,76eV და წონასწორული მან-



ნახ. 2.64. მოლეკულური წყალბად-იონის პოტენციალური ენერჯიის მრუდი სიმეტრიული და არასიმეტრიული ენერგეტული მდგომარეობათვის



ნახ. 2.65. ელექტრული მუხტის სიმკვრივე მოლეკულური წყალბად-იონის „ა“ სიმეტრიულ და „ბ“ არასიმეტრიულ მდგომარეობაში.

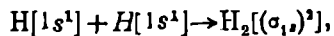


ნახ. 2.66. წყალბადის მოლეკულაში აო და შო ორბიტალების ენერჯიის დონეთა სხვაობა

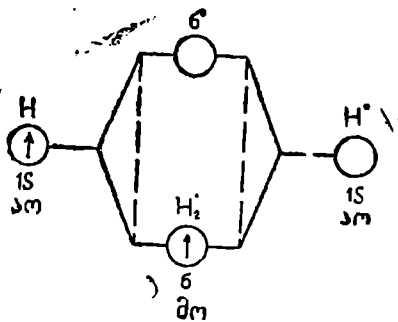
ძილი ბირთვებს შორის არის 132 პმ. ექსპერიმენტულად დადასტურებულია, რომ დისოციაციის ენერჯია უდრის 2,79eV და მანძილი — 106 პმ. უფრო ჭდაზუსტებული ფუნქციებით მიღებულია კარგი დამთხვევა გაანგარიშებული სიდიდეებისა ექსპერიმენტულად მიღებულთან.

ასიმეტრიულ ფუნქციას შეესაბამება ატომებს შორის ელექტრონი მუხტის სიმკვრივის შემცირება. 2.65 ნახაზზე წყვეტილი ხაზით გამოსახულია მუხტის სიმკვრივე, რომელიც თავისუფალ ატომებს ახასიათებს. ხოლო უწყვეტით—მუხტის სიმკვრივე მოლეკულურ წყალბადიონში. აქედან ჩანს, რომ გათიშავი ორბიტალი ამცირებს მუხტის სიმკვრივეს გადაფარვის არეში, მაშინ როდესაც მაკავშირებელი ორბიტალი მას აღიძვრს.

წყალბადის მოლეკულის წარმოქმნისას ორივე ელექტრონი მოლეკულურ ორბიტალზე გადადის. ვინაიდან თითოეულ მოლეკულურ ორბიტალზე ორი ელექტრონი ლაგდება საპირისპირო სპინით, ამიტომ წყალბადის მოლეკულის წარმოქმნა შეიძლება ჩავწეროთ შემდეგი სქემით:



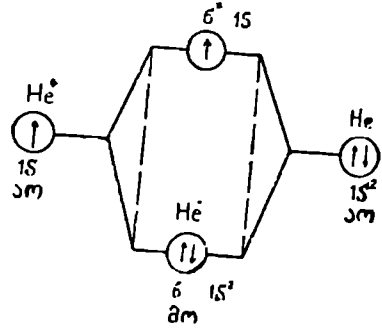
საიდანაც ჩანს, რომ წყალბადის მოლეკულაში ორივე ელექტრონი მაკავშირებელი σ_1 -ორბიტალზეა, ხოლო გათიშავ σ^* -ორბიტალზე არც ერთი



ნახ. 2.67. წყალბადის მოლეკულურ იონში ატომური და მოლეკულური ორბიტალების სქემა.

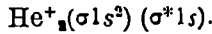
ელექტრონი არაა. მაშასადამე, წარმოქმნილი მოლეკულა მდგრადია (ნახ. 2.66).

ახლა გასაგები ხდება წყალბადის მოლეკულური იონის H_2^+ არსებობის შესაძლებლობა. წყალბადის მოლეკულური იონის წარმოქმნისას ამ სისტემის ერთადერთი ელექტრონი გადავა მაკავშირებელ ორბიტალზე, რასაც ახლავს 259 კჯ/მოლ-ის გამოყოფა, გამოიშავი ორბიტალი კი ვაკანტური რჩება. მას ექნება შემდეგი აღნაგობა: $(\sigma_{1s})(\sigma^*0)$. ერთელექტრონიანი ბმა საკმაოდ მდგრადობას ანიჭებს წყალბადის მოლეკულური იონს (ნახ. 2.67).



ნახ. 2.68. ჰელიუმის მოლეკულური იონის ატომური და მოლეკულური ორბიტალების სქემა.

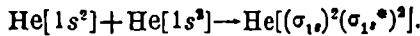
ჰელიუმის მოლეკულური იონის He_2^+ წარმოქმნისას სამი $1s$ -ელექტრონიდან პირველ რიგში ორი გადადის მაკავშირებელ σ -ორბიტალზე, ხოლო დარჩენილი მესამე ელექტრონი გადავა გამოიშავ σ^* ორბიტალზე (ნახ. 2.68). მიღებულ He_2^+ მოლეკულას ექნება შემდეგი აღნაგობა:



ეინიდან მაკავშირებელ ორბიტალზე ორი ელექტრონია, გამოიშავზე კი ერთი, ამიტომ ეს მოლეკულა-იონი მდგრადი იქნება. ასეთი მოლეკულა არსებობს და მისი ბმის ენერგია უდრის 293 კჯ/მოლ.

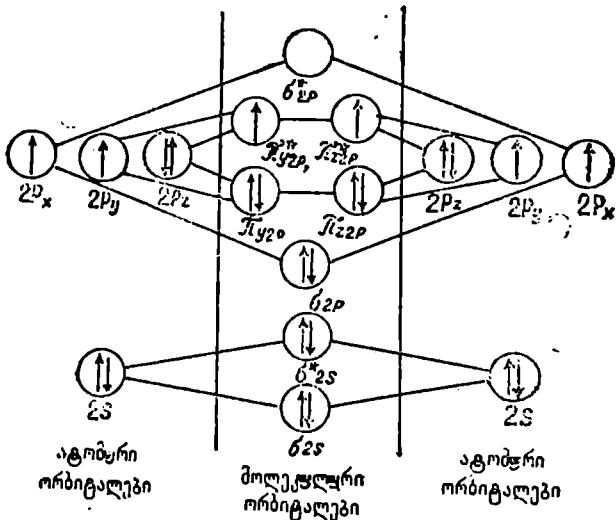
აღვილია იმის დასაბუთება, რომ მოლეკულა He_2 არ უნდა არსებობდეს¹.

მართლაც, He_2 მოლეკულა რომ არსებულებოდა, მაშინ მისი ოთხი ელექტრონიდან ორი განლაგდებოდა მაკავშირებელ ორბიტალზე და ორი გამოიშავზე:



რადგან გამოიშავი ორბიტალი აბათილებს მაკავშირებელს, ამიტომ მოლეკულა არ მიიღება. იმისათვის, რომ წარმოიქმნას მოლეკულა მაკავშირებელი, ორბიტალების რიცხვი თუნდაც ერთით უნდა აღემატებოდეს გამოიშავისას. ამიტომაც გასაგებია, რომ მოლეკულური იონის He_2^+ -ის მდგრადობა იმით აიხსნება, რომ მასში მაკავშირებელი ორბიტალების რიცხვი აღემატება გამოიშავისას.

¹ He_2 -ს შეუძლია არსებობა აგზნებულ მდგომარეობაში.

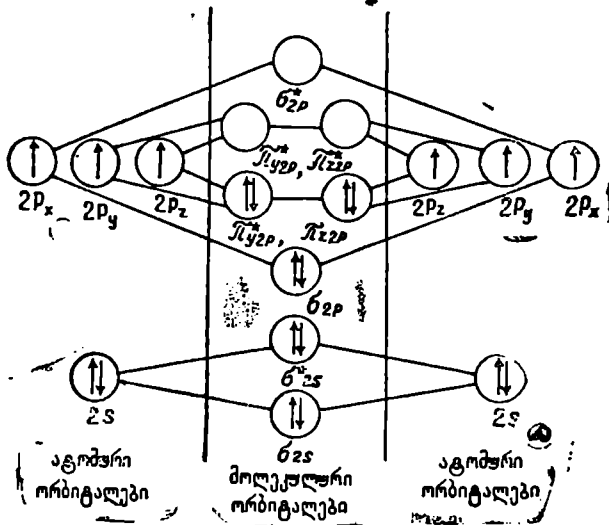


ნახ. 2. 69. მოლეკულური ორბიტალები ატომის მოლეკულაში.

აზოტის მოლეკულაში ბმების წარმოქმნა შეიძლება განვიხილოთ სქემით:

$$N[1s^2 2s^2 2p^2] + N[1s^2 2s^2 2p^2] \rightarrow N_2 [KK(\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2p})^2 (\pi_{2p})^4]$$

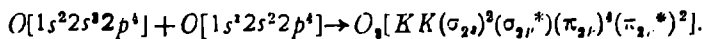
სადაც კოეფიციენტები KK იმას გამოსახავს, რომ $(\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2$ ორბიტალები მთლიანად შევსებულია; $(\pi_{2p})^4$ ნიშნავს, რომ შევსებულია



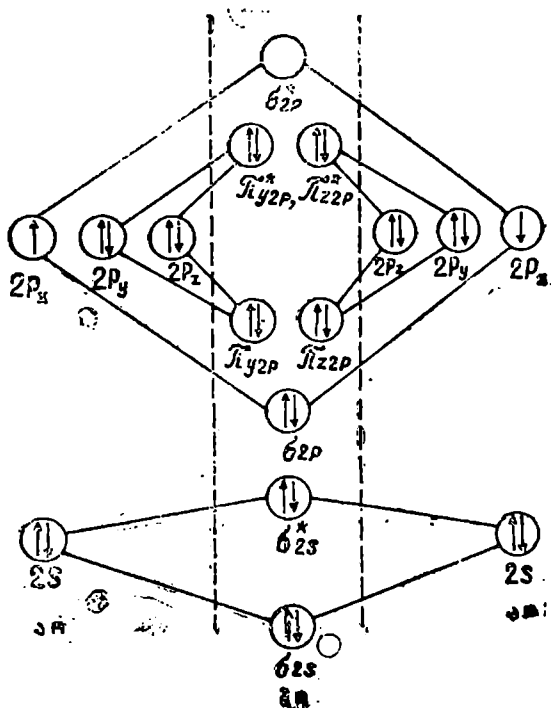
ნახ. 2.70. მოლეკულური ორბიტალები აზოტის მოლეკულაში.

π_{y2p} , და π_{z2p} ორბიტალები. აქედან ჩანს, რომ აზოტის მოლეკულაში ექვსი ელექტრონი განლაგებულია სამ მაკავშირებელ ორბიტალზე — ერთ σ -სა და ორ π -ბმაზე. ამას ვიხილავთ როგორც სამმაგ ბმას. აზოტის მოლეკულა სწორედ იმიტომაა მდგრადი (მისი ბნის ენერგია 946კჯ შეადგენს), რომ მის მოლეკულაში სამ მაკავშირებელ ორბიტალს არცერთი გამთიშავი ორბიტალი არ უპირისპირდება (ნახ. 2.69).

ქანგბადის მოლეკულის თვისებების თავისებურება იმაში გამოიხატება, რომ, ძირითად მდგომარეობაში ის პარანაგნიტურია. ამ მოლეკულაში შემდეგი ბმებია:



2.70 ნახაზიდან ჩანს, რომ ქანგბადის მოლეკულაში სამი წყვილი ელექტრონი განლაგებულია სამ მაკავშირებელ ორბიტალზე, ე. ი. ოდგილი აქვს სამმაგ ბმას, რომელიც მსგავსია სამი ბმისა N_2 მოლეკულაში. გამთიშავ ორბიტალზე განლაგებულია ორი ელექტრონი, რომლებიც ქუნდის წესით გაუწყვილვებელი რჩება. ამით აიხსნება ქან-



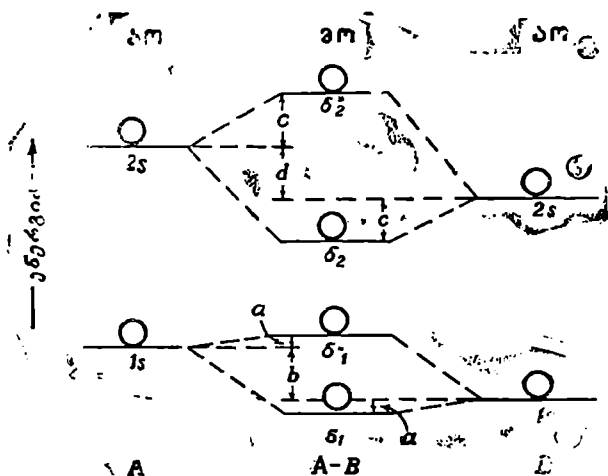
ნახ. 2.71. მოლეკულური ორბიტალები ფტორის მოლეკულაში, ბმის შესახებ F—F მოლეკულაში.

გზადის პარამაგნიტური თვისებები. მაშასადამე, ჟანგბადის სავალენტო სქემა $O=O$ არ არის სწორი, რადგან O_2 არ შეიცავს ორმაგ ბმას ჩვეულებრივი გაგებით.

ფტორის მოლეკულის შემთხვევაში აგრეთვე სამი მაკავშირებელი ორბიტალი სამმაგ ბმას განაპირობებს, რომელსაც ორი გამთავი ორბიტალი ასუსტებს. ფტორის მოლეკულის ასეთი აღწერა უფრო ზუსტია, ვიდრე წარმოდგენა ნარტივი კოვალენტური ბმის შესახებ, რომელიც უპასუხებს სავალენტო სქემას $F-F$ (ნახ. 2.71).

განხილული მოლეკულების დისოციაციის ენერგია ტოლია 946 კჯ N_2 -სათვის, 494 კჯ— O_2 -სათვის და 158 კჯ— F_2 -სათვის. აქედან შეიძლება გამოვიტანოთ დასკვნა, რომ გამთიშავი ორბიტალი უფრო ძლიერ გამთიშავ მოქმედებას ახდენს, ვიდრე მაკავშირებელი—შემაკავშირებელს, სწორედ ამიტომ არ არსებობს ინერტული გაზების ორატომიანი მოლეკულები, რომლებშიც მაკავშირებელი და გამთიშავი ორბიტალების რიცხვი ტოლი უნდა იყოს.

როცა ერთმანეთს უერთდებიან ორი განსხვავებული ატომი,¹ მაშინ შათი ატომური ორბიტალების ენერგიებიც განსხვავებულია: A და B ატომების $1s$ -ორბიტალებს სხვადასხვა სიდიდის ენერგიები შეესაბამება. რაც უფრო მეტია ელემენტის ელექტროუარყოფითობა, მით უფრო დაბალია მისი ენერგიის დონე. აქედან ჩანს, რომ ორი ელემენ-



ნახ. 2.72. AB მოლეკულაში მოლეკულური ორბიტალების ენერგიის დონეების დიაგრამა. B ატომი უფრო ელექტროუარყოფითია, ვიდრე A ატომი

¹ ჟ. Басоло, Р. Джовсон. Химия координационных соединений. Мир, М., 1966.

ტის ატომთა ორბიტალების ენერჯიათა დიდი სხვაობა (ე. ი. b და d -ს სხვაობა; იხ. ნახ. 2.72) გამოსახავს ბმის იონურობის ზომას. ვინაიდან წყალბადის ორი იტომის $1s$ -ორბიტალების ენერჯიები H , მოლეკულაში ერთმანეთის ტოლია, ამიტომ ბმას არა აქვს იონური ხასიათი.

A და B ატომებისაგან წარმოქმნილი AB მოლეკულის ენერჯეტიკული დონეების დიაგრამის ზოგადი სახე ნაჩვენებია ქვემო ნახაზზე (2.72). ამ უკანასკნელიდან ჩანს, რომ ორი ატომური ორბიტალის ენერჯიათა დიდი სხვაობა, მოლეკულური ორბიტალის წარმოქმნისას, განაპირობებს ბმის იონურ ხასიათს. AB მოლეკულაში (ნახ. 2.72) ქვემო სქემაზე σ_1 მოლეკულური ორბიტალის ენერჯია და B ატომის $1s$ -ატომური ორბიტალის ენერჯია თითქმის ერთნაირია. მაშასადამე, AB -ს მოლეკულური ორბიტალი უფრო მეტად ემსგავსება B ატომის $1s$ -ორბიტალს, ვიდრე A ატომის $1s$ -ორბიტალს. თუ A და B ატომების თითო ელექტრონის მონაწილეობით წარმოიქმნება მოლეკულური ორბიტალი, შედეგად მუხტი A ატომიდან B ატომს გადაეცემა.

a და c სიდიდეები დამოკიდებულია A -სა და B -ს ატომური ორბიტალების გადაფარვის ხარისხზე და განსაზღვრავს ბმის კოვალენტობის ხარისხს. 2.72 ნახაზზე $a < c$; მაშასადამე, A და B -ს $1s$ -ორბიტალების გადაფარვა მცირეა, ხოლო $2s$ -ორბიტალების გადაფარვა მნიშვნელოვანია იმის გამო, რომ ის უფრო მეტად დაცობილია ატომბირთვს.

მრავალი ნერთის აღნაგობის აღწერა მოლეკულური ორბიტალების თეორიის თვალსაზრისით დამაკმაყოფილებელ სურათს იძლევა. მაგალითად, მრავალი მოლეკულის (Cl_2 , NO , HCl და სხვ.) დისოციაციის ენერჯია ერთი ელექტრონის მოცილების გამო იზრდება, ე. ი. იზრდება ბმის ენერჯია. ეს გასაგები გახდება თუ დავეუშვებთ, რომ მოლეკულას სცილდება გამთიშავი ორბიტალის ელექტრონი. ამ ფაქტის ახსნა სავალენტო სქემების თეორიით არ ხერხდება.

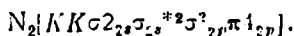
მოლეკულური ორბიტალების თეორიამ ახსნა მოლეკულების ელექტრონული სტრუქტურის ხასიათი, განსაზღვრა მოლეკულების ენერჯეტიკული დონეები და გაარკვია რთული მოლეკულების აღნაგობა. ამით აიხსნება, რომ მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი არის კვანტური ქიმიის მთავარი იარაღი, რომელმაც არსებითად შეავსო ამ დარგის ხარვეზი.

2. ბმის რიგი. მოლეკულური ორბიტალების თეორიით ბმის რიგი (ჯერადობა) გამოსახავს მაკავშირებელი და გამთიშავი ელექტრონების ნახევარსხვაობას.

$$\text{ბმის რიგი} = \frac{\text{მაკავშირებელი ელექტრონების რიცხვი}}{\text{გამთიშავი ელექტრონების რიცხვი}}$$

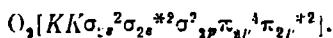
ძნელი არ არის იმის დადგენა, რომ წყალბადის მოლეკულურ იონში რეაქციის რიგი უდრის O, S -ს, წყალბადის (მოლეკულაში კი 1 -ს.

განვიხილოთ N_2, O_2, F_2 მოლეკულების ელექტრონული აღნაგობა. N_2 -ის მოლეკულაში 14 ელექტრონია. ამათგან 4 ელექტრონი იკავებს აზოტის ატომების K -გარსებს, ხოლო 10 ელექტრონი დასახლებულია მოლეკულურ ორბიტალებზე:



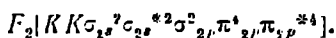
ამრიგად, აზოტის მოლეკულაში ბმის რიგი უდრის $(8-2):2=3$. ამათგან ერთია σ -ბმა და ორი— π -ბმა. ამიტომაც მის ელექტრონულ ფორმულას აძლევენ შემდეგ სახეს: $N \equiv N:$.

უანგბადის მოლეკულაში 16 ელექტრონი შემდეგ ენერგეტიკულ დონეებზეა განაწილებული:



ამ შემთხვევაში ბმის რიგი უდრის $(8-4):2=2$, რომელთაგან ერთია σ -ბმა, მეორე კი π -ბმა, უანგბადის მოლეკულის თავისებურება იმაში ნდგომარეობს, რომ გასთიშავ ორბიტალებზე მას ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს, ამის გამო უანგბადი პარამაგნეტიკურია.

ფტორის მოლეკულა 18 ელექტრონის შეიცავს. მის ელექტრონულ სტრუქტურას შემდეგი სახე აქვს:



ამ მოლეკულის ბმის რიგი უდრის $(8-5):2=1$. ფტორის მოლეკულაში ატომებს მხოლოდ ერთი σ -ბმა აკავშირებს: $\ddot{F} : \ddot{F}:$.

მსგავსი მსჯელობით ადვილია იმის დასაბუთება, რომ He_2 და Ne_2 მოლეკულების ბმის რიგი ნულის ტოლია.

8. მოლეკულური ორბიტალების თეორიისა და სავალენტო ბმების მეთოდის მნიშვნელობა. მოლეკულური ორბიტალების თეორია იზიარა მნიშვნელოვანი, რომ გამომდინარე ატომის თვისებებიდან საშუალებას გვაძლევს გავითვალისწინოთ სხვადასხვა მოლეკულის აღნაგობა და თვისებები. მან დიდი გამოყენება მოიპოვა კოორდინაციული ნაერთების ლიგანდების თეორიის ჩამოყალიბების პროცესში. ამავე თეორიის დახმარებით შესაძლო გახდა „სენჯიჩის მსგავსი“ ნაერთების აღნაგობის გარკვევა, როგორცაა, მაგალითად, ფეროცენი $Fe(C_5H_5)_2$ და მისი მსგავსი კოორდინაციული ნაერთები.

სავალენტო ბმების მეთოდისა და მოლეკულური ორბიტალების თეორიის განხილვიდან გამომდინარეობს, რომ ეს ორი თეორია კმ არ გამორიცხავს ერთმანეთს, არამედ ავსებს ერთმეორეს, მათ შორის ბევრი საერთოა. ასეთია, მაგალითად, ძირითადი იდეა, რომ მა-

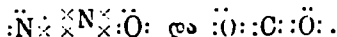
კავშირბელი ელექტრონები ორივე ატომბირთვის კუთვნილებაა. ორივე თეორია, არსებიჲად, ერთნაირად განიხილავს σ - და π -ბმებს. სავალენტო ბმების მეთოდით ბმის რიგი დამოკიდებულია საზიარო ელექტრონული წყვილების რიხეზე, მოლეკულური ორბიტალების თეორიით ბმის რიგი დამოკიდებულია მაკავშირბელი და გამთიშავი ორბიტალების თანაფარდობაზე და იძლევა იმავე შედეგებს, რასაც სავალენტო ბმების მეთოდი. აღსანიშნავია ისიც, რომ ორივე მეთოდს მიახლოებითი ხასიათი აქვს.

ბევრ შემთხვევაში მოლეკულური ორბიტალების თეორია დამაჯერებელ განმარტებას აძლევს მოლეკულების აღნაგობასა და თვისებებს, ოპელთა ახსნა სავალენტო ბმების მეთოდის გამოყენებისას მნიშვნელოვან დაბრკოლებებს ხვდება. ასეთია, მაგალითად, ჟანგბადის პარამაგნიტური თვისებები, ნახშირბადის (II) ოქსიდის ფიზიკური თვისებების დიდი მსგავსება აზოტთან, რომლის მოლეკულას n მაკავშირბელი ელექტრონი აქვს და ა. შ.

როგორც იყო აღნიშნული, ორივე მეთოდში ნაწარაუდევია ელექტრონების გაწყვილება სპინის მიხედვით. სავალენტო ელექტრონების გაწყვილება არსებითად კვანტურ-მექანიკური დასაბუთებაა იმ აღრინდელი შეხედულებებისა, რომლებიც 1914—1918 წწ გამოთქვეს ლ. პისარევესკიმ, კოსელმა, ლუისმა, ლენგმიერმა.

2.2.5. ხხვადახხვამ ხახის ბმები

1. **იზოელექტრონული მოლეკულები.** ვალენტოვნების ელექტრონული თეორიიდან ლენგმიურმა (1919) გამოიტანა დასკვნა იმის შესახებ, რომ იზოელექტრონული მოლეკულებისაგან შემდგარ ნივთიერებებს რომელთაც იზოსტერები უწოდა, უნდა ახასიათებდეს მსგავსი თვისებები, მაგალითად, აქვთ ელექტრონების ტოლი რიცხვი:



შედარებიდან ჩანს, რომ ისინი ფიზიკური თვისებებითაც ემსგავსებიან ერთმანეთს (ცხრ. 44).

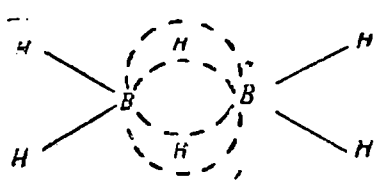
ვინაიდან მათი მოლეკულური მასები და მოლეკულური მოცულობები თხევად მდგომარეობაში ტოლია, ამიტომ მათი ზედაპირული დაქიმულობებიც ტოლი უნდა იყოს. არსებითად ასეთსავე მსგავსებას იჩენს წყვილები: N_2 და CO , CN და CO^+ , NO და O_2^+ .

2. **ქიმური ბმა ელექტრონდფიცირტურ მოლეკულებში.** ზოგ მოლეკულაში ელექტრონების რიცხვი უფრო ნაკლებია, ვიდრე საჭიროა ბმების ელექტრონთა წყვილებიდან წარმოქმნისათვის. მათ ელექტრონდფიცირტური მოლეკულები ეწოდა. ამის მაგალითებია დიბო-

აზოტის (I) ოქსიდისა და ნახშირბადის (IV) ოქსიდის ფიზიკური თვისებები

	N ₂ O	CO ₂
კრიტიკული წნევა (ატმ)	75	77
კრიტიკული ტემპერატურა (°C)	35,4	31,9
სიბლანტე 20°-ზე	148 · 10 ⁻⁶	148 · 10 ⁻⁶
სითხის სიმკვრივე 10°-ზე	0 855	0,858
D—ხაზის შექტების კოეფიციენტი 16°-ზე	1,193	1,190
სითხის დიფუქტრიკული მუდმივა 0°-ზე	1,598	1,582
მეგნეტური ამთვისებლობა	0,12 10 ⁻⁶	0,12 10 ⁻⁶
ხსიანობა წყალში 0°-ზე	1,385	1,708
ხსიანობა სპირტში 15°-ზე	3,25	3,13

რანი, ბორანები, ჰექსამეთილალუმინი და სხვ. დიბორანის ნოლეკლა B₂H₆ შეიცავს 12 სავალენტო ელექტრონს, რომელიც უნდა მონაზრდეს 8 ბმას:



დიბორანის მოლეკულაში არის ორცენტრიანი (B—H) და სამცენტრიანი (B...H...B) ბმები. ორი ორცენტრიანი ბმა უნდა წარმოვიდგინოთ როგორც ჩვეულებრივი ბმები, სადაც თითოეულ ბმას წყვილი ელექტრონი განაზორციელებს. სამცენტრიანი ბმა აღიქვება ბორის ორი ატომის *sp*³ ორბიტალებისა და წყალბადის ატომის 1s-ორბიტალის გადაფარვით. წყვილი ელექტრონები იკავებენ ძაკავშირებელ ორბიტალებს და განაპირობებს B₂H₆ მოლეკულას მდგრადობას.

სხვა, უფრო რთული შედგენილობის ბორანები შეიცავენ B—B ბმებს. ეს განაპირობებს ბორანების სტრუქტურების სიოთულეს.

3. წყალბადური ბმა. ატომები მოლეკულებში შეერთებულია ქიმიური ბმებით, რომელთა რიცხვი და კონფიგურაცია სტრუქტურული ფორმულებით გამოსახება. ჩვეულებრივი ქიმიური ბმის ენერგია რამდენიმე ათეული კილოჯოულის ტოლია.

ბებისნიერი გაზი ტეპერატურის დაწვეით შეიძლება თხევად მდგომარეობაში გადავიყვანოთ. გათხევადება იმას ნიშნავს, რომ მოლეკულებს შორის მიზიდვის დამატებითი (ვან-დერ-ვაალსისეული) ძალები არსებობს. ასეთი ურთიერთქმედების ენერგია ბევრად უფრო მცირეა, ვიდრე ქიმიური ბმის ენერგია და კილოჯოულის რამდენიმე მეათედს შეადგებს.

ამ ორი სახის ურთიერთქმედებებს შორის არსებობს ურთიერთ-
ქმედება, როპლის ენერჯია მათი საშუალოა და რომელიც განაპირობებს
მოლეკულების აგრეგატების წარმოქმნას. მოლეკულების ამ აგ-
რეგატებს ეწოდა კომპლექსები ანუ ასოციატები, ხოლო მათ წარმოქ-
მნის პროცესს ასოციაცია ეწოდება. ასოციაციის ამ მოვლენებს განა-
პირობებს წყალბადური ბმა (წყალბადური ბოგირი, H-ბმა).

წყალბადური ბმა არებითად მოლეკულებს შორის ურთი-
ერთქმედების გამოვლენის ერთ-ერთი სახეა. წყალბადური
ბმისათვის დამახასიათებელია შემდეგი თავისებურება: ელექტროუარ-
ყოფით ელემენტთან კოვალენტური ბმით ბმული წყალბად-ატომი
ერთდროულად ებმება იმავე მოლეკულის სხვა ატომს შიგამოლეკულუ-
რი წყალბადური ბმით ან სხვა მოლეკულას მოლეკულათშორისი წყალ-
ბადური ბმით. ამრიგად, წმინდა ელექტროსტატიკურ ურთიერთქმედე-
ბასთან ერთად ვლინდება დონორულ-აქცეპტორული (კოორდინაციუ-
ლი) ურთიერთქმედებაც. ამ ტიპის ბმის ენერჯია შედარებით მცირეა
და რამდენიმე (18—30) კილოჯოულს უდრის.

წყალბადური ბმა ახალ თვისებებს ანიჭებს ნივთიერებებს, ის გა-
ნაპირობებს არამდგრადი კომპლექსების, ასოციატების წარმოქმნას.

ცნობილია, რომ ასოციატებს წარმოქმნის მოლეკულები, რომლე-
ბიც გარკვეული ხასიათის ფუნქციონალურ ჯგუფებს შეიცავს. მაგა-
ლითად, ასოციატებს წარმოქმნის წყალი, სპირტები და ფენოლები,
მაგრამ არა ნახშირწყალბადები. განაკუთრებით შავფიოდაა გამოზა-
ტული ასოციაციის მოვლენები ისეთი ნივთიერებების შემთხვევაში,
რომელთა მოლეკულაში შოიპოვება წყალბადის შემცველი ფუნქციო-
ნალური ჯგუფები. ამ ურთიერთქმედებაში შედის ერთი მოლეკულის
ორი ფუნქციონალური ჯგუფი ან ორი მოლეკულის თითო ფუნქციო-
ნალური ჯგუფი. ერთ-ერთი ჯგუფი მოქმედებს როგორც წყალბა-
დის დონორი (მჟავური ჯგუფი), ხოლო მეორე—როგორც ელექტრო-
ნების დონორი (ფუძე ჯგუფი). წყალბადის დონორია კარბოქსილის,
ჰიდროქსილის, ამინო და ამიდოჯგუფები და სხვ. ელექტრონთა დო-
ნორია ჟანგბადი კარბოქსილში, ეთერებსა და ჰიდროქსილში, აზოტი
ამინებში და სხვ.

წყალბადური ბმების ყველაზე დიდი კლასი მოიცავს ერთ და
იმავე ან სხვადასხვა ნაერთის ორი მოლეკულის ასოციაციას, რის შე-
დეგადაც წარმოქმნილი კომპლექსები არის არა ბინარული, არამედ
უფრო რთული. მოლეკულებს შორის აღძრული წყალბადური ბმა გა-
ნაპირობებს ჯაჭვების, რგოლების ან სივრცითი ბადეების წარმოქმნას.

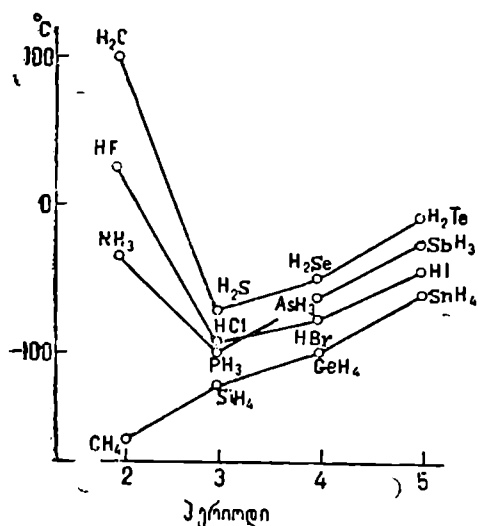
წყალბადური ბმების მეორე კლასი მოიცავს ნაერთებს, რომლე-
ბშიც H-ბმა წარმოიქმნება ერთი მოლეკულის ორ ჯგუფს შორის.
ისეთ ბმას შიგა მოლეკულური წყალბადური ბმა ეწოდა.

თუ ასოციაციის შემთხვევაში დადგენილია, რომ აღძრულ ბმებში მონაწილეობს წყალბადი, მაშინ შეიძლება ვთქვათ, რომ ამ შემთხვევაში არსებობს წყალბადური ბმა.

წყალბადური ბმის წარმოქმნას განაპირობებს პროტონიზებული წყალბად-ატომი ცარიელი 1 α -უჯრედით, რომელზედაც შეიძლება მთ. თავსდეს ძლიერ ელექტროუარყოფითი ელემენტის წყვილი ელექტრონი.

წყალბად-ატომი მხოლოდ ერთ კოვალენტურ ბმას წარმოქმნის. ამის მიუხედავად ზოგ შემთხვევაში მას შეუძლია ორ ელექტროუარყოფით ატომს შორის ბოგირის წარმოქმნა. ამ ტიპის ბმა განპირობებულია ელექტროსტატიკური ძალებით. წყალბადური ბმა ისეთ ელექტროუარყოფით ატომებს შორის წარმოიქმნება, როგორც არის F, O, N. ამ დროს კოვალენტურად ბმული წყალბადი იკავშირებს მეორე ატომს, რისთვისაც მას თავისუფალი წყვილი ელექტრონი უნდა ჰქონდეს. ასეთი ბმის წარმოქმნისას წყალბადი არ იკავებს შუა ადგილს იმ შემთხვევაშიც კი, როცა ორივე ატომი ერთნაირია, არამედ იგი ამ ატომებს შორის სტატისტიკურადაა განაწილებული.

წყალბადური ბმის წარმოქმნის უნარის შესახებ შეიძლება ვიმსჯელოთ წყალბადანაერთების დუილის ტემპერატურების მიხედვით. (ნახ .2.73)

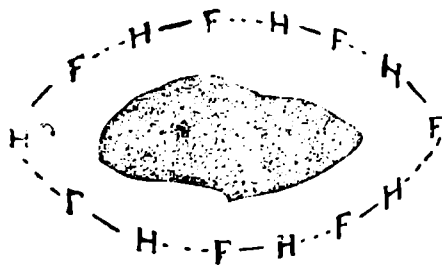


ნახ. 2.73. მეტალების წყალბადანაერთების დუილის ტემპერატურები.

NH₃-ისათვის წყალბადურ ბმაზე მიუთითებს. აღსანიშნავია, რომ ყველაზე მტკიცე ბმა მიიღება H...F შორის და ყველაზე მაღალი დუ-

ზოგადი წესის თანახმად, ჰომოლოგიურ ნწყვიტში მოლეკულური მასის გადიდებისას დუილის ტემპერატურა მაღლა იწევს. სწორედ ამ მიმდევრობით იზრდება დუილის ტემპერატურები ნწყვიტში CH₄, SiH₄, GeH₄ და SnH₄. ამავე მიმდევრობით იზრდება დარჩენილი სამი ჯგუფის წყალბად-ანაერთების დუილის ტემპერატურები, გარდა პირველი წევრებისა, სადაც თავს იჩენს, წყალბადური ბმა. ეს ანო-

ღელის ტემპერატურა ახასიათებს წყალს. ეს იმით აიხსნება, რომ წყლის თითოეული მოლეკულა ორ-ორ წყალბადურ ბმას წარმოქმნის, ფტორწყალბადის მოლეკულა კი — ერთს:



ვინაიდან H_2O -ის მოლეკულური მასა ყველაზე მცირეა, ამიტომ მისი დუღილის ტემპერატურა ყველაზე დაბალი უნდა ყოფილიყო. მაგრამ წყლის დუღილის ტემპერატურა 160° -ით უფრო მაღალია ვიდრე H_2S -ისა. წყლის მოლეკულებს შორის წყალბადურ ბმას რომ ღრ ჰქონოდა ადგილი, წყალი ჩვეულებრივ პირობებში აირად მდგომარეობაში იქნებოდა და ჩვენს დედამიწაზე სიცოცხლე არ იარსებებდა.

წყალბადური ბმის ენერგია მატულობს შემდეგ მწკრივში: HI , HBr , HCl , HF , სადაც HF -ის დუღილის ტემპერატურა 104 გრადუსით აღემატება HCl -სას. წყალბადური ბმა HF -ის მოლეკულების ასოციაციას იწვევს.

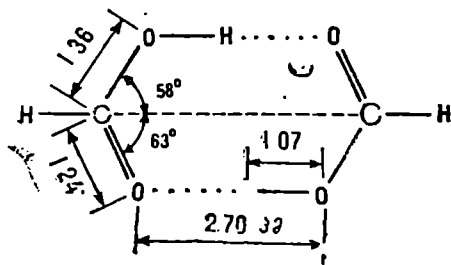
HF -ის მოლეკულაში ვალენტური ბმით შეკავშირებული წყალბადი HF -ის მეორე მოლეკულაში ბმულ ფტორს წყალბადური ბმით უკავშირდება.

HF -ის ასოცირებული მოლეკულები უმნიშვნელოდ წარმოქმნიან წყალბად-იონებს, რის გამო იგი სუსტი ძვევაა.

წყალბადური ბმა დაახასიათებელია აგრეთვე კარბონწყვებისათვის. მაგალითად, კიანჭველმჭავას მოლეკულები ასოციაციას განიცდიან (ნახ.2.74).]

წყალბადური ბმები კიანჭველმჭავას აორთქლების დროსაც არ იშლება, რის გამო ის აირად ფაზაშიც კი დამერის სახით რჩება.

წყალბადური ბმა წყლის მოლეკულებს აკავშირებს არა მარტო ერთმანეთთან, არამედ გახსნილ მოლეკულებთანაც. ასეთია ცილოვანი მოლეკულების კარბოქსილის ჯგუფ-



ნახ. 2. 74. კიანჭველმჭავას მოლეკულების ასოციაცია

ები, ამინოჟგუფები, რომელთა ჰიდრატიცია წყალბადური ბმის მეშვეობით ხდება. წყალბადურ ბმას დეიტერიუმის ნაერთებიც იძლევა.

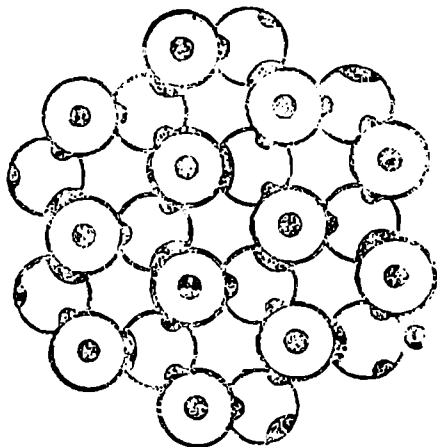
ქვემო 45-ე ცხრილში მოტანილია წყალბადური ბმის ენერგია სხვადასხვა ატომთან, საიდანაც ჩანს, რომ ის ძვეს ინტერვალში 8—30 კჯ/მოლი, რაც ჩვეულებრივი კოვალენტური ბმის ენერგიის დაახლოებით მეთედის ტოლია. ეს ენერგია შეიძლება ელექტროსტატიკურ ურთიერთქმედებას მივაწყოთ.

ცხრილი 45

წყალბადური ბმის ენერგია

ბმა	O—H...O	C—H...O	O—H...N	N—H...O
კჯ/მოლ	12—28	8—20	16—28	12—16
ბმა	N—H...N	N—H...F	C—H...N	F—H...F
კჯ/მოლ	12—20	~20	12—28	24—32

წყალბადური ბმა თავს იჩენს ყინულის სტრუქტურაში, სადაც მას არ სებითი როლი ენიჭება (ნახ. 2.75) თითოეული ჟანგბად-ატომის ირგვლივ



ნახ. 2.75. ყინულის სტრუქტურა. (თეთრი რგოლები ჟანგბადის ატომებია, შავი—წყალბადისა.)

ოთხ-ოთხი წყალბად-ატომია განლაგებული ტეტრაედრის კუთხეების მიხედვით. იმის გამო, რომ ყინულში მოლეკულები არ იჩენენ მკვირვ წყობას, ყინულის სიმკვრივე წყლისაზე უფრო ნაკლებია. წყალი ინარჩუნებს ყინულისათვის დამახასიათებელ ტეტრაედრულ აღნაგობას. მოლეკულები იცვლის მეზობლებს. მყარიდან თხევად მდგომარეობაში გადასვლისას წყლის სიმკვრივის გადიდება იმითაა გამოწვეული, რომ კრისტალური მესერის დარღვევის დროს

მოლეკულები იკავებს ცარიელ ადგილებს (ღრუებს), რომლებიც მრავლად ახლავს ყინულის სტრუქტურას. დნობის დროს წყდება ბმების ნაწილი, აორთქლების პროცესში კი მოლეკულებს შორის ყველა ბმა წყდება. ამ ასპექტში ძველმა წარმოდგენებმა ტრი- და ტეტრაჰიდროლის შესახებ დაკარგა თავისი მნიშვნელობა.

უკანასკნელ დროს ყინულის სტრუქტურა გამოკვლეულია ნეიტრონოგრაფიულად. ამ შეთადლით შეიძლება დეტერმინირების ატომების ადგილმდებარეობის გარკვევა. ოენტგენსტრუქტურული და ელექტრონგრაფიული მეთოდები ამის შესაძლებლობას არ იძლევა.

4. მეტალური ბმა. მეტალებისა და მათი შენადნობებისათვის დამახასიათებელია კრისტალური მესერი, რომლის კვანძებში განლაგებულია დადებითი იონები. იონებს შორის სივრცეში მოძრაობს ნახევრადთავისუფალი ელექტრონები, რომლებიც უერთდება იონებს, კვლავ სცილდება მათ და თავისი ქაოსური მოძრაობით გაზის მოლეკულების მოძრაობის მსგავსია, რის გამო მათ „ელექტრონული გაზი“ ეწოდა. ელექტრონული გაზი მესერის დადებითი იონების მიმართ მაკავშირებლად მოქმედებს. ამრიგად მეტალური ბმა შეიძლება განვიხილოთ როგორც იონ-კოვალენტური ბმა. იონურთან მას აკავშირებს დადებითი და უარყოფითი მუხტების არსებობა, ხოლო კოვალენტურთან განზოგადებული ელექტრონები. მეტალური ბმა სპეციფიკურია, რადგან მისთვის დამახასიათებელია არა იონური ან კოვალენტური ბმა, არამედ მრავალელექტრონიანი ბმა, მისი ელექტრონული გაზი ანუ ელექტრონული ღრუბელი აკავშირებს მეტალის ყველა დადებით იონს. ამრავად, მეტალური ბმა იმით განსხვავდება იონური და კოვალენტური ბმებისაგან, რომ მისი მაკავშირებელი ელექტრონები დელოკალიზებულია.

მაშასადამე, მეტალური ბმა არის ბმა მეტალის იონებს შორის, რომელსაც განაპირობებს მოძრავი ელექტრონები.

ელექტრონული ღრუბელი მეტალში ატომების სეკალენტო ელექტრონებისაგან წარმოსდგება. ეს ელექტრონული გაზი განაპირობებს მეტალებისათვის დამახასიათებელ თვისებებს, როგორცაა კარგი ელექტროგამტარობა, დიდი სითბოგამტარობა, ჰელადობა, ბზვინვარება და სხვ.

მეტალების ატომებს შორის ბმების ენერგიების შესახებ შეიძლება გარკვეული წარმოდგენა მივიღოთ მეტალებიდან ატომების წარმოქმნის (ატომიზაციის) ენერგიების მიხედვით, რომლებიც არსებითად მეტალის სუბლიმაციის (აქროლების) ენერგიაა (ცხრ.46).

მეტალების ატომიზაციის ენერგიები 298 C-ზე

მეტალი	ატომიზაციის ენერგია კჯ/მოლ	მეტალი	ატომიზაციის ენერგია კჯ/მოლ	მეტალი	ატომიზაციის ენერგია კჯ/მოლ
Li	263.8	Al	514	V	511
K	225.7	Ga	418	Nb	719
Na	181.8	In	322	Ta	781
Rb	128	Tl	239	Cr	395
Cs	125	Si	763	Mn	654
Cu	539	Gl	643	W	855
Ag	458	Sn	493	Bu	654
Au	583	Pb	291	Os	788

ზოგი მეთალი სუბლიმაციის შედეგად ნაცვლად ერთატომიანისა, ორატომიან მოლეკულებს წარმოქმნის. ამის მაგალითებია ლითიუმი, ნატრიუმი, სპილენძი, გალიუმი . . . s- და sp-მეტალების¹ სუბლიმაციის სიბოლო შედარებით მცირეა. რიგობრივი რიცხვის გადიდებისას ჯგუფში სუბლიმაციის სიბოლო კანონზომიერად მცირდება. გარდამავალი მეთალების ატომიზაციის სიბოლოები დიდია და მათი რიგობრივი რიცხვის გადიდებისას ის იზრდება და გარდამავალი მეთალების ატომიზაციის სიბოლო კოვალენტური ბმის თანაზომიერი ხდება.²

მსგავსებას კოვალენტურსა და მეთალურ ბმებს შორის განაპირობებს განმარტოვებული სავალენტო ელექტრონები, იმ განსხვავებით, რომ მეთალურში ეს ელექტრონები, როგორც აღვნიშნეთ, დელოკალიზებულია ამიტომაც მეთალური ბმა მოკლებულია კოვალენტური ბმისათვის დამახასიათებელ გეზურობასა და ნაჯერობას.

მეთალური ბმა მრავალცენტრიანი ქიმიური ბმა არის, რომელსაც განაპირობებს ატომების გარე ელექტრონების განზოგადება.

სავალენტო სქემების მეთოდის თანახმად, მაღალი კოორდინაციული რიცხვის მქონე მეთალებს, ორცენტრიან და სამცენტრიან კოვალენტურ ბმებთან შედარებით, ელექტრონების დეფიციტი (ნაკლებობა) ახასიათებს.

მოლეკულური ორბიტალების მეთოდით მეთალურ ბმას კოვალენტურთან შედარებით აგრეთვე ახასიათებს ელექტრონების დეფიციტი. ამიტომ ბმის რიგი შეიძლება წილადით გამოისახებოდეს. ამავ მიზეზის გამო მეთალოიდების (მეთალების უმნიშვნელოვანესი სტრუქტურული მუგენელები—მეთალების ნაერთები) შედგენილობის წინასწარ გათვალისწინება არ ხერხდება.

¹ sp-მეთალებია IIIa-VIIa ჯგუფების მეთალები.

² იხ. Я. А. Угай. Общая химия. VIII. М., 1934.

მეტალში განზოგადებული ელექტრონები გამტარობის ელექტრონებია. ტემპერატურის გადიდებისას მეტალის კრისტალური მესერის კვანძებში იზრდება ატომების რხევის ამპლიტუდა, რის შედეგად ძლიერდება ელექტრონების განბნევა (გამტარობის შემცირება). ამ დროს, ტემპერატურის აწივის მიუხედავად, გამტარობის ელექტრონების კონცენტრაცია უცვლელი რჩება.

5. ვან-დერ-ვაალსისხეული ძალები. სხვადასხვა ფიზიკური პროცესის (გაზებისა და ორთქლების კონდენსაცია, ადსორბცია და სხვ.) მიმდინარეობისას არსებითი მნიშვნელობა ენიჭება მოლეკულურ ძალებს, რომელთა მოქმედება იმაში მდგომარეობს, რომ დიდი მანძილებით დაშორებული ნაჯერი მოლეკულები იზიდავენ ერთმანეთს. ქიმიურ ურთიერთქმედებასთან შედარებით მოლეკულებს შორის ნივთიერების ძალები სუსტია. ეს ძალები ელექტრონული ბუნებისაა და განპირობებულია იმით, რომ მოლეკულები შედგება ატომბირთვებისა და ელექტრონებისაგან. მოლეკულების ურთიერთმიზიდვა—შივა წნევა—შეიძლება აღკრიცხოს ვან-დერ-ვაალსის განტოლების $\frac{a}{v^2}$ წევრის დახმარებით. ამიტომ მოლეკულების ურთიერთქმედების ძალებს ხშირად ვან-დერ-ვაალსისხეულ ძალებს უწოდებენ. ეს ძალები თავს იჩენს მოლეკულებს შორის ნივთიერების აირად, თხევად მდგომარეობაში და აგრეთვე მოლეკულებს შორის მოლეკულურ კრისტალებში.

მოლეკულური ძალები არსებითად განსხვავდება ქიმიური ძალებისაგან:

1. მოლეკულური ურთიერთქმედების ენერგია ბევრად უფრო მცირეა, ვიდრე ქიმიური ურთიერთქმედების ენერგია;

2. ქიმიური (სავალენტო) ძალები სპეციფიკურია, მოლეკულური ძალები კი უნივერსალურია. ეს თუნდაც იქიდან ჩანს, რომ დაბალ ტემპერატურებზე ყველა გაზი კონდენსირდება;

3. ქიმიურ (სავალენტო) ძალებს ახასიათებს ნაჯერობა, მოლეკულურ ძალებს კი ახასიათებს ადიტიურობა. ეს ნიშნავს, რომ ორი მოლეკულის ურთიერთქმედებას არ უშლის ქესამე მოლეკულა.

იმის გამო, რომ ქიმიურ ძალებთან შედარებით მოლეკულური ძალები ბევრად სუსტია, ისინი განაპირობებენ არა იმდენად მოლეკულების წარმოქმნას, რამდენადაც ნივთიერების აგრეგაციას, ე. ი. მოლეკულების ურთიერთმიზიდვას თხევად და მყარ მდგომარეობაში. რეალური გაზების მოლეკულების ურთიერთქმედება გამოისახება ვან-დერ-ვაალსის განტოლების¹ a წევრით, რომელიც თავს იჩენს ში-

¹ ვან-დერ-ვაალსის განტოლება იხ. 272-ე გვ.ზე.

გა წნევაში (a/v^2). ამ მიზიდვის დაძლევისათვის საჭირო მუშაობა

$$\int_v^{\infty} \frac{a}{v^2} dv = - \frac{a}{v}$$

გამოსახავს მოლეკულებს შორის მოქმედი ძალების ზომას.

სითხეში მოლეკულების შევიდულობის ძალების განსაზღვრისათვის შეიძლება სითხის აორთქლების სითბო გამოვიყენოთ. წნევაუცვლელ პირობებში სითხის აორთქლების დროს შესრულებული მუშაობა არის:

$$p(p_{\text{ორთქლის}} - p_{\text{სითხის}}).$$

ვინაიდან $v_{\text{ორთქ}} \gg v_{\text{სითხე}}$, ამიტომ შეიძლება მივიღოთ, რომ აორთქლების დროს შესრულებული მუშაობა $p(p_{\text{ორთქ}} - p_{\text{სითხე}}) = p v$ რაც, თავის მხრივ, უდრის RT -ს. ამრიგად, სითხის მოლეკულების შევიდულობის დასაძლევად საჭირო მუშაობა უდრის $\lambda - RT$ -ს

განგარიშებიდან მიიღება, რომ მთელი რივი სითხეების მოლეკულების ურთიერთქმედების ენერგია ($\lambda - RT$) იცლება 0,05 კალოჯოულიდან 40 კილოჯოულამდე (იხ. ცხრილი 47).

ცხრილი 47

ნივთიერება	დუღილის ტემპერა. K	$\lambda - RT$ კალოჯ
პელუმი	4.2	0.05
წყალბადი	20.4	0.8
აზოტი	77	4.9
ამიაკი	239.4	26
ეთილის სპირტი	351.4	35
წყალი	373.15	37

მყარი ნივთიერების მოლეკულების შევიდულობის ძალის ზომად შეიძლება სუბლიმაციის სითბო მივიჩნიოთ.

მოლეკულური ძალები არ არის დაკავშირებული ელექტრონების გადაცემასთან ან სპინების ურთიერთქმედებასთან, არ იჩენს ნაჯერობის უნარს, არამედ განპირობებული არის მოლეკულების მუდმივი და ინდუცირებული

დიპოლური მომენტებით, რომლებიც მოლეკულების შემადგენელი ნაწილების ურთიერთქმედებით აღიძვრება.

ამრიგად, მოლეკულური ძალები პრინციპულად განსხვავდება ქიმიური სავალენტო ძალებისაგან და ქიმიურ ბმას არ წარმოქმნის, თუმცა ეს ძალები ელექტრული ბუნებისაა.

მოლეკულური ძალები თავს იჩენს სამი სხვადასხვაგვარი ეფექტის სახით, ასეთია: 1. ორიენტაციული ეფექტი (მუდმივი დიპოლების ურთიერთქმედება), 2. ინდუქციური ეფექტი (მუდმივი და ინდუცირებული დიპოლების ურთიერთქმედება) და 3. დისპერსიული ეფექტი (ელექტრონების მოძრაობით გამოწვეული კვანტურ-მექანიკური ურთიერთქმედება).

1) ორიენტაციული ეფექტი განპირობებულია იმით, რომ მუდმივი დიპოლების გამო მოლეკულები იზიდავენ ერთმანეთს თავიანთი საპირისპირო ნიშნის პოლუსებით, ხოლო ერთნაირით განიზიდავენ. მიუხედავად ამისა, მიზიდვის ალბათობა, ბოლცმანის კანონის თანახმად, მეტია, ვიდრე განზიდვისა. მიღებულ ორიენტაციას აწვევს მოლეკულების სითბური შოძრაობა. არაპოლარულ გაზს ორიენტაციული ეფექტი არ ახასიათებს.

2) ენდუქციური ეფექტი გამოწვეულია მოლეკულების პოლარობით. მეზობლად მოქმედი დიპოლების გავლენით არაპოლარული მოლეკულები პოლარიზაციას განიცდის. უდიდეს მოლეკულა შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც საპირისპიროდ მიმართული ორი დიპოლი — + + — რის შედეგად მიიღება ან წრფივი დიპოლი, ან ოთხკუთხი კვადრუპოლი ± ±.

ენდუქციური ძალები, ორიენტაციულის მსგავსად, სწრაფად ეცემა მანძილის გადიდებისას.

ენდუქცირებული დიპოლი მიიღება არა მარტო არაპოლარული, არამედ პოლარული მოლეკულებიდანაც.

ტემპერატურა არ ახდენს გავლენას პოლარიზებადობაზე, ამიტომ ენდუქციური ურთიერთქმედება ორიენტაციულისაგან განსხვავებით, არ არის დამოკიდებული ტემპერატურაზე.

3) დისპერსიული ეფექტის გასარკვევად განვიხილოთ 3-4^o ათმ დაცილებული ორი ერთნაირი ატომი, რომელთაც სფერული სიმეტრიის გამო არ გააჩნიათ დიპოლური მომენტი. აღნიშნულ მანძილზე ქიმიური ძალები ჯერ კიდევ იჩენენ თავს. მიუხედავად სფერული სიმეტრიისა, ნებისმიერ მომენტში ელექტრონი ატომბირთვის რომელიმე მხარეზე იქნება და მაშასადამე, მოცემულ მომენტში ატომს მუისიერი მომენტი აქვს. ასეთი მუისიერი მომენტების ურთიერთქმედება დაკავშირებულია ატომების ან მოლეკულებს ურთიერთმიზიდვასთან და განზიდვასთან. ამ პერიოდული მომენტებით განპირობებული მოლეკულების ურთიერთქმედება აგრეთვე γ^2 -ის უკუპროპორციულია. დისპერსიული ძალები ტემპერატურაზე დამოკიდებული არ არის. ეს უნივერსალური ხასიათის ძალებია, რადგან თავს იჩენენ ყოველგვარ სისტემებში, სადაც კი ელექტრონებია. უდიდეს მოლეკულებისათვის ერთადერთი სახე მოლეკულური ძალებისა დისპერსიული ძალებია. დისპერსიული ძალები იზრდება ელექტრონების რიცხვის გადიდებისას. სწორედ ამ მიზეზის გამო მატულობს ნახშირწყალბადების დუბლის ტემპერატურა შათი მოლეკულური მასის გადიდებისას.

ვინაიდან ელექტრონებს მოძრაობაზე ტემპერატურა არ ახდენს

შესამჩნევ გავლენას, ამიტომ დისპერსიული ძალებიც არ არის დამოკიდებული ტექსტურაზე. დისპერსიულ ძალებს წეუქლიათ განაპირობონ ატომებისა და მოლეკულების შიოლოდ ურთიერთმიზიდვა. ეს ძალები დაახლოებით ადიტიურია.

დისპერსიულ ეფექტს არსებითი მნიშვნელობა ენიჭება არაპოლარული მოლეკულების შემთხვევაში, ამიტომ მისი ცვლილების ინტერვალი დიდია. მოლეკულურ ძალებში ორიენტაციული, ინდუქციური და დისპერსიული ძალების წილი ჩანს 43-ე ცხრილიდან.

ცხრილი 48

მოლეკულურ ძალებში სხვადასხვა ეფექტების ურთიბითი მნიშვნელობა % ით

ნივთი- ერგბა	ორიენტ. ეფექტი	ინდუქტ ეფექტი	დისპერ. ეფექტი	ნივთი- რება	ორიენტ. ეფექტი	ინდუქტ. ეფექტი	დისპერ. ეფექტი
CO	0	0	100	H ₂ O	77.3	4.0	19.0
HI	0.1	0.4	99.5	CH ₃ OH	63.4	14.4	22.2
HBr	3.3	22.2	94.5	C ₂ H ₅ OH	55.0	12.6	32.4
HCl	14.4	4.2	81.4	C ₆ H ₁₄	0	0	100
NH ₃	44.6	5.4	50.0				

მოლეკულური ძალების თეორიის განვითარების შედეგად შესაძლო გახდა ისეთი ეფექტების გამოთვლა, როგორცაა კონდენსაციის, ასოციაციის, ადსორბციის სიბრტეები, ვან-დერ-ვალსისეული მუდმივები და სხვ. მაგალითისათვის 49-ე ცხრილში დაპირისპირებულია ვან-დერ-ვალსის განტოლების (გამოთვლილი და ექსპერიმენტულად განსაზღვრული) α მუდმივას მნიშვნელობები განტოლებაში:

$$\left(p + \frac{a}{v^2}\right)(v-b) = RT.$$

მიუხედავად იმისა, რომ ქიმიურ ძალებთან შედარებით მოლეკულური ძალები გაცილებით უფრო სუსტია, ისინი საკმარისია, რათა მთელი რიგი ატომები შეაკავშირონ ერთმანეთთან ფსევდომოლეკულეის სახით.

ცხრილი 49

ვან-დერ-ვალსისეული α მუდმივას გამოთვლილი და გაზომილი მნიშვნელობების შედარება (ერგ სმ³)

	Ne	Ar	Kr	Xe	II ₂	N ₂	O ₂	CH ₄
10 ⁻¹³ გამოთვლილი	0.37	1.67	2.33	3.70	0.55	1.58	1.64	2.32
10 ⁻¹² გაზომილი	0.21	1.29	2.07	3.86	0.20	1.34	1.49	2.28

ასეთია ინერტული გაზების მერკურიდები: HeHg, NeHg, ინერტული გაზების ჰიდრატები: Kr (H₂O)₆, Ne(H₂O)₆ და ჰიდრიდები: HeH, NeH, ArH, მეტალების მოლეკულები: Hg₂, Cd₂, Zn₂, ჟანგბადის გარეული მოლეკულები, რომლებიც თხევად ჟანგბადს ცისფერ შეფერილობას ანიჭებენ და სხვ.

ინერტული გაზები და მოლეკულური ნაერთები გაჟავრებისას წარმოქმნიან მოლეკულურ კრისტალებს. ასეთია აგრეთვე თეთრი ფოსფორი, იოდი, ნანშირბადის(IV) ოქსიდი, ჰალოგენწყალბადები, გოგირდი. მათ მჭიდრო წყობა ახასიათებს. ეს გარემოება იმაზე მიუთითებს, რომ ბმებისათვის მოლეკულებს შორის არ არის ნაჯერობა. მოლეკულებს შორის მოქმედი ძალები ბევრად უფრო სუსტია, ვიდრე ძალები ატომებს შორის. ეს განაპირობებს მათი ლღობის დაბალ ტემპერატურას, მცირე სიმკვრივეს, დაბალ სიმკვრივეს, აქროლადობას, რაც ვან-დერ-ვაალსისეული სუსტი ბმების შედეგია.

ძალები მოლეკულებს შორის არსებითად განსხვავდება ქიმიური ბმისაგან იმით, რომ ისინი მხოლოდ მიზიდვის ძალებია. ვან-დერ-ვაალსის ძალებით განპირობებული ბმის სიგრძე მეტია, სიმტკიცე კი ნაკლები, ვიდრე კოვალენტური ბმის იგივე პარამეტრები.

6. სავარჯიშოები №4

1. Na⁺ და Cl⁻-ის ჰიდრატაციის სითბოები შესაბამისად 481 და 267 კჯ/მოლის ტოლია. NaCl-ის კრისტალური მესერის ენერჯის მიხედვით გამოთვალეთ მისი გახსნის სითბო.

2. შეადგინეთ NO, NO₂, CO₂, HCN-ის ელექტრონული სტრუქტურები.

3. ქლორის მოლეკულა შთანთქავს $h\nu$ -ს, რომლის $\lambda = 4888 \cdot 10^{-8}$ მმ-ის შედეგადაც დაიშლება ატომებად. აქედან გამოძინარე გამოთვა, ლეთ ქლორის დისოციაციის სითბო.

4. $2537 \cdot 10^{-8}$ მმ სიგრძის ტალღებს წყალბადი არ შთანთქავს. მას შთანთქავს ვერცხლისწყლის ატომები, რომლებიც დაჯახებისას განაპირობებენ წყალბადის ატომებად დაშლას. $Hg + H_2 = Hg + H + H + q$. გამოთვალეთ q -ს სიდიდე.

2.3. ნივთიერებათა თვისებები კონდენსირებულ მდგომარეობაში

1. აგრეგატული მდგომარეობა როგორც ნაწილაკების ურთიერთქმედების გამოვლენა. პირობების მიხედვით ნივთიერება შეიძლება სამ სხვადასხვა აგრეგატულ მდგომარეობაში იყოს: ასეთია მოლე-
18. ვ. კოკიაშვილი, გ. ცინცაძე, თ. ცეცხლაძე 273

კულების ურთიერთქმედების ძალებით და მოლეკულებს შორის მანძილით განპირობებული აირადი, თხევადი და მყარი მდგომარეობა.

აირადი მდგომარეობისათვის დამახასიათებელია დიდი მანძილი მოლეკულებს შორის და მათი ძეცად უმნიშვნელო ურთიერთქმედება. ამიტომ გაზის მოლეკულები უწყსრიგოდ მოძრაობენ, ადვილად შორდებიან ერთმანეთს და მთლიანად იკავებენ მათთვის დათმობილ მოცულობას. ამ შიზეზების გამო გაზებს არ ახასიათებთ გამყოფი ზედაპირი, ე. ი. არა აქვთ გარკვეული ფორმა და მოცულობა.

თხევადი მდგომარეობისათვის, ნაწილაკების ძლიერი ურთიერთქმედების მიუხედავად, დამახასიათებელია მოლეკულების ნაწილობრივად მოწყსრიგებული მოძრაობა. ნაწილაკთა შორის მოქმედი მიზიდვის ძალა აქ იმდენად დიდია, რომ გათბობისას მანძილი მოლეკულებს შორის უმნიშვნელოდ ზრდება, ამიტომ თხევადი მდგომარეობისათვის დამახასიათებელია სისაზღვრო ზედაპირი, მიგრამ საკუთარი ფორმის უქონლობა.

მყარ მდგომარეობაში ნაწილაკების სივრცითი განლაგება ძლიერი ურთიერთქმედების გამო უპასუხებს გარკვეულ გეომეტრიულ კანონებს, რაც თავის გამოხატულებას პოულობს კრისტალურ ფორმაში. კრისტალურ მესერში ნაწილაკები არ ასრულებს გადატანით მოძრაობას; მათთვის დამახასიათებელია რხევითი მოძრაობა განსაკუთრებული წონასწორული ადგილმდებარეობის ახლოს, ამიტომ მყარ სხეულს ახასიათებს სისაზღვრო ზედაპირი და გარკვეული ფორმა.

ამრიგად, აგრეგატული მდგომარეობა არის ნივთიერების სხვადასხვაგვარი მდგომარეობა, რომელთა შორის ურთიერთგადასვლა პირობების (წნევის, ტემპერატურის) ცვლილების დროს ხდება.

ყოველგვარი აგრეგატული მდგომარეობის არსებობა შესაძლებელია წნევისა და ტემპერატურის გარკვეულ ინტერვალში. დაბალ ტემპერატურაზე და მაღალ წნევაზე ერთადერთი მდგრადი მდგომარეობა არის კრისტალური. აბსოლუტური ნულის ახლოს მცირე წნევებზე მხოლოდ პელიუმი რჩება თხევად მდგომარეობაში.¹ აგრეგატული მდგომარეობის ცვლილებას ახლავს გადასვლის ფარული სითბოს შთანქმა ან გამოყოფა, მოცულობის ცვლილება და სხვ.

ნივთიერების აირად მდგომარეობას ახასიათებს მოლეკულების სუსტი ურთიერთქმედება და გაზის საერთო მოცულობასთან შედარებით მოლეკულების მცირე, საკუთარი მოცულობა. რაც უფრო დიდია მანძილი მოლეკულებს შორის, მით უფრო ნაკლებია მათი ურთი-

¹ 4,21K ტემპერატურაზე და 14,05M პა წნევის პირობებში პელიუმი მყარ მდგომარეობაში გადადის, როცა $T = 1,19K$, პელიუმის გამყარებისათვის საკმარისია 2,53M პა წნევა.

მრთქმედება. ამიტომ დიდი გაიშვიათების პირობებში შეიძლება როგორც მოლეკულების ურთიერთქმედების, ისე მათი საკუთარი მოცულობის უგულებელყოფა. გაზის მოლეკულათა ურთიერთქმედების ენერჯია, კინეტიკურ ენერჯიასთან შედარებით, მეტად უმნიშვნელოა; ამიტომ ასეთ პირობებში გაზი შედარებით ზუსტად ემორჩილება იდეალური გაზისათვის დამახასიათებელ მარტივ კანონებს.

აირადი მდგომარეობის თეორიის ჩამოყალიბებისას მეტად სასარგებლო აღმოჩნდა ცნება იდეალური გაზის შესახებ. იდეალურ გაზად მიჩნეულია ისეთი გაზი, რომლის შიგა ენერჯია არ არის დამოკიდებული მოცულობაზე, ე. ი. იდეალური გაზი ხასიათდება მოლეკულათა საკუთარი მოცულობის უსასრულო მცირე სიდიდით და მოლეკულების უმნიშვნელო ურთიერთქმედებით. რადგანაც რეალურ შემთხვევაში მოლეკულათა ურთიერთქმედების უგულებელყოფა არ შეიძლება, თუნდაც მათი დაჯახებების გამო (რომლის დროსაც კინეტიკური ენერჯიის მიმოცვლა ხდება), ამიტომ აღვილი წარმოსადგენია, რომ იდეალური გაზი შეიძლება განვიხილოთ როგორც ზღვრული მდგომარეობა, რომელსაც გაზი მალაღ ტემპერატურაზე და დიდი გაუზნობის პირობებში უახლოვდება. ამ პირობებში იზრდება მოლეკულებს შორის მანძილი და კინეტიკური ენერჯია, რის გამო გაზები ექვემდებარებიან იდეალური გაზის კანონებს.

გაზის ზღვრულ მდგომარეობას, როცა მისი წნევა ნულისაკენ მისწრაფვის, ეწოდება იდეალური მდგომარეობა. ამრიგად, იდეალურს ვუწოდებთ ისეთ გაზებს, რომლებიც ყოველგვარი ტემპერატურის და ყოველგვარი წნევის პირობებში იქცევიან ისე, როგორც გაზი ზღვრულ მდგომარეობაში. ვინაიდან ასეთი გაზები ემორჩილებიან ბოილ-მარიოტის კანონს, ამიტომ შეიძლება შევთანხმდეთ, იდეალური ვუწოდოთ გაზს, რომელიც ემორჩილება ბოილ-მარიოტის კანონს.

იდეალური გაზის მდგომარეობის განტოლება გამომდინარეობს ბოილის, გეი-ლუსაკისა და ავოგადროს კანონებიდან.

2. თხევადი მდგომარეობა. თხევადი და აირადი მდგომარეობა არსებითად განსხვავდება ერთმანეთისაგან. თხევადი მდგომარეობისათვის დამახასიათებელი მოვლენები სულ სხვაგვარია; ვიდრე აირადისათვის. ზოგიერთი თვისებით და აღნაგობით, განსაკუთრებით დაბალ ტემპერატურებზე, სითხე მყარ ნივთიერებას ემსგავსება, ხოლო მაღალი ტემპერატურის დროს, მაგალითად, კრიტიკული ტემპერატურის ახლოს — აირადს.

გაზების შიგა წნევა, გარე წნევასთან შედარებით, ჩვეულებრივად მცირე სიდიდეს შეადგენს. წყლის შიგა წნევა 0°C -ზე აღწევს $12 \cdot 10^8$ პა. როგორც ხედავთ, სითხის შიგა წნევა მრავალჯერ აღემა-

ტება ატმოსფერულს. ამით აიხსნება, რომ სითხე არ იშლება ცალკეულ მოლეკულებად და ინარჩუნებს თხევად მდგომარეობას; ამაშივე მდგომარეობს აგრეთვე გარე წნევის უმნიშვნელო გავლენა სითხის მოცულობაზე, ე. ი. სითხის მცირე კუმშვადობა.

სითხეების სითბური გაფართოება შედარებით მცირეა და დამოკიდებულია ნივთიერების ბუნებაზე.

მყარი და აირადი ნივთიერებების მსგავსად, სითხეების შემთხვევაშიც არჩევენ ცნებებს ხვედრითი და მოლური სითბოტევადობის შესახებ, სითხის ხვედრითი სითბოტევადობა არის სითბოს ის რაოდენობა, რომელიც საჭიროა 1 გ სითხის ერთი გრადუსით გასათბობად, ხოლო მოლური სითბოტევადობა ის სითბოა, რომელიც გამოიწვევს ერთი მოლი ნივთიერების 1 გრადუსით გათბობას. ერთატომიანი სითხეების (მაგ.: Hg, Ga, თხევადი ჰელიუმი) სითბოტევადობა უმნიშვნელოდაა დამოკიდებული ტემპერატურაზე და უახლოვდება ერთატომიან მარტივ ნივთიერებათა ატომურ სითბოტევადობას, ე. ი. 29,10ჯ. მრავალატომიანი მოლეკულებისაგან წარმომდგარი სითხეების სითბოტევადობა ჩვეულებრივად იზრდება ტემპერატურის გადიდებისას. ასოციირებულ სითხეთა სითბოტევადობა რთულადაა დამოკიდებული ტემპერატურაზე. რადგანაც ტემპერატურის გადიდებისას ასოციირებული მოლეკულები იშლება, ამიტომ სითბოტევადობა მცირდება. ტემპერატურის შემდგომი გადიდებისას იზრდება ატომთა რხევა მოლეკულაში, რასაც სითბოტევადობის გადიდება მოსდევს. ერთი მოლი იდეალური გაზის წნევაუცვლელ და მოცულობაუცვლელ სითბოტევადობათა სხვაობა $C_p - C_v = R$, სადაც R ერთი მოლი გაზის ერთი გრადუსით გათბობისას გაფართოებით მიღებული მუშაობის ტოლია. საერთოდ ნივთიერების სითბოტევადობა თხევად მდგომარეობაში რამდენადმე აღემატება სითბოტევადობას მყარ მდგომარეობაში. რადგანაც სითხეში მოლეკულებს შორის მოქმედი ვან-დერ-ვალსისეული ძალები დიდ სიდიდეებს აღწევენ, ამიტომ მოლეკულების დაშორება მოითხოვს დიდი მუშაობის შესრულებას, რის გამო სითხეების $C_p - C_v$ მნიშვნელოვან სიდიდეს აღწევს (თუმცა ზოგ შემთხვევაში ეს სხვაობა R -ზე ნაკლებია).

სითხეთა სიბლანტე უახლოვდება გაზების სიბლანტეს. ამ მხრივ თავისებური თვისებები ახასიათებს ამორფულ სხეულებს (ისინი მოკლებული არიან კრისტალურ მესერს და მყარ სხეულებს არ მიეკუთვნებიან). მათ განიხილავენ როგორც გადაციებულ სითხეებს. მათი სიბლანტე, მყარი სხეულის მსგავსად, დიდია.

პირველი შეხედვით სითხე ამორფული და იზოტროპული ნივთიერებაა. რენტგენოგრაფიული და ელექტრონოგრაფიული ანალიზით ამჟამად დადგენილია სითხის კრისტალური აღნაგობის ნიშნები, ე. წ.

სიბოტაქსიკური, ე. ი. ცრუკრისტალური აღნაგობა, რომელშიაც მცირე რიცხვი მოლეკულებისა იღებს მონაწილეობას. ასეთი აღნაგობა უფრო მკაფიოდ იჩენს თავს სითხის გაყინვის ტემპერატურის ახლოს. ამ დროს სითხის თვისებები მეტად უახლოვდება მყარ სხეულისას. ძლიერი ასოციაციისა და პოლიმერიზაციის გამო სითხის აღნაგობა მეტად რთულია. ნაწილობრივად ეს ამით ახსნება, რომ დღემდე არ არის ჩამოყალიბებული თხევადი მდგომარეობის დამაკმაყოფილებელი თეორია.

ნაწილაკების წესიერი წყობა იდეალურ კრისტალში შეიმჩნევა კრისტალური მესერის მთელ სივრცეში. მაშასადამე, კრისტალში დაეკულია წესიერი წყობის შორეული რიგი. სითხეში ნაწილაკების წესიერი წყობა შენარჩუნებულია განსახილველი ნაწილაკის ირგვლივ მცირე მოცულობაში, მაშასადამე, სითხეში დაეკულია ნაწილაკების წესიერი წყობის ახლო რიგი, რომელიც მეტ-ნაკლებად სიმეტრიულია. სითხეებიდან ჩვენთვის ყველაზე მნიშვნელოვანია წყალი და ელექტროლიტების წყალხსნარები, რაც შედარებით დაწვრილებით განვიხილეთ.

მოლეკულების მიზიდვისა და განხილვის ძალების სხვაობას შიგა წნევა ეწოდება, რომელიც გაზების დიდი გარე წნევის დროს მნიშვნელოვან სიდიდეს აღწევს.

სითხეში შიგა წნევა მკიდროდ არის დაკავშირებული ზედაპირულ დაკიმულობასთან, რადგან სითხეში შიგა წნევა ყველა მიმართულებით ერთნაირია, გარდა ზედაპირისა, რომლის შემადგენელი მოლეკულები სითხისაკენ მიმართული წნევის გავლენას განიცდიან.

ჰ. სითხეთა აღნაგობა. სითხეებისათვის მეტად დამახასიათებელია უარყოფითი წნევის წარმოქმნის უნარი, რომელიც შესანიშნავადაა გამოსახული შემდეგ ექსპერიმენტში. ხისტკედლებიან ჭურჭელში მალალ ტემპერატურაზე რომ მოვათავსოთ სითხე, შემდეგ ჭურჭელი ისე შევიწვით, რომ სითხის ზემოთ არ დარჩეს ჰაერის ბუშტი, და გავაცივოთ, მივიღებთ უარყოფით წნევას, რომელიც ასეულ ატმოსფეროს აღემატება. ამისათვის ჭურჭლის ნივთიერების გაფართოების კოეფიციენტი სითხისაზე ნაკლები უნდა იყოს. სითხეებისათვის დამახასიათებელი უარყოფითი წნევის წარმოქმნის უნარი გთვალისწინებულაა ვან-დერ-ვაალსის განტოლებით, რაც ძალიან აახლოებს ერთმანეთთან თხევადსა და მყარ მდგომარეობას. როგორც ზემოთ იყო აღნიშნული, იგივე განტოლება ითვალისწინებს იზოთერმული გაფართოებისას სითხის უწყვეტად გადასვლას აირად მდგომარეობაში. თხევადი და აირადი მდგომარეობის მსგავსება მართლაც თვალსაჩინო ხდება კრიტიკული ტემპერატურის ახლოს მცირე წნევებზე, როცა სითხის ხვედრითი მოცულობა დიდ მნიშვნელობას აღწევს. ამრიგად, მალალ ტემპერატურაზე და მცირე წნევებზე სითხე არსებითად უახლოვდება გაზებს. რადგანაც სითხე წარმოადგენს მყარისა და აი-

რადის შორისულ მდგომარეობას, ამიტომ მოსალოდნელიც იყო ასეთი გარდამავალი თვისებების არსებობა. ამით აიხსნება, რომ მოძღვრება თხევადი მდგომარეობის შესახებ განიხილავს სითხეს როგორც რეალურ გაზს, რომელიც საკუთარი შიგა წნევის გამო შეკუმშულია მცირე მოცულობამდე. აღსანიშნავია, რომ სითხის მიმსგავსება გაზებთან საკითხის ცალმხრივი გაშუქების შედეგია, რომელიც განპირობებული იყო ვან-დერ-ვაალსის თეორიის წარმატებით.

ახლა განვიხილოთ სითხეთა დამახასიათებელი ზოგიერთი თვისება. მარტივი ნივთიერებებისა და ნერთების სითბოტევადობა მყარ და თხევად მდგომარეობაში დნობის ტემპერატურის მახლობლად უმნიშვნელოდ განსხვავდება ერთმანეთისაგან, ე. ი. გადნობა მცირე გავლენას ახდენს ნივთიერების სითბოტევადობაზე.

მყარი ნივთიერების დნობისას მისი მოცულობა ჩვეულებრივად უმნიშვნელოდ იმატებს, ე. ი. უმნიშვნელოდ იცვლება მანძილი ნაწილაკებს შორის. თუ მოცულობის ნამატი 10%-ს შეადგენს, რაც ყველაზე ხშირ შემთხვევას წარმოადგენს, ნაწილაკებს შორის მანძილის ნამატი იქნება 3,3%. აქედან გამომდინარეობს, რომ დნობა იწვევს ნაწილაკების შეკიდულობის ძალთა მხოლოდ ნაწილობრივ შესუსტებას.

მყარი სხეულის დნობის სითბო 30—40-ჯერ უფრო ნაკლებია, ვიდრე იმავე ნივთიერების აორთქლების სითბო. ეს გარემოებაც იმას მოწმობს, რომ მყარი ნივთიერების დნობისას ნაწილაკთა შეკიდულობა უმნიშვნელოდ სუსტდება. საკმაოდ შალალი ტემპერატურის პირობებშიაც კი წნევის გადიდებით სითხე შეიძლება კრისტალურ მდგომარეობაში გადავიდეს. ძლიერი შეკუმშვით შეიძლება გამოიწვიოთ ნივთიერების (მაგ., H_2 , Ne) დაკრისტალება მაშინაც კი, როცა ის კრიტიკულ ტემპერატურაზე უფრო მაღლა იმყოფება.

განხილულიდან ჩანს, რომ დაბალი ტემპერატურის პირობებში დნობის ტემპერატურის ახლოს სითხის თვისებები უახლოვდება მყარი სხეულის თვისებებს. ეს დასკვნა უფრო დამაჯერებელი იქნება, თუ მოვიგონებთ, რომ მყარ სხეულებს, თუმცა მცირე, მაგრამ ერთგვარი დენადობა მაინც ახასიათებს.

სითხეების რენტგენსტრუქტურულმა და ელექტრონოგრაფიულმა გამოკვლევებმა კიდევ უფრო მეტი მსგავსება გამოავლინა თხევად და მყარ მდგომარეობათა შორის. სითხეთა დებაიგრამების რგოლები მოგვაგონებს კარგად დაწილადებული კრისტალების დიფრაქციულ სურათს. აქედან გამომდინარე, სტიუარტის მიერ განვითარებული შეხედულებების თანახმად, სითხეს ცრუკრისტალური აღნაგობა ახასიათებს, რაც შემდეგში გამოიხატება: მოკლე ხნით, სითხის მოცულობის სხვადასხვა უბნებში დაჯგუფებისას, პერიოდულად წარმოქმნიან კო-

სტალურ მესერს, რომელიც წამსვე ირღვევა. ამგვარ სტრუქტურას, რომელიც ჩვეულებრივ კრისტალებთან შედარებით მნიშვნელოვნადაა დარღვეული სითბური მოძრაობით, სტიუარტმა სიბოტაქსიკური სტრუქტურა უწოდა. დაბალი ტემპერატურის პირობებში სიბოტაქსიკური სტრუქტურა მყარი კრისტალის სტრუქტურაში გადადის. ასეთი მოვლენა ვერცხლისწყლის მიმართ დაადგინა ვ. დანილოვმა.

სითხის ცრუკრისტალური აღნაგობა ჯერ კიდევ ნაკლებადაა შესწავლილი; ყოველ შემთხვევაში, ზემოგანხილულიდან ჩანს, რომ თუ მაღალი ტემპერატურისა და მცირე წნევის პირობებში სითხე ემსგავსება გაზებს, დაბალი ტემპერატურის პირობებში, დნობის წერტილის მახლობლად, სითხის თვისებები მეტად უახლოვდება მყარი სხეულის თვისებებს. ამ პირობებში თხევადი და მყარი მდგომარეობის განსხვავება უფრო რაოდენობრივი ხასიათისაა, ვიდრე თვისებრივი.

4. პლაზმა. პლაზმა წარმოადგენს ნივთიერების მდგომარეობას, რომელიც ყველაზე მეტად გავრცელებულია კოსმოსში. რადგან პლაზმას უდიდესი მნიშვნელობა ენიჭება ტექნიკის თანამედროვე პრობლემების ამოხსნაში, ამიტომ, მისი თვისებები აშკარად მრავალი გამოკვლევის საგანს შეადგენს.

კოსმოსური ნივთიერების მთავარი მასა — ვარსკვლავები, ნისლოვებები, გაზის ვარსკვლავებს შორის — პლაზმის მდგომარეობაშია პლაზმა გაზია, რომელიც შედგება ელექტრონებისაგან, იონებისა და ატომბირთვებისაგან.

პლაზმას ნივთიერების მეოთხე აგრეგატული მდგომარეობა იმიტომ ეწოდა, რომ მისი თვისებები არსებითად განსხვავდება გაზის თვისებებისაგან. ეს განსხვავება თავს იჩენს, მაგალითად, მაგნიტური ველის მოქმედებისას. ჩვეულებრივ გაზებზე მაგნიტური ველი არ მოქმედებს, პლაზმაზე მოქმედებისას მაგნიტური ველი აწესრიგებს ნაწილაკების მოძრაობას. თუ გარემოში განზნევისაგან გაზს ჭურჭელი აკავებს, პლაზმისათვის ჭურჭლის როლს მაგნიტური ველი ასრულებს.

ნივთიერებას პლაზმურ მდგომარეობაში ვხვდებით ელვის დროს, დღის სინათლის მილაკებში, გაზებში განმუხტვის დროს, თერმობირთვული რეაქციის დროს, ატომური აფეთქებისას და სხვ.

მიუხედავად შედგენილობისა, გაზის ნარევი ყველა ნაწილაკს ერთნაირი საშუალო კინეტიკური ენერგია აქვს. ამისაგან განსხვავებით პლაზმაში ელექტრონებს, იონებსა და ატომებს სხვადასხვა სიდიდის საშუალო კინეტიკური ენერგია ახასიათებს. ამიტომ შეიძლება ვთქვათ, რომ პლაზმა შედგება სხვადასხვა ტემპერატურის ნაწილაკების ნარევისაგან.

ნაწილაკის სითბური მოძრაობის კინეტიკური ენერგია დაკავშირებულია

რებულია აბსოლუტურ ტემპერატურასთან ცნობილი თანაფარდობით

$$E = \frac{3}{2} kT,$$

სადაც k ბოლცმანის მუდმივაა, ტოლი $1,33 \cdot 10^{-16}$ ერგ/გრად. პლაზმაში ჩვეულებრივად ელექტრონული ტემპერატურა T_e ბევრად აღემატება იონურ ტემპერატურას T_i -ს, ხოლო ეს უკანასკნელი მეტიც, ვიდრე ატომური ტემპერატურა T_a . დიდი განსხვავება T_e და T_i -ს შორის იმით აიხსნება, რომ განმუხტვის დროს თავის ენერგიას ელექტრონები ღებულობენ ელექტრული ენერგიის წყაროსაგან. იონები კინეტიკურ ენერგიას ელექტრონებისაგან იძენენ. მაგრამ მსუბუქი ელექტრონი მძიმე იონთან შეჯახებისას თავისი ენერგიის მხოლოდ მცირე ნაწილს გადასცემს. ელექტრონული ტემპერატურა ჩვეულებრივად რამდენიმე ათეულ ათას გრადუსს უდრის, ხოლო T_i და T_a არ აღემატება ერთ-ორ ათას გრადუსს.

პლაზმა ჩვეულებრივად რთული შედგენილობის იონიზებულ გაზს წარმოადგენს. მაშინაც კი, როდესაც პლაზმა ქიმიურად მარტივი გაზისაგან მიიღება, როგორცაა აზოტი, ქანგბადი, ნატრიუმის ან ვერცხლისწყლის ორთქლი, ის შეიცავს სხვადასხვა მუხტის მქონე იონებს (ერთმუხტიანს, ორმუხტიანს, სამმუხტიანს და ა. შ.), თავისუფალ ატომებს, მოლეკულებს და მოლეკულურ იონებს. თითოეული სახის შემადგენელი ნაწილი შეიძლება დავახასიათოთ მისი კონცენტრაციით n და ტემპერატურით T . ზოგად შემთხვევაში, როცა პლაზმაში ერთმუხტიანი იონების კონცენტრაცია არის n_1 , ორმუხტიანი იონებისა — n_2 , სამმუხტიანი — n_3 და ა. შ., ელექტრონების კონცენტრაცია დაახლოებით მუხტების n კონცენტრაციის ტოლი იქნება:

$$n_e = n_i = n_1 + 2n_2 + 3n_3 + \dots,$$

ასეთი თანაფარდობებიდან ჩანს, რომ რადგან მასში დადებითი და უარყოფითი მუხტები დაახლოებით ერთნაირია, პლაზმა თითქმის ელექტრონეიტრალურია.

რადგან პლაზმაში ელექტრონების მოძრაობის სიჩქარე დიდად აღემატება იონებისას, ამიტომ ელექტრონები ორთქლდება პლაზმიდან. ამის გამო პლაზმას მიენიჭება დადებითი პოტენციალი, რომელიც მნიშვნელოვნად დააბრკოლებს ელექტრონების შემდგომ აორთქლებას.

დამუხტულ ნაწილაკთა დიდი კონცენტრაციის შემცველი პლაზმა მაღალ ტემპერატურაზე სხივური ენერგიის მძლავრ გენერატორს წარმოადგენს. პლაზმის გამოსხივებას განაპირობებს უმთავრესად ნაწილაკების სხვადასხვა სახის ურთიერთდაჯახება.

ელექტრონული ტემპერატურის გაღიღებისას მატულობს მძიმე

იონების მუხტები და იცვლება ხაზოვანი გამოსხივების სპექტრი. T_{α} -ს გადიდებისას იონებს მოწყდება უფრო მტკიცედ მიერთებული ელექტრონები, რის გამო იონების მუხტი გაიზარდება. ამასთან ერთად მატულობს იონების აგზნების ტენერგიაც, რის შედეგადაც გამოსხივებული ენერგია სპექტრის ხილული ნაწილიდან ულტრაიისფერში ინაცვლებს.

პლაზმის ფიზიკა ბოლო წლებში განსაკუთრებით განვითარდა მართვადი თერმობირთვული სინთეზის პრობლემასთან დაკავშირებით.

მოსალოდნელია, რომ პლაზმა დიდ გამოყენებას მოიპოვებს ქიმიურ მრეწველობაში. ქიმიური სინთეზები პლაზმაში, მათი ავტომატური მართვის შესაძლებლობა და აპარატურის სიმარტივე დიდ პერსპექტივებს უსახავს მის გამოყენებას. დაშლის, გარდაქმნისა და სინთეზის რთული პროცესები პლაზმაში დროის უზომოდ მცირე მონაკვეთში ხდება. ელექტრონულ-გამომთვლელი ტექნიკა ამ პროცესების პროგრამირების საშუალებას იძლევა. მეთანიდან აცეტილენის მიღება პლაზმაქიმიურ მეთოდით უფრო სრულად მიმდინარეობს, ვიდრე მყანგავი პიროლიზის დროს. ამ დროს არ წარმოიქმნება პროცესისათვის მავნე ნახშირბადის(II) და(IV) ოქსიდები, რაც პიროლიზის თანმხლებ პროდუქტებს წარმოადგენს. აზოტის ოქსიდის პლაზმაქიმიური გზით პაერიდან მიღება ბევრად უფრო ეკონომიურია, ვიდრე მისი მიღება ამთაქიდან.

არსებითი მნიშვნელობა აქვს პლაზმურ პროცესებს ახალი მასალების მისაღებად.

5. მყარი სხეულების თვისებები. მყარი მდგომარეობა შეიძლება იყოს ორგვარი — კრისტალური და ამორფული. ორივე შემთხვევაში ნაწილაკებს სრულიად გარკვეული ადგილმდებარეობა ახასიათებს სივრცეში. ამიტომ როგორც კრისტალურ, აგრეთვე ამორფულ მდგომარეობაში სხეულს აქვს გარკვეული ფორმა, რომელიც სხვა პირობებში შეიძლება შეიცვალოს. მაგრამ ამორფულსა და კრისტალურ მდგომარეობებს შორის პრინციპული განსხვავებაა. სახელდობრ, ამორფულ სხეულში ნაწილაკების განლაგება უწყსრიგოა, ქაოსურია, კრისტალში კი ნაწილაკების განლაგება სივრცეში ექვემდებარება სიმეტრიის გარკვეულ კანონებს. ამორფული მდგომარეობა თხევადი მდგომარეობის მსგავსია. ამორფული ნივთიერებების მაგალითებია ქარვა, მინა, ცვლი, პლასტმასა და სხვა მრავალი, რომლებიც მათი სიმაგრის მიუხედავად მყარ სხეულებს არ მიეკუთვნება.

ამორფული სხეულებისათვის დამახასიათებელია ერთი და იგივე სიდიდის გაფართოების კოეფიციენტი ყველა მიმართულებით, მასში სინათლე ყველა მიმართულებით ერთნაირი სიჩქარით ვრცელდება, მას არა აქვს დნობის გარკვეული ტემპერატურა და ა. შ.

სხეულს, რომელსაც ყველა მიმართულებით ერთნაირი ფიზიკუ-

რი. თვისებებში აქვს, იზოტროპული ეწოდება.

თუ ნივთიერება კრისტალურ მდგომარეობაშია, მისი ნაწილაკები სივრცეში განლაგებული იქნება გარკვეული გეომეტრიული კანონების მიხედვით, ამიტომ ის იზოტროპული აღარ იქნება. შესაძლოა რაიმე კრისტალურმა ფორმამ გამოიჩინოს იზოტროპულობა რაიმე ერთი თვისების მიმართ, მაგრამ სხვა თვისებების მიმართ ის არ იქნება იზოტროპული. მაგალითად, ქვამარილის კუბურ კრისტალში სინათლე სამივე ღერძის მიმართ ერთნაირი სიჩქარით ვრცელდება, მაგრამ მექანიკური თვისებების მიმართ ის იზოტროპულობას არ იჩენს. ყველა კრისტალი ანიზოტროპულია. მათი სიმაგრე, სითბოგამტარობა, მასში სინათლის გავრცელების სიჩქარე და გაფართოების კოეფიციენტი დამოკიდებულია სიმეტრიის ღერძის მიმართულებაზე.

კრისტალურ ნივთიერებას ახასიათებს დნობის გარკვეული ტემპერატურა, რომელიც ჰოცემული ნაერთისათვის ერთ-ერთ დამახასიათებელ კონსტანტას წარმოადგენს. იზოტროპია ადვილი გასარკვევია ცალკეულ მონოკრისტალებზე. მაგალითად, ჰექსაგონალურ კრისტალში სიმეტრიის მთავარი ღერძის გასწვრივ სითბო უფრო სწრაფად ვრცელდება, ვიდრე მისი მართობული მიმართულებით.

ანიზოტროპიას მიეკუთვნება სინათლის ორმაგი შუქტება, რომელიც დამახასიათებელია კალციტის გამჭვირვალე კრისტალებისათვის.

ამჟამად მყარი სხეული და კრისტალური მდგომარეობა სინონიმებია.

კრისტალურ მდგომარეობაში ნაწილაკებს ახასიათებს რხევითი მოძრაობა, რომლის სიხშირე დამოკიდებულია ნივთიერების გვარობაზე, ამიტომ მას რხევის დამახასიათებელი სიხშირე ეწოდა. ზოგი ნივთიერების მოლეკულებს გარდა რხევითისა, ახასიათებს ბრუნვითი მოძრაობაც (მაგალითად, ქლორწყალბადის მოლეკულები კრისტალებში). ტემპერატურის გადიდებისას იზრდება რხევის ამპლიტუდა, ხოლო სიხშირე უცვლელი რჩება. როცა ნაწილაკების რხევის ამპლიტუდა გაუტოლდება ნაწილაკებს შორის მანძილის ნახევარს, მყარი ნივთიერება დაიწყებს ლლობას.

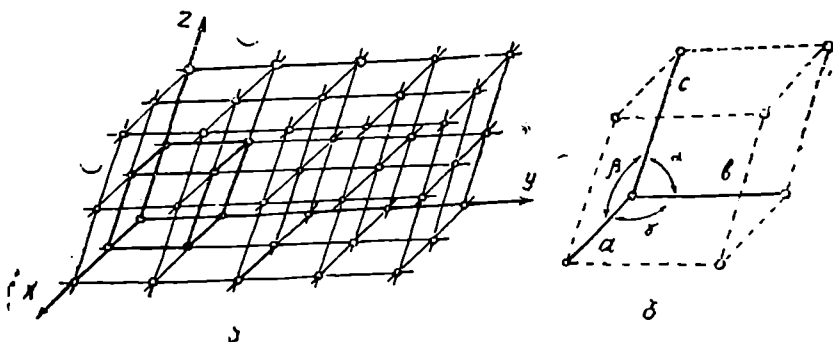
წ. სიმეტრიის ელემენტები. ცნობილია, რომ ერთი და იმავე ნივთიერების კრისტალების შესაბამის წახნაგებს შორის კუთხეები მუდმივი სიდიდისაა. ეს გარემოება ცნობილია როგორც ორწახნაგოვანი კუთხეების მუდმივობის კანონი, ე. ი. კრისტალოგრაფიის პირველი კანონი, რომელიც დაკავშირებულია ფრანგი მეცნიერის რომე დე ლილის სახელთან. მან ეს კანონი 1783 წელს აღმოაჩინა.

კრისტალების გეომეტრიის განხილვისას არსებითი მნიშვნელობა ენიჭება ცნებას სიმეტრიის შესახებ. სიმეტრიულია ისეთი ფიგურა, რომლის ცალკეული ნაწილები შეიძლება გააზრებით ერთმანეთს შევუთავსოთ სიმეტრიული გარდაქმნების შედეგად. სიმეტრიუ-

ლი გარდაქმნა კი ისეთი გარდაქმნაა, როცა ფიგურის ტოლი ნაწილები ერთმანეთს შეუთავსდება. ყოველ ასეთ სიმეტრიულ გარდაქმნას უპასუხებს გარკვეული გეომეტრიული სახე, რასაც ჩვეულებრივად სიმეტრიის ელემენტებს უწოდებენ. ასეთია სიმეტრიის სიბრტყე, სიმეტრიის ღერძი, სიმეტრიის ცენტრი. კრისტალის ზრდის პროცესში მიმდინარეობს წახნაგების პარალელური გადაადგილება, მაგრამ კუთხეები უცვლელი რჩება.

რენტგენსტრუქტურული ანალიზის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი შედეგის თანახმად კრისტალის შიგა ადნაგობა იმეორებს მოცემული კრისტალის გეომეტრიულ ფორმას. ეს აზრი ბევრად ადრე გამოთქვა ჰაიუმ და ცნობილია ჰაიუმს დებულების სახით ან კიდევ კრისტალოგრაფიის ემპირიული კანონის — პარამეტრების შეფარდების რაციონალობის კანონის (მთელი რიცხვების კანონის) სახით. კრისტალების წახნაგები სივრცეში ყოველთვის ისეთნაირადაა ორიენტირებული, რომ მონაკვეთები (პარამეტრები) მოკვეთილი კრისტალის წახნაგით სამივე კრისტალოგრაფიულ ღერძებზე შეეფარდება იგივე ღერძებზე სხვა წახნაგით მოკვეთილ მონაკვეთებს როგორც მთელი რიცხვები. ჰაიუმმა გვიჩვენა რომ მთელი რიცხვების კანონი ყველა კრისტალისთვის ისეთივე საერთო კანონია, როგორც ორწახნაგა კუთხეთა მუდგობის კანონი.

რენტგენსტრუქტურული ანალიზის მონაცემებიდან გამომდინარეობს, რომ კრისტალის შემადგენელი ნაწილაკები (ატომები, იონები, მოლეკულები) განლაგებულია სივრცული ბადის კვანძებში, რასაც კრისტალური მესერი ეწოდება. ასეთი მესერის მაგალითი გამოსახულია 2.76 ნახაზზე. ამ ნახაზზე მსხვილი ხაზებით გამოყოფილია ელემენტარული (უმცირესი) პარალელები, რომელსაც მესერის ელემენტარული უჯრედი ეწოდება. უმცირესი პარალელები პარალელები



ნახ. 2.76. მესერის ელემენტარული უჯრედი. ა. ელემენტარული უჯრედი გამოყოფილია წერტილი ხაზებით. ბ. ელემენტარული უჯრედის პარამეტრები.

(ელემენტარული უჯრედის) თანმიმდევრული გადაადგილებით x, y, z ღერძის გასწვრივ მიიღება მთელი კრისტალი.

ელემენტარული უჯრედის ცალსახად დასახასიათებლად საკმარისია 6 სიდიდის ცოდნა: სამი წიბო (a, b, c) და ღერძებს შორის სამი კუთხე (α, β, γ). ეს სიდიდეები მესრის პარამეტრების სახელწოდებითაა ცნობილი (ნახ. 2.76, ბ).

გამომდინარე კრისტალების აღნაგობის შესახებ არსებული წარმოდგენებიდან რუსმა მეცნიერმა ა. ვადოლინმა 1867 წელს ნათელყო, რომ შესაძლებელია კრისტალების იდეალური ფორმის 32 სახის სიმეტრია. ნებისმიერი კრისტალი ეკუთვნის ამ 32-დან ერთ-ერთ სახეს. ეს 32 კლასი დაყოფილია სამ კატეგორიად (დაბალი, საშუალო და მაღალი) და 7 კრისტალოგრაფიულ სისტემად (სინგონიად). დაბალი კატეგორია მოიცავს სამ სინგონიას: ტრიკლინურს, მონოკლინურს და რომბულს. საშუალო კატეგორიაც სამ სინგონიას აერთიანებს: ტრიგონალურს, ტეტრაგონალურს და ჰექსაგონალურს. მაღალ კატეგორიაში მხოლოდ ერთი სინგონიაა—კუბური. ქვემოთ მოცემულია სხვადასხვა სისტემის ელემენტარული უჯრედების პარამეტრებისა და ფორმების დახასიათება.

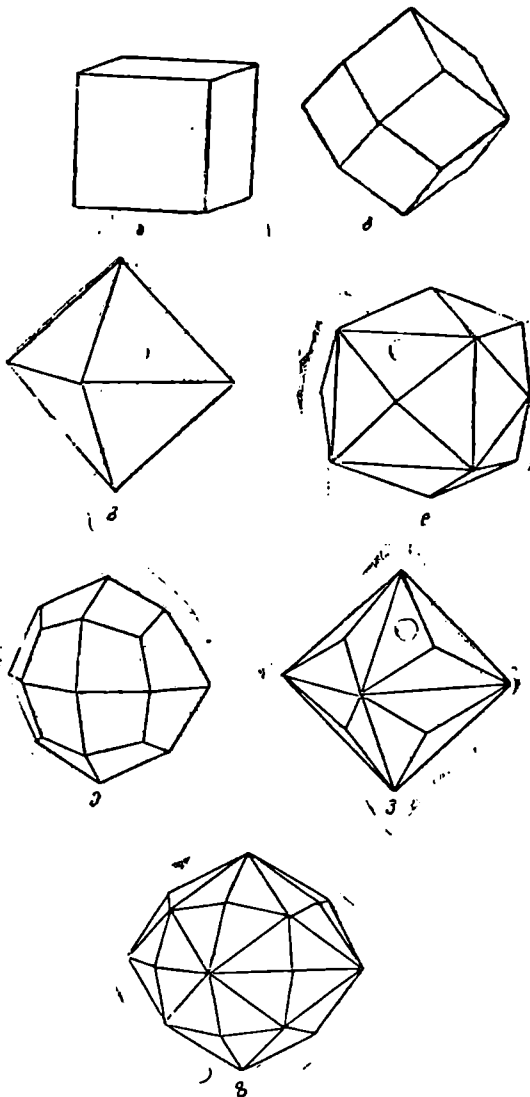
1. კუბური ანუ სწორი სისტემა, სადაც მესრის სამივე პარამეტრი ტოლია ($a=b=c$) და კუთხეები მათ შორის მართობულია ($\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$).

2. ტეტრაგონალური ანუ კვადრატული სისტემა. აქ მესრის ორი პარამეტრი ტოლია, ხოლო მესამე მათგან განსხვავებულია ($a=b \neq c$). კუთხეები მათ შორის მართობულია ($\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$).

3. ჰექსაგონალური სისტემა. აქ კოორდინატთა ოთხი ღერძით სარგებლობენ. სამი მათგანი მოთავსებულია ელემენტარული უჯრედის ფუძეზე, ერთიმეორისაგან 120° -ანი კუთხით და ერთმანეთის მიმართ სიმეტრიულია. მეოთხე ღერძი გავლებულია მათ მართობულად ფუძის ცენტრზე, შეექვსე რიგის ღერძის გასწვრივ. აღნიშნულ სისტემაში მესრის ორი პარამეტრი ტოლია, ხოლო მესამე მათგან განსხვავებულია ($a=b \neq c$). კუთხეები α და β ტოლია და უდრის 90° , ხოლო $\gamma=120^\circ$.

4. ტრიგონალური ანუ რომბოედრული სისტემა. ელემენტარულ უჯრედს აქვს სამი არატოლი პარამეტრი ($a \neq b \neq c$), რომლებიც განლაგებულია ერთმანეთის მიმართ იმკვარად, რომ კუთხეები მათ შორის არ არის მართი ($\alpha=\beta=\gamma \neq 90^\circ$).

5. რომბული სისტემა. მესრის სამივე პარამეტრი ერთმანეთის მართობულია და სიდიდით განსხვავდება ერთმანეთისაგან ($a \neq b \neq c$; $\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$).



ნახ. 2 77. სწორი პოლოედრული კრისტალური კლასის კრისტალური ფორმები. ა. კუბი, ბ. რომბოდეკაედრი, გ. ოქტაედრი, დ. პირამიდული კუბი, ე. ტეტრაგონ-ტრიოქტაედრი, ვ. პირამიდული ოქტაედრი, კ. პენტაკის-ოქტაედრი.

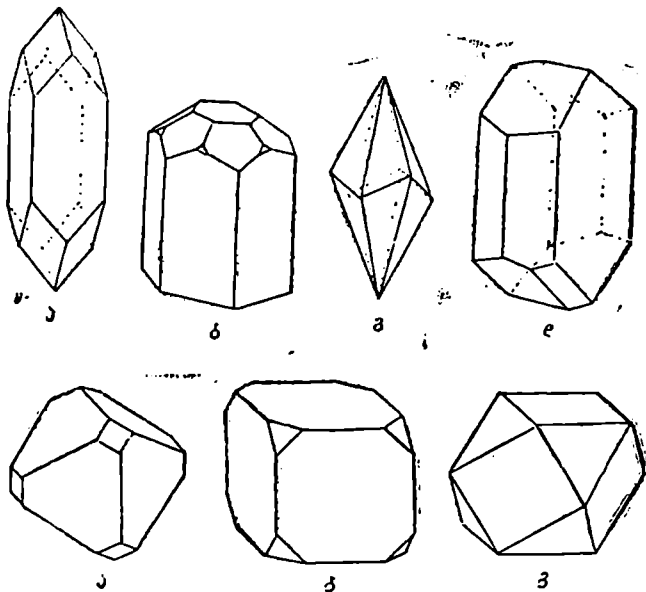
6. მონოკლინური სისტემა. მესრის სამივე პარამეტრი სიდიდით ერთმანეთისაგან განსხვავებულია ($a \neq b \neq c$); ორი კუთხე მართია, ხოლო მესამე განსხვავებულია მართისაგან ($\alpha = \gamma = 90^\circ$, $\beta \neq 90^\circ$).

7. ტრიკლინური სისტემა. მესრის პარამეტრები და კუთხეები ერთმანეთისაგან განსხვავებულია, არცერთი კუთხე მართი აო არის ($a \neq b \neq c$; $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$).

7. კრისტალები ფორმები. თითოეული კლასის ქკრისტალებს უპასუხებს სხვადასხვა ფორმები. კუბური სისტემის პოლოედრული კლასის კრისტალებისათვის დანახასიათებელია კუბი, რომბოდეკაედრი, ოქტაედრი, პირამიდული კუბი, ტეტრაგონ-ტრიოქტაედრი, პირამიდული ოქტაედრი და პენტაკის-ოქტაედრი 148 წახნავიანი). ეს ფორმები გამოსახულია ქვემოთ ნახაზზე (ნახ. 2.77).

მომდევნო ნახაზზე (ნახ. 2.78) გამოსახულია კუბისა და ოქ-

1 პოლოედრული გამოსახვს კრისტალების სრულწახნავიან კლასებს.

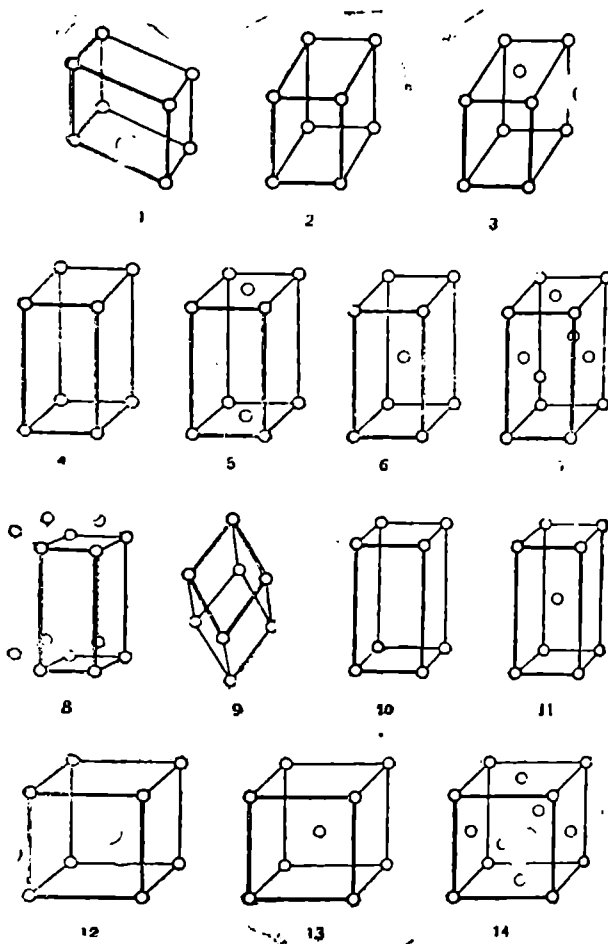


ნახ. 278. ოქტაედრისა და კუბის შეხამება (ა, ბ, გ) და სხვადასხვა კრისტალური სისტემების კრისტალური ფორმების შეხამების მაგალითები (დ, ე, ვ, ზ)
 ა. სკარბოზს ოქტაედრი, ბ. სკარბოზს კუბი, გ. ორფე ფორმა წონასწორობაშია.

ტაედრის კომბინაციები. სამივე გამოსახულ კრისტალს ერთი და იგივე წახნაგები აქვს, მათი ფორმა კი სხვადასხვაგვარია, ხოლო კუთხეები მუდმივი სიდიდის არის.

აქ ნაჩვენებია სხვადასხვა კრისტალური სისტემების კრისტალური ფორმების შეხამების მაგალითები: ა. ტეტრაგონალური, ბ. ჰექსაგონალური, გ. ტრიგონალური, დ. მონოკლინური.

პაიუს თეორია განავითარა ბრავემ. ბრავე გამომდინარეობდა ელემენტარული უჯრედის პარამეტრების ტოლობისა და უტოლობის პირობიდან და აგრეთვე მათ შორის კუთხეების სიდიდიდან და შედეგად მიიღო სივრცითი შესერი თითოეული კრისტალური სისტემისათვის. ამას ჭარდა ბრავემ ნათელყო, რომ მარტივი სივრცითი მესრები იმგვარად შეიძლება ერთმანეთში ჩაესვათ, რომ კვანძების განურჩევლობის გამო მივიღოთ რთული მესერი. მაგალითად, თუ ერთ კუბურ მესერში ჩავუკაშო მეორეს იმგვარად, რომ მეორე მესერის ყოველი კვანძი პირველის ელემენტარული უჯრედის ცენტრში განლაგდეს,



ნახ. 2.79. ბრევს 14 შესერი:

1. ტრიკლინური, 2. მონოკლინური შარტევი, 3. მონოკლინური ფუძედაცენტრებული, 4. რომბული პრიმიტიული, 5. რომბული ფუძედაცენტრებული, 6. რომბული მოცულობადაცენტრებული, 7. რომბული წახნაგდაცენტრებული, 8. ჰექსაგონალური, 9. რომბოედრული, 10. ტეტრაგონალური პრიმიტიული, 11. ტეტრაგონალური მოცულობადაცენტრებული, 12. კუბური პრიმიტიული, 13. კუბური მოცულობადაცენტრებული, 14. კუბური წახნაგდაცენტრებული.

მივიღებთ მოცულობადაცენტრებულ კუბურ კრისტალს. მსგავსი მოქმედებით შეიძლება მივიღოთ წახნაგდაცენტრებული კუბური სისტემის

მესერი და ა. შ. 2.79 ნაღვზე გამოსახულია ბრავეს 14 მესრის სქემა

ბუნებრივია, რომ სივრცით მესერს უნდა ახასიათებდეს სიმეტრია. სიმეტრიის ახალი ელემენტების შემოტანის შედეგად ე. ს. ფედლოროვმა ნათელყო, რომ შესაძლოა სიმეტრიის 230 სივრცითი ჯგუფის არსებობა, რომელიც განაწილებულია 32 კლასის სახით.

8. იზომორფიზმი და პოლიმორფიზმი. იზომორფიზმის მოვლენა აღმოაჩინა მიტჩერლიხმა (1819) KH_2PO_4 , KH_2AsO_4 და NH_4HPO_4 -ის კრიტალების მაგალითზე. მან დაადგინა, რომ ქიმიურად მსგავსი შემცველობის ნაერთები ერთნაირ კრისტალურ ფორმაში კრისტალდება, ასეთ ნაერთებს მიტჩერლიხმა „იზომორფული“ ფორმები უწოდა. შემდეგში გამოირკვა, რომ ზოგიერთი მათგანი, მაგრამ არა ყველა იზომორფული ნაერთის წყალხსნარებიდან შერეული კრისტალები წიილება, რასაც ვანტ-ჰოფმა „მყარი ხსნარები“ უწოდა. ამის მაგალითია ალუმინის, რკინის, და ქრომის შაბები, რომელთა ნარევიდან აღვილად მიიღება მყარი ხსნარები, რისთვისაც საკმარისია მათი წყალში გახსნა და შემდეგ კრისტალების ჩვეულებრივი გზით გამოყოფა.

მყარი ხსნარების მიღების აუცილებელი პირობაა ნაერთში შემავალი სტრუქტურული ერთეულების რადიუსების სიახლოვე. შეიძლება ავიღოთ აჯასანების კრისტალპიდრატები, მაგალითად, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ან ამავე მეტალების კარბონატები FeCO_3 , ZnCO_3 , MgCO_3 , რომლებიც ერთნაირ იზომორფულ ჯგუფს წარმოადგენს. მათ (კარბონატების) რომბულ კრისტალებს აქვს ერთნაირი კუთხე (103°).

ზოგი მარტილი მალალ ტემპერატურაზე წარმოქმნის მყარ ხსნარს, მაგრამ გაცივებისას ასეთი მყარი ხსნარი იშლება და ოთახის ტემპერატურაზე ისინი ერთმანეთს აღარ ერევა. ამის მაგალითია ნ. კურნაკოვის მიერ შესწავლილი NaCl-KCl -ის მყარი ხსნარი.

ბუნებრივია, რომ მყარი ხსნარების თვისებები დამოკიდებულია სუფთა კომპონენტების თვისებებზე და მათ ფარდობით შემცველობაზე მყარ ხსნარში. ამრიგად, ცნება იზომორფიზმი მოიცავს ორ პირობას: 1. მსგავსი შედგენილობის ნივთიერებების მსგავს ფორმებში დაკრისტალების უნარს და 2. ცვლადი შედგენილობის მყარი ხსნარების წარმოქმნის უნარს.

ხმარებაში არსებული ტერმინები „ალოტროპია“ და „პოლიმორფიზმი“ გამოსახავს ნივთიერების სხვადასხვა კრისტალურ ფორმებში არსებობის უნარს. პირველი განეკუთვნება მარტივ ნივთიერებებს მისი აგრეგატული მდგომარეობისაგან დამოუკიდებლად (O_2 , O_3 , ლმასი და გრაფიტი და ა. შ.). მეორე კი ასახავს მყარი მდგომარეობის ფორმებს, განურჩევლად იმისა, მარტივია განსახილველი ნივთიერება თუ

რთული. მაგალითად, პოლიმორფულია თეთრი კალა (α -Sn) და რუხი კალა (β -Sn) ან α -Fe და γ -Fe. ტუტე მეტალების დაბალტემპერატურული მოდიფიკაციები წახნაგ დაცენტრებულ კუბურ კრისტალებს წარმოქმნის (კოორდინაციული რიცხვით 12), ხოლო მაღალტემპერატურული მოდიფიკაციები (მოცულობადაცენტრებული მოდიფიკაციები) კუბებია (კოორდინაციული რიცხვით 8).

თუ გაცხელებისას მეტალის სტრუქტურა ფაშარი ხდება, შეიძლება ისეთი პოლიმორფული მოდიფიკაციის წარმოქმნა, რომლის კოორდინაციული რიცხვი არის 6 და 4.

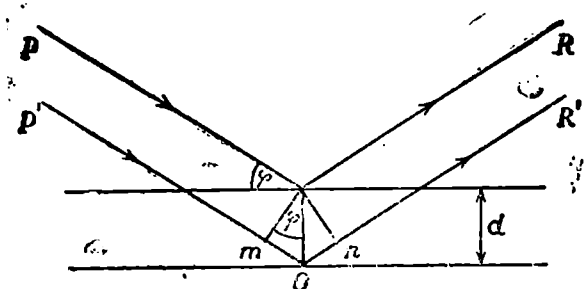
პოლიმორფული მოდიფიკაციები აღინიშნება ბერძნული ასოებით α , β , γ , δ და ϵ . შ., სადაც α ყველაზე დაბალტემპერატურული მოდიფიკაცია მკიდრო წყობით ხასიათდება. გაცხელებისას კრისტალებში იზრდება მოუწყვსრიგებლობა და ენტროპიის გადიდებისას ახალი პოლიმორფული სახეები ჩნდება. მაგალითად, Al_2O_3 9 პოლიმორფული სახით არსებობს. პოლიმორფული მოდიფიკაციების ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები პერიოდულად იცვლება ელემენტის რიგობრივ რიცხვთან დაკავშირებით.

9. კრისტალების სტრუქტურის კვლევის მეთოდები. რენტგენის სხივის ტალღის სიგრძე ისეთივე რიგისაა, როგორც მანძილი ატომებს შორის კრისტალში. ამიტომ კრისტალები წარმოადგენენ რენტგენის სხივების მიმართ ბუნებრივ, სამზანზომილებიან დიფრაქციულ მესერს, სადაც დიფრაქციის ცენტრებს წარმოადგენს სიბრტყეთა გადაკვეთის კვანძებში განლაგებული ატომები ან იონები.

ამორფული სხეულის მსგავსად უწყვეტივით რომ ყოფილიყო განლაგებული ატომები კრისტალში, რენტგენის სხივებით გაშუქებისას მიიღებოდა ყოველმხრივი განბნევა. რადგან კრისტალში ატომები ზუსტი კანონების მიხედვითაა განლაგებული, ამიტომ რენტგენის სხივები მასში გარკვეული კუთხით შექრისას აირეკლება პარალელურ სიბრტყეებზე განლაგებული ატომებიდან და მიიღება წესიერი დიფრაქციული სურათი. რენტგენის სხივის დაცემის კუთხე, რომლის დროსაც მიიღება არეკლევა, დამოკიდებულია სხივის ტალღის სიგრძეზე. აღნიშნული პირობა გამოისახება განტოლებით:

$$n\lambda = 2d \sin \varphi.$$

ეს განტოლება შეიძლება შემდეგი მსჯელობით მივიღოთ: ყოველი კრისტალი შეიძლება განვიხილოთ როგორც პარალელური სიბრტყეების სისტემა, სადაც განლაგებულია ატომები (ნახ. 2.80). მანძილი სიბრტყეებს შორის შეესაბამება ატომებს შორის მანძილს ორ პარალელურ სიბრტყეზე. აქვე აღვნიშნავთ, რომ სიბრტყეთა გადაკვეთის წერტილები, სადაც განლაგებულია სტრუქტურული ელემენტები (ატომები, იონები თუ მოლეკულები), წარმოადგენს მესე-



ნახ. 2.80. რეტგენის სხივების არეკლვა.

რის კვანძებს, ხოლო ელემენტარული უჯრედიც სტრუქტურულ ელემენტაჲ ის მინიმალური რაოდენობა, რომელიც განლაგებულია იმავე წესით, როგორითაც აგებულია თვით შესერი. ტალღური თეორიით არეკლვა მოხდება მაშინ, როცა ორი სხივის (PR და P'R') შიერ გაფლელი მანძილის სხვაობა $(mO + On)$ უდრის ტალღის სიგრძეს λ ან $n\lambda$ -ს, სადაც n მთელი რიცხვია. ნახაზიდან ჩანს, რომ $mO = d \sin \alpha$, ხოლო, რადგანაც $mO = On$, ამიტომ მათი ჯამი $mO + On = 2d \sin \alpha$, არეკლების პირობის თანახმად კი

$$n\lambda = 2d \sin \alpha.$$

მიღებული ლიფრაქციული ვულფ-ბრეგის ფორმულა საფუძვლად უდევს კრისტალების რენტგენსტრუქტურულ ანალიზს. ამავე ფორმულით მოხერხდა რენტგენის სხივების სპექტრის ტალღის სიგრძეების გაზომვა, თღონდ ამისათვის საჭიროა წინასწარ რაიმე კრისტალის შესერის პერიოდის d -ს ცოდნა. ეს უკანასკნელი გაინგარიშებულ იქნა ნატრიუმის ქლორიდისათვის შემდეგი, მეტად მარტივო მსჯელობის გზით: წარმოვიდგინოთ ნატრიუმის ქლორიდის მოლი ერთი კუბური კრისტალის სახით. მისი მოცულობა V იქნება M მოლეკულური მასის და ρ სიმკვრივის ფარდობის ტოლი: $V = \frac{M}{\rho}$. რადგან მოლი შეიცავს ნატრიუმისა და ქლორის $2N$ იონს, ამიტომ ყოველი ელემენტარული კუბის მოცულობა იქნება $\frac{M}{\rho \cdot 2N}$, ხოლო მისი წიბოს სიგრძე a , რომელიც ორ მოსაზღვრე იონს შორის მანძილს შეესაბამება, იქნება ამ ელემენტარული მოცულობის კუბური ფესვის ტოლი:

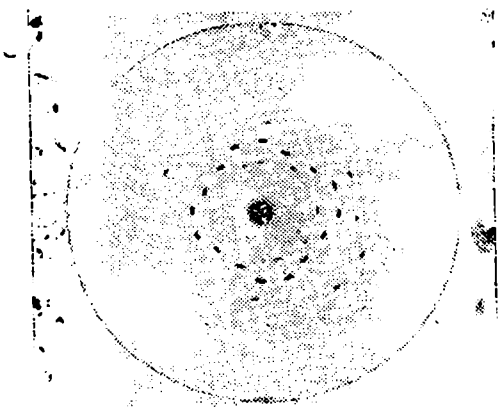
$$a = \sqrt[3]{\frac{M}{\rho \cdot 2N}} = \sqrt[3]{\frac{58,45}{2,161 \cdot 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}} = 2,82 \cdot 10^{-8} \text{ სმ.}$$

ნატრიუმის ქლორიდის კრისტალების დაზმარებით, რომელიც

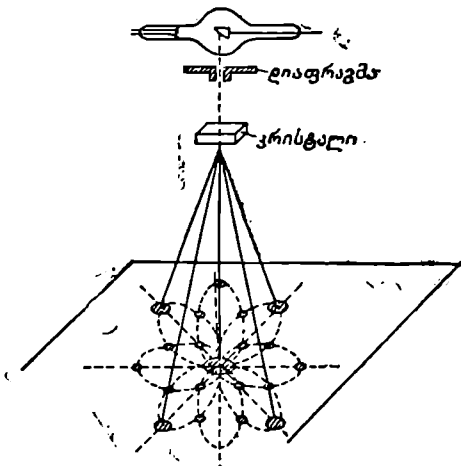
რენტგენსტრუქტურულ ანალიზში სტანდარტულ ნივთიერებას წარმოადგენს, ადვილად შეიძლება რენტგენის სპექტრების შესწავლა, კერძოდ, მათი ტალღის სიგრძის გაზომვა.

თუ რენტგენსტრუქტურული ანალიზისათვის გამოყენებული იქნება რენტგენის მილაკი სხვადასხვა სიგრძის ტალღის შემცველი გამოსხივებით, ე. ი. შერეული გამოსხივებით, მაშინ აირეკლება მხოლოდ იმ სიგრძის ტალღები, რომლებიც ზემო პირობას აკმაყოფილებს. ასეთია, არსებითად, ლაუეს მეთოდი (ნახ. 2.81), რომლის დახმარებით მიღებულია 2.82 ნახაზზე გამოსახული თუთიის სულფიდის ლაუეგრამა. აქვე შევნიშნავთ, რომ ლაუეს მეთოდი გამოიყენება მონოკრისტალის და განსაკუთრებით დაუწახანავებელი კრისტალური ნამსხვრევების ორიენტირებისათვის და მისი სიმეტრიის ელემენტების განსასაზღვრავად.

გაცილებით უფრო მოხერხებულია ბრეგის და ვულფის მეთოდი. ამ მეთოდით მონოკრისტალის წანწაგიდან არეკლილი მონოქრომატული სხივის ინტენსიუობა იზომება ფოტოგრაფიული გზით ან

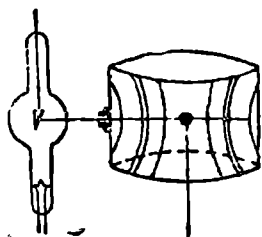


ნახ. 2.82. თუთიის სულფიდის კრისტალის ლაუეგრამა.



ნახ. 2.81. ლაუეს ცდების სქემა.

საიონიზაციო კამერის დახმარებით. საიონიზაციო კამერაში ათავსებენ დიდი მოლეკულური მანის გაზს, რომელიც ადვილად შთანთქავს რენტგენის სხივებს. მათი შთანთქმა იწვევს გაზის იონიზაციას, ხოლო იონიზაციის ხარისხი ელექტრომეტრით იზომება. გამოსაკვლევ მონო-



ნახ. 2.83. დეზაი-შერერის ფხვნილების მეთოდის სქემა.

კრისტალს ათავსებენ გონიომეტრზე, რიხაც აღვილად შეიპლტა იმ კუთხის განსაზღვრა, რომელიც აკმაყოფილებს დიფრაქციის ფორმულას.

ამჟამად რთული კრისტალური სტრუქტურების განიღვრისათვის გამოყენებულია თანამედროვე ელექტროგამომთვლელი მანქანები, რომელთა დახმარებით ხდება განოსაცვლელი კრისტალის შესწავლით მიღებული ინფორმაციის — კრისტალისაგან არეკლილი რენტგენის სხივების ინტენსიურობის სათანადო დამუშავება.

ბრეგ-ვეულფის მეთოდის საფუძველზე შემუშავებულ იქნა მბრუნავი კრისტალის რენტგენული ანალიზის მეთოდი. მბრუნავი კრისტალის მეთოდით მიღებული რენტგენოგრაფიის (ბრუნვის რენტგენოგრაფიის) დახმარებით შესაძლებელია მესრის პარამეტრების განსაზღვრა.

ბრეგ-ვეულფის მეთოდის გამოყენება შეიძლება მხოლოდ მონოკრისტალების მიმართ. მრავალ შემთხვევაში ძეულია მონოკრისტალის მიღება და რადგან მრავალი ნივთიერება ხელოვნურადაა მიღებული და ბუნებაში არსებული პოლიკრისტალების სახითაა, ამიტომ დეზაისა და შერერის მიერ შემუშავებულ იქნა ფხვნილების მეთოდი (პოლიკრისტალების მეთოდი) (ნახ. 2.83). დაფხვნილი კრისტალური ნივთიერება, სადაც მცირე ზომის კრისტალები სულ სხვადასხვა მიმართულებითაა განლაგებული, რენტგენის სხივებით გაშუქებისას წარმოქმნის დიფრაქციულ რგოლებს, რომელთა მიხედვით გაიანგარიშებენ კრისტალში სიბრტყეთა შორის მანძილს. ამ მეთოდით სარგებლობისას მამართავენ რენტგენის დავანასიათებელ სპექტრს, რომლის ტალღის სიგრძე წინასწარ ცნობილია. დეზაეგრამის მაგალითი გამოსახულია 2.84 სურათზე.

ჩამოთვლილი მეთოდებიდან შედარებით ფხვნილების მეთოდი ყველაზე მარტივია, მაგრამ დეზაეგრამის გაშიფვრა, როგორც წესი,



ნახ. 2.84. დეზაეგრამა.

უფრო რთულია. ზოგიერთი ტიპის კრისტალისათვის სტრუქტურის დადგენა ამ მეთოდით საერთოდ შეუძლებელია (ფხვნილების მეთოდით ზოგჯერ სარგებლობენ მაღალი კატეგორიის კრისტალების სტრუქტურების დასადგენად).

საერთოდ, ფხვნილების მეთოდი არ არის კრისტალის სტრუქტურის დასადგენად გამოყენებული, ის უფრო გამოყენებულია ნივთიერების იდენტიფიკაციისათვის და რენტგენოფაზური ანალიზისათვის. ამ მეთოდის დახმარებით შესაძლებელია უფრო სწრაფად, ვიდრე ქიმიური ანალიზის მეთოდით, დავადგინოთ რთული სისტემის შედგენილობა.

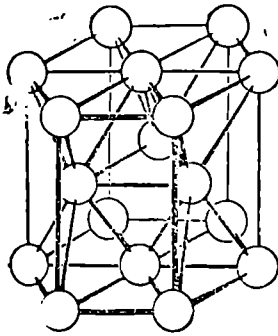
კრისტალების სტრუქტურის დასადგენად გამოყენებულია აგრეთვე ელექტრონოგრაფია. როგორც ცნობილია, რომელიმე ნივთიერებით ელექტრონების ნაკადის შეკავება უფრო ძლიერია, ვიდრე რენტგენის სხივებისა. ამიტომ ელექტრონოგრაფიული მეთოდით მყარი ნივთიერების კვლევისას იყენებენ ძლიერ თხელ ფენას ან კიდეც ზღბა ელექტრონების დიფრაქცია მათი ზედაპირიდან არეკლისას. ამრიგად, ელექტრონოგრაფია ფართოდ გამოიყენება თხელი ზედაპირული ფენების სტრუქტურის შესასწავლად.

კრისტალების სტრუქტურის გამოკვლევის კიდეც ერთი მეთოდი ნეიტრონოგრაფია დამყარებულია ნეიტრონების დიფრაქციაზე. აღნიშნული მეთოდი საშუალებას იძლევა განსაზღვრულ იქნეს ისეთი მსუბუქი ატომების (განსაკუთრებით წყალბადის) ადგილმდებარეობა მძიმე ატომების თანაობისას, რომელიც რენტგენსტრუქტურული ანალიზის მეთოდით არ ხერხდება. გარდა ამისა, შესაძლებელია ისეთი ელემენტების ატომების გარჩევა, რომელთაც მცირედ განსხვავებული რიგობრივი რიცხვი აქვს.

10. კრისტალური მესერის ტიპები. ნივთიერების კრისტალური მდგომარეობა და თვისებები ნაწილაკების ურთიეთქმედების შედეგია ამიტომ, ბუნებრივია, რომ მესერების კლასიფიკაციას საფუძვლად დაედო ნაწილაკების ქიმიური ბმის ხასიათი. საკითხის ამგვარად დაყენება მიგვიყვანს იმ დასკვნამდე, რომ ნაწილაკებს შორის მოქმედი ძალების მიხედვით არსებული კრისტალური მესერები ძირითადად ოთხ ტიპამდე შეიძლება დავიყვანოთ. ასეთია: მეტალური, ვალენტური, იონური და მოლეკულური კრისტალური მესერი.

მეტალური მესერი. პერიოდული სისტემის ასხუთი ელემენტიდან ოთხმოცდასამი წარმოადგენს მეტალებს. მათთვის ძირითადად დამახასიათებელია კუბური და ჰექსაგონალური მესერი.

მეტალების სივრცითი მესერის კვანძებში განლაგებულია ერთმანეთთან მჭიდროდ შეკავშირებული იონები. ამ იონებისაგან შემდ-



ნახ. 2. 85. მეტალური მავნიუ-
ში (პექსაგონალური შვიდრო
წყობა).

რობას, დიდ სითბოგამტარობას, ბზინვარებას, ჭედადობას და სხვ. ატომების რადიუსები რიგობრივი რიცხვის პერიოდულ ფუნქციას წარმოადგენს. მეტალების ატომების შეჭიდულობის ძალების სა-
ზომად შეიძლება მივიჩნიოთ მათი სუბლიმაციის სითბო, ე. ი. ის ენერგია, რომელიც საჭიროა ერთი მოლი ნივთიერების აიჩად ატომებად დასაშლელად. სუბლიმაციის სითბო ადვილად გამოითვ-
ლება ტრუტონის წესის მიხედვით

$$L = 0,0235 T,$$

სადაც T , არის დუდილის აბსოლუტური ტემპერატურა.

50-ე ცხრილში თავმოყრილია მეტალების სუბლიმაციის სით-
ბოს მნიშვნელობები.

ცხრილი 50

ერთატომიანი მეტალების სუბლიმაციის ენერგია კჯ/მოლ

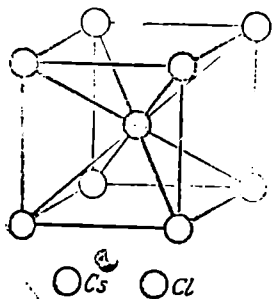
ერთვალენტოვანი	ორვალენტოვანი	სამვალენტოვანი
Li 36,6 Cu 6,5	Be 23,6 Zn 25,1	Al 10,5 Ga 220
Na 18,2 Ag 6,2	Mg 14,6 Cd 35,1	Sc Jn 35,1
K 27,7 Au 8,5	Ca 4,0 Hg 74,5	U Tl 72
Rb 50,2	Sr 13,3	La 230
Cs 79,5	Ba 25,1	
ოთხვალენტოვანი	ხუთვალენტოვანი	გარდამავალი მეტალები
Ti 197,8 Ge 37,2	As 117	V 224 Nb 45 Ta 58,5
Zr 171,5 Sn 54,8	Sb 16,3	Cr 108 Mo 21 W 20,5
Hf 134,3 Pb 82,8	Bi 598	Mn (6,96 Ru 32 Re 79
Th 75,3		α -Fe 36 Rh 18 Os 37,2
		α -Cl 25 Pd 43 } Zr 20,9
		Ni 50 Pt 41

ცხრილის მონაცემებიდან ჩანს: 1. ტუტე მეტალები ერთი სავა-
ლენტო ელექტრონით იჩენენ სუბლიმაციის ყველაზე მცირე სით-
ბოს, 2. თანაქვეჯგუფის ელემენტების სუბლიმაციის სითბო აღე-
მატება შთავარი ქვეჯგუფისას შეესებულები d -გარსის გამო, 3. სუბ-
ლიმაციის სითბო ყველაზე დიდ მნიშვნელობას აღწევს გარდამავალი
ელემენტების შემთხვევაში, ეს ელემენტები ხასიათდება შეუესებელი
ელექტრონული გარსით. ცხრილიდან ჩანს, რომ d -ელექტრონების
არმქონე ან გარსშეუესებელი d -ელექტრონების შემცველი ელემენტე-
ბის სუბლიმაციის სითბო მარტივად იცვლება, ხოლო ელემენტები
გარსშეუესებელი d -ელექტრონებით, ანუ გარდამავალი ელემენტები,
ამ მხრივ, გაცილებით უფრო რთულ კანონზომიერებს იჩენენ.

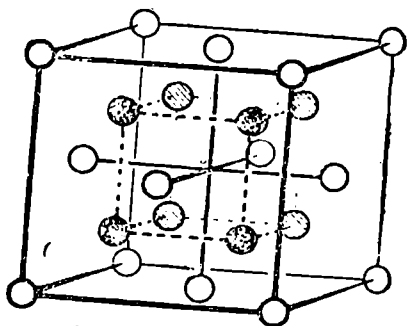
ჩვეულებრივი წნევის პირობებში ალოტროპია უფრო დამახასია-
თებელია გარდამავალი ელემენტებისათვის. ყველაზე დიდი ატომური
ელექტროგამტარობა ახასიათებს ტუტე მეტალებს, ხოლო ყველაზე
დიდი კუთრი ელექტროგამტარობა აქვს სპილენძს, ვერცხლს და ოქ-
როს. მეტალის ვალენტოვნების გადიდებისას მსუბუქი მეტალების
ელექტროგამტარობა იზრდება და მძიმე მეტალების შემთხვევაში
მცირდება. d -გარსის შეესებისას ელემენტის ატომური ელექტრო-
გამტარობა ეცემა.

იონური მესერი. იონური მესერი დამახასიათებელია იონური
ნაერთებისათვის, რომელთა ტიპური წარმომადგენელია ნატრიუმის
ქლორიდი. ამ ტიპის მესერი წარმოქმნილია წესიერი მიმდევრობით
განლაგებული დადებითი და უარყოფითი იონებით. იონების მიმდევ-
რული წყობა კრისტალურ მესერში იმით აიხსნება, რომ დადებითი
და უარყოფითი იონები დიდ მანძილზე იზიდავენ ერთმანეთს, მცირე
მანძილზე კი მათ შორის აღიძვრება განზიდვა. ამიტომ იონები დაცი-
ლებული არიან ერთმანეთისაგან წონასწორული მანძილით, რომელ-
ზედაც მიზიდვის და განზიდვის ძალები ერთმანეთის ტოლია. ამ ტიპის
ნაერთები (NaCl, KCl, KBr, AgCl, AgBr და სხვ.) ქმნიან წახნაგდა-
ცენტრებულ კუბს, რომლის კვანძებში ქაღრაკის დაფის წესით მიმდევ-
რულად არიან განლაგებული დადებითი და უარყოფითი იონები.
ყოველი იონის ირგვლივ საპირისპირო ნიშნის 6 იონია. ეს რიცხვი,
კრისტალურ მესერში განლაგებული იონების კოორდინაციული რიც-
ხვია.

თუ ელემენტარული კუბის წვერობებში განლაგებული იქნება ერთი
ნიშნის იონები, ხოლო ცენტრებში — მოპირდაპირე ნიშნისა, მივიღებთ
დაცენტრებულ კუბურ მესერს, დამახასიათებელს CsCl, CsBr, CsI,
HCl და სხვა ნაერთებისათვის. ამ სახის მესერში ყოველი იონის
ირგვლივ მოპირდაპირე მუხტის 8 იონი იქნება განლაგებული (ნახ. 2.86).



ნ.ს. 2.86. სიკრტე-ცენტრებული კუბური მესერი (CsCl).



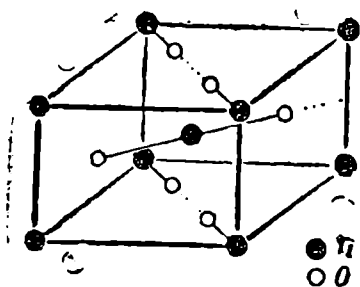
ნ.ს. 2.87. CaF_2 -ის კრისტალური მესერი.

შედარებით რთული ტერნარული (AB_2) ტიპის კრისტალური მესერი, სადაც A იონის ირგვლივ 8B იონია განლაგებული, ხოლო თითო B იონს ახლავს 4 იონი; ასეთია CaF_2 , SrF_2 , BaF_2 , TiO_2 , ZrO_2 , UO_2 და სხვ.; (ნახ. 2.87 და 2.88).

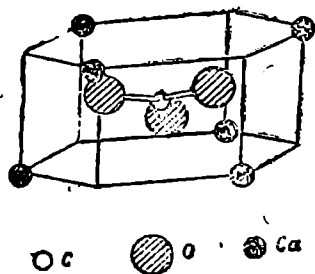
განსაკუთრებით რთული აღნაგობა ეხსიათებს კომპლექსური ნაერთების კრისტალურ მესერს.

რადგან იონურ კრისტალებში ყველა იონი ურთიერთდაკავშირებულია, ამიტომ ამ ტიპის ნაერთების მიმართ ცნება მოლეკულების შესაბამის კარგავს თავის ძირითად მნიშვნელობას (მაგალითად, NaCl -ის შექთავევაში მოლეკულა მხოლოდ აირად მდგომარეობაში შეიძლება ვიქონიოს) და თითოეული კრისტალი უნდა განვიხილოთ როგორც ერთი ფიზიკური მოლეკულა.

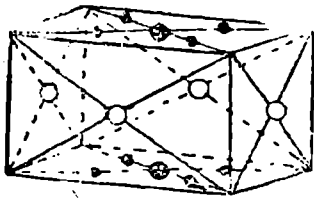
იონური მესერია მქონე ნაერთების თვისებები განპირობებულია იონური ბიძი. იონური ნაერთები ამჟღავნებენ დნობის და დუღილის მაღალ ტემპერატურას, დიდ სიმკვრივეს და ნაკლებ აქროლადობას. ამ ნაერთების იონური აღნაგობით აიხსნება აგრეთვე მათი წყალხსნა-



ნ.ს. 2.88. TiO_2 -ის კრისტალური მესერი.

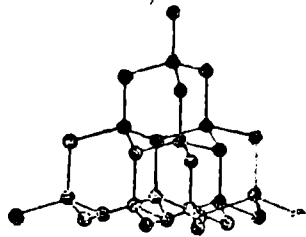


ნ.ს. 2.89. CaCO_3 -ის კრისტალური მესერი.



O: \odot Pt \otimes Cl

ნახ. 2.90. K_2PtCl_6 -ს კრისტალური მესერი.



ნახ. 2.91. ალმასის მესერი.

რების (ძლიერი ელექტროლიტების) დიდი ელექტროგამტარობა. კალციუმკარბონატი რთულ კრისტალებს ეკუთვნის. სტრუქტურული ერთეულები CO_3^{2-} -ჰექსაგონალური უჯრედის ცენტრშია განლაგებული, რომლის ირგვლივ ექვსი კალციუმ-იონია (ნახ. 2.89).

რთული აღნაგობა აქვს აგრეთვე K_2PtCl_6 -ს, რომლის მესერში ქლორიონები პლატინის იონის ირგვლივ ერთ სიბრტყეში არიან განლაგებული (ნახ.2.90)

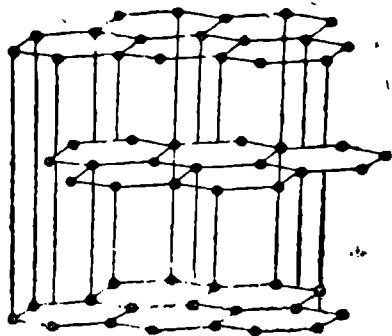
ატომური მესერი. ატომური სივრცითი მესერის კვანძებში განლაგებულია კოვალენტური ბმით შეკავშირებული ელექტრონეიტრალური ატომები. ამ სახის ნაერთების თვალსაჩინო მაგალითს წარმოადგენს ალმასი, რომლის კრისტალებში ყოველი ატომის ირგვლივ ტეტრაედრის წვეროებზე განლაგებულია ნახშირბადის თითო ატომი (ნახ. 2.91).

ამიტომ ნახშირბადის ბმის კუთხე ალმასში არის $109^{\circ}28'$. ვალენტონების ეს მიმართულება თავს იჩენს ნახშირბადის სხვა ნაერთებშიც. ალმასის დიდი სიმაგრე აიხსნება კოვალენტური ბმის დიდი ენერგიით. ალმასის მესერი არ წარმოადგენს ნახშირბად-ატომების მკიდრო წყობას. მკიდრო წყობა გამოიწვევდა სავალენტო კუთხეების შეცვლას, ამას კი მოჰყვებოდა ბმის ენერგიის შემცირება.

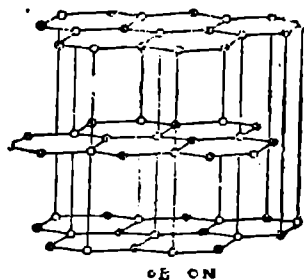
C—C მანძილი ალმასში უდრის 154 პმ-ს. იგივე მანძილი გვხვდება ორგანულ ნაერთებში მარტივი C—C ბმის შემთხვევაში.

ნახშირბადის ყველაზე მდგრადი ფორმა არის გრაფიტი. გრაფიტის მესერში ატომები შრეებადაა განლაგებული (ნახ. 2.92). ყოველ შრეში ნახშირბადის ატომები ვალენტური ბმებითაა შეკავშირებული ერთმანეთთან (მანძილი 142 პმ), ხოლო შრეები კი ვან-დერ-ვაალსის ძალებით (მანძილი 371 პმ).

კრისტალურ მესერში ატომთა ასეთი წყობის გამო შრეების გადასაცვლება ერთმანეთის მიმართ ადვილად ხდება. ამით აიხსნება გრა-



ნახ. 2.52 გრაფიტის მესერი



ნახ. 2.93. ბორის ნიტრიდის მესერი.

ფიტის სრიალის უნარი, რის გამო ის გამოიყენება საპოხი მასალები-სა და ფანქრების გულას მოსამზადებლად.

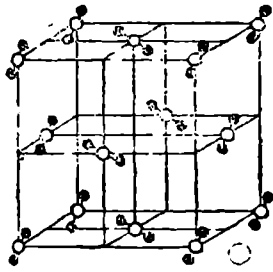
„ამორფული ნახშირბადი“ შედგება გრაფიტის სტრუქტურის მქონე მიკროკრისტალებისაგან. მაგალითად, ქვარტლში კრისტალების ზომა განისაზღვრება 200—400 ატომით.

ატომურ მესერებს მიაკუთვნებენ აგრეთვე გრაფიტის მსგავსად აგებულ ბორინტრიდს (ნახ. 2.93), სილიციუმის (IV) ოქსიდს, სილიციუმის კარბიდს

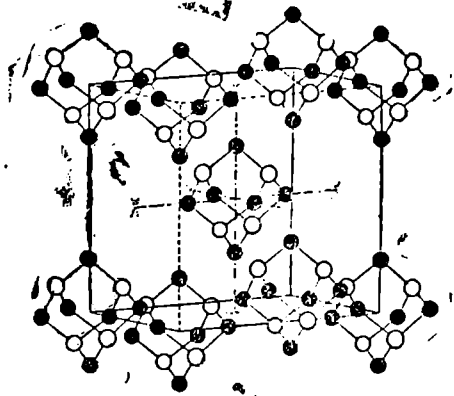
მოლეკულური მესერი. მოლეკულური მესერი არსებითად განსხვავდება იონურისა და ატომური მესერებისაგან. მოლეკულური მესერის კვანძებში განლაგებულია მოლეკულები, რომლებიც ერთმანეთთან დაკავშირებულია არა ელექტროვალენტური ან კოვალენტური, არამედ ვან-დერ-ვაალსისეული სუსტი ძალებით. ამით აიხსნება, რომ მოლეკულური მესერის კრისტალები მყიფეა, მსხვრევადი და ადვილად აქროლადი. მოლეკულური მესერის მაგალითებია: მყარი ნახშირბადის (IV) ოქსიდი, ნაფტალინი, ჟანგბადის კრისტალები, ყინული, იოდი, პარაფინი, უროტროპინი (ნახ. 2.94, 2,95) და სხვ.

მყარი ნეონი, არგონი, კრიპტონი და ქსენონი წარმოქმნიან კრისტალებს, რომლებშიც ატომებს შორის დისპერსიული ძალები მოქმედებენ.

მყარი აზოტისა და ჟანგბადის კრისტალური მესერის კვანძებში განლაგებულია მოლეკულები, რომლებიც აგრეთვე დისპერსიული ძალებით არიან შეკავშირებული ერთმანეთთან. ამით აიხსნება, რომ აღნიშნული ნივთიერებები მხოლოდ დაბალ ტემპერატურებზე გადადიან მყარ მდგომარეობაში.



ნახ. 2.94. CO₂-ის შესერი.



ნახ. 2.95. ჰექსაგონოლენეტრამინი (უროტრაპინი).

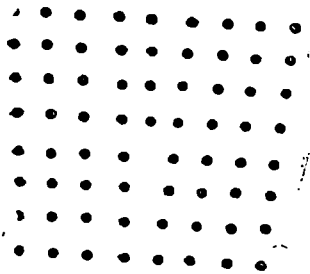
მოლეკულური შესერისათვის არსებითია მოლეკულების სიდიდე და მისი ფორმა.

რენტგენსტრუქტურულმა ანალიზმა დაადასტურა ორგანული ქიმიის მდიდარი ფაქტიური მასალიდან მანამდე გამოტანილი მრავალი დასკვნა. ასეთია ცხიმოვანი მწკრივის ნაერთთა ტეტრაედრული სტრუქტურა, ბენზოლის რგოლური ბრტყელი კონფიგურაცია, გახსნილი ჯაპვის ცხიმოვანი მჟავეების მოლეკულებში ნახშირბადის ატომების ზიგზაგური წყობა და ა. შ.

უკანასკნელ წლებში მაღალმოლეკულური ნაერთების რენტგენსტრუქტურულმა ანალიზმა ცხადყო ნერვების, კუნთების, აბრეშუმისა და მსგავსი სისტემების სტრუქტურა, განპირობებული მათში ორიენტირებული, ვან-დერ-ვალსის ძალებით შეკავშირებული გრძელი მოლეკულებით.

კრისტალებში ქიმიური ბმის სახესხვაობებთანაა რაოდენობა უფრო მეტია ვიდრე მოლეკულებში. ატომური და იონური ბმის გარდა კრისტალებში ვხვდებით მოლეკულათშორის, მეტალურს, იონ-დიპოლურს და წყალბადურ ბმას. ამას გარდა კრისტალებში ქიმიური ბმის მთელი რიგი გარდამავალი ფორმებია, სადაც თავს იჩენს სხვადასხვა ტიპის ბმა. ამიტომ ახასიათებენ კრისტალებს ბმის ტაპის მიხედვით.

იონ-დიპოლური ტიპის ბმა თავს იჩენს კრისტალებში, როცა მათ შედგენილობაში შედის არა ძლიერ პოლარული მოლეკულები, რომლებსაც წყალბადური ბმის წარმოქმნის უნარი გააჩნიათ. ასეთია წყლის მოლეკულები, რომლებიც კრისტალპიკრატებს წარმოქმნიან. წყლის მოლეკულები კატიონებს უკავშირდება იონ-დიპოლური ძალების ურთიერთქმედებით, ანიონებს კი წყალბადური ბმით. ზოგ შემთ-



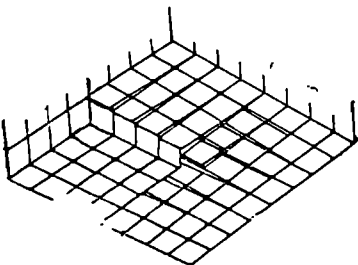
ნახ. 2. 96. კუბური დისლოკაცია.

ხვევაში წყლის მოლეკულე არ არიან შეკავშირებული არცერთ ... ნთან, არამედ პოლარიზაციული უ ... იერთქმედების გამო განლაგებულ ... არიან იონთა შრეებს შორის. ასეთ საერთებში წყალი არასტექიომეტრული თანაფარდობით შედის (მაგალითად, ცეოლითები).

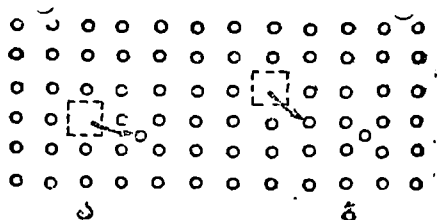
11. კრისტალური მესერის დეფექტები და მინარევები. საყოველთაოდ ცნობილია კრისტალური მდგომარეობისა თვის დამახასიათებელი ატომების წესიერი და პერიოდული

დაჯგუფება რომელსაც რენტგენოსტრუქტურული ანალიზი ავლენს. სინამდვილეში რეალურ კრისტალში ყოველთვის გვხვდება დეფექტები, რის გამოც კრისტალები ჩვეულებრივად არ წარმოადგენენ წონასწორულ სისტემებს. დაკრიტალების პროცესების ნელა მიმდინარეობის გამო მასში რჩება სხვადასხვა დეფექტები, არაწონასწორული ფაზები, რომლებიც დაკრიტალებისას წარმოიქმნება. მყარი მეტალები, როგორც წესი, შედგება მარცვლებისაგან. დაკრიტალება მიმდინარეობს კრისტალიზაციის ცენტრების ირგვლივ. ამ სხვადასხვაგვარად ორიენტირებულ მარცვლებს შორის მიიღება საზღვარი. სადაც ერთი ორიენტაცია მეორეში გადადის. მათ საზღვრებზე თავს იყრის მინარევები, რომლის კონცენტრაცია ჩვეულებრივად მეტია, ვიდრე მარცვლებში. ეს მარცვლები არ წარმოადგენენ მონოკრისტალებს. თითოეული მარცვალის შედგება მცირე ზომის კრისტალური ბლოკებისაგან, რომელთა შორის საზღვრები ისე მკაფიოდ არ არის გამოსახული, როგორც მარცვლებს შორის.

რეალურ კრისტალში შესაძლოა დისლოკაციების არსებობა, რომლებიც კრისტალის ნაწილების გადანაცვლებით მიიღება ამა თუ იმ



ნახ. 2.97. ტრანსნიმბერი დისლოკაცია



ნახ. 2.98. ფრენკლის დეფექტები.

შიგა სიბრტყის მიმართ. ეს გადანაცვლება შესაძლოა ატომებს შორის მანძილის ნახევრის ტოლი ან მასზე მეტი იყოს. ამრიგად, დისლოკაციები შედარებით დიდ მანძილზე ცვლიან წყობას კრისტალურში. ამ სახის დეფექტები ყველაზე ხშირია მეტალების შემთხვევაში. კუთხური დისლოკაციის მაგალითების შინაარსი ნათლად ჩანს 2.96 და 2.97 ნახაზებიდან.

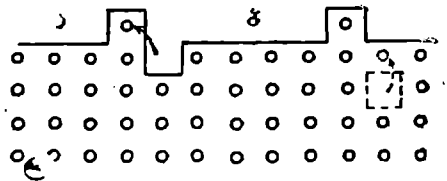
სხვა სახის დეფექტებიდან არსებითი მნიშვნელობა აქვს ორი სახის ფიზიკურ დეფექტებს. სიმარტივისათვის დაეუშვათ, რომ კრისტალური მეაერი ერთი სახის ატომებისაგან შედგება. სითბური მოძრაობის შედეგად ატომი შეიძლება კვანძებს შორის გადავიდეს. ასეთი დეფექტების წარმოქმნა, რომელსაც ფრენკლის დეფექტები ეწოდება, აქტივაციის ენერჯიას მოითხოვს. ატომის ამგვარ გადანაცვლებას ორი დეფექტის წარმოქმნა მოჰყვება (ნახ. 2.98). ეს დეფექტებია ატომი კვანძებს შორის და ვაკანტური ადგილი. ეს ორი შეიძლება დაშორდეს ერთმანეთს ანდა შეერთდეს, რის შედეგადაც აღდგება საწყისი მდგომარეობა.

სითბური აგზნების შედეგად შეიძლება ატომი პირველი შრიდან გარე ზედაპირზე გადავიდეს. წარმოქმნილი ვაკანსია შეიძლება კრისტალში შთანთქმას და კრისტალის სიღრმეში გადავიდეს. ასეთ ვაკანსიებს შოტკის დეფექტები ეწოდება (ნახ. 2.99).

12. გამტარები და ნახევრადგამტარები. მეტალების ძირითად თვისებებს — დიდ ელექტრო- და სითბოგამტარობას, ქედაღობას და ბზინვარებას — განაპირობებს სავალენტო ელექტრონები, რომლებიც მეტალებში ნახევრად თავისუფალ მდგომარეობაშია. მეტალის კრისტალურ მესერში განლაგებულია დადებითი იონები, ხოლო ნახევრად თავისუფალი სავალენტო ელექტრონები, გაზის მოლეკულების მსგავსად, ქაოსურად მოძრაობენ კრისტალში. ამის გამო ამ ელექტრონთა ერთობლიობას მეტალში ელექტრონული გაზი ეწოდა.

მეტალებში ელექტრონები დელოკალიზებულია. ეს ნახევრადთავისუფალი ელექტრონები შემკირავად მოქმედებენ მესერში განლაგებულ დადებით იონებზე. ბმას იონებს შორის, რომელსაც განაპირობებს დელოკალიზებული ელექტრონები, მეტალურ ბმას წარმოადგენს. მეტალური ბმა ელექტრონების დელოკალიზაციის გამო არ იჩენს არც ნაჯერობას და არც მიმართულებას, რაც საერთოდ ახასიათებს კოვალენტურ ბმას.

მეტალის ყოველი ელექტრონი მოძრაობს ველში,



ნახ. 2.99. შოტკის დეფექტები.

რომელსაც ქმნიან იონები და დანარჩენი ელექტრონები. შეიძლება დავუშვათ, რომ იონები და ელექტრონები მეტალის მთელ მოცულობაში ქმნიან ერთნაირ მუდმივ ველს.

ნახევრადგამტარები განსხვავდება სხვა კლასის მყარი სხეულები-საგან მთელი რიგი სპეციფიკური თვისებებით, რომელთაგან მთავარია ელექტროგამტარობის დადებითი ტემპერატურული კოეფიციენტი, დენის გადამტანთა მცირე კონცენტრაცია, დიდი თერმოელექტრომაგნიტური ძაბვა, განსაკუთრებული მგრძობიარობა სინათლისადმი და მკვეთრი ცვლილება მინარევების გამო.

თუ მივიღებთ, რომ მეტალების კუთრი ელექტროგამტარობა $10^6 - 10^8$ $\text{ომ}^{-1} \text{სმ}^{-1}$ რიგისაა, იზოლატორებისა კი 10^{-10} $\text{ომ}^{-1} \text{სმ}^{-1}$. ზე ნაკლებია, მაშინ ნახევრადგამტარების კუთრი ელექტროგამტარობა $10^{+2} - 10^{-10}$ $\text{ომ}^{-1} \text{სმ}^{-1}$ ზღვრებში მოთავსდება.

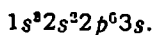
მარტივი ნახევრადგამტარებია გერმანიუმი, სილიციუმი, ბორი, რუხი კალა, სელენი, ტელური, გოგირდი, ფოსფორი და დარიშხანის ზოგიერთი სახესხვაობა და სტიბიუმი. ამას გარდა ნახევრადგამტარებია მრავალი ოქსიდი, სულფიდი, სელენიდი, ტიტანატი, სხვადასხვა ორგანული ნაერთი და სხვ.

ნახევრადგამტარებსა და მეტალებს შორის პრინციპული განსხვავება იმაში მდგომარეობს, რომ ტემპერატურის გადიდებისას ნახევრადგამტარების ელექტროგამტარობა იზრდება, მეტალებისა კი მცირდება. აბსოლუტური ნულის ახლოს მეტალები ხშირად ზეგამტარობას იჩენენ, ნახევრადგამტარები კი არაგამტარები (იზოლატორები) ხდებიან. ამრიგად, სითბური მოძრაობის გარეშე (აბსოლუტური ნულის ახლოს) ნახევრადგამტარები იზოლატორებს წარმოადგენენ. იონური გამტარობის მქონე დიელექტრიკებისაგან ნახევრადგამტარები გამტარობის ელექტრონული მექანიზმით განსხვავდებიან.

თუ დავუშვებთ, რომ მყარი სხეულის კრისტალური მესერი იდეალურია, ე. ი. ძალთა ჩველი ზუსტად პერიოდულია, რომ ელექტრონები ერთმანეთთან არ შედიან ურთიერთქმედებაში, არამედ ურთიერთქმედებენ მხოლოდ კრისტალურ მესერთან, მაშინ მეტალში ელექტრონებისადმი ტალღური მექანიკის შეთოდების გამოყენება მოგვცემს მეტად საინტერესო შედეგებს.

მყარ სხეულს ახასიათებს ენერგიების ნებადართული ზონები, რომლებიც ერთმანეთისაგან აკრძალული ზონებითაა შემოზღუდული. ისევე როგორც ატომებში ელექტრონები მხოლოდ ორბიტალებზეა განლაგებული და შეუძლებელია მათი ყოფნა ორბიტალებს შორის, ასევე მყარ სხეულებში ელექტრონები იმყოფება ნებადართულ ზონებში და არ მოიპოვება ისინი ნებადართულ ზონებს შორის. ამიტომ მათ აკრძალული ზონები ეწოდა.

ნებადართული და აკრძალული ზონები განვიხილოთ მეტალური ნატრიუმის მაგალითზე. ნატრიუმის ნორმალური ატომის ელექტრონული აღნაგობა გამოისახება ფორმულით

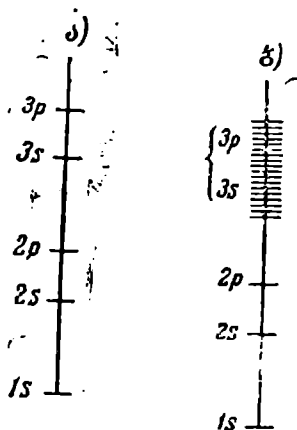


ელექტრონების ამ ქვეჯგუფების დონეებში სქემატურად გამოსახულია ნახაზზე, საიდანაც ჩანს, რომ ნატრიუმის სავალენტო ელექტრონი განლაგებულია 3s დონეზე, ხოლო 3p და უფრო მაღალი დონეები თავისუფალია (ნახ. 2.100).

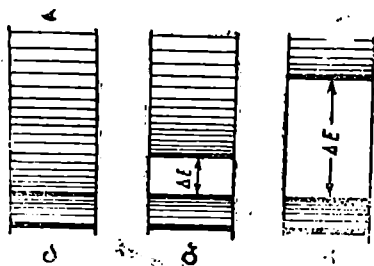
ახლა განვიხილოთ ნატრიუმის არა თავისუფალი ატომები, არამედ ატომთა ერთობლიობა, რომელიც წარმოქმნის კრისტალს. თუ მყარი ნატრიუმის ატომებს აგზნებულ მდგომარეობაში გადავიყვანოთ, იმ გამოხივეების მიხედვით რომელიც მიიღება ატომების ნორმალურ მდგომარეობაში გადასვლისას, შესაძლო იქნება ელექტრონთა ენერგეტული დონეების განსაზღვრა. როგორც ეს იმავე ნახაზიდან ჩანს (2. 100 ბ), 1s, 2s, 2p დონეები უცვლელი რჩება, ხოლო 3s და 3p დონეები ენერგეტულ ზოლებად განითხევა. მასასადამე, სავალენტო ელექტრონის ენერგეტული დონე სხვადასხვა მნიშვნელობას იღებს. სავალენტო ზონა 3s და გამტარობის ზონა 3p უკვე გადაფარავს ერთმანეთს.

პაულის პრინციპის თანახმად ყოველ მოცემულ მდგომარეობაში შეიძლება იყოს მხოლოდ ორი ელექტრონი ანტიპარალელურ სპინით. ნატრიუმის და სხვა ტუტე მეტალების ელექტროგამტარობა იმით აიხსნება, რომ მათი სავალენტო ზონა (ნატრიუმის შემთხვევაში 3s დონე) არ არის მთლიანად შევსებული, ე. ი. არსებობს ვაკანტური ელექტრონული მდგომარეობები, რომელთა მეშვეობით ხდება ელექტრონების ორიენტირებული მოძრაობა მოდებული ველის გავლენით.

მეორე ჯგუფის მეტალების შემთხვევაში s-დონე ბოლომდე შევსებული, ხოლო გამტარობის ზონა (p-დონე) თავისუფალია. პირველი შეხედვით ისინი თითქოს არ უნდა ატარებდნენ დენს, მაგრამ მეტალებში სავალენტო ზონა და გამტარობის ზონა ერთიმეორეს ეხება ან გადაფარავს კიდევ ზოგ შემთხვევაში ერთმანეთს. მაგნიუმის სავალენტო ზონა არის 3s. მისი გამტარობის ზონა 3p არცერთ ელექტრონს არ შეიცავს და ყველა ელექტრონული მდგომარეობა თავისუფალია.



ნახ. 2.100. თავისუფალი Na ატომის ენერგეტული დონეები. ბ-ატომის ენერგეტული დონეები ნატრიუმის კრისტალში.



ნახ. 2, 101. მეტალის (ა) ნახევრადგამტარის (ბ) და იზოლატორის (გ) ზონათა სქემა.

გარდამავალი მეტალებს ელექტროგამტარობას განაპირობებს:

1. μ -ზონა, რომელიც არ არის ბოლომდე შევსებული და აგრეთვე
2. სავალენტო μ -ზონასა და გამტარობის თავისუფალ μ -ზონას შორის აკრძალული ზონის უქონლობა.

ამიტომ განსხვავება აეტალებს, ნახევრადგამტარებსა და იზოლატორებს შორის შეიძლება დაეახასიათოთ სავალენტო ზონის და გამტარობის ზონის მდებარეობით და აგრეთვე მანძილით შათ შორის.

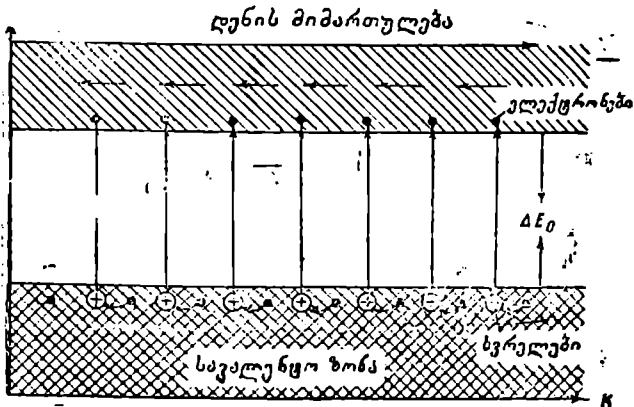
მეტალებში (ნახ. 2.101 ა) სავალენტო ზონა და გამტარობის ზონა ან შეხებაშია ერთმანეთთან ანდა გადაფარავს ერთმანეთს. ნახევრადგამტარებში სავალენტო ზონასა და გამტარობის ზონას შორის აკრძალული ზონაა (ნახ. 2.101 ბ), იზოლატორებში კი აკრძალული ზონა უფრო განიერია, ვიდრე ნახევრადგამტარებისა.

13. ნახევრადგამტარების ხვრელური გამტარობა. აკრძალული ზონის სიკაწე ნახევრადგამტარებში ძვეს ელექტრონვოლტის მუათელებიდან სამ ელექტრონვოლტამდე ინტერვალში. იზოლატორებში კი აკრძალული ზონა $3eV$ -ზე მეტია, ამიტომ მხოლოდ მაღალ ტემპერატურებზე შეიძლება იზოლატორებში ელექტრონების გადასვლა სავალენტო ზონიდან გამტარობის ზონაში.

ნახევრადგამტარი აბსოლუტური ნულის ახლოს იზოლატორის მსგავსი ხდება. ტემპერატურის აწევისას ელექტრონები სავალენტო ზონიდან გამტარობის ზონაში გადადის, რის შედეგადაც გამტარობის ზონაში ჩნდება ელექტრონები, ხოლო სავალენტო ზონაში რჩება თავისუფალი ადგილები ანუ „ხვრელები“. ელექტრული ველის გარეშე ეს ელექტრონები და ხვრელები ქაოსურ მოძრაობაშია. მაგრამ პოტენციალთა სწვაობის პირობებში ელექტრონები წარიმართებიან ერთი მიმართულებით, ხვრელები კი — საპირისპირო მიმართულებით (ნახ. 2.102). ხვრელების გადასაცვლება შემდეგი გზით ხდება. მეზობელი ელექტრონი გადახტომისას ხვრელს შეავსებს და შედეგად თავის ძველ

ენიიდან ეს ზონა გხება სავალენტო ზონას, ამიტომ ელექტრონები სავალენტო ზონიდან ადვილად გადადიან გამტარობის ზონაში, რაც მეტალის ელექტროგამტარობას განაპირობებს.

ალუმინისა და ამ ჯგუფის სხვა მეტალებს შემთხვევაში, სადაც μ -ორბიტალების შევსება ხდება, სავალენტო ზონა ნაწილობრივად დაკავებულია, ხოლო გამტარობის ზონა თავისუფალია.

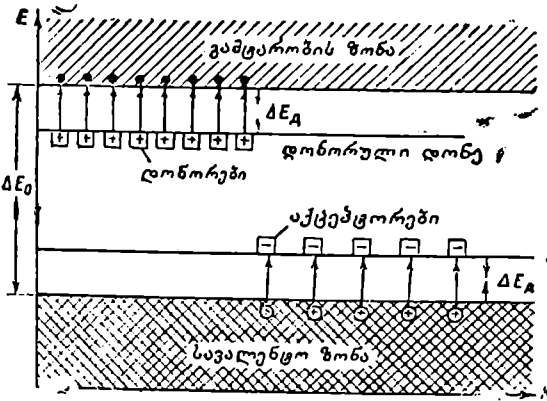


ნახ. 2.102. ელექტროკატარობის წინური სქემა.

ადგილზე ახალ ხვრელს გაათავისუფლებს. მომდევნო ელექტრონი შეავსებს ამ ხვრელს, შედეგად წარმოქმნის ახალ ხვრელს და ა. შ. ამრიგად, ხვრელები დენის მიმართულებით ინაცვლებენ. ელექტრონები კი — საპირისპირო მიმართულებით. ელექტროგამტარობას, რომელსაც განპირობებს ელექტრონებისა და ხვრელების ერთდროული მონაწილეობა, საკუთარი ანუ ელექტრონულ-ხვრელური ელექტროგამტარობა ეწოდება. მაგრამ უფრო მნიშვნელოვანია კრისტალური მესრის დეფექტებით და მინარევებით განპირობებული ელექტროგამტარობა.

14. მინარევებით განპირობებული ელექტროგამტარობა. არჩევენ ორი სახის მინარევთა დონეებს—აქცეპტორულსა და დონორულს. აქცეპტორული დონე ლაგდება სავალენტო ზონის ზემოთ აკრძალულ ზონაში, იტაცებს სავალენტო ზონიდან ელექტრონებს, რის შედეგადაც რჩება ხვრელები, თვითონ კი უარყოფით იონებად გარდაიქმნება. ეს იონები ელექტროგამტარობაში არ მონაწილეობენ. აქცეპტორულმინარევებიანი ნახევრადგამტარები ატარებენ p -ნახევრადგამტარების სახელწოდებას. ასეთი ნახევრადგამტარებისათვის დამახასიათებელია ხვრელური ელექტროგამტარობა. სავალენტო ზონის ზემო ზღვარსა და აქცეპტორულ დონეს შორის მანძილი განსაზღვრავს აქტივაციის ენერგიას.

დონორული დონე ლაგდება გამტარობის ზონის ქვემოთ, აკრძალულ ზონაში. დონორების ელექტრონები აკრძალული ზონიდან გამტარობის ზონაში გადადის, ხოლო თვით დონორები დადებით იონებად გარდაიქმნება. წარმოქმნილი იონები ელექტრონულ გამტარობაში არ მონაწილეობენ. ასეთ ნახევრადგამტარებს, რომლებიც მინარევების სახით დონორებს შეიცავენ, n -ნახევრადგამტარები ეწოდება. გამტარო-



ნახ. 2.103. მინარეების დონე აკრძალულ ზონაში

ბის ზონის ქვედა ზღვარი და ღონორის დონე ერთმანეთს დაცილებულია მანძილით, რომელიც ღონორის აქტივაციის ენერჯიას შეესაბამება. მისი სიდიდით დამოკიდებულია როგორც ნახევრადგამტარის, აგრეთვე მინარევის ბუნებაზე (ნახ. 2.103).

არიგად, მინარეებით განპირობებულ გამტარობას მხოლოდ ერთი ნიშნის გადატანები განახორციელებს. ეს არის ელექტრონული გამტარობა ღონორების შემთხვევაში და ხველური გამტარობა აქტეპტორების შემთხვევაში. მინარეებით განპირობებული გამტარობის სახე (n ან p-გამტარობა) ადვილად შეიძლება დადგინდეს ექსპერიმენტული გზით (ჰოლის ეფექტით).

15. ამორფული მდგომარეობა. ამორფულია (ბერძნ უფორმო) მდგომარეობა მყარი სხეულებისა, რომლებიც კრისტალური მდგომარეობის საპირისპიროდ, ყველა მიმართულებით ერთგვაროვანია (იზოტროპულია). ამ გაგებით გაზებს და სიბხეებს ამორფული მდგომარეობა შეიძლება მივაწეროთ.

ამორფული მყარი ნივთიერებისათვის დამახასიათებელია კრისტალური მესრის უქონლობა, ე. ი. ატომებისა და მოლეკულების ქაოსური განლაგება. ჩვეულებრივი მინა ამორფული სისტემის კარგი მაგალითია.

კრისტალური ნივთიერებებისათვის დამახასიათებელია ლოობის გარკვეული ტემპერატურა, ამორფული ნივთიერებებისათვის კი შეიმჩნევა „გარბილების ინტერვალი“, რომელიც შეიძლება რამდენიმე ათეული გრადუსის ტოლი იყოს. ნალობის გაცივებისას კრისტალური ნივთიერების გამოკრისტალების დროს გაცივების მრულზე (ტემპერა-

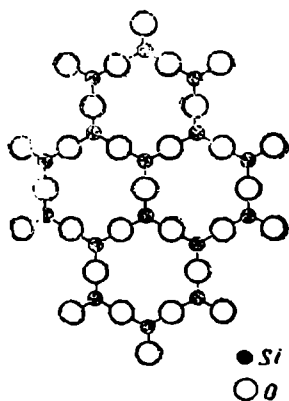
ტურა — დრო) ყოველთვის მიიღება მკვეთრად გამოხატული პლატო (ლღობის წერტილი). ამორფული ნივთიერებების გაცივების მრუდები ასეთ პლატოს არ იძლევიან, რადგან მათ არა აქვთ დამახასიათებელი, ზუსტი მნიშვნელობის გაყინვის ტემპერატურა, არამედ აქვთ მათ გამყარების მთელი ინტერვალი.

თხევადი SiO_2 და ზოგიერთი სილიკატი გაცივებისას აღარ კრისტალდება და წარმოქმნის მინებს. მინებში SiO_2 ჯგუფები ინარჩუნებენ თავიანთ წესიერ ტეტრაედრულ აღნაგობას, მაგრამ ამ ტეტრაედრებს და SiO_2 -ს მინებში აღარ აქვთ კრისტალებისათვის დამახასიათებელი სიმეტრიული წყობა (ნახ. 2.104 და 2.105).

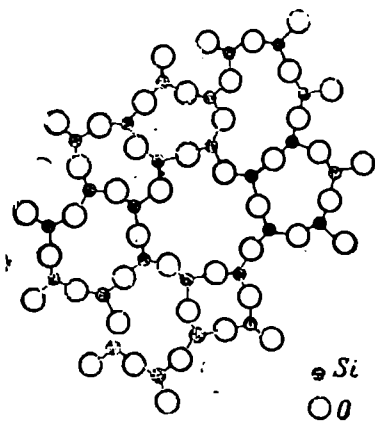
მინების აღნაგობის ძირითადი დებულებებია ჩამოაყალიბა ა. ლებედევამ (1921), რომლის თანახმად სილიკატურ მინებს მიკროკრისტალური სტრუქტურა ახასიათებს, მისთვის დამახასიათებელია ნორმალური კრისტალური აღნაგობა, რომელიც პერიფერიაზე ამორფულში გადადის. სილიკატურ მინებში კატიონები განლაგებული არიან ტეტრაედრული SiO_4^{2-} ჯგუფებს შორის. მინების წარმოქმნისას უნარს ისეთი ნაერთები იჩენენ, რომელთაც ახასიათებთ Si-O , B-O , Al-O ბმებისაგან შედგენილი სამზოქიანი დაუსრულებელი პოლიმერები.

გაღნობილ მჯგომარეობაში მინები დიდ სიბლანტეს იჩენენ, რაც არსებითად აბრკოლებს დაკრისტალების პროცესებს. მაღალი ტემპერატურის პირობებში ხანგრძლივი დაყოვნება ხელს უწყობს მინის დაკრისტალებას.

ორგანული მინა მიიღება ძალაღმომლექულური ნაერთების მოლუკულებიდან, რომელთაც წყალბადური ბმა აკავშირებს.



ნახ. 2.104. მინის სტრუქტურა.



ნახ. 2.105. SiO_2 -ს სტრუქტურა.

ტიპური ამორფული სისტემებისა სილიკატური მინები, რომლებსაც განიხილავენ როგორც გადაცემულ სითხეებს, ცვილი, ქარვა, ფისი, ასფალტი, გუდრონი. ამორფული ნივთიერება გაცივებისას არ კრისტალდება, არამედ მაგრდება.

16. თხევადი კრისტალები და კრისტალური სითხეები. გაღნობის დროს კრისტალური ნივთიერება კარგავს ანიზოტროპიის თვისებებს და თხევად მდგომარეობაში გადადის. მრავალი ნივთიერება გაღნობისას წარმოქმნის არა ყველა შიშართულებით გამჭვირვალე ნივთიერებას, არამედ მღვრიე მასას, რომელსაც გარკვეული სტრუქტურის გარდა ორმაგი შექტების უნარი ახასიათებს. ამ მღვრიე, გაღნობილ ნივთიერებათა მიკროსკოპული გამოკვლევით დადგენილია მათში თხევადი კრისტალების არსებობა, რომლებიც მოკლებულია გეომეტრიულ სტრუქტურას. ამჟამად ცნობილია სამასამდე ნივთიერება, რომლებიც გაღნობისას თხევად კრისტალებს წარმოქმნიან. მრავალი გამოკვლევით დადასტურდა, რომ მათ მოლეკულებს წაგრძელებული ფორმა აქვს. აღსანიშნავია, რომ მაგნიტურ ველში მღვრიე კრისტალური სითხე კრისტალების ორიენტაციის გამო გამჭვირვალე ხდება. ამ პირობებში კრისტალურ სითხეს ორმაგი შექტება ახასიათებს და ის ერთი კრისტალის თვისებებს იჩენს. თხევადი კრისტალების შემდგომი გათბობისას სიმღვრიე ისპობა და მიიღება ორმაგი შექტების თვისებების არმქონე, ჩვეულებრივი სითხე.

თხევადი კრისტალებისათვის დამახასიათებელ მდგომარეობას (ე. ი. მყარისა და თხევადის შუალედურ მდგომარეობას) მეზომორფული მდგომარეობა ეწოდება

17. სპეკტრომეტრი №5

1. ფოლადის ბალონიდან ტევადობით 40 ლ, რომელიც 40 კგ თხევად ქლორს შეიცავს 80 მჰა (8 ატ) წნევის ქვეშ 20°-ზე, გადმოსახეს 5 კგ ქლორი. როგორია დარჩენილი ქლორის წნევა ბალონში?

2. რა მოცულობას დაიკავებს 5 ლ გაზი ნორმალურ პირობებში, თუ მისი წნევა არის 20 მჰა (2 ატ) და 18°C?

3. გამოთვალეთ 1 კგ-მოლი წყალბადის წნევა, რომლის მოცულობა 273 K-ზე არის 0,448 მ³.

4. გაზების ნარევი შეიცავს (მასის მიხედვით) 67% ქლორს, 28% ბრომს და 5% ეთანბადს. გამოსახეთ ნარევის შედგენილობა მოცულობითი პროცენტებით.

5. გაზების ნარევი შეიცავს 50 გ წყალბადს და 32 გ ეთანბადს. გამოთვალეთ მათი მოლური წილი.

3. თიხიური ჩეაქციების მიმდინარეობის ძირითადი ქანონჯოგინერებები; თმგმოდინამიკის ელემენტები

3.1 თიხიური პროცესების ენერგეტიკა

1. ძირითადი ცნებები. სისტემა არის სხეულების ერთობლიობა, რომელიც პრობით ან რეალურად გამოყოფილია გარემოდან. სისტემის მდგომარეობა დამოკიდებულია ნივთიერების რაოდენობაზე, წნევაზე, მოცულობასა და ტემპერატურაზე. შეთანხმებისამებრ ნივთიერების რაოდენობას ერთი მოლით განვსაზღვრავთ. მაშინ სისტემის მდგომარეობის მახასიათებელი სიდიდეები იქნება P წნევა, V მოცულობა და T ტემპერატურა, რომელთაც თერმოდინამიკურ პარამეტრებს უწოდებენ. სისტემის მდგომარეობის ცვლილებისას ზოგი პარამეტრი ერთმანეთისაგან დამოუკიდებლად იცვლება, ზოგი კი დამოკიდებულად. მაგალითად, თუ დამოუკიდებლად შეეცვლით ერთი მოლი იდეალური გაზის წნევას და მოცულობას, გაზის მდგომარეობის განტოლების დახმარებით ($PV = RT$) ადვილად გამოვთვლით მის ტემპერატურას. პროცესი, რომელიც დაკავშირებულია თუნდაც ერთი პარამეტრის ცვლილებასთან, არის თერმოდინამიკური პროცესი.

მოდრაობა არის მატერიის არსებობის ფორმა. მატერიის სხვადასხვა ფორმის მოძრაობის ურთიერთგარდაქმნა მატერიის განუყრელ თვისება.

მატერიის მოძრაობის ერთი ფორმიდან მეორეში გადასვლის ზომა არის ენერგია, რომლის რაოდენობრივ გამოსახულებას მუშაობა წარმოადგენს.

სიტყვა „მუშაობით“ ჩვეულებრივად აღინიშნება როგორც მუშაობის პროცესი, აგრეთვე მუშაობის რაოდენობაც, „სითბოთი“ კი მხოლოდ სითბოს რაოდენობა. სითბოს გადაცემის პროცესს სითბომომოცვლას უწოდებენ.

სითბომომოცვლა და მუშაობის პროცესი დაკავშირებულია ენერგიის გადაცემის მოვლენასთან. ამიტომ სითბომომოცვლა და მუშაობის პროცესი ახასიათებს არა სისტემის მდგომარეობას, არამედ პროცესს. სითბოს რაოდენობა და მუშაობის რაოდენობა არის ენერგიის ზომა, რომელიც სისტემას ამ ფორმით გადაეცემა. სითბოსა და მუშაობას შორის ამ მსგავსებიდან არ გამოდინარეობს ამ ცნებათა იგივეობა, მიუხედავად იმისა, რომ მათ ერთნაირი განზომილება აქვთ.

ენერგიის რაოდენობას, რომელსაც სხეული გარემოდან შეიძენს და რომელიც იხარჯება მისი შემადგენელი ნაწილაკების ქაოსური მოძრაობის ენერგიის გაღივებაზე, სითბო უწოდებენ ენერგიას ვუწოდებთ.

მიზანშეწონილია სისტემის დამახასიათებელი თვისებები დავყოთ ინტენსიურ და ექსტენსიურ თვისებებად.

ინტენსიური თვისებები (გამოსახება ინტენსიურობის ფაქტორით) დამახასიათებელია სისტემის მოცემული მდგომარეობისათვის და არ არის დამოკიდებული ნივთიერების რაოდენობაზე. ინტენსიურ თვისებათა რაოდენობრივ გამოსახულებას წარმოადგენს წნევა, ტემპერატურა¹, მოლური მოცულობა, ზედაპირული დაჭიმულობა და ა. შ.

ექსტენსიურ თვისებათა რაოდენობრივი გამოსახულება მასის პროპორციულია, ე. ი. ექსტენსიური თვისებები მოცემული სისტემისათვის ცალკეული ფაზების მნიშვნელობათა ჯამია. ასეთია, მაგალითად, მასა, სისტემის მოცულობა, ენტროპია, ზედაპირის ფართობი და სხვ. ამიტომ, მათ ხშირად ტევალობის ფაქტორს უწოდებენ.

სისტემის მდგომარეობა ხასიათდება მისი ინტენსიური თვისებების ერთობლიობით. ვინაიდან ინტენსიური თვისებები არ არის დამოკიდებული ნივთიერების რაოდენობაზე, წონასწორობის პირობებში კი სისტემის ყველა ნაწილის ინტენსიური თვისებები ერთნაირია, ამიტომ ინტენსიურ თვისებათა რაოდენობრივ გამოსახულებას თერმოდინამიკური პარამეტრები ეწოდება. თერმოდინამიკური სისტემის დახასიათება სხვა სიდიდეების დახმარებითაც შეიძლება. ასეთია შიგა ენერგია, ენთალპია, ენტროპია, რომელთა პირდაპირი განსაზღვრა არ ხერხდება.

ქიმიური პროცესების დასახასიათებლად მატერიის მოძრაობის სხვადასხვა ფორმებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია ის ფორმა, რომელიც ფარულის სახით ყოველ სისტემას ახასიათებს. ეს არის შიგა ენერგია, რომელიც წარმოადგენს ერთ მოლში შემავალი ყველა ნაწილაკების კინეტიკური და პოტენციალური ენერგიების ჯამს. გარდა ნივთიერების ბუნებისა, შიგა ენერგია U დამოკიდებულია იმ პირობებზეც, რომლებშიც განსახილველი სისტემა (P, V, T).

თუ საწყის მდგომარეობაში შიგა ენერგია იყო U_1 , პროცესის შემდეგ კი გახდა U_2 , მაშინ

$$U_2 - U_1 = \Delta U$$

იქნება შიგა ენერგიის ცვლილება. როცა $U_2 > U_1$, მაშინ შიგა ენერგიის ნამატს დადებითი ნიშანი აქვს.

2. ენერგიის გარდაქმნისა და მუდმივოდენობის კანონს შეიძ-

¹ თავის მხრივ ტემპერატურა სისტემის მდგომარეობის ფუნქციაა, რომელიც სითბოს გადაცემის მიმართულებას განსაზღვრავს.

ლება შემდეგი ფორმულირება მივცეთ: „ენერგია არ იქმნება და არ ისხობა, არამედ ერთი ფორმიდან მეორეში გადადის“, ან

„ნებისმიერი იზოლირებული სისტემის ენერგიის მარაგი მუდმივია“. იზოლირებული ანუ ჩაკეტილი ეწოდება სისტემას, რომლის ენერგიის მიმოცვლა გარემოსთან გამორიცხულია.

აქედან გამომდინარეობს ენერგიის ეკვივალენტობის კანონი, რომლის თანახმად „სხვადასხვა სახის ენერგიის ურთიერთგარდაქმნა ზუსტად ეკვივალენტური თანაფარდობით ხდება“.

რადგან ენერგია ბუნებაში არ შექმნება და არ ისხობა, არამედ ერთი ფორმიდან მეორეში გადადის, ამიტომ თუ რაიმე პროცესის დროს გარდაიქმნება რაიმე სახის ენერგია, მის ნაცვლად მიიღება სხვა სახის ენერგია ზუსტად ეკვივალენტური რაოდენობით.

რადგან ენერგია თავისით არ იქმნება, ამიტომ შეუძლებელია ისეთი მანქანის აგება, რომელიც ენერგიის მიუწოდებლად იმუშაებდა და სასარგებლო მუშაობას შეასრულებდა. მაშასადამე, ენერგიის მუდმივოდენობის კანონიდან გამომდინარეობს პირველი გვარის მუდმივი ძრავის (perpetuum mobile) აგების შეუძლებლობა.

ენერგიის მუდმივოდენობის კანონი აღმოაჩინა რობერტ მაიერმა (1842). ჯოულმა რამდენიმე გზით განსაზღვრა სითბოს მექანიკური ეკვივალენტი (1840—1850). ენერგიის მუდმივოდენობის კანონს საბოლოო დასაბუთება მისცა ჰელმჰოლცმა (1847). მან დაასაბუთა „მუდმივი ძრავის“ აგების შეუძლებლობა.

ენერგიის მუდმივოდენობისა და გარდაქმნის კანონი არის ბუნების ერთ-ერთი ზუსტი კანონი, რომლის არც ერთი გამონაკლისი ცნობილი არ არის და არც არის მოსალოდნელი რაიმე გამონაკლისის არსებობა.

მ. შიგა ენერგია და ენთალპია. ერთი მოლი ნივთიერების ენთალპია (სითბოშემცველობა) განისაზღვრება განტოლებით:

$$H = U + pV,$$

საიდანაც ჩანს, რომ ენთალპია არის ერთი მოლი ნივთიერების შიგა ენერგია წნევაუცვლელ პირობებში. თუ მოცულობა ΔV -თი შეიცვალა, ენთალპიის ცვლილება იქნება:

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V,$$

სადაც $p \cdot \Delta V$ არის სისტემის მიერ გაფართოებისას შესრულებული მუშაობა.

შიგა ენერგიის მსგავსად ჩვენ არ ვსაზღვრავთ ენთალპიის აბსოლუტურ მნიშვნელობას და მივიპარტაკთ მას ცვლილების განსაზღვრას, რაც სავსებით საკმარისია ჩვენი მიზნებისათვის.

ენთალპიას ფართო გამოყენება მიეცა, ვინაიდან ხშირ შემთხვე-

ვაში საჭიროა შიგა ენერჯიისა და pV -ს შეჯამება. წნევაუცვლელ პირობებში რეაქციის სიბოზო ენთალპიის ცვლილების ტოლია.

დიდი გამოყენება აქვს ენთალპიის ნამატს სტანდარტულიდან, ე. ი. 298,15K-დან მოცემულ ტემპერატურამდე გადასვლისას ($H_T^\circ - H_{298}^\circ$) ან 0°K -დან T ტემპერატურამდე გადასვლისას ($H_T^\circ - H_0^\circ$) წნევაუცვლელ პირობებში. ზემო ინდექსი აღნიშნავს ნივთიერების სტანდარტულ მდგომარეობას, ე. ი. ერთ მოლს 1 ატ და T ტემპერატურაზე იმ აგრეგატულ მდგომარეობაში, რომელიც მდგრადია მოცემულ პირობებში.

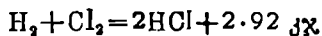
სტანდარტულ ტემპერატურად ითვლება $25^\circ\text{C} = 298,15\text{K}$. მიღებულია, რომ მარტივი ნივთიერებების ენთალპია სტანდარტულ პირობებში ნულის ტოლია. სტანდარტულ ენთალპიას აღნიშნავენ ნიშნით ΔH° . ის ფართოდ გამოიყენება ქიმიური წონასწორობის გაანგარიშებისას.

4. ეგზო- და ენდოთერმული რეაქციები. ქიმიურ გარდაქმნას ჩვეულებრივად ახლავს ენერჯიის გამოყოფა ან მისი შთანთქმა. ეს ენერჯია ჩვეულებრივად გამოიყოფა ან შთანთქმდება სითბოს სახით. ზოგი რეაქციის მიმდინარეობა დაკავშირებულია სხივური ენერჯიის შთანთქმასთან ან გამოსხივებასთან. მაგალითად, ფოსფორის დაჟანგვისას რეაქციის შიგა ენერჯიის ნაწილი სხივურ ენერჯიად გარდაიქმნება (ფოსფორესცენცია). აფეთქების დროს შიგა ენერჯია მექანიკურში გადადის, ნაწილი კი სითბურში.

რეაქციებს, რომელთა მიმდინარეობა დაკავშირებულია ენერჯიის გამოყოფასთან, ეგზოთერმულს ვუწოდებთ, ხოლო რეაქციებს, რომელთა მიმდინარეობისას ენერჯია შთანთქმდება—ენდოთერმულს.

ქიმიური პროცესების თანმხლებ ენერგეტიკულ ცვლილებებს მრავალ შემთხვევაში არსებითი მნიშვნელობა აქვს. მაგალითისათვის საკმარისია მოვიკონოთ სათბობის წვის რეაქციები. ამიტომ რეაქციების სითბური ეფექტი დიდი ხანია კვლევის საგანს წარმოადგენს. ქიმიის ის ნაწილი, რომელიც იკვლევს სითბური ეფექტების სიდიდებს, თერმოქიმიის სახელწოდებითაა ცნობილი.

ქიმიური რეაქციის დროს გამოყოფილ ან შთანთქმულ სითბოს რაოდენობას ერთ მოლ პროდუქტზე სითბური ეფექტი ეწოდება და აღინიშნება Q სიმბოლოთი. Q ჩვეულებრივად გამოისახება კილოკალორიებით ან კილოჯოულებით თითო მოლ პროდუქტზე, მაგალითად,



ყოველი ქიმიური რეაქციის მიმდინარეობა დაკავშირებულია სის-

ტემის შიგა ენერჯიის ცვლილებასთან, რაც ქიმიური ძალების ურთიერთქმედების შედეგს წარმოადგენს. რეაქციის თანმხლები შიგა ენერჯიის ცვლილება უდრის ამოსავალი ნივთიერებისა და რეაქციის პროდუქტებს შიგა ენერჯიათა სხვაობას, როგორც რეაქციის სითბური ეფექტს განაპირობებს. ქიმიური რეაქციის, ალოტროპიული გარდაქმნის თუ აგრეგატული მდგომარეობის ცვლილების სითბური ეფექტის ნაწილი შეიძლება მუშაობად გარდაექმნათ.

რეაქციის სითბური ეფექტი არის შიგა ენერჯიის ცვლილება—მოცულობა უცვლელ პირობებში. იგულისხმება, რომ პროცესი იზოთერმულად ($T = \text{const}$) მიმდინარეობს. მაშასადამე:

$$Q_e = -\Delta U \quad \text{და}$$

$$Q_p = -\Delta H$$

ენტალპიის განმარტებიდან ($\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$) გამომდინარეობს,

$$Q_p - Q_e = -p \cdot \Delta V.$$

ცდის დახმარებით აღვილია ენთალპიის ცვლილების გაზომვა. თუ მუდმივი წვის პირობებში რეაქციის მიმდინარეობა დაკავშირებულია სითბოს შთანქმეპსთან, მაშინ ამ რეაქციის სითბური ეფექტი იქნება ენთალპიის ცვლილების ტოლი და მას კლუსით აღვნიშნავთ.

აირად ფაზაში ($2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$) თუ რეაქციაზე მოლეების რიცხვი იყო ν_1 და რეაქციის შემდეგ გახდა ν_2 , მაშინ იზოხოზულ იზოზარულ პირობებში მათი მოცულობა იქნება:

$$V_1 = \nu_1 \frac{RT}{p} \quad \text{და} \quad V_2 = \nu_2 \frac{RT}{p}, \quad (\text{ა})$$

სადაც $V = \nu v$ წარმოადგენს გაზის საერთო მოცულობას. ვინაიდან:

$$Q_p - Q_e = -p \cdot \Delta V,$$

სადაც

$$p \cdot \Delta V = p(V_2 - V_1),$$

ამიტომ (ა)-სთან შედარებისას მივიღებთ:

$$p \cdot \Delta V = p \left(\nu_2 \frac{RT}{p} - \nu_1 \frac{RT}{p} \right) = (\nu_2 - \nu_1) RT = \Delta \nu \cdot RT.$$

ამრიგად,

$$Q_p - Q_e = -\Delta \nu \cdot RT,$$

სადაც $\Delta \nu$ წარმოადგენს მოლეების ნამატს რეაქციის შედეგად. ამ თანაფარდობიდან არ ჩანს, რომ Q_p ყოველთვის აღემატებოდეს Q_e -ს. მხოლოდ იმ პროცესებში, როცა რეაქციის მიმდინარეობა დაკავშირებულია მოცულობის შემცირებასთან, Q_p აღემატება Q_e -ს. რაღვანაც

მყარ და თხევად სისტემებში რეაქციის ზომდინარეობისას მოცულობა უმნიშვნელოდ იცვლება, ამიტომ მხოლოდ კონდენსირებული სისტემების Q_p და Q_r -ს სხვაობა შეიძლება უგულვებელვყოთ.

კალორიმეტრული გაზომვების საფუძველზე ლავუაზიე და ლასი (1780) მივიდნენ შემდეგ ზოგად დასკვნამდე: სითბოს ყოველგვარი ცვლილება სისტემის ერთი მდგომარეობიდან მეორეში გადასვლისას შებრუნებული მიმართულებით ხდება. ეს პრინციპი წარმოადგენს ენერჯიის მუდმივობის კანონის გამოყენების შედეგს ქიმიური პროცესების მიმართ. მისი დასაბუთება შემდეგი გზით შეიძლება: დავუშვათ, რომ M და N ნივთიერებებიდან MN ნაერთის წარმოქმნისას გამოიყოფა Q სითბო. თუ MN ნაერთის დასაწლეულად საჭირო იქნება Q_1 სითბო, სადაც $Q_1 > Q$. მაშინ ამ პროცესის მრავალგზის ჩატარება მოგვცემდა სითბოს მოგებას და შესაძლებელი იქნებოდა „პერპეტუუმ-მობილეს“ აგება. ამავე გზით შეიძლება იმის დამტკიცებაც, რომ Q არ აღემატება $Q'T$ -ს. ამიტომ $Q = Q'$, ე. ი. ნაერთის წარმოქმნისა და დაშლის სითბური ეფექტები ერთმანეთის ტოლია. ჯ. ჰესის კანონი. გ. ჰესის მიერ (1840) აღმოჩენილი და ექსპერიმენტულად დასაბუთებული ძირითადი კანონი წარმოადგენს ენერჯიის მუდმივობის კანონის ვაფორმულებულს ქიმიური რეაქციების მიმართ, რომელიც საფუძვლად დაედო თერმოდინამიკის—მოძღვრებას ქიმიური რეაქციების სითბურ ეფექტზე. ჰესის ამ თერმოდინამიკური კანონის თანახმად, რეაქციის სითბური ეფექტი დამოკიდებულია სისტემის საწყის და საბოლოო მდგომარეობაზე და არა იმ გზაზე, რომლითაც მიმდინარეობს რეაქცია.

რეაქციის მიმდინარეობის განმავლობაში უცვლელი უნდა იყოს წნევა ან მოცულობა. ამრიგად, სისტემის მიერ შესრულებული მუშაობა მხოლოდ გაფართოებასთან უნდა აყოს დაკავშირებულ.

ჰესის კანონიდან შეტად მნიშვნელოვანი შედეგები გამოძდინარეობს:

ა) ნაერთის გაჩვეულ პროდუქტებად დაშლის სითბო უდრის ამ პროდუქტებიდან იმავე ნაერთის წარმოქმნის სითბოს შებრუნებული ნიშნით;

ბ) საწყისი ნივთიერებებიდან ნაერთის წარმოქმნის სითბო არ არის დამოკიდებული ამ ნაერთის მიღების გზაზე;

გ) თუ ორი სხვადასხვა სისტემა გარდაქმნის შემდეგ ერთნაირ პროდუქტებს იძლევა, მაშინ პათი სითბური ეფექტების სხვაობა უდრის პირველი სისტემის მეორეში გადასვლის სითბოს. თუ ორი ერთნაირი სისტემიდან ორი სხვადასხვა სისტემა მიიღება, მათი სითბური ეფექტების სხვაობა უდრის მიღებული პროდუქტების ერთმანეთში გადასვლის სითბოს;

ამ კანონზომიერებიდან გამომდინარეობს მეტად მნიშვნელოვანი დასკვნები, რომლებითაც ფართოდ სარგებლობენ თერმოქიმიკაში;

დ) რეაქციის სითბური ეფექტი უდრის აღებულ და მიღებულ ნვთიერებათა დაწვის სითბოთა სხვაობას:

$$\Delta H = \sum (\Delta H \text{ დაწვის}) \text{ აღებული} - \sum (\Delta H \text{ დაწვის}) \text{ მიღებული}$$

ნივთიერების პროდუქტების

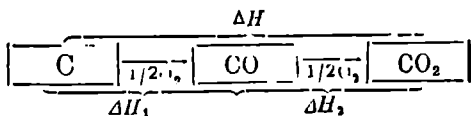
ე) რეაქციის სითბური ეფექტი უდრის მიღებული და აღებული ნაერთების მარტივი ნვთიერებებიდან წარმოქმნის სითბოთა სხვაობას:

$$\Delta H = \sum (\Delta H \text{ წარმოქმნ.}) \text{ მიღებული} - \sum (\Delta H \text{ წარმოქმნ.}) \text{ აღებული}$$

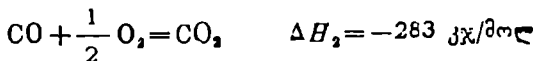
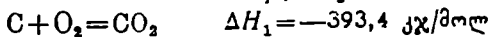
პროდუქტების ნივთიერების

აქვე აღვნიშნავთ, რომ წარმოქმნის სითბო არის ის სითბო, რომელიც გამოიყოფა ან შთაინთქმება მოცემული ნაერთის მიღებისას მარტივი ნვთიერებებიდან სტანდარტულ პირობებში (1 ატ წნევაზე და 25°C-ზე), ე. ი. იგულისხმება ის აგრეგატული მდგომარეობა, რომელიც ახასიათებს სტანდარტულ პირობებში მოცემულ მარტივ ნვთიერებას, მაგალითად: წყალბადი აირადი, ბრომი თხევადი, იოდი მყარი, გოგირდი რომბული, ნახშირბადი გრაფიტის სახით და ა. შ. სტანდარტულ პირობებში მათი $\Delta H_{298} = 0$.

ჰესის კანონის ნათელსაყოფად მივმართოთ შემდეგ სქემას:

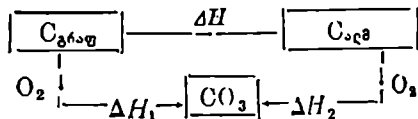


$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

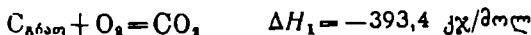


აქედან:

$$\Delta H_1 = \Delta H - \Delta H_2 = -110,4 \text{ კჯ/მოლ}$$

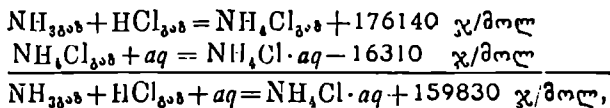


$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$



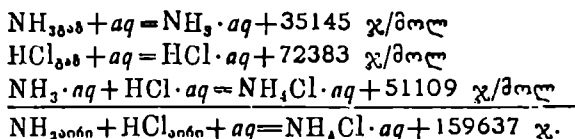
ჰესის კანონის გამოყენება ნათელყოფს ქიმიური რეაქციების განტოლებების მიმართ ალგებრული მოქმედებების შესაძლებლობას.

თავისი კანონის ექსპერიმენტული დასაბუთების მიზნით ჰესმა შემდეგი რეაქციის სითბური ეფექტი გამოიკვლია:



სადაც aq (*aquae*) წყალს ნიშნავს.

იგივე რეაქცია სხვა გზითაც იქნა ჩატარებული:



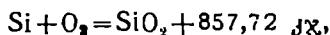
ამ ორი რეაქციის საწყისი და საბოლოო მდგომარეობა ერთნაირია ამიტომაც მათი სითბური ეფექტებიც ერთმანეთის ტოლია.

ჰესის კანონის დახმარებით შეიძლება ისეთი რეაქციების სითბური ეფექტების გაანგარიშება, რომელთა პირდაპირი გზით გაზომვა ან ძნელია, ანდა შეუძლებელია. ასეთია მრავალი ორგანული ნაერთის წარმოქმნის სითბო, ნელა მიმდინარე რეაქციების სითბური ეფექტი, გრაფიტის აღმასში გადასვლის სითბო და სხვ. გარდა ამისა, მხედველობაში უნდა ვიქონიოთ, რომ საერთოდ შეუძლებელია ყველა შესაძლო რეაქციის სითბური ეფექტის გაზომვა. ჰესის კანონის მეშვეობით შესწავლილი მონაცემების დახმარებითაც კი შეიძლება ნებისმიერი რეაქციის სითბური ეფექტი გავიანგარიშოთ.

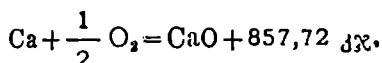
აღნიშნულის გარდა, ჰესის კანონის დახმარებით შეიძლება აგრეთვე თავისუფალი ენერგიის ცვლილების გაანგარიშებაც.

6. ჰესის კანონის გამოყენების მაგალითები. თერმოქიმიური განტოლებების მიმართ შეიძლება აღგებრული მოქმედებები ვაწარმოოთ. სითბური ეფექტის გამოსათვლელად მივმართოთ სტანდარტული ენთალპიების ცხრილებს ცნობარებში. მაგალითად, გამოვთვალოთ CaSiO_3 -ის წარმოქმნის სითბო.

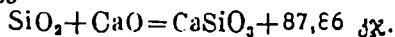
1 მოლი SiO_2 -ის წარმოქმნის სითბო არის 857,85 კჯ, ეს ნიშნავს, რომ 1 გ ატომი სილიციუმისა და 1 მოლი ქაჩგბადის შეერთებისას გამოიყოფა აღნიშნული სითბო:



კალციუმის ოქსიდის წარმოქმნის სითბო:



სილიციუმის დიოქსიდისა და კალციუმის ოქსიდის შეერთების რეაქციის სითბო შეადგენს:



ჰესის კანონის თანახმად რეაქციის სითბური ეფექტი უდრის ნაერთის CaSiO_3 -ის წარმოქმნის სითბოსა და მისი შემადგენელი კომპონენტების SiO_2 და CaO -ს წარმოქმნის სითბოთა სხვაობას:

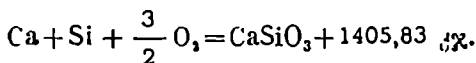
$$Q_{\text{ააჰსის}} = Q_{\text{CaSiO}_3} - (Q_{\text{SiO}_2} + Q_{\text{CaO}}),$$

$$87,86 = Q_{\text{CaSiO}_3} - 857,72 - 635,97,$$

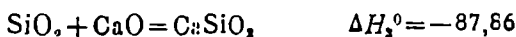
საიდანაც

$$Q_{\text{CaSiO}_3} = -87,86 + 857,72 + 635,97 = 1405,83 \text{ კჯ.}$$

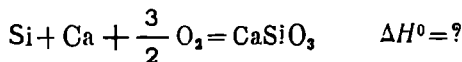
კალციუმის სილიკატის გამოთვლილი წარმოქმნის სითბო მარტივი ნივთიერებებიდან ჩაიწერება შემდეგი სახით:



იმავე შედეგებს მივიღებდით რომ სითბური ეფექტების ნაცვლად გვოსარგებლა ენთალპიების ცვლილებებით:



მარტივი ნივთიერებებიდან კალციუმის სილიკატის წარმოქმნის ენთალპიის ცვლილება ΔH^0 ცნობილი არ არის:

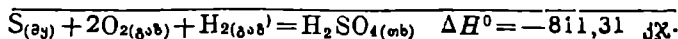
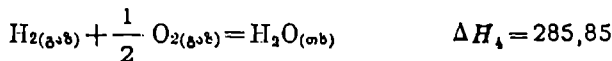
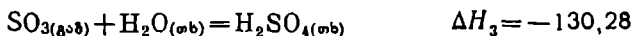
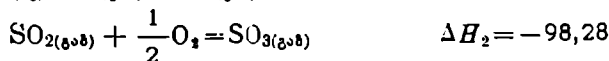


გამოვთვალოთ ΔH^0 :

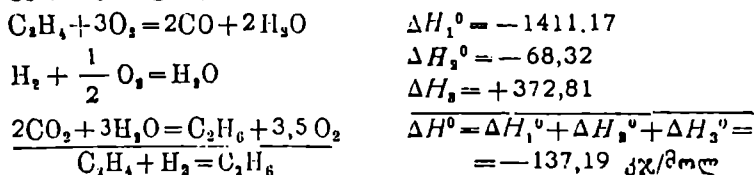
$$\Delta H_3^0 = \Delta H^0 - \Delta H_1^0 - \Delta H_2^0$$

$$-21000 = \Delta H^0 - 857,72 - 635,97 \quad \Delta H^0 = 1405,83 \text{ კჯ.}$$

გავიანგარიშოთ $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{თხ})$ წარმოქმნის ენთალპიის ცვლილება, რისთვისაც შევადგენთ განტოლებებს, რომელთა ჯამი გამოსახავს გამოსაკვლევ რეაქციას:



არსებითად ამავე გზით შეიძლება ვაქციანგარიშით რეაქციის სითბური ეფექტი. მაგალითად, ეთილენის ჰიდროგენიზაციისას ენთალპიის ცვლილება ტოლია:



ექსპერიმენტული გაზომვების შედეგად მიღებულ იქნა $\Delta H^0 = -136,31$ კჯ/მოლ. წარმოქმნის სითბოს გაანგარიშება შეიძლება აგრეთვე ცალკეულ ბმათა ენერგიების ალგებრული შეჯამებით. მაგალითად, გამოთვალეთ ამიაკის წარმოქმნის სითბო:

$$\begin{aligned} \frac{1}{2}\text{N}_2 + \frac{3}{2}\text{H}_2 &= \text{NH}_3 \\ \Delta H_{\text{წარმ}}^0 &= \left(\frac{1}{2} E_{\text{N}\equiv\text{N}} + \frac{3}{2} E_{\text{H}-\text{H}} \right) - 3(E_{\text{N}-\text{H}}) = \\ &= \frac{1}{2} 945 + \frac{3}{2} 429 - 3 \times 348 = -71,11 \text{ კჯ/მოლ.} \end{aligned}$$

ამავე გზით შეიძლება დაწვისა და არსებითად ნებისმიერი რეაქციის სითბური ეფექტის გამოთვლა.

7. წარმოქმნის სითბო და პერიოდულობის კანონი. ჯერ კიდევ 1871 წელს დ. მენდელეევი აღნიშნავდა, რომ ქიმიური ელემენტების პერიოდული სისტემა „აქედანებს ახალ ანალოგიებს და ელემენტების კვლევის ახალ გზებს იძლევა“.

ნაერთის წარმოქმნის სითბოს საინტერესო კანონზომიერება გამოავლინა ფ. კაპუსტინსკიმ (1948), რომლის თანახმად ერთი ეკვივალენტი რაიმე არაორგანული ნაერთის წარმოქმნის სითბო ამ ნაერთის წარმოქმნელი ელემენტების რიგობრივი რიცხვის ლოგარითმის ბაზოვანი ფუნქციაა:

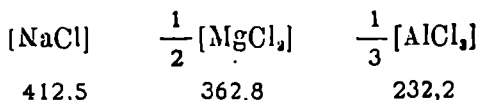
$$\frac{\Delta H_{\text{წარმ}}}{W} = a \log Z + b,$$

სადაც W — ელემენტის ვალენტოვნებაა, Z რიგობრივი რიცხვია, a და b მუდმივებია.

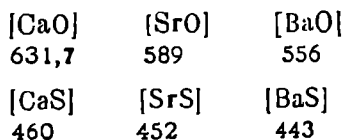
არსებული მდიდარი ექსპერიმენტული მასალის განხილვა საშუალებას იძლევა ნაერთების წარმოქმნის სითბოების შემდეგი კანონზომიერებები დავადგინოთ:

1. მარტივი ნივთიერებების შეერთების სითბო იზრდება ელემენტებს შორის მანძილის მიხედვით პერიოდული სისტემის როგორც ჰორიზონტალური, აგრეთვე ვერტიკალური მიმართულებით.

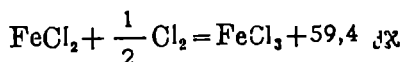
ჰორიზონტალური მიმართულებით:



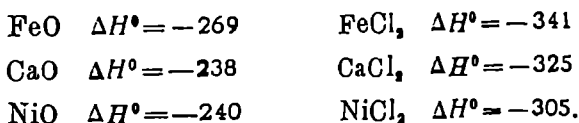
ვერტიკალური მიმართულებით:



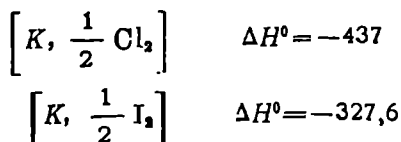
2. პირველი ატომების მიერთებისას მეტი რაოდენობით გამოიყოფა სითბო, ვიდრე მომდევნო ატომების მიერთებისას:



3. ქიმიურად მსგავსი ელემენტების სხვა ელემენტებთან შეერთების სითბოები მცირედ განსხვავდება ერთმანეთისაგან. ამ წესის საილუსტრაციოდ შედარებულია რკინის, კობალტისა და ნიკელის ოქსიდებისა და ქლორიდების წარმოქმნის ენთალპიის ცვლილებები:



აღსანიშნავია აგრეთვე ა. ბერკენგეიმის წესი, რომლის თანახმად პერიოდული სისტემის ერთი ქვეჯგუფის ან მწკრივის ელემენტთა ნაერთების წარმოქმნის სითბო უდრის მოსაზღვრე ელემენტებიდან მსგავსი ნაერთების წარმოქმნის საშუალო არითმეტიკულს. მაგალითად,



$$\text{აქედან } \Delta H_{K_{EP}}^0 = \frac{1}{2} [-437 + (-327,6)] = -382.$$

ექსპერიმენტულად მიღებულია: $\Delta H^0 = -392$.

$$\left(\text{Ca}, \frac{1}{2} \text{O}_2 \right) \quad \Delta H^0 = -635,5$$

$$\left(\text{Ba}, \frac{1}{2} \text{O}_2 \right) \quad \Delta H^0 = -556,4,$$

$$\text{აქედან: } \Delta H_{\text{SrO}}^0 = \frac{1}{2} [-635,5 + (-556,4)] = -595,6$$

ექსპერიმენტულად მიღებულია: $\Delta H^0 = -589,9$ კჯ.

ორგანული ნაერთების წარმოქმნის სითბოს გამოთვლა მოითხოვს მრავალი შესწორების შეტანას, რომლებიც დაკავშირებულია ბმის ჯერადობასთან და სტრუქტურული ელემენტების თავისებურებებთან.

8. წარმოდგენა თერმოდინამიკის მეორე პრინციპის შესახებ. თერმოდინამიკის პირველი პრინციპის დახმარებით შეიძლება თერმოდინამიკური პროცესების ენერგეტიკული დახასიათება, მაგრამ მხოლოდ ამ პრინციპით შეუძლებელია ამავე პროცესების მიმართულების გათვალისწინება. ცხელი და ცივი სხეულების ურთიერთშეხებისას სითბო ცხელი სხეულისაგან გადაეცემა ცივ სხეულს. ენერჯის მუდმივობის კანონის შესაბამისად ცხელი სხეულისაგან გადაცემული სითბოს რაოდენობა ზუსტად უდრის ცივი სხეულის მიერ მიღებულ სითბოს რაოდენობას. თერმოდინამიკის პირველი პრინციპი არ დაირღვეოდა, რომ პროცესი შებრუნებული მიმართულებითაც წარმართულიყო, ე. ი. რომ ცივი სხეულის სითბო ცხელ სხეულს გადასცემოდა. მაგრამ ამ მიმართულების პროცესი თავისით არ მიმდინარეობს და ყოველდღიური ცხოვრების გამოცდილებიდან გამომდინარე, არც არის მოსალოდნელი ასეთი პროცესების მიმდინარეობა.

თერმოდინამიკის პირველი პრინციპის ან მისგან გამომდინარე სხეულებს შორის ენერჯის მიმოცვლის კანონზომიერებების დახმარებით, საერთოდ, არ ხერხდება პროცესის მიმართულების წინასწარ გათვალისწინება. რეალურ პროცესებს სრულად გარკვეული მიმართულება ახასიათებს და, როგორც წესი, მათი შებრუნება არ შეიძლება, | თუ არ იქნა შეცვლილი ამ პროცესების მიმდინარეობის პირობები. შეცნეიერებისა და ტექნიკისათვის კი ფრიალ მნიშვნელოვანია ამა თუ ამ პროცესის მიმდინარეობის მიმართულების წინასწარი გათვალისწინება.

კლაუზიუსის პოსტულატის თანახმად „არ შეიძლება ბუნებაში

მიმდინარე პროცესების ერთადერთი "მედგეი იყოს ცივი სხეულის სიბზოს გადაცემა ცხელი სხეულისადმი" ან „სიბზო ცივი სხეულისაგან ცხელ სხეულს თავისთავად არ გადაეცემა“. თუმცა ხახუნის გზით მუშაობა შეიძლება მთლიანად სიბზოდ ნაქცოთ, მაგრამ სიბზოს სრული გარდაქმნა მუშაობად შეუძლებელია. დიფუზიის შედეგად წილებული ნარევის შემადგენელ ნაწილებად თავისთავად დაყოფა თერმოდინამიკის პირველი პრინციპის თანახმად შესაძლო პროცესია, მაგრამ ასეთი მოვლენა თავისთავად აგრეთვე არ მიმდინარეობს.

აქედან ჩანს, რომ პროცესის მიმართულების გასარკვევად თერმოდინამიკის პირველი პრინციპი არ ყოფილა საკმარისი. საჭიროა ისეთი კანონზომიერებების მიგნება, რომელიც საშუალებას მოგვცემს წინასწარ გავითვალისწინოთ პროცესების მიმდინარეობის მიმართულება. ასეთია თერმოდინამიკის მეორე პრინციპის საგანი, რომლის თანახმად სიბზოს მუშაობად სრულად გარდაქმნა შეუძლებელია. ყველა შესაძლო პროცესებიდან ზოგი თავისთავად მიმდინარეობს, ზოგი კი არა. ამიტომ თერმოდინამიკის მეორე პრინციპში უნდა ასახოს ისეთი პროცესები, რომლებიც თავისთავად მიმდინარეობენ ან არ მიმდინარეობენ. აღნიშნულის გამო მეორე პრინციპის ძირითად ფორმულირებად მივიღებთ კლაუზიუსის (1850) დებულებას, რომლის თანახმად ცივი სხეულისაგან ცხელ სხეულს სიბზო თავისთავად არ გადაეცემა. ეს და მისი მსგავსი პროცესები შესაძლებელია, ოღონდ როგორც სხვა მოვლენების თანმხლები პროცესი, რომელიც მისი მიმდინარეობის შესაძლებლობას განაპირობებს.

ამრიგად, კლაუზიუსის პოსტულატის წინაარსი იმაში იდგომარეობს, რომ ცივი სხეულის სიბზოს გადაცემა ცხელი სხეულისადმი თუმცა შეიძლება განხორციელდეს, მაგრამ ეს არ იქნება ერთადერთი შედეგი, არამედ მასთან დაკავშირებული იქნება სხვა ფიზიკური პროცესიც. ეს სხვა ფიზიკური პროცესი იქნება ან ცხელი სხეულის სიბზოს გადაცემა ცივი სხეულისადმი ან მუშაობის სიბზოდ გარდაქმნა ან ელექტრული მუშაობის სიბზოში გადასვლა და ა. შ.

დამოუკიდებელი უსასრულოდ მცირე პროცესები შეიძლება სამჯგუფად დავყოთ: ბუნებრივ (დადებით), არაბუნებრივ (უარყოფით) და შექცევად პროცესებად. ბუნებრივია პროცესები, რომლებიც რეალურად მიმდინარეობს ბუნებაში. ასეთია გაზების ურთიერთდიფუზია, ტემპერატურის გათანაბრება და ყველა პროცესი, რომლის შედეგადაც სისტემა წონასწორულ მდგომარეობას უახლოვდება. ეს პროცესები უქცევია პროცესებია. არაბუნებრივია ნებისმიერი ბუნებრივის შებრუნებული პროცესი. არაბუნებრივი პროცესები ბუნებაში თავისთავად არასოდეს არ მიმდინარეობს. ასეთი იქნებოდა ცივი სხეუ-

ლის სიტბოს ცხელი სხეულისადმი გადაცემა, ნარევის ცალკე გაზე-
ბად დაყოფა, სიტბოს მუშაობაში გადასვლა და სხვ. ბუნებრივი (უქ-
ცევი) და არაბუნებრივი პროცესების შუალედურია შექცევადი პრო-
ცესები.

კლაუზიუსის პოსტულატიდან გამომდინარეობს, რომ:

1. ბუნებრივი პროცესები თავისთავად მიმდინარეობენ.
2. არაბუნებრივი პროცესები თავისთავად არ მიმდინარეობენ,
3. არაბუნებრივი პროცესი მხოლოდ მაშინ შეიძლება წარვმართოთ, როცა მას ერთდროულად მისი მკომპენსირებელი ბუნებრივი პროცესი ახლავს.

ამ ლეზულებების მავალითები მრავალია. კარნოს პირდაპირ ციკლში სიტბოს მუშაობად გარდაქმნას ახლავს მათბობიდან სიტბოს გადაცემა მაცივრისადმი. კარნოს შებრუნებულ ციკლში მაცივრიდან მათბობისადმი სიტბოს გადაცემას ახლავს მუშაობის პროცესი, რომლის შედეგად სიტბოს ეკვივალენტური რაოდენობა მიიღება.

სითბურ მოვლენებთან დაკავშირებული შექცევადი პროცესები ბუნებაში თავისთავად არ მიმდინარეობს. მაგრამ ყოველთვის შეიძლება გარე პირობების უსასრულოდ მცირე ცვლილებით წარვმართოთ ბუნებრივი პროცესი, რომელიც უსასრულოდ მცირე სიდიდით იქნება განსხვავებული შექცევადი პროცესებისაგან. ამრიგად, ბუნებაში ძრავალი პროცესის მიმდინარეობას ცალმხრივობა ახასიათებს.

შექცევადი ანუ წონასწორული პროცესები ძვეს განხილული ორი ჯგუფის პროცესების საზღვარზე და არც ერთ მათგანს არ მიეკუთვნება. მაგალითად, კარნოს ციკლი აერთიანებს ორ პროცესს—მათბობიდან მაცივრისადმი სიტბოს გადაცემის თავისით მიმდინარე პროცესს და სიტბოს მუშაობად გარდაქმნის პროცესს, რომელიც თავისით არ მიმდინარეობს.

აქედან ჩანს, რომ ბუნებაში ერთი მიმართულების პროცესებს მეტი უპირატესობა აქვს, ვიდრე მათ საპირისპირო მიმართულების პროცესებს. თუ განვიხილავთ სისტემის ორ, ერთმანეთისაგან განსხვავებულ მდგომარეობას, უნდა არსებობდეს საფუძველი იმისა, რომ ერთი მდგომარეობა მიეწეროთ სისტემის საწყის პირობებს და მეორე—საბოლოოს. აქ თავს იჩენს თერმოდინამიკის მეორე პრინციპი, რომლის დანმარებითაც შეიძლება არა მარტო განვსაზღვროთ სისტემის საწყისი და საბოლოო მდგომარეობები, არამედ შეიძლება წინასწარ გავითვალისწინოთ კიდევ მოცემული საწყისი მდგომარეობიდან რა მიმართულებით წარიმართება პროცესი. იმისათვის რომ განვსხვავოთ ერთმანეთისაგან საწყისი და საბოლოო მდგომარეობა, შემოგვაქვს მდგომარეობის ისეთი ფუნქცია S , რომლის მნიშვნელობა თავისთავად მიმდინარე პროცესისათვის სისტემის საბოლოო მდგომარეობაში ყოველთვის მეტია, ვიდრე საწყის მდგომარეობაში. ასეთი

ფუნქციის დახმარებით ადვილად გავითვალისწინებთ პროცესის მიმართულებას.

თუ მოცემულია სისტემის ორი მდგომარეობა (1) და (2), საჭირო იქნება ამ ფუნქციის განსაზღვრა ორივე მდგომარეობისათვის, რისთვისაც საკმარისია ვიპოვოთ S_1 და S_2 გამოსახულებანი. თუ აღმოჩნდება, რომ S_2 აღემატება S_1 -ს, მაშინ საბოლოო მდგომარეობა ყოფილა (2) მდგომარეობა, ე. ი. სისტემა (1) მდგომარეობიდან მიისწრაფვის გადავიდეს (2) მდგომარეობაში, ხოლო შებრუნებული მიმართულების პროცესის თავისთავად მიმდინარეობა S ფუნქციის შემცირების მიმართულებით გაშორიციხულია. მაშასადამე. როცა S ფუნქცია მაქსიმალურია, სისტემა წონასწორობაშია. ამაში მდგომარეობს თერმოდინამიკის მეორე პრინციპის ზოგადი შინაარსი.

ამრიგად, აჩვენებთ ფუნქცია S , რომელიც დამოკიდებულია სისტემის მდგომარეობაზე. მას ვუწოდებთ ენტროპიას.

უქცევი პროცესების დროს ამ ფუნქციის მნიშვნელობის შატება შით მეტია, რაც უფრო მეტია პროცესის უქცევობის ხარისხი. ამიტომ ამ ფუნქციის (ე. ი. ენტროპიის) დახმარებით შეიძლება პროცესების მიმართულების გათვალისწინება.

შიგა ენერჯიის მსგავსად, ენტროპია დამოკიდებულია სისტემის საწყის და საბოლოო მდგომარეობაზე და არა პროცესის გზაზე. ენტროპიის ცვლილების ფორმულიდან

$$\Delta S = \frac{q}{T}$$

გამომდინარეობს ენტროპიის შემდგომი განმარტება: იზოთერმული შექცევადი პროცესის დროს ენტროპიის ცვლილება ეწოდება სისტემის მიერ მიღებულ ან გაცემულ სითბოს, შეფარდებულს აბსოლუტურ ტემპერატურასთან.

ნებისმიერი აზოლირებული სისტემის ენერჯია მუდმივია, ენტროპია კი გადიდებისაკენ მიისწრაფვის. ასეთ სისტემაში ენტროპია, უკიდურეს შემთხვევაში შეიძლება უცვლელი დარჩეს (თუ მასში არავითარი ცვლილება არ მოხდება ან მხოლოდ შექცევადი პროცესი წარიმართება). უქცევი პროცესების დროს ენტროპია უნდა გაიზარდოს, და იზოლირებულ სისტემაში ის არასოდეს შემცირდება.

ყოველი სისტემა შეიძლება იზოლირებულად ჩავთვალოთ, თუ მას გარემო არესთან ერთად განვიხილავთ. თუ სისტემაში შექცევადი პროცესი მიმდინარეობს, სისტემის ენტროპიის ნამატს (ΔS -ს) ყოველთვის ახლავს გარემოს ენტროპიის ზუსტად ისეთივე შემცირება, მაშასადამე, სისტემისა და გარემოს ენტროპიათა ჯამი ($\Sigma \Delta S = \text{const.}$)

მუდმივია. მაგრამ თუ სისტემაში მიმდინარე პროცესი შეუქცევადია, მაშინ გარემოს ენტროპიის შექცირება სისტემის ენტროპიის ნამატზე უფრო ნაკლებია იქნება და შეჯამებული ენტროპია გაიზარდება. ამის ნათელსაყოფად განვიხილოთ შემდეგი პროცესი:

ლითონის ცხელი სხეული T_1 ტემპერატურით ჩაეშვით ციფ წყალში T_2 ტემპერატურით. სიზბო ლითონისაგან წყალს გადაეცა-

ლითონის ენტროპიის შექცირება უღრის $\Delta S_1 = \frac{q}{T_1}$. აქ ენტროპია

გამოითვლება დიდა კოეფიციენტით (T_1 -ით); წყლის ენტროპიის გა-

დიდება $\left(\Delta S_2 = \frac{q}{T_2}\right)$ უფრო მცირე კოეფიციენტს შეიცავს (T_2 -ს). მა-

შასადამე, მეტალის ენტროპიის შემცირება უფრო ნაკლებია, ვიდრე წყლის ენტროპიის ნამატი. ჯამში—სისტემის (ლითონი-წყალი) ენტროპია გაიზარდა.

როცა მოცეული სისტემის ენტროპია მაქსიმუმს მიაღწევს, პროცესის მიმდინარეობა შეწყდება, რადგან ამ დროს დამყარებული იქნება თერმოდინამიკური წონასწორობა. შემბრუნებული მიმართულების პროცესი დაკავშირებული იქნებოდა ენტროპიის შემცირებასთან, ამიტომ ის თავისთავად არ წარმოებულა. ამრიგად, იზოლირებული სისტემის წონასწორობის პირობა მისი მაქსიმუმი.

9. სტანდარტული ენტროპიები. თერმოდინამიკის პირველი პრინციპის აუტოლებლობამ განაპირობა შიგა ენერჯიის ცნების ჩამოყალიბება. ასევე, მეორე პრინციპის ფორმულირებამ მოითხოვა მდგომარეობის ფუნქციის განხილვა, რომელსაც ენტროპია ეწოდა. მეორე პრინციპის თანახმად, იზოლირებული სისტემის შიგა ენერჯია მუდმივი რჩება, ხოლო ენტროპია ყველა თავისთავად მიმდინარე პროცესის დროს იზარდება. ამ ფუნქციის განხილვის შედეგად თერმოდინამიკური პროცესები ორ ჯგუფად დაიყო. ასეთია: 1. უქცევი (ბუნებრივი) პროცესები, რომელთა მიმდინარეობა საერთოდ დაკავშირებულია ენტროპიის გადიდებასთან მაშინაც კი, როდესაც სისტემა თავის საწყის მდგომარეობას უბრუნდება და 2. შექცევადი პროცესები, რომელთა მიმდინარეობისას თუ სისტემა დაუბრუნდა საწყის მდგომარეობას, ენტროპიის ცვლილება ნულის ტოლია:

$$\sum \frac{q}{T} = 0,$$

ამიტომ თერმოდინამიკაში ჩრსებითი როლი ენიჭება პროცესების დაყოფას შექცევად და უქცევი პროცესებად.

პროცესი შექცევადია, როცა ამ პროცესის შემბრუნებისას სის-

ტემა იმავე გზით დაუბრუნდება საწყის მდგომარეობას და არც ამ სისტემასა და არც გარემო არეში არ დაჩრება რაიმე ცვლილება. ორი ერთმანეთის საპირისპირო შექცევადი პროცესის საბოლოო შედეგი ნულია, ე. ი. ყველა სხეული, რომლებიც მონაწილეობდა პროცესში და იცვლიდა თავის მდგომარეობას, უნდა დაუბრუნდეს თავის საწყის მდგომარეობას, რომელშიც ისინი პროცესის დაწყებამდე იმყოფებოდა.

ამრიგად, შექცევადია ისეთი პროცესი, რომლის შებრუნებისას ერთადერთი შედეგი იქნება სისტემისა და გარემო არის დაბრუნება საწყის მდგომარეობაში. მაგრამ თუ პროცესის შებრუნების შედეგად სისტემაში ან გარემოში რაიმე ცვლილება დარჩა, ასეთი პროცესი უქცევა იქნება. მაშასადამე, შექცევადობისათვის სისტემის დაბრუნება საწყის მდგომარეობაში აუცილებელი, მაგრამ არასაკმარისი პირობაა, რადგან ამისათვის გარემო არეშიც უნდა აღდგეს საწყისი მდგომარეობა.

აღსანიშნავია, რომ შექცევადი პროცესის დროს სისტემის მიერ შესრულებული მუშაობა მაქსიმალურია. შექცევადი პროცესის გენტროპიის ცვლილება გამოისახება შემდეგი თანადარდობით:

$$dS = \frac{dq_{შეკ}}{T}, \quad (ა)$$

სადაც $q_{შეკ}$ არის შექცევადი პროცესის დროს სისტემის მიერ გამოყოფილი ან შთანთქმული სითბო. წინეაუცვლელ პირობებში ეს განტოლება მიიღებს შემდეგ სახეს¹:

$$dS = \frac{dH}{T} = C_p \frac{dT}{T}.$$

მიღებული განტოლების ინტეგრირებით მივიღებთ:

$$dS = \int_{T_1}^{T_2} C_p \frac{dT}{T} = \int_{T_1}^{T_2} C_p d \ln T.$$

¹ სითბოტევადობა $C_p = \frac{dq_p}{dT}$, რადგან $q_p = \Delta H$, ამიტომ წინეაუცვლელ სითბოტევადობის ფორმულას ექნება სახე: $C_p = \frac{dH'}{dT}$. აქედან $dH = C_p dT$, ხოლო

$$\frac{dH}{T} = C_p \frac{dT}{T}.$$

ამ განტოლების გამარტივების მიზნით საკმარისი იქნება დაეუშვათ, რომ ტემპერატურის მოცემულ ინტერვალში სითბოტევადობა მუდმივია, მაშინ მივიღებთ გასაანგარიშებელ შემდეგ ფორმულას:

$$\Delta S = C_p \ln \frac{T_2}{T_1}.$$

ენტროპიის განზომილება არის კჯ/გრად. მოლ.

მიღებული თანაფარდობა გამოსადეგია ენტროპიის ცვლილების გამოსათვლელად, განუჩივლად გამოსაკვლევი ნივთიერებების აგრეგატული მდგომარეობისა.

ნერნსტის სითბური თეორემის ერთ-ერთი დასკვნის თანახმად, რომელიც შემდეგში განავითარა პლანკმა, წესიერად აგებული, ქიმიურად სუფთა კრისტალური ნივთიერებების ენტროპია აბსოლუტურ ნულზე ნულის ტოლია. ეს პრინციპი საფუძვლად დაედო ენტროპიის აბსოლუტური მნიშვნელობების გამოთვლას. ამისათვის საკმარისია ვიცოდეთ სითბოტევადობები და აგრეგატული მდგომარეობის ცვლილების სითბოები. ენტროპიის აბსოლუტური სიდიდის გამოსათვლელად მიღებული ფორმულის დახმარებით გაიანგარიშებენ ენტროპიის ცვლილებას ლლობის ტემპერატურამდე, ლლობის ენტროპიას, მიღებული სითბის ენტროპიის მატებას დუდილის ტემპერატურამდე, აორთქლების ენტროპიას და მიღებული გაზის ენტროპიის ცვლილებას მოცემულ ტემპერატურამდე. მათი შეჯამებით მიიღება მოცემული ნივთიერების აბსოლუტური ენტროპია მოცემულ ტემპერატურაზე. თუ ნივთიერება სტანდარტულ პირობებში იქნება, მიღებული სიდიდე სტანდარტული ენტროპია იქნება.

გარდა ამ მეოთხისა არის აბსოლუტური ენტროპიის გამოთვლის სტატისტიკური მეოთხე, რომელიც აგებულია სპექტრულ მონაცემებზე. სტატისტიკური მექანიკის თანახმად, ენტროპია მდგომარეობის ლოგარითმის პროპორციულია:

$$S = k \ln W,$$

სადაც k ბოლცმანის მუდმივაა, W —თერმოდინამიკური აღბათობა, რომელიც არსებითად მოუწესრიგებლობის ხარისხს გამოსახავს.

ამრიგად, ენტროპია არის მოცემული მდგომარეობის აღბათობის ზომა. რაც უფრო მოუწესრიგებელია სისტემა, მით უფრო მეტია მისი ენტროპია და პირიქით, მოწესრიგებულ კონფიგურაციას ენტროპიის მინიმალური მნიშვნელობა ახასიათებს. აქედან გამომდინარეობს, რომ როცა სისტემაში გამოირიცხულია ყოველგვარი უწესრიგობა, მას უნდა ჰქონდეს ნულოვანი ენტროპია. წმინდა კრისტალური ნივთიერება აბსოლუტური ნულის ახლოს აკმაყოფილებს ამ პი-

რობას, ამიტომაც მისი ენტროპია ნულის ტოლია იმ პირობით, თუ გამოვრიცხავთ ატომების შესაძლო ქაოსურ წყობას მის შიგა სტრუქტურაში.

10. ენტროპიის ცვლილება ხსვიდახსვა პროცესის დროს. ენტროპიის ცვლილება რომ გამოვთვალოთ რაიმე სისტემისა, რომელსაც: ვაწოდებთ სითბოს ტემპერატურაუცვლელ პირობებში, როგორც ეს ხდება, მაგალითად, ლღობის ან აორთქლების ანდა სხვა ფიზიკური გარდაქმნების დროს (იზოთერმული პროცესები, $T = \text{const}$), გამოვიყენებთ ზემოთ შილებულ (ა) თანაფარდობას:

$$S_2 - S_1 = \int \frac{dq_{\text{რავნ}}}{T} = \frac{1}{T} \int dq_{\text{რავნ}} = \frac{q}{T}.$$

მაგალითად, გავიანგარიშოთ ენტროპიის ცვლილება, როცა რაიმე ნივთიერება წონასწორულ პირობებში ერთი ფაზიდან მეორეში გადადის. ამისათვის განვიხილოთ ერთი მოლი ტყევის ლღობა. ლღობის ტემპერატურაზე ($t = 327^\circ\text{C}$ 1 ატ-ზე) მყარი და თხევადი ფაზები ერთ-მანეთთან წონასწორობაშია. თუ ამ სისტემის ტემპერატურას უსასრულოდ ღვირე dT სიდიდით შევამცირებთ, თხევადი, ე. ი. გაღობილი ფაზა გაშყარებას დაიწყებს, ხოლო ტემპერატურის dT სიდიდით გადიდებისას მყარი ფაზის ლღობა დაიწყება. აქედან ჩანს, რომ ლღობის ტემპერატურაზე ლღობა შექცევადი პროცესია. ამიტომაც, თუ თითო გრამი ტყევის ლღობის სითბო 24,60 ჯოულს შეადგენს. მაშინ ენტროპიის ცვლილება იქნება:

$$\Delta S_{600} = \frac{207,2 \cdot 24,60}{600} = 8,497 \text{ კჯ/გრად. მოლ.}$$

მაშასადამე, ლღობის ტემპერატურაზე გაღობილი ტყევის ატომური ენტროპია 8,497 ჯოულით აღემატება მყარი ტყევისას იმავე ტემპერატურაზე.

არსებითად ამავე გზით გამოითვლება აორთქლების თანმხლები ენტროპიის ცვლილება. დუდილის ტემპერატურაზე ($t = 80,2^\circ\text{C}$) ბენზოლის აორთქლების ხვედრითი სითბო შეადგენს 395 ჯოულს, აქედან:

$$\Delta S_{853,4} = \frac{78,05 \cdot 395}{353,4} = 87,23 \text{ კჯ/გრად. მოლ}$$

როცა წინეაუცვლელ პირობებში სითბოს მიწოდებისას სისტემის ტემპერატურა იცვლება, მაშინ ენტროპიის ნამატს (იზობარული პროცესებისათვის) ვიპოვიით თანაფარდობიდან:

$$S_2 - S_1 = \Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_p}{T} dT.$$

როცა იცვლება გაზის T და V , ან T და p , ენტროპიის ცვლილებას გამოვთვლით ქვემო განტოლების დახმარებით:

$$S_2 - S_1 = C_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{V_2}{V_1},$$

ან

$$S_2 - S_1 = C_p \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{p_2}{p_1}.$$

ტემპერატურის გადიდებისას ენტროპია იზრდება უმათვრესად ლოგარითმული წვერის ხარჯზე. აქ მთავარია $\frac{T_2}{T_1}$ ფარდობა, რომელიც ერთნაირია ტემპერატურის გადიდებისას 273-დან 1365°-მდე და 20 K—100 K-მდე. გაზის იზოთერმული გაჟარაობებისას ენტროპია ერთნაირად იზრდება. რადგან $\lg \frac{V_2}{V_1} = \lg 10 = 1$, ამიტომ $\frac{V_2}{V_1} = 10$, ენტროპია გაიზრდება 4,575 კალ/გრად-ით ანუ 19,14 ჯ/გრად-ით.

11. ენტროპია და პერიოდულობის კანონი. სტანდარტული ენტროპიების S_{298}° სხვაობები ასახავს ნივთიერებათა ბუნების სხვაობას. ამიტომ სტანდარტული ენტროპიების განსაზღვრამ შესაძლო გახდა საკითხის დაყენება ენტროპიისა და ნივთიერების თვისებებს შორის. ბოლცმანის განტოლებიდან:

$$S = k \ln W,$$

გამომდინარეობს, რომ ერთნაირ პირობებში ენტროპია S_T° უნდა იზრდებოდეს ნივთიერების სიმკვრივის გადიდებასთან ერთად, ე. ი. S_T° დამოკიდებულია ატომებს შორის მიზიდვის ძალაზე.

კავშირი ენტროპიისა და ნივთიერების თვისებებს შორის მკაფიოდ ვლინდება არაორგანული ნაერთების განხილვისას პერიოდული სისტემის თვალსაზრისით. ქვემოთაა მსგავსი ნაერთების ენტროპიები იზრდება რიგობრივად რიცხვის გადიდებისას ($S_{H_2O}^{\circ} < S_{H_2S}^{\circ} < S_{H_2Se}^{\circ} < S_{H_2Te}^{\circ}$; $S_{HF}^{\circ} < S_{HCl}^{\circ} < S_{HBr}^{\circ} < S_{HI}^{\circ}$). ნაერთის ენტროპია, ცხადია, აგრეგატულ მდგომარეობაზედაცაა დამოკიდებული ($S_{\text{აირ}}^{\circ} > S_{\text{ხს}}^{\circ} > S_{\text{ყ}}^{\circ}$).

ენტროპიის ცვლილებას პერიოდების მიხედვით რთული ხასიათი აქვს. ლითიუმიდან ზემავარ ალმასზე გადასვლისას ენტროპია მცირდება მიუხედავად ატომური მასის გადიდებისა, შემდეგ მომდევ.

ნო ელემენტების S° მათი აირად მდგომარეობასთან დაკავშირებით
იზრდება. ელემენტების ენტროპიების მნიშვნელობა, როგორც რიგობრივი
რიცხვის ფუნქცია, პერიოდულ ხასიათს ატარებს.

12. წარმოდგენა გიბსის ენერჯიის შესახებ. მისი ცვლილება
როგორც რეაქციის უნაჩის ზომა. ჯერ კიდევ XVII საუკუნეში და-
ყენებული იყო კითხვა: რა არის ქიმიური რეაქციის მიზეზი? ითვლე-
ბოდა, რომ რეაქციის მიზეზი არის ქიმიური სწრაფვა. ის ფაქტი,
რომ ზოგი ნივთიერება უერთდება ერთმანეთს (მაგალითად, $2H_2 + O_2$,
 $H_2 + F_2$), ზოგი არა (მაგალითად, $F_2 + O_2$) ყოველთვის იყო ქიმიური
სწრაფვის (ქიმიური გარდაქმნისადმი მისწრაფების) შესახებ ნსჯელო-
ბის საგანი.

ქიმიური პროცესის დახასიათება მოითხოვს შესაბამის რეაქცია-
ში ნივთიერებათა ქიმიური სწრაფვის ცოდნას, რომელიც არის „ძა-
ლა“, რის მოქმედების დროსაც ხდება ქიმიური გარდაქმნა. ამიტომ
შეტად მნიშვნელოვანი იყო განსაზღვრა ან მისი ზომის მიგნება-

ქიმიური სწრაფვის ზომად ერთხანს მიჩნეული იყო რეაქციის
სიჩქარე. აღსანიშნავია, რომ რეაქციის სიჩქარესა და ქიმიურ სწრაფ-
ვას შორის კავშირი არ არსებობს. მაგალითად, განეიტრალების რეაქ-
ცია, ე. ი. წყალბადისა და ჰიდროქსიდის იონების ურთიერთშეკავში-
რება შეტად სწრაფად მიმდინარეობს (რეაქცია წამის მეათასედში მი-
დის ბოლომდე), ხოლო წყალბადისა და ჟანგბადის შეერთება იმავე
ტემპერატურაზე ძალიან დიდ დროს მოითხოვს, მიუხედავად იმისა,
რომ პირველ შემთხვევაში ქიმიური სწრაფვა გაცილებით უფრო სი-
ჩქარე, ვიდრე მეორეში.

ბევრად უფრო ნაყოფიერი აღმოჩნდა ბერთლოსა და თომსენის
აზრი, რომლის თანახმად ქიმიური სწრაფვის ზომას წარმოადგენს
რეაქციის სითბური ეფექტი. 1865 წ. ბერთლომ ჩამოაყალიბა „მაქ-
სიმალური მუშაობის პრინციპი“, რომლის თანახმად $A=Q$, ე. ი. ქი-
მიური გარდაქმნით მიიღება ისეთი ნაერთი, რომლის წარმოქმნა და-
კავშირებულია მაქსიმალური სითბოს გამოყოფასთან. ამ პრინციპში,
როგორც ცნობილია, შეცდომით გაიგივებულა რეაქციის მაქსიმალუ-
რი მუშაობა და მისი სითბური ეფექტი. ამ პრინციპის თანახმად
ენდოთერმული რეაქციების მიმდინარეობა შეუძლებელი უნდა იყოს.
ამრიგად, ყოველი შექცევადი პროცესი არღვევს ბერთლოს პრინ-
ციპს, ქიმიური სწრაფვის ზომის დადგენაში ბერთლოსა და თომსენის
აზრი მაინც მნიშვნელოვან ნაბიჯს წაჰმოადგენდა. რეაქციის სითბურ
ეფექტს, რომელიც რეაქციის სიჩქარის ნაცვლად იყო მოწოდებული
ქიმიური სწრაფვის ზომად, ის უპირატესობა აქვს, რომ სითბური
ეფექტი არ არის დაპოკიდებული იმაზე, თუ რამდენად განსხვავდება
სისტემას საწყისი ძდგომარეობა წონასწორულისაგან. აღსანიშნავია,
რომ მრავალ შეკრულებაში, კერძოდ, თხევად და ჰყარ ფაზაში, ჩვეუ-

ლებრივი ტემპერატურის პირობებში, ეს პრინციპი თვისებრივად მართებულიად შეიძლება ჩაითვალოს.

ქიმიური სწრაფვის თეორია შეიმუშავა გობსმა (1878), ჰელმ-ჰოლცმა (1884) და ვანტ-ჰოფმა (1885). მათი თეორიით ქიმიური სწრაფვის ზომას წარმოადგენს არა რეაქციის სითბო, არამედ მაქსიმალური მუშაობა, რომელიც რეაქციის იზოთერმულად და შექცევადად მიმდინარეობისას მიიღება: 1. რეაქციის მაქსიმალური მუშაობა დამოკიდებულია არა პროცესის გზაზე, არამედ რეაქციაში შემავალ ნივთიერებათა გვარობაზე და მათ თერმოდინამიკურ მდგომარეობაზე, 2. მაქსიმალური მუშაობის ნიშანი განსაზღვრავს რეაქციის მემართულებას, 3. წონასწორობის დროს მაქსიმალური მუშაობა ნულის ტოლია, ე. ი. სისტემაში გამორიცხულია რაიმე პროცესების თავისთვად მიმდინარეობა. როცა პროცესის დროს $P, T = \text{const}$, მაშინ ქიმიური სწრაფვის ზომა იზობარული პოტენცილის ცვლილებას წარმოადგენს.

თერმოდინამიკის მეორე პრინციპის დახმარებით აღვილია სწორი შეფასება მივცეთ ბერთლოს პრინციპს. გიბს-ჰელმჰოლცის განტოლების თანახმად,

$$A = Q + T \frac{dA}{dT} \text{ ანუ } \Delta\Phi = \Delta H - T\Delta S,$$

სადაც ბმული ენერგია $T \cdot \Delta S$ გამოსახავს სხვაობას ჰერმარიტ A სწრაფვისა და ბერთლოს Q სწრაფვის შორის. ამ განტოლებიდან ჩანს, რომ 1) ბერთლოს პრინციპი მართებულია მაშინ, როცა $\frac{dA}{dT} = 0$,

ანუ როცა $\Delta S = 0$, ე. ი. როცა რეაქციის მაქსიმალური მუშაობა არ არის დამოკიდებული ტემპერატურაზე, და 2) როცა $T = 0$, ე. ი. რაც უფრო ახლოა სისტემა აბსოლუტურ ნულთან, მით უფრო ზუსტად დაეპოჩილება მოცემული სისტემა ბერთლოს პრინციპს.

სისტემაში მიმდინარე ცვლილებები რომ ბერთლოს პრინციპის შესაბამისად წარიმართოს, ამისათვის არ არის აუცილებელი, რომ ან $\frac{dA}{dT}$, ან T ზუსტად ნულის ტოლი იყოს, ვინაიდან ამ დროს A და Q -ს ნიშნები ერთნაირი იქნება. მართლაც, ცნობილია, რომ დაბალ ტემპერატურებზე სისტემაში უპირაჯეაად ეგზოთერმული პროცესები მიმდინარეობს, ე. ი. დაბალი ტემპერატურების მიმართ ბერთლოს პრინციპი მართებულია.

თუ ქიმიური სწრაფვა და შეყენებული წინაღობა უსასრულო მცირე სიდიდით განსხვავდება ერთმანეთისაგან, ე. ი. თუ რეაქცია შექცევადად მიმდინარეობს, მაშინ მუდმივი ტემპერატურის პირობებში რეაქცია მაქსიმალურ მუშაობას შეასრულებს, რაც ქიმიურ სწრაფ-

ვის ზომად არის მიჩნეული. რადგან ჩვენ დღემდე არ გაგვაჩნია ქიმიური სწრაფვის პირდაპირი გაზომვის მეთოდი, ამიტომ იძულებული ვართ გავზომოთ რეაქციის მასქიმალური მუშაობა.

ქიმიური ენერგია, სხვა სახის ენერგიების მსგავსად, შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც ინტენსიურობისა და ტევადობის ფაქტორთა ნამრავლი. ამ შემთხვევაში ტევადობის ფაქტორს შეესაბამება გარდაქმნილი ნივთიერების რაოდენობა. როცა რეაქციაში ნივთიერებათა თითოეული მოლი შედის, მაშინ ტევადობის ფაქტორი ერთნაირია და ქიმიურ სწრაფვის შესადარებლად სავსებით საკმარისი იქნება შესაბამისი რეაქციების მუშაობათა შედარება. ამიტომ სწრაფვის კეშმარიტ ზომად მიჩნეულია სისტემის თავისუფალი ენერგიის ტოლი მაქსიმალური A მუშაობა. რომელიც რეაქციის იზოთერმულად და შექცევადად მიმდინარეობისას მიიღება. ვინაიდან მაქსიმალური მუშაობა უდრის თავისუფალი ენერგიის შემცირებას, ამიტომ ეს უკანასკნელიც ქიმიური სწრაფვის ზომას წარმოადგენს.

საკითხის ნათელსაყოფად განვიხილოთ შემდეგი პროცესი: დავუშვათ, რომ ურთიერთქმედებენ A და B ნივთიერებები და შედეგად მიიღება M და N ნივთიერებები:

$$A + B = M + N.$$

თუ A და B ნივთიერებები წონასწორობის მიღწევისას მეტად უმნიშვნელო რაოდენობით დარჩა, ვიტყვი, რომ A და B ნივთიერებებს შორის დიდი სწრაფვაა. თუ სხვა პირობებში, მაგალითად, მალე ტემპერატურაზე რეაქციაში შეუსვლელი A და B ნივთიერებები დიდი რაოდენობითაა დარჩენილი, ე. ი. მათი წონასწორობის კონცენტრაციები დიდია, ცხადია, რომ მათ შორის სწრაფვა შეიძლება დავახასიათოთ იმით, თუ როგორია ნივთიერებათა რეაქციაში შესვლის უნარი წონასწორობის დამყარებისას, ე. ი. როგორი მნიშვნელობისაა წონასწორობის მუდმივა.

სისტემის ერთი მდგომარეობიდან მეორეში იზოთერმულად და შექცევადად გადასვლისას გიბს-ჰელმჰოლცის განტოლების თანახმად:

$$\Delta\Phi = \Delta H - T\Delta S,$$

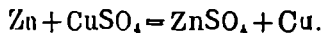
სადაც $\Delta\Phi$ არის გიბსის ენერგია, რომელიც იზოთერმულ პირობებში მუშაობაში გადადის.

ΔH — პროდუქტების წარმოქმნის სითბო, მინუს ამოსავალი ნივთიერების წარმოქმნის სითბო,

ΔS — საბოლოო მდგომარეობის ენტროპია, მინუს ამოსავალი მდგომარეობის ენტროპია.

მაგალითისათვის, განვიხილოთ რეაქცია მეტალურ თუთიასა და

სპილენძის სულფატის ხსნარს შორის, რის შედეგადაც მიიღება თუთიის სულფატი და შეტალური სპილენძი:



თუ ამ რეაქციას ჩავატარებთ კალორიმეტრში (25°C), გავზომავთ რეაქციის სითბოს (რეაქციის ენთალპიის ცვლილებას), ერთ მოლ თუთიაზე მოდის $\Delta H = -233$ კჯ/მოლ

ამავე რეაქციის საფუძველზე შეიძლება ავაგოთ გალვანური ელემენტი, რომელიც ცნობილია დანიელის ელემენტის სახელწოდებით. ერთი მოლი თუთიის რეაქციაში შესვლისას რეაქციის მაქსიმალური მუშაობა ანუ გიბსის ენერჯიის შემცირება, რომელიც ელექტრული ენერჯიის სახით მიიღება — $\Delta\Phi = 212,5$ კჯ/მოლ. მათი სხვაობა: $-233 + 212,5 = 20,5$ კჯ/მოლ გამოიყოფა სითბოს სახით, რომელიც მუშაობად არ გარდაიქმნება ($T \cdot \Delta S$), და გადაეცემა გარემო არეს სითბოს სახით.

როცა ენტროპია არ იცვლება, ე. ი. $\Delta S = 0$, გიბსის ენერჯია ენთალპიის ცვლილების ტოლია. ამის შედეგად სისტემა ნაკლები ენერჯიის მქონე მდგომარეობაში გადადის, როცა ენთალპია არ იცვლება, ე. ი. $\Delta H = 0$, მაშინ სისტემის ენტროპია იზრდება. საერთოდ კი გიბსის ენერჯიის ცვლილება დაკავშირებულია როგორც ენთალპიის, აგრეთვე ენტროპიის შეცვლასთან.

13. გიბსის ენერჯიის სტანდარტული ცვლილება. გიბსის ენერჯია $\Delta\Phi$ ისეთი რეაქციის თავისუფალ ენერჯიას გამოსახავს, რომლის შედეგად განსახილველი ნივთიერება სტანდარტულ პირობებში ამოსავალი მარტივი ნივთიერებებიდან მიიღება. მარტივი ნივთიერებების გიბსის ენერჯია სტანდარტულ პირობებში მიჩნეულია ნულის ტოლად.

თავისთავად მიმდინარე რეაქცია, როგორც ეს ზემოთ აღვნიშნეთ, დაკავშირებულია გიბსის ენერჯიის შემცირებასთან, წონასწორობის პირობებში კი—მის მინიმუმთან. ამ დროს $\Delta\Phi = 0$.

ქიმიური რეაქციის დროს გიბსის ენერჯიის შემცირების განსაზღვრა სხვადასხვა გზით შეიძლება, როცა ცნობილია რეაქციის წონასწორობის მუდმივა, გიბსის ენერჯიის შემცირების გაანგარიშება ადვილია ვანტ-ჰოვის რეაქციის იზოთერმის დახმარებით:

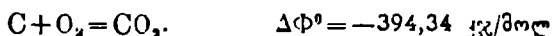
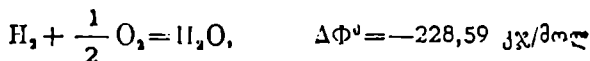
$$\Delta\Phi = RT \ln K_p$$

თუ მოცემული რეაქციის საფუძველზე შესაძლებელია გალვანური ელემენტის აგება, რადგან თავისუფალი ენერჯიის შემცირება ელექტრული მუშაობის ტოლია: $-\Delta\Phi = ZFE$ (სადაც Z იონის ვალენტოვნებაა და F კი ფარადეის რიცხვი), მაშინ გალვანური ელემენტის ელექტრომომძრავებელ E ძალის მიხედვით ადვილი იქნება $\Delta\Phi$ -ს გამოთვლა.

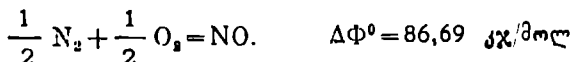
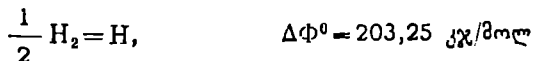
ცნობილი რეაქციების გიბსის ენერჯიების შეჯამებით აესის კანონი საშუალებას იძლევა სხვა დანარჩენი რეაქციების გიბსის ენერჯიის შემცირება გავიანგარიშოთ. ამავე გზით შეიძლება მრავალი რეაქციის წონასწორობის მუდმივათა გაანგარიშებაც.

ცნობილია, რომ გიბსის ენერჯიის ცვლილება დამოკიდებულია სისტემის საწყის და საბოლოო მდგომარეობაზე, აქიტომ მისი გაანგარიშება იმავე გზით შეიძლება, როგორც სითბური ეფექტისა. ამიტომ გიბსის ენერჯიის სტანდარტული პიდიდეების დახმარებით შესაძლებელია რეაქციის $\Delta\Phi$ ის გაანგარიშება ნებისმიერი პირობებისათვის.

რეაქციები, რომლებიც დაკავშირებულია გიბსის ენერჯიის მნიშვნელოვან შემცირებასთან, ენერჯიულად ხიმიდინარეობს. ასეთია მაგალითად,

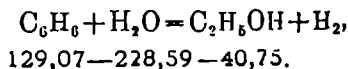


სამაგიეროდ ისეთი რეაქციები, რომელთა მიმდინარეობის დროს გიბსის ენერჯია, ე. ი. თავისუფალი ენერჯია იზრდება, თავისთავად არ მიმდინარეობს. ასეთ შემთხვევაში საჭიროა ენერჯიის დახარჯვა, რათა რეაქცია წავიდეს, ე. ი. სისტემის თავისუფალი ენერჯია ამ დროს უნდა გაიზარდოს. ასეთია, მაგალითად, რეაქცია:



ამას გარდა, $\Delta\Phi$ -ის დადებით ნიშანი იმასაც გვიჩვენებს, რომ ნაერთი თერმოდინამიკურად უმდგრადია და მისი გარდაქმნა თავისთავად მიმდინარე პროცესია.

განვიხილოთ რთული რეაქციის თანმზლები გიბსის ენერჯიის ცვლილება:



ჰესის კანონის თანახმად,

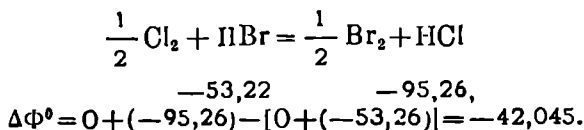
$$\Delta\Phi^\circ = \Delta\Phi^\circ_{\text{პროდ}} - \Delta\Phi^\circ_{\text{რეაქტ}}.$$

აქედან

$$\Delta\Phi^\circ = -40,75 - (129,07 - 228,59) = +58,46$$

როგორც ჩანს, $\Delta\Phi$ -ის დადებითი ნიშნის თანახმად, ეს რეაქცია თავისთავად არ წარიმართება.

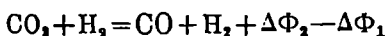
გავიანგარიშოთ თავისუფალი ქლორისა და ბრომწყალბადის რეაქციის გიბსის ენერჯის ცვლილება:



არსებითად ამავე გზით შეიძლება რეაქციის წონასწორობის მუდმივას გაანგარიშება ცნობილი რეაქტივებიდან. მაგალითად, მოცემულია

1. $\text{CO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{CO}_2, \quad \Delta\Phi_1 = -RT \ln K_1,$
2. $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}, \quad \Delta\Phi_2 = -RT \ln K_2,$
3. $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}, \quad \Delta\Phi_3 = -RT \ln K_3.$

შეორე რეაქციას რომ პირველი გამოვაკლოთ, მივიღებთ მესამე რეაქციას:



რადგან გიბსის ენერჯის შემცირება არ არის დამოკიდებული გზაზე, ადგილი ექნება შემდეგ ტოლობას

$$\Delta\Phi_1 - \Delta\Phi_3 = -\Delta\Phi_2,$$

საიდანაც:

$$\ln K_3 = \ln K_2 - \ln K_1.$$

14. ტემპერატურის გავლენა რეაქციის წონასწორობაზე. რეაქციის წონასწორობის მუდმივა დამოკიდებულია ტემპერატურაზე. ამ დამოკიდებულების განსაზღვრა მოითხოვს მაქსიმალური მუშაობის ტემპერატურული დამოკიდებულების გარკვევას. ამ მიზნით შევადაროთ ერთმანეთს რეაქციის იზოთერმა და გიბს-ჰელმჰოლცის განტოლება:

$$A = RT \ln K, \quad A - Q_s = T \frac{dA}{dT}.$$

იზოთერმის განტოლების T -ს მიმართ წარმოება მოგვცემს:

$$\frac{dA}{dT} = R \ln K_c - RT \frac{d \ln K_c}{dT}.$$

ამ გამოჩახელების გიბს-ჰელმჰოლცის განტოლებაში ჩასმით მივიღებთ:

$$RT \ln K_c - Q_s = RT \ln K_c + RT^2 \frac{d \ln K_c}{dT},$$

$$\frac{d \ln K_c}{dT} = - \frac{Q_r}{RT^2},$$

ეს განტოლება ატარებს რეაქციის იზოხორის სახელწოდებას. რეაქციის იზოხორის ვან ჭოლება ($p = \text{const}$) პირობებისათვის შემდეგ სახეს ღებულაობს:

$$\frac{d \ln K_p}{dT} = - \frac{Q_p}{RT^2},$$

რომელიც რეაქციის იზობარს წარმოადგენს.

მიღებულ განტოლებას განსაკუთრებით დიდი მნიშვნელობა აქვს, ვინაიდან გამოყენებას პოულობს ჰომოგენური, ჰეტეროგენული, ფიზიკური და ქიმიური წონასწორობის განხილვისას. ამ განტოლების ანალიზიდან შეიძლება შემდეგი დასკვნების გამოტანა:

რაც უფრო მეტია რეაქციის სითბური ეფექტის მნიშვნელობა, მით უფრო მკაფიოდ არის გამოხატული ტემპერატურის გავლენა რეაქციის წონასწორობულ მდგომარეობაზე.

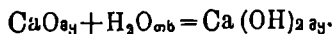
როცა სითბური ეფექტი დადებითია, ე. ი. $Q > 0$, მაშინ $\frac{d \ln K}{dT} < 0$, მაშასადამე, ტემპერატურის გადიდებისას ეგზოთერმული რეაქციის წონასწორობის მუდმივა მცირდება, ხოლო როცა $Q < 0$, მაშინ $\frac{d \ln K}{dT} > 0$, ე. ი. ტემპერატურის გადიდებით ენდოთერმული

რეაქციის წონასწორობის მუდმივა იზრდება. რადგან წონასწორობის მუდმივას გადიდება ნიშნავს რეაქციის პროდუქტთა რაოდენობის გადიდებას, ამიტომ, ცხადია, რომ K -ს გადიდება ნიშნავს წონასწორობის გადახრას პროდუქტების წარმოქმნის მიმართულებით; მაშასადამე, ტემპერატურის აწევა ხელს უწყობს ენდოთერმულ რეაქციათა მიმდინარეობას, ხოლო მისი დაწევა—ეგზოთერმულ რეაქციებს.

15. საპარჯიშოები №6

1. რისი ტოლია აირადი სისტემის 5 ლიტრით გაფართოების მუშაობა, როცა წნევა არის 1 ატ. მუშაობა გამოსახეთ კალორიებით და ჯოულები ო.

2. განსაზღვრეთ Ca(OH)_2 -ის წარმოქმნის სითბო $t = 18^\circ$ -ზე, თუ ცნობილია, რომ

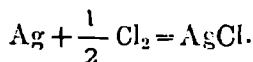


რეაქციის $\Delta H = -63,85$ კჯ/მოლ, ხოლო წყლის და კალციუმის ოქსი-

დის წარმოქმნის სითბო შესაბამისად უდრის $\Delta H = -266$ კჯ/მოლ და $\Delta H = -635$ კჯ/მოლ.

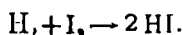
3. განოთვალეთ $S + O_2 = SO_2$ რეაქციის ანტროპიის ცვლილება $25^\circ C$ -თვის, როცა $P = 1$ შემდეგი მონაცემების მიხედვით: $S_{O_2} = 205$, $S_S = 29,6$ და $S_{SO_2} = 248,5$ ჯოულ/გრად. მოლ.

4. რეაქციის მაქსიმალური მუშაობის მიხედვით გაარკვიეთ $p = \text{const} = 1,013 \cdot 10^5$ პა და $298K$ -ზე წარიმართება თუ არა რეაქცია

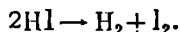


3.2. ქიმიური წონასწორობა

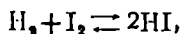
1 ქიმიური წონასწორობის ზოგადი დახასიათება. ქიმიურ წონასწორობას საფუძვლად უდევს რეაქციების შექცევადობა. შექცევადია რეაქციები, რომლებიც მიმდინარეობს როგორც პირდაპირი, ასევე შებრუნებული მიმართულებით, რის გამო ისინი არ მიდის ბოლომდე და აღწე თუ გვიან აღწევს წონასწორულ მდგომარეობას. უქცევია რეაქციები, რომლებიც ცალმხრივად მიმდინარეობს, რის გამო ისინი ბოლომდე მიდის. ყოველი შექცევადი რეაქცია ერთდროულად ორი ერთმანეთისადმი საპირისპირო მიმართულებით მიმდინარეობს. მაგალითად, წყალბადისა და ოოდის ეკვიმოლეკულურ (1 მოლი $H_2 + 1$ მოლი I_2) ნარევი $336^\circ C$ ზე წარიმართება:



რეაქცია, ვიდრე არ მიიღება 80% HI. დარჩენილი 20% ნარევი შეიცავს $10\% H_2$ -სა და $10\% I_2$ -ს. თუ სუფთა იოდწყალბადს იმავე პირობებში $336^\circ C$ -მდე გავაცხელებთ, დაიწყება HI-ის დაშლა ვიდრე H_2 -ისა და I_2 -ის რაოდენობანი ათ-ათ პროცენტს მიაღწევს, დანარჩენი 80% HI უცვლელად დარჩება:



განურჩევლად იმისა, გამოვმდინარეობთ სუფთა HI თუ $H_2 + I_2$ -ის ნარევიდან, მიღებული გაზური ნარევის შედგენილობა ორივე შემთხვევაში ერთნაირი იქნება. ნარევი, რომელიც შეიცავს $80\% HI$, $10\% H_2$, $10\% I_2$, $336^\circ C$ -ზე დროთა ვითარებაში აღარ იცვლება, ის წონასწორულ მდგომარეობაშია, ე. ი. დამყარებულია წონასწორული მდგომარეობა, რომლის დროსაც კონცენტრაციები არ შეიცვლება, სანამ უცვლელი იქნება მისი არსებობის პირობები (P , T). ასეთ რეაქციებს ეწოდება შექცევადი, ამიტომ ზემო განტოლებებს აერთიანებენ ერთი განტოლების სახით:



სადაც საპირიპირო ნივთიერებების ისრები გაშოსახავს რეაქციის პირდაპირ და შებრუნებულ მიმართულებას.

რეაქციის შექცევადობის გაპო ამოსავალი ნივთიერებები არ გარდაიქმნება მთლიანად რეაქციის პროდუქტებად. განხილულ შემთხვევაში სარეაქციო არეში იქნება სამი ნივთიერება: H_2 , I_2 და HI , რომლებიც მოცემულ პირობებში გარკვეული თანაფარდობით თანაარსებობს, რადგან თითოეულის რაოდენობა განსაზღვრულია წონასწორობის პირობებით. აქედან ჩანს, რომ შექცევადი რეაქციები ბოლომდე არ მიდის.

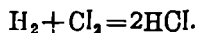
შექცევადი რეაქცია ნიშნავს იმას, რომ A ნივთიერება B ნივთიერებად იმ პირობებში გარდაიქმნება, რა პირობებშიც B ნივთიერება A ნივთიერებად გარდაიქმნება.

ქიმიური წონასწორობა არის უმნიშვნელოვანესი პირობა, რომლის დახმარებითაც შეიძლება ქიმიური სისტემის მდგომარეობის დახსიათება. ქიმიური წონასწორობა ამრიგად არის შექცევადი რეაქცია შედეგად დამყარებული დინამიკური მდგომარეობა, რომლის დამახასიათებელი პარამეტრები (P , T , C) სტაციონარულ მნიშვნელობას აღწევს.

წონასწორული მდგომარეობა არსებითად არის დამოკიდებული გარემოს პირობებზე, რომელთა ცვლილება განაპირობებს წონასწორული მდგომარეობის შესაბამის შეცვლას. რადგან გარე პირობები არ შეიძლება ნებისმიერი დროის განმავლობაში უცვლელი დარჩეს, აპირებთ ქიმიური წონასწორობა ადრე თუ გვიან დაიარსება ან რომელიმე მიმართულებით გადაიხრება. „ყოველგვარი წონასწორობა მხოლოდ შეფარდებითი და დროებითია“.¹ „არ არსებობს აბსოლუტური უძრაობა, უპირობო წონასწორობა, ცალკე მოძრაობა წონასწორობისაკენ მიისწრაფვის, ერთობლივი მოძრაობა ხელახლა არღვევს წონასწორობას.“²

ქიმიური წონასწორობა დაყარდება მაშინ, როცა სისტემის მდგომარეობა გარემოს პირობებთან შესაბამისობაში მოვა. წონასწორობის ცვლილება, თავის მხრივ, წონასწორობის პირობების ცვლილების შესაბამისად ხდება.

ახლა გადავიდეთ უქცევი რეაქციების განხილვაზე. მაგალითისათვის ავიღოთ წყალბადი და ქლორი ტოლი მოცულობებით. ასეთ ნარევეში ნაპერწყლის გატარება ან ალის შეტანა გამოიწვევს სწრაფად მიმდინარე რეაქციას:

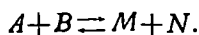


1. ფ. ენგელსი, ბუნების დიალექტიკა. სახელგამო, 1950, გვ. 254.

2. ფ. ენგელსი. ანტი-დიურინგი. სახელგამო, 1952, გვ. 75.

რეაქციის დამთავრების შემდეგ ვერ აღმოვაჩინეთ ვერც წყალბადს და ვერც ქლორს, რადგან ისინი ბოლომდე შევიდა რეაქციაში. მაშასადამე, ეს რეაქცია უქცევია. იგივე რეაქცია რომ 900°C -ზე ჩაგვეტარებინა, რეაქციის დამთავრების შემდეგ ნარევეში გარდა HCl -ისა აღმოჩნდებოდა H_2 იცა და Cl_2 -იც ან ამავე ტემპერატურამდე რომ გავაცხელოთ HCl . მისი ნაწილი დაიშლება H_2 -ად და Cl_2 -ად და დამყარდება წონასწორობა მათ შორის. აქედან შეიძლება გამოვიტანოთ დასკვნა, რომ ოთახის ტემპერატურაზეც იყო წონასწორული მდგომარეობა, მაგრამ H_2 -სა და Cl_2 -ის კონცენტრაციებში იმდენად მცირე იყო, რომ მათი გავლენა შეუმჩნეველად, შეიძლება ვიფიქროთ, რომ ყველა რეაქცია შექცევადია და მოცემულ პირობებში წონასწორობა გადახრილია ან ერთი ან მეორე მიმართულებით, ამიტომ ასეთი რეაქციები შეიძლება განვიხილოთ როგორც უქცევი.

2. ჰემარატი და მოჩვენებითი წონასწორობა. რეაქციის იმ შემთხვევაში უწოდებენ შექცევადს, როცა ამ რეაქციის როგორც ამოსავალ, აგრეთვე საბოლოო პროდუქტებს ერთსა და იმავე პირობებში ურთიერთგარდაქმნა შეუძლიათ. ვინაიდან წონასწორული მდგომარეობა მიიღება როგორც ამოსავალი ნივთიერებებიდან, აგრეთვე საბოლოო პროდუქტებიდან ამიტომ მას ხშირად ზოგად სახეს აძლევენ, მაგალითად,



ამ რეაქციის დროს A და B ნივთიერებათა ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება M და N ნივთიერებები, ხოლო M და N ნივთიერებათა შორის მიმდინარე რეაქციის შედეგად A და B ნივთიერებები მიიღება. რეაქციაში შესვლის გამო A და B ნივთიერებათა კონცენტრაციების შემცირების შედეგად პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე თანდათან მოიკლებს, შებრუნებულ მიმართულების სიჩქარე M და N კონცენტრაციების მატების გამო თანდათან მოიმატებს. ბოლოს დამყარდება მდგომარეობა, როცა პირდაპირი და შებრუნებულ მიმართულებებს რეაქციათა სიჩქარეები გაუტოლდება ერთმანეთს. ამ შემთხვევიდან დაწყებული მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციები უცვლელი დარჩება, ე. ი. მიღწეული იქნება ქიმიური წონასწორობა. წონასწორული მდგომარეობა განპირობებულია განუწყვეტლივ მიმდინარე პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეთა ტოლობით, მაშასადამე ქიმიური წონასწორობა არა სტატიკურია, არამედ დინამიკური.

შექცევადი რეაქციები იმით ხასიათდება, რომ ქიმიური განტოლებით გამოსახული მიმდინარეობის მიმართულება დამოკიდებულია სისტემის მდგომარეობაზე. რეაქციის მიმართულება შეიძლება შეიცვალოს წვევის, ტემპერატურის ან კონცენტრაციის შეცვლისას.

ჰემარატი წონასწორული მდგომარეობისათვის დამახასიათებელია შექცევადობა, ე. ი. მისი მიღწევა შესაძლო უნდა იყოს ორივე

მხრიდან. ამიტომ თუ მოცემული მდგომარეობა შეიძლება მიღებულ იქნეს როგორც პირდაპირი, აგრეთვე შებრუნებული გზით, სისტემა წონასწორობაში იქნება.

ახლა განვიხილოთ საკითხის მეორე მხარე. $2H_2 + O_2$ ნარევი ოთახის ტემპერატურაზე ნებისმიერი ღრვის განმავლობაში უცვლელად რჩება, მიუხედავად ამისა ეს ნარევი არ არის წონასწორულ მდგომარეობაში. ეს მოჩვენებითი ანუ ფსევდოწონასწორული მდგომარეობაა. ამაში დასარწმუნებლად საკმარისია ასეთ ნარევეში ელექტრული ნაპერწკლის გატარება ან პლატინის კატალიზატორის შეტანა, რომ აღიძრას სწრაფი რეაქცია (ეგებ აფეთქებაც კი) და ცრუ წონასწორული სისტემა ქეშმარიტ წონასწორულ მდგომარეობაში გადავიდეს. როგორც ჩანს, H_2 და O_2 მოლეკულები ოთახის ტემპერატურაზე საკმაოდ დიდი მდგრადობით (ქიმიური ინერტულობით) ხასიათდება. ამის ერთ-ერთი მთავარი მიზეზია მათი ვალენტური ნაჯერობა.

ქეშმარიტი წონასწორული მდგომარეობა ადვილად შეიძლება გამოვარჩიოთ ფსევდოწონასწორულისაგან შემდეგი ნიშნის მიხედვით: ქეშმარიტი წონასწორული სისტემის მდგომარეობის პირობების მცირე ცვლილება (მაგალითად, ტემპერატურის აწევა რამდენიმე გრადუსით) იწვევს წონასწორობის მცირე გადახრას ამა თუ იმ მიმართულებით. ფსევდოწონასწორული სისტემის შემთხვევაში ასეთი ცვლილება შეიძლება უშედეგო დარჩეს ან გამოიწვიოს ენერჯიული რეაქცია, რის შედეგადაც ფსევდოწონასწორული სისტემა ქეშმარიტ წონასწორულ მდგომარეობაში გადავა.

3. მოქმედ მახათა კანონი. მოქმედ მახათა კანონი აღმოაჩინეს 1867 წ. გულდბერგმა და ვააგემ¹. ამ კანონის თანახმად რეაქციის სიჩქარე მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციების ნამრავლის პროპორციულია.

ცხადია, ქიმიური მოქმედება დამოკიდებულია ნივთიერების არა საერთო რაოდენობაზე, არამედ მის მოლურ კონცენტრაციაზე. გულდბერგი და ვააგე გამომდინარეობდნენ იმ ბუნებრივი დაშვებიდან, რომ ქიმიური ურთიერთქმედებისათვის აუცილებელ პირობას წარმოადგენს მოლეკულების დაჯახებები. თავის მხრივ, მოლეკულების დაჯახებათა რიცხვი ღრვის ერთეულში მოლეკულათა კონცენტრაციის პროპორციულია. თუ ერთნაირ პირობებში გავადიდებთ ერთ-ერთი მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულათა კონცენტრაციას, იმდენჯერვე გაიზრდება მისი მოლეკულების სხვა მოლეკულებთან დაჯახებების სიხშირე და მასთან დაკავშირებული რეაქციის სიჩქარეც. მაშასადამე,

$$v = k c_1 c_2,$$

1. კ. მაქსემილიან გულდბერგე (1836—1902)—მთემატიკის პროფესორი და პეტერვააგე (1833—1900)—ქიმიის პროფესორი ოსლოში (ნორვეგია).

სადაც პროპორციულობის კოეფიციენტი k წარმოადგენს რეაქციის სიჩქარის მუდმივას.

თუ განვიხილავთ რეაქციის ზოგად შემთხვევას:



სადაც A, B, M, N გამოსახავს მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციებს, ხოლო a, b, m და n — მათ სტექიომეტრიულ კოეფიციენტებს, მაშინ მოქმედ მასათა კანონის თანახმად პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე იქნება:

$$v_1 = k_1 c_A^a \cdot c_B^b \dots$$

ხოლო შებრუნებული რეაქციის სიჩქარე

$$v_2 = k_2 c_M^m \cdot c_N^n \dots$$

რეაქციის ბილული სიჩქარე კი უდრის პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეთა სხვაობას, ე. ი.

$$v = v_1 - v_2 = k_1 c_A^a \cdot c_B^b \dots - k_2 c_M^m \cdot c_N^n \dots$$

ქიმიური წონასწორობა დამყარდება მაშინ, როცა პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეები ერთმანეთს გაუტოლდება ე. ი. როდესაც

$$v_1 = v_2, \text{ მაშინ } k_1 C_A^a \cdot C_B^b \dots = k_2 C_M^m \cdot C_N^n \dots,$$

სადაც C წონასწორობულ კონცენტრაციებს გამოსახავს. მოქმედ მასათა კანონის თანახმად:

$$\frac{C_M^m \cdot C_N^n \dots}{C_A^a \cdot C_B^b \dots} = \frac{k_1}{k_2} K_c,$$

სადაც $\frac{k_1}{k_2}$ წარმოადგენს მუდმივათა ფარობას, რასაც K_c -თი აღნიშნავენ.

ეს განტოლება წარმოადგენს ქიმიური წონასწორობის ძირითადი კანონის მათემატიკურ გამოსახულებას, რომელსაც ჩვეულებრივად მოქმედ მასათა კანონს უწოდებენ.

აქედან გამომდინარეობს, რომ წონასწორობას განსაზღვრავს არა რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებათა მასები, არამედ მათი კონცენტრაციები (მოლ/ლ). მოქმედ მასათა კანონის ამ გამოსახულებაში K_c წარმოადგენს კონცენტრაციების დახმარებით გამოსახულ წონასწორობის მუდმივას. ამრიგად, რეაქციის წონასწორობის მულ-

მივას წარმოადგენს შიღებულ ნივთიერებათა წონასწორულ კონცენტრაციათა ნაშრავლის ფარდობას აღებულ ნივთიერებათა წონასწორულ კონცენტრაციათა ნაშრავლთან.

მოქმედ მასათა კანონის თერმოდინამიკური დასაბუთება ქიმიური პოტენციალების დახმარებით შეიძლება.

წონასწორობის მუდმივას რიცხვითი მნიშვნელობა დამოკიდებულია იმ ერთეულებზე, რომლებითაც გამოსახულია კონცენტრაციები. მოხერხებულია კონცენტრაციები გამოვსახოთ მოლებით ლიტრში (მოლური კონცენტრაციებით) ასეთ შემთხვევებში წონასწორობის მუდმივას აღნიშნავენ K_c -თი. გაზური რეაქციების შემთხვევაში მოლური კონცენტრაციების ნაცვლად მიმართავენ პარციალურ წნევებს, რომელიც მოლური კონცენტრაციის პროპორციული სიდიდეებია. პარციალური წნევებით გამოსახულ წონასწორობის მუდმივას აღნიშნავენ K_p -თი:

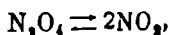
$$K_p = \frac{P_M^m \cdot P_N^n}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

წონასწორობის მუდმივა K მოცემულ ტემპერატურაზე არ არის დამოკიდებული იმაზე, თუ რომელი მხრიდანაა მიღწეული წონასწორული მდგომარეობა, ე. ო. მიღწეულია ეს მდგომარეობა ამოსავალი ნივთიერებებისა თუ პროდუქტების ურთიერთქმედებით.

4. ჰომოგენური და ჰეტეროგენული წონასწორობა. მოლების რიცხვის ცვლილებით მიმდინარე რეაქციებიდან ყველაზე მარტივია დისოციაციის ისეთი რეაქციები, როცა ერთი მოლეკულიდან ორი მოლეკულა ან ორი ატომი მიიღება. ამ ტიპის რეაქციებს ეკუთვნის ორატომიანი მოლეკულების (H_2 , Cl_2 , O_2 , I_2 და ა. შ.) ატომებად დაშლა და აგრეთვე რეაქციები: $N_2O_4 = 2NO_2$, $2H_2O = 2H_2 + O_2$ და ა. შ.

წნევის გადიდებისას N_2O_4 -ის დისოციაცია მცირდება. განხილული ტიპის რეაქციები ამით არსებითად განსხვავდება რეაქციებისაგან, რომელთა მიმდინარეობისას მოლების რიცხვი არ იცვლება.

განვიხილოთ N_2O_4 -ის დისოციაცია. იგი ადვილად მიმდინარეობს ტემპერატურებზე, რომლებიც ახლოა ოთახის ტემპერატურასთან:



მისი წონასწორობის მუდმივა:

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}}$$

ხოლო დისოციაციის ხარისხს აღვნიშნოთ α -თი.

აქ N_2O_4 -ის მოლელების რიცხვი საწყის პირობებში n_0 -ით აღვნიშნოთ. მისი ნაწილობრივი დისოციაციის შემდეგ გვექნება:

$$n_{N_2O_4} = (1 - \alpha) n_0; \quad 2 n_{NO_2} = 2\alpha n_0.$$

მოლელების საერთო რიცხვი წონასწორულ ნარევეში უდრის:

$$\Sigma n = (1 - \alpha + 2\alpha) n_0 = (1 + \alpha) n_0.$$

წონასწორულ ნარევეში კომპონენტების პარციალური წნევები ტოლია:

$$P_{NO_2} = \frac{n_{NO_2}}{\Sigma n} P = \frac{2\alpha}{1 + \alpha} P,$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{n_{N_2O_4}}{\Sigma n} P = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} P,$$

აქედან:

$$K_p = \frac{4\alpha^2 P^2 (1 + \alpha)}{(1 + \alpha)^2 (1 - \alpha) P} = \frac{4\alpha^2}{1 - \alpha^2} P. \quad (a)$$

ვინაიდან ამ რეაქციის დროს მოლელების რიცხვის ცვლილება $\Delta v = +1$, ამიტომ მისი $K_c = K_p RT^{-1}$. ქვემო ცხრილიდან ჩანს, რომ წნევის გადობებისას α მცირდება. თუ მივიღებთ, რომ $49,7^\circ C$ -ზე $K_p = 1,269$, მაშინ (ა) ფორმულის დახმარებით ადვილად ვიპოვით N_2O_4 -ის დისოციაციის ხარისხს α -ს, რომელიც როგორც ეს ცხრილიდან ჩანს, კარგად ემთხვევა ექსპერიმენტულს.

ცხრილი 51

N_2O_4 -ის დისოციაცია $49,7^\circ C$ -ზე

P ატ	α გაზომილი	α გამოთვლილი
0,0353	0,912	0,921
0,1234	0,779	0,774
0,2403	0,660	0,670
0,3440	0,620	0,605
0,6545	0,485	0,480

K_p -დან K_c -ზე გადასასვლელად მიღებულ განტოლებაში ჩავსვათ P -ს მნიშვნელობა იდეალური გაზის განტოლებიდან, რომლის თანახმად $PV = RT$, რის შედეგადაც მივიღებთ:

$$K_p = \frac{(RT C_M)^m (RT C_N)^n}{(RT C_A)^a (RT C_B)^b} = \frac{C_M^m C_N^n}{C_A^a C_B^b} (RT)^{m+n-a-b}$$

აქედან:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta\nu},$$

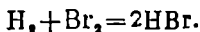
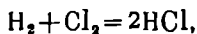
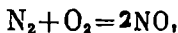
სადაც

$$\Delta\nu = (m + n) - (a + b).$$

თუ რეაქციის მიმდინარეობისას მოლელების რიცხვი უცვლელი რჩება, ე. ი. $\Delta\nu = \Delta$, მაშინ

$$K_p = K_c$$

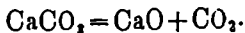
ასეთია, მაგალითად, რეაქციები:



რეაქციის წონასწორობის მუდმივა დამოკიდებულია რეაქციის ბუნებასა და ტემპერატურაზე, მაგრამ არა საწყის კონცენტრაციებზე. თუ წონასწორობის სისტემაში გავადიდებთ რაიმე ნივთიერების კონცენტრაციას, აღიმკვრება რეაქცია, რომლის მიმდინარეობა მიმატებული კომპონენტის კონცენტრაციის შემცირებასთან ექნება დაკავშირებული. ამის გამო შეიძლება დანარჩენი კომპონენტების კონცენტრაციები იმკვარად, რომ ახალი წონასწორობის კონცენტრაციების ნამრავლის ფარდობა, ე. ი. წონასწორობის მუდმივა K იმავე სიდიდის გახდება.

თუ სისტემა შედგება სხვადასხვა ფიზიკური თვისების მქონე ნაწილებისაგან, რომლებიც შემოფარგლული არის სასაზღვრო ზედაპირებით, მას ჰეტეროგენული სისტემა ეწოდება. პროცესი ჰეტეროგენულია, როცა მისი მიმდინარეობა დაკავშირებულია ნივთიერების ერთი ფაზიდან მეორეში გადასვლასთან. ასეთია, მაგალითად, აღსორბცია, აქროლება, გახსნა, გამოლექვა, ერთმანეთში უხსნად ორ სითხეში გახსნილი ნივთიერების განაწილება და სხვა.

ჰეტეროგენული სისტემების განხილვა მოქმედ მასათა კანონის თვალსაზრისით უმარტივეს შემთხვევაშიც კი ჰომოგენურისაგან განსხვავებულ შედეგებს გვაძლევს. მაგალითისათვის განვიხილოთ კალციუმკარბონატის თერმული დაშლა, რომელიც შემდეგი განტოლების თანახმად მიმდინარეობს:



დისოციაციით მიღებულ CO_2 -ს ყოველ ტემპერატურაზე გარკვეული მნიშვნელობა ჰაოკიალური წყვე აქვს. აღსანიშნავია ისიც, რომ CO_2 -ის წონასწორობის წნევა (ნაჯერი ორთქლის წნევის მსგავსად) არ არის დამოკიდებული კალციუმ-კარბონატის რაოდენობაზე. მოქ-

მედ მასათა კანონის თანახმად, განსახილველი რეაქციის წონასწორობის მუდმივა შემდეგნაირად უნდა გამოგვესახა:

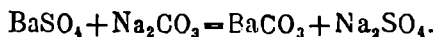
$$K_c = \frac{[CaO][CO_2]}{[CaCO_3]} \text{ ან } \frac{P_{CaO} \cdot P_{CO_2}}{P_{CaCO_3}} = \text{const.}$$

ამ შემთხვევაში იგულისხმება, რომ ორივე მყარი ფაზა იძლევა ნაჯერ ორთქლს, რომელთა პარციალური წნევები P_{CaCO_3} და P_{CaO} მაინც არ შეიცვლება, რადგან სისტემაში მყარი $CaCO_3$ და CaO -ს აორთქლების გამო პარციალური წნევები კვლავ მიაღწევს თავის საწყის მნიშვნელობებს. ვინაიდან P_{CaCO_3} და P_{CaO} მოცემულ ტემპერატურაზე მუდმივი სიდიდეებია, ამიტომ $\frac{P_{CaCO_3}}{P_{CaO}}$, როგორც მუდმივი წევრი, შეიძლება თანაფარდობის const-ის მნიშვნელობაში შევიტანოთ. შედეგად მივიღებთ:

$$P_{CO_2} = \frac{P_{CaCO_3}}{P_{CaO}} \text{ const, ე. ი. } P_{CO_2} = K_p,$$

სადაც K_p წონასწორობის მუდმივაა. ამიტომაც CO_2 -ის დისოციაციის წნევა მხოლოდ ტემპერატურაზეა დამოკიდებული და არა აღებულის ფაზების რაოდენობაზე.

ასეთსავე შედეგს მივიღებთ, თუ განვიხილავთ მყარი და თხევადი ნივთიერებებისაგან შემდგარ სისტემას:



აქ რეაქციის წონასწორობის მუდმივას გამოსახულებაში შევა მხოლოდ კარგად ხსნადი კომპონენტების კონცენტრაციები:

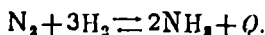
$$K_c = \frac{[Na_2SO_4]}{[Na_2CO_3]}.$$

ამრიგად, თუ წონასწორულ სისტემა შეიცავს ერთს ან რამდენიმე მყარ ფაზას, რომელიც აირებთან ან ხსნარებთან რეაქციაში შედის, წონასწორობის მუდმივას გამოსახულებაში ეს კომპონენტები არ შედის.

6. მოძრავი წონასწორობის პრინციპი. წონასწორულ სისტემებში მიმდინარე ცვლილების მიმართულების თვისებრივი გარკვევა ღვილია ლე-შატელიეს მოძრავი წონასწორობის პრინციპის დახმარებით.

მოძრავი წონასწორობის პრინციპის თანახმად, თუ რაიმე ფაქტორი არღვევს წონასწორობას, სისტემაში აღიძვრება ისეთი პროცესი, რომელიც წონასწორობის ამ

დამრღვევი ფაქტორის მოქმედების შემცირების მიმართულებით წარმართება. ეს პრინციპი ფორმულირებულია ვანტ-ჰოფისა (1884) და ლე-შატელიეს მიერ (1834). ამ პრინციპის შინაარსის ნათელსაყოფად განვიხილოთ ტექნიკურად მნიშვნელოვანი რეაქცია:



ამ განტოლებიდან ჩანს, რომ აზოტისა და წყალბადის შეერთებასთან ახლავს Q სითბო გამოყოფა. ენერჯის მულტიპლიკაციის კანონის თანახმად, რეაქციის შებრუნებისას იგივე რაოდენობის სითბო შთაინთქმება, ე. ი. თუ პირდაპირი რეაქცია ეგზოთერმულია, შებრუნებული ენდოთერმული იქნება. განსახილველი რეაქციის წონასწორობის მულტიპლიკაცია

$$K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3}.$$

ამ წონასწორობის სისტემის ტემპერატურის შემცირება, ლე-შატელიეს პრინციპის შესაბამისად, გამოიწვევს წონასწორობის გადახრას მარცხნიდან მარჯვნივ ახალი წონასწორობის მდგომარეობის დამყარებამდე. მარცხნიდან მარჯვნივ წონასწორობის გადანაცვლებას მოჰყვება ამიაკის გამოსავლიანობის გადიდება. ამ სისტემის ტემპერატურის გადიდება კი გამოიწვევს რეაქციის შებრუნებას მარჯვნიდან მარცხნივ, რის გამო რეაქციის გამოსავლიანობა შემცირდება. მაშასადამე, ტემპერატურის გადიდება იწვევს წონასწორობის გადახრას ენდოთერმული მიმართულებით, ხოლო ტემპერატურის შემცირება—ეგზოთერმული მიმართულებით.

განხილულიდან ჩანს, რომ კარგი გამოსავლიანობის მიღების მიზნით ამიაკის სინთეზი რაც შეიძლება დაბალ ტემპერატურაზე უნდა ჩატარდეს. მაგრამ დაბალ ტემპერატურაზე რეაქციის სიჩქარე მცირეა, ამიტომაც სინთეზის წარმოება ძლიერ დაბალ ტემპერატურაზე ეკონომიურად არახელსაყრელია. ამიტომ რეაქციის დასაჩქარებლად მიმართავენ კატალიზატორებს და შეარჩევენ ისეთ ტემპერატურას, რომელზედაც რეაქცია დიდ სიჩქარით მიმდინარეობს და გამოსავლიანობაც რენტაბელურია.

ამიაკის სინთეზის რეაქციის განტოლების $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ მარცხენა ნაწილში ოთხი მოლეკლა, მარჯვენაში—ორი. ამრიგად, რეაქციის პირდაპირი გზით მიმდინარეობა დაკავშირებულია მოცულობის შემცირებასთან. აირადი სისტემის წნევის გადიდება გამოიწვევს მისი მოცულობის შემცირებას. ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, თუ გავაძლიერებთ განსახილველი წონასწორობის სისტემის წნევას, წონას-

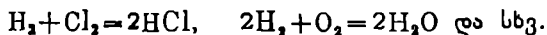
წორება ამიაკის სინთეზის მიმართულებით გადაიხრება რადგან წარმართება პროცესი, რომლის მიმდინარეობა დაკავშირებულია მოცულობის შექცევასთან. ახალი წონასწორული მდგომარეობა დამყარდება ამიაკის ისეთი ფარდობითი კონცენტრაციის დროს, როცა სისტემის ზიერ წარმოებული წნევა გარე წნევის ტოლი გახდება. თუ ახლა წნევას შევამცირებთ, წავა შებრუნებულ მიმართულებების პროცესი, რომლის მიმდინარეობა დაკავშირებულია მოლეკულების რიცხვის გადოდებასთან, ე. ი. ამიაკი დაიშლება და მიიღება აზოტი და წყალბადი. მაშასადამე, სისტემაში მიმდინარე პროცესი—გარე ფაქტორის საპასუხო მოქმედება—განაპირობებს წნევის გადიდებას. დამყარებული ახალი წონასწორული მდგომარეობის დროს შიგა და გარე წნევები აგრეთვე ერთმანეთის ტოლი იქნება.

აქედან გამომდინარეობს ლე-შატელიეს პრინციპის ფორმულირება, რომელიც ითვალისწინებს წნევის გავლენას შექცევად აირად რეაქციებზე: წნევის გადიდებასას წონასწორება გადაიხრება მოლეკულების რიცხვის შექცევების მიმართულებით, წნევის შექცევებისას კი—მოლეკულების რიცხვის გადიდების მიმართულებით.

როცა ტოლობის ნიშნის ორივე მხარეზე მოლეკულების რიცხვი ერთნაირია, მაგალითად, $H_2 + Cl_2 = 2HCl$, $N_2 + O_2 = 2NO$, წნევის ცვლილება არ ახდენს გავლენას წონასწორულ მდგომარეობაზე.

ვინაიდან რეაქციების დროს თხევადი და მყარი სხეულების მოცულობა უმნიშვნელოდ იცვლება, ამიტომ წნევის ცვლილება არ ახდენს შესამჩნევ გავლენას მათ წონასწორებაზე. მაგრამ თუ ასეთი კონდენსირებული სისტემა შეიცავს ერთს ან რამდენიმე აირად კომპონენტს, მაშინ წონასწორებაზე წნევის გავლენისათვის მნიშვნელობა ექნება მხოლოდ აირადი კომპონენტების მოლეკულების რიცხვს. მაგალითად, $CaCO_3 = CaO + CO_2$.

მრავალი შექცევადი რეაქცია, რომელიც მოცემულ პირობებში ცალმხრივად მიმართული, უქცევ პროცესად გვევლინება. ამის მაგალითია:



ოთახისა და უფრო მაღალ ტემპერატურაზე იმდენად მცირეა H_2 და Cl_2 , ან H_2 და O_2 -ის წონასწორული კონცენტრაციები, რომ მათი განსაზღვრა ძნელია. მაგრამ ეს არ ნიშნავს, რომ ეს და მათი მსგავსი სხვა რეაქციები უქცევია. მათი შექცევადობა შესამჩნევი ხდება ტემპერატურის გარკვეულ ინტერვალში, მაგალითად, მგრგვიწივი გაზის შემთხვევაში 2000—3000 გრადუსზე. აქედან გამომდინარეობს, რომ შექცევადი პროცესების გამოვლენა მოითხოვს სათანადო პირობების შერჩევას.

მოდრავი წონასწორობის განხილული პრინციპი თვისებრივად გვიჩვენებს წონასწორული სისტემების მდგომარეობის ცვლილების მიმართულებას. საჭიროა გვახსოვდეს, რომ ლე-შატელიეს პრინციპი გამოსადეგია მხოლოდ წონასწორული სისტემების მიმართ.

6. კავშირი წონასწორობის მუდმივახა და გიბსის ენერჯიას ში-
 კის. ქიმიური პროცესის დახასიათება მოითხოვს ცოდნას ქიმიური
 სწრაფვისა, რომელიც განაპირობებს რეაქციის მიმდინარეობას, რის
 შედეგადაც ხდება ქიმიური გარდაქმნა.

ქიმიური სწრაფვის ზომად მიჩნეულია რეაქციის მაქსიმალური
 მუშაობა. თავის მხრივ, რეაქციის მაქსიმალური მუშაობის მისაღებად
 რეაქცია უნდა მიმდინარეობდეს იზოთერმულად და შექცევიდალ.
 პროცესი შექცევიდალია, როცა მისი უკან დაბრუნებისას სისტემაშიც
 და გარემოშიც საწყისი მდგომარეობა აღდგება და არ დარჩება რაი-
 მე ცვლილება.

ქიმიური რეაქციის მაქსიმალური მუშაობის განტოლება ატა-
 რებს რეაქციის იზოთერმის სახელწოდებას. თუ შორეავირე ნივთიე-
 რებების საწყისი კონცენტრაციები არის თითო შოლი, მაშინ გიბსის
 ენერჯიის შემცირება ანუ რეაქციის მაქსიმალური მუშაობა

$$-\Delta\Phi = ART \ln K,$$

სადაც K წონასწორობის მუდმივაა. ეს მაქსიმალური მუშაობა ქიმიუ-
 რი სწრაფვის ზომაა.

როცა შორეავირე ნივთიერებათა საწყისი კონცენტრაციები აჩ-
 არის თითო შოლს ტოლი, მაშინ იზოთერმის განტოლება მიიღებს
 სახეს:

$$-\Delta\Phi = ART (\ln K - \Delta \ln C),$$

სადაც C -თი აღნიშნულია აღებულ და მიღებულ ნივთიერებათა საწ-
 ყისი კონცენტრაციების ნამრავლის ფარდობა.

რაც უფრო მეტად განსხვავდება ერთმანეთისაგან საწყისი და
 წონასწორული კონცენტრაციები, მით უფრო მეტაა რეაქციის მიერ
 შესრულებული მუშაობა.

როცა საწყისი და წონასწორული კონცენტრაციები ტოლია,
 ე. ი: როცა $\ln K = \Delta \ln C$, მაშინ

$$A = 0.$$

ეს კი ინას ნიშნავს. რომ მიღწეულია წონასწორობა: ქიმიური წონას-
 წორობის დროს კონცენტრაციები უცვლელია, ამიტომაც რეაქცია
 მუშაობას არ ასრულებს.

თავისთავად მიმდინარე რეაქციის შემთხვევაში რეაქციის მუშა-
 თა ნულზე მეტია ($A > 0$) და რეაქცია მუშაობის შესრულების მიმარ-

თულებით წარიმართება. ამიტომ, როცა $\ln K > \Delta \ln C$, რეაქცია მიმდინარეობს მარცხნიდან მარჯვნივ, როცა $\ln K < \Delta \ln C$, მაშინ $A < 0$; და რეაქცია შებრუნებული მიმართულებით წარიმართება. მაგალითად, $H_2 + I_2 = 2HI$ რეაქციის $K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$. $444^\circ C$ -ზე $K = 50$ -ს. თუ საწყისი

კონცენტრაციები $[H_2] = 2$, $[I_2] = 5$, $[HI] = 10$, მაშინ რეაქციის იზოთერმის სრული განტოლების მიხედვით

$$A = RT(\ln K - \Delta \ln C) = 0,31 \cdot 717 \cdot 2,3 \left(\lg 50 - \lg \frac{10^2}{2,5} \right) = 9585 \text{ ჯოულს.}$$

ვინაიდან აქ $A > 0$, რეაქცია მარცხნიდან მარჯვნივ წავა.

როცა $[H_2] = 1,5$, $[I_2] = 0,25$, $[HI] = 5$, მაშინ

$$A = 8,31 \cdot 717 \cdot 2,3 \left(\lg 50 - \lg \frac{10^2}{1,5 \cdot 0,25} \right) = -1,711 \text{ ჯოულს.}$$

მიღებულ შემთხვევაში $A < 0$, მაშასადამე რეაქცია უკან შებრუნდება, ე. ი. წარიმართება მარცხნიდან მარცხნივ.

თუ $[H_2] = 1$, $[I_2] = 2$ $[HI] = 10$

მაშინ:

$$A = 8,31 \cdot 717 \cdot 2,3 \left(\lg 50 - \lg \frac{10^2}{1,2} \right) = 0.$$

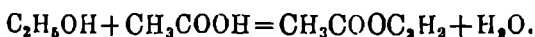
ამ შემთხვევაში $A = 0$, ე. ი. რეაქცია არც ერთი მიმართულებით არ წარიმართება, ვინაიდან დამყარებული იქნება წონასწორული მდგომარეობა.

7. რეაქციის პროდუქტების წონასწორული გამოსავლიანობა. წონასწორული მდგომარეობა ხსნარებში შეიძლება გამოვსახოთ განტოლებით, რომლის თანახმად:

$$K_a = \frac{a_M^m \cdot a_N^n}{a_A^a \cdot a_B^b}$$

აქტიურობებით გამოხატული წონასწორობის მუდმივა გამოსადეგია არაიდელური ხსნარებისათვის. წონასწორობა ხსნარებში შეიძლება აგრეთვე მოლური წილითაც გამოვსახოთ.

ხსნარებში მიმდინარე რეაქციებიდან, რომლებიც შედარებით კარგად ექვემდებარება შოქმედ მასათა კანონს, განვიხილოთ პირველად ბერთლოსა და პენ დე-სენ უილის შიერ შესწავლილ ეთერიფიკაციის რეაქციას:



მათ დაადგინეს, რომ ეკვიმოლეკულურ სარეგში რეაქცია შიშინა-
რეობს, ვიდრე აღებული სპირტისა და მჟეავს 2/3 ნაწილი არ შევა
რეაქციაში, ამიტომაც:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{\frac{2}{3} \cdot \frac{2}{3}}{\frac{1}{3} \cdot \frac{1}{3}} = 4.$$

ამ რეაქციის წონასწორობის მუდმივა შეიძლება მოლების რი-
ცვითაც გამოვსახოთ.

თუ სპირტის, მჟეავსა და ეთერის მოლების რიცხვს შესაბამისად
a, b, c-თ აღვნიშნავთ, მაშინ v მოცულობის ხსნარში კომპონენტების
კონცენტრაციები იქნება:

$$C_{\text{სა}} = \frac{a-x}{v}; \quad C_{\text{ბჟ}} = \frac{b-x}{v}; \quad C_{\text{ეთ}} = \frac{c+x}{v}; \quad C_{\text{წყ}} = \frac{x}{v},$$

სადაც x არის წყლის მოლების რიცხვი, რომელიც რეაქციის შედე-
გად წარმოიქმნა.

აქედან, რეაქციის წონასწორობის მუდმივა

$$K_c = \frac{C_{\text{ეთ}} \cdot C_{\text{წყ}}}{C_{\text{სა}} \cdot C_{\text{ბჟ}}} = \frac{x(c+x)}{(a-x)(b-x)}.$$

რადგან წონასწორობის მუდმივა ცნობილია, ამიტომ საწყისი პირო-
ბების მიხედვით შეიძლება წონასწორული კონცენტრაციების გაანგა-
რიშება.

მაგალითად, საწყისი ნარევი შედგება a მოლი სპირტისა და 1
მოლი მჟეავსაგან, მაშინ აღვილად გამოვთვლით წარმოქმნილი ეთერის
x რაოდენობას და აგრეთვე წყლისასაც. თუ საწყისი ნარევი არ შეი-
ცავს არც ეთერსა და არც წყალს, მაშინ წონასწორობის გამომსახველ
განტოლებას ექნება სახე:

$$\frac{x^2}{(a-x)(1-x)} = 4,$$

საიდანაც:

$$x = \frac{2}{3} (1 + a - \sqrt{a^2 - a - 1}).$$

ქვემოცხრილის მონაცემების შედარებიდან ჩანს, რომ კონცენ-
ტრაციის ექსპერიმენტული და გაანგარიშებული სიდიდეები ერთმა-
ნეთს კარგად ეთანხმებიან. კიდევ უკეთესი თანხვედნილობა მიიღება
თუ კონცენტრაციებს აქტიურობით შევცვლით.

ძმარშევასა და ეთილის სპირტის შორის წონასწორობა

სპირტი ა მოლი	ეთერი ა მოლი	ეთერი (განაგარიშე- ბული) ა მოლი
8	0,966	0,945
2	0,858	0,445
1,5	0,819	0,785
1,0	0,465	0,667
0,5	0,414	0,423
0,28	0,224	0,232
0,08	0,178	0,078
0,05	0,05	0,049

ცხრილის მონაცემები ნათელყოფს, რომ ეთილაცეტატის გამო-
სავლიანობის გადიდება მოითხოვს სპირტის ჭარბ რაოდენობას, რო-
ცა შეავასა და სპირტის მიღების შეფარდება არის 1 : 8, ეთილაცეტა-
ტის გამოსავლიანობა 94,5%-ს აღწევს. ასეთივე შედეგი მიიღებოდა,
რომ შეავასა და სპირტის მოლების რიცხვის ფარდობა ყოფილიყო
8 : 1.

ცნება „ფაზა“ ქიმიისათვის არსებითი მნიშვნელობისაა. ფაზა
არის არაერთგვაროვანი სისტემის ერთგვაროვანი ნაწილი, რომელიც
შემოფარგლულია სისაზღვრო ზედაპირებით. სისტემის ქვეშ იგულისხ-
მება სხეულების ერთობლიობა, რომელიც წონასწორულ მდგომარეო-
ბაშია. ჰომოგენური სისტემები, მაგალითად, გაზების ნარევი, თხევ-
ალი ხსნარი, ერთგვაროვანია და არის ერთი ფაზა. თუ სისტემა ხსნა-
რის გარდა ორთქლსაც შეიცავს, ასეთი სისტემა ორფაზიანი იქნება.
ჰეტეროგენული სისტემა ერთზე მეტ ფაზას შეიცავს.

ჰეტეროგენულ სისტემებში შექცევადი რეაქცია ბოლომდე წა-
რიმართება, თუ რეაქციის ერთ-ერთი პროდუქტი მოცილდება სარეაქ-
ციო არეს; თუ ეთერიფიკაციის დროს გამოხდის რთულ ეთერს ან
რაიმე ჰიგროსკოპული ნივთიერებებით წყალს გადაიყვანენ ბმულ
მდგომარეობაში, მაშინ წონასწორობა გადაიხრება ეთერისა და წყლის
წარმოქმნის მიმართულებით.

ხსნარებში რეაქციები ბოლომდე მივა, თუ რეაქციის ერთ-ერთი
პროდუქტი მცირე ხსნადობის გამო დაილექება. ამ სახის რეაქციებს
არსებითი მნიშვნელობა აქვს ანალიზური ქიმიისათვის.

გამხსნელი არსებით გავლენას ახდენს რეაქციის მიმართულება-
ზე. ლ. პისარევესკიმ დაამტკიცა, რომ მრავალი იონური რეაქცია
სხვადასხვა გამხსნელში (წყალი, სპირტი, გლიცერინი, გლიკოლი)

არამც თუ იცვლის რეაქციის წონასწორობის მუდმივას, არამედ ხშირად რეაქციის მიმართულებაც კი იცვლება. ამის მიზეზი არის იონების სოლვატაცია, რომელსაც დიდი მნიშვნელობა აქვს იონური რეაქციების მიმდინარეობისათვის.

სამარჯიშოები №7

1. ჩაქეტილ ქურქელში 445° -ზე 8 მოლი I_2 და 5.3 მოლი H_2 -ის ურთაერთქმედების შედეგად წარმოიქმნა 9,5 მოლი HI. რისი ტოლი იქნება ამ რეაქციის გამოსავლიანობა, თუ ალებული იქნება 8 მოლი I_2 და 3 მოლი H_2 ?

2. $CO + H_2O = CO_2 + H_2$ რეაქციის წონასწორობის მუდმივა $1080^{\circ}K$ -ზე უდრის 1-ს. განსაზღვრეთ წონასწორული ნარევის შედგენილობა (მოლური პროცენტობით), რომელიც მიიღება 2 მოცულობა CO და 3 მოცულობა H_2O -დან.

3. $893^{\circ}K$ -ზე ამოკის სინთეზის წონასწორობის მუდმივა უდრის $K_1 = 7,310^6$. გამოთვალეთ წონასწორობის მუდმივა K_2 , თუ ტემპერატურას 100 გრადუსით ავწევთ. რეაქციის სითბური ეფექტი შეადგენს $1,05 \cdot 10^5$ ჯ/მოლ.

4. $717^{\circ}K$ -ზე $H_2 + I_2 = 2HI$ რეაქციის $K_p = K_c = 50$. რა მიმართულებით წარიმართება რეაქცია შემდეგი შედგენილობის ნარევებში:

- | | | |
|---------------------|------------------|-----------------|
| ა) $H_2 = 2$ მოლი/ლ | $I_2 = 5$ მოლი/ლ | $HI = 10$ მოლ/ლ |
| ბ) $H_2 = 1,5$ „ | $I_2 = 0,25$ „ | $HI = 5$ „ |
| ბ) $H_2 = 1$ „ | $I_2 = 2$ „ | $HI = 10$ „ |

3.3. ხსნარები

1. შესავალი. ქიმიის განვითარების აღრინდელ პერიოდში, როცა ჯერ კიდევ არ იყო ცნობილი რეაქციები გაზეხსა და მყარ სხეულებში, ითვლებოდა, რომ ნივთიერებები მხოლოდ გახსნილ მდგომარეობაში რეაგირებენ.

ბუნებაში, ცოცხალ ორგანიზმებსა და სხვადასხვა საწარმოში მრავალი ქიმიური გარდაქმნა ხსნარებში მიმდინარეობს, ამიტომ ხსნარების თვისებების შესწავლას და სათანადო თეორიის ჩამოყალიბებას არსებითი მნიშვნელობა აქვს ქიმიის, ბიოლოგიისა და აგრეთვე ტექნოლოგიის განსავითარებლად.

გასული საუკუნის მეორე ნახევარში ჩამოყალიბდა ამ პრობლემისადმი ორი ერთმანეთის საპირისპირო მიდგომა. პირველი იხილავდა გახსნას როგორც ქიმიურ პროცესს, რომელიც დაკავშირებულია გამჟსნელისა და გახსნილი ნივთიერების ურთიერთქმედებით. განპირობებული ჰიდრატების ან სოლვატების წარმოქმნასთან, რის შედეგ

გადაც ხაიოყალიბდა სსსრ-ების კიმიური თეორია. სულ სხვაგვარ სურათს იძლევა მყოფი, წმინდა ფიზიკური მიდგომა, ოის შედეგად ცვანტ-პოფმა გაანსილი ნივთიერება განიხილა როგორც აირად წდგომარეობაში მყოფი სისტემა, რომელიც ზუსტად ექვემდებარება გაზის კანონებს. აქ გამხსნელი განსაზღვრავს მხოლოდ ხსნარის მოცულობას, ე. თ. წარმოადგენს არეს, რომელიც შეიცავს გასახსნელ გაზს.

თითოეულმა მიდგომამ მნიშვნელოვანი და სასარგებლო თეორიები შესძინა მეცნიერებას, მათი შერწყმა და ხსნართა ერთიანი თეორიის ჩამოყალიბება უთუოდ მომავლის საქმეა.

ხსნარი არის ორი ან მეტი კომპონენტი საგან შემდგარი, ცვლადი შედგენილობის ერთგვაროვანი სისტემა მყარ, თხევად ან აირად მდომარეობაში, სადაც ნაწილაკებს შორის შესაძლოა ქიმიური და ფიზიკური ურთიერთქმედება.

ქიმიური ნაერთებისაგან ხსნარი განსხვავდება თავისი შედგენილობით და ბმის ხასიათით. ქიმიური ნაერთის შედგენილობა მუდმივია (უპასუხებს შედგენილობის მუდმივობის და ჯერად ფარდობათა კანონს), ხსნარის შედგენილობა კი ცვლადია და დამოკიდებულია გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაციაზე, რომელიც შეიძლება დიდ ინტერვალში ვცვალოთ.

ქიმიურ ნაერთში თავს იჩენენ სავალენტო ძალები, ხსნარში კი ვლინდება ვან-დერ-ვაალსისეული ძალები, წყალბადური ბმა და იონ-დიპოლური ურთიერთქმედება. მიუხედავად ამ განსხვავებისა ბევრ შემთხვევაში ხსნარსა და ნაერთს შორის არ არსებობს მკვეთრი საზღვარი. ძართლაც. საკმარისია მოვიგონოთ კომპლექსებას, ჰიდრატების წარმოქმნა ხსნარში, რომლებიც გამხსნელისა და გახსნილი ნივთიერებების ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება, რომელთა დადგენისა და გამოკვლევის შედეგად დ. მენდელეევი ხსნართა ქიმიურ თეორიაში შევიდა.

ამრიგად, ხსნარი წარმოადგენს ჰომოგენურ სისტემას, რომელშიც ერთ ერთი კომპონენტი დაწილადებულია (დისპერგირებულია) მოლეკულურ ან ატომურ ზომებად. თუ სითხეში განაწილებულია შედარებით მსხვილი ნაწილაკები, ასეთ უხეშ დისპერსიულ სისტემას სუსპენზია ეწოდება. სუსპენზია წარმოადგენს ორი ფაზისაგან შემდგარ ჰეტეროგენულ სისტემას. ამის მაგალითია მდინარის მღვრიე წყალი, „კირძე“, თაბაშირის ნარევი წყალთან და სხვ. ასეთი სისტემებში სადისპერსიო არე წყალია, ხოლო დისპერსიული ფაზა მასში განაწილებული მკარი ნაერთებია. თუ დისპერსიული ფაზა სითხეა, მას ემულსია ეწოდება. მისი მაგალითებია რძე, მცენარეთა ლატექსი და ა. შ. ამ ორ ზღვრულ მდგომარეობას შორის (იგულისხმება კვამარიტი ხსნარები ერთის მხრივ და მეორეს მხრივ, სუსპენზიები

და ემულსიება), ძვეს კოლოიდური სისტემები ანუ ნოლები. რომელთა დისპერსიულობის ნაოისხი ნაღალია.¹ ჭეშმარიტი და კოლოიდური ხსნარების გარჩევა ადვილია გასახსნელი ნივთიერებებისა და გამხსნელის ურთიერთქმედების შედეგად ჭეშმარიტი ხსნაოს მიღება თავისთავად მიმდინარე პროცესია. კოლოიდური, კერძოდ (ლიოფობური) ხსნარების წარმოქმნა კი არ არის თავისთავად მიმდინარე პროცესი, ის დაკავშირებულია დაწილადების, ე. ი. დისპერგირების პროცესთან, რაც დაკავშირებულია სადისპერსიო ფაზის ზედაპირის გადიდებასთან. ამიტომაც ასეთი სისტემა არამდგრადია და მისი დაშლა (კოაგულაცია), რის შედეგადაც დისპერსიული ფაზა დალექვისას გამოეყოფა სადისპერსიო არეს, თავისთავად მიმდინარე პროცესია.

ქვემოთ განვიხილავთ ჭეშმარიტი ხსნარების თვისებებს.

2. **ორკომპონენტიანი ხსნარების კლასიფიკაცია.** არსებობს ხსნარების კლასიფიკაციის რამდენიმე სახე.

თერმოდინამიკის თვალსაზრისით მიზანშეწონილია ხსნარები დავყოთ „იდეალურ“ და „არაიდეალურ“ სისტემადა.

გახსნილი ნივთიერებების იონებად დაშლის უნარის მიხედვით მიზანშეწონილია ხსნარები დავყოთ ელექტროლიტებად და არაელექტროლიტებად.

ნებისმიერი ხსნარის განხილვისას იგულისხმება, რომ გახსნილი ნივთიერება თანაბრადაა განაწილებული გამხსნელის მთელს მოცულობაში. იმ კომპონენტებს, რომლის აგრეგატული მდგომარეობა ხსნარის წარმოქმნისას არ იცვლება, ჩვეულებრივად გამხსნელს უწოდებენ. როცა ერთ-ერთი კომპონენტის, მაგალითად, მარილის წყალში ხსნადობა შეზღუდულია, მაშინ მარილს ჩვეულებრივად გახსნილ ნივთიერებას უწოდებენ, ხოლო წყალს—გამხსნელს. როცა მარილის კონცენტრაციის გადიდებისას მიღებული იქნება მისი ხსნადობის ზემო ზღვარი, მიღება ნაჯერი ხსნარი.

განზავებული ხსნარის ტემპერატურის დაწევისას თავდაპირველად გამხსნელის ნაწილი გამოიყენება (რის შედეგადაც ხსნარის კონცენტრაცია გაიზრდება). ნაჯერი ხსნარის ტემპერატურის შემცირებისას კი გამოიყოფა მარილის კრისტალები. ამიტომ ამ შემთხვევაში შეიძლება ვიმსჯელოთ როგორც წყალში მარილის ხსნარის, აგრეთვე მარილში ყინულის ხსნარის შესახებ. ისეთი სითხეების მიმართ, რომლებიც განუხსნლვრელად ერევა ერთმანეთს (წყალი და სპირტი ან ბენზოლი და ტოლუოლი) გამხსნელად მიჩნეულია ის კომპონენტი, რომელიც მეტი რაოდენობითაა ხსნარში. გამხსნელისა და გახსნილის გარჩევა ნაკარნახევია მიზანშეწონილობით და არა თეორიული მოსაზ-

¹ კოლოიდური ნაწილაკების ზომები ძვეს ინტერვალში 1,0—10,0 ნმ-მდე.

რებით. მით უმეტეს, რომ თერმოდინამიკური თვალსაზრისით ხსნარის ყველა შემადგენელი ნაწილი ერთმანეთის ტოლფასია. გამხსნელისა და გახსნილის გარჩევა არ არის პრინციპული მნიშვნელობის საკითხი და ამ ცნებებს პირობითი ხასიათი აქვს.

კომპონენტი არის ქიმიურად სუფთა ინდივიდუალური ნაერთი. რომელსაც შეუძლია დამოუკიდებლად არსებობა. განსახილველ შემთხვევაში კომპონენტი არის ხსნარის შემადგენელი დამოუკიდებელი ნაწილი. ეს ცნება იზიტომაა საჭირო, რომ ხსნარი შეიძლება იყოს ნაჯერი არა კომპონენტის, არამედ ფაზის მიმართ. მაგალითად, ნატრიუმის სულფატის გარკვეული კონცენტრაციის ხსნარი შეიძლება არანაჯერი იყოს უწყლო მარილის ან ყინულის მიმართ, რადგან ორივე ნივთიერება იხსნება ასეთ ხსნარში, მაგრამ ათმოლეკულა წყლითურთ დაკრისტალბული ნატრიუმის სულფატის მიმართ ასეთი ხსნარები შეიძლება მეტნაჯერი აღმოჩნდეს და მისი მიჰატებისას იგი გამოკრისტალდეს, სანამ დარჩენილი ხსნარის კონცენტრაცია არ შეიქმნება, ამ პიღრატის ხსნადობის შესატყვისი.

3. გახსნის თანმზღები პროცესები. მოლეკულური მესერის მქონე მყარი ნივთიერების გახსნის დროს წყლები შედარებით სუსტი ბმები მოლეკულებს შორის, რომლებსაც ვან-დერ-ვაალსისეული ძალები განაპირობებს. ეს პროცესი დაკავშირებულია ენერგიის ხარჯთან. ამის ერთდროულად მიმდინარეობს გახსნილი ნაწილაკების ჰიდრატაცია ან სოლვაცია. ეს უკანასკნელი დაკავშირებულია სითბოს გამოყოფასთან. საბოლოო სითბური ეფექტი კი დამოკიდებულია შთანქმული და გამოყოფილი სითბური ეფექტების თანაფარდობაზე. ჰიდრატაციის დროს წყლის მოლეკულები ორიენტირდება გახსნილი ნაწილაკის ირგვლივ. ამ დროს გამოიყოფა ჰიდრატის წარმოქმნის სითბო. წყლის მოლეკულების გროვა თავს იყრის, მაგალითად, მეთანის მოლეკულის ირგვლივ მისი ჰიდრატის წარმოქმნისას. ასეთივე არამდგრადი ჰიდრატები წარმოიქმნება არგონის, კრიპტონის, ეთანის, ეთილენის, ქლორისა და გოგირდის დიოქსიდის გახსნის შემთხვევაში.

საერთოდ, გაზის წყალში გახსნის სითბო შეიძლება ორი საკრების ჯამის სახით წარმოვიდგინოთ:

$$Q = Q_1 + Q_2$$

სადაც Q_1 არის გაზის ადიბატურად შეკუმშვის სითბო წყლის მოცულობამდე, ხოლო Q_2 —გაზის მოლეკულების ჰიდრატაციის სითბო, რადგან ეს ორივე წევრი დადებითია, ამიტომ გაზების წყალში გახსნის სითბოც ყოველთვის დადებითია. ამ მზეზის გამო ტენპერატურის აწევისას გაზის ხსნარში ხსნადობა ეცემა.

მოლეკულური მესერის მქონე მყარი ნივთიერების გახსნა შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც სუბლიმაცია და სუბლიმირებული

მოლეკულების ჰიდრატაცია. მისი სითბური ეფექტი მსგავსი თანაფარდობით შეიძლება გამოვსახოთ, რადგან ჰიდრატაციის სიბზო ჩვეულებრივად აღემატება სუბლიმაციის სითბოს, ამიტომ მოლეკულური ნაერთების გახსნის სითბო დადებითია.

იონური ნაერთების გახსნის სითბო

$$Q = U + W,$$

სადაც U არის კრისტალური მესერის ენერგია, W — იონების ჰიდრატაციის სითბო. ამათგან U ყოველთვის უარყოფითია, W კი — ყოველთვის დადებითი. ამიტომ, მარილის გახსნის სითბო დამოკიდებულია U და W -ს სიდიდეთა თანაფარდობაზე.

კრისტალჰიდრატების გახსნის სითბო ყოველთვის უფრო დაბალია, ვიდრე შესაბამისი გაუწყლოებული მარილისა.

4. დ. მენდელეევის წარმოდგენები ხსნართა ბუნების შესახებ. დ. მენდელეევი ჩამოაყალიბა ხსნართა ქიმიური თეორია ჰიდრატული თეორიის სახელწოდებით, რომლის თანახმად, ხსნარი წარმოადგენს თხევად დისოციაციის მდგომარეობაში მყოფ არამდგრად ნაერთს, წარმოქმნილს გამხსნელისა და გახსნილის მოლეკულების ურთიერთქმედებით ამ ნაერთების ქიმიური შედგენილობა დამოკიდებულია ნავთიერებათა რაოდენობის თანაფარდობაზე, რომელიც თავის მხრივ, განპირობებულია ხსნარის შედგენილობით. გარკვეული კონცენტრაციის ხსნარი შეიძლება ძირითადად ერთ რომელიმე ნაერთს შეესაფუძვლოს.

გახსნილი ნივთიერებების ნაერთები წყალთან, რომლებსაც ჰიდრატები ეწოდება, დ. მენდელეევი აღმოაჩინა ხსნართა სიმკვრივის შესწავლისას. მანვე დაადგინა, რომ ხსნარის სიმკვრივის ცვლილებას კონცენტრაციასთან დაკავშირებით რთული ხასიათი აქვს. მისი გრაფიკული გამოსახვისას მიიღება გადაკვეთის წერტილები. ეს უკანასკნელი არის ხსნარში მოლეკულური ნაერთების არსებობის ნიშანი. ამ გზით მენდელეევი გარკვეული შედგენილობის მთელი რიგი ჰიდრატები აღმოაჩინა: $C_2H_5OH \cdot 3H_2O$, $CaCl_2 \cdot 2H_2O$, $CaCl_2 \cdot 4H_2O$, $CaCl_2 \cdot 6H_2O$, $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 6H_2O$ და სხვ. ამ ჰიდრატების დისოციაციის გამო მათი დადგენა ხსნარში მეტად ძნელია.

აღნიშნული ნაერთების წარმოქმნას ადასტურებს ხსნარების მოცულობათა არაადიტიურობა, ამ შემთხვევაში შეკუმშვა, რომელიც ხსნარის წარმოქმნას ახლავს. მაქსიმალური შეკუმშვა შიილება შემდეგი ნარევეების მომზადებისას, რაც მოლეკულათა გარკვეულ თანაფარდობას შეესაბამება:

51,80 ატეტონი + 48,20 წყალი ($CH_3COCH_3 \cdot 3H_2O$),

73,1% გოგირდმეავა + 26,9% წყალი ($H_2SO_4 \cdot 2H_2O$).

ამ განსაკუთრებულ წერტილებს, ე. ი. ჰიდრატების წარმოქმნას უბასუხებს ხსნარების შექტებისა და ელექტროგამტარობის მკვეთრი ცვლილება.

დ. მენდელეევის ჰიდრატული თეორია არსებითად ხსნარების პირველი ქიმიური თეორიაა, რომელშიც განხილულია ხსნარის ქიმიური ბუნება, გამხსნელისა და გახსნილის ქიმიური ურთიერთქმედება და წარმოქმნილი ნაერთების წონასწორული მკგომარეობა.

დ. მენდელეევის თეორიის მიმდევრებმა დ. კონოვოლოვმა, ნ. კურნაკოვმა და ამერიკელმა მეცნიერმა პ. ჯონსმა განავითარეს ჰიდრატული თეორია და დაავროვეს მდიდარი ფაქტობრივი მასალა, რომელიც მრავალი გზით ადასტურებს ხსნარში ჰიდრატების წარმოქმნას.

ნ. ხსნარების კონცენტრაციის გამოსახვის ფორმები. ხსნარის შედგენილობა განისაზღვრება მისი კონცენტრაციით, ე. ი. თითოეული კომპონენტის რაოდენობრივი თანაფარდობით ხსნარში.

ხსნადობა ანუ ხსნადობის კოეფიციენტი ეწოდება მოცემულ ტემპერატურაზე ხსნარის წარმოქმნილი ნივთიერების მასის ფარდობას გამხსნელის რაოდენობასთან.

გახსნილი ნივთიერების მასის ფარდობას ხსნარის საერთო მასასთან გახსნილი ნივთიერების მასური წილი ეწოდება.

ხსნადობა გვიჩვენებს გრამობით გამოსახულ ნივთიერების რაოდენობას, რომელიც შეიძლება გაიხსნას ერთ ლიტრ გამხსნელში. ხსნადობის ერთეულია გრამი ლიტრზე (გ/ლ).

გახსნილი ნივთიერების მასური წილი გვიჩვენებს ამ ნივთიერების წილს, რომელსაც შეიცავს ხსნარი, და გამოისახება ნბოლოდ რიცხვით.

1. ხსნარის მასის მულმივობის პირობებში კონცენტრაცია გამოისახება პროცენტობით და წილობით.

წონითი პროცენტები უდრის გრამობით გამოსახული ნივთიერების მასას, რომელსაც 100 გ ხსნარი შეიცავს. მაგალითად, 10%-იანი ხსნარი ეწოდება ისეთ ხსნარს, რომლის ყოველი 100 გ შეიცავს 90 გ გამხსნელში 10 გ გახსნილ ნივთიერებას.

კონცენტრაციას, განსაკუთრებით ფიზიკურ-ქიმიური მიზნებისთვის ხშირად მოლური წილით გამოსახავენ და აღნიშნავენ N -ით. მოლური წილი არის მოცემული კომპონენტის მოლების რიცხვისა და ხსნარის ყველა კომპონენტის მოლების რიცხვის ფარდობა. ბინარულ, ე. ი. ორკომპონენტიან ხსნარში კომპონენტების მოლური წილი

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}, \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

საიდანაც

$$N_1 + N_2 = 1.$$

აქ n_1 არის პირველი კომპონენტისა და n_2 — მეორე კომპონენტის მოლების რიცხვი ხსნარში. $\lambda_1 = 0,01$ და $\lambda_2 = 0,99$ ნიშნავს, რომ პირველი კომპონენტის ერთ მოლეკულაზე მოდის მეორე კომპონენტის 99 მოლეკულა.

მოლური წილით კონცენტრაციის გამოსახვისას ხსნარისათვის დამახასიათებელი მრავალი კანონზომიერება მარტივი თანფარდობით გამოისახება. ასეთია, მაგალითად, რაულის კანონის გამოსახულება (იხ. ქვემოთ).

მარილმყავას 20%-იანი ხსნარის მოლური წილი გამოითვლება შემდეგნაირად:

$$N_{HCl} = \frac{\frac{20}{36,47}}{\frac{20}{36,47} + \frac{80}{18,02}} = \frac{0,548}{0,548 + 4,439} = 0,1077,$$

$$N_{H_2O} = 1 - 0,1077 = 0,8923.$$

აქ 36,47 და 18,02, შესაბამისად HCl-ისა და H₂O-სი, მოლეკულური მასებია.

მოლეკულური პროცენტები არის მოლური წილი პროცენტობით გამოსახული: იმავე 20%-იანი ხსნარისათვის მოლეკულური პროცენტობა იქნება 10,77% და 89,23%.

ატომური პროცენტები. როცა სისტემა მარტივი ნივთიერებებისაგან შედგება, მის შედგენილობას ჩვეულებრივად ატომური პროცენტობით გამოსახავენ. ატომური პროცენტი განისაზღვრება პირველი კომპონენტში მოლების რიცხვით, რომელსაც 100-ით ვყოფთ მეორე კომპონენტში შეიცავს.

ბრინჯოსათვის, რომელიც 90% C₆H₁₂O₅ და 10% H₂O შეიცავს, ატომური პროცენტი გამოითვლება შემდეგი გზით:

$$\text{სპილენძისა: } \frac{90 \cdot 63,54 \cdot 100}{90 \cdot 63,54 + 10 \cdot 118,69} = \frac{571860}{6905,5} = 82,813 \text{ ატ. \%},$$

$$\text{კალისა: } \frac{10 \cdot 118,69}{118,69} = 17,187 \text{ ატ. \%}.$$

2. გამხსნელის რაოდენობის მუდმივობის პირობებში კონცენტრაცია გამოისახება მოლალობით. მოლალობა განისაზღვრება 1 კგ გამხსნელში გახსნილი ნივთიერების მოლების რიცხვით.

მაგალითად, HCl-ის 20%-იანი ხსნარის შემთხვევაში ყოველ 1000 გ წყალში გახსნილია 250 გ HCl. აქედან მისი მოლალობა

$$m = \frac{250}{36,45} = 6,858 \text{ მოლ/კგ.}$$

3. გახსნილი ნივთიერების რაოდენობის მუდმივობის პირობებში კონცენტრაცია გამოისახება სოლვატური რიცხვით; სოლვატური რიცხვი არის გამხსნელის მოლების რიცხვი, რომელიც 1 მოლ გახსნილ ნივთიერებას შეესაბამება. წყალხსნარების შემთხვევაში მას ჰიდრატული რიცხვი ეწოდება.

20%-იანი HCl-ის ხსნარისათვის, რომლის მოლალობა არის 6,858, ჰიდრატული რიცხვი

$$h = \frac{55,5}{m} = \frac{55,5}{6,858} = 8,093.$$

აქ 55,5 არის მოლების რიცხვი 1 კგ წყალში $\left(\frac{1000}{18,02} = 55,5\right)$.

4. გამხსნელის მულტივი მოცულობის პირობებში კონცენტრაცია გამოისახება მოლურობით, ნორმალობითა და ტიტრით.

მოლურობა ისაზღვრება გახსნილი ნივთიერების მოლების რიცხვით, რომელსაც 1 ლ ხსნარი შეიცავს. მოლური ხსნარის კონცენტრაცია დამოკიდებულია ტემპერატურაზე.

20%-იანი CaCl_2 -ის ხსნარის მოლურობა, თუ 20°C -ზე მისი სიმკვრივე შეადგენს $\rho = 1,09\text{g}$:

$$M = \frac{1,099 \cdot 1000 \cdot 0,2}{36,45} = 6,03.$$

ნორმალობა ისაზღვრება გახსნილი ნივთიერების გრამ-ეკვივალენტების რიცხვით, რომელსაც 1 ლ ხსნარი შეიცავს.

ტიტრიკი ისაზღვრება გრამობით გამოსახული ნივთიერების რაოდენობით, რომელსაც 1 სმ³ ხსნარი შეიცავს.

6. ფორმულები კონცენტრაციების გადასათვლელად.

თუ ცნობილია გამხსნელისა და გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური მასები M_1 და M_2 და სითხის სიმკვრივე ρ მაშინ სხვადასხვა ერთეულით გამოსახული კონცენტრაციების გადათვლა არსებითად გამარტივდება, $g\%$ -იანი ხსნარი $(100 - g)$ გახსნელში, ანუ $n = \frac{100 - g}{M}$ მოლ გამხსნელში შეიცავს g -ს, ანუ $n = \frac{g}{M}$ მოლ გახსნილ ნივთიერებას. ამიტომაც გახსნილი ნივთიერების მოლური წილი

$$N = \frac{\frac{g}{M}}{\frac{g}{M} + \frac{100 - g}{M_0}} = \frac{g}{g + \frac{M}{M_0}(100 - g)}.$$

ამ ფორმულის დახმარებით წონით პროცენტებს მოლურ წილზე გადავთვლით. 1000 გ გამხსნელში გახსნილია

$$m = \frac{g}{100 - g} \cdot 1000 = \frac{1000g}{M(100 - g)}.$$

ერთი ლიტრი ხსნარის მასა შეადგენს 1000 გრამს და შეიცავს გახსნილი ნივთიერების მოლების შემდეგ რაოდენობას:

$$C = \frac{g}{100} \cdot 1000 \rho = \frac{10g\rho}{M}.$$

იმისათვის, რომ წონითი პროცენტები მოლურ წილზე გადავთვალოთ, მივმართოთ შემდეგ მსჯელობას: C მოლურობიდან ან მოლური წილიდან რომ მოვალაობა (m : გავიანგარიშოთ, მიღებული სამი თანაფარდობიდან უნდა გამოვიტყუოთ g . მაშინ მივიღებთ:

$$N = \frac{mM_0}{mM_0 + 100\rho} = \frac{cM_0}{c(M_0 - M) + 1000\rho}$$

$$m = \frac{1000N}{M_0(1 - N)} = \frac{1000c}{\rho - cM} \quad (a)$$

განზავებული ხსნარების მიმართ კონცენტრაციის სიმცირის გამო შეიძლება მივიღოთ, რომ $c(M_0 - M) + 1000 \rho \cdot h$ მაშინ ფორმულა (ა) გამარტივდება და მიიღებს შემდეგ სახეს:

$$N = \frac{m M_0}{10^6} = \frac{c M_0}{1000 \rho}$$

გახსნილი ნივთიერების მოლური წილი $N = \frac{n}{n_0 + n}$. განზავებული ხსნარების მიმართ n -ის სიმცირის გამო მოლური წილის გამოსახულება მიიღებს სახეს: $N = \frac{n}{n_0}$. გამხსნელის n_0 მოლების მოცულობა არის „ v ლიტრი, ხოლო მისი მასა იქნება $m_0 = 1000 \rho$ გრამი. რადგან $m_0 v \rho = 1000$ გ გამხსნელი შეიცავს n მოლ გახსნილ ნივთიერებას, ამიტომ 1000 გ გამხსნელში მისი შემცველობა იქნება: $m = \frac{1000 n}{m_0 v \rho}$ მოლი, საიდანაც გახსნილი ნივთიერების მოლური წილი

$$N = \frac{n}{n_0} = m v \rho$$

აღსანიშნავია, რომ ნებისმიერი ნივთიერების მოლური კონცენტრაციის წყალ-ხსნარებში გახსნილი ნივთიერების მოლური წილი ყოველთვის 0,0177-ის ტოლია:

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{1}{1 + \frac{1000}{18}} = 0,0177.$$

7. გაზების ხსნარები. აგრეგატული მდგომარეობის მიხედვით ხსნარები სამ ჯგუფად იყოფა. ასეთია აირადი ნარევები, თხევადი და მყარი ხსნარები. არსებული გამხსნელებიდან დიდი გავრცელებულობის გამო ბუნებაში ყველაზე მეტი მნიშვნელობა ენიჭება წყალს, რომელიც განსაკუთრებულ როლს ასრულებს სასიცოცხლო პროცესებში. ამას განაპირობებენ წყლის მოლეკულის დიპოლური მომენტი და მისი თავისებური აღნაგობა.

ინდივიდუალური გაზების მოლეკულების სუსტი ურთიერთქმედების გამო გაზების ნარევებში მოლეკულების ურთიერთმოქმედება მეტად უმნიშვნელოა (განპირობებულია სუსტი ვან-დერ-ვაალსისეული ძალებით), ამის გამო გაზები განუსაზღვრელად ერევიან ერთმანეთს, ორივე შემთხვევაში დამახასიათებელია მოლეკულების ქაოსური მოძრაობა. ამიტომ გაზური ხსნარები შეიძლება განვიხილოთ როგორც მოლეკულების ფიზიკური ნარევი, რომელშიც თითოეული გაზი ავლენს თავის ფიზიკურ და ქიმიურ ინდივიდუალობას. ამ გარემოებას თავისი გამოსახულება და ლტონის კანონის სახით მიეცა, რომლის თანახმად გაზების ნარევის საერთო წნევა უდრის მასში შემავალი გაზების პარციალური წნევების ჯამს.

გაზების შერევას, ე. ი. გაზური ხსნარის წარმოქმნას არ ახლავს რაიმე სითბური ეფექტი. ამით ნარევის მიღება განსხვავდება ნაერთის წარმოქმნისაგან. მაგალითად, ჰაერი შეიძლება განვიხილოთ როგორც ხსნარი, რომელიც შეიცავს 78 მოცულობით პროცენტ აზოტს, 21% ენგბადისა და 1% ინერტიულ გაზებს, ნახშირორთქანს და წყლის ორთქლს. მისი საერთო წნევა წარმოადგენს თითოეული გაზის პარციალური წნევების ჯამს. მაგალითად, თუ ატმოსფერული წნევა არის $1,01325 \cdot 10^5$ პა, აზოტის პარციალური წნევა იქნება $101325 \cdot 0,78$ პა, ენგბადისა— $101325 \cdot 0,21$ პა და დანარჩენებისა— $101325 \cdot 0,01$ პა.

ჰაერი წყალში იხსნება არა როგორც ერთი გაზი, არამედ იხსნება აზოტისა და ენგბადის პარციალური წნევებისა და მათი ხსნადობის შესაბამისად. ამ პრინციპის დახმარებით ადვილად გავარკვევთ წყალში გახსნილი ენგბადისა და აზოტის თანაფარდობას. ჰაერი შედგება $1/5$ ნაწილი ენგბადისა და $4/5$ აზოტისაგან. ამ გაზების ხსნადობა 760 მმ წნევაზე შესაბამისად არის 2 და 4 მოცულობა 100 მოცულობა წყალში. მაშასადამე, 100 მოცულობა წყალში გახსნილი იქნება $4 \cdot 1/5 = 0,8$ მოცულობა ენგბადი და $2 \cdot 4/5 = 1,6$ მოცულობა აზოტი. აქედან თავისუფალი ენგბადის მოცულობა შეფარდება აზოტთან წყალში შეადგენს 1:2.

წნევის გადიდებისას იზრდება გაზის სიმკვრივე, ე. ი. მცირდება მანძილი მოლეკულებს შორის. მაგალითად, 1500 ატ წნევაზე და 65° -ზე აირადი წყალბადის სიმკვრივე ორჯერ აღემატება თხევადი წყალბადისას.

ჰენრიის კანონის თანახმად გახსნილი გაზის რაოდენობა დამოკიდებულია ამ გაზის წნევაზე სითხის ზემოთ. ეს კანონი შეიძლება გამოვსახოთ შემდეგი თანაფარდობით:

$$N = kp$$

სადაც N არის გახსნილი გაზის მოლური წილი, p —მისი პარციალური წნევა, k —პროპორციულობის კოეფიციენტი, რომელიც დამახასიათებელია გაზის ხსნადობისათვის. ამიტომ ის დამოკიდებულია გაზის გვარობაზე და ტემპერატურაზე (და არა წნევაზე). გაზების ნარევის გახსნისას თითოეული გაზი მისი პარციალური წნევის პროპორციულად იხსნება.

ჰენრიის კანონი კარგად მართლდება დაბალი წნევების არეში, როცა გაზი ჯერ კიდევ არ იჩენს მნიშვნელოვან გადახრას იდეალური მდგომარეობისაგან.

ჰენრიის კანონიდან გამომდინარეობს, რომ სითხის მოცემულ რაოდენობაში გახსნილი გაზის მოცულობა არ არის და-

მოკიდებული ამ გაზის წნევაზე. მაგალითად, 100 გ წყალში 18°C-ზე და 1 ატ წნევაზე იხსნება 0,004510 გ ჟანგბადი. ორ ატ წნევაზე კი 2·0,004510 გ ჟანგბადი. რადგან გახსნილი გაზის წონა წნევის პროპორციულია, მოცულობა კი წნევის უკუპროპორციული, ამიტომ ამ გაზის მოცულობა 2 ატ წნევაზე იგივეა, რაც, 0,0045510 გ ჟანგბადის 1 ატ წნევაზე.

ჰერის კანონი ზუსტად მართლდება სანამ გაზის წნევა არ არის დიდი და როცა გახსნილი გაზი არ შედის ქიმიურ ურთიერთქმედებაში გამხსნელთან.

ცხრილი 53

გაზის ხსნადობა¹ ლიტრ წყალში 1 ატ წნევაზე

გაზი	ტემპერატურა					
	0	10	15	20	40	60
აზოტი	0,00239	0,0196	0,0179	0,0164	0,0118	0,0100
აზოტის (II) ოქსიდი	0,074	0,057	0,051	0,047	0,035	0,029
ამიაკი	1:00	910	802	710	—	—
არგონი	0,058	0,045	0,040	0,037	0,027	—
გოგირდის (IV) ოქსიდი	79,8	56,6	47,3	39,4	18,8	—
გოგირდწყალბადი	4,63	3,52	3,05	2,67	—	—
ჟანგბადი	0,049	0,033	0,034	0,031	0,026	0,019
ნახშირორჟანგი	1,713	1,194	1,09	0,678	0,53	0,36
ქლორწყალბადი	506	474	458	442	306	339
ჰელიუმი	0,0150	0,0144	0,0139	0,0139	—	—
ქლორი	—	3,09	2,63	2,26	1,41	1,20
წყალბადი	0,0215	0,0198	0,0190	0,0134	—	—

რაც უფრო მეტია გახსნილი ნივთიერების მოლექულის უნარი პოლარიზაციისადმი, მით მეტი იქნება ინდუცირებული (გამოწვეული) დიპოლური მომენტი. თუ მოვიგონებთ, რომ პოლაოულ გამხსნელში კარგად იხსნება პოლარული ნივთიერება და არაპოლარულში—არაპოლარული, გასაგები გახდება, რომ არაპოლარული გაზების მოლექულებში დიპოლების აღძვრა განაპირობებს მის წყალში ხსნადობას. რაც უფრო მეტია გაზის დიპოლური მომენტი, მით მეტია მისი ხსნადობა წყალში.

გაზების ხსნადობა სითხეებში საკმაოდ ფართო ინტერვალში იცვლება. სითხეში გაზის მოლექულების სოლვატაციის გამო გახსნას დადებითი ეფექტი ახლავს. ამიტომ ლე-შატელიეს პრინციპის შესაბამისად ასეთი სისტემის ტემპერატურის გადიდებისას წონასწორობა ენდოთერმული პროცესის მიმართულებით გადაიხრება, ე. ი. ტემპერატურის აწვეისას გაზის ხსნადობა მცირდება.

¹ რიცხვები შეუხამებელი 1 სმ³ წყალში გახსნილი გაზის რაოდენობას 1,033·10⁵ კა წნევაზე.

ტემპერატურის გადიდების გამო გაზების ხსნადობა ზოგ გამხსნელში იზრდება. ასეთია გაზების ხსნადობა თხევად ამიაკში, გამდნარ ვერცხლში და ზოგიერთ ორგანულ ნაერთში. გაზების ხსნადობა სხვადასხვა სითხეში ერთნაირი მიმდევრობით იცვლება.

წყალში გაზების ხსნადობა ელექტროლიტების მიმატების გამო მნიშვნელოვნად მცირდება. მოცემული მარილით განპირობებული ხსნადობის ფარდობითი შემცირება ყველა გაზისათვის თითქმის ერთნაირია. თუ, მაგალითად, სუფრის მარილის 26%-იან ხსნარში სუფთა წყალთან შედარებით დაახლოებით 10-ჯერ შემცირებულია ქლორის ხსნადობა, ამდენჯერვე შემცირებულია შასში სხვა გაზების ხსნადობაც. ი. სენენოვა (1892) ელექტროლიტების ეს გავლენა გაზებისა და არაელექტროლიტების წყალში ხსნადობაზე შემდეგი ფორმულით გამოსახა:

$$\lg \frac{N_0}{N} = kC,$$

სადაც N_0 და N შესაბამისად წარმოადგენს ხსნადობას წყალსა და მარილხსნარში, ხოლო C —მარილის კონცენტრაციას, გამოსახულს მოლ/ლიტრში.

შეიძლება ვიფიქროთ, რომ გაზების ხსნადობის შემცირება მარილების გავლენით (ე. წ. გამომარილება) განპირობებულია გახსნილი ელექტროლიტის ჰიდრატაციით, ე. ი. ამ დროს წყალი ნაწილობრივად უკავშირდება ელექტროლიტს და ამის გამო სისტემაში მცირდება თავისუფალი გამხსნელის რაოდენობა. ამასთანავე უნდა ვიფიქროთ, რომ გაზის ხსნადობის მიზეზი არის მისი გამხსნელის მოლეკულების ურთიერთქმედება, რომელიც ძირითადად გამოწვეულია დიპოლებისა და ინდუცირებული დიპოლების ურთიერთქმედებით, ამის გამო ლიტრ წყალში ზოგ შემთხვევაში იხსნება ლიტრზე მეტი მოცულობის გაზი.

როცა გახსნილი გაზის მოლეკულები განიცდიან დისოციაციას ან ასოციაციას, ჰენრის კანონიდან გამომდინარე მარტივი თანაფარდობა რთულდება. ასეთ შემთხვევაში ჰენრის კანონს ექვემდებარება გახსნილი გაზის ის ნაწილი, რომელიც აირად და თხევად ფაზაში ერთნაირ მოლეკულურ მდგომარეობაშია. რადგან უკანასკნელის კონცენტრაცია წონასწორობის კანონებით აიხსნება, ამიტომ ასეთი გაზის მიმართ აგრეთვე შეიძლება ჰენრის კანონის გამოყენება. ამ შემთხვევებს ვკუთვნის CO_2 , HCl , NH_3 -ის და სხვ. ხსნარები, სადაც წყალი უკავშირდება გახსნილ მოლეკულებს.

8. თხევადი ნაერთები. ორი სითხის შერევისას მოსალოდნელია:

1. განუსაზღვრელი შერევალობა (წყალი და სპირტი),
2. ნაწილობრივი შერევალობა (წყალი და ეთერი),
3. ერთმანეთში შეურყვანლობა (წყალი და ვერცხლისწყალი).

განუსაზღვრელად შერევადი სითხეები წარმოქმნიან ერთგვაროვან სისტემებს, რომელთა თვისებები არსებითად არის დამოკიდებული კომპონენტების კონცენტრაციათა თანაფარლობაზე, მიღებული ხსნარების თვისებები არ წარმოადგენს შემადგენელ ნაწილთა თვისებების საშუალო არითმეტიკულს. ერთგვაროვანი ხსნარის წარმოქმნას, ჩვეულებრივად, ახლავს დადებითი ან უარყოფითი სითბური ეფექტი. ასეთი სითხეების შერევას ახასიათებს აგრეთვე მოცულობის შატება ან შეშვირება. განსაკუთრებით საინტერესოა დ. მენდელეევის მიერ შესწავლილი წყლისა და სპირტის ხსნარების შეკუმშვა. მიღებული ხსნარის მოცულობა არ წარმოადგენს ადიტიურ სიდიდეს, ასევე, ხსნარების სხვა თვისებებიც არ წარმოადგენენ ადიტიურ თვისებებს, ასეთია სიმკვრივე, შუქტების კოეფიციენტი და ა. შ.

უფრო ხშირია ნაწილობრივად შერევადი სითხეები, რომელთა შესწავლის შედეგად ვ. ალექსეევა საინტერესო კანონზომიერებები დაადგინა. თუ ერთ-ერთი კომპონენტი მცირე რაოდენობით იქნა აღებული, მიიღება ერთგვაროვანი ხსნარი. მისი შეზღოვმი მიმატებისას მიიღება კონცენტრაციების ისეთი თანაფარლობა, როცა ჰომოგენური ხსნარი ორ ფენად იშლება. ამათგან თითოეული ფენის შედგენილობა მუდმივია და არ არის დამოკიდებული კომპონენტების ფარდობით რაოდენობაზე. ამის მაგალითია ფენოლი და წყალი, რომელთა ხსნარის ფენებად დაშლისას წარმოიქმნება ფენოლის წყალხსნარის ფენა და წყლის ფენოლხსნარის ფენა. ასეთი ნარევის ტემპერატურის გადიდებისას გაიზრდება ფენოლის ხსნალობა წყალში და წყლისა — ფენოლში, ე. ი. ფენოლის ფენაში გაიზრდება წყლის კონცენტრაცია და წყალხსნარში კი — ფენოლისა. ამ დროს ორივე ფენის შედგენილობა უახლოვდება ერთმანეთს და გახსნის კრიტიკულ ტემპერატურაზე ერთნაირი ხდება, ე. ი. ერთგვაროვანი სითხე მიიღება. მაგალითად, ალექსეევის გამოკვლევების თანახმად, ყოველგვარი თანაფარდობით აღებული ფენოლი წყალთან წარმოქმნის ერთგვაროვან ხსნარს 66°C -ის ზემოთ, ანილინი — წყალთან 114° -ის ზემოთ და ა. შ.

9. თხევადი ნარევების ორთქლის წნევა. უმნიშვნელოდ ურთიერთხსნადი სითხეების შერევით მიიღება არაერთგვაროვანი ნარევი, რომლის ორივე ფაზა ნარევის კარგი მორევისას შეხამებაშია აირად ფაზასთან. ასეთი ნაწილობრივად ურთიერთხსნადი სითხეებიდან წარმომდგარი ნარევი, როგორცაა, მაგალითად, წყალი და ბენზოლი, იჩენენ შედარებით მარტივ თანაფარდობებს. მათი

დამახასიათებელი თვისებაა ყოველი ტემპერატურის შესაბამისი ორთქლის წნევის გარკვეული P -ს მნიშვნელობა. ეს უკანასკნელი, დალტონის კანონის თანახმად, მიიღება თითოეული კომპონენტის ნაწირი ორთქლის P_1^0 და P_2^0 პარციალური წნევების შეჯამებით:

$$P = P_1^0 + P_2^0,$$

რომლის სიდიდე არ არის დამოკიდებული კომპონენტების კონცენტრაციათა თანაფარდობაზე. ასეთი ნარევის დუღილის ტემპერატურა ყოველთვის უფრო დაბალია, ვიდრე მისი შემადგენელი ნაწილებისა (მაგალითად, წყლისა და ბენზოლის ნარევის დუღილის ტემპერატურა 1 ატ წნევაზე უდრის $69,2^{\circ}\text{C}$, მაშინ როცა წყალი დუღს 100°C და ბენზოლი კი $80,2^{\circ}\text{C}$ -ზე. ამ ნარევის დუღილის დროს $P_{\text{წყლის}}^{10} = 2.5$ მმ Hg და $P_{\text{ბენზოლის}}^{10} = 5.5$ მმ Hg).

ნარევეების ამ თვისებამ ფართო გამოყენება პოვა წყლის ორთქლით გამოხდის პროცესში.

ერთმანეთში უხსნადი ნარევის ორთქლის შედგენილობა დამოკიდებულია კომპონენტების ორთქლის წნევაზე და არა თხევადი ნარევის შედგენილობაზე.

დალტონის კანონის თანახმად:

$$n_1 : n_2 = p_1 : p_2.$$

მოლელების რიცხვი $n_1 = \frac{g_1}{M_1}$ და $n_2 = \frac{g_2}{M_2}$ სადაც g წარმოადგენს კომპონენტების წონით შემცველობას ორთქლის ფაზაში. აქედან:

$$\frac{g_1}{g_2} = \frac{p_1 M_1}{p_2 M_2}.$$

გამოხდისათვის საჭირო სითბო წყლის ორთქლის კონდენსაციის ხარჯზე მიიღება.

ნაწილობრივად შერეული სითხეების აორთქლება ემსგავსება წინა მაგალითს. თუ ნარევი ორი ფენისაგან შედგება, თითოეული ფენის ორთქლის წნევა ერთნაირი იქნება. ეს წესი დაადგინა დ. კონოვოლოვმა და მისცა შემდეგი ფორმულირება: ერთმანეთში ნაწილობრივად შერეული სითხეების ნარევეების ორთქლის წნევებს მოცემულ ტემპერატურაზე თანატოლი მნიშვნელობა აქვს დამოუკიდებლად იმისა, თუ რომელი მათგანია გამხსნელი. მაგალითად, ეთერისა და წყლის არაერთგვაროვან ნარევეში ეთერის წყალხსნარის ორთქლის წნევა $19,8^{\circ}\text{C}$ -ზე არის 430,1 მმ. წყლის ხსნარისა ეთერში კი — 432,2 მმ, რაც არსებითად ცთომილების ფარგლებში ერთნაირ სიდიდეს წარმოადგენს.

10. მყარი ნივთიერებების გახსნის პროცესი. ნევთიერების გახსნის მდგომარეობაში გადასვლის უნარს ამა თუ იმ გამხსნელში ხსნადობა ეწოდება. ხსნადობას ხშირად ხსნადობის კოეფიციენტის დახმარებით გამოაჩატავენ.

ნივთიერების მაქსიმალური რაოდენობა გამოხსნული გრამობით, რომელიც 100 გ გამხსნელში იხსნება მოცემულ ტემპერატურაზე, არის ხსნადობის კოეფიციენტი. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ დღემდე არ არის ჩამოყალიბებული სათანადო თეორია, რომელიც საჭუთალებას მოგვცემდა წინასწარ გაგვეთვალისწინებინა ნივთიერების ხსნადობა.

ხსნადობა არსებითადაა დამოკიდებული გამხსნელისა და გასახსნელი ნივთიერების ბუნებაზე და ტემპერატურაზე. დიდი ხანია დადგენილია, რომ მსგავსი იხსნება მსგავსში, ე. ი. პოლარული ნივთიერება პოლარულ განხსნელში და არაპოლარული არაპოლარულში. ეს იმას ნივთიერებას, რომ განხსნელისა და გახსნილი ნივთიერების მოლეკულებს შორის სოლვატების წარმოქმნისას აღიქვება სუსტი ბმები. ეს პოციესი ეგზოთერმულია და იგი ფარავს იმ ენერგიას, რომელიც იხარჯება გასახსნელი კრისტალის დაშლაზე. სოლვატაციის ძალების ბუნება დამოკიდებულია კრისტალური ნივთიერებისა და გამხსნელის ბუნებაზე. როცა იხსნება მოლეკულური მესერიის მქონე კრისტალური ნივთიერებები, (მაგალითად, ქაფური ზეთში, იოდი ბენზოლში) სოლვატაციის ძალები არსებითად ვან დერ-ვაალსისებულ სუსტ ძალებს წარმოადგენენ. იონური კრისტალების წყალში გახსნისას თავს იჩენენ იონ-დიპოლური ძალები, რომლებიც განაპირობებენ მის ჰიდრატაციასა და გამოყოფილ სითბოს. როგორც ეს ზემოთ იყო აღნიშნული, თუ კრისტალური მესერის ენერგია აღემატება იონების ჰიდრატაციის სითბოს. მოცემული ნაერთი არ გაიხსნება ან გაიხსნება მეტად მცირედ. მაგალითად, მეტად მცირეა ვერცხლის ჰალოგენიდების ($AgCl$, $AgBr$, AgI) ხსნადობა, მთელი რიგი ნივთიერებების (ცილები, სპირტები და სხვათაოდ ჰიდროქსიდის ჯგუფის შემცველი ნაერთების) გახსნისას არსებით გავლენას ახდენს წყალბადური ბმების აღქრა გახსნილი ნივთიერების მოლეკულებსა და წყლის მოლეკულებს შორის.

აღნიშნეთ, რომ აბსოლუტურად უხსნადი ნივთიერებები არ არსებობს. მაგალითად, მეტალური ვერცხლი წყალში პრაქტიკულად არ იხსნება. მიუხედავად ამისა ვერცხლის საგნის წყალში ჩაშვებისას ვერცხლს გახსნილი რაოდენობა საკმარისია, რომ წყალში არსებულ მიკროორგანიზმები მოისპოს.

აღმასისა და გრაფიტის კრისტალები არცერთ გამხსნელში არ იხსნება, რადგან გახსნისას კოვალენტური ბმები არ წყდება. ასევე გახსნის დროს ნახშირწყალბადების მოლეკულებში არ წყდება C—C კოვალენტური ბმები, არამედ გახსნის დროს იზრდება მანძილები ცალკეულ მოლეკულებს შორის.

ტუტე მეტალების გახსნა ამიაკში დაკავშირებულია კოორდინაციული ნაერთების წარმოქმნასთან.

ტემპერატურის აწვევისას მეტი წილი ნივთიერებების ხსნადობა იზრდება, ზოგისა თითქმის უცვლელი რჩება (მაგ., $NaCl$), ზოგიერთისა კი მცირდება (მაგ., ლითიუმის კარბონატისა). ლე-შატელიეს წესის თანახმად, თუ რაიმე ნაერთის გახსნის სითბო უარყოფითია, მისი ხსნადობა ტემპერატურის აწვევისას გაიზრდება, წინააღმდეგ შემთხვევაში — შემცირდება. ეს კარგად ჩანს 54-ე ცხრილიდან.

ტემპერატურის გავლენა ზოგიერთი მარილის ხსნადობაზე წყალში
(ხსნადობა გამოსახულია გრამებით 100 გ წყალში)

t°C	Ba(NO ₃) ₂	NaCl	Li ₂ CO ₃
0	30	356	15,4
20	42	353	13,3
40	142	363	11,7
60	203	371	10,1
80	270	390	8,5
100	391	391	7,2

11. განაწილების კანონი. თუ სისტემა შედგება სხვადასხვა ფიზიკური თვისებების მქონე ნაწილებისაგან, რომლებიც შემოფარგლულია სისაზღვრო ზღაპარებით, მას პეტეროგენული სისტემა ეწოდება. პროცესი პეტეროგენულია, როცა მისი მიმდინარეობა ნივთიერების ერთი ფაზიდან მეორეში გადასვლასთან არის დაკავშირებული. ასეთია მაგალითად, აღსორბცია, აქროლება, გახსნა, გამოლეკვა, ერთმანეთში უხსნად ორ სითხეში გახსნილი ნივთიერების განაწილება და სხვ. განაწილების კანონი გამოსახავს ერთმანეთში შეურეველ ორ სითხეში გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაციათა ფარდობას მუდმივ ტემპერატურაზე. ეს კანონი მართლდება აირად, თხევად და მყარ ფაზათა მიმართ.

განაწილების კანონის ზოგადი სახის მისაღებად შეიძლება მივმართოთ გაზების კინეტიკურ თეორიას. ჰენრის კანონის თანახმად, სითხის მოცულობის ერთეულში გახსნილი გაზის რაოდენობა უცვლელი ტემპერატურის პირობებში ამ გაზის პარციალური წნევის პროპორციულია: $C = kP = k'c_a$, აუ a და b სითხეების ზემოთ გაზის კონცენტრაცია აირად ფაზაში არის C_a , მისი წონასწორული კონცენტრაცია a სითხეში არის C_b სითხეებში კი C_b , მაშინ ჰენრის კანონის თანახმად: $C_a = k_a C_b$ და $C_b = k_b C_a$.

თუ პირველს გაყოფთ მეორეზე, მივიღებთ:

$$\frac{C_a}{C_b} = \frac{k_a}{k_b} = k,$$

k -ს ეწოდება განაწილების კოეფიციენტი. მიღებული ფორმულა წარმოადგენს ჰენრის კანონის ზოგად სახეს. მისი არსი შემდეგში მდგომარეობს: ერთმანეთში უხსნად ორ ფაზაში მესამე ნივთიერების კონცენტრაციების ფარდობა წონასწორობის დროს მუდმივია და არ არის დამოკიდებული წონასწორობაში მყოფ ნივთიერებათა კონცენტრაციაზე.

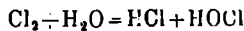
ბერთლასა და იუნგფლაიგის მიერ დადგენილი განტოლების ამ მარტივ ფორმას სიატემა ზუსტად მხოლოდ მაშინ აკმაყოფილებს, როდესაც იგი იდეალური გაზის კანონებს ექვემდებარება. ეს კანონზომიერება დაწერილებით შეისწავლა ა. იაკოვიჩმა (1899), რომელმაც გამოიკვლია ბრომის განაწილება წყალსა და ბრომოფორმში, იოდის — წყალსა და ქლოროფორმში და აგრეთვე სხვა სისტემებში. ა. იაკოვიჩის მიერ მიღებული შედეგებიდან ჩანს, თუ რამდენად კარგად მართლდება ეს კანონი კონცენტრაციათა საკმაოდ დიდ ინტერვალში (იხ. 55-ე ცხრილი).

იოდის განაწილება გოგირდნახშირბადასა და წყალს შორის 18°C-ზე

I_2 10 გლ CS ₂ -ში	I_2 10 გლ H ₂ O-ში	$k = \frac{c_1}{c_2}$
1,74	0,0041	420
1,29	0,0031	400
0,66	0,0016	410
0,41	0,0010	410
0,176	0,0017	440

განაწილების კოეფიციენტს, როგორც განხილულიდან ჩანს, წონასწორობის შედარებას სპეციფიკური თვისებები ახასიათებს.

განაწილების კოეფიციენტის დახმარებით იაკოვკინმა შეისწავლა წონასწორობა: პოლიიოდების (KI₂ და სხვ.) წარმოქმნა, ქლორის წყალთან რეაქცია:



ვ. ხლოპინმა და ა. პოლესიკიმ დაამტკიცეს, რომ რადიოლეემენტების განაწილება შარილების კრისტალურება და მათ ხსნარებს შორის ზღვრული გაზავეების დროსაც კი ზუსტად ემორჩილება განაწილების კანონს.

განაწილების კოეფიციენტის ერთ-ერთ მნიშვნელოვან გამოყენებას ექსტრაგირების პროცესში ვხვდებით. განაწილების კოეფიციენტის რიცხვითი მნიშვნელობის მიხედვით ადვილია ექსტრაგირებისათვის ხელსაყრელი გამხსნელისა და პირობების გათვალისწინება.

12. რაულის კანონი. რადგან იდეალური ხსნარის თეორიის დახმარებით შეიძლება მიახლოებითი სიზუსტით მაინც არაიდეალურ ხსნარებთან დაკავშირებული მრავალი საკითხის ამოხსნა, ამიტომ ხსნარების თვისებების შესასწავლად და სათანადო თეორიის ასაგებად მიზანშეწონილი აღმოჩნდა იდეალური გაზის მსგავსად „იდეალური ხსნარის“ ცნების ჩამოყალიბება.

არსებული შეთანხმების შესაბამისად იდეალურს უწოდებენ ხსნარს, რომელიც ექვემდებარება რაულის კანონს. იდეალური ხსნარის მიღება მოსალოდნელია ქიმიურად მსგავსი ნივთიერებებისაგან. თუ *A* მოლეკულების ირგვლივ არსებულ ძალთა ველი არ განსხვავდება *B* მოლეკულების ძალთა ველისაგან, როგორც, მაგალითად, იზოტოპური H₂O და D₂O, ან ოპტიკური იზომერების მოლეკულების შემთხვევაში, მაშინ მათი შერევით იდეალური ხსნარი მიიღება. ამ ნივთიერებათა ნარევეში *A* და *B* მოლეკულებს შორის მოქმედი ძალები ისეთივე იქნება, როგორც *A* და *A* და *B* და *B* მოლეკულებს შორის ცალ-ცალკე. ამის შედეგად *A* და *B* ნივთიერებებიდან წარმოქმნილ ხსნარში მათი მისწრაფება აორთქლებისადმი იქნება ისეთი, როგორც ცალ-ცალკე *A* და *B* ნივთიერებას ახასიათებს.

ვინაიდან ხსნარის ზედაპირზე გამხსნელის თავისუფალი მოლეკულების ოცხვი უფრო ნაკლებია, ვიდრე სუფთა გახსნელის ზედაპირზე, ამიტომ ხსნარიდან გამხსნელის აორთქლებს სიჩქარე უფრო მცირეა, ვიდრე სუფთა გამხსნელისა. ამიტომაც გამხსნელის ორთქლის წნევა ხსნარის ზემოთ უფრო ნაკლები იქნება, ვიდრე ამ გამხსნელის ნაჯერი ორთქლის წნევა. თუ ხსნარი შედგება A და B კომპონენტებისაგან, რაულის კანონის თანახმად:

$$p_A = p^0_A \frac{n_A}{n_A + n_B} = p^0_A N_A \quad A\text{-ს ორთქლის წნევა,}$$

$$p_B = p^0_B \frac{n_B}{n_A + n_B} = p^0_B N_B \quad B\text{-ს ორთქლის წნევა,}$$

სადაც p^0_A და p^0_B არის სუფთა A და B სითხეების ნაჯერი ორთქლის წნევები, N_A და N_B — მათი მოლური წილები ხსნარში. რაულის კანონის გამოსახულებიდან ჩანს, რომ:

ხსნარის ზემოთ მოცემული კომპონენტის ორთქლის პარციალური წნევა უდრის მისი ნაჯერი ორთქლის წნევას p^0 -ს სუფთა კომპონენტის ზემოთ, გამრავლებულს ამ კომპონენტის N მოლურ წილზე ხსნარში.

რაულის კანონს შეიძლება უფრო მოკლე ფორმულირება მივცეთ:

$$p = p^0 N$$

ხსნარის ზემოთ მოცემული კომპონენტის ორთქლის წნევა მისი მოლური წილის პროპორციულია.

ეს კანონი იდეალური ხსნარის ყველა კომპონენტზე ვრცელდება.

რაულის კანონს ხშირად სხვაგვარ გამოსახულებას აძლევენ. იმისათვის უკანასკნელი ფორმულის ორივე ნაწილი უნდა გავყოთ p^0 -ზე და მიღებული სიდიდეები ერთს გამოვაკლოთ, მაშინ მივიღებთ:

$$1 - \frac{p}{p^0} = 1 - N_0.$$

რადგან $1 - N_0 = N$, ამიტომ მივიღებთ:

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{n}{n_0 + n} = N.$$

მიღებული განტოლების მარცხენა ნაწილი წარმოადგენს გამხსნელის ნაჯერი ორთქლის წნევის ფარდობით შემცირებას ხსნარს ზემოთ. მას ეწოდება ორთქლის წნევის ფარდობითი დეპრესია, რომელიც რაუ-

ლის კანონის თანახმად, გახსნილი ნივთიერების ნოლური წილის ტოლია.

რაულის კანონის ექსპერიმენტული დასაბუთების თვალსაჩინოებისათვის 5ნ-ე ცხრილში მოტანილია მანიტის სხვადასხვა კონცენტრაციის ხსნარის ორთქლის წნევის დებარესია.

ცხრილი 56

მანიტი¹ წყალხსნარის ორთქლის წნევის დებარესია 20°C (p⁰=17,54 მმ)

მ მანიტი 1000 გ წყალში	m მოლი მანიტი 1000 გ წყალში	p ⁰ -p მმ	მანიტის მოლური წილი N	$\frac{p^0-p}{p^0}$
17,930	0,0984	0,0307	0,001752	0,001756
59,451	0,2962	0,0922	0,005308	0,005274
89,438	0,4438	0,1526	0,008821	0,008781
126,283	0,6334	0,2162	0,012335	0,012336
142,432	0,8118	0,2792	0,01571	0,01569
180,451	0,9908	0,3096	0,0 754	0,01772

ხსნართა ამ მნიშვნელოვანი კანონის აღმოჩენისა და წესწავლის დროს რაული გამომდინარეობდა არაელექტროლიტების არაწყალხსნარებიდან. თავისი დაკვირვებიდან რაულმა შემდეგი დასკვნები გამოიტანა:

1. მოცემული ხსნარის ორთქლის წნევის დებარესია $\frac{p^0-p}{p^0}$ არა

არის დამოკიდებული ტემპერატურის ინტერვალზე;

2. მოცემული გახსნილი ნივთიერების მიმართ წილადი $\frac{p^0-p}{p^0}$ - კონცენტრაციის პროპორციულია (როცა ლიტრში გახსნილია მოლი ნივთიერება, ამ წილადს ფარდობითი მოლური დებარესია ეწოდება).

3. ორთქლის წნევის ფარდობითი მოლური დებარესია არ არის დამოკიდებული გახსნილი ნივთიერების გვარობაზე. აღსანიშნავია, რომ ელექტროლიტები ქვემოთ აღწერილი მიზეზების გამო არ ემორჩილება რაულის კანონს.

რაულის კანონი მართებულია სხვადასხვა კონცენტრაციის იდეალური ხსნარების მიმართ. რაულის კანონის დაბმარებით შეიძლება გამხსნელის ორთქლის პარციალური წნევის გაანგარიშება იმ შემთხვევაშიც კი, როცა ხსნარი აქროლად გახსნილ ნივთიერებას შეიცავს.

¹ მანიტი ექსატომიანი სპირტია C₆H₁₄O₆.

აშავე კანონის დახმარებით შეიძლება გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური მასის განსაზღვრა. თუ g_1 -ითა და g_2 -ით შესაბამისად აღვნიშნავთ გახსნილი ნივთიერებისა და გამხსნელის მასას და M_1 და M_2 -ით—მათ მოლეკულურ მასებს, მივიღებთ:

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{n}{n_0 + n} = \frac{\frac{g_1}{M_1}}{\frac{g_1}{M_1} + \frac{g_2}{M_2}}$$

საიდანაც ადვილად გამოიანგარიშება გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური მასა M_1 .

თუ გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაცია მეტად მცირეა, მაშინ რაულის განტოლება უფრო მარტივ სახეს მიიღებს:

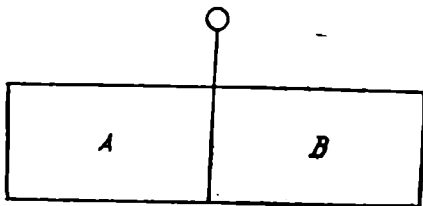
$$\frac{p_0 - p}{p^0} = \frac{n}{n_0}$$

ხსნარი ზუსტად რომ დაემორჩილოს რაულის კანონს, ამისათვის გამხსნელის და გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური ძალები ტოლი უნდა იყოს. ამიტომ გასაგებია, რომ თეორიულად ამ კანონს ზუსტად უნდა აკმაყოფილებდეს მხოლოდ ოპტიკური იზომერები და იზოტოპები. პრაქტიკულად კი საკმაოდ მრავალი წყვილი ნივთიერებაა რაულის საილუსტრაციო მაგალითი, ასეთია: ჰექსანი და ჰექტანი, ბენზოლი და ტოლუოლი და სხვა. მრავალი ხსნარი არ ემორჩილება რაულის კანონს და იჩენს მეტ-ნაკლებ დადებით ან უარყოფით გადახას.

არააქროლადი ნივთიერების ხსნარის ორთქლის წნევის შემცირება იწვევს ამ ხსნარის დუდილის ტემპერატურის აწევას და მისი ჭაყინვის ტემპერატურის დაწევას. ეს მოვლენები უშუალო კავშირშია ხსნარის ოსმოსურ წნევასთან. ხსნართა ამ მეტად მნიშვნელოვანი თვისებების განხილვა ადვილად შეიძლება თერმოდინამიკური გზით, განსაკუთრებით იმ შემთხვევაში, როცა საქმე იდეალურ ხსნარებთან გვაქვს.

13. დიფუზია. დაეუშვათ, რომ ნახ. 3.1-ზე გამოსახული კურკელი შეიცავს გაზს. განსახილველი კურკელი პირობით გავყოთ სიბრტყით A და B ნაწილებად. კინეტიკური თეორიის ძირითადი დებულების თანახმად, მოლეკულების გადასვლა A -დან B -ში და B -დან A -ში ერთნაირი სიხშირით იწარმოებს. თუ ახლა A მოცულობა შეიცავს A გაზის მოლეკულებს და B მოცულობა B გაზის მოლეკულებს, მაშინ ექნება ადგილი მოლეკულების გადასვლას, მაგრამ არა ტოლი სიხშირით. გაზების მოლეკულების ამ ურთიერთშეღწევას დი-

ფუზია ეწოდება. რაც უფრო მსუბუქია გაზი, მით უფრო ადვილად შეაღწევენ მისი მოლეკულები მოსაზღვრე გაზის არეში, ე. ი. მით უფრო ადვილად მოხდება გაზის დიფუზია. დიფუზიის სიჩქარე გაზის მოლეკულური მასის კვადრატული ფუნქციის უკუპროპორციულია. დიფუზია გრძელდება, ვიდრე *A* და *B* მოცულობებში ორივე გაზის კონცენტრაციები თანატოლი გახდება, ე. ი. სანამ მოხდება გაზების სრული შერევა. აღსანიშნავია, რომ დიფუზიის შედეგად მიღებული ნარევი თავისთავად არავითარ შემთხვევაში არ დაიშლება თავის შემადგენელ ნაწილებად, გაზები არ დასცილდება ერთმანეთს, ე. ი. სეწყისი მდგომარეობა თავისთავად არ აღდგება მართლაც, კინეტიკური თეორიის თვალსაზრისით, ეს ორი გაზი რომ დასცილდეს კიდევ ერთმანეთს, დიფუზიის გამო კვლავ მოხდებოდა მათი შერევა.



ნახ. 3.1 დიფუზიის მოვლენის ახსნასათვის

ახლა დავუშვათ რომ *A* და *B* მოცულობები შეიცავენ არა გაზს არამედ სითხეებს. გაზების შერევის მსგავსად, სითხეების შემთხვევაშიც მოხდება დიფუზია, რასაც მათი ურთიერთშერევა მოჰყვება. თუ *A* ქურჭელი შეიცავს მარილის წყალხსნარს და *B* ქურჭელი კი სუფთა წყალს, ამ შემთხვევაშიც წყლის მოლეკულების გადანაცვლება ორივე მიმართულებით მოხდება, ხოლო მარილის მოლეკულების დიფუზია ცალმხრივად წარიმართება *A*-დან *B*-ში. თუ *A* და *B*-ში სხვადასხვა კონცენტრაციის ხსნარებია, მაშინ გახსნილი ნივთიერების დიფუზია მეტი კონცენტრაციის გაზიდან ნაკლები კონცენტრაციისაკენ წარიმართება, რის შედეგად გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაცია მთელს მოცულობაში გათანაბრდება.

დიფუზიის სიჩქარე დამოკიდებულია სასაზღვრო ზედაპირის *q* ფართობზე და კონცენტრაციის $\frac{dc}{dx}$ სხვაობაზე. აღნიშნული დამოკიდებულება ცნობილია ფიკის კანონის სახელწოდებით, რომლის თანახმად გაზის *dm* რაოდენობა, რომელიც ერთი შრიდან მეორეში *dl* დროის განმავლობაში დიფუზიით გადადის, გამოისახება ფორმულით:

$$dm = -Dq \frac{dc}{dx} dt$$

სადაც *D* დიფუზიის კოეფიციენტი. ხოლო *dl* — დრო. ფიკის კანონის თანახმად ნივთიერების რაოდენობა, რომელიც ერთი შრიდან მეორეში გადადის, კონცენტრაციათა სხვაობის პროპორციულია

დიფუზიის კოეფიციენტი დამოკიდებულია მოლეკულურ მასაზე. რაც უფრო მეტია მოლეკულური მასა, მით უფრო ნაკლებია მისი დიფუზიის კოეფიციენტი (ცხრ. 57).

ცხრილი 57

ზოგიერთი ნივთიერების მოლეკულური მასა და დიფუზიის კოეფიციენტი

ნივთიერება	მოლეკულური მასა	<i>D</i>
ნარდონა	60,0	0,81
ქლორაღიფორტი	165,0	0,55
ნარტი	182,0	0,48
პახლის შაქარი	342,0	0,31

დიფუზიის კოეფიციენტის დახმარებით შეიძლება კიდევ ნივთიერების მოლეკულური წონის განსაზღვრა

14. ოსმოსი. თუ ნახ. 3.2-ზე გამოსახული ქურქლის *A* ნაწილი შეიცავს, მაგალითად, შაქრის წყალხსნარს, *B* ნაწილი კი — სუფთა წყალს და ამ ორ სითხეს შორის დაკუმულია მემბრანა, რომელშიც შეაღწევს როგორც შაქრის, აგრეთვე წყლის მოლეკულები, მაშინ შაქრის დიფუზია აღარ აქნება თავისუფალი. ასეთი შეღწევადი მემბრანის როლი შეიძლება შეასრულოს ფილტრის ან პერგამენტის ქაღალდმა.

თუ *A* და *B* ს შორის ნახევარშელწვეადი მემბრანაა, რომელშიც თავისუფლად გადის წყლის მოლეკულები, მაგრამ ვერ გადის შაქრის მოლეკულები, მაშინ დიფუზია დაბრკოლებული იქნება. ამ შემთხვევაში დიფუზიის გამო მემბრანაში შეაღწევს წყალი, რომელიც *B*-დან *A* ხსნარში შევა. მაგრამ გახსნილი შაქრის მოლეკულები ვერ შეაღწევენ მემბრანას, რის გამო *A*-დან *B*-ში, ე. ი. ხსნარიდან სუფთა წყალში ისინი ვერ გადავლენ. წყლის შეღწევის შედეგად *A* ნაწილში მნიშვნელოვანი სიდიდის წნევა აღიძვრება. ამ მოვლენას ოსმოსი ეწოდება, მიღებული წნევა კი ოსმოსურ წნევას წარმოადგენს.

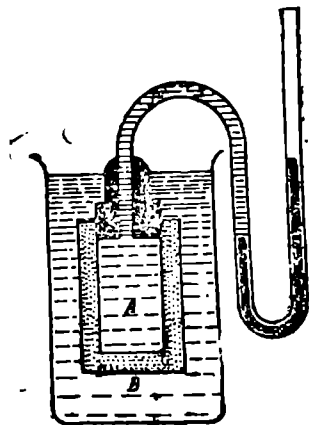
ოსმოსური წნევის აღძვრის მიზეზი არის გამხსნელის მოლეკულების მეტი სიხშირით დაჯახება ნახევრადშელწვეად მემბრანაზე გამხსნელის მხრიდან, ვიდრე ხსნარიდან, რის შედეგად სითხე გამხსნელიდან ხსნარში შეაღწევს.

ცოცხალ უჯრედში ნივთიერების შეღწევის მექანიზმი ბიოლოგიის ერთ-ერთ მნიშვნელოვან საკითხს წარმოადგენს. ნივთიერებათა მიმოცვლა ცოცხალ ორგანიზმში მრავალ შემთხვევაში განპირობებულია ოსმოსური მოვლენებით. უჯრედების პროტოპლაზმა ნახევრადშელწვეადი მემბრანის თვისებებს იჩენს, ამიტომაც ცოცხალი უჯრედები ოსმოსურ წონასწორობაშია გარემო არესთან. ზოგიერთი უჯრედი იმდენად მგრძობიარეა ოსმოსური წნევის ცვლილებისადმი,

რომ მათ ოსმოსური წნევის ფარდობითი გაზომვა არ წარმოადგენს რაიმე სიძნელეს. ამ მხრივ განსაკუთრებით მოხერხებულია სისხლის წითელი ბურთულები, რომელთა მოთავსებისას გამოხდომილ წყალში ან უფრო ნაკლები ოსმოსური წნევის ხსნარში, ვიდრე ამ ბურთულის „წვენს“ შეესაბამება, ადვილად შეენიშნავთ ბურთულში წყლის გარედან შეღწევას. ამის შედეგად სისხლის ბურთული, რომელსაც ჩვეულებრივად ბრტყელი ჩაზნექილი ფორმა აქვს, მიიღებს სფერულ მოყვანილობას და, რადგან წყალი განაგრძობს მისში შეღწევასა და ჰიდროსტატიკური წნევის გადიდებას, აკვირდება და ბურთულის შემცველობა წყალში გაიხსნება. სისხლის წითელი ბურთულების ამგვარ დაშლას ჰემოლიზს უწოდებენ. თუ ასეთ ბურთულას მოვითავსებთ დიდი ოსმოსური წნევის ხსნარში, ბურთულას წყალი გამოეცლება, ხანამ ოსმოსური წნევა აკვის ორივე მხარეზე არ გათანაბრდება. ამის გამო ბურთულის მოცულობა მცირდება. ბურთულა იკუმშება. თუ ხსნარის ოსმოსური წნევა იღვრება უჯრედისას, მის ჰიპერტონული ხსნარი ეწოდება, წინააღმდეგ შემთხვევაში კი--ჰიპოტონური. თუ უჯრედის წვენისა და გარემოს ოსმოსური წნევა ტოლია, ასეთ ხსნარში უჯრედების მოთავსება არ გამოიწვევს მათი ოსმოსური წონასწორობის დარღვევას. ამგვარი ხსნარები ერთმანეთის მიმართ იზოტონური, ე. ი. ტოლი ოსმოსური წნევისაა.

5. ოსმოსური წნევა და მისი გაზომვა. ოსმოსური წნევის გამოვლენისათვის არ არის საკმარისი მხოლოდ ხსნარი. ასევე საჭიროა გამხსნელი და მათ შორის მყოფი ნახევრადშელწვევალი მემბრანა: ამით აიხსნება ის, რომ ხსნარის ქურქლის კედლებზე არ ახდენს ოსმოსურ წნევას.

ოსმოსური წნევის გაზომვის მიზნით მიემართავენ ოსმომეტრს (ნახ. 3.2). მის არსებით ნაწილს წარმოადგენს ფორებიანი ცილინდრული ქილა, რომლის კედლები გაქლენთილია შაბიამინის ხსნარით და შემდეგ დამუშავებულია სისხლის ყვითელი მარილით. მათი ურთიერთქმედებით მიიღება კოლოიდი $Cu_2Fe(CN)_6$, რომელიც ამოავესებს ფორება და ამით წარმოქმნის ნახევრადშელწვევად შეღწევად აკის. ასეთ ქურქელში ჩაახსნამენ გამოსაკვლევ ხსნარს, შორეულებზე საცობს, რომელშიც დამაკრებულია



ნახ. 3.2. ოსმომეტრის ქება.

ვერცხლისწყლის მანომეტრი და ჩადგამენ სუფთა წყალში. სუფთა წყალი დიფუზიით შეიჭრება ხსნარში და განაპირობებს წნევის ნამატს, რომლის სიდიდე მანომეტრის დახმარებით იზომება. გარედან წყლის დიფუზია გაგრძელდება, სანამ მილაკში ასული ვერცხლისწყლის სვეტის ჰიდროსტატიკური წნევა არ გააწონასწორებს ხსნარის ოსმოსურ წნევას.

10. ვანტ-ჰოფის კანონი. (განზავებული ხსნარები და მათი ანალოგია გაუხშობებელ გაზებთან). სხვადასხვა კონცენტრაციების ხსნარების ოსმოსური წნევების სისტემატური გამოკვლევები ჩაატარა ბოტანაქოსმა პეფფერმა (1877). მისი ექსპერიმენტული მონაცემები საფუძვლად დაედო ვანტ-ჰოფის ხსნართა თეორიას. პეფფერის მონაცემები შემდეგში დაადასტურეს შორზემ და ფრეზერმა (1901). ქვემოცხრილში მოტანილია ლერწმის შაქრის სხვადასხვა კონცენტრაციის ზუსტად გაზომილი ოსმოსური წნევები.

მსგავსი მონაცემებიდან ვანტ-ჰოფმა გამოიტანა დასკვნა, რომ არაელექტროლიტის ხსნარის ოსმოსური წნევა გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაციის პროპორციულია. რადგან მოცემული რაოდენობის ნივთიერების ხსნარის v მოცულობა კონცენტრაციის შებრუნებულ

სიდიდეს წარმოადგენს $V = \frac{1}{c}$ ამიტომ $\frac{P}{m} = \text{const}$, ე. ი. ოსმოსური

წნევისა და მოლური კონცენტრაციის ფარდობა მუდმივია, ან $PV = \text{const}$; მაშასადამე, ოსმოსური წნევა ექვემდებარება ბოილ-მარიოტის კანონს, ისევე როგორც გაზი. ხსნარი მით უფრო ზუსტად დაექვემდებარება ბოილ-მარიოტის კანონს, რაც უფრო მეტია მისი განზავება.

მსგავსება გახსნილ და გაზურ მდგომარეობათა კანონებს შორის კიდევ უფრო შორს მიდის: თუ ერთნაირი კონცენტრაციის ხსნარის ოსმოსურ წნევას სხვადასხვა ტემპერატურაზე გავზომავთ, მივიღებთ, რომ ტემპერატურის თითო გრადუსით გადიდება იწვევს ოსმოსური წნევის სიდიდის $1/273$ ნაწილით გადიდებას. აქედან ვანტ-ჰოფმა დაასკვნა, რომ ხსნარის ოსმოსური წნევა გელუსაქის კანონს ემორჩილება.

ვინაიდან ხსნარი ექვემდებარება გაზის ორ კანონს, იგი გაზების სხვა კანონებსაც დაექვემდებარება. მაგალითად, გაზის კინეტიკური თეორიიდან გამომდინარეობს, რომ ერთნაირ ტემპერატურაზე წნევა დამოკიდებულია გაზის მოლეკულების რიცხვზე და არა მათ გვარობაზე. ამის მსგავსად, ხსნარები, რომლებიც ტოლ მოცულობებში მოლეკულების ერთნაირ ოცხვს შეიცავენ, ერთნაირ ოსმოსურ წნევას ავლენს. ამრიგად განსაზღვრული ხსნარების ოსმოსური წნევა, მსგავსად გაზისა, მოცულობაუცვლელ და ტემპერატურაუცვლელ პირობებში

ლერწმის შაქრის წყილხსნარების ოსმოსური წნევა 20°C-ზე

<i>m</i> მოლი 1000 გ გამხსნელზე	ოსმოსური <i>P</i> წნევა ატ-ით	<i>P/m</i>
0,1	2,59	25,9
0,2	5,06	25,3
0,3	7,61	27,1
0,4	10,14	27,5
0,5	12,75	28,2
0,6	15,39	28,9
0,7	18,13	29,9
0,8	20,91	30,6
0,9	23,72	31,5
1,0	26,64	32,4

ში განისაზღვრება მხოლოდ ხსნარში მყოფი მოლეკულების რიცხვით და არ არის დამოკიდებული არც გამხსნელისა და არც გახსნილი ნივთიერების გვარობაზე. მაშასადამე, თუ ტოლი მოცულობის ხსნარები ტემპერატურაუცვლელ პირობებში იჩენენ ერთნაირ ოსმოსურ წნევას, მათი ასეთი ხსნარები შეიცავენ გახსნილი ნივთიერების მოლეკულათა თანატოლ რიცხვს. მაგალითად, თუ წყლის ერთნაირ მოცულობაში გახსნილია ერთი მოლი (342 გ) შაქარი ($C_{12}H_{22}O_{11}$), ერთი მოლი (92 გ) გლიცერინი ($C_3H_8O_3$) ან ერთი მოლი ნებისმიერი არაელექტროლიტი, მიღებულ ხსნარში მოლეკულების ტოლი რიცხვი იქნება და მათი ოსმოსური წნევებიც ერთნაირი იქნება. ეს არის გაზების მიმართ ფორმულირებული ავოგადროს კანონის მსგავსი დებულება.

როცა ხსნარი რამდენიმე არაელექტროლიტს შეიცავს, მისი ოსმოსური წნევა გახსნილ ნივთიერებათა პარციალურ ოსმოსურ წნევათა ჯამის ტოლია. ეს კანონი გაზების მიმართ აღმოაჩინა დალტონმა.

თუ განზავებულ ხსნარების ოსმოსური წნევის პირველ სამ კანონს მდგომარეობის განტოლების სახით გავაერთიანებთ, მივიღებთ იდეალური ხსნარის მდგომარეობის განტოლებას, რომლის თანახმად ხსნარის ოსმოსური წნევა

$$P = RTc \quad (3.1)$$

ვანტ-ჰოფის ამ განტოლებაშიც *R*-ის რიცხობრივი მნიშვნელობა გაზის მულძივას მნიშვნელობის ტოლია, *T* არის აბსოლუტური ტემპერატურა და *c* ხსნარის კონცენტრაცია გამოსახული მოლებით ლიტრზე.

ოსმოსური წნევისა და გაზის კანონების მსგავსება იპოვა ჯანტ-პოვმა (1885) და მის მიერ ჩამოყალიბებულ ხსნართა თეორიის ძირითად შედეგს მისცა შემდეგი ფორმულირება:

ხსნარის ოსმოსური წნევა უდრის იმ წნევას, რომელსაც მოახდენდა გახსნილი ნივთიერება, თუ იგი იმავე ტემპერატურაზე აირად მდგომარეობაში იქნებოდა და ხსნარის მოცულობის ტოლ მოცულობას დაიკავებდა.

(3.1) ფორმულიდან ჩანს, რომ ხსნარის ოსმოსური წნევა დამოკიდებულია კონცენტრაციაზე და არა ნივთიერების გვარობაზე: ერთნაირი მოლური კონცენტრაციის ხსნარების ოსმოსური წნევა ერთსა და იმავე ტემპერატურაზე ერთნაირია. ასეთ ხსნარებს ვანტ ჰოფმა იზოტონური უწოდა.

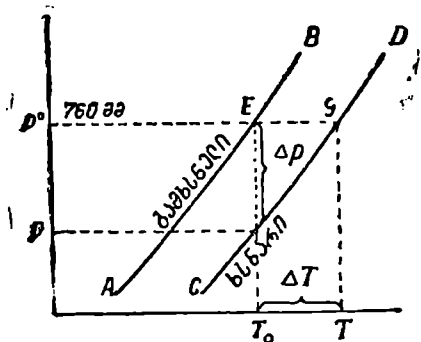
მდგომარეობის განტოლების თანახმად, ხსნარის ოსმოსური წნევა პირდაპირ პროპორციულია ხსნარის კონცენტრაციისა და აბსოლუტური ტემპერატურისა. ამავე ფორმულის დახმარებით ადვილია ოსმოსური წნევის გამოთვლა. მაგალითად, როცა 1000 გ გამხსნელში გახსნილია ერთი მოლი არაელექტროლიტი, მისი ოსმოსური წნევა 0°C -ზე იქნება:

$$P = RTc = 0,082 \cdot 273 \cdot 1 = 22,4 \text{ ატ.}$$

ამრიგად, არაელექტროლიტის მოლური კონცენტრაციის ხსნარის ოსმოსური წნევა 0°C -ზე უდრის 22,4 ატმოსფეროს.

17. ხსნარების გაყინვის წერტილის დაწვევა. მ. ლომონოსო-

ვმა შენიშნა (1747), რომ ხსნარი უფრო დაბალ ტემპერატურაზე იყინება, ვიდრე სუფთა გამხსნელი. დიდი ხანია ცნობილია აგრეთვე, რომ არააქროლადი ნივთიერების ხსნარი უფრო მაღალ ტემპერატურაზე დუღს, ვიდრე სუფთა გამხსნელი. ამ ფაქტის დასაბუთება რაულის კანონის დახმარებით არ წარმოადგენს რაიმე სიძნელეს.



ნახ. 33 გამხსნელისა და ხსნარის ორთქლის წნევის მზღად.

დუღილის წერტილი

არის ტემპერატურა, რომელზედაც სითხის ორთქლის წნევა ატმოსფერულ წნევას უდრის.¹ რაულსის კანონის თანახმად, სუფთა გამხსნელი ორთქლის წნევა ყოველთვის უფრო მეტია, ვიდრე იმავე გამხსნელისა ხსნარს ზემოთ. ნახაზის გრაფიკზე AB და CD მრუდები შესაბამისად გამოსახავენ გამხსნელისა და ხსნარის ორთქლის წნევის ცვლილებას ტემპერატურის გადიდებისას (ნახ. 3 3).

ვინაიდან ხსნარის ზემოთ ორთქლის წნევა უფრო დაბალია, ვიდრე სუფთა გამხსნელისა, ამიტომ სუფთა გამხსნელის ორთქლის წნევა ატმოსფერულ წნევას T_0 ტემპერატურაზე გაუტოლდება, ხოლო ხსნარის ორთქლის წნევა ატმოსფერულ წნევას გაუტოლდება T ტემპერატურაზე. ამ ტემპერატურათა სხვაობა ($T - T_0 = \Delta T$) იზრდება ხსნარის კონცენტრაციის გადიდებისას.

ხსნარის გაყინვის ტემპერატურა არის ის წერტილი, რომლის დროსაც გამოყოფილი ყინული წონასწორობაშია ხსნართან. გაყინვის წერტილის დაწვევა ხსნარის ორთქლის წნევის დეპრესიის შედეგია.

ხსნარის გაყინვის წერტილის დაწვევა და დუღილის ტემპერატურის აწვევა გახსნილი ნივთიერების კოაცენტრაციის პირდაპირპროპორციულია, მაგრამ არ არის დამოკიდებული ნივთიერების გვარობაზე (იგულისხმება არაელექტროლიტი).

ამრავალ, ელექტროლიტის ხსნარის გაყინვის წერტილის დაწვევა:

$$\Delta T_{\text{გაყ}} = K_{\text{კ}} \cdot m, \quad (3 \cdot 2)$$

სადაც $K_{\text{კ}}$ არის პროპორციულობის კოეფიციენტი და m გამოსახავს ხსნარის არა მოლურობას, არამედ მოლალობას, ე. ი. მოლების რიცხვს, გახსნილს 1000 გ გამხსნელში. როცა ხსნარის მოლალობა ერთის ტოლია ($m = 1$), მაშინ თოვოშულა მიიღებს ასეთ სახეს

$$\Delta T_{\text{გაყ}} = K_{\text{კ}}.$$

საიდანაც ჩანს, რომ $K_{\text{კ}}$ წარმოადგენს გაყინვის წერტილის დაწვევას, როცა ხსნარის მოლალობა ერთის ტოლია. ამიტომაც $K_{\text{კ}}$ -ს გაყინვის წერტილის მოლური დაწვევა, ანუ კრიოსკოპიული მუდმივა უწოდდის.

კრიოსკოპიული მუდმივა არ არის დამოკიდებული გახსნილი ნივთიერების (არაელექტროლიტის) გვარობაზე, მაგრამ დამოკიდებულია გამხსნელის ბუნებაზე. მაკალითაჲ, როცა 1000 გ წალში გახსნილია ერთი მოლი შაქარი, ან გლიცერინი, ან სხვა არაელექტრო-

¹ სითხის ორთქლად ქცევა ყოველგვარ ტემპერატურაზე ხდება, თუ ეს პროცესი სითხის ზედაპირზე მიდინარეობს, მას აოთქლება ეწოდება. მაგრამ როცა ორთქლის მდგომარეობაში გადასვლა სითხის მთელ მოცულობაში ხდება, მაშინ ამ პროცესს დუღილი ეწოდება.

ლიტი, გაყინვის წერტილი იქნება— $1,86^{\circ}\text{C}$, მაშასადამე, წყლის კრიოსკოპიული მუდმივა $K_{კო}=1,86$, ბენზოლის $K_{კო}=5,12$ და ა. შ. ხსნარის დუღილის ტემპერატურის აწევა აგრეთვე დამოკიდებულია კონცენტრაციაზე:

$$\Delta T_{\text{დუღ}} = K_{კო} \cdot m,$$

სადაც $\Delta T_{\text{დუღ}}$ არის ხსნარის დუღილის წერტილის აწევა, m გამოსახავს ხსნარის კონცენტრაციას, ხოლო $K_{კო}$ არის პროპორციულობის კოეფიციენტი. როცა 1000 გ წყალი შეიცავს ერთ მოლ გახსნილ არაელექტროლიტს, მაშინ ხსნარი $100,52^{\circ}\text{C}$ -ზე ადუღდება, მაშასადამე დუღილის წერტილის აწევა $\Delta T = 0,52^{\circ}$. ვინაიდან დუღილის წერტილის აწევა არააქროლადი არაელექტროლიტების მოლალური ხსნარების შემთხვევაში ერთნაირია, ამიტომ დუღილის წერტილის მოლურ აწევას ებულისკოპიური მუდმივა უწოდეს. კრიოსკოპიული მუდმივას მსგავსად, ებულისკოპიური მუდმივა დამოკიდებულია გამხსნელას გვარობაზე. ებულისკოპიური გაზომვების ჩატარება არააქროლად ნივთიერებათა ხსნარების მიმართ შეიძლება.

ამრიგად, არაელექტროლიტის წყალხსნარის გაყინვის წერტილის მოლური დაწევა არის— $1,86^{\circ}$ და არაელექტროლიტის წყალხსნარის დუღილის წერტილის მოლური აწევა შეადგენს $0,5^{\circ}$ -ს.

18. გახსნილ ნივთიერებათა მოლეკულური მასის და ოსმოსური წნევის განსაზღვრა კრიოსკოპიული მეთოდით. ხსნარის გაყინვის წერტილის დაწევის მეთოდაც მნიშვნელოვანი გამოყენება პოვა მოლეკულური მასის განსაზღვრის მიზნებისათვის. ამოსათვის მიმართავენ ფორმულას, რომელიც შემდეგი მსჯელობის შედეგად მიიღება.

გაყინვის წერტილის დაწევა გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაციის პროპორციულია, ამ შემთხვევაში კონცენტრაცია m გამოსახება მოლალობით, ე. ი, მოლების რიცხვით, რომელიც 1000 გ გამხსნელშია გახსნილი. მოლების რიცხვით $m = \frac{g}{M}$ სადაც, g არის აღებული ნივთიერების წონითი რაოდენობა, M კი—მისი მოლეკულური მასა. ამიტომ ფორმულა მიიღებს ასეთ სახეს:

$$\Delta T = K \frac{g}{M} \quad (3.3)$$

ამ ფორმულაში კრიოსკოპიული მუდმივა K განგვაიშებულია 1000 გ სითხეში გახსნილი ერთი მოლისათვის. ამიტომ g განოსაკვლევი ნივთიერება უნდა შევეფარდოთ 1000 გ გამახსნელს. ექსპერიმენტული განსაზღვრისათვის a გ ნივთიერებას ხსნიან W გ გამხსნელში. თუ

a გ გახსნილია W გ-ში, ხოლო g გახსნილია 1000 გ-ში, მივიღებთ, რომ $g = \frac{a \cdot 1000}{W}$. თუ g -ს მიღებულ ნიშვნელობას ჩავსვამთ (3.3) ფორმულაში, მივიღებთ:

$$\Delta T = K \frac{a \cdot 1000}{M \cdot W},$$

საიდანაც მოლეკულური მასა

$$M = K \frac{a \cdot 1000}{\Delta T \cdot W}. \quad (3.4)$$

მოლეკულური მასის განსაზღვრისათვის კრიოსკოპიულ მეთოდს მაშინ მიმართავენ, როცა გამოსაკვლევი ნივთიერება არააქროლადია (მაგალითად, შაქარი), ან, როცა აქროლების დროს ხდება მისი დაშლა (მაგალითად, წყალბადის ზეჟანგი).

მოლეკულური მასის განსაზღვრა შეიძლება აგრეთვე ემბულიოსკოპიური მეთოდიტაც, რომელიც იგებულება ხსნარის დუღილის წერტილის აწევის მოვლენაზე. ემბულიოსკოპიური მეთოდი გამოსადეგია არააქროლად ნივთიერებათა მოლეკულური წონის განსაზღვრისას იმ პირობით, თუ გამოსაკვლევი ნივთიერება ხსნარის დუღილის ტემპერატურაზე არ დაიშლება, ამ გზით განსაზღვრული მოლეკულური მასის გაანგარიშება იმავე (3,4) ფორმულით ხდება, საიდანაც K ემბულიოსკოპიურ მუდმივას წარმოადგენს.

კრიოსკოპიული და ემბულიოსკოპიური გაზომვების შედეგად მიღებული მონაცემები მით უფრო ზუსტია, რაც უფრო განზავებულია ხსნარი. ეს შედეგები იმ შემთხვევაშია გამოსადეგი, როცა გახსნილი ნივთიერება არ შედის ქიმიურ რეაქციაში გამხსნელთან. მარილები, მჟავები და ფუძეები მნიშვნელოვან გადახრებს იძლევიან, ამიტომ ამ კლასის ნაერთებს ცალკე განვიხილავთ.

ზემოთ აღნიშნული იყო, რომ ოსმოსური წნევის ზუსტი გაზომვა მრავალ სიძნელესთან არის დაკავშირებული. ჩვეულებრივი შემხრანები: ცელოფანი, პერგამენტი, კოლოიდური აფსკი მხოლოდ კოლოიდური ნაწილაკებისათვის არის შეუღწევადი. ვინაიდან ქეშმარიტი ხსნარების მიმართ არ ხერხდება იდეალურად ნახევრადშელწვევადი მემბრანების მომზადება, რომლებიც შეუღწევადი იქნება გამხსნელისათვის და აბსოლუტურად შეუღწევადი გახსნილი ნივთიერებისათვის, ამიტომ ოსმოსური წნევის განსაზღვრის მიზნებისათვის არაპირდაპირ მეთოდებს მიმართავენ, რომელთაგან ფართო გამოყენება კრიოსკოპულმა გაზომვებმა მოიპოვა.

ორი სხვადასხვა კონცენტრაციის ხსნარისათვის ტემპერატურატუცველელ პირობებში (3.1) ფორმულა მოგვცემს

$$P_1 = RTm, \text{ და } P_2 = RTm_2,$$

საიდანაც

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{m_1}{m_2} \quad (3.5)$$

შეორე მხრივ (3,2) ფორმულა m_1 და m_2 კონცენტრაციების ხსნარებისათვის მოგვცემს:

$$\Delta T_1 = K m_1 \text{ და } \Delta T_2 = K m_2, \quad (3.6)$$

საიდანაც:

$$\frac{\Delta T_1}{\Delta T_2} = \frac{m_1}{m_2}$$

(3.5) და (3,6) ფორმულების შედარებიდან ჩანს, რომ:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{\Delta T_1}{\Delta T_2}. \quad (3.7)$$

ორი ხსნარის ოსმოსური წნევა ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც მათი გაყინვის წერტილების დაწევა. თუ პირველი ხსნარი არა-ელექტროლიტია, რომლის ერთი მოლი 1000 გ წყალშია გახსნილი, მაშინ 0°C -ზე მისი $P = 22,4$ ატ $= 22,4 \cdot 10^5$ პა ს და გაყინვის წერტილის დაწევა: $\Delta T_1 = 1,86$. აქედან:

$$\frac{22,4}{P_2} = \frac{1,86}{\Delta T_2}$$

საიდანაც:

$$P_{\text{ოსმ}} = \frac{22,4}{1,86} \cdot \Delta T = \Delta 2 \cdot \Delta T. \quad (3.5 \text{ ა})$$

მაშასადამე, არაელექტროლიტის წყალხსნარის ოსმოსური წნევა 0°C -ზე ადვილად შეიძლება გამოვთვალოთ, თუ კი ცნობილია მისი გაყინვის წერტილის ΔT , დაწევა.

19. საშარჯიშოები №8

1. ლერწმის შაქრის ხსნარი იყინება $-0,8^\circ\text{C}$ -ზე. წყლის კრიო-კოპიული მუდმივა უდრის 1,86. გამოთვალეთ ამ ხსნარის კონცენტრაცია. 2. გამოთვალეთ რა სიდიდის ოსმოსურ წნევას გამოავლენს გლუკოზის 3%-იანი ხსნარი 27°C -ზე.

3. რამდენი გრამი გლიცერინი ($M = 92$) უნდა გავხსნათ 1 ლ წყალში, რომ 17° -ზე მისი ოსმოსური წნევა იყოს $2 \cdot 10^5$ პა (2 ატ)?

4. რამდენი გრამი გლიცერინი უნდა გავხსნათ 1000 გ წყალში, რომ მისი გაყინვის წერტილმა $0,1$ გრადუსით დაიწიოს?

1. ელექტროლიტების ხსნარების თვისებების გადახრა ვანტ-ჰოფისა და რაულის კანონებიდან. არაელექტროლიტების ეოზნაირი მონურობის ხსნარები, ვანტ-ჰოფის განოკვლევების თანახმად, იზოტონურია, ე. ი. იზენენ ერთნაირი სიდიდის ოსმოსურ წნევას. ზაიი მონური კონცენტრაციის ხსნარების გაყინვის წერტილი არის—1,86° და ოსმოსური წნევა 0°C-ზე 22,4 ატმოსფეროს უდრის, მაგრამ მარილები, ძლიერი მყავებისა და ძლიერი ფუძეების ხსნარები მნიშვნელოვან გადახრებს იზენენ ამ კანონებიდან. ამ კლასის მონური კონცენტრაციის ხსნარების ოსმოსური წნევა ბევრად მეტი აღპოჩნდა, ვიდრე იმავე კონცენტრაციის არაელექტროლიტებისა (მაგ., შაქრის, გლიცერინისა და სხვა ხსნარებისა). აღნიშნული ხსნარები იყინება არა—1,86°C-ზე, როგორც ეს მოსალოდნელი იყო, არამედ უფრო დაბალ ტემპერატურებზე. იმისათვის, რომ ამ კლასის ნაერთების ხსნარებიც მოეთავსებინა თავისი თეორიის ჩარჩოებში, ვანტ-ჰოფმა შემოიტანა კოეფიციენტი i , რომელიც გამოსახავს ასეთი ხსნარების თვისებების გადახრის ზომას მისი თეორიიდან. i კოეფიციენტი (ირაციონალობის აღმნიშვნელი) გამოსახავს თუ რამდენჯერ აღემატება მოცემული ხსნარის ოსმოსური წნევა იმ ოსმოსურ წნევას, რომელიც იმავე მოლარობის კონცენტრაციის მიხედვით არის მოსალოდნელი. კოეფიციენტი i გვიჩვენებს აგრეთვე, თუ რამდენჯერ აღემატება მოცემული ხსნარის გაყინვის წერტილის დაწვევა 1,86°-ს, ე. ი. იმ დაწვევას, რომელსაც არაელექტროლიტის იმავე მონურობის კონცენტრაციის (ე. ი. ეკვიმონური) ხსნარი გამოიჩენდა. ამ ტიპის ხსნარებისათვის ვანტ-ჰოფის ფორმულა იღებს ასეთ სახეს:

$$P = iRTc, \quad (3.8)$$

სადაც i -ს ვანტ-ჰოფმა იზოტონური კოეფიციენტი უწოდა. მისი მნიშვნელობა შეიძლება შემდეგი თანაფარდობის დახმარებით განვსაზღვროთ:

$$i = \frac{\text{ქეშმარიტი ოსმოსური წნევა}}{\text{თეორიული ოსმოსური წნევა}} = \frac{P_{\text{განზომილი}}}{P_{\text{გამოთვლილი}}};$$

$$i = \frac{\text{გაყინვის წერტილის ქეშმარიტი დაწვევა}}{\text{გაყინვის წერტილის თეორიული დაწვევა}} = \frac{\Delta T_{\text{გან. ბაზ}}}{\Delta T_{\text{გაყ. თეორ}}};$$

$$i = \frac{\text{დუდილის წერტილის ქეშმარიტი აწვევა}}{\text{დუდილის წერტილის თეორიული აწვევა}} = \frac{\Delta T_{\text{დუდ. გაზ}}}{\Delta T_{\text{დუდ. თეორ}}};$$

სადაც მონური კონცენტრაციის ხსნარის გაყინვის წერტილის ნორმალური დაწვევა $\Delta T_{\text{გაყ. თეორ}}$ არის 1,86°C და დუდილის წერტილის ნორმალური აწვევა $\Delta T_{\text{დუდ. თეორ}}$ არის 0,5°C.

თუ i -ს რიცხვითი მნიშვნელობა განსაზღვრულ იქნა, მაგალითად, კრიოკოპიული მეთოდით, შეიძლება (3,7) ფორმის დახმარებით ხსნარის ოსმოსური წნევის გამოთვლა. ქვემო ცხრილში მოტანილია ვანტ-ჰოფის მიერ განსაზღვრული იზოტონური კოეფიციენტები ზოგიერთი მარილის $0,2 N$ ხსნარებისათვის.

ცხრილი 59

ზოგიერთი მარილის $0,2 N$ ხსნარის ოსმოსური კოეფიციენტი

მარილი	$\Delta T_{\text{გაყ. ზამთვლილი}}$	$\Delta T_{\text{გაყ. გაზომილი}}$	$i = \frac{\Delta T_{\text{გაზომილი}}}{\Delta T_{\text{გამოთვლილი}}}$
KCl	0,372	0,678	1,91
KNO ₃	0,371	0,664	1,78
MgCl ₂	0,186	0,519	2,79
Ca(NO ₃) ₂	0,186	0,461	2,48

ცხრილის მონაცემებიდან ჩანს, რომ i -ს სიდიდე დამოკიდებულია მარტულის ტიპზე (ბინალური და ტერნალური), გარდა ამისა i -ს რიცხვითი მნიშვნელობა დამოკიდებულია განზავებაზე. ბინარული (ე. ი. NaCl-ის ტიპის) ნაერთის ხსნარისათვის დიდი განზავების პირობებში i უახლოვდება 2-ს, ტერნალური (MgCl₂-ის ტიპის) ნაერთის შემთხვევაში $i = 3$, K₃PO₄-ის ტიპისათვის $i = 4$ და ა. შ.

აღნიშნული ტიპის ნაერთების წყალხსნარები განაპირობებენ არა მარტო ოსმოსური წნევისა და გაყინვის ან დუღილის წერტილის ანომალურ ცვლილებებს, არამედ ორთქლის წნევის ანომალურ დეპრესიასაც,¹ რომელიც აგრეთვე i -ჯერ შცირდება. ვანტ-ჰოფის და რაულის კანონებიდან ამ კლასის ნაერთების ხსნართა თვისებების გადახრა აუენიუსმა თავისი ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის დახმარებით ახსნა.

2. აუენიუსის ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია. აუენიუსმა დაადგინა, რომ ყველა ხსნარი, რომელიც არ ემორჩილება ვანტ-ჰოფის თეორიის ძირითად ფორმულას (3.1) და მოითხოვენ იზოტონური კოეფიციენტის შემოტანას, ელექტროლიტებს წარმოადგენენ. ელექტროლიტებო აერთიანებს მარილმსგავსი ნაერთების დიდ კლასს (ეს არის მარილები, მჟავები და ფუძეები), რომელთა ხსნარები ან ნალღობები ატარებს ელექტრულ დენს. ელექტროლიტები ნივთიერებებია, რომელთა ხსნარებს ან ნალღობებს იონური გამტარობა ახასიათებს, ან ელექტროლიტებო ნივთიერებებია, რომლებიც გახსნისას, გამხსნელთან ურთიერთქმედების შედეგად განიცდის

¹ დეპრესია (ლათ.) დაწეას, დაქვეითებას ნიშნავს.

ელექტროლიტურ დისოციაციას. ნივთიერებები, რომლებიც ექვემდებარება ვანტ-ჰოფის განტოლებას ($P = RTc$), წარმოადგენს არაელექტროლიტებს, ე. ი. ნივთიერებებს, რომელთა ხსნარები არ ატარებს ელექტრულ დენს (გლუკოზა, სპირტი, აცეტონი და მათი მსგავსი ნივთიერების ხსნარები).

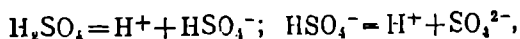
არენიუსის მიერ ჩაშოყალიბებული ელექტრული დისოციაციის თეორიის ძირითადი დებულების თანახმად, წყალში გახსნილს ელექტროლიტი იშლება დადებითად და უარყოფითად დამუხტულ იონებად, მაგალითად,



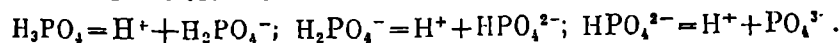
იონი არის ატომი ან ატომთა ჯგუფი, რომელსაც აქვს დადებითი ან უარყოფითი ელექტრული მუხტი.

ელექტროლიტური დისოციაციის პროდუქტებია მარტივი ან რთული იონები. ასეთი იონები ძარლის გაღობის შედეგად მიიღება. წყალში გახსნილ შედეგად კი წარმოიქმნება ჰიდრატირებული იონები, სადაც თითოეული იონის ირგვლივ წყლის მოლეკულებისაგან შემდგარი ჰიდრატული შრეა ($\text{Na}^+ \cdot n\text{H}_2\text{O}$, $\text{Cl}^- \cdot m\text{H}_2\text{O}$, $\text{SO}_4^{2-} \cdot p\text{H}_2\text{O}$, $\text{ClO}_3^- \cdot q\text{H}_2\text{O}$ და ა. შ.), სადაც n , m , p , q წყლის მოლეკულებს სხვადასხვა რიცხვია. დისოციაციის შედეგად მიღებული დადებითი და უარყოფითი იონების მუხტები ერთმანეთის ტოლია ე. ი. ხსნარი ელექტრონეიტრალურია.

მრავალი პროცესისათვის არსებითი მნიშვნელობა აქვს საფეხურებრივ დისოციაციას, რომელიც ორ და მრავალფეხიან მყავებს ახასიათებს. მაგალითად, გოგირდმჟავას დისოციაციის დროს თითო მოლეკულიდან ორ-ორი წყალბად-იონი მიიღება:



ხოლო ფოსფორმჟავას მოლეკულის დისოციაციის შედეგად—სამო სხვადასხვა შედეგნილობის ანიონი:



იონებად დაშლილი ნაწილი გამოისახება დისოციაციის ხარისხით და აღინიშნება α -ით. დისოციაციის ხარისხი α უდრის ხსნარში იონებად დაშლილი მოლეკულების საერთო რიცხვის ფარდობას:

$$\alpha = \frac{\text{დისოცირებული მოლეკულების (მოლების) რიცხვი}}{\text{მოლეკულების (მოლების) საერთო რიცხვი}}$$

დისოციაციის ხარისხი პროცენტობითაც შეიძლება გამოვსახოთ. თუ ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი $\alpha = 0,2$, გახსნილი ნიერთი 20% ით ყოფილა დაშლილი იონებად.

არენიუსის თეორიის თანახმად, ელექტრული მუხტი არ ახდენს გავლენას იონის კინეტიკურ თვისებაზე, სხვანაირად, იონებისა და მოლეკულების კინეტიკური თვისებები ერთნაირია. ეს ნიშნავს, რომ იონებისა და მოლეკულების მონაწილეობით განპირობებული ხსნარის ოსმოსური წნევა, გაყინვის წერტილის დაწვევა და დუდილის წერტილის აწვევა ან ორთქლის წნევის დეპრესია ერთნაირია და მათ სიდიდეზე იონების მუხტები არ ახდენენ რაიმე გავლენას. ამიტომ ოსმოსური წნევა, გაყინვის წერტილის დაწვევა და ა. შ. დამოკიდებულია ყველა ნაწილაკების რიცხვზე (ე. ი. მოლეკულებისა და იონების ჯამზე) მოცულობის ერთეულში. ამიტომ მოლეკულების დისოციაციის გამო, ნაწილაკების კონცენტრაციის ზრდასთან ერთად იზრდება ხსნარის ოსმოსური წნევა, რაც განაპირობებს *i*-კოეფიციენტის ერთზე მეტ მნიშვნელობას. მაშასადამე, ხსნარის, თვისებების გადახვევა ვანტ-ჰოფის კანონიდან აიხსნება ელექტროლიტების იონებად დაშლით. იზოტონური კოეფიციენტი *i* მკიდრო კავშირშია ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხთან. ეს უკანასკნელი წარმოადგენს იონებად დაშლილი მოლეკულების რიცხვის ფარდობას ალბებულთან და გამოვსახეთ α სიმბოლოთი. თუ ელექტროლიტის ხსნარის კონცენტრაცია არის *c*, დისოციაციის ხარისხი არის α და თითოეული მოლეკულის დაშლის შედეგად წარმოქმნილია *v* იონი, მაშინ იონთა კონცენტრაცია იქნება $v\alpha c$ ხოლო დაუშლელი მოლეკულების კონცენტრაცია $c(1-\alpha)$, ე. ი. ნაწილაკების ოცხვი იქნება: $c - c\alpha + v\alpha c$. ვანტ-ჰოფის კოეფიციენტი *i* შეიძლება წარმოვიდგინოთ, როგორც ხსნარში ყველა ნაწილაკების კონცენტრაციის ფარდობა ალბებული მოლეკულების კონცენტრაციასთან, ე. ი. c -თან:

$$i = \frac{c - c\alpha + v\alpha c}{c} = 1 - \alpha + v\alpha,$$

საიდანაც დისოციაციის ხარისხი:

$$\alpha = \frac{i-1}{v-1}.$$

ერთი—ერთმუხტიანი ელექტროლიტისათვის (მაგალითად, NaCl)

$$v=2 \text{ და } i=1+\alpha;$$

ერთი—ორმუხტიანისათვის (მაგალითად, MgCl₂)

$$v=3 \text{ და } i=1+2\alpha;$$

ერთი—სამმუხტიანისათვის (მაგალითად, AlCl₃)

$$v=4 \text{ და } i=1+3\alpha \text{ და ა. შ.}$$

არენიუსის თეორიით ელექტროლიტური დისოციაციის გამო იშლება გახსნილი ნივთიერების ნაწილი, რაც დისოციაციის ხარისხით განისაზღვრება.

რადგან ელექტროლიტური დისოციაცია შეტყვევადი პროცესია, ამიტომ იონები თერმოდინამიკურ წონასწორობაშია დაშლულ ზოლექლებთან. ეს წონასწორობა მოქმედ შასათა კანონს ემორჩილება და მასზე გავლენას არ ახდენს იონთა მუხტები. ვინაიდან იონებისა და ნეიტრალური მოლეკულების კინეტიკური თვისებები ამ თეორიით ერთნაირია, ამიტომ მონაწილეობა ოსმოსურა წნევის აღძვრაში ან გაყინვის წერტილის დაწვევაში ისეთივეა, როგორც ნეიტრალური მოლეკულისა. ამ თეორიის თანახმად, მთლიანად დაშლილი ბინარული ელექტროლიტის მოლური ხსნარის ოსმოსური წნევა ორჯერ მეტი უნდა იყოს, ვიდრე იმავე კონცენტრაციის არაელექტროლიტის ოსმოსური წნევა. ამგვარი ელექტროლიტის გაყინვის წერტილის მოლური დაწვევა აგრეთვე ორჯერ მეტი იქნება, ვიდრე არაელექტროლიტისა. თუ ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი არ არის ერთის ტოლი, მაშინ ოსმოსური წნევა და გაყინვის ტემპერატურის დაწვევა იქნება i -ჯერ მეტი, ვიდრე იმავე კონცენტრაციის არაელექტროლიტის ხსნარის შემთხვევაში, სადაც $i < 2$.

ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია ხსნარის კონცენტრაციაზე; განზავებისას დისოციაციის ხარისხი იზრდება და მინსწრაფვის მაქსიმალური მნიშვნელობისაკენ, რომელიც ერთის ტოლია.

არენიუსმა დაამტკიცა, რომ დისოციაციის ხარისხი ელექტროგამტარობით შეიძლება განისაზღვროს. სხვადასხვა ნეთოდით განსაზღვრული ვანტ-ჰოფის კოეფიციენტის რიცხვითი მნიშვნელობის, დამთხვევამ დაადისტურა არენიუსის თეორიის ძირითადი ტებულეებები (ცხრ. 60).

ცხრილი 60

ვანტ-ჰოფის კონცენტრაციის მნიშვნელობა განსაზღვრული კრიოკოპიულა და ელექტროგამტარობის მეთოდით

ნივთიერება	კრიოსკოპია		ელექტროგამტარობა	
	i	α	i	α
HCl	1,93	0,93	1,90	0,90
HNO ₃	1,94	0,94	1,92	0,92
NaOH	1,91	0,91	1,83	0,93
KOH	1,79	0,79	1,90	0,90
NaCl	1,90	0,90	1,82	0,92
KCl	1,82	0,82	1,86	0,86
K ₂ SO ₄	2,11	0,55	2,33	0,66

არენიუსმა და მისმა მიმდევრებმა განამტკიცეს ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია. ამასთანავე ფაქტობრივი მასალის დაგროვებასთან ერთად, რომელიც ადასტურებდა არენიუსის თეორიას,

გროვდებოდა მისი საწინააღმდეგო ფაქტებიც. ჯერ კიდევ 1902 წელს დ. მენდელეევი აღნიშნავდა, რომ არენიუსის თეორიას მრავალი ფაქტი ეწინააღმდეგება. ამიტომ საჭირო შეიქნა ახალი იდეების შემოტანა და ისეთი თეორიული აპარატის აგება, რომელიც სათანადო ახსნას მისცემდა ამ ახალ ფაქტებს. ეს ახალი თეორიები მნიშვნელოვნად დაშორდა არენიუსის თეორიას, რომელსაც ამჟამად კლასიკურს უწოდებენ.

სასარგებლოა არენიუსის თეორიის „კლასიკური ფორმის“ ძირითადი დებულების ფორმულირება:

1. ელექტროლიტები წყალში გახსნისას იონებად იშლება,

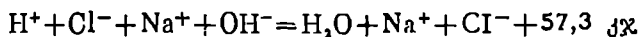
2. იონებად დაშლა ნაწილობრივია, სრული დაშლა მხოლოდ უსასრულო განზავებისას მიიღება,

3. იონებისა და მოლეკულების კინეტიკური თვისებები ერთნაირია, ე. ი. იონების მონაწილეობაზე ოსმოსურ წნევაში, ხსნარის გაყინვის წერტილის დაწევაში და ა. შ. მათი შეხებები არავეითარ გავლენას არ ახდენა.

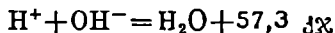
4. იონები და დაუშლელი მოლეკულები თერმოდინამიკურ წონასწორობაშია ერთმანეთთან. ეს წონასწორობა ემორჩილება შოქმედ მასათა კანონს.

მ. ელექტროლიტური დისოციაციის დამადასტურებელი ფაქტები. ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის სასარგებლოდ მრავალი ექსპერიმენტული ფაქტის მოტანა შეიძლება:

1. ელექტროლიტების ხსნართა თვისებები განპირობებულია ცალკეული იონების თვისებებით. ამის დამაბასისათებელი მაგალითია ძლიერი მჟავების ძლიერი ტუტით განეიტრალების სითბო:

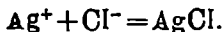


ვინაიდან $NaCl$ იონების სახით რჩება ხსნარში, ამიტომ ეს რეაქცია შემდგენაირად შეიძლება გადავწეროთ:



კატიონისა და ანიონის ინდივიდუალური თვისებებისაგან დამოუკიდებლად, ძლიერი მჟავების ძლიერი ტუტეებით ნეიტრალიზაციის სითბო ერთნაირი სიდიდისაა;

2. ვერცხლის მარილის ხსნარზე ქლორ-იონების წარმოქმნილი ელექტროლიტების მოქმედებით მიიღება ვერცხლის ქლორიდი:



ამ რეაქციას არ იძლევა ისეთი ნაერთები, რომლებიც არ წარმოქმნის ქლორის თავისუფალ იონებს, მაგალითად $KClO_3$, CCl_4 , $CH_2ClCOOH$ და სხვ.;

3. მარილების განზავებული ხსნარები, რომლებიც ძლიერი ელექტროლიტებია, შერევისას არ იძლევა რაიმე სითბურ ეფექტს, ე. ი. ემორჩილება ჰესის თერმონეიტრალობის კანონს. მაშასადამე, გახსნილი NaCl და KNO_3 არ იჩენს მიმოცვლის უნარს, რასაც მოჰყვებოდა სითბური ეფექტი, ვინაიდან როგორც შერევაამდე, აგრეთვე შერევის შემდეგაც ისინი შეიცავს: Na^+ , Cl^- , K^+ და NO_3^- ჰიდრატირებულ იონებს;

4. განზავებული ხსნარების ფერი განხსნელისა და გახსნილი ნივთიერების ფერების ადტიურიია. უფრო გამხსნელში ყველა მარილის ხსნარები, რომელთა ერთ-ერთი იონი უფეროა (მაგალითად, კატიონი) და მეორე კი ფერადია (მაგალითად, ანიონი) იძლევა შთანთქმის ერთნაირ სპექტრს (მაგალითად, $\text{Li}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ და ა. შ.).

5. ის ფაქტი, რომ ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა ხსნარის განზავებისას იზრდება და თავის ზღვრულ მნიშვნელობას აღწევს, რომლის შემდგომი განზავებით უცვლელი რჩება, მარტივ განმარტებას პოულობს ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თვალსაზრისით;

6. ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია ახსნას ძლევს ელექტროლიტების ხსნარების გაყინვის წერტილის ანომალურ დაწევას;

7. ეთერების შესაბენის ან შაქრის ინფერსიის სიჩქარე მით უფრო მეტია, რაც უფრო მეტია მჟავათა ელექტროგამტარობა განზავების ერთნაირ პირობებში.

4. დიელექტრიკული შეღწევადობა და მისი მადისოციირებელი უნარი. რადგან დისოციაცია ელექტროლიტის გახსნის თანმხლებ პროცესს წარმოადგენს, ამიტომ მისი მიზეზი გამხსნელისა და გახსნილის ურთიერთქმედებაში უნდა მდგომარეობდეს.

დისოციაციის მიზეზი ფორმალურად იყო განხილული ტომსონისა და ნერნსტის მიერ, რომელთა მოსაზრება შემდეგში მდგომარეობდა: ცნობილია, რომ კულონის კანონის თანახმად, დამუხტული ნაწი-

ლაკების ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედების ძალა
$$\left(F = \frac{q_1 q_2}{D r^2} \right)$$

არსებითადაა დამოკიდებული გარემოს დიელექტრიკულ D მუდმივაზე. რაც უფრო მეტია გამხსნელის დიელექტრიკული მუდმივა, მით უფრო ნაკლებია იონების შემაკავშირებელი ელექტროსტატიკური ძალა. ამიტომ გარემო არის დიელექტრიკული მუდმივას გადიდებას უნდა მოჰყვეს მისი მადისოციირებელი უნარის მატება.

აზოტმჟავა ტეტრაიზოამილ-ამონიუმის წყალხსნარი მნიშვნელოვანი დისოციაციის გამო იჩენს ძლიერი ელექტროლიტის თვისებებს.

დიოქსანის მიმეტებით დისოციაცია მცირდება (ვინაიდან წყლის დიელექტრიკული მუდმივა 25°C -ზე არის 78,6 და დიოქსანისა კი 2,2) და მისი დიდი შემცველობის დროს აღნიშნული ხსნარი უკვე სუსტ ელექტროლიტს წარმოადგენს.

ხსნარში არსებულმა იონებმა თუმცა უნდა გამოიწვიოს გამხსნელის დიელექტრიკული მუდმივას ცვლილება იონების მიმდებარე არეში, მაგრამ ამის მიუხედავად, მრავალ შემთხვევაში ტომსონისა და ნერნსტის ეს წესი მიახლოებით მართლდება. რადგან წყლის დიელექტრიკული მუდმივა შედარებით დიდია, ამიტომ მასში იონური ნაერთის გახსნისას მნიშვნელოვნად მცირდება იონთა მიზიდვის ძალა.

რენტგენოსტრუქტურული ანალიზიდან ცნობილია, რომ მარილების კრისტალური მესერი შედგება არა ელექტრონეიტრალური მოლეკულებისაგან, არამედ თავისუფალი იონებისაგან. წყალში გახსნისას იონების შექიფულობის დიდი ძალების მიუხედავად კრისტალური მესერი ირღვევა და იშრდება შანძილი იონებს შორის. იონური ნაერთის წყალში გახსნისას მიზიდვა იონებს შორის იმის გამო მცირდება, რომ წყალს დიდი დიელექტრიკული შეღწევადობა აქვს.

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია დიდ მნიშვნელობას ანიჭებს გამხსნელის დიელექტრიკულ შეღწევადობას, თუმცა ამჟამად დადგენილია მრავალი ასეთი ფაქტი, რომელიც ამ კანონზომიერებას არღვევს. მაგალითად, ეთილის სპირტისა და ნიტრობენზოლის დიელექტრიკული შეღწევადობა თითქმის ერთნაირია, მიუხედავად ამისა, HCl -ის ხსნარი სპირტში ძლიერი ელექტროლიტია, ნიტრობენზოლში კი—სუსტი.

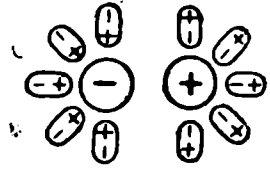
ნ. ი. კაბლუკოვისა და ვ. კახტიაკოვსკის გამოკვლევები. ელექტროლიტების ქვეშ იგულისხმება იონური ნაერთები ან ისეთი პოლარული ნაერთები, რომელთა მოლეკულებში ატომები ძლიერი პოლარული ბმებით არის ბჭული ერთმანეთთან, რის შედეგადაც გარკვეულ პირობებში მათ აქვს იონებად დაშლის უნარი.

ი. კაბლუკოვისა და ვ. კისტიაკოვსკის გამოკვლევებზე აგებულია თანამედროვე წარმოდგენები, რომლის თანახმად ელექტროლიტური დისოციაცია ელექტროლიტისა და წყლის პოლარული მოლეკულების რთული ფიზიკურ-ქიმიური ურთიერთქმედების შედეგია.

ელექტროლიტური დისოციაცია არის ელექტროლიტისა და გამხსნელის მოლეკულების ურთიერთმოქმედების შედეგი.

ნივთიერების დისოციაციის პროცესი არსებითად არის დამოკიდებული გასახსნელი ნივთიერების აღნაგობაზე. აქ განსახილველია ორი შემთხვევა: ერთია იონური ნაერთების დისოციაცია, რომლის

მაგალითია NaCl და მისი მსგავსი ნაერთები და მეორე—პოლარული მოლეკულებისაგან შემდგარი ნაერთების დისოციაცია, რომლის მაგალითებია მუყაბები.



ნახ. 3.4. იონური ნაერთის დისოციაციის სქემა.

როცა იონური ნაერთის კრისტალს, მაგალითად, ნატრიუმის ქლორიდს წყალში შევიტანთ, მის ზედაპირზე განლაგებული იონები მიიზიდავს წყლის პოლარულ მოლეკულებს. იონ-დიპოლური ურთიერთქმედების შედეგად ნატრიუმის იონის ირგვლივ თავს მოიყრის წყლის მოლეკულები, რომლებიც თავისი უარყოფითი პოლუსებით მიუერთდებიან ნატრიუმ-იონს, ხოლო წყლის სხვა მოლეკულები დადებითი პოლუსებით მიუერთდებიან ქლორ-იონს. მარილის კრისტალის ზედაპირზე განლაგებული იონები იერთებს წყლის მოლეკულებს წყლის მოლეკულების იონ-დიპოლური ურთიერთმოქმედება, ე. ი. წყლის მოლეკულების ორიენტაცია სხვადასხვა პოლუსით იონების მიმართ ამ იონების ჰიდრატაციაა. ჰიდრატაციის დროს გამოიყოფა სითბო. მიკავშირებული წყლის მოლეკულები სითბური მოძრაობის გამო ირხევა. გამოყოფილი სითბო და რხევის ენერჯია საკმარისია იმისათვის, რომ ჰიდრატირებული იონები მოსცილდეს კრისტალს და გადავიდეს ხსნარში. ჰიდრატაციის სითბო აღემატება იონის ბმის ენერჯიას კრისტალში. ამგვარად, ხსნარში გადადის ჰიდრატირებული იონები.

იონების ჰიდრატაციის ხარისხი დამოკიდებულია იონის მუხტზე, მის რადიუსსა და აღნაგობაზე. რაც უფრო ნაკლებია იონის რადიუსი, მით მეტია იონის ჰიდრატაცია. მაგალითად, Li^+ -ის ჰიდრატაციის ხარისხი მეტია, ვიდრე Cs^+ -სა, იონის მუხტის გადიდებისას ჰიდრატაციის ხარისხი იზრდება, წყალბად-იონის ჰიდრატაციის ხარისხი კი მცირეა. ის მხოლოდ ერთ მოლეკულა წყალს იერთებს:

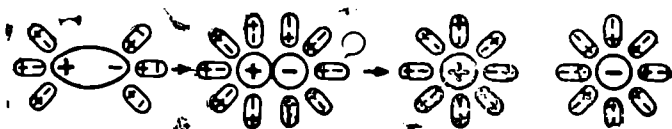


ჰიდრატირებულ წყალბად-იონს ჰიდროქსონიუმის იონი ეწოდება.

ახლა განვიხილოთ პოლარული ნაერთის ელექტროლიტური დისოციაცია, რომელიც სხვაგვარად მიმდინარეობს, ვიდრე იონური ნაერთისა.

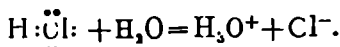
წყლის დიპოლები ორიენტირდება პოლარული მოლეკულის პოლუსების მიმართ და დიპოლურ-დიპოლური ურთიერთმოქმედების გამო პოლარული მოლეკულა პოლარიზაციას განიცდის. პოლარული მოლეკულის პროტონი მკიდროდ უკავშირდება წყლის მოლეკულას, და მიი-

ლება ჰიდროქსონიუმ-იონი. პოლარული მოლეკულის მეორე ბოლოც განიცდის ჰიდრატაციას. პოლარიზაციის შედეგად პოლარული მოლეკულიდან მიიღება იონური მოლეკულა, რომელიც ამის შედეგად ადვილად დაიშლება იონებად, რადგან აქაც ჰიდრატაციის სითბო აღემატება ქიმიური ბმის ენერჯიას.

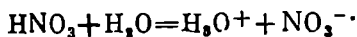


სურ. 3.5. პოლარული მოლეკულის ელექტროლიტური დისოციაციის სქემა.

ამგვარად იშლება პოლარულ ნაერთები: HCl , HBr , HNO_3 , CH_3COOH და სხვა. მაგალითად, HCl ჰიდრატაციის შედეგად წარმოქმნის იონებს:



ასეთივე პროცესი მიმდინარეობს სხვა მტკიცების წყალში გახსნისას, მაგალითად,



ხსნარში გადასული იონები ინარჩუნებენ თავიანთ ჰიდრატულ შრეს, ე. ი. წყალში ელექტროლიტის დისოციაციის შედეგად მიიღება არა შიშველი იონები, არამედ ჰიდრატირებული იონები. ჰიდრატული შრე ერთგვარად აბრკოლებს კიდევ იონების ურთიერთასოციაციას.

სხვა კატიონების მსგავსად ჰიდროქსონიუმის იონი H_3O^+ განიცდის ჰიდრატაციას, რომელიც წყალბადური ბმების ხარჯზე მიმდინარეობს. განსაკუთრებულ ყურადღებას იმსახურებს H_3O_4^+ იონი (ე.ი. $\text{H}_3\text{O}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$), რომლის მონაწილეობა ხსნარებში დადგენილ იქნა მჟავების წყალხსნარების სითბოტევადობების მიხედვით. მისი არსებობა დასაბუთებული იყო აგრეთვე თერმოდინამიკური გზითაც.

არაწყალხსნარებში ასეთ წარმოქმნებს იონების სოლვატებს უწოდებენ. აღსანიშნავია, რომ იონურ განტოლებებში არც ჰიდრატები და არც სოლვატები არ პოულობს თავის გამოსახულებას.

დ. მენდელეევიმა ჩამოაყალიბა ხსნარების ჰიდრატული თეორია. ჰიდრატული თეორია ი. კაბლუკოვა გაავრცელა ელექტროლიტებზე. მისი თეორიით იონების ჰიდრატაცია ელექტროლიტური დისოციაციისათვის აუცილებელი საფეხურია, რის შედეგადაც მიიღება ჰიდრატირებული იონები.

6. დისოციაციის ხარისხის განსაზღვრა ხსნარების ელექტროგამტარობის მიხედვით. ხსნარის ელექტროგამტარობის მიხედვით

ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხის განსაზღვრავად საჭიროა შემოვიტანოთ ცნება ეკვივალენტური ელექტროგამტარობის შესახებ.

ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა λ არის ელექტროგამტარობა ერთი გრამ-ეკვივალენტი ნივთიერების შემცველი ხსნარისა, რომელიც მოთავსებულია 1 სმ-ით დაცილებულ ორ ელექტროდს შორის.¹

ჩვეულებრივად იზომება კუთრი ელექტროგამტარობა κ . ეს უკანასკნელი წარმოადგენს 1 სმ³ ხსნარის ელექტროგამტარობას, რომელიც მოთავსებულია 1 სმ-ით დაცილებულ ორ ელექტროდს შორის, სადაც ელექტროდების ფართობი თითო კვ სმ-ის ტოლია.

ამიტომ:

$$\lambda_r = \kappa \cdot V \cdot 1000,$$

სადაც V გრამ-ეკვივალენტი ნივთიერების შემცველი ხსნარის მოცულობა გამოსახულია ლიტრებით.

განზავებისას λ იზრდება და უსასრულოდ დიდი განზავებისას, როცა $\alpha \cong 1$, იგი თავის ზღვრულ მნიშვნელობას აღწევს.

რადგან განზავებისას α მატულობს, დანარჩენი სიდიდეები კი არენიუსის თეორიის თანახმად უცვლელი რჩება, შეიძლება დავწეროთ, რომ:

$$\lambda_p = \alpha k$$

სადაც λ_p არის ν მოცულობის ხსნარის ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა, ხოლო k — პროპორციულობის კოეფიციენტი.

ვინაიდან უსასრულოდ დიდი განზავებისას $\alpha = 1$, ამიტომ

$$\lambda_0 = k$$

სადაც λ_0 არის იმავე ელექტროლიტის ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა უსასრულოდ დიდი განზავებისას.

ამ ორი გამოსახულების ფარდობიდან მივიღებთ, რომ

$$\alpha = \frac{\lambda_p}{\lambda_0}$$

¹ ელექტროგამტარობის ერთეული სი-ს მიხედვით არის სიმენსი (სემ). ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა არის კუთრი ელექტროგამტარობისა და ეკვივალენტური კონცენტრაციის ფარდობა:

$$\lambda = \frac{\sigma}{\eta}$$

თუ $\sigma = 1 \text{ სემ/მ}$, $\eta = 1 \text{ კგ. ეკვ/მ}^3$. მივიღებთ, რომ ეკვივალენტური ელექტროგამტარობის

1 ერთეული უდრის $\frac{1 \text{ სემ/მ}}{1 \text{ კგ. ეკვ/მ}^3} = 1 \text{ სემ. მ}^3/\text{კგ. ეკვ.}$

ამ ორი სიდიდიდან ექსპერიმენტულად ისაზღვრება λ_0 , ხოლო λ_0 გამოითვლება.

მიღებული თანაფარდობიდან ჩანს, რომ ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი გამოისახება მოცემული V განზავებისა და უსასრულოდ დიდი განზავების ეკვივალენტურ ელექტროგამტარობათა ფარდობით.

ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხის დახმარებით შეიძლება ადვილად განვსაზღვროთ ელექტროლიტების ძალა. ამის მიხედვით ელექტროლიტები ორ მთავარ ჯგუფად შეიძლება დაყვით: სუსტ და ძლიერ ელექტროლიტებად.

სუსტი ელექტროლიტების დისოციაციის ხარისხის განსაზღვრა ელექტროგამტარობის მეთოდით უფრო სუსტ შედეგს იძლევა, ვიდრე კრიოსკოპიული ან ოსმოსური წნევის განსაზღვრის მეთოდები.

განზავებისას სუსტი ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი ნელა იზრდება, მაგალითად, NH_4OH -ის ხსნარების დისოციაციის ხარისხი სხვადასხვა განზავებაზე შემდეგ მნიშვნელობებს ღებულობს:

განზავება ლიტრობით = 8	15	32	64	128	256
$\alpha = 0,0135$	0,0188	0,0263	0,0376	0,0533	0,0734

ძლიერი ელექტროლიტის შემთხვევაში $\frac{\lambda_r}{\lambda_0}$ ფარდობის ეწოდება ელექტროგამტარობის კოეფიციენტი,

$$\frac{\lambda_r}{\lambda_0} = f_{\lambda}$$

რომელიც პირობით ანუ მოჩვენებით დისოციაციის ხარისხად შეიძლება მივიჩნიოთ.

ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხზე არსებით გავლენას ახდენს შემდეგი ფაქტორები:

1. გამხსნელის ბუნება. ეს დაკავშირებულია დიელექტრიკულ D მუდმივასთან. წყლის დიელექტრიკული მუდმივა $D=80$, ბენზოლისა $=2,3$.

კულონის კანონის თანახმად:

$$F = \frac{e_1 e_2}{Dr^2}$$

დამუხტული ნაწილაკების ურთიერთმოქმედების ძალა F დამოკიდებულია არა მარტო მათი მუხტების სიდიდეზე (e_1 და e_2) და მანძილზე მათ შორის, არამედ გარემოს დიელექტრიკულ D შეღწევადობაზეც. წყალში საპირისპირო იონების ურთიერთმიზიდვა 80 ჯერ სუსტია,

ვიდრე ვაკუუმში. ამ მიზეზის გამო ელექტროლიტები ადვილად იშლება წყალში და თითქმის დაუშლელი რჩება ბენზოლში.

2. გახსნილი ნივთიერებების ბუნება. სხვადასხვა ელექტროლიტი სხვადასხვაგვარად იშლება იონებად. მაგალითად, ნატრიუმის ქლორიდი NaCl , მარილმჟავა HCl , აზოტმჟავა და სხვა ბევრად უკეთ დისოცირებს წყალში, ვიდრე ამონიაკი NH_4OH , ძმარმჟავა CH_3COOH და სხვ. ელექტროლიტების იონებად დაშლის უნარის მიხედვით არჩევენ ძლიერ და სუსტ ელექტროლიტებს (იხ. ქვემოთ). ამრიგად, დისოციაციის ხარისხი არსებითად არის დამოკიდებული ელექტროლიტის ბუნებაზე.

ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია მოლეკულის აღნაგობაზე (ცენტრალური იონის რადიუსზე). შესადარებლად განვიხილოთ მსგავსი ნაერთების დისოციაციის ხარისხი (ცხრ 61).

ცხრილი 61

ელექტროლიტი	დისოციაციის ხარისხი	ანიონის რადიუსი კმ-ით
H_2O	$1,3 \cdot 10^{-9}$	132
H_2S	0,001	174
H_2Se	0,05	191
H_2Te	0,1	211

აქედან ჩანს, რომ ცენტრალური იონის რადიუსის გადიდებისას დისოციაციის ხარისხი მატულობს.

3. ხსნარის კონცენტრაცია. ჩვეულებრივად ელექტროლიტის ხსნარის განზავეებისას (ე. ი. მისი კონცენტრაციის შემცირებისას) დისოციაციის ხარისხი იზრდება.

4. თანამოსახელე იონები ამცირებენ ელექტროლიტების დისოციაციის ხარისხს. მაგალითად, ნატრიუმის აცეტატი ამცირებს ძმარმჟავას CH_3COOH -ის დისოციაციის ხარისხს.

7. ძლიერი და სუსტი ელექტროლიტები. დისოციაციის უნარის მიხედვით ელექტროლიტები დავყავით ორ ჯგუფად—ძლიერ და სუსტ ელექტროლიტებად. ძლიერს ისეთ ელექტროლიტებს ვუწოდებთ, რომლებიც კონცენტრირებულ ხსნარებშიც კი მთლიანად დაშლილია იონებად, ე. ი. ძლიერია ელექტროლიტები, რომელთა დისოციაციის ხარისხი კონცენტრირებულ ხსნარებშიც კი ახლოა ერთთან. განზავეებისას მათი დისოციაცია ხარისხი თითქმის უცვლელი რჩება.

ძლიერი ელექტროლიტებია NaCl და მისი მსგავსი ნაერთები ამ სიტყვის ფართო გაგებით, ე. ი.:

1. თითქმის ყველა მარილი,

2. ძლიერი მჟავები (HCl, HBr, HI, HClO₄, HNO₃, H₂SO₄),

3. ძლიერი ფუძეები (NaOH, KOH, Ba(OH)₂ და ა. შ.).

სუსტ ელექტროლიტებს ვუწოდებთ ისეთს, რომელთა დისოციაციის ხარისხი ჩვეულებრივად მცირეა. განზავებისას მათი დისოციაციის ხარისხი იზრდება და მხოლოდ უსასრულოდ დიდი განზავების პირობებში დისოციაციის ხარისხი უახლოვდება ერთს.

სუსტი ელექტროლიტებია:

1. ორგანული მჟავები და ზოგიერთი არაორგანული მჟავა (CH₃COOH, H₂CO₃, H₂SiO₃, H₂S, HClO, HCN და სხვ.);

2. ორგანული ფუძეები და ზოგიერთი არაორგანული სუსტი ფუძე (ამინები, NH₄OH და მრავალი მეტალის ჰიდროქსიდი გარდა ტუტე და ტუტემიწათა მეტალებისა).

გარდა სუსტი და ძლიერი ელექტროლიტებისა შეიძლება გამოვყოთ საშუალო ძალის ელექტროლიტები და პირობით მივიღოთ, რომ სუსტი ელექტროლიტების დისოციაციის ხარისხი $\alpha < 3\%$, ძლიერისა $\alpha > 30\%$, ხოლო საშუალოს α ძვეს ინტერვალში 3% -დან 30% -მდე.

აღსანიშნავია, რომ ძლიერი ელექტროლიტების ეკვივალენტური ელექტროგამტარობის გადიდება ხსნარის განზავებისას წარმოადგენს იონთა ძვრადობისა და არა დისოციაციის ხარისხის გადიდების შედეგს. დადებითი იონის ირგვლივ ელექტროსტატიკური მიზიდვის ვაშო თავს იყრის იონები, რომლებიც კმინის უარყოფითად დამუხტულ იონურ ღრუბელს, უარყოფითის ირგვლივ კი წარმოიქმნება დადებითი იონებისაგან შემდგარი იონური ღრუბელი. ამის გამო იონების ძვრადობა შეზღუდულია. აღნიშნული კომპლექსების გარდა, ხსნარში არის თავისუფალი იონებიც, რომელთა შორის არსებობს მოძრავი წონასწორობა. იგი ფორმალურად შეიძლება განვიხილოთ, როგორც წონასწორობა იონებსა და მოლეკულებს შორის. ამიტომ იონებს შორის მიზიდვა განზავებისას მცირდება, რითაც მცირდება აგრეთვე იონთა შორის ურთიერთქმედებაც. ამ მიზეზის გამო ძლიერი ელექტროლიტებისათვის ფარდობა $\frac{\lambda_r}{\lambda_0}$ არ შეესაბამება დისოციაციის ხარისხს, არამედ გამოსახავს მხოლოდ ელექტროგამტარობათა ფარდობას.

ქვემოთ ცხრილში მოცემულია ზოგიერთი ელექტროლიტის ელექტროგამტარობათა ფარდობა 18°C -ზე.

სუსტი ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი, აღნიშნულის გარდა, სხვა გზებითაც შეიძლება განისაზღვროს; ასეთია ოსმოსური წნევა და კრიოსკოპიული გაზომვა, რომელთა გამოყენებით მიიღება i -ს მნიშვნელობა, საიდანაც ადვილად გაიანგარიშება α .

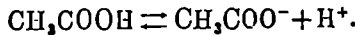
ხვდალხვა კონცენტრაციის ხსნარების ელექტროგამტარობათა ტარლობა

$$\frac{\lambda_c}{\lambda_0} (18^\circ\text{C})$$

ელექტროლიტები	ნორმალობა			
	0,001	0,01	0,1	1,0
NaCl	0,977	0,956	0,852	0,741
KI	0,978	0,941	0,869	0,727
NaNO ₃	0,977	0,932	0,812	0,660
LiI O ₃	0,970	0,912	0,789	0,645
CaCl ₂	0,954	0,892	0,764	0,662
S ₂ (NO ₃) ₂	0,953	0,871	0,719	0,511
Pb(NO ₃) ₂	0,947	0,845	0,635	0,377
Ba(B ₂ O ₃) ₂	0,917	0,856	—	—
K ₂ SO ₄	0,914	0,872	0,721	0,592
K ₂ CrO ₄	0,960	0,886	0,753	0,643
HCl	0,988	0,972	0,952	0,79
KOH	0,99	0,96	0,90	0,77
CH ₃ COOH	0,117	0,04	0,063	0,0038
NH ₄ OH	0,118	0,042	0,014	0,0037

8. მოქმედ მასათა კანონის გამოყენება ელექტროლიტების მისწავლაში. ელექტროლიტური დისოციაციის არენიუსის თეორიის ძირითადი დებულების თანახმად სუსტი ელექტროლიტის დისოციაცია შექცევადი პროცესია, მაშასადამე, იონები და დაუშლელი მოლეკულები წონასწორობაშია ერთმანეთთან. ეს წონასწორობა ექვემდებარება მოქმედ მასათა კანონს.

სუსტი ელექტროლიტის იონური წონასწორობა შემდეგ მაგალითზე განვიხილოთ:



მოქმედ მასათა კანონის თანახმად ამ რეაქციის იონური წონასწორობის მუდმივა

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

უდრის მიღებული იონების კონცენტრაციების ნამრავლს შევარდებულს დაუშლელი მოლეკულების კონცენტრაციასთან.

თუ ძმარმეავას საწყისი კონცენტრაცია იყო c , ხოლო მისი დისოციაციის ხარისხი α , მაშინ იონებისა და დარჩენილი დაუშლელი მოლეკულების კონცენტრაციები იქნება:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = c\alpha, [\text{H}^+] = c\alpha, [\text{CH}_3\text{COOH}] = c - c\alpha = c(1 - \alpha).$$

თუ იონებისა და მოლეკულების კონცენტრაციებს ჩავსვამთ მოქმედ მასათა კანონის გამოსახულებაში, მივიღებთ:

$$K = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} c \text{ ანუ } K = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)V},$$

სადაც V არის ლიტრობით გამოსახული ხსნარის განზაფება (მოცულობა), რომელიც ერთ მოლ ვახსნილ ნივთიერებას შეიცავს. განზაფება რიცხობრივად კონცენტრაციის შებრუნებული სიდიდის ტოლია $V = \frac{1}{c}$, სადაც c არის კონცენტრაცია გამოსახული მოლებით ლიტრში.

ოსტვალდის განზაფების კანონის მიღებულ გამოსახულებაში (რომელშიც იონური წონასწორობის K მუდმივას სხვაგვარად დისოციაციის მუდმივა ეწოდება), დისოციაციის K მუდმივა არ არის დამოკიდებული კონცენტრაციაზე, ამიტომ ელექტროლიტის განზაფებისას იგი უცვლელი რჩება (განზაფების კანონი). დისოციაციის მუდმივას რიცხვითი მნიშვნელობა დამოკიდებულია ელექტროლიტის გვარობაზე, გამხსნელის ბუნებასა და ტემპერატურაზე.

დისოციაციის მუდმივა გამოსახავს სუსტი მჟავას ან სუსტი ფუძის იონებად დაშლის უნარს. რაც მეტია დისოციაციის მუდმივას რიცხვითი მნიშვნელობა, მით უფრო მეტია მისი დისოციაციის უნარი. ელექტროლიტური დისოციაციის თანახმად მჟავურ თვისებებს წყალბად-იონები განაპირობებენ, ხოლო ფუძე თვისებებს—ჰიდროქსილ-იონები. მჟავათა ძალა დამოკიდებულია წყალბად-იონთა კონცენტრაციაზე, ფუძეთა ძალა—ჰიდროქსილ-იონთა კონცენტრაციაზე. ამრიგად, მჟავათა და ფუძეთა ძალა მათ დისოციაციის ხარისხზეა დამოკიდებული. მაშასადამე, დისოციაციის მუდმივა, რომელიც დისოციაციის უნარის რაოდენობრივ გამოსახულებას წარმოადგენს, შეიძლება განვიხილოთ როგორც სუსტი ფუძეების ქიმიური სწრაფვის ზომა.

მცირე განზაფებისას სუსტი ელექტროლიტების დისოციაციის ხარისხი მცირეა, ამიტომ შეიძლება მივიღოთ, რომ $1-\alpha \approx 1$, მაშინ მივიღებთ, რომ:

$$\frac{\alpha^2}{V} \approx K,$$

საიდანაც:

$$\alpha \approx \sqrt{KV}$$

მიღებული გამოსახულებები კარგად ასახავს განზაფების კანონს. განზაფების კანონის თანახმად, სუსტი ელექტროლიტის დისო-

ციაციის ხარისხი ხსნარის განზავების კვადრატული ფუნქციის პროპორციულია. ეს ნიშნავს, რომ თუ განზავებას გავადიდებთ 4-ჯერ, დისოციაციის ხარისხი გაიზრდება 2-ჯერ. ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი:

$$\alpha = \frac{\lambda_p}{\lambda_0}$$

ამიტომაც დისოციაციის მუდმივას ფორმულა მიიღებს შემდეგ სახეს

$$K = \frac{\lambda_r^3}{\lambda_0(\lambda_0 - \lambda_r)} c,$$

აქედან ჩანს, რომ ელექტროლიტების ელექტროგამტარობის მონაცემების დახმარებით ადვილია K -ს რიცხვითი მნიშვნელობის გამოთვლა. ვინაიდან K -ს სიდიდე დამოკიდებულია ნივთიერების ბუნებაზე და არა განზავების ხარისხზე, ამიტომ მრავალ შემთხვევაში K -ს მნიშვნელობის მიხედვით შეიძლება ნივთიერების ინდივიდუალობის დადგენა, ოსტვალდის განზავების კანონის გამოსახულების დახმარებით ადვილია სუსტი ფუძის ჰიდროქსილ-იონთა, ან სუსტი მჟავას წყალბად-იონთა კონცენტრაციების განსაზღვრა. თუ მივიღებთ, რომ

$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+]$, მაშინ

$$\frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K,$$

საიდანაც:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

ძმარმევა სუსტი ელექტროლიტია, ამიტომ უმნიშვნელო დისოციაციის გამო მისი წონასწორული კონცენტრაცია მიახლოებით მისი საერთო კონცენტრაციის ტოლია, ე. ი. $[\text{CH}_3\text{COOH}] = c_{\text{CH}_3\text{COOH}}$. მაშინ ამ უკანასკნელი გამოსახულებიდან მივიღებთ, რომ:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K c_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

აქედან კი ადვილად ვიპოვით სუსტი ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხს:

$$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{c_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

ჰიდროქსილ-იონთა კონცენტრაციის ზუსტი გამოთვლა მოითხოვს დისოციაციის მუდმივას გამოსახულებიდან კვადრატული განტოლების ამოხსნას, რომლის თანახმად:

$$[\text{H}^+] = -\frac{K}{2} + \sqrt{\frac{K^2}{4} + Kc}.$$

9. სუბტი ელექტროლიტების დისოციაციის მუდმივები. ოსტვალდის განზავების კანონი სუსტი ელექტროლიტების მიმართ კარგად მართლდება. მაგალითისათვის ქვემო ცხრილებში გამოსახულია ამიაკისა და აგრეთვე ძმარმჟავას დისოციაციის მუდმივები სხვადასხვა განზავებისას.

ცხრილი 63

NH_4OH -ის დისოციაცია წყალხსნარში 25°C , $\lambda_0 = 237$

განზავება τ	λ_r	$\alpha = \frac{\lambda_r}{\lambda_0}$	K
8	3,20	0,0135	0,000023
16	4,45	0,0188	0,000033
32	6,23	0,0265	0,000023
64	8,20	0,0376	0,000033
128	12,63	0,0533	0,000023
256	17,88	0,0754	0,000024

საშუალო $K = 0,000023$

ცხრილი 64

CH_3COOH -ის დისოციაცია წყალხსნარში 25°C ; $\lambda_0 = 363$

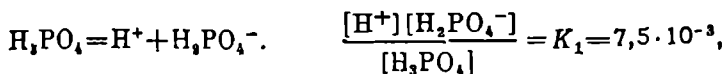
განზავება ρ	λ_r	$\alpha = \frac{\lambda_r}{\lambda_0}$	K
8	4,34	0,0119	0,0000180
16	6,10	0,0167	0,0000179
32	8,65	0,0238	0,0000182
64	12,09	0,0333	0,0000179
128	16,99	0,0468	0,0000179
256	23,82	0,0656	0,0000180
512	32,20	0,0894	0,0000180
1024	46,00	0,1265	0,0000180

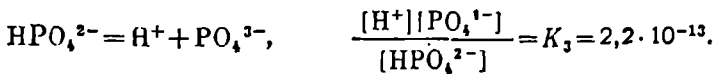
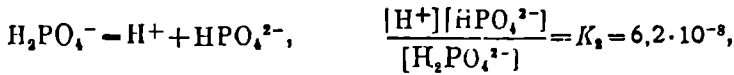
საშუალო $K = 0,0000180$

ზემოთ აღნიშნული იყო, რომ მრავალფუძიან მჟავებს საფუძვრებრივი დისოციაცია ახასიათებს. მოქმედ მასათა კანონის თანახმად ნახშირმჟავასათვის 25°C -ზე მივიღებთ:

$$\frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = K_1 = 4,31 \cdot 10^{-7} \quad \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = K_2 = 5,61 \cdot 10^{-11},$$

ორთოფოსფორმჟავასათვის გვექნება:





უარყოფითად დამუხტული იონი უფრო ძნელად გასცემს დადებით იონს, ვიდრე ელექტრონეიტრალური მოლეკულა. ამიტომ ყოველთვის $K_1 > K_2 > K_3$, ე. ი. დისოციაციის პირველი საფეხური უფრო ადვილად მიმდინარეობს, ვიდრე მეორე, მეორე კი უფრო ადვილად, ვიდრე მესამე. ამიტომ მრავალფუძიანი მჟავების ხსნარებში პირველი საფეხურით მიღებული იონების კონცენტრაცია ყოველთვის აღემატება დანარჩენებისას.

სუსტი ელექტროლიტების დისოციაციის მუდმივების სიდიდეები მოცემულია ქვემო ცხრილში.

ცხრილი 65

ზოგიერთი სუსტი ელექტროლიტის დისოციაციის მუდმივა 25°C-ზე

ელექტროლიტი	დისოციაციის განტოლება	K
აზოტოვანმჟავა	$\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	$4 \cdot 10^{-4}$
ამონიუმჰიდროქსიდი	$\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,79 \cdot 10^{-5}$
ბორმჟავა (I საფეხური)	$\text{H}_3\text{BO}_3 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$6,10 \cdot 10^{-10}$
გოგირდოვანმჟავა K_1	$\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1,3 \cdot 10^{-2}$
გოგირდოვანმჟავა K_2	$\text{HSO}_3^- = \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$6 \cdot 10^{-8}$
გოგირდწყალბადმჟავა K_1	$\text{H}_2\text{S} = \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$8,9 \cdot 10^{-8}$
გოგირდწყალბადმჟავა K_2	$\text{HS}^- = \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-13}$
მზარმჟავა	$\text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$	$1,86 \cdot 10^{-6}$
ჰიანქველმჟავა	$\text{HCOOH} = \text{HCOO}^- + \text{H}^+$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
ციანწყალბადმჟავა	$\text{HCN} = \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$7,2 \cdot 10^{-10}$

ცხრილიდან ჩანს, რომ დისოციაციის მუდმივა წარმოადგენს მჟავების (და ფუძეების) ძალის ზომას. ვინაიდან მჟავებისა და ფუძეების ძალა თავის მხრივ არსებითად არის დამოკიდებული მოლეკულის ბუნებაზე, ამიტომ ბუნებრივია ქიმიურ აღნაგობასა და დისოციაციის მუდმივას შორის კავშირი.

10. თანამოსახელე იონების გავლენა სუსტი ელექტროლიტის დისოციაციაზე. საერთო იონის შემცველი ელექტროლიტის მიმართებისას სუსტი ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი მცირდება. მჟავას დისოციაციის მუდმივა, მოქმედ მასათა კანონის თანახმად უდრის:

$$\text{HA} = \text{H}^+ + \text{A}^-, \quad K = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

გინაიდან წყალბად-იონთა კონცენტრაცია უდროს ანიონების კონცენტრაციას:

$$[H^+] = [A^-],$$

საიდანაც

$$K = \frac{[H^+]^2}{[A^-]}; \quad [H^+] = \sqrt{K \cdot [AH]}.$$

ამიტომ ძმარმეავას $K = 1,86 \cdot 10^{-5}$. ხოლო მის ნორმალურ ხსნარში წყალბად-იონთა კონცენტრაცია იქნება;

$$[H^+] = \sqrt{1,86 \cdot 10^{-5} \cdot 1} = 4,24 \cdot 10^{-3}.$$

საიდანაც

$$pH = -\log [H^+] = 2,37,$$

ხოლო დისოციაციის ხარისხი:

$$\alpha = \frac{4,24 \cdot 10^{-3}}{1} = 4,24 \cdot 10^{-3} = 0,424 \%$$

თუ ძმარმეავას დაემატება ნატრიუმის აცეტატი და ორივეს კონცენტრაცია იქნება თითო მოლი ლიტრზე ($c = 1$), მაშინ წყალბად-იონთა კონცენტრაცია:

$$[H^+] = 1,86 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{1}{1} = 1,86 \cdot 10^{-5},$$

რომლის

$$pH = -\log (1,86 \cdot 10^{-5}) = 4,73,$$

ხოლო მეავას დისოციაციის ხარისხი:

$$\alpha = 1,86 \cdot 10^{-5} = 0,018 \%$$

როგორც ჩანს, სუსტი მეავას დისოციაციის ხარისხი და მასთან დაკავშირებული წყალბად-იონთა კონცენტრაცია მნიშვნელოვნად მცირდება თანამოსახელე იონის გავლენით. მსგავსი შედეგები მიიღება თანამოსახელე იონის შეცვლილი მარილის მოქმედებისას სუსტი ფუძის დისოციაციაზე. მაგალითად, NH_4Cl ამცირებს NH_4OH -ის დისოციაციას, ე. ი. ჰიდროქსიდ-იონთა კონცენტრაციას:

$$[OH^-] = \sqrt{K} [MOH].$$

ასეთ სისტემებს ფართო გამოყენება მიეცა მუდმივი pH -ის მქონე (ბუფერული) ხსნარების დასამზადებლად.

11. ძლიერი ელექტროლიტები. არენიუსის თეორიის დიდი წარმატება განაპირობა ამ გარემოებამ, რომ სხვადასხვა გზით გაზომილი დისოციაციის ხარისხი (ელექტროგამტარობა, კრიოსკოპია,

ოსმოსური წნევა, ელექტრომაგნიტური ძალები) სუსტი ელექტროლიტების გამოკვლევისას კარგად დაემთხვა ერთმანეთს.

ძლიერი ელექტროლიტების შემთხვევაში, მსგავსი გაზომვები არ იძლევა დამთხვევად შედეგს, მიღებული აცდენები მნიშვნელოვნად ცილება გაზომვების ცდომილებას. ამას განაპირობა ძლიერი ელექტროლიტების თეორიის ჩამოყალიბება.

ძლიერი ელექტროლიტების გადახრა არენიუსის კლასიკური თეორიიდან გამოწვეულია ელექტრონული ძალებით, რომლებითაც იონები ერთმანეთზე მოქმედებენ ხსნარში. ძლიერი ელექტროლიტი კონცენტრირებულ ხსნარებშიც კი მთლიანად ან თითქმის მთლიანადაა დაშლილი იონებად და ხსნარის განზავებისას მისი დისოციაცია არ იზრდება. ამის გამო ძლიერი ელექტროლიტების მიმართ ოსტვალდის განზავების კანონი კარგავს თავის უნივერსალურ მნიშვნელობას. რადგან ძლიერი ელექტროლიტების დისოციაცია არ ექვემდებარება მოქმედ მასათა კანონს, ამიტომ ცნება დისოციაციის მუდმივას შესახებ ძლიერი ელექტროლიტის მიმართ საერთოდ კარგავს თავის ფიზიკურ აზრს. ეს კარგად ჩანს ქვემო ცხრილში.

ცხრილი 66

მოქმედ მასათა კანონის გამოყენება KCl-ის მიმართ (18°C , $\lambda_0 = 129,91$)

განზავება ლიტრებით	λ_r	$\alpha = \frac{\lambda_r}{\lambda_0}$	K
10	112,0	0,862	0,541
20	115,3	0,891	0,364
50	120,0	0,923	0,222
100	122,4	0,942	0,154
200	124,4	0,955	0,103
500	126,3	0,972	0,061
1000	127,3	0,980	0,0485
2000	128,1	0,986	0,0352
5000	128,8	0,991	0,0223

არსებითად ასეთივე ცვალებადი K მიღებულია სხვა ძლიერი ელექტროლიტების შემთხვევაში.

და არა მარტო განზავების კანონი, არამედ ძლიერი ელექტროლიტების სხვა თვისებებზეც არ თავსდება არენიუსის თეორიის ჩარჩოებში.

ამყამად ძლიერი ელექტროლიტების თეორიაში არენიუსის თეორიიდან უცვლელად დარჩა პირველი დებულება, რომლის თანახმად ელექტროლიტი წყალში გახსნისას იშლება იონებად. შემდეგში ისიც გამოიარკვა, რომ ტოლი რაოდენობის იონები და მოლეკულები ხსნარში ერთნაირად მოქმედებენ, ანუ ერთნაირად მოქმედებენ ოსტვალდის კანონის მიმართ. ამის დასადასტურებლად 28-ე კოეფიციენტი, გ. ცინცაჟე, თ. ცეცხლაძე

რის მოცულობის ერთეულში არ იჩენენ ერთნაირ ოსმოსურ წნევას. ამრიგად, არენიუსის თეორია ძლიერი ელექტროლიტების მიმართ არ აღმოჩნდა მართებული. ამ სიძნელეთა გადასალახავად ჩამოყალიბდა იხალი მიმართულება, რაც მიზნად ისახავდა იონებს შორის მოქმედი ძალების განხილვას.

იონთა მუხტების ელექტროსტატიკური ურთიერთმოქმედების გამო ძლიერი ელექტროლიტის განზავებული ხსნარში კი მნიშვნელოვან გადახრას იჩენს იდეალური ხსნარის თვისებებისაგან. იდეალური მდგომარეობისაგან ძლიერი ელექტროლიტის ხსნარის თვისებების გადახრას განაპირობებს იონების მუხტების ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედება, იონების პიდრატაცია და ის ძალები, რომლებიც გამხსნელის მოლეკულებს ახასიათებს. იონთა ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედება არსებითად არის დამოკიდებული კონცენტრაციაზე. შტრაუ მანძილებზე, ე. ი. მაღალ კონცენტრაციების ხსნარებში იონები წარმოქმნიან წყვილებს, იონურ ღრუბლებს, რომლის ცენტრში განლაგებულია დადებითი ან უარყოფითი იონი, ხოლო მის ირგვლივ იონურ ღრუბლებში ორივე ნიშნის იონებია, იმ განსხვავებით, რომ იონური ღრუბლის მუხტი ცენტრალური იონის მუხტის ტოლია და მისი საპირისპირო ნიშნისაა. განზავებისას იზრდება იონური ატმოსფეროს რადიუსი და ბოლოს იონური წყვილები და ღრუბლები იშლება. ამრიგად, განზავებისას იზრდება მანძილები იონებს შორის, რასაც მოჰყვება ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედების შესუსტება. ამიტომ ელექტროლიტის ხსნარის გადახრა იდეალურისაგან მცირდება და უსასრულოდ დიდი განზავებისას ხსნარი იდეალური ხდება. ამის შესაბამისად აქტიურობის კოეფიციენტის რიგებითი მნიშვნელობა იმგვარადაა შერჩეული, რომ ასეთი დიდი განზავების პირობებში იგი ერთს გაუტოლდება.

12. წარმოდგენა აქტიურობის კოეფიციენტსა და იონურ ძალაზე. ელექტროლიტების ხსნარებში იონებისა და მოლეკულების ურთიერთქმედება მეტად რთულია და მისი დეტალური განხილვა ბევრ სიძნელეს ხვდება. ამიტომ ელექტროლიტების თვისებების რაოდენობრივი დახასიათებისათვის მიზანშეწონილია გამოვიყენოთ ყველა ის კანონზომიერებანი, რომლებიც დადგენილია იდეალური ხსნარებისათვის. ამისათვის კი კომპონენტების კონცენტრაციების წაცვლად ლუისის თანახმად უნდა შემოვიტანოთ ცნება აქტიურობის შესახებ, რომელმაც ფორმალურად შეცვალა კონცენტრაცია. აქტიურობა a და ანალიზური კონცენტრაცია c ერთმანეთთან დაკავშირებულია თანაფარდობით

$$a = f c,$$

სადაც f აქტიურობის კოეფიციენტია. აქტიურობის კოეფიციენტის

f -ის შემოტანა არ მოითხოვს სისტემაში იონების ურთიერთქმედების სურათის გარკვევას და უბრალოდ საშუალებას გვაძლევს შევფასოთ ამ ურთიერთქმედების შეჯამებული ეფექტი.

ამრიგად, აქტიურობის კოეფიციენტი ფორმალურად ასახავს ყველა იმ ურთიერთქმედებას, რომელიც განაპირობებს იდეალურისაგან რეალური სისტემის თვისებების გადახრას.

ელექტროლიტის აქტიურობის კოეფიციენტი გამოითვლება ექსპერიმენტული მონაცემებიდან. ამ მიზნით ისაზღვრება ხსნარის რაიმე თვისება (ელექტროგამტარობა, ან დუღილის ტემპერატურის აწევა. ან გაყინვის წერტილის დაწევა) და აქედან გამოითვლება f , რომელიც წარმოადგენს ექსპერიმენტული გზით მიღებული სიდიდის ფარდობას თეორიულთან

$$f = \frac{\text{ექსპერიმენტული სიდიდე}}{\text{თეორიული სიდიდე}}$$

აქედან ჩანს, რომ აქტიურობის კოეფიციენტი უგანჯომილებო სიდიდეა.

უსასრულოდ განზავებულ ელექტროლიტში პრაქტიკულად გამორიცხულია იონების ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედება, ამიტომ მისი აქტიურობა უტოლდება კონცენტრაციას, ხოლო აქტიურობის

კოეფიციენტი ერთს $\gamma = \frac{a}{c} = 1$. იდეალური ხსნარების $f=1$ და $a=c$.

აქედან ჩანს, რომ აქტიურობის კოეფიციენტი f არის რიცხვი, რომელიც მიგვანიშნებს მოცემული არაიდეალური სისტემის იდეალურისაგან გადახრის ზომას, ხოლო აქტიურობა არის შესწორებული კონცენტრაცია.

არსებული მეთოდები საშუალებას გვაძლევს განვსაზღვროთ ელექტროლიტების აქტიურობის საშუალო კოეფიციენტები. ცალკეული იონების აქტიურობის კოეფიციენტები ცნობილი არ არის. მიღებულია, რომ ელექტროლიტის აქტიურობის საშუალო კოეფიციენტი უდრის მისი წარმოქმნილი იონების აქტიურობის კოეფიციენტების საშუალო გეომეტრიულს, K_{\pm} ელექტროლიტისათვის:

$$f_{\pm} = \sqrt[n+m]{f_{K^{n+}}^n \cdot f_{A^{m-}}^m}$$

მაგალითად, $Fe_2(SO_4)_3$ -ისათვის

$$f = \sqrt[5]{f_{Fe^{3+}}^3 \cdot f_{SO_4^{2-}}^2}$$

აქტიურობის კოეფიციენტი დამოკიდებულია ელექტროლიტისა და გამხსნელის ბუნებაზე, კონცენტრაციასა და ტემპერატურაზე.

ზოგიერთი ელექტროლიტის აქტიურობის კოეფიციენტი წყალხსნარში 298K-ზე

კონცენტრაცია მოლი/1000 გ H ₂ O	NaCl	KCl	NaOH	HCl	H ₂ SO ₄	CaCl ₂
0,001	0,965	0,965	0,966	0,966	0,830	0,840
0,01	0,874	0,901	0,900	0,904	0,544	0,560
0,1	0,778	0,769	0,776	0,796	0, 65	0,518
1,0	0,657	0,607	0,679	0,809	0,132	0,50
10,0	—	—	3,180	—	0,559	43,000

ცნებას აქტიურობის შესახებ დიდი გამოყენება მიეცა ძლიერი ელექტროლიტებისა და აგრეთვე კიმიური წონასწორობის დახასიათებისას, რადგან ის საშუალებას გვაძლევს რეალური სისტემები აღვწეროთ მარტივი განტოლებით, რომელიც იდეალური გაზის თვისებებიდან გამომდინარეობს.

ელექტროლიტების ნარევების აქტიურობის შესწავლით ლუისმა და რენდალმა აღმოაჩინეს კანონზომიერება, რომელიც მეტად მნიშვნელოვან განზოგადოებას წარმოადგენს: იონების მოქმედება დამოკიდებულია არა უშუალოდ მათ კონცენტრაციაზე, არამედ იონურ ძალაზე. იონური ძალის კანონის თანახმად, „განზავებულ ხსნარში ძლიერი ელექტროლიტის აქტიურობის კოეფიციენტი ერთნაირია ყველა იმ ხსნარისათვის, რომელთა იონური ძალა ერთნაირია“. მაშასადამე, ელექტროლიტის აქტიურობა ნარევეში დამოკიდებულია არა კონცენტრაციაზე, არამედ იონურ ძალაზე.

იონური ძალა ეწოდება მოცემული ხსნარის თითოეული იონის კონცენტრაციისა და მისი მუხტის კვადრატის ნაპრავლის ნახევარჯამს:

$$J = \frac{1}{2} (c_1 z_1^2 + c_2 z_2^2 + \dots) = \frac{1}{2} c_i z_i^2,$$

სადა c ინდექსი i ეკუთვნის მარილის ყველა იონს ხსნარში.

მაგალითად, 0,01 მ H₂SO₄-ის ხსნარის იონური ძალა ტოლია:

$$J = \frac{1}{2} (0,01 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot 2^2) = 0,03.$$

ლუისისა და რენდალის წესის თანახმად, აქტიურობის კოეფიციენტი დამოკიდებულია იონების რიცხვისა და

მუხტის ნამრავლზე და არა იონების ინდივიდუალობაზე. ეს კანონი მართებულია განზავებული ხსნარების მიმართ.

კავშირი იონის აქტიურობის კოეფიციენტსა და მის მუხტს შორის გამოისახება დებაი-ჰიუკელის განტოლებით:

$$\log f = -A z^2 \sqrt{I},$$

სადაც A დამოკიდებულია გამზსნეღის ბუნებასა და ტემპერატურაზე. წყლისათვის 20°C -ზე $A = 0,505$.

იდეალური ხსნარისათვის $f = 1$, ხოლო მისი $\lg f = 0$.

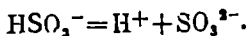
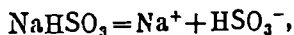
13. იონური რეაქციები. ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად, არსებობს ერთადერთი მჟავა (ეს არის წყალბად-იონი) და ერთადერთი ფუძე (ჰიდროქსილ-იონი). ამ თეორიის თანახმად, მჟავას ყველა თვისებებს (ფუძეებთან მარილის წარმოქმნა, ზოგიერთ მეტალებთან ურთიერთქმედება, ინდიკატორების შეფერვა, მჟავე გეჰო და სხვ.) განაპირობებს წყალბად-იონი, ხოლო ფუძეთა თვისებებს—ჰიდროქსილ-იონი.

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიით, მჟავა არის ნებისმიერი ნაერთი, როდელიც ხსნარში წყალბად-იონს წარმოქმნის, ხოლო ფუძე ნაერთია, რომელიც წყალხსნარებში ჰიდროქსილ-იონებს წარმოქმნის.

მჟავათა და ფუძეთა ძალა დამოკიდებულია მათ დისოციაციის ხარისხზე. ძლიერი მჟავეები (HClO_4 , HI , HBr , HF , HNO_3 და სხვ) თითქმის მთლიანადაა დაშლილ იონებად და განზავებისას მათი დისოციაციის ხარისხი უცვლელი რჩება. სუსტი მჟავეების დისოციაცია (H_2CO_3 , HCN , H_2S და სხვ.) მცირეა და განზავებისას მათი დისოციაციის ხარისხი ნელა იზრდება; მათი დისოციაციის უნარებს რაოდენობრივ ზომას მათი დისოციაციის მუდმივ წარმოადგენს. იგივე ითქმის ფუძეების შესახებ.

მარილები შეიძლება განეძარტოთ როგორც ელექტროლიტები რომლებიც წყალხსნარებში წარმოქმნიან მეტალის იონებს ან დადებითად დამუხტულ ატომთა ჯგუფს და მჟავას ნაწილის ანიონებს. მარილები ძლიერი ელექტროლიტებია.

მჟავე მარილების დისოციაციის დროს წარმოიქმნება მარტივი კატიონი და რთული ანიონი:

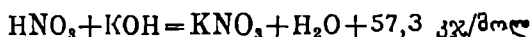
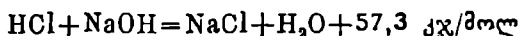


ფუძე მარილების დისოციაციის დროს კი მიიღება მჟავას ანიონ-

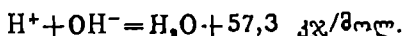
ნი და რთული კატიონი, რომელიც შედგება მეტალის იონისა და ჰიდროქსიდის ჯგუფისაგან:



ერთი ეკვივალენტი ნებისმიერი ძლიერი შეჯვის ძლიერი ტუტით განეიტრალებისას სითბოს ერთნაირი რაოდენობა გამოიყოფა:

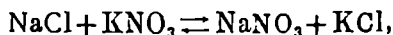


გამოყოფილი სითბოს რაოდენობა—განეიტრალების სითბო, რომელიც უდრის 57,3 კჯ/მოლს, არ არის დამოკიდებული შეჯვას ან ტუტის ინდივიდუალობაზე (არამედ მხოლოდ მათ ძალაზე). ამ რეაქციების იონურად გადაწერისას მივიღებთ, რომ:



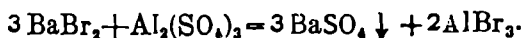
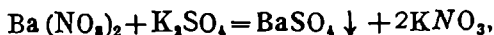
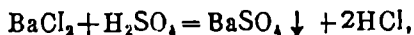
ძლიერი შეჯვას ძლიერი ტუტით განეიტრალების რეაქცია იმაში მდგომარეობს, რომ წყალბად-იონისა და ჰიდროქსიდ-იონისაგან მიიღება წყალი. ამიტომაც ამ რეაქციების სითბური ეფექტები ერთმანეთის ტოლია.

ელექტროლიტების ხსნარების შერევისას რეაქცია მოსალოდნელია საპირისპირო მუხტის მქონე იონებს შორის, ისიც მხოლოდ იმ შემთხვევაში, როცა მათი ურთიერთქმედებით წარმოიქმნება აქროლადი ან უხსნადი, ან ნაკლებად დისოცირებადი ნივთიერება. ასეთ შემთხვევაში რეაქცია, როგორც განეიტრალების დროს, შეუქცევადად წარიმართება და ბოლომდე მივა. წინააღმდეგ შემთხვევაში კი რეაქცია შექცევადი იქნება და დამყარდება წონასწორობა. მაგალითად, თუ ნატრიუმის ქლორიდსა და კალიუმის ნიტრატს ხსნარების სახით შეურევთ ერთმანეთს, დამყარდება წონასწორობა:

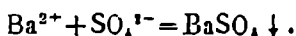


რის შედეგადაც გამოკრისტალებისას ოთხივე მარილი მიიღება.

თითოეულ იონს მისთვის დამახასიათებელი თვისებები აქვს, რომლითაც ის სხვა იონებისაგან განსხვავდება. მაგალითად, ბარიუმის ყოველი ხსნადი მარილი ერთნაირ რეაქციაში შედის სულფატების ხსნარებთან, რის შედეგადაც გამოილეკება უხსნადი ბარიუმის სულფატი:

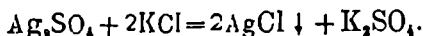
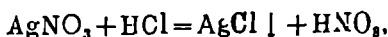


მორეაგირე მარილები ძლიერი ელექტროლიტებია. რადგან ისინი სრულად არიან დაშლილი იონებად, ამიტომ ეს რეაქციები შემდეგ განტოლებამდე დაიყუანება:

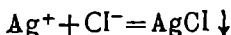


მაშასადამე, დანარჩენი იონები რეაქციაში არ მონაწილეობენ. აქედან შეიძლება გამოვიტანოთ დისკვნა, რომ ბარიუმ-იონისათვის დამახასიათებელი რეაქციაა ბარიუმის სულფატის წარმოქმნა, ასევე სულფატ-იონისათვის დამახასიათებელი რეაქციაა აგრეთვე BaSO_4 -ის ნალექის წარმოქმნა.

ვერცხლის ნებისმიერი ხსნადი მარილის მარილმჟეავასთან ან მისი მარილის ხსნართან შერევისას ყოველთვის წარმოიქმნება თეთრი ფიფქისებრი ნალექი ვერცხლის ქლორიდი:



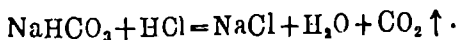
თუ ამ რეაქციებს იონურად გადავწერთ და შევკვებთ მსგავს წევრებს, დაგვრჩება:



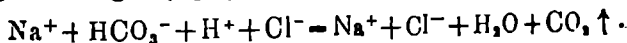
AgCl -ის შცირე ხსნადობის გამო წონასწორობა გადახრილია მარჯვენა მხრისაკენ.

ვერცხლის იონი ლეკავს ქლორ-იონს AgCl -ის სახით, მაგრამ ვერ გამოლეკავს ქლორს ისეთი ნაერთებიდან, სადაც ქლორი კოვალენტურადაა ბმული და იონს არ წარმოქმნის. ასეთია, მაგალითად, ქლოროფორმი— CHCl_3 , ბერთოლეს მარილი— KClO_3 და სხვ.

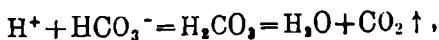
ნატრიუმის ჰიდროკარბონატზე მარილმჟეავას მოკმედებისას რეაქცია შემდეგი გზით წარიმართება:



მ რ ეაქციის იონურად გადაწერისას მივიღებთ:



მსგავსი წევრების შეკვების შემდეგ დაგვრჩება:



ან



ყველა ეს რეაქცია შეუქცევადია და ბოლომდე მიმდინარეობს. განხილულიდან ჩანს, რომ ელექტროლიტებს შორის რეაქციები ბოლომდე იმ შემთხვევაში წარიმართება, თუ რეაქციის შედეგად წარმოიქმ-

ნება მცირედ დისოცირებადი ნივთიერება ან ერთ-ერთი პროდუქტი გამოიყოფა ნალექის ან გაზის სახით.

ამ ზოგად დასკვნას არსებითი მნიშვნელობა აქვს იონური რეაქციებისა და იონური წონასწორობის გადახრის განხილვისას.

14. **ხსნადობის ნამრავლი.** მცირედხსნადი მარილის გახსნილი ნაწილი მთლიანად არის დაშლილი იონებად. ბინარული ელექტროლიტის შემთხვევაში, მაგალითად,



ნაჯერი ხსნარის პირობებში ე. ი. როცა ნალექი და ხსნარი წონასწორობაშია, იონთა კონცენტრაციების ნამრაველი L წარმოადგენს ხსნადობის ნამრავლს:

$$L = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]. \quad (\text{ა})$$

აქტიურობა ნაჯერი ხსნარისა, რომელიც წონასწორობაშია გაუხსნელ მარილთან, მუდმივია ($a = \text{const}$), ამიტომ:

$$K_a = a_{\text{Ag}^+} \cdot a_{\text{Cl}^-} = f_{\text{Ag}} [\text{Ag}^+] \cdot f_{\text{Cl}} [\text{Cl}^-],$$

საიდანაც:

$$K_a = f^2 [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

აქტიურობის ნამრავლია. თუ აქტიურობის ნამრავლს შევადარებთ ხსნადობის ნამრავლთან, დავინახავთ, რომ ხსნადობის ნამრავლი

$$L = \frac{K_a}{f^2},$$

დამოკიდებულია აქტიურობის კოეფიციენტის მნიშვნელობაზე. აქედან

$$f^2 = \frac{K_a}{L}$$

საიდანაც:

$$f = \sqrt{\frac{K_a}{L}},$$

ხსნადობის ნამრავლი და ხსნადობა ერთმანეთთან უშუალო კავშირშია. მარილის ხსნადობას სუფთა წყალში თუ გამოვსახავთ S_0 -ით, მაშინ:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = S_0. \quad (\text{ბ})$$

მიღებული (ა) და (ბ) თანაფარდობებიდან ჩანს, რომ $L = S_0^2$, საიდანაც:

$$S_0 = \sqrt{L}$$

თუ ქლორიანი ვერცხლის ხსნადობის ნამრავლი 25° -ზე არის $1,62 \cdot 10^{-10}$, მისი ხსნადობა იქნება:

$$S_0 = \sqrt{1,62 \cdot 10^{-10}} = 1,27 \cdot 10^{-5} \text{ მოლ/ლ.}$$

საერთო იონის შემცველი ელექტროლიტის დამატებისას Ag^+ და Cl^- -ის კონცენტრაციები შეიცვლება, რის შედეგად $AgCl$ -ის ნაწილი გამოილექება, მაგრამ აქტიურობათა ნამრავლი უცვლელი რჩება. ქლორიანი ვერცხლის ხსნადობა რაინე ელექტროლიტში (მაგალითად, $NaNO_3$, რომელიც საერთო იონს არ შეიცავს) გამოვსახოთ S -ით, მაშინ:

$$S = [Ag^+] = [Cl^-] = \sqrt{L} = \frac{K_a^{1/2}}{f}$$

რადგან ელექტროლიტის ხსნარის აქტიურობის კოეფიციენტი $f < 1$, ამიტომ $\frac{K_a^{1/2}}{f}$ ფარდობა მეტი იქნება, ვიდრე $AgCl$ -ისა სუფთა წყალხსნარის შემთხვევაში, სადაც $f = 1$. ამრიგად, არასაერთო იონის შემცველ ელექტროლიტში მცირედ ხსნადი მარილის ხსნადობა მეტია, ვიდრე სუფთა წყალში.

თუ ქლორიანი ვერცხლი გახსნილია საერთო იონის შემცველ მაგალითად, რაიმე ქლორიდის წყალხსნარში, მაშინ $AgCl$ ის ხსნადობა იქნება:

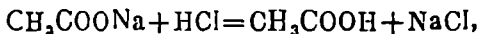
$$S' = [Ag^+] = \frac{L}{[Cl^-]} = \frac{K_a}{f [Cl^-]}$$

ვინაიდან ქლორ-იონთა კონცენტრაცია განპირობებულია გახსნილი ქლორიდის კონცენტრაციით, ამიტომ მიღებული თანაფარდობის მარჯვენა წევრის მნიშვნელობა ელექტროლიტის კონცენტრაციის გადიდებისას გაიზრდება, რასაც მოჰყვება S' -ის შემცირება. მაგალითად, 0,001 მოლი KCl -ის დამატება იწვევს $AgCl$ -ის ხსნადობის 100-ჯერ შემცირებას. ამრიგად, საერთო იონის შემცველი ელექტროლიტი ამცირებს მცირედ ხსნადი მარილის ხსნადობას.

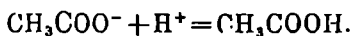
მცირედხსნადი მარილების ხსნადობის გაზომვის დახმარებით დიდი სიზუსტით შეიძლება აქტიურობის კოეფიციენტის განსაზღვრა. ამ მიზნით გავზომოთ მცირედხსნადი მარილის ხსნადობა S_0 სუფთა წყალსა და ხსნადობა $S_1, S_2, S_3 \dots$ ელექტროლიტის ზრდადი კონცენტრაციის ხსნარებში. აქტიურობის კოეფიციენტი სუფთა წყალში და ელექტროლიტის სხვადასხვა კონცენტრაციის ხსნარებში $f_1, f_2, f_3 \dots$ დამოკიდებულია დამატებული ელექტროლიტის კონცენტრაციაზე.

15. იონური წონასწორობის გადახრის პირობებში. იონური წონასწორობა ისევე, როგორც ნებისმიერი ქიმიური წონასწორობა დროებითია, სანამ არ შეიცვლება მისი არსებობის პირობები. მისი განსაზღვრული პირობების შეცვლისას დაირღვევა იონური წონასწორობა. წონასწორობის დარღვევა ადვილია, თუ შევცვლით წონასწორობაში მონაწილე ერთ-ერთი იონის კონცენტრაციას.

იმ ზოგადი ხასიათის დასკვნებიდან, რომელიც ზემო პარაგრაფში მივიღეთ, ძლიერმა მკვებამ უნდა გამოთიშოს სუსტი მკვება მისი მარილებიდან. მაგალითად, მარილმკვება შთლიანად აძვევებს ძმარმკვებას აცეტატებიდან:



რასაც იონური ფორმით გადაწერისას ექნება შემდეგი სახე:

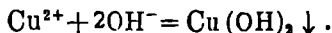


აქ პროცესი მიმდინარეობს ნაკლებად დისოცირებადი მკვებას წარმოქმნის მიმართულებით.

სუსტი ფუძის მარილებსა და ძლიერ ფუძეებს შორის იმავე მიმართულებით მიმდინარეობს რეაქციები, მაგალითად:



ანუ იონური ფორმით:



მიღებული ნაერთი არა მარტო სუსტი ფუძეა, არამედ მცირედ ხსნადიცაა (ნალექია).

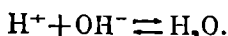
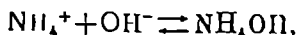
განხილულიდან ნათლად ჩანს, რომ ძლიერი მკვებათი ძლიერი ფუძის განეიტრალება განსხვავდება განეიტრალების რეაქციისაგან, როდესაც ერთ-ერთი კომპონენტი სუსტი ელექტროლიტია.

ძლიერი მკვებათი ძლიერი ფუძის განეიტრალებისას მიიღება ერთი სუსტი (ნაკლებად დისოცირებადი) ელექტროლიტი. წონასწორობა იონური რეაქციისა:



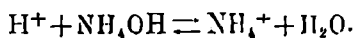
ძლიერ გადახრილია მარჯვენა მხარეზე და რეაქცია ბოლომდე მიდის.

მაგრამ თუ ძლიერი მკვებათი განეიტრალებთ სუსტ ფუძეს, მაგალითად, ამონიუმის ჰიდროქსიდს, მაშინ ხსნარში დამყარდება შემდეგი ორი წონასწორული მდგომარეობა:



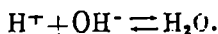
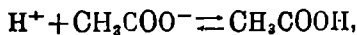
ჰიდროქსიდ-იონი ნაკლებად დისოცირებად მოლეკულებს წარმოქმნის

როგორც NH_4^+ -თან, აგრეთვე H^+ -თან. ამიტომ განეიტრალების რეაქცია არ მივა ბოლომდე, არამედ დამყარდება წონასწორული მდგომარეობა:

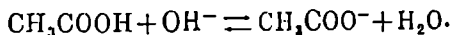


წყალი უფრო სუსტი (ნაკლებად დისოცირებადი) ელექტროლიტია, ვიდრე NH_4OH , ამიტომ წონასწორობა გადაიხრება მარჯვენა მხრისაკენ.

მსგავსი სურათი მიიღება, თუ ძლიერი ფუძით გავანეიტრალებთ ძმარმეკვას. ხსნარში დამყარდება შემდეგი წონასწორობები:



წყალბად-იონი ნაკლებად დისოცირებად მოლგულებს წარმოქმნის როგორც CH_3COO^- -თან, ასევე OH^- -თან. ამიტომ განეიტრალების რეაქცია არც აქ მივა ბოლომდე და დამყარდება წონასწორობა:



რადგან წყალი უფრო სუსტი ელექტროლიტია, ვიდრე ძმარმეკვა, ამიტომ აქაც წონასწორობა შიშისაა გადახრული მარჯვენა მხარეზე.

როცა მცირედ ხსნადი ელექტროლიტის იონების კონცენტრაციების ნამრავლი ხსნარში გადააქარბებს ამ მარილის ხსნადობის ნამრავლს, წარმოიქმნება ნალექი. თუ ვერცხლის ქლორიდის ნაჯერ ხსნარს დაეუმატებთ კარვად ხსნად ელექტროლიტს საერთო იონით, მაგალითად, კალიუმის ქლორიდის ხსნარს, მაშინ Cl^- -ის კონცენტრაციის გაღიდების გამო წონასწორობა გადაიხრება AgCl -ის წარმოქმნის მიმართულებით. ეს პროცესი მიმდინარეობს, სანამ ამ იონების კონცენტრაციათა ნამრავლი არ გაუტოლდება ხსნადობის ნამრავლს. შედეგად ვერცხლის ქლორიდის კონცენტრაცია ხსნარში შემცირდება. იმავე იონური წონასწორობის გადახრებით აიხსნება ანჟოტერულ ჰიდროქსიდებზე მეკვებისა და ტუტეების მოქმედების მექანიზმი, და აგრეთვე ჰიდროლიზის მოვლენებიც.

16. წყლის ელექტროლიტური დისოციაცია. სუფთა წყალი ცუდი ელექტროგამტარია. ეს ნიშნავს, რომ წყალი მცირედ იშლება იონებად. წყლის იონებად დაშლა სხვა ფაქტორებიდანაც გამომდინარეობს, ასეთია ჰიდროლიზის, ეთერების შესაპენის ფაქტები, რომლებიც ადასტურებს, რომ სუფთა წყალი და აგრეთვე წყალხსნარები გახსნალი ნიკთიერებებისაგან დამოუკიდებლად განიცდის დისოციაციას შემდეგი სქემის მიხედვით:

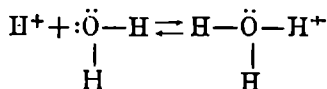


რადგან წყალბად-იონი იკავშირებს ერთ მოლეკულა წყალს, ამიტომ ხშირად ამ პროცესს შემდეგი განტოლებით გამოსახავენ:



ჰიდროქსილ-იონის ჰიდრატაციის ხარისხი არ არის ზუსტად ცნობილი.

წყალბად-იონის რადიუსი მეტად მცირეა ($\sim 10^{-13}$ სმ) ჩვეულებრივ იონებთან შედარებით, რომელთა რადიუსი 10^{-8} სმ-ია. ძლიერი ელექტრული ველი და მცირე რადიუსი წყალბად-იონისა განპირობებს მის მიერთებას ეანგბადის გაუყოფელი წყვილის ხარჯზე, რის შედეგად აღიქვრება კოვალენტური (კოორდინაციული) ბმა და მიიღება ჰიდრონიუმის ანუ ჰიდროქსონიუმის იონი:



ეს ეგზოთერმული პროცესია, მისი $Q = 1180$ კჯ/მოლ.

ჰიდრონიუმის იონის წარმოქმნა ამონიუმ-იონის წარმოქმნის მსგავსია $\text{H}^+ + \text{:NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+$. ჰიდრონიუმ-იონი მხოლოდ წყალხსნარში არსებობს, სპირტხსნარში იქნება ეტოქსონიუმ-იონი $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+$, თხევად ამიაკში—ამონიუმ-იონი.

წყლის დისოციაციით მიიღება წყალბადისა და ჰიდროქსილის იონები, ბუნებრივია, რომ წყალს ერთდროულად აქვს მკვავასა და ფუძის თვისებები, ე. ი. წყალი ამფოტერული ბუნების სუსტი ელექტროლიტია.

წყლის დისოციაციის მუდმივა

$$K_w = \frac{[\alpha_{\text{H}^+}][\alpha_{\text{OH}^-}]}{[\alpha_{\text{H}_2\text{O}}]}$$

წყალბადისა და ჰიდროქსილის იონთა კონცენტრაციების სიმკირის გამო, შეიძლება მათი აქტიურობანი კონცენტრაციებით შეიცვალოს:

$$K_w = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

წყლის დისოცირებული ნაწილი მეტად უმნიშვნელოა, ამიტომ დაუშვლელი ნაწილი შეიძლება მუდმივ სიდიდედ მივიჩნიოთ: $K_w[\text{H}_2\text{O}] = k_w$ მაშინ მივიღებთ:

$$k_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-],$$

სადაც k_w არის წყლის იონური ნამრავლი. მისი რიცხობრივი მნიშვნელობა დამოკიდებულია ტემპერატურაზე.

წყლის იონური ნაშრავლის რიცხვითი მნიშვნელობა წყალხსნარში ერთნაირია და არ არის დამოკიდებული არც სხვა იონების მონაწილეობაზე, არც იმაზე, თუ რა ნივთიერების დისოციაციით წარმოიქმნება ეს იონები შევადან, ტუტიდან თუ სუფთა წყლიდან. ძლიერი ტუტის ხსნარიც კი შეიცავს წყალბად-იონებს გარკვეული რაოდენობით: წყალსა და წყალხსნარებში წყალბადისა და ჰიდროქსილის იონთა კონცენტრაციების ნაშრავლი მუდმივი სიდიდეა.

სუფთა წყლის კუთრი ელექტროგამტარობა 18°C -ზე არის $0,036 \cdot 10^{-6}$, აქედან მისი ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა:

$$\lambda = 0,036 \cdot 10^{-6} \cdot 18 = 0,648 \cdot 10^{-6},$$

სადაც 18 ერთი ეკვივალენტი წყლის მოცულობაა კუბური სანტიმეტრობით. წყლის ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა სრული დისოციაციის პირობებში იქნებოდა $\lambda_0 = 489$, აქედან წყლის დისოციაციის ხარისხი:

$$\alpha = \frac{\lambda}{\lambda_0} = \frac{0,648 \cdot 10^{-6}}{489} = 0,137 \cdot 10^{-8}.$$

ლიტრი წყალი შეიცავს 55,5 მოლ წყალს, მაშასადამე, წყალბადისა და ჰიდროქსილის იონების ეკვივალენტების რაოდენობის ტოლია:

$$55,5 \alpha = 0,749 \cdot 10^7,$$

საიდანაც წყლის იონური ნაშრავლი:

$$k_w = (0,749 \cdot 10^{-7})^2 = 0,56 \cdot 10^{-14}.$$

წყლის იონური ნაშრავლი სხვა მეთოდებითაც ისაზღვრება. ამ მეთოდებიდან ყველაზე ზუსტია ემძ-ის მეთოდი, რომლის დახშარებითაც მიღებულია 25°C -ზე $k_w = 1,008 \cdot 10^{-14}$. მაშასადამე, 1 ლიტრ წყალში $[\text{H}^+]$ და $[\text{OH}^-]$ ეკვივალენტების ნაშრავლი არის 10^{-7} . აქედან:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-],$$

ან

$$[\text{H}^+]^2 = 10^{-14}.$$

საიდანაც:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7},$$

ე. ი. ლიტრი წყალი შეიცავს 10^{-7} ეკვივალენტ წყალბად-იონს და 10^{-7} ეკვივალენტ ჰიდროქსილ-იონს.

სუფთა წყალში $[\text{H}^+]$ და $[\text{OH}^-]$ კონცენტრაციების ფარდობა არის 1:1. წყალბად-იონთა კონცენტრაციის გადიდება დაკავშირებულია ჰიდროქსილ-იონთა კონცენტრაციის შეშვირებასთან იმგვარად, რომ მათი კონცენტრაციების ნაშრავლი ყოველთვის მუდმივია. როცა

$[H^+] = 10^{-7}$, ე. ი. $[H^+] = [OH^-]$, რეაქცია ნეიტრალურია. თუ $[H^+] > 10^{-7}$ რეაქცია მჟავაა, ხოლო თუ $[H^+] < 10^{-7}$, ხსნარი ტუტეა. როცა $[H^+] = 10^{-6}, 10^{-5}$, ან 10^{-4} , რეაქცია სუსტი მჟავაა, ხოლო როცა $[H^+] = 10^{-3}, 10^{-2}, 10^{-1}$ და 1-ს. მაშინ რეაქცია ძლიერ მჟავაა. ამ გზით შეიძლება რეაქციის მჟავურობის ხარისხი გამოვსახოთ. ხსნარის რეაქციის გამომსახველ რიცხვს, ე. ი. C_{H^+} -ს ანუ $[H^+]$ -ს, ეწოდება „წყალბადური რიცხვი“. მის ნაცვლად სარგებლობენ „წყალბადის მაჩვენებლით“, რომელიც წარმოადგენს წყალბად-იონთა კონცენტრაციის უარყოფით ლოგარითმს და აღინიშნება pH ით:

$$pH = -\log C_{H^+} = -\log [H^+] = \lg \frac{1}{[H^+]}$$

მაშასადამე:

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

ჩვეულებრივად იზომება არა წყალბად-იონთა კონცენტრაცია, არამედ მათი აქტიურობა, ამიტომ:

$$pH = -\log a_{H^+} \text{ და } pOH = \log a_{OH^-}$$

როცა $[H^+] = 10^{-1}$, მაშინ $pH = -(\lg 10^{-1}) = 1$;

„ $[H^+] = 10^{-5}$, „ $pH = -(\lg 10^{-5}) = 5$;

„ $[H^+] = 10^{-9}$, „ $pH = -(\lg 10^{-9}) = 9$.

აქედან ჩანს, რომ წყალბად-იონთა აქტიურობის, ე. ი. მჟავურობის გადიდებას შეესაბამება pH -ის შემცირება. მჟავურობის შემცირება კი $-pH$ -ის გადიდებას. ამის საფუძველზე აგებულია ჩვეულებრივი სკალა.

pH -ის სკალა

ცხრილი 68

$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	HCl-ის მოლურობა	რეაქცია
1	2	3	4	
1	10^{-14}	0	1,2	ძლიერი მჟავე
10^{-1}	10^{-13}	1	0,125	
10^{-2}	10^{-12}	2	0,0125	
10^{-3}	10^{-11}	3	0,001	სუსტი მჟავე
10^{-4}	10^{-10}	4	0,00001	
10^{-5}	10^{-9}	5	0,000001	
10^{-6}	10^{-8}	6	0,0000001	
10^{-7}	10^{-7}	7	სუფთა წყალი ნეიტრალური NaOH-ის მოლურობა	
10^{-8}	10^{-6}	8	0,000001	სუსტი ტუტე
10^{-9}	10^{-5}	9	0,00001	
10^{-10}	10^{-4}	10	0,00001	

1	2	3	4	
10^{-11}	10^{-9}	11	0,001	} ძლიერი ტუტე
10^{-10}	10^{-8}	12	0,011	
10^{-9}	10^{-7}	13	0,125	
10^{-8}	1	14	1,3	

ვანგეიხოლოთ გაანგარიშების მაგალითი: თუ დავუშვებთ, რომ HCl-ის ხსნარი მთლიანად დისოკირებულია, მაშინ მისი 0,00325 ნორმალუბის ხსნარს უნდა შეესაბამებოდეს წყალბად-იონთა კონცენტრაციის $[H^+]$ შემდეგი მნიშვნელობა:

$$[H^+] = 0,00325 \cdot N = 3,25 \cdot 10^{-3}$$

გალოგარიტმებით მივიღებთ:

$$\log [H^+] = \log 3,25 \cdot 10^{-3} = \log 3,25 - 3 = 0,51 - 3 = -2,49$$

აქედან:

$$pH = -\log [H^+] = 2,49$$

თუ pH უდრის, მაგალითად, 4,75, მისი შესაბამისი $[H^+]$ გამოითვლება შემდეგი გზით:

$$pH = 4,75,$$

$$\log [H^+] = -4,75 = +0,25 - 5,$$

$$[H^+] = \frac{\text{num } 0,25}{\text{num } 5} = \frac{1,78}{10^5} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

წყლის იონური ნამრავლი დამოკიდებულია ტემპერატურაზე. ეს ჩანს ქვემო ცხრილიდან. ცხრილი 69.

ტემპერატურა °C.	0	18	25	50	100
$K_w = a_{H^+} \cdot a_{OH^-} \cdot 10^{-14}$	0,1139	0,5708	1,008	5,474	59

ადამიანის სხეულის 37° ტემპერატურაზე $K_w = 3,13 \cdot 10^{-14}$, მაშასადამე, ამ ტემპერატურაზე ნეიტრალური რეაქცია შეესაბამება pH-ის 6,75 მნიშვნელობას. სისხლის pH კი არის 7,36, მაშასადამე, სისხლი ოდნავ ტუტე რეაქციისა.

კუჭის წვენის pH = 1,7, ე. ი. ძლიერ მკაცრია.

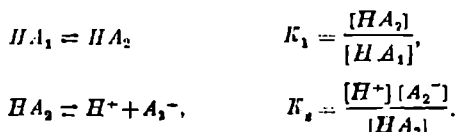
17. ინდიკატორები. ინდიკატორები რთული ორგანული ელექტროლიტებია, რომლებსაც შეუძლია არსებობდეს პროტონირებულ (მკაცრს) და ანაპროტონირებულ (ფუძის) ფორმებში, რომელთაგან ერთ-ერთი შეფერილია. ფერების განსხვავებას სტრუქტურის სხვაობა განაპირობებს. ინდიკატორის ფერის გადასვლა სწრაფად უნდა ხდებოდეს, რადგან ინდიკატორები წარმოადგენენ სუსტ ელექტროლიტებს,

ამიტომ ისინი რეაქციაში მხოლოდ ძლიერი ტუტის თუ მკავეს განეიტრალებს შემდეგ შედიან რეაქციაში.

ტიტრის დამთავრებისას ხსნარი უნდა შეიცავდეს მხოლოდ წყალსა და მარილს, რომელსაც შეუძლია ჰიდროლიზი განიცადოს, ამიტომ ინდიკატორმა ფერი მაშინ უნდა შეიცვალოს. როცა წყალბად-იონთა კონცენტრაცია უბასუნებს მხოლოდ მარილის ხსნარს. ინდიკატორის ფერის ცვლილება არსებითად არის დამოკიდებული ხსნარის pH -ზე, ამიტომ მათ დიდი გამოყენება მიეცათ ტიტრის დროს ეკვივალენტობის წერტილის დადგენაში.

ინდიკატორთა ოსტეალის თეორიამ (1891), ჰანჩისა (1907) და ბიერუმის (1917) გამოკვლევების შედეგად არსებითი ცვლილება განიცადა.

ცნობილია ფენოლფტალეინის ორი ფორმა — უფერო და წითელი, რომელთაც შესაბამისად HA_1 და HA_2 -ით აღვნიშნავთ. ფენოლფტალეინის პირველი ფორმა, რომელსაც ლაქტონური აღნაგობა აქვს, ფსევდო-მკავეს წარმოადგენს და არ დისოცირდება. მეორე ფორმა შეფერილია და თავისი აღნაგობით წარმოადგენს ქეშმარიტს, კინოიდური აღნაგობის სუსტ მკავეს, რის გამოც განიცდის დისოციაციას. დისოციაციით მიღებულ ანიონს იგივე წითელი ფერი აქვს:



ამ ორი პროცესის წონასწორობის მულტიპლას,

$$K = K_1 \cdot K_2 = \frac{[H^+][A_2^-]}{[HA_1]}$$

ინდიკატორის მულტიპლას ეწოდება.

ფერადი და უფერო ფორმის წონასწორობის მდგრადობა არსებითად არის დამოკიდებული გარემოს მკავერობაზე, სახელდობრ, მკავე არეში OH^- -ის გავლენით ფერადი ფორმა უფეროში გადავიდა, ხოლო ტუტე არეში H^+ -ის მოქმედებით უფერო ფსევდომკავეს ფორმა შეფერილ, ქეშმარიტ მკავეს იძლევა.

მოქმედ მასათა კანონის თანახმად სუსტი მკავეს დისოციაციის მულტიპლას:

$$K_A = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad (ა)$$

წონასწორობის (ა) განტოლების თანახმად:

$$[H^+] = \frac{K_A [A^-]}{[HA]} \quad (ბ)$$

თუ ინდიკატორის შეფერილი ფორმის ნაწილი არის x , უფერო ფორმაში იქნება ინდიკატორის $(1-x)$ ნაწილი. მაშინ (ბ) ფორმულა მიიღებს სახეს:

$$[H^+] = K \frac{1-x}{x} \quad (გ)$$

ფენოლფტალეინის შეფარდება შესამჩნევი ხდება მაშინ, როცა მისი 0,1 ნაწილი ქინოიდური ფორმაში გადადის. მისი დისოციაციის მულტიპლას $K = 10^{-10}$, აქედან (გ) გან-

დახმარებით ადვილია იმ pH -ის განგარიშება, რომლის დროსაც მისი შეფერადება მოხდება:

$$[H^+] = 10^{-10} \frac{(1 - f, 1)}{S, 1} = 9 \cdot 10^{-10},$$

საიდანაც:

$$pH \approx 10.$$

აქედან ჩანს, რომ ფენოლფტალეინის თანყოფნის დროს მოხერხებული ტიტრაცია, როცა ტიტრის დამთავრებისას წყალბადის მაჩვენებელი დაახლოებით 10-ის ტოლია. ამისი მაგალითია ძმარმჟავას ტიტრაცია ნატრიუმის ტუტით. მიღებული ძმარმჟავა-ნატრიუმის ჰიდროლიზის მუდმივა:

$$K_A = \frac{K_{ac}}{K_A} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.5 \cdot 10^{-10}.$$

თუ აცეტატის კონცენტრაცია $c = 0,1$, მაშინ ჰიდროლიზის ხარისხი იქნება $7 \cdot 10^{-5}$ ხოლო $[O.H^-] = 7 \cdot 10^{-5}$, აქედან $[H^+] = 1,4 \cdot 10^{-9}$, ე. ი. ფენოლფტალეინით ზუსტად შეიძლება გაიტიტროს ძმარმჟავა.

ცხრილი 70

ინდიკატორის ფერის ცვლილება

ინდიკატორი	ფერი		გადასვლის არე
	მჟავე	ტუტე	
მეთილორანჯი	წითელი	ყვითელი	3,1—4,4
მეთილწითელი	წითელი	ყვითელი	4,2—6,3
ბრომთიმოლ-ლურჯი	ყვითელი	ლურჯი	6—7,6
კრეზოლის წითელი	ყვითელი	წითელი	7,2—8,8
ფენოლფტალეინი	უფერო	ჟოლოსფერი	8,3—10
თიმოლფტალეინი	უფერო	ცისფერი	9,2—11,6

18. ბუფერული ხსნარები. მთელი რიგი გამოკვლევები მოითხოვენ გარკვეული pH -ის ხსნარების მოხმარებას, რომელთა მომზადება პრინციპულად შეიძლება მჟავას ან ძლიერი ტუტის განზავებით, მაგრამ მიღებული ხსნარის pH არ იქნება მდგრადი, რადგან შედარებით უმნიშვნელო ზემოქმედება გამოიწვევს მის ძლიერ ცვლილებას. მაგალითად, ჩვეულებრივ კოლბაში მინის გახსნის გამო წყლის pH იცვლება 7-დან 9-მდე. ჰაერის ნახშირორჟანგი აგრეთვე მნიშვნელოვნად ცვლის სუფთა წყლის pH -ს (7-დან 5,7-მდე). ამიტომაც მდგრადი pH -ის ხსნარების მომზადების მიზნით მიმართავენ ე. წ. ბუფერულ ხსნარებს, ე. ი. ისეთ ხსნარებს, რომლებიც მჟავას ან ტუტის დაშატებისას მნიშვნელოვნად არ იცვლიან თავიანთ pH -ს, ე. ი. წინააღმდეგობას იჩენენ pH -ის ცვლილებისადმი. ბუფერული ხსნარები

რები შედგება სუსტი მჟავებისაგან ან სუსტი ტუტისაგან და შესაბამისი მარილისაგან.

ძმარმეავს დისოციაციის შემთხვევაში, მოქმედ მასათა კანონის თანახმად:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

საიდანაც წყალბად-იონთა კონცენტრაცია:

$$[\text{H}^+] = K \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

ძმარმეავა ნატრიუმი, როგორც ძლიერი ელექტროლიტი, ხსნარში მთლიანად დაშლილია იონებად. მისი დამატება გამოიწვევს ძმარმეავს დისოციაციის შემცირებას. ამიტომ აცეტატ-იონების კონცენტრაცია მათ ნარევერ არსებითად მბოლოდ მარილის დისოციაციით იქნება განპირობებული, ხოლო ძმარმეავს დაუშლელი მოლეკულების კონცენტრაცია მისი ანალიზური კონცენტრაციის თითქმის ტოლი იქნება. ამიტომ ასეთ ხსნარში წყალბად-იონთა კონცენტრაცია:

$$[\text{H}^+] = K \frac{\text{მჟავას კონცენტრაცია}}{\text{მარილის კონცენტრაცია}}$$

ასევე ტუტის შემთხვევაშიც:

$$[\text{OH}^-] = K \frac{\text{ტუტის კონცენტრაცია}}{\text{მარილის კონცენტრაცია}} \quad (ა)$$

მიღებული თანათარდობა არის ბუფერული ნარევის ფორმულა.

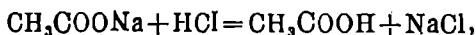
თუ ძმარმეავსა და ნატრიუმ-აცეტატის კონცენტრაცია 0,1-ის ტოლია, მაშინ:

$$[\text{H}^+]_{(1)} = K \frac{0,1}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-5} = 10^{-4,74}$$

საიდანაც:

$$pH_{(1)} = 4,74.$$

ასეთი აცეტატური ბუფერისადმი HCl-ის დამატება გამოიწვევს რეაქციას:



ჟ. ი. 0,1N აცეტატურ-ბუფერულ ხსნარში გახსნილი იქნება HCl ისეთი რაოდენობით, რომელიც 0,02 ნორმალობას შეესაბამება, ხსნარში მოიმატებს CH₃COOH-ის კონცენტრაცია ნორმალობის 0,02-ით, აცე-

ტატის კონცენტრაცია კი იმავე სიდიდით შემცირდება; ამიტომ მიღებულ ხსნარში წყალბად-იონთა კონცენტრაცია იქნება:

$$pH_{(2)} = K \frac{0,12}{0,08} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 1,5 = 2,7 \cdot 10^{-5} = 10^{-4,57},$$

რასაც შეესაბამება $pH_{(2)} = 4,57$. როგორც ჩანს, 0,2 N HCl-ით გამოწვეული pH -ის ცვლილება არის:

$$pH_{(1)} - pH_{(2)} = 4,74 - 4,57 = 0,17.$$

იმავე კონცენტრაციის HCl-ის წყალხსნარის მომზადებისას წყლის pH შემცირდება ?-დან 1,7-მდე, ე. ი. pH -ის ცვლილება იქნება:

$$pH_{(1)} - pH_{(2)} = 7 - 1,7 = 5,3.$$

ამაში მდგომარეობს ხსნარის ბუფერული მოქმედება, რომელიც გამოისახება ხსნარის pH -ის მდგრადობით. ბუფერული ნარეუების (ა) ფორმულა შეიძლება შემდეგნაირად გადავწეროთ:

$$pH = pK + \log \frac{[\text{მარილი}]}{[\text{მჟავა}]},$$

საიდანაც გამომდინარეობს, რომ ბუფერულ ხსნარში წყალბად-იონთა კონცენტრაცია განისაზღვრება მჟავას დისოციაციის მუდმივით და მარილისა და მჟავას კონცენტრაციათა ფარდობით. როგორც იმავე (ა) ფორმულიდან ჩანს, ბუფერული ხსნარის განზავებისას მისი pH უცვლელი რჩება. პართლაც, სუსტი მჟავას დისოციაციის K მუდმივას სიდიდე განზავებაზე არ არის დამოკიდებული და განზავებისას მარილისა და მჟავას კონცენტრაციათა ფარდობაც არ იცვლება.

ბუფერული მოქმედების გამოსახულების რაოდენობითი ზომა არის ბუფერული ტევადობა, ე. ი. ძლიერი მჟავას ან ტუტის ეკვივალენტების რაოდენობა, რომელიც ერთ ლიტრ ბუფერულ ხსნარს უნდა დაემატოს, რათა მისი pH ერთით შეიცვალოს:

$$B = \frac{[\text{დამატებული ტუტე}]}{pH - pH_0} = \frac{\Delta b}{\Delta pH}.$$

Δb დამატებული ტუტის ეკვივალენტებია და $\Delta pH = pH - pH_0$, სადაც pH_0 ბუფერული ხსნარის წყალბადის მაჩვენებელია და pH კი—წყალბადის მაჩვენებელი ტუტის დამატების შემდეგ.

სუსტი მჟავას ან ფუძის და მათი მარილების სხვადასხვაგვარი თანაფარდობის დახმარებით შეიძლება საკმაოდ დიდ ინტერვალში ნებისმიერი pH -ის ხსნარის მომზადება. ბუფერული ხსნარები მდგრად pH -ს იჩენენ, ამიტომ მათი დახმარებით შეიძლება მთელი წყება

სტანდარტული ხსნარების მომზადება, რომელთაც გარკვეული სიდიდის pH აქვთ.

თუ სხვადასხვა ხსნარისადმი დამატებული ერთი როზელიმე ინდიკატორი ერთნაირ გარდამავალ ფერს იძლევა, ეს იმის ნიშანია, რომ აღებული ხსნარების pH ერთნაირია¹. ამიტომ, თუ გარკვეული pH -ის მქონე ბუფერულ ხსნარებს დაემატება შესაბამისი ინდიკატორი, მიიღება სხვადასხვა ერთმანეთისაგან განსხვავებული ფერების ხსნარები. გაოსაკვლევ ხსნარს უმატებენ იმავე ინდიკატორს, რომლითაც შეფერილია სტანდარტული ხსნარი, და ფერების შედარებით კოლორიმეტრში მიაგნებენ გაოსაკვლევი ხსნარის საძიებელ pH -ს. აღსანიშნავია, რომ pH -ის განსაზღვრის ელექტრომეტრული მეთოდი უფრო ზუსტია, ვიდრე კოლორიმეტრიული.

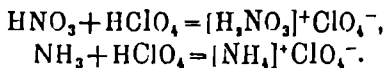
ბუნებაში საკმაოდ ხშირად ვხვდებით ბუფერულ სისტემებს. მაგალითად, სისხლის ბუფერობა აიხსნება მასში $NaHCO_3$ და H_2CO_3 -ის მონაწილეობით, მისი ბუფერული ტევადობის მეტი წილი განპირობებულია ცილებით. ზღვის წყლის ბუფერობა აიხსნება $MgCl_2$ -ისა და $Mg(OH)_2$ -ის ნონაწილეობით და ა. შ.

19. ამფოტერული ელექტროლიტები. გახსნილმა ნივთიერებამ თავისი მჟავური თვისებები რომ გამოამჟღავნოს, გამხსნელს ფუძე თვისებები უნდა ახასიათებდეს, ე. ი. გამხსნელი უნდა წარმოადგენდეს პროტონების მიმღებს, ანუ აქცეპტორებს. ასეთი პროტონოფილური განხსნელებია: წყალი, სპირტები, თხევადი ანთაქი, ამინები და სხვა. აღნიშნულის შესაბამისად გახსნილი ნივთიერების ფუძე თვისებები თავს იჩენს ისეთ გამხსნელებში, რომლებიც მჟავური თვისებებით ხასიათდება, ე. ი. რომელთაც აქვთ პროტონების გაცემის უნარი. ასეთი პროტონური გამხსნელებია ძირითადად მჟავები, ისევე წყალი და სპირტები. ზოგიერთი გამხსნელი პირობების მიხედვით იჩენს როგორც პროტონის გაცემის, აგრეთვე მიკავშირების უნარს, რის გამოც მათ ამფოტერული ეწოდებათ. აქედან ჩანს, რომ ამფოტერული გამხსნელები იჩენენ როგორც მჟავურ, ასევე ფუძე თვისებებს.

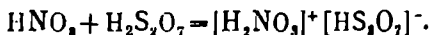
ამფოტერული ელექტროლიტები, ანუ ამფოლიტები არის ნივთიერებები, რომლებიც იჩენს როგორც მჟავურ, აგრეთვე ფუძე თვისებებს. ამფოტერული ელექტროლიტი ფართო მნიშვნელობის ცნებაა, ვინაიდან, გარდა ამფოტერული გამხსნელებისა, მოიცავს აგრეთვე მეტალების ჰიდროქსიდებს, როგორც არის, მაგალითად, ალუმინის, თუთიის

¹ იგულისხმება, რომ ინდიკატორი ბუფერულ ხსნარს ემატება, რადგან ინდიკატორი, როგორც სუსტი მჟავა ან ტუტე, იწვევს სუფთა წყლის pH -ის ცვლილებას. მაგალითად, თუ 10 მლ გამოხდილ წყალს დაემატება 0,1 მლ 0,04% მეთილ-წითელ წყლის pH 7-დან 5-მდე შემცირდება.

და სხვათა ჰიდროქსიდები. ამ ნაერთების ამფოტერული თვისებები განპირობებულია ჰიდროქსილის ჯგუფით (წყალი, სპირტი და სხვ.), ამფოტერობა მეტ-ნაკლებად თითქმის ყველა ქიმიურ ნაერთს ახასიათებს, ისეთებსაც კი, რომლებიც ძლიერი მტკიცეა. მაგალითად, უწყლო კლორმჟავა და აზოტმჟავა ურთიერთქმედების შედეგად იძლევა საკმაოდ მდგრად პროდუქტს $[H_2NO_2]ClO_4$:

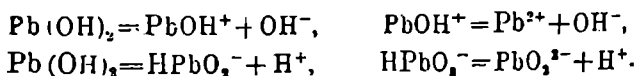


შედარებიდან ჩანს, რომ ამ რეაქციაში აზოტმჟავა ფუძის როლს ასრულებს. მსგავსი ნაერთი მიიღება აზოტმჟავასა და პიროგოგირდმჟავას ურთიერთმოქმედებით:

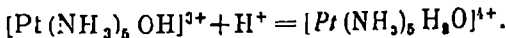


კონცენტრირებული აზოტმჟავა შეიცავს ნატრიუმისა და ნიტრატის იონებს, ე. ი. $[H_2NO_2]^+[NO_3]^-$ ნაერთს, სადაც აზოტმჟავას ერთი მოლეკულა ასრულებს მტკიცეს როლს, მეორე კი—ფუძისას. ამით აიხსნება აბსოლუტური აზოტმჟავის დიდი ელექტროგამტარობა.

ამფოტერული ელექტროლიტების კლასიკური მაგალითებია: $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Pb(OH)_2$ და სხვა, რომლებიც პირობების მიხედვით იჩენს მჟავეურსა და ფუძე თვისებებს:



ამ ტიპის ნაერთები პირობების მიხედვით წარმოქმნის ან H^+ -ს ან OH^- -ს. გარდა ამ ნივთიერებებისა, ამფოტერული თვისებები ზოგიერთ კომპლექსურ ნაერთსაც ახასიათებს. ამ მხრივ განსაკუთრებით საინტერესოა ა. გრინბერგის მიერ მიღებული ნაერთი $[Pt(NH_3)_6OH]Cl_3$, რომელიც დისოცირდება როგორც მჟავა: $[Pt(NH_3)_6OH]^{3+} = [Pt(NH_3)_5NH_2OH]^{2+} + H^+$ და რეაგირებს როგორც ფუძე შემდგომი განტოლების მისხედვით:

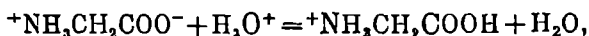


ამრიგად, ეს კომპლექსური ნაერთი ერთდროულად წარმოადგენს სუსტ მჟავას, სუსტ ფუძეს და მარილს.

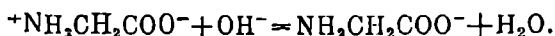
ამფოტერული ელექტროლიტების საინტერესო ჯგუფს წარმოადგენს ამინომჟავეები, რომელთაც ახასიათებთ მჟავერი და ფუძე ჯგუფები. ცხიმოვანი მწკრივის ნეიტრალური ამინომჟავეები ხსნარებში ამფიონების სახით იმჟაუვება, მაგალითად, გლიცინის NH_2CH_2COOH დისოციაციით მიიღება აჰიონები $+NH_3CH_2COO^-$. ამინომჟავეების ამფიონური აღნაგობა გამოქვინაჰუპს მათი კომპინაციური განხე-

ვიდამ, ხსნადობის გადიდებიდან ნეიტრალური მარილების გავლენით და სხვ. თუ ამინომჟავას ფუძე თვისებები განპირობებულია NH_2 -ჯგუფით, მაშინ მისი დისოციაციის ხარისხი და NH_2RCOOH ნაერთის დისოციაციის ხარისხი ფუძის ტიპის მიხედვით ერთნაირი რიგის უნდა იყოს, მაგრამ მათი დისოციაციის ხარისხები არსებითად განსხვავდება ერთმანეთისაგან, მაშასადამე, ამინომჟავების ფუძე თვისებები ამინომჟავებში განპირობებული არ არის NH_2 -ჯგუფით. კომბინაციური განზნევის სპექტრის შესწავლიდან გამომდინარეობს, რომ ნეიტრალურ ხსნარებში ამინომჟავებს არ გააჩნიათ ამინოჯგუფის დამახასიათებელი რხევის სიხშირე, რომელიც მხოლოდ ტუტე არეში მიიღება. კარბონმჟავას შემთხვევაში, როგორც არის, მაგალითად. ძმარმჟავა, ტუტე არეში ისობა კარბოქსილის ჯგუფის რხევის დამახასიათებელი სიხშირე. იმავე კომბინაციური განზნევის სპექტრიდან გამომდინარეობს, რომ ამინომჟავები იძლევიან კარბოქსილის ჯგუფის დამახასიათებელ რხევის სიხშირეებს არა ნეიტრალურში, არამედ მჟავე არეში.

ამ თვისებებზეა ახსნა შეიძლება ამფონის იმ სტრუქტურის დახმარებით, რომელიც ზემოთ იქნა განხილული. ამფონი ძლიერ მჟავასთან ურთიერთმოქმედებს შემდეგი განტოლების მიხედვით:

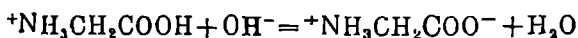


ხოლო ძლიერ ტუტესთან—შემდეგი განტოლებით:

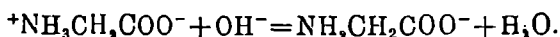


მაშასადამე, ძველი წარმოდგენების საპირისპიროდ ამფონიტების ფუძე თვისებები განპირობებულია COO^- -ჯგუფით, ხოლო მჟავეური თვისებები NH_2^+ -ჯგუფით.

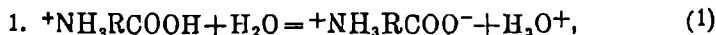
ამინომჟავები შეიძლება განხილულ იქნეს როგორც ორფუძიანი მჟავები, მაგალითად, მარილმჟავა გლიცინის $+\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH} \cdot \text{Cl}^-$ ტუტით განეიტრალების დროს რეაქცია ორ საფეხურად მიდის:



და



აქ მჟავერი ჯგუფებია COOH და NH_2^+ . პირველ რიგში განეიტრალება ის ჯგუფი განიციდის, რომლის ტენდენცია პროტონების გაცემისადმი მეტია, ე. ი. თავდაპირველად განეიტრალდება COOH ჯგუფი და მეორე რიგში კი NH_2^+ ჯგუფი. ამიტომ ორფუძიანი მჟავას $+\text{NH}_2\text{RCOOH}$ -ის დისოციაციის ორივე საფეხური შეიძლება შემდეგი სქემით გამოვსახოთ:



მოქმედ მასათა კანონის თანახმად, (1) და (2) რეაქციების შემთხვევაში გვექნება:

$$K_1 = \frac{a_{H^+} \cdot a_{RH^\pm}}{a_{RH_2^+}} \quad \text{და} \quad K_2 = \frac{a_{H^+} \cdot a_{R^-}}{a_{RH^\pm}},$$

სადაც RH^\pm შეესაბამება $+NH_3^+RCOO^-$ -ს, RH_2^+ გამოსახავს $+NH_3^+RCOOH$ -სა და R^- კი $-NH_3^+RCOO^-$ -ს.
გალოგარიტმებით მივიღებთ:

$$\log K_1 = \log a_{H^+} + \log \frac{a_{RH^\pm}}{a_{RH_2^+}}.$$

საიდანაც:

$$pK_1 = pH - \log \frac{a_{RH^\pm}}{a_{RH_2^+}} = pH - \log \frac{c_{RH^\pm}}{c_{RH_2^+}} - \log \frac{f_{RH^\pm}}{f_{RH_2^+}}.$$

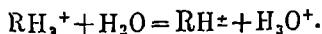
თუ მიღებული განტოლების უკანასკნელ წევრს უგულებელვყოფთ (მცირე კონცენტრაციების შემთხვევაში), მივიღებთ:

$$pK_1 = pH - \log \frac{c_{RH^\pm}}{c_{RH_2^+}}. \quad (ა)$$

დისოციაციის მეორე მუდმივა ანალოგიურად მოგვეძებ:

$$pK_2 = pH - \log \frac{c_{R^-}}{c_{RH^\pm}}. \quad (ბ)$$

თუ ხსნარი შეიცავდა c ეკვივალენტ-ნეიტრალურ RH_2^+ -ის ამინომჟავას და RH_2^+ -ის მისაღებად მას მიემატება a ეკვივალენტი მჟავა, მაშინ რეაქციაში შეუსვლელი RH^\pm დარჩება $(c-a)$ ეკვივალენტი. თუ ამინომჟავას მარილი სრულ დისოციაციას განიცდის, ხოლო RH_2^+ იონი კი ნაწილობრივს, მაშინ დისოციაციის შედეგად მიიღება c_{H^+} ეკვივალენტი წყალბად-იონი:



ამ განტოლებიდან გამომდინარეობს, რომ ყოველ ეკვივალენტ წყალბად-იონზე მიიღება თითო ეკვივალენტი RH^\pm , ე. ი. ხსნარში დარჩენილი RH^\pm ის საერთო კონცენტრაციის მისაღებად საჭიროა, ხსნარში, რეაქციაში შეუსვლელი RH^\pm -ის კონცენტრაციას დაემატოს c_{H^+} . ამგვარად, $c_{RH^\pm} = c - a + c_{H^+}$. ანალოგიურად მიიღება, რომ $c_{RH_2^+} = a - c_{H^+}$. თუ მიღებულ მნიშვნელობებს ჩავსვამთ (ა) და (ბ) განტოლებებში, მივიღებთ:

$$pK_1 = pH - \log \left(\frac{c}{a - c_{H^+}} - 1 \right),$$

$$pK_2 = pH + \log \left(\frac{c}{R - c_{OH^-}} - 1 \right),$$

სადაც c არის ნეიტრალური ამინომეცხვას საწყისი კონცენტრაცია და R — დამატებული ტუტის კონცენტრაცია.

როცა დადებითი და უარყოფითი იონების კონცენტრაცია ტოლია ($c_{RH_2^+} = c_{R^-}$), მაშინ ამფოტერული ელექტროლიტი იზოელექტრულ წერტილში იმყოფება. ამ არადისოცირებელი ამფოტერული ელექტროლიტის რაოდენობა მაქსიმუმს აღწევს, რის ჭამო მისი ხსნადობა მინიმალურია. იზოელექტრულ წერტილში RH_2^+ და R^- ამფიონები თანაბარი რაოდენობით გადაიტანენ დენს ორივე მიმართულე-ბით.

20. სამარჯიშოები №9

1. სუსტი ბინარული ელექტროლიტის წყალხსნარის მოლარობა შეადგენს 0,1-ს, იყენება 0, 208°C-ზე. განსაზღვრეთ მისი დისოციაციის ხარისხი.

2. ამონიუმის ჰიდროქსიდის დისოციაციის მუდმივა 25°C-ზე $K = 1,79 \cdot 10^{-6}$. გამოთვალეთ რა კონცენტრაციის უნდა იყოს ხსნარი, რომ მისი დისოციაციის ხარისხი 2%-ს უდრიდეს?

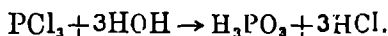
3. რამდენი წყალი უნდა დაემატოს 200 მლ NH_4OH -ის 0,1 ნორმ. ხსნარს, რომ დისოცირებული მოლეკულების რიცხვი გაორკეცდეს?

4. რას უდრის ერთფუნიანი ძლიერი მეცხვას 0,00275 ნორმალობის ხსნარის pH ?

5. გამოთვალეთ წყალხად-იონთა კონცენტრაცია წყლისა, რომელშიც გახსნილია ნახშირბადის (IV) ოქსიდი. მისი $pH = 5,7$.

3.5. მარილთა ჰიდროლიზი

1. ჰიდროლიზი და ჰიდროლიზის ხარისხი. ნაერთსა და წყალს შორის მიმდინარე მიმოცვლითი დაშლის რეაქციას ჰიდროლიზი ეწოდება. მარილების ჰიდროლიზის შედეგად წარმოიქმნება ფუძე და მეცხვა, ხოლო არამეტალების (მეტალოიდების) ნაერთების ჰიდროლიზის შედეგად კი — ორი მეცხვა. ასე, მაგალითად:



ჰიდროლიზის რეაქციები ფართოდ არის გავრცელებული. მარილები, ნახშირწყლები, ცილები, ეთერები, ცხიმები და სხვ., ჰიდროლიზს განიცდიან.

არაორგანულ ქიმიაში უმთავრესად განიხილება მარილების

პიდროლიზი. ამ შემთხვევაში ადგილი აქვს მარილების იონებისა და წყლის მოლეკულების ურთიერთქმედებას, რომლის დროსაც წყლის ელექტროლიტური დისოციაციის წონასწორობა ირღვევა. პიდროლიზის მოვლენაზე უფრო ღრმა დაკვირვება გვიჩვენებს, რომ ის წარმოადგენს მარილების იონების ურთიერთქმედების შედეგს მათ პიდრატულ გარსთან. რაც უფრო ძლიერია ეს ურთიერთქმედება, მით უფრო ინტენსიურად მიმდინარეობს პიდროლიზი.

გამარტივებულად პიდროლიზის პროცესი შეიძლება წარმოვიდგინოთ შემდეგნაირად: K^{+} კატიონები ხსნარში უკავშირდება მის მაპიდრატირებელ წყლის მოლეკულებს დონორულ-აქცეპტორული ბმებით; დონორს წარმოადგენს წყლის ქანგბადი, რომელსაც ორი გაუწყვილებელი ელექტრონული წყვილი აქვს, ხოლო აქცეპტორს კატიონები წარმოადგენს, რომელსაც თავისუფალი ორბიტალები აქვს. რაც უფრო დიდი იქნება კატიონების მუხტი და რაც უფრო მცირეა მათი ზომა, მათ უფრო მაღალი იქნება ამ კატიონების (K^{+}) მაპოლარიზებელი მოქმედება გამხსნელის მოლეკულებზე.

ანიონები წყლის მოლეკულებთან წარმოქმნის წყალბადურ ბმებს. ბმის გაძლიერებამ ანიონებთან შეიძლება გამოიწვიოს პროტონის მოწყვეტა და წყალბადური ბმა გადავიდეს კოვალენტურში. ამ შემთხვევაში ანიონი ზედაეს მოლეკულის (ან HS^{-} , HCO_3^{-} , HSO_4^{-} , HSO_3^{-} და სხვა სახის იონების) შედგენილობაში შედის. A^{-} ანიონების ურთიერთქმედება პროტონებთან მით უფრო შესამჩნევია, რაც უფრო დიდია მისი მუხტი და მცირეა რადიუსი.

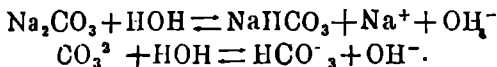
ყოველივე ზემოთქმულიდან შეიძლება დავასკვნათ, რომ K^{+} და A^{-} იონების წყლის მოლეკულებზე მაპოლარიზებელი ძალის მიხედვით შეიძლება სხვადასხვა შედეგები იქნეს მიღებული.

განვიხილოთ ეს შემთხვევები:

1. თუ კატიონებს და ანიონებს აქვთ მცირე მუხტი და დიდი ზომა, მაშინ მათი მაპოლარიზებელი გავლენა წყლის მოლეკულებზე მცირეა, ე. ი. მარილის ურთიერთქმედება წყლის მოლეკულებთან პრაქტიკულად არ ხდება. ეს ეხება Na^{+} , K^{+} , Ca^{2+} კატიონებსა და Cl^{-} , NO_3^{-} , SO_4^{2-} ანიონებს. მაშასადამე, ძლიერი მჟავასა და ძლიერი ფუძის მარილების პიდროლიზი არ მიქმდინარეობს. ამ შემთხვევაში წყლის დისოციაციის წონასწორობა პრაქტიკულად არ იცვლება. ამის გამო ასეთი მარილების ხსნარები პრაქტიკულად ნეიტრალურია ($pH \approx 7$);

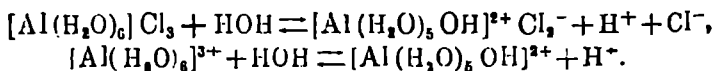
2. ძლიერი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან (S^{2-} , CO_3^{2-} , CN^{-} , SO_3^{2-} და სხვ.) წარმოქმნილი მარილის შემთხვევაში

ჰიდროლიზი მიმდინარეობს ანიონის მიხედვით. მაგალითის სახით შეიძლება განვიხილოთ Na_2CO_3 -ის ჰიდროლიზი:



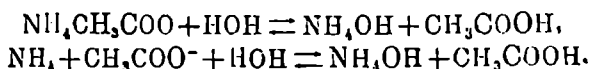
ამ პროცესის დროს, როგორც რეაქციებიდან ჩანს, წარმოიქმნება ჰიდროქსილის იონების სიჭარბე, მაშასადამე, ხსნარს ექნება ტუტე რეაქცია. რაც უფრო დიდია ანიონის შავოლარიზებული თვისება, მით უფრო ინტენსიურად მიმდინარეობს ჰიდროლიზი. მოქმედ მასთან კანონის თანახმად, რაც უფრო სუსტია მჟავა, მით უფრო ინტენსიურად მიმდინარეობს ჰიდროლიზი;

3. თუ მარილი წარმოქმნილია სუსტი ფუძის კატიონებისა (Cu^{2+} , Al^{3+} და სხვ.) და ძლიერი მჟავას ანიონისაგან, მაშინ ჰიდროლიზი მიმდინარეობს კატიონის მიხედვით. ასე, მაგალითად:



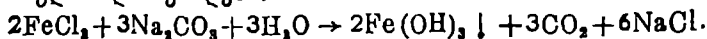
ამ შემთხვევაში ჰიდროლიზს განაპირობებს მცირედ დისოციირებული ($[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5 \text{OH}]^{2+}$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_4 (\text{OH}_2)]^+$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_3 (\text{OH})_2]^-$ ნაწილაკების წარმოქმნა. ამის გამო წყლის ელექტროლიტური დისოციაციის წონასწორობა ირღვევა და ხსნარში წარმოიქმნება წყალბად-იონების სიჭარბე, ე. ი. ხსნარს აქვს მჟავე რეაქცია ($pH < 7$). მაშასადამე, რაც უფრო სუსტია ფუძე, მით უფრო სრულად მიმდინარეობს ჰიდროლიზი.

4. შემთხვევა, როდესაც ჰიდროლიზი მიმდინარეობს ანიონისა და კატიონის მიხედვით, შემდგენიერად შეიძლება განვიხილოთ:



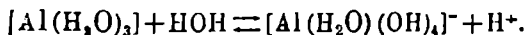
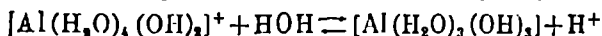
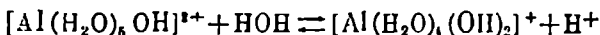
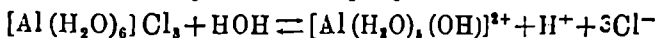
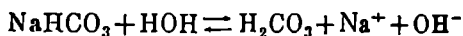
ჰიდროლიზის შედეგად წარმოქმნილი მჟავასა და ფუძის დისოციაციის მუდმივას თანათარლობის მიხედვით, ამ ტიპის მარილის ხსნარს შეიძლება ჰქონდეს სუსტი მჟავა ან სუსტი ტუტე რეაქცია. მაშასადამე, არეს pH ახლოა 7-თან.

მარილების ჰიდროლიზი, რომლებიც წარმოქმნილია ძლიერ-სუსტი ფუძისა და მჟავასაგან, არის შეუქცევადი, მაგალითად, Al^{3+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} და სხვ. კარბონატები და სულფიდები. ამ ნაერთების მიღება შეუძლებელია წყალხსნარებში, რადგან ამ კატიონების მარილების ურთიერთქმედებისას სულფიდებთან და კარბონატებთან ხსნარებიდან გამოილეკება არა ამ კატიონების სულფიდები და კარბონატები, არამედ ჰიდროქსიდები.



განხილული მაგალითიდან ჩანს, რომ ამ შემთხვევაში ხდება ორი მარილის FeCl_3 და Na_2CO_3 ჰიდროლიზის ურთიერთგაძლიერება და რეაქცია მიდის ბოლომდე.

თუ მარილი შეიცავს ერთმუხტიან კატიონს (ანიონს) და მრავალმუხტიან ანიონს (კატიონს), მაშინ შესაძლებელია საფეხურებრივი ჰიდროლიზი, ასე, მაგალითად, ანიონის ან კატიონის მიხედვით პირველ სტადიაზე ჰიდროლიზის დროს წარმოქმნილი მკავე ან ფუძე მარილები შეიძლება შემდგომში კიდევ მოქმედებდეს წყალთან:



უნდა აღინიშნოს, რომ მეორე და შემდგომი საფეხურების ჰიდროლიზი გამოსახულია ნაკლებად. ეს გარემოება გამოწვეულია დისოციაციის მუდმივების შემცირებით K_1 -დან K_2 -ზე და K_2 -დან K_3 -ზე და ა. შ. გადასვლისას, ასე, მაგალითად, ვინაიდან HCO_3^- -იონი დისოციირდება უფრო ძნელად, ვიდრე H_2CO_3 , ამიტომ პირველ რიგში HCO_3^- წარმოიქმნება ჰიდროლიზის დროს.

ყოველივე ამის გამო შეიძლება სუსტი მრავალფუძიანი მკავეების მეორე და მესამე საფეხურზე ჰიდროლიზი უგულვებლყოფით.

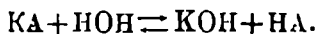
რაოდენობრივად ჰიდროლიზი შეიძლება დაეახასიათოთ ჰიდროლიზის ხარისხითა ($\alpha_{\text{ჰილ}}$) და ჰიდროლიზის მუდმივითი ($K_{\text{ჰილ}}$). $\alpha_{\text{ჰილ}}$ წარმოადგენს ჰიდროლიზებული ნაწილის რაოდენობის შეფარდებას მოლეკულების საერთო რიცხვთან:

$$\alpha_{\text{ჰილ}} = \frac{C_{\text{ჰილ}}}{C},$$

სადაც $C_{\text{ჰილ}}$ არის ნივთიერების ჰიდროლიზებული ნაწილის კონცენტრაცია, ხოლო C — განხილული ნივთიერების საერთო კონცენტრაცია.

ჰიდროლიზის ხარისხი ოთახის ტემპერატურაზე მცირე სიდიდით იმ მარილების ჰიდროლიზის დროს, რომლებიც წარმოქმნილია ძლიერი მკავეს და ძლიერი ფუძისაგან, იგი პრაქტიკულად ნულის ტოლია; მარილებისათვის, რომლებიც წარმოქმნილია სუსტი მკავესა და ძლიერი ფუძისაგან ან ძლიერი მკავესა და სუსტი ფუძისაგან, შეადგენს დაახლოებით 1% ს. მაგალითად, NH_4Cl -სათვის 0,01 მოლი/ლ კონცენტრაციის დროს $\alpha_{\text{ჰილ}} = 0,01\%$, ხოლო $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ -ის 0,1 ნ ხსნარისათვის $\alpha_{\text{ჰილ}} \approx 0,5\%$.

ჰიდროლიზის რეაქცია KA მარილებისათვის ზოგადად შეიძლება ასე გამოვსახოთ:



ამ რეაქციის წონასწორობის მუდმივა ასეთია:

$$K_{\text{ნონ}} = \frac{[KOH][HA]}{[KA][H_2O]}.$$

ვინაიდან $[H_2O]$ განზავებულ ხსნარებში შეიძლება მუდმივ სიდიდელ ჩაითვალოს, მაშინ $K_{\text{ნონ}}[H_2O]$ ნამრავლიც მუდმივი იქნება და იგი ჰიდროლიზის შედეგად შეიძლება მივიღოთ, ამრიგად:

$$K_{\text{იღ}} = \frac{[KOH][HA]}{[KA]},$$

ანიონის მიხედვით ჰიდროლიზის დროს (მაგალითად, KCN -სათვის) ეს განტოლება მიიღებს შემდეგ სახეს:

$$K_{\text{იღ}} = \frac{[OH^-][HA]}{[A^-]},$$

ვინაიდან $[OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]}$, ამიტომ

$$K_{\text{იღ}} = \frac{[HA]K_{H_2O}}{[A^-][H^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA}}$$

ან $K_{\text{იღ}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{ჰაჰა}}}$ სადაც, $K_{\text{ჰაჰა}}$ არის ჰეჰეას დისოციაციის მუდმივა.

მსგავსადვე მივიღებთ კატიონის მიხედვით ჰიდროლიზისათვის (მაგ. NH_4Cl -სათვის):

$$K_{\text{იღ}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{ჰაჰა}}},$$

სადაც $K_{\text{ჰაჰა}}$ არის ფუჰის დისოციაციის მუდმივა.

კათიონისა და ანიონის მიხედვით ჰიდროლიზის შემთხვევაში გვექნება:

$$K_{\text{იღ}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{ჰაჰა}} \cdot K_{\text{ჰაჰა}}}$$

ამ განტოლების მიხედვით რაოდენობრივად შეიძლება შემდეგ დასკვნა გავაკეთოთ: რაც უფრო სუსტია ჰეჰეა (ფუჰე), რომლის მარილიც ჰიდროლიზდება, მით უფრო ძლიერად მიმდინარეობს პროცესი;

ჰიდროლიზის ხარისხისა და მუდმივას ურთიერთკავშირი მსგავსია დისოციაციის ხარისხისა და მუდმივასი (ოსტვალდის განაწილების კანონი).

ხსნარების კონცენტრაციის შეცვლირებისას ძლიერდება ჰიდროლიზი (ლე შატელიეს პრინციპის შესაბამისად). ვინაიდან შექცევადი ჰიდროლიზის დროს მყარდება დინამიკური წონასწორობა, მოქმედ მასათა კანონის შესაბამისად შესაძლებელია წონასწორობის გადანაცვლება ამა თუ იმ მიმართულებით ხსნარებში ფუძის ან ზეჟავის დამატების შედეგად. ამ გარემოებით ხშირად სარგებლობენ ჰიდროლიზის გასაძლიერებლად და შესასუსტებლად.

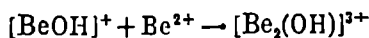
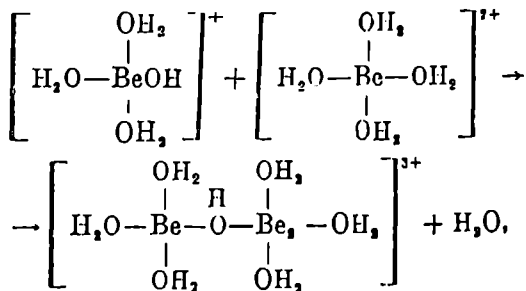
გაცხელებისას ჰიდროლიზის ხარისხი იზრდება. ეს გასაგებია, ვინაიდან ნეიტრალიზაციის რეაქცია ეგზოთერმულია, ამიტომ ჰიდროლიზი, როგორც მისი საწინააღმდეგო პროცესი, ენდოთერმულიქნება. ამიტომაც ლე შატელიეს პრინციპის თანახმად გაცხელება ჰიდროლიზის გაძლიერებას იწვევს.

2. მრავალბირთვიანი კომპლექსების წარმოქმნა ჰიდროლიზის დროს. ხშირ შემთხვევაში, როდესაც ჰიდროლიზს განიცდის მრავალმუხტიანი კათიონების შემცველი მარილები, შეიძლება წარმოიქმნას მრავალბირთვიანი კომპლექსური ნაერთები. ასეთი კომპლექსნაერთების წარმოქმნა შესაძლებელია O^{2-} , OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-} და სხვ. იონებით.

ასეთი იონები კომპლექსნაერთების შემაერთებელი ხიღენბა და მიიღება რთული შედგენილობის კომპლექსური ნაერთები.

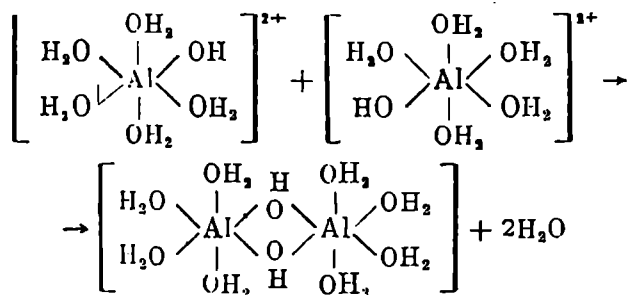
განვიხილოთ ისეთი კომპლექსები, სადაც ხიღების რაღში გამოდის OH^- -ჯგუფები, რომლებიც იწვევს კომპლექსნაერთების პოლიმერიზაციას (დიმერიზაციას); ასეთებია ორბირთვიანი ჰიდროქსო-აქვა-კომპლექსები.

M^{2+} -კატიონის შემცველი მარილებისათვის (მაგ. Be^{2+}) შემდეგა სურათი გვექნება:

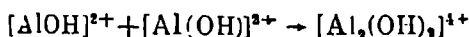


ასეთივე ხასიათის OH ხიდები წარმოიქმნება Cu^{2+} , Zn^{2+} , Hg^{2+} , Ni^{2+} , Rb^{2+} , Cs^{2+} შემთხვევებში. მათი შედგენილობა ისეთივეა, როგორც ბერილიუმის კომპლექსისა, მხოლოდ იმ განსხვავებით, რომ ზოგიერთისათვის (Be^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Hg^{2+}) წარმოიქმნება ტეტრაედრები, ზოგიერთისათვის (Cd^{2+} , Zn^{2+} , Rb^{2+}) კი—ოქტაედრები.

M^{3+} კათიონის შემცველი მარილებისათვის (მაგ., Al^{3+}) გვექნება:

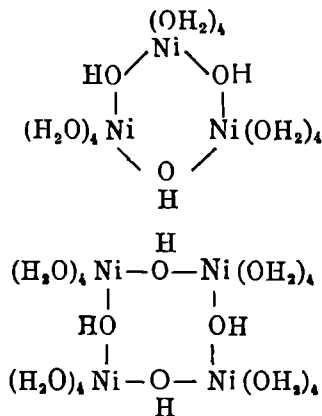


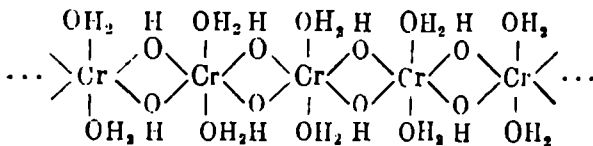
ა5



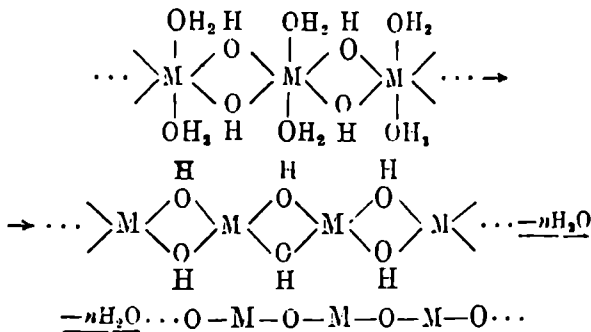
ასევე მიიღება: $[\text{V}_2(\text{OH})_2]^{4+}$, $[\text{In}_2(\text{OH})_2]^{4+}$, $[\text{Ge}_2(\text{OH})_2]^{4+}$, $[\text{Cr}_2(\text{OH})_2]^{4+}$, $[\text{Co}_2(\text{OH})_2]^{4+}$, $[\text{Fe}_2(\text{OH})_2]^{4+}$ და სხვ., ანალოგიური ხიდების დიმერული კომპლექსები. ამ შემთხვევაში ტეტრაედრების (V^{2+} , In^{2+} , Ga^{2+}) ან ოქტაედრების (Fe^{2+} , Cr^{2+} , Co^{2+}) დიმერიზაცია OH ხიდებით წიბობის მეშვეობით ხდება.

ანალოგიურად შეიძლება განვიხილოთ მრავალბირთვიანი პილროქსო აქვაკომპლექსების წარმოქმნა. მაგ.: $[\text{Ni}_2(\text{OH})_2]^{4+}$, $[\text{Ni}_4(\text{OH})_4]^{4+}$, $[\text{Cr}_n(\text{OH})_{2n}]^{2n+}$ და სხვ. ამ კომპლექსების აგებულება შეიძლება წარმოვიდგინოთ შემდეგნაირად:





განსაზღვრულ პირობებში (მაალი ტემპერატურა) შესაძლებელია ჰიდროქსოჯგუფების ხილები გარდაიქმნას ოქსოჯგუფებად:



3.6. თანამედროვე უმხედულეზგვი მწავებისა და ფუძეზგვი

1. შესავალი. ფუძეებისა და მწავების ბუნებისა და არსის შესახებ თეორიებიდან აღსანიშნავია ლავეუზიეს (1778) უნგბადოვანი, ხოლო დევის (1824), დიულონგის (1816) და დიბიხის (1838) წყალბადოვანი თეორიები. ამჟვე პერიოდს ეკუთვნის ბერცელიუსის (1819) დუალისტური თეორია.

1888 წელს არენიუსმა ჩამოაყალიბა ელექტროლიტური დისოციაციის, ხოლო ამერიკელი მეცნიერების კედის (1846), ფრანკლინის (1905) და კლაუსის (1922) მიერ მოწოდებულ იქნა სოლვოსისტემების თეორია. რომელიც შეცვალა ბრენსტედის (1923) და ლურის (1923) მიერ მოწოდებულმა პროტონულმა და ლუისის (1924) დონორულ-აქცეპტორულმა თეორიებმა.

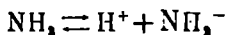
ამჟამად დადგენილია, რომ არენიუსის ელექტროლიტური თეორია გამოიყენება მხოლოდ წყალხსნარებისათვის და წარმოადგენს კერძო შემთხვევას იმ ზოგადი თეორიისას, რომელიც მიიღება საერთოდ იმ პროცესების შესწავლისას, რომლებიც მიმდინარეობენ გამხსნელების მონაწილეობის გარეშე, აგრეთვე არაწყალხსნარებში.

როგორც შემდეგ ვნახავთ, ეს თეორიები კი არ ეწინააღმდეგება, არამედ რიგ შემთხვევებში ავსებს კიდევ ერთმანეთს და კმნის ერთ საერთო სურათს თანამედროვე შეხედულებების სახით მწავებსა და ფუძეებზე.

მეყვებისა და ფუძეების თანავედროვე წარმოდგენების ჩამოყალიბებაში ანიშვნელოვანი წვლილი შეიტანეს საბჭოთა მეცნიერებმა: ა. სახანოვმა, ვ. პლოტნიკოვმა, ნ. იზმაილოვმა, ა. შატენშტეინმა, მ. უსანოვიჩმა და სხვ.

2. **სოლვოხისტემების თეორია.** კედომ, ფრანკლინმა და კლაუსმა დაადგინეს, რომ ძრავალ გამხსნელში მიმდინარე ფუძე-მეჟავა რეაქციები წყალხსნარებში მიმდინარე რეაქციების მსგავსია. მაშასადამე, ფუძე და მეჟვე თვისებები შეიძლება გამოაჩუღავნოს არა მარტო იმ ნაერთებმა, რომლებიც დისოცირდება ჰიდროქსიდ-იონების ან თავისუფალი (ან სოლვატირებული) წყალბადის იონების წარმოქმნით, არამედ სხვა ნივთიერებებმაც, რომლებიც ასეთ იონებს არ წარმოქმნიან (71-ე ცხრილი).

აღნიშნულის საილუსტრაციოდ განვიხილოთ რეაქციები თხევად ამიაკში. თხევადი ამიაკი, ზართალია მცირედ, შავრან, შაინც დისოცირდება იონებად:

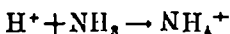


ცხრილი 71

ხვედახვეა გამხსნელის ფუძე და მეჟავა იონები

გამხსნელი	ფუძე	მეჟავა
თხევადი ამიაკი	NH_2^-	NH_4^+
ეთანოლი	$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+$
ჰიდრაზინი	$\text{H}_2\text{N}-\text{NH}^-$	$\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_3^+$
ეთილენდიამინი	$\text{H}_2\text{NCH}_2-\text{CH}_2\text{NH}^-$	$\text{H}_2\text{NCH}_2-\text{CH}_2\text{NH}_3^+$
ფორმამილი	HCONH^-	HCONH_3^+
ეტეტამილი	CH_3CONH^-	$\text{CH}_3\text{CONH}_3^+$
ანილინი	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}^-$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$
კიხტველმეჟავა	HCOO^-	HCOOH_2^+
მმარმეჟავა	$\text{C}_{11}\text{H}_7\text{COO}^-$	$\text{C}_{11}\text{H}_7\text{COOH}_2^+$
თხევადი გოგირდის დიოქსიდი	SO_2^{2-}	SO^{2+}
გოგირდწყალბადმეჟავა	HS^-	SH_3^+
გოგირდმეჟავა	HSO_4^-	H_3SO_4^+
ფტორწყალბადმეჟავა	HF_2^-	H_2F^+

წყალბადის იონი, ისევე როგორც წყლის შემთხვევაშია ჰიდრატირებული ($\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$; $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$), ამიაკის შემთხვევაშიაც სოლვატირებულია:



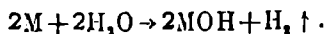
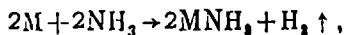
და წარმოიქმნება ამონიუმის იონი, ოქსონიუმის იონის მსგავსად.

მაშასადამე, თხევადი ამიაკის დისოციაცია მიმდინარეობს წყლის დისოციაციის მსგავსად, მართლაც:

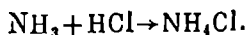


NH_2^- —იონი არის, OH^- —იონების მსგავსი.

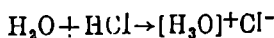
ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალები, ისევე როგორც წყალში, კარგად იხსნება თხევად ამიაკში და წარმოიქმნება ლურჯი ხსნარები, რომლებიც კარგი ელექტროგამტარობით ხასიათდება:



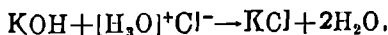
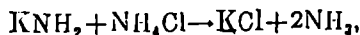
ამრიგად, მეტალების ამიდეები მეტალების კიდროქსიდების ანალოგიურია და შეიცავს უარყოფითად დამუხტულ NH_2^- - იონებს, თხევად ამიაკში ამჟღავნებს ფუძე თვისებებს, თუმცა OH^- -იონებს არ შეიცავს. უნდა აღინიშნოს აგრეთვე, რომ თხევად ამიაკზე რომელიმე მკვლევარს დამატებით წარმოიქმნება ამონიუმის მარილი:



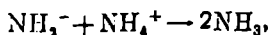
ასევე მიმდინარეობს რეაქცია წყალხსნარებში:



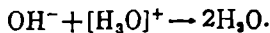
ფრანკლინმა დაამტკიცა, რომ ამონიუმის მარილები ამიდეზთან ისე მოქმედებენ თხევად ამიაკში, როგორც მკვლევარი ფუძეებთან წყალში:



აქედან გამომდინარეობს, რომ ამონიუმის მარილები თხევად ამიაკში ამჟღავნებს მკვლევარის თვისებებს. ამიტომ თხევადი ამიაკის ნეიტრალიზაციის რეაქცია შეიძლება გამოვსახოთ ასე:



შეადარეთ:

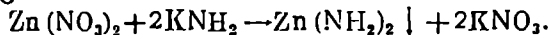


ამრიგად, შეიძლება ითქვას, რომ მკვლევარი (ფუძე) არის ის ნივთიერება, რომელიც ხსნარში გახსნიას იმ დადებით (უარყოფით) იონებს იძლევა, რომელიც წარმოიქმნება თვით გამხსნელის დისოციაციის შედეგად.

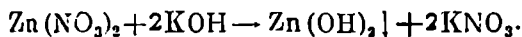
ამაში მდგომარეობს სოლვოსისტემების ძირითადი შინაარსი.

განვიხილოთ რეაქციები თხევად ამიაკში, რომლებიც ამჟღავნებს

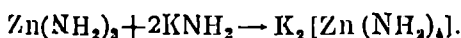
მისი როგორც გამხსნელის თვისებებს და რიგ შემთხვევაში, წყალთან ანალოგიასაც:



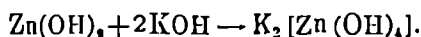
შეადარეთ:



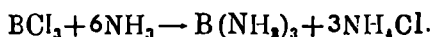
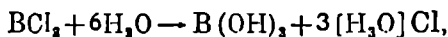
მეტალების ამიდები იხსნება ამიაკში და წარმოქმნის ნაერთებს:



შეადარეთ:



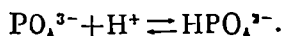
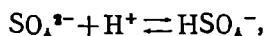
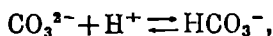
მარილების ჰიდროლიზის მსგავსად ხდება მათი ამონოლიზი თხევად ამიაკში:



ჰიდროლიზისა და ამონოლიზის მსგავს რეაქციებს სხვადასხვა გამხსნელში (თხევადი ფთორწყალბადი და აზოტის ტეტრაოქსიდი, ნალღობი ანთიმონის ბრომიდი და სხვ.) სოლვოლიზი ეწოდება.

3. პროტონული თეორია. აღნიშნული თეორიის თანახმად, მჟავა არის ისეთი ქიმიური ნაერთი, რომელმაც შეიძლება მოგვეცეს პროტონი (პროტონების დონორი), ფუძე კი ისეთი ქიმიური ნაერთია, რომელიც პროტონს იერთებს (პროტონების აქცეპტორი).

აღნიშნული თეორიის თანახმად, ძირითადად მჟავა თვისებების მატარებლად წყალბადის იონი ითვლება. მაშასადამე მრავალფუძიანი მჟავების ანიონები ფუძეებია. ასე, მაგალითად:

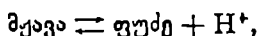


ამ თეორიის საფუძველზე მჟავები სამ ტიპად შეიძლება დავყოთ:

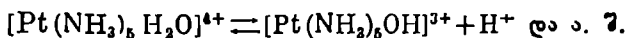
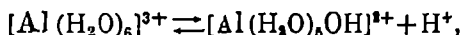
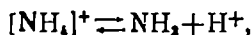
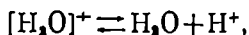
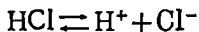
1) ნეიტრალური მჟავები: HCl , H_2SO_4 და ა. შ.;

2) ანიონური მჟავები: HCO_3^- , HSO_4^- , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- და ა. შ.;

3) კატიონური მჟავები: $[\text{H}_3\text{O}]^+$, NH_4^+ და სხვ. ამ ტიპს ეკუთვნის აგრეთვე მეტალების მრავალმუხტიანი ჰიდრატული იონები და კომპლექსური მარილები: $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3+}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6\text{H}_2\text{O}]^{4+}$ და სხვ. ეს ნივთიერებები დისოციაციის შედეგად გამოყოფენ პროტონებს. ამრიგად, ყოველივე ზემოთ თქმულის განზოგადება გვაძლევს საშუალებას დავასკვნათ:

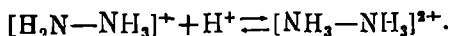
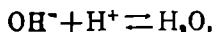
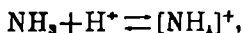
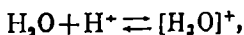


ამ ზოგადი სქემის მიხედვით ზემოთ ჩამოთვლილი მჟავების ტიპებისათვის დისოციაცია შემდეგნაირად გამოისახება:



ანალოგიურად შეიძლება მოვახდინოთ ფუძეების კლასიფიკაცია:

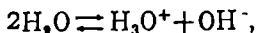
- 1) ნეიტრალური ფუძეები: H_2O , NH_3 და ა. შ.;
- 2) ანიონური ფუძეები: Cl^- , OH^- , NO_3^- და ა. შ.;
- 3) კატიონური ფუძეები: NH_4^+ , NH_4^+ და სხვ.:



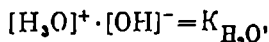
ამ მონაცემების მიხედვით, წყლისა და ამიაკის ტიპის გამხსნელები ამფოტერული ნივთიერებებია.

აღნიშნულ თეორიაში დიდი მნიშვნელობა აქვს გამხსნელის საკუთრივ დისოციაციას, რომელიც პროტონის მოწყვეტით არის გამოწვეული. მოწყვეტილი პროტონი, მისი ძლიერ მცირე სიდიდის გამო, ჩაინერგება გამხსნელის მოლეკულაში და გვაძლევს ჰიდროქსონიუმის დადებით ლიონის იონს. უარყოფით იონს ლიტის იონს უწოდებენ. 67-ე ცხრილში მოცემული მჟავები ლიონის იონებით, ხოლო ფუძეები—ლიტის იონები.

განვიხილოთ წყლის, ძმარმჟავასა და გოგირდმჟავას დისოციაცია ამ თვალსაზრისით:



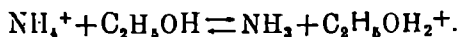
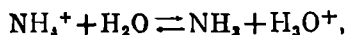
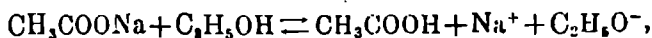
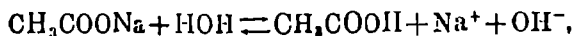
გამხსნელის რაოდენობრივი დახასიათებისათვის შემოღებული ავტოპროტოლიზის მუდმივა (K_{a}) ან კიდევ ავტოპროტოლიზის იონური ნაშრავლი. წყლისათვის აღნიშნული შემდეგნაირად გამოისახება:



ნებისმიერი სხვა განხსნელებისათვის კი

$$[\text{ლიონი}][\text{ლიატი}] = K_{\text{ა}}$$

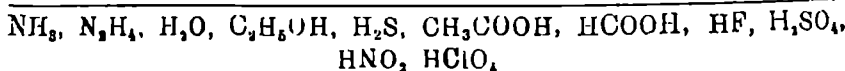
რაც უფრო ძლიერად არის იონიზებული (დისოცირებული) გამხსნელი, მით უფრო მეტია მისი მჟავიანობა. ავტოპროტოლიზის მუდმივას ნაცვლად ხშირად სარგებლობენ მისი შებრუნებული ლოგარითით— $pK_{\text{ა}}$. 25°C -ზე. $pK_{\text{ა}}$ გოგირდმჟავისათვის 3,0-ის ტოლია, წყლისა და ძმარმჟავისათვის კი 14,0 და 6,2 შესაბამისად. წყლის დისოციაცია ნაერთების პიდროლიზის იწვევს, ხოლო არაწყალხსნარების იონიზაცია განაპირობებს სოლვოლიზს:



რაც უფრო სრულად მიმდინარეობს გამხსნელის საკეთრივი იონიზაცია, ე. ი. რაც უფრო დიდია ავტოპროტოლიზის მუდმივა, მით უფრო დიდია სოლვოლიზი (პიდროლიზი).

გამხსნელის მეორე მნიშვნელოვანი მახასიათებელია პროტონისადმი სწრაფვა, რომელიც განისაზღვრება ამა თუ იმ გამხსნელში პროტონის სოლვატაციის ენერჯიით. რაც უფრო ძლიერია პროტონისადმი სწრაფვა, მით უფრო მკვეთრად არის გამოსახული გამხსნელის ფუძე თვისებები. ზემოთქმულის საფუძველზე შეიძლება დავასკვნათ, რომ პროტონისადმი სწრაფვის დიდი მნიშვნელობა, ავტოპროტოლიზის მუდმივას მცირე სიდიდებზე მიუთითებს. როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, პროტონისადმი სწრაფვა და ავტოპროტოლიზის მუდმივები ურთიერთშებრუნებული სიდიდეებია.

პროტონისადმი სწრაფვის შემცირება



ავტოპროტოლიზის მუდმივას შემცირება

ამ მონაცემებიდან ჩანს, რომ ყველაზე დიდი სწრაფვა პროტონისადმი და ყველაზე მცირე ავტოპროტოლიზის მუდმივა აქვს ამიაკს, ამიტომაც თხევად ამიაკში ნივთიერებების მჟავური თვისებები გამომჟავანებულია უფრო ძლიერად, ვიდრე წყალში. ძლიერი მჟავები წყალხსნარებში ძლიერია თხევადი ამიაკის ხსნარშიც (თუმცა ამ უკანასკნელში რამდენადმე მცირდება მჟავას ძალა, რადგან ამიაკის დიელექტრიკული შეღწევადობა უფრო მცირეა, ვიდრე წყლისა). ზოგიერთი

სუსტი მჟავები წყალხსნარებში (H_2S , HCN), თხევად ამიაკში სიძლიერით უტოლდება ისეთ მჟავებს, როგორცაა H_2SO_4 , HNO_3 და სხვ. ამრიგად, თხევად ამიაკში მჟავას სიძლიერეთა შორის განსხვავება თანაბარი ხდება. ეს, როგორც ზემოთ იყო აღნიშნული, განპირობებულია ამიაკის დიდი სწრაფვით პროტონისადმი. ასევე დიდი სწრაფვით პროტონისადმი ხასიათდება წყალი. ისეთი მჟავებისათვის, როგორცაა: H_2SO_4 , HNO_3 , $HClO_4$, HCl , HBr , HI განზავებულ წყალხსნარებში დისოციაციის მუდმივა 100%-ის ტოლია. ისეთ გამხსნელებს, რომლებშიც მჟავების (ან ფუძეების) ძალათა განსხვავება თანაბარი ხდება, ეწოდება მანიფესტირებული გამხსნელები.

პოლარულ გამხსნელებში, რომლებიც ძირითადად ამჟღავნებენ ფუძე თვისებებს, შედარებით უფრო ძლიერ მჟავებად გვევლინება გამხსნელის ლიონის იონები, ასე, მაგალითად, H_3O^+ , NH_4^+ , $C_2H_5OH_2^+$ და ა. შ. ასეთ ხსნარებში მჟავების ძალა ნიველირდება. მჟავას ძალის ზედა ზღვარი განისაზღვრება მოცემული გამხსნელის ლიონის იონების ძალით.

პოლარულ გამხსნელებში, რომლებიც ძირითადად მჟავა თვისებებს ამჟღავნებენ, შედარებით უფრო ძლიერ ფუძეებად გვევლინება გამხსნელის ლიატის იონები, მაგალითად, OH^- , CH_3COO^- , $C_2H_5O^-$, NH_2^- და ა. შ. ასეთ გამხსნელებში ფუძეების თვისებები თანაბარი ხდება. ასეთ გამხსნელების ლიატის იონების ძალით განისაზღვრება ფუძის ზედა ზღვარი.

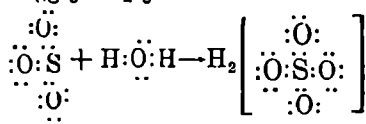
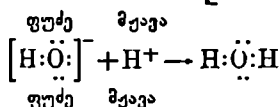
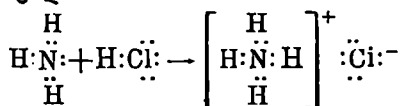
ახლა განვიხილოთ მჟავებისა და ფუძეების თვისებები ისეთ გამხსნელებში, რომელთა მისწრაფება მცირეა პროტონისადმი, ვიდრე თხევადი ამიაკისა და წყლისა. ასეთია ძმარმჟავა. ამ გამხსნელში მჟავების დისოციაცია გაძნელებულია, რადგან მისი მისწრაფება პროტონისადმი მცირეა. ყველა ზემოთ ჩამოთვლილი მჟავები სუსტია ძმარმჟავას ხსნარში, მაგრამ არაერთნაირად სუსტი. უწყლო ძმარმჟავაში აზოტმჟავა დაახლოებით 40000-ჯერ უფრო სუსტია, ვიდრე ქლორის მჟავა. ამრიგად, არაწყალხსნარებში შესაძლებელია მკვეთრად გამოვლინდეს მჟავათა ძალების განსხვავება.

ისეთ გამხსნელებს, რომლებშიც მკვეთრად არის გამოყვანილი მჟავების (ფუძეების) ძალის განსხვავება, მადიფერენცირებული გამხსნელები ეწოდება. ისეთი მჟავები როგორცაა: $HClO_4$, HCl , HBr , HI , HNO_3 და სხვ., წყალში ძლიერი მჟავებია, უწყლო ძმარმჟავაში კი სუსტი მჟავას თვისებებს ამჟღავნებს, ე. ი. მჟავას ძალის დიფერენციაცია ხდება.

მადიფერენცირებული გამხსნელების გაპოყენებას დიდ მნიშვნელობა აქვს. მათი დახმარებით შესაძლებელია ძრავალი პრაქტიკული

საკითხის გადაჭრა, კერძოდ, არაწყალხსნარებში ბევრი ისეთი ნივთიერების დაცილებაა შესაძლებელი, რომლებიც წყალხსნარებში ერთ ნაირ თვისებებს ამჟღავნებს.

4. ელექტრონული (დონორულ-აქცეპტორული) თეორია. ამ თეორიის თანახმად, მკაფა არის ნივთიერება, რომელიც ელექტრონულ წყვილს იერთებს, ე. ი. ამ ელექტრონული წყვილის აქცეპტორია. ფუძე კი, პირიქით, ეს არის ნივთიერება, რომელიც ელექტრონულ წყვილს იძლევა, ე. ი. ეს არის ელექტრონული წყვილის დონორი. მკაფასა და ფუძის ურთიერთქმედება ამ თეორიის მიხედვით დონორულ-აქცეპტორული ბმის წარმოქმნას გულისხმობს. ასეთი მექანიზმით წარმოქმნილ ნივთიერებებს აღუქტებს უწოდებენ. განვიხილოთ რამდენიმე მაგალითი:



მკაფა ფუძე

აქედან ჩანს, რომ ელექტრონული თეორია კომპლექსწარმოქმნას, ნეიტრალიზაციას, ანჰიდრიდების ურთიერთქმედებას წყალთან და სხვ. განიხილავს როგორც მკაფას პროცესს.

ნივთიერებები, რომლებიც ელექტრონული წყვილის დონორებია, ლუისის ფუძის სახელწოდებით არის ცნობილი, ხოლო ელექტრონების წყვილის აქცეპტორები კი—ლუისის მკაფაა.

ლუისის ფუძეებია: ჰალოგენიდ-იონები, ამინის აზოტის შემცველი ნაერთები (ამიაკი, ალიფატური და არომატიული ამინები, პირიდინი და ა. შ.), ისეთი უანგბადშემცველი ნაერთები, როგორცაა R_2CO , სადაც R არის ორგანული რადიკალი ან ჰალოგენი.

ლუისის მკაფებია: ბორის, ალუმინის, სილიციუმის, კალას, ფოსფორის, დარიშხანის, ანთიმონისა და სხვა ელემენტების ჰალოგენიდები, კომპლექსწარმოქმნელი იონები: Ag^+ , Cr^{3+} , Co^{2+} , Pt^{2+} და სხვ.

მრავალი აღუქტი დიდ პრაქტიკულ გამოყენებას პოულობს. მაგალითად, ორგანული სინთეზის დროს გამოიყენება ბორის ნაერთი $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}:\text{BF}_3$. ამ შემთხვევაში გაცილებით უფრო მოსახერხებელია მყარი მარილის მაგვარი BF_3 გამოყენება, ვიდრე აირადი BF_3 -ისა.

5. ცნება „ხისტი“ და „რბილი“ ფუძისა და მჟავას შეხახეხ. პირსონის მიხედვით არაორგანული ნაერთების უმრავლესობა მყარ, თხევად და გაზურ მდგომარეობაში ლუისის ფუძეებისა და მჟავების კომპლექსებია. მაგალითად, $MgCl_2$ მყარ მდგომარეობაში შედგება Mg^{2+} მჟავასაგან და მის გარშემო კოორდინირებული Cl^- ფუძისაგან. წყალხსნარებში Mg^{2+} იონების გარშემო კოორდინირდება 6 წყლის მოლეკულა როგორც ფუძეები და წარმოქმნის $[Mg(H_2O)_6]^{2+}$ სოლვატირებულ აქვა-იონებს. ქლორის იონის გარშემოც კოორდინირდებიან წყლის მოლეკულები, როგორც მჟავები და წარმოქმნიან ასევე აიდრატულ იონებს $[Cl(H_2O)_n]^-$.

ამ თვალსაზრისის მიხედვით C_2H_5OH განიხილება როგორც კომპლექსი: $C_2H_5H^+$ (მჟავა) და OH^- (ფუძე).

იმისათვის, რათა დაეხასიათებინა ლუისის ფუძეები და მჟავები, პირსონმა გამოიყენა ბუშის მიერ მოწოდებული ტერმინები „ხისტი“ და „რბილი“.

„რბილი“ ფუძე, პირსონის მიხედვით, ადვილად პოლარიზდება, დაბალ ელექტროუარყოფით და ადვილად დასაქანგავ იონს შეიცავს. ასეთ ფუძეებს მიეკუთვნება H^+ , I^- , $S_2O_3^{2-}$, SCN^- , S^{2-} და სხვ.

„ხისტი“ ფუძეს საწინააღმდეგო თვისებები აქვს. მისი დონორული იონი ხასიათდება დაბალი პოლარიზებადობით, მაღალი ელექტროუარყოფითობით და ძნელად იქანგება. ასე, მაგალითად: F^- , NO_3^- , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , PO_4^{3-} , ClO_4^- , H_2O , OH^- , O^{2-} , NH_2^- და სხვ.

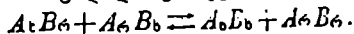
„რბილი“ მჟავა შეიცავს მცირე დადებითი მუხტის მქონე დიდი ზომის იონაქცეპტორს, რომელსაც ადვილად აგზნებადი გარე ელექტრონები აქვს. მათ რიცხვს ეკუთვნის მეტალთა იონები: Cu^+ , Ag^+ , Hg^{2+} , Pt^{2+} , Pd^{2+} და სხვა.

„ხისტი“ მჟავა ხასიათდება საწინააღმდეგო თვისებებით. კერძოდ, აქცეპტორის ატომს აქვს დიდი დადებითი მუხტი, მცირე ზომა და არა აქვს ადვილად აგზნებადი გარე ელექტრონები. მაგალითად: H^+ , Na^+ , K^+ , Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Al^{3+} , Ti^{4+} და სხვ.

უმარტივესი „ხისტი“ მჟავა არის წყალბადის იონი, ხოლო უმარტივესი „რბილი“ ფუძე—ჰიდრიდ-იონი.

ყოველივე ზემოთქმულის ილუსტრაცია მოცემულია მე-28 ცხრილში.

პირსონის პრინციპის მიხედვით „ხისტი“ მჟავები უპირატესად უერთდებიან „ხისტ“ ფუძეებს, ხოლო „რბილი“ მჟავები „რბილ“ ფუძეებს. აღნიშნული ზოგადად შეიძლება გამოვსახოთ განტოლებით:



ამ განტოლების მიხედვით შესაძლებელი ხდება დავაკვირდეთ მრავალი რეაქციის მიმდინარეობას.

პირსონის პრინციპი, მართალია ფუძე-მყავა ურთიერთქმედების თვისებრივ მხარეს უფრო ასახავს, ვიდრე რაოდენობრივს, მაინც ეფექტური აღმოჩნდა მრავალი მნიშვნელოვანი, დღემდე უცნობი ფაქტის ასახსნელად.

ჯერ კიდევ ბერცელიუსმა შენიშნა, რომ ზოგიერთი მეტალი ბუნებაში გვხვდება ოქსიდების ან კარბონატების სახით. ასევე გავრცელებულია ბუნებაში მეტალების ფტორიდები, ქლორიდები, ნიტრატები, სულფატები, ფოსფატები და სხვ. რკინა, ალუმინი, ტიტანი, სილიციუმი და სხვა, როგორც „ხისტი“ მყავები, ამავე მოსაზრების ჯამო, ბუნებაში გვხვდება ოქსიდების („ხისტი“ ფუძე) სახით, ხოლო ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალები—კომპლექსური ფტორიდების, ქლორიდების, სულფატებისა და ფოსფატების სახით. ისევე როგორც ოქსიდები, დანარჩენი ნაერთებიც „ხისტ“ ფუძეებს მიეკუთვნება, რომლებიც „ხისტ“ მყავებთან (ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალებთან) ურთიერთქმედებენ.

„რბილი“ მეტალები (სბილენძი, ვერცხლი, ვერცხლისწყალი, კადმიუმი და სხვ). ბუნებაში გვხვდება „რბილი“ ფუძეებთან (სულფიდებთან) ერთად.

ცხრილი 72

ლუისის მყავაზა და ფუძის კლასიფიკაცია პირსონის მიხედვით

„ხისტი“ მყავები	„რბილი“ მყავები
H ⁺ , Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Be ²⁺ , Mg ²⁺ , Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Mn ²⁺ , Ba ²⁺ , Al ³⁺ , Si ³⁺ , Ga ³⁺ , In ³⁺ , La ³⁺ , Cr ³⁺ , Co ³⁺ , Fe ³⁺	Cu ⁺ , Ag ⁺ , Au ⁺ , Tl ⁺ , Hg ⁺ , Pd ²⁺ , Cd ²⁺ , Pt ²⁺ , Hg ²⁺ , Pt ⁴⁺ , Ti ³⁺

საშუალოდ მდგომარეობა უპირავთ

Fe²⁺, Co²⁺, Ni²⁺, Cu²⁺, Zn²⁺, Pb²⁺, Sn²⁺, Sb³⁺, Bi³⁺, Rh²⁺, I₂⁺, Ru²⁺, Os²⁺

„ხისტი“ ფუძეები	„რბილი“ ფუძეები
H ₂ O, OH ⁻ , F ⁻ , O ²⁻ , PO ₄ ³⁻ , SO ₄ ²⁻ , Cl ⁻ , CO ₃ ²⁻ , ClO ₄ ⁻ , NO ₂ ⁻ , NH ₃ , N ₂ H ₄	I ⁻ , SCN ⁻ , S ₂ O ₃ ²⁻ , CN ⁻ , H ⁻

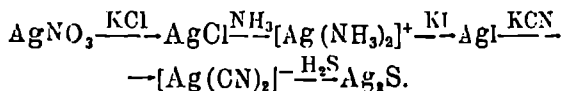
საშუალოდ მდგომარეობა უპირავთ

N₃⁻, Br⁻, NO₂⁻, SO₃²⁻, C₆H₅NH₂, C₆H₅N

რომელიმე ელემენტის „სიხისტე“ იზრდება უანგვითი რიცხვის გაზრდით. იმისათვის, რომ გავზარდოთ მაღალი უანგვითი რიცხვის მქონე „ხისტი“ მეტალის მდგრადობა, საჭიროა მისი კოორდინირება

„ხისტ“ ფუძესთან: O^{2-} , OH^- , F^- და სხვ. მართლაც, ცნობილია მდლი ქანგვითი რიცხვის ნაერთები: SO_4^{2-} (6+), MnO_4 (7+), $Cr_2O_7^{2-}$ და CrO_4^{2-} (6+), FeO_4^{2-} (6+), RuO_4 (8+), MnO_4^{3-} (6+), WO_4^{2-} (6+) და სხვ.

დაბალი ქანგვითი რიცხვის მქონე „რბილი“ მეტალის მდგრადობის გასაზრდელად საჭიროა ის კოორდინირებული იყოს „რბილი“ ფუძეებით (ლიგანდებით). მაგალითად: I^- , SCN^- , CN^- , $S_2O_3^{2-}$ და სხვ. ამ უქანასკნელის საილუსტრაციოდ მოვიყვანოთ ასეთი მაგალითი:

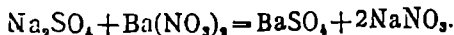
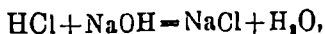


ამ შემთხვევაში „რბილი“ მჟავა— Ag^+ საბოლოოდ თანდათან გარდაიქმნება სტაბილურ ვერცხლის სულფიდად, ე. ი. „რბილი“ მჟავა—„რბილი“ ფუძე. NO_3^- „ხისტი“ ფუძეა, Cl^- უფრო ნაკლებად „ხისტი“ ფუძეა, ვიდრე NO_3^- . NH_3 უფრო ნაკლებად „ხისტი“ ფუძეა, ვიდრე Cl^- . I^- კი „რბილი“ ფუძეა, ხოლო S^{2-} კიდევ უფრო მეტად „რბილი“, ვიდრე I^- .

მოცემული მაგალითები ნათლად ადასტურებს პირსონის პრინციპის მართებულობას ფუძე-მჟავა ურთიერთქმედების არსისა და ბუნების ასახსნელად. მომავალი უთუოდ ხელს შეუწყობს ამ პრინციპის რაოდენობრივი მხარის დამუშავებასაც.

8.7 უანგვა-აღდგენითი პროცესები

1. შესავალი. ქიმიური რეაქციები შეიძლება ორ ჯგუფად დაეყოთ: ერთია რეაქციები, რომელთა მიმდინარეობისას მორეაგირე ნივთიერებებში შემავალი ატომების დაქანგულობის რიცხვი არ იცვლება. მაგალითად,



აქ თითოეული ატომის დანაქანგულობის ხარისხი უცვლელი რჩება.

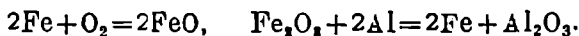
მეორეა რეაქციები, რომელთა მიმდინარეობა დაკავშირებულია მორეაგირე ნივთიერებების ატომთა დაქანგულობის რიცხვის ცვლილებასთან. მაგალითად:



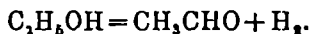
ამ რეაქციებში ყველა კომპონენტი იცვლის თავის დაქანგულობის ხარისხს. ასეთი ტიპის რეაქციებს, რომელთა მიმდინარეობისას იცვლება მორეაგირე ნივთიერებებში ატომების დაქანგულობის ხარისხი, უანგვა-აღდგენით რეაქციებს ვუწოდებთ.

უანგვა-აღდგენითი პროცესები ყველაზე გავრცელებული სახის ქიმიური რეაქციებია, რომლებსაც არსებითი მნიშვნელობა აქვს როგორც თეორიისათვის, აგრეთვე ქიმიური მრეწველობისათვის. სათბობის წვა საცეცხლურში და შიგაწვის ძრავებში, მეტალურგიული პროცესები, მეტალების გამოყოფა ელექტროლიზით, გალვანური წრედებისა და აკუმულატორის მოქმედება, ნახშირორჟანგის ასიმილაცია მცენარეთა მწვანე პიგმენტით და სუნთქვა ფრიალ მნიშვნელოვანი უანგვა-აღდგენითი პროცესებია.

სიტყვა „უანგვა“ უანგბადის სახელწოდებიდან წარმოსდგა და თავისი პირდაპირი მნიშვნელობით უანგბადის მიერთებას, უანგის წარმოქმნას ნიშნავს, რომლის დროსაც უანგბადი უერთდება ნარტივს ან რთულ ნივთიერებას:



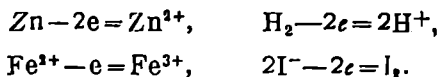
უანგბადის წყარო შეიძლება იყოს უანგბადის მოლეკულები ან უანგბადნაერთები. დაუანგვის რეაქციებს მიეკუთვნება აგრეთვე რეაქციები, რომელთა მიმდინარეობისას მოლეკულებს აკლდება წყალბადი:



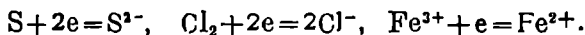
უანგვის ნებისმიერი რეაქცია დაკავშირებულია აღდგენის პროცესთან. ერთი რეაგენტის დაუანგვა განაპირობებს მეორის აღდგენას. ამ ტიპის პროცესები უანგვა-აღდგენით რეაქციებს წარმოადგენს.

თანამედროვე წარმოდგენების თანახმად, დაუანგულობის ხარისხის ცვლილება დაკავშირებულია რეაქციების დროს ელექტრონების გადაცემასა ან გადანაცვლებასთან. ამიტომ უანგვა-აღდგენით რეაქციებს შეიძლება შემდეგი განმარტება მივცეთ: ეს ის რეაქციებია, რომელთა მიმდინარეობა დაკავშირებულია ელექტრონების გადაცემასთან.

დაუანგვა ეწოდება ელექტრონის გაცემის პროცესს. ელექტრონი შეიძლება გასცეს ატომმა, მოლეკულამ, იონმა:



აღდგენა ეწოდება ელექტრონის მიერთების პროცესს. ელექტრონი შეიძლება მიერთოს ატომმა, მოლეკულამ, იონმა:



მუანგავი შეიძლება იყოს ნეიტრალური ატომი, მოლეკულა, იონი, რომლებიც იერთებენ ელექტრონებს. რეაქციის დროს მუანგავი აღდგება.

აღმდგენი შეიძლება იყოს ნეიტრალური ატომი, მოლეკულა

ან იონი, რომლებიც გასცემს ელექტრონებს. რეაქციის დროს აღმდგენი იქნა გეზა.

ამრიგად, დაქანგვას ყოველთვის ახლავს აღდგენა და აღდგენას—დაქანგვა:

აღმდგენი— x — მქანგავი,

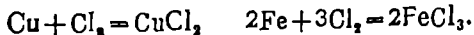
მქანგავი + x — აღმდგენი.

მაშასადამე, ქანგვა-აღდგენითი პროცესები წარმოადგენენ ორი საპირისპირო პროცესის—დაქანგვისა და აღდგენის ერთიანობას.

თუ რეაქციის დროს აღდილო ჰქონდა ელექტრონის არა გადაცემას, არამედ გადანაცვლებას, მას პირობით განიხილავენ როგორც ქანგვა-აღდგენით რეაქციას.

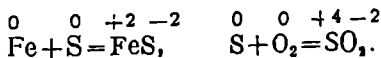
2. ქანგვა-აღდგენითი უნარი ჯგუფისა და პერიოდების მიხედვით. ქანგვა-აღდგენითი რეაქციის მიმდინარეობა მოითხოვს ისეთი ატომების, მოლეკულების ან იონების მონაცვლეობას, რომელთა უნარი ელექტრონების გაცემისა და მიერთებისა მკვეთრად განსხვავდება ერთმანეთისაგან.

დ. მენდელეევის პერიოდული სისტემის ჯგუფებში ზემოდან ქვემოთ გადანაცვლებისას მარტივი ნივთიერებების მქანგავი უნარი ეცემა. ყველაზე ენერგიულად ელექტრონებს იერთებს ფტორი, რომელსაც ყველაზე მაღალი ელექტროუარყოფითობა ახასიათებს, ამიტომ ფტორი ყველაზე ძლიერი მქანგავია. ქლორიც აქტიური მქანგავია, ქლორის არეში კარგად იწვის გავარჯარებული სპილენძი, რკინა:



ძლიერი მქანგავია ბრომიცა და იოდიც, მაგრამ არა ისეთი, როგორც ქლორია ან მით უფრო ფტორი.

ელექტროუარყოფითობის მიხედვით ფტორის მომდევნოა ქანგბადი, რომელიც ყოველთვის იძენს ელექტრონებს მხოლოდ ერთი გამონაკლისით—ფტორთან შეერთებისას ქანგბადი კარგავს ელექტრონებს. მისი მომდევნოა გოგირდი, რომელიც იძენს არა ზარტო მქანგავ, არამედ აღმდგენ უნარსაც. ეს იმაზეა დამოკიდებული, თუ რომელ ელემენტთან შედის ურთიერთქმედებაში გოგირდი. რკინასთან, და საერთოდ, მეტალებთან გოგირდი მქანგავ უნარს იძენს, ქანგბადთან შეერთებისას კი—აღმდგენს:

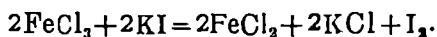
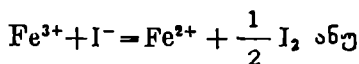


სიმბოლოს თავზე დაწერილი ციფრები დაქანგულობის რიცხვებს გამოსახავს. იმისათვის, რომ წინასწარ გავარკვიოთ ორი ელემენტიდან რომელია აღმდგენი და რომელი მქანგავი, უნდა შევადაროთ

მათი ელექტროუარყოფითობანი. რკინის ელექტროუარყოფითობა ერთზე ნაკლებია, გოგირდისა არის 2,6. რადგან გოგირდის ელექტროუარყოფითობა აღემატება რკინისას, ის მიიერთებს რკინის ატომის

ორ სავალენტო ელექტრონს და მიიღება ნაერთი FeS .^{+2 -2} ჟანგბადის ელექტროუარყოფითობა არის 3,5, რაც მნიშვნელოვნად აღემატება გოგირდის ელექტროუარყოფითობას. ამის გამო ჟანგბადი მიიზიდავს გოგირდის სავალენტო ელექტრონებს, გოგირდი დაიჟანგება, ჟანგბადი აღდგება და მიიღება ნაერთი SO_2 .^{+4 -2}

ყველაზე მკაფიოდ ჟანგვა-აღდგენითი უნარი გამოსახული აქვს პერიოდული სისტემის პირველი და მეშვიდე ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფების ატომებს; ტუტე მეტალები ძლიერი აღმდგენია—ჰალოგენები აქტიური მჟანგავები. ყველაზე ენერგიული აღმდგენია ფრანციუმი და ცეზიუმი, ყველაზე აქტიური მჟანგავია ფტორი. მეორე და მესამე ჯგუფების მთავარი ქვეჯგუფების ელემენტების ჟანგვა-აღდგენითი უნარი უფრო სუსტადაა გამოსახული, კიდევ უფრო სუსტად—მესამე და მეოთხე ჯგუფების მთავარი ქვეჯგუფების ელემენტებისა. ტუტე და ტუტე მიწათა კატიონები საერთოდ არ იჩენენ მჟანგავ უნარს. ცვლადი მუხტის იონების წარმოქმნილი ელემენტები იჩენენ თავისებურ თვისებებს, მაგალითად, Fe^{2+} აღმდგენია, Fe^{3+} —მჟანგავია. ჰალოგენების იონები ელექტრონების დაკარგვისას იჩენენ აღმდგენ უნარს, თვითონ კი იჟანგებიან (I^- , Br^- , Cl^-) და მიიღება შესაბამისად I_2 , Br_2 , Cl_2 , მაგალითად,



რთული იონების მჟანგავი უნარი დამოკიდებულია რთული იონის

წარმოქმნილი იონის დაჟანგულობის რიცხვზე. მაგალითად, MnO_4^- ,⁺⁷
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$,⁺⁶ ClO_4^- ,⁺⁷ ClO_3^- ,⁺⁵ მჟანგავ უნარს აქ იჩენს არა ატომი, რომელსაც დაჟანგულობის მაღალი ხარისხი აქვს, არამედ მთელი იონი.

შევედაროთ: KMnO_4 ,⁺⁷ K_2MnO_4 ,⁺⁶ MnO_2 ,⁺⁴ MnO ,⁺² პირველი ნაერთი ძლიერი მჟანგავია. რადგან მანგანუმის დაჟანგულობის რიცხვი ველარ გაიზრდება, ამიტომ ის მხოლოდ მჟანგავია. მანგანატიც ძლიერი მჟანგავია, მისი ჟანგვის რეაქციები ბევრად უფრო ხშირად გვხვდება, ვიდრე აღდგენისა, რომლის დროსაც მას შეუძლია მხოლოდ ერთი ელექტრონის გაცემა. შუალედური ნაერთი MnO_2 პირობების

მიხედვით იჩენს ან მჟანგავის, ან აღმდგენის უნარს უკანასკნელი ნაერთი MnO შეიძლება მხოლოდ აღმდგენის როლში იყოს.

ჰ. უმნიშვნელოვანესი მჟანგავები და აღმდგენები. მჟანგ ავებია არამეტალები, მეტალის იონები ან მოლეკულები.

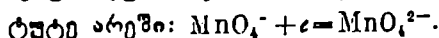
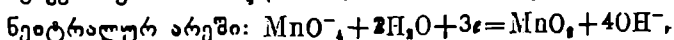
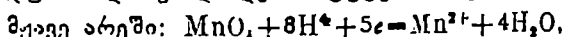
არამეტალის ატომებს გარე ელემენტზე 4-დან 7-მდე ელექტრონი აქვს, ამიტომ მათ შეუძლიათ ან ელექტრონების მიერთება ვიდრე მათი რიცხვი 8-მდე შეეცვალოს, ან ელექტრონული წყვილების სათანადო რაოდენობის წარმოქმნა. ამ შემთხვევაში დაქანგულობის რიცხვი არამეტალებისა უარყოფითი რიცხვით გამოისახება. როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ყველაზე ადვილად ელექტრონებს მეშვიდე ჯგუფის ელემენტების ატომები იერთებს, ყველაზე ძნელად—მეოთხე ჯგუფის ელემენტების ატომები. მეხუთე და მეექვსე ჯგუფის ელემენტების ატომებს შუალედური ადგილი უკავია. მეტალების იონებს შეუძლიათ მიიერთონ ელექტრონები:



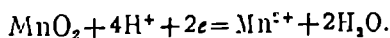
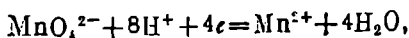
რაც უფრო ნაკლებ აქტიურია მეტალები, მით უფრო ადვილად იერთებს ელექტრონებს. ტუტე და ტუტე მეტალების იონები ელექტრონებს მხოლოდ ელექტროლიზის დროს იძენს.

განვიხილოთ რამდენიმე რთული იონის ან მოლეკულის მჟანგავი უნარი. კალიუმის პერმანგანატი მჟანგავ უნარს იჩენს მჟავე არეშიცა და ტუტე არეშიც. გარემოს მიხედვით იისი დაქანგულობის რიცხვი

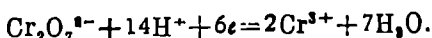
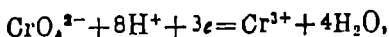
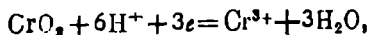
სხვადასხვაგვარად იცვლება; მჟავე არეში ის აღდგება Mn^{+2} -მდე, ნეიტრალურში დიოქსიდამდე და ტუტეში მანგანატამდე.



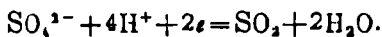
მანგანატი და მანგანუმის დიოქსიდი თავის მჟანგავ უნარს ავლენს მხოლოდ მჟავე არეში:



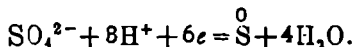
ქრომის უანგბადოვანი ნაერთები: CrO_3 , K_2CrO_4 , $K_2Cr_2O_7$ მჟანგავ უნარს იჩენს როგორც მჟავე, აგრეთვე ტუტე არეში. მათი მანგავი მოქმედება შეიძლება შემდეგი რეაქციებით გამოვსახოთ:



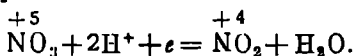
ძლიერი მჟანგავია ცხელი კონცენტრირებული გოგირდშეაფა. გოგირდის დაჟანგულობის რიცხვი ჩვეულებრივად +4-მდე ეცემა:



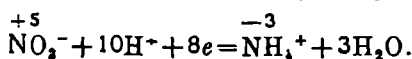
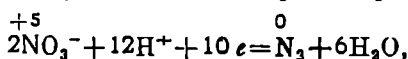
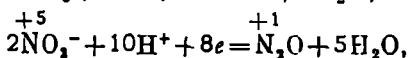
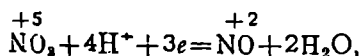
ძლიერი აღმდგენის გავლენით მიიღება $\overset{0}{\text{S}}$:



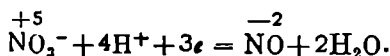
აზოტშეაფა კონცენტრირებულიც მჟანგავია და განზავებულიც. კონცენტრირებულ აზოტშეაფასთან მეტალების და არამეტალების მოქმედებისას აზოტის დაჟანგულობის რიცხვი +5-დან +4-მდე იცვლება და გამოიყოფა NO_2 :



განზავებული და საშუალო კონცენტრაციის აზოტშეაფას აქტიურ მეტალებთან ურთიერთქმედებისას აზოტის დაჟანგულობის რიცხვი +5-დან -3-მდე იცვლება და ღებულობს შუალედურ მნიშვნელობებს, რის შედეგად მიიღება: NO , N_2O , N_2 ან NH_3 :



არამეტალებთან ურთიერთქმედებისას განზავებული აზოტშეაფას აზოტის დაჟანგულობის რიცხვი +5-დან +2-მდე ეცემა. ამის შედეგად გამოიყოფა NO :



ძლიერი მჟანგავებია აგრეთვე ჰალოგენების ჟანგბადოვანი ნაერთები HalO , HalO_2 , HalO_3 და HalO_4 , წყალბადის პეროქსიდი H_2O_2 , ტყვიის დიოქსიდი PbO_2 , პერსულფატები $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$, სამეფო წყალი. მათ ჟანგვის რეაქციებს შეეხვდებით სათანადო ელემენტებისა და მათი ნაერთების თვისებების განხილვისას. აღნიშნულის გარდა ერთ-ერთი ძლიერი მჟანგავია ელექტრული დენი ანოდზე.

აღმდგენები არამეტალები თავისუფალ მდგომარეობაში, ასეთია წყალბადი, ნახშირბ.ი, სილიციუმი, სელენი; არამეტალების ბინარული ნაერთები მეტალებთან—ჰიდრიდები, ბორიდები, კარბიდები-ფოსფიდები, სილიციდები, ნიტრიდები, ჰალოგენიდები. . თუ აღმდგე-

ნება ეკუთვნის პერიოდული სისტემის ერთ ჯგუფს, მათი აქტიურობა ძლიერდება ატომური მასის გადიდებისას.

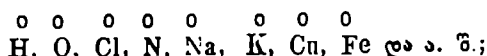
მეტალების აქტიურობა დამოკიდებულია მათ ადგილმდებარეობაზე ძაბვათა მწკრივში. დაბალი მუხტის მქონე იონები კარგი აღმდგენებია, ასეთებია: SnCl_2 , FeSO_4 , MnCl_2 , CrCl_2 . აღმდგენიჭუნარი ახასიათებს აგრეთვე: NH_3 , N_2H_4 (ჰიდრაზინი), NO , H_3PO_2 , H_3PO_3 (აღმდგენები, სპირტები და აგრეთვე ელექტრული დენი კათოდზე).

4. დაქანგულობის ხარისხი (რიცხვი). ვინაიდან ქანგვა-აღდგენით პროცესებს არსებითი მნიშვნელობა აქვს ქიმიკში, ამიტომ საჭიროა ამ პროცესების განტოლებების შედგენა. ასეთი განტოლებების შედგენის ერთ-ერთი მეთოდი მოითხოვს დაქანგულობის ხარისხის ანუ დაქანგულობის რიცხვის ცნების შემოტანას.

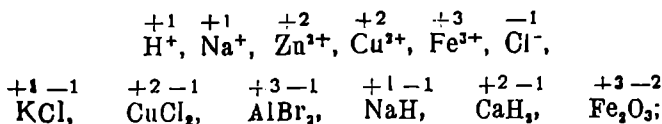
იონურ ნაერთებში იონების მუხტები განისაზღვრება გაცემული ან მიერთებული ელექტრონების რიცხვით.

დაქანგულობის რიცხვი შეიძლება იყოს ნულოვანი, დადებითი და ურყოფითი:

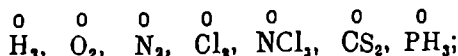
1. ატომის დაქანგულობის რიცხვი ნულის ტოლია:



2. იონის დაქანგულობის რიცხვი იონურ ნაერთებში ან მათ თავისუფალ მდგომარეობაში ამ იონის მუხტის ტოლია:

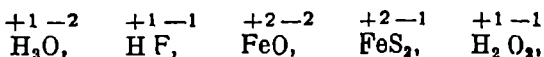


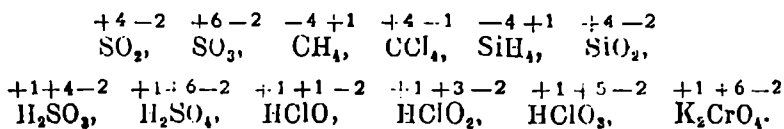
3. კოვალენტურ მოლეკულებში არაპოლარული ბმით (ე. ი. ერთნაირი ელექტროუარყოფითობის მქონე ატომებისაგან შემდგარ მოლეკულებში) დაქანგულობის რიცხვი ნულის ტოლია:



4. კოვალენტურ ნაერთებში პოლარული ბმით მოცემული ატომის დაქანგულობის რიცხვი უდრის იმ ელექტრონების რიცხვს, რომელსაც სხვა ატომებისაგან მოცემული ატომისკენაა გადანაცვლებული და პირუკუ.

უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტის დაქანგულობის რიცხვი უარყოფითია, უფრო ელექტროდადებითისა—დადებითი:





73-ე ცხრილში მოცემულია რამდენიმე ელემენტის დაჯანგულობის რიცხვი ზოგიერთ ნაერთში.

ცხრილი 73

დაჯანგულობის რიცხვი	Cl	S	N	P
7	$\text{Cl}_2\text{O}_7, \text{HClO}_4$	$\text{SO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{N}_2\text{O}_5, \text{HNO}_3$	$\text{P}_2\text{O}_5, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
6				
5	HClO_3		NO_2	
4		$\text{SO}_2, \text{H}_2\text{SO}_3$	N_2O_3	$\text{P}_2\text{O}_3, \text{H}_3\text{PO}_3$
3	HClO_2		NO	
2			N_2O	
1	$\text{Cl}_2\text{O}, \text{HClO}$		N_2	H_3PO_2
0	Cl_2	S		P_4
-1	HCl			
-2		H_2S		
-3			NH_3	PH_3

მოლეკულაში ყველა ატომების დაჯანგულობის რიცხვთა ჯამი ნულის ტოლია.

უანგვა-აღდგენითი რეაქციის განტოლების შესადგენად არსებითი მნიშვნელობა არა აქვს იმას, თუ რა სახის ბმა წარმოიქმნება—იონური თუ კოვალენტური. როცა ერთი ატომის ელექტრონი მეორე ატომს გადაეცემა (მაგალითად, NaCl -ის წარმოქმნისას), მიიღება იონური ბმა. ეს ტიპური უანგვა-აღდგენითი პროცესია.

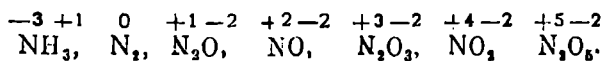
პოლარული ბმის წარმოქმნისას (მაგალითად, $\text{H}:\text{Cl}$) სავალენტო ელექტრონები გაწყვილებისას გადაინაცვლებს უფრო ელექტროუარყოფითი ატომისაკენ. მართალია, ამის შედეგად არ აღიძვრება იონები, მაგრამ შეიცვლება დაჯანგულობის რიცხვი, რასაც პირობითი ხასიათი აქვს და ამიტომ პირობით ასეთ რეაქციებსაც უანგვა-აღდგენითს ვუწოდებთ.

წყალბადის დაჯანგულობის რიცხვი ყველა ნაერთში არის +1 (გარდა H^- -ისა), უანგვაბადის დაჯანგულობის რიცხვი ყველა ნაერთში არის -2 (OF_2 -ის გამონაკლისით, სადაც მისი დაჯანგულობის რიცხვი უდრის +2-ს), $\text{O}-\text{O}$ ბმის შემთხვევაში და პეროქსო-იონში O_2^{2-} , ROOH ტიპის პეროქსიდებში არის -1.

განვიხილოთ აზოტის დაქანგულობის რიცხვი მის ზოგიერთ კო-გალენტურ ნაერთში.

NH_3 -ის მოლეკულაში აზოტის დაქანგულობის რიცხვი არის მინუს სამი, წყალბადისა პლუს ერთი, მაგრამ ეს არ ნიშნავს, რომ ამიაკის მოლეკულაში აზოტს სამი უარყოფითი მუხტი აქვს და წყალბადს — ერთი დადებითი. ვინაიდან აზოტი უფრო ელექტროუარყოფითია, ვიდრე წყალბადი, გაწყვილებული სავალენტო ელექტრონები აზოტისაკენ გადაინაცვლებს. ამიტომ აზოტისა და წყალბადის შეერთების რეაქციას განვიხილავთ როგორც ქანგვა-აღდგენითს, რომლის დროსაც წყალბადი დაიქანგა და აზოტი აღდგა.

ქანგვადი უფრო ელექტროუარყოფითია, ვიდრე აზოტი, ამიტომაც ქანგვადოვან ნაერთებში აზოტის დაქანგულობის რიცხვი დადებითია, ქანგვადისა კი უარყოფითი:



ასევე შეიძლება სხვა ნაერთებიც განვიხილოთ.

დაქანგულობის მუდმივი რიცხვი ხასიათებს ტუტე მეტალებს (+1). ტუტე მიწათა მეტალებს (+2), ფტორს (-1). ჰიდრიდებში წყალბადის დაქანგულობის რიცხვი არის -1 და მისი ნაერთების უმრავლესობაში +1, ქანგვადისა -2, ქანგვადისა პეროქსიდებში -1. ცვლადი დაქანგულობის რიცხვის გამოთვლა ადვილია გამოძინარე ფორმულიდან და იმ დებულებიდან, რომ მოლეკულაში შემავალი ყველა ატომის დაქანგულობის რიცხვების ჯამი ნულის ტოლია.

განვიხილოთ რამდენიმე ნაერთში ნახშირბადის დაქანგულობის რიცხვი, რომელსაც x -ით აღვნიშნავთ:

$$\begin{array}{l} -2 \\ \text{CO} \quad x + (-2) = 0, \quad x = +2; \end{array}$$

$$\begin{array}{l} +1 \\ \text{CH}_4 \quad x + 4(+1) = 0, \quad x = -4; \end{array}$$

$$\begin{array}{l} +1 \\ \text{C}_2\text{H}_6 \quad 2x + 6(+1) = 0, \quad x = -3; \end{array}$$

$$\begin{array}{l} +1 & -2 & +1 \\ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \quad 2x + 6(+1) + (-2) = 0, \quad x = -2; \end{array}$$

$$\begin{array}{l} +1 & +1 & -2 \\ \text{HC HO} \quad x + 2(+1) + (-2) = 0, \quad x = 0; \end{array}$$

$$(\text{COOH})_2 \quad 2x + 2(+1) + 4(-2) = 0, \quad x = +3.$$

ელემენტების დაქანგულობის რიცხვების დადგენისას უნდა ვიხელმძღვანელოთ ელექტროუარყოფითობათა ცხრილით.

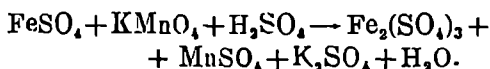
ნ. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების განტოლებების შედგენა¹.
 ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების განტოლებების შედგენისას ელემენტების ელექტროუარყოფითობის მიხედვით არკვევენ რეაქციის მიმართულებას. სწორად შედგენილი ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის განტოლება გამოსახავს ნივთიერებათა მასის მუდმივობის კანონს. ამიტომ ამოსავალი ნივთიერებებისა და პროდუქტების მოლეკულები უნდა შეიცავდეს მოცემული სახის ატომებს ტოლი რაოდენობებით, იგივე ითქვის მუხტების შესახებ.

განტოლების შედგენისას ჩვეულებრივად ჯერ დაიწერება აღმდგენი, შემდეგ მჟანგავი და ბოლოს არე; რეაქციის პროდუქტებში—ჯერ აღმდგენის დაჟანგვის პროდუქტი, შემდეგ მჟანგავის აღდგენის პროდუქტი, ბოლოს კი დანარჩენი ნივთიერებები.

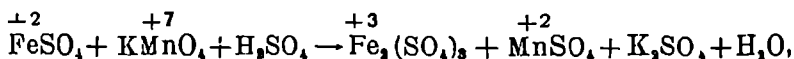
ხშირ შემთხვევაში მიღებული წყალში უხსნადი ოქსიდების გასახსნელად საჭიროა მჟავე არის შექმნა. ამ მიზნისათვის არ იყენებენ მარილმჟავას, რადგან ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის მიმდინარეობის პროცესში ის ადვილად შეიძლება დაიჟანგოს (ქლორის გამოყოფით) არ გამოდგება ამ მიზნებისათვის არც აზოტმჟავა, რადგან მას შეუძლია თავისი მჟანგავი უნარი გამოიჩინოს. ამიტომ მჟავე არის მისაღებად ჩვეულებრივად განზავებულ გოგირდმჟავას მიმართავენ. ჟანგვა-აღდგენითი განტოლების შედგენისას ხელშეწყობენ ელექტრონული ბალანსისა და ნახევარრეაქციების მეთოდით.

ელექტრონული ბალანსის მეთოდს საფუძვლად უდევს დებულება, რომლის თანახმად აღმდგენისაგან გაცემული ელექტრონების რიცხვი უდრის მჟანგავებთან მიერთებულ ელექტრონთა რიცხვს. განვიხილოთ ამ მეთოდის გამოყენების რამდენიმე მაგალითი:

1. შეედგინოთ რკინის(II) სულფატის და კალიუმის პერმანგანატის ურთიერთქმედების განტოლება მჟავე არეში:



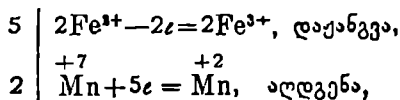
ვანესაზღვროთ ელემენტების დაჟანგულობის რიცხვები რეაქციაში და რეაქციის შემდეგ:



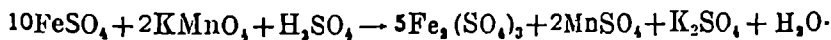
აქ იცვლება რკინისა და მანგანუმის დაჟანგულობის რიცხვები (აღმდგენია FeSO_4 , მჟანგავია KMnO_4).

¹ Г. П. Хомченко, И. К. Цитович Неорганическая Химия. М., 1978.

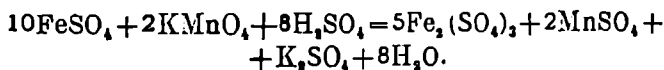
ამის შემდეგ შევადგენთ ელექტრონულ განტოლებებს, ე. ი. გა-
მოვსახავთ ელექტრონების გატემასა და მიერთებას:



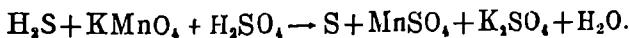
ელექტრონული განტოლებიდან ჩანს, რომ უნდა ავიღოთ 5×2 მოლი FeSO_4 და 2 მოლი KMnO_4 , მაშინ მივიღებთ 5 მოლ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ და 2 მოლ MnSO_4 :



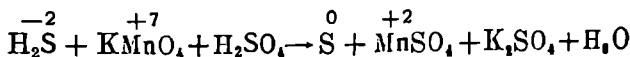
სტექიომეტრიული კოეფიციენტების გარკვევისას დავინახეთ, რომ რეაქციისათვის საჭირო ყოფილა 8 მოლი H_2SO_4 და რომ მიი-
ღება 8 მოლი H_2O . განტოლება მიიღებს შემდეგ საბოლოო სახეს:



2. შევადგინოთ ქანგვა-აღდგენითი რეაქციის განტოლება შემდე-
გი სქემის მიხედვით:

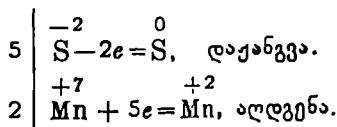


განვსაზღვროთ დაქანგვულობის ხარისხი რეაქციამდე და მის შემდეგ:

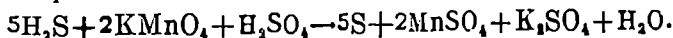


როგორც განტოლებიდან ჩანს, იცვლება გოგირდისა და მანგანუმის
დაქანგვულობის რიცხვები.

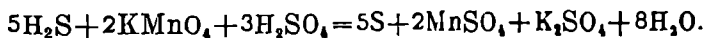
შევადგენთ ელექტრონულ განტოლებებს:



ელექტრონული ფორმულებიდან ჩანს, რომ 5 მოლ H_2S -ზე უნდა ავი-
ღოთ 2 მოლი KMnO_4 , მაშინ მიიღება 5 გ-ატომი გოგირდი და 2 მო-
ლი MnSO_4 :



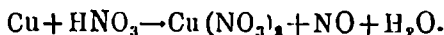
ამის შემდეგ ვიპოვიით დანახარჩენი კომპონენტების სტექიომეტრიულ
კოეფიციენტებს და განტოლება მიიღებს შემდეგ საბოლოო სახეს:



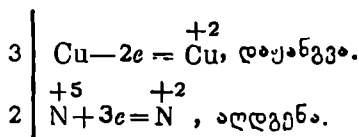
განტოლების სისწორის შესამოწმებლად დაეთვლით ტოლობის ნიშნის

ორივე მხარეზე ჟანგბად-ატომთა რიცხვს, რომელიც უნდა აკმაყოფილებდეს მასის მუდმივობის კანონს.

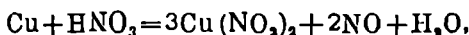
3. საშუალო კონცენტრაციის აზოტმჟავასთან სპილენძის ურთიერთქმედების რეაქციის სქემას შემდეგნაირად დავწერთ:



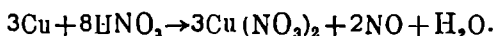
სპილენძის ატომი იონურ მდგომარეობაში გადასვლისას გაცემს ორ ელექტრონს, ხოლო აზოტის დაქანგულობის რიცხვი +5-დან +2-მდე დაცემა, ამიტომ ელექტრონულ განტოლებებს ექნება შემდეგი სახე:



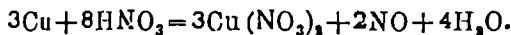
ელექტრონული ბალანსის განტოლებებიდან გადავიტანოთ კოეფიციენტები რეაქციის სქემის მარჯვენა ნაწილში:



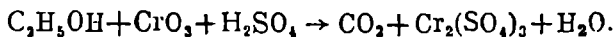
აქედან ადვილად გავარკვევთ, რომ 2 მოლი აზოტმჟავა NO-მდე აღდგა და 6 მოლი დაიხარჯა 3 მოლი $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ -ის წარმოქმნაზე, სულ 8 მოლი:



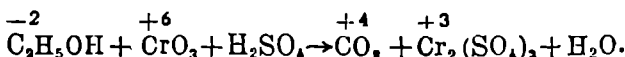
ამის შემდეგ გავაწონასწორებთ განტოლებას და შევიტანთ ტოლობის ნიშანს:



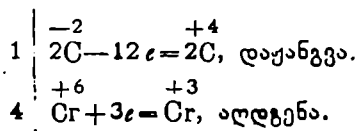
4. შევადგინოთ ეთილის სპირტისა და ქრომის ანჰიდრიდის ურთიერთქმედების რეაქციის განტოლება, მის სქემას შემდეგნაირად ჩავწერთ:



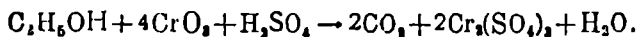
განესაზღვროთ ატომების დაქანგულობის რიცხვები:



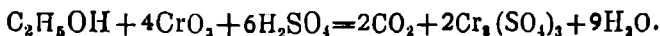
სპირტის თითოეულმა ნახშირბად-ატომმა ექვს-ექვსი ელექტრონი უნდა დაკარგოს, ქრომის ატომმა უნდა შეიძინოს სამ-სამი ელექტრონი. აქედან გამომდინარე ელექტრონულ განტოლებებს ექნება შემდეგი სახე:



ელექტრონული ბალანსის განტოლებებიდან სტექიომეტრიული კოეფიციენტები გადავიტანოთ რეაქციის სქემის მარცხენა ნაწილში:



განტოლებიდან ჩანს, რომ ამ რეაქციას მოხმარდება 6 მოლი გოგირდ-მჟავა:



ამის შემდეგ შესაძლებელია დავთვლით უანგბად-ატომთა რიცხვს განტოლების მარცხენა ნაწილში ($1+12=13$) და მარჯვენა ნაწილში $4+9=13$. შთაბეჭდილებაა, რომ განტოლება სწორად და აგებულია.

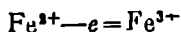
ყველა ეს მოქმედება შეიძლება ერთხელ დაწერილ განტოლებაზე ჩატარდეს.

ელექტრონული ბალანსის განხილული მეთოდი აგებულია ვა-
 $+7 \quad +5 \quad -3 \quad +6$
 რულზე, რომ არსებობს იონები; Mn, N, N, Cr და სხვა, რაც არ შეესაბამება რეალობას, არამედ არის იონები: MnO_4^- , NO_3^- , NO_2^- , CrO_4^{2-} და ა. შ. ამ ნაკლისაგან თავისუფალია ნახევარრეაქციების მეთოდი.

ნახევარრეაქციების ანუ იონურ-ელექტრონული მეთოდი ფართოდ გამოიყენება უანგვა-ალდგენითი რეაქციების განტოლებების შესადგენად. რადგან ნებისმიერი უანგვა-ალდგენითი რეაქციის მიმდინარეობისას ხდება ელექტრონების დაკარგვა-შეძენა, ამიტომ ყოველი უანგვა-ალდგენითი რეაქცია შეიძლება გამოვიყენოთ ელექტრული დენის მისაღებად, რისთვისაც საკმარისი ექნება მისი ჩატარება გალვანურ ელემენტში. გალვანური ელემენტი არის ხელსაწყო, რომელიც საშუალებას გვაძლევს ქიმიური ენერჯია ელექტრულ ენერჯიად გარდავქმნათ.

ყოველი გალვანური ელემენტი შედგება ორი ნახევარელემენტი-საგან. ერთ ნახევარელემენტში მიმდინარეობს ალდგენის უანგვის ნახევარრეაქცია, მეორეში შეანგავის ალდგენის ნახევარრეაქცია.

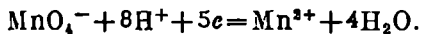
მაგალითისათვის შევადგინოთ რეაქციის განტოლება, რომელიც წარმართება რკინის(II) სულფატისა და კალიუმის პერმანგანატის ურთიერთქმედებისას. $FeSO_4$ -ის დაუანგვის ნახევარრეაქცია შეიძლება შემდეგნაირად დაწეროთ:



ეს არის ალდგენის დაუანგვის პირველი ნახევარრეაქცია.

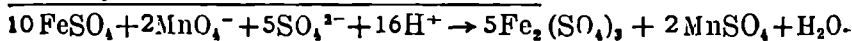
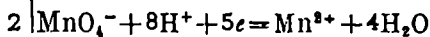
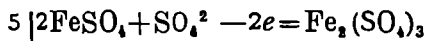
შემოთ აღნიშნული იყო, რომ მჟავე არეში პერმანგანატ-იონის

ე. ი. მუანგავის აღდგენის დროს წყალბად იონები უერთდება MnO_4^- -ში შეშავალ ქანგბადს, რის შედეგადაც წარმოიქმნება წყალი:

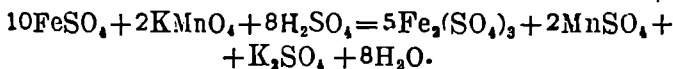


ეს არის მუანგავის აღდგენის მეორე ნახევარრეაქცია.

რეაქციის განტოლების შესადგენად საჭიროა ამ ნახევარრეაქციების შეჯამება, ოღონდ წინასწარ უნდა გათანაბრებულ იქნას გაცემული და შეძენილი ელექტრონების რიცხვი. ამ მიზნით უნდა ვიპოვოთ უმცირესი ჯერადი (ამ მაგალითში 2 და 5), რომელზედაც გავამრავლებთ ნახევარრეაქციებს:

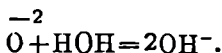
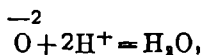


კოეფიციენტების გაწონასწორების შემდეგ მივიღებთ:

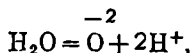


ნახევარრეაქციების მეთოდით სარგებლობისას საჭიროა მხედველობაში ვიქონიოთ შემდეგი პირობა: ძლიერი ელექტროლიტები ჩაიწერება იონების სახით, სუსტი ელექტროლიტები—უხსნადი და აირადი ნივთიერებები მოლეკულების სახით.

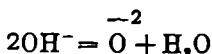
თუ ამოსავალი ნივთიერებები მეტი რაოდენობით შეიცავს ქანგბადს ვიდრე პროდუქტები, O^{2-} სახით გამოყოფილ ქანგბადს შეავეხსნარებში წყლის სახით შეაკავშირებენ წყალბად-იონებით, ნეიტრალურ და ტუტე არეში კი ჰიდროქსიდ-იონების სახით;



მაგრამ თუ ამოსავალი ნივთიერებები ნაკლები რაოდენობით შეიცავს ქანგბადს, ვიდრე წარმოქმნილი ნაერთები, მათი ნაკლებობის შესავსებად შეავე და ნეიტრალურ არეში უმატებენ წყალს-

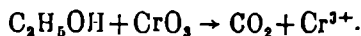


ტუტე ხსნარებში კი—ჰიდროქსიდ-იონებს:

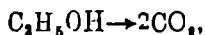


ახლა ნახევარრეაქციების მეთოდით შევადგინოთ ეთილის სპირ-

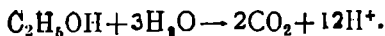
ტისა და ქრომის ანჰიდრიდის ურთიერთქმედების რეაქციის განტო-
ლება გოგირდმჟავა არეში:



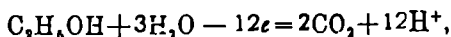
შევადგინოთ ნახევარრეაქციის განტოლება. C_2H_5OH გარდაიქმნება CO_2 -ად:



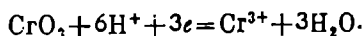
მარჯვენა მხარეზე ოთხი უანგბად-ატომია, მარცხენაზე—ერთი. ატო-
მების ბალანსისათვის საჭიროა სამი უანგბად-ატომი, რომელიც შეიძ-
ლება მივიღოთ წყლიდან:



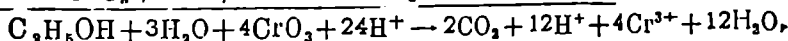
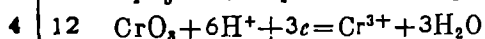
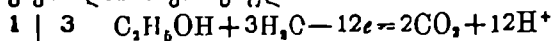
როგორც ვხედავთ, მარჯვენა მხარეზე გაჩნდა 12 წყალბად-იონი. იმი
სათვის, რომ მუხტები გავათანაბროთ, განტოლების მარცხენა ნაწილს
უნდა გამოვაცხოთ 12 ელექტრონი, მაშინ პირველი ნახევარრეაქცი-
ის განტოლებაში შეეძლებოდა დავწეროთ ტოლობის ნიშანი:



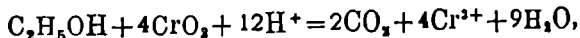
მეანგავი CrO_3 აღდგება Cr^{3+} -მდე (ეს რეაქცია განხილულია ზემოთ):



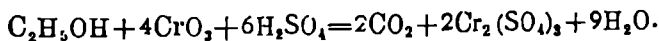
უანგვა-აღდგენითი რეაქციის სრული განტოლების შედგენის
მიზნით უნდა შევაჯამოთ მიღებული ნახევარრეაქციების განტოლებე-
ბი და თითოეული განტოლება უნდა გავამრავლოთ ისეთ რიცხვზე,
რომ აღმდგენისაგან გაცემული ელექტრონების რიცხვი უდრიდეს მეან-
გავისადმი მიერთებულს:



მსგავსი წევრების შეღარების შემდეგ განტოლება მიიღებს საბოლოო
სახეს:

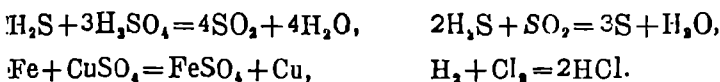


აქედან ადვილად დაიწერება ამ რეაქციის მოლექულური ფორმა:

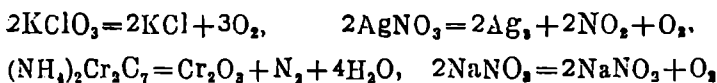


6. უანგვა-აღდგენითი რეაქციების კლასიფიკაცია. უანგვა-აღდ-
გენითი რეაქციების დიდი სიმრავლე საშუალებას იძლევა გამოვეყოთ
სამი ძირითადი ტიპის რეაქციები. ეს არის მოლექულათშორისი
ან ატომთშორისი, შიგამოლექულური და დისპროპო-
პორციონირების რეაქციები.

ზოლეკულათშორისი და ატომთშორისი რეაქციები ისეთია, რომელთა მიმდინარეობისას იცვლება ატომების დაჯანგულობის რიცხვი სხვადასხვა ზოლეკულაში. ამავე ჯგუფს შეეკუთვნება რეაქციები სხვადასხვა ნივთიერებებს შორის, როცა ერთი და იმავე ელემენტის ატომებს სხვადასხვა დაჯანგულობის რიცხვი ახასიათებს. ამის მაგალითებია:



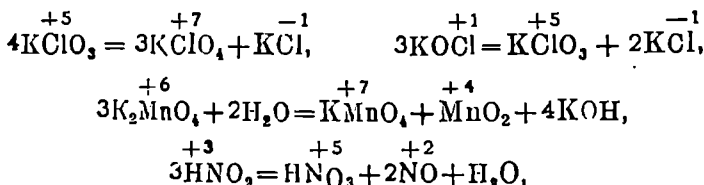
შიგამოლეკულური ისეთი ქანგვა-აღდგენითი რეაქციებია, რომელთა მიმდინარეობა დაკავშირებულია სხვადასხვა ატომის დაჯანგულობის რიცხვის ცვლილებასთან ერთსა და იმავე ზოლეკულაში:



იმავე შიგამოლეკულური რეაქციების ჯგუფს მიეკუთვნება დამლის რეაქციები, როცა ერთი ელემენტის სხვადასხვა ატომს განსხვავებული დაჯანგულობის რიცხვი ახასიათებს:

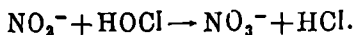


დისპროპორციონირების ქანგვა-აღდგენითი რეაქციების მიმდინარეობისას ერთი და იგივე ელემენტის ერთი ატომის დაჯანგულობის რიცხვი მატულობს, მეორისა კი კლებულობს:



ამ ჯგუფის რეაქციებს აღრე თვითდაქანგვა-აღდგენის რეაქციები ეწოდებოდა.

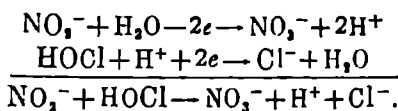
7. ქანგვა აღდგენითი რეაქციების სხვა მექანიზმის შესახებ. ქანგვა-აღდგენითი რეაქციების შესახებ არსებული მდიდარი მასალა საშუალებას გვაძლევს სხვაგვარად განვიხილოთ ბუნარებში მიმდინარე ამ ტიპის პროცესების მექანიზმი. ამასთან დაკავშირებით გავარჩიოთ ნიტრიტ-იონის ურთიერთქმედება ქვექლოროვანშეავასთან:



ამ რეაქციისათვის ელექტრონული ბალანსის მეთოდით კოეფიციენტების შერჩევის შედეგად მივიღებთ, რომ:

$$\begin{array}{r} N^{+3} - 2e = N^{+5} \\ +1 \quad \quad -1 \\ \hline Cl + 2e = Cl \\ +3 +1 \quad +5 \quad -1 \\ N + Cl = N + Cl \end{array}$$

თუ კოეფიციენტებს ნახევარრეაქციების მეთოდით შევარჩევთ, გვექნება:

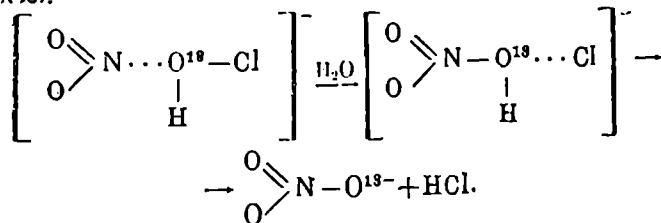


ორივე მეთოდის გამოყენებისას ნაფარაუდგევია, რომ აზოტის და ქლორის დაჟანგულობის ხარისხის ცვლილებისას აზოტის ელექტრონები გადაეცა ქლორს. ასეთ შედეგს გვაძლევს ჩვეულებრივი მიდგომა ამ ტიპის რეაქციებისადმი, რომლის თანახმად დაჟანგვა არის ელექტრონების დაკარგვა, ხოლო აღდგენა—ელექტრონების შექმნა. მაგრამ განსახილველი რეაქციის და მრავალი სხვა პროცესის შესწავლის შედეგად დადგინდა, რომ ამ სახის რეაქციების მიმდინარეობისას ჟანგვა-აღდგენა დაკავშირებულია არა ელექტრონების დაკარგვა-შექმნასთან, არამედ ატომების გადატანასთან.

ამჟამად დადგენილია, რომ დადებითად დამუხტული ატომთა ჯგუფის ან ცალკეული ატომის გადატანა ელექტრონების დაკარგვის (დაჟანგვის) ეკვივალენტურია, ხოლო უარყოფით ატომთა ჯგუფის ან ცალკეული ატომის გადატანა ელექტრონების მიერთების (აღდგენის) ეკვივალენტურია¹.

ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების დროს ჟანგბადის ატომის გადატანა შეიძლება აღმოვაჩინოთ ნიშანდებული O^{18} -ის დახმარებით იმ პირობით, თუ ის არ შევა სწრაფ მიმოცვლაში გამხსნელის ჟანგბადთან.

ნიტრიტ-იონის ქვექლოროვანშეავათი დაჟანგვის მექანიზმის გასარკვევად ეს რეაქცია ჟანგბადის მძიმე იზოტოპის მეშვეობით ჩატაროთ:



¹ იხ. Ф. Басило и Р. Пирсов. Механизмы неорганических реакций. М.: 1971, 399—412; Л. И. Мартыненко и В. И. Спицын. Методические аспекты курса неорганической химии. МГУ, 1983.

რეაქციის პროდუქტების გამოკვლევაში ნათელყო, რომ ჟანგბადის მძიმე იზოტოპი მიუერთდა აზოტს, ხოლო ბმა ქლორსა და ჟანგბადს შორის შეიცვალა და წარმოიქმნა ბმა ქლორსა და წყალბადს შორის. ეს გარდაქმნა $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$ ჩვეულებრივად განიხილება როგორც დაჟანგვის პროცესი, რომლის დროსაც აზოტის ატომი ჰჰარგავს ორ ელექტრონს. მაგრამ ზემო მექანიზმის მიხედვით აზოტის დაჟანგულობის ხარისხის შეცვლა განაპირობა ქვექლორმჟავის მოლეკულიდან ელექტრონიტრალური ჟანგბადის ატომის აზოტისადმი მიერთებამ.

მსგავსი გზით იქნა დადგენილი ჟანგბადის გადატანა სულფიტ-იონის დაჟანგვისას ClO^- , ClO_2^- , ClO_3^- , BrO_3^- იონებით.

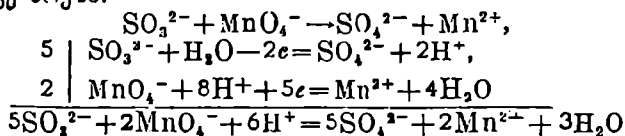
ამრიგად საჭიროა ვიქონიოთ მხედველობაში, რომ ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები არა ყველა შემთხვევაშია დაკავშირებული ატომის ელექტრონების რიცხვის შეცვლასთან, რომელიც განაპირობებს დაჟანგულობის ხარისხის შეცვლას. განხილული ტიპის რეაქციების მიმართ ძალაში რჩება ძველი, კლასიკური განმარტება, რომლის თანახმად დაჟანგვა არის ჟანგბადის მიერთება, აღდგენა კი—მისი დაკარგვა.

8. ტემპერატურის, კონცენტრაციის და გარემო არის გავლენა ჟანგვა-აღდგენითი პროცესების მიმდინარეობაზე¹. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის მიმდინარეობის ხასიათზე მნიშვნელოვან გავლენას ახდენს გარემო არე. იმის მიხედვით იქნება შეავე გარემო (H^+ სიჭარბე), ნეიტრალური თუ ტუტე (OH^- სიჭარბე), რეაქცია ერთსა და იმავე ნივთიერებებს შორის სხვადასხვა გზით შეიძლება წარმართოს. ზემოთ აღნიშნული იყო, რომ კალიუმის პერმანგანატი შეავე, ნეიტრალურ და ტუტე არეში სხვადასხვაგვარად აღდგება:

შეავე არეში $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ აღდგება Mn^{2+} -მდე, სადაც მანგანუმის დაჟანგულობის რიცხვი არის ორი. ნეიტრალურ ან სუსტ ტუტე არეში: $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$ აღდგება MnO_2 -მდე, სადაც მანგანუმის დაჟანგულობის რიცხვი არის ოთხი. ძლიერ ტუტე არეში: $\text{MnO}_4^- + e = \text{MnO}_4^{2-}$ აღდგება მანგანატამდე K_2MnO_4 , სადაც მანგანუმის დაჟანგულობის რიცხვი არის ექვსი.

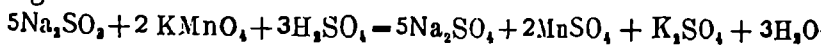
განვიხილოთ ნატრიუმის სულფიტის დაჟანგვა კალიუმის პერმანგანატით სხვადასხვა გარემოში. განტოლებები ნახევარრეაქციების მეოთხედით შევადგინოთ.

შეავე არეში:

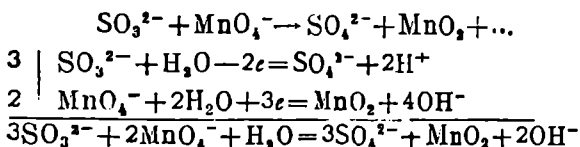


¹ Г. П. Хомченко, И. К. Цитович. Неорганическая химия. М., 1978.

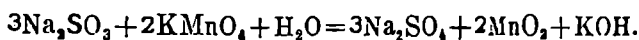
ანუ



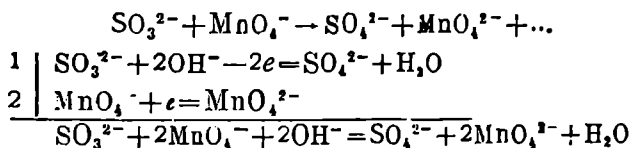
ნეიტრალურ ან სუსტ ტუტე არეში:



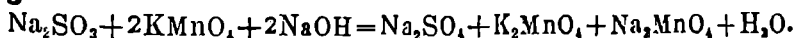
ანუ



ძლიერ ტუტე არეში:

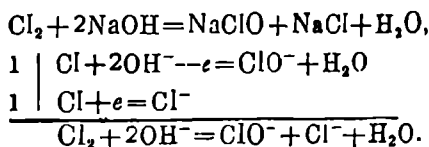


ანუ

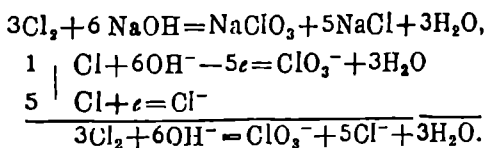


დაწერილი განტოლების სისწორეს ჩვეულებრივი გზით ამოწმებენ.

ტემპერატურის გავლენა ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის მიმართულებაზე ნათლად ჩანს შემდეგი მაგალითიდან. ტუტის განზავებულ ხსნარზე ქლორის მოქმედებისას ოთახის ტემპერატურაზე წარმოიქმნება ჰიპოქლორიტი და ქლორიდი:



გაცხელებისას ძლიერ ტუტე არეში ქლორის გატარებისას მიიღება ქლორატი და ქლორიდი:



ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების მიმდინარეობის ხასიათი, როგორც ჩანს, დამოკიდებულია გარემოზე. ტემპერატურაზე, მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციაზე და ზოგ შემთხვევაში კატალიზატორის მონაწილეობაზეც.

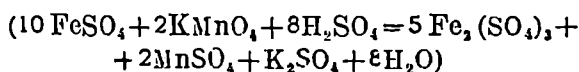
0 უანგვა-ალდგენითი რეაქციის ქიმიური ეკვივალენტის გამოთვლა.

მუანგავის ეკვივალენტი ეწოდება მუანგავის ისეთ რაოდენობას, რომელიც უპასუხებს ერთ მიერთებულ ელექტრონს მოცემულ უანგვა-ალდგენით რეაქციაში. ამიტომ მუანგავის ეკვივალენტის განსაზღვრის მიზნით მისი მოლეკულური მასა უნდა გავყოთ ერთ მოლეკულთან მიერთებულ ელექტრონების რიცხვზე.

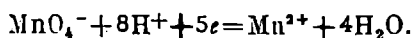
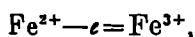
ალმდგენის ეკვივალენტი ეწოდება ალმდგენის ისეთ რაოდენობას, რომელიც უპასუხებს ერთ გაცემულ ელექტრონს მოცემულ უანგვა-ალდგენით რეაქციაში. ალმდგენის ეკვივალენტის განსაზღვრის მიზნით მისი მოლეკულური მასა უნდა გავყოთ ერთი მოლეკულისაგან გაცემული ელექტრონების რიცხვზე.

აღსანიშნავია, რომ უანგვა-ალდგენითი რეაქციის ეკვივალენტები განსხვავდება მიმოცვლის რეაქციების ეკვივალენტებისაგან, რომლებსაც არ აქვთ ელექტრონების გადაცემა.

ზემოთ განხილული განტოლებების



ნახევარრეაქციებს შემდეგი სახე აქვს:



აქედან ჩანს, რომ მუანგავის ეკვივალენტი $E_{\text{KMnO}_4} = \frac{M}{5}$, ალმდგენის ეკვივალენტი კი $E_{\text{FeSO}_4} = \frac{M}{1}$.

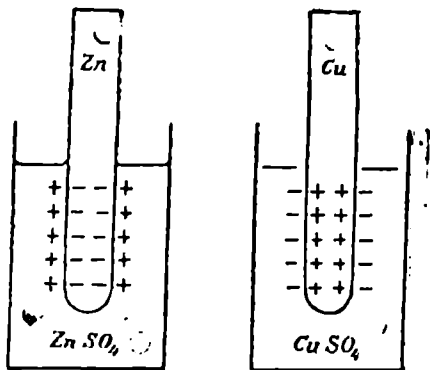
3.8. ბალანსური ელემენტები

1. დენის აღძვრა გალვანურ ელემენტში. ქიმიური და ელექტრული ენერგიების ურთიერთგარდაქმნის პროცესებს ელექტროქიმიურ პროცესები ეწოდება. ელექტრული ენერგიის ქიმიურ ენერჯიად გარდაქმნა ელექტროლიზის დროს მიმდინარეობს, ხოლო ქიმიური ენერჯიის ელექტრულში გარდაქმნის პროცესები მიმდინარეობს გალვანურ ელემენტებში ან თბოელემენტებში. ამრიგად, გალვანური ელემენტი ხელსაწყოა, რომელშიც ქიმიური რეაქციის ენერჯია ელექტრულში გადადის. ის შედგება პირველი გვარის გამტარებისაგან, რომლებიც ჩადგმულია მეორე გვარის გამტარებში (ელექტროლიტებში).

გალვანურ ელემენტში დენის აღძვრის თეორია ჩამოაყალიბა

ნერნსტმა (1889). მიუხედავად განვლილი დროისა ამ თეორიის თერმოდინამიკურ თანაფარდობებს არ დაუკარგავს თავისი მნიშვნელობა, შეიცვალა მხოლოდ მისი თეორიული ინტერპრეტაცია.

როცა მეტალის ნაჭერი ჩაშვებულია ამავე მეტალის მარილის წყალხსნარში, მარილის კონცენტრაციისაგან დამოკიდებით შეიძლება მეტალის იონები



ნახ. 3.6. ორმაგი ელექტრული წრე.

ხსნარიდან მეტალურ ელექტროდზე გადავიდეს, რის გამო მეტალს დადებითი მუხტი მიეცემა, ან შეიძლება იონები მეტალიდან ხსნარში გადავიდეს, რის შედეგად ელექტროდი უარყოფითად დაიმუხტება.

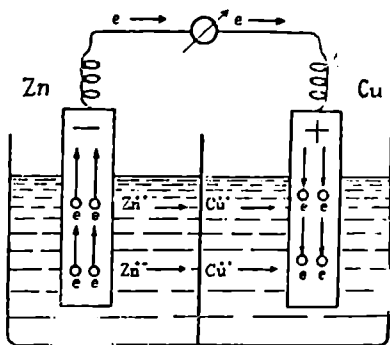
როცა მეტალიდან იონი ხსნარში გადადის, მეტალში რჩება კარბი ელექტრონები, რის გამო მეტალს უარყოფითი პოტენციალი მიენიჭება, ხოლო ხსნარს დადებითი პოტენციალი მიეცემა, ამის გამო მეტალისა და ხსნარის საზღვარზე აღიძვრება პოტენციალის ნახტომი. იონების მუხტები საკმარისად დიდია, ამიტომაც მეტალის უარყოფითი პოტენციალის გადიდების გამო მისი დადებითი იონები დიდი რაოდენობით ვერ გადავლენ ხსნარში. ელექტროსტატიკური მიზიდვის გამო ხსნარში გადასული პიდრატირებული დადებითი იონები მეტალის ირგვლივ წარმოქმნიან შრეს, რომელსაც დადებითი მუხტი აქვს. რადგან მეტალის უარყოფითი მუხტი მის ზედაპირზე განაწილდება, ამიტომ წარმოიქმნება ორმაგი ელექტრული შრე, რომელსაც ბრტყელი კონდენსატორის ხასიათი ექნება. ასეთი მოვლენა მიიღება თუთიის ელექტროდზე (იხ. ნახ. 3.6). დადებითი იონებისა და უარყოფითად დაიმუხტული მეტალის ელექტროსტატიკური მიზიდვა აბრკოლებს იონთა შემდგომ გადასვლას მეტალიდან ხსნარში. მიუხედავად იონების ხსნარში გადასვლისადმი მიდრეკილებისა, შედარებით სწრაფად მყარდება წონასწორობა, რომელიც იწვევს პოტენციალის ნახტომის აღძვრას. ხსნარში გადასული იონების კონცენტრაცია ჩვეულებრივად იმდენად მცირეა, რომ ანალიზური გზით მისი განსაზღვრა არ ხერხდება. თუ მეტალი თავისივე იონების ხსნარშია მოთავსებული, ადგილი ექნება იონთა მემოცვლას მეტალსა და ხსნარს შორის, რომლის სიჩქარე განპირობებულია იონების აქტიურობით. როცა ხსნარში იონების კონცენტრაცია (აქტიუ-

რობა) მცირეა, მაშინ მოქმედ მასათა კანონის თანახმად, მეტალიდან იონების ხსნარში გადასვლის სიჩქარე მეტი იქნება ვიდრე საპირისპირო მიმართულებების პროცესი, რის შედეგად მეტალი უარყოფითად დაიმუხტება. როცა იონების კონცენტრაცია (აქტიურობა) ხსნარში საკმარისად დიდია, მაშინ ხსნარიდან იონების გამოლექვა მეტალზე უფრო სწრაფი იქნება, ვიდრე შებრუნებული მიმართულების პროცესი. ამიტომ, თუ მეტალი თავისი იონების ხსნარშია ჩაშვებული, სადაც იგი უარყოფითად იმუხტება და ამის შემდეგ ხსნარს დაემატება ამ მეტალის მარილი, მაშინ იონთა ნაწილი გამოილექება მეტალზე და ხაწილობრივ გაანეიტრალებს მის უარყოფით მუხტს. შესაძლებელია, რომ მეტალის პოტენციალის (პირობითი) ნიშანი შეიცვალოს კიდევ.

თუ სპილენძს მოვათავსებთ შაბიამნის ნორმალურ ხსნარში (ნახ. 3.6), მაშინ იმის გამო, რომ ხსნარში სპილენძის იონების კონცენტრაცია დიდია, ის გამოილექება სპილენძის ელექტროდის ზედაპირზე და მას დადებით ელექტრულ მუხტს შესძენს; ხსნარში კი დარჩება თავისუფალი სულფატ-იონები, რის გამოც მას უარყოფითი მუხტი ექნება. მათი ურთიერთმიზიდვის გამო აქაც წარმოიქმნება ორმაგი ელექტრული შრე (ნახ. 3.6). ჩვენ შეგვიძლია ამა თუ იმ გზით შევეამციროთ სპილენძის იონების კონცენტრაცია ხსნარში და შესაბამისად მათი აქტიურობაც. ამ მიზნით შაბიამნის ხსნარს, რომელშიაც მეტალური სპილენძია ჩაშვებული, უნდა დაემატოს კალიუმის ციანიდი ისეთი რაოდენობით, რომ CuSO_4 -ის კომპლექსურ ნაერთად გადასვლის შემდეგ ხსნარში თავისუფალი ციანკალიუმი დარჩეს. დისოციაციის გამო სპილენძის კომპლექსური მარილი სპილენძ-იონებს მეტად მცირე რაოდენობით წარმოქმნის. ამ პირობებში მეტალური სპილენძიდან დადებითი იონების გადასვლა ხსნარში მეტი სიჩქარით წარიმართება, ვიდრე მოპირდაპირე მიმართულების პროცესი, ამიტომ ხსნარს მეტალური სპილენძის მიმართ დადებითი მუხტი მიენიჭება. ნათქვამიდან ჩანს, რომ მეტალის პოტენციალის მნიშვნელობა დამოკიდებულია მეტალის ბუნებაზე და ელექტროლიტის კონცენტრაციაზე (აქტიურობაზე).

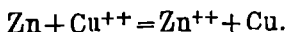
ყოველი გალვანური ელემენტი შედგება ორი ნახევარელემენტი-საგან, ე. ი. ორი ელექტროდისაგან, რომლებიც ჩაშვებული არიან თავისივე მარილის ხსნარში. დანიელის ელემენტი აგებულია თუთიისა და სპილენძის ელექტროდებისაგან, რომლებიც შესაბამისად მოთავსებულია თუთიის სულფატისა და სპილენძის სულფატის ხსნარებში; ხსნარებს ერთმანეთისაგან ყოფს ფორებიანი ტიხარი ან მარილის „ბოჯირი“,

რომელიც აბრკოლებს მათ შერევას (ნახ. 3.7). თუთიის იონების მეტალიდან ხსნარში გადასვლისადმი მეტი მდგრეკილების გამო თუთიის პოტენციალი უფრო უარყოფითი იქნება, ვიდრე სპილენძისა. ამიტომ გამტართი ელექტროდების შეერთებისას ელექტრონები თუთიიდან გადავა დადებითად დამუხტული სპილენძისაკენ, რის შედეგად მიიღება ელექტროდენი. ამ დროს თუთიის ელექტროდის პოტენციალი უფრო დადებითი გახდება. ამის გამო თუთიის იონები კვლავ გადავა მეტალიდან ხსნარში. თუთიიდან სპილენძის ელექტროდზე გადასული ელექტრონები ნაწილობრივად გაანეიტრალებს მის დადებით მუხტს. ამის გამო სპილენძის ელექტროდზე კვლავ გამოიყოფა სპილენძის იონები და იგი კვლავ დადებითად დაიმუხტება. საბოლოოდ თუთია გაიხსნება და გადავა იონურ მდგომარეობაში, ხოლო სპილენძის იონები ატომების სახით გამოიყოფა სპილენძის ელექტროდზე:

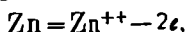


ნახ. 3.7. დანიელის ჩაკეტილი ელემენტის სქემა.

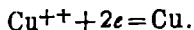
ამ დროს თუთიის ელექტროდის პოტენციალი უფრო დადებითი გახდება. ამის გამო თუთიის იონები კვლავ გადავა მეტალიდან ხსნარში. თუთიიდან სპილენძის ელექტროდზე გადასული ელექტრონები ნაწილობრივად გაანეიტრალებს მის დადებით მუხტს. ამის გამო სპილენძის ელექტროდზე კვლავ გამოიყოფა სპილენძის იონები და იგი კვლავ დადებითად დაიმუხტება. საბოლოოდ თუთია გაიხსნება და გადავა იონურ მდგომარეობაში, ხოლო სპილენძის იონები ატომების სახით გამოიყოფა სპილენძის ელექტროდზე:



აქ გამოსახული შეჯამებული პროცესი შემდეგი საფეხურისაგან შედგება: თუთიის ელექტროდიდან ხსნარში იონების გადასვლისას თავისუფლდება ელექტრონები:



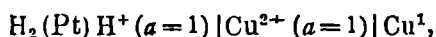
რომლებსაც იკავშირებენ სპილენძის იონები:



სულფატ-იონები სპილენძის მარილის ხსნარიდან ფორებიანი ტიხრის მეშვეობით შედის თუთიის სულფატის ხსნარში და ახდენს Zn^{2+} -იონების მუხტის კომპენსაციას, რის შედეგად თუთიის სულფატის ხსნარის დადებითი პოტენციალი უფრო უარყოფითი ხდება. ამავე დროს სპილენძის სულფატის ხსნარის უარყოფითი პოტენციალი უფრო დადებითი გახდება.

2. ელექტროდების ხტანდარტული პოტენციალები. ელექტროდული პოტენციალის ნიშნის და აბსოლუტური მნიშვნელობის გაზომვა ან გაანგარიშება, მრავალი ცდის მიუხედავად, შეუძლებელი აღმოჩნდა. ამ საკითხის თანამედროვე ვითარება გვარწმუნებს, რომ ცალ-

კეული ელექტროდული პოტენციალების აბსოლუტური სიდიდის განსაზღვრა, გამომდგარე არსებული მონაცემებიდან, შეუძლებელია. ამიტომ ღიად რჩება საკითხი ელექტრომომოძრავებელი ძალის განაწილების შესახებ სასაზღვრო ზედაპირებს შორის, როგორც არის მეტალი—მეტალი და მეტალი—ხსნარი. პრაქტიკული გაანგარიშებისათვის საკმარისია ვიცოდეთ ელექტროდების ფარდობითი პოტენციალები, გაზომილი რაიმე სტანდარტული ელექტროდის მიმართ, რომლის პოტენციალი პირობით ნულადაა მიჩნეული. ასეთ ნულოვან ელექტროდად მთელი რიგი მოსაზრებებით, მიჩნეულია წყალბადური ელექტროდი, სადაც აირადი წყალბადის წნევა არის 1 ატ, ხოლო წყალბად-იონთა აქტიურობა ხსნარში ერთის ტოლია. რადგან წყალბადური ელექტროდის პოტენციალი პირობითად ნულადაა მიღებული, ამიტომ მოცემული და, აგრეთვე, წყალბადური ელექტროდებიდან შემდგარი ელემენტის ელექტრომომოძრავებელი ძალა მოცემული ელექტროდის პოტენციალის ტოლი იქნება. მაგალითად, შემდეგ ელემენტის ელექტრომომოძრავებელი ძალის რიცხვითი მნიშვნელობა



სპილენძის ელექტროდის პოტენციალის სიდიდეს უდრის.

მეტალის ზედაპირზე არსებული ორმაგე შრის აღნაგობა დამოკიდებულია ხსნარში იონების ბუნებაზე. ვინაიდან ელექტროდის პოტენციალი დამოკიდებულია აგრეთვე ხსნარის იონთა აქტიურობაზეც, ამიტომ შეთანხმებისამებრ ელექტროდის ნორმალურ ანუ სტანდარტულ პოტენციალად მიჩნეულია ის პოტენციალი, რომელსაც გამოიჩენს მეტალი, ჩაშვებული ერთის ტოლი აქტიურობის თავისივე იონების ხსნარში. ამასთანავე ელექტროდი შექცევადი უნდა იყოს, წინააღმდეგ შემთხვევაში ამ ელექტროდის მიმართ თერმოდინამიკური თანაფარდობების მიყენება შეუძლებელი იქნება.

ელექტროდული პოტენციალის სიდიდე გამოისახება ნერნსტის ფორმულით, რომლის თანახმად:

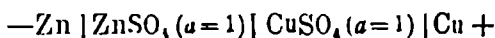
$$E = E^0 - \frac{RT}{zF} \ln a,$$

სადაც z —იონის მუხტია, F —ფარადეის რიცხვი (96500 კულონი), a —იონების აქტიურობა. E^0 არის ელექტროდული პოტენციალი, როდესაც ხსნარის იონების აქტიურობა ერთის ტოლია და წარმოადგენს სტანდარტულ ანუ ნორმალურ პოტენციალს.

ელექტროდების სტანდარტული პოტენციალები, განსაზღვრული წყალბადის ელექტროდის მიმართ, შეკრებილია 70-ე ცხრილში.

1 ვერტკალური ხაზებში პოტენციალის აღძვრის აღვილს ნიშნავს.

სტანდარტული პოტენციალების დახმარებით ელემენტის ელექტრომაგომოდრაევებელი ძალის გაანგარიშება მარტივია. მაგალითისათვის განვიხილოთ დანიელის ელემენტის ელექტრომაგომოდრაევებელი ძალა



თუთიის ნორმალური პოტენციალი

$$Zn | Zn^{2+} (a=1) \quad E_{Zn}^{\circ} = -0,763,$$

ხოლო სპილენძისა

$$Cu | Cu^{2+} (a=1) \quad E_{Cu}^{\circ} = +0,337.$$

აქედან ელემენტის ელექტრომაგომოდრაევებელი ძალა

$$E = E_{Cu}^{\circ} - E_{Zn}^{\circ} = 0,337 - (-0,763) = 1,1 \text{ ვოლტი,}$$

აქამად გავრცელებულია შემდეგი აღნიშვნები: ელექტროდის პოტენციალი $M | M^+$ ნიშნით გამოსახული თავისი სიდიდით ტოლია და საპირისპიროა $M^+ | M$ ნიშნით გამოსახული პოტენციალისა, ელექტროდის პოტენციალი $M | M^+$ გამოსახავს მეტალიდან იონების ხსნარში გადასვლის პროცესს, რომლის გამო ელექტროდი უარყოფით პოტენციალს იძენს, ხოლო პოტენციალი $M^+ | M$ შეესაბამება იონების გამოლექვას ელექტროდზე, რასაც დადებითი პოტენციალის აღძვრა მოჰყვება. პირველი ნიშანი შეესაბამება დაუანგვის პროცესს, მეორე კი—აღდგენისას, ე. ი. მარცხენა ელექტროდი წარმოადგენს ელექტრონების წყაროს, მარჯვენა კი—ელექტრონების მიმღებს.

ელექტრომაგომოდრაევებელი ძალის გაანგარიშება, გარდა ელექტროდური პოტენციალის სხვაობისა, შეიძლება აგრეთვე ელემენტების ელექტრომაგომოდრაევებელი ძალების შედარებითაც. მაგალითად, თუთიისა და ვერცხლისწყლის ელექტროდებიდან შედგენილი გალვანური ელემენტის ელექტრომაგომოდრაევებელი ძალა

$$Zn | ZnSO_4 | Hg_2SO_4 | Hg, \quad E_1 = E_{Hg} - E_{Zn},$$

შეიძლება განისაზღვროს შემდეგი ელემენტების ელექტრომაგომოდრაევებელი ძალების შედარებიდან:

$$Zn | ZnSO_4 || CdSO_4 | Cd, \quad E_2 = E_{Cd} - E_{Zn},$$

$$Cd | CdSO_4 | Hg_2SO_4 | Hg, \quad E_3 = E_{Hg} - E_{Cd}.$$

საიდანაც გამომდინარეობს, რომ პირველი ელემენტის ელექტრომაგომოდრაევებელი ძალა:

$$E_1 = E_2 - E_3.$$

განგარიშების ამ არაპირდაპირ მეთოდს ფართო გამოყენება მიეცა 20 ვ. კოკოჩაშვილი, გ. ცინცაძე, თ. ცეცხლაძე

ელექტროდების სტანდარტული პოტენციალები წყალხსნარებში 25°C-ზე¹
(კათოდებისა და ანოდების მიმართ შექცევადი ელექტროდები შვავე ხსნარში)

ელექტროდი	E^0	ელექტროდი	E^0
Li, Li ⁺	-3,045	Tl, Tl ⁺	-0,336
K, K ⁺	-2,925	Co, Co ⁺⁺	-0,227
Rb, Rb ⁺	-2,925	Ni, Ni ⁺⁺	-0,250
Ra, Ra ⁺⁺	-2,92	Mo, Mo ⁺⁺	-0,2
Ba, Ba ⁺⁺	-2,90	Sn, Sn ⁺⁺	-0,136
Sr, Sr ⁺⁺	-2,89	Pb, Pb ⁺⁺	-0,126
Ca, Ca ⁺⁺	-2,97	H ₂ , H ⁺	0,000
Na, Na ⁺	-2,714	Cu, Cu ⁺⁺	+0,337
La, La ⁺⁺⁺	-2,52	Cu, Cu ⁺	+0,521
Mg, Mg ⁺⁺	-2,37	Hg, Hg ₂ ⁺⁺	+0,786
Pu, Pu ⁺⁺⁺	-2,08	Ag, Ag ⁺	+0,7991
Th, Th ⁺⁺	-1,90	Rh, Rh ⁺⁺⁺	+0,8
Np, Np ⁺⁺⁺	-1,86	Hg, Hg ⁺⁺	+0,854
Be, Be ²⁺	-1,85	Pd, Pd ⁺⁺	+0,987
U, U ⁺⁺⁺	-1,80	Au, Au ⁺⁺⁺	+1,50
Al, Al ⁺⁺⁺	-1,70	Te, Te ⁻⁻	+1,14
Ti, Ti ⁺⁺	-1,63	Se, Se ⁻⁻	+0,92
V, V ⁺⁺	-1,18	S, S ⁻⁻	+0,48
Mn, Mn ⁺⁺	-1,18	O ₂ , O ₂ ⁻	+0,56
Zn, Zn ⁺⁺	-0,763	I ₂ , I ⁻	+0,536
Cr, Cr ⁺⁺⁺	-0,74	Br ₂ , Br ⁻	+1,0652
Fe, Fe ⁺⁺	-0,440	Cl ₂ , Cl ⁻	+1,3595
Cd, Cd ⁺⁺	-0,403	F ₂ , F ⁻	+2,65

ელექტრომამოძრავებელი ძალების განსაზღვრისა და, აგრეთვე, რეპოტენციალის გიბსის ენერჯის ცვლილების გაანგარიშებისას.

სტანდარტული პოტენციალების ცხრილში მეტალები განლაგებულია ზრდადი დადებითი პოტენციალების მიხედვით, რაც არსებითად ძაბვითა ელექტროქიმიურ მწკრივს წარმოადგენს. ეს მწკრივი იწყება ყველაზე ღიდი უარყოფითი პოტენციალისა და თავდება ყველაზე ღიდი დადებითი პოტენციალის მქონე მეტალით. ამ ცხრილის ნებისმიერი ელემენტი იწვევს მისი მომდევნო ელემენტის დაქანვული ფორმის აღდგენას. ამისათვის არც არის საჭირო გალვანური ელემენტის აგება, არამედ საკმარისია მეტალის ჩაშვება ხსნარში. მაგალითად, შაბიამის ხსნარში ჩაშვებული რკინა აღადგენს სპილენძს,

¹ სტანდარტული პოტენციალების მნიშვნელობები აღებულია ლათინურის ენობილი მონოგრაფიიდან: Окислительные состояния элементов и их потенциалы в водных растворах. Изд. ИЛ, 1954, М.

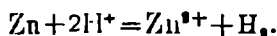
ასევე მეტალური სპილენძი ახდენს ხსნარიდან ვერცხლისა და ოქროს გამოლექვას. ამასთანავე საჭიროა მხედველობაში ვიქონოთ, რომ ხსნარების იონთა აქტიურობები უნდა იყოს ერთმანეთის ტოლი. როცა ხსნარში იონთა აქტიურობანი ერთის ტოლია, მაშინ თუთია იწვევს იონებიდან სპილენძის აღდგენას, მაგრამ თუ სპილენძის ონთა აქტიურობა ძლიერ შემცირებულია, მაგალითად, KCN-ის არეში, მაშინ სპილენძი გაიხსნება, თუთია კი აღდგება, ე. ი. როგორც ზემოთ იყო აღნიშნული, დანიელის ელემენტი შებრუნებული მიმართულებით იმოქმედებს.

ელექტროდებისა და ხსნარების შეხების ზედაპირის გარდა, პოტენციალთა ნახტომი მეტალთა შეხების ადგილებზედაც აღიქვება. ამ პოტენციალის სიდიდე დამოკიდებულია შეხებაში მყოფ მეტალთა ქიმიურ ბუნებასა და მათ ფიზიკურ მდგომარეობაზე. ელექტროდების პოტენციალების მსგავსად შეტალებს შორის არსებული ცალკეული პოტენციალების გაზომვა არ ხერხდება. ამიტომ გაურკვეველია მათი მონაწილეობის შედეგი გალვანური ელემენტის ელექტრომამოძრავებელ ძალაში.

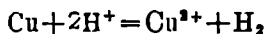
უარყოფითი სტანდარტული პოტენციალების მქონე ყველა მეტალი, რომლებიც წყალბადის ზემოთაა განლაგებული, აძვედნენ წყალბადს განზაფებული მჟავებიდან, რომელთა ანიონები არ იჩენენ შეანგავ უნარს. ძაბვათა მწკრივი გამოსახავს ელემენტის ქიმიურ აქტიურობას უანგვა-აღდგენითი რეაქციების მიმდინარეობისას წყალხსნარებში. იონების ჰიდრატაცია გავლენას ახდენს მეტალების აქტიურობაზე და განაპირობებს ერთგვარ შეუსაბამობას მის აქტიურობასა და პერიოდულ სისტემაში ადგილმდებარეობას შორის. მაგალითად, ლითიუმის უარყოფითი პოტენციალი უფრო მაღალია, ვიდრე კალიუმისა ან რუბიდიუმისა, მაშინ როდესაც კალიუმისა და მით უფრო რუბიდიუმის ქიმიურა აქტიურობა, რეაქციის უნარი აღემატება ლითიუმისას.

3. გალვანური ელემენტის შექცევადობა. გალვანური ელემენტის შედგენა შეიძლება ორი ნებისმიერი ტიპის ნახევარელემენტიდან იმ პირობით, რომ მათი ხსნარების შერევისას არ მოხდება ქიმიური რეაქცია. ნახევარელემენტი, თავის მხრივ, წარმოადგენს მეტალს, მოთავსებულს ელექტროგამტარ ხსნარში, ე. ი. შედგება ორი გამტარი-საგან, რომელთაგან ერთის გამტარობა ელექტრონულია, მეორისა კი—ელექტროლიტური. როცა ორი ნახევარელემენტის ხსნარი შეერთებულია ნახევარდამტარი ტიპით ან გამტარი ხსნარის ბოგირით, მაშინ ჩაკეტვისას წრედში გაივლის ელექტროდენი. გარე წრედში ელექტროდენი განპირობებულია ელექტრონების მოძრაობით, ხოლო შიგა წრედში, ე. ი. თვით ელემენტში,—იონების გადანაცვლებით.

უმარტივესი ტიპის გაღვანური ელემენტი შედგება თუთიისა და სპილენძის ელექტროდებისაგან, რომლებიც ჩაშვებულია განზავებულ გოგირდმჟავაში (ვოლტას ელემენტი). ამ ელემენტის მოქმედების დროს თუთია იხსნება გოგირდმჟავაში და წყალბადი სპილენძის ზედაპირზე გამოიყოფა:

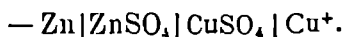


თუ ამგვარ ელემენტს შევეუერთებთ მეტი ელექტრომომძრავებელი ძალის მქონე მეორე ელემენტს, მაშინ მეორე ელემენტიდან ელექტროდენი პირველ ელემენტში საწინააღმდეგო მიმართულებით გაივლის და გამოიწვევს სპილენძის გახსნასა და თუთიის ზედაპირზე წყალბადის გამოყოფას:

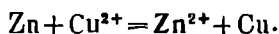


მიღებული შედეგების შედარებიდან ჩანს, რომ მეორე რეაქცია არ არის პირველის შებრუნებული. ამრიგად, განსახილველ ელემენტში ელექტროდენის გატარებისას არ აღდგება მისი საწყისი მდგომარეობა, არამედ ახალ ცვლილებას გამოიწვევს. მაშასადამე, აღწერილ ელემენტი არ არის შექცევადი ელემენტი და თავისი მოქმედების პერიოდში პოლაროზაციას განიცდის.

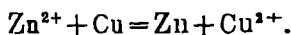
ახლა განვიხილოთ დანიელის ელემენტი, რომელიც შედგება თუთიის სულფატის ხსნარში ჩაშვებული თუთიისა და შაბიამნის ხსნარში მოთავსებული სპილენძისაგან. მისი სქემა შემდეგნაირად გამოისახება:



ასეთი ელემენტის მოქმედებისას, ე. ი. როცა ელემენტი ელექტროდენს იძლევა, მიმდინარეობს შემდეგი რეაქცია:

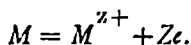


თუ ამ ელემენტში გვატარებთ ელექტროდენს სპირისპირო მიმართულებით, მაშინ სპილენძი გაიხსნება, ხოლო თუთია კი აღდგება:



როგორც ჩანს, დანიელის ელემენტში მიმდინარე რეაქცია შეიძლება შევებრუნოთ მასში ელექტროდენის გატარებით და ამიტომ შეიძლება აღვადგინოთ მისი საწყისი მდგომარეობა. მაშასადამე, დანიელის ელემენტი ეკუთვნის შექცევადი ელემენტების კლასს. ასეთი ელემენტები შექცევადად მოქმედებენ მაშინ, როცა სისტემაში უსასრულოდ შეიძლება ძალის დენი გადის. ამ პირობებში ელემენტები მაქსიმალურ მუშაობას ასრულებენ. მათი ძლიერი დატვირთვის დროს ხსნარების კონცენტრაციული და ქიმიური ცვლილებების გამო იცვლება ელექტრომომძრავებელი ძალა.

თავისივე იონების ხსნარში მოთავსებული მეტალები ამ შემთხვევაში არის შექცევადი ელექტროდები, თუ კი ისინი იჩენენ შექცევადობას კატიონის მიმართ. ასეთია პირველი გვარის ელექტროდები: $Ag | AgNO_3$; $Zn | ZnSO_4$, სადაც უარყოფითი პოტენციალის ელექტროდებზე მიმდინარეობს რეაქცია:



ეს რეაქცია უნდა შებრუნდეს, როცა მოცემული ელექტროდი შეერთებული იქნება უფრო უარყოფითი პოტენციალის მქონე ელექტროდთან. ასეთი ელექტროდის პოტენციალი გამოისახება შემდეგი თანაფარდობით:

$$E = E^0 - \frac{RT}{ZF} \ln a,$$

სადაც უარყოფითი პოტენციალების ელექტროდების E და E^0 უარყოფითია და დადებითი პოტენციალისა კი — დადებითი.

ელექტრომეტრიულ გაზომვებში ფართო გამოყენება მოიპოვა წყალბად-იონის მიმართ შექცევადმა ელექტროდმა, რომელიც ცნობილია წყალბადური ელექტროდის სახელწოდებით. მისი გამოყენება აგებულია შემდეგ პრინციპზე: თუ რაიმე მეტალი დაფარულია უფრო უარყოფითი პოტენციალის მქონე მეტალით, მაშინ ელექტროდი მიიღებს დამფარავი მეტალის პოტენციალს. აიარაღი მდგომარეობის მიუხედავად, წყალბადური ელექტროდის მომზადება ადვილია. ამისათვის საკმარისია პლატინის ელექტროდი იმყოფებოდეს წყალბადის არეში და ამავე დროს შევებაში იყოს ხსნართან, რომელიც წყალბად-იონებს შეიცავს. წყალბადით გაჯერებული პლატინის ზედაპირზე მიმდინარეობს რეაქცია:



რადგან წყალბად-იონი იჩენს მიმოცვლის უნარს, ამიტომ მიღებული ელექტროდი გამოიჩენს წყალბადური ელექტროდის პოტენციალს. პლატინის შეცვლა პალადიუმით, ირიდიუმით ან ოქროთი ან იწვევს ელექტროდური პოტენციალის ცვლილებას. წყალბადური ელექტროდის პოტენციალი გამოისახება შემდეგი განტოლებით

$$E_{H_2} = E^0_{H_2} - \frac{kT}{F} \ln a_{H^+}.$$

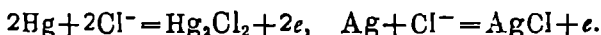
წყალბადის სტანდარტული ელექტროდის მისაღებად პლატინის ელექტროდი ჩაშვებული უნდა იქნეს ისეთ ხსნარში, სადაც წყალბად-იონთა აქტიურობა ერთის ტოლია, ხოლო აიარაღი წყალბადის წნევა 1 ატმ. საერთაშორისო შეთანხმებით წყალბადის ეს სტანდარტული ელექტრო-

როდი ნულოვან ელექტროდადაა მიჩნეული ($E=0$) ცდის ტემპერატურის პირობებში. ამრიგად, $E^0=0$. წყალბადური ელექტროდის პოტენციალი დამოკიდებულია წყალბად-იონთა აქტიურობაზე:

$$E_{H_2} = - \frac{RT}{F} \ln a_{H^+} = - 0,0001984 T \lg a_{H^+} = 0,0001984 T \cdot pH,$$

სადაც $\frac{R}{F} \ln = 0,0001984 \lg$, ხოლო $-\lg a_{H^+} = pH$.

ყველა ელექტროდის პოტენციალი გაზომილია იმ ვარაუდით, რომ წყალბადური სტანდარტული ელექტროდის პოტენციალი ნულს ტოლია. ამ ელექტროდის დახმარებით აღვილია წყალბად-იონების აქტიურობის გაზომვა. ელექტროდი მეორე გვარისაა, თუ მცირედ ხსნადი მარილით დაფარული ელექტროდი, რომელიც ჩაშვებულია კარგად ხსნადი მარილის ხსნარში საერთო ანიონით, იჩენს შექცევადობას ანიონის მიმართ. ამის ტიპობრივ მაგალითს წარმოადგენს კალმელის $Hg|Hg_2Cl_2 \cdot KCl$, ქლორიანს ვერცხლის $Ag|AgCl \cdot KCl$ და სხვა მსგავსი ელექტროდები რომლებიც შექცევადობას იჩენენ ქლორ-იონის მიმართ. ამ ელექტროდებზე მიმდინარეობს მეტალისა და ქლორ-იონებიდან შესაბამისი მარილის წარმოქმნის შექცევადი რეაქცია:



ორივე ელექტროდი შეიძლება განვიხილოთ როგორც ქლორის ელექტროდი, სადაც ქლორ-იონი წარმოიქმნება მარილიდან, ამიტომ მათი ელექტროდური პოტენციალები გამოისახება შემდეგი თანაფარდობით:

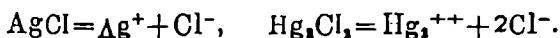
$$E_{Hg_2Cl_2} = E^0_{Hg_2Cl_2} + \frac{RT}{F} \ln a_{Cl^-}$$

და

$$E_{AgCl} = E^0_{AgCl} + \frac{RT}{F} \ln a_{Cl^-}.$$

რადგან თითო ქლორ-იონი თითო ელექტრონს კარგავს, ამიტომ Z ერთის ტოლია.

პირველი და მეორე გვარის ელექტროდები პრინციპულად არ განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან, ვინაიდან ორივე შემთხვევაში საქმე გვაქვს მეტალთან, რომელიც თავისი იონების ხსნარშია მოთავსებული. მეორე გვარის ელექტროდიდან იონი მიიღება მცირედხსნადი მარილის დისოციაციით, მაგალითად:

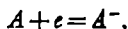


რადგან მცირედხსნადი მარილის გახსნილი რაოდენობის სიმცირის გამო ელემენტის მუშაობის შედეგად კონცენტრაცია მნიშვნე-

ლოვნად იცვლება, ამიტომ მას უმატებენ საერთო იონის მქონე კარგად გამტარ ელექტროლიტს.

მეორე გვარის ელექტროდთა პოტენციალების დიდი მდგრადობის გამო მათ ხშირად მიმართავენ წყალბადური ელექტროდის ნაცვლად, რომლის მოხმარება სხვადასხვა მიზეზის გამო მრავალ დაბრკოლებას ხვდება. ამთგან თავისი პოტენციალის მდგრადობის გამო ფართო გამოყენება შოიპოვა ქლორიანი ვერცხლისა და კალომელის ელექტროდებში.

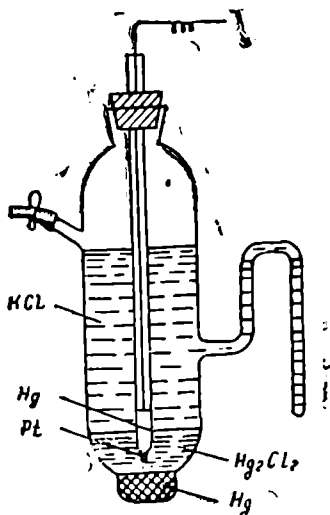
მეორე გვარის ელექტროდების ჯგუფს მიეკუთვნება აგრეთვე ქალოგენების ელექტროდები. ვინაიდან ამ სისტემებში, ისევე, როგორც წყალბადური ელექტროდის შემთხვევაში, ელექტრომანომრავებელი ნივთიერება არა-გამტარია, ამიტომ ელექტრული კონტაქტის მისაღებად გამოყენებულია პლატინა, რომელსაც მოკლე ღროში მოჰყავს წონასწორობაში აირადი ქალოგენი და ხსნარში მყოფი მისი იონები. ამის შესაბამისი რეაქცია იქნება:



ხოლო ელექტროდური პოტენციალი გაინგარიშება ისევე, როგორც წყალბადის ელექტროდის შემთხვევაში.

4. **ქანგაგებისა და აღმდგენების პოტენციალები.** ვინაიდან ელექტროდური პროცესების დროს ხდება ელექტრონების დაკარგვა-შეძენა, ამიტომ ყოველი ელექტროდური პროცესი თავისი ხასიათით ქანგვა-აღდგენითია. საკუთრივ ქანგვა-აღდგენითი ანუ რედ-ოქს-პოტენციალები აღიძვრება მორეაგირე ატომებისა და იონების მუხტების შეცვლის დროს სისტემაში, სადაც ჩაშვებული ინერტული ელექტროდი არ იღებს მონაწილეობას ქანგვა-აღდგენით რეაქციაში და ასრულებს ელექტრონების მხოლოდ მიმღებისა და გამტარის როლს. ზემოგანხილულ და ქანგვა-აღდგენით ელექტროდურ პოტენციალებს შორის არ არის პრინციპული განსხვავება, მაგრამ მათი სანტერესო თვისებებისა და ანალიზურ ქიმიკაში ფართო გამოყენების გამო მათ ცალკე იხილავენ.

ქანგვა-აღდგენითი პოტენციალის მისაღებად საკმარისია ნივთი-



ნახ. 3.8. კალომელის ელექტროდის სქემა.

ერების დაქანებული და აღდგენილი ფორმების ხსნარში ინერტული ელექტროდის მოთავსება (Pt, Au, Hg და ა. შ.).

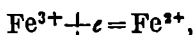
აღდგენილი ფორმა = დაქანებული ფორმა + ელექტრონები

ასეთი სისტემების ქანგვა-აღდგენითი ელექტროდული პოტენციალი იქნება

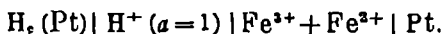
$$E_{\text{ქანგვა-აღდგენითი}} = E_{\text{ქანგვა-აღდგენითი}}^0 - \frac{RT}{ZF} \ln \frac{[\text{დაქანებული ფორმა}]}{[\text{აღდგენილი ფორმა}]}$$

ქანგვა-აღდგენით სისტემაში მოთავსებული ელექტროდი მიიღებს განსაზღვრულ პოტენციალს, რომელიც დაქვემდებარებულია სისტემის წონასწორობის მდგომარეობასთან. ამ შემთხვევაში, როცა სისტემა ძლიერ აღმდგენ უნარს იჩენს, იგი თავის ელექტრონებს გადასცემს ელექტროდს, რომელიც უარყოფითად დაიშუბტება. მქანგვა-აღდგენი უნარის მქონე სისტემაში ელექტროდი დადებითად იშუბტება, ვინაიდან ასეთი სისტემა ელექტროდიდან ელექტრონებს იძენს. აქედან გამომდინარეობს, რომ ელექტროდის პოტენციალის სიდიდე წარმოადგენს სისტემის მქანგვა-აღდგენი უნარის საზომს.

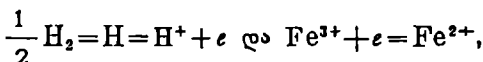
ქანგვა-აღდგენითი ელექტროდის მაგალითს წარმოადგენს $\text{FeCl}_3 + \text{FeCl}_2$ -ის ხსნარში ჩაშვებული პლატინის ელექტროდი. მისი შეერთებით მეორე ელექტროდთან აღიძვრება რეაქცია:



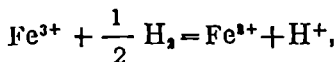
რომლის მიმართულება დამოკიდებულია ელექტროდის პოტენციალის ნიშანზე. მიღებული ქანგვა-აღდგენითი ელექტროდის პოტენციალის განსაზღვრის მიზნით საჭიროა მისი შედარება წყალბადის სტანდარტულ ელექტროდთან, ე. ი. შემდეგი წრედის აგება:



ამგვარად აგებულ გალვანურ ელემენტში აღიძვრება შემდეგი რეაქციები:



ე. ი. ერთი ფარადეი ელექტრობის გავლა დაქვემდებარებულია შემდეგ შეჯამებულ რეაქციასთან:



რომლის წონასწორობის მუდმივა ტოლია:

$$K = \frac{a_{\text{Fe}^{2+}} a_{\text{H}^+}}{a_{\text{Fe}^{3+}} a_{\text{H}_2}^{1/2}}$$

ვინაიდან აირადი წყალბადის და წყალბად იონების აქტიურობა, საწყისი ჰირობების თანახმად, ერთის ტოლია, ამიტომ:

$$K = \frac{a_{\text{Fe}^{2+}}}{a_{\text{Fe}^{3+}}}$$

წყალბადის სტანდარტული ელექტროდის პოტენციალი ნულის ტოლია, ამიტომ განსახილველი წრედის ელექტრომომძრავებელი ძალა:

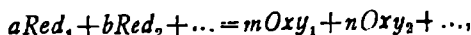
$$E_{\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}} = E_{\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}}^0 - \frac{RT}{F} \ln \frac{a_{\text{Fe}^{2+}}}{a_{\text{Fe}^{3+}}}, \quad (\text{ა})$$

სადაც

$$E_{\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}}^0 = \frac{RT}{F} \ln K.$$

როცა $a_{\text{Fe}^{2+}} = a_{\text{Fe}^{3+}} = 1$, მაშინ (ა)-ს თანახმად, $E = E^0$. აქედან ჩანს, რომ ეანგვა-აღდგენით პოტენციალს განსაზღვრავს დაეანგული და აღდგენილი მდგომარეობის აქტიურობათა ფარდობა.

ზოგად შემთხვევაში რეაქციისათვის:



სადაც *Red* და *Oxy* შესაბამისად აღდგენილსა და დაეანგულ ფორმებს გამოსახავს, გვექნება:

$$E_{\text{Red} - \text{Oxy}} = E_{\text{Red} - \text{Oxy}}^0 - \frac{RT}{ZF} \ln \frac{a_{\text{Oxy}_1}^m \cdot a_{\text{Oxy}_2}^n}{a_{\text{Red}_1}^a \cdot a_{\text{Red}_2}^b},$$

სადაც

$$E_{\text{Red} - \text{Oxy}}^0 = \frac{RT}{ZF} \ln K.$$

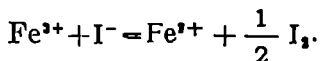
მიღებული განტოლებიდან ჩანს, რომ ეანგვა აღდგენითი შექცევალი პოტენციალის მისაღებად საჭიროა ყველა კომპონენტის მონაწილეობა სისტემაში, რომლის პოტენციალი მათი აქტიურობის ფუნქციას წარმოადგენს.

ნ. ეანგვა-აღდგენითი სტანდარტული პოტენციალები. ცნობილი აქტიურობის სისტემიდან აგებული ეანგვა-აღდგენითი ელექტროდის და რაიმე სტანდარტული ელექტროდის დახმარებით შედგენილი წრედის ელექტრომომძრავებელი ძალის მნიშვნელობიდან შეიძლება ეანგვა-აღდგენითი სტანდარტული პოტენციალის განსაზღვრა. თუ განსახილველი სისტემა დაეანგულობის სხედასხვა ხარისხის ორ ელექტროლიტს შეიცავს, მაგალითად, Fe^{2+} და Fe^{3+} ან Sn^{2+} და

Sn^{2+} , რომელთა აქტიურობებს შესაბამისად a_1 და a_2 -ით აღვნიშნავთ, შივილებთ განტოლებებს:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_1}{a_2}$$

უანგვა-აღდგენითი პოტენციალების განსაზღვრა შეიძლება აგრეთვე ქიმიური რეაქციის წონასწორობის მუდმივას დახმარებით. წრედში მიმდინარე რეაქცია, რომელიც დაკავშირებულია ერთ ფარადეი ელექტრობის გავლასთან, გამოისახება განტოლებით:



თუ ყველა მორეაგირე კომპონენტების აქტიურობები ერთის ტოლია, მაშინ წრედის სტანდარტული ელექტრომომძრავებელი ძალა იქნება:

$$E^\circ = \frac{RT}{F} \ln K = -\frac{RT}{F} \ln \frac{a_{\text{Fe}^{2+}}}{a_{\text{Fe}^{3+}} \cdot a_{\text{I}^-}}$$

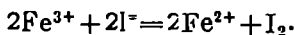
სადაც აქტიურობები შეესაბამება წონასწორულ მდგომარეობას. ვინაიდან მყარი ელემენტარული იოდის აქტიურობა ერთის ტოლია, ამიტომ მისი მნიშვნელობა არ შედის წონასწორობის მუდმივას გამოსახლებაში.

ზოგიერთი სტანდარტული უანგვა-აღდგენითი პოტენციალის მნიშვნელობა მოცემულია 75-ე ცხრილში.

6. უანგვა-აღდგენითი პოტენციალების ცხრილის გამოყენება რეაქციის წარმართვის შესაძლებლობის საკითხის გადასაწყვეტად¹.

უანგვა-აღდგენითი სტანდარტული პოტენციალების დახმარებით შეიძლება გავიანგარიშოთ უანგვა-აღდგენითი წრედის ემძ და რეაქციის მიმართულება თავისთავად მიმდინარეობისას. თავისთავად რეაქცია მაშინ წარმართება, როცა $E_{\text{გაგ}}^\circ - E_{\text{აღდგ}}^\circ > 0$. თუ ემძ უარყოფითი აღმოჩნდა, რეაქცია შებრუნებული მიმართულებით წარმართება.

მაგალითისათვის განვიხილოთ რომელი რეაქცია წარმართება მარცხნიდან მარჯვნივ. მაგალითად:



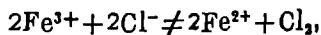
ცხრილის მიხედვით სისტემის $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ ემძ=0,771 ვოლტ., ხოლო $\text{I}_2/2\text{I}^-$ ემძ=0,536 ვოლტს. პირველის პოტენციალი აღემატება მეორე-

¹ Г. П. Хомченко, И. К. Цытович. Неорганическая химия, ВШ М., 1979.

ზოგიერთი უანგვა-აღდგენითი ხახტემის სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალები წყალხსნარებში 25°C-ზე

დაუანგვლი ფორმა	აღდგენილი ფორმა	ელექტროდული რეაქცია	ვოლტ-ბით
2H ⁺	H ₂	2H ⁺ +2e = H ₂	0,000
S	S ₂ ⁻	S+2e = S ²⁻	-0,51
Pb(SO ₄)	Pb+SO ₄ ²⁻	PbSO ₄ +2e = Pb+SO ₄ ²⁻	-0,256
Sn ⁴⁺	Sn ²⁺	Sn ⁴⁺ +2e = Sn ²⁺	+0,15
Cu ²⁺	Cu ⁺	Cu ²⁺ +e = Cu ⁺	+0,153
SO ₄ ²⁻ +2H ⁺	SO ₃ ²⁻ +H ₂ O	SO ₄ ²⁻ +2H ⁺ +2e = SO ₃ ²⁻ +H ₂ O	+0,22
[Fe(CN) ₆] ³⁻	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	[Fe(CN) ₆] ³⁻ +e = [Fe(CN) ₆] ⁴⁻	+0,36
1/2 O ₂ +H ₂ O	2OH ⁻	1/2 O ₂ +H ₂ O+2e = 2OH ⁻	+0,401
1/2 I ₂	I ⁻	1/2 I ₂ +e = I ⁻	+0,536
MnO ₄ ⁻	MnO ₄ ²⁻	MnO ₄ ⁻ +e = MnO ₄ ²⁻	+0,564
Fe ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺ +e = Fe ²⁺	+0,771
2Hg ²⁺	Hg ₂ ²⁺	2Hg ²⁺ +2e = Hg ₂ ²⁺	+0,910
NO ₃ ⁻ +3H ⁺	HNO ₂ +H ₂ O	NO ₃ ⁻ +3H ⁺ +3e = HNO ₂ +H ₂ O	+0,940
NO ₃ ⁻ +4H ⁺	NO+2H ₂ O	NO ₃ ⁻ +4H ⁺ +3e = NO+2H ₂ O	+0,96
HNO ₂ +H ⁺	NO+H ₂ O	HNO ₂ +H ⁺ +e = NO+H ₂ O	+1,00
1/2 Br ₂ (ობ)	Br ⁻	1/2 Br ₂ +e = Br ⁻	+1,065
IO ₃ ⁻ +6H ⁺	1/2 I ₂ +3H ₂ O	IO ₃ ⁻ +6H ⁺ +5e = 1/2 I ₂ +3H ₂ O	+1,195
O ₂ +4H ⁺	2H ₂ O	O ₂ +4H ⁺ +4e = 2H ₂ O	+1,229
Cr ₂ O ₇ ²⁻ +14H ⁺	2Cr ³⁺ +7H ₂ O	Cr ₂ O ₇ ²⁻ +14H ⁺ +6e = 2Cr ³⁺ +7H ₂ O	+1,360
1/2 Cl ₂	Cl ⁻	1/2 Cl ₂ +e = Cl ⁻	+1,36
ClO ₃ ⁻ +6H ⁺	Cl ⁻ +3H ₂ O	ClO ₃ ⁻ +6H ⁺ +2e = Cl ⁻ +3H ₂ O	+1,44
PbO ₂ +4H ⁺	Pb ²⁺ +2H ₂ O	PbO ₂ +4H ⁺ +2e = Pb ²⁺ +2H ₂ O	+1,455
MnO ₄ ⁻ +8H ⁺	Mn ²⁺ +4H ₂ O	MnO ₄ ⁻ +8H ⁺ +5e = Mn ²⁺ +4H ₂ O	+1,51
PbO ₂ +4H ⁺ +SO ₄ ²⁻	PbSO ₄ +2H ₂ O	PbO ₂ +4H ⁺ +SO ₄ ²⁻ +2e = PbSO ₄ +2H ₂ O	+1,635
H ₂ O ₂ +2H ⁺	2H ₂ O	H ₂ O ₂ +2H ⁺ +2e = 2H ₂ O	+1,77
S ₂ O ₈ ²⁻	2SO ₄ ²⁻	S ₂ O ₈ ²⁻ +2e = 2SO ₄ ²⁻	+2,01
1/2 F ₂	F ⁻	1/2 F ₂ +e = F ⁻	+2,87

სას, მაშასადამე, Fe³⁺-ს მეტი სწრაფვა აქვს ელექტრონისადმი, ვიდრე I⁻-ს, რეაქციის ემდ დადებითია და უდრის 0,770—0,536 0,235 ვოლტს რეაქცია ქლორთან:



არ წარიმართება, რადგან პირველის პოტენციალი უფრო ნაკლებია ვიდრე მეორის: Fe³⁺/Fe²⁺-ის ემდ=0,771, ხოლო Cl₂/2 Cl⁻ ემდ=1,36 მაშასადამე, მათი სხვაობა უარყოფითია. ეს ნიშნავს, რომ რეაქცია საპირისპირო მიმართულებით წარიმართება.

მრავალი ჟანგვა-აღდგენითი რეაქცია მოითხოვს წყალბად-იონების მონაწილეობას. ასეთი რეაქციების მიმდინარეობისას რედ-ოქსი პოტენციალი დამოკიდებული იქნება წყალბად-იონთა კონცენტრაციაზე:

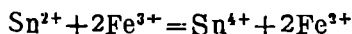
$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{z} \lg \frac{a_{\text{დაჟანგ}} \cdot [H^+]^m}{a_{\text{აღდგ}}}$$

სადაც m არის წყალბად-იონთა კოეფიციენტი რედ-ოქსი განტოლებაში. მაგალითად, $KMnO_4$ -ის მოქმედებისას მარილებზე: KI , KBr , KCl , როცა $pH=6$, იქანგება იოდ-იონები, როცა $pH=3$, ჟანგება ბრომ-იონები, ქლორ-იონების დაქანგვა უფრო დაბალ pH -ზე წარმართება.

აქრივად, როცა $E_2^{\circ} > E_1^{\circ}$, სადაც E_2 და E_1 შეესაბამება ჟანგვისა და აღმდგენის წყვილების რედ-ოქსი პოტენციალებს, რეაქცია მით უფრო შორს წავა, რაც უფრო მეტია მათი სხვაობა. თუ $E_2 < E_1$, მაშინ რეაქცია საპირისპირო მიმართულებით წარმართება, მაგრამ როცა $E_1 \cong E_2$, მაშინ რეაქცია ბოლომდე ვერ მივა. მართლაც, ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის წონასწორობის მუდმივა შეიძლება სტანდარტული პოტენციალების დახმარებით გამოვთვალოთ:

$$\ln K = \frac{(E_2^{\circ} - E_1^{\circ})n}{0,059}$$

სადაც K წონასწორობის მუდმივაა. რეაქციისათვის:



ცხრილის მიხედვით ვიპოვით:

$$E_{1Sn^{4+}/Sn^{2+}}^{\circ} = 0,15 \text{ ვოლტს, } E_{2Fe^{3+}/Fe^{2+}}^{\circ} = 0,771 \text{ ვოლტს,}$$

აქედან

$$\ln K = \frac{(0,771 - 0,15)n}{0,059}$$

საიდანაც

$$K = \frac{[Sn^{4+}][Fe^{2+}]^2}{[Sn^{2+}][Fe^{3+}]^2} \cong 10^{21}$$

ე. ი. მზიციხელი ბევრად აღმატება მნიშვნელს, რაც იმას ნიშნავს, რომ რეაქცია არაქტიკულად ბოლომდე მიდის მარცხნიდან მარჯვნივ. ბუნებრივია, რომ ამ საკითხებს არსებითი მნიშვნელობა აქვს რაოდენობითი ანალიზის მეთოდების შემუშავებისას.

7. გალვანური ელემენტებში მიმდინარე რეაქციების გიბსის ენერჯიის ცვლილება. გალვანური ელემენტი არის პირველი და მეორე

რეგვარი განტარებისაგან შეზღვარი სისტემა, სადაც ქიმიური გარდაქმნის მიმდინარეობის შედეგად ელექტროდენი აღიძვრება.

ყოველი ონური რეაქცია შეიძლება ისეთ აირობებში ჩაეყენოთ, რომ მისი ქიმიური ენერგია ელექტრულ მუშაობად გარდაიქმნას. ამისათვის საჭიროა ავანოთ გაღვანური ელემენტი. ყველა გაღვანური ელემენტი, მიმდინარე პროცესების მიხედვით, ორ ჯგუფად იყოფა—შექცევად და უქცევ ელემენტებად. წრედი შექცევადია, თუ მისი მოქმედებისას მიღებული მაქსიმალური მუშაობა საკმარისია მის საწყის მდგომარეობაში დასაბრუნებლად. ასეთი ელემენტების დატვირთვის დროს მოქმედებისას მათი ელექტრომამოძრავებელი ძალა მუდმივი რჩება, უქცევი ელემენტების მოქმედებისას კი—მცირდება.

გაღვანური ელემენტის მოქმედება დაკავშირებულია χF მუხტის გადატანასთან ერთი ელექტროდიდან მეორეზე, სადაც პოტენციალთა სხვაობა არის E . ამ დროს შესრულებული ელექტრული მუშაობა

$$A = -\Delta\Phi = \chi F E,$$

სადაც χ არის იონის ვალენტოვნება, $F = 96500$ კულონი, ხოლო E —გაღვანური ელემენტის ელექტრომამოძრავებელი ძალა.

მიღებული თანაფარდობის თანახმად, მუდმივ წნევესა და ტემპერატურაზე შესრულებული ელექტრული მუშაობა უდრის გიბსის ენერგიის შემცირებას. ამ ძირითადი განტოლებიდან გამომდინარეობს, რომ ელექტრომამოძრავებელი ძალა:

$$E = \frac{A}{\chi F} = -\frac{\Delta\Phi}{\chi F}. \quad (a)$$

რეაქციის სითბოსა და შესრულებულ ელექტრულ მუშაობას შორის დამოკიდებულება შექცევადი წრედისათვის გამოცხადდება გიბს-ჰელმჰოლცის განტოლებით;

$$\Delta\Phi = \Delta H + T \left(\frac{d\Delta\Phi}{dT} \right).$$

თუ ამ განტოლებაში (ა) თანაფარდობიდან შევიტანთ $\Delta\Phi$ -ის მნიშვნელობას, მივიღებთ:

$$E = -\frac{\Delta H}{\chi F} + T \frac{dE}{dT},$$

სადაც გამარტივების მიზნით კერძო წარმოებული შეცვლილია სრულით. მიღებული თანაფარდობიდან გამომდინარეობს გიბს-ჰელმჰოლცის მეორე განტოლება, სადაც $\frac{dE}{dT}$ ელექტრომამოძრავებელი ძალის ტემპერატურული კოეფიციენტი. ამ განტოლების გამოყენება

შეიძლება მხოლოდ შექცევადი გალვანური ელემენტების მიზართ. ასეთ შემთხვევაში ელემენტი მაქსიმალურ მუშაობას ასრულებს, რომელიც მუდმივი წნევის პირობებისათვის უდრის იზობარული პოტენციალის $\Delta\Phi$ -ის შემცირებას:

$$\Delta\Phi = -23060 \chi E = \Delta H - 23050 T \frac{dE}{dT},$$

სადაც კოეფიციენტი 23060 მიიღება 96500-ისა და 4,184-ის შეფარდებით (1 კალ = 4,1847 ჯოულს = 4,1847 ვოლტ-კულონს).

თავისუფალი ენერგიის ცვლილებასა და ენთალპიას შორის არსებული თანაფარდობა მნიშვნელოვნად არის დამოკიდებული. ელექტრომომძრავებელი ძალის ტემპერატურული კოეფიციენტის ნიშანზე. მაგალითად, თუ $\frac{dE}{dT} > 0$, მაშინ $\Delta\Phi > \Delta H$, ე. ი. გალვანური

ელემენტის მიერ შესრულებული მუშაობა აღემატება რეაქციის სითბურ ეფექტს. ამ დროს გალვანური ელემენტი თავისი მოქმედებისას სითბოს შთანთქავს გარემოდან. ამგვარი ელემენტის მიერ შესრულებული მუშაობა დახარჯულ ქიმიურ ენერგიას იმ სიდიდით აღემატება, რომელსაც იგი მოქმედების დროს გარემოდან შთანთქავს.

როცა $\frac{dE}{dT} < 0$, მაშინ $\Delta\Phi < \Delta H$, ე. ი. ელემენტის მუშაობა

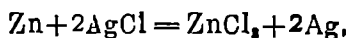
რეაქციის სითბურ ეფექტზე უფრო ნაკლებია, ამიტომ ასეთი ელემენტის მოქმედებისას შიგა ენერგიის ნაწილი მუშაობად გარდაიქმნება, დანარჩენი კი გადაეცემა გარემო არეს სითბოს სახით, რომლის

სიდიდე განისაზღვრება წევრით $\chi F \frac{dE}{dT}$. თუ $\frac{dE}{dT} = 0$, მაშინ გალ-

ვანური ელემენტის მუშაობა რეაქციის სითბური ეფექტის ტოლია, ე. ი. ელემენტი სითბომომოცვლის გარეშე მოქმედებს. ეს უკანასკნელი თანაფარდობა შეესაბამება ბერთლოს პრინციპს, რომლის თანახმად, $A = Q$ -ს.

76-ე ცხრილიდან ჩანს, რომ მაქსიმალური ელექტრული მუშაობა 23060 χE ზოგ შემთხვევაში აღემატება იმ სითბოს ΔH -ს, რომელიც ჰედმივი წნევის პირობებში გამოიყოფა. ასეთი ელემენტის მოქმედების დროს გარემოდან შთანთქმული სითბო ელექტრულ მუშაობად გარდაიქმნება.

ჰესის კანონის თანახმად, რეაქციის ჩვეულებრივ პირობებში მიმდინარეობისას ან იმავე რეაქციის გალვანურ ელემენტში ჩატარების დროს მიღებული სითბური ეფექტი ერთნაირია. ამიტომ თუ:



გიბს-ჰელმჰოლცის განტოლების ექსპერიმენტული შემოწმება

რეაქცია	E	$\frac{dE}{dT}$	$- \Delta H_{თეორ. კვ}$	$\Delta H_{გაზ. კვ}$	$-\Delta \Phi$ კვ
$Zn + 2AgCl = ZnCl_2 + 2Ag(0^\circ C)$	1,015	-0,000402	217,530	217,77	195,86
$Pb + 2AgCl = PbCl_2 + 2Ag(25^\circ C)$	0,4900	-0,0001-6	105,256	105,25	94,55
$Cd + 2AgCl = CdCl_2 + 2Ag(25^\circ C)$	0,6753	-0,000365	134,055	134,05	86,27
$Pb + (CH_3COO)_2 Cu =$ $= (CH_3COO)_2 Pb + Cu (25^\circ C)$	0,4764	0,000325	707,09	713,49	92,04
$Hg_2Cl_2 + 2KOH = Hg_2O +$ $+ 2KCl + H_2O (25^\circ C)$	0,1542	0,000327	-18,409	-13,72	-

რეაქციის საფუძველზე ავაგებთ გალვანურ ელემენტს, მაშინ გიბს-ჰელმ-ჰოლცის განტოლების თანახმად გვექნება:

$$Q_p = \Delta H = 230607 \left(E - T \frac{dE}{dT} \right) =$$

$$= 23060 \cdot 2 (1,015 + 298 \cdot 0,000402) 4,184 = 217,53 \text{ კვ.}$$

თერმოდინამიკის მეორე პრინციპის თანახმად, ენთალპია წარმოადგე-ბა ორი საკრებისაგან—გიბსის ენერჯიისა და ბმული ენერჯიისაგან

$$H = \Phi + G.$$

გიბსის ენერჯიის ზომა არის იზოთერმული პროცესის დროს შესრუ-ლებული მაქსიმალური სასარგებლო მუშაობა, ბმული ენერჯიისა კი—იზოთერმულ პირობებში გადაცემული სითბო, როპელიც მოკლე-ბულია მუშაობად გარდაქმნის უნარს. აღნიშნული რეაქციის სასარ-გებლო მაქსიმალური მუშაობა

$$A = -\Delta \Phi = 23060 \cdot 2 \cdot 1,015 \cdot 4,18 = 195,86 \text{ კვ.}$$

ბმული ენერჯია კი უდრის:

$$G = Q_p - A = 217,53 - 195,86 = 21,67 \text{ კვ.}$$

გიბსის ენერჯიის ცვლილება და ბმული ენერჯიის სიდიდე შეიძ-ლება ექსპერიმენტულად გაიზომოს. ამ მიზნით კალორიმეტრში მო-თავსებული გალვანური ელემენტის გარე წრედში ჩართული დიდი წინაღობის მავთული მეორე კალორიმეტრში უნდა მოთავსდეს. პირ-ველ კალორიმეტრს გადაეცემა ბმული ენერჯიის ტოლი სითბო, ხო-ლო მეორეს—სითბო, რომელიც რეაქციის მაქსიმალურ მუშაობას შეესაბამება. დიდი წინაღობის მავთულის ნაცვლად წრედში ელექტ-

რული ძრავის ჩართვისას მიიღება სასარგებლო მუშაობა, რომელიც რეაქციის გიბსის ენერჯიის შემცირების ტოლია.

პირველი კალორიმეტრისადმი გაცემული სითბო, რომელიც ბმულ ენერჯიას შეესაბამება, შეიძლება აგრეთვე შემდეგი გზით გაიანგარიშოთ:

$$-23060 \cdot z \cdot T \frac{dE}{dT} = -23060 \cdot 2 \cdot 273 (-0,000402) = 20,5 \text{ კჯ/მოლ.}$$

თერმოდინამიკის ძირითადი თანაუარღობის თანახმად, ბმული ენერჯიის ცვლილება:

$$\Delta G = T \cdot \Delta S,$$

სადაც

$$\Delta S = -23060 \cdot z \frac{dE}{dT}.$$

ამ თანაუარღობაში რიცხვების ჩასმით ადვილად გაიანგარიშება ენტროპიის ცვლილება, რომელიც მოცემულ შემთხვევაში ტოლია:

$$\Delta S = -23060 \cdot 2 (-0,000402) = 67,2 \text{ ჯ/მოლ. გრად.}$$

იგივე შედეგი მიიღება $\frac{G}{T}$ ფარღობიდან.

რეაქციის მაქსიმალური მუშაობა გამოისახება განტოლებით:

$$A = -\Delta \Phi = RT (\ln K_e - \Delta \ln a),$$

სადაც $\Delta \ln a$ შეესაბამება საწყის ნივთიერებათა აქტიურობათა ნამრავლის ფარღობას, K_e წონასწორობის მუღმივია. გაღვანურ ელემენტში რეაქციის მუშაობა ელექტრულ A მუშაობად გარღაიქმნება, სადაც

$$A = zFE.$$

ამ განტოლებათა შეღარებიდან მიიღება, რომ

$$E = \frac{RT}{zF} (\ln K_e - \Delta \ln a).$$

განზავებული ხსნარების მიმართ მართებულთა შემდეგი თანაუარღობა:

$$E = \frac{RT}{zF} (\ln K_c - \Delta \ln c), \quad (a)$$

სადაც აქტიურობა შეცვლილია ნივთიერებათა ანალიზური კონცენტრაციით.

თუ რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებათა აქტიურობანი ერთის ტოლია და რეაქციის შეღეგად ნივთიერებები ისეთი კონცენტრაცი-

ით წარმოიქმნება. რომ მათი აქტიურობანი აგრეთვე ერთის ტოლი იქნება, მაშინ უკანასკნელი წვერი $\Delta \ln c$ ხელს გაუტოლდება და მივიღებთ:

$$E^0 = \frac{RT}{zF} - \ln K,$$

რომლის (ა)-ში ჩასმით მიიღება ზოგადი სახის განტოლება:

$$E = E^0 - \frac{RT}{zF} \Delta \ln C.$$

როცა მორეაგირე ნივთიერებათა საწყისი და წონასწორული კოეფიციენტები ერთნაირის ტოლია, ე. ი. როცა:

$$\Delta \ln C = \ln K_c,$$

ელექტრომამოძრავებელი ძალა $E = 0$, ე. ი. ქიმიური წონასწორობის პირობებში გაღვანური ელემენტის ენძ ნულის ტოლია.

8. გაღვანური ელემენტების გამოყენება. დენის წყაროების შესწავლისა და გამოყენების დარგში მნიშვნელოვანი გამოკვლევები ჩატარებული იყო რუსეთში. ვ. პეტროვის (1803) მიერ აგებული იყო 4200 ცალი სპილენძისა და თუთიის ფირფიტისაგან ელექტრული ბატარეა, რომლის დახმარებითაც მან ჩაატარა ელექტროლიზის ცდები და მიიღო აგრეთვე ელექტრული რკალი. მანვე მოახდინა წყლის ელექტროლიზი და ელექტროლიზური გზით ტუ ჟე მეტალები მიიღო.

ბ. იაკობის მიერ აღმოჩენილი გაღვანოსტეგია არის ელექტროქიმიის პირველი მნიშვნელოვანი პრაქტიკული გამოყენება.

სპილენძისა და თუთიის გაღვანური ელემენტი გამოკვლეული იყო დანიელის მიერ (1836). ბ. იაკობიმ ჩაატარა მრავალი გამოკვლევა დენის წყაროების საკითხებზე, რომლებმაც დიდი როლი შეასრულეს ელექტროქიმიის განვითარებაში.

პ. ბაგრატიონმა (1844) შექმნა პირველი „მზრალი“ ელემენტი, რომელშიც ფართო გავრცელება მოიპოვა და მრავალი წლის განმავლობაში გამოიყენებოდა რუსეთში, ევროპასა და ამერიკაში. პ. ბაგრატიონის ელემენტი შედგება გოგირდმეფავათი შესველებულ ქვიშაში მოთავსებულ სპილენძისა და თუთიის ელექტროდებისაგან.

პრაქტიკული მიზნებისათვის გამოსაყენებელ გაღვანურ ელემენტებს უნდა ახასიათებდეს რაც შეიძლება მეტი სიდიდის ელექტრომამოძრავებელი ძალა, დიდი ტევადობა და ამასთანავე, ძლიერი დენის მიღებისას მათი ძაბვა შესამჩნევად არ უნდა გცემოდეს. ამას გარდა, ტექნიკური გაღვანური ელემენტის წონა მინიმალური უნდა იყოს. აღსანიშნავია, რაც უფრო ნაკლებია ელემენტის პოლარიზაცია მისი 31. ვ. კოკოჩაშვილი, გ. ცინცაძე, თ. ცეცხლაძე

მოქმედების პროცესში, ზით უფრო მუდმივია ელემენტის ელექტრომა-
მოდრავებელი ძალა. თავისი ხასიათის მიხედვით შესაძლოა ორგვარი
პოლარიზაცია—კონცენტრაციული და ქიმიური.

კონცენტრაციული პოლარიზაციის განხილვა მოხერხებულია და-
ნიელის ელემენტის მაგალითზე.

ელემენტის მოქმედების პროცესში იზრდება თუთიის სულფატის
ხსნარის კონცენტრაცია, რის გამო თუთიის პოტენციალი უფრო და-
დებითი ხდება, სპილენძის ელექტროდის პოტენციალი კი შაბიამნის
ხსნარის კონცენტრაციის შემცირების გამო უფრო უარყოფითი შეიქმ-
ნება, რის შედეგადაც ელემენტის ელექტროდური პოტენციალების
სხვაობა შემცირდება. ასეთი პოლარიზაცია, რომელიც მარილთა ხსნარ-
ების კონცენტრაციის ცვლილებითაა გამოწვეული, კონცენტრაციული
ხასიათისაა. აქვე აღვნიშნავთ, რომ დანიელის ელემენტის შემთხვევაში
ხსნართა კონცენტრაციების ათჯერ შეცვლა გამოიწვევს ელემენტის
ელექტრომამოდრავებელი ძალის მხოლოდ 0,029 ვოლტით ცვლილებას.

თუ დენის აღმძვრელი ელექტროდური პროცესები შედარებით
ნელა მიმდინარეობენ და დიდი ძალის მიღებისას ნივთიერებები ვერ
ასწრებენ რეაქციაში შესვლას, მაშინ ელემენტის ელექტრომამოდრავე-
ბელი ძალა შესამჩნევად დაეცემა. ასეთი პოლარიზაცია ქიმიური პო-
ლარიზაციის სახელწოდებითაა ცნობილი. დანიელის ელემენტის მოქ-
მედების პირობებში აღნიშნული პროცესები დიდ სიჩქარით მიმდი-
ნარეობს, რის გამო ქიმიურ პოლარიზაციას ადგილი არა აქვს. მაგ-
რამ თუთიის ელექტროდი რომ რკინის ან ნიკელის ელექტროდით
შევცვალოთ, რეაქციის ნელი მიმდინარეობის გამო აღიძვრება ქიმი-
ური პოლარიზაცია, რის შედეგად ელემენტის ელექტრომამოდრავე-
ბელი ძალა მნიშვნელოვნად დაეცემა. ამიტომ გალვანური ელემენტე-
ბის შესადგენად დაუშვებელია დენის აღმძვრელი ელექტროქიმი-
ური რეაქციების გამოყენება, რომელთა მოქმედება შეზღუდული
სიჩქარით მიმდინარეობს.

მეტი ელექტრომამოდრავებელი ძალის მისაღებად, ჩვეულებრი-
ვად, მიმართავენ ისეთ ელექტროდებს, რომლებიც დაბვათა მწკრივში
ჭეტად არიან დაშორებული ერთმანეთისაგან. მეტწილად სარგებლო-
ბენ პირველი და მეორეგვარი ელექტროდებით. ელექტრომამოდრავე-
ბელი ძალის მუდმივობის მიზნით მეორეგვარ ელექტროდს დარ-
თული აქვს დეპოლარიზატორი, რომელიც მთლიანად თუ არა, ნაწი-
ლობრივ მაინც გამორიცხავს პოლარიზაციას.

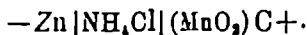
დანიელის ელემენტის მოქმედებისას პოლარიზაციის თავიდან
ასაცილებლად თუთიის სულფატის ნაცვლად მაგნიუმის სულფატის
ხსნარია გამოყენებული, ხოლო სპილენძის ელექტროდის დეპოლარი-
ზაციის მიზნით გამოყენებულია შაბიამნის მუდმივი კონცენტრაციის

(ნაჯერი) ხსნარი. ამ მიზნით ელემენტში ათავსებენ შაბიანის კრისტალებს, რომლებიც უზრუნველყოფენ ხსნარის კონცენტრაციის მუდმივობას. დანიელის ელემენტის ეს ნაირსახეობა ცნობილია შეიდიანგერის ელემენტის სახელწოდებით:

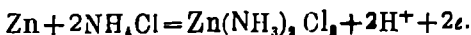


ელემენტის ელექტრომომძრავებელი ძალა 1,18 ვოლტის ტოლია და დღესაც ხშირად ხმარება სიგნალიზაციის მიზნებისათვის.

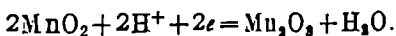
ზოგ შემთხვევაში მიმართავენ მყარ დეპოლარიზატორს. ასეთი დეპოლარიზატორის მოქმედება უფრო ნელია, ვიდრე თხევადისა, ამიტომ პოლარიზაცია მეტია. ამისი მაგალითია ლეკლანშეს ელემენტი, სადაც კათოდი თუთიისაგან შედგება, ხოლო ანოდი კი ნახშირისაგან. დეპოლარიზატორის როლს ასრულებს მანგანუმის დიოქსიდი (ხელოვნური ან ბუნებრივი პიროლუზიტი), ელექტროლიტი კი ამონიუმის ქლორიდია:



უარყოფით ელექტროდზე მიმდინარე რეაქცია შემდეგია:

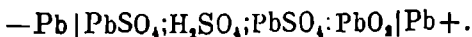


დადებით ელექტროდზე კი მიმდინარეობს ასეთი რეაქცია:



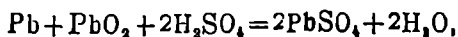
ელემენტის ხანგრძლივი მოქმედების პერიოდში დადებით ელექტროდზე მიმდინარე რეაქციის მცირე სიჩქარის გამო აღიძვრება პოლარიზაცია და ელემენტის ელექტრომომძრავებელი ძალა სწრაფად ეცემა. ამიტომ ლეკლანშეს ელემენტის გამოყენება მიზანშეწონილია იქ, სადაც საჭიროა მცირე ძალის დენი, რომლის დროსაც დეპოლარიზატორი ასწრებს ელექტრომომძრავებელი ძალის აღდგენას.

ტყვიის აკუმულატორის უარყოფითი ელექტროდი შედგება მეტალური ტყვიის ფირფიტებიდან, ხოლო დადებითი ელექტროდი ისევ ტყვიის ფირფიტებიდან, რომლებშიც ჩაწნეხილია ტყვიის დიოქსიდი. ელექტროლიტად გამოყენებულია 20%-იანი გოგირდმეფავა, რომლის მოქმედებისას აკუმულატორის ფირფიტებზე სულფატი დაიფარება:

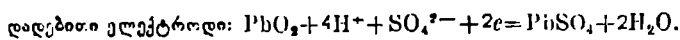
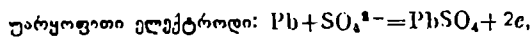


როგორც ჩანს, ტყვიის აკუმულატორი, ისევე როგორც მრავალი ტექნიკური გალვანური ელემენტი, შედგება პირველი $Pb | PbSO_4$ და მეორეგვარი $PbSO_4 ; PbO_2 | Pb$ ელექტროდისაგან.

ტყვიის აკუმულატორის მოქმედებას საფუძვლად უძევს შემდეგი რეაქცია:



რომელიც შეიქმნება შემდეგი საფეხურების ჯამის სახით წარმოვიდგინოთ:



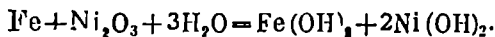
აკუმულატორის დამუხტვისას აქ გამოსახული რეაქციები შებრუნებული გზით წარიმართება. დასაწმენტად აკუმულატორის დადებით ელექტროდს დენის წყაროს დადებით პოლუსთან იერთებენ და უარყოფითს—უარყოფითთან. ამ დროს ადგილი აქვს ელექტროენერჯის გარდაქმნას ქიმიურ ენერჯიად. აკუმულატორი დამუხტულად ჩაითვლება, თუ მისი ელექტრომაგნიტური ძალა მიაღწევს 2,6 ვოლტს.

ძირითადი მოთხოვნილება, რომელსაც უყენებენ აკუმულატორებს, შემდეგია: თავისი მოქმედების პერიოდში მან სრულად უნდა დაგვიბრუნოს მის დამუხტვაზე დახარჯული ელექტრული ენერჯია. აკუმულატორის ძაბვა, მიუხედავად ელექტროდური პროცესების შექცევადობისა, განმუხტვის დროს უფრო ნაკლებია, ვიდრე დამუხტვისას. ამიტომ მისგან მიღებული ელექტრული ენერჯია ყოველთვის უფრო ნაკლებია, ვიდრე მის დასაწმენტად იხარჯება. როცა აკუმულატორის ელექტრომაგნიტური ძალა 1,85 ვოლტამდე დაეცემა, იგი განწმენტულად ჩაითვლება. თადგან განმუხტული აკუმულატორი ადვილად გამოდის წყობიდან, საჭიროა მისი კვლავ დამუხტვა.

აკუმულატორის დამუხტვას განაპირობებს ტყვიის ზედაპირზე წყალბადის ზედაბეჭე, რომლის გარეშე ადგილი ექნებოდა არა ტყვიის სულფატის დაშლას, არამედ წყალბადის გამოყოფას, რის გამო შეუძლებელი იქნებოდა მისი დამუხტვა. როგორც ზემოთ იყო აღნიშნული, აკუმულატორის დამუხტვისას უარყოფით ელექტროდზე მიმდინარეობს რეაქცია $\text{PbSO}_4 + 2e = \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$. მას შემდეგ, რაც აკუმულატორი დაიმუხტება და ძაბვა 2,4—2,6 ვოლტს მიაღწევს, დაიწყება ელექტროდებზე წყალბადისა და ენაგბადის გამოყოფა. ამრიგად, გაზებას განიყოფა წარმოადგენს აკუმულატორის დამუხტვის ნიშანს.

დიდი მნიშვნელობა ენიჭება ელექტროქიმიურად აქტიურ ნივთიერებას, რომლის რაოდენობაზე დამოკიდებულია აკუმულატორის ელექტრული ტევადობა. ამის გამო ტყვიის აკუმულატორის წონის ერთეულზე მოდის არც თუ ისე დიდი ტევადობა. ეს ნაკლი ნაწილობრივად თავიდან აცალებულია ტუტე აკუმულატორში. ტუტე აკუმულატორის (ედისონი, 1900) უარყოფითი ელექტროდი შედგება რკინის მესერასაგან, რომელიც ღრუბლისებრ რკინას შეიცავს, ხოლო დადებითი—ნიკელის მესერისაგან, რომელშიც ჩაწნეხილია ნიკელის ქვეყანგის ჰიდრატი და გრაფიტის ნარევი. ელექტროდები მოთავსე-

ბულია კალიუმის ტუტის 20%-იან ხსნარში. აკუმულატორის მოქმედების დროს ნიკელის ჰიდროქსიდი ქვეყანგამღვე აღდგება, ხოლო იმპედროულად რკინა ქვეყანგამღვე იყანგება:



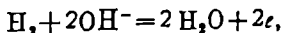
დამუხტვის პირობებში აღნიშნული რეაქცია შებრუნებული მიმართულებით მიმდინარეობს. ტუტე აკუმულატორის უპირატესობა ტყვის აკუმულატორთან შედარებით არის უფრო ნაკლები წონა ტევადობის ერთეულზე და, აგრეთვე, შეტი მდგრადობა.

დენის ქიმიური განსაკუთრებული წყაროებია ელექტროქიმიური გენერატორები ანუ თბოელემენტები, რომელთა დახმარებითაც ხერხდება წვის პროცესების ქიმიური ენერჯის უშუალოდ ელექტრულ ენერჯად გარდაქმნა. ასეთი ელემენტების მარგი ქმედების კოეფიციენტი აღემატება 80%-ს. ამ ელემენტებში გამოიყენება სხვადასხვა სახის სათბობი, მყანგავად კი ჰაერის ეანგბადი, ქლორი, ბრომი. ელექტროლიტის როლს ასრულებს მარილების ან ოქსიდების ნალღობი.

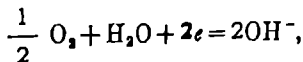
ამჟამად ფართო გამოყენება მიეცა წყალბად-ეანგბადურ თბოელემენტს. კატალიზატორის და ამავე დროს ელექტროდების როლს ასრულებს ნიკელის ფორებიანი ორი ფირფიტა, რომელთა შორის მოთავსებულია კალიუმის ტუტის ხსნარი. ელექტროდების მეორე მხარზე შეაქტ ატმოსფერულ წნევაზე ცალ-ცალკე წყალბადი და ეანგბადი. ელემენტის სქემა შეიძლება შემდგნაირად ჩავწეროთ



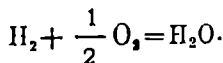
ერთ ელექტროდზე იეანგება წყალბადი:



მეორე ელექტროდზე აღდგება ეანგბადი:



შეჯამებული რეაქცია:



ნაცვლად ნიკელის ფორებიანი ელექტროდებისა გამოიყენება ნახშირის ელექტროდები, რომლებიც დაფარულია კატალიზატორით. ამ ტიპის თბოელემენტებმა დიდი გამოყენება ჰპოვა კოსმოსურ ზომალღებში.

თბოელემენტების გამოყენება შიგაწვის ძრავების ნაცვლად დიდი პერსპექტივის ამოცანაა.

9. ნერნსტის განტოლება. ერთი მდგომარეობიდან მეორეში გადასლის მუშაობა უდრის ამ ორ მდგომარეობათა შესაბამისი გიბსის (თავისუფალი) ენერჯიების შემცირებას:

$$-\Delta\Phi = \Phi - \Phi_M,$$

სადაც Φ_M დამოკიდებულია შეტალის ბუნებაზე და Φ — ხსნარის იონების a აქტიურობაზე:

$$\Phi = \Phi^0 + RT \ln a.$$

აქედან მივიღებთ, რომ

$$-\Delta\Phi = \Phi^0 - \Phi_M + RT \ln a.$$

რადგან ელექტრული მუშაობა

$$-\Delta\Phi = zFE,$$

ამიტომ საბოლოოდ მივიღებთ ნერნსტის ფორმულას:

$$E = E_0 + \frac{RT}{zF} \ln a. \quad (3,8)$$

სადაც

$$E_0 = \frac{\Phi^0 - \Phi_M}{zF}.$$

მიღებული სიდიდე E^0 არის ელექტროდური პოტენციალი, როცა ხსნარში იონების აქტიურობა ერთის ტოლია და წარმოადგენს ელექტროდის სტანდარტულ ანუ ნორმალურ პოტენციალს.

გალვანური ელემენტის ელექტრომამოძრავებელი ძალა უდრის ელექტროდების პოტენციალთა სხვაობას:

$$E = E_1 - E_2,$$

ამიტომ ერთნაირი მუხტის იონებისათვის გვექნება:

$$E = (E^0 - E_2^0) + \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_1}{a_2}. \quad (3,9)$$

განზავებული ხსნარებისათვის, როცა $a \cong m$, ეს განტოლება მიიღებს შემდეგ სახეს:

$$E = E^0 + \frac{RT}{zF} \ln \frac{m_1}{m_2},$$

სადაც $E^0 = E_1^0 - E_2^0$ არის ელემენტის სტანდარტული ელექტრომამოძრავებელი ძალა.

სტანდარტული პოტენციალების ცხრილის თანახმად:

$$E_{Zn}^0 = -0,763 \text{ ვოლტ. } E_{Cu}^0 = +0,337 \text{ ვოლტ.}$$

დანიელის ელემენტის ემძ:

$$E_{Cu} - E_{Zn} = 0,337 - (-0,763) = 1,1 \text{ ვოლტ.}$$

თუ $a_{Cu^{++}} = 1,5$ გ-იონი/ლ, ხოლო $a_{Zn^{++}} = 0,01$ გ-იონი/ლ, მაშინ

$$E_{Cu} = + 0,337 - \frac{0,059}{2} \lg 1,5 = 0,342 \text{ ვოლტ,}$$

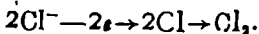
$$E_{Zn} = -0,763 - \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = -0,822 \text{ ვოლტ;}$$

საიდანაც ემძ:

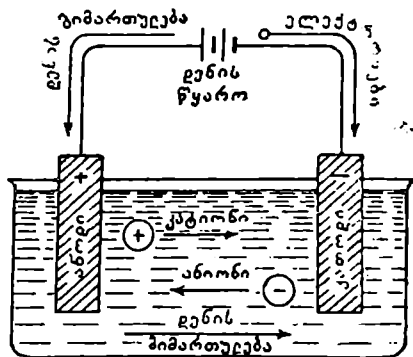
$$E_{Cu} - E_{Zn} = 0,342 - -0,822 = 1,164 \text{ ვოლტ.}$$

თუ ორი ერთნაირი ელექტროდი ჩადგმული იქნება თავისივე მარილის სხვადასხვა კონცენტრაციის ხსნარში, მიიღება კონცენტრაციული ელემენტი, რომლის ემძ დამოკიდებული იქნება კონცენტრაციათა თანაფარდობაზე.

10. ელექტროლიზი როგორც უანგვა-აღდგენითი პროცესი. დენის გავლა წრედში დაკავშირებულია ელექტრონების გადასაცვლებასთან გამტარში ანოდთან დენის წყაროს დადებით პოლუსისაკენ; ამავდროს ელექტრონების ასეთივე რაოდენობა გადაინაცვლებს დენის წყაროს უარყოფითი პოლუსიდან კათოდისაკენ (ნახ.3.9), ვინაიდან ელექტრონები არ გადიან ელექტროლიტებში, ამიტომ დენის უწყვეტად გავლისათვის ანოდზე უნდა წარიმართოს ისეთი პროცესები, რომელთა მიმდინარეობა დაკავშირებულია ელექტრონების განთავისუფლებასთან და კათოდზე კი—ელექტრონების შეკავშირებასთან. ეს პროცესები მიმდინარეობს არა ელექტროლიტის მთელ მოცულობაში, არამედ ელექტროდის და ელექტროლიტის სასაზღვრო ზედაპირზე, სადაც ელექტრონული ელექტროგამტარობა იონური გამტარობით შეიცვლება და რომელზედაც მიმდინარეობს იონთა მუხტების ცვლილება. როცა ელექტროდებს შორის მოთავსებულია მარილმკვას წყალხსნარი მაშინ უარყოფითი ქლორიონები განიზიდება რა კათოდით, მიუახლოვდება ანოდს, განმუხტებისას გადასცემს მას თითო ელექტრონს და გადავა ატომურ მდგომარეობაში. ატომური ქლორის რეკომბინაციით წარმოიქმნება მოლეკულური ქლორი:



განთავისუფლებული ელექტრო-



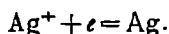
ნახ. 3.9. ელექტროლიზის სქემა.

ტრონი ვარმართება დენის წყაროს დადებითი პოლუსისაკენ. ერთ-დროულად კათოდზე ამდენივე ელექტრონი გადაეცემა წყალბად-იონებს, რის შედეგად წყალბად-იონები განიშუბტებიან და მიიღება ჯერ ატომური და შემდეგ მოლეკულური წყალბადი:

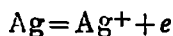


ამრიგად, ელექტროლიზის დროს ელექტროდებზე ორი მოპირდაპირე მიმართულების ქიმიური პროცესი მიმდინარეობს: ანოდზე იონები კარგავენ ელექტრონებს, რაც დაჟანგვას წარმოადგენს, და კათოდზე იონები იძენენ ელექტრონებს, ე. ი. განიცდიან აღდგენას.

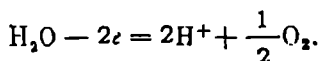
ვერცხლის მარილის ელექტროლიზის დროს კათოდზე ვერცხლის იონები აღდგებიან მეტალურ მდგომარეობაში:



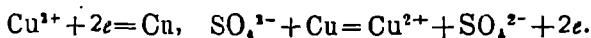
ვერცხლის ანოდზე კი მეტალური ვერცხლი იჟანგება და იონების სახით გადადის ხსნარში:



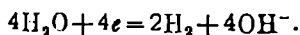
ანოდური პროცესი უფრო დეტალურად შემდეგნაირად შეიძლება წარმოვიდგინოთ:



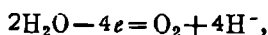
არსებითად იგივე შედეგი მიიღება სპილენძის ელექტროდებს შორის სპილენძის მარილის ელექტროლიზის დროს:



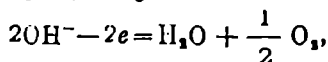
ნატრიუმის ტუტის ელექტროლიზის დროს პლატინის ელექტროდებს შორის კათოდზე აღდგება წყლის მოლეკულები:



ანოდზე კი დაიჟანგება წყლის მოლეკულები:



და განიშუბტება ჰიდროქსიდ-იონები



ხოლო ანოდურ არეში წარმოქმნილი წყალბად-იონები შეუერთდება ჰიდროქსიდ-იონებს. ამ შემთხვევაში იშლება წყალი, ხოლო ტუტის რაოდენობა ხსნარში უცვლელი რჩება.

11. ფარადეის კანონები. ხსნარში გავლილი ელექტრობის და მასთან დაკავშირებული გარდაქმნილი ნივთიერების რაოდენობრივი

ხასიათის გამოკვლევის შედეგად ფარადეიმ (1833) აღმოაჩინა ელექტროლიზის ორი კანონი, რომელთა თანახმად:

1. ელექტროლიზის დროს გამოყოფილი ნივთიერების რაოდენობა ელექტროლიტში გავლილი ელექტრობის რაოდენობის პროპორციულია;

2. ნივთიერებათა რაოდენობანი, რომლებიც ელექტრობის ერთსა და იმავე რაოდენობასთან შედიან ურთიერთმოქმედებაში, ისე ეფარდებიან ერთმანეთს, როგორც მათი ეკვივალენტური წონები.

ფარადეის მეორე კანონის თანახმად, ეკვივალენტი ნივთიერების გამოყოფისათვის საჭირო ელექტრობის რაოდენობა არ არის დამოკიდებული ნივთიერების გვარობაზე.

ერთი ეკვივალენტი ნივთიერების გამოყოფისათვის საჭირო ელექტრობის რაოდენობას ეწოდა ფარადეი (F), რომლის სიდიდის განსაზღვრა ადვილია შემდეგი გზით: თითო კულონი იწვევს ხსნარიდან 0,00118 გ ვერცხლის გამოყოფას. ვინაიდან ვერცხლის გრამ-ეკვივალენტი არის 107,88 გ, ამიტომ მისი გამოყოფისათვის საჭირო იქნება $107,88 : 0,00118 = 96494$ კულონი. ცდომილების ფარგლებში ფარადეის მნიშვნელობა $F = 96500$ კულონს. აქედან ჩანს, რომ თითო კულონი ელექტრობა შეკავშირებულია სხვადასხვა ელემენტის ეკვივალენტის ერთსა და იმავე ნაწილთან. თუ ეკვივალენტურ წონას აღვნიშნავთ Q -თი, მაშინ ფარადეის კანონის თანახმად, I ძალის დენი t სეკ-ის განმავლობაში გამოიწვევს P გრამი ნივთიერების ელექტროქიმიურ გარდაქმნას, სადაც:

$$P = \frac{ItQ}{96500}$$

როცა $It = 1$, ე. ი. ხსნარში ერთი კულონი გადის, მაშინ გამოყოფილი ნივთიერების რაოდენობა იქნება:

$$P = \frac{Q}{96500}$$

ელემენტის ამ წონით რაოდენობას ეწოდება ელექტროქიმიური ეკვივალენტი, რომელიც წარმოადგენს მოცემული ელემენტის იმ წონით რაოდენობას, რომელთანაც დაკავშირებულია ერთი კულონი.

ზოგიერთი ელემენტის ელექტროქიმიური ეკვივალენტის მნიშვნელობა მოცემულია ქვემო ცხრილში.

ელექტროქიმიური ეკვივალენტის ექსპერიმენტული განსაზღვრა შედარებით ადვილია მაშინ, როცა ელექტროლიზის დროს მხოლოდ პირველად პროცესებს აქვს ადგილი, ე. ი. ისეთ პროცესებს, როცა იონების განმუხტვის შედეგად მიღებული ატომები და მოლეკულები

ელექტროქიმიური ეკვივალენტები შილიგრამებში კულონზე

ელემენტი	ვალენ-ტეუნი	P	ელემენტი	ვალენ-ტეუნი	P
წყალბადი	1	0,01045	კობალტი	2	0 3054
ვერცხლი	1	1,1180	რკინა	2	0,2899
სპილენძი	2	0,3294	უანგბადი	2	0,08290
ნაყელი	2	0,2041	ქლორი	1	0,36743
კადმიუმი	2	0,5821	ქრომი	1	0,9241
ვერცხლისწყალი	2	1,0594	იოდი	1	1,3152

არ შედიან ურთიერთქმედებაში არც ერთმანეთთან და არც გამხსნელთან.

ფარადეის კანონები ეკუთვნის ბუნების ზუსტ კანონებს. ამ კანონების სიზუსტე არ არის დამოკიდებული ელექტროლიტში ელექტრობის გავლის სიჩქარეზე, ელექტროდების ზომაზე ან ფორმაზე, ელექტროლიტის კონცენტრაციაზე, ტემპერატურაზე ან გახსნილი ნივთიერების გვარობაზე. ზოგიერთ შემთხვევაში შენიშნული მოჩვენებითი გადახრები გამოწვეულია ელექტროლიზის მეორადი პროცესებით. ამ კანონების დახმარებით შესაძლებელი აღმოჩნდა არა მარტო ელექტროლიზის მოვლენების ახსნა, არამედ ელექტრონული წარმოდგენების განვითარებაც. ვინაიდან თითო ერთმუხტიან იონს გადააქვს e რაოდენობის ელექტრობა, ამიტომ

$$F = N_0 e,$$

სადაც N_0 ავოგადროს რიცხვია. ამრიგად. ერთ ეკვივალენტ იონებთან შეკავშირებული ელექტრობის რაოდენობა უდრის:

$$6,02 \cdot 10^{23} \cdot 4,810 \cdot 10^{-10} = 28,896 \cdot 10^{14} \text{ ელსტატ. ერთეულს.}$$

ამ სიდიდის ელექტრომაგნიტურ ერთეულებზე გადასაანგარიშებლად $N_0 e$ -ს მიღებული წინაშეწელობა უნდა გაიყოს სინათლის გავრცელების სიჩქარეზე:

$$\frac{N_0 e}{c} = \frac{28,9 \cdot 10^{13}}{3 \cdot 10^{10}} 9650,0 \text{ ელმაგნ. ერთ.}$$

ვინაიდან კულონი ელექტრომაგნიტურ ერთეულზე ათჯერ ნაკლებია, ამიტომ მიიღება:

$$N_0 e = F = 96500 \text{ კულონს.}$$

ავოგადროს რიცხვი ისტორიულად განსაზღვრული იყო ელექტრონის მუხტისა და ფარადეის რიცხვის მიხედვით:

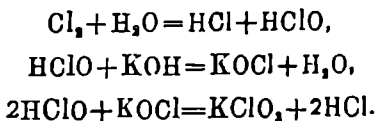
$$N_0 = \frac{96496}{1,60199 \cdot 10^{-19}} = 6,0235 \cdot 10^{23}.$$

ფარადეის კანონების შემოწმება მხოლოდ მაშინ არის შესაძლებელი, როცა ელექტროგამტარობა მხოლოდ ელექტროლიტურ ხასიათს ატარებს, წინააღმდეგ შემთხვევაში ბუნებრივია გადახრა. მაგალითად, მეტალური ნატრიუმის ელექტროლიზის დროს თხევად ამიაკში ელექტროდზე გამოლექილი ნატრიუმის რაოდენობა ნაკლებია, ვიდრე ფარადეის კანონით არის მოსალოდნელი, ვინაიდან ნატრიუმის ხსნარი თხევად ამიაკში, გარდა ელექტროლიტურისა, ელექტრონულ ელექტროგამტარობასაც იჩენს. ნიკელის მარილების ხსნარის ელექტროლიზის დროს კათოდზე გამოიყოფა ნიკელიც და წყალბადიც. მხოლოდ ამათი ეკვივალენტური წონების ჯამი ზუსტად აკმაყოფილებს ფარადეის კანონს.

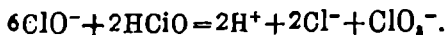
ელექტროლიზის დროს მიღებული ატომები ან ატომთა ჯგუფები ხშირად ურთიერთქმედებაში შედიან ერთმანეთთან. რის შედეგად აღიძვრება მეორადი პროცესები, რომლებიც აართულებს ელექტროლიზის სურათს. ფარადეის კანონები იხილავს მხოლოდ ელექტროდურ პროცესებს და არა პროდუქტების ურთიერთმოქმედების შედეგად მიღებულ ნაერთთა რაოდენობებს. მაგალითისათვის განვიხილოთ KCl-ის ხსნარის ელექტროლიზის თანმხლები პროცესები. პირველადი პროცესების შინაარსი შეიძლება შემდეგი სქემით გამოვსახოთ:



ამ პირველად პროცესებს მოჰყვება შემდეგი მეორადი პროცესები: კათოდურ არეში H^+ იონების განმუხტვის გამო დაგროვდება OH^- -იონები, რის შედეგად მიიღება ტუტე არე. ანოდზე ქლორის ატომთა რეკომბინაციით წარმოიქმნება მოლეკულური ქლორი $Cl + Cl = Cl_2$, რომლის გახსნის შედეგად ადგილი ექნება შემდეგ რეაქციას:



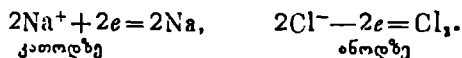
აქას გარდა, ჰიპოქლორიტის ელექტროლიზით აგრეთვე ქლორატი წარმოიქმნება:



განხილული მაგალითიდან ჩანს, რომ მეორადი პროცესები ხშირად მნიშვნელოვნად ართულებენ ელექტროლიზის სურათს. ეს პროცესები ხშირად ელექტროქიმიში პრაქტიკული თვალსაზრისით გამოიყენება.

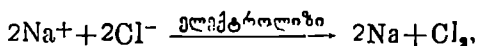
ალსანიშნავია, რომ ელექტროლის დახარჯული რაოდენობა არ გამოსახავს დახარჯულ ელექტროენერჯიას, ე. ი. სხვადასხვა ელემენტის გამოყოფა მოითხოვს ელექტრული მუშაობის არა ერთნაირ რაოდენობას. ვინაიდან შესრულებული მუშაობა დამოკიდებულია ელექტროლიზისათვის საჭირო ძაბვაზე, რომელიც, თავის მხრივ, დამოკიდებულია გახსნილი ნივთიერების ბუნებაზე, ხსნარის წინალობაზე, ტემპერატურასა და კონცენტრაციაზე და სხვა.

12. ელექტროლიტებს ნალღობებისა და წყალხსნარების ელექტროლიზი. ელექტროლიტი გახსნილ და გაღობილ მდგომარეობაში არსებითად განსხვავდება ერთმანეთისაგან. ხსნარში ელექტროლიტის იონები ჰიდრატირებული და განაწილებულია გამხსნელის მოლეკულებს შორის, ნალღობში კი არაჰიდრატირებული იონებია. ნალღობში მარტივი მთლიანადაა დისოცირებული იონებად. მისი $\alpha = 1$. ორივე შემთხვევაში იონები ქაოსურად მოძრაობენ თხევად ფაზაში. დენის გატარებისას იონების ქაოსური მოძრაობა ორიენტირებული ხდება კათოდის (დადებითად დამუხტული იონები) კათოდისაკენ წარმართება, ანიონები—ანოდისაკენ, და ელექტროდებზე განიმუხტება, მაგალითად,

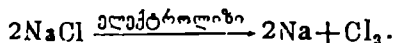


კათოდზე დადებითი იონები იძენენ ელექტრონებს, ე. ი. კათოდზე აღდგენითი პროცესი მიმდინარეობს (კათოდური აღდგენა), ანოდზე იონები კარგავენ ელექტრონებს, ე. ი. იჟანგებიან (ანოდური ჟანგვა).

თუ პირველ და მეორე განტოლებებს შევჯავშებთ, მივიღებთ ნატრიუმის ქლორიდის ნალღობის ელექტროლიზის დროს მიმდინარე პროცესის განტოლებას:



ანუ



აქედან ჩანს, რომ ელექტროლიზი ჟანგვა-აღდგენითი პროცესია, რომელიც ელექტროლიტში დენის გატარებისას ელექტროდებზე მიმდინარეობს.

ელექტროლიზი არის იონების სივრცითი დაცილება და მათი შემდგომი განმუხტვა ელექტროდებზე.

ელექტროლიზის დროს იხარჯება ელექტრული ენერგია, რომელიც გამოყოფილი ნივთიერებების ქიმიურ ენერგიაში გადადის. იმ ქიმიურ გარდაქმნებს, რომლებიც ელექტრული ენერგიის ხარჯზე წარმოებს, არსებითი მნიშვნელობა აქვს ელექტრომეტალურგიისათვის.

მეტალური ნატრიუმის მიღების საწარმოო მეთოდია მისი გალღობილი ნაერთების—ნატრიუმქლორიდის ან ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ელექტროლიზი ნატრიუმის ქლორიდის ლღობის ტემპერატურა მაღალია ($t_{\text{ღ}} = 801^{\circ}\text{C}$). ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ლღობის ტემპერატურა ($t_{\text{ღ}} = 318^{\circ}\text{C}$) მეტალური ნატრიუმის ლღობის ტემპერატურაზე ($t = 97,5^{\circ}\text{C}$) მაღალია, ამიტომ მათი ელექტროლიზის დროს ნატრიუმი მიიღება გალღობილ მდგომარეობაში.

ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ნალღობის ელექტროლიზის დროს ელექტროდებზე შემდეგი პროცესები მიმდინარეობს:



გალღობილი ნატრიუმი ნატრიუმის ჰიდროქსიდზე ორჯერ მსუბუქია. ამიტომ ის ზედაპირზე გროვდება. მეტალური ნატრიუმი რეაქციაში შედის გამოყოფილ წყალთან. ეს რეაქციები ამცირებს ნატრიუმის გამოსავლიანობას.

ელექტრული დენის აღმდგენი და მყანგავი უნარი ბევრად აღემატება ქიმიური აღმდგენებსა და მყანგავების მოქმედებას. მაგალითად, ვერც ერთი მყანგავით ფტორ-იონს ვერ მოვაშორებთ მის ელექტრონს. ფტორის თავისუფალი სახით გამოყოფა მხოლოდ ელექტროლიზით მოხერხდა.

მარილების ნალღობებში დენის გატარებისას ბევრად უფრო მარტივი ელექტროლიზური პროცესები მიმდინარეობს, ვიდრე წყალხსნარებში. მაგალითისათვის განვიხილოთ ნატრიუმის ქლორიდის წყალხსნარში მიმდინარე ელექტროლიზური პროცესები.

ნატრიუმის ქლორიდის წყალხსნარი გარდა ნატრიუმის და ქლორის ჰიდრატირებულ იონებისა შეიცავს წყლის თავისუფალ მოლეკულებს, რომლებიც აგრეთვე მონაწილეობენ ელექტროდურ პროცესებში. მუდმივი დენის გავლისას ნატრიუმის იონები (კატიონები) კათოდისაკენ მიიმართება, ქლორიდ-იონები—ანოდისაკენ. კათოდზე უფრო ადვილად აღდგება წყლის მოლეკულები¹, ვიდრე ნატრიუმის იონები:

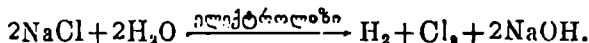


¹ საჭიროა გვახსოვდეს, რომ წყლის დისოციაცია, $\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$, შეტად უმნიშვნელოა, ამიტომ ელექტროდებზე ხდება უპირატესად წყლის მოლეკულების აღდგენა და დაჟანგვა.

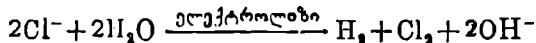
ანოდზე კი დაიქანება ქლორიდ-იონები



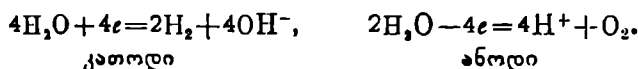
ამრიგად, კათოდზე გამოიყოფა წყალბადი, ანოდზე—ქლორი, ხსნარში კი დარჩება Na^+ და OH^- , რომლებიც წარმოქმნის $NaOH$. ელექტროლიზის შემაჯამებელი განტოლების შესადგენად შეეკრებთ (1) და (2) განტოლებას, რომელსაც შემდეგი სახე აქვს:



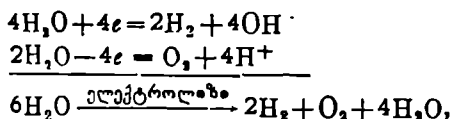
იგივე განტოლება იონური სახით იქნება:



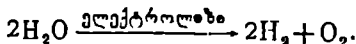
ნატრიუმის ქლორიდის დიდი და საშუალო კონცენტრაციის ხსნარების ელექტროლიზი აღწერილი გზით მიმდინარეობს. განზავებული ხსნარების შემთხვევაში ორივე ელექტროდზე წყლის უანგვა-აღდგენითი პროცესი მიმდინარეობს:



ელექტროდებზე მიმდინარე ამ ორი პროცესის შეჯამებით მივიღებთ:

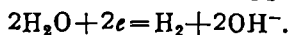


ანუ



ამრიგად, $NaCl$ -ის განზავებული ხსნარების ელექტროლიზის დროს იშლება წყალი, ხოლო ნატრიუმის ქლორიდის რაოდენობა უცვლელი რჩება.

აქ საჭიროა აღინიშნოს შემდეგი ზოგადი ხასიათის წესი. თუ ელექტროლიტის ხსნარი ან ნალღობი სხვადასხვა კატიონს შეიცავს, მაშინ მოკემული მეტალის აღდგენა დაბვათა მწკრივში მისი ადგილმდებარეობის მიხედვით წარიმართება. ე. ი. რაც მეტია მეტალის ქიმიური აქტიურობა, მით ძნელია მისი აღდგენა. წყალხსნარებიდან ალუმინი და მის მარცხნივ მდებარე ელემენტების იონები კი არ აღდგება კათოდზე, არამედ აღდგება წყლის მოლეკულები:



ანოდზე მიმდინარე პროცესების ხასიათი დამოკიდებულია ნივთიერებაზე, რომლისგანაც მომზადებულია მოკემული ანოდი. ანოდები ორ-

გვარია—ხსნადი და უხსნადი. ხსნადი ანოდები მზადდება სპილენძისაგან. ვერცხლისაგან, თუთიისაგან და ა. შ. უხსნადი ანოდები მზადდება ნახშირისაგან, გრაფიტისაგან, პლატინისაგან და სხვ.

უხსნად ანოდზე ელექტროლიზის პროცესში იქანგება ან ანიონები, ან წყლის მოლეკულები. შედარებით ადვილად იქანგება უფანგბადო ჟეანების ანიონები (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}). უანგბადიანი ჟეანების ანიონები (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , CO_3^{2-}) კი უხსნად ანოდზე არ იქანგება, იქანგება მხოლოდ წყლის მოლეკულები.

ელექტროლიზურ პროცესებში ხსნადი ანოდის ნივთიერება იქანგება და გადადის ხსნარში, მაგალითისათვის განვიხილოთ $CuSO_4$ -ის ხსნარის ელექტროლიზი სპილენძის ელექტროდებს შორის. კათოდზე გამოილეკება ალდგენილი სპილენძი, სპილენძის ანოდიდან კი ხსნარში გადავა სპილენძის იონები:

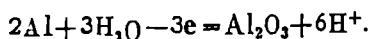


აქედან გამომდინარეობს, რომ სპილენძის მარილის კონცენტრაცია ხსნარში უცვლელი რჩება: რამდენი სპილენძიც გამოიყოფა კათოდზე, იმდენი გაიხსნება ანოდზე. შედეგად სპილენძი ანოდიდან კათოდზე გადადის.

ვინაიდან ელექტროლიტების (მარილების, ტუტეების) ლლობის ტემპერატურა მაღალია, ამიტომ ელექტროლიტების ხსნაჩების ელექტროლიზი უფრო ადვილია, ვიდრე გალობილი ელექტროლიტებისა, მაგრამ ყველა ელემენტი არ მიიღება წყალხსნარის ელექტროლიზით, ასეთია, მაგალითად, ტუტე მეტალები.

13. ელემტროლიზის პრაქტიკული მნიშვნელობა. ელექტროლიზმა ფართო გამოყენება ჰპოვა სახალხო მეურნეობის სხვადასხვა დარგში სხვადასხვა მიზნებისათვის.

ალუმინი დიდი რაოდენობით მიიღება მისი ოქსიდის ელექტროლიზით, რისთვისაც მისი ლლობის ტემპერატურის ($2050^{\circ}C$) დაწვევისა და ნალლობისათვის ელექტროგამტარობის მისანიკებლად ემატება კრიოლითი (Na_2AlF_6). ალუმინი კოროზიისადმი მდგრადია, პაერზე წარმოიქმნება თხელი $O,01-0,1\mu$ ოქსიდური აფსკი, რომელიც იცავს მას შემდგომ დაუანგვისაგან. ზოგი მიზნებისათვის ასეთი თხელი აფსკი არ არის საკმარისი, ამიტომ აფსკის სისქის გადიდების მიზნით მოცემულ ნაკეთობას მოათავსებენ გოგირდშეაგას განზავებულ ხსნარში და ჩაატარებენ ელექტროლიზურ ოქსიდირებას. ამ დროს ანოდზე მიმდინარეობს პროცესი;



კიმიურ მრეწველობაში ტუტეები $NaOH$ და KOH მიიღება ნატ-

რიუმის ქლორიდისა და კალიუმის ქლორიდის წყალხსნარების ელექტროლიზით ნახშირის ელექტროლებს შორის. ანოდზე გამოიყოფა ქლორი, კათოდურ სივრცეში კი გროვდება ტუტე.

ელექტროლიზით მიიღება მეტალური მანგანუმი (რ. აგლადის მეთოდ), კალიუმის პერმანგანატი, მანგანუმის ორჟანგი ქლორატები, პერქლორატები, წყალბადის პეროქსიდი, ზეგოგირდმჟავა.

ელექტროლიზური გზით მიიღება წყალბადი, რომელიც დიდი რაოდენობებით ხმარდება ამიაკის სინთეზს, ცხიმების ჰიდროგენიზაციას. გზადაგზა ამ პროცესის დროს მძიმე წყალსაც ღებულობენ.

ტუტე და ტუტე მიწათა მეტალები სათანადო მარილების, ძირითადად ქლორიდების ნალღობების ელექტროლიზით მიიღება. მათი ლობის ტემპერატურის დაწვეის მიზნით ემატება მინარეგები (NaF , CaF_2). მაგნიუმს ღებულობენ კარნალიტის ელექტროლიზით. გაღობილი მარილების ელექტროლიზით ღებულობენ აგრეთვე იშვიათ მიწათა მეტალებს (ლანთანოიდებს).

ელექტროლიზი გამოიყენება სუფთა მეტალების მისაღებად. მაგალითად, სპილენძის რაფინირების შედეგად მიიღება 99,98% ის სისუფთავის სპილენძი, რომელიც სადენად გამოიყენება.

ელექტროქიმიური დაფარვა ფართოდ გამოიყენება მეტალების კოროზიისაგან დასაცავად, საკირო სისქის დამცველი ფენის მისაღებად ფარადეის კანონის დახმარებით გაიანგარიშებენ დენის გატარების ხანგრძლიობას. ასე აწარმოებენ, მაგალითად, სპილენძის მოქრომვას, მონიკლებას, ფოლადის ზედაპირს ჯერ დაჟარავენ სპილენძის თხელი ფენით, შემდეგ მონიკლებით და მომდევნო მოქრომვით ღებულობენ მდგრად დაშცველ საფარს.

ელექტროქიმიური გზით მზადდება არა მარტო ფერომანგანუმი, თითბერ ი, არამედ მრავალი სხვა შენადნობიც.

ელექტროლიზმა ფართო გამოყენება მოიპოვა გალვანოპლასტიკასა და გალვანოსტეგიაში. გალვანოსტეგია არსებითად ნაკეთობების სხვა მეტალით ელექტროქიმიურ დაფარვას წარმოადგენს. გალვანოპლასტიკა ელექტროქიმიური მეთოდია, რომლის დახმარებითაც შეიძლება ამა თუ იმ ნაკეთობის მეტალური ყალიბის გაკეთება. ამ მიზნით მოცემულ საგნის ზედაპირს დაფარავენ გრაფიტით და მას კათოდად გამოიყენებენ ელექტროლიზის დროს. გრაფიტით დაფარულ საგანს ჩაუშვებენ შაბიანის წყალხსნარში და ანოდად გამოიყენებენ სპილენძის ფირფიტას. ამ გზით შეიძლება მოცემული საგნის ზუსტი ასლის მომზადება.

14. მეტალების პასიურობა. ელექტროლიზის სიჩქარის გადიდე-

ბა, ე. ი. იონების განმუხტვის აჩქარება ნოითსოვს კათოდის უარყოფითი პოტენციალის გადიდებას, ხოლო ანოდის გახსნის სიჩქარის გადიდებისათვის საჭიროა მისი პოტენციალის გადიდება დადებითი მიმართულებით. დენის სიმკვრივის გადიდებისას ანოდის დადებითი პოტენციალი რამდენადმე იზრდება კონცენტრაციული პოლარიზაციის გამო. რკინის ჯგუფის მეტალების გახსნა იწყება მაშინ, როცა ანოდის პოტენციალი 0,3—0,4 ვოლტიმ მეტი შეიქნება, ვიდრე შესაბამისი მეტალის შექცევადი პოტენციალი. ამ პირობებში მეტალი სრულად იხსნება ანოდზე, მაგრამ მრავალ შემთხვევაში ანოდის დაზღვებითი პოტენციალის გადიდება ან ანოდის ხანგრძლივი პოლარიზაცია იწვევს მეტალის გახსნის შეწყვეტას, რასაც პასიურ მდგომარეობაში გადასვლა შეესაბამება. ამ შემთხვევაში ადგილი აქვს მეტალის ელექტროქიმიურ გაპასიურებას. კონცენტრირებული აზოტმყავას მოქმედების შემდეგ რკინა ჰეაზოტმყავას განზავებულ მყავებში გახსნის უნარს, რადგან ამ შემთხვევაში გადადის პასიურ მდგომარეობაში. ასეთი რკინის ელექტროდური პოტენციალი უფრო დადებითია, ვიდრე მას აქტიურ მდგომარეობაში ახასიათებს. ამიტომ პასიური რკინის რეაქციაში შესვლის უნარი მნიშვნელოვნად დაქვეითებულია. პასიური რკინის აქტიურ მდგომარეობაში გადასაყვანად საკმარისია მისი ზედაპირის გაკაწვრა ან მყავაში მისი ზედაპირზე უფრო უარყოფითი პოტენციალის ნქონე მეტალით, მაგალითად, მაგნიუმით შეხება. შედეგად შეხების უბანში რკინა დაიწყებს მყავაში გახსნას, ვიდრე რეაქცია არ მოედება მთელ ზედაპირს.

რკინის გარდა, პასიურ მდგომარეობაში გადასვლის უნარი ახასიათებს Ni, Mn, Cr, Ag, Au, Pt-ს და სხვა მეტალებს. ელექტროდური დადებითი პოტენციალების გადიდების შედეგად ქრომის გახსნისას გადავა ხსნარში არა Cr^{3+} , არამედ CrO_4^{2-} იონები, მანგანუმის შემთხვევაში ნაცვლად Mn^{2+} და Mn^{3+} -ისა MnO_4^- და ა. შ.

მეტალების პასიურ მდგომარეობაში გადასვლის პირველი დიკვირვებები ლომონოსოვს ეკუთვნის.

ფარადეის შეხედულებით მეტალის პასიურობა განპირობებულია ოქსიდური ფენით, რომლის მთლიანობის დარღვევა სპობს პასიუობას, რის შედეგად მეტალი ჩვეულებრივ მდგომარეობაში გადადის.

ვ. ა. კისტიაკოვსკიმ განავითარა ოქსიდური ფენის თეორია და ექსპერიმენტულად დაასაბუთა ეს მოსაზრებანი. გაპასიურების მოვლენას ახლავს მეტალის არა ფიზიკური თვისებების შეცვლა, არამედ მისი ზედაპირზე არსებული ადსორბციული ან ფაზური აფსკის მდგრადობის შეცვლა. ვ. ა. კისტიაკოვსკის, ნ. ა. იზგარიშევის და გ. ვ. აკიმოვის გამოკვლევების შედეგად საყოველთაო აღიარება პოვა თეორია. ვ. კოკრაშვილი, გ. ცანაძე, თ. ცეცხლაძე

რამ, რომელიც პასიურობას უკავშირებს ოქსიდური ფენების წარმოქმნას მეტალის ზედაპირზე. ცნობილია, რომ მთელი რიგი მეტალების ოქსიდები გახურების შემდეგ ჰკარგავენ მჟავებში გახსნის უნარს. შესაძლოა, რომ გაპასიურებისას მეტალის ოქსიდი მსგავს მდგომარეობაში გადავიდეს.

გაპასიურებული რკინის ელექტროდის შიგა ნაწილის ანოდური გახსნით მიღებულ იქნა ოქსიდური თხელი გამჟვრივალე აფსკი, რომელიც მჟავებში უხსნადი აღმოჩნდა.

პასიურობის დროს ოქსიდური ფენის წარმოქმნის სასარგებლოდ ლაპარაკობს შემდეგი ფაქტიც. ანოდი მით უფრო ადვილად გადადის პასიურ მდგომარეობაში მოცემული ელექტროლიტის არეში, რაც უფრო ნაკლებია მასში შესაბამისი ოქსიდის ხსნადობა. ვინაიდან რკინის, კობალტის, ნიკელის და ქრომის ოქსიდები უკეთ იხსნება მჟავაში, ვიდრე ტუტეში, ამიტომ ეს მეტალები უფრო ადვილად პასიურდება მჟავაში, ვინაიდან მათი ოქსიდები უკეთ იხსნება ტუტეში.

15. მეტალების კოროზია. ზღვის წყალი, ჰაერი, ქარხნის გაზები და ტექნოლოგიური პროცესები იწვევენ მეტალების კოროზიას (ქიმიურ და მლას). ეს მოვლენა, რომელსაც დიდი ზიანი მოაქვს მეტალების ნაკეთობებისათვის, მის ყველა დეტალებში დღემდე არ არის საბოლოოდ გარკვეული.

მეტალების გახსნას ელექტროლიტებში ახასიათებს მათი ქიმიური ცვლილება: მეტალი გადადის ხსნარში იონების ან ნაკლებად დისოცირებადი ნაერთების სახით. მეტალის ამგვარი დაჟანგვა დაკავშირებულია აღდგენის პროცესთან. ამ დროს გამოიყოფა წყალბადი და აღდგება გახსნილი ნივთიერება. ყოველი მეტალი, რომელიც ელექტროქიმიურ მწკრივში განლაგებულია წყალბადის ზემოთ, იწვევს მის ქვემოთ მდგომი მეტალის გამოძევებას. ამიტომ ყოველი მეტალი, რომელიც წყალბადის ზემოთაა განლაგებული, უნდა იწვევდეს წყალბადის გამოყოფას ხსნარიდან. მაგრამ ეს წესი ყოველთვის არ სრულდება. მაგალითად, ტყვია, რომლის $E^0 = -0,12$ ვოლტს, არ იწვევს წყალბადის გამოძევებას მარილმჟავადან, ვინაიდან წყალბადის გამოყოფას ახლავს ზეძაბვა. ამავე მიზეზით თუთია არ იხსნება ნეიტრალურ ხსნარებში, თუმცა მისი $E^0 = -0,76$ ვოლტს. ვინაიდან წყალბადის გამოყოფის პოტენციალი თუთიის კათოდზე ახლოა თუთიის გახსნის პოტენციალთან, ამიტომ ქიმიურად სუფთა თუთია თითქმის არ იხსნება ძლიერ მჟავებში. როცა თუთია შეხებაშია პლატინის მავთულთან და ორივე მოთავსებულია მჟავაში, მაშინ თუთია სწრაფად იხსნება. ვინაიდან პლატინაზე წყალბადის ზეძაბვა თითქმის ნულია, თუთიაზე კი შეადგენს 0,7 ვოლტს, ამიტომ წყალბადი პლატინაზე გამოიყოფა.

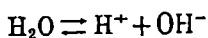
უფრო უარყოფითი პოტენციალის მქონე მეტალის გახსნის სიჩქარე მით მეტია, რაც უფრო მეტია მასთან შეხებაში მყოფი მეტალის ლაღებითი პოტენციალი.

კოროზიული მოვლენები განპირობებულია ძირითადად მეტალეზის მინარევებით, რომელთა ელექტროდური პოტენციალების სხვაობის გამო აღიძვრება ადგილობრივი გაღვანური წყვილები. ამიტომ თუთია სწრაფად იხსნება მუქავში, თუკი იგი შეიცავს მინარევებს. მისი გახსნის ასაჩქარებლად საკმარისია მცირეოდენი შაბიამნის დამატება, ვინაიდან თუთიის ზედაპირის სხვადასხვა უბნებზე გამოიყოფა მეტალური სპილენძი, ე. ი. წარმოიქმნება ადგილობრივი გაღვანური წყვილები. ამის შედეგად წარმოქმნილი კათოდური და ანოდური არეების არსებობის დამტკიცება არ არის ძნელი. მაგალითად, თუ რკინის ფირფიტაზე დავასხამთ $K_2Fe(CN)_6$ -ის ხსნარს, რომელიც შეიცავს ფენოლფტალეინს და მცირეოდენ აგარ-აგარს, რამდენიმე წუთის შემდეგ ანოდურ უბნებში რკინის (II) იონების ხსნარში გადასვლის გამო მიიღება ლურჯი შეფერვა, ხოლო კათოდურ არეებში ფეროციანიდის აღდგენაზე დაიხარჯება წყალბად-იონები, რის გამო მიიღება ტუტე არე. ამიტომ ამ უბნებში ფენოლფტალეინი წითლად შეიფერება.

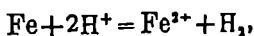
ჰაერის ტენიანობა, უანგბადი და ნახშირბადის(IV) ოქსიდი მნიშვნელოვნად აჩქარებენ მეტალების კოროზიას. ამ ფაქტორების გავლენით შეხებაში მყოფი ორი მეტალიდან დაიშლება ის მეტალი, რომლის პოტენციალი უფრო უარყოფითია.

ადგილობრივი გაღვანური წყვილების შესახებ წარმოდგენები განავითარა გ. ვ. აკიმოვმა, რომლის მრავალელექტროდიანი თეორია მიუახლოვდა პრაქტიკული ხასიათის ამოცანების ამოხსნას. რაოდენობრივი წარმოდგენების განვითარება კოროზიის თეორიაში ეკუთვნის ა. ნ. ფრუმკინს.

განვიხილოთ რკინის კოროზია ტენიან ჰაერში. წყალი თავისთავად იშლება იონებად:

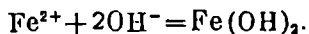


რკინა გაცემს თავის სავალენტო ელექტრონებს, მათ მიიერთებს წყალბად-იონები:

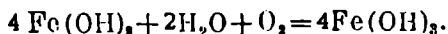


ამ განტოლებიდან ჩანს, რომ კოროზია დამოკიდებულია H^+ -ის კონცენტრაციაზე. სწორედ ამიტომ ივანგება რკინა წყალში და არ ივანგება ტუტის ხსნარში, რადგან ჰიდროქსიდ-იონების დამატება იწვევს წყალბად-იონთა კონცენტრაციის შემცირებას. რკინის იონები

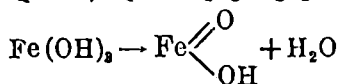
Fe^{2+} იერთებენ ჰიდროქსილ-იონებს და წარმოიქმნება რკინის(II) ჰიდროქსიდი:



რკინის უანგვის პროცესში მნიშვნელოვანი როლი ენიჭება უანგზადს, რომელიც რკინის ორმუხტიან იონებს სამმუხტიან იონებად უანგავს:



რკინის(III) ჰიდროქსიდი ნაწილობრივ კარგავს წყალს:



და მიიღება უანგისფერი ნაერთი, რომელიც რკინის ოქსიდურ ფორმას უქასუხებს.

კოროზია დიდ ზიანს აყენებს სახალხო მეურნეობას. დადგენილია რომ კოროზიის გამო ლითონის დანაკარგ უღრის შავი ლითონების ყოველწლიური გამოდნობის 10%-ს. ამიტომ დასახულია მასთან ბრძოლის მეთოდები. ამათგან მთავარია შემდეგი.

კოროზიის თავიდან ასაცილებლად მიმართავენ რკინის ზედაპირის დაფარვას დამცველი ფენით. თუ დამფარავი მეტალის პოტენციალი უფრო დადებითი იქნება, ვიდრე რკინისა (მაგ. ქრომის, ნიკელის), საჭიროა რკინის მთელი ზედაპირის სრული დაფარვა, წინააღმდეგ შემთხვევაში დამფარავი მეტალი დადებითი ელექტროდის როლს შეასრულებს, ხოლო დაფარული რკინა—უარყოფითისას, რასაც რკინის ძლიერი კოროზირება მოჰყვება. ასეთი ფენის მექანიკური დაზიანება და რკინის ზედაპირის გაშიშვლება იმავე შედეგს იძლევა. რკინისაზე უფრო უარყოფითი პოტენციალის მქონე მეტალით დაფარვა (მაგალითად, თუთიით ან კადმიუმით) უკეთეს შედეგს იძლევა, რადგან იგი უარყოფითი ელექტროდის როლს ასრულებს, ხოლო რკინა კი დადებითისას. ამიტომ კადმიუმით ან თუთიით დაფარული რკინა კოროზიას არ განიცდის.

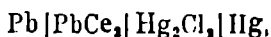
პასიურ მდგომარეობაში გადასვლის შედეგად დიდი დადებითი პოტენციალის გამო რკინა აღარ იუანგება. ამაზეა აგებული შენადნობების მომზადება, რომლის გამო მთელი რიგი კომპონენტების მონაწილეობით რკინა პასიურ მდგომარეობაში გადადის; ასეთია, მაგალითად, უქანგავი ფოლადები.

16 საპარჯიშოები №:0

1. $CaCl_2$ -ის ხსნარი 6 საათის განმავლობაში გადოდა 3 ამპერი ძალის დენი. განსაზღვრეთ კათოდზე გამოლექილი სპილენძისა და ანოდზე გამოყოფილი ქლორის რაოდენობა.

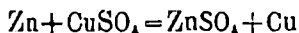
2. გამოთვალეთ 25°C -სათვის დანიელის ელემენტის ემძ, თუ Cu^{++} -ის კონცენტრაცია უდრის $0,001$ მოლს, ხოლო Zn^{++} -ის კონცენტრაცია $= 0,1$ მოლს. $E_{\text{Cu}}^{\circ} = 0,34$ ვოლტს, $E_{\text{Zn}}^{\circ} = -0,76$ ვოლტს.

3. გამოთვალეთ $\text{Pb} + \text{Hg}_2\text{Cl}_2 = \text{Pb}_2\text{Cl}_2 + 2\text{Hg}$ რეაქციის სითბური ეფექტი, თუ



წრედის ემძ უდრის $0,5356$ ვოლტს და $\frac{dE}{dT} = 0,000145$ ვოლტ/გრად.

4. გამოთვალეთ შემდეგი რეაქციის სითბური ეფექტი:



თუ $\text{Zn} | \text{ZnSO}_4 | \text{CuSO}_4 | \text{Cu}$ ელემენტის ემძ 18°C -ზე უდრის $1,1$ ვოლტს

და $\frac{dE}{dT} = -0,00043$ ვოლტ/გრად.

3.9. კაპაციატა სიჩქარეები და შეძენიზი

1. შესავალი. ქიმიური კინეტიკა არის მოძღვრება ქიმიურ რეაქციათა სიჩქარეების შესახებ. ქიმიური გარდაქმნა ხასიათდება ნივთიერების გადასვლით თვისებრივად ახალ ფორმაში, რომელიც სისტემაში მიიღება თანდათანობითი რაოდენობრივი ცვლილებების შედეგად, რაზედაც მნიშვნელოვან გავლენას ახდენს გარემო.

ამ საკითხისადმი მიძღვნილი პირველი რაოდენობრივი გამოკვლევები ჩატარდა მეცხრამეტე საუკუნის სამოცდაათიან წლებში. 1865 წელს ბეკეტოვმა აღმოაჩინა მოქმედ მასათა კანონი, რომელსაც 1867 წელს გულდბერგმა და ეაგემ, გამომდინარე ბერთლოსა და პეან-დესენეილის გამოკვლევებიდან, ზოგადი ფორმულირება მისცეს. ქიმიურ რეაქციათა სიჩქარეების პირველი სისტემატური გამოკვლევები ჩატარებულ იქნა ნ. მენშუტკინის მიერ (1877). ნ. მენშუტკინმა მნიშვნელოვანი ყურადღება დაუთმო მოლეკულების აღნაგობასა და რეაქციაში შესვლის უნარს შორის არსებულ კავშირს. 1884 წელს ვანტ-ჰოფმა განაზოგადა იმ დროისათვის დაგროვილი ფაქტობრივი მასალა და ჩამოაყალიბა რეაქციების მარტივი ტიპების კინეტიკური განტოლებები. რთული რეაქციების მიმდინარეობის აცდენას მარტივი ტიპებიდან ვანტ-ჰოფი იხილავდა როგორც „ამჟფოთ“ მოქმედებას.

რეაქციათა მარტივი ტიპების კინეტიკურ განტოლებებს რეაქციათა მკირე რიცხვი ემორჩილება. წლების მანძილზე რეაქციების მიმდინარეობის ოპტიმალური პირობების მიცნება ემპირიული გზით ხდებოდა. რუსი ქიმიკოები ა. ბახი, ნ. შილოვი და სხვ. რეაქციების

სიჩქარეთა შესწავლისას გამოდიოდნენ რეაქციების რთული მექანიზმის წარმოდგენებიდან. ა. ბახისა და ნ. შილოვის გამოკვლევებმა ნიადაგი მოუშადა რეაქციათა მიმდინარეობების ჯაჭვურ თეორიას.

2. რეაქციების სიჩქარე. ქიმიური თერმოდინამიკის დახმარებით მორეაგირე ნივთიერებათა სითბოტევადობის და რეაქციის სითბური ეფექტის სიდიდეებიდან შეიძლება გავიანგარიშოთ სისტემის თავისუფალი ენერჯიის ცვლილება, რეაქციის წონასწორობის მუდმივა და სხვ., ე. ი. შეიძლება წინასწარ გავითვალისწინოთ აღიძვრება თუ არა რეაქცია, თუ აღიძვრება რა მიმართულებით წავა იგი და რამდენად ღრმად ჩატარდება ქიმიური გარდაქმნა. მაგრამ როდის დაიწყება ქიმიური რეაქცია, რა სიჩქარით წარიმართება და რამდენი დრო დასჭირდება წონასწორული მდგომარეობის მიღწევას, ამაზე თერმოდინამიკა პასუხს ვერ გვაძლევს. რეაქციის სიჩქარის ცოდნას კი არსებითი მნიშვნელობა აქვს ქიმიური პროცესის დახასიათებისათვის. ამიტომ თერმოდინამიკის ამ ნაკლებობის შესაგეხად საჭიროა მივმართო ქიმიურ კინეტიკას ანუ მოძღვრებას ქიმიურ რეაქციათა სიჩქარეების შესახებ.

იმისათვის, რომ შევძლოთ რეაქციის მართვა, ე. ი. შევძლოთ რეაქციისათვის ნებისმიერი მიმართულების მიცემა, რომელიც სასურველი სიჩქარით წარიმართება და პროდუქტის მაქსიმალურ გამოსავლიანობას მოგვცემს, პირველ რიგში საჭიროა ქიმიური პროცესის მიმდინარეობის კანონების შესწავლა და მისი მექანიზმის გარკვევა. ამ მხრივ უახლოეს ამოცანას შეადგენს რეაქციების კლასიფიკაცია მათი კინეტიკის თვალსაზრისით.

რეაქციის სიჩქარე წარმოადგენს მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციის ცვლილებას დროის გარკვეულ მონაკვეთში.

რეაქციის ქეშმარიტი სიჩქარე v წარმოადგენს კონცენტრაციის უსასრულო მცირე dc ცვლილებას დროის უსასრულოდ მცირე dt მონაკვეთში

$$v = - \frac{dc}{dt} \quad (1).$$

რადგან ეს თანაფარდობა გამოსახავს აღებულ ნივთიერების კონცენტრაციის შემცირებას, მას უარყოფითი ნიშანი აქვს.

ქიმიური რეაქციების სიჩქარეები საკმაოდ დიდ ინტერვალში იცვლებიან. რეაქციის სიჩქარე შეიძლება იყოს ნებისმიერი სიდიდისა და, კერძოდ, ნულის ტოლიც. ამ უკანასკნელ შემთხვევაში საქმე გვაქვს ცრუ წონასწორულ მდგომარეობასთან. თუმცა ყოველი რეაქციის მიზეზს ქიმიური სწრაფვა წარმოადგენს, მიუხედავად ამისა არც სითბური ეფექტი და არც სისტემის ენერჯია არ წარმოადგენენ რეაქციის სიჩქარის საზომს. პირიქით, ხშირად მცირე სითბური ეფექტის მქონე

რეაქციები უფრო სწრაფად მიმდინარეობენ, ვიდრე ისეთები, რომელთა მიმდინარეობა დაკავშირებულია ღიდ ენერგეტულ ეფექტთან. საკმარისია მოვიგონოთ ისეთი ეგზოთერმული რეაქციები, როგორცაა წყალბადისა და ქანგბადის, ან ქანგბადისა და ნანშირბადის (II) ოქსიდის შეერთება, რომლებიც ოთახის ტემპერატურის პირობებში უსასრულოდ ნელა მიმდინარეობენ, და მათ შევადაროთ იონური რეაქციები, მაგალითად, ქლორ-იონს ვერცხლის იონით გამოლექვა ან ნეიტრალიზაციის რეაქცია, რომლებიც წამსვე ბოლომდე მიდიან.

რეაქციის სიჩქარე მრავალ ფაქტორზეა დამოკიდებული. ასეთია თვით მორეაგირე ნივთიერებათა ბუნება. მათი კონცენტრაცია, ტემპერატურა, წნევა და აგრეთვე კატალიზატორების მონაწილეობა.

მოქმედ მასათა კანონის თანახმად, რეაქციის v სიჩქარე აქტიური c მასის პროპორციულია:

$$v = kc \quad (2)$$

სადაც k პროპორციულობის კოეფიციენტი. აქტიურ მასად იგულისხმება არა მორეაგირე ნივთიერებათა სრული რაოდენობა, არამედ მისი ზოლური კონცენტრაცია. როდესაც რეაქციაში ორი ან რამდენიმე ნივთიერება მონაწილეობს, მაშინ რეაქციის სიჩქარე, მოქმედ მასათა კანონის თანახმად, მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციების ნამრავლის პროპორციულია:

$$v = kc_1c_2\dots$$

თუ (2) ფორმულას (1) შევადარებთ, მივიღებთ:

$$-\frac{dc}{dt} = kc. \quad (3)$$

ეს მარტივი თანაფარდობა იშვიათ შემთხვევაში მართლდება. ჩვეულებრივად, ქიმიური პროცესის მიმდინარეობა გაცილებით უფრო რთულია. ვინაიდან რეაქციის ღროს მორეაგირე ნივთიერებათა c კონცენტრაციები მცირდება, ამიტომ მცირდება რეაქციის v სიჩქარეც და იგი ბოლოს ნულს უტოლდება, ხოლო პროპორციულობის კოეფიციენტი k რეაქციის შთელ მანძილზე უცვლელი რჩება; ამიტომ მას რეაქციის სიჩქარის მუდმივა ეწოდება. რეაქციის სიჩქარის k მუდმივა წარმოადგენს დინამიკურ კონსტანტას, რომლის დახმარებითაც რეაქციის დახასითება შეიძლება. როცა $c=1$, მაშინ სიჩქარის მუდმივა რიცხობრივად რეაქციის სიჩქარის ტოლია.

3. ჰომოგენური და ჰეტეროგენული რეაქციები. რეაქციების დაყოფა ჰომოგენურ და ჰეტეროგენულ რეაქციებად განპირობებულია მათი მიმდინარეობით სხვადასხვა ფაზაში.

როცა პროცესის მიმდინარეობა დაკავშირებულია ერთ ფაზასთან,

რეაქციები კომოგენურია. კომოგენური რეაქციები მიმდინარეობს აირად ან თხევად ფაზაში და მათ სიჩქარეებზე გავლენას არ ახდენს ფაზათა შორის საზღვრები.

ფაზათა სასაზღვრო ზედაპირებზე მიმდინარე რეაქციებს ჰეტეროგენულ რეაქციები ეწოდება. ჰეტეროგენულია, მაგალითად, აირადი რეაქცია, რომელიც ქურკლის კედლების ზედაპირზე მიმდინარეობს.

ჰეტეროგენული რეაქციები გაცილებით ხშირია, ვიდრე კომოგენური. აირად ფაზაში მიმდინარე კომოგენური რეაქციების მიმდინარეობას ხშირ შემთხვევაში ართულებს მათი ჰეტეროგენულად მიმდინარეობა. რეაქციების მიმდინარეობაზე მრავალ შემთხვევაში არსებით გავლენას ახდენს ქურკლის კედლების ზედაპირი. ზოგ შემთხვევაში რეაქცია დისპერსიული ფაზის სასაზღვრო ზედაპირზე მიმდინარეობს. მაგალითად, წყალბადის პეროქსიდის დაშლა ხშირ შემთხვევაში განპირობებულია დისპერსიული ფაზის ზედაპირის მოქმედებით. როცა წყალბადის პეროქსიდი ოპტიკურად ცარიელია, ე.ი. არ შეიცავს მიკროსკოპულ და ულტრამიკროსკოპულ მყარ ნაწილაკებს, იგი მდგარადაა.

რეაქციების კომოგენური თუ ჰეტეროგენული ხასიათის დადგენა ადვილია. ჰეტეროგენული რეაქციებისათვის დამახასიათებელია სარეაქციო ქურკლის ზედაპირის გადიდებისას რეაქციის სიჩქარის პროპორციული გადიდება. ამ შემთხვევებში რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია ქურკლის კედლების მასალასა და მდკომარეობაზე.

იმის მიხედვით, ამოსავალი ნივთიერება ან პროდუქტი წარმოქმნის ერთს თუ რამდენიმე ფაზას, არჩევენ კომოფაზურს და ჰეტეროფაზურ რეაქციებს.

კომოფაზური რეაქციები, რომელთა მიმდინარეობისას ამოსავალი ნივთიერებები, შუალედური ნაერთები და რეაქციის პროდუქტები ერთი ფაზის ფარგლებშია.

ჰეტეროფაზურია რეაქციები, რომელთა მიმდინარეობისას ამოსავალი ნივთიერებები, შუალედური ნაერთები და რეაქციის პროდუქტები ერთზე მეტ ფაზას წარმოქმნის.

კომო- და ჰეტეროფაზურობის ცნება დამოუკიდებელია ცნებისაგან კომო- და ჰეტეროგენულობის შესახებ.

მაგალითები: 1. კომოგენურ-კომოფაზური პროცესის მაგალითია მქავას განზავებული ხსნარის განეიტრალება ნატრიუმის ტუტის ხსნარით.

2. ამიაკის დაშლა პლატინის კატალიზატორზე კომოფაზური პროცესია, რადგან ამიაკი (ამოსავალი ნივთიერება), აზოტი და წყალბადი (რეაქციის პროდუქტები) ერთ ფაზას შეადგენენ. მაგრამ რად-

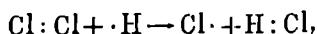
გან პროცესი მეტალური კატალიზატორის, ე. ი. მყარი ფაზის ზედაპირზე მიმდინარეობს, ის კეტეროგენურია.

3. კომოგენურ-კეტეროფაზური რეაქციის მაგალითია თხევადი ნახშირწყალბადის აირადი ენგბადით დაენგვა.

4. კალციუმკარბონატის თერმული დაშლა: $CaCO_3 = CaO + CO_2$, რომლის დროსაც რეაქციის კომპონენტები სამ ფაზას ქმნიან, წარმოადგენს კეტეროგენურ-კეტეროფაზური რეაქციის მაგალითს.

ნებისმიერი ქიმიური გარდაქმნა დაკავშირებულია ქიმიური ბმების დაწყვეტა-წარმოქმნასთან. ზოგ შემთხვევაში წყდება ერთი რომელიმე ბმა, რის შედეგადაც ხდება მაკავშირებელი წყვილი ელექტრონის გაყოფა, ზოგი პროცესის დროს კი ბმა წყდება, მაგრამ მაკავშირებელი წყვილი ელექტრონი თავის ადგილზე რჩება.

ქიმიურ პროცესებს, რომელთა მიმდინარეობისას ბმის გაწყვეტისას მაკავშირებელი წყვილი იყოფა და შედეგად წარმოიქმნება ახალი მაკავშირებელი წყვილი ელექტრონი, კომოლიზური პროცესები ეწოდება. ამის მაგალითია:

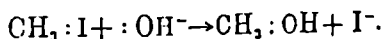


ქლორის მოლეკულაში მაკავშირებელი წყვილი დაიშალა და ერთ-ერთი ქლორ-ატომი თავის სავალენტო ელექტრონს წყალბადისას გაუწყვილებს, რის შედეგად ახალი ელექტრონული წყვილი წარმოიქმნება.

კოვალენტური ბმის გაწყვეტა სხვა გზითაც შეიძლება წაოიწართოს: ელექტრონული წყვილი ამ დროს არ იშლება ცალკეულ ელექტრონებად, არამედ გადადის ერთ-ერთი ატომის ორბიტალზე. მომდევნო რეაქციის დროს არ წარმოიქმნება ახალი წყვილი, არამედ ეს წყვილი საზიარო გახდება.

ქიმიურ რეაქციებს, რომელთა მიმდინარეობისას ბმის გაწყვეტა და წარმოქმნა მაკავშირებელი ელექტრონული წყვილის დაუშლელად მიმდინარეობს, კეტეროლიზური პროცესები ეწოდება.

კეტეროლიზური პროცესის მაგალითია იოდინი მეთილის დაშლა ტუტე არეში:



ჯაჭვური რეაქციები იწყება კოვალენტური ბმის კომოლიზური გაწყვეტით. ამ დროს წარმოიქმნება თავისუფალი ატომები ან რადიკალები, რომელთაც რეაქციის დიდი უნარი აქვთ.

4. რეაქციის ტიპები. კომოგენური რეაქციების თანამედროვე თეორიის თანახმად, ყოველი რთული რეაქცია შეიძლება განვიხილოთ როგორც მარტივი რეაქციების ჯამი, სადაც თითოეულ ელემენტარულ რეაქციაში შედის ერთი, ორი ან სამი მოლეკულა. ქიმიური

რეაქციის ელემენტარულ პროცესში მონაწილე მოლეკულების რიცხვის მიხედვით შეიძლება ჩამოვყალიბოთ რეაქციების სხვადასხვა ტიპები.

როცა ქიმიური პროცესის დროს ელემენტარული რეაქცია ერთი მოლეკულის გარდაქმნისაგან წარმოდგება, რეაქცია მონომოლეკულურია. ასეთია შემდეგი ტიპის რეაქციები:

$$A = B$$

$$A = B + C + \dots$$

მონომოლეკულური რეაქციების სიჩქარე, მოქმედ მასათა კანონის თანახმად, მოცულობის ერთეულში მყოფი მოლეკულების რიცხვის პირველ ხარისხის პროპორციულია:

$$-\frac{dc}{dt} = kc.$$

როცა ქიმიური რეაქციის ელემენტარული აქტი ორი მოლეკულის ერთდროულ გარდაქმნასთან არის დაკავშირებული, რეაქცია ბიმოლეკულურია. ამ პირობას აკმაყოფილებენ შემდეგი ტიპის რეაქციები:

$$A + B = C,$$

$$A + B = C + D + \dots$$

ამ შემთხვევაში A და B შეიძლება ერთნაირი მოლეკულები იყოს. ბიმოლეკულური რეაქციების სიჩქარე მოცულობის ერთეულში მყოფი ორივე სახის მოლეკულების რიცხვის ნამრავლის პროპორციულია:

$$-\frac{dc}{dt} = kc_1c_2.$$

როცა რეაქციაში ერთი სახის მოლეკულები შედიან, მაშინ ბიმოლეკულური რეაქციის სიჩქარე მოცულობის ერთეულში მყოფი მოლეკულების რიცხვის კვადრატის პროპორციულია:

$$-\frac{dc}{dt} = kc^2.$$

რეაქცია ტრიმოლეკულურია, როცა ელემენტარული აქტი სამი მოლეკულის ერთდროული გარდაქმნისაგან შედგება:

$$A + B + C = D,$$

$$A + B + C = D + G + \dots$$

ტრიმოლეკულური რეაქციების კინეტიკური განტოლების თანახმად,

$$-\frac{dc}{dt} = kc_1c_2c_3.$$

შეჯამებული ანუ მაკრორეაქციის ელემენტარული საფეხურები შეიძლება შედგებოდეს მონო-, ბი- ან ტრიმოლეკულური რეაქციები-საგან.

კინეტიკური თვალსაზრისით, მონომოლეკულური რეაქციის მიმდინარეობა არ არის დამოკიდებული სხვა მოლეკულების თანყოფნაზე სისტემაში. ბიმოლეკულური რეაქციების მიმდინარეობის აუცილებელი პირობაა ორი მოლეკულის დაჯახება, ხოლო ტრიმოლეკულური რეაქციები სამი მოლეკულის ერთდროულ შეჯახებას მოითხოვს.

გაზების კინეტიკური თეორიის თანახმად, ატმოსფერული წნევისა და ოთახის ტემპერატურაზე სამი მოლეკულის ერთდროული შეჯახების ალბათობა შედარებით მცირეა. ამიტომაც ტრიმოლეკულური რეაქციები შედარებით იშვიათია. ოთხი მოლეკულის ერთდროული შეჯახების ალბათობა იმდენად მცირეა, რომ ტეტრა- და, მით უმეტეს, პოლიმოლეკულური რეაქციებში აირად ფაზაში არ არის ცნობილი.

ექსპერიმენტული მონაცემების მიხედვით მრავალი რეაქციის სიჩქარე შეიძლება გამოვსახოთ განტოლებით:

$$-\frac{dc}{dt} = kc_1^p c_2^q,$$

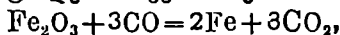
სადაც ხარისხის მაჩვენებელთა ჯამი $p+q$ გამოსახავს რეაქციის რიგს. რეაქციის რიგი არის რეაქციაში შემავალი ნეთიერებების კონცენტრაციათა ხარისხის მაჩვენებელთა ჯამი სიჩქარის ექსპერიმენტულ განტოლებაში. ხშირ შემთხვევაში რეაქციის რიგი გამოისახება არა მთელი, არამედ წილადი რიცხვით.

მარტივი რეაქციების შემთხვევაში, რომლებიც მიმდინარეობენ მონო-, ბი- ან ტრიმოლეკულური განტოლების მიხედვით, რეაქციის რიგი შესაბამისად იქნება 1, 2, 3.

რეაქციის მონომოლეკულურობა, მაგალითად, დამოკიდებულია რეაქციის მექანიზმზე, ხოლო პირველი რიგის მიხედვით მიმდინარეობა განისაზღვრება იმ კინეტიკური განტოლებით, რომელსაც აკმაყოფილებს მოცემული რეაქცია. ამრიგად, ელემენტარულ რეაქციაში შეცვალა მოლეკულების რიცხვის მიხედვით არჩევენ მონო-, ბი- და ტრი-მოლეკულურ რეაქციებს. თუ ჰიმიურ გარდაქმნას რამდენიმე ტიპის ელემენტარული რეაქცია უჭევს საფუძვლად, მაგალითად, რამდენიმე თანმიმდევრულად მიმდინარე მონო-, ბი- ან ტრიმოლეკულური რეაქცია, ასეთა რეაქცია რთულია. თუ რეაქციის მიმდინარეობის დროს ადგილი აქვს ელემენტარული პროცესების თანმიმდევრულ გამეორებას, ასეთი რეაქცია ჯაჭვურია. კომპონენტების კონცენტრაციაზე რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულების მიხედვით კი არჩევენ ნულ-

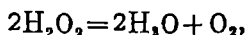
ვან, პირველ, მეორე, მესამე და წილადი რიგის რეაქციებს. ცხადია, რომ რეაქციის სტექიომეტრიული განტოლება, როგორც წესი, არ გამოსახავს რეაქციის რიგს.

ნ. სტექიომეტრია. ქიმიური რეაქცია გამოისახება სტექიომეტრიული განტოლებით, რომელიც წარმოადგენს რეაგენტისა და პროდუქტების მოლეკულების უმარტივეს შეფარდებას და რაოდენობრივად გამოსახავს მათ თანაფარდობას. სტექიომეტრიული განტოლება გამოსახავს სისტემის საწყის და საბოლოო მდგომარეობას და არა პროცესის დინამიკას. მაგალითად, ნახშირბადის (II) ოქსიდის რკინის აღდგენის რეაქციის განტოლებას აქვს სახე:

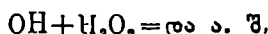
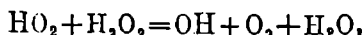
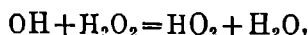
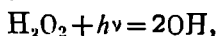


მაგრამ ეს იმას არ ნიშნავს, რომ ნახშირბადის (II) ოქსიდის სამი მოლეკულა ერთდროულად დაეჯახება რკინის (III) ოქსიდის მოლეკულას და მას აღადგენს.

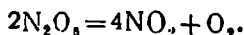
მრავალი რეაქციის სტექიომეტრიული განტოლება ბევრად უფრო მარტივია, ვიდრე სინამდვილეში მიმდინარე რეაქცია. მაგალითად, წყალბადის პეროქსიდის ფოტოქიმიური დაშლა



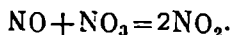
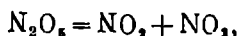
რამდენიმე საფეხურად მიდის:



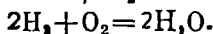
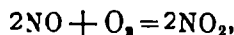
აზოტის ანჰიდრიდის დაშლის სტექიომეტრიულ განტოლებას აძლევენ შემდეგ სახეს:



ამ რეაქციის მექანიზმი კი ბევრად უფრო რთულია:



სტექიომეტრიული განტოლების წესგავსება არ ნიშნავს მათი მექანიზმის ანალოგიას. მაგალითად შევადაროთ შემდეგი ორი რეაქცია ერთმანეთს:



აზოტის(II) ოქსიდი ჰაერზე ადვილად იჟანგება ოთახის ტემპერატურაზე. ეს რეაქცია ტრიმოლეკულური გზით მიმდინარეობს. ამ რეაქ-

ციის დროს თავისუფალი ენერგიის შემცირება მცირეა ($\Delta\phi = -64,4$ კჯ/მოლ). რეაქცია წყალბადსა და ჟანგბადს შორის განტოლებულ ჯაჭვური გზით მიდის. რეაქცია შესაძენვეი ხდება დაბლოებით 500°C -ზე და ტემპერატურის გადიდებისას სწრაფად იზრდება (აფეთქება). ოთახის ტემპერატურაზე ეს რეაქცია არ მიდის. ამ რეაქციის თავისუფალი ენერგია $\Delta\phi = -237$ კჯ/მოლ.

აქედან ჩანს, რომ რეაქციის სტექიომეტრიული განტოლება არ გამოსახავს რეაქციის მექანიზმს. უკანასკნელი მაგალითიდან შეიძლება გამოვიტანოთ დასკვნა იმის შესახებად, რომ რეაქციის თავისუფალი ენერგია (გიბსის ფუნქცია) არ ყოფილა რაიმე კავშირში რეაქციის სიჩქარესთან.

6. რეაქციის სიჩქარე და ტემპერატურა. ქიმიური კინეტიკის ერთ-ერთ მნიშვნელოვან საკითხს წარმოადგენს ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე. მდიდარი ექსპერიმენტული მასალის საფუძველზე ვანტ-ჰოფმა აღმოაჩინა ზოგადი ხასიათის კანონზომიერება, რომლის თანახმად, სისტემის ტემპერატურის ყოველი ათი გრადუსით გადიდებისას რეაქციის სიჩქარე 2—4-ჯერ იზრდება. რიცხვს, რომელიც გამოსახავს, თუ რამდენჯერ იზრდება რეაქციის სიჩქარე სისტემის ტემპერატურის ათი გრადუსით გადიდებისას, რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტი ეწოდება და გამოისახება:

$$\gamma = \frac{K_T + 10}{K_T}$$

საცაც γ არის რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტი. ამრიგად, ტემპერატურის თითო გრადუსით გადიდება იწვევს რეაქციის საშუალოდ 10%-ით მატებას. ეს წესი მიახლოებით ხასიათს ატარებს. ყოველ რეაქციას გარკვეული მნიშვნელობის ტემპერატურული კოეფიციენტი ახასიათებს.

74-ე ცხრილში მოცემულია ზოგიერთი რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტი.

ცხრილი 74

ზოგიერთი რეაქციის ტემპერატურული კოეფიციენტი

რეაქცია	ტემპერატურის ინტერვალი $^{\circ}\text{C}$	$\gamma = \frac{k_T + 10}{k_T}$
$2\text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{N}_2\text{O}_4 + \text{O}_2$ (აირალი)	0—65	2,3
$\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ (აირალი)	283—333	2,5
$\text{CH}_3\text{N} = \text{NCH}_3 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + \text{N}_2$ (აირალი)	290—330	1,9
$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{NaOH}$ (ხსნარი)	10—45	1,59
$\text{CH}_3\text{ClCOOH} + \text{H}_2\text{O}$ (ხსნარი)	80—130	2,55
შქრის ინვერსია (ხსნარი)	25—55	3,63
მცენარეთა სუნთქვა (ხსნარი)	0—25	2,53

ტემპერატურის გადიდებისას რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტი მცირდება და უახლოვდება ერთს. ზემო განტოლების გალოგარიტმებით მიიღება.

$$\lg k_{T+10} - \lg k_T = \lg \gamma.$$

მიღებული ტოლობის $\Delta t = 10^\circ$ -ზე გაყოფა მოგვცემს:

$$\frac{\Delta \lg k}{\Delta T} = \frac{\lg \gamma}{10},$$

სადაც

$$\Delta \lg k = \lg k_{T+10} - \lg k_T.$$

თუ დაეუშვებთ, რომ 10° -ის ფარგლებში γ უცვლელია, მაშინ ზღვარზე გადასვლით მივიღებთ:

$$\frac{d \lg k}{dT} = \frac{\lg \gamma}{10},$$

რომლის ინტეგრირებით T_1 და T_2 ზღვრებში მიიღება საშუალო ტემპერატურული კოეფიციენტი:

$$\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{\lg \gamma}{10} (T_2 - T_1),$$

საიდანაც მივიღებთ:

$$\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

ამ განტოლებიდან ნათლად ჩანს, რომ ტემპერატურა თვალსაჩინო გავლენას ახდენს რეაქციის სიჩქარეზე. თუ მოცემული რეაქციის $\gamma = 2$, ადვილად გავარკვევთ თანაფარდობას ტემპერატურასა და რეაქციის სიჩქარის შორის. 75-ე ცხრილის მონაცემებიდან ჩანს, რომ ტემპერატურის არითმეტიკული პროგრესიით გატარებას მოჰყვება რეაქციის სიჩქარის გეომეტრიული პროგრესიით გადიდება.

ც ხ რ ი ს 75.

ტემპერატურა	სიჩქარის მუდმივა
0°	$K = 2^\circ K$
10°	$2K = 2^1 K$
20°	$4K = 2^2 K$
30°	$8K = 2^3 K$
100°	$1024 K = 2^{10} K$

7. აქტიური მოლეკულები. დიდი ხანია ცნობილია, რომ ყოველი რეაქციის მიმდინარეობა დროის მეტ ან ნაკლებ მონაკვეთში 510

ხდება, ე. ი. რეაქციისათვის არ არის საკმარისი მოლეკულების თითო დაჯახება. ეს იმას ნიშნავს, რომ სარეაქციო არეში ყველა მოლეკულა ერთდროულად არ შედის რეაქციაში, არამედ ყოველ მომენტში რეაქციაში შედის მოლეკულების მხოლოდ რაღაც ნაწილი.

მოლეკულების არა ყოველი დაჯახებაა დაკავშირებული რეაქციასთან. მოლეკულების თითო დაჯახება საკმარისი რომ ყოფილიყო რეაქციისათვის, მაშინ რეაქცია ჰირების შერევისთანავე დამთავრდებოდა, ვინაიდან ორი მოლეკულის შეჯახებისათვის საკმარისი დროის ინტერვალის ატმოსფერული წნევის პირობებში უდრის 10^{-10} სეკ-ს.

არენიუსმა (1889) გამოთქვა აზრი, რომ რეაქციაში შედიან არა ყველა მოლეკულები, არამედ მხოლოდ ის მოლეკულები, რომლებიც მოცემულ მომენტში აქტიურ მდგომარეობაშია. მხოლოდ აქტიური მოლეკულებს აქვთ რეაქციაში შესვლის უნარი. აქტიური მოლეკულა ჩვეულებრივისაგან ენერჯიის მეტი მარაგით განსხვავდება. თუ აქტიურობის ენერჯია არის E_1 , მაშინ აქტიური იქნება მოლეკულები, რომელთა ენერჯია $\geq E_1$.

კიმიური კინეტიკისათვის დამახასიათებელია შეხედულება, რომ მოლეკულის დაშლით მიღებული თავისუფალი ატომები ან რადიკალები წარმოადგენენ აქტიურ ნაწილაკებს, რომელთა რეაქციაში შესვლის უნარი გაცილებით უფრო მეტია, ვიდრე ვალენტურად ნაჯერი მოლეკულებისა.

აქტიური ნაწილაკებია დიდი კინეტიკური ან რხევითი ენერჯიის მქონე მოლეკულები, თავისუფალი ატომები და რადიკალები. მაშასადამე, რეაქციას წინ უნდა უსწრებდეს ვალენტურად ნაჯერი მოლეკულის ბმის შესუსტება ან მისი დაშლა.

არენიუსის შეხედულებით, აქტიური და ჩვეულებრივი მოლეკულები ერთმანეთთან წონასწორობაშია:

$$K = \frac{[\text{აქტიური მოლეკულები}]}{[\text{ჩვეულებრივი მოლეკულები}]}$$

ეს წონასწორობა ემორჩილება ვანტ-ჰოფის იზოხოორის განტოლებას:

$$\frac{d \ln K}{dT} = - \frac{Q}{RT^2}$$

წონასწორობის მუდმივა თავის მხრივ სიჩქარეთა მუდმივების ფარდობაა: $K = \frac{k_1}{k_2}$. ამიტომ იზოხოორის განტოლება შემდეგი სახით გადაიწერება:

$$\frac{d \ln k_1}{dT} - \frac{d \ln k_2}{dT} = - \frac{Q}{RT^2}$$

ამ განტოლებაში რეაქციის სითბო Q შეიძლება განვიხილოთ როგორც ორი ენერგეტიკული სიდიდის სხვაობა (E_2 და E_1 -ისა), რომლებიც თითოეულ საკრებთან ისეთსავე თანაფარდობაშია, როგორშიც იმყოფება Q წონასწორობის მუდმივასთან. ამრიგად მივიღებთ:

$$Q = E_2 - E_1.$$

მაშასადამე,

$$\frac{d \ln k_1}{dT} - \frac{d \ln k_2}{dT} = \frac{E_1}{RT^2} - \frac{E_2}{RT^2},$$

აქედან

$$\frac{d \ln k_1}{dT} = \frac{E_1}{RT^2} + B \quad \frac{d \ln k_2}{dT} = \frac{E_2}{RT^2} + B,$$

სადაც B არის მუდმივა. მაშასადამე, მიღებული განტოლების ზოგადი სახე იქნება:

$$\frac{d \ln k}{dT} = \frac{E}{RT^2} + B,$$

სადაც k არის რეაქციის სიჩქარის მუდმივა, ხოლო E —აქტივაციის ენერგია. არენიუსის თანახმად $B=0$, ამრიგად არენიუსის განტოლება ლებულობს შემდეგ სახეს:

$$\frac{d \ln k}{dT} = \frac{E}{RT^2}.$$

მისი ინტეგრირებით მივიღებთ:

$$\ln k = -\frac{E}{RT} + \text{const},$$

სადაც const არის ინტეგრირების მუდმივა, მას Z -ით აღვნიშნავთ. აქედან პოტენცირებით მივიღებთ:

$$k = Z e^{-E/RT}, \quad (3.10)$$

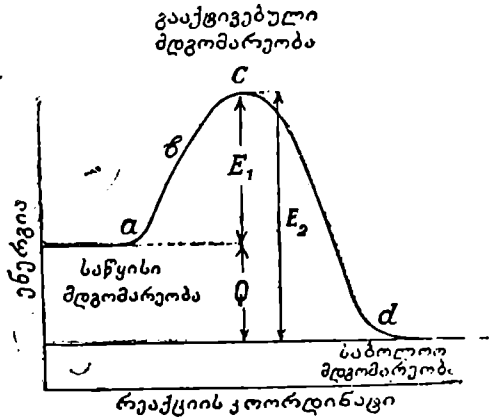
საიდანაც ჩანს, რომ ტემპერატურის გადიდებისას რეაქციის სიჩქარის მუდმივა ექსპონენტურად იზრდება.

8. აქტივაციის ენერგია. აქტივაციის ენერგია არის ის მინიმალური ენერგია, რომელიც უნდა აქონდეს მორეაგირე სისტემას, რომ წარიმართოს მოცემული რეაქცია.

მორეაგირე სისტემის მდგომარეობა რომ გამოვსახოთ გრაფიკულად, ამისათვის აბსცისათა ღერძზე უნდა გავზომოთ „რეაქციის გზა“, ხოლო ორდინატთა ღერძზე—მორეაგირე სისტემის პოტენციალური ენერგია. ამ კოორდინატებში აქტივაციის ენერგია გამოისახება ენერგეტიკული ბარიერის სიმაღლით, რომელსაც უნდა გადალახოს მორეა-

გორე სისტემამ თავის გზაზე (ნახ. 3.10, რეაქციის დროს პოტენციალური ენერჯიის ცვლილების სქემა).

ენერგეტიკული მრუდის abc ნაწილი გამოსახავს მოლეკულების ენერჯიის გადიდებას, რომელიც გამოწვეულია მათი ბმების დაშლით ან შესუსტებით. ვინაიდან მას ახალი ბმების წარმოქმნა მოჰყვება, გამოიყოფა ენერჯია, რაც cd მრუდით გამოისახება.



ნახ. 3.10. პოტენციალური მრუდის ცვლილება რეაქციის დროს.

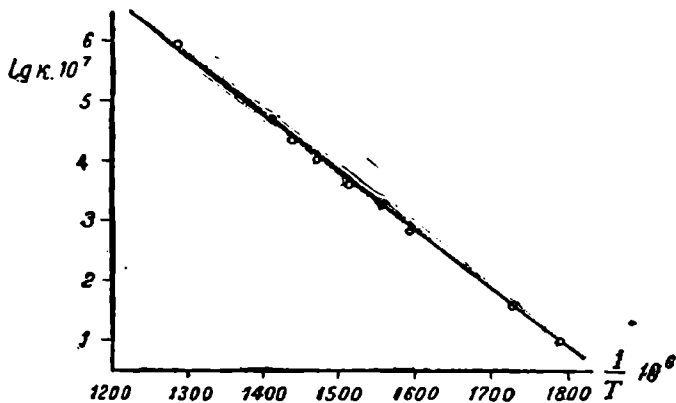
გვზოთერმული რეაქციის შემთხვევაში აქტივაციის ენერჯია უდრის პოტენციალური ბარიერის სიმაღლეს E_1 -ს. ენდოთერმული რეაქციის დროს, აქტივაციის ენერჯია შედგენილია ენერჯიის აქტივაციური ბარიერის E_1 სიმაღლისა და რეაქციის Q სითბოსაგან:

$$E_2 = Q + E_1.$$

რეაქციის აქტივაციის ენერჯიის გასაანგარიშებლად, როგორც ეს არენიუსის განტოლებიდან ჩანს, საჭიროა რეაქციის სიჩქარის მუდმივას განსაზღვრა სხვადასხვა ტემპერატურაზე. მიღებული რიცხვითი მონაცემების საფუძველზე ავაგებთ გრაფიკს, რომლის აბსცისათა ღერძზე გვექნება $\frac{1}{T}$, ხოლო ორდინატა ღერძზე $\ln k$. ექსპერიმენტული წერტილების შეერთებით მიიღება სწორი ხაზი, რომელიც, მაგალითად, $H_2 + I_2 = 2HI$ რეაქციისათვის მოგვცემს ნახ. 3.11-ზე გამოსახულ გრაფიკს. აბსცისათა ღერძთან მიღებული კუთხის ტანგენსის მნიშვნელობა ტოლია $\frac{E}{R}$ -ისა, აქედან HI -ის წარმოქმნის $E = 167$ კჯ, ხოლო HI -ის დაშლის $E_2 = 184$ კჯ.

უფრო ზუსტია გაანგარიშების ანალიზური მეთოდი. ამ მიზნით ვაინტეგრალბით არენიუსის განტოლებას:

$$\lg \frac{k_2}{k_1} = \frac{E(T_2 - T_1)}{19.14 \cdot T_2 \cdot T_1},$$



ნახ. 3.11. ტემპერატურის გავლენა HI-ის დაშლის სიჩქარის მულტიპლზე.

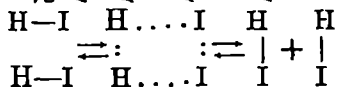
საიდანაც

$$E = \frac{19.14 \cdot T_2 \cdot T_1}{T_2 - T_1} \lg \frac{k_2}{k_1}$$

ჰეტეროგენული კატალიზური რეაქციების მიმართ ამ გზით მიიღება არა ჰემპარიტი, არამედ მოჩვენებითი აქტივაციის ენერგია, რომელიც აღსორბციის სითბოს შეიცავს.

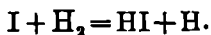
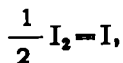
აქტივაციის ენერგიის მიახლოებითი მნიშვნელობის გაანგარიშება შეიძლება აგრეთვე ქვანტურ-მექანიკური მეთოდით.

9. გარდამავალი მდგომარეობა, ანუ გააქტიურებული კომპლექსი. აქტიური მოლეკულების თეორიას მიეცა შემდგომი განვითარება გააქტიურებული კომპლექსის თეორიის სახით. გააქტიურებული კომპლექსი არსებითად წარმოადგენს ორი მოლეკულის მდგომარეობას, რომელთა ენერგია საკმარისია, რომ დაჯახებას მოჰყვეს ქიმიური გარდაქმნა. გააქტიურებული კომპლექსი ჩვეულებრივი მოლეკულებისაგან თავისი ენერგიის დიდი მარაგით განსხვავდება, ამიტომაც გააქტიურებული კომპლექსის არსებობის ხანგრძლივობა მეტად მცირეა. როცა სისტემა მიაღწევს გარდამავალ მდგომარეობას, მას შეუძლია უკან დაბრუნდეს, რის შედეგადაც აღდგება საწყისი მდგომარეობა ან, თუ გადალახა პოტენციალური ბარიერი, მოხდება რეაქცია, ე. ი. მიიღება რეაქციის პროდუქტები. გარდამავალ მდგომარეობაში ძველი ბმების დაწყვეტა და ახალი ბმების წარმოქმნა ერთდროულად ხდება. განვიხილოთ რეაქცია წყალბადსა და იოდს შორის:



ეს არის ტიპური ბიმოლეკულური რეაქცია.

შეიძლება თუმცა დავუშვათ რომ რეაქცია წყალბადსა და იოდს შორის ჯაქვეური გზით წარმართება. მაშინ პირველი საფეხური იქნებოდა რეაქცია მოლეკულურ წყალბადთან:

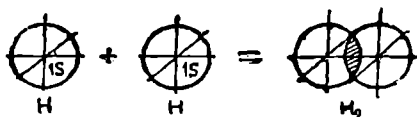


ოდის ბმის ენერგია შეადგენს 150 კჯ-ს, მაშასადამე, ერთი გ-ატომი ოდის წარმოქმნას მოხმარდება 75 კჯ.

ბიმოლეკულური რეაქციის ($H_2 + I_2$) აქტივაციის ენერგია უდრის 167 კჯ-ს. რეაქცია თავისუფალი იოდ-ატომით რომ დაწყებულიყო, მაშინ რეაქციის აქტივაციის ენერგია სულ მცირე იქნებოდა $167 + 75 = 242$ კჯ. გაზომილი აქტივაციის ენერგია კი უდრის 174 კჯ. რეაქცია კი ისეთ გზას ირჩევს, რომლითაც მიმდინარეობისას ის უმცირეს აქტივაციის ენერგიას მოითხოვს. აქედან ჩანს, რომ ეს რეაქცია ჯაქვეური გზით არ წარმართება. ეს რეაქცია გააქტურებული კომპლექსის წარმოქმნის გზით მიმდინარეობს. რეაქცია წყალბადსა და ბრომს შორის და წყალბადსა და ქლორს შორის კი თავისუფალი ატომების მონაწილეობით მიმდინარეობს (ჯაქვეურ რეაქცია).

10. აქტივაციის ენტალპია.¹ მოლეკულის არა ყოველი დაჯახება, რომლის ენერგია უდრის ან აღემატება E -ს, დაკავშირებული რეაქციასთან. რეაქციის სინქარე დამოკიდებული აღმოჩნდა არა მხოლოდ აქტივაციის ენერგიის სიდიდეზე (აქტივაციური ბარიერის სიმაღლეზე), არამედ იმაზეც, თუ როგორია დაჯახების შომენტში ამ მოლეკულების ორიენტაცია ერთმანეთის მიმართ.

განვიხილოთ ორი წყალბად-ატომიდან მოლეკულის წარმოქმნა-ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე წყალბად-ატომში სფერული სიმეტრიის გამო თანაბრად განაწილებულია სივრცეში. ამიტომ არა აქვს მნიშვნელობა იმას, თუ რა უბნებით დაეჯახება ეს ორი ატომი ერთმანეთს. მათი ელექტრონული ღრუბლების გადაფარვა ნებისმიერი ორიენტაციის დროს მოხდება:



ნახ. 3.12. წყალბადის ელექტრონული ღრუბლების გადაფარვის სქემა.

1. იხ. О. С. Зайцев. Химическая термодинамика к курсу общей химии, М., 1973.

სულ სხვა სურათი მიიღება როცა ერთმანეთს ჰალოგენის რრი ატომი უახლოვდება. ჰალოგენის ატომში ელექტრონული ღრუბლები აჩანანაბრდება განაწილებული. ორ p -ორბიტალზე ორ-ორი ელექტრონია, მესამე p -ორბიტალზე — თითო ელექტრონია. მხოლოდ ერთელექტრონაან ორბიტალებს შეეძლიათ ერთმანეთის გადაფარვა და ქიმიური ბმის წარმოქმნა. ამისათვის კი საჭიროა მათი ორიენტირებული დაჯახება. თუ ეს ორი ჰალოგენ-ატომი სხვა ორბიტალებით მიუახლოვდება ერთმანეთს, მათი შეერთება არ მოხდება. რთული მოლეკულების შემთხვევაში სურათი კიდევ უფრო მეტად გართულდება.

აღბათობა იმისა, რომ ორ მოლეკულას დაჯახების მომენტში ექნება რეაქციისათვის საჭირო ორიენტაცია, შეიძლება შემდეგი მანათარლობით გამოვსახოთ

$$W = \frac{\text{რეაქციისათვის საჭირო ორიენტაციათა რიცხვი}}{\text{შესაძლო ორიენტაციათა საერთო რიცხვი}}$$

ამ აღბათობის ნატურალური ლოგარითმისა და ბოლცმანის მუდმივას ნამრავლს აქტივაციის ენტროპია ეწოდება:

$$S' = k \ln W$$

1 მოლის აქტივაციის ენტროპია იქნება:

$$S = S'N = kN \ln W = R \ln W.$$

მაშასადამე, საჭირო ორიენტაციის აღბათობა უდრის:

$$W = e^{S/R}.$$

რაც უფრო მეტია რეაქციისათვის საჭირო ორიენტაციათა აღბათობა, მით მეტი იქნება რეაქციის სიჩქარე და მისი შესაბამისი რეაქციის სიჩქარის მუდმივა, ამიტომ:

$$k \sim e^{S/R}.$$

თუ აქტივაციის ენერგია განსაზღვრავს მოლეკულათა იმ ნაწილს, რომლითაც რეაქციისათვის საჭირო ენერგია გააჩნია, მაშინ აქტივაციის ენტროპია განსაზღვრავს საერთო დაჯახებათა იმ ნაწილს, რომლის დროსაც მოლეკულებს აქვს რეაქციისათვის საჭირო ორიენტაცია.

ამრიგად, იმის აღბათობა, რომ ორ მოლეკულას, რომლებიც

ერთმანეთს ეჯახება, ექნება რეაქციისათვის საკმარისი ენერგია, $e^{-E/RT}$ -ს პროპორციულია. ალბათობა იმისა, რომ დაჯახების მომენტში მათ საჭირო ორიენტაცია ექნება, $e^{S/R}$ -ის პროპორციულია. ზოლო ალბათობა იმისა, რომ შეჯახებისას მოლეკულებს ექნება რეაქციისათვის საჭირო ენერგიაც და სათანადო ორიენტაცია, ალბათობათა თეორიით ამ ორი ალბათობის ნამრავლისა პროპორციულია. ამიტომ სიჩქარის მუდმივას ექნება შემდეგი სახე:

$$k = Z e^{-E/RT} \cdot e^{S/R}$$

მამრავლი $e^{S/R}$ ატარებს სტერიული კოეფიციენტის სახელწოდებას ტემპერატურა ახდენს გავლენას მოლეკულების ორიენტაციაზე, ამიტომ იგი ამ გამოსახულებაში არ შედის.

დასასრულს აღვნიშნავთ, რომ კატალიზატორები ამცირებს აქტივაციის ენერგიას და ადიდებს აქტივაციის ენტროპიას, ე. ი. ხელს უწყობს რეაქციისათვის ხელსაყრელი მოლეკულების ორიენტაციას.

11. კლასიკური კინეტიკის არახაკმარისობა. მრავალი რეაქციის მიმდინარეობა კარგად აკმაყოფილებს კლასიკური კინეტიკის კანონებს. მორეაგირე მოლეკულების არა ყოველ დაჯახებას მოჰყვება რეაქცია; ეფექტურია აქტიური მოლეკულების დაჯახებები ან, სხვაგვარად, რეაქციაში მხოლოდ აქტიური მოლეკულები შედიან. აქტიური მოლეკულების კონცენტრაცია დამოკიდებულია წნევაზე და ტემპერატურაზე, ამიტომ რეაქციის სიჩქარეც წნევისა და ტემპერატურის ფუნქციაა.

თითქმის ყველა რეაქციების სიჩქარე $e^{-\frac{A}{T}}$ კანონის მიხედვით იზრდება ტემპერატურის გადიდებისას. რაც უფრო ნაკლებია აქტივაციის ენერგია, მით უფრო მეტია მოცემულ ტემპერატურაზე აქტიური მოლეკულების კონცენტრაცია და მათსადაშე, მით უფრო მეტია რეაქციის სიჩქარე. რაც უფრო მაღალია ტემპერატურა, მით უფრო მეტი იქნება აქტიური მოლეკულების კონცენტრაცია და მით უფრო მეტი იქნება რეაქციის სიჩქარე.

მიუხედავად მრავალი წარმატებისა, მთელი რიგი ფაქტები ვერ პოულობდა ახსნას კლასიკური კინეტიკის თვალსაზრისით. მაგალითად, ზოგიერთი ჰომოგენური რეაქციის სიჩქარე წნევის ან ტემპერატურის გადიდებისას არათანაბრად იზრდება. მგრგვინავი ნარევის თანდათანობით გაცხელებისას რეაქციის სიჩქარე თანაბრად იზრდება,

მაგრამ გარკვეულ ტემპერატურაზე მოხდება აალება, რომლის დროსაც რეაქციის სიჩქარე მკვეთრად გადიდებულია. აზოტის დიოქსიდის მინიმალური რაოდენობა იწვევს მგრგვინავი გაზის აალების ტემპერატურის ასი გრადუსით დაწვეას, ხოლო მეტალორგანული ნაერთების მიმატება განაპირობებს ნახშირწყალბადებისა და ჟანგბადის ნარევეების აალების ტემპერატურის რამდენიმე ასეული გრადუსით აწვეას. $CO + O_2$ -ის ნარევი გაშრობის შემდეგ ჰკარგავს აალების უნარს. წყალხსნარში სულფიტი ადვილად იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით. რეაქცია ბევრად ჩქარა წარმართება, თუ კი ხსნარში იქნება ცვლადი მუხტის იონები, მაგრამ ზოგიერთი ორგანული ნაერთის უმნიშვნელო რაოდენობით დამატება რეაქციის შეჩერებას იწვევს.

არც აალების და არც ჰომოგენური კატალიზის ეს ფაქტები არ თავსდება კლასიკური კინეტიკის ჩარჩოებში. ეს ფაქტები და მთელი რიგი სხვა მსგავსი მოვლენები ადვილად აიხსნება ჯაჭვური რეაქციების თეორიით.

12. 5. ხემიონოვს ჯაჭვური რეაქციების ზოგადი თეორია. თუ მოლეკულების გააქტიურება ხდება ისეთი მოლეკულების დაჯახებების შედეგად, რომელთა კინეტიკური ენერჯიის ჯამი უდრის ან აღემატება აქტივაციის ენერჯიას, მაშინ მოლეკულების გააქტიურების ალბათობა იქნება $e^{-E/RT}$. დროის ერთეულში გააქტიურებული მოლეკულების რიცხვი აღვნიშნოთ n -ით. თუ რეაქციაში ყველა აქტიური მოლეკულა შედის, მაშინ რეაქციის სიჩქარე, არენიუსის თეორიის თანახმად, იქნება:

$$v = n = Z e^{-E/RT}, \quad (1)$$

სადაც Z არის ყველა მოლეკულების დაჯახებათა სიხშირე დროის ერთეულში.

სინამდვილეში ყოველი ელემენტარული რეაქციის შედეგად გამოიყოფა არა მარტო რეაქციის Q სითბო, არამედ აქტივაციის E ენერჯია. ენერჯიის ეს ჯამი $E + Q$ რეაქციის შემდეგ სითბოს სახით გამოიყოფა და გამოიწვევს მოლეკულების კინეტიკურ და პოტენციალური ენერჯიის გადიდებას, რასაც φ -ით აღვნიშნავთ. ასეთი მოლეკულების სითბური მოძრაობით გააქტიურების ალბათობა იქნება

$e^{-\frac{E-\varphi}{RT}}$, სადაც φ არის ენერჯიის ნამატი. ამიტომაც ელემენტარული

რეაქცია, რომლის ალბათობა $\alpha = \alpha_0 e^{-\frac{E-\varphi}{RT}} = e^{-\frac{E-\varphi}{RT}}$, გამოიწვევს მომდევნო ელემენტარულ რეაქციას. ამის გამო რეაქციის სიჩქარე იქნება არა n , როგორც ეს (1)-დან გამომდინარეობს, არამედ

$$v = n + \alpha v, \quad (2)$$

სადაც აღრიცხულია როგორც პირველადი, აგრეთვე მეორადი გააქტიურება. (2) ფორმულის თანახმად, რეაქციის სიჩქარე

$$v = \frac{n}{1 - \alpha},$$

სადაც α ჯაჭვის გაგრძელების ალბათობაა.

როცა $\alpha < 1$, მაშინ მეორადი რეაქციების რაოდენობა, ე. ი. ჯაჭვის სიგრძე, სასრულო იქნება. პირველადი აქტივაციის შედეგად მიიღება საწყისი აქტიური ცენტრები. ჯაჭვის სიგრძე ამ შემთხვევაში:

$$v = \frac{1}{1 - \alpha} = \frac{1}{\beta},$$

სადაც β ჯაჭვის გაწყვეტის ალბათობაა.

როცა $\alpha = 1$, მაშინ $1 - \alpha = 0$, ე. ი. რეაქციის სიჩქარე $v = \infty$, აქ საწყისი აქტიური ცენტრები პირველადი აქტივაციით მიიღება და ჯაჭვის სიგრძე უსასრულოდ დიდი შეიქმნება.

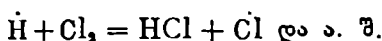
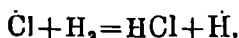
როცა $\alpha > 1$, ასეთ შემთხვევაში ადგილი ექნება რეაქციის თვით-აჩქარებას, რომელიც მით უფრო მეტს იქნება, რაც უფრო მეტია $\alpha - 1$. ამ დროს ჯაჭვები აღიძვრება არა მარტო პირველადი, არამედ მეორადი აქტივაციის პროცესში, ე. ი. ადგილი ექნება ჯაჭვების განშტოებას და მიღებული ჯაჭვები უსასრულოდ გრძელი იქნება.

13. ჯაჭვური რეაქციების ტიპები. უშუალო რეაქცია ვალენტურად ნაჯერ მოლეკულებს შორის შედარებით იშვიათ მოვლენას წარმოადგენს. რეაქციების უმრავლესობა, განსაკუთრებით ახრად ფაზაში, ჯაჭვური გზით მიმდინარეობს. ამ ტიპის რეაქციები თავისუფალი რადიკალების მეშვეობით ვითარდება.

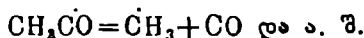
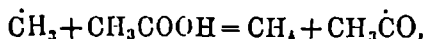
ჯაჭვური რეაქციებისათვის საჭირო აქტივაციის ენერგია ბევრად უფრო ნაკლებია, ვიდრე ვალენტურად ნაჯერი მოლეკულების რეაქციის შემთხვევაში. მაგალითად, როცა H უახლოვდება Cl_2 -ის მოლეკულას ბმის გასწვრივ და არა ბმის მართობულად, მაშინ $H + Cl_2 = HCl + Cl$ თითქმის არ მოითხოვს აქტივაციის ენერგიას, ე. ი. ეს რეაქცია თითქმის ყოველი ასეთი დაჯახების დროს წავა. მონორადიკალსა და ვალენტურად ნაჯერ მოლეკულას შორის ურთიერთმოქმედების შედეგად მიღებული პროდუქტები ჩვეულებრივად შეიცავს ახალ თავისუფალ რადიკალს. ამისი მიზეზი შემდეგია: თავისუფალი რადიკალი და ვალენტურად ნაჯერი მოლეკულა წარმოადგენს სისტემას გაუწყვილებელი სავალენტო ელექტრონებით. ვინაიდან რეაქციის გამო ელექტრონების რიცხვი უცვლელი რჩება, ამიტომ თითო ელემენტარული რეაქციის პროდუქტები თითო თავისუფალ რადიკალს მაინც შეიცავენ. ამრიგად, რადიკალისა და მოლეკულის ურ-

თიერთმოქმედებისას წარმოიქმნება თავისუფალი რადიკალი, რომელიც კვლავ ახალ რადიკალს წარმოქმნის და ა. შ. ამრიგად მიიღება ერთი და იმავე ელემენტარული აქტების მიმდევრული წყება, ე. ი. განვითარდება ჯაჭვური რეაქცია. როცა რეაქციაში თითო რადიკალის შესვლის შედეგად ერთი რადიკალი მიიღება, გვექნება მარტივი, არაგანშტოებული რეაქცია.

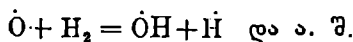
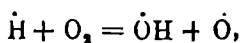
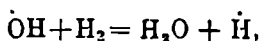
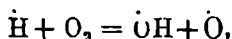
არაგანშტოებული ჯაჭვები:



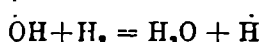
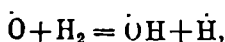
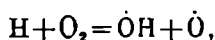
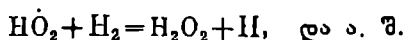
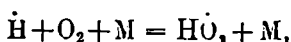
ასეთია აგრეთვე აცეტალდეჰიდის დაშლა:



როცა რეაქციაში ერთი რადიკალის შესვლის შედეგად ორი ან სამი რადიკალი მიიღება, ჯაჭვური რეაქცია განშტოვდება. თუ განშტოება ყოველი მომდევნო ელემენტარული რეაქციის შედეგად მიიღება, ჯაჭვური რეაქცია „ხშირად განშტოებული“ იქნება. ხშირად განშტოებული ჯაჭვის მაგალითია წყალბადის დაჟანგვა დაბალ წნევაზე (500°C):



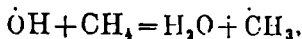
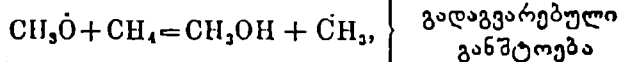
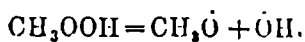
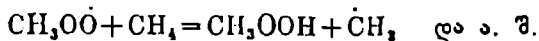
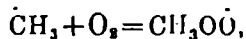
როცა განშტოება არა ყოველ მომდევნო ელემენტარული რეაქციის დროს მიიღება, ჯაჭვი „იშვიათად განშტოებული“ იქნება. იშვიათად განშტოებული ჯაჭვის მაგალითია წყალბადის დაჟანგვა მაღალ წნევაზე (500°C):



} იშვიათად განშტოებული

ზოგიერთი პროდუქტის მოლეკულები აღვიღად იშლება რადიკალებად. როცა განშტოებას ასეთი ლაბილური მოლეკულური პრო-

დუქტი განაპირობებს, მიიღება ე. წ. „გადაგვარებული განშტოება“. გადაგვარებული განშტოებული ჯაჭვია:



ვინაიდან უფრო სააღბათოა პეროქსიდის სხვა გზით დაშლა, რომლის დროსაც არ მიიღება თავისუფალი რადიკალები, ამიტომ განშტოება მეტად იშვიათი იქნება, რაც გადაგვარებულ ჯაჭვებს განაპირობებს.

14. კატალიზური პროცესები. ტერმინით „კატალიზი“ აღინიშნება თერმოდინამიკურად შესაძლებელი რეაქციის აღძვრა ან მისი სიჩქარის შეცვლა (გარედან ენერჯიის მიუწოდებლად) ნივთიერების დახმარებით, რომელიც რეაქციის საბოლოო პროდუქტებში არ შედის.

ამის შესაბამისად კატალიზატორს ისეთ ნივთიერებას უწოდებენ, რომელიც იწვევს რეაქციის აღძვრას ან რეაქციის აჩქარებას და რომლის რაოდენობა და შედგენილობა რეაქციის შემდეგ უცვლელი რჩება. ამიტომაც, მიუხედავად რეაქციაში მონაწილეობისა, კატალიზატორი სტექიომეტრიულ განტოლებაში არ შედის.

როცა კატალიზატორი და საკატალიზო ნივთიერება ერთ ფაზაშია (ე. ი. წარმოადგენს აირად ან თხევალ ფაზას), კატალიზი ჰომოგენურია (მაგალითად, გოგირდოვანი გაზის კამერული დაქანგვა ან სულფატის დაქანგვა წყალხსნარში სპილენძის იონებით და სხვა).

როცა კატალიზატორი და საკატალიზო ნივთიერება სხვადასხვა ფაზაშია კატალიზი ჰეტეროგენულია (მაგალითად, გოგირდოვანი გაზის კონტაქტური დაქანგვა, წყალბადის პეროქსიდის პლატინით დაშლა და სხვ.), კატალიზატორს ხშირ შემთხვევაში კონტაქტს უწოდებენ. ტერმინი „კონტაქტური მოვლენები“ შემოიღო მიტჩელრიხმა (1833), ხოლო ტერმინი „კატალიზი“ — ბერცელიუსმა (1835).

ჰომოგენური და ჰეტეროგენული კატალიზის შუალედურ მოვლენას წარმოადგენს მიკროჰეტეროგენული კატალიზი, ე. ი. კატალიზი კოლოიდური კატალიზატორით.

ზოგ შემთხვევაში რეაქციის ერთ-ერთი პროდუქტი ამავე რეაქციის კატალიზატორს წარმოადგენს, ამ ტიპის რეაქციებს აუტოკატალიზური ეწოდა.

განმარტების თანახმად, რეაქციის დამთავრებისას კატალიზატორი უცვლელი რჩება. აქედან გამომდინარეობს, რომ გოგირდოვანი რაოდენობის კატალიზატორის დახმარებით შესაძლო უნდა იყოს ნებისმიერად დიდი რაოდენობა ნივთიერების გარდაქმნა. სინამდვილეში სხვადასხვა ფაქტორის მოქმედების გამო კატალიზატორის აქტიურობა დროთა ვითარებაში ეცემა, ე. ი. კატალიზატორის მოქმედების ხანგრძლიობა შეზღუდულია.

დადებითი კატალიზის გარდა, როცა კატალიზატორი იწვევს რეაქციის აჩქარებას, ცნობილია უარყოფითი კატალიზის მოვლენებიც, რომლებიც დაკავშირებულია რეაქციის სიჩქარის შემცირებასთან.

საკიროა უარყოფითი კატალიზი განვასხვავოთ კატალიზატორის მოწამვლის მოვლენისაგან. პირველი არის უარყოფითი კატალიზატორის ანუ ინჰიბიტორის გავლენით რეაქციის სიჩქარის შემცირება (მაგალითად, ჰიდროქინონის დახმარებით წყალხსნარში სულფიტის დაჟანგვის შენელება), ხოლო მეორე არის დადებითი კატალიზატორის აქტიურობის დაცემა კატალიზატორის მოწამვლის გამო (მაგალითად, ამიაკის სინთეზისათვის საკირო რკინის კატალიზატორის მოწამვლა გოგირდოვანი ნაერთებით).

რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული დამოკიდებულებიდან გამომდინარეობს, რომ ზოგიერთი რეაქციის სიჩქარე, მაგალითად, წყალბადისა და ენგბადის შეერთება, ოთახის ტემპერატურაზე იმდენად მცირეა, რომ მათი გაზომვა შეუძლებელი ხდება. იგივე რეაქცია ოთახის ტემპერატურაზე კატალიზატორის დახმარებით დიდ სიჩქარით მიმდინარეობს. ამ თვალსაზრისით კატალიზატორი მხოლოდ აჩქარებს სისტემაში მიმდინარე რეაქციას. მეორე მხრივ, ასეთი სისტემები, რომლებშიც დროის დიდ ინტერვალში რეაქცია შეუმჩნეველია, ცრუ წონასწორულ მდგომარეობაში არიან. მაგალითად, იგივე $H_2 + O_2$ ნარგვი ოთახის ტემპერატურაზე. ამ თვალსაზრისით, კატალიზატორი იწვევს რეაქციის აღძვრას.

კლემანისა და ლეზორმის მიერ (1806) აღმოჩენილ იქნა აზოტის ოქსიდების კატალიზური მოქმედება გოგირდოვანი გაზის დაჟანგვაზე. კ. კირხჰოლმი (1811) აღმოაჩინა, რომ მუქეების გავლენით სახამებლედან გლუკოზა მიიღება, ხოლო შემდეგ (1814) შენიშნა, რომ იგივე რეაქცია ფერმენტ დიასტაზის გავლენითაც მიმდინარეობს.

კატალიზატორის ზედაპირის როლი გამოავლინა ფარადემ (1834). კონტაქტური მოვლენების თეორია ჩამოყალიბებულ იქნა დ. მენდელეევისა (1886) და დ. კონოვალოვის მიერ.

მეცხრამეტე საუკუნის დამლევს კატალიზის მოვლენებს შეზღუდული გამოყენება ჰქონდა ქიმიურ ტექნოლოგიაში. ამჟამად კატალიზურმა მეთოდებმა ფართო გამოყენება მოიპოვა სახალხო მეურნეობის სხვადასხვა დარგში. ასეთია სინთეზური სპირტები, ხელოვნური კაუჩუკი, პლასტმასები, სინთეზური სათბობი, ცხიმების ჰიდროგენიზაცია და სხვა. ქიმიური მრეწველობის სხვადასხვა ასეთ დარგს ჩვენში საფუძველი ჩაუყარეს ნ. ზელინსკიმ, ა. ფავორსკიმ, ს. ლებედევმა და სხვა.

15. კატალიზის კრიტიკიუზები. კატალიზატორის დახმარებით შესაძლებელია აჩქარება არა ნებისმერი, არამედ მხოლოდ თერმოდინამიკურად ნებადართული რეაქციებისა, ე. ი. ისეთი რეაქციებისა, რომელთა მიმდინარეობა დაკავშირებულია სისტემის თავისუფალი ენერჯიის შემცირებასთან. მაშასადამე, შეუძლებელია კატალიზატორის დახმარებით ჟანგბადიდან ოზონის მიღება ან ჟანგბადიდან და წყლიდან წყალბადის პეროქსიდის მიღება, ვინაიდან ამ რეაქციების მიმდინარეობა დაკავშირებულია სისტემის თავისუფალი ენერჯიის გადიდებასთან. ასევე, კატალიზატორის დახმარებით შეუძლებელია მოცემულ ტემპერატურაზე იმ წონასწორული მდგომარეობის მიღება, რომელიც სხვა ტემპერატურას შეესაბამება. კატალიზატორის ძირითადი ფუნქცია მდგომარეობს იმაში, რომ მისი მონაწილეობით გაცილებით მოკლე დროში ხერხდება წონასწორული მდგომარეობის მიღწევა, ვიდრე უკატალიზატოროდ. თუ რა გზით ხდება რეაქციის აჩქარება, ეს დამოკიდებულია რეაქციის მექანიზმზე.

მოკმედ მასათა კანონის დახმარებით ადვილია იმის დამტკიცება, რომ კატალიზატორი არ იწვევს წონასწორობის მუდმივას მნიშვნელობის ცვლილებას. ამ მიზნით განვიხილოთ რაიმე რეაქცია, სადაც A და B ნივთიერებათა ურთიერთმოქმედების შედეგად კატალიზატორის მონაწილეობით მიიღება C და D ნივთიერებანი. თუ მორეაგირე ნივთიერებათა წონასწორულ კონცენტრაციებს შესაბამისად a , b , c , d ნიშნებით გამოვსახავთ, ხოლო კატალიზატორის კონცენტრაციას x -ით, მაშინ კატალიზატორის მონაწილეობით მიღებულ წონასწორობაში მყოფი სისტემის:

$$A + B + x = C + D + x.$$

წონასწორობის მუდმივა იქნება:

$$K = \frac{c \cdot d \cdot x}{a \cdot b \cdot x} = \frac{c \cdot d}{a \cdot b}.$$

აქედან ჩანს, რომ კატალიზური და არაკატალიზური რეაქციათა წონასწორობის მუდმივა ერთნაირია.

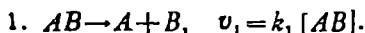
კატალიზატორზე წონასწორობის მუდმივას დამოკიდებულობა შეიძლება აგრეთვე წმინდა თერმოდინამიკური გზითაც დამტკიცდეს. ამ მიზნით განვიხილოთ კატალიზატორის გარეშე მიმდინარე $M \rightleftharpoons N$ რეაქციის დროს შესრულებული მაქსიმალური მუშაობა $A = RT \ln k$. დავუშვათ, რომ კატალიზატორის მონაწილეობით იგივე რეაქცია იძლევა $A' = RT \ln k'$ მუშაობას, სადაც $A' > A$ (ვინაიდან $k' > k$). მაშინ კატალიზატორის სომორების შემდეგ რეაქცია ნაწილობრივ შებრუნდება და დამყარდება ჩვეულებრივი წონასწორული მდგომარეობა. ამრიგად, კატალიზატორის თანმიმდევრული შეტანით და გამოტანით რეაქცია ტემპერატურაუცვლელ პირობებში განუსაზღვრელად შეასრულებდა მუშაობას, ე. ი. შესაძლო იქნებოდა მეორე გვარის პერკეტუმი-მობილეს აგება, რაც, თერმოდინამიკის მეორე პრინციპის თანახმად, გამორიცხულია. ამრიგად, კატალიზატორი არ იწვევს სისტემის წონასწორული მდგომარეობის შეცვლას.

აქედან გამომდინარეობს მეორე მნიშვნელოვანი დასკვნა, რომლის თანახმად, კატალიზატორი ერთნაირად აჩქარებს როგორც პირდაპირს, აგრეთვე შებრუნებულ რეაქციას - ვინაიდან წონასწორობის მუდმივა უდრის საპირისპირო მიმართულების რეაქციათა სიჩქარეების მუდმივათა ფარდობას $K = \frac{k_1}{k_2}$, ამიტომ ერთ-ერთი მიმართულების,

შეგალითად, პირდაპირი რეაქციის სიჩქარის k_1 მუდმივას გადიდება გამოიწვევდა წონასწორობის მუდმივას გადიდებას. ეს კი, თერმოდინამიკის თანახმად, გამორიცხულია, მაშასადამე, კატალიზატორი ერთნაირი სიდიდით ადიდებს როგორც პირდაპირის, აგრეთვე შებრუნებული რეაქციის სიჩქარეს.

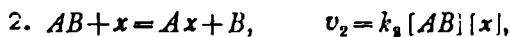
15. ჰომოგენური კატალიზი. ჰომოგენური კატალიზი აირად ფაზაში შედარებით ხშირ მოვლენას წარმოადგენს. ასეთია NO_2 -ის დახმარებით $\text{H}_2 + \text{O}_2$ ნარევის აალების ტემპერატურის 100%-ით დაცემა, H_2O -ს კვალის კატალიზური მოქმედება $2\text{CO} + \text{O}_2$ ნარევეზე, რომელიც მზრალ მდგომარეობაში აალების უნარს მოკლებულია, სპილენძის იონების დამაჩქარებელი მოქმედება წყალხსნარში სულფიტის დაჟანგვისას და ა. შ.

კატალიზის უმარტივესი ფორმა არის შუალედი ნაერთების მიღება, რომელშიაც კატალიზატორიც იღებს მონაწილეობას. ამ მართივ ამოცანის განხილვა შეიძლება შემდეგი რეაქციის მაგალითზე:

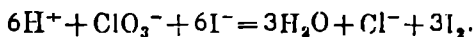


თუ რეაქციაში x კატალიზატორიც მონაწილეობს, რომელთანაც მო-

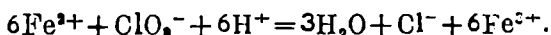
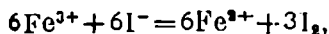
რისული ნაერთი მიიღება, მაშინ რეაქციის სქემა და რეაქციის სიჩქარე იქნება:



კატალიზატორის ნაწილი Ax შუალედი ნაერთის ნდგონარეობაშია და ნარჩენი ნაწილი x თავისუფალ მდგომარეობაშია. განვიხილოთ რეაქცია:



რეაქციის დროს I^- -ის ელექტრონები ClO_3^- -იონებს გადაეცემა. ვინაიდან ორთავე იონს უარყოფითი მუხტები აქვთ, ანიტომ ოინი განიზღებთან, რის გამო რეაქცია ნელა მიმდინარეობს; ლ. პისარევესკის გამოკვლევებით ამ რეაქციას აჩქარებენ Fe^{2+} იონები აღნიშნული რეაქციის მიმდინარეობა შემდეგი სქემით შეიძლება წარმოვიდგინოთ:



ამ შეთხვევაში რეაქცია ბევრად უფრო ადვილად მიმდინარეობს, ვინაიდან ელექტრონების გადაცემაში მონაწილე იონები Fe^{2+} და I^- , ერთი მხრივ, და ClO_3^- და Fe^{3+} , მეორე მხრივ საპირისპირო მუხტებს ატარებენ, რის გამო ისინი მიიზიდებიან ერთმანეთთან, რაც აუცილებელია ელექტრონების გადაცემისათვის. კატალიზატორი აადვილებს ელექტრონების გადაცემას. $Fe^{2+} = Fe^{3+} + e$ არსებითად შუალედ ნაერთს წარმოადგენს, რომელიც ამ რეაქციის მიმდინარეობაში მნიშვნელოვან როლს ასრულებს.

17. ჰეტეროგენული კატალიზი. ჰეტეროგენული კატალიზური რეაქციები კატალიზატორის სასაზღვრო ზედაპირზე მიმდინარეობენ. სააღდესოდ დადგენილია მყარ და აგრეთვე თხევად ზედაპირზე მიმდინარე მრავალი კატალიზური რეაქცია, რომელთაგან მეტი მნიშვნელობა ენიჭება გაზების რეაქციებს მყარ კატალიზატორზე, როგორც არის, მაგალითად. ამიაკის სინთეზი რკინის კატალიზატორზე, ამიაკის დაჟანგვა შერეულ კატალიზატორებზე, ნახშირწყალბადის დაჟანგვა რადება ნიკელის კატალიზატორზე და სხვა.

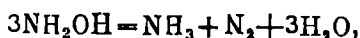
ჰომოგენური და ჰეტეროგენული რეაქციების გარჩევა ადვილი იქნება, თუ შევცვლით სარეაქციო ჭურჭლის ზედაპირის ფართობს. იმ შემთხვევაში, როცა ჭურჭლის ზედაპირი კატალიზურად მოქმედებს მოცემულ რეაქციაზე, ჭურჭლის ზედაპირის გადიდება, მაგალითად, სარეაქციო ჭურჭლის დიამეტრის შემცირება, გამოიწვევს რეაქციის აჩქარებას, ჰომოგენური მარტივი რეაქციის შემთხვევაში სიჩქარე უცვ.

ლედი დარჩება, ხოლო ჯაქვეური რეაქციის შემთხვევაში კი—სიჩქარე შემცირდება.

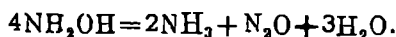
მოცემული კატალიზატორის ზედაპირზე რეაქციის მრავალჯერ ჩატარება განაპირობებს კატალიზატორის გააქტიურებას.

ბუნებრივია, რომ მოცემული რეაქციის აჩქარება შეიძლება არა ნებისმიერ, არამედ გარკვეული კატალიზატორით. უმრავლეს შემთხვევაში ერთნაირი ჯგუფის, მაგალითად, ლაჟანგვის, ჰიდრირების ან სხვა სახის რეაქციის დაჩქარება გარკვეული შედგენილობის კატალიზატორებით შეიძლება. ამაში მდგომარეობს კატალიზატორების მოქმედების სპეციფიკურობა.

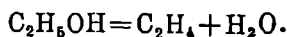
კატალიზატორების მოქმედების სპეციფიკურობასთან დაკავშირებულია შერჩევითი კატალიზი. ეს მოვლენა იმაში მდგომარეობს, რომ ერთი და იგივე ნივთიერება სხვადასხვა მემართულების რეაქციაში შედის, რის შედეგადაც განსხვავებული პროდუქტები მიიღება. მაგალითად, ჰიდროქსილაშინი ტუტის მოქმედებისას ანიაკად და აზოტად მშლება:



ხოლო პლატინის რქმედებით მიიღება ამიაკი და აზოტის(I) ოქსიდი



ეთილის სპირტის ორთქლი Al_2O_3 , ThO_2 ან WO_3 -ის კატალიზატორებზე დაშლისას წარმოქმნის ეთილენს და წყალს:



სპილენძის, ნიკელის ან რკინის კატალიზატორზე კი—აცეტალდეჰიდას და წყალბადს:



რეაქციის სიჩქარე კატალიზატორის რაოდენობის პროპორციულია. როცა მოცემული რეაქციის აჩქარება ორი სხვადასხვა კატალიზატორით შეიძლება, მათი ერთდროული მოქმედება ხშირ შემთხვევაში ცალ-ცალკე მოქმედებათა ჯამის ტოლია. მაგალითად, წყალბადის პეროქსიდის დაშლა კოლოიდური პლატინისა და კოლოიდური ოქროს ნარევით ადიტიურად მიმდინარეობს. ხშირ შემთხვევაში კი ორი კატალიზატორის ერთობლივი მოქმედება უფრო ძლიერია, ვიდრე მათი ცალკეული მოქმედების ჯამი. მაგალითად, ანილინის ან ნაფტალინის დაჟანგვა კონცენტრირებული გოგირდმჟავათი შეიძლება ავანჩაროთ გოგირდმჟავა სპილენძით ან გოგირდმჟავა ვერცხლისწყლით. განსაკუთრებით თვალსაჩინოა შერეული კატალიზატორების ეფექტური მოქმედება აირადი რეაქციების მიმართ, მაგალითად, $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Bi}_2\text{O}_3$

ნარევით ამჟამი აზოტის(II) ოქსიდამდე იქნება, მაშინ როდესაც ცალ-ცალკე აღებული Fe_2O_3 ან Bi_2O_3 კატალიზურ აქტიურობას არ იჩენენ.

ზოგიერთი კატალიზატორისადმი სხვადასხვა ნივთიერების მცირე რაოდენობით დამატება მნიშვნელოვნად აღიღებს კატალიზატორის აქტიურობას. ასეთ ნივთიერებებს, რომელთაც არ გააჩნიათ კატალიზური უნარი, მაგრამ აძლიერებენ კატალიზატორის აქტიურობას, პრომოტორები ეწოდებათ. პრომოტორი როგორც განმარტებიდან ჩანს, კატალიზატორის გამძლიერებელს წარმოადგენს. მაგალითად, ბევრად უფრო აქტიურია რკინის კატალიზატორი, თუ მას თითო პროცენტის რაოდენობით აქვს დამატებული მაგნიუმის ან ალუმინის ოქსიდი და კალიუმის ტუტე. ამისათვის რკინის მარილს უმატებენ ალუმინის მარილს, გამოლექავენ ჰიდროქსიდის სახით და K_2CO_3 -ის დამატების შემდეგ ათავსებენ მას სარეაქციო ჭურჭელში, სადაც აღადგენენ სარეაქციო ნარევით.

18. სამარჯიშოები №11

1. როგორ შეიცვლება $2H_2 + O_2$ განტოლებით მიმდინარე რეაქციის სიჩქარე, თუ წინეას 3-ჯერ გავაძლიერებთ?

2. როგორ გაიზრდება რეაქციის სიჩქარე, თუ ტემპერატურას 10° -დან ავწევთ $100^\circ C$ -მდე? რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტი $\gamma = 2$.

3. რამდენჯერ გაიზრდება რეაქციის სიჩქარე, თუ ტემპერატურას 25° -დან $100^\circ C$ -მდე ავწევთ? მოცემულია, რომ შისი აქტივაციის ენერჯია = 30000 კალ.

4. რადიოქიმიის ელემენტები

რადიოქიმიის მიზნად ისახავს რადიოქიური ელემენტების ქიმიური ბუნებისა და თვისებების შესწავლას, რადიოქიმიის მკვლევარის დაკავშირებული ბირთვულ ფიზიკასთან, რის გამოც მას ზოგჯერ ბირთვულ ქიმიას უწოდებენ. რადიოქიმიის მონათესავე დარგებია: რადიაციული ქიმიის, გამოსხივების ურთიერთქმედება ნივთიერებასთან, გამოსხივებათა ფიზიკური და ქიმიური დოზიმეტრია და სხვა. როგორც რადიოქიმიამ, ისე მისმა მონათესავე სხვა დარგებმა განსაკუთრებული მნიშვნელობა მოიპოვეს XX საუკუნის მეორე ნახევარში ბირთვული ენერგეტიკის განვითარების პირობებში.

ქიმიის სხვა დარგებისაგან განსხვავებით რადიოქიმიის თავისებურება გამომდინარეობს შესწავლის ობიექტების თავისებურებიდან,

კერძოდ, იგი განპირობებულია ამ ობიექტების რადიექტიურობით. კლასიკური ქიმიის ერთ-ერთი ფუნდამენტური პირობათაგანია ქიმიური ელემენტის ბუნების უცვლელობა. რადიოქიმიური ელემენტები კი არამდგრადი ბუნებისანი არიან, მათი ქიმიური ბუნება იცვლება დროთა განმავლობაში და ამ ცვლილებას თან სდევს უზარმაზარი მასშტაბების ენერგეტიკული ძვრები.

რადიექტიურ ელემენტებთან დაკავშირებული ფიზიკურ-ქიმიური პროცესები ბევრად უფრო რთულია, ვიდრე მდგრად ელემენტების ნარეგებში მიმდინარეანი, რადგან რადიექტიური ელემენტები გარდაიქმნებიან და ხშირად მთელ რიგ ახალი რადიექტიური ან სტაბილური ელემენტების ჯაჭვებს ქმნიან. მაგრამ ამასთანავე რადიექტიურ ნივთიერებებთან მუშაობა და მათი თვისებების შესწავლა შესაძლებელია ნივთიერების ისეთი მცირე რაოდენობების გამოყენებით, რომელიც კლასიკური ქიმიური და ფიზიკური მეთოდებისათვის მიუწვდელია. ეს გარემოება განპირობებულია თანამედროვე ექსპერიმენტული ფიზიკის მეთოდების განვითარებით, ამიტომ რადიოქიმიურ ნივთიერებებთან მუშაობისას შესაძლებელია ისეთი მცირე რაოდენობის დადგენა, როგორცაა 10^{-12} — 10^{-20} გ, ხოლო პერიოდული სისტემის უკანასკნელი პერიოდის ხელოვნურად მიღებული ტრანსურანული ელემენტები კი აღმოჩენილ იქნა და მათი ზოგიერთი ფიზიკურ-ქიმიური მახასიათებელი დადგინდა სულ რამდენიმე ათეული ატომის მიღების პირობებში.

როგორც ზემოთ აღინიშნა, რადიოქიმიის მნიშვნელობა განსაკუთრებით გაიზარდა ბირთვული ენერგეტიკის განვითარების გამო თანამედროვე ბუნებისმეტყველების ერთ-ერთი აქტუალური ამოცანაა საწვავი მასალის ენერგეტიკული მახასიათებლების გაუმჯობესება. დღეს-დღეობით ეს ამოცანა შეიძლება გადაწყდეს ბირთვული ენერგეტიკის, ჩქარ ნეიტრონებზე მომუშავე რეაქტორების, ატომური ელექტროსადგურებისა (აშს) და თერმობირთვული დანადგარების აშენების გზით. ყველა ამ საკითხის გადაწყვეტაში რადიოქიმიის მნიშვნელოვანი როლი ეკუთვნის.

განვიხილოთ რადიოქიმიის დარგთან დაკავშირებული ზოგიერთი საკითხი,

4.1. ატომბირთვი

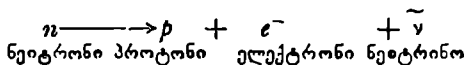
1. ცნება ატომბირთვის მდგრადობის შესახებ. ატომის ბირთვში მოთავსებულია ნუკლონები. ნუკლონები ეწოდებათ პროტონებს (მათი რიცხვი— Z) და ნეიტრონებს (მათი რიცხვი— N). ატომის ბირთვში მყოფი პროტონების რიცხვი განსაზღვრავს ბირთვის და-

დებით ნუტსა და, ამავე დროს, ელემენტების რიგობრივ ნომერს პერიოდულ სისტემაში (მენდელეევის რიცხვი).

ელექტრონების მიზიდვა ბირთვის მიერ კულონური ძალებით არის განპირობებული.

ელექტრონებისა და ბირთვის კავშირის ენერგია მცირდება ელექტრონების ატომბირთვისაგან მანძილის გაზრდით და ეს ენერგია ყველაზე უფრო მცირეა ელექტრონული გარსის კიდური ელექტრონებისათვის. სწორედ ეს კიდური ელექტრონები განახორციელებენ ატომთა შორის ქიმიურ ბმას და მონაწილეობენ მოლეკულების წარმოქმნაში.

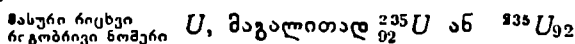
ატომის ბირთვებში შემაჯალ ნუკლონებს ბირთვული ნუკლონებო ეწოდებათ, რადგან არსებობს განსხვავება მათსა და თავისუფალ მდგომარეობაში მყოფ პროტონებსა და ნეიტრონებს შორის. ბირთვში მყოფი ნეიტრონები გარკვეული პერიოდის განმავლობაში მდგრადნი არიან, ხოლო თავისუფალ მდგომარეობაში, ბირთვის გარეშე, იშლებიან. ასე, მაგალითად:



ატომბირთვში შემაჯალი ნუკლონების საერთო რიცხვი A არის პროტონებისა და ნეიტრონების რიცხვთა ჯამი:

$$A = Z + N$$

ამ რიცხვს მასური რიცხვი ეწოდება. ელემენტის სიმბოლო ასე აღინიშნება:

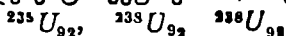


მასური რიცხვი U რეგობრივი ნომერი, მაგალითად ${}^{235}U_{92}$.

ნეიტრონებისა და პროტონების განსხვავებული რიცხვის შემცველ ატომების ბირთვებს ნუკლიდები ეწოდებათ. ისინი იყოფიან ორ დიდ ჯგუფად:

მდგრად, ანუ სტაბილურ ნუკლიდებად და რადიოაქტიურ ნუკლიდებად. როგორც სტაბილურს, ისე რადიოაქტიურ ნუკლიდებს შემდეგ 4 ჯგუფად ჰყოფენ:

1. იზოტოპური ნუკლიდები (იზოტოპები). ეს ნუკლიდები პროტონების ერთნაირ რიცხვს შეიცავენ. ამიტომ იზოტოპები ერთსა და იმავე ელემენტს ეკუთვნიან, მაგალითად:



ეს სამი ნუკლიდი ერთ ქიმიურ ელემენტს—ურანს ეკუთვნის. მათი იზოტოპური შედგენილობა ასეთია:

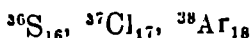
$$99,3\% \quad {}^{235}U, \quad 0,7\% \quad {}^{238}U \quad \text{და} \quad 6 \cdot 10^{-3}\% \quad {}^{236}U.$$

2. იზობარული ნუკლიდები (იზობარები). ამ ნუკლიდებს აქვთ ერთნაირი მასური და სხვადასხვა რიგობრივი რიცხვი, მაგალითად:



3 იზომერული ნუკლიდები (იზომერები). მათი მასური და რიგობრივი რიცხვები ერთნაირია. ჩვეულებრივად, ისინი რადიაქტიური ნუკლიდებია და ერთმანეთისაგან განსხვავდებიან ატომის ბირთვის სხვადასხვა ენერგეტიკული მდგომარეობით, ამის გამოც მათ სიცოცხლის თანაბარი ხანგრძლივობა არა აქვთ.

4. იზოტონური ნუკლიდები (იზოტონები). ეს „ნუკლიდები“ შეიცავენ ნეიტრონების ერთნაირ რაოდენობას, მაგალითად:



სამივე ნუკლიდში ბირთვი შეიცავს 20 ნეიტრონს და ეს გარემოება გარკვეულ ზეგავლენას ახდენს. ამ ნუკლიდების ბირთვულ თვისებებზე.

როგორია ნუკლიდების მდგრადობა? 1987 წლისთვის ცნობილი იყო 110 ელემენტი, რომელთაგან 89 ელემენტი აღმოჩენილია ბუნებაში, ხოლო 21 მიღებულია ხელოვნურად ბირთვული რეაქციების გზით.

სხვადასხვა იზოტოპის ატომბირთვული სისტემების განხილვის შედეგად შეიძლება დავადგინოთ კანონზომიერებანი, რომლებიც ატომბირთვების მდგრადობას ახასიათებს.

თავდაპირველად განვიხილოთ როგორ იცვლება ნეიტრონების რიცხვის შეფარდება პროტონების რიცხვთან ელემენტის ატომური მასის გადიდებისას მდგრადი იზოტოპების შემთხვევაში. აღმოჩნდა რომ მსუბუქი ელემენტებისათვის $\frac{N}{Z} \approx 1$, რაც იგივეა, რომ პრო-

ტონების რიცხვი ასეთ ატომბირთვში დაახლოებით მასური რიცხვის ნახევრის ტოლია. მაგრამ როდესაც პროტონების ან ნეიტრონების რიცხვი ატომბირთვში ოცზე მეტი ხდება, მაშინ ნეიტრონებისა და პროტონების რიცხვის შეფარდება $\left(\frac{N}{Z}\right)$ სტაბილურ იზოტოპებში

ყოველთვის ერთზე მეტია. აქედან ჩანს, რომ ატომბირთვის მდგრადობისათვის აუცილებელია ნეიტრონების რიცხვი აღემატებოდეს პროტონებისას, განსაკუთრებით მაშინ, როდესაც დიდია ელემენტის მასური რიცხვი. მართლაც, მაგალითად, ყველაზე მძიმე მდგრადი იზოტოპებისათვის, როგორცაა $^{208}\text{Pb}_{82}$ და $^{209}\text{Bi}_{83}$, ფარდობა $\frac{N}{Z} \approx$

$\approx 1,5$.

2. ატომზიარების სიდიდე და ბმის ენერგია. ატომბირთვების ზომები ექსპერიმენტული გზითაა განსაზღვრული. მიახლოებით შეიძლება დავუშვათ, რომ ატომბირთვს სფეროს ფორმა აქვს და მაშინ მისი რადიუსი r მიახლოებით შემდეგი ფორმულით შეიძლება გამოვითვალოთ:

$$r = r_0 \sqrt{A},$$

სადაც $r_0 = (1,2 - 1,4) \cdot 10^{-13}$ სმ, ხოლო A მასური რიცხვია. აქედან ჩანს, რომ ატომბირთვის მოცულობა მიახლოებით $9 \cdot 10^{-39} A$ ტოლია.

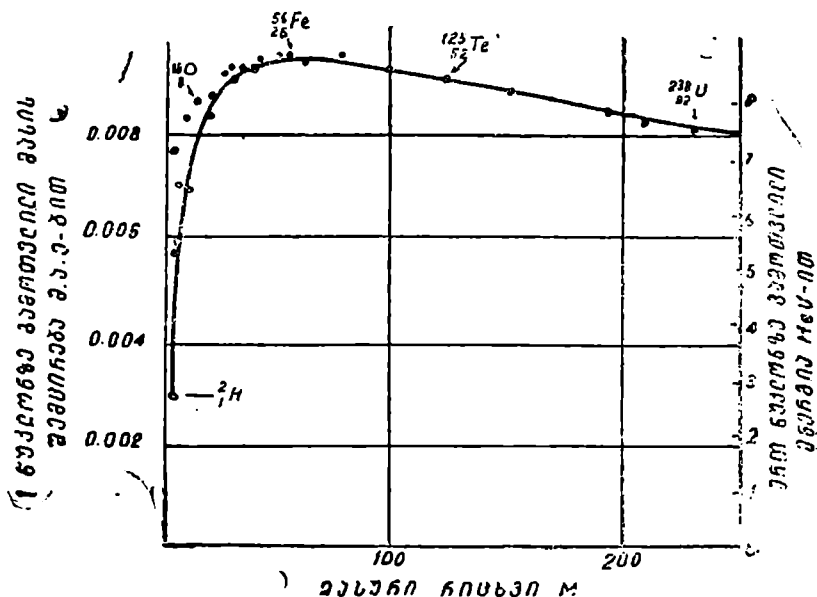
ატომბირთვებში პროტონები და ნეიტრონები შეკავშირებულია ერთმანეთთან მიზიდვის ბირთვული ძალებით. ატომბირთვის მასა ყოველთვის ნაკლებია თავისუფალი ნუკლონების ჯამურ მასაზე. ამ მოვლენას მასის დეფექტი ეწოდება, რომელიც ახასიათებს ატომის ბირთვის მდგრადობას და შეესაბამება იმ ენერგიას $\Delta E = \Delta m c^2$ (c არის სინათლის სიჩქარე ვაკუუმში), რომელიც გამოიყოფა ატომბირთვის წარმოქმნისას პროტონებისაგან და ნეიტრონებისაგან. ასეთი ენერგია ბირთვული ენერგიის სახელწოდებით არის ცნობილი.

ატომბირთვული პროცესების ენერგიას ელექტრონ-ვოლტებით გამოსახავენ და აღნიშნავენ eV -თი. როცა ელექტრონი ერთი წერტილიდან მეორეში გადადის, რომელთა პოტენციალების სხვაობა ერთი ვოლტია, მაშინ ელექტრონის კინეტიკური ენერგია იქნება ერთი ელექტრონ-ვოლტი, რაც უდრის $\frac{eV}{300} = \frac{4,8 \cdot 10^{-10}}{300} = 16 \cdot 10^{-13}$ ერგს

(აქ $4,8 \cdot 10^{-10}$ ელ. სტ. ერთ. არის ელექტრონის მუხტი). ელექტრომაგნიტური ერთეულებიდან აბსოლუტურზე გადასასვლელად საჭიროა 300-ზე გაყოფა. $10^6 eV$ აღინიშნება MeV -ით (მილიონი ანუ მეგა ელექტრონ-ვოლტი).

ჰელიუმის წარმოქმნის ენერგია $E = 28,1 MeV$, ხოლო ერთი ნუკლონის ბმის ენერგია ჰელიუმის ატომბირთვში უდრის $7 MeV$. სხვა ატომბირთვებში ნუკლონის ბმის ენერგიის საშუალო მნიშვნელობები ახლოა ამ სიდიდესთან.

უფრო მჭიდროდაა შეკავშირებული ნუკლონები პერიოდული სისტემის შუა ნაწილის ელემენტების ატომბირთვებში და უფრო ნაკლებად — მსუბუქი და მძიმე ელემენტების ატომბირთვებში. მაგალითად, დიეტერიუმის ატომბირთვის ბმის ენერგია უდრის $1,2 MeV$, ტრითიუმისა $2,78 MeV$, ჰელიუმის 3He იზოტოპისათვის $2,53 MeV$, ჰელიუმის 4He იზოტოპისათვის ის მაქსიმუმს აღწევს და უდრის $7,07 MeV$. შემდეგ E იზრდება, აღწევს $9 MeV$, როცა $M \gg 50 - 70$ და მძიმე ელემენტების შემთხვევაში ეცემა $7,5 MeV$ -მდე (ნახ. 4.1).



ნახ. 4.1. მასისა და ბმის ენერჯის შემცირება გამოთვლილი ერთ ნუკლონზე.

3. ელემენტების იზოტოპური შედგენილობა. ქიმიური ელემენტები, როგორც წესი, იზოტოპების ნარევია (ცხრილი 80). ბუნებაში არსებულ ელემენტებს (ზოგიერთს) მრავალი მდგრადი იზოტოპი აქვს. მაგალითად, კალას—10, კალიუმსა და ტელურს—8 და სხვა. ბუნებაში არსებული მხოლოდ 22 ელემენტი შედგება ერთი სახის ატომებისაგან, ამიტომ მათ მარტივი ელემენტები ეწოდათ. ასეთებია Be, F, Na, Al, Se, P, As, Rh და სხვა.

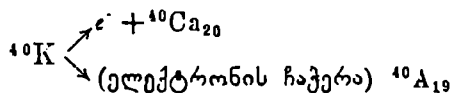
ცხრილი 80

აარადაქტური ელემენტების ზოგიერთი იზოტოპი

№	ელემენტი	Z	იზოტოპების მასური რიცხვები
1.	წყალბადი	1	1, 2, 3
2.	ჰელიუმი	2	3, 4
3.	ლითიუმი	3	6, 7
4.	ბერილიუმი	4	9
5.	ბორი	5	10, 11
6.	ნახშირბადი	6	12, 13
7.	აზოტი	7	14, 15
8.	ოქსიგენი	8	16, 17, 18
9.	კალციუმი	20	40, 43, 44, 46, 48
10.	რკინა	26	54, 56, 57, 58

გამოკვლეული ელემენტების იზოტოპური შედგენილობა მუდმივი აღმოჩნდა. მაგალითად, ოქეანეებსა და ქვაპარილის საბადოებიდან აღებულ ნიმუშებში ქლორის იზოტოპური შედგენილობა ერთნაირია. არა მარტო დედამიწაზე გავრცელებული ელემენტების იზოტოპური შედგენილობა იჩენს მუდმივობას, არამედ ის ელემენტებიც, რომლებიც კოსმოსიდან შემოჭრილ მეტეორიტებშია ნაპოვნი.

აღსანიშნავია, რომ ბუნებაში არსებული ზოგი ელემენტის იზოტოპური შედგენილობა რადიოაქტიური ჭარბაქმნის გამო იცვლება. ასეთია: ^{40}Ar იზოტოპი, რომლის რაოდენობა ატმოსფეროში იზრდება. იგი წარმოიქმნება კალიუმის რადიოაქტიური იზოტოპიდან, ^{40}K -დან, რომელიც 2 გზით განიცდის რადიოაქტიურ გარდაქმნას:



ელექტრონის ჩაქერა ბირთვული ხასიათის პროცესია, რომლის დროსაც $^{40}\text{K}_{19}$ ატომში K-შრის ორბიტალის ელექტრონი ჩაიჭირება კალიუმის ბირთვის მიერ. ამ პროცესის შედეგად კალიუმის ბირთვის შემადგენელი ერთ-ერთი პროტონი ნეიტრონად გარდაიქმნება, რიგითი ნომერი ერთი ერთეულით შემცირდება და კალიუმის ბირთვი აროგონის ბირთვად იქცევა.

ჟამთა ვითარებაში იცვლება ტყვიის იზოტოპური შედგენილობა, რომელიც სამი რადიოაქტიური ოჯახის უკანასკნელი წევრია. რამდენადმე განსხვავდება ჟანგბადის იზოტოპური შედგენილობა, რომელიც მძილდება ფოტოსინთეზისა და წყლის ელექტროლიზით. მცირე ინტერვალში ირყევა აგრეთვე წყალბადისა და დეიტერიუმის შემცველობა წყალსა და ცოცხალ ორგანიზმში. აღსანიშნავია, რომ ნავთობში წყალბადის მსუბუქი და მძიმე იზოტოპების თანაფარდობა ისეთივეა, როგორც ცოცხალ ორგანიზმში.

თუ გავითვალისწინებთ, რომ დედამიწიდან კოსმოსში გადადის წყალბადი, ჰელიუმი, ნეონი, ხოლო დედამიწის ზედაპირზე ილექება კოსმოსური მტვერი, ვარდება იქედან შემოჭრილი მეტეორიტები და რომ დედამიწის ქერქის ნივთიერება მიმოცვლაშია კოსმოსთან, შივალთ იმ დასკვნამდე, რომ დედამიწის ქერქის შედგენილობა იცვლება დროში.

4. ბირთვული (ატომური) ენერგეტიკა. ბირთვული ენერგია საფუქვლად დაედო მისი სხვა სახის ენერგეტიკად გარდაქმნას.

ბირთვული ენერგეტიკული დანადგარები, რომლებშიც ბირთვული დაშლის ენერგია ელექტრულ ენერგიად გარდაიქმნება, საკმაოდ რთულია. ამ გზით მიღებული ელექტრული ენერგიის ღირებულება

დიდ აეს-ებში უახლოვდება ჩვეულებრივს. აეს-ის მოქმედების პროცესში გროვდება ბირთვული რეაქციების მრავალი რადიოაქტიური პროდუქტი. ეს გარემოება მოითხოვს სანდო ბიოლოგიურ დაცვას, მართვის დისტანციურ და ავტომატურ მეთოდებს, მიღებული ფასეული რადიოაქტიური პროდუქტების გამოყოფას და მთელი რიგი წარმოქმნილი რადიოელემენტების მოშორებას მათი იზოლირების მიზნით (ღრმად მიწაში ჩამარხვას). ეს აეს-ის ექსპლოატაციის მთავარი სიძნელეებია.

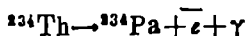
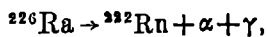
ატომური ენერგეტიკა მშვიდობიანი მიზნებისათვის ჩაისახა საბჭოთა კავშირში, როცა 1954 წელს პირველად ააგეს აეს. იმჟამად საბჭოთა კავშირში და აგრეთვე სხვა ქვეყნებშიც აგებულა ასე-ბი, რომელთაც დიდი საწარმოო მნიშვნელობა აქვთ. ჩვენში აეს-ის საფუძველზე აგებულია ყინულმჭკრელები, წყალქვეშა ნავები. იმჟამად მუშავდება აეს-ის გამოყენება თვითმფრინავებისათვის.

ისახება აგრეთვე თერმობირთვული ენერჯის მშვიდობიანი მიზნებისათვის გამომუშავების ზეები. ასეთ ენერჯის წყაროებს შეუძლია უზრუნველყოს კაცობრიობა მრავალი საუკუნის მანძილზე ენერჯის დაუშრეტელი რაოდენობით.

4.2. რადიოაქტიურობა

1. რადიოაქტიური გამოსხივება. რადიოაქტიურობის მოვლენა აღმოაჩინა ფრანგმა მეცნიერმა ანრი ბეკერელმა 1896 წელს; ურანის მარილების თვისებების შესწავლის დროს მან შეამჩნია, რომ მათ აქვთ შედარებითი გამოსხივების უნარი და დაადგინა, რომ ურანის მარილები ასხივებენ რენტგენის გამოსხივების მსგავს შედარებით სხივებს. შემდგომში შესაძლებელი გახდა ამ მოვლენის ფიზიკური ბუნების ახსნა. დადგინდა იქნა, რომ რადიოაქტიურობა წარმოადგენს ატომების ბირთვების თავისთავად სპონტანურ დაშლას.

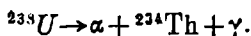
რადიოაქტიურ გარდაქმნასთან დაკავშირებულ ატომის ბირთვების ცვლილებას ასახავს სოდისა და ფაიანსის წესი: α -ნაწილაკის გამოსხივების შედეგად წარმოიქმნება ახალი ელემენტი, რომელიც პერიოდულ სისტემაში 2 უჯრედით უკან იწვევს, ხოლო ბეტა გამოსხივება კი განაპირობებს ისეთი ელემენტის წარმოქმნას, რომელიც ერთი უჯრედით წინ არის პერიოდულ სისტემაში. ასე, მაგალითად:



2. რადიაქტიური დაშლის ხანებში. რადიაქტიური დაშლის შემდეგ სახეებს არჩევენ:

1. α -გარდაქმნა; 2. ელექტრონების გამოსხივება (β გარდაქმნა ანუ β-გამოსხივება); 3. სპონტანური გახლეჩა.

1. α -დაშლა. ამ შენთხვევაში ნუკლიდის დაშლა ჰელიუმის ბირთვის He^{++} გამოტყორცნით ხასიათდება. α -დაშლა დამახასიათებელია უმთავრესად დიდი მასური რიცხვის შქონე ელემენტებისათვის. მაგალითად:



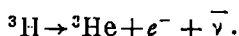
აქ γ -თი აღნიშნულია გამოსხივებული γ -კვანტები.

α -ნაწილაკებს დიდი ენერგია და, მაშასადამე, დიდი სიჩქარე ახასიათებთ. სხვადასხვა ნუკლიდებისათვის α ნაწილაკების სიჩქარე განსხვავებულია, მაგრამ საშუალოდ უდრის 20 000 კმ/სეკ. შესაბამისი განარბენი ჰაერში რამოდენიმე სმ ტოლია. α ნაწილაკებს ადვილად შთანთქავს ნივთიერების თხელი ფენები. თავისი განარბენის ბოლოში α ნაწილაკი გარემოდან იერთებს ელექტრონს და ჯერ He^+ და შემდეგ He ნეიტრალურ ატომად იქცევა. ამ სახით იგი ჩარჩება ნივთიერებაში.

α -დაშლას და მასთან დაკავშირებულ რენტგენის და γ -კვანტების გამოსხივებას ექსპერიმენტულად ადგენენ რადიაქტიური იზოტოპების ნარევის გამოსხივების დაკვირვებისას მაგნიტურ ველში (ნახ. 4.2).

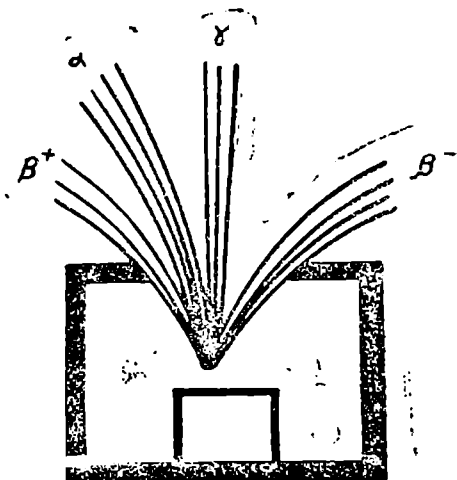
2. β -დაშლა. ეს მოვლენა ხასიათდება უარყოფითი (e^-) ელექტრონების ან დადებითი (e^+) პოზიტრონების გამოსხივებით.

β-რადიაქტიურობის მაგალითია რადიწყალბადის (ტრიტიუმის) დაშლა:



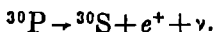
ამ დაშლის შედეგად გამოიტყორცნება 2 ნაწილაკი: ელექტრონი და ნეიტრალური ნაწილაკი ან ტინეიტრინო ($\bar{\nu}$), ხოლო ტრიტიუმის ბირთვი კი ჰელიუმის ნსუბუქ 3He იზოტოპად გარდაიქმნება.

β⁺-რადიაქტიურობის მა-

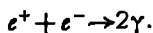


ნახ. 4.2. რადიაქტიური გამოსხივება მაგნიტურ ველში.

გალითად შეიძლება მოვიტანოთ რადიფოსფორის ^{30}P დაშლის პროცესი:



ν -ნეიტრინოს სიმბოლოა. გამოტყორცნილი პოზიტრონი (e^+), ურთიერთმოქმედებს გარემოში არსებულ ელექტრონებთან და განიცდის ანიჰილაციას წყვილი γ -კვანტების წარმოქმნით:



რადიფოსფორის დაშლის შედეგად წარმოიქმნება აგრეთვე გოჯირდის მდგრადი ნუკლიდი ^{30}S .

რადიაქტიური დაშლისას გამოტყორცნილი ელექტრონების სიჩქარე ძალიან დიდია. ხშირად ისინი სინათლის სიჩქარეს უახლოვდება, მაგრამ ისინიც ნივთიერების შედარებით მცირე სისქის ფენებში შთაინთქმება. ჰაერში მათი განარბენი რამოდენიმე სანტიმეტრიდან რამოდენიმე ათეულ სანტიმეტრამდე იცვლება.

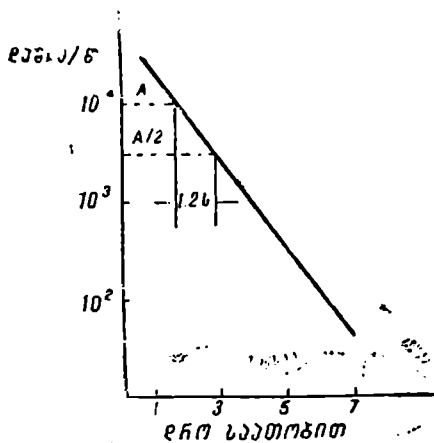
3. სპონტანური გახლეჩა. იგი წარმოადგენს ისეთ რადიაქტიურ დაშლას, რომლის შედეგად რადიაქტიული ნუკლიდი 2, მიახლოებით ტოლი მასის ნუკლიდად გარდაიქმნება. ეს მოვლენა აღმოჩენილია 1939 წ. საბჭოთა მეცნიერებების გ. ფლეროვისა და კ. პეტრეაქის მიერ.

4. რადიაქტიური დაშლის მათემატიკური კანონზომიერებანია. რადიაქტიური ნივთიერებათა დაშლის კანონზომიერებათა შესწავლის პირველსავე წლებში ექსპერიმენტულად დადგენილი იყო, რომ დაშლის სიჩქარე (დაშლილი ნუკლიდების რაოდენობა დროის ერთეულში) დროთა განმავლობაში მცირდება და მისი შემცირება ექსპონენტური კანონით აღიწერება:

$$J = J_0 \exp(-\lambda t), \quad (1)$$

სადაც J_0 რადიაქტიური ნუკლიდის გამოსხივების საწყისი ინტენსიურობაა, ხოლო J მისივე ინტენსიურობა t დროის შემდეგ. რადგან თითოეული გამოსხივების აქტი ნუკლიდის დაშლას შეესაბამება, ამიტომ ასეთივე მათემატიკურ კანონს ექვემდებარება რადიაქტიური ნუკლიდების რიცხვის შემცირება დროში:

$$N = N_0 \exp(-\lambda t), \quad (2)$$



ნახ. 4.3. რადიაქტიური ნუკლიდების აქტიურობის ცვლილება დროში.

სადაც N_0 —ნუკლიდების საწყისი რაოდენობაა, ხოლო N —დაშლული ნუკლიდების რაოდენობა t დროის შემდეგ.

რიცხვი იმ ნუკლიდებისა, რომელნიც მოცემულ მომენტში იშლებიან, ე. ი. რადიაქტიური დაშლის სიჩქარე $\frac{dN}{dt}$, ჯერ კიდევ დაშლული ნუკლიდების რიცხვის პროპორციულია:

$$-\frac{dN}{dt} = \lambda N \quad (3)$$

სადაც λ პროპორციულობის კოეფიციენტი არის რადიაქტიური დაშლის სიჩქარის მუდმივა. რადგან დაშლის შედეგად ნუკლიდების რიცხვი მცირდება, გამოსახულებას მინუს ნიშნით ვწერთ. ამ განტოლების თანახმად

$$\lambda = -\frac{\frac{dN}{dt}}{N} \quad (4)$$

საიდანაც ჩანს, რომ λ წარმოადგენს დროის ერთეულში დაშლილი ნუკლიდების ფარდობით რიცხვს. სხვანაირად რომ ვთქვათ, λ არის რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს, თუ ალებული N_0 ნუკლიდიდან რა ნაწილი დაიშლება t დროის გავლის შემდეგ.

თუ (2) განტოლებას დავწერთ დროის იმ პერიოდისათვის, რომლის შემდეგ ალებული ნუკლიდების რაოდენობის ნახევარი დაიშლება, ე. ი. თუ $t = T_{1/2}$, სადაც $T_{1/2}$ ნახევარ დაშლის პერიოდია, მაშინ:

$$\frac{N_0}{2} = N_0 \exp(-\lambda T_{1/2}) \quad (5)$$

$$\lambda T_{1/2} = \ln 2 \quad (6)$$

(2) განტოლებაში შევიტანოთ $\lambda = \frac{\ln 2}{T_{1/2}}$

მაშინ

$$N = N_0 \exp\left(-\frac{t \ln 2}{T_{1/2}}\right) \quad (7)$$

და

$$-\frac{dN}{dt} = \frac{N \ln 2}{T_{1/2}} \quad (8)$$

გავხსენოთ, რომ ატომების რიცხვი, რომელსაც m მასა შეიცავს, შეიძლება ასე გამოვსახოთ:

$$N_0 = \frac{6.02 \cdot 10^{23} m}{A}$$

სადაც $6,02 \cdot 10^{23}$ ავოგადროს რიცხვია, ხოლო A ნივთიერების მოლური მასა. ახლა (2) ფორმულა შეიძლება ასე გამოვსახოთ:

$$N = \frac{6,02 \cdot 10^{23} m}{A} \exp\left(-\frac{f \ln 2}{T_{1/2}}\right) \quad (9)$$

და

$$-\frac{dN}{dt} = \frac{6,02 \cdot 10^{23} m \ln 2}{A T_{1/2}} \quad (10)$$

ამ ფორმულების გამოყენებით შეიძლება მრავალი სხვადასხვა სახის ამოცანა ამოვხსნათ რადიოაქტიურ ნივთიერებათა დაშლის რაოდენობრივი თანაფარდობების დასადგენად.

პრაქტიკაში იზომება არა რადიოაქტიური დაშლის აბსოლუტური სიდიდე $\left(-\frac{dN}{dt}\right)$, არამედ მისი პროპორციული სიდიდე, რომელსაც აქტიურობა ეწოდება:

$$A = \eta \left(-\frac{dN}{dt}\right) \quad (11)$$

აქ η ემპირიულ კოეფიციენტს წარმოადგენს. მას ეწოდება რადიოაქტიური გაზომვის ეფექტურობა. ეს არის რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს რეალურად დაშლილი ნუკლიდების რა ნაწილს ზომავს ესა თუ ის ექსპერიმენტული დანადგარი. ნათელია, რომ η კოეფიციენტის მნიშვნელობა ბევრ სხვადასხვა ცდისეულ ფაქტორზეა დამოკიდებული.

რადიოაქტიური დაშლის სიჩქარის ერთეულად სი სიტემაში მიღებულია „ბეკერელი“ (აღინიშნება ბკ). ერთი ბეკერელი შეესაბამება ერთ დაშლას სეკუნდში. ფართოდ იხმარება აგრეთვე უფრო აღრე შემოღებული დაშლის სიჩქარის ერთეული „კიური“ (აღინიშნება „კი“). ერთი კიურის შესაბამისი აქტიურობა არის $3,7 \cdot 10^{10}$ დაშლა სეკუნდში, რაც დაახლოებით 1 გ ^{226}Ra დაშლის სიჩქარის ტოლია. მისგან წარმოებული ერთეულებია:

მილიკიური (მკი)— $3,7 \cdot 10^7$ დაშლა სეკუნდში

მიკროკიური (მკკი)— $3,7 \cdot 10^4$ დაშლა სეკუნდში

ნანოკიური (ნკი) 37— დაშლა სეკუნდში.

უფრო იშვიათად გამოიყენება ერთეული ემანი (აღინიშნება E). ემანი არის თხევადი ნივთიერების აქტიურობის ერთეული. ერთი ემანი შეესაბამება რადინუკლიდების ისეთ კონცენტრაციას, როდესაც 1 ლიტრ სითხეში მიმდინარეობს $3,7$ დაშლა სეკუნდში:

$$E = 10^{-10} \text{ კი/ლ} = 3,7 \text{ ბკ/ლ.}$$

ემანზე $3,64 \cdot 10^6$ ჰერტ ერთეულს უწოდებენ „მახეს“ (ME). ამრეგად,

მახე სითხის ისეთ რადიაქტიურობას შეესაბამება, როდესაც 1 ლიტრში მიახლოებით 13,47 დაშლა წარმოებს 1 სექუნდის განმავლობაში:

$$1 ME = 3,64E = 3,64 \cdot 10^{-10} \text{ კი/ლ} = 13,47 \text{ ბკ/ლ.}$$

მაგალითისათვის მოვიყვანოთ წყალტუბოს სამკურნალო რადიაქტიური წყლების აქტიობა. იგი შეადგენს 4—10 მახეს, ე. ი. 50—135 ბკ/ლ.

4. ბუნებრივი რადიაქტიური ელემენტები. ბუნებაში არსებული რადიაქტიური ნუკლიდები შეიძლება 2 ჯგუფად გავყოთ: წიაღისეული და კოსმოსური წარმოშობის რადიაქტიური ნუკლიდები.

1. წიაღისეული წარმოშობის რადიაქტიული ნუკლიდები უმთავრესად პერიოდული სისტემის VI და VII პერიოდშია განლაგებული (ცხრილი 81).

ცხრილი 81.

VI და VII პერიოდების ელემენტები

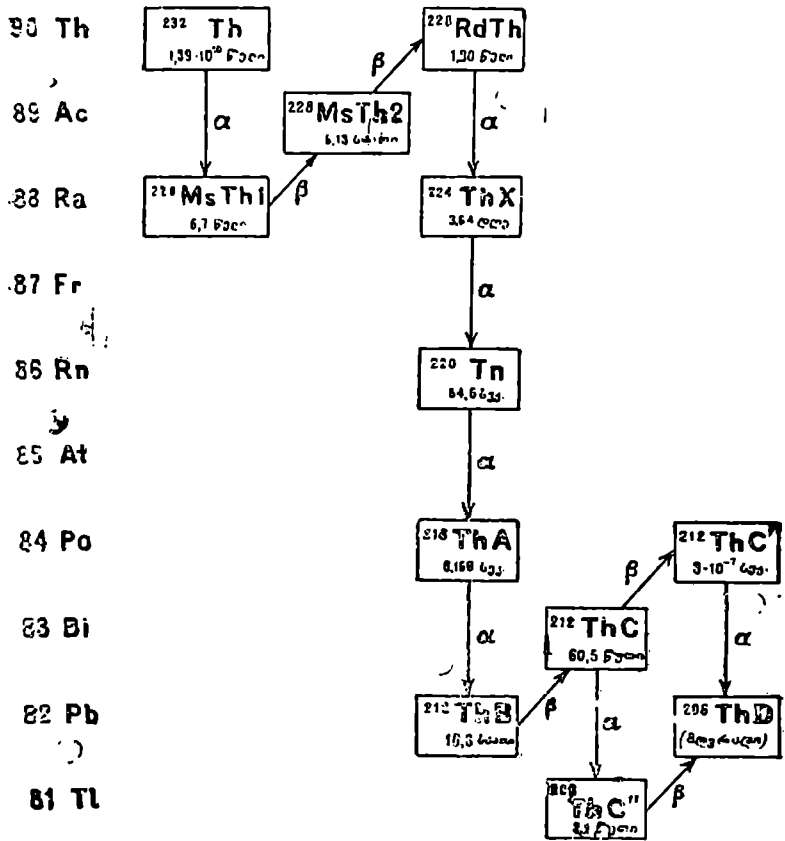
ჯგუფები	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
VI პერიოდი—Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
VII პერიოდი—Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U			

ოქროსა და ვერცხლისწყლის ყველა ბუნებრივი იზოტოპი მდგრადია, ხოლო დანარჩენ ელემენტებს აქვთ როგორც სტაბილური, ისე რადიაქტიური იზოტოპები. $Z \geq 84$ -დან დაწყებული კი ელემენტებს არც ერთი სტაბილური იზოტოპი არ გააჩნიათ. სამ ნუკლიდს ^{232}Th , ^{238}U , ^{235}U აქვთ ნახევარდაშლის დიდი პერიოდი, იგი მილიარდი წლების ტოლია და ამიტომაც გვხვდება ბუნებაში. ეს ნუკლიდები სამ ბუნებრივ რადიაქტიურ ოჯახს წარმოქმნიან: ^{232}Th თორიუმის ოჯახს, ^{238}U ურან-რადიუმის ოჯახს და ^{235}U აქტინოურანის ოჯახს.

სამივე ოჯახი მთავრდება ტყვიის მდგრადი იზოტოპებით: ^{208}Pb , ^{207}Pb , ^{206}Pb . სამივე ოჯახში წარმოიშებიან ელემენტების იზოტოპები: Po, Ac, Ra, Fr, Rn, Ac, Th, Pa. მათ მცირე დაშლის ნახევარპერიოდები აქვთ, რის გამოც ისინი ბუნებაში დამოუკიდებლად არ გვხვდებიან. მათი გამოყოფა შეიძლება შესაბამისი რადიაქტიური ოჯახებიდან.

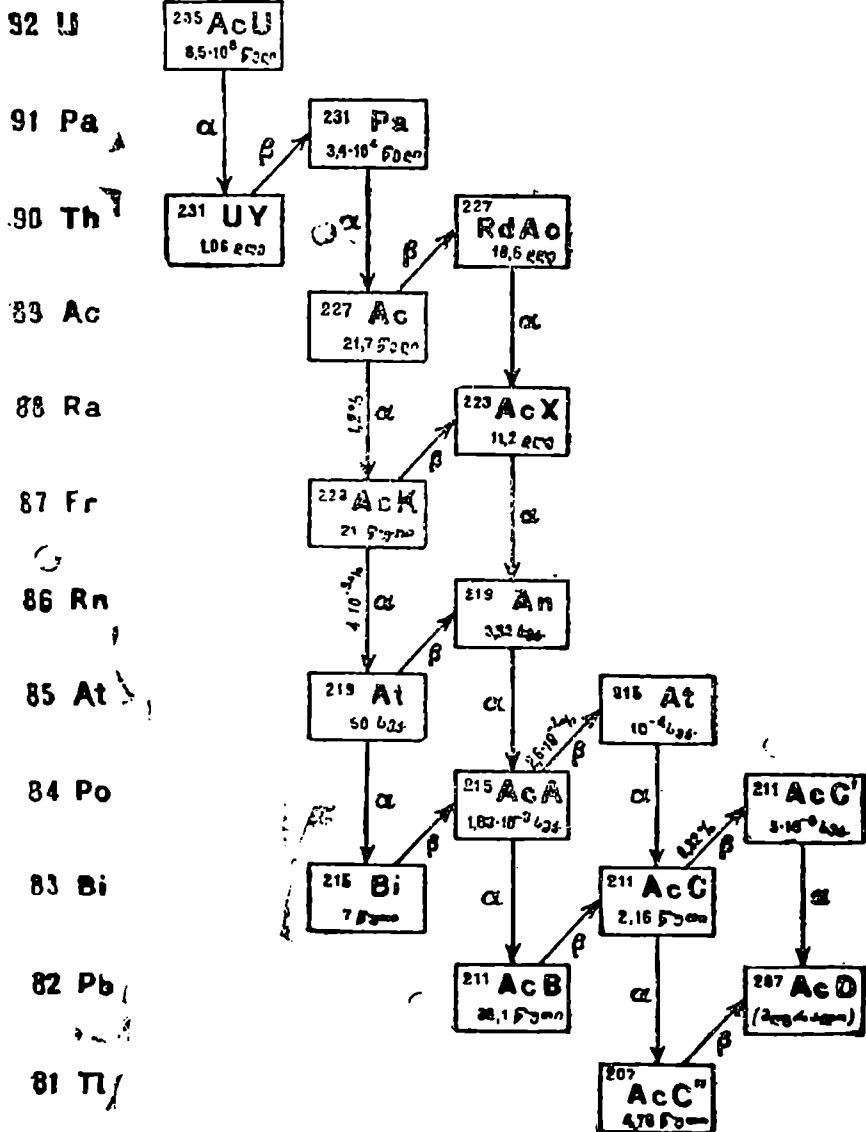
საინტერესოა აღინიშნოს, რომ სამივე რადიაქტიურ ოჯახს გარკვეული კანონზომიერება ახასიათებთ მასური რიცხვების მათემატიკური დამოკიდებულების სახით: ^{232}Th ოჯახის ყველა იზოტოპის მასური რიცხვი $4n$ ფორმულით შეიძლება აღიწეროს, სადაც n მთელი რიცხვებია, დაწყებული 58-დან დამთავრებული 52.

ურან-რადიუმის ოჯახის წევრების მასური რიცხვები $4n+2$ ფორმულით გამოისახება, სადაც $n=59\dots 52$ და ბოლოს, ^{235}U ოჯახისათვის გვაქვს $4n+3$ კანონზომიერება, სადაც $n=58\dots 51$.

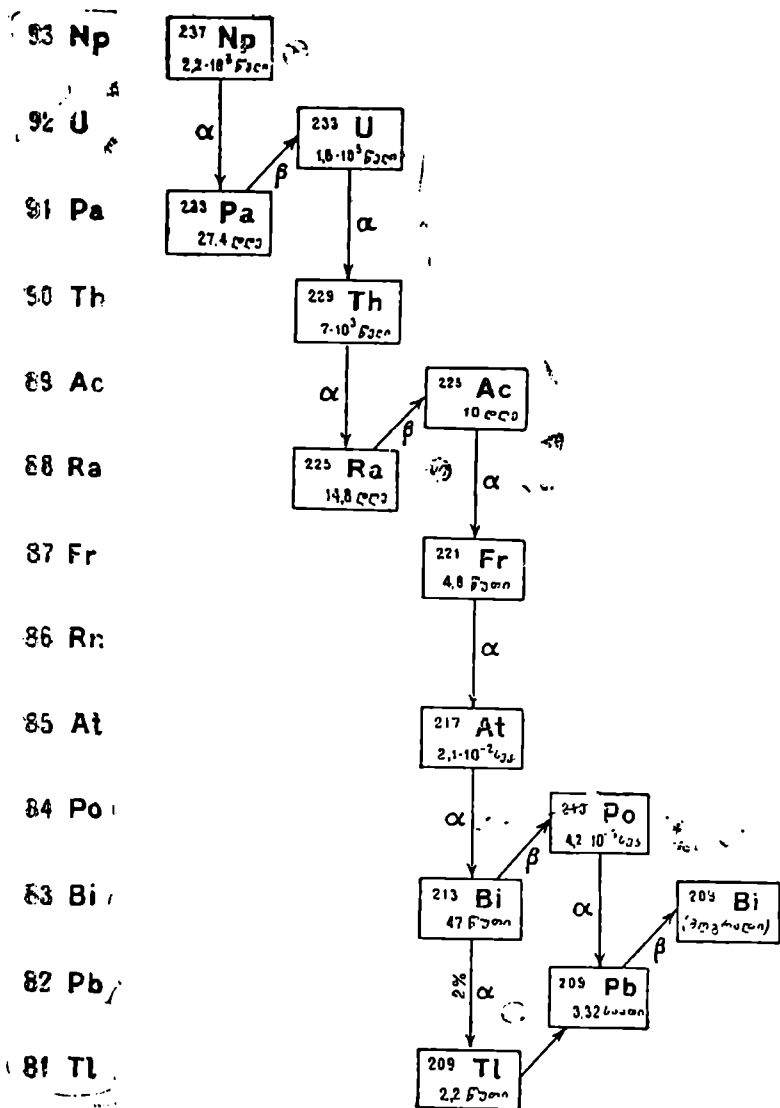


მეოთხე შესაძლებელი რადიოაქტიური ოჯახი $(4n + 1)$ აღმოჩენილ იქნა ხელოვნურად მიღებული რადიოაქტიური ნივთიერებებისათვის (ნებტუნუმიის ოჯახი, რომელიც ^{237}Np იწყება და ^{209}Bi სტაბილური იზოტოპით მთავრდება). ბუნებაში ეს ოჯახი არ მოიპოვება მისი რადიონუკლიდების ნახევარდაშლის პერიოდის მცირე სიდიდის გამო.

გარდა აღწერილი რადიოაქტიური ელემენტებისა, ბუნებაში გვხვდება სხვა რადიონუკლიდებიც. ამათგან განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია ^{40}K ($T_{1/2} = 1,26 \cdot 10^9$ წელი), რომელიც არა მარტო მინერალებში, არამედ ყველა მცენარეშიც გვხვდება. ზიუხედავად იმისა, რომ მისი გამოსხივების ენერჯია მცირეა, კალიუმის გავრცელებულობა იმდენად დიდია, რომ დედამიწის საერთო სითბურ ბალანსში მას საგრძნობი წვლილი შეაქვს. გეოლოგების გაანგარიშებით ^{40}K გამოსხივების წვლილმა დედამიწის სითბურ ბალანსში 100 მილიონი წლით დააყოვნა დედამიწის გადასვლა თხევადი მდგომარეობიდან მყარში



ვისუფალი ნეიტრონები განაგრძობს ურანის ნუკლიდის ჯაჭვურ დაშლას. სწორედ ამ გარემოებამ შესაძლებელი გახადა ურანის ბირთვის დაშლის რეაქცია გამოყენებინათ ატომური ენერჯის მისაღებად. ცნობილია, რომ 1 კგ ბენზინის დაწვისას გამოყოფილი ენერჯია ტოლია $5 \cdot 10^7$ ჯ/კგ. 1 კგ ურანის „ბირთვული წვის“ პროცესში



სხვადასხვა ტექნიკური მიზეზების გამო მხოლოდ 0,87 გ ურანი გარდაიქმნება, მაგრამ შესაბამისი გამოყოფილი ენერგია $7,8 \cdot 10^{13}$ ჯოულს შეადგენს. ე. ი. 1 კგ ბენზინის წვის ენერგიაზე იგი $1,6 \cdot 10^6$ -ჯერ მეტია. ეს შეფარდება გვიჩვენებს იმ ვეებერთელა განსხვავებას, რომელიც ბირთვულსა და ქიმიურ ენერგიებს შორის არსებობს.

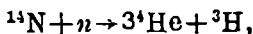
ამეამად არსებობს ურანის ბირთვული ენერჯის გამოყენების 2 გზა: ურანის ნუკლიდებს მართვადი დაშლის პროცესი, რომელიც ბირთვულ რეაქტორებში მიმდინარეობს, და ბირთვული მასალის აფეთქების გზა (ატომური ყუმბარა).

ბირთვული რეაქტორებს 2 ჯგუფად ჰყოფენ: ენერგეტიკული და საკვლევო-სამეცნიერო რეაქტორები. ენერგეტიკული რეაქტორების საშუალებით წარმოებს ელექტროენერჯის მიღება, ხოლო საკვლევო-სამეცნიერო რეაქტორების დანიშნულებაა—ბირთვული გამოსხივების ზემოქმედების შესწავლა სხვადასხვა. მასალებზე (რეაქტორული მასალათმცოდნეობა).

2. კოსმოსური წარმოშობის რადიოაქტიური ელემენტები. კოსმოსური სხივები მნიშვნელოვან როლს ასრულებს დედამიწის ატმოსფეროში და მის ზედაპირზე ზოგიერთი რადიოაქტიური ნუკლიდების წარმოქმნაში. კოსმოსიდან დედამიწაზე აღწევს შემდეგი სახის გამოსხივება: 1. გალაქტიკური წარმოშობის კოსმოსური გამოსხივება (იგი უმთავრესად დიდი ენერჯის პროტონებისა და მძიმე იონებისაგან შედგება); 2. დედამიწის მაგნიტური ველით წატაცებული კოსმოსური გამოსხივება (იგი ჩქარი ელექტრონების და პროტონების ნაკადს წარმოადგენს, რომელიც დედამიწის ირგვლივ წარმოქმნის ე. წ. შინაგან რადიაციულ სარტყელს); 3. კორპუსკულური გამოსხივება, რომელიც მზეზე მიმდინარე აფეთქების შედეგია. ეს არის მზიური წარმოშობის კოსმოსური გამოსხივება, რომლის ინტენსიურობა არ არის მუდმივი. იგი უმთავრესად პროტონებისა და ა-ნაწილაკებისაგან შედგება.

კოსმოსური გამოსხივების ერთ-ერთ კომპონენტს წარმოადგენენ აგრეთვე ჩქარი ნეიტრონები, რომელთა ინტენსიურობა დედამიწის ზედაპირზე საშუალოდ $2,56 \text{ სმ}^{-2} \text{ წუთი}^{-1}$ შეესაბამება. ნეიტრონული გამოსხივება ბირთვულად აქტიურია: ადვილად შედის ბირთვულ რეაქციებში სხვადასხვა ნუკლიდებთან, როგორც ატმოსფეროში, ისე დედამიწის ზედაპირზე.

განსაკუთრებით საგულისხმოა კოსმოსური გამოსხივების ნეიტრონების რეაქცია ატმოსფეროს აზოტთან:



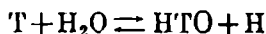
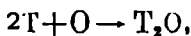
სიდაც ^3H არის რადიოაქტიური (ტრიტონი) ბირთვი (ცხრილი 82).

ცხრილი 82

წყალბადის ბუნებრივი იზოტოპები

სიმბოლო	^1H	$^2\text{H} (D)$	$^3\text{H} (T)$
ბირთვის შედგენილობა	p	$p + n$	$p + 2n$
სიმბოლო	პროტონი p	დეიტონი d	ტრიტონი t

ატმოსფეროში წარმოქმნილი ტრიტიუმები ძველად შედის მიმო-
ცვლის და დაჟანგვის რეაქციებში:

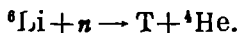


და წვიმის სახით ერევა წყლის ყველა რეზერვუარს. დედამიწის ზე-
დაპირზე ბუნებრივი ტრიტიუმის კონცენტრაციის დადგენისას გამო-
ირკვეა, რომ 1954 წლამდე საშუალოდ 1 ატომი ტრიტიუმი მოდიო-
და მსუბუქი წყალბადის 10^{18} ატომზე. ამ ერთეულს ტრიტიუმის ერ-
თეული უწოდეს (TE).

1954 წლიდან, წყალბადური ყუმბარების აფეთქების შედეგად,
ტრიტიუმის კონცენტრაცია ბუნებრივ წყლებში საგრძნობლად გაი-
ზარდა და ბუნებრივი ტრიტიუმის არსებულ რაოდენობას მიემატა
ე. წ. ტექნოგენური ტრიტიუმი. ამასთან დაკავშირებით დედამიწის
წყლებში ტრიტიუმის რაოდენობა ამჟამად რამოდენიმე ათეულიდან
ათასეულ ტრიტიუმის ერთეულამდე იცვლება.

ტრიტიუმის ერთეულის შესაბამისი აქტიურობა შეადგენს
 $3,3 \cdot 10^{-5}$ მიკროკიურს ლიტრში, რაც შეესაბამება 0,11 ბეკერელს
ლიტრში. ტექნოგენური ტრიტიუმის არსებობამ დედამიწაზე ეს აქ-
ტიურობა 100—10 000-ჯერ გაზარდა.

ტრიტიუმის მიღება ლაბორატორიებში სხვადასხვა ბირთვული
რეაქციების გზით წარმოებს. ერთ-ერთი ბირთვული რეაქცია არის
ლითიუმის ბირთვის გახლეჩა თბური ნეიტრონის¹ ზემოქმედებით:



ამ ბირთვული რეაქციის შედეგად 2 გაზი წარმოიშვება: ჰელიუმი და
რადიოაქტიური წყალბადი.

ტრიტიუმი რადიოაქტიურ დაშლას განიცდის ელექტრონების გა-
მოსხივებით და წარმოქმნის ჰელიუმის მსუბუქ იზოტოპს 3He .

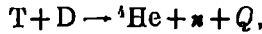
ტრიტიუმის ნახევარდაშლის პერიოდი 12,43 წელია.

მიუხედავად იმისა, რომ ტრიტიუმის რაოდენობა დედამიწაზე
არ არის დიდი, მას ამჟამად ძალიან ფართო გამოყენება აქვს. მო-
სალოდნელია მისი გამოყენების მასშტაბების საგრძნობი გაზრდა მო-
მავალი თერმობირთვული დანადგარების ამოქმედებასთან დაკავშირებით

თერმობირთვული რეაქცია, მსგავსად ურანის დაშლის რეაქცი-
ისა, ატომური ენერჯის წყაროს წარმოადგენს. მას „შერწყმის“ რე-

¹ 0,03 eV ენერჯის ნეიტრონებს თბურს უწოდებენ.

აქციას უწოდებენ, რადგან ამ რეაქციაში ხდება წყალბადის მძიმე და ზემძიმე იზოტოპების ნუკლიდების შერწყმა ნეიტრონისა და ჰელიუმის ნუკლიდის წარმოშობით:



გამოყოფილი Q ენერგია 17,6 MeV-ის ტოლია. ბირთვული ენერგიის ამ წყაროს ბევრი უპირატესობა აქვს ურანის დაშლის რეაქციასთან შედარებით, რადგან ამ დროს რადიოაქტიური „ნაცარი“ არ წარმოიქმნება.

5. სავარჯიშოები №12

1. კობალტის ერთ-ერთი იზოტოპის ნახევრადდაშლის პერიოდი არის 5,3 წელიწადი. განსაზღვრეთ ძისი დაშლის სიჩქარის მუდმივა.

2. გამოთვალეთ ნახშირბადის ატომური მასა, თუ 12,00000 ატომური მასით მისი იზოტოპის შემცველობაა 98,89%, ხოლო ატომური მასით 13,00332 იზოტოპის შემცველობა—1,11%.

3. ${}^5_2\text{He}$, ${}^6_3\text{Li}$, ${}^7_4\text{Be}$, ${}^8_5\text{B}$ —იზოტონებია. განმარტეთ ცნება „იზოტონი“. დაასახელეთ სხვა მაგალითები.

სავარჯიშოების ამონახსნები

№ 1 სავარჯიშოების ამონახსნები

1. რეაქცია მიდის შემდეგი განტოლებით: $2\text{NH}_3 = \text{N}_2 + 3\text{H}_2$. 2 მოცულობა ამიაკიდან მიიღება 4 მოცულობა პროდუქტები, ხოლო 8 ლიტრი ამიაკიდან მიიღება 16 ლიტრი წყალბადისა და აზოტის ნარევი.

2. ეანგბადის ატომური მასა უდრის 16-ს, მისი ეკვივალენტი არის 8 გ. ტყვიის ატომური მასა უდრის $233 - 16 = 207$, ხოლო მისი ეკვივალენტი უდრის $\frac{207}{2} = 103,5$ გ.

3. გოგირდის ატომური მასა შეადგენს 32-ს. აქედან რკინის რაოდენობა, რომელიც 1 მოლ გოგირდს უერთდება, არის

$$\begin{array}{l} 0,57 \text{ --- --- } 1 \\ 3,2 \text{ --- --- } X \end{array} \left| X = \frac{32}{0,57} = 56. \right.$$

რკინის ატომური მასა = 56. აქედან რკინის მოლების რიცხვი რკინის სულფიდში ყოფილა 1, ხოლო მისი ფორმულა FeS .

4. 79,90 გ სპილენძი იერთებს 20,1 გ ეანგბადს. 8 გ ეანგბადი კი შეიერთებს ერთ ეკვივალენტ სპილენძს, რომელიც უდრის

$$\begin{array}{l} 79,90 - 20,1 \\ X \quad - 8 \end{array} \left| X = 31,8 \text{ გ.} \right.$$

5. დიულონგისა და პტის წესით მყარი ერთატომიანი მარტივი ნივთიერების ატომური სიმბოტევალობა უდრის 26,36 ჯოულ/მოლ. აქედან ტყვიის ატომური მასა შეადგენს $26,36 : 0,127 = 207$.

№ 2 სვარჯიშოების ამონახსნები

1. ვერცხლისწყლის იონიზაციის პოტენციალი უდრის 10,38 ვოლტს, ანუ

$$N_0V = 16,45 \cdot 10^{-19} \cdot 6 \cdot 10^{18} = 987 \cdot 10^3 \text{ ევ/მოლ} = 987 \text{ კე/მოლ.}$$

2. რუბიდიუმის იონიზაციის ენერგია უდრის

$$N_{h\nu} = N \frac{C}{\lambda} = \frac{6 \cdot 10^{23} \cdot 6,6 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^{10}}{2968,7 \cdot 10^{-8}} = 0,401 \cdot 10^7 \text{ ევ/მოლ} \approx 401 \text{ კე/მოლ.}$$

3. $1s^2 2s^2 2p;$ $1s^2 2s^2 2p^3.$

4. აიხსნება იმით, რომ ფტორის მოლეკულების ატომებად დაშლაზე იხარჯება ნაკლები ენერგია (157,7 კე/მოლ), ვიდრე ქლორის დისოციაციაზე (242,6 კე/მოლ).

№ 8 სვარჯიშოების ამონახსნები

1. მეორე ატომური მასის ინერტული ელემენტების იონიზაციის ენერგია ბევრად აღემატება მათი შესაძლო რეაქციების ენერგეტიკულ ეფექტს. ამიტომ ეს ელემენტები (პელიუმი, ნეონი, არგონი) მოკლებულია ქიმიურ აქტიურობას.

2. ელემენტების თვისებათა პერიოდულობას განაპირობებს ატომის ელექტრონული გარსის შრეოვანი აღნაგობა და ელექტრონების რაოდენობის პერიოდული ცვლილება ატომების გარე გარსზე.

3. H_3PO_4 სამფუძიანი მჟავაა, მის თითოეულ წყალბად-იონზე მოდის $1 \frac{1}{3}$ ენგბადის ატომი. H_3PO_4 ორფუძიანია, ამიტომ მის თითო წყალბად-იონზე მოდის 1,5 ატომი ენგბადი, ხოლო H_3PO_3 ერთფუძიანია და მის თითო წყალბად-იონზე მოდის 2 ენგბად-ატომი. მაშასადამე, ფოსფორმჟავეები არ წარმოადგენს ამ ზოგადი წესის გამოწვევას.

№ 4 სვარჯიშოების ამონახსნები

1. გახსნის სითბო $Q = U - W$, U (კრისტალური მესერის ენერგია) = 765 კე/მოლ Na^+ და Cl^- იონების ჰიდრატაციის სითბოთა ჯამი უდრის $481 + 267 = 748$ კე/მოლ აქედან გახსნის სითბო $Q = 765 - 748 = 17$ კე/მოლ.

2. $\text{N} = \text{O}:$ $:\ddot{\text{O}} = \text{N}^+ - (\ddot{\text{O}})^-$ $:\ddot{\text{O}} = \text{C} = (\ddot{\text{O}}):$ $\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}:$

3. ერთი მოლი ფტორენების ენერგია, რომლის $\lambda = 4888 \cdot 10^{-8}$ სმ, გამოითვლება ფორმულით

$$N_{h\nu} \frac{C}{\lambda} = \frac{6 \cdot 10^{23} \cdot 6,6 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^{10}}{4888 \cdot 10^{-8}} = 243 \text{ კე/მოლ.}$$

4. თედაპირველად გამოეთვალეთ $N_{h\nu}$ -ის ენერგია E

$$E = N_{h\nu} = \frac{N_{h\nu} C}{\lambda} = \frac{6 \cdot 10^{23} \cdot 6,6 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^{10}}{2537 \cdot 10^{-8}} = 469 \text{ კე/მოლ}$$

H_2 -ის მზის ენერგია უდრის 428 კე/მოლ. მათი სხვაობა:

$$469 - 428 = 31 \text{ კე/მოლ.}$$

№ 5 სვარჯიშოების ამონახსნები

1. რადგან ქლორი თხევად მდგომარეობაში დარჩა, სითხის ორთქლის წნევა კი არ არის დამოკიდებული თხევადი ფაზის რაოდენობაზე, ამიტომ დარჩენილი ქლორის ორთქლის წნევა იგივე 80 მმ-ის ტოლი იქნება.

2. კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლებით გამოთვლისას მივიღებთ, რომ $V_0 = 53$ ლ.

$$3. \text{ რადგან } PV = RT, \text{ ანტიომ } P = \frac{8.314 \cdot 10^3 \cdot 273}{0.148} = 50.65 \cdot 10^6 \text{ ნ/მ}^2$$

4. პასუხი: $\text{Cl}_2 - 74,1, \text{Br}_2 - 13,7, \text{O}_2 - 12,4$ შოც. % %.

5. $N_{\text{H}_2} = 0,926, N_{\text{O}_2} = 0,074.$

№ 6 სავარჯიშოების ამონახსნები

1. ქესის კანონის თანახმად, რეაქციის სითბური ეფექტი უდრის

$$\Delta H_{\text{რეაქც}} = \Delta H_{\text{Ca(OH)}_2} - (\Delta H_{\text{CaO}} - \Delta H_{\text{H}_2\text{O}})$$

სადაც

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{Ca(OH)}_2} &= \Delta H_{\text{რეაქც}} + \Delta H_{\text{CaO}} + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}} = \\ &= -63,85 - 266 - 635 = -984,85 \text{ კჯ/მოლ.} \end{aligned}$$

2. $A = P \cdot \Delta v = 1.5 = 5 \text{ ლ.ატ} = 5 \cdot 24,22 = 121,10 \text{ კაღ}$

(1 ლ.ატ = 24,22 კაღ)

$$A = 121,10 \cdot 4,184 = 506,63 \text{ ჯ.}$$

3. რეაქციის ენტროპიის ცვლილება უდრის მიღებულ და აღებულ ნივთიერებათა ენტროპიათა სხვაობას ე. ი.

$$\Delta S = S_{\text{SO}_2} - S_{\text{S}} - S_{\text{O}_2} = 248,5 - 29,6 - 205 = 13,9 \text{ ჯ/გრად. მოლ.}$$

4. პასუხის გასაცემად საჭიროა განვსაზღვროთ ΔF -ს ნიშანი.

$$\Delta F^0 = \Delta H^0 - T \Delta S^0$$

$$\Delta H^0 = \Delta H_{298}^0 = -127 \text{ კჯ/მოლ}; \Delta S^0 = S^0_{\text{AgCl}} - S^0_{\text{Ag}} - \frac{1}{2} S^0_{\text{Cl}_2} = -58 \text{ კჯ/მოლ}$$

$$\Delta F^0 = -127 - 298(-58) = 10 \text{ კჯ/მოლ}; \text{ ამრიგად, } \Delta F < 0,$$

მაშასადამე, ეს რეაქცია წარიმართება მარცხნიდან მარჯვნივ.

№ 7 სავარჯიშოების ამონახსნები

1. $\text{H}_2 + \text{J}_2 = 2\text{HJ}$ -ის წონასწორობის მუდმივას გამოსახულების თანახმად

$$K = \frac{[\text{HJ}]^2}{[\text{H}_2][\text{J}_2]}$$

თავდაპირველად განვსაზღვროთ K -ს მნიშვნელობა ნარევის წონასწორობის შედგენილობის მიხედვით. 9,5 მოლი H_2 -ის წარმოქმნას მოხმარდა 4,75 მოლი წყალბადი და ამდენივე იოდი. ამრიგად

$$K = \frac{9,5^2}{(5,3-4,75)(9,5-4,75)} = \frac{90}{1,79} = 50,9.$$

თუ მივიღებთ, რომ მეორე შემთხვევაში მიღებულ იქნა X მოლი HJ , გვექნება

$$50,9 = \frac{X^2}{\left(3 - \frac{X}{2}\right)\left(8 - \frac{X}{2}\right)}$$

აქედან $X_1 = 18,11$ და $X_2 = 5,75$. სწორია მეორე ფესვი.

2. 1080 K -ზე ყველა კომპონენტი აირადია, ანტიომ

$$K = \frac{{}^n\text{CO}_2 \cdot {}^m\text{H}_2}{{}^n\text{CO} \cdot {}^m\text{H}_2\text{O}}$$

ეს ოთხი უცნობი შეიძლება ერთი უცნობი სიდიდის დახმარებით გამოვსახოთ. დავუშვათ, რომ $\text{CO} + \text{H}_2(\text{I})$ -ს ამოსავალი ნარევი შედგება 2 მოლი CO და 3 მოლი H_2O -საგან. თუ წონასწორობის მომენტისათვის წარმოქმნილი $\text{C}(\text{I})_2$ -ის რაოდენობას აღვნიშნავთ X -ით, მაშინ წყალბადის მოლელების რიცხვიც იქნება X მოლი, ხოლო CO -ს მოლელების რიცხვი იქნება $2-X$ და H_2O -ს მოლელების რიცხვი კი $3-X$. ამრიგად $n_{\text{CO}_2} = X$, $n_{\text{H}_2} = X$, $n_{\text{CO}} = 2-X$, $n_{\text{H}_2\text{O}} = 3-X$. აქედან წონასწორობის მუდმივას ექნება სახე

$$f = \frac{X^2}{(2-X)(3-X)}$$

საიდანაც $X=1,2$.

რადგან მოლეების საერთო რიცხვი არის 5, ამიტომ წონასწორული ნარევის შედგენილობა იქნება

$$\text{CO}_2 \quad \frac{1,2 \cdot 100}{5} = 24\%$$

$$\text{H}_2 \quad \frac{1,2 \cdot 100}{5} = 24\%$$

$$\text{CO} \quad \frac{0,8 \cdot 100}{5} = 16\%$$

$$\text{H}_2\text{O} \quad \frac{1,8 \cdot 100}{5} = 36\%$$

3. ვანტ-ჰოფის იზოხორის არასრული ინტეგრალური განტოლების თანახმად

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = - \frac{Q(T_2 - T_1)}{R \cdot T_1 \cdot T_2}$$

აქედან

$$\lg K_2 = -\lg 7,36 \cdot 10^6 - \frac{1,05 \cdot 10^5 \cdot 10\text{J}}{8,31 \cdot 2,3 \cdot 873 \cdot 973} = -7,3341$$

საიდანაც

$$K_2 = 2,158 \cdot 10^6 \quad \text{ექსპერ. მრღებულია } 2,16 \cdot 10^6.$$

4. რეაქციის მაქსიმალური მუშაობა გამოისახება ვანტ-ჰოფის იზოთერმის განტოლებით

$$A = RT(\ln K_e - \Delta \ln C)$$

$$a. \quad 2,3 \cdot 8,31 \cdot 717 \left(\lg 50 - \lg \frac{10^3}{25} \right) = 9858 \text{ ჯ/მოლ}$$

$$b. \quad 2,3 \cdot 8,31 \cdot 717 \left(\lg 50 - \lg \frac{5^3}{1,5 \cdot 0,75} \right) = -1711 \text{ ჯ/მოლ}$$

$$g. \quad 2,3 \cdot 8,31 \cdot 717 \left(\lg 50 - \lg \frac{10^3}{12} \right) = 0$$

რადგან $A=0$, ე. ი. კონცენტრაციები არ იცვლება, რეაქცია არ წავა.

№ 8 სავარჯიშოების ამონახსნები

1. გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა აღვნიშნოთ g -თი ($W = 1000 - g$) გ. წყალში, მაშინ მივიღებთ, რომ

$$342 = \frac{g \cdot 1,86 \cdot 100}{0,8 \cdot (1000 - g)}$$

საიდანაც $1860g = 342 \cdot 0,8 (1000 - g) = 27360 - 273,6g$ ანუ

$$2133,6g = 27360 \text{ და } g = \frac{27360}{2133,6} = 12,8 \text{ გ}$$

ამრიგად 100 გ ხსნარი შეიცავს 12,8 გ შაქარს.

2. გამოვსახოთ გლუკოზის მოცემული კონცენტრაცია მოლებით ლიტრში. მივიღოთ, რომ მისი ხსნარის სიმკვრივე უდრის 1-ს. მაშინ თუ 100 გ ხსნარი შეიცავს 3 გ გლუკოზას, 1000 გ ხსნარში იქნება 30 გრამი გლუკოზა. აქედან $C = \frac{30}{180} = 0,166$ მოლი. ხსნარის ოსმოსური წნევა ვანტ-ჰოფის კანონის თანახმად უდრის $P = RTC = 0,082 \cdot 300 \cdot 0,266 = 4,1$ ატ $\cong 4,1 \cdot 10^4$ პა.

3. პასუხი: 7,737 გრამი.

4. პასუხი: 4,946 გრამი.

№ 9 სავარჯიშოების ამონახსნები

1. განვსაზღვროთ ვანტ-ჰოფის იზოტონური კოეფიციენტის მნიშვნელობა

$$i = \frac{\Delta T}{km} = \frac{0,208}{1,86 \cdot 0,1} = 1,119$$

რადგან ელექტროლიტი ბინარულია, ამიტომ $\alpha = i - 1$, აქედან $\alpha = 1,119 - 1 = 0,119$.

2. ამონიუმის ჰიდროქსიდი სუსტი ელექტროლიტია, ამიტომ განვაყვების კანონს

შეიძლება მივცეთ სახე $K = \alpha^2 C$, საიდანაც $C = \frac{K}{\alpha^2} = \frac{179 \cdot 10^{-5}}{0,02^2} = 0,447$ მოლ/ლ.

3. პირობის თანახმად $\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = 2$, საიდანაც $\alpha_2 = \sqrt{\frac{K}{C_2}} = 2 \sqrt{\frac{K}{C_1}}$ ანუ $\sqrt{\frac{C_1}{C_2}} = 2$,

აქედან $\frac{C_1}{C_2} = 4$, $C_2 = \frac{C_1}{4} = \frac{0,1}{4} = 0,0256$. $\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1}$; $\frac{200}{V_2} = \frac{0,025}{0,1}$.
 $V_2 = 800$ მლ. $V_{H_2O} = 800 - 200 = 600$ მლ.

4. $0,00275 = 2,75 \cdot 10^{-3}$, მაშინ $[H^+] = 0,00275 = 2,75 \cdot 10^{-3}$ $pH = -\lg[H^+] = -(-3) - (0,44) = 3 - 0,44 = 2,56$

5. $\lg[H^+] = -5,7 = (-6) + (+3) = \lg 10^{-6} + \lg 2 = \lg 2 \cdot 10^{-6}$,
 საიდანაც $[H^+] = 2 \cdot 10^{-6}$ მოლ/ლ.

№ 10 სავარჯიშოების ამონახსნები

1. ხსნარში გატარებულ იქნება $3 \cdot 6 = 18$ ამპერ-საათი. სპილენძის ქიმიური ეკვივალენტი უდრის $63,54/2 = 31,77$ გ. ქლორის ქიმიური ეკვივალენტი არის 35,457 გ. გამოლექილი სპილენძის რაოდენობა უდრის

$$g_1 = \frac{18 \cdot 31,77}{26,8} = 21,338 \text{ გ}$$

ხოლო გამოყოფილი ქლორის რაოდენობა უდრის

$$g_2 = \frac{16 \cdot 35,457}{26,8} = 23,81 \text{ გ.}$$

$$2. E = 0,34 - (-0,76) + \frac{0,058}{2} \lg \frac{0,001}{0,1} = 1,1 + 0,029 \lg \frac{1}{100} = 1,1 - 0,029 \cdot 2 = 1,042 \text{ ვოლტი.}$$

3. გიბს-ჰელმჰოლცის განტოლების თანახმად.

$$Q = ZF \left(E - T \frac{dE}{dT} \right)$$

თუ მივიღებთ, რომ $Z=2$, $F=965000$, $E=9,5356$, $T=298$, $\frac{dE}{dT} = 0,000145$
 ვგრაიდ, მივიღებთ $Q = 2 \cdot 96500(9,5356 - 293 \cdot 0,000145) = 9,503 \cdot 10^4$ კჯ/მოლ. =
 = 95,030 კჯ/მოლ.

4. თუ ვმძ $Zn | ZnSO_4 | CuSO_4 | Cu$ 18°-ზე უდრის 1,13, და $\frac{dE}{dT} = -0,00043$,
 მივიღებთ, რომ რეაქციის სითბური ეფექტი უდრის 236,43 კჯ/მოლ.

№ 11 სავარჯიშოების ამონახსნები

1. საწყის პირობებში რეაქციის სიჩქარე აღვნიშნოთ განტოლებით

$$V_1 = K [H_2]^2 [O_2]$$

წვევის 3-ჯერ გადილებით კონცენტრაციები გაიზარდება 3-ჯერ და V_2 გახდება
 ტოლი

$$V_2 = K [3H_2]^2 [3O_2] = 27K [H_2]^2 [O_2].$$

ამრიგად რეაქციის სიჩქარე გაიზარდება 27-ჯერ.

$$2. V_{100^\circ} = V_{10^\circ} \cdot 2^{\frac{100-10}{10}} = V_{10^\circ} \cdot 2^9 = V_{10^\circ} \cdot 512,$$

ე. ი. რეაქციის სიჩქარე 512-ჯერ გაიზარდა.

$$3. \lg \frac{K_2}{K_1} = \frac{125520 \cdot 75}{19,147 \cdot 298 \cdot 73} = 4,42$$

$$\text{აქედან } \frac{K_2}{K_1} = 2,622 \cdot 10^4.$$

№ 12 სავარჯიშოების ამონახსნები

$$1. \tau = \frac{0,693}{K}, \text{ სიღრმაც } K = \frac{0,693}{5,3} = 0,1308 \text{ წელ}^{-1}.$$

2. ელემენტის ატომური მასა გამოითვლება ფორმულით $A = \sum \frac{MiNi}{100}$, სადაც
 M_i არის i -ური იზოტომის მასა, ხოლო N_i — i -ური იზოტომის შემცველობა, %.
 დინარჩენი გათვლების ჩატარება ადვილია.

3. იზოტონები ისეთი ნუკლიდებია, რომლებიც ნეიტრონის ერთნაირ რაოდენო-
 ბას შეიცავენ. მაგალითად: $^{37}_{17}Cl$ და $^{88}_{18}Ar$ ბირთვები 20—20 ნეიტრონს შეიცავენ.

ცხრილი 20

ზოგიერთი ბმის საშუალო ენერგიები კკ/მოლზე 22°C-სთვის

	მარტივი ბმების ენერგია											
	H	C	Si	N	P	O	S	Se	F	Cl	Br	J
H	436	416	323	391	322	467	347	276	566	431	366	299
C		356	301	285	264	336	272	243	485	327	285	213
Si			226	335	—	368	226	—	582	391	310	234
N				160	~200	201	—	—	272	193	—	—
P					209	~340	—	—	420	319	264	184
O						146	—	—	120	205	—	201
S							226	—	328	255	213	—
Se								172	285	243	—	—
F									158	255	238	—
Cl										242	217	209
Br											193	180
J												151

ჯერალტი ბმების ენერგია

$C=C$	598	$C=N$	616	$C=O$	695	$N=N$	418
$C\equiv C$	813	$C\equiv N$	866	$C\equiv O$	1073	$N\equiv N$	946

ზოგიერთი ფიზიკური კონსტანტის მნიშვნელობა

კონსტანტა	აღნიშვნულება	მნიშვნელობა
სინათლის სიჩქარე ვაკუუმში ელემენტარული მუხტო მისის ატომური ერთეული	C e $1 \text{ მეე} = \frac{10^{-3} \text{ კგ} \cdot \text{მოლ}^{-1}}{N_A}$	299792458 (1,2) მს ⁻¹ 1,6021892 (46) · 10 ⁻¹⁹ კლ 1,6605655 (86) · 10 ⁻²⁷ კგ
ავოგადროს რიცხვი	N_A	6,022045 (31) · 10 ²³ მოლ ⁻¹
პროტონის მოსვენებითი მასა	m_p	1,6726485 (86) · 10 ⁻²⁷ კგ 1,007276470 (11) მეე
ნეიტრონის მოსვენებითი მასა	m_n	1,67495 · 10 ⁻²⁷ კგ 1,00866 მეე
ელექტრონის მოსვენებითი მასა	m_e	0,9103534 (47) · 10 ⁻³⁰ კგ 5,4858026 (21) · 10 ⁻⁴ მეე
ფარადის მუდმივა	$F = N_A \cdot e$	9,648456(27) · 10 ⁴ კლ · მოლ ⁻¹
გაზის უნივერსალური მუდმივა	R	8,31441 (26) ჯ/მოლ, კ
პლანკის მუდმივა	h	6,626176 (38) · 10 ⁻³⁴ ჯ
1 მოლი იდეალ. გაზის მოცულობა $T = 273,15 \text{ K}$, $P^{\circ} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ პა}$	$V_m = \frac{RT^{\circ}}{P^{\circ}}$	0,0224383 (70) მ ³ მოლ ⁻¹

წინსართები ჯერადი და წილური ნამრავლებსათვის

წინსართი	სი ვრთე- ულების მამრავლი	აღნიშვნულება		წინსართი	სი ვრთეულე- ბის მამრავლი	აღნიშვნულება	
		ქარ- თული	ლათი- ნური			ქარ- თული	ლათი- ნური
ტერა	10 ¹²	ტ	T	სანტი	10 ⁻²	ს	C
მიგა	10 ⁹	გ	g	მილი	10 ⁻³	მ	m
მეგა	10 ⁶	მგ	M	მიკრო	10 ⁻⁶	მკ	μ
კილო	10 ³	კ	k	ნანო	10 ⁻⁹	ნ	n
ჰექტო	10 ²	ჰ	h	პიკო	10 ⁻¹²	პ	p
დეკა	10	და	d	ფემტო	10 ⁻¹⁵	ფ	f
დეცი	10 ⁻¹	დ	d	ატო	10 ⁻¹⁸	ა	a

1 ლ = 1 დმ³

1 ჯ = 10⁷ ერგ, ე. ი. 1 ერგ = 10⁻⁷ ჯ

თანაფარდობა ენერჯის ხვედახვევ ერთეულებს შორის

გაზოვის ერთეული	ჯოული	ერგი	თერმოკემიური კალორია	საერთაშორისო კალორია	სმ ³ ·ატ	ელექტრონ-ვოლტე	კილოვატ-საათი
ჯოული	1	10 ⁷	2,8900 · 10 ⁻⁸	2,8846 · 10 ⁻⁷	9,86923	6,24192 · 10 ¹⁶	2,7778 · 10 ⁻⁷
ერგი	10 ⁻⁷	1	2,89006 · 10 ⁻⁸	2,8846 · 10 ⁻⁸	9,86923 · 10 ⁻⁷	6,24192 · 10 ¹¹	2,7778 · 10 ⁻¹⁶
კალორია თერმოკემიური	4,18400	4,18400 · 10 ⁷	1	0,99933	4,12929 · 10	2,61162 · 10 ¹⁶	1,16222 · 10 ⁻⁶
კალორია საერთაშორისო	4,18680	4,18650 · 10 ⁷	1,00057	1	4,13208 · 10	2,61337 · 10 ¹⁶	1,16300 · 10 ⁻⁶
სმ ³ ·ატ	1,01925 · 10 ⁻¹	1,01925 · 10 ⁶	2,42173 · 10 ⁻³	2,42011 · 10 ⁻³	1	6,92469 · 10 ¹⁷	2,81458 · 10 ⁻⁹
ლ·ატ	1,01328 · 10 ²	1,01328 · 10 ⁶	2,42180 · 10 ⁻³	2,42018 · 10 ⁻³	1,00009 · 10 ⁷	6,82482 · 10 ²⁰	2,81467 · 10 ⁻⁵
ელექტრონ-ვოლტე	1,60219 · 10 ⁻¹⁹	1,60206 · 10 ⁻¹⁹	3,82904 · 10 ⁻²⁰	3,82645 · 10 ⁻²⁰	1,53112 · 10 ¹⁶	1	4,46019 · 10 ⁻⁴⁶
კილოვატ-საათი	3,6000 · 10 ⁶	3,6000 · 10 ¹³	8,60421 · 10 ⁵	8,5985 · 10 ⁷	3,5292 · 10 ⁷	2,24709 · 10 ²⁵	1

1X6V-96486,7 კმ/ლ.

გამოყენებული ლიტერატურა

- Д. И. Менделеев. Основы химии, М., 1807.
- Б. Н. Некрасов. Основы общей химии, т. 1, 2. М.-Л., 1973.
- Ф. Коттон и Дж. Уилкинсон. Основы общей химии. М., 1979.
- К. Дей и Д. Селби. Теоретическая неорганическая химия. М.-Л., 1976.
- Г. А. Крестов. Теоретические основы неорганической химии. М., 1982.
- Н. С. Ахметов. Общая и неорганическая химия. М., 1981.
- Я. А. Угай. Общая химия, ВШ, М., 1984.
- Н. Л. Глинка. Общая химия. М., 1984.
- Л. Полинг, П. Полинг. Химия. М., 1978.
- У. Слейбо, Г. Персонс. Общая химия. М., 1979.
- Н. Н. Павлов. Неорганическая химия. М., 1978.
- М. Х. Карапетянц и С. И. Дракин. Общая и неорганическая химия. М., 1981.
- Л. А. Николаев. Современная химия. М., 1979.
- Ф. Басоло и Р. Джонсон. Химия координационных соединений. М., 1966.
- Ф. Басоло и Р. Персон. Механизм неорганических реакций. М., 1966.
- Дж. Бейларм, Д. Буш. Химия координационных соединений. Изд. Мир. 1960.
- Г. П. Хомченко и И. К. Цитович. Неорганическая химия. М., 1978.
- М. Н. Гайсинский. Ядерная химия и ее приложения. М., 1961.
- О. С. Зайцев. Химическая термодинамика к курсу общей химии. М., 1973.
- М. Х. Карапетянц. Введение в общую химию. М., 1980.
- А. Смит. Введение в неорганическую химию. М., 1828.
- Л. И. Мартыненко, В. И. Спицын. Методические аспекты курса неорганической химии. МГУ, 1983.
- В. Ф. Барабанов. Геохимия, Л., 1985.
- ი. ვაშაკიძე, ვ. მამასახლისოვი, გ. კილაშვილი. კვანტური მექანიკა. თსუ, 1978.
- დ. გვარამაძე. ზოგადი (არაორგანული) ქიმიის სახელმძღვანელო. «განათლება». 1975.
- მ. კარაპეტიაძე, ს. დრაკინი, ნიუთიერების აღწერა, თსუ. 1977.

- ვ. კოკონაშვილი, ნ. ფირცხალავა. არაორგანული ქიმიის კურსი. ნაწილი I, თსუ, 1968.
- ნ. ფირცხალავა. ზოგადი და არაორგანული ქიმიის შესავალი. თსუ, 1985.
- ვ. კოკონაშვილი. ფიზიკური ქიმია. 1, 2, 3. თსუ., 1972-76.
- გ. ბოკი. კრისტალოქიმია, თსუ, 1967.
- А. М. Голуб, Х. Кёлер, В. В. Скопенко, Х. Болад, Т. П. Лишко, В. М. Самонленко, Г. В. Цинцадзе. Химия псевдогалогенидов. Под. ред. А. М. Голуба, Х. Кёлера, В. В. Скопенко. Киев, издательское объединение «Вышшая школа», 1981.

შინაარსი

ავტორებისაგან

3

პირველი ნაწილი

ატომობაზნული ძირითადი თეორიული საფუძვლები

1. შესავალი	4
1. 1. ქიმიის საგანი და ამოცანები	4
1. 2. ატომურ-მოლეკულური თეორია	23
1. 3. აირადი მდგომარეობის ძირითადი კანონები	36
1. 4. ქიმიის ძირითადი ცნებები და კანონები	55
სავარჯიშოები № 1	73
2. ელემენტარული ცნობები ნივთიერების აღნაგობის შესახებ	
2. 1. ატომის აღნაგობა	73
2. 1. 1. წინასწარი მონაცემები ატომის აღნაგობის შესახებ	75
სავარჯიშოები № 2	96
2. 1. 2. ტალღური მექანიკის ელემენტები	97
2. 1. 3. ატომის აღნაგობის კვანტურ-მექანიკური ახსნა	109
2. 1. 4. დ. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და ატომის აღნაგობა	122
2. 1. 5. პერიოდული სისტემა და მისი კავშირი ატომის აღნაგობასთან	143
სავარჯიშოები № 3	177
2. 2. მოლეკულის აღნაგობა და ქიმიური ბმა	177
2. 2. 1. ქიმიური ბმა და ვალენტურობა	177
2. 2. 2. იონური ბმა	199
2. 2. 3. კოვალენტური ბმის კვანტურ-მექანიკური ახსნა	221
2. 2. 4. მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის ძირითადი დებულებები	248
2. 2. 5. სხვადასხვა სახის ბმები	261
სავარჯიშოები № 4	273
2. 3. ნივთიერებათა თვისებები კონდენსირებულ მდგომარეობაში	273
სავარჯიშოები № 5	308
3. ქიმიური რეაქციების მიმდინარეობის ძირითადი კანონზომიერებები.	
თერმოდინამიკის ელემენტები	309
3. 1. ქიმიური პროცესების ენერგეტიკა	309
სავარჯიშოები № 6	334
3. 2. ქიმიური წონასწორობა	336
სავარჯიშოები № 7	351
3. 3. ხსნარები	351
სავარჯიშოები № 8	380
3. 4. ელექტროლიტების ხსნარები	381
სავარჯიშოები № 9	424
3. 5. მარილთა ჰიდროლიზი	424
3. 6. თანამედროვე შეხედულებები მყაეებსა და ფუძეებზე	431

3. 7. ჟანგვა-აღდგენითი პროცესები	441
3. 8. გალვანური ელემენტები	460
სავარჯიშოები № 10	500
3. 9. რეაქციათა სიჩქარეები და მექანიზმი	501
სავარჯიშოები № 11	527
4. რადიოქიმიის ელემენტები	527
4. 1. ავტობირთვი	528
4. 2. რადიაქტიურობა	534
სავარჯიშოები № 12	546
სავარჯიშოების ამონახსნები	546
ცხრილები	552
გამოყენებული ლიტერატურა	555

რედაქტორი ლ. ბოქორიშვილი
სამხატვრო რედაქტორი ნ. ლათაძი
ტექნორედაქტორი მ. ოსიტაშვილი
კორექტორი ლ. გაგნიძე
გამომშვეები ლ. გაბარაშვილი

ИБ № 3041. Учебное издание для вуза.

გადაეცა წარმოებას 12.05.87; ხელმოწერილია დასაბეჭდად 01.06.88; ქალაქის ზომა 60X90 1/16; საბეჭდო ქალაქი ოფსეტური; გარნიტურა ვენა; ბეჭდვა მაღალი; ნაბეჭდი თაბახი 35 + 0,25 ფორზ.; საღებავგატარება 35,5; სააღრიცხვო-საგამომცემლო თაბახი 31,1 + 0,38 ფორზ.

უე 08447

ტირაჟი 2 000

შეკვ. № 1481

შპსი 1 მან. 20 კპპ.

გამომცემლობა „განათლება“. თბილისი, ორჯონიკიძის ქ. № 50.
Издательство «Ганатлеба». Тбилиси, ул. Орджоникидзе, № 50.

1988

სპი-ს სტამბა, თბილისი, ლენინის ქ. № 77
Типография ГПИ, Тбилиси, ул. Ленина № 77