

ლ. მორჩილაძე, რ. მაჩხოშვილი

ანალიზური ქიმიის  
ლაბორატორიული სახელმძღვანელო

საქართველოს განათლების სამინისტროს მიერ  
დაშვებულია სახელმძღვანელოდ პედაგოგიური  
უნივერსიტეტის სტუდენტებისათვის

თბილისი  
2003

უაპ 54.06(075.8)

მ 859

სახელმძღვანელოში მოცემულია ანალიზური ქიმიის ლაბორატორიული სამუშაოების ჩატარებისათვის საჭირო თეორიული მასალა, მეთოდები, წესები და განკუთვნილია პედაგოგიური უნივერსიტეტის “ქიმია და ბიოლოგია”, “ქიმია და ეკოლოგია”, “ბიოლოგია და ეკოლოგია” სპეციალობათა სტუდენტებისათვის.

რეცენზენტები: ი. შათირიშვილი – ქიმიის მეცნიერებათა დოქტორი, პროფესორი.

შ. ჯაფარიძე – ქიმიის მეცნიერებათა დოქტორი, პროფესორი.

© ლ. მორჩილაძე, რ. მაჩხოშვილი

ISBN 99928-0-639-7

© ს. ს. ორბელიანის სახ. თბილისის სახელმწიფო პედაგოგიური უნივერსიტეტის გამომცემლობა

## წინასიტყვაობა

ლაბორატორიული სახელმძღვანელო განკუთვნილია პედაგოგიური უნივერსიტეტების “ქიმია და ბიოლოგიის”, “ბიოლოგია და ეკოლოგიის” სპეციალობის სტუდენტებისათვის. ის შედგენილია ანალიზური ქიმიის პროგრამასთან შესაბამისობაში, კათიონთა ანალიზის ტუტე-მჟავური სისტემის საფუძველზე. ამ სისტემას აქვს რიგი უპირატესობანი ანალიზის როგორც სულფიდურ, ისე არასულფიდურ (ამიაკურ-ფოსფატური, თიოაცეტამიდური და სხვ.) სისტემებთან შედარებით. კერძოდ, მასში ფართოდ გამოიყენება კათიონთა ტუტე-მჟავური თვისებები, მათი ამფოტერობა, კომპლექსწარმოქმნა, ჰიდროლიზი, რაც თავის მხრივ საშუალებას იძლევა ანალიზის თეორიული საფუძვლები სრულად დაუკავშირდეს ზოგადი და არაორგანული ქიმიის კურსს.

დღეისათვის რიგ უმაღლეს სასწავლებლებში თვისებითი ქიმიური ანალიზი ისწავლება ნახევრადმიკრომეთოდის გამოყენებით. ნახევრადმიკრომეთოდი აჩვენებს სტუდენტებს გულმოდგინე მუშაობას, ამცირებს დროს, რომელიც აუცილებელია ანალიზების ჩასატარებლად. სახელმძღვანელოში შერჩეულია კათიონებისა და ანიონების აღმოსაჩენად მხოლოდ შედარებით უფრო საჭირო და მოხერხებული რეაქციები.

რაოდენობით ანალიზში განხილულია გრავიმეტრიული და ტიტრიმეტრიული მეთოდები. კერძოდ, ტიტრიმეტრიულ ანალიზში წარმოდგენილია ტუტე-მჟავური გატიტრის მეთოდი, კომპლექსონომეტრია, პერმანგანატომეტრია, იოდომეტრია. რადგანაც პედაგოგიური უნივერსიტეტები ამზადებენ ქიმიის მასწავლებლებს საშუალო სკოლებისათვის, ამიტომ ანალიზური ქიმიის უპირველესი ამოცანაა სტუდენტების ცოდნის გამყარება და გაღრმავება ზოგად და არაორგანულ ქიმიაში; ლაბორატორიული მეცადინეობა ანალიზურ ქიმიაში ეხმარება სტუდენტებს გამოიმუშაონ დაკვირვებითი ჩვევები სხვადასხვა აღმომჩენი რეაქციების დროს. გაეცნენ ქიმიურ რეაგენტებს, ჭურჭელს, ხელსაწყო-დანადგარებს.

ქიმიის მასწავლებელი სრულყოფილად უნდა ფლობდეს არაორგანული ნაერთების თვისებითი და რაოდენობითი ანალიზის ჩატარების უნარს.

უღრმეს მადლობას მოვახსენებთ პროფესორ იოსებ შათირიშვილს, პროფესორ შუქრი ჯაფარიძეს ხელნაწერის წაკითხვისა და საქმიანი შენიშვნებისათვის.

ვიმედოვნებთ, რომ მოცემული ლაბორატორიული სახელმძღვანელო ხელს შეუწყობს ზოგადსაგანმანათლებლო სკოლების ქიმიის მასწავლებლების მომზადების მნიშვნელოვან საქმეს.

ავტორები

## I თავი

### ანალიზური ქიმიის საბანი და მეთოდები

ქიმიური ანალიზი წარმოადგენს სახალხო მეურნეობის მრავალი დარგის — ქიმიური, ნავთობგადამამუშავებელი, ფარმაცევტული მრეწველობის, მეტალურგიის, სამთომომპოვებელი ინდუსტრიის, საკვები პროდუქტების ხარისხის და თვით წარმოების კონტროლის მძლავრ საშუალებას. ქიმიური ანალიზის გარეშე წარმოდგენილია გარემოს დაბინძურების კონტროლი, ნიადაგების, სასუქების შედგენილობის განსაზღვრა, სოფლის მეურნეობის პროდუქციის ხარისხის კონტროლი.

ქიმიური ანალიზის მეცნიერული საფუძველია ანალიზური ქიმია, მეცნიერება, რომელიც ბოლო ასწლეულის მანძილზე წარმოადგენდა ქიმიის ერთერთ ძირითად ნაწილს. ანალიზური ქიმია არ არის მხოლოდ უბრალოდ დისციპლინა, რომელიც ცოდნის დაგროვებას და სისტემატიზირებას ახდენს; მას უდიდესი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს საზოგადოების განვითარებისათვის. შემთხვევითი არაა, რომ ქიმიური ანალიზის ბევრი მეთოდის შექმნისათვის არა ერთ მეცნიერსა და ინჟინერს მინიჭებული აქვს ნობელის პრემია.

სტრუქტურულად მეცნიერების ეს დარგი გაყოფილია ორ ძირითად შემადგენლად: თვისებითი ანალიზი და რაოდენობითი ანალიზი. თვისებითი ანალიზი ადგენს თუ რა კომპონენტებისაგან შედგება საანალიზო ობიექტი, ხოლო რაოდენობითი ანალიზი იძლევა სრულყოფილ ინფორმაციას ყველა ან ცალკეული კომპონენტის რაოდენობის შესახებ.

ანალიზის სახეების კლასიფიკაცია დაფუძნებულია აღმოსაჩენი ან განსაზღვრელი ნაწილაკების ბუნებაზე. ასეთებია იზოტოპური, ელემენტური, ჯგუფურ-სტრუქტურული, მოლეკულური, ფაზური ანალიზები.

ელემენტური ანალიზი გულისხმობს საანალიზო ობიექტის ქიმიური შედგენილობის განსაზღვრას. მოლეკულური ანალიზი იძლევა პასუხს საანალიზო ობიექტის მოლეკულური შედგენილობის აღმოჩენასა და რაოდენობის განსაზღვრაზე. მაგალითად, ჰაერის შემადგენელი კომპონენტების (აზოტი, ჟანგბადი, ნახშირბადის დიოქსიდი, ოზონი და ა.შ) განსაზღვრა.

ჯგუფურ-სტრუქტურული ანალიზი გამოიყენება საკვლევ ობიექტში ფუნქციონალური ჯგუფების აღმოსაჩენად და განსასაზღვრად. მაგალითად, კარბოქსილის, ჰიდროქსიდის, ამინო-ჯგუფების და ა.შ. განსაზღვრა.

თვისებით და რაოდენობით ანალიზებს ატარებენ სხვადასხვა, კერძოდ, ქიმიური, ფიზიკური და ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდების გამოყენებით. იმის მიხედვით თუ საანალიზო ობიექტში რისი აღმოჩენა ან განსაზღვრაა საჭირო გამოიყენება ანალიზის ესა თუ ის მეთოდი. ხშირად საჭიროა საანალიზო ობიექტის (ქიმიური ელემენტი, იონი) გადაყვანა სხვა, ახალ ნერთში, რომელსაც ახასიათებს თვისებითი რეაქციები. ამ დროს მიმდინარე ქიმიური გარდაქმნა ცნობილია ანალიზური რეაქციის სახელწოდებით, ხოლო ამ რეაქციის გამომწვევი ნივთიერება—ქიმიური რეაქტივის ან რეაგენტის სახელწოდებით.

იმის მიხედვით თუ რა რაოდენობის ნივთიერებას იღებენ საანალიზოდ ანსხვაევენ მაკრო-, მიკრო- და ნახევრადმიკრო მეთოდებს.

მაკრომეთოდის დროს საანალიზოდ იღებენ 0,5-1 გ მყარ ნივთიერებას ან 20-30 მლ ხსნარს.

მიკრომეთოდის შემთხვევაში საანალიზოდ იღებენ მყარი ნივთიერების რამდენიმე მგ-ს ან ხსნარის 1 მლ-ის რამდენიმე ათეულ წილს.

ნახევრადმიკრომეთოდის პირობებში საანალიზო მყარი ობიექტის 10-30 მგ ან ხსნარის 1-1,5 მლ იღებენ. აღნიშნულ მეთოდს მაკრო მეთოდთან შედარებით აქვს რიგი უპირატესობა. კერძოდ, საანალიზო ნივთიერება გამოიყენება საკმაოდ მცირე რაოდენობით; გაფილტვრა შეცვლილია ცენტრიფუგირებით და სპეციფიური რეაგენტებით ჩქარდება ანალიზის მსვლელობა; ეს კი თავის მხრივ ამცირებს ლაბორატორიაში ჯანმრთელობისათვის მავნე აირების გამოყოფას და ჰაერის გაჭუჭყიანებას.

ანალიზური რეაქციების ჩატარების ხერხები. რეაქცია შეიძლება ჩატარდეს „მშრალი“ და „სველი“ გზით. რეაქცია, რომელიც სრულდება სველი გზით, მიმდინარეობს ნივთიერებათა შორის ხსნარებში, კერძოდ იონებს შორის, ამიტომ ფაქტიურად აღმოაჩენენ არა ელემენტებს, არამედ მათ მიერ წარმოქმნილ იონებს.

თვისებით ანალიზში რეაქციები „მშრალი“ გზით გამოიყენება

როგორც დამხმარე საშუალება, კერძოდ, ნივთიერება გამოიცნობა მისი უნარის მიხედვით: ალის შეფერილობით, აქროლადობით, ღნობით და ა.შ.

ანალიზური რეაქციების ჩატარების დროს უნდა გაითვალისწინონ შემდეგი თვისებები: მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაცია, სარეაქციო არე და ტემპერატურა. სხვადასხვა ანალიზური რეაქციების ჩასატარებლად აუცილებელია, რომ რეაქცია იყოს სპეციფიური და მგრძობიარე. რეაქცია მით უფრო სპეციფიურია რაც უფრო ნაკლები იონთა რიცხვი უპასუხებს მას; ხოლო მით უფრო მგრძობიარეა, რაც უფრო ნაკლები ნივთიერების რაოდენობა იქნება აღმოჩენილი მოცემულ პირობებში.

ცენტრიფუგირება. ნალექი რომ დავაშოროთ ხსნარს ანალიზში იყენებენ ცენტრიფუგას. ცენტრიფუგირება დამყარებულია ნალექის ნაწილაკების სწრაფ დაღეკვაზე ჭურჭლის ფსკერზე ცენტრიდანული ძალით. ნალექის თავზე ჭურჭელში თავსდება გამჭვირვალე ხსნარი. ზედა ფენა იწოდება ცენტრიფუგატად. ცენტრიფუგა არის მექანიკური (ხელის) და ელექტრული. ნახევრადმიკროანალიზში შეიძლება გამოყენებული იქნას ორივე.

მიკროკრისტალოსკოპური რეაქცია. ნახევრადმიკრო ანალიზის პრაქტიკაში დიდი მნიშვნელობა ენიჭება მიკროკრისტალოსკოპურ რეაქციებს. იგი დაფუძნებულია ქიმიური ნაერთის წარმოქმნაზე, რომელსაც გააჩნია დამახასიათებელი ფორმა, ფერი და სინათლის გარდატეხის უნარი. ცდა შეიძლება ჩატარდეს სასაგნე მინაზე. ამისთვის სუფთა მინაზე კაპილარული პიპეტით ათავსებენ საანალიზო ხსნარის 1-2 წვეთს და იქვე გვერდით აწვეთებენ რეაქტივის 2 წვეთს. მათ ფრთხილად, არევის გარეშე მინის წკირით შეაერთებენ.

შემდეგ მინას ათავსებენ მიკროსკოპის სასაგნე მაგიდაზე და ათვალთვინებენ ნალექს, რომელიც წარმოიქმნა შეერთებული წვეთების ადგილზე.

მიკროკრისტალოსკოპური რეაქციების გამოყენება განსაკუთრებით ხელსაყრელია ანალიზის წილადურ მეთოდში.

## II ტაჰი

### კატიონთა ანალიზი ტუტე-მჟავური მეთოდით

ტუტე-მჟავური კლასიფიკაციით კატიონები იყოფა ჯგუფებად მათი დამოკიდებულებით გოგირდმჟავას, მარილმჟავას, ტუტეებისა და ამიაკის ხსნარის მიმართ (ცხრილი 1).

პირველ ჯგუფში შედის შემდეგი კატიონები:  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ , რომლებიც არ ილექება მინერალური მჟავებით და ტუტეებით, ე.ი. მათ არ გააჩნიათ ჯგუფური რეაგენტი.

მეორე ჯგუფის კატიონები  $\text{Ag}^+$ ,  $[\text{Hg}_2]^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  ილექება მარილმჟავით.

მესამე ჯგუფში შედიან  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  კატიონები, რომლებიც ილექება გოგირდმჟავით.

მეოთხე ჯგუფში გაერთიანებულია  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{4+}$ ,  $\text{As}^{3+}$ ,  $\text{As}^{5+}$  კატიონები, რომლებიც არ ილექება ჭარბი ტუტის დამატებით.

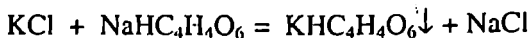
მეხუთე ჯგუფის კატიონები  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Sb}^{3+}$ ,  $\text{Sb}^{5+}$  ილექება ტუტის ხსნარით.

მექვსე ჯგუფის კატიონები  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  წარმოქმნიან ჰიდროქსიდებს, რომლებიც იხსნებიან 25%-იანი ამიაკის ჭარბ ხსნარში (ამიაკატები განსაკუთრებით ადვილად მიიღებიან ამონიუმის ქლორიდის თანაობისას; მაგალითად, კობალტის შემთხვევაში).

### 2.1 $\text{K}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{NH}_4^+$ კატიონთა პირველი ანალიზური ჯგუფი

#### რეაქციები $\text{K}^+$ იონზე

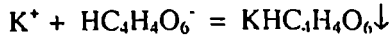
ნატრიუმის ჰიდროტარტრეტი კალიუმის მარილების წყალხსნარებთან წარმოქმნის თეთრი ფერის კრისტალურ ნალექს:





## კათიონების დაყოფა ჯგუფებად ტუტე-მეფეური კლასიფიკაციით

ჯგუფი	კათიონი	ჯგუფური რეაგენტი	მიღებული ნერთი	ჯგუფური დახასიათება
1	$K^+, Na^+, NH_4^+$	არა აქვს	—	ქლორიდები, სულფატები და ჰიდროქსიდები წყალში ხსნადია
2	$Ag^+, Pb^{2+}, [Hg_2]^{2+}$	2N HCl	$AgCl, PbCl_2, Hg_2Cl_2$	ქლორიდები წყალში უხსნადია
3	$Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}$	2N $H_2SO_4$	$BaSO_4, SrSO_4, CaSO_4$	სულფატები წყალსა და მეფეებში უხსნადი (ან ცუდად ხსნადი) არიან
4	$Zn^{2+}, Al^{3+}, Cr^{3+}, Sn^{2+}, Sn^{4+}, As^{3+}, As^{5+}$	ჭარბი 4N NaOH ან KOH ხსნარი	$ZnO_2^{2-}, AlO_2^-$ $CrO_2^-, SnO_2^{2-}, SnO_3^{2-}$ $AsO_3^{3-}, AsO_4^{3-}$	ჰიდროქსიდები ჭარბ ტუტეებში ხსნადია
5	$Mg^{2+}, Mn^{2+}, Bi^{3+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Sb^{3+}, Sb^{5+}$	ჭარბი 25%-იანი ამიაკის ხსნარი	$Mg(OH)_2, Mn(OH)_2,$ $Bi(OH)_3,$ $Fe(OH)_2, Fe(OH)_3,$ $Sb(OH)_3, H_3SbO_4$	ჰიდროქსიდები ჭარბ ტუტეებში უხსნადია
6	$Cu^{2+}, Hg^{2+}, Cd^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}$	ჭარბი 25%-იანი ამიაკის ხსნარი	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ $[Hg(NH_3)_4]^{2+}$ $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$	ამიაკატები ჭარბი ამიაკის ხსნარში იხსნებიან

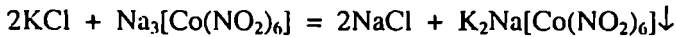


ცდა 1. კონუსურ სინჯარაში ჩაასხით 4-5 წვეთი კალიუმის მარილის ხსნარი (KCl ან KNO<sub>3</sub>) და დაუმატეთ იგივე რაოდენობის ნატრიუმის ჰიდროტარტრატის ხსნარი. სინჯარაში ნარევს მინის წკირით მოურიეთ. დაილექება თეთრი, კრისტალური ნალექი.

ა) დააკვირდით ნალექზე მჟავას და ტუტის მოქმედებას, ამისათვის ამღვრიეთ, გაყავით სამ სინჯარაში. პირველს დაამატეთ 1-2 წვეთი ძლიერი ტუტე, მეორეს-ძლიერი მჟავა. ორივე შემთხვევაში ნალექი გაიხსნება.

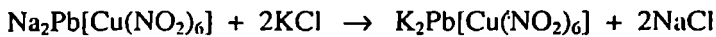
ბ) მესამე სინჯარაში ჩააწვეთეთ 2 წვეთი გამოხდილი წყალი, მოურიეთ მინის წკირით, გააცხელეთ წყლის აბაზანაზე, ნალექი გაიხსნება. ნალექი გაიხსნება ცივი წყლის დამატების შემთხვევაშიც. ეს რეაქცია ითვლება ნაკლებად მგრძნობიარე რეაქციად (ზღვრული განზავება 1:1000).

ნატრიუმის ჰექსანიტროკობალტიანი Na<sub>3</sub>[Co(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>] კალიუმის იონთან წარმოქმნის ყვითელი ფერის კობალტის კომპლექსურ ნაერთს:



ცდა 2. კალიუმის მარილის ხსნარის ერთ წვეთს დაუმატეთ 1-2 წვეთი ნატრიუმის კობალტნიტრატის ხსნარი. წარმოიქმნება ღია ყვითელი ფერის ნალექი, რომელიც კარგად იხსნება ძლიერ მჟავებში. ტუტე არეში რეაქტივი დაიშლება, წარმოიქმნება მუქი, მურა ფერის ნალექი Co(OH)<sub>3</sub>. რეაქცია პირველთან შედარებით უფრო მგრძნობიარეა (ზღვრული განზავება 1:13000).

მიკროკრისტალოსკოპური რეაქცია. ტყვია ნატრიუმის კუპრონიტრიტი K<sup>+</sup> იონთან წარმოქმნის ყავისფერ, კუბური ფორმის კრისტალებს- K<sub>2</sub>Pb[Cu(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>]



ცდა 3. სასაგნე მინაზე მოათავსეთ კალიუმის მარილის ხსნარის წვეთი და ააორთქლეთ გამოშრობამდე სპირტქურაზე, როდესაც მარილი გაცივდება, დააბუშავეთ Na<sub>2</sub>Pb[Cu(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>] რეაქტივით. წარმოიქმნება კუბური ფორმის შავი ან მუქი ყავისფერი კრისტალები (1:6600).

### ცდის ჩატარების პირობები:

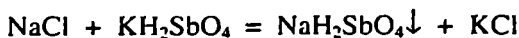
1. რეაქცია უნდა ჩატარდეს, როდესაც  $\text{pH}=6-7$ .
2. ამ რეაქციის ჩატარებას ხელს უშლის  $\text{NH}_4^+$  იონი, რადგანაც ისეთივე შავი ფერის კრისტალებს წარმოქმნის როგორსაც  $\text{K}^+$  იონი.

### აღის შეფერვა

ცდა 4. გავარეარებული პლატინის მავთულით შეეხეთ კალიუმის მარილის კრისტალს, მავთულზე მიმაგრებული მარილის მარცვლები შეიტანეთ სპირტქურის ალში. მკრთალი-იისფერი აღის შეფერილობა დამახასიათებელია კალიუმის მარილებისათვის.

### რეაქციები $\text{Na}^+$ იონზე

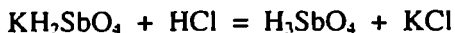
კალიუმის დიჰიდროანთიმონატი  $\text{Na}^+$  იონთან წარმოქმნის ნატრიუმის დიჰიდროანთიმონატის თეთრი ფერის კრისტალურ ნალექს.



ცდა 1. აიღეთ 5-6 წვეთი ნატრიუმის რომელიმე მარილის ხსნარი, დაამატეთ იმავე რაოდენობის  $\text{KH}_2\text{SbO}_4$ , კარგად ჩაწმინდეთ სინჯარის კედლები მინის წკირით. გამოიყოფა თეთრი კრისტალური ნალექი  $\text{NaH}_2\text{SbO}_4$ .

### ცდის ჩატარების პირობები:

1. ნატრიუმის მარილის ხსნარი საკმაოდ კონცენტრირებული უნდა იყოს, ამიტომ განზავებულ ხსნარებს აორთქლებენ.
2. სარეაქციო არე უნდა იყოს ნეიტრალური ან სუსტი ტუტე. მჟავა არეში კალიუმის დიჰიდროანთიმონატი იშლება, წარმოიქმნება თეთრი ამორფული ნალექი მეტასტიბიუმის მჟავა  $\text{HSbO}_3$ :



ამიტომ, ამორფული, თეთრი ნალექის წარმოქმნა ჯერ კიდევ არ

ნიშნავს, რომ ხსნარში არის  $\text{Na}^+$  იონი.

3. რეაქცია უნდა ჩატარდეს ცივ მდგომარეობაში.

4. აღმოჩენის მინიმუმი ტოლია 0,3 მგ.

მიკროკრისტალოსკოპური რეაქცია

ცდა 2. სასაგნე მინაზე მოათავსეთ ნატრიუმის მარილის ხსნარის წვეთი. ფოტოზილად ააორთქლეთ სპირტქურის ალზე გამოშრობამდე. გაციების შემდეგ დაამუშავეთ ურანილაცეტატის ხსნარის 1 წვეთით –  $\text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2$ . დააკვირდით მიკროსკოპის ქვეშ ტეტრაედრული ან ოქტაედრული ფორმის ნატრიუმურანილაცეტატის კრისტალებს –  $\text{NaCH}_3\text{COO} \cdot \text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2$ .

ალის შეფერვა

ცდა 3. გაასუფთავეთ პლატინის მავთული სპირტით, დაასველეთ საკვლევი ხსნარით და შეიტანეთ სპირტქურის ალში.  $\text{Na}^+$  არსებობის შემთხვევაში ალი შეიფერება ინტენსიურ-ყვითლად.

რეაქციები  $\text{NH}_4^+$  იონზე

ტუტები ამონიუმის მარილებს შლიან. რის შედეგადაც გამოიყოფა აირადი ამიაკი:



ცდა 1. საათის მინაზე მოათავსეთ 2-3 წვეთი ამონიუმის მარილი, 3-4 წვეთი ტუტის ხსნარი და ოდნავ შეათბეთ. მიაქციეთ ყურადღება გამოყოფილ აირის სუნს. ამიაკის აღმოჩენა შესაძლებელია სველი წითელი ლაკმუსის ქაღალდით.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია უნდა ჩატარდეს როდესაც  $\text{pH} > 9$ .

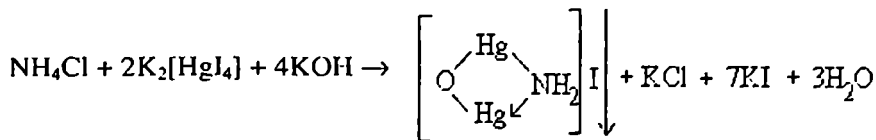
2. ხსნარი აუცილებლად უნდა გაცხელდეს.

3. სველი ინდიკატორის ქაღალდი ისე უნდა დაიჭიროთ, რომ არ შეეხოს სინჯარის კედლებს და შიგთავსს.

4. ლაკმუსის ქაღალდის უქონლობის შემთხვევაში გამოიყენება ფენოლფტალეინის ქაღალდი, რომელიც  $\text{NH}_4^+$  იონის არსებობის

შემთხვევაში წითლად შეიფერება.

ნესლერის რეაქტივი (ვერცხლისწყლის კომპლექსური ნაერთის და კალიუმის ტუტის ნარევი  $-K_2[HgI_4]$  და  $KOH$ ) ამონიუმის იონთან წარმოქმნის მურა წითელი ფერის ნალექს:



ცდა 2. სასაგნე მინაზე ამონიუმის მარილის განზავებული ხსნარის 1 წვეთს დაუმატეთ 1-2 წვეთი ნესლერის რეაქტივი; წარმოიქმნება ნალექი.

რეაქცია ძალიან მგრძობიარეა.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. ცდის ჩატარების დროს აუცილებელია ნესლერის რეაქტივი აიღოთ სიჭარბით, რადგან გამოყოფილი ნალექი ამონიუმის მარილებში ხსნადია.

2.  $NH_4^+$  აღმოჩენას ხელს უშლიან იონები:  $Fe^{3+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$  და სხვ.

3. ამ იონების თანაობისას სინჯს უმატებენ 50%-იანი კალიუმის ტარტრატის  $KNaC_4H_4O_6$  ხსნარს, რომელიც აღნიშნული იონების უმრავლესობასთან იძლევა კომპლექსურ ნაერთებს.

პირველი ჯგუფის კათიონთა ნარევის ანალიზის  
სისტემატური მსვლელობა

$NH_4^+$  იონის აღმოჩენა შეიძლება  $K^+$  და  $Na^+$  იონების თანაობისას, ნესლერის რეაქტივით ან ნატრიუმის ტუტით.

$Na^+$  იონის აღმოჩენა შეიძლება კალიუმის დიჰიდროანსიმონატით  $KH_2SbO_4$ ,  $K^+$  და  $NH_4^+$  იონების თანაობისას.

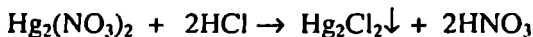
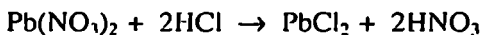
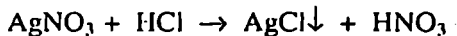
მაშასადამე,  $NH_4^+$  და  $Na^+$  აღმოჩენა შესაძლებელია საანალიზო ხსნარის ცალკეულ სინჯში  $K^+$  ხსნარში არსებობის შემთხვევაშიც.

$K^+$  აღმოჩენას ხელს უშლის ამონიუმის იონი. ამიტომ საკვლევე

ხსნარში  $K^+$  იონის აღმოჩენამდე თუ აღმოჩნდება  $NH_4^+$  იონი, აუცილებელია მისი ხსნარიდან დაცილება. ამისათვის საჭიროა საკვლევი ხსნარის 15-20 წვეთი მოათავსოთ ტიგელში ან ფაიფურის ჯამში და ააორთქლოთ გამოშრობამდე. ტიგელში ნარჩენი გაახურეთ იქამდე, სანამ მთლიანად არ შეწყდება თეთრი “კვამლის” გამოყოფა. გააცივებთ ტიგელის შიგთავსი და შემდეგ დაამუშავეთ 8-10 წვეთი დისტილირებული წყლით, კარგად აურიეთ, შეამოწმეთ ამონიუმის მარილის სრული დაცილება. როდესაც მიიღებთ უარყოფით რეაქციას ნესლეერის რეაქტივზე, შეგიძლიათ ჩაატაროთ ცდა  $K^+$  აღმოსაჩენად.

## 2.2. $Ag^+$ , $Pb^{2+}$ , $[Hg_2]^{2+}$ კატიონთა მემორე ანალიზური ჯგუფი

იონები  $Ag^+$ ,  $Pb^{2+}$ ,  $[Hg_2]^{2+}$  მარილმუქავასთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნიან ნალექს:

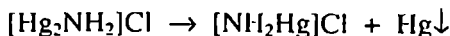
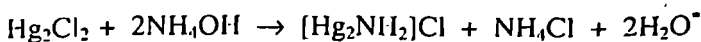


მაშასადამე, მეორე ჯგუფის იონები შეიძლება გამოიყოს მარილმუქავით ყველა ანალიზური ჯგუფის იონთა ნარევიდან. აღნიშნულ მეტალთა ქლორიდების ხსნადობა სხვადასხვაა:  $PbCl_2$ - $20^\circ C$ -ზე 11,0 გ/ლ.  $AgCl$ - $1,8 \cdot 10^{-3}$  გ/ლ;  $Hg_2Cl_2$ - $2,0 \cdot 10^{-4}$  გ/ლ.

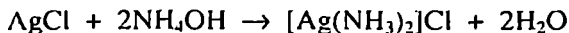
ტყვიის ქლორიდის ხსნადობა  $100^\circ C$  ტემპერატურაზე სამჯერ იზრდება, მაშინ როდესაც ვერცხლის და ვერცხლისწყლის ქლორიდების ხსნადობა პრაქტიკულად იგივე რჩება. ამ თვისებას იყენებენ  $Pb^{2+}$  დასაცილებლად  $[Hg_2]^{2+}$  და  $Ag^+$  იონებისაგან.

ვერცხლისწყლის ქლორიდი ამიაკის წყალხსნართან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის დიმერკურამონიუმს, რომელიც არამდგრადია და იშლება მცირეხსნად მერკურამონიუმად და მეტალურ ვერცხლის-

წყლად, რომელიც ნალექს შავად ფერავს.

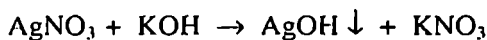


ამ რეაქციით შესაძლებელია  $[\text{Hg}_2]^{2+}$  იონი დავაცილოთ  $\text{Ag}^+$  იონს. ვერცხლის ქლორიდი კარგად იხსნება ამიაკის წყალხსნარში და მიიღება კომპლექსური ნაერთი

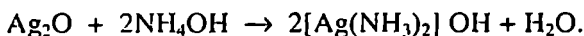


რეაქციები  $\text{Ag}^+$  იონზე

ტუტეები ვერცხლის იონთან წარმოქმნიან შავი ფერის ნალექს  $\text{Ag}_2\text{O}$ -ს:

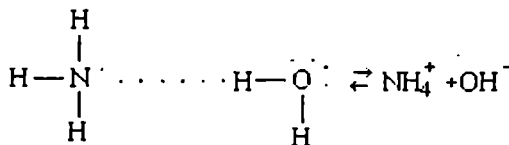


ვერცხლის ოქსიდი იხსნება ამიაკის წყალხსნარში:

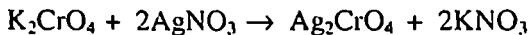


კალიუმის ქრომატი  $\text{K}_2\text{CrO}_4$   $\text{Ag}^+$  იონთან იძლევა აგურისფერ-წითელი ფერის ნალექს  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ , რომელიც იხსნება აზოტმჟავაში და ამიაკის წყალხსნარში:

\* იონური ნაერთი  $\text{NH}_4\text{OH}$  ამონიუმის ჰიდროქსიდი-პრაქტიკულად არ არსებობს. ხსნარში მიმდინარეობს იონიზაცია შემდეგი სქემის მიხედვით:



$\text{OH}^-$  -ის არსებობა ხსნარს აძლევს ტუტე არეს. ქიმიური ტოლობის მარტივად დაწერის გამო ვწერთ  $\text{NH}_4\text{OH}$ , უნდა იყოს  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .



ცდა. სინჯარაში მოათავსეთ ვერცხლის ნიტრატის 2-3 წვეთი. დაუმატეთ 3-4 წვეთი დისტილირებული წყალი და 1-2 წვეთი კალიუმის ქრომატი. მიაქციეთ ყურადღება ნალექის ფერს და შეამოწმეთ მისი ხსნადობა.

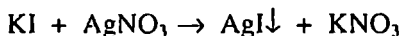
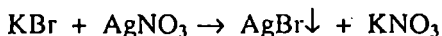
ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია უნდა ჩატარდეს, როცა  $pH=6,5-7,5$ .

2. ძლიერმჟავა და ამიაკურ არეში ნალექი არ წარმოიქმნება.

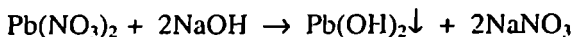
3.  $Pb^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$  და სხვ. იონები, რომლებიც  $CrO_4^{2-}$  იონთან წარმოქმნიან ნალექს, ხელს უშლიან რეაქციის ჩატარებას.

კალიუმის იოდინი და ბრომიდი  $Ag^+$  იონთან წარმოქმნის ღია ყვითელი ფერის ვერცხლის ბრომიდის  $AgBr$  და ყვითელი ფერის ვერცხლის იოდიდის  $AgI$  ნალექს:

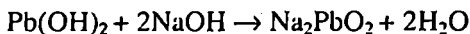


რეაქციები  $Pb^{2+}$  იონზე

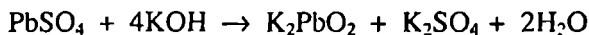
ტუტები  $KOH$  და  $NaOH$  ტყვიის იონთან წარმოქმნიან თეთრი ფერის ნალექს  $Pb(OH)_2$ , რომელიც კარგად იხსნება როგორც მჟავაში, ისე ტუტის კონცენტრირებულ ხსნარში:



ჭარბი ტუტის მოქმედებით წარმოიქმნება ნატრიუმის პლუმბიტი:



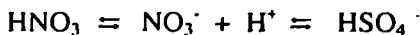
გოგირდმჟავა და სულფატები ლექავს  $Pb^{2+}$  იონს, გამოიყოფა თეთრი ნალექი -  $PbSO_4$ . ტყვიის სულფატის გაცხელებით ტუტის ხსნართან წარმოიქმნება პლუმბიტი:



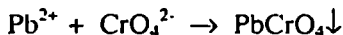
აზოტმჟავა და მარილმჟავა ზრდის ტყვიის სულფატის ხსნადობას, რადგანაც  $H^+$  იონი უკავშირდება  $SO_4^{2-}$  იონს და წარმოქმნის  $HSO_4^-$



ანიონს:

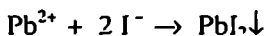


კალიუმის ქრომატი  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  წარმოქმნის ყვითელი ფერის მკირელებსნად ტყვიის ქრომატს:



$\text{PbCrO}_4$  ნალექი იხსნება ტუტეებში, არ იხსნება ძმარმჟეაჟში.

$\text{I}^-$  იონი ტყვიის იონთან წარმოქმნის ყვითელი ფერის ნალექს:



ცდა 1. აიღეთ ნალექის ნაწილი, დაამატეთ რამდენიმე წვეთი წყალი და 2N ძმარმჟეას ხსნარი და გააცხელეთ. ნალექი გაიხსნება, მაგრამ გაციეების შემდეგ კვლავ წარმოიქმნება ძმარწყინავი ოქროსფერი კრისტალები.

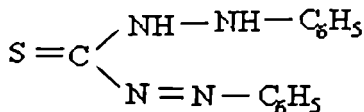
ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქციის ჩასატარებლად  $\text{pH} \approx 3-5$ ;

2. კალიუმის იოდიდის ნაჭარბში ნალექი  $\text{PbI}_2$  იხსნება და წარმოიქმნება კომპლექსური ნაერთი  $\text{K}_2[\text{PbI}_4]$ .

3. ამ რეაქციის საშუალებით შესაძლებელია  $\text{Pb}^{2+}$  აღმოჩენა სხვა ანალიზური ჯგუფის იონების თანაობისას.

დიფენილთიოკარბაზონი, ანუ დითიზონი



ტყვიის მარილებთან წარმოქმნის შიდაკომპლექსურ ნაერთებს, რომლებიც შეფერილია აგურისფერ-წითლად. რეაქცია მგრძნობიარეა.

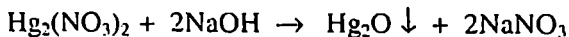
ზღვრული განზაეებაა 1:1250000.

ცდა 2. ჩაატარეთ რეაქცია  $\text{Pb}^{2+}$  იონზე. აიღეთ ოთხი სინჯარა და თითოეულში ჩაასხით 3-4 წვეთი ტყვიის ნიტრატის ხსნარი და 2-3

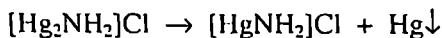
წვეთი შესაბამისი რეაგენტი და მოურიეთ. დააკვირდით წარმოქმნილი ნალექის თვისებას და ფერს. შეამოწმეთ მათი ხსნადობა წყალში და მინერალურ მჟავებში. დაადგინეთ რეაქციის მიმდინარეობის ოპტი-  
მალური პირობები.

რეაქციები  $[Hg_2]^{2+}$  იონზე

ტუტეები  $[Hg_2]^{2+}$  წარმოქმნიან შავი ფერის ნალექს  $Hg_2O$ :



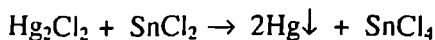
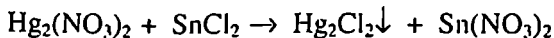
ამიაკის წყალხსნარი  $[Hg_2]^{2+}$  ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის დიმერკურამონიუმის ქლორიდს, რომელიც არამდგრადია და იშლება:



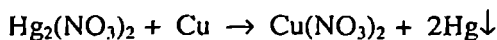
კალიუმის ქრომატი  $[Hg_2]^{2+}$  იონთან წარმოქმნის წითელი ფერის ნალექს  $Hg_2CrO_4$ , რომელიც არ იხსნება ტუტეებში და განზავებულ აზოტმჟავაში.

$[Hg_2]^{2+}$  იონის აღდგენა მეტალურ ვერცხლისწყლამდე.

$[Hg_2]^{2+}$  მარილის ხსნარის 1 წვეთზე ვიმოქმედოთ ახლად-  
მოზადებული კალას ქლორიდის- $SnCl_2$  2-3 წვეთით. წარმოიქმნება თეთრი ფერის ნალექი, რომელიც დაყოვნებით შავდება  $[Hg_2]^{2+}$  იონის აღდგენის გამო მეტალურ ვერცხლისწყლამდე.

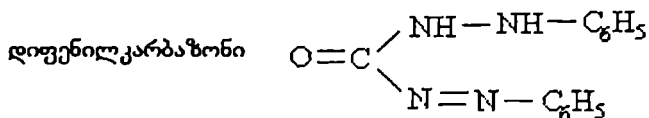


ცდა 1. სპილენძის ფირფიტაზე მოათავსეთ  $Hg$  (I) მარილის ერთი წვეთი და დააყოვნეთ. რამდენიმე წუთის შემდეგ ფირფიტაზე წარმოიქმ-  
ნება მუქი ნაცრისფერი ლაქა – მეტალური ვერცხლისწყალი. ფირფიტა ჩარეცხეთ წყლით და ლაქა გაწმინდეთ ფილტრის ქაღალდით, ის გახდება მბრწყინავი:



ცდის ჩატარების პირობები:

1. სპილენძის ფირფიტა წინასწარ კარგად უნდა გაიწმინდოს.
2. ძლიერი მჟანგავები ხელს უშლიან რეაქციის ჩატარებას.
3. ამ რეაქციაში აღდგენილი ვერცხლისწყლის იონები აუცილებლად უნდა მოაშოროთ ფირფიტას.



$[\text{Hg}_2]^{2+}$  იონთან გვაძლევს იისფერ ან ლურჯი ფერის ნაერთს.

ცდა 2. სასაგნე მინაზე მოათავსეთ საკვლევი ხსნარის 1 წვეთი, დაამატეთ 2% აზოტმჟაეას ხსნარის 1 წვეთი და დიფენილკარბაზონის 1-2 წვეთი. თუ ხსნარში არის  $[\text{Hg}_2]^{2+}$ , მაშინ წვეთი შეიფერება ლურჯად ან იისფრად. ასეთ შეფერილობას იძლევა  $\text{Hg}(\text{II})$  და  $\text{CrO}_4^{2-}$  იონები.

ცდის ჩატარების პირობები:

1.  $\text{Hg}^{2+}$  და  $\text{CrO}_4^{2-}$  იონები წინასწარ უნდა დაცილდეს.
2. ნეიტრალურ და ძმარმჟაეა არეში  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  იონები ასევე იძლევიან შეფერილ ნაერთებს.

### მეორე ჯგუფის კათიონთა ნარევის ანალიზის სისტემატური მსვლელობა

პრაქტიკულად არ არსებობს ისეთი რეაქტივი, რომლის საშუალებითაც შეიძლება აღმოაჩინონ მეორე ჯგუფის კათიონებიდან რომელიმე, სხვა კათიონების თანაობისას, ამიტომ აუცილებელია გამოიყენებულ იქნას ანალიზის სისტემატური მსვლელობა. ე. ი. გამოიყოს თითოეული კათიონი მოცემული ნარევიდან და შემდეგ აღმოჩნდეს.

კონუსურ კოლბაში მოათავსეთ 20-30 წვეთი საანალიზო ხსნარი და მოურიეთ. დაამატეთ 2N HCl ხსნარი. 1-2 წუთის შემდეგ ნალექი დააცენტრიფუგირეთ და გარეცხეთ ცივი წყლით, რომელიც შეიცავს

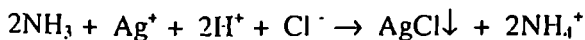
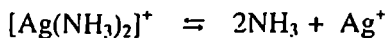
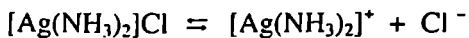
რამდენიმე წვეთ 2N HCl. ცენტრიფუგატი და ჩარეცხილი წყალი არ გამოიყენება. ნალექი დაამუშავეთ 2-3-ჯერ ცხელი წყლით და დააცენტრიფუგირეთ. ცენტრიფუგირების შემდეგ ტყვიის ქლორიდი  $PbCl_2$  გადადის ხსნარში. ხოლო ვერცხლისწყლის(1) ქლორიდი და ვერცხლის ქლორიდი დარჩება ნალექში.

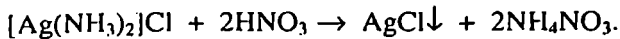
ცენტრიფუგატში აღმოაჩენენ  $Pb^{2+}$  იონს, ხოლო ნალექში  $Ag^+$  და  $[Hg_2]^{2+}$  იონებს.

$Pb^{2+}$  იონის აღმოჩენა. ცენტრიფუგატის 3-5 წვეთს დაამატეთ იმდენივე კალიუმის იოდიდის ხსნარი, წარმოიქმნება ტყვიის იოდიდის  $PbI_2$  ყვითელი ნალექი, რომელიც გაცხელებისას იხსნება, ხოლო გაცივების შემდეგ კვლავ დაილექება ოქროსფერ-მოყვითალო კრისტალების სახით.

$[Hg_2]^{2+}$  იონის აღმოჩენა. დარჩენილ ნალექს სინჯარაში (ან ფილტრის ქალაღზე) დააწვეთეთ 5-7 წვეთი ამიაკის ხსნარი და მოურიეთ. თუ არის  $[Hg_2]^{2+}$  იონი, ნალექი გაშავდება. ვერცხლის ქლორიდი ამიაკის წყალხსნარის მოქმედებით გადადის ხსნარში კომპლექსური ნაერთის სახით, ხოლო  $[HgNH_2]Cl$  და ვერცხლისწყალი დარჩება ნალექში. დარჩენილი ნალექი გამოაცალკევეთ.

$Ag^+$  იონის აღმოჩენა. ცენტრიფუგატი გაყავით ორ სინჯარაში. ერთში ჩამატეთ კალიუმის იოდიდის KI ხსნარი, ხოლო მეორეში აზოტმჟავა.  $Ag^+$  არსებობის შემთხვევაში, პირველ სინჯარაში დაილექება ვერცხლის იოდიდის  $AgI$  ყვითელი ნალექი, მეორეში – ვერცხლის ქლორიდის  $AgCl$  თეთრი ნალექი. ორივე შემთხვევაში ხდება კომპლექსური ნაერთის დაშლა:





### 2.3. $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ კატიონთა მისამამ ანალიზური ჯგუფი

$\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  და  $\text{Pb}^{2+}$  იონებთან  $\text{SO}_4^{2-}$  იონი წარმოქმნის ნალექს, ხოლო სხვა ანალიზური ჯგუფის იონებთან ნალექს არ იძლევა. განზავებული გოგირდმჟავა შეიძლება გამოყენებული იქნას მესამე ანალიზური ჯგუფის კატიონთა ჯგუფურ რეაგენტად.

ცლა. აიღეთ ცენტრიფუგის სამი სინჯარა, მოათავსეთ 3-5 წვეთი მარილთა ხსნარები: პირველში – ბარიუმის ქლორიდი, მეორეში – სტრონციუმის ქლორიდი, მესამეში – კალციუმის ქლორიდი და თითოეულში დაამატეთ სამ-სამი წვეთი გოგირდმჟავას ხსნარი, გააცხელეთ წყლის აბაზანაზე და დააკვირდით ნალექის წარმოქმნას.

ტემპერატურის გაზრდით მარილების  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{SrSO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$  ხსნადობა ოდნავ იცვლება, სრული დალექვა ხდება 20 წუთის დაყოვნების შემდეგ. შეამოწმეთ ნალექების ხსნადობა მარილმჟავაში და აზოტმჟავაში.

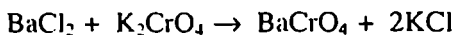
ნატრიუმის კარბონატი და ნახშირმჟავას სხვა ხსნადი მარილები  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  იონებთან წარმოქმნის თეთრ ნალექებს, რომლებიც ხსნადები არიან მჟავებში ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). შეამოწმეთ ნატრიუმის ან ამონიუმის კარბონატის ხსნარის მოქმედება  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  იონებზე და გამოიკვლიეთ წარმოქმნილი ნალექების ხსნადობა მარილმჟავაში და ძმარმჟავაში.

#### რეაქციები $\text{Ba}^{2+}$ იონზე

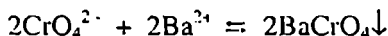
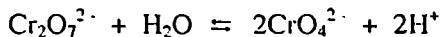
ბარიუმის იონის განსაკუთრებულად მახასიათებელი რეაქციის შერჩევა რთულია, შედარებით ფართოდ გამოიყენება შემდეგი:

კალიუმის ქრომატი  $\text{K}_2\text{CrO}_4$   $\text{Ba}^{2+}$  იონს ლექავს ბარიუმის ქრომატის  $\text{BaCrO}_4$  - ყვითელი ფერის ნალექის სახით, რომელიც უხსნადია

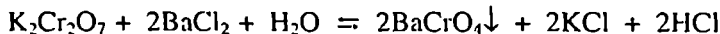
ძმარმჟეაჟში:



კალიუმის დიქრომატი  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  იონთან წარმოქმნის აგრეთვე ყვითელი ფერის ბარიუმის ქრომატის ნალექს:



მოლეკულური ფორმით:



ცდა 1. სინჯარაში მოათავსეთ ბარიუმის ქლორიდის ან ბარიუმის ნიტრატის 3 წვეთი, დაამატეთ 2-3 წვეთი  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ -ის ხსნარი და გააცხელეთ წყლის აბაზანაზე. გამოიყოფა  $\text{BaCrO}_4$ -ის ყვითელი ფერის კრისტალური ნალექი.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია მიმდინარეობს ნეიტრალურ ან ლუსტ მჟეა არეში.

2.  $\text{Sr}^{2+}$  და  $\text{Ca}^{2+}$  იონების ხსნარში არსებობისას, რეაქციას ჩატარებენ ძმარმჟეა არეში, როდესაც  $\text{pH} \approx 4-5$

3. გააცხელება ხელს უწყობს ნალექის გამოყოფას.

4. იონები  $\text{Pb}^{2+}$  და სხვ, რომლებიც ქრომატ-იონთან ნალექებს წარმოქმნიან, ხელს უშლიან რეაქციის ჩატარებას.

ცდა 2. აიღეთ სამი სინჯარა, პირველში მოათავსეთ 3 წვეთი ბარიუმის ქლორიდის ხსნარი, მეორეში – 3 წვეთი სტრონციუმის ქლორიდის ხსნარი, მესამეში – 3 წვეთი კალციუმის ქლორიდის ხსნარი და თითოეულში ჩაამატეთ თითო წვეთი კალიუმის ქრომატის ხსნარი და თითო წვეთი ძმარმჟეას ხსნარი. სინჯარებში სითხეები მინის წკირით მოურიეთ და დააკვირდით რეაქციის შედეგებს. კვლავ გაიმეორეთ იგივე ცდა, მხოლოდ ძმარმჟეას ნაცვლად ჩაამატეთ 2-3 წვეთი მარილმჟეა.

აღის შეფერვა. ბარიუმის აქროლადი მარილები აღს შეფერავენ მომწვანო-ყვითლად.

## რეაქციები $Sr^{2+}$ იონზე

$Sr^{2+}$  იონს, ისე როგორც  $Ba^{2+}$  იონს არ გააჩნია სპეციფიური რეაქციები.

თაბაშირის წყალი ( $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ ) სტრონციუმის იონთან წარმოქმნის სტრონციუმის სულფატის ნალექს.

ცლა. სინჯარაში ჩაასხით 4 წვეთი სტრონციუმის ნიტრატის  $Sr(NO_3)_2$  ხსნარი, დაამატეთ 5-6 წვეთი თაბაშირის წყალი, გაცხელებულ წყლის აბაზანაზე და დააკვირდით ნალექის წარმოქმნას.

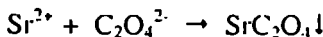
ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია თაბაშირიან წყალთან გამოიყენება  $Ba^{2+}$  იონის არ არსებობის შემთხვევაში და აგრეთვე სხვა იონების, რომლებიც  $SO_4^{2-}$  იონთან ილექება ძნელადხსნადი ნალექის სახით.

2. გაცხელება აჩქარებს ნალექის წარმოქმნას.

3. რადგანაც ნალექი  $SrSO_4$  დამლექავის დამატებისთანავე არ გამოიყოფა, ამიტომ საჭიროა ნარევის დაყოვნება 10-15 წთ.

ამონიუმის ოქსალატი ( $(NH_4)_2C_2O_4$ )  $Sr^{2+}$  იონს ლექავს თეთრი ფერის ნალექის სახით:

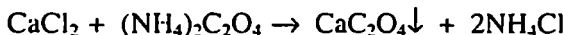


აღის შეფერვა. სტრონციუმის მარილები აღს შეფერავენ წითლად.

## რეაქციები $Ca^{2+}$ იონზე

$Ca^{2+}$  იონის აღმოსაჩენად გამოიყენება საერთო ანალიზური რეაქციები, რომელთაგან შეიძლება შეირჩეს შემდეგი:

ამონიუმის ოქსალატი ( $(NH_4)_2C_2O_4$ ) (ან მჟაუნმჟავას სხვა ხსნადი მარილი)  $Ca^{2+}$  იონთან წარმოქმნის თეთრ კრისტალურ ნალექს:



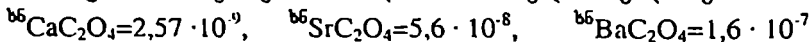
ცლა 1. სინჯარაში ჩაასხით 3 წვეთი  $CaCl_2$  ხსნარი, დაამატეთ 1 წვეთი ძმარმჟავას ხსნარი. შემდეგ ჩაწვეთეთ ამონიუმის ოქსალატის 3 წვეთი და 1-2 წვეთი ამიაკის წყალხსნარი, გამოიყოფა თეთრი

კრისტალური ნალექი.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. დასაწყისში დალექვა უმჯობესია ჩატარდეს როცა  $\text{pH} \approx 5-6$ , ხოლო რეაქციის ბოლოში, როცა  $\text{pH} \approx 7-8$ .

2.  $\text{Ba}^{2+}$  და  $\text{Sr}^{2+}$  იონები ხელს უშლიან რეაქციის ჩატარებას.  $\text{Ba}^{2+}$  და  $\text{Sr}^{2+}$  ამონიუმის ოქსალატით ილექება თეთრი კრისტალური ნალექის სახით, მაგრამ ამ ნაერთების ხსნადობის ნამრავლი სხვადასხვაა:



მაშასადამე, კალციუმის ოქსალატის ნალექი შეიძლება ჩაითვალოს წყალში პრაქტიკულად უხსნადად. აღნიშნული იონების ოქსალატების ხსნადობა ძმარმჟავაში სხვადასხვაა:  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  ძმარმჟავაში არ იხსნება, ხოლო  $\text{BaC}_2\text{O}_4$  უფრო მეტი ხარისხით იხსნება ძმარმჟავაში, ვიდრე  $\text{SrC}_2\text{O}_4$ .

ბარიუმის, სტრონციუმის, კალციუმის ოქსალატები ხსნადია ძლიერ მინერალურ მჟავებში ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ).

ცდა 2. აიღეთ სამი სინჯარა. პირველში ჩაასხით 3 წვეთი ბარიუმის ქლორიდის ხსნარი, მეორეში – 3 წვეთი სტრონციუმის ქლორიდის ხსნარი, მესამეში – 3 წვეთი კალციუმის ქლორიდის ხსნარი და თითოეულში ჩაამატეთ ამონიუმის ოქსალატის 3-4 წვეთი.

დააკვირდით ნალექის წარმოქმნას. ამის შემდეგ თითოეულ სინჯარაში ჩაასხით 6-6 წვეთი ძმარმჟავას ხსნარი და შეხედეთ რომელი ნალექი გაიხსნება. გაიმეორეთ ცდა, მხოლოდ ძმარმჟავას ნაცვლად ჩაამატეთ 4-6 წვეთი მარილმჟავას ხსნარი. აღნიშნეთ, რა მდგომარეობაშია ნალექები.

მიკროკრისტალოსკოპური რეაქცია

ცდა 3. სასაგნე მინაზე მოათავსეთ 1 წვეთი კალციუმის რომელიმე ხსნადი მარილის ხსნარი, დაამატეთ 1 წვეთი  $2\text{N H}_2\text{SO}_4$  და ფრთხილად გააცხელეთ სანთურის ალზე. წარმოიქმნება ნემსისებური კრისტალები.

თუ ხსნარში  $\text{Ca}^{2+}$  იონთან ერთად არსებობს  $\text{Ba}^{2+}$  და  $\text{Sr}^{2+}$  იონები,



ცდა ჩატარდება შემდეგნაირად: სინჯარაში ჩაასხამენ საკვლევი ხსნარის 3-4 წვეთს. დაუმატებენ 4 წვეთ  $2N H_2SO_4$ . გააცხელებენ წყლის აბაზანაზე 5-6 წუთის განმავლობაში და დააცენტრიფუგირებენ. ცენტრიფუგატის წვეთს მოათავსებენ სასაგნე მინაზე და ააორთქლებენ სანამ არ წარმოიქმნება თეთრი ქობა (აშია), ხოლო შემდეგ აკვირდებიან მიღებულ კრისტალებს მიკროსკოპის ქვეშ.

აღის შეფერვა. სანთურის ალში კალციუმქლორიდის შეტანა ალს აგურისფერ-წითლად შეფერვას იწვევს.

### მესამე ჯგუფის კათიონთა ნარევის ანალიზის სისტემატური მსვლელობა

კალიუმის ქრომატი  $K_2CrO_4$  ძმარმჟავა არეში მხოლოდ  $Ba^{2+}$  იონთან წარმოიქმნის ყვითელ კრისტალურ ნალექს  $BaCrO_4$ ; ამ თვისების გამოყენებით  $Ba^{2+}$  აცილებენ  $Sr^{2+}$  და  $Ca^{2+}$  იონებს.

საანალიზო ხსნარს ამატებენ ძმარმჟავას და კალიუმის ქრომატის ხსნარს.  $Ba^{2+}$  იონი გადავა ნალექში  $BaCrO_4$ , ხოლო  $Sr^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$  და ქრომატ-იონების  $CrO_4^{2-}$  ნაჭარბი დარჩება ხსნარში. ნალექს მოაცილებენ ცენტრიფუგირებით.

ცენტრიფუგატის ნაწილს დაამატებენ თაბაშირიან წყალს და გააცხელებენ წყლის აბაზანაზე 7-10 წუთს; თუ დაყოვნებით გამოიყოფა ნალექი, მაშინ ხსნარში არის  $Sr^{2+}$  იონები. ცენტრიფუგატში ძალიან მცირე რაოდენობით — 0,0022 გ/ლ იქნება  $Ba^{2+}$  იონი, ამიტომ თაბაშირიანი წყალი ნალექს წარმოიქმნის მხოლოდ  $Sr^{2+}$  იონის არსებობისას.  $Ca^{2+}$  თაბაშირიანი წყლის მოქმედებით არ დაილექება.

თუ ხსნარში არის  $Sr^{2+}$  იონი, მაშინ ცენტრიფუგატს, რომელიც არ შეიცავს თაბაშირიან წყალს, დაამატებენ ნატრიუმის კარბონატის ხსნარს  $pH > 10$ . სტრონციუმის კარბონატის  $SrCO_3$  და კალციუმის კარბონატის  $CaCO_3$  ნალექებს გამოაცალკეებენ. მათ ორჯერ ჩარეცხავენ დისტილირებული წყლით და დააცენტრიფუგირებენ.

ცენტრიფუგატის ანალიზი არ ტარდება, ხოლო გარეცხილ ნალექებს გახსნიან ძმარმჟავაში. სტრონციუმის აცეტატის  $\text{Sr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  და კალციუმის აცეტატის  $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  ხსნარს დაამატებენ ამონიუმის სულფატის  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  ხსნარს. კვლავ დააცენტრიფუგირებენ. ნალექის სახით  $\text{SrSO}_4$  დაილექება, ხოლო  $\text{Ca}^{2+}$  იონი დარჩება ცენტრიფუგატში კომპლექსური ნაერთის  $(\text{NH}_4)_2[\text{Ca}(\text{SO}_4)_2]$  სახით.

$\text{Ba}^{2+}$  იონის გამოყოფა და აღმოჩენა. კონუსურ სინჯარაში აიღეთ 3 წვეთი საკვლევი ხსნარი, დაამატეთ 3-4 წვეთი ძმარმჟავა და 3 წვეთი კალიუმის ქრომატის  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  ხსნარი. თუ წარმოიქმნება ნალექი, ეს ნიშნავს, რომ ხსნარში არის  $\text{Ba}^{2+}$ . ბარიუმის იონის მოსაცილებლად კონუსურ სინჯარაში აიღეთ 5-6 წვეთი საანალიზო ხსნარი, 5-6 წვეთი ძმარმჟავას ხსნარი და 5-6 წვეთი კალიუმის ქრომატის ხსნარი, მოურიეთ მინის წკირით, დააყოვნეთ 2-3 წუთი და ცენტრიფუგირებით გამოყავით ნალექი.

$\text{Sr}^{2+}$  იონის აღმოჩენა. ბარიუმის იონის გამოყოფის შემდეგ ცენტრიფუგატის 2-3 წვეთი პიპეტის საშუალებით მოათავსეთ სინჯარაში, დაამატეთ 2-3 წვეთი თაბაშირის წყალი, გააცხელეთ წყლის აბაზანაზე  $70^\circ\text{C}$ -მდე და დააყოვნეთ 15-20 წუთი. ნალექის წარმოქმნა მიუთითებს საანალიზო ხსნარში  $\text{Sr}^{2+}$  იონის არსებობას.

$\text{Ca}^{2+}$  იონის აღმოჩენა. ცენტრიფუგატის 4-5 წვეთს მოათავსებენ კონუსურ სინჯარაში, დაამატებენ ნატრიუმის კარბონატის ხსნარის ტოლ მოცულობას, მოურიევენ მინის წკირით. სტრონციუმის და კალციუმის კარბონატების მიღებულ ნალექს გამოყოფენ და ჩარეცხავენ დისტილირებული წყლით (ქრომატ-იონების მოშორების მიზნით), გახსნიან ძმარმჟავაში და დაამატებენ ამონიუმის სულფატის  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  ხსნარს მცირე სიჭარბით.  $\text{Sr}^{2+}$  დაილექება  $\text{SrSO}_4$  სახით. ხოლო  $\text{Ca}^{2+}$  დარჩება ხსნარში  $(\text{NH}_4)_2[\text{Ca}(\text{SO}_4)_2]$  ხსნადი კომპლექსური ნაერთის სახით. ნალექს გამოაცალკეებენ, ხოლო ცენტრიფუგატს დაამატებენ ამიაკის ხსნარის რამდენიმე წვეთს და ამონიუმის ოქსალატს  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ . თეთრი ფერის ნალექის  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  გამოყოფა მიუთითებს



$$K_{H_2PbO_2} = \frac{[H^+]^2 [PbO_2^{2-}]}{[H_2PbO_2]} = 2 \cdot 10^{-16}$$

იონიზაციის კონსტანტათა სიდიდეების შედარებით ჩანს, რომ ტყვიის ჰიდროქსიდის ფუძე თვისებები ძლიერადაა გამოხატული.

დღეისათვის ამფოტერობა განიხილება ჰიდროქსიდთა მოლეკულების ჰიდრატიაციის, კომპლექსწარმოქმნის პროცესების და მათგან წარმოქმნილი იონების საფუძველზე. მაგალითად, ტყვიის, ალუმინის, თუთიის, ქრომის ჰიდროქსიდების ფუძეებში გახსნით მიიღება შესაბამისი იონები:  $[Pb(OH)_4]^{2-}$ ,  $[Zn(OH)_4]^{2-}$ ,  $[Al(OH)_4]^-$ ,  $[Cr(OH)_4]^-$ , რომლებიც შეიძლება განვიხილოთ, როგორც  $PbO_2^{2-}$ ,  $ZnO_2^{2-}$ ,  $AlO_2^-$ ,  $CrO_2^-$  -ის ჰიდრატირებული იონები.

ამფოტერული თვისებებით, როგორც წესი, ხასიათდებიან ის ელემენტები. რომელთა ატომებს გააჩნიათ ვაკანტური p- და d- ორბიტალი, რომელთაც უნარი აქვთ შეივსონ ელექტრონებით. ვაკანტური p- და d- ორბიტალის ელექტრონებით შევსება ჩვეულებრივ მიდის დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით, რის შედეგად მიიღება მდგრადი ჰიდროქსოკომპლექსები, რომლებიც მაქსიმალურად გაჯერებულია ატომებთან კავშირით.

ელექტრონული კონფიგურაციიდან ჩანს, რომ ყველა ამფოტერულ ელემენტებს არა აქვს შევსებული ორბიტალი, ხოლო გარდამავალ ელემენტებს არა აქვთ შევსებული d- ორბიტალიც. მაგალითად, ქრომის ატომის გარეთა შრეებზე მოთავსებულია  $3d^5$ - და  $4s^1$ -ელექტრონები. მაშასადამე, ქრომის ატომში  $3d$ -  $4s$ - და  $4p$ - ორბიტალი შეიძლება შეივსოს ელექტრონებით. ამიტომ ქრომის ჰიდროქსიდი ხასიათდება კარგად გამოხატული ამფოტერული და კომპლექსწარმოქმნის უნარით.

კათიონთა ანალიზის ტუტე-მჟავური სისტემის პრაქტიკაში ამფოტერობას ძალიან დიდი მნიშვნელობა ენიჭება. ის საფუძველად უდევს კათიონთა კლასიფიკაციას.

ამფოტერობას იყენებენ არა მარტო ამფოტერულ ჰიდროქსიდთა დასაცოლებლად, აგრეთვე შესამოწმებელი რეაქციების ჩატარებისთვისაც.

მაგალითად, ტუტე-მჟავური სისტემის პირველი, მეორე და მესამე ანალიზური ჯგუფების იონთა ნარევის ანალიზის დროს ტყვიის ქლორიდის  $PbCl_2$  შესამჩნევი ხსნადობის გამო ტყვიის დაცილება ქლორიდის სახით არასრული იქნება. ტყვიის იონთა ნაწილი დარჩება მესამე ჯგუფის იონებთან.

ბარიუმის იონის აღმოსაჩენად ძმარმჟავა არეში კალიუმის ქრომატის მოქმედებით ბარიუმის ქრომატთან ერთად ილექება ტყვიის ქრომატის ნალექი, რომელიც გარეგნული სახით ბარიუმის ქრომატისგან არ განსხვავდება. რომ არ დაუშვათ შეცდომა, ბარიუმის ქრომატის და ტყვიის ქრომატის ნალექს დაამუშავებენ ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ცხელი ხსნარით. ტყვიის ქრომატი გაიხსნება და წარმოიქმნება ნატრიუმის პლუმბიტი  $Na_2PbO_2$ , ხოლო ბარიუმის ქრომატი დარჩება ნალექში:

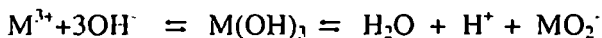


## 2. 4. $Zn^{2+}$ , $Al^{3+}$ , $Cr^{3+}$ , $Sn^{2+}$ , $Sn^{4+}$ , $As^{3+}$ , $As^{5+}$ კატიონთა მეოთხე ანალიზური ჯგუფი

მეოთხე ჯგუფის იონთა ჯგუფურ რეაგენტს წარმოადგენს ტუტეები (სიჭარბით). მიღებული ჰიდროქსიდები ამფოტერულია, ე.ი. მათ აქვთ უნარი ხსნარში დისოცირდნენ როგორც მჟავეები და როგორც ფუძეები:



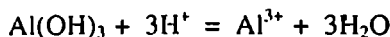
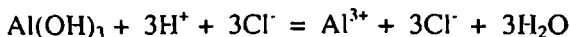
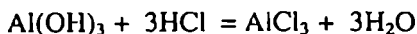
მაგრამ უფრო ხშირად შეიმჩნევა დისოციაციის რთული მოვლენა  $M(OH)_3$ -დან წყლის მოლეკულის მოცილების ტენდენციასთან დაკავშირებით:



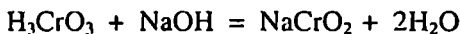
პირველი სქემა შეესაბამება თუთიის ჰიდროქსიდის დისოციაციას ხსნარში, ხოლო მესამე სქემა პასუხობს ალუმინის და ქრომის ჰიდ-

როქსიდების დისოციაციას.

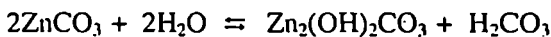
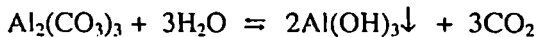
ალუმინის ჰიდროქსიდი იხსნება მჟავებში და მათთან ურთიერთქმედებისას ხდება ჰიდროქსიდ-იონების მოწყვეტა და მათი შეკავშირება პრაქტიკულად არადისოცირებული წყლის მოლეკულაში. ამიტომ წონასწორობა გადანაცვლებს მარცხნიდან მარჯვნივ:



ალუმინის ჰიდროქსიდი იხსნება ტუტეებში წყალბად-იონების მოწყვეტით და ერთდროულად ხდება შეკავშირება  $\text{H}^+$  იონებისა  $\text{H}_2\text{O}$  - ში:

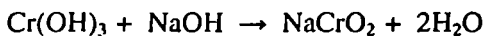
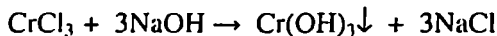


მეოთხე ჯგუფის იონთა მარილების უმრავლესობა განიცდიან ჰიდროლიზს. მაგალითად



რეაქციები მეოთხე ჯგუფის იონებზე

ტუტეები მეოთხე ჯგუფის ყველა იონთან (ღარიშხანის გამოკლებით) წარმოქმნიან ჰიდროქსიდებს, რომლებიც იხსნებიან ჭარბ რეაგენტში:



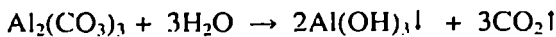
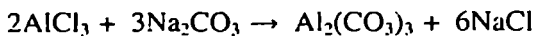
ცლა. შემოწმეთ მეოთხე ჯგუფის იონებზე ტუტის მოქმედება. აიღეთ ხუთი სინჯარა, თითოეულში მოათავსეთ შესაბამისი მარილთა ხსნარების 4 წვეთი ( $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{HAsO}_4$ ), დაამატეთ ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ან კალიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარის ოთხ-ოთხი წვეთი, მოურიეთ მინის წკირით, აღნიშნეთ ნალექები 30

ბის წარმოქმნა და ფერი, დაწერეთ ქიმიური რეაქციების ტოლობა.

თითოეულ სინჯარაში ჩაასხით ტუტის ხსნარის 6-7 წვეთი, მოურიეთ მინის წკირით და შეამოწმეთ რეაქტივის ნაჭარბში ნალექების ხსნადობა.

მიაქციეთ ყურადღება იმას, რომ ქრომის ჰიდროქსიდი  $Zn^{2+}$  იონის თანაობისას არ იხსნება ტუტის სიჭარბეში ქრომის ცინკატის  $Cr_2(ZnO_2)_3$  (ან  $Cr_2O_3 \cdot 3ZnO$ ), წარმოქმნის გამო. ეს მოვლენა ატარებს თანადალექვის სახელს და შეიძლება გამოყენებულ იქნას ანალიზში.

ხსნადი კარბონატები  $Na_2CO_3$ ,  $K_2CO_3$ ,  $(NH_4)_2CO_3$ ,  $Al^{3+}$ ,  $Cr^{3+}$ ,  $Sn^{2+}$  და  $Sn^{4+}$  იონებს ლექავს შესაბამისი ჰიდროქსიდების სახით,  $Zn^{2+}$ -ფუძე მარილის სახით,  $As^{3+}$ ,  $As^{5+}$  ნალექებს არ წარმოქმნიან:

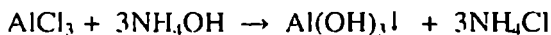


თუთიის ფუძე მარილები ადვილად იხსნებიან ამიაკში ამონიუმის ქლორიდის თანაობისას.

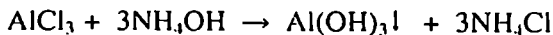
ჩაატარეთ ნატრიუმის კარბონატის რეაქციები  $Cr^{3+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Sn^{2+}$ ,  $As^{3+}$  იონებთან.

### რეაქციები $Al^{3+}$ იონზე

ამიაკის ხსნარი  $Al^{3+}$  იონს ლექავს:



ალუმინის ჰიდროქსიდი ამონიუმის მარილთა ხსნარებში არ იხსნება. თუ ალუმინი ხსნარში იმყოფება ალუმინატის სახით, მაშინ მისი დალექვა ამიაკით შესაძლებელია, მხოლოდ ალუმინატის დაშლის შემდეგ. ამიტომ ალუმინატზე მოქმედებენ რომელიმე მინერალური მჟავით:



ალიზარინი  $C_{14}H_9O_4$   $Al^{3+}$  იონთან ამიაკურ არეში წარმოქმნის

ბნელად ხსნად ღია წითელი ფერის ნაერთს—ალუმინის ლაქს. რეაქცია ტარდება წვეთური მეთოდით.

ცდა 1. ფილტრის ქაღალდზე დააწვეთეთ ალუმინის ქლორიდის ხსნარის 1-2 წვეთი, შემდეგ 1-2 წუთი გააჩერეთ ჭურჭლის თავზე, რომელშიც მოთავსებული იქნება კონცენტრირებული ამიაკის ხსნარი. ალუმინის იონი დაილექება  $Al(OH)_3$  სახით. მიღებულ სველ ლაქაში შეიტანეთ ალიზარინის სპირტიანი ხსნარის 1 წვეთი და კვლავ დაიჭირეთ ამიაკის ორთქლზე, ალიზარინი შეიფერება მოწითალო-იისფრად, ამონიუმის ალიზარინატის წარმოქმნის გამო. შემნიღბავი შეფერილობის დაშლისთვის, საჭიროა ფილტრის ქაღალდის სანთურის ალზე გამოშრობა, ფერი შეიცვლება და გახდება მკრთალი ყვითელი, ხოლო ალიზარინის ლაქა გადავა ვარდისფერ-მოწითალო ფერში. ასეთი ხერხით  $Al^{3+}$  აღმოჩენას საანალიზო ხსნარში ხელს უშლის  $Cr^{3+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Sn^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$  იონების არსებობა, ამიტომ  $Al^{3+}$  იონის განსაზღვრა ასეთ შემთხვევაში ხდება შემდეგნაირად. ფილტრის ქაღალდზე დააწვეთებენ კალიუმის პექსაციანოფეროატის  $K_4[Fe(CN)_6]$  ხსნარის 1 წვეთს, შემდეგ სველი ლაქის ცენტრში დააწვეთებენ საკვლევი ხსნარის წვეთს. მიღება ლაქა, რომელიც ორი ნაწილისაგან შედგება: შეფერილი ცენტრალური ნაწილი და მის გარშემო წყლიანი უფერული რგოლი. ნალექი შეიცავს  $Zn^{2+}$ ,  $Sn^{2+}$ ,  $Cr^{3+}$  იონებს, ხოლო პერიფერიული ნაწილი  $Al^{3+}$  იონს. ამ ლაქას ამიაკის ორთქლზე დაიკავენ, რომელიც  $Al^{3+}$  დალექავს  $Al(OH)_3$  სახით. შემდეგ ლაქას ალიზარინის შემცველი კაპილარით გადახაზავენ, კვლავ დაამუშავენ ამიაკის ორთქლით და გამოაშრობენ სანთურის ალზე.  $Al^{3+}$  არსებობის პირობებში რგოლის გარეთა ნაწილის ის ადგილები, რომლებიც გადაიხაზა ალიზარინით, შეიფერება ნარინჯისფერ-წითლად.

ჩაატარეთ ეს რეაქცია.

ალუმინონი (აურინტრიკარბონმეყავას ამონიუმის მარილი)  
 $C_{22}H_{11}O_9(NH_4)_3$ ,  $Al^{3+}$  იონთან წარმოქმნის წითელი ფერის შიდაკომპლექსურ ნაერთს.

ცდა 2. სინჯარაში საანალიზო ხსნარის 4-5 წვეთს დაამატეთ 2-



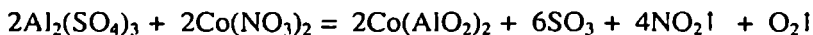
3 წვეთი 2N ძმარმჟავას ხსნარი და 4-5 წვეთი 0,1 % ალუმინონის ხსნარი. სინჯარა თავის შიგთავსით გააცხელეთ წყლის აბაზანაზე. მოურიეთ მინის წკირით, დაამატეთ ამიაკის ხსნარი ტუტე რეაქტივამდე, ხოლო შემდეგ 2N (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> ხსნარის 3-4 წვეთი. იმ შემთხვევაში, თუ საანალიზო ხსნარში არის Al<sup>3+</sup>, წარმოიქმნება წითელი ფერის ნალექი, ან ხსნარი შეიფერება წითლად.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქციის ჩატარებას ხელს უშლის Fe<sup>3+</sup> და Bi<sup>3+</sup> იონები.
2. რეაქცია მიმდინარეობს, როცა pH=8,5-9,5.

რეაქცია Al<sup>3+</sup> იონზე შშრადლი გზით

კობალტის ნიტრატის Co(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> ძლიერ განზავებული ხსნარი Al<sup>3+</sup> იონს ლექავს კობალტის ალუმინატის Co(AlO<sub>2</sub>)<sub>2</sub> ლურჯი ფერის ნალექის სახით, რომელსაც ეწოდება ტენარის ლურჯი:



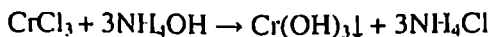
ჩაატარეთ ეს რეაქცია.

ცდა 3. ფილტრის ქაღალდზე დააწვეთეთ საკვლევი ხსნარი და განზავებული აზოტმჟავა, გააჩერეთ ფილტრის ქაღალდი თბილი ჰაერის ნაკადში (სანთურის ალზე), შემდეგ დაამატეთ 4-5 წვეთი კობალტის ნიტრატის განზავებული ხსნარი (0,05 N) და დაწვეთ. Al<sup>3+</sup> არსებობისას ფერფლი იქნება მუქი ლურჯი შეფერილობის. რეაქციის მიმდინარეობას ხელს უშლის Zn<sup>2+</sup>, Cr<sup>3+</sup>, Cu<sup>2+</sup> და Ni<sup>2+</sup> იონები.

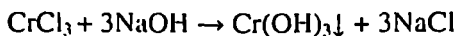
რეაქციები Cr<sup>3+</sup> იონზე

მარილთა ხსნარები, რომლებიც შეიცავენ Cr<sup>3+</sup> იონს, აქვთ მწვანე ან იისფერი შეფერილობა; ქრომატ-იონის CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup> შემცველ ხსნარებს—ყვითელი; ხოლო დიქრომატ-იონის Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> —ნარინჯისფერი.

ამიაკის ხსნარი Cr<sup>3+</sup> იონთან წარმოქმნის ქრომის ჰიდროქსიდის Cr(OH)<sub>3</sub> მონაცისფრო-მწვანე (ან მონაცისფრო-იისფერ) ნალექს:



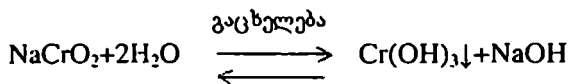
ტუტები აგრეთვე იძლევიან ქრომის ჰიდროქსიდის  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  ნალექს:



ტუტის სიჭარბის შემთხვევაში ქრომის ჰიდროქსიდი იხსნება ქრომიტის  $\text{NaCrO}_2$  წარმოქმნის გამო; ქრომიტს აქვს კაშკაშა-მწვანე ფერი:



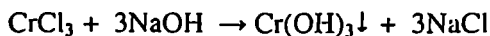
ქრომიტი  $\text{NaCrO}_2$  ალუმინატისაგან  $\text{NaAlO}_2$  განსხვავებით წყალთან გაცხელებისას ჰიდროლიზდება და დაილეკება  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ :

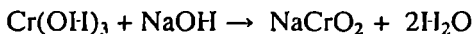


ცდა 1. შეამოწმეთ ეს რეაქციები. პირველ სინჯარაში ჩაასხით 3-4 წვეთი ქრომის ქლორიდის  $\text{CrCl}_3$  ხსნარი, მეორეში—3-4 წვეთი ალუმინის ქლორიდის  $\text{AlCl}_3$  ხსნარი, თითოეულში ჩაამატეთ 10-12 წვეთი 2N  $\text{NaOH}$  და გააცხელეთ. მიაქციეთ ყურადღება, პირველ სინჯარაში დასაწყისში დალექილი  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  ტუტის შემდგომი დამატებისას გაიხსნება, ხოლო გაცხელებისას კვლავ გამოიყოფა მონაცისფრო-მწვანე მასა. მეორე სინჯარაში გამოლექილი  $\text{Al}(\text{OH})_3$  ნალექი ჭარბ ტუტეებში გაიხსნება, მაგრამ გაცხელებისას ნალექი აღარ წარმოიქმნება. აღწერეთ რეაქციის ჩატარების პირობები.

$\text{Cr}^{3+}$  იონის დაჟანგვის რეაქცია  $\text{CrO}_4^{2-}$ -მდე ტუტე და მჟავა არეში

ტუტე არეში დაჟანგვა ხდება წყალბადის პეროქსიდით  $\text{H}_2\text{O}_2$  ან ნატრიუმის პეროქსიდით. პროცესის თანმიმდევრობითი მსვლელობა ასეთია:





ცდა 2. სინჯარაში ჩაასხით სამვალენტიანი ქრომის მარილის ხსნარის 3-4 წვეთი, დაამატეთ 2-3 წვეთი  $\text{H}_2\text{O}_2$  ხსნარი და 4 წვეთი  $\text{NaOH}$  ხსნარი. სინჯარაში შიგთავსი გააცხელეთ 3-4 წუთის განმავლობაში.  $\text{CrO}_4^{2-}$  იონის არსებობისას ნალექის თავზე ხსნარი შეიფერება ყვითლად. გაცივების შემდეგ ნალექი გადაფილტრეთ და ფილტრატს დაამატეთ  $\text{HNO}_3$  ხსნარი ნარინჯისფერის მიღებამდე. შემდეგ დაასხით 6-8 წვეთი ეთერისა და იზოამილის სპირტის ნარევი და 2-3 წვეთი  $\text{H}_2\text{O}_2$  ხსნარი. ნარევი შეანჯღრიეთ. ზედა ფენის ინტენსიური ლურჯი შეფერილობა მიუთითებს  $\text{H}_2\text{CrO}_6$  წარმოქმნაზე.

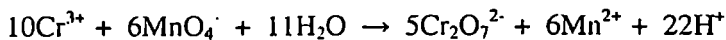
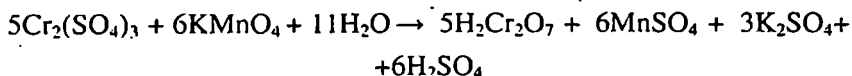
ცდის ჩატარების პირობები:

1.  $\text{Cr}^{3+}$  დაჟანგვა  $\text{CrO}_4^{2-}$  -მდე უნდა მიმდინარეობდეს აშკარად გამოხატულ ტუტე არეში.

2.  $\text{CrO}_4^{2-}$  დაჟანგვა  $\text{H}_2\text{CrO}_6$  -მდე მჟავა არეში.

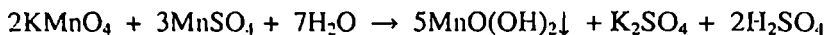
3. ქრომის აღმოჩენა ამ რეაქციით შეიძლება ყველა ანალიზური ჯგუფის იონების თანაობისას.

$\text{Cr}^{3+}$  იონის დაჟანგვა მჟავა არეში კალიუმის პერმანგანატით  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  იონამდე.



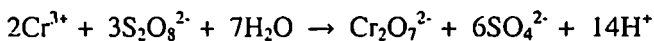
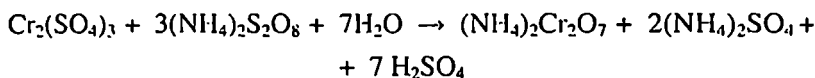
ამ რეაქციაში  $\text{MnO}_4^-$  იონის ყოლოსფერი შეფერილობა შეიძლება გაქრეს და წარმოიქმნას მანგანუმოვანი მჟავას მურა ნალექი  $\text{H}_2\text{MnO}_3$  ანუ  $\text{MnO(OH)}_2$ .

ნალექის გამოყოფა აიხსნება  $\text{KMnO}_4$  ნაჭარბის მოქმედებით წარმოქმნილ  $\text{MnSO}_4$  მარილთან. რეაქცია უკეთ მიმდინარეობს გაცხელებისას:



ცდა 3. სინჯარაში ჩაასხით ქრომის სულფატის  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  ხსნარის 4-5 წვეთი. გოგირდმყავას ხსნარის 3-4 წვეთი და 0,1N  $\text{KMnO}_4$  ხსნარის 10 წვეთი. სინჯარა შიგთავსით გააცხელეთ რამდენიმე წუთი წყლის აბაზანაზე. მიაქციეთ ყურადღება ფერის შეცვლას. ხსნარის ყოლოსფერი გადავა ნარინჯისფერში.

$\text{Cr}^{3+}$  იონის დაჟანგვა მყავა არეში ამონიუმის პერსულფატით  $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$  დიქრომატ- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  -იონამდე მიმდინარეობს დიქრომატის წარმოქმნით:



ცდის ჩატარების პირობები:

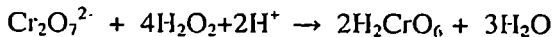
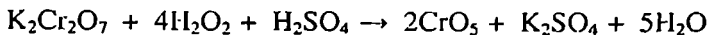
1. რეაქცია ტარდება საკმაოდ მყავა არეში  $\text{pH}=1-2$ .
2. გაცხელება აჩქარებს რეაქციის მსვლელობას.
3. აღმდგენი იონები ხელს უშლიან რეაქციის ჩატარებას.

ცდა 4. სინჯარაში აიღეთ ამონიუმის პერსულფატის ხსნარის 5-6 წვეთი, დაამატეთ 1 წვეთი 2N  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ხსნარი და  $\text{AgNO}_3$  (კატალიზატორი) ხსნარის 1 წვეთი, ხოლო შემდეგ 2-3 წვეთი ქრომის სულფატის ან ქრომის ნიტრატის ხსნარი. ქრომის ქლორიდის გამოყენება არ შეიძლება.

სინჯარა გააცხელეთ წყლის აბაზანაზე. გაცხელების შემდეგ ხსნარი გადავა ნარინჯისფერში  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  იონის წარმოქმნის გამო.

თუ ამ ხსნარს გააციებთ და დაამატებთ 2-3 წვეთ წყალბადის პეროქსიდს, ეთერისა და იზოამილის სპირტის ნარევეს და სწრაფად შეანჯღრევთ, მაშინ ზედა ფენა (ეთერისა და იზოამილის სპირტის

ნარევი) შეიფერება ლურჯად ქრომის პეროქსიდის-CrO<sub>5</sub> წარმოქმნის გამო:

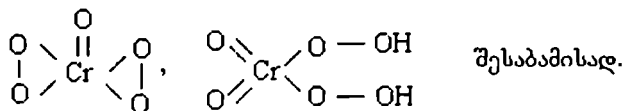


CrO<sub>5</sub> წარმოქმნის რეაქცია ძალიან მგრძობიარეა და ამ რეაქციით შეიძლება Cr<sup>3+</sup>, CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> აღმოჩენა ყველა ანალიზური ჯგუფის იონების თანაარსებობისას. ქრომის პეროქსიდი CrO<sub>5</sub> ადვილად იშლება წყლით, მაგრამ საკმაოდ მდგრადია ეთერისა და იზოამილის სპირტის ნარევიში.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია ტარდება მხოლოდ მჟავა არეში pH≈2-3.

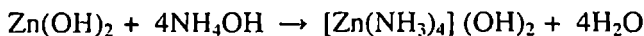
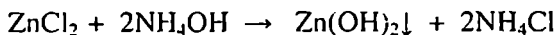
2. H<sub>2</sub>CrO<sub>6</sub> არამგრადია წყალხსნარებში, ამიტომ რეაქცია ტარდება ეთერისა და იზოამილის სპირტის ნარევის თანაობისას. CrO<sub>5</sub> და H<sub>2</sub>CrO<sub>6</sub> სტრუქტურული ფორმულებია:



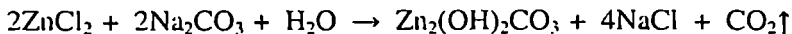
ქრომის დაჟანგვის რეაქცია მიმდინარეობს Ag<sup>+</sup> იონის, როგორც კატალიზატორის თანაობისას.

რეაქციები Zn<sup>2+</sup> იონზე

ამიაკის ხსნარი Zn<sup>2+</sup> ლექავს თეთრი ფერის Zn(OH)<sub>2</sub> ნალექის სახით, რომელიც იხსნება რეაგენტის ნაჭარბში და წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთს-თუთიის ამიაკატს [Zn(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>](OH)<sub>2</sub>

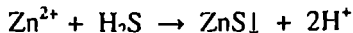
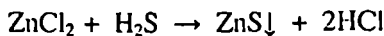


ამონიუმის და ტუტე მეტალთა კარბონატები წარმოქმნიან თუთიის ფუძე მარილის თეთრი ფერის ნალექს:



მოცემული მარილის შედგენილობა დამოკიდებულია ხსნარის ტემპერატურაზე და წნევაზე.

გოგირდწყალბადი  $H_2S$   $Zn^{2+}$  იონთან წარმოქმნის თუთიის სულფიდის  $ZnS$  თეთრ ნალექს:

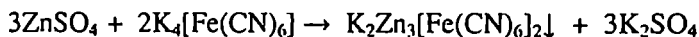


ცდა 1. სინჯარაში ჩაასხით 3-4 წვეთი თუთიის ქლორიდის  $ZnCl_2$  ხსნარი, დაამატეთ 2-3 წვეთი ნატრიუმის აცეტატის  $CH_3COONa$  ხსნარი და 5-7 წვეთი გოგირდწყალბადიანი წყალი. დააკვირდით ნალექის წარმოქმნას. შემოწმეთ pH უნივერსალური ინდიკატორის ქაღალდით. pH-ის რა სიდიდეზე დაიწყებს გახსნას თუთიის სულფიდის  $ZnS$  ნალექი.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. დალექვა შეიძლება ჩატარდეს, როდესაც  $pH \approx 3-9$ .
2. რეაქცია უკეთესად მიმდინარეობს ძმარმჟავა არეში.
3. დამუხანგავენის ხსნარში არსებობა ხელს უშლის რეაქციის მიმდინარეობას.

სისხლის ყვითელი მარილი, კალიუმის ჰექსაციანოფეროატი  $K_4[Fe(CN)_6]$   $Zn^{2+}$  იონთან წარმოქმნის ორმაგი მარილის თეთრი ფერის ნალექს:



ეს რეაქცია საშუალებას იძლევა  $Zn^{2+}$  იონი განასხვავოთ  $Al^{3+}$  იონისაგან.

დიფენილთიოკარბაზონი (დითიზონი) ქლოროფორმში  $CHCl_3$  ან ოთხქლორიანნახშირბადში  $CCl_4$  თუთიის იონთან წარმოქმნის წითელი ფერის შიდაკომპლექსურ ნაერთს. ეს მარილი ტუტე არეში შეფერავს არა მარტო ქლოროფორმიან ფენას, არამედ ზედა-წყლიან ფენასაც, რაც საშუალებას იძლევა მოცემულ რეაქციაში აღმოაჩინონ  $Zn^{2+}$  სხვა იონების თანაობისას.

ცდა 2. ჩაასხით სინჯარაში 2-3 წვეთი საანალიზო ხსნარი,

დაამატეთ 5 წვეთი 2N NaOH. წარმოქმნილი ნალექი (თუ ის დაილექება) დააცენტრიფუგირეთ. სასაგნე მინაზე ან პატარა ფაიფურის ჯამში მოათავსეთ ცენტრიფუგატის 1 წვეთი და დაამუშავეთ 2-3 წვეთი ქლოროფორმიანი ღითიზონის ხსნარით, მოურიეთ მინის წკირით იქამდე, სანამ გამხსნელი მთლიანად არ აქროლდება.  $Zn^{2+}$  არსებობის შემთხვევაში წყალხსნარი მიიღებს ვარდისფერ ან წითელ ფერს. ხოლო თუ ხსნარში არ არის  $Zn^{2+}$  იონი, შეიმჩნევა ყვითელი ფერი, რაც გამოწვეულია ნატრიუმის ღითიზონატის წარმოქმნით.

მიკროკრისტალოსკოპური რეაქცია. სასაგნე მინაზე მოათავსეთ ძმარმჟავით შემჟავებული საანალიზო ხსნარის 1 წვეთი, დაამატეთ ამონიუმის ტეტრაოქსოანთრონიუმის  $(NH_4)_2[Hg(NCS)_4]$  ხსნარის 1 წვეთი და დააკვირდით თუთიის ტეტრაოქსოანთრონიუმის  $Zn[Hg(NCS)_4]$  კრისტალებს მიკროსკოპის ქვეშ. კრისტალები, რომლებიც წარმოიქმნენ ნეიტრალურ ან ტუტე არეში აქეთ ჯერის, ხოლო შემჟავებულ არეში სამკუთხედის ფორმა.

თუ საანალიზო ხსნარები ძლიერ განზავებულია, მაშინ სასაგნე მინაზე მის 1 წვეთს გამოაშრობენ თბილი ჰაერის ნაკადში და მშრალ ნარჩენს დაამუშავენ რეაქტივის 1 წვეთით.

#### ცდის ჩატარების პირობები:

1. საკვლევი ხსნარი უნდა შემჟავდეს ძმარმჟავით.
2.  $Cu^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Cd^{2+}$  და სხვ. იონები ხელს უშლიან  $Zn^{2+}$  აღმოჩენას.
3.  $Co^{2+}$  იონის არსებობის შემთხვევაში ნალექი შეიფერება ლურჯად.

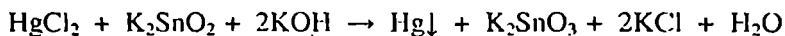
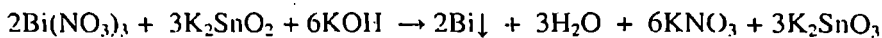
#### რეაქციები $Sn^{2+}$ იონზე

კალა იძლევა ორი რიგის ნაერთებს:  $Sn(II)$ ,  $Sn(IV)$  მარილებს.

აღდგენა  $Sn^{2+}$  იონით ბისმუტის და ვერცხლისწყლის მარილების.

თუ მარილთა ტუტე ხსნარებში, რომლებშიც არის  $Sn^{2+}$ , დაამატებთ ბისმუტის ნიტრატის  $Bi(NO_3)_3$  ან ვერცხლისწყლის ქლო-

რიდის  $\text{HgCl}_2$  ხსნარის რამდენიმე წვეთს, წარმოიქმნება მეტალური ბისმუტის ან ვერცხლისწყლის შავი ფერის ნალექი:



ცდა 1. სინჯარაში ჩაასხით 4 წვეთი ხსნარი, რომელიც შეიცავს  $\text{Sn}^{2+}$  იონს. დაამატეთ 6-7 წვეთი 2N NaOH და ცენტრიფუგირების შემდეგ თუ წარმოიქმნა ნალექი, მოაცილეთ. ცენტრიფუგატის 2-3 წვეთი მოათავსეთ სინჯარაში, დაამატეთ 1-2 წვეთი  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ . თუ ხსნარში არის  $\text{Sn}^{2+}$  მაშინ გამოიყოფა მეტალური ბისმუტის შავი ფერის ნალექი. ასეთი რეაქცია ჩაატარეთ ვერცხლისწყლის ქლორიდთანაც. ამ შემთხვევაში ვერცხლისწყლის ნალექი იქნება მუქი ნაცრისფერი.

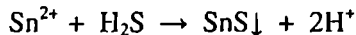
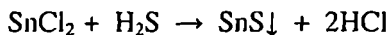
ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია მიმდინარეობს ძლიერ ტუტე არეში. ტუტეს ამატებენ  $\text{Na}_2\text{SnO}_2$ -ის წარმოქმნამდე.

2. თუ საანალიზო ხსნარში არის  $\text{Sb}(\text{III})$  იონი, მაშინ  $\text{Sn}^{2+}$  იონის აღმოჩენა ხდება ანილინის თანაობისას.

ცდა 2. ფილტრის ქალაღზე დაწვეთეთ  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$  ხსნარის 1-2 წვეთი, გააშრეთ, დაამატეთ საკვლევი ხსნარის 2 წვეთი და 1-2 წვეთი ანილინი  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ . ხსნარში  $\text{Sn}^{2+}$  არსებობის შემთხვევაში ფილტრის ქალაღზე გამოჩნდება შავი ლაქა.  $\text{Sn}^{2+}$  იონის აღმოჩენა ანილინის გამოყენებით შეიძლება ყველა ანალიზური ჯგუფის იონების თანაობისას.

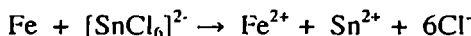
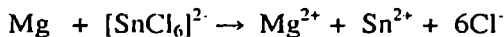
გოგირდწყალბადიანი წყალი მჟავა არეში  $\text{Sn}^{2+}$  ლექავს მუქი-ყავისფერი ნალექის  $\text{SnS}$  სახით:



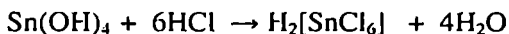


## რეაქციები Sn(IV) იონზე

მეტალური მაგნიუმი და მეტალური რკინა აღადგენენ Sn(IV) –ს Sn(II) –მდე:



$[\text{SnCl}_6]^{2-}$  იონი წარმოიქმნება შემდეგი რეაქციით:



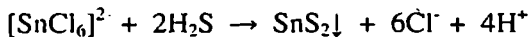
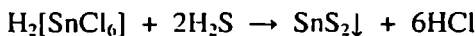
ცლა. სინჯარაში ჩაასხით  $\text{SnCl}_4$  ხსნარის 4-5 წვეთი, დაამატეთ კონცენტრირებული მარილმჟავას 2 წვეთი და ჩაადეთ მეტალური მაგნიუმის ორი ბურბუშელა; გააცხელეთ წყლის აბაზანაზე 3-4 წუთი. მიღებულ ხსნარს დაამატეთ ტუტის ხსნარის 7-8 წვეთი და გადაფiltrეთ ნალექი. ცენტრიფუგატის ნატრიუმის სტანიტის  $\text{Na}_2\text{SnO}_2$  2-3 წვეთი გადაიტანეთ სინჯარაში და დაამატეთ ბისმუტის ნიტრატის 1-2 წვეთი; საანალიზო ხსნარში  $\text{Sn}^{2+}$  იონის არსებობისას დაილექება ბისმუტის შავი ფერის ნალექი.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. მაგნიუმით კალას (IV) აღდგენა ხდება ძლიერ მჟავა არეში.
2. მაგნიუმი უნდა იყოს ქიმიურად სუფთა.

3.  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$  დამატებამდე ნარევი უნდა დამუშავდეს ტუტის ხსნარით, რომ წარმოიქმნას  $\text{Na}_2\text{SnO}_2$ .

გოგირდწყალბადი Sn(IV) იონს ლექავს  $\text{SnS}_2$  ყვითელი ფერის ნალექის სახით:



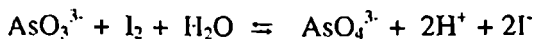
$\text{SnS}_2$  ნალექი იხსნება კონცენტრირებულ მარილმჟავაში.

## რეაქციები As(III) და As(V) იონებზე

(ღარიშხანის ნაერთები მომწამლავია!)

იოდის ხსნარი არსენიტ-იონს  $\text{AsO}_3^{3-}$  ჟანგავს არსენატ-იონამდე

$AsO_4^{3-}$ , რის გამოც იოდის ხსნარი გაუფერულდება:



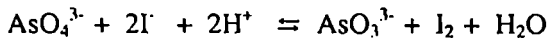
ცლა 1. სინჯარაში ჩაასხით ნატრიუმის არსენიტის  $Na_3AsO_3$  ხსნარის 3-4 წვეთი, დაამატეთ მცირე რაოდენობით ნატრიუმის ჰიდრო-კარბონატის ფხვნილი, მოურიეთ მინის წკირით, შემდეგ დაამატეთ იოდის ხსნარის 2-3 წვეთი. ყურადღება მიაქციეთ ხსნარის გაუფერულე-ბას.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. წონასწორობის გადანაცვლებისათვის  $I^-$  იონების წარმოქმნის მხარეს აუცილებელია წყალბად-იონების შებოჭვა  $NaHCO_3$  დახმარებით.

2. იოდის ხსნარი თანდათანობით, წვეთობით უნდა დაემატოს.

კალიუმის იოდდი  $KI$  მყავა არეში იფანგება არსენატ-იონით თავისუფალ იოდამდე, რომელიც სახამებლის შეტანისას ხსნარს შეფერავს მუქ-ლურჯად:



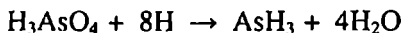
ცლა 2. სინჯარაში ჩაასხით  $Na_3AsO_4$  ხსნარის 3-4 წვეთი, შეამ-ყავეთ 1-2 წვეთი კონცენტრირებული  $HCl$ -ით, დაამატეთ სახამებლის ხსნარის 3-4 წვეთი და კალიუმის იოდდის ხსნარის 4 წვეთი, მოურიეთ, ხსნარი შეიფერება მუქ-ლურჯად.

ცდის ჩატარების პირობები:

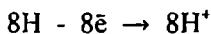
1. რეაქცია უნდა ჩატარდეს მყავა არეში  $pH \approx 2-3$ .

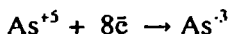
2. რეაქციის ჩატარებისთვის აუცილებელია გამოიყენოთ ახლად-მომზადებული  $KI$  ხსნარი.

წყალბადი (ატომური, გამოყოფის მომენტში) დარიშხანის (V) ნაერთთა ხსნარზე მოქმედებით არსინს წარმოქმნის:

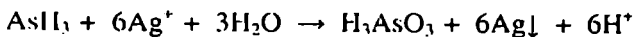


ამ რეაქციის დროს დარიშხანი (V) აღდგება, ეინაიდან  $As^{+5}$  გადადის  $As^{-3}$ -ში, წყალბადისგან რვა ელექტრონს იძენს:





ცდა 3. სინჯარაში მოათავსეთ 2გ ქიმიურად სუფთა თუთიის მარცვლები. დაამატეთ 6-7 მლ 5N HCl და 10 წვეთი საანალიზო ხსნარი. სინჯარის ზედა ნაწილში მოათავსეთ ტყვიის აცეტატში  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  დასველებული ბამბა (გოგირდწყალბადის კვალის ჩასანთქავად). სინჯარის ხერელი დაფარეთ ფილტრის ქაღალდით, რომელიც გაყენილი უნდა იყოს 0,01 N  $\text{AgNO}_3$  ხსნარით  $\text{As}(\text{III})$  და  $\text{As}(\text{V})$  იონების არსებობის შემოწვევაში წარმოიქმნება შავი ლაქა:



ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია მყავა არეში ტარდება თუთიის გამოყენებით, ხოლო ტუტე არეში—ალუმინის.
2. გამოყენებული რეაქტივები უნდა იყოს ქიმიურად სუფთა.
3. ამ რეაქციებში დარიშხანის აღმოჩენას ხელს უშლის  $\text{Sb}(\text{III})$  იონი.

მეოთხე ჯგუფის კათიონთა ნარევის ანალიზის

სისტემატური მსვლელობა

მეოთხე ჯგუფის იონთა ნარევის ანალიზი მიმდინარეობს სამ სტადიად:

1. გამოყოფა და განსაზღვრა  $\text{Al}^{3+}$  და  $\text{Sn}^{4+}$ .
2. გამოყოფა და აღმოჩენა  $\text{Zn}^{2+}$ .
3. ქრომისა და დარიშხანის იონების აღმოჩენა.

საანალიზო ხსნარის 6-7 წვეთს სინჯარაში დაამატებენ ამიაკის ხსნარის 8 წვეთს და წყალბადის პერიოქსიდის 6-7 წვეთს. შემდეგ გააცხელებენ 6-7 წუთს წყლის აბაზანაზე. ალუმინის ჰიდროქსიდის  $\text{Al}(\text{OH})_3$  და კალას ჰიდროქსიდის  $\text{Sn}(\text{OH})_4$  ნალექებს აცილებენ ცენტრიფუგირებით. ცენტრიფუგატი პიპეტის საშუალებით გადააქვთ სხვა სინჯარაში. ნალექს ხსნიან მარილმჟავას 5-6 წვეთში, შემდეგ ხსნარს გაყოფენ ორ ნაწილად და აღმოაჩენენ ალუმინს და კალას კერძო რეაქციებით.

Al<sup>3+</sup> განსაზღვრა ხდება ალიზარინით და კობალტის ნიტრატით Co(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>. Sn(IV) აღმოაჩენენ ბისმუტის ნიტრატით Bi(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, მისი აღდგენით Sn<sup>2+</sup> იონამდე. ცენტრიფუგატი, რომელიც შეიცავს CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, AsO<sub>4</sub><sup>3-</sup> იონებს და თუთიის ამიაკატს [Zn(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]<sup>2+</sup>, ანეიტრალეზენ ძმარმჟავით და აცხელებენ 2-5 წუთს წყლის აბაზანაზე, შემდეგ დაამატებენ ნატრიუმის კარბონატის ხსნარის 5-6 წვეთს და თუთიას დალექავენ ფუძე მარილის სახით Zn<sub>2</sub>(OH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. ნალექს გამოაცალკეებენ და გახსნიან რამდენიმე წვეთ ძმარმჟავაში. მიღებულ ხსნარში Zn<sup>2+</sup> აღმოაჩენენ ღითიზონით ან მიკროკრისტალოსკოპური რეაქციით. ფილტრატი ფუძე მარილის (ZnOH)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> დაცილების შემდეგ შეიძლება შეიცავდეს ქრომატ- და არსენატ- იონებს CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, AsO<sub>4</sub><sup>3-</sup>. CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup> აღმოაჩენენ CrO<sub>5</sub> სახით, ხოლო AsO<sub>4</sub><sup>3-</sup> აღადგენენ AsH<sub>3</sub>-მდე.

### ჰიდროლიზი

სხვადასხვა ტიპის ნაერთებისათვის ჰიდროლიზის მექანიზმი სხვადასხვაა.

ჰიდროლიზის რეაქციები ფართოდ არის გავრცელებული. ჰიდროლიზს განიცდიან მარილები, ცილები, ცხიმები, ეთერები და სხვ.

ყველაზე სუფთა წყალიც კი შეიცავს H<sup>+</sup> და OH<sup>-</sup> იონებს კონცენტრაციით 1·10<sup>-7</sup> გ-იონ/ლ. წყალში წყალბადისა და ჰიდროქსიდ იონების შეფარდებითი კონცენტრაცია ძალიან მცირეა, მაგრამ ერთ ლიტრ წყალში წყალბადისა და ჰიდროქსიდის იონების აბსოლუტური რიცხვი მაღალია.

წყალბადისა და ჰიდროქსიდის იონები წონასწორობაში არიან დიდი რაოდენობის წყლის არადისოცირებულ მოლეკულებთან, რომელთაც შეუძლიათ გახდნენ H<sup>+</sup> და OH<sup>-</sup> იონების მიმწოდებელ წყაროდ, მათ შორის წონასწორობის დარღვევის დროს.

წონასწორობა H<sub>2</sub>O ⇌ H<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup> შეიძლება დაირღვეს, როდესაც წყლის იონები ურთიერთქმედებენ ხსნადი მარილების იონებთან, ან სხვა

ხსნადი ნაერთების იონებთან და მოლეკულებთან.

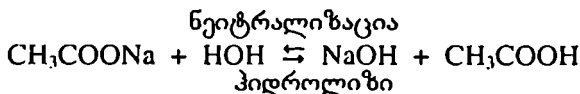
ხსნადი მარილების იონების ურთიერთქმედების რეაქციას, წყლის  $H^+$  და  $OH^-$  იონებთან, ჰიდროლიზი ეწოდება.

გარდა ხსნადი მარილების იონებისა, წყლის იონებთან ურთიერთქმედების რეაქციაში შეიძლება შევიდეს ჰიდრიდები, ოქსიდები, ჰალოგენანჰიდრიდები, სულფიდები, ნიტრიდები და სხვა ნაერთები. ამიტომ ჰიდროლიზი ამ სიტყვის ფართო გაგებით, ეწოდება სხვადასხვა ნიუთიერებების (მარილების, ჰიდრიდების, ოქსიდების, ჰალოგენანჰიდრიდების, სულფიდების, ნიტრიდების) ურთიერთქმედების რეაქციას წყლის იონებთან, რომელიც მიმდინარეობს წყლის ელექტროლიტური დისოციაციის წონასწორობის დარღვევით და ხსნარის pH-ის ცვლილებით.

ჰიდროლიზი წარმოადგენს ნეიტრალიზაციის შებრუნებულ რეაქციას.

ჰიდროლიზის დროს მარილიდან და წყლიდან წარმოიქმნება ფუძე და მჟავა, ხოლო ნეიტრალიზაციის დროს ფუძესა და მჟავადან წარმოიქმნება მარილი და წყალი.

მაგალითად:



მარილებისა და სხვა ნაერთების ჰიდროლიზს აქვს დიდი მნიშვნელობა ანალიზში, ამიტომ განვიხილოთ უფრო დეტალურად.

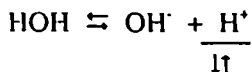
არჩევან მარილების ჰიდროლიზის შემდეგ რეაქციებს:

1. მარილების ჰიდროლიზი, რომელიც წარმოქმნილია ძლიერი ფუძის კათიონებისა და სუსტი მჟავას ანიონებისაგან.
2. სუსტი ფუძის კათიონებისა და ძლიერი მჟავას ანიონებისაგან.
3. სუსტი ფუძის კათიონებისა და სუსტი მჟავას ანიონებისაგან.
4. ძლიერი ფუძის კათიონებისა და ძლიერი მჟავას ანიონებისაგან.

განვიხილოთ ძლიერი ფუძის კათიონებისა და სუსტი მჟავას ანიონებისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზი.

ასეთი მარილების წყალში გახსნისას, როგორცაა მაგალითად, ნატრიუმის აცეტატი— $\text{CH}_3\text{COONa}$ , მისი იონები  $\text{Na}^+$  და  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,

შეჯახებიან წყლის  $H^+$  და  $OH^-$  იონებს, რის შედეგადაც წყალბადის იონები შეუერთდებიან აცეტატ იონებს სუსტი, ნაკლებად დისოცირებული ძმარმჟავას წარმოქმნით.  $Na^+$  და  $OH^-$  იონები დაგროვდებიან ხსნარში. წარმოქმნილი მწვავე ნატრი წარმოადგენს ძლიერ ფუძეს, მთლიანად დისოცირებულს იონებად. პროცესები, რომლებიც მიმდინარეობს ნატრიუმის აცეტატის წყალში გახსნისას შეიძლება წარმოვადგინოთ შემდეგი სახით:

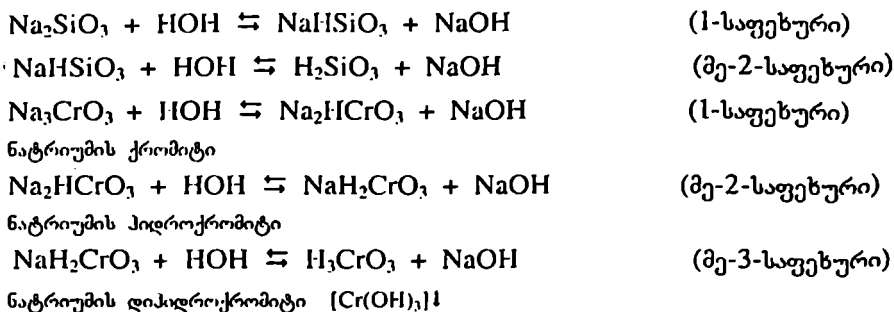


ჰიდროლიზის ასეთ პროცესს ეწოდება, ჰიდროლიზი ანიონის მიხედვით.  $H^+$  იონების მიერთების შედეგად წყლის დისოციაციის წონასწორობა დაირღვევა, რის შედეგადაც წყლის ახალ ახალი მოლეკულები დისოცირდებიან იონებად და შეეცაბებიან დანაკარგს წყალბადის იონებით. ეს პროცესი გაგრძელდება მანამ, სანამ სისტემაში არ დამყარდება წონასწორობა ძმარმჟავას არადისოცირებული მოლეკულების კონცენტრაციასა და მის იონებთან. ძმარმჟავა წარმოადგენს სუსტ მჟავას ( $K_{\text{ლიკ}} = 1,86 \cdot 10^{-5}$ ),  $OH^-$  იონების კონცენტრაცია ხსნარში გადააჭარბებს  $H^+$  იონების კონცენტრაციას, ამიტომ ხსნარს ექნება ტუტე რეაქცია, ნატრიუმის აცეტატის 1N ხსნარის  $pH = 9,4$ .

ნატრიუმის აცეტატის ხსნარის ანალოგიურად სხვა ბინარული ელექტროლიტების ხსნარები, რომლებიც წარმოქმნილია ძლიერი ფუძის კათიონებისა და სუსტი მჟავას ანიონებისაგან, აგრეთვე ამჟღავნებენ ტუტე რეაქციას. ამიტომ  $pH$  მით უფრო მეტია, რაც უფრო სუსტია მარილის წარმოქმნილი მჟავა. მაგალითად 1N კალიუმის ციანიდის ხსნარის  $pH = 11,6$ , ხოლო 1N ნატრიუმის სულფიდის ხსნარის  $pH$ , ჰიდროლიზის პირველ საფეხურზე ტოლია 13.

ძლიერი ფუძის კათიონებისა და მრავალფუძიანი სუსტი მჟავას ანიონებისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზი მიმდინარეობს საფეხურებრივად.

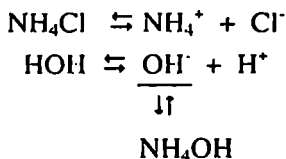
მაგალითად:



2. განვიხილოთ სუსტი ფუძის კათიონებისა და ძლიერი მჟავას ანიონებისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზი.

ასეთი ტიპის მარილების წყალში გახსნის დროს მიმდინარეობს ჰიდროქსიდ-იონების მიერთება და ხსნარში წყალბად-იონების დაგროვება, რის გამოც ხსნარი მჟავა რეაქციის ზღედა.

მაგალითად:

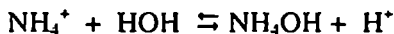
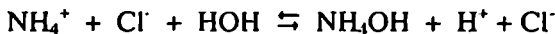


ჰიდროლიზის ასეთ პროცესს ეწოდება ჰიდროლიზი კათიონის მიხედვით.

$\text{NH}_4\text{Cl}$  -ის ჰიდროლიზის დროს ხსნარის მჟავა რეაქციის წარმოქმნა კარგადაა გამოხატული რეაქციის იონური ტოლობით:



ანუ იონური ფორმით:

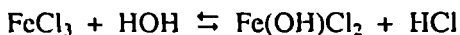
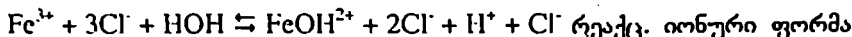
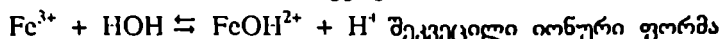


სუსტი ფუძის მრავალვალენტიანი კათიონებისა და ძლიერი მჟავას ანიონებისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზი მიმდინარეობს საფეხურებრივად. ასე, მაგალითად, საფეხურებრივად ჰიდროლიზდება

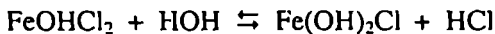
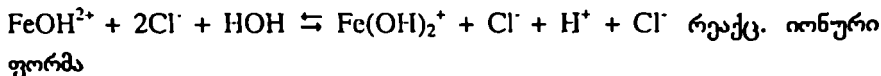
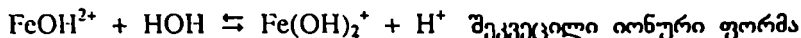
$\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{MgCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  და სხვ.

ასეთი ტიპის მარილების ჰიდროლიზი მიმდინარეობს საკმაოდ რთულად, სქემატურად მას ასე გამოსახავენ

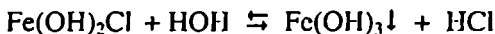
### I საფეხური



### II საფეხური



მესამე საფეხური პრაქტიკულად არ მიმდინარეობს. თუ შევექმნით პირობებს, ხსნარს განვაზავებთ და გავაცხელებთ მაშინ რეაქცია წარიმართება ასე:



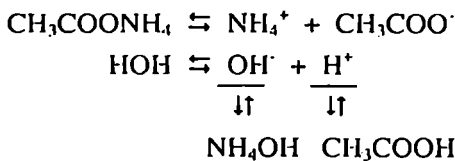
ჰიდროლიზი ხშირ შემთხვევაში არ მიდის ბოლომდე. ამიტომ ჰიდროლიზის პროდუქტების შედგენილობა არ შეესაბამება ერთ რომელიმე განსაზღვრულ ნაერთს. მაგალითად,  $\text{Fe}^{3+}$  იონი და აგრეთვე წყალხსნარში არსებული ჰექსააკვა-იონი  $[\text{Fe}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$  უფეროა, ხოლო რკინის მარილების ხსნარების შეფერილობა იცვლება ყვითელი ფერიდან მურა ფერამდე. ეს განპირობებულია ჰიდროლიზით, რომლის პროცესშიც წარმოიქმნება აკვაჰიდროქსოიონები:  $[\text{Fe}(\text{OH})_5\text{OH}]^{2+}$ ,  $[\text{Fe}(\text{OH})_4(\text{OH})_2]^+$ ,  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})_3]$ ,  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^+$  და ა.შ.

გაცხელების პირობებში პროცესი მთავრდება წარმოქმნილი პოლიმერული პროდუქტების  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ -ის კოლოიდური სახით გამოყოფით.



3. სუსტი ფუძის კათიონებისა და სუსტი მჟავას ანიონებისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზი.

ამ შემთხვევაში ჰიდროლიზი მიმდინარეობს წყლის, როგორც  $H^+$ , ასევე  $OH^-$  იონების მიერთებით. მაგალითად:



ჰიდროლიზის ასეთ პროცესს ეწოდება ჰიდროლიზი კათიონისა და ანიონის მიხედვით.  $NH_4OH$  დისოციაციის მუდმივა ( $1,79 \cdot 10^{-5}$ ) და  $CH_3COOH$  ( $1,86 \cdot 10^{-5}$ ) თითქმის ერთნაირია. ამიტომ  $H^+$  და  $OH^-$  იონების მიერთება მიმდინარეობს თითქმის ერთნაირი ხარისხით და ხსნარის რეაქცია რჩება პრაქტიკულად ნეიტრალური  $pH = 7$ .

ჰიდროლიზი ამ შემთხვევაში მიმდინარეობს მნიშვნელოვანი ხარისხით, წყლის ელექტროლიტური დისოციაციის წონასწორობა ირღვევა არა ერთი, არამედ ერთდროულად ორი პროცესით და ამიტომ  $CH_3COONH_4$  ხსნარს ერთდროულად აქვს ამიაკისა და ძმარმჟავას სუნი.

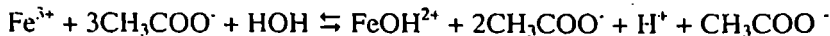
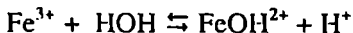
ნეიტრალური რეაქცია აქვს ისეთი მარილების ხსნარებს, რომელთა ჰიდროლიზის დროს წარმოიქმნება დისოციაციის ხარისხის მიხედვით ტოლი სიძლიერის ფუძე და მჟავა.

ამონიუმის იონებისა და ძალიან სუსტი მჟავას იონებისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზის დროს, მაგალითად,  $(NH_4)_2CO_3$  ( $K_1H_2CO_3 = 4,31 \cdot 10^{-7}$  და  $K_2HCO_3^- = 5,61 \cdot 10^{-11}$ ) ან  $(NH_4)_2S$  ( $K_1H_2S = 5,7 \cdot 10^{-8}$  და  $K_2HS^- = 1,2 \cdot 10^{-15}$ ) მიიღება ხსნარები სუსტი ტუტე რეაქციით.  $NH_4OH$  უფრო ძლიერი ფუძეა, ვიდრე ჰიდროლიზის დროს წარმოქმნილი მჟავა ( $K_{NH_4OH} = 1,79 \cdot 10^{-5}$ ).

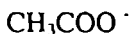
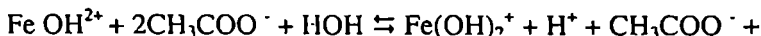
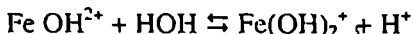
ძალიან სუსტი ფუძისა და სუსტი მჟავებისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზის შემთხვევაში მიიღება სუსტმჟავური ხსნარები.

მაგალითად, რკინისა და ალუმინის მარილები, მათზე ნატრიუმის აცეტატის მოქმედებით წარმოქმნიან აცეტატებს, რომლებიც ჰიდროლიზის შედეგად გარდაიქმნებიან ფუძე მარილებად და თავისუფალ ძმარმჟავად. ძმარმჟავა განაპირობებს ხსნარის სუსტმჟავურ რეაქციას.

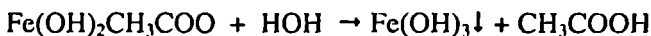
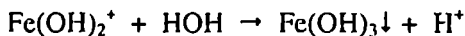
### I საფეხური



### II საფეხური



მესამე საფეხურზე ჰიდროლიზი პრაქტიკულად არ მიმდინარეობს, რადგანაც საჭიროა ხსნარის განზავება და გაცხელება.



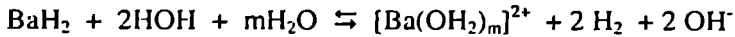
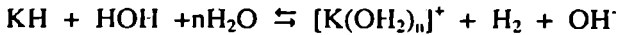
4. ძლიერი ფუძის კათიონებისა და ძლიერი მჟავას ანიონებისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზი.

ამ შემთხვევაში წყლის  $\text{H}^+$  და  $\text{OH}^-$  იონებს არ შეუძლიათ გახსნილი მარილის იონების მიერთება. ამ დროს წარმოქმნილი ძლიერი ფუძე და ძლიერი მჟავა მთლიანად დისოცირდებიან იონებად. რამდენადაც აქ არ ხდება წყლის იონების მიერთება, ამდენად წყლის ელექტროლიტური დისოციაციის წონასწორობა არ ირღვევა და ხსნარი რჩება ნეიტრალური  $\text{pH}=7$ . ნეიტრალური რეაქცია აქვს შემდეგი ტიპის მარილების ხსნარებს  $\text{KCl}$ ,  $\text{NaCl}$  და სხვა, რომელთა იონები ჰიდრატირდებიან, მაგრამ ეს არ არის ჰიდროლიზი, ხსნარის  $\text{pH}$  არ იცვლება.

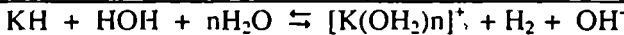
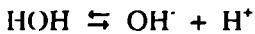
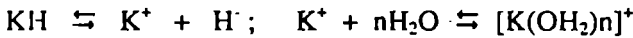
### ჰიდრიდების ჰიდროლიზი

ტუტე და ტუტემიწათა ელემენტების ჰიდრიდები ხასიათდებიან წყალბადსა და მეტალს შორის იონური ბმით. მათში წყალბადი ასრულებს უარყოფითი იონის  $H^-$  როლს, ამიტომ ტუტე და ტუტემიწათა ლითონების ჰიდრიდებს უწოდებენ მარილმსგავს ჰიდრიდებს. მათ მიეკუთვნება  $NaH$ ;  $KH$ ;  $RbH$ ;  $CsH$ ;  $CaH_2$ ;  $SrH_2$ ;  $BaH_2$  და სხვ. მარილმსგავსი ჰიდრიდების წყალში გახსნისას გამოიყოფა თავისუფალი წყალბადი, მეტალის ჰიდრატირებული იონები და ჰიდროქსიდ-იონები.

მაგალითად:



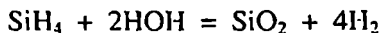
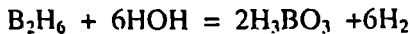
რამდენადაც მარილმსგავსი ჰიდრიდების ჰიდროლიზის დროს ხდება თავისუფალი წყალბადის გამოყოფა და ჰიდროქსიდ-იონების დაგროვება, ამდენად მათ ხსნარებს აქვს ტუტე რეაქცია. მიმდინარე პროცესები შეიძლება წარმოვადგინოთ შემდეგი სახით:



კალიუმის იონები ჰიდრატირდებიან, ხოლო სხვადასხვა სახით დამუხტული წყალბადის იონები ( $H^+$  და  $H^-$ ) შედიან ჟანგვა-აღდგენით რეაქციაში და წარმოქმნიან თავისუფალ წყალბადს, რომელიც გამოიყოფა მარილმსგავსი ჰიდრიდების ჰიდროლიზის დროს.

პერიოდული სისტემის IV, V, VI და VII ჯგუფის ელემენტების ჰიდრიდები, რომელთა შედგენილობა ზოგადად პასუხობს:  $RH_4$ ,  $RH_3$ ,  $RH_2$  და  $RH$  ხასიათდებიან წყალბადსა და აღნიშნული ჯგუფების არამეტალურებს შორის კოვალენტური ბმით.

ბორისა და სილიციუმის ჰიდრიდები, ჰიდროლიზის დროს გამოყოფენ თავისუფალ წყალბადს.



ბოლო რეაქცია ადვილად მიმდინარეობს ტუტე არეში.

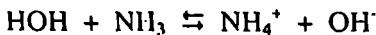


ეს რეაქცია ანალიზში გამოიყენება სილანების განსაზღვრისათვის.

აზოტის ჰიდრიდი – ამიაკი წყალთან მოქმედებისას წარმოქმნის ამონიუმის ჰიდროქსიდს:



ეს რეაქცია შეიძლება წარმოვადგინოთ როგორც პროტოლიტური რეაქცია, რომელშიც წყალი ასრულებს მჟავას ფუნქციას, ხოლო ამიაკი – ფუძისას:



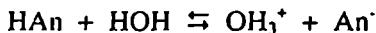
მჟავა<sub>1</sub> ფუძე<sub>2</sub> მჟავა<sub>2</sub> ფუძე<sub>1</sub>

ამონიუმის ჰიდროქსიდის წარმოქმნა აიხსნება იმით, რომ წყლის მოლეკულის წყალბადი უფრო დადებითად არის პოლარიზებული, ხოლო აზოტი უფრო მაღალი პროტონური სწრაფვით ხასიათდება, ვიდრე ჟანგბადი. ამის გამო წარმოიქმნება ამონიუმის კომპლექსური იონები, რომლებიც წყლის ჰიდროქსიდ-იონებთან წარმოქმნიან ამონიუმის ჰიდროქსიდს.

ფოსფორის, დარიშხანის და ანთიმონის ჰიდრიდები წყალთან ურთიერთქმედების რეაქციაში არ შედიან.

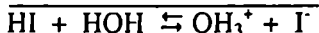
VI და VII ჯგუფის ელემენტების ჰიდრიდები წარმოადგენენ უეანგბადო მჟავეებს:  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ ,  $HF$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ .

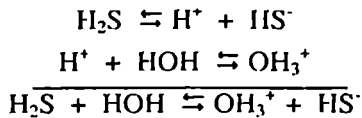
მათი ჰიდროლიზი მიმდინარეობს შემდეგი სქემის მიხედვით:



მჟავა<sub>1</sub> ფუძე<sub>2</sub> მჟავა<sub>2</sub> ფუძე<sub>1</sub>

მაგალითად:

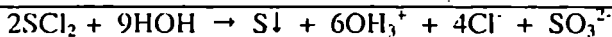
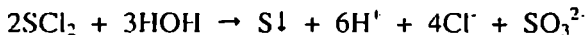
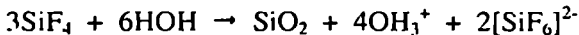
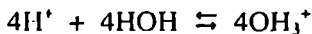




მჟავა<sub>1</sub> ფუძე<sub>2</sub> მჟავა<sub>2</sub> ფუძე<sub>1</sub>

რამდენადაც უჟანგბადო მჟავების პიდროლიზის დროს წარმოიქმნება პიდროქსონიუმის იონი, ამდენად მათ ხსნარებს აქეთ მჟავა რეაქცია.

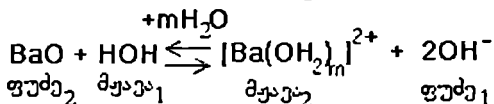
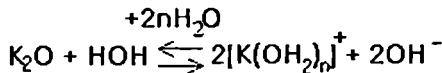
ჰალოგენანჰიდრიდების პიდროლიზი



ოქსიდების პიდროლიზი

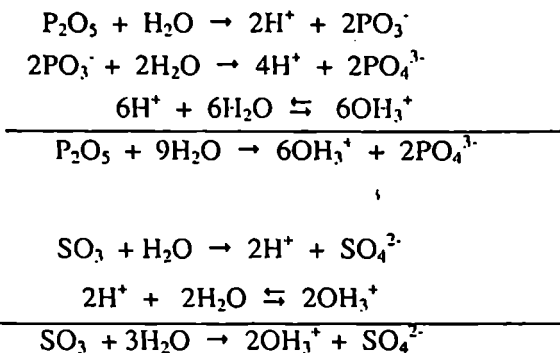
ტუტე და ტუტემიწათა მეტალების ოქსიდები, წყალთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნიან ხსნად ფუძეებს-ტუტეებს, რომლებშიც კათიონი არის პიდრატირებულ მდგომარეობაში.

მაგალითად,



დ. მენდელეევის პერიოდული სისტემის ელემენტების ოქსიდები

ზოგადი ფორმულით  $RO_2$ ,  $R_2O_5$ ,  $RO_3$  და  $R_2O_7$  წყალთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნიან ჟანგბადოვან მჟავებს, რომელთა ხსნარებში არის ჰიდროქსონიუმის იონები და შესაბამისი მჟავას ანიონები, მაგალითად,

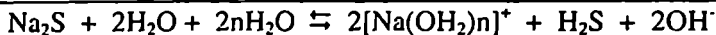


ფუძე მჟავა<sub>1</sub> მჟავა<sub>2</sub> ფუძე<sub>1</sub>

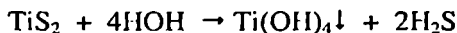
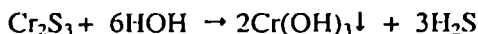
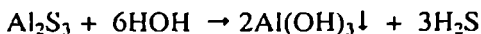
პერიოდული სისტემის III და IV ჯგუფის ელემენტების ოქსიდები. წყალში უხსნადებია და ამიტომ ისინი ჰიდროლიზს არ განიცდიან.

### სულფიდების ჰიდროლიზი

ტუტე და ტუტემიწათა ელემენტების სულფიდები შეიძლება განვიხილოთ როგორც სუსტი გოგირდწყალბადმჟავას მარილები, რომლებიც ჰიდროლიზის შედეგად წარმოქმნიან თავისუფალ გოგირდწყალბადმჟავას ან მჟავა მარილს და ჰიდროქსიდ იონებს, მაგალითად:

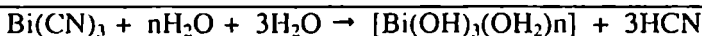
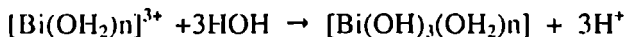
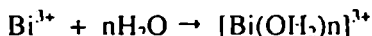
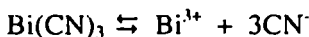
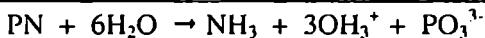
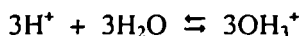
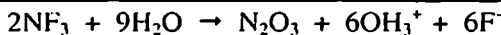
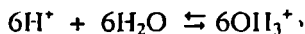


მესამე ანალიზური ჯგუფის კათიონების სულფიდების  $Al_2S_3$ ,  $Cr_2S_3$  და  $TiS_2$  წყალთან ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება შესაბამისი ჰიდროქსიდის ნალექი და თავისუფალი (აირადი)  $H_2S$ .



გაცხელებისას ჰიდროლიზის რეაქციის სიჩქარე იზრდება და რეაქცია პრაქტიკულად ბოლომდე მიდის. ჰიდროლიზის ასეთ პროცესს ეწოდება შუქცევალი.

ჰიდროლიზს განიცდიან ნიტრიდები, ციანიდები და სხვა ნაერთები. მაგალითად,



**ჰიდროლიზის კონსტანტას და ხარისხის გამოთვლა**

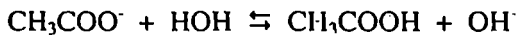
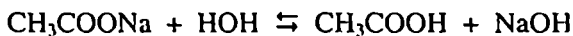
რაოდენობრივად ჰიდროლიზი ხასიათდება ორი სიდიდით: ჰიდროლიზის კონსტანტით და ჰიდროლიზის ხარისხით.

ჰიდროლიზის კონსტანტა ეწოდება ჰიდროლიზებულ პროდუქტთა კონცენტრაციების ნამრავლის შეფარდებას მარილის არაჰიდროლიზებული იონების კონცენტრაციასთან.

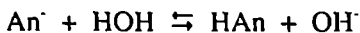
ნატრიუმის აცეტატის მაგალითზე განვიხილოთ ჰიდროლიზის კონსტანტას გამოთვლის მეთოდის (სუსტი მჟავასა და ძლიერი ფუძის

მარილი).

იმისათვის, რომ ' გამოვიყენოთ ჰიდროლიზის კონსტანტას ტოლობა, აუცილებელია ჰიდროლიზის რეაქციის იონური განტოლების დაწერა.



ზოგადად:



ჰიდროლიზის შექცევად პროცესში თუ გამოვიყენებთ მოქმედ მასათა კანონს, შეიძლება დაწეროთ ქიმიური წონასწორობის მუდმივას განტოლება:

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = K \quad (\text{ქიმიური წონასწორობის მუდმივა}) \quad (1)$$

წყალი, როგორც გამხსნელი, ჭარბადაა განზავებულ ხსნარებში, მისი კონცენტრაცია პრაქტიკულად არ იცვლება ჰიდროლიზის წონასწორობის დარღვევის დროს. ამიტომ  $[\text{H}_2\text{O}]$  სიდიდე შეიძლება ჩავთვალოთ მუდმივ სიდიდეთ და გადავიტანოთ ტოლობის მარჯვენა მხარეს:

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = K[\text{H}_2\text{O}]$$

ორი მუდმივი სიდიდის ნამრავლი  $K$  და  $[\text{H}_2\text{O}]$  მუდმივი სიდიდეა და აელნიშნოთ  $K_{\text{ჰიდ}}$ .

$$K_{\text{ჰიდ}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

ან

$$K_{\text{ჰიდ}} = \frac{[\text{HAn}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{An}^-]}, \quad (2)$$

(2) განტოლებიდან ჩანს, რომ ჰიდროლიზის პროდუქტების ნაწარმის შეფარდება მარილების არაჰიდროლიზებული იონების კონ-



ცენტრაციასთან მუდმივ ტემპერატურაზე, მუდმივი სიდიდეა.

$K_{\text{ჰიდრ.}}$  რიცხვითი მნიშვნელობა შეიძლება ვიპოვოთ, წყლის  $K_{H_2O}$  იონური ნაწარმის სიდიდისა და მიღებული სუსტი მჟავას ( მოცემულ შემთხვევაში  $CH_3COOH$ ) დისოციაციის კონსტანტადან.

წყლის იონური ნაწარმის ტოლობიდან  $[H^+]\cdot[OH^-] = K_{H_2O}$  გამომდინარე

$$[OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]}$$

$[OH^-]$  მნიშვნელობა ჩავსვათ ჰიდროლიზის კონსტანტას განტოლებაში

$$K_{\text{ჰიდრ.}} = \frac{[CH_3COOH] \cdot K_{H_2O}}{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}$$

მიღებულ განტოლებაში  $\frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}$  წარმოადგენს,

$CH_3COOH$  დისოციაციის კონსტანტას შებრუნებულ სიდიდეს ანუ  $\frac{1}{K_{CH_3COOH}}$  თუ ჩავსვათ ამ მნიშვნელობას ჰიდროლიზის კონსტანტას განტოლებაში, მივიღებთ:

$$K_{\text{ჰიდრ.}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{CH_3COOH}} \quad (3)$$

მიღებული განტოლების გამოყენებით იგებენ ჰიდროლიზის კონსტანტას სიდიდეს. ჩვენს მიერ აღებული მარილისთვის –  $CH_3COONa$  შეიძლება დაიწეროს:

$$K_{\text{ჰიდრ}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{CH_3COOH}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,85 \cdot 10^{-5}} = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავასაგან წარმოქმნილი ბინარული მარილების ჰიდროლიზის კონსტანტა რიცხობრივად ტოლია წყლის იონური ნაწარმის შეფარდებისა, ჰიდროლიზის პროცესში მიღებული სუსტი მჟავას დისოციაციის კონსტანტას სიდიდესთან.

ჰიდროლიზის ხარისხი ეწოდება მარილის ჰიდროლიზებული ნაწილის ფარდობას, მარილის საერთო კონცენტრაციასთან ხსნარში.

რომ გამოვთვალოთ ჰიდროლიზის ხარისხი, ჩავთვალოთ რომ მარილის კონცენტრაცია ხსნარში ტოლია  $C$  მოლ/ლ, ხოლო ჰიდროლიზის ხარისხი ტოლია  $h$ . მაშინ მარილის ჰიდროლიზებული ნაწილის კონცენტრაცია ტოლია იონთა კონცენტრაციების  $Ch \cdot Ch$  ნამრავლის.

მარილის არაჰიდროლიზებული ნაწილის კონცენტრაცია არის  $C - Ch$  ანუ  $C(1-h)$

$$K_{\text{ჰიდრ}} = \frac{Ch \cdot Ch}{C - Ch} = \frac{K_{H_2O}}{K_{CH_3COOH}}$$

$$\frac{C^2 h^2}{C(1-h)} = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{მჟავა}}}$$

$$\frac{Ch^2}{1-h} = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{მჟავა}}}$$

$h$  სიდიდე მცირეა, ნაკლებია ერთზე, ამიტომ შეიძლება უგულებელვუყოთ და მივიღოთ:

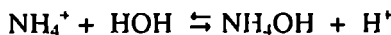
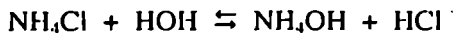
$$Ch^2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{მჟავა}}} \quad \text{ან} \quad h^2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{მჟავა}} \cdot C_{\text{მარილი}}}; \quad h = \sqrt{\frac{K_{H_2O}}{K_{\text{მჟავა}} \cdot C_{\text{მარილი}}}} \quad (4)$$

(4) ფორმულა გამოიყენება ჰიდროლიზის ხარისხის გამოსათვლელად. ჩავსვათ რიცხვითი მნიშვნელობა.  $0,1M CH_3COONa$  ხსნარის ჰიდროლიზის ხარისხი ტოლია:

$$h = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,85 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}}} = \sqrt{0,55 \cdot 10^{-8}} = 0,74 \cdot 10^{-4} \quad \text{ანუ } 0,0074\%$$

ფორმულიდან ჩანს, რომ ძლიერი ფუძის კათიონებისა და სუსტი მჟავას ანიონებისაგან წარმოქმნილი ბინარული მარილების ჰიდროლიზის ხარისხი ტოლია კვადრატული ფესვისა, წყლის იონური ნაწარმის შეფარდების მჟავას დისოციაციის კონსტანტასა და მარილის კონცენტრაციის ნამრავლიდან.

სუსტი ფუძის კათიონებისა და ძლიერი მჟავას ანიონებისაგან წარმოქმნილი ბინარული მარილების ჰიდროლიზის ხარისხი და კონსტანტა. გავეცნოთ გამოთვლის მეთოდისას  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ჰიდროლიზის მაგალითზე.



ანუ ზოგადი სახით:



მოქმედ მასათა კანონის გამოყენებით დავწეროთ ქიმიური წონასწორობის მუდმივას განტოლება:

$$K = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

თუ გადავიტანთ წყლის  $[\text{H}_2\text{O}]$  კონცენტრაციას განტოლების მარცხენა მხარეს და ორი მუდმივი სიდიდის ნამრავლს შევცვლით  $K_{\text{ჰიდრ.}}$  მივიღებთ ჰიდროლიზის კონსტანტას განტოლებას.

$$K_{\text{ჰიდრ.}} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

ანუ

$$K_{\text{ჰიდრ.}} = \frac{[\text{KtOH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{Kt}^+]} \quad (6)$$

წყლის იონური ნაწარმიდან ვიპოვით, რომ

$$[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{[OH^-]}$$

ამ მნიშვნელობას თუ ჩავსვამთ ჰიდროლიზის კონსტანტას განტოლებაში, მივიღებთ:

$$K_{ჰიდრ.} = \frac{[NH_4OH] \cdot K_{H_2O}}{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}$$

ვიცით, რომ

$$\frac{[NH_4OH]}{[NH_4^+] \cdot [OH^-]} = \frac{1}{K_{NH_4OH}}$$

მაშინ,

$$K_{ჰიდრ.} = \frac{K_{H_2O}}{K_{ფუჰე}} \quad (7)$$

$NH_4Cl$  ჰიდროლიზის კონსტანტა ტოლია:

$$K_{ჰიდრ. NH_4Cl} = \frac{K_{H_2O}}{K_{NH_4OH}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,79 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

მაშასადამე, სუსტი ფუძისა და ძლიერი მჟავისაგან წარმოქმნილი ბინარული მარილების ჰიდროლიზის კონსტანტა რიცხობრივად ტოლია წყლის იონური ნაწარმის  $K_{H_2O}$  შეფარდების ჰიდროლიზის პროცესში წარმოქმნილი სუსტი ფუძის დისოციაციის კონსტანტას სიდიდესთან.

$NH_4Cl$ -ის ჰიდროლიზის ხარისხის გამოსათვლელად ჩავთვალოთ მარილების კონცენტრაცია ხსნარში ტოლია  $C$  მოლ/ლ, ჰიდროლიზის ხარისხი  $h$ -ის, მაშინ მარილის ჰიდროლიზებული ნაწილის კონცენტრაცია ტოლია ჰიდროლიზის პროდუქტების კონცენტრაციის –  $Ch$ , ხოლო მარილის არაჰიდროლიზებული ნაწილის კონცენტრაცია ტოლია  $C - Ch$ , ანუ  $C(1-h)$ . ჩავსვათ ჰიდროლიზის კონსტანტას განტოლებაში მიღებული აღნიშვნა

$$K_{\text{კლდ}} = \frac{Ch \cdot Ch}{C - Ch} = \frac{K_{H_2O}}{K_{NH_4OH}}$$

$$\frac{C^2 h^2}{C(1-h)} = \frac{K_{H_2O}}{K_{NH_4OH}}$$

ანუ თუ უგულებელვყოფთ  $h$  სიდიდეს მნიშვნელში, მივიღებთ:

$$Ch^2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{NH_4OH}}$$

საიდანაც

$$h^2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{NH_4OH} \cdot C_{\text{მარილის}}}; \quad h = \sqrt{\frac{K_{H_2O}}{K_{NH_4OH} \cdot C_{\text{მარილის}}}}; \quad (8)$$

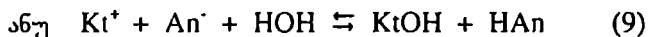
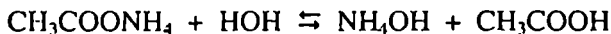
ჩავსვათ რიცხვითი მნიშვნელობა პიდროლიზის ხარისხის განტოლებაში, ვღებულობთ, რომ 0,1M  $NH_4Cl$  ხსნარის პიდროლიზის ხარისხი ტოლია

$$h = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-1}}} = \sqrt{0,56 \cdot 10^{-8}} = 0,75 \cdot 10^{-4} \text{ ანუ } 0,0075\%$$

(8) ფორმულიდან ჩანს, რომ სუსტი ფუძის კათიონებისა და ძლიერი მჟავას ანიონებისაგან წარმოქმნილი ბინარული მარილების პიდროლიზის ხარისხი ტოლია კვადრატული ფესვისა, წყლის იონური ნაწარმის შეფარდების ფუძის დისოციაციის კონსტანტასა და მარილის კონცენტრაციის ნამრავლიდან.

სუსტი ფუძის კათიონებისა და სუსტი მჟავას ანიონებისაგან წარმოქმნილი ბინარული მარილების პიდროლიზის ხარისხი და კონსტანტა.

გაეხსენოთ ამონიუმის აცეტატის პიდროლიზის რეაქცია



დაწეროთ ქიმიური წონასწორობის კონსტანტას განტოლება

$$\frac{[NH_4OH][CH_3COOH]}{[NH_4^+][CH_3COO^-] \cdot [H_2O]} = K \quad (\text{ქიმიური წონასწორობის კონ-})$$

სტანტა)

აქედან მივიღებთ ჰიდროლიზის კონსტანტას განტოლებას

$$\frac{[NH_4OH][CH_3COOH]}{[NH_4^+][CH_3COO^-]} = K \cdot [H_2O] = K_{\text{ჰიდრ.}}$$

ზოგადად:

$$K_{\text{ჰიდრ.}} = \frac{[KtOH][HAn]}{[Kt^+][An^-]} \quad (10)$$

$NH_4OH$  და  $CH_3COOH$ -ის დისოციაციის კონსტანტას განტოლებიდან ვპოულობთ ჰიდროლიზის პროდუქტების კონცენტრაციას

$$K_{\text{დისოც. } NH_4OH} = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]}$$

საიდანაც  $[NH_4OH] = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{K_{\text{დისოც. } NH_4OH}}$

ანალოგიური ხერხით ვპოულობთ, რომ

$$[CH_3COOH] = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{K_{\text{დის. } CH_3COOH}}$$

თუ მიღებულს ჩავსვამთ ჰიდროლიზის მუდმივას განტოლებაში, მივიღებთ:

$$K_{\text{ჰიდრ.}} = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-] \cdot [H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[NH_4^+] \cdot [CH_3COO^-] K_{\text{წყუბ.}} \cdot K_{\text{მჟავ.}}}$$

ანუ  $K_{\text{ჰიდრ.}} = \frac{[H^+][OH^-]}{K_{\text{წყუბ.}} \cdot K_{\text{მჟავ.}}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{\text{წყუბ.}} \cdot K_{\text{მჟავ.}}} \quad (11)$

მე-11 განტოლებიდან გამოვძინარეობს, რომ სუსტი ფუძის კათიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზის მუდმივა, რიცხობრივად ტოლია წყლის იონური ნაწარმის შეფარდებისა, მარილის ჰიდროლიზის პროცესში მიღებული ფუძისა და მჟავას დისოციაციის კონსტანტას ნამრავლთან.

თუ ჩავსვამთ მიღებულ ფორმულაში რიცხვით მნიშვნელობას, ვიპოვით ჰიდროლიზის კონსტანტას სიდიდეს.

$$K_{\text{ჰიდრ. CH}_3\text{COONH}_4} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{მჟავა}} \cdot K_{\text{ფუძე}}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 1,85 \cdot 10^{-5}} =$$

$$= \frac{10 \cdot 10^{-15}}{3,31 \cdot 10^{-10}} = 3,02 \cdot 10^{-5}$$

ჰიდროლიზის ხარისხის გამოსათვლელად ჩავთვალოთ, რომ მარილის საერთო კონცენტრაცია ხსნარში ტოლია  $C$  მოლ/ლ, ჰიდროლიზის ხარისხი ტოლია  $h$ , მაშინ მარილის ჰიდროლიზებული ნაწილის კონცენტრაცია ტოლია  $Ch$ , ხოლო მარილის არაჰიდროლიზებული ნაწილის კონცენტრაცია ტოლია  $C - Ch$  ანუ  $C(1 - h)$

საიდანაც

$$K_{\text{ჰიდრ.}} = \frac{Ch \cdot Ch}{C(1-h)(1-h)C} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{მჟავა}} \cdot K_{\text{ფუძე}}}$$

$$\frac{h^2}{(1-h)^2} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{მჟავა}} \cdot K_{\text{ფუძე}}}$$

$$\frac{h}{1-h} = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{მჟავა}} \cdot K_{\text{ფუძე}}}} \quad (12)$$

სუსტი ფუძის კათიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან მიღებული მარილის ჰიდროლიზი მიდის მნიშვნელოვანი ხარისხით, ამიტომ მნიშვნელობაში  $h$  სიდიდის უგულებელყოფა არ შეიძლება.

(12) განტოლებიდან ჩანს, რომ მასში არ შედის მარილის კონცენტრაცია. ასეთი ტიპის მარილების ჰიდროლიზის ხარისხი არ არის დამოკიდებული კონცენტრაციაზე. თუ ფორმულაში ჩავსვამთ კონსტანტას სიდიდეს, ვპოულობთ მარილის ჰიდროლიზის ხარისხს.

ამრიგად, ჰიდროლიზის ხარისხი

$$CH_3COONH_4 = \frac{h}{1-h} = \sqrt{\frac{K_{H_2O}}{K_{NH_4^+} \cdot K_{HCO_3^-}}} = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 1,85 \cdot 10^{-5}}} =$$

$$= \sqrt{\frac{10 \cdot 10^{-15}}{3,31 \cdot 10^{-10}}} = \sqrt{3,02 \cdot 10^{-6}} = \sqrt{30,2 \cdot 10^{-7}} = 5,49 \cdot 10^{-3}$$

$$h = 5,49 \cdot 10^{-3} \cdot (1-h) = 5,49 \cdot 10^{-3} - 5,49 \cdot 10^{-3} h;$$

$$h + 5,49 \cdot 10^{-3} h = 5,49 \cdot 10^{-3};$$

$$h = \frac{0,00549}{1,00549} = 0,00546 \quad \text{ანუ პროცენტებში: } 0,00546 \cdot 100 = 0,546\%$$

თუ ამონიუმის აცეტატის ნაცვლად ავიღებთ ამონიუმის ციანიდს  $NH_4CN$ , უფრო სუსტი მჟავას მარილს, მაშინ მისი ჰიდროლიზის ხარისხი ტოლია

$$\frac{h}{1-h} = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 7,2 \cdot 10^{-10}}} = \sqrt{\frac{10 \cdot 10^{-15}}{12,89 \cdot 10^{-15}}} = \sqrt{0,7757} = 0,88$$

$$h + 0,88h = 0,88$$

$$h = \frac{0,88}{1,88} = 0,4680$$

ანუ 46,80%

ძლიერი ჰიდროლიზის უნარის მქონე მარილების ჰიდროლიზის

ხარისხისა და კონსტანტას გამოთვლა

ანალიზურ პრაქტიკაში დიდი მნიშვნელობა აქვს სუსტი ფუძის კათიონებისა და სუსტი მჟავას ანიონებისაგან წარმოქმნილი ძლიერი ჰიდროლიზის უნარის მქონე მარილების ჰიდროლიზის ხარისხის გა-

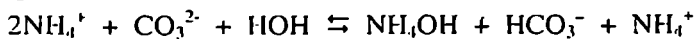


მოთვლას. მაგალითად  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ;  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  და სხვ.

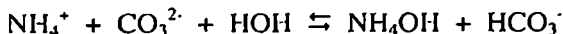
ასეთი შედეგენილობის მარილების ჰიდროლიზის ხარისხის გამოთვლა ხდება ჰიდროლიზის პირველი საფეხურის განტოლებიდან. მრავალფუძიანი მჟავას მარილების ჰიდროლიზი მიმდინარეობს ძირითადად პირველი საფეხურის მიხედვით. მაგალითად:



ანუ



განტოლების გარდაქმნით, ვღებულობთ იონურ განტოლებას



(12) ფორმულით გამოთვლიან  $h$  სიდიდეს. ამ დროს სუსტი მჟავას დისოციაციის კონსტანტას იღებენ მეორე საფეხურის მიხედვით. ჰიდროლიზის შედეგად მიიღება ანიონები  $\text{HCO}_3^-$ , რომელიც წარმოქმნილია  $\text{CO}_3^{2-}$  და წყლის  $\text{H}^+$  იონებისაგან. მიღებულ პროცესს უპასუხებს წონასწორობა:

$$K_{2\text{H}_2\text{CO}_3} = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  -ის ჰიდროლიზის ხარისხის გამოსათვლელად გამოვიყენოთ (12) ფორმულა.

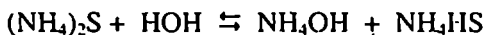
$$\begin{aligned} \frac{h}{1-h} &= \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{NH}_4^+} \cdot K_{2\text{H}_2\text{CO}_3}}} = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,79 \cdot 10^{-5} \cdot 5,61 \cdot 10^{-11}}} = \sqrt{\frac{10 \cdot 10^{-15}}{1,0042 \cdot 10^{-15}}} = \\ &= \sqrt{9,958} = 3,15 \end{aligned}$$

$$h = 3,15 \cdot (1-h) = 3,15 - 3,15h$$

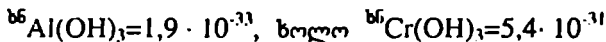
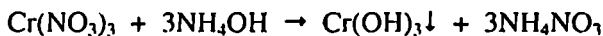
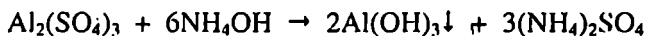
$$h = \frac{3,15}{4,15} = 0,76 \quad \text{ანუ } 76\%$$

### ჰიდროლიზის მნიშვნელობა თვისებით ანალიზში

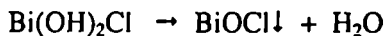
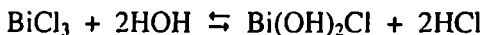
ჰიდროლიზს გააჩნია არა მარტო თეორიული, არამედ დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა. ჰიდროლიზის რეაქცია ფართოდ გამოიყენება თვისებითი ანალიზის პრაქტიკაში და საშუალებას გვაძლევს გავერკვიოთ მთელ რიგ რთულ პროცესებში. მაგალითად, ალუმინის, ქრომისა და ტიტანის სულფიდების ჰიდროლიზი პრაქტიკულად ბოლომდე მიდის. ამიტომ ალუმინის, ქრომისა და ტიტანის მარილებზე ამონიუმის სულფიდის მოქმედებით  $\text{NH}_4\text{OH}$  და  $\text{NH}_4\text{Cl}$  თანაობისას  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{S}_3$  და  $\text{TiS}_2$  ნაცვლად წარმოიქმნება მათი ჰიდროქსიდები  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  და  $\text{Ti}(\text{OH})_4$ , რომელთა გამოყოფას ნალექის სახით ვერ გავიგებთ ჰიდროლიზის ცოდნის გარეშე.  $\text{Al}(\text{OH})_3$  და  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  დალექვა აიხსნება იმით, რომ ამონიუმის სულფიდი ხსნარში განიცდის ჰიდროლიზს, რის შედეგად ხსნარს ექნება სუსტი ტუტე რეაქცია



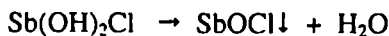
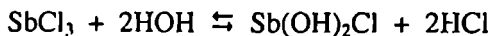
წარმოქმნილი  $\text{NH}_4\text{OH}$  შედის რეაქციაში ალუმინის და ქრომის მარილებთან და დალექავს მათ ძნელადხსნადი ნალექების – ჰიდროქსიდების სახით:



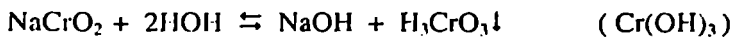
ჰიდროლიზის რეაქცია გამოიყენება მთელი რიგი კათიონებისა და ანიონების აღმოჩენის მახასიათებელ რეაქციადა. ბერილიუმის, ბისმუტისა და ანთიმონის ქლოროვანი ნაერთები ჰიდროლიზის შედეგად წარმოქმნიან ძნელად ხსნად ნალექებს. ნალექების წარმოქმნით ვმსჯელობთ საკვლევ ხსნარში დასახელებული კათიონების არსებობაზე:



ზუსტად ასევე მიმდინარეობს  $\text{SbCl}_3$ -ის ჰიდროლიზის რეაქცია



ჰიდროლიზის რეაქცია გამოიყენება აგრეთვე იონების დასაც-  
ილებლად ანუ მათ გამოსაყოფად ნალექის სახით. მაგალითად, ქრომის  
იონის დასაცილებლად ალუმინის იონისაგან, საანალიზო ხსნარს ამატე-  
ბენ  $\text{NH}_4\text{OH}$  და აცხელებენ. ამ დროს წარმოიქმნება ნატრიუმის ალუმი-  
ნატი  $\text{NaAlO}_2$  და ნატრიუმის ქრომიტი  $\text{NaCrO}_2$ . ხსნარის დუღილის  
დროს ნატრიუმის ქრომიტი  $\text{NaCrO}_2$  ჰიდროლიზდება ნალექის წარ-  
მოქმნით  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , რომელიც შემდეგ გადაიფილტრება.



ჰიდროლიზის რეაქცია გამოიყენება საანალიზო ხსნარების მჟავი-  
ანობისა და ტუტეიანობის მოსაწესრიგებლად, ანუ, როგორც ხსნარების  
 $\text{pH}$  და  $\text{pOH}$  რეგულატორი.

მაგალითად, გამოსაკვლევ ხსნარებს, მჟავიანობის დასაწევად ან  
 $\text{pH}$ -ის ასაწევად, ამატებენ ნატრიუმის კარბონატს ან ნატრიუმის აცე-  
ტატს, რომლებიც ჰიდროლიზდებიან ჰიდროქსიდის თავისუფალი იონე-  
ბის წარმოქმნით და ამასთან ზრდიან  $\text{pH}$  სიდიდეს. მჟავიანობის  
ასაწევად ან  $\text{pH}$  სიდიდის დასაწევად, ხსნარს ამატებენ ამონიუმის  
ქლორიდს, რომელიც ჰიდროლიზდება ჰიდროქსონიუმის იონების წარ-  
მოქმნით, რომელიც დაბლა წევს  $\text{pH}$  სიდიდეს.

მარილის ჰიდროლიზის ხარისხზე დიდ გავლენას ახდენს ტემ-  
პერატურა. ტემპერატურის გაზრდა აძლიერებს წყლის დისოციაციის  
პროცესს და ზრდის წყლის იონურ ნაძრავლს, ხოლო ეს თავის მხრივ  
ზრდის ჰიდროლიზის ხარისხს და პირიქით, ტემპერატურის დაწვეა  
ამცირებს მარილის ჰიდროლიზის ხარისხს. საბოლოოდ, ძლიერი ფუძის  
კათიონებისა და სუსტი მჟავას ანიონებისაგან, ასევე სუსტი ფუძის კა-  
თიონებისა და ძლიერი მჟავას ანიონებისაგან წარმოქმნილი მარილის  
ჰიდროლიზის ხარისხი დამოკიდებულია მარილის კონცენტრაციაზე.  
რაც უფრო მცირეა მარილის კონცენტრაცია, მით უფრო დიდია  
მარილის ჰიდროლიზის ხარისხი და პირიქით.

ჰიდროლიზს გააჩნია დიდი სახალხო-სამეურნეო მნიშვნელობა.  
ჰიდროლიზის რეაქცია ფართოდ გამოიყენება ქიმიურ მრეწველობაში.  
მაგალითად, ხე-ტყის დამამუშავებელი წარმოების ნარჩენებით და სოფ-

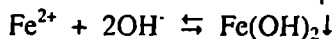
ლის მეურნეობის ნარჩენების პიდროლიზით იღებენ ეთილის სპირტს, გლუკოზას და სხვა ნივთიერებებს. ცხიმების პიდროლიზი არის საპნის და გლიცერინის წარმოების საფუძველი. პიდროლიზით სარგებლობენ სამრეწველო წყლის გასასუფთავებლად. სამხედრო საქმეში პიდროლიზი გამოიყენება მომწამლავი ნივთიერებების დეგაზაციისათვის. პიდროლიზი დიდ როლს ასრულებს ბუნებაში მიმდინარე სასიცოცხლო პროცესებში.

## 2.5. $Fe^{2+}$ , $Fe^{3+}$ , $Mn^{2+}$ , $Mg^{2+}$ , $Bi^{3+}$ , $Sb^{3+}$ , $Sb^{5+}$ კატიონთა მესამე ანალიზური ჯგუფი

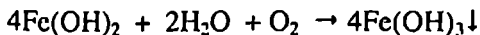
ამ ჯგუფის იონები ტუტებთან წამოქმნიან პიდროქსიდებს, რომლებიც არ იხსნებიან წყალში და ტუტეებში, ხოლო მინერალური მკაეების (აზოტის, მარილის და გოგირდის) მოქმედებით ადვილად გადადიან ხსნად მდგომარეობაში. ახლადდალეკილი ანთიმონის (III) პიდროქსიდი ჭარბ ტუტეში კარგად იხსნება.

რეაქციები  $Fe^{2+}$  იონზე.  $Fe(II)$  მარილთა ხსნარები შეფერილია ღია მწვანედ, ხოლო განზაეებული ხსნარები უფერულია.

ტუტეები  $NaOH$ ,  $KOH$   $Fe^{2+}$  იონს ლეკავს რკინის პიდროქსიდის  $Fe(OH)_2$  სახით:



ახლადდალეკილი ნალექი თეთრი ფერისაა. ჰაერზე ნალექი უანგბადით თანდათანობით დაუანგვის გამო იღებს მონაცისფრო-მწვანე ფერს:



ცდა 1. სინჯარაში შეიტანეთ რკინის (II) სულფატის ხსნარის 2-3 წვეთი, დაამატეთ დისტილირებული წყლის 5 წვეთი და ტუტის ხსნარის 2 წვეთი. მიაქციეთ ყურადღება ნალექის ფერს და ხასიათს.

ამაჰის ხსნარი  $Fe^{2+}$  იძლევა რკინის (II) პიდროქსიდის  $Fe(OH)_2$  ნალექს:



### ცდის ჩატარების პირობები:

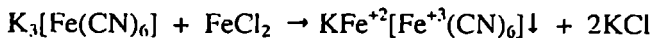
1. რეაქცია უნდა ჩატარდეს  $\text{pH}=12-13$ .

2. ნალექის გამოყოფას ხელს უწყობს ამონიუმის მარილების თანაარსებობა.

3. პაერის უანგბადი და იქ არსებული წყლის ორთქლი ნალექის ფერის შეცვლას იწვევს,  $\text{Fe}^{2+}$  იონების თანდათანობითი დაჟანგვის გამო  $\text{Fe}^{3+}$  - მდე.

ცდა 2. სინჯარაში მოათავსეთ რკინის (II) სულფატის ხსნარის 2-3 წვეთი, დაამატეთ 10% ამონიუმის სულფატის ან ქლორიდის ხსნარის 4-5 წვეთი, ხოლო შემდეგ ამიაკის ხსნარის 2-3 წვეთი. შეამოწმეთ, წარმოიქმნება თუ არა ნალექი.

კალიუმის პექსაციანოფერიატი (სისხლის წითელი მარილი)  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$   $\text{Fe}^{2+}$  იონთან იძლევა ლურჯი ფერის ნალექს ე.წ. ტურნბულის ლურჯს:



ნალექი არ იხსნება მჟავებში.

### ცდის ჩატარების პირობები:

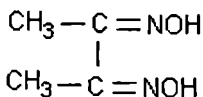
1. რეაქცია კარგ შედეგებს იძლევა, როდესაც  $\text{pH}<2-3$

2. თავისუფალი ტუტეები  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  იწვევს ტურნბულის ლურჯის დაშლას

3.  $\text{Fe}^{3+}$  იონი და სხვა იონები რეაქციის ჩატარებას ხელს არ უშლიან.

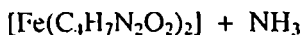
ცდა 3. სინჯარაში შეიტანეთ რკინის (II) სულფატის ხსნარის 2-3 წვეთი, დაამატეთ გამოხდილი წყლის 4-5 წვეთი და კალიუმის პექსაციანოფერიატის ხსნარის 2 წვეთი. მიაქციეთ ყურადღება ნალექის ფერს. შეამოწმეთ მისი ხნადობა მჟავებში და ტუტეებში.

დიმეთილგლიოქსიმი (ჩუგაევის რეაქტივი)



$\text{Fe}^{2+}$  კათიონთან წარმოქმნის ჭიაფერ-წითელი ფერის შიდაკომ-

## პლექსურ ნაერთს



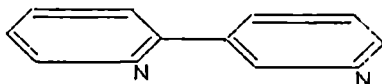
ცდა 4. სასაგნე მინაზე მოათავსეთ საანალიზო ხსნარის წვეთი, დაამატეთ რეაქტივის 1 წვეთი და ამონიუმის კიდროქსიდის 1 წვეთი.

$\text{Fe}^{2+}$  არსებობის შემთხვევაში ხსნარი შეიფერება წითლად.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია ტარდება როცა  $\text{pH} > 7$  (ამიაკურ არეში).
2.  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  და სხვა იონები ხელს უშლიან  $\text{Fe}^{2+}$  აღმოჩენას.

a-, a<sup>1</sup> - დიპირიდილი



მყავა არეში  $\text{Fe}^{2+}$  იონთან იძლევა წითელი ფერის კომპლექსურ ნაერთს.

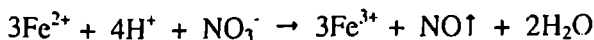
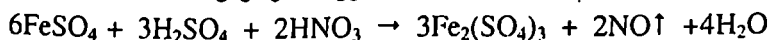
ცდა 5. სასაგნე მინაზე მოათავსეთ საანალიზო ხსნარის 2 წვეთი, დაამატეთ 0.1N HCl 2-3 წვეთი და მარილმყავიანი რეაქტივის ხსნარის 1 წვეთი.  $\text{Fe}^{2+}$  არსებობისას წარმოიქმნება წითელი შეფერილობის ნაერთი.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქციის ჩატარებისთვის აუცილებელია მყავა არეს შექმნა.
2. რკინა (II) აღმოჩენას ხელს არ უშლის რკინა (III).

$\text{Fe}^{2+}$  იონის დაჟანგვა  $\text{Fe}^{3+}$  იონში.

ცდა 6. აიღეთ Fe(II) მარილის 3-4 წვეთი, დაამატეთ 2N  $\text{H}_2\text{SO}_4$  3 წვეთი და განზავებული აზოტმყავას ხსნარის 2-3 წვეთი, ნარევი გააცხელეთ სანამ არ გაქრება მუქი შეფერილობა:



ცდის ჩატარების პირობები:

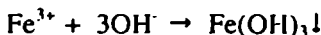
1. რეაქცია ტარდება, როდესაც  $\text{pH} < 7$ .

2. დაჟანგვისთვის იღებენ 32% HNO<sub>3</sub> ხსნარს.
3. გაცხელების პირობებში რეაქცია უკეთესად მიმდინარეობს.

### რეაქციები Fe<sup>3+</sup> იონზე

რკინის (III) მარილთა ხსნარები შეფერილია ყვითლად ან მურა წითლად.

ტუტეები KOH, NaOH, NH<sub>4</sub>OH Fe<sup>3+</sup> იონთან წარმოქმნის მურა წითელ ნალექს Fe(OH)<sub>3</sub>.



რკინის ჰიდროქსიდი ქრომის და ალუმინის ჰიდროქსიდებისაგან განსხვავებით არ იხსნება ჭარბ ტუტეებში. <sup>66</sup>Fe(OH)<sub>3</sub>=3,8·10<sup>-38</sup> ძალიან მცირეა, მაშასადამე, Fe(OH)<sub>3</sub> არ გაიხსნება ამონიუმის მარილებშიც.

ცდა 1. აიღეთ რკინის (III) ქლორიდის ხსნარის 3-4 წვეთი, დაამატეთ 3-4 წვეთი დისტილირებული წყალი და 2-3 წვეთი ტუტე. მიაქციეთ ყურადღება ნალექის ფერს და მის თვისებას. ნალექის ნახევარი სითხესთან ერთად გადაიტანეთ სხვა სინჯარაში.

პირველ სინჯარაში ჩაამატეთ ამონიუმის ქლორიდის NH<sub>4</sub>Cl ხსნარის 5-7 წვეთი, ხოლო მეორეში მარილმჟავას 4-5 წვეთი. დააკვირდით რომელში გაიხსნება ნალექი. დაწერეთ ქიმიური რეაქციის ტოლობა.

### ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია მიმდინარეობს pH>7 პირობებში.
2. რეაქცია შეიძლება ჩატარდეს ამონიუმის მარილების თანაობისას.

კალიუმის ჰექსაცვიანოფეროატი (სისხლის ყვითელი მარილი) K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] Fe<sup>3+</sup> იონთან წარმოქმნის მუქი-ლურჯი ფერის ნალექს ე.წ. ბერლინის ლაჟვარდს:



უკეთესა რეაქცია ჩატარდეს სუსტ მჟავა ხსნარებში.

ცდა 2. სინჯარაში აიღეთ რკინის (III) სულფატის ხსნარის 2-3

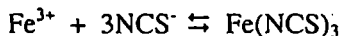
წვეთი, დაამატეთ 3-4 წვეთი გამოხდილი წყალი, 1-2 წვეთი HCl და 2 წვეთი კალიუმის პექსაცინოფეროატის ხსნარი. წარმოიქმნება ლურჯი ფერის ნალექი. რეაქციის ჩატარება შეიძლება წვეთური მეთოდით სასაგნე მინაზე ან ფილტრის ქაღალდზე.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქციას ატარებენ, როცა  $\text{pH} < 3$ .
2. თავისუფალი ტუტეები შლიან ბერლინის ლაჟვარდს.
3. რკინა (II) და სხვა იონები რკინა (III)-ის აღმოჩენას ხელს არ უშლიან.

4.  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  სიჭარბე სასურველი არ არის, რადგანაც ბერლინის ლაჟვარდი შეიძლება წარმოიქმნას გახსნილი ფორმით.

ამონიუმის როდანიდი  $\text{NH}_4\text{NCS}$   $\text{Fe}^{3+}$  იონთან იძლევა სისხლივით წითელი შეფერილობის რკინის როდანიდს:



ცდა 3. სინჯარაში ჩაასხით 2-3 წვეთი რკინის (III) სულფატის ხსნარი, დაამატეთ წყლის 4 წვეთი და კალიუმის როდანიდის 2 წვეთი. დააკვირდით ხსნარის ფერს.

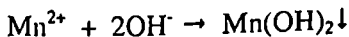
ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია უნდა ჩატარდეს, როცა  $\text{pH} < 3$ .
2. რეაქცია სრულად რომ წარიმართოს, საჭიროა გამოვიყენოთ  $\text{NH}_4\text{NCS}$  ან  $\text{KNCS}$  კონცენტრირებული ხსნარები.
3. რეაქციას ხელს არ უშლის  $\text{Fe}^{2+}$  იონის არსებობა.

რეაქციები  $\text{Mn}^{2+}$  იონზე

მანგანუმის მარილთა ხსნარებს გააჩნიათ მკრთალი ვარდისფერი შეფერილობა, ხოლო განზავებული ხსნარები უფერულია.

ტუტეები  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$   $\text{Mn}^{2+}$  იონს ლექავს. თეორი ფერის ნალექის სახით, რომელიც მჟავებში ხსნადია, ხოლო ტუტეებში უხსნადი:



ნალექი ჰაერზე მუქდება, რადგანაც  $\text{Mn}^{2+}$  გადადის  $\text{Mn}^{4+}$  და



წარმოიქმნება  $Mn(OH)_4$ .  $2Mn(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 2Mn(OH)_4$

ცდა 1. სინჯარაში აიღეთ მანგანუმის სულფატის ხსნარის 3-4 წვეთი, დაამატეთ 3-4 წვეთი წყალი და 4-5 წვეთი ტუტის ხსნარი. წარმოიქმნება თეთრი ნალექი, რომელიც თავის შეფერილობას შეიცვლის და გადავა მურა-ყვითელში.

ამიაკი  $Mn^{2+}$  ლექავს  $Mn(OH)_2$ -ს სახით. ამონიუმის მარილების თანაობისას დალექვა არ ხდება, რადგანაც  $Mn(OH)_2$  ხსნადობის ნამრავლი დიდია:  $ხნ=4 \cdot 10^{-11}$ .

ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია მიმდინარეობს, როდესაც  $pH=9-10$ .
2. რეაქციის ჩატარებას ხელს უშლის  $Co^{2+}$  იონი.
3. აღმდგენი იონები წინასწარ უნდა მოცილდეს ხსნარს.

ცდა 2. ჩაასხით სინჯარაში მანგანუმის სულფატის ხსნარის 2-3 წვეთი, დაამატეთ წყლის 2-4 წვეთი და ამიაკის ხსნარის 3 წვეთი. მიიღება თეთრი ნალექი, რომელიც იხსნება მინერალურ მჟავებში და ამიაკის ჭარბ ხსნარში (განსაკუთრებით ამონიუმის მარილების თანაობისას).

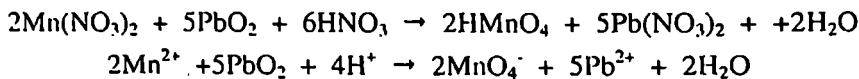
ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია უნდა ჩატარდეს, როდესაც  $pH=9-10$ .
2.  $NH_4^+$  იონის არსებობა იწვევს ნალექის გახსნას.

$Mn^{2+}$  იონის დაჟანგვა  $MnO_4^-$  იონამდე. ამ რეაქციას დიდი მნიშვნელობა ენიჭება  $Mn^{2+}$  იონის აღმოჩენაში, რადგანაც მისი აღმოჩენა შეიძლება ყველა ანალიზური ჯგუფის იონების თანაობისას. დამჟანგავად შეიძლება გამოყენებულ იქნას ტყვიის დიოქსიდი  $PbO_2$ , ამონიუმის პერსულფატი -  $(NH_4)_2S_2O_8$  და სხვა მჟანგავებიც, რომელთა ჟანგვა-აღდგენითი პოტენციალი მეტია 1,52 ვოლტზე.

ცდა 3. სინჯარაში მოათავსეთ  $PbO_2$  მცირე რაოდენობა, დაამატეთ 5-6 წვეთი კონცენტრირებული აზოტმჟავა და გააცხელეთ. 1-2 წუთის შემდეგ დააცენტრიფუგირეთ, მიაქციეთ ყურადღება ხსნარის შეფერილობას. თუ ხსნარი შეიფერება ყოვლისფრად, მაშინ  $PbO_2$  შეიცავს მან-

განუმს კვალის სახით და იგი ცდისთვის არ გამოდგება. იმ შემთხვევაში თუ ხსნარი არ შეიფერება, მაშინ დაამატეთ განზავებული საკვლევი ხსნარის 1 წვეთი, მოურიეთ და გააცხელეთ.  $Mn^{2+}$  დაიჟანგება  $MnO_4^-$  იონამდე ( $HMnO_4$ ) და ხსნარი მიიღებს ჟოლოსფერს.



ცდის ჩატარების პირობები:

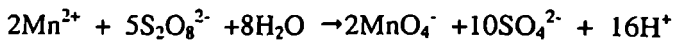
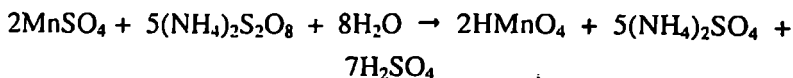
1. რეაქცია უნდა ჩატარდეს, როდესაც  $pH < 2$ .
2. მანგანუმის ქლორიდის გამოყენება არ შეიძლება.
3. ანიონ-აღმდგენები ხელს უშლის  $Mn^{2+}$  იონის აღმოჩენას

$MnO_4^-$  სახით, ამიტომ უნდა მოაცილოთ ხსნარს.

4. საჭიროა ხსნარის შეთბობა.

$Mn^{2+}$  იონის დაჟანგვა ამონიუმის პერსულფატით  $(NH_4)_2S_2O_8$  ვერცხლის ნიტრატის (კატალიზატორი) თანაობისას.

ცდა 4. ამონიუმის პერსულფატის რამდენიმე კრისტალი მოათავსეთ სინჯარაში, დაამატეთ 8 წვეთი  $2N HNO_3$ , 2 წვეთი  $AgNO_3$  და გააცხელეთ. გაცხელებულ ნარევეში ჩააწვეთეთ განზავებული საკვლევი ხსნარის (1 წვეთი ხსნარი და 4 წვეთი წყალი) 2 წვეთი. დააკვირდით ხსნარის შეფერილობას.



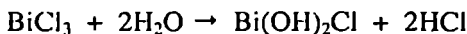
ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია უნდა ჩატარდეს, როდესაც  $pH < 2$ .
2. მანგანუმის მარილის კონცენტრაცია უნდა იყოს მინიმალური.
3. რეაქცია მიმდინარეობს  $Ag^+$  იონის კატალიზატორის თანაობისას.
4. რეაქციის ჩატარებას ხელს უშლის აღმდგენები  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$  (მანგანუმის ქლორიდი არ გამოიყენება).
5. საჭიროა გაცხელება.

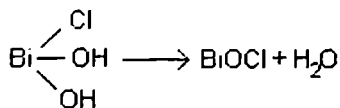
## რეაქციები $\text{Bi}^{3+}$ იონზე

ჰიდროლიზი – ბისმუტის ძირითადი სახასიათო რეაქციაა.

ცდა 1. სინჯარაში მოათავსეთ ბისმუტის ქლორიდის  $\text{BiCl}_3$  ხსნარი და ძლიერ განაზავეთ წყლით. დაილეკება თეთრი ფერის ნალექი ფუძე მარილის სახით:



წარმოქმნილი ფუძე მარილი არამდგრადია. გამოიყოფა წყალი და ოქსომარილი.



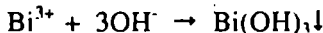
ცდის ჩატარების პირობები:

1.  $\text{BiCl}_3$  – თან ჰიდროლიზის რეაქცია უკეთესად მიმდინარეობს, რადგანაც  $\text{BiOCl}$  ნაკლებად ხსნადია ვიდრე  $\text{BiONO}_3$ .

2. თუ გამოიყენება  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ , მაშინ აუცილებელია ხსნარს დაემატოს 2-3 წვეთი  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

3.  $\text{BiOCl}$  არ იხსნება ღვინის მუყაეში (განსხვავებით  $\text{SbOCl}$ -გან).

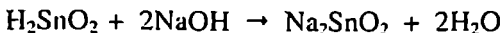
ტუტეები  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$   $\text{Bi}^{3+}$  იონთან იძლევა თეთრ ნალექს  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ , რომელიც იხსნება მუყაეებში, ხოლო ტუტეებში უხსნადია:



ცდა 2. სინჯარაში ჩაასხით 3-4 წვეთი  $\text{BiCl}_3$  ხსნარი, დაამატეთ 2-3 წვეთი ტუტის ხსნარი. დაილეკება თეთრი ნალექი.

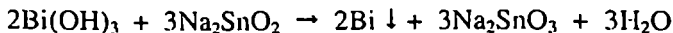
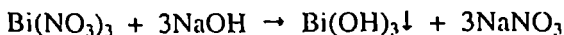
$\text{Bi}^{3+}$  იონის აღდგენა მეტალურ ბისმუტამდე (ნალექი შავი ფერი-სა).

ცდა 3. აიღეთ 3 წვეთი  $\text{SnCl}_2$  ხსნარი, დაამატეთ ტუტე სიჭარბით (6 წვეთი), რათა დასაწყისში წარმოქმნილი ნალექი გაიხსნას:



მიღებულ ტუტიან ხსნარს დაამატეთ 2 წვეთი ბისმუტის მარილი.

დაილექება შავი ნალექი – მეტალური ბისმუტი:



ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქციის ჩასატარებლად იღებენ ახლადმომზადებულ  $\text{SnCl}_2$  ხსნარს.

2. ტუტის სიჭარბით ალება არ არის რეკომენდირებული.

3. რეაქციის ჩატარებას ხელს უშლის  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Hg}^{2+}$  და სხვ. იონები.

მიკროკრისტალოსკოპური რეაქცია

ცდა 4. ბისმუტის მარილის მარილმჟავათი შემჟავებული ხსნარის

1 წვეთს დაამატეთ თითო კრისტალი  $\text{KI}$  და  $\text{RbCl}$  ან  $\text{CsCl}$ . წარმოიქმნება კომპლექსური ნაერთის წითელი ფერის ექვსკუთხა კრისტალები:  $\text{Rb}_2[\text{BiI}_4] \cdot 2,5\text{H}_2\text{O}$  ან  $\text{Cs}_2[\text{BiI}_4] \cdot 2,5\text{H}_2\text{O}$ . ანალოგიურ კრისტალებს წარმოქმნის  $\text{Sb}(\text{III})$  იონები.  $\text{Bi}^{3+}$  იონის აღმოჩენას ხელს უშლის  $\text{Sn}(\text{II})$  და ტყვია.

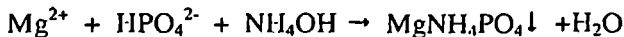
### რეაქციები $\text{Mg}^{2+}$ იონზე

ტუტეები  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$   $\text{Mg}^{2+}$  იონთან წარმოქმნის თეთრ ამორფულ ნალექს  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . მაგნიუმის ჰიდროქსიდი იხსნება მჟავებში და ამონიუმის მარილებში.

ცდა 1. სინჯარაში აიღეთ მაგნიუმის მარილის 4 წვეთი. დაამატეთ  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ხსნარის 4 წვეთი. მეორე სინჯარაში აიღეთ მაგნიუმის მარილის 4 წვეთი და დაამატეთ 4 წვეთი წყალი. შემდეგ ორივე სინჯარაში ჩაამატეთ დამლექავი რეაქტივი – ამიაკის ხსნარი  $\text{NH}_4\text{OH}$ . რატომ არ წარმოიქმნება ნალექი პირველ სინჯარაში? ახსენით.

ნატრიუმის ჰიდროფოსფატი  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$   $\text{Mg}^{2+}$  იონთან ამონიუმის ქლორიდის თანაობისას წარმოქმნის თეთრ კრისტალურ ნალექს მაგნიუმ-ამონიუმის ფოსფატს  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$ :





ამონიუმის ქლორიდს ამატებენ იმიტომ, რომ არ დაილექოს  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  ამორფული ნალექი.

ცდა 2. სინჯარაში მოათავსეთ მაგნიუმის მარილის ხსნარის 3-4 წვეთი, დაამატეთ 4-6 წვეთი 2N HCl, 5 წვეთი  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ . ამის შემდეგ მიღებულ ნარევს ჩაამატეთ 2-3 წვეთი 2N  $\text{NH}_4\text{OH}$ . თითოეული წვეთის დამატების შემდეგ მოურიეთ. დასაწყისში  $\text{NH}_4\text{OH}$  გაანეიტრალებს დამატებულ მჟავას და წარმოიქმნება  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , რომელიც ხელს შეუშლის  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  დალექვას. რეაქციის დამთავრების შემდეგ დაილექება კრისტალური ნალექი  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$ .

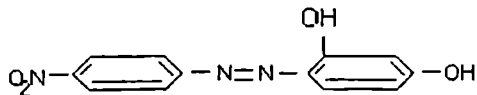
ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია მიმდინარეობს ამიაკურ არეში, როდესაც  $\text{pH} > 8$ .
2.  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$  ნალექის გამოყოფას ხელს უშლის ჭარბი  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , იმიტომ არ არის სასურველი მარილმჟავას სიჭარბით მიმატება.
3. ყველა ანალიზური ჯგუფის იონები, გარდა პირველისა ხელს უშლის რეაქციის ჩატარებას.

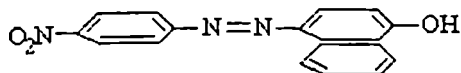
მიკროკრისტალოსკოპური რეაქცია.

ცდა 3. მაგნიუმის მარილის ხსნარის წვეთი, რომელიც მცირე რაოდენობით შეიცავს  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , მოათავსეთ სასაგნე მინაზე და დაამუშავეთ 25% ამიაკის ხსნარის ორთქლით. შემდეგ ამ წვეთში შეიტანეთ  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  პატარა მარცვალი. მიღებულ კრისტალებს დააკვირდით მიკროსკოპის ქვეშ.

მაგნეზონ (I) (პარა-ნიტრობენზოლაზორეზორცინი)



ან მაგნეზონ (II) (პარა-ნიტრობენზოლაზო- $\alpha$ -ნაფტოლი)



ტუტე არეში  $Mg^{2+}$  იონთან იძლევა წითელი ან მოწითალო-ისფერი შეფერილობის ნაერთს.

ცდა 4. ფაიფურის ფირფიტაზე (სასაგნე მინაზე) მოათავსეთ საანალიზო ხსნარის 1-2 წვეთი, დაამატეთ რეაქტივის ტუტე ხსნარის 1-2 წვეთი. მიიღება ლურჯი ნალექი. თუ საანალიზო ხსნარს აქვს ძლიერ მჟავა რეაქცია, მაშინ მიიღება ყვითელი შეფერილობის ნაერთი. მოცემულ შემთხვევაში ხსნარს უნდა დაემატოს ტუტის რამდენიმე წვეთი.

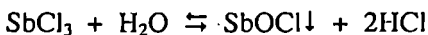
ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია აუცილებლად უნდა ჩატარდეს ტუტე არეში, როდესაც  $pH > 10$ .

2. რეაქციისთვის ხელის შემშლელია ამონიუმის მარილები.

რეაქციები  $Sb(III)$  იონზე

ჰიდროლიზი. ანთიმონის მარილებზე წყლის მოქმედებით ჰიდროლიზი უფრო მაღალი ხარისხით მიმდინარეობს, ვიდრე ბისმუტის მარილების შემთხვევაში:



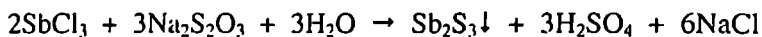
ცდა 1. ანთიმონის მარილის ხსნარის რამდენიმე წვეთი განაზავეთ წყლით - დაილექება თეთრი ნალექი ანთიმონის ოქსომარილი  $SbOCl$ .

ცდის ჩატარების პირობები:

1.  $pH = 3-4$  მჟავას სიჭარბისას ნალექი არ გამოიყოფა.

2. ხსნარში ღვინის მჟავა ხელს უშლის ნალექის წარმოქმნას (განსხვავებით ბისმუტის ნაერთებისგან).

ნატრიუმის. თიოსულფატი  $Na_2S_2O_3$   $Sb^{3+}$  იონთან გაცხელებისას იძლევა წითელი ფერის ნალექს ანთიმონის (III) სულფიდს  $Sb_2S_3$ :



თუ ხსნარში იქნება ბისმუტის იონები, დაილექება შავი ნალექი, რომელიც ანთიმონის სულფიდის შეფერილობას შენიღბავს.

ცდა 2. სინჯარაში ჩაასხით 2-3 წვეთი ანთიმონის (III) ქლორიდი, დაამატეთ გოგირდმჟავას 1 წვეთი და წყლის 5 წვეთი, ჩააგდეთ

ნატრიუმის თიოსულფატის ერთი კრისტალი და გააცხელეთ. დაილეკება ანთიმონის სულფიდი.

ცდის ჩატარების პირობები:

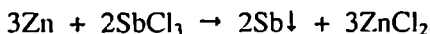
1. თუ გოგირდმჟეა აღებულია სიჭარბით, რეაქტივი დაიშლება გოგირდის(IV) ოქსიდად და თავისუფალ გოგირდად.

2. ხსნარში  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$  და სხვ. იონების არსებობა ხელს უშლის რეაქციის წარმართვას, რადგანაც ამ იონებთან წარმოიქმნება ძნელად ხსნადი სულფიდები.

**Sb(III) იონის აღდგენა მეტალურ ანთიმონამდე.**

Sb(III) იონის აღდგენა მეტალურ ანთიმონამდე შესაძლებელია მეტალებით, რომლებიც მოათავსებულნი არიან ძაბვათა მწკრივში ანთიმონის მარცხნივ.

ცდა 3. რკინის, ალუმინის ან თუთიის კარგად გაწმენდილ ფირფიტაზე მოათავსეთ მარილმჟეავით შემჟეავებული საკვლევი ხსნარის 1 წვეთი. რამდენიმე წუთის შემდეგ ფირფიტის ზედაპირზე წვეთის ქვემოთ გაჩნდება შავი ლაქა (გამოიყო მეტალური ანთიმონი):

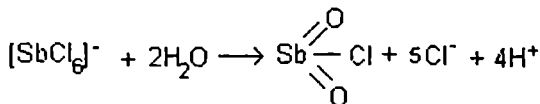


ცდის ჩატარების პირობები:

1. Sb(III) ხსნარს უნდა ჰქონდეს მჟეა არე  $\text{pH}=1-2$ .
2. საკვლევი ხსნარი არ უნდა შეიცავდეს ძლიერ მჟანგავებს.
3. ფირფიტის ზედაპირის გაშავება ხდება 2-3 წუთის შემდეგ.

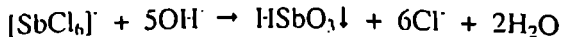
**რეაქციები Sb(V) იონზე**

ჰიდროლიზი. ანთიმონის (V) მარილთა ხსნარების წყლით განზავებისას წამოიქმნება თეთრი ნალექი (ანთიმონის ფუძე მარილი), რომელიც ჭარბ მარილმჟეავაში ხსნადია:

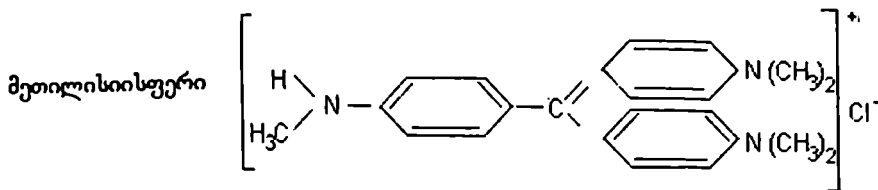


ტუტეები NaOH, KOH და ამიაკი Sb(V)-თან იძლევა თეთრ

ნაღვეს მეტანთიომონის მკაეას:



მეტალები - Zn, Sn, Mg, Fe ისევე მოქმედებენ Sb(V) იონზე, როგორც Sb(III) იონზე.



მარილმკაეა არეში Sb(V) იონთან იძლევა ისფერ შეფერილობას.

ცლა 1. სინჯარაში აიღეთ საანალიზო ხსნარის 2-3 წვეთი, მარილმკაეას (d=1,19) 2-3 წვეთი და ნატრიუმის ნიტრიტის  $\text{NaNO}_2$  ხსნარის 1-2 წვეთი. შემდეგ დააწვეთეთ შარლოვანას ნაჯერი ხსნარის 3 წვეთი და ოდნავ გააცხელეთ. მომზადებული ხსნარის 2 წვეთი მოათავსეთ სინჯარაში და დაამატეთ 1 მლ (0,01%) რეაქტივის წყალხსნარი. Sb(V) იონის არსებობის შემთხვევაში ხსნარი მიიღებს ისფერ-ლურჯ შეფერილობას.

ცლის ჩატარების პირობები:

1. Sb(V) დასაჟანგად ამატებენ  $\text{NaNO}_2$  კრისტალს.

2.  $\text{NO}_2$  იონის სიჭარბის მოსაცილებლად ამატებენ შარლოვანას ნაჯერ ხსნარს.

ცლა 2. სინჯარაში ჩაასხით გამობდილი წყლის 2-3 წვეთი, დაამატეთ მარილმკაეას (d=1,19) 2-3 წვეთი, ნატრიუმის ნიტრიტის 1-2 წვეთი და შარლოვანას 3 წვეთი, ოდნავ გააცხელეთ. შემდეგ მომზადებული ხსნარის 2 წვეთი მოათავსეთ სინჯარაში და დაამატეთ 1 მლ 0,01% რეაქტივის წყალხსნარი. ხსნარმა არ უნდა მიიღოს ისფერი შეფერილობა.



მეხუთე ჯგუფის კათიონთა ნარევის ანალიზის  
სისტემატური მსვლელობა

მეხუთე ჯგუფის იონთა ნარევის ანალიზის სისტემატურ მსვლელობაში გასათვალისწინებელია მათი ნაერთების ზოგიერთი თავისებურებანი:

1. ბისმუტის და ანთიმონის მარილთა ჰიდროლიზის უნარი.
2. ანთიმონის ფუძე მარილთა ხსნადობა ღვინის მჟავაში.
3. მანგანუმის ოქსიდის უხსნადობა განზავებულ აზოტმჟავაში.
4. მაგნიუმის ჰიდროქსიდის  $Mg(OH)_2$  ხსნადობა ამონიუმის ქლორიდში.

$Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$  იონების აღმოჩენა შეიძლება მეხუთე ჯგუფის სხვა იონების თანაობისას, ამიტომ საკვლევი ხსნარიდან მცირე რაოდენობებს გაანაწილებენ ორ სინჯარაში. ერთში აღმოაჩენენ  $Fe^{2+}$  კალიუმის ჰექსაციანოფერიატით, ხოლო მეორეში  $Fe^{3+}$  კალიუმის ჰექსაციანოფერიატით – მარილმჟავა არეში.

თუ საკვლევი ხსნარში იქნება ნალექი, მას გახსნიან მარილმჟავაში, ისე რომ ხსნარის  $pH=4-6$ . შემდეგ დაამატებენ 5-ჯერ მეტ გამოხდილ წყალს. წარმოქმნილ ნალექში იქნება ბისმუტის და ანთიმონის ფუძე მარილები. დაცენტრიფუგირების შემდეგ ნალექს დაამუშავენ 1 N ღვინის მჟავით. ანთიმონის ფუძე მარილი გაიხსნება, ხოლო ნალექში დარჩება  $BiOCl$ . ცენტრიფუგატში  $C_4H_4O_6H(SbO)$   $Sb^{3+}$  იონს აღმოაჩენენ სახასიათო რეაქციით (უმჯობესია გოგირდწყალბადიანი წყლით). ნალექს  $BiOCl$  გარეცხვენ ცივი გამოხდილი წყლით, გახსნიან კონცენტრირებულ მარილმჟავაში და  $Bi^{3+}$  აღმოაჩენენ კალა (II) ქლორიდით ტუტე არეში ან სხვა რომელიმე კერძო რეაქციით.

ცენტრიფუგატს, რომელიც შეიცავს  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Mn^{2+}$  და  $Mg^{2+}$  იონებს დაამუშავენ ნატრიუმის ან კალიუმის ტუტეებით, დაამატებენ რამდენიმე წვეთ  $H_2O_2$ , გააცხელებენ და დაცენტრიფუგირებენ. ნალექში მიიღება  $Fe(OH)_3$ ,  $MnO_2$  და  $Mg(OH)_2$ , რომელთაც დაამუშავენ ამონიუმის ქლორიდის ხსნარით. ამონიუმის ქლორიდში მაგნიუმის ჰიდრო-

ქსიდი გაიხსნება. დაცენტრიფუგირების შემდეგ, ცენტრიფუგატში  $Mg^{2+}$  აღმოაჩინენ  $Na_2HPO_4$ -ით ან მაგნეზონ I-ით.

დარჩენილ ნალექს  $MnO_2$  და  $Fe(OH)_3$  დაკმუშავენ განზავებული აზოტმჟავით. აზოტმჟავაში გაიხსნება  $Fe(OH)_3$  და მიღებულ ხსნარში აღმოაჩინენ  $Fe^{3+}$  იონს სახასიათო რეაქციით. ნალექს  $MnO_2$  გახსნიან მარილმჟავაში ან გოგირდმჟავაში. მიღებულ ხსნარში  $Mn^{2+}$  იონს აღმოაჩინენ ამონიუმის პერსულფატით,  $Mn^{2+}$  იონს აქვანება  $MnO_4^-$  - მდე. აუცილებელია გაცხელება, ხოლო კატალიზატორად გამოიყენება  $AgNO_3$  ხსნარი.

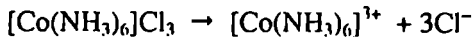
### კომპლექსწარმოქმნა

1. კომპლექსური იონების დისოციაცია.

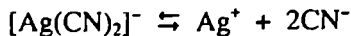
კომპლექსურ ნაერთთა ხსნარებს ახასიათებთ დინამური იონური წონასწორობა, ე.ი. კომპლექსური მარილები ხსნარებში განიცდიან ელექტროლიტურ დისოციაციას.

კომპლექსური მარილების დისოციაციის პროცესი მიმდინარეობს ორ საფეხურად:

ა) კომპლექსური ნაერთები პირველ საფეხურზე დისოცირდებიან კომპლექსურ იონად და გარეთა სფეროს იონებად. ეს პროცესი მიდის ძლიერი ელექტროლიტების დისოციაციის ტიპურად, ე.ი. მთლიანად, 100%-ით. მაგალითად:



ბ) წარმოქმნილი კომპლექსური იონი განიცდის მეორად ელექტროლიტურ იონიზაციას კომპლექსწარმოქმნელისა და ლიგანდის სახით. ეს პროცესი მიდის სუსტი ელექტროლიტების დისოციაციის ტიპურად, ე.ი. უმნიშვნელო ხარისხით, ნაწილობრივად და ითვლება შექცევად პროცესად:



წარმოქმნილ წონასწორულ სისტემას თუ მიუყენებთ მოქმედ მასათა კანონს, მივიღებთ:

$$K_{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]^2}{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-}$$

სადაც  $K$ —უმდგრადობის კონსტანტაა.

უმდგრადობის კონსტანტა ეწოდება კომპლექსური იონის იონიზირებულ პროდუქტთა კონცენტრაციის ნაწარმის შეფარდებას მცი-რედლიონიზირებული კომპლექსური იონის კონცენტრაციასთან.

უმდგრადობის კონსტანტა რაოდენობრივად ახასიათებს კომ-პლექსის მდგრადობას. რაც უფრო დიდია უმდგრადობის კონსტანტა, მით უფრო არამდგრადია კომპლექსი და მიუთითებს ხსნარში მის მაღალ იონიზირებაზე. შესაბამისად, რაც უფრო მცირეა უმდგრადობის კონსტანტა, მით უფრო მდგრადია კომპლექსი და ხსნარში კომ-პლექსური იონი მცირედ იონიზირდება.

## 2. კომპლექსურ იონთა დაშლა

კომპლექსთა მდგრადობა, რომელიც გამოიხატება კომპლექსური ნაერთის უმდგრადობის კონსტანტას რიცხობრივი მნიშვნელობით, და-მოკიდებულია მრავალ ფაქტორზე. რადგანაც კომპლექსთა მდგრადობა პირდაპირ კავშირშია მათ იონიზაციასთან, ამიტომ კომპლექსური ნაერ-თების წარმოქმნა და დაშლა დამყარებულია იმ დასკვნებზე, რომლებიც მიიღება მათ დინამიურ წონასწორობაზე დაკვირვების შედეგად.

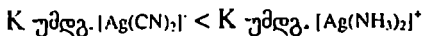
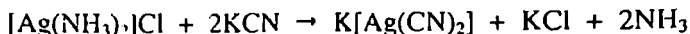
გასათვალისწინებელია, რომ კომპლექსთა წარმოქმნა დაფუძნებუ-ლია ჭარბი რეაგენტის მოქმედებაზე (თუმცა ეს მეთოდი ერთადერთი არ არის). ამიტომ, რომ ავიცილოთ კომპლექსწარმოქმნა, არ არის საჭირო დიდი რაოდენობით დამლექავი რეაგენტის დამატება.

კომპლექსთა დაშლა შეიძლება მოხდეს კომპლექსწარმოქმნელის გადაყვანით ძნელად ხსნად ნაერთში:

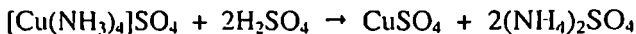


კომპლექსური იონის  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  დაშლის სხვა მიზეზად აგრეთვე შეიძლება ჩაითვალოს ახალი, უფრო მდგრადი კომპლექსური

იონის  $[Ag(CN)_2]^-$  წარმოქმნა:

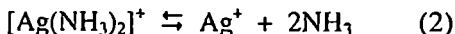
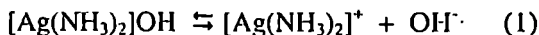


კომპლექსური იონები შეიძლება დაიშალოს ლიგანდების შეკავშირების შედეგად:



განვიხილოთ კომპლექსური იონის  $[Ag(NH_3)_2]^+$  დაშლა, კომპლექსწარმოქმნელის  $Ag^+$  იონის ძნელადხსნად ნაერთში ვერცხლის იოდიდში გადასვლის გამო

კომპლექსური ნაერთი  $[Ag(NH_3)_2]OH$  დისოცირდება:



ძლიერი ელექტროლიტის კალიუმის იოდიდის დამატებით იოდი იონი  $I^-$  უკავშირდება  $Ag^+$  იონს და დაილექება ძნელად ხსნადი ნალექის  $AgI$  სახით. ამიტომ დინამიური წონასწორობა (2), ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად გადაინაცვლებს მარჯვნივ, კომპლექსური იონის იონიზაციის მხარეს. თუ გავრძელებთ კალიუმის იოდიდის ხსნარის მიმატება, შემდეგშიც მოხდება კომპლექსური იონის იონიზირება და ის მთლიანად დაიშლება.

თვისებითი ანალიზის პრაქტიკაში კომპლექსური ნაერთები გამოიყენება როგორც რეაგენტები მთელი რიგი კათიონების და ანიონების აღმოსაჩენად.

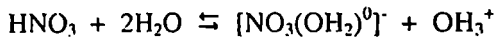
$Fe^{2+}$  იონის აღმოსაჩენად გამოიყენება კალიუმის ჰექსაციანოფერიატი  $K_3[Fe(CN)_6]$ ,  $Fe^{3+}$  იონის — კალიუმის ჰექსაციანოფეროატი  $K_4[Fe(CN)_6]$ ,  $Co^{3+}$  იონის — ამონიუმის ტეტრააროდანომერკურატი  $(NH_4)_2[Hg(SCN)_4]$  და ა.შ.

თითქმის ყველა სპეციფიური, წვეთური და მიკროკრიტალოსკოპური რეაქციები დაფუძნებულია ან შეფერილ, ან მცირედ ხსნად კომპლექსების წარმოქმნაზე.

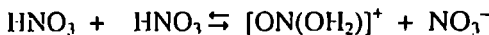
კომპლექსწარმოქმნის პროცესი გამოიყენება აგრეთვე ანალიზური



კონცენტრირებული აზოტმჟავას ( $d=1,4$ ) სახელწოდებით, მიახლოებით პასუხობს ფორმულას  $\text{HNO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , რაც შეესატყვისება შემდეგ რეაქციას:



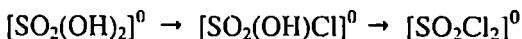
ორი მოლეკულა აზოტმჟავა შემდეგნაირად რეაგირებს:



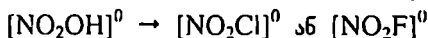
კომპლექსწარმოქმნა ჩვეულებრივ მიდის თანმიმდევრულად: ატომი-კომპლექსწარმოქმნელი იერთებს ერთ ადენდს, შემდეგ მეორეს, მესამეს და ა.შ. მაგალითად:  $[\text{FeCl}]^{2+}$ ,  $[\text{FeCl}_2]^+$ ,  $[\text{FeCl}_3]^0$ ,  $[\text{FeCl}_4]^-$ ,  $[\text{FeCl}_5]^{2-}$ ,  $[\text{FeCl}_6]^{3-}$ , თითოეული ამ კომპლექსებიდან ხასიათდებიან თავისი უმდგრადობის კონსტანტით. კომპლექსური ნაერთების მდგრადობა ჩვეულებრივ დამოკიდებულია ხსნარის pH-ზე.

ანალიზურ ქიმიში დიდი მნიშვნელობა ენიჭება კომპლექსწარმოქმნელ რეაქტივებს: ჰალოგენწყალბად, ციანიდწყალბად, როდანიდწყალბად მჟავეებს, ამიაკს, ორგანულ რეაქტივებს.

ორგანულ რეაგენტებთან მოქმედებისას გოგირდმჟავა და აზოტმჟავა იქცევიან როგორც კომპლექსები ნულოვანი ვალენტობით:  $[\text{SO}_2(\text{OH})_2]^0$  და  $[\text{NO}_2(\text{OH})]^0$ . ჰიდროქსიდ-იონი შეიძლება შეიცვალოს, მაგალითად, ქლორით:

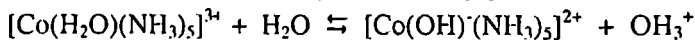


გოგირდმჟავა ქლორსულფომჟავა ქლოროვანი  
სულფურილი

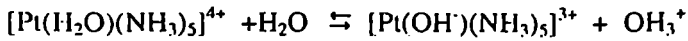


აზოტმჟავა ქლოროვანი ფტოროვანი  
ნიტრილი ნიტრილი

ზოგიერთი კათიონური კომპლექსები ამჟღავნებენ კათიონური მჟავეების თვისებებს. მაგალითად, პენტამინაკვაკობალტი(III) კათიონი, როგორც მჟავა თავისი ძალით მსგავსია ძმარმჟავის:



მჟავა, ფუძე, ფუძე, მჟავა  
უფრო ძლიერი მჟავა – პენტამინაკვაპლატინი(IV) კათიონი:



მჟავა

ფუძე

ფუძე

მჟავა 2

ეს აიხსნება მეტალის კათიონის დიდი მუხტით, რაც ამაღლებს კომპლექსწარმოქმნელის ელექტროსტატიკური ველის ინტენსივობას და აძლიერებს წყლის მოლეკულის როგორც ლიგანდის დისოციაციას.

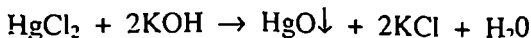
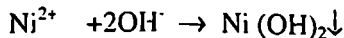
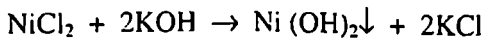
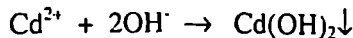
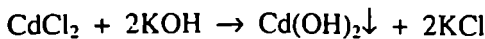
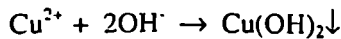
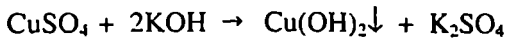
ჰიდრატები გარდაიქმნებიან მჟავებში, როგორც პროტონთა დონორები.

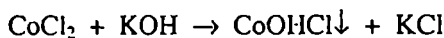
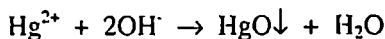
## 2.6. $\text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}$ კატიონთა მემკვსე ანალიზური ჯგუფი

მიუხედავად იმისა, რომ ეს ელემენტები მოთავსებულნი არიან მენდელეევის პერიოდული სისტემის სხვადასხვა ჯგუფში—სპილენძი პირველში, კადმიუმი, ვერცხლისწყალი მეორეში, კობალტი და ნიკელი ბერვეში, ყველა ეს კათიონი ხასიათდება კომპლექსწარმოქმნის უნარით. მათი ჰიდროქსიდები იხსნებიან ჭარბ ამიაკში და წარმოქმნიან სხვადასხვა შედგენილობის ამინოკომპლექსებს. იონთა მეექვსე ჯგუფის ჯგუფურ რეაგენტად გამოიყენება  $\text{NH}_4\text{OH}$  სიჭარბით.

სპილენძის, კობალტის და ნიკელის მარილთა ხსნარები შეფერილია, ხოლო კადმიუმის და ვერცხლისწყლის (II) უფერულია.

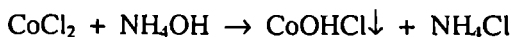
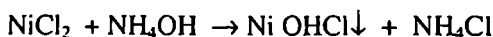
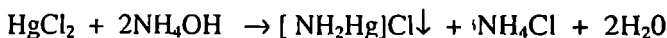
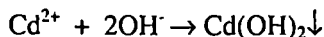
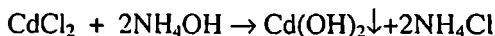
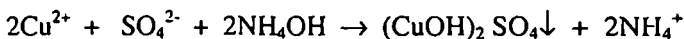
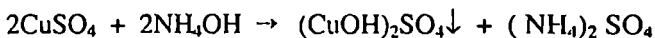
$\text{KOH}$  და  $\text{NaOH}$  ჰიდროქსიდები  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$  და  $\text{Ni}^{2+}$  მარილთა წყალხსნარებთან იძლევიან ამორფულ ნალექს,  $\text{Hg}^{2+}$  იონთან—ოქსიდს,  $\text{Co}^{2+}$  იონთან— ფუძე მარილებს:



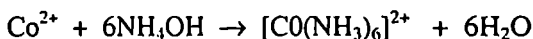
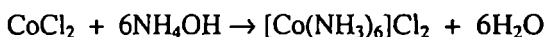
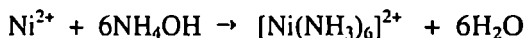
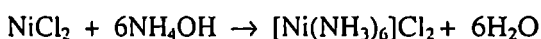
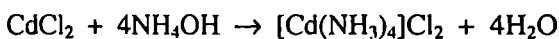
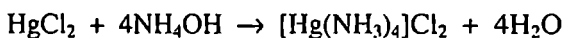
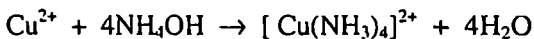
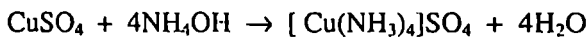


ყველა ეს ნალექი იხსნება მჟავებში ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$  და  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), ჭარბ ამიაკში, გარდა ვერცხლისწყლის(II) ნაერთისა, რომელიც იხსნება 25% ამიაკის ხსნარში ამონიუმის მარილების თანაობისას.

ამიაკის ხსნარი (არა სიჭარბით) შეუქმნის ჯგუფის კათიონებთან წარმოქმნის სხვადასხვა ნაერთებს:



კონცენტრირებული ამიაკის ხსნარი (სიჭარბით) აღნიშნულ კათიონებთან იძლევა ხსნად კომპლექსურ მარილებს



ვერცხლისწყლის(II) და კობალტის ამიაკატების წარმოქმნა



ხდება გაცხელებისას,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  დამატებით ( $\text{NH}_4^+$  იონი სიჭარბით რეაქციას წარმართავს მარჯვნივ).

ამიაკატების ხსნარები საკმაოდ მგდრადები არიან, გარდა კობალტის ამიაკატისა, რომელიც ჰაერზე თანდათან გადადის კობალტი(III) ამიაკატში.

გოგირდწყალბადი ნეიტრალურ არეში მეექვსე ჯგუფის ყველა კათიონს ლექავს შესაბამისი სულფიდების სახით.

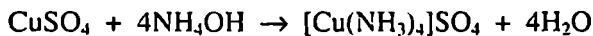
სპილენძის (II), ნიკელის, ვერცხლისწყლის(II), კობალტის(II) სულფიდები შავი ფერისაა, კადმიუმის სულფიდი ყვითელი ფერის. ნიკელის და კობალტის სულფიდები მჟავა არეში ნალექს არ იძლევა.

კადმიუმის სულფიდი ილექება სუსტმჟავა (მმარმჟავა) არეში. სპილენძის (II) სულფიდი მხოლოდ მარილმჟავას ან გოგირდმჟავას თანაობისას, მაგრამ გაცხელებისას ადვილად იხსნება განზავებულ აზოტმჟავაში.

$\text{HgS}$  განზავებულ მჟავეებში არ იხსნება, იხსნება გაცხელებისას კონცენტრირებულ აზოტმჟავასა და სამეფო არაყში.

### რეაქციები $\text{Cu}^{2+}$ იონზე

ამიაკის წყალხსნარი, აღებული მცირე სიჭარბით, იძლევა სპილენძის ამიაკატს, რომელსაც აქვს მოლურჯო-იისფერი შეფერილობა:



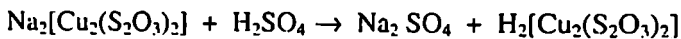
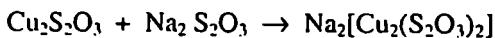
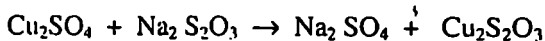
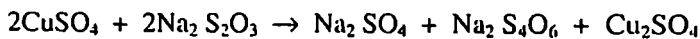
ცდა 1. ფაიფურის ჯამზე მოათავსეთ სპილენძის მარილის ხსნარის 4-5 წვეთი. ააორთქლეთ გამოშრობამდე, გააცივეთ. შემდეგ დააწვეთეთ კონცენტრირებული ამიაკის წყალხსნარის 1 წვეთი. წარმოიქმნება ინტენსიური მოლურჯო-იისფერი შეფერილობა, რაც მიუთითებს  $\text{Cu}^{2+}$  არსებობაზე.

ამ რეაქციის გამოყენება  $\text{Cu}^{2+}$  აღმოსაჩენად შეიძლება ყველა სხვა ჯგუფის იონების თანაობისას.

ნატრიუმის თიოსულფატს -  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , თუ დავამატებთ სპილენძის მარილის შემჟავებულ ხსნარს, ხსნარი გაუფერულდება, რადგანაც

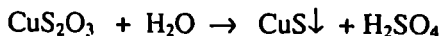
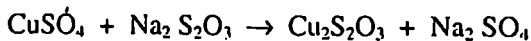
წარმოიქმნება კომპლექსური ნერთი, თუ მიღებულ ხსნარს გავაცხელებთ. მიიღება მურა ფერის ნალექი  $\text{Cu}_2\text{S}$ .

იმისდა მიხედვით თუ რა რაოდენობით ავიღებთ რეაგენტს, რეაქცია  $\text{Cu}^{2+}$  წარიმართება სხვადასხვა პროდუქტების წარმოქმნით. რეაგენტის სიჭარბით ალების შემთხვევაში:



---

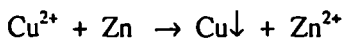
$2\text{CuSO}_4 + 4\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{Cu}_2\text{S}\downarrow + \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow$   
ეკვივალენტური თანაფარდობის დროს და რეაგენტის სიმცირის დროს მიიღება:



ცდა 2. სინჯარაში მოათავსეთ 2-3 წვეთი სპილენძის სულფატის ხსნარი, დაუმატეთ 4-5 წვეთი წყალი, 2-3 წვეთი  $\text{H}_2\text{SO}_4$  და ჩააგდეთ  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  2-3 კრისტალი. მინის წკირით კარგად აურიეთ და გააცხელეთ. წარმოიქმნება მუქი მურა ფერის სპილენძის (I) სულფიდის ნალექი და გოგირდი.

ეს რეაქცია შევიძლიათ გამოიყენოთ  $\text{Cu}^{2+}$  იონის დასაცხილებლად  $\text{Cd}^{2+}$  და  $\text{Hg}^{2+}$  იონებისგან. ( $\text{Cd}^{2+}$  არ ილექება ნატრიუმის თიოსულფატით.)

მეტალური Al, Fe, Zn ადადგენს  $\text{Cu}^{2+}$  იონს თავისუფალ მეტალმდე. რომელიც შეფერილია წითლად:



ცდა 3. გასუფთავებულ მეტალურ ფირფიტაზე (ალუმინის, რკინის, თუთიის) მოათავსეთ სპილენძის მარილის ხსნარის წვეთი,

შეამჟავეთ  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -ით. რამდენიმე წუთის შემდეგ წარმოიქმნება სპილენძის წითელი ლაქა.

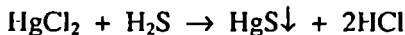
ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია უნდა ჩატარდეს მჟავა არეში ( $\text{pH}=1-2$ )
2. აზოტმჟავას არსებობის შემთხვევაში სპილენძის დალეკვა არ ხდება.

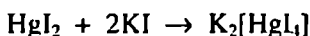
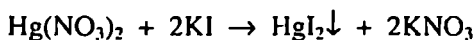
რეაქციები  $\text{Hg}^{2+}$  იონზე

(ვერცხლისწყლის ნერთები მომწამლავია!)

გოგირდწყალბადი და  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  მჟავა არეში ვერცხლისწყლის(II) მარილებთან გაცხელების პირობებში იძლევა შავი ფერის  $\text{HgS}$  ნალექს, რომელიც უხსნადია განზავებულ აზოტმჟავაში:



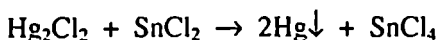
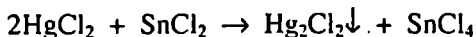
კალიუმის იოდიდი  $\text{Hg}^{2+}$  იონთან იძლევა წითელი ფერის  $\text{HgI}_2$  ნალექს, რომელიც იხსნება ჭარბ რეაგენტში:



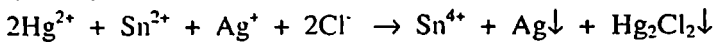
ცდა 1. სინჯარაში მოათავსეთ 4-5 წვეთი  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  ხსნარი, შემდეგ მასში ფრთხილად ჩაუშვით წკირი, რომელიც დასველებულია  $\text{KI}$  ხსნარით. წკირის გარშემო წარმოიქმნება ღია წითელი ფერის  $\text{HgI}_2$ -ის რგოლი, რომელიც სწრაფად ქრება.

ეს რეაქცია შეიძლება ჩატარდეს ყველა სხვა ანალიზური ჯგუფის იონთა თანაობისას, გარდა  $\text{Ag}^+$  და  $\text{Pb}^{2+}$  იონებისა, როლებიც წინასწარ უნდა დააცილოთ, თუ ნარეკს დაამატებთ  $\text{KCl}$  და  $\text{K}_2\text{SO}_4$  ხსნარებს.

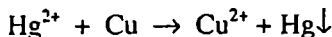
კალას ქლორიდი  $\text{SnCl}_2$   $\text{Hg}^{2+}$  იონს აღადგენს  $[\text{Hg}_2]^{2+}$ -მდე, ხოლო შემდეგ მეტალურ  $\text{Hg}$ -მდე:



ცდა 2. ფილტრის ქაღალდზე მოათავსეთ 1 წვეთი ახლად-  
 მომზადებული  $\text{SnCl}_2$  ხსნარი, წარმოიქმნება ლაქა. ლაქას შუაში დააწ-  
 კეთეთ  $\text{AgNO}_3$  ხსნარის 1 წვეთი, შემდეგ დაამატეთ 1 წვეთი  
 ვერცხლისწყლის(II) მარილი.  $\text{Hg}^{2+}$  არსებობის შემთხვევაში წარმოიქმ-  
 ნება შავი ლაქა:



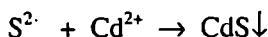
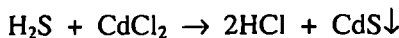
მეტალური სპილენძი  $\text{Hg}^{2+}$  აღადგენს თავისუფალ ვერცხლის-  
 წყლამდე:



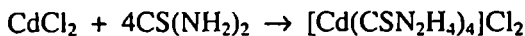
ცდა 3. სპილენძის ფირფიტაზე დაწვეთეთ საკვლევი ხსნარის 1  
 წვეთი. 4-5 წთ-ის შემდეგ ფირფიტაზე წარმოიქმნება მეტალური Hg-ის  
 შავი ლაქა.

### რეაქციები $\text{Cd}^{2+}$ იონზე

გოგირდწყალბადი ძმარმჟავა არეში  $\text{Cd}^{2+}$  იონთან იძლევა ყვითე-  
 ლი ფერის ნალექს  $\text{CdS}$ .



თიოშარდოვანა კადმიუმის მარილთან წარმოქმნის ადვილადხსნად  
 კომპლექსურ ნაერთს.



კადმიუმის ეს კომპლექსი თიოშარდოვანის სიჭარბის შემთხვევა-  
 შიც კი, იშლება გოგირდწყალბადით.

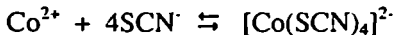
ცდა 1. სინჯარაში მოათავსეთ კადმიუმის რომელიმე მარილის  
 3-4 წვეთი, ჩაუმატეთ თიოშარდოვანას 3-4 კრისტალი, აურიეთ წკირით  
 და დააყოვნეთ 3-4 წთ. შემდეგ დაუმატეთ 5-6 წვეთი ახლადმომზადე-  
 ბული გოგირდწყალბადიანი წყალი,  $\text{Cd}^{2+}$  არსებობის შემთხვევაში  
 დაილექება ყვითელ-ნარინჯისფერი ნალექი. ეს რეაქცია შესაძლებლო-  
 ბას იძლევა აღმოვაჩინოთ  $\text{Cd}^{2+}$  იონი  $\text{Cu}^{2+}$  იონის თანაობისას, რომელიც

თიოშარლოვანასთან იძლევა მდგრად კომპლექსს.

### რეაქციები $\text{Co}^{2+}$ იონზე

წყალხსნარებში  $\text{Co}^{2+}$  იონს ახასიათებს ვარდისფერ-იისფერი შეფერილობა.

ამონიუმის ან კალიუმის როდანიდი  $\text{Co}^{2+}$  იძლევა კომპლექსურ ნაერთს.

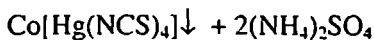
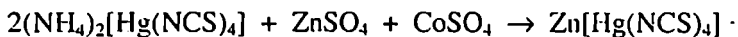


იონი  $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$  არამდგრადია და ადვილად იშლება წყალხსნარებში. ამონიუმის ტეტრაროდანოკობალტი მოლურჯო ცისფერი შეფერილობისაა.

ცლა 1. სინჯარაში ჩაასხით 2-3 წვეთი კობალტის მარილის ხსნარი, დაუმატეთ 8-10 წვეთი ამონიუმის როდანიდის ხსნარი, 5-6 წვეთი ამილის სპირტისა და ეთერის ნარევი. კარგად შეანჯღრით. ზედა ფენის ღია-ლურჯად შეფერვა მიუთითებს  $\text{Co}^{2+}$  იონის არსებობას.

ცლა 2. ფილტრის ქაღალდზე მოათავსეთ 1 წვეთი კონც. ამონიუმის როდანიდი. მიღებულ ლაქას დააწვეთეთ საკვლევი ხსნარი, შემდეგ ფილტრის ქაღალდი დაიჭირეთ კონც. ამიაკის ხსნარით სავსე ჭურჭლის თაგზე და გააშრეთ სანათურის ალზე.  $\text{Co}^{2+}$  არსებობის შემოხვევაში ლაქას პერიფერიული ნაწილი შეიფერება ინტენსიურ ლურჯ ფერად.

ამონიუმის ტეტრაროდანომერკურატი  $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{NCS})_4]$ , კობალტის იონთან ურთიერთმოქმედებისას წარმოქმნის ლურჯი ფერის ნალექს-კომპლექსური ნაერთის სახით  $\text{Co}[\text{Hg}(\text{NCS})_4]$ . ნალექის წარმოქმნა ჩქარდება  $\text{Zn}^{2+}$  იონის არსებობისას:

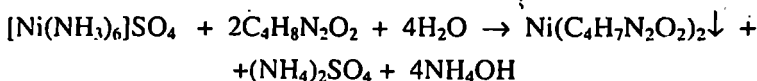
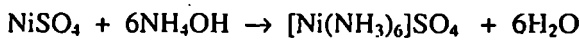


ცდა 3. სინჯარაში ჩაასხით 2-3 წვეთი ამონიუმის ტეტრააროდანომერკურატი, დაამატეთ 2 წვეთი 2N H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, დაასხით 2 წვეთი ZnSO<sub>4</sub> ხსნარი და 2 წვეთი კობალტის მარილის ხსნარი. აურიეთ მინის წკირით. Co<sup>2+</sup> არსებობის შემთხვევაში წარმოიქმნება მოცისფრო ლურჯი ფერის ნალექი.

### რეაქციები Ni<sup>2+</sup> იონზე

ნიკელის მარილთა წყალხსნარებს აქვთ მწვანე შეფერილობა.

დიმეთილგლიოქსიმში (ჩუგავეის რეაქტივი) ამიაკურ არეში Ni<sup>2+</sup> იონთან იძლევა შიდაკომპლექსურ ნაერთს ნალექის სახით:



ცდა 1. სინჯარაში ჩაასხით 4 წვეთი ნიკელის მარილის ხსნარი, დაუმატეთ 1-2 წვეთი წყალბადის პეროქსიდი (Fe<sup>2+</sup> დაიჟანგება Fe<sup>3+</sup>-მდე) და 5-6 წვეთი კონცენტრირებული ამიაკის წყალხსნარი; ნალექი თუ არ გაიხსნა, გაფილტრეთ.

ფილტრატის ერთი წვეთი მოათავსეთ ფაიფურის ჯამში (ან ფორფიტაზე) და დაამატეთ დიმეთილგლიოქსიმის 1 წვეთი, Ni<sup>2+</sup> არსებობის შემთხვევაში ხსნარი შეიფერება თავდაპირველად ინტენსიურ ვარდისფრად, ხოლო შემდეგ წარმოიქმნება წითელი ნალექი.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. pH = 6-9 (ამიაკური არე).

2. Fe<sup>2+</sup> არსებობის შემთხვევაში, მას წინასწარ ჟანგავენ წყალბადის პეროქსიდით Fe<sup>3+</sup>-მდე.

3. Cu<sup>2+</sup> და Co<sup>2+</sup> იონები წინასწარ უნდა მოაცილოთ, რადგანაც აღნიშნული იონები დიმეთილგლიოქსიმთან იძლევა შეფერილ ნაერთებს.

ცდა 2. ფილტრის ქაღალდის ცენტრში დააწვეთეთ Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>

ხსნარის ერთი წვეთი. წარმოქმნილი ლაქას ცენტრში დაამატეთ 1 წვეთი საკვლევი ხსნარი, შემდეგ კვლავ ერთი წვეთი  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  და წვეთი დიმეთილგლიოქსიმი.  $\text{Ni}^{2+}$  არსებობის შემთხვევაში ლაქას პერიფერიული ნაწილი შეიფერება ვარდისფერ-წითლად.

### მექესე ჯგუფის კათიონთა ნარევის ანალიზი წილადური მეთოდით

ამ ჯგუფის იონების აღმოჩენა შესაძლებელია კერძო რეაქციებით ცალკეულ სინჯარაში.

$\text{Cu}^{2+}$  იონის აღმოსაჩენად საკვლევ ხსნარს დაამატეთ კონცენტრირებული ამიაკის ხსნარი.

იმ შემთხვევაში, თუ  $\text{Cu}^{2+}$  იონისათვის დამახასიათებელი შეფერილობა საკმარისი არ არის, შეგიძლიათ შეამოწმოთ; ამიტომ საკვლევი ხსნარის 3-4 წვეთს დაამატეთ 2 წვეთი  $\text{NaOH}$  ხსნარი. წარმოქმნილი ნალექი გააცხელეთ წყლის აბაზნაზე 5 წუთით.  $\text{Cu}^{2+}$  არსებობის შემთხვევაში ნალექი მიიღებს შავ ფერს  $\text{CuO}$  წარმოქმნის გამო. ამის შემდეგ დაამატეთ სიჭარბით (6 წვეთი)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ხსნარი, აურიეთ მინის წკირით, დააცენტრიფუგირეთ. ცენტრიფუგატი მოაცილეთ და ნალექი დაამუშავეთ 3-4 წვეთი  $\text{HNO}_3$ -ით. მიღებულ ხსნარს დაუმატეთ 8-10 წვეთი კონც.  $\text{NH}_4\text{OH}$ .  $\text{Cu}^{2+}$  არსებობისას ხსნარი შეიფერება ლურჯ-ლაჟვარდისფრად.

$\text{Hg}^{2+}$  იონის აღმოჩენა ხდება მექესე ჯგუფის იონთა შემცველი ხსნარიდან კალიუმის იოდიდით ან კალას ქლორიდით, რომელიც აღადგენს მას მეტალურ ვერცხლისწყალამდე, ასევე შეგიძლიათ აღადგინოთ  $\text{Hg}^{2+}$  იონი სპილენძის ფირფიტაზე.

$\text{Cd}^{2+}$  იონის აღმოჩენა ყველაზე საიმედოა გოგირდწყალბადით ან ნატრიუმის თიოსულფატით.

$\text{Co}^{2+}$  იონის აღმოჩენა ხდება ამონიუმის როდანიდით  $\text{NH}_4\text{SCN}$ .

$Ni^{2+}$  იონის აღმოჩენა კი ჩუგავეის რეაქტივით – დიმეთილგლიოქ-  
სიმით.

ცხრილი 2

შეექსე ჯგუფის კათიონთა  $Cu^{2+}$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $Cd^{2+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$  ნარევის  
ანალიზის სისტემატური მსვლელობის სქემა

1. საკვლე ხნარს დაასხამენ 3N $NH_4OH$ , გააცხელებენ 2-3 წთ, გააციებენ და დააცენტრიფუგირებენ.	
2. ნალექი(I) $CoOHCl$ , $[HgNH_2]Cl$ დამუშაებენ 2N $H_2SO_4$ და დააცენტრიფუგირებენ.	3. ცენტრიფუგატი(I); ამიაკატები $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ , $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ , $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ გაანეიტრალებენ 2N $H_2SO_4$ -ით მჟავა რეაქციაშდე, დაამატებენ $Na_2S_2O_3$ -ის 2 კრისტალს, გააცხელებენ და დააცენტრიფუგირებენ.
4. ნალექი(II) $[HgNH_2]Cl$ გახსნიან კონც. $HNO_3$ -ში და განსაზღვრავენ $Hg^{2+}$ იონს რომელიმე კერძო რეაქციით KI ან სპილენძით.	5. ცენტრიფუგატი (II) $CoSO_4$ . $Co^{2+}$ აღმოაჩენენ $NH_4SCN$ -ით, მიიღება $(NH_4)_2[Co(SCN)_4]$ .
6. ნალექი(III) $CuS$ გახსნიან 2N $HNO_3$ -ში და განსაზღვრავენ $Cu^{2+}$ $NH_4OH$ -ით	7. ცენტრიფუგატი (III) $Ni^{2+}$ და $Cd^{2+}$ ; $Ni^{2+}$ აღმოაჩენენ თუ ხსნარს დაუმატებენ $NH_4OH$ და ჩუგავეის რეაქტივს. $Cd^{2+}$ აღმოაჩენენ $Na_2S_2O_3$ -ით ან $H_2S$ .

სინჯარაში ჩაასხით 10-12 წვეთი. საკვლევი ხსნარი, დაამატეთ 20 წვეთი 3N  $NH_4OH$ , აურიეთ მინის წკირით, გააცხელეთ 2-3 წუთით და დააცენტრიფუგირეთ. ნალექში (I) იქნება კობალტის ფუძე მა-



რილი  $\text{CoOHCl}$  და მერკურატამონიუმის ქლორიდი  $[\text{HgNH}_2]\text{Cl}$  (ცხრილი 2).

ცენტრიფუგატი I შეიცავს ამიაკატებს:



(1) ნალექს დაუმატეთ 5-6 წვეთი განზ.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  და გულდასმით აურიეთ მინის წკირით, შედეგად  $\text{CoOHCl}$  გაიხსნება, ხოლო მერკურატამონიუმის ქლორიდი დარჩება ნალექში. ნალექი (II) მოაცილეთ დაცენტრიფუგირებით. ცენტრიფუგატში (II) განსაზღვრეთ  $\text{Co}^{2+}$  იონი ამონიუმის როდანდით. ხოლო ნალექი გახსენით 5 წვეთ  $\text{HNO}_3$ -ის დამატებით. მიღებულ ხსნარს დაამატეთ 6-8 წვეთი გამოხდილი წყალი, აურიეთ და მიღებულ ხსნარში აღმოაჩინეთ  $\text{Hg}^{2+}$  კერძო რეაქციებით.

$\text{Cu}^{2+}$  იონის აღმოჩენა და განსაზღვრა

(1) ცენტრიფუგატიდან აიღეთ 10 წვეთი ხსნარი და გადაიტანეთ სინჯარაში, დაუმატეთ წვეთობით  $\text{H}_2\text{SO}_4$  და მოურიეთ. შეაყვინთა შეამოწმეთ ლაკმუსით, ხოლო შემდეგ ისევ დაამატეთ 1-2 წვეთი  $\text{H}_2\text{SO}_4$  და  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -ის 2-3 კრისტალი. გააცხელეთ წყლის აბაზანაზე 3-4 წუთით.  $\text{Cu}^{2+}$  დაილექება  $\text{CuS}$  სახით. იონები  $\text{Ni}^{2+}$  და  $\text{Cd}^{2+}$  დარჩებიან ხსნარში. ნალექი მოაცილეთ დაცენტრიფუგირებით, შემდეგ  $\text{CuS}$  გახსენით ცხელ  $\text{HNO}_3$ -ში (5-6 წვეთი  $\text{HNO}_3$ ). მიღებულ ხსნარში  $\text{Cu}^{2+}$  აღმოაჩინენ რომელიმე კერძო რეაქციით.

ცენტრიფუგატი, რომელიც შეიცავს  $\text{Cd}^{2+}$  და  $\text{Ni}^{2+}$ -ს, გაყავით ორ ნაწილად. I-ში აღმოაჩინეთ  $\text{Cd}^{2+}$ , მეორე ნაწილში  $\text{Ni}^{2+}$  შესაბამისი აღმოჩენი რეაქციებით.

### III თაში ანიონთა ანალიზი

1

ანიონები. ბარიუმისა და ვერცხლის მარილების ხსნადობის მიხედვით შეიძლება 3 ჯგუფად დაიყოს (ცხრილი 3).

I. სულფატ-იონის ჯგუფი — ბარიუმის მარილები წყალში არ იხსნება, ვერცხლის მარილები კი იხსნება; ჯგუფური რეაქტივია ბარიუმის ხსნადი მარილი ნეიტრალურ არემში.

II. ქლორიდ-იონის ჯგუფი — ბარიუმის მარილები წყალში იხსნება, ვერცხლის მარილები აზოტმჟავაში არ იხსნება; ჯგუფური რეაქტივია ვერცხლის ნიტრატი აზოტმჟავას თანაობის დროს.

III. ნიტრატ-იონის ჯგუფი — ბარიუმისა და ვერცხლის მარილები წყალში იხსნება. ჯგუფური რეაქტივი არა აქვს.

ცხრილი 3.

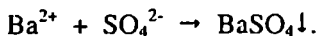
ანიონთა კლასიფიკაცია

ჯგუფი	ანიონი	ჯგუფური რეაქტივი	ჯგუფების დახასიათება
1.	$\text{SO}_4^{2-}$ , $\text{SO}_3^{2-}$ , $\text{CO}_3^{2-}$ , $\text{PO}_4^{3-}$ , $\text{SiO}_3^{2-}$	$\text{BaCl}_2$ ნეიტრალურ ან სუსტ ტუტე ხსნარში	ბარიუმის მარილები უხსნადები არიან წყალში
2.	$\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$ , $\text{S}^{2-}$	$\text{AgNO}_3$ აზოტმჟავას თანაობისას	ვერცხლის მარილები უხსნადებია წყალში, და განზავებულ აზოტმჟავაში
3.	$\text{NO}_3^-$ , $\text{NO}_2^-$ , $\text{CH}_3\text{COO}^-$	ჯგუფური რეაქტივი არა აქვთ	ბარიუმის და ვერცხლის მარილები ხსნადებია წყალში

### 3.1 ანიონთა $\text{SO}_4^{2-}$ , $\text{SO}_3^{2-}$ , $\text{CO}_3^{2-}$ , $\text{PO}_4^{3-}$ , $\text{SiO}_3^{2-}$ პირველი ანალიზური ჯგუფი

რეაქციები  $\text{SO}_4^{2-}$  იონზე

ბარიუმის ქლორიდი  $\text{BaCl}_2$   $\text{SO}_4^{2-}$  იონთან წარმოქმნის თეთრი ფერის ნალექს  $\text{BaSO}_4$ .



ბარიუმის სულფატი  $\text{BaSO}_4$  მჟავებში არ იხსნება.

ვერცხლის ნიტრატი  $\text{AgNO}_3$  კონცენტრირებულ ხსნარებში  $\text{SO}_4^{2-}$  იონთან წარმოქმნის თეთრი ფერის ნალექს  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ , რომელიც იხსნება აზოტმჟავაში:



ცდა 1. ორ სინჯარაში ჩაასხით ნატრიუმის სულფატის 3-4 წვეთი და დაამატეთ პირველ სინჯარაში ბარიუმის ქლორიდის ხსნარის 2-3 წვეთი, ხოლო მეორეში ვერცხლის ნიტრატის ხსნარის 3-4 წვეთი. მიაქციეთ ყურადღება ნალექის ხასიათს და შეამოწმეთ მათი ხსნადობა.

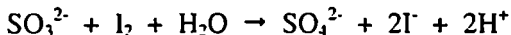
ცდის ჩატარების პირობები:

1.  $\text{BaSO}_4$  წარმოქმნის რეაქცია შეიძლება ჩატარდეს როგორც ნეიტრალურ, ისე მჟავა არეში ( $\text{pH}=7$ ).

2.  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  ნალექი გამოიყოფა მხოლოდ კონცენტრირებულ ხსნარებში ( $\text{ხსნადობა } \text{Ag}_2\text{SO}_4=2,6 \cdot 10^{-2} \text{მოლ/ლ}$ ).

რეაქციები  $\text{SO}_3^{2-}$  იონზე

იოდინი ან ბრომიანი წყალი სულფიტის ხსნარებთან მოქმედებისას უფერულდება:



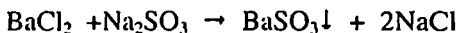
ცდა 1. ჩაასხით სინჯარაში ნატრიუმის სულფიტის 4-5 წვეთი, დაამატეთ გოგირდმჟავას ხსნარის 5 წვეთი და იოდის ხსნარის 2-3 წვეთი. ხსნარი გაუფერულდება.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია ტარდება როგორც ნეიტრალურ, ისე მჟავა არეში. სრულად მიდის როდესაც  $\text{pH} < 7$ .

2. რეაქციის ჩატარებას ხელს უშლიან იონი-აღმდგენები და იონი მჟანგავები.

ბარიუმის ქლორიდი  $\text{BaCl}_2 \text{ SO}_3^{2-}$  იონთან წარმოქმნის თეთრი ფერის ნალექს ბარიუმის სულფიტს  $\text{BaSO}_3$ , რომელიც იხსნება მჟავებში:

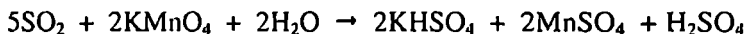
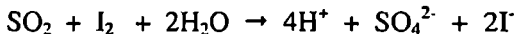


ვერცხლის ნიტრატი  $\text{AgNO}_3 \text{ SO}_3^{2-}$  წარმოქმნის თეთრი ფერის ნალექს ვერცხლის სულფიტს  $\text{Ag}_2\text{SO}_3$ , რომელიც იხსნება აზოტმჟავაში.

მჟავები ყველა სულფიტებს შლიან გოგირდის (IV) ოქსიდის გამოყოფით:



გოგირდის (IV) ოქსიდის აღმოსაჩენად, იყენებენ მის თვისებას გააუფერულოს იოდის და კალიუმის პერმანგანატის ხსნარები:



ცდა 2. სინჯარაში ჩაასხით ნატრიუმის სულფიტის ხსნარის 3 წვეთი, დაამატეთ 2-3 წვეთი მარილმჟავა. მინის წკირზე მოათავსეთ განზავებული იოდის ხსნარის 1 წვეთი, რომელიც სახამებლით შეფერილია ლურჯად, შეიტანეთ სინჯარაში და გააცხელეთ მიღებული ნარევი. მინის წკირზე წვეთი გაუფერულდება.

ცდის ჩატარების პირობები:

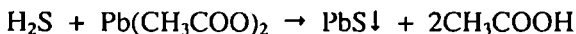
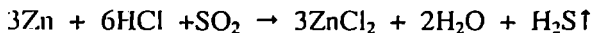
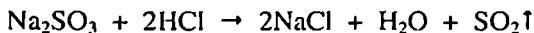
1. ნატრიუმის სულფიტის ხსნარი უნდა იყოს კონცენტრირებული (10-15%) და ახლადმოზადებული.

2. სულფიტ-იონის აღმოჩენას ხელს უშლის ხსნარში აღმდგენების არსებობა.

სულფიტ-იონი შეიძლება აღდგეს გოგირდწყალბადამდე.

ცდა 3. ნატრიუმის სულფიტის ხსნარს დაამატეთ 2N HCl და მეტალური თუთიის პატარა ნატეხი. ამ დროს გამოიყოფა გოგირდ-

წყალბადი, რომელიც შეიცნობა სუნით და ტყვიის აცეტატის ხსნარში დასველებული ქაღალდის გაშავებით:



ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია ტარდება, როდესაც  $\text{pH}=4$ .
2. საკვლევი ხსნარი არ უნდა შეიცავდეს სხვა აღმდგენებს.
3. ცდის ჩატარებისთვის გამოიყენება მხოლოდ ქ.ს. თუთია.

საღებავის გაუფერულება. სულფიტები ხასიათდებიან ზოგიერთი საღებავების გაუფერულების თვისებით. ეს თვისება შეიძლება გამოიყენებულ იქნას  $\text{SO}_3^{2-}$  იონის აღმოსაჩენად.

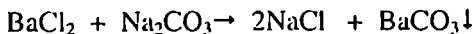
ცდა 4. სასაგნე მინაზე მოათავსეთ 1 წვეთი ფუქსინის ხსნარი და იქვე დაამატეთ საანალიზო ხსნარის წვეთი.  $\text{SO}_3^{2-}$  არსებობისას მოხდება ხსნარის გაუფერულება.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია ტარდება, როდესაც  $\text{pH}=7-8$ .
2. მჟავა ხსნარები წინასწარ ნეიტრალდება  $\text{NaHCO}_3$ -ით.
3.  $\text{S}^{2-}$  იონი ხელს უშლის  $\text{SO}_3^{2-}$  აღმოჩენას, რადგანაც აღნიშნული იონი აუფერულებს ფუქსინის ხსნარს.

რეაქციები  $\text{CO}_3^{2-}$  იონზე

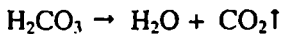
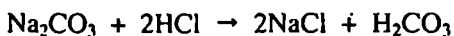
ბარიუმის ქლორიდი  $\text{BaCl}_2$   $\text{CO}_3^{2-}$  იონს ლექავს თეთრი ფერის ნალექის ბარიუმის კარბონატის  $\text{BaCO}_3$  სახით, რომელიც კარგად იხსნება მჟავებში (გოგირდმჟავას გარდა):



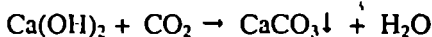
ვერცხლის ნიტრატი  $\text{AgNO}_3$   $\text{CO}_3^{2-}$  იონთან წარმოქმნის თეთრ ნალექს  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ , რომელიც იხსნება მჟავებში ( $\text{HCl}$  გარდა).

მჟავები ნახშირმჟავას მარილებს შლიან ნახშირბადის (IV) ოქსი-

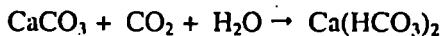
ღის გამოყოფით:



ნახშირბადის (IV) ოქსიდი შეიძლება აღმოჩნდეს კირიანი წყლით  $\text{Ca(OH)}_2$ :



ცლა 1. ჭურჭელში მოათავსეთ 5-8 წვეთი საკვლევი ხსნარი, დაამატეთ იგივე მოცულობა 2N HCl. შეიტანეთ პიპეტი, რომელშიც არის 2-3 წვეთი კირიანი წყალი. შეამჩნევთ კირიანი წყლის შემღვრევას. შემღვრევა შეიძლება სწრაფად გაქრეს მუაეა მარილის წარმოქმნის გამო:



ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია უნდა ჩატარდეს, როდესაც  $\text{pH} < 7$ .

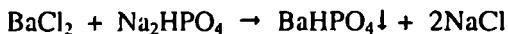
2. კირიანი წყალი უნდა იყოს გამჭვირვალე.

3. რეაქციის ჩატარებას ხელს უშლის  $\text{SO}_3^{2-}$  იონი. ამიტომ  $\text{SO}_3^{2-}$

აუცილებლად უნდა დაიყანგოს  $\text{SO}_4^{2-}$ -მდე. ამისათვის,  $\text{CO}_3^{2-}$  – ანიონის აღმოჩენამდე ხსნარს უნდა დაამატოთ 4-6 წვეთი წყალბადის პეროქსიდი.

რეაქციები  $\text{PO}_4^{3-}$  იონზე

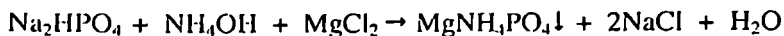
ბარიუმის ქლორიდი  $\text{PO}_4^{3-}$  იონთან წარმოქმნის თეთრ ნალექს ბარიუმის ჰიდროფოსფატს, რომელიც იხსნება მუაეებში ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  გარდა):



ვერცხლის ნიტრატი  $\text{PO}_4^{3-}$  იძლევა ყვითელ ნალექს ვერცხლის ფოსფატს  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ , რომელიც ხსნადია აზოტმუაეაში:



მაგნეზური ნარევი ( $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  და  $\text{NH}_4\text{Cl}$ )  $\text{PO}_4^{3-}$  იონთან წარმოქმნის თეთრ კრისტალურ ნალექს  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$ :

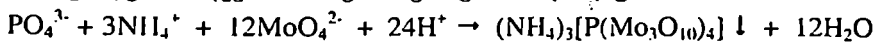


ცდა 1. 5-6 წვეთ მაგნიუმის ქლორიდს დაამატეთ ამიაკის ხსნარის რამდენიმე წვეთი, წარმოქმნილი ნალექი მაგნიუმის ჰიდროქსიდი გახსენით  $\text{NH}_4\text{Cl}$  დამატებით, ხოლო შემდეგ დაწვეთეთ  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  რამდენიმე წვეთი. მიღებული თეთრი ნალექი  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$  მიუთითებს ხსნარში  $\text{PO}_4^{3-}$  არსებობას.

ცდის ჩატარების პირობები:

ამონიუმის ქლორიდის ჭარბი რაოდენობა გამოიწვევს კომპლექსური იონის წარმოქმნას.

მოლიბდენის სითხე (ამონიუმის მოლიბდატის  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$  ხსნარი აზოტმჟავაში)  $\text{PO}_4^{3-}$  იონთან წარმოქმნის ყვითელი ფერის კრისტალურ ნალექს ამონიუმის ფოსფორმოლიბდატს:



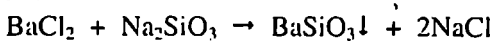
ცდა 2. სინჯარაში მოათავსეთ ამონიუმის მოლიბდატის 8 წვეთი და 8 წვეთი კონცენტრირებული აზოტმჟავა. ნარევს დაამატეთ ნატრიუმის ფოსფატის 2-3 წვეთი, მოურიეთ მინის წკირით და გააცხელეთ წყლის აბაზანაზე  $40-50^\circ\text{C}$ -მდე. მიაქციეთ ყურადღება ნალექის ფერს და ხასიათს.

ცდის ჩატარების პირობები:

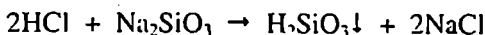
1. რეაქცია უნდა ჩატარდეს, როდესაც  $\text{pH} < 1$ .
2. ზომიერი გაცხელება წარმოქმნის ნალექს.
3. ანიონ-ალმდგენები და  $\text{HCl}$  ხელს უშლიან ცდის ჩატარებას.

რეაქციები  $\text{SiO}_3^{2-}$  იონზე

ბარიუმის ქლორიდი  $\text{SiO}_3^{2-}$  იონთან წარმოქმნის თეთრ ნალექს ბარიუმის სილიკატს  $\text{BaSiO}_3$ :

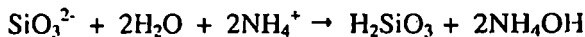
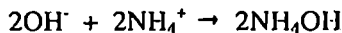
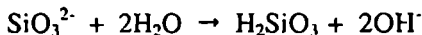


განზავებული მჟავები სილიკატების კონცენტრირებულ ხსნარებთან წარმოქმნიან თეთრ ლაბისებურ ნალექს  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ :



თუ ნალექი ცივ მდგომარეობაში არ წარმოიქმნება, მაშინ აუცილებელია ხსნარის გაცხელება.

ამონიუმის მარილები  $\text{SiO}_3^{2-}$  იონზე მოქმედებისას სილიკატთა ხსნარებიდან გამოყოფენ სილიციუმის მჟეავას.  $\text{OH}^-$  იონების  $\text{NH}_4^+$  იონებთან შეკავშირების შედეგად ჰიდროლიზი ძლიერდება:



ცლა 2. სინჯარაში ჩაასხით ნატრიუმის სილიკატის 4-5 წვეთი, დაამატეთ გამოხდილი წყლის 4-5 წვეთი, ჩააგდეთ  $\text{NH}_4\text{Cl}$  2-3 კრისტალი და გააცხელეთ. წარმოიქმნება ლაბისებური ნალექი  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .  
ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია მიმდინარეობს ამონიუმის ქლორიდის სიჭარბით აღების დროს.

2. გაცხელება აუცილებელია ჰიდროლიზის პროცესისთვის და ნალექის გამოყოფის დასაჩქარებლად.

### 3.2. ანიონთა $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$ , $\text{S}^{2-}$ მეორე ანალიზური ჯგუფი

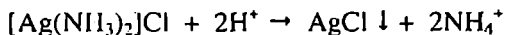
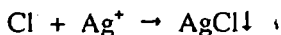
მეორე ჯგუფის ანიონთა ჯგუფური რეაგენტი არის ვერცხლის ნიტრატი განზავებულ აზოტმჟეავას თანაობისას.

რეაქციები  $\text{Cl}^-$  იონზე

ვერცხლის ნიტრატი  $\text{AgNO}_3$   $\text{Cl}^-$  იონთან წარმოქმნის ხაჭოსებურ თეთრ ნალექს ვერცხლის ქლორიდს  $\text{AgCl}$ , რომელიც არ იხსნება წყალში და მჟეავებში. ნალექი იხსნება ამიაკში და მიიღება ვერცხლის ხსნადი კომპლექსური ნაერთი  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ . აზოტმჟეავას მოქმედების



შედგებად კომპლექსური იონი დაიშლება და კვლავ დაილექება ვერცხლის ქლორიდი. ვერცხლის მარილის ეს თვისება გამოიყენება  $\text{Cl}^-$  იონის აღმოსაჩენად:



ცდა 1. კონუსურ სინჯარაში ნატრიუმის ქლორიდის 2-3 წვეთს დაამატეთ ვერცხლის ნიტრატის ხსნარის 1-2 წვეთი. ნალექი ცენტრიფუგირებით გამოყავით და დაამუშავეთ ამიაკის ხსნარით სრულ გახსნამდე. მიღებულ ხსნარში 3-5 წვეთი 2N  $\text{HNO}_3$  ხსნარით აღმოაჩინეთ  $\text{Cl}^-$  იონი.  $\text{Cl}^-$  აღმოჩენას ამ რეაქციით ხელს უშლის  $\text{Br}^-$  ხსნარში არსებობა.

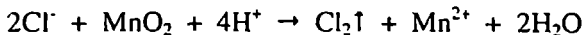
ვერცხლის ბრომიდის ხსნადობის დასაწევად (ვერცხლის იოდოდი პრაქტიკულად უხსნადია ამიაკის ხსნარში) ნალექებს  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$  დაამუშავებენ 12% ამონიუმის კარბონატით  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ . ვერცხლის ქლორიდი გადავა ხსნარში კომპლექსური ნაერთის  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$  სახით. ცენტრიფუგირების შემდეგ ცენტრიფუგატში  $\text{Cl}^-$  აღმოაჩენენ კალიუმის ბრომიდის ხსნარის მოქმედებით. ღია-ყვითელი 'ფერის ნალექის მიღება მიუთითებს საკვლეუ ხსნარში  $\text{Cl}^-$  არსებობაზე.

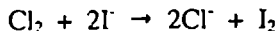
ცდის ჩატარების პირობები:

1. რეაქცია ტარდება აზოტმყავა არეში.

2. ნალექი, რომელიც შედგება  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$ ,  $\text{AgI}$  ამუშავებენ ამონიუმის კარბონატის პატარ-პატარა პორციებით, რომ მიიღონ იმდენი ფილტრატი, რომელიც საკმარისი იქნება  $\text{Cl}^-$  განსასაზღვრავად.

მანგანუმის დიოქსიდი  $\text{MnO}_2$ , ტყვიის დიოქსიდი  $\text{PbO}_2$  და სხვა მჟანგავები  $\text{Cl}^-$  იონს უანგავენ თავისუფალ ქლორამდე, რომელიც ადვილად შეიმჩნევა სუნით და კალიუმის იოდიდისა და სახამებელში დასკვლავებული ქაღალდის გალურჯებით:

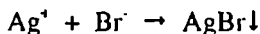




იონები  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$  ხელს უშლიან ამ რეაქციის ჩატარებას.

### რეაქციები $\text{Br}^-$ იონზე

ვერცხლის ნიტრატი  $\text{AgNO}_3$   $\text{Br}^-$  იონთან წარმოქმნის ყვითელი ფერის ნალექს ვერცხლის ბრომიდს  $\text{AgBr}$ , რომელიც უხსნადია აზოტმჟავაში და ცუდად ხსნადი ამიაკში:



ქლორიანი წყალი  $\text{Br}^-$  იონთან მოქმედებისას უანგავს მას თავისუფალ ბრომადღე:



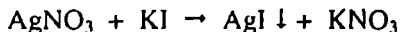
ცდა 2. სინჯარაში მოათავსეთ ნატრიუმის ბრომიდის ხსნარის 1-2 წვეთი, შეამჟავეთ რამდენიმე წვეთი  $2\text{N H}_2\text{SO}_4$  ხსნარით, დაამატეთ ქლორიანი წყლის 1-2 წვეთი. ხსნარი მურა ფერის გახდება თავისუფალი ბრომის გამოყოფის გამო. დაამატეთ ბენზოლის 5-6 წვეთი და შეანჯღრიეთ. ბენზოლი შეიფერება მურა წითლად, ხოლო ქლორიანი წყლის სიჭარბის (4-5 წვეთი) შემთხვევაში ხსნარი მიიღებს ლიმონისფერს ბრომის ქლორიდის წარმოქმნის გამო.

ცდის ჩატარების პირობები:

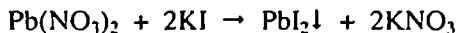
1. რეაქცია მიდის, როდესაც  $\text{pH}=5-7$ .
2. ქლორიანი წყალი სიჭარბით იწვევს  $\text{BrCl}$  ნაერთის წარმოქმნას.
3. იონი-ალმდგენები რეაქციის ჩატარებას ხელს უშლიან.
4. ბენზოლის ნაცვლად შეიძლება გამოიყენოთ ქლოროფორმი, ოთხქლორიანი ნახშირბადი, ბენზინი და სხვა გამხსნელები.

### რეაქციები $\text{I}^-$ იონზე

ვერცხლის ნიტრატი  $\text{AgNO}_3$   $\text{I}^-$  იონთან წარმოქმნის ყვითელი ფერის ნალექს ვერცხლის იოდიდს  $\text{AgI}$ , რომელიც უხსნადია აზოტმჟავაში და ამიაკის ხსნარში.



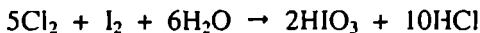
$\text{Pb}^{2+}$  იონი  $\text{I}^-$  იონთან წარმოქმნის ოქროსფერ ნალექს ტყვიის იოდიდს  $\text{PbI}_2$ .



ქლორიანი წყალი, მჟავა არეში იოდიდის ხსნარებთან მოქმედებისას უნდავეს  $\text{I}^-$  იონებს თავისუფალ იოდამდე, რომელიც სახამებელს ლურჯად შეფერავს, ხოლო ორგანულ გამხსნელებს—იისფრად.



ქლორიანი წყლის სიჭარბის დროს იისფერი გაქრება  $\text{HIO}_3$  წარმოქმნის გამო:

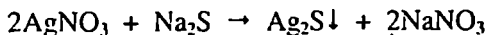


ცდა. 1 წვეთი  $\text{KI}$  და 1 წვეთი  $\text{KBr}$  ხსნარები შეურიეთ, განაზავეთ 4 წვეთი გამოხდილი წყლით, შეამჟავეთ  $2\text{N H}_2\text{SO}_4$  ხსნარის 2-3 წვეთით, დაასხით რამდენიმე წვეთი ბენზოლი და 2 წვეთი ქლორიანი წყალი, კარგად შეანჯღრიეთ. წარმოიქმნება იოდისთვის დამახასიათებელი ბენზოლის ფენის იისფერი შეფერილობა. ქლორიანი წყლის კიდევ რამდენიმე წვეთის დამატების შემდეგ იისფერი გაქრება იოდის დაჟანგვის გამო.

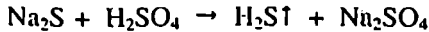
იისფერის გაქრობის შემდეგ ბრომის წარმოქმნის გამო ხსნარი მიიღებს მურა-წითელ ფერს, რომელიც თანდათან გადადის ლიმონისფერ-ყვითელში. ცდის ჩატარების შემდეგ გააკეთეთ დასკვნები.

### რეაქციები $\text{S}^{2-}$ იონზე

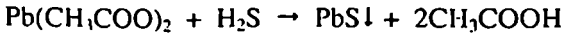
ვერცხლის ნიტრატი  $\text{AgNO}_3$   $\text{S}^{2-}$  იონთან წარმოქმნის შავი ფერის ნალექს ვერცხლის სულფიდს  $\text{Ag}_2\text{S}$ , რომელიც არ იხსნება ამიაკის ხსნარში, ხოლო გაცხელებისას იხსნება განზავებულ აზოტმჟავაში:



მჟავები ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ) სულფიდებზე მოქმედებისას მათ შლის გოგირდწყალბადის წარმოქმნით:



გოგირდწყალბადი ადვილად შეიმჩნევა სუნით, ან ტყეის აცეტატიში დასველებული ქაღალდის გამაყვებით:



### 3.3. $\text{NO}_3^-$ , $\text{NO}_2^-$ , $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ანიონთა მისამამ ანალიზური ჯგუფი

ამ ჯგუფისთვის დამახასიათებელია ბარიუმისა და ვერცხლის მარილების ხსნადობა. ამიტომ ბარიუმის ქლორიდი და ვერცხლის ნიტრატი მესამე ჯგუფის ანიონებს ვერ დალეკავს. მამასადამე, მათ არ გააჩნიათ ჯგუფური რეაგენტი.

#### რეაქციები $\text{NO}_3^-$ იონზე

დიფენილამინი ( $\text{C}_6\text{H}_5$ )<sub>2</sub>NH  $\text{NO}_3^-$  იონთან წარმოქმნის მუქ ლურჯად შეფერილ ხსნარს.

ცდა 1. სუფთა და მშრალ საათის მინაზე მოათავსეთ კონცენტრირებული გოგირდმჟავათი შემჟავებული დიფენილამინის 4-5 წვეთი. მინის წკირით შეიტანეთ 1 წვეთი საკვლევი ხსნარი და კარგად მოურიეთ.  $\text{NO}_3^-$  არსებობის შემთხვევაში ხსნარი შეიფერება მუქ ლურჯად დიფენილამინის დაჟანგვის გამო. ანალოგიურ ფერს იძლევა  $\text{NO}_2^-$  იონი.

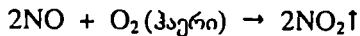
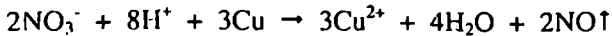
#### ცდის ჩატარების პირობები:

1. მჟანგავები და იოდიდ-იონი, რომელიც იჟანგება გოგირდმჟავით თავისუფალ იოდამდე, ხელს უშლიან რეაქციის ჩატარებას.

2. აღმდგენები  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$  და სხვ.  $\text{NO}_3^-$  იონის აღმოჩენას აგრეთვე ხელს უშლიან.

3. რეაქციის ჩატარებისათვის უკეთესია აღებული იქნას განზავებული საკვლევი ხსნარები.

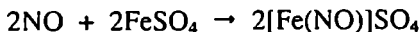
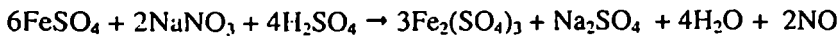
მეტალური სპილენძი კონცენტრირებულ გოგირდმჟავა არეში ნიტრატ-იონს აღადგენს აზოტის ოქსიდამდე:



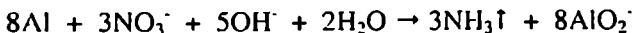
ცდა 2. სინჯარაში მოათავსეთ კალიუმის ნიტრატის ხსნარის 2-3 წვეთი, დაასხით რამდენიმე წვეთი კონც. გოგირდმჟავა, ჩააგდეთ მეტალური სპილენძის პატარა ნატეხი და გააცხელეთ. გამოიყოფა აზოტის დიოქსიდი (დააკვირდით თეთრ ფონზე).

რკინის(II) სულფატი  $\text{NO}_3^-$  იონთან კონცენტრირებულ გოგირდმჟავა ხსნარში წარმოქმნის მურა ფერის კომპლექსურ ნაერთს  $[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$ .

ცდა 3. საათის მინაზე მოათავსეთ ნატრიუმის ნიტრატის 1 წვეთი, შეიტანეთ მასში  $\text{FeSO}_4$  პატარა კრისტალი და დაამატეთ კონც.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1 წვეთი. კრისტალის გარშემო გაჩნდება მურა ფერის რგოლი, კომპლექსური ნაერთის  $[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$  წარმოქმნის გამო:



მეტალური ალუმინი ძლიერ ტუტე არეში ნიტრატს აღადგენს ამიაკამდე:

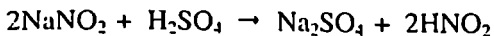


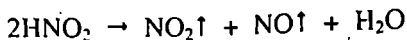
ცდა 4. სინჯარაში მოათავსეთ კალიუმის ნიტრატის 4 წვეთი და დაამატეთ 6N  $\text{NaOH}$  წვეთი. შეიტანეთ ხსნარში ალუმინის პატარა ნატეხი. სინჯარის პირს დაახურეთ გამოხდილ წყალში დასველებული წითელი ლაკმუსის ქაღალდი. ქაღალდი გალურჯდება.

### რეაქციები $\text{NO}_2^-$ იონზე

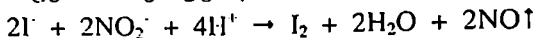
$\text{NO}_2^-$  იონისთვის აღწერილი რეაქციები დამახასიათებელია ნიტრიტ -- იონისთვისაც.  $\text{NO}_2^-$  იონი  $\text{NO}_3^-$  იონისგან შეიძლება განასხვავოთ შემდეგი რეაქციებით:

მჟავები შლანს ყველა სიტრიტებს აზოტის ოქსიდების გამოყოფით:



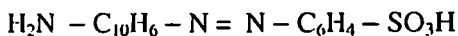


კალიუმის იოდიდი განზავებული გოგირდმჟავას თანაობისას იჟანგება ნიტრიტებით თავისუფალ იოდამდე:



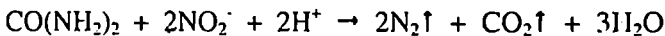
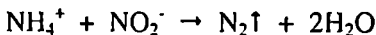
ცდა 1. 4-5 წვეთი გოგირდმჟავათი შემჟავებული ნიტრიტის ხსნარის 6 წვეთს დაამატეთ იგივე მოცულობა კალიუმის იოდიდის ხსნარი. გამოიყოფა თავისუფალი იოდი, რომელიც შეიცნობა სახამებლიანი ქაღალდის გალურჯებით.

სულფანილინის მჟავა  $\text{H}_2\text{N}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{SO}_3\text{H}$  და  $\alpha$ -ნაფტილამინი  $\text{C}_{10}\text{H}_7-\text{NH}_2$  ნიტრიტ-იონებთან მოქმედებისას წარმოქმნის წითელი ფერის აზოსალბავს:



ცდა 2. საათის მინაზე მოათავსეთ ძმარმჟავით შემჟავებული საკვლევი ხსნარის 1 წვეთი, დაამატეთ თითო-თითო წვეთი სულფანილინის მჟავა და ნაფტილამინი.  $\text{NO}_2^-$  იონის არსებობის შემთხვევაში მიიღება წითელი ფერის ნაერთი.

$\text{NO}_2^-$  იონის მოცილება ხსნარიდან შესაძლებელია მყარ ამონიუმის ქლორიდთან ნიტრიტის ხსნარის გაცხელებით ან შარდოვანით:



ცდა 3. საკვლევი ხსნარის 4-5 წვეთს დაამატეთ ამონიუმის ქლორიდის 5-6 წვეთი და ფრთხილად გააცხელეთ. ამ დროს მიღებული ამონიუმის ნიტრიტი მთლიანად დაიშლება თავისუფალი აზოტის გამოყოფით.

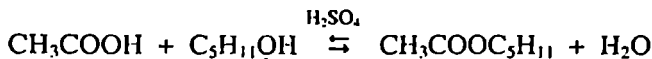
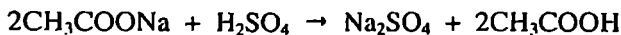
### რეაქციები $\text{CH}_3\text{COO}^-$ იონზე

გოგირდმჟავა, აცეტატებთან მოქმედებისას გამოყოფს ძმარმჟავას, რომელიც გაცხელებისას აქროლდება და ხსნარს მისცემს ძმარისთვის დამახასიათებელ სპეციფიურ სუნს.

ცდა 1. სინჯარაში მოათავსეთ ნატრიუმის აცეტატის 5-6 წვეთი, დაამატეთ კონცენტრირებული გოგირდმჟავას 2 წვეთი და ფრთხილად

გააცხელეთ. ძმარმეყავას შეამჩნევთ სუნით.

აცეტატის ხსნარებთან სპირტების მოქმედებით წარმოიქმნებიან ეთერები, რომელსაც შეამჩნევენ სუნის მიხედვით:



ცდა 2. აცეტატის ხსნარის რამდენიმე წვეთს დაამატეთ კონცენტრირებული გოგირდმეყავას 3-4 წვეთი და ამილის სპირტის  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$  იმდენივე წვეთი. გააცხელეთ წყლის აბაზანაზე, შემდეგ ნარევი ჩაასხით ცივ წყლიან ჭიქაში. წარმოიქმნება ამილაცეტატი დამახასიათებელი სუნით.

ცდის ჩატარების პირობები:

1. ამილის სპირტის აღება სიჭარბით არ შეიძლება, რადგანაც თავისი დამახასიათებელი მძაფრი სუნის გამო, ხელს უშლის “მსხლის ესენციის” სუნის შემჩნევას.

2. გააცხელებისთვის საჭიროა 4-5 წუთი (ამილაცეტატის წარმოქმნამდე).

3. რეაქციის დაჩქარებისთვის საჭიროა ვერცხლის ნიტრატის კრისტალის დამატება, რომელიც ასრულებს კატალიზატორის როლს.

რკინის ქლორიდი  $\text{FeCl}_3$  აცეტატის ხსნარებთან მოქმედებისას წარმოქმნის რკინის აცეტატს, რომელიც ადვილად ჰიდროლიზდება:



ცდა 3. საანალიზო ხსნარის 6 წვეთს დაამატეთ იმდენივე რკინის (III) ქლორიდის ხსნარი. წარმოიქმნება მურა წითელი ნალექი—რკინის აცეტატი. თუ ხსნარს 2-3-ჯერ მეტი რაოდენობა წყლით განაზავებთ და გააცხელებთ, დაილეკება რკინის ფუძე მარილი  $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})(\text{OH})_2$ .

$\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{S}^{2-}$  იონების თანაობისას აცეტატ-იონი ამ რეაქციით ვერ აღმოჩნდება. აღნიშნული იონები უნდა დაილექოს ბარიუმის ქლორიდით და ვერცხლის ნიტრატით.

რეაქცია ტარდება, როდესაც ხსნარის  $\text{pH}=5-6$ .

### 3.4. ანიონთა ჯგუფების თანაობა და მათი ანალიზი

ანიონთა ანალიზი ჯგუფების გარკვევით იწყება. ამ მიზნით ხსნარს სამ ნაწილად ჰყოფთ:

1. ერთ ნაწილს აზოტმჟავათი ანეიტრალეზით და ნახშირბადის დიოქსიდს დუღილით ამორებთ. ამ ხსნარს I ჯგუფის ანიონების აღმოსაჩენად იყენებთ. მის მცირე ნაწილზე მოქმედებთ ბარიუმის მარილის ხსნარით. ნალექის წარმოქმნა I ჯგუფის ანიონების მაჩვენებელი იქნება.

2. ხსნარის მეორე ნაწილის აზოტმჟავათი შეამჟავებთ და მას II ჯგუფის ანიონების არსებობის გასაგებად იყენებთ: ხსნარის ნაწილზე ვერცხლის ნიტრატით მოქმედებთ. ნალექი II ჯგუფის ანიონების მაჩვენებელი იქნება.

3. ხსნარის მესამე ნაწილს განზავებული გოგირდმჟავათი ანეიტრალეზით და დუღილით ამორებთ ნახშირბადის დიოქსიდს. ამ ნაწილში მესამე ჯგუფის ანიონების თანაობას არკვეთ (ცხრილი 4, 5, 6).

ვინაიდან ანიონთა ერთი ჯგუფის თანაობა მეორე ჯგუფის აღმოჩენას ხელს არ უშლის, ამიტომ ანიონთა ჯგუფებს ერთმანეთს არ ამორებთ და აწარმოებთ ამა თუ იმ ანიონის აღმოსაჩენად რეაქციებს ცალკე ნაწილებზე.

ცხრილი 4

ანიონთა I ჯგუფის ანალიზის სქემა

<p>1.</p> <p><math>\text{SiO}_3^{2-}</math> და <math>\text{PO}_4^{3-}</math> იონების აღმოჩენა</p>	<p>გამოსაკვლევი ხსნარის ნაწილზე <math>\text{NH}_4\text{Cl}</math> მოქმედებთ და, ნალექი თუ არ წარმოიშვა, ადუღებთ.</p> <p>თეთრი ლაბისებური ნალექის (<math>\text{H}_2\text{SiO}_3</math>) გამოყოფა <math>\text{SiO}_3^{2-}</math> მაჩვენებელი იქნება.</p> <p>დააცენტრიფუგირებთ. ცენტრიფუგატზე მაგნეზური ნარევიტ ან <math>\text{PO}_4^{3-}</math> იონის აღმოჩენი სხვა რეაქტივით მოქმედებთ.</p>
---	--



<p>2.</p> <p><math>\text{CO}_3^{2-}</math> და <math>\text{SO}_3^{2-}</math> იონების აღმოჩენა</p>	<p>გამოსაკვლევი ხსნარის მეორე ნაწილს მარილმჟავათი შეამჟავებთ:</p> <p>ა) შიშინი, აქაფება, უსუნო აირის (<math>\text{CO}_2</math>) გამოყოფა, რომელიც ბარიუმის ან კალციუმის ტუტეების ხსნარს ამღვრევს, <math>\text{CO}_3^{2-}</math> იონის მაჩვენებელი იქნება.</p> <p>ბ) ანთებული გოგირდის სუნიანი აირის (<math>\text{SO}_2</math>) გამოყოფა, რომელიც <math>\text{KMnO}_4</math> ან იოდის სუსტი ხსნარის გაუფერულებას იწვევს, <math>\text{SO}_3^{2-}</math> იონის მაჩვენებელი იქნება.</p> <p>გ) სასაგნე მინაზე მოათავსეთ ფუქსინის ხსნარის წვეთი და დაამატეთ საკვლევი ხსნარის წვეთი. <math>\text{SO}_3^{2-}</math> იონის არსებობისას საღებავი გაუფერულდება.</p>
<p>3.</p> <p><math>\text{SO}_4^{2-}</math> იონის აღმოჩენა</p>	<p>გამოსაკვლევი ხსნარის ნაწილზე <math>\text{BaCl}_2</math> მოქმედებენ, <math>\text{HCl}</math>-ში უხსნადი თეთრი ნალექი <math>\text{SO}_4^{2-}</math> იონის მაჩვენებელი იქნება.</p>

ანიონთა II ჯგუფის ანალიზი

(ანიონთა პირველი ჯგუფის თანაობა ანიონთა II ჯგუფის ანალიზს ხელს არ უშლის)

<p>1.</p> <p><math>\text{S}^{2-}</math> იონის აღმოჩენა</p>	<p>სულფიდ-იონის <math>\text{S}^{2-}</math> აღმოჩენად ხსნარს შეამჟავებთ და სინჯარას ახურავთ ტყვიის აცეტატის ხსნარით დასველებულ ქაღალდს. ქაღალდის გაშავება (<math>\text{PbS}</math>) სულფიდ-იონის მაჩვენებელი იქნება.</p>
--	---

<p>2. I იონის აღმოჩენა</p>	<p>ხსნარის ნაწილს განზ. <math>H_2SO_4</math> შეამჟავებთ და I იონს ნიტრიტით სახამებლის თანაობით აღმოაჩენთ. თუ იოდი აღმოჩნდა, საჭიროა მისი მოცილება. ამისათვის ხსნარს წყლით ანზავებთ, რკინის(III) სულფატის ხსნარის ჭარბი რაოდენობით მოქმედებთ, რამდენიმე წვეთ გოგირდმჟავით შეამჟავებთ და იოდისაგან სრულ განთავისუფლებამდე ადულებთ. რკინას <math>Na_2SO_3</math> ლექავთ და შემდეგ ნალექს მოაცილებთ.</p>
<p>3. Br<sup>-</sup> იონის აღმოჩენა</p>	<p>შემჟავებული ხსნარის ნაწილს ქლორიანი წყლის რამდენიმე წვეთს უმატებთ, მცირე რაოდენობის ქლოროფორმს ასხამთ და ანჯღრევთ, მოყვითალო მურა ფერის შეფერვა <math>Br^-</math> იონის მაჩვენებელი იქნება.</p>
<p>4. Cl<sup>-</sup> იონის აღმოჩენა</p>	<p>ბრომიდ-იონი თუ აღმოჩნდა, მისი მოცილებაა საჭირო, ამისათვის წილაღურ მეთოდს იყენებთ. ხსნარის მცირე ნაწილს წყლით ანზავებთ, <math>HNO_3</math> შეამჟავებთ და ვერცხლის ნიტრატის 1-2 წვეთით მოქმედებთ. გააცხელებთ და <math>AgCl</math> ყვითელ ნალექს დაცენტრიფუგირებით აცილებთ. ცენტრიფუგატზე ისევ ვერცხლის ნიტრატის 1-2 წვეთით მოქმედებთ, ხელახლა დააცენტრიფუგირებთ და ა.შ. მანამდე, სანამ თეთრი ნალექი არ წარმოიქმნება, რაც <math>Cl^-</math> იონების არსებობის მაჩვენებელი იქნება.</p>

ანიონთა III ჯგუფის ანალიზი

<p>1.</p> <p><math>\text{CH}_3\text{COO}^-</math></p> <p>იონის აღმოჩენა</p>	<p>გამოსაკვლევი ხსნარის ერთ ნაწილში, რომელსაც ნეიტრალური რეაქცია უნდა ჰქონდეს, აცეტატ-იონის არსებობას რკინის(III) ქლორიდის რეაქციით შეამოწმებთ. წარმოიქმნება მურა-წითელი რკინის აცეტატი. წყლით განზავებისას და გაცხელებისას დაილექება რკინის ფუძე მარილი <math>\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})(\text{OH})_2</math>.</p>
<p>2.</p> <p><math>\text{NO}_3^-</math></p> <p>იონის აღმოჩენა</p>	<p>თუ საკვლევ ხსნარში არის <math>\text{NO}_3^-</math> იონი, საჭიროა მისი წინასწარ მოცილება ამონიუმის ქლორიდით ან შარდოვანათი. ამის შემდეგ <math>\text{NO}_3^-</math> აღმოაჩენენ დიფენილამინით კონც. გოგირდმჟავას არეში.</p>
<p>3.</p> <p><math>\text{NO}_2^-</math></p> <p>იონის აღმოჩენა</p>	<p><math>\text{NO}_2^-</math> იონი შევიძლიათ აღმოაჩინოთ ცალკეულ სინჯში, მინერალური მჟავების მოქმედებით (გამოიყოფა მურა აირი), ან კალიუმის იოდიდით. გამოიყოფა თავისუფალი იოდი, რომელსაც შეიცნობთ სახამბელში დასველებული ქაღალდის გალურჯებით, ან სულფანილინის მჟავით და <math>\alpha</math>-ნაფტილამინით, რომელიც ნიტრიტ-იონთან წარმოქმნის წითელი ფერის აზოსალბავს.</p>

ნიეთიერების ზოგადი ანალიზის მსვლელობა

ზოგადი ანალიზის დროს, ორ შემთხვევას ვითვალისწინებთ:

1. საანალიზო ნიეთიერება მყარია ან
2. ის წარმოადგენს ხსნარს.

თუ საკვლევი ნიეთიერება მყარია, ის წმინდად უნდა დაიფხუნას; თუ ნიეთიერება ლითონი ან შენადნობია, ის სათანადო იარაღებით

ნაქლიბად უნდა იქცეს. გაფხვიერებული ნივთიერება საანალიზოდ უნდა გაიხსნას.

ნივთიერების გამხსნელად უპირველესად წყალი უნდა იქნას გამოყენებული; თუ ის წყალში (ცივში ან ცხელში) არ იხსნება, უნდა სცადოთ მარილმჟავაში (განზავებული ან კონცენტრირებული), შემდეგ აზოტმჟავაში (განზავებული ან კონცენტრირებული) და ბოლოს, სამეფო არაყში.

როდესაც გამხსნელი შერჩეულია, იღებთ საკვლევი ნივთიერების 0.1გ და მას ხსნით. ნივთიერების ეს რაოდენობა საკმარისია ყველა იმ რეაქტივის ჩასატარებლად, რომლებიც ზოგადი ანალიზის დროსაა საჭირო კათიონებისა და ანიონების აღმოსაჩენად.

თუ ნივთიერება წყალში იხსნება, ხსნარი უშუალოდ გამოსადეგია ანალიზისთვის; თუ ნივთიერება მარილმჟავაში გაიხსნა, ხსნარი წყლით უნდა იქნას განზავებული: კონცენტრირებული მჟავა 10-ჯერ, განზავებული 2-3 ჯერ; როდესაც გამხსნელად აზოტმჟავა ან სამეფო არაყია გამოყენებული, ხსნარი უნდა აორთქლდეს და ნაშთი წყალში გაიხსნას.

საკვლევი ნივთიერება თუ ხსნარია, საანალიზოდ მას არაერთი წინასწარი დაბუშაება არ ჭირდება – ის საანალიზოდ მზადაა.

## IV თავი ბრავიმიტრიული ანალიზი

გრავიმეტრიული ანალიზი დაფუძნებულია ნივთიერების მასის განსაზღვრაზე, აწონვის გამოყენებით. განსასაზღვრავ კომპონენტს ჩვეულებრივ გამოყოფენ გამოხდით ან დალექვით.

დალექვის მეთოდით მიღებულ ნალექს ფილტრავენ, ჩარეცხავენ, აშრობენ (ახურებენ) და წონიან. მიღებული ნაერთის მასით გამოთვლიან განსასაზღვრავი კომპონენტის შემცველობას.

ნაერთი, რომლის სახითაც ლექვავენ, საკვლევ კომპონენტს (დასალექი ფორმა), უნდა აკმაყოფილებდეს შემდეგ მოთხოვნებს:

1. ნალექის ხსნადობა უნდა იყოს იმდენად მცირე, რომ დალექვა იყოს რაოდენობრივად სრული (არასრული დალექვის გამო ნივთიერების დანაკარგი არ უნდა აღემატებოდეს  $10^{-6}$  მოლ/ლ).

2. მიღებული ნალექი უნდა იყოს სუფთა და ადვილად გადასაფილტრი. მსხვილკრისტალური, თუ ნალექი – კრისტალურია, ხოლო კარგად კოაგულირებადი თუ ამორფულია.

ჩარეცხილი ნალექები (კრისტალური და ამორფული) გადაყავთ გრავიმეტრიულ ფორმაში, რომლის სახითაც აწარმოებენ აწონვას.

გრავიმეტრიულ ფორმას ლეზულობენ დალექვის იმ ფორმიდან, რომელიც მიიღება ნალექის გამოშრობით მუდმივ მასამდე, სერეტიბიანი ძირის მქონე ფილტრზე ან ნალექის გამოწვით მუდმივ მასამდე ფაიფურის ტიგელში.

გრავიმეტრიული ფორმა უნდა აკმაყოფილებდეს შემდეგ მოთხოვნებს: 1) უნდა ჰქონდეს ისეთი შედგენილობა, რომელიც ზუსტად უპასუხებს ქიმიურ ფორმულას; 2) მიღებული უნდა იქნას დაბალ ტემპერატურაზე და ტემპერატურის ფართო ინტერვალში უნდა გამოირჩეოდეს მდგრადობით; 3) ატმოსფეროს კომპონენტებთან პრაქტიკულად არ უნდა რეაგირებდეს; 4) გრავიმეტრიულ ფორმაში განსასაზღვრავი ელემენტის შედგენილობა უნდა იყოს მცირე. გრავიმეტრიული ანალიზის ძირითადი მიზანია – გრავიმეტრიული ფორმის ზუსტი (მუდმივ მასამდე) აწონვა, ხოლო შემდეგ შედეგების გამოთვლა.

თუ, მაგალითად მაგნიუმის განსაზღვრისას მიიღეთ გრავიმ-

ეტრიული ფორმა  $Mg_2P_2O_7$  მასით  $m(Mg_2P_2O_7)$ , ანალიზის შედეგი გამოითვლება შემდეგი პროპორციით

$$\begin{aligned} M(Mg_2P_2O_7) & \text{-----} 2M(Mg) \\ m(Mg_2P_2O_7) & \text{-----} m(Mg) \\ m(Mg) & = m(Mg_2P_2O_7) \frac{2M(Mg)}{M(Mg_2P_2O_7)} \end{aligned}$$

სადაც  $M(Mg)$  და  $M(Mg_2P_2O_7)$  არის  $Mg$  და  $Mg_2P_2O_7$  მოლური მასები.

მოლეკულური მასების შეფარდებას  $F=2M(Mg)/M(Mg_2P_2O_7)$  ეწოდება გადამრავლების ფაქტორი, ან გრავიმეტრიული ფაქტორი.

#### 4.1. კრისტალიზაციური წყლის განსაზღვრა ბარიუმის ქლორიდში $BaCl_2 \cdot 2H_2O$

წყალს, რომელიც შედის ზოგიერთი ნივთიერების კრისტალთა სტრუქტურაში კრისტალიზაციური წყალი ეწოდება. თერმოდინამიკური პირობებისგან დამოკიდებულებით ერთი და იგივე ნივთიერებას შეუძლია დაკრისტალდეს წყლის მოლეკულის სხვადასხვა რიცხვთან. მაგალითად, ნატრიუმის ტეტრაბორატი  $60^\circ C$ -ზე დაბლა წარმოქმნის კრისტალს  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ , ხოლო  $60^\circ C$ -ზე მაღლა –  $Na_2B_4O_7 \cdot 5H_2O$ .

კრისტალჰიდრატთა გაცხელებისას გამოიყოფა კრისტალიზაციური წყალი. ამიტომ სხვადასხვა კრისტალჰიდრატებისათვის გამოშრობის ტემპერატურა შეიძლება იყოს სხვადასხვა და ის დამოკიდებულია კავშირთა მდგრადობაზე, კოორდინაციაზე და კრისტალურ მესერში წყლის მოლეკულის მდებარეობაზე. ასე, მაგალითად, მჟაუნმჟავას  $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$  კრისტალჰიდრატში კრისტალიზაციური წყლის განსაზღვრისათვის მისი გამოშრობის ტემპერატურა უნდა შენარჩუნდეს  $110-112^\circ C$  ფარგლებში,  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$  და  $Na_2Cr_2O_7 \cdot 2H_2O$  კრისტალჰიდრატებში  $120-125^\circ C$ , ხოლო შაბიამანში  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  –  $140 - 150^\circ C$  და ა.შ.

განსაზღვრის მსველელობა. კარგად გარეცხეთ ბიუქსი ქრომის ნარევით (ქრომის ნარევი: ნგ კალიუმის დიქრომატი, 100მლ წყალი და 100მლ კონცენტრირებული  $H_2SO_4$ . ფრთხილად უნდა დაამატოთ  $H_2SO_4$  და არა პირიქით!) გამოაშრეთ საშრობ კარადაში და გადაიტანეთ ექსიკატორში 20 წუთით გასაცივებლად, გამოშრობისა და გაცივებისას ბიუქსი უნდა იყოს თავახდილი, ხოლო აწონვისას თავდახურული.

ბიუქსი აწონეთ ანალიზურ სასწორზე, ხოლო ტექნიკურ სასწორზე —  $\sim 1,5g BaCl_2 \cdot 2H_2O$ . ამის შემდეგ ნივთიერება მოათავსეთ ბიუქსში, დაახურეთ სახურავი და აწონეთ ანალიზურ სასწორზე (ჩანაწერები შეიტანეთ ლაბორატორიულ რეკულში).

გამოშრობა. საშრობ კარადაში მოათავსეთ ბიუქსი ნივთიერებით ( $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ ). გააჩერეთ  $\sim 125^\circ C$  საათის განმავლობაში. აღნიშნული დროის გასვლის შემდეგ ბიუქსი ტიგელის მაშით გადაიტანეთ ექსიკატორში. 20 წუთის გაჩერების შემდეგ ამოიღეთ ბიუქსი, დაახურეთ სახურავი და ანალიზურ სასწორზე ზუსტად აწონეთ. კვლავ გაიმეორეთ გამოშრობის პროცესი, მხოლოდ მეორეჯერ საშრობ კარადაში გააჩერეთ 1 საათით. შემდეგ გააცივეთ ექსიკატორში და აწონეთ. თუ მეორე აწონვის შედეგები ემთხვევა პირველი აწონვის შედეგებს ან განსხვავდება 0,0001g-ით, მაშინ კრისტალიზაციური წყალი პრაქტიკულად მთლიანად არის მოცილებული. სხვა შემთხვევაში გამოშრობა აუცილებლად უნდა გაგრძელდეს მუდმივი მასის მიღებამდე.

კრისტალიზაციური წყლის შემცველობის გამოთვლა (პროცენტებში).

ეთქვათ, მიღებულია შემდეგი რიცხვითი მონაცემები:

ბიუქსის მასა ნივთიერებით — 9,5895 გ

ბიუქსის მასა \_\_\_\_\_ 8,1320 გ

წონაკი \_\_\_\_\_ 1,4575 გ

გამოშრობის შემდეგ ბიუქსის მასა ნივთიერებით: 1—9,3758 გ;  
2—9,3749 გ; 3—9,3748 გ.

კრისტალიზაციური წყლის რაოდენობა წონაკში იქნება:

$9,5895 \text{ გ} - 9,3748 \text{ გ} = 0,2147 \text{ გ}$

ე.ი. 1,4575 გ  $BaCl_2 \cdot 2H_2O$  შეიცავს 0,2147 გ  $H_2O$

100 გ BaCl<sub>2</sub> · 2H<sub>2</sub>O შეიცავს x გ H<sub>2</sub>O

$$X = \frac{0,2147 \cdot 100}{1,4575} = 14,72(\text{გ}) \text{ ან } 14,72\%$$

ჩატარებული ანალიზის სიზუსტის შემოწმება. თეორიულად ბარიუმქლორიდის მოლეკულაში კრისტალიზაციური წყალი შეადგენს 14,75%, რაც შემდეგი გამოანგარიშებით დასტურდება:

244,3გ BaCl<sub>2</sub> · 2H<sub>2</sub>O შეიცავს 36,03გ H<sub>2</sub>O

100გ BaCl<sub>2</sub> · 2H<sub>2</sub>O „——“ Xგ H<sub>2</sub>O

$$X = \frac{36,03 \cdot 100}{244,3} = 14,75\%$$

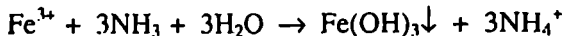
ანალიზის აბსოლიტური ცდომილება შეადგენს: 14,72 - 14,75 = -0,03(%). შეფარდებითი ცდომილება ტოლი იქნება:

$$\frac{(-0,03) \cdot 100}{14,75} \approx -0,20(\%)$$

ამ მაგალითიდან ჩანს, რომ ცდის შემდეგ მიღებული მონაცემები მხოლოდ 0,03%-ით განსხვავდება თეორიული სიდიდისაგან. ეს განსხვავება პრაქტიკულად დასაშვებ ცდომილების ფარგლებს არ აღემატება, რის გამოც აღებული ამოცანა გადაწყვეტილად შეიძლება ჩაითვალოს. რაოდენობით ანალიზში მიღებულია, რომ თუ ცდომილება ±0,05%-ზე მეტია, სწორი შედეგის მისაღწევად აუცილებელია ამოცანის გამეორება.

## 4.2. მაგნიუმისგან რკინის დაცილება და განსაზღვრა

სამუშაოს არსი. მაგნიუმისგან რკინის დაცილება დაფუძნებულია ხსნარის განსაზღვრული მნიშვნელობის pH დადგენაზე (pH=5), რომელზეც რკინა რაოდენობრივად ილექება ჰიდროქსიდის სახით





ხოლო მაგნიუმი რჩება ხსნარში.

დასალექი ფორმაა  $\text{Fe}(\text{OH})_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , ხოლო გრავიმეტრიული ფორმაა  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

ჭურჭელი და რეაქტივები. 10% ამიაკის ხსნარი. 0,1% მეთილნარინჯის ხსნარი. 2% ამონიუმის ნიტრატის ხსნარი.

100მლ მოცულობის საზომი კოლა. 20 მლ ტვეალობის პიპეტი. 100 მლ და 300-400 მლ ტვეალობის ქიმიური ჭიქები. მინის წკირი რეზინის ბუნკით. ძაბრი. ფილტრი-წითელი ლენტით.

სამუშაოს მსვლელობა. საანალიზო ხსნარი, რომელიც შეიცავს არა უმეტეს 0,4გ რკინას, განაზავებენ წყლით 100მლ-იან საზომ კოლაში ჭდემდე, აურევენ და სინჯს (20მლ) პიპეტით გადაიტანენ 300-400მლ ტვეალობის ქიმიურ ჭიქაში. ხსნარს ფრთხილად გააცხელებენ დუღილის დაწყებამდე. გააცხელებულ ხსნარს მორევის პირობებში დაამატებენ 10% ამიაკის ხსნარს სუსტი სუნის მიღებამდე, და მეთილნარინჯის ერთ წვეთს.

დალექვის ბოლოს ინდიკატორი უნდა შეიფეროს ყვითლად. ჭიქაში მოთავსებულ შიგთავს ანზავებენ 100მლ ცხელი წყლით, მოურევენ და დატოვებენ ცხელი წყლის აბაზანაზე 3-5 წუთით  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  ნალექის კოაგულაციისთვის, შემდეგ კი სწრაფად ფილტრავენ წითელ ლენტთან ფილტრში (ფილტრი ძაბრზე წინასწარ უნდა დასველდეს ცხელი წყლით).

ნალექი ფილტრზე გადააქეთ რაოდენობრივად; ჭიქის კედლებზე და მინის წკირზე მიკრულ ნალექის ნაწილაკებს უნაცრო ფილტრის ქაღალდის პატარა ნაგლეჯით აცილებენ და დებენ ფილტრზე. ჭიქის ფსკერსა და კედლებს ჩარეცხავენ ცხელი წყლით და კვლავ ხსნარს ფილტრში გაატარებენ.

ნალექს რეცხავენ 2%-იანი  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ხსნარით, რომელიც შეიცავს ხსნარის 100მლ-ზე 3 წვეთ ამიაკს, ქლორიდ-იონის სრულ მოცილებამდე. ამ მიზნით სამჯერ ჩარეცხვის შემდეგ განაწური სითხის (ფილტრრატი) უკანასკნელ წვეთებს აგროვებენ სუფთა სინჯარაში ან საათის მინაზე, შეამჟავებენ 1-2 წვეთი განზავებული  $\text{HNO}_3$ -ით და უმატებენ 1-2 წვეთ  $\text{AgNO}_3$  ხსნარს. თუ ამ დროს სითხე არ შეიმღვრა

(Cl<sup>-</sup> იონზე უარყოფითი რეაქცია), ნალექი გასუფთავებულად შეიძლება ჩაითვალოს. (NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, როგორც ელექტროლიტი— კოაგულატორი გამრეცხ სითხეში შეაქვთ იმიტომ, რომ არ მოხდეს ნალექის პეპტიზაცია, ხოლო NH<sub>3</sub> დამატება ემსახურება ხსნარის pH გაზრდას 5-მდე, რათა შეამციროს ნალექის ხსნადობა).

გარეცხილ ნალექს აშრობენ საშრობ კარადაში 100°C-ზე ერთი საათის განმავლობაში (ძაბრიდან ფილტრს არ იღებენ). შემდეგ ჩაკეცილ ფილტრს ათავსებენ წინასწარ აწონილ ტიგელში და გამოწვევენ მუფელის ღუმელში მუდმივი მასის მიღებამდე.

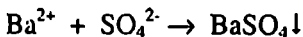
რკინის მასას (g) გამოითვლიან შემდეგი ფორმულით

$$m(Fe) = m(Fe_2O_3) F \frac{V_1}{V_2}$$

სადაც  $m(Fe_2O_3)$  არის ნალექის მასა; F—გადამრავლების ფაქტორი;  $F = M(Fe)/M(Fe_2O_3)$ ;  $V_1, V_2$ —კოლბის და პიპეტის მოცულობა შესაბამისად.

### 4.3. სულფატის განსაზღვრა

სამუშაოს არსი. განსაზღვრა ემყარება SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> იონების დალექვას BaCl<sub>2</sub> ხსნარით:



ბარიუმის სულფატი ითვლება როგორც დასალექ ფორმად, ასევე გრავიმეტრიულ ფორმად.

ჭურჭელი და რეაქტივები. 10% BaCl<sub>2</sub> ხსნარი. კონცენტრირებული ქლორწყალბადმჟავა HCl ( $\rho=1,17$ ). 10% NH<sub>4</sub>Cl ხსნარი. 1% AgNO<sub>3</sub> ხსნარი.

100 მლ საზომი კოლბა. 20 მლ ტევადობის პიპეტი. 25 მლ ტევადობის ცილინდრი. 100 მლ და 300-400 მლ ტევადობის ჭიქები. მინის წკირი რეზინის ბოლოთი. ძაბრი. ფილტრი — ლურჯი ლენტა.

სამუშაოს მსვლელობა. საანალიზო ხსნარს, რომელიც შეიცავს არა უმეტეს  $0,5\text{g SO}_4^{2-}$ -იონებს, ათავსებენ 100 მლ საზომ კოლბაში და დისტილირებული წყლით ავსებენ ჭდემდე.

ანალიზისთვის იღებენ ჰიპოტიტით 20 მლ მოცულობის ხსნარის სინჯს და გადააქვთ 300–400 მლ ტევადობის ჭიქაში. ჭიქაში ხსნარს წყლით ანზავებენ 150–200 მლ-მდე, შეამაყებენ 10-15 წვეთი კონცენტრირებული მარილმჟავით და დაამატებენ 10-15 მლ 10%  $\text{NH}_4\text{Cl}$ -ს ხვა, 100 მლ-იან ჭიქაში ამზადებენ დამლექავის ხსნარს (10%  $\text{BaCl}_2$ -ის 7-8 მლ ანზავებენ 20 მლ წყლით). საანალიზო ხსნარს და დამლექავს ათავსებენ ასბესტის ბადეზე და აცხელებენ ელექტროქურაზე, დულილის დაწყებამდე, რასაც ორთქლის და ბუშტულების გამოყოფით ამჩნევენ. აღულებამდე გაცხელებულ საანალიზო ხსნარს ნელა, წვეთ-წვეთად მინის წკირზე დაყოლებით უმატებენ გაცხელებულ დამლექავ რეაქტივს. სითხეს იმავე წკირით ურევენ, რათა ურთიერთმოქმედი ნივთიერებების კონცენტრაცია თანაბრად განაწილდეს ხსნარში. 1–2 მლ დამლექავის ხსნარი უნდა იქნას შენახული სრული დაღეკვის შესამოწმებლად.

დამლექავი რეაქტივის მიმატების შემდეგ ჭიქას ხურავენ საათის მინით და ტოვებენ გაცივებამდე, რაც ხელს უწყობს  $\text{BaSO}_4$  მსხვილი კრისტალური ნალექის წარმოქმნას. დაღეკვის სისრულეში დასარწმუნებლად გამოყოფილი ნალექის ზემოთ მდგომ გამჭვირვალე სითხეს ფრთხილად, მინის წკირზე დაყოლებით უმატებენ 2-3 წვეთ დამლექავ რეაქტივს. თუ ბარიუმქლორიდის ხსნარის წვეთის დაცემის ადგილზე სითხე არ შეიმღვრა, დაღეკვა შეიძლება დამთავრებულად ჩაითვალოს.

ნალექს აყოვნებენ არა ნაკლებ 2 საათით ოთახის ტემპერატურაზე, ხოლო შემდეგ ფილტრავენ ლურჯ ზოლიან ფილტრში. ფილტრზე გადატანილ ნალექს ჩარეცხავენ რამდენიმეჯერ ცივი გამოხდილი წყლით, ჩარეცხვის სისრულეს ამოწმებენ ფილტრატზე  $\text{AgNO}_3$  მოქმედებით (ქლორიდ-იონის თანაობის, ე.ი. არასრული ჩარეცხვის შემთხვევაში, ხსნარი აიმღვრევა).

ჩარეცხვის დამთავრების შემდეგ ნალექიან ძაბრს სუფთა

ქალაღღით ხურავენ და საშრობ კარაღაში ათავსებენ 100–110°C-ზე 15-20 წუთით.

გამომშრალ ფილტრს ნალექით ფრთხილად იღებენ ძაბრიღან, კეცავენ და ათავსებენ მუღმივ წონამღე მიყვანილ ფაიფურის ტიგელში. შემღეგ ტიგელს შტატივის რგოლზე მოთავსებულ სამკუთხეღზე ღგამენ და სანთურის ალით ჯერ ნელა ახურებენ, შემღეგ კი უფრო ძლიერად ფილტრის სრულ დანაცრებაღღე. გამოვარუარების დასრულებაღღე ტიგელი ცოტა უნდა დაიხაროს, რათა ტიგელის ქვეღა ნაპირიღან შიგნით ჰაერი შევიღეს და თუ BaS წარმოიქმნა, ის ჰაერის უნგბაღღით ბარიუმის სულფატაღღე დაიყანგოს. შემღეგ ტიგელს ნალექით გამოწყავენ 500-600°C ტემპერატურაზე 25 წუთის განმავლობაში მუფველის ელექტრულ ღღუმელში. გახურებულ ტიგელს ნახევარი საათით ღგამენ ექსიკატორში ოთახის ტემპერატურაზე გასაციებლად და წონიან ანალიზურ სასწორზე. მიღებული წონა სამუშაო რეეულში იწერება და ამ ოპერაციას იმეორებენ. მუღმივი მასის მიღების შემღეგ კი ნალექის გახურება დამთავრებულად ითვლება.

ხშირ შემთხვევაში სულფატის ანალიზის განსაზღვრის შეღეგები გამოითვლება SO<sub>3</sub> მასის გაანგარიშებით გრამებში შემღეგი ფორმულით:

$$m(SO_3) = m(BaSO_4) F \frac{V_1}{V_2}$$

საღაც  $m(BaSO_4)$ —ნალექის მასაა;  $F$ —გაღამრავლების ფაქტორი;  $F = M(SO_3)/M(BaSO_4)$ ;  $V_1, V_2$ —კოღბის და ჰიპეტის მოცულობა.

## V ტაპი ტიტრიმეტრიული ანალიზი

ნივთიერებები ურთიერთშორის მოქმედებენ ეკვივალენტური რაოდენობით ( $n_1=n_2$ ). რადგანაც  $n=CV$ , სადაც  $C$ -ეკვივალენტის მოლური კონცენტრაციაა,  $n$  -კომპონენტის მოლების რიცხვი, ხოლო  $V$ -მოცულობა, რომელშიც გახსნილია ნივთიერება, ამიტომ ორ სტექიომეტრიულად მორეაგირე ნივთიერებისთვის სამართლიანია შეფარდება  $C_1V_1=C_2V_2$  (1).

მაშასადამე, შესაძლოა მოიძებნოს ამ ნივთიერებებიდან ერთის უცნობი კონცენტრაცია (ვთქვათ  $C_2$ ), თუ ცნობილია მისი ხსნარის მოცულობა და მასთან მოქმედი ნივთიერების მოცულობა და კონცენტრაცია.

ეკვივალენტის მოლეკულური მასის ( $M$ ) ცოდნა, საშუალებას იძლევა მოიძებნოს ნივთიერების მასა:  $m_2=C_2M_2$ .

რომ დაფიქსირდეს რეაქციის დამთავრება, რომელსაც ეწოდება სტექიომეტრიული წერტილი, ანუ ეკვივალენტობის წერტილი, ცნობილი კონცენტრაციის მქონე ნივთიერების ხსნარს (მას ეწოდება ტიტრანტი,  $T$ ) თანდათანობით, მცირე პორციებით ამატებენ განსასაზღვრავი ნივთიერების ხსნარს. ამ პროცესს ეწოდება გატიტვრა.

გატიტვრის რეაქცია უნდა პასუხობდეს შემდეგ მოთხოვნებს: 1) უნდა იყოს მკაცრად სტექიომეტრიული; 2) სწრაფად მიმდინარეობდეს; 3) მიმდინარეობდეს რაოდენობრივად, ამიტომ წონასწორობის კონსტანტა უნდა იყოს მაღალი; 4) უნდა არსებობდეს ეკვივალენტობის წერტილის დაფიქსირების ხერხი.

ექსპერიმენტულად გატიტვრის დამთავრებას ადგენენ ინდიკატორის ფერის ცვლილებით, ან ხსნარის რომელიმე ფიზიკურ-ქიმიური თვისებით. წერტილი, რომელსაც უწოდებენ გატიტვრის საბოლოო წერტილს, ზოგ შემთხვევაში არ ემთხვევა თეორიულად გამოთვლილ ეკვივალენტობის წერტილს.

ტიტრიმეტრიაში იყენებენ ყველა ტიპის - პროტონის, ელექტრონის, ელექტრონული წყვილის გადამტან რეაქციებს, აგრეთვე დალექვის

ტიტრიმეტრიული მეთოდების კლასიფიკაცია

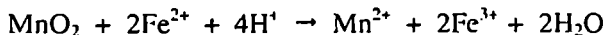
გატიტვრის მეთოდი, რეაქციის ტიპი	მეთოდთა ქვეჯგუფები	ნივთიერება, რომელიც გამოიყენება ტიტრანტის მოსამზადებლად
<p>ტუტუ-შეკუური  <math>\text{OH}_1^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}</math></p> <p>ჟანგვა-აღდგენითი  <math>a\text{Ox}_1 + b\text{Red}_2 = a\text{Red}_1 + b\text{Ox}_2</math></p>	<p>აცდიმეტრია (<math>\text{OH}_1^+</math>)                      ალკალიმეტრია (<math>\text{OH}^-</math>)</p> <p>პერმანგანატომეტრია                      იოდომეტრია                      დიქრომატომეტრია                      ბრომატომეტრია                      იოდატომეტრია                      ცერიმეტრია                      ვანადატომეტრია                      ტიტანომეტრია                      ქრომომეტრია                      ასკორბინომეტრია</p>	<p>HCl                      NaOH, <math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math></p> <p><math>\text{KMnO}_4</math>  <math>\text{I}_2</math>  <math>\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7</math>  <math>\text{KBrO}_3</math>  <math>\text{KIO}_3</math>  <math>\text{Ge}(\text{SO}_4)_2</math>  <math>\text{NH}_4\text{VO}_3</math>  <math>\text{TiCl}_3</math>  <math>\text{CrCl}_2</math></p> <p> <math display="block">\begin{array}{c} \text{HO}-\text{C}=\text{C}-\text{OH} \\   \quad   \\ \text{O}=\text{C} \quad \text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH} \\ \quad \quad \quad   \\ \quad \quad \quad \text{OH} \end{array}</math> </p>
<p>კომპლექსომეტრიული  <math>\text{M} + \text{L} = \text{ML}</math></p> <p>დალექციითი  <math>\text{M} + \text{X} = \text{MX}\downarrow</math> (მყარი)</p>	<p>მერკურიმეტრია                      კომპლექსონომეტრია</p> <p>არგენტომეტრია                      მერკურომეტრია</p>	<p><math>\text{Hg}(\text{NO}_3)_2</math>                      EDTA</p> <p><math>\text{AgNO}_3</math>  <math>\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2</math></p>

შესრულების ხერხით არჩევენ პირდაპირ, არაპირდაპირ (შებრუნებულ) და ჩანაცვლებით გატიტრას.

პირდაპირი გატიტრისას ტიტრანტს უშუალოდ ამატებენ გასატიტრ ნივთიერებას. ეს ხერხი გამოდგება ყველა შემთხვევაში დასახელებული მოთხოვნების შესრულების შემთხვევაში.

თუ რეაქციის სიჩქარე მცირეა ან არ ხერხდება ინდიკატორის შერჩევა ან შეიმჩნევა გვერდითი ეფექტები, მაგალითად საკვლევი ნივთიერების დაკარგვა აქროლადობის გამო, შესაძლოა გამოიყენონ არაპირდაპირი გატიტრის ხერხი: განსასაზღვრავ ნივთიერებას ამატებენ ცნობილი სიჭარბით ტიტრანტს  $T_1$ , რეაქცია მიყავთ ბოლომდე, ხოლო შემდეგ რეაქციაში შეუსვლელ ტიტრანტის რაოდენობას პოულობენ მისი გატიტრით სხვა  $T_2$  რეაგენტით, რომლის კონცენტრაცია არის  $C_2$ . როგორც ჩანს, განსასაზღვრავ ნივთიერებაზე იხარჯება ტიტრანტის რაოდენობა, რომელიც ტოლია სხვაობის  $CT_1V_{T_1} - CT_2V_{T_2}$ .

მაგალითი 1. მანგანუმის დიოქსიდის პირდაპირი გატიტრვა შეუძლებელია რკინის სულფატი რეაქციის მცირე სისწრაფის გამო:



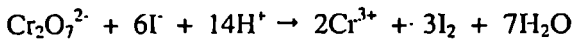
ამიტომ  $MnO_2$  წონაკს დაამუშავენ  $FeSO_4$  ხსნარით, რომელიც აღებულია ცნობილი სიჭარბით და გააცხელებენ რეაქციის სრულ დამთავრებამდე. რეაქციაში შეუსვლელ  $Fe^{2+}$  გატიტრავენ  $K_2Cr_2O_7$  სტანდარტული ხსნარით.

მაგალითი 2. სტექიომეტრიული რეაქცია  $5NO_2 + 2MnO_4 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5NO_3 + 3H_2O$  რთულდება მყავა არეში აზოტოვანი მყავის დაშლით:  $2HNO_2 \rightarrow NO + NO_2 + H_2O$ . აზოტის ოქსიდების აქროლადობის გამო განსასაზღვრავი ნივთიერება იკარგება. ამიტომ ნიტრიტს ამატებენ  $KMnO_4$  ხსნარს სიჭარბით, შეამყავებენ და რეაქციის დამთავრების შემდეგ გატიტრავენ ღარჩენილ პერმანგანატ-იონს.

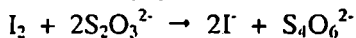
მაგალითი 3. თუ რეაქცია არასტექიომეტრიულია ან ნელა მიმდინარეობს, იყენებენ ჩანაცვლებით გატიტრას. ამისათვის განსაზღვრავი ნივთიერების სტექიომეტრიულ რეაქციას ჩაატარებენ დამხმარე რეაგენტით, ხოლო ეკვივალენტური რაოდენობით მიღებულ პროდუქტს გატი-

ტრავენ შესაბამისი ტიტრანტი.

დიქრომატ – და თიოსულფატ-იონებს შორის მოქმედება მიმდინარეობს არასტექიომეტრიულად. ამიტომ ხსნარს, რომელიც შეიცავს  $Cr_2O_7^{2-}$  იონს, ამატებენ კალიუმის იოდიდის ხსნარს, რომელიც სტექიომეტრიულად შედის მასთან რეაქციაში:



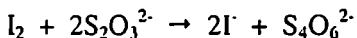
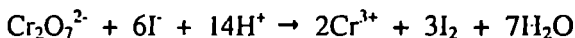
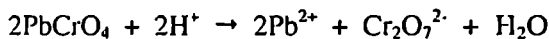
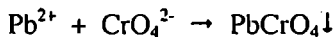
დიქრომატის ეკვივალენტური რაოდენობით, გამოყოფილ იოდს ტიტრავენ ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარით:



$Na_2S_2O_3$  ხსნარის კონცენტრაცია გამოითვლება ფორმულით:

$$C_{Na_2S_2O_3} = \frac{C(1/6Cr_2O_7^{2-}) \cdot V_{Cr_2O_7^{2-}}}{V_{Na_2S_2O_3}}$$

ზოგჯერ შესაძლებელია ჩატარდეს რამდენიმე ჩანაცვლების თანმიმდევრობითი რეაქციები:



როგორც ჩანს, თიოსულფატ-იონის რაოდენობა ეკვივალენტურია ტყვიის იონების.

ტიტრიმეტრიულ გატიტვრას ჩვეულებრივ აწარმოებენ რამდენიმე პარალელური გატიტვრით, ამისათვის გამოყენებულია ორი ვარიანტი: პიპეტირების მეთოდი და ცალკეული წონაკის მეთოდი.

პიპეტირების მეთოდი გამოიხატება ხსნარის ტოლი პორციების (ალიკოტი  $V_x$ ) გატიტვრაში, რომელიც პიპეტის საშუალებით ამოღებულია განსაზღვრული მოცულობის ( $V_0$ ) საზომი კოლბიდან, რომელშიც გახსნილია საანალიზო ნივთიერების წონაკი. განსასაზღვრავი ნივთიერების მასა  $m$  გამოითვლება (1) ტოლობით, თუ მასში ჩასვამენ პარალელური გატიტვრის შედეგების  $\bar{V}_T$  საშუალო არითმეტიკულს.



ამისათვის ითვალისწინებენ განსასაზღვრავი ნივთიერების ეკვივალენტის მოლეკულურ მასას  $M_A$  და შეაქვთ კოეფიციენტი  $10^{-3}$ , რადგანაც ყველა მოცულობა გამოისახება მილილიტრებში, ხოლო ტიტრანტის კონცენტრაცია  $C_T$  გამოისახულია ეკვივალენტთა მოლებით ლიტრში:

პირდაპირი გატიტრისას

$$m_A = \frac{C_T \overline{V_T} V_0 M_A}{V_x} \cdot 10^{-3},$$

უკუგატიტრისას

$$m_A (\text{ალაკოტში}) = (C_T V_{T_1} - C_{T_2} V_{T_2}) \cdot M_A \cdot 10^{-3}.$$

პროცენტული შედგენილობის დასადგენად საჭიროა გავითვალისწინოთ წონაკის მასა  $m$ :

$$W_A, \% = \frac{m_A}{m} \cdot 100$$

ცალკეული წონაკების მეთოდი გამოიხატება შემდეგში: ნივთიერების  $n$  წონაკს ( $m_1, m_2$  და ა.შ.), აწონილს ანალიზურ სასწორზე, ხსნიან გამხსნელის მცირე მოცულობაში (მათი ცოდნა არ არის აუცილებელი) და ჩაატარებენ გატიტრას თითოეულ ხსნარში. ასეთ შემთხვევაში თითოეულ წონაკში ნივთიერების რაოდენობა ტოლია  $C_T V_T$  მილიმოლის და

$$W_A = \frac{1}{n} \left( \frac{C_T V_{T_1}}{m_1} + \frac{C_T V_{T_2}}{m_2} + \dots \right) \cdot M_A \cdot 10^{-3}.$$

პიპეტირების მეთოდი უფრო სწრაფია და ნაკლებად შრომატევადი, მაგრამ ნაკლებად ზუსტი, ვიდრე ცალკეული წონაკების მეთოდი.

### სტანდარტული ხსნარები

ტიტრიმეტრიული განსაზღვრისათვის აუცილებელია ტიტრანტის კონცენტრაციის ცოდნა. ცნობილი კონცენტრაციის მქონე ტიტრანტს ეწოდება სტანდარტული ხსნარი. მომზადების მიხედვით არჩევენ პირველად და მეორად სტანდარტულ ხსნარებს.

პირველად სტანდარტულ ხსნარს ამზადებენ ქიმიურად სუფთა, ზუსტი რაოდენობის ცნობილი სტეკიომეტრიული შედგენილობის ნივთიერების გახსნით განსაზღვრული მოცულობის გამხსნელში. მეორად სტანდარტულ ხსნარს ღებულობენ შემდეგნაირად: ამზადებენ მიახლოებითი კონცენტრაციის ხსნარს და განსაზღვრავენ მის კონცენტრაციას (სტანდარტიზირებას ახდენენ) პირველად სტანდარტულ ხსნართან შესაბამისობაში.

პირველადი სტანდარტული ნივთიერება შემდეგ მოთხოვნებს უნდა პასუხობდეს.

1. ნაერთის შედგენილობა მკაცრად უნდა შეესაბამებოდეს ქიმიურ ფორმულას. მინარევის შემცველობამ არ უნდა გადააჭარბოს 0,05%.

2. ნივთიერება მდგრადი უნდა იყოს ოთახის ტემპერატურაზე. ნივთიერება, რომელიც ჰიგროსკოპულია, ან ადვილად იუანგება ატმოსფეროს უანგბადით ან, რომელიც შთანთქავს ნახშირბადის დიოქსიდს გამოუსადეგარია. ნივთიერება გამოშრობისას არ უნდა შეიცვალოს.

3. ნივთიერება სჯობს შესაძლებლობის მიხედვით იყოს დიდი მოლეკულური მასის, რათა აცილებულ იქნას აწონვისათვის დამახასიათებელი შეცდომა.

ძრავალი სტანდარტული ხსნარების მომზადებისათვის გამოიყენება ფიქსანალი. ფიქსანალი არის ამპულა, რომელშიც დარჩილულია ზუსტად ცნობილი რაოდენობის სტანდარტული ნივთიერება ან ხსნარი. რომ მოამზადოთ ცნობილი კონცენტრაციის ხსნარი უნდა გატეხოთ ამპულა სპეციალურ ძაბრში სატეხ მოწყობილობაზე, გადაიტანოთ ამპულაში მოთავსებული შიგთავსი შესაბამისი მოცულობის საზომ კოლბაში და განაზავოთ წყლით ჭდემდე.

### ხსნარის კონცენტრაციის გამოსახვა და გაანგარიშებანი ტიტრიმეტრიულ ანალიზში

ხსნარის კონცენტრაცია არის ნივთიერების ის რაოდენობა გამოსახული გრამებში, რომელიც გახსნილია მოცემულ ტემპერატურაზე გარკვეული მოცულობის გამხსნელში. ძირითადად არსებობს ემპირიული, მოლური და ნორმალური ხსნარები.

ემპირიული ხსნარი ეწოდება ისეთ ხსნარს, რომლის 100 წონით

ან მოცულობით ნაწილში გახსნილია ნივთიერების ნებისმიერი რაოდენობა. ხსნარის კონცენტრაციის გამოსახვა შეიძლება წონით (და მოცულობით), პროცენტობით. მაგალითად, 5% KCl ხსნარი მზადდება შემდეგნაირად: ტექნოქიმიურ სასწორზე ზუსტად წონიან 5g KCl მარილს, ათავსებენ ქიმიურ ჭიქაში გასახსნელად. ამიტომ ცოტა რაოდენობით ამატებენ გამოხდილ წყალს, ურევენ მინის წყირით, შემდეგ გადააქვთ საზომ ცილინდრში და ავსებენ წყლით 100 მილილიტრამდე. ამგვარად მზადდება 5%-იანი ხსნარი, რაც ნიშნავს, რომ ყოველ 100g ხსნარში არის 5g KCl მარილი და 95g წყალი.

მოლური ხსნარი ეწოდება ისეთ ხსნარს, რომლის ერთი ლიტრი შეიცავს გახსნილი ნივთიერების ერთი მოლს. ერთ მოლურ ხსნარს აღნიშნავენ – M, ორ მოლურს 2M, მეთედ მოლურს – 0,1 M, მესამედ მოლურს – 0,01 M, ნახევარმოლურს – 0,5M და ა.შ.

მაგალითად, სუფრის მარილის – ნატრიუმის ქლორიდის მოლური ხსნარის დასამზადებლად საჭიროა NaCl ( $23+35,5=58,5g$ ) 58,5g რაოდენობის აწონვა, მისი ჩაყრა ქიმიურ ჭიქაში, გახსნა ცოტოდენ გამოხდილ წყალში და შემდეგ გადასხმა ერთ ლიტრიან საზომ კოლბაში და ჭედმდე შევსება წყლით.

ნორმალური ხსნარი ეწოდება ისეთ ხსნარს, რომლის ერთი ლიტრი შეიცავს გახსნილი ნივთიერების 1g-ეკვივალენტს. ნორმალური ხსნარები N ასოთი აღინიშნება. ორ ნორმალური – 2N, მეთედ ნორმალური ანუ დეცინორმალური – 0,1N, მესამედ ნორმალური ანუ სანტინორმალური – 0,01N და ა.შ.

გრამ-ეკვივალენტი ნივთიერების ისეთი წონითი რაოდენობაა, რომელიც როგორც რეაქციაში, ისე ნაერთთა შედგენილობაში უპასუხებს წყალბადის 1, ჟანგბადის 8, ქლორის 35,5, ნატრიუმის 23g-ს და ა.შ.

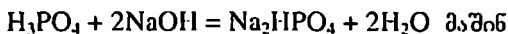
სრული ნეიტრალიზაციის რეაქციის შემთხვევაში მჟავას ეკვივალენტი უდრის მის მოლეკულურ მასას (მოლს) გაყოფილს მის ფუძიანობაზე, ე.ი. წყალბადის იონის იმ რაოდენობაზე, რომელიც ჩაინაცვლება მეტალით. მაგალითად, მარილმჟავას გრამ-ეკვივალენტი

$$E_{HCl} = \frac{MHCl}{1} = \frac{36,46}{1} = 36,46\text{გ/მოლი};$$

$$E_{H_2SO_4} = \frac{MH_2SO_4}{2} = \frac{98,08}{2} = 49,04\text{გ/მოლი};$$

$$E_{H_3PO_4} = \frac{MH_3PO_4}{3} = \frac{98}{3} = 32,67\text{გ/მოლი};$$

მხოლოდ იმ შემთხვევაში, როდესაც ფოსფორმჟავა რეაგირებს ორ მოლეკულა ნატრიუმის ტუტესთან:



$$E_{H_3PO_4} = \frac{M}{n} = \frac{98,04}{2} = 49,02\text{გ/მოლი};$$

მაშასადამე, მრავალფუძიანი მჟავების გრამ-ეკვივალენტის სიდიდე არამუდმივია და ის განისაზღვრება წყალბად-იონების იმ რაოდენობით, რომლებიც მოცემულ რეაქციებში იღებენ მონაწილეობას.

ფუძის გრამ-ეკვივალენტი მისი სრული ნეიტრალიზაციის რეაქციის შემთხვევაში უდრის მის მოლეკულურ მასას გაყოფილს მეტალის ვალენტობაზე ან ჰიდროქსიდის იონების რიცხვზე. მაგალითად

$$E_{NaOH} = \frac{MNaOH}{1} = 40,01\text{გ/მოლი},$$

$$E_{Ba(OH_2)} = \frac{MBa(OH_2)}{2} = \frac{171,13}{2} = 85,68\text{გ/მოლი};$$

მაშასადამე, როგორც მჟავების ისე ფუძეების შემთხვევაშიც  $E=M/n$ , სადაც  $E$  – ნივთიერების გრამ-ეკვივალენტი,  $M$ –მოლეკულური მასა (მოლი) და  $n$  იმ წყალბად-იონთა რაოდენობა მჟავებში, რომლებიც მონაწილეობენ რეაქციებში.

მარილის ეკვივალენტი სრული მიმოცვლის შემთხვევაში უდრის მის მოლეკულურ მასას გაყოფილს მეტალის ვალენტობაზე და მის ატომთა რიცხვის ნამრავლზე. მაგალითად

$$E_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{MAl_2(SO_4)_3}{3 \cdot 2} = \frac{342,16}{6} = 57,02 \text{ გ/მოლი};$$

ე.ი რომ დაამზადოთ ერთი ლიტრი 1N  $Al_2(SO_4)_3$  ხსნარი საჭიროა 57,02 გ  $Al_2(SO_4)_3$ .

რადგან გრამ-ეკვივალენტი ყოველთვის მუდმივი სიდიდე არ არის, ამიტომ მისი გამოანგარიშების დროს გასათვალისწინებელია ის ქიმიური რეაქცია, რომელშიც მონაწილეობას იღებს ესა თუ ის ნივთიერება. მაგალითად  $Na_2CO_3$  მარილმჟავასთან რეაგირებს ორ საფეხურად: 1)  $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow NaCl + NaHCO_3$ , 2)  $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$ .

პირველ შემთხვევაში

$$E_{Na_2CO_3} = \frac{MNa_2CO_3}{1} = 106 \text{ გ/მოლი};$$

მეორე შემთხვევაში

$$E_{Na_2CO_3} = \frac{MNa_2CO_3}{2} = \frac{106}{2} = 53 \text{ გ/მოლი};$$

ე.ი. ერთი და იმავე ნივთიერების გრამ-ეკვივალენტის სიდიდე შეიძლება იყოს სხვადასხვა.

ტიტრიმეტრიული ანალიზი დამყარებულია რეაგენტის სტანდარტული ხსნარის (ტიტრანტის) მოცულობის ზუსტ გაზომვაზე, რომელიც იხარჯება განსასაზღვრავ ნივთიერებასთან რეაქციის დროს.

1 მლ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების რაოდენობას გამოსახულს გრამებში ეწოდება ტიტრი. არსებობს თეორიული და პრაქტიკული ტიტრი. თეორიულ ტიტრს შემდეგნაირად ანგარიშობენ, მაგალითად 0,1N  $NaOH$ -ის 1 ლიტრი შეიცავს 4 გ  $NaOH$ -ს, ამიტომ მისი

$$T_{\sigma} = \frac{4}{1000} = 0,004 \text{ გ/მლ}.$$

პრაქტიკული ტიტრი ( $T_{\text{პ}}$ ) ეწოდება ნივთიერების გრამების იმ რაოდენობას, რომელსაც შეიცავს საკვლევი ხსნარის ერთი მილილიტრი მისი უშუალო გატიტრების დროს. თუ ცნობილია ხსნარის ნორმალობა, ადვილად გამოითვლება ტიტრი და პირიქით.  $T = EN/1000$ , სადაც

T-ტიტრია. E-ეკვივალენტი, N-ნორმალობა. ამავე განტოლებიდან შეიძლება ნორმალობის გაგებაც:  $N = T \cdot 1000 / E$ .

განსასაზღვრავი ნივთიერების ეკვივალენტურ რაოდენობასთან შესაბამისობაში მყოფი ტიტრანტის მოცულობის დადგენა ხდება ინდიკატორის დახმარებით.

თუ ცნობილია ტუტის მოლური კონცენტრაცია  $c(\text{NaOH})$  და ამავე ხსნარის მოცულობა  $V(\text{NaOH})$ , დახარჯული მჟავის გატიტვრაზე, მაშინ ტუტის რაოდენობა  $n$  (მოლი), რომელიც დაიხარჯა რეაქციაში ტოლი იქნება:

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH})v(\text{NaOH}) / 1000 \quad (1)$$

ეკვივალენტობის წერტილში რეაქციაში დახარჯული ტუტის რაოდენობა ტოლია საანალიზო ხსნარში მჟავის რაოდენობის:

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl}) \quad (2)$$

(1) ტოლობის (2)-ში შეტანით მიიღება:

$$\frac{c(\text{NaOH})V(\text{NaOH})}{1000} = n\text{HCl} \quad (3)$$

საანალიზო ხსნარში მჟავის ეკვივალენტის მოლეების რიცხვი შეიძლება აგრეთვე ასეთი შეფარდებით წარმოადგინონ:

$$n(\text{HCl}) = \frac{c(\text{HCl})V(\text{HCl})}{1000} \quad (4)$$

(4)-ის ჩასმით (3)-ში მიიღება ძალიან მნიშვნელოვანი ტოლობა

$$c(\text{NaOH})V(\text{NaOH}) = c(\text{HCl})V(\text{HCl}) \quad (5)$$

თუ საანალიზო ხსნარის მოცულობა ცნობილია, (5) ტოლობიდან შესაძლებელი იქნება მისი კონცენტრაციის გამოთვლა.

საანალიზო ხსნარში HCl-ის მასას  $m(\text{HCl})$  გამოითვლიან შემდეგი შეფარდებით:

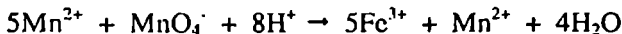
$$m(\text{HCl}) = n(\text{HCl})M(\text{HCl}) = \frac{c(\text{NaOH})V(\text{NaOH})}{1000} \cdot M(\text{HCl}),$$

სადაც  $M(\text{HCl})$  არის მარილმჟავას მოლური მასა.

თუ, მაგალითად,  $c(\text{NaOH})=0,1048$ ,  $V(\text{NaOH})=22,52$ მლ, მაშინ

$$m(\text{HCl}) = \frac{0,1048 \cdot 22,52}{1000} \cdot 36,46 = 0,0860\text{გ}$$

ანალოგიურად გამოითვლება ჟანგვა-აღდგენითი გატიტრის მეთოდში ანალიზის შედეგები. მაგალითად, რკინას ხშირად საზღვრავენ პერმანგანატომეტრიულად შემდეგი გატიტრის რეაქციის ტოლობით:



გატიტვრაზე დახარჯული  $\text{KMnO}_4$  რაოდენობა ტოლი იქნება:

$$n\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right) = \frac{c\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right)V(\text{KMnO}_4)}{1000},$$

სადაც  $c(1/5\text{KMnO}_4)$  არის  $1/5\text{KMnO}_4$  მკლური კონცენტრაცია;

$$f_{\text{კვ}} = \frac{1}{5}; \quad V(\text{KMnO}_4) - \text{KMnO}_4 \text{-ის მოცულობა.}$$

ეკვივალენტობის კანონთან შესაბამისობაში  $n(\text{Fe}^{2+})=n(1/5\text{KMnO}_4)$ , მაშასადამე, საანალიზო ხსნარში რკინის მასას გამოითვლიან შემდეგი ტოლობით

$$m(\text{Fe}^{2+}) = \frac{c(1/5\text{KMnO}_4)V(\text{KMnO}_4)}{1000} M(\text{Fe}^{2+}).$$

### ტუტე-მჟავური გატიტვრა (ნეიტრალიზაცია)

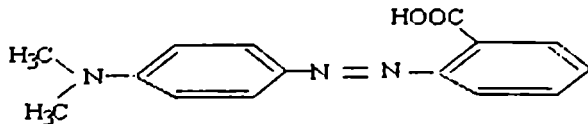
ნეიტრალიზაციის მეთოდის საფუძველია ფუძისა და მჟავას ურთიერთქმედება. კერძოდ, წყალხსნარებში წარმოიქმნება  $\text{OH}_3^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$ . ხსნარის მჟავიანობა და ტუტიანობა ხასიათდება წყალბად და ჰიდროქსიდის იონების კონცენტრაციით. ამ იონების კონცენტრაციას გამოსახავენ წყალბადის ან ჰიდროქსიდის მაჩვენებლებით pH და pOH-ით.  $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ ;  $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$ .

ტიტრირებულ ანალიზში, განსაკუთრებით ტუტე-მჟავური გა-





ენერგია და სპექტრის წითელ არეში სინათლე შთაინთქმება. მეთილ-ნარინჯი-ორფერიანი ინდიკატორია. ის მიეკუთვნება აზოინდიკატორთა კლასს, რომლებსაც მჟავა არეში წითელი, ხოლო ტუტე არეში ყვითელი შეფერილობა აქვთ. მათ მიეკუთვნება აგრეთვე მეთილწითელი



არსებობს ისეთი ნაერთებიც, რომლებიც არ შეიცავენ ქრომოფორებს, მაგრამ pH-ის ცვლილებით სტრუქტურა ისე ეცვლება, რომ წარმოიქმნიან ქრომოფორული ჯგუფები. ასეთებია ფტალეინები. მაგ. ფენოლფტალეინი მჟავა არეში უფეროა, ტუტე არეში ელექტრონული სიმკვრივის გადაადგილების შედეგად მის მოლეკულაში წარმოიქმნება ქინოიდური სტრუქტურა (ქრომოფორი), რომელიც იმყოფება წონასწორობაში თავის ტაუტომერულ ფორმასთან და ნივთიერება შეიძენს წითელ შეფერილობას (ცხრილი 8).

ცხრილი 8

ტუტე - მჟავური ინდიკატორები

ინდიკატორი	pH გადასვლის არე	ფერის ცვლილება
მეთილისფერი	0 - 1,8	ყვითელი-იისფერი
მეთილნარინჯი	3,1 - 4,4	წითელი-ყვითელი
მეთილწითელი	4,4 - 6,2	წითელი-ყვითელი
ბრომთიმოლლურჯი	6,0 - 7,6	ყვითელი-ლურჯი
ფენოლფტალეინი	8,2 - 9,8	უფერო-წითელი
ალიზარინის ყვითელი	9,7 - 10,8	ყვითელი-წითელი

## ტუტე-მჟავური გატიტრის მრუდები

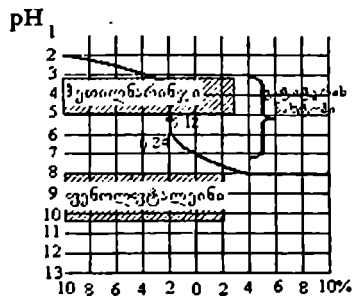
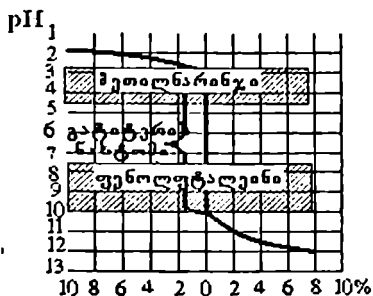
სქემატურად ხსნარში ინდიკატორის წონასწორობა შეიძლება წარმოიდგინოთ, როგორც ტუტე-მჟავური რეაქცია:  $\text{HInd} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ind}^- + \text{OH}_3^+$ .

pH ცვლილების გრაფიკულად გამოსახვას, ტუტე-მჟავური გატიტრის მრუდებს უწოდებენ. გატიტრის მრუდების განსახილველად გარჩეულია ნეიტრალიზაციის ოთხი შემთხვევა:

1. ძლიერი მჟავას ძლიერი ტუტით გატიტრვა;
2. სუსტი ფუძის ძლიერი მჟავით გატიტრვა;
3. სუსტი მჟავას ძლიერი ტუტით გატიტრვა;
4. სუსტი მჟავას სუსტი ფუძით გატიტრვა.

1. ძლიერი მჟავას გატიტრვა ძლიერი ტუტით. როდესაც 0,1N მარილმჟავას ტიტრავენ ნატრიუმის ტუტით, მაშინ მისი მოქმედებით წყალბად-იონთა კონცენტრაცია შემცირდება, ხსნარის pH კი – გაიზრდება. როდესაც მარილმჟავა 99,9% განეიტრალებს, მაშინ წყალბად-იონთა კონცენტრაცია დაიწვეს  $10^{-4}$ -მდე, ხოლო pH = 4. მაგრამ ტუტის შემდგომი დამატებით ორივე სიდიდე ნახტომისებრ იცვლება. მარილმჟავას უკანასკნელი 0,1%-ის განეიტრალებით C(H) ეცემა  $10^{-1}$ -მდე, pH კი იზრდება ექვსი ერთეულით, ე.ი. ის უდრის 10, რის გამოც მრუდი ეკვივალენტობის წერტილის ახლოს ვერტიკალურად შეუუღლივით არის დაშვებული. C(H) და pH-ის სიდიდეთა ამგვარ მკვეთრ ცვლილებას გატიტრის ნახტომი ეწოდება. გატიტრის მრუდზე განეიტრალების წერტილი pH = 7 გატიტრის ნახტომის შუა ადგილს ემთხვევა. ძლიერი მჟავას ძლიერი ტუტით გატიტრის დროს ან, პირიქით, ეკვივალენტობის წერტილი ხსნარის ნეიტრალობას ემთხვევა pH = 7 (ნახ 1). როდესაც ძლიერი მჟავა იტიტრება ძლიერი ტუტით ან პირიქით, გატიტრის მრუდი მკვეთრ ნახტომს აკეთებს pH-4 და pH-10 ზღვრებში და რადგან ამ ზღვრებში ფერის შეცვლა ახასიათებს მეთილნარინჯსა და ფენოლფთალეინს, ამიტომ ამ შემთხვევისათვის

უნდა გამოიყენონ ეს ინდიკატორები (ცხრილი 9). ორივე ეს ინდიკატორი 0,1N HCl ან 0,1N NaOH-ის უკანასკნელი ერთი წვეთის მიმატებით ფერს მკვეთრად იცვლის. რადგან ძლიერი მჟავით ძლიერი ტუტის გატიტრის შედეგად მიღებული მარილი NaCl არ განიცდის ჰიდროლიზს, ამიტომ ხსნარს ექნება ნეიტრალური რეაქცია და ეკვივალენტობის წერტილი იქნება ნეიტრალურ არეში.



ნახ. 1. 0,1 N HCl ხსნარის 0,1N NaOH ხსნარით გატიტრის მრუდი ან პირიქით.

ნახ. 2. 0,1 NH<sub>4</sub>OH ხსნარის 0,1N HCl ხსნარით გატიტრის მრუდი.

2. სუსტი ფუძის გატიტრა ძლიერი მჟავით. ამის მაგალითია 0,1N NH<sub>4</sub>OH-ის გატიტრა 0,1N HCl ხსნარით (ნახ 2).  $NH_4OH + HCl \rightarrow NH_4Cl + H_2O$ . ამ ნივთიერებათა ურთიერთქმედების შედეგად ეკვივალენტობის წერტილში მიიღება ამონიუმის ქლორიდი NH<sub>4</sub>Cl, რომელიც განიცდის ჰიდროლიზს და ხსნარს ექნება მჟავა რეაქცია. გატიტრის ნახტომი pH-ის მნიშვნელობის 4 - 6,3-ის ზღვრებშია. ეკვივალენტობის წერტილი მდებარეობს არა ტუტე, არამედ სუსტ მჟავა არეში (pH=5). ამიტომ სუსტი ფუძის ძლიერი მჟავით გატიტრისას გამოიყენება მხოლოდ ისეთი ინდიკატორი, რომელიც იცვლის ფერს, როდესაც ხსნარის pH < 7. ინდიკატორად ამ შემთხვევაში შეიძლება გამოიყენებულ იქნას მეთილნარინჯი ან მეთილწითელი.

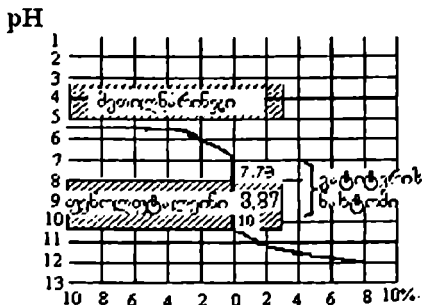
3. სუსტი მჟავას გატიტრება ძლიერი ტუტით.  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CH}_3\text{COONa}$  წარმოქმნილია სუსტი მჟავასა და ძლიერი ტუტისაგან, ამიტომ  $\text{CH}_3\text{COONa}$  ჰიდროლიზის გამო ხსნარი ტუტე რეაქციას ღებულობს და გატიტრება უნდა დამთავრდეს ხსნარის ტუტე რეაქციის დროს, როცა მისი  $\text{pH} > 7$ . სუსტი მჟავას ძლიერი ტუტით გატიტრებისას გამოიყენება ისეთი ინდიკატორი, რომელიც იცვლის ფერს, როდესაც ხსნარის  $\text{pH} > 7$ -ზე. ასეთი ინდიკატორია ფენოლფტალეინი, რომლის გადასვლის ინტერვალი შეესაბამება  $\text{pH}$ -ის მნიშვნელობას 8,2–9,8-მდე.  $\text{CH}_3\text{COONa}$  წარმოიქმნება ეკვივალენტობის წერტილში, როდესაც  $\text{pH} = 8,87$ , რაც ფენოლფტალეინის ფერის შეცვლის არეს ემთხვევა. სხვა ინდიკატორის, მეთილნარინჯის გამოყენების შემთხვევაში გატიტრების ცდომილება  $\sim 50\%$  შეადგენს.

ნახაზი 3-ის გაანალიზებით შეიძლება შემდეგი დასკვნის გამოტანა:

ა) ძმარმჟავას გატიტრების მრუდი ნეიტრალობის ( $\text{pH} = 7$ ) ხაზის ახლოს იწყება და ის დახრილია აბსცისთა ღერძისაკენ.

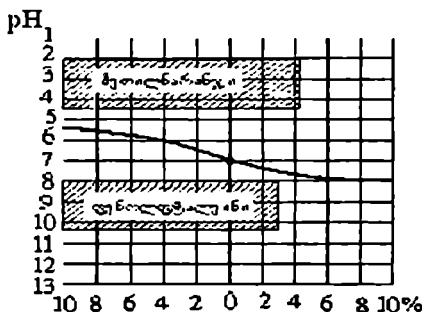
ბ) ეკვივალენტობის წერტილი მრუდის იმ ნაწილშია, რომელიც ტუტე არეს პასუხობს  $\sim \text{pH} = 9$ . განეიტრალების წერტილი კი მის ზემოთაა.

გ) ძმარმჟავას ტუტით განეიტრალების შემთხვევაში მრუდის დახრა  $\text{pH} = 8$  და  $\text{pH} = 10$ -ის საზღვრებშია. ამ შემთხვევაში გამოიყენება მხოლოდ ფენოლფტალეინი. როდესაც სუსტ მჟავას ტიტრირებენ ძლიერი ტუტით, ამ მოვლენას დიდი მნიშვნელობა აქვს პრაქტიკაში, ბიოლოგიაში და სოფლის მეურნეობაში, რადგან ნიადაგიდან, მცენარეულ და ცხოველურ მასალებიდან მიღებული გამონაწერი შეიცავს სუსტ ორგანულ მჟავებს.



ნახ.3. 0,1 N  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ხსნარის 0,1N  $\text{NaOH}$  ხსნარით გატიტერის მრული.

4. იმ შემთხვევაში, როდესაც სუსტ მჟავას ტიტრავენ სუსტი ტუტით, მაშინ ინდიკატორის ფერი მჟავას ან ფუძის ერთი წვეთით არ იცვლება, რის გამოც ზუსტი გატიტერა შეუძლებელია. მაგ. ძმარმჟავას ამონიუმის ტუტით გატიტერის დროს ნახტომი გატიტერის მრულზე თითქმის ქრება, რაც ჩანს მე-4 ნახაზზე.



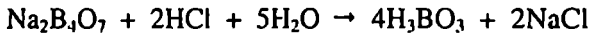
ნახ.4. 0,1 N  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ხსნარის 0,1N  $\text{NH}_4\text{OH}$  ხსნარით გატიტერის მრული

## ტუტე-მჟავეური გატიტერის ზოგადი სქემა

№	გატიტერის პი-რობები	ეკვივალენტურ მო-მენტში pH	გამოყენებული ინდიკატორი
1.	ძლიერი მჟავეს გატიტერა ძლიერი ფუძით	7	ლაკმუსი, მეთილნარინჯი, მეთილწითელი, ფენოლფტალეინი
2.	ძლიერი ფუძის გატიტერა ძლიერი მჟავეთ	7	მეთილნარინჯი, მეთილწითელი, ფენოლფტალეინი
3.	სუსტი მჟავეს გატიტერა ძლიერი ფუძით	7-ზე მეტი (სუსტი ტუტე არე)	ფენოლფტალეინი
4	სუსტი ფუძის გატიტერა ძლიერი მჟავეთ	7-ზე ნაკლები (სუსტი მჟავე არე)	მეთილწითელი მეთილნარინჯი

### 5.1. 0,1M HCl ხსნარის დამზადება და სტანდარტიზაცია

სამუშაოს არსი. ქლორწყალბადმჟავეს ხსნარის სტანდარტიზაცია ცალკეულ წონაკთა მეთოდით დაფუძნებულია ბორაქსის ზუსტი წონაკის გატიტერაზე მჟავეს ხსნარით მეთილნარინჯის თანაობისას:



ქლორწყალბადმჟავეს სტანდარტულ ხსნარს ამზადებენ კონცენტრირებული HCl ხსნარის განზავებით.

რეაქტივები, ჭურჭელი. ქლორწყალბადმჟავე HCl—კონცენტრირებული. ნატრიუმის ტეტრაბორატი  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (კრ.). 0,1% მეთილნარინჯის ხსნარი.

500 მლ ტევადობის საზომი კოლბა. 25 მლ ტევადობის ბი-

ურეტი. 10 მლ ტევადობის საზომი ცილინდრი. 250-300 მლ ტევადობის კონუსური კოლბა. აწონვისთვის ქიმიური ჭრქა ან საათის მინა.

სამუშაოს მსვლელობა. გამოითვლიან კონცენტრირებული ქლორწყალბადმჟავას (სიმკვრივე 1,17 გ/სმ<sup>3</sup>) მოცულობას, რომელიც აუცილებელია 500 მლ 0,1 M ხსნარის მომზადებისთვის. სიმკვრივეს საზღვრავენ არეომეტრის საშუალებით, რისთვისაც სარგებლობენ მაღალი მინის ცილინდრით, მისი დიამეტრი არანაკლებ ორჯერ აღემატება არეომეტრის ბურთულის დიამეტრს. ასეთ ცილინდრში ასხამენ HCl კონცენტრირებულ ხსნარს და შივ ჩაუშვებენ არეომეტრს, რომელიც თავისუფლად უნდა ცურავდეს მასში და ცილინდრის კედელს არ უნდა ეხებოდეს. დაკვირვებასა და გამოთვლას ახდენენ არეომეტრის სკალის მიხედვით. როდესაც სკალის დანაყოფი ემთხვევა სითხის (მჟავის) დონეს, ეს მაჩვენებელია ხსნარის სიმკვრივისა ანუ d-სი. ამის შემდეგ, მჟავას ხსნარის პროცენტულ შემცველობას გაიგებენ არსებული ცხრილის საშუალებით (იხილეთ დანართი NI-4). 1,17 გ/სმ<sup>3</sup> სიმკვრივის მქონე HCl-ს შეესაბამება 33,46% HCl. 0,1 M 500მლ ქლორწყალბადმჟავას დამზადებისათვის საჭიროა 36,46 : 10 = 3,646 გ HCl, ხოლო 0,5 ლ-თვის მისი ნახევარი 3,646 : 2 = 1,823 გ. ამის შემდეგ ადგენენ პროპორციას:

100 გ კონცენტრირებული ხსნარი შეიცავს 33,46 გ HCl

X გ “ ————— ” 1,823 გ HCl

$$X = \frac{1,823 \cdot 100}{33,46} = 5,41 \text{ გ.} \quad \text{ე.ი.}$$

$$V = \frac{m}{d} = \frac{5,41}{1,17} = 4,6 \text{ მლ.}$$

მჟავას გამოთვლილი მოცულობა (-4,5-4,6 მლ) გადააქვთ 500 მლ-იან საზომ კოლბაში, საზომ ცილინდრს 2-3 ჯერ გამოავლებენ გამოხდილ წყალს და გამოვლებულ სითხეს ჩაასხამენ იმავე კოლბაში. ხსნარს განაზავებენ წყლით ჭედმედ და კარგად აურევენ.

მჟავას ზუსტი კონცენტრაციის განსაზღვრისათვის გამოიყენება

ნატრიუმის ტეტრაბორატი (ბორაქსი), ნატრიუმის კარბონატი და სხვა ნივთიერებები.

ბორაქსის წონაკის გამოთვლა ერთ გატიტვრაზე (მჟავის დანახარჯი - 20 მლ) ხდება შემდეგი ტოლობით:

$$m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{HCl})V(\text{HCl})}{1000} M\left(\frac{1}{2} \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}\right) = \\ = \frac{0,1 \cdot 20}{1000} \cdot 190,69 = 0,38\text{გ.}$$

სადაც  $M(1/2\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O})$  - ბორაქსის ეკვივალენტის მოლური მასაა.

აწონიან მცირედის გადმოყრის ხერხით ბორაქსის რამდენიმე ზუსტ წონაკს ( $0,38 \pm 0,04\text{გ}$ ), მოათავსებენ გასატიტრად ცალცალკე კონუსურ კოლბებში. თითოეულ კოლბაში ჩაასხამენ მიახლოებით 20-20მლ გამოხდილ წყალს, ურევენ ბორაქსის კრისტალების მთლიან გახსნამდე და შემდეგ დააწვეთებენ ინდიკატორის მეთილნარინჯის 1-2 წვეთს. ბიურეტს გამოყენებამდე 2-3 ჯერ გამოაველებენ მომზადებული მჟავას ხსნარის რამდენიმე მილილიტრს (2-3მლ), შეავსებენ და, მჟავას ღონეს ბიურეტში დააყენებენ ნულოვან დანაყოფზე, ამის შემდეგ იწყებენ გატიტვრას. დასაწყისში მჟავას ამატებენ სწრაფად (15მლ-მდე), განუწყვეტლივ ურევენ კოლბაში მოთავსებულ შიგთავს წრიული მოძრაობით, ხოლო შემდეგ წვეთობით ფერის შეცვლამდე, ყვითელიდან ნარინჯისფერში. იმისათვის, რომ ფერის შეცვლა ხსნარში მისი გატიტვრის დროს ადვილად შეამჩნიონ, საკვლევი ხსნარის გატიტვრის დაწყებამდე კონუსური კოლბის ფსკერის ქვეშ აფენენ სუფთა თეთრ ქაღალდს. გატიტვრისას ინდიკატორის ფერის შეცვლის მომენტს გატიტვრის დამთავრების წერტილს უწოდებენ. გატიტვრის დამთავრებისას დახარჯული ხსნარის მოცულობას ადგენენ სითხის ღონეთა სხვაობით ბიურეტიდან ხსნარის ჩამოსხმამდე და ჩამოსხმის შემდეგ (მილილიტრის მესაღედი ნაწილების ათვლის სიზუსტით), და ჩაიწერენ სამუშაო რეეულში.

ბორაქსის მეორე წონაკის გასატიტვრად ახლიდან შეავსებენ ბიურეტს მჟავით, ხსნარის ღონეს დააყენებენ ნულოვან დანაყოფზე და



ტიტრავენ მეორე წონაკს, ხოლო შემდეგ მესამეს. გამოითვლიან ქლორწყალბადმჟავას ხსნარის მოლურ კონცენტრაციას თითოეული წონაკისათვის შემდეგი ფორმულით:

$$c(\text{HCl}) = \frac{m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) \cdot 1000}{M(1/2\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O})V(\text{HCl})}$$

თუ განსხვავება ცალკეულ განსაზღვრებებს შორის არ აღემატება 0,2–0,3%-ს, მაშინ სამი შედეგიდან იღებენ HCl-ის მოლური კონცენტრაციის საშუალო მნიშვნელობას.

## 5.2. 0,1M NaOH ხსნარის დამზადება და სტანდარტიზაცია

სამუშაოს არსი. NaOH ხსნარის სტანდარტიზაცია დაფუძნებულია მჟაუნმჟავას ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) ზუსტი წონაკის ან მჟაუნმჟავას სტანდარტული ხსნარის განსაზღვრული რაოდენობის (ალიკოტი) გატიტვრით ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარით ფენოლფტალეინის თანაობისას. ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარის ზუსტი კონცენტრაციის დადგენა შეიძლება აგრეთვე ქლორწყალბადმჟავას ტიტრირებით ხსნარით. ნატრიუმის ჰიდროქსიდის სტანდარტულ ხსნარს ამზადებენ კონცენტრირებული ტუტის უკარბონატო ხსნარის განზავებით.

რეაქტივები, ჭურჭელი. ნატრიუმის ჰიდროქსიდი (კრ.). მჟაუნმჟავა  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (კრ.). 0,1M HCl ხსნარი (ხსნარის სტანდარტიზაცია ნახეთ სამუშაო 5.1.). 0,1% ფენოლფტალეინის სპირტიანი ხსნარი. 0,1% მეთილნარინჯის ხსნარი.

250 მლ ტევადობის საზომი კოლბა, 100 მლ ტევადობის საზომი კოლბა, 20 მლ ტევადობის პიპეტი, 25 მლ ტევადობის ბიურეტი, 250–300 მლ ტევადობის კონუსური კოლბა, 100 მლ ტევადობის საზომი ცილინდრი, საათის მინა, ძაბრი.

სამუშაოს მსვლელობა. მყარი ნატრიუმის ჰიდროქსიდი ყოველთვის შეიცავს ჰიდროსკოპული წყლის ერთგვარ რაოდენობას და ჰაერი-

დან ნახშირის დიოქსიდის შთანთქმით წარმოქმნილ კარბონატს:  $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

ამის გამო ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ზედაპირი  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  თეთრი ფენით იქნება დაფარული. ასეთ შემთხვევაში აუცილებელია კარბონატისაგან მისი განთავისუფლება, რადგან იგი ხელს უშლის ტუტის ხსნარის გატიტრას და ინდიკატორად ფენოლფტალეინის გამოყენებას. ზემოთ აღნიშნულ მიზეზთა გამო, ნატრიუმის ტუტის ხსნარის კონცენტრაციის დადგენა წონაკის საშუალებით არ შეიძლება, ამიტომ ამზადებენ ტუტის მიახლოებით, მოლურ ან დეციმოლურ ხსნარს. 250 მლ 0,1M NaOH ხსნარის დასამზადებლად საჭიროა 1 გ NaOH, მაგრამ იღებენ მას მეტი რაოდენობით.

ტექნიკურ სასწორზე საათის მინით წონიან 1,5 გ ნატრიუმის ტუტეს, რომელსაც სწრაფად გადააელებენ გამოხდილ წყალს მისი ზედაპირიდან კარბონატის ჩამოსარეცხად. ეს ოპერაცია სწრაფად უნდა მოხდეს, რომ ამ დროს შესაძლებელი იყოს მხოლოდ გარე ფენებში მყოფი კარბონატის გახსნა. ამ გზით გაწმენდილ ნატრიუმის ტუტეს მაშინვე ათავსებენ 250 მლ საზომ კოლბაში და გასახსნელად უმატებენ  $\text{CO}_2$ -გან თავისუფალ გამოხდილ წყალს ( $\text{CO}_2$ -გან რომ განთავისუფლდეს გამოხდილ წყალს ასხამენ კოლბაში და 0,5–1 საათის განმავლობაში ადუღებენ). ტუტის მთლიანად გახსნის შემდეგ კოლბას დროგამოშვებით ანჯღრევენ და გამოხდილი წყლით ზომამდე შეავსებენ. კარბონატისაგან თავისუფალი NaOH ან KOH -ის ხსნარის დასამზადებლად უმჯობესია ადებული წონაკის ხსნარს დაემატოს ბარიუმქლორიდი:  $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow$

ნალექში გამოყოფილ ბარიუმკარბონატს გადაფილტვრით აცილებენ კარბონატისაგან თავისუფალ ნატრიუმის ტუტეს. ფილტრატს ათავსებენ 250 მლ საზომ კოლბაში და ახლადანადუღარი ცივი გამოხდილი წყლით ჭდემდე შეავსებენ. ხსნარში მცირე რაოდენობით მყოფი  $\text{BaCl}_2$  ხელს არ უშლის NaOH ტიტრის ზუსტად დადგენას. საზომი კოლბიდან NaOH ხსნარი გადააქეთ სუფთა ქილაში, რომელსაც უცობენ თავს და შესაფერისი წარწერით ინახავენ.

## ტუტის ხსნარის სტანდარტიზაცია ქლორწყალბადმჟავას ტიტრირანი ხსნარით

წინასწარ გარეცხილ ბიურეტს 2-3 ჯერ გამოავლებენ პატარა პორციებით (3-5მლ) NaOH-ის შესამოწმებელ ხსნარს, რომლის ღონე კაპილარიდან ჰაერის გამოძევების შემდეგ დაჰყავთ ნულოვან ხაზამდე.

კონუსურ კოლბაში ათავსებენ ჰიპოტიტ ზუსტად აღებულ 20 მლ ქლორწყალბადმჟავას სტანდარტულ ხსნარს, უმატებენ დაახლოებით თანაბარი მოცულობის გამოსხილ წყალს და 1-2 წვეთ მეთილნარინჯის ხსნარს. კოლბას დგამენ თეთრ საგანზე და ვარდისფერ სითხეს ბიურეტიდან ხშირი წვეთებით უმატებენ NaOH ხსნარს. კოლბას დროგამოშვებით ანჯღრევენ და ტუტის წვეთობით მიმატებას განაგრძობენ წარმოქმნილ ყვითელი ფერის შენარჩუნებამდე. გატიტრის დროს სითხეში პირველად წარმოქმნილი ყვითელი შეფერილობა კოლბის შენჯღრევითანავე ქრება. შემდეგ კი ტუტის მიმატების შესაბამისად, სითხის გავარდისფერება თანდათანობით ნელდება და ბოლოს იგი ინარჩუნებს ყვითელ შეფერილობას. კოლბაში მოთავსებული მჟავას განეიტრალება დამთავრებულად ითვლება მაშინ, როდესაც ყვითელი სითხე არ გადავა ვარდისფერში, დაახლოებით 30 წამის განმავლობაში. კოლბაში მოთავსებული ხსნარის ინტენსიური ყვითელი შეფერვა გამოწვეული იქნება ტუტის დიდი რაოდენობით მიმატების შედეგად (გადატიტრია), რაც დაუშვებლად ითვლება. ქლორწყალბადმჟავას და ნატრიუმის ტუტის ურთიერთმოქმედების დროს ეკვივალენტობისა და ნეიტრალობის წერტილი ერთმანეთს ემთხვევა. ამ დროს ხსნარის  $pH=7$ . გატიტრას ორ-სამჯერ იმეორებენ და დახარჯული ტუტის ანათვლიდან იღებენ საშუალო არითმეტიკულს.

ტუტის ხსნარის მოლურ კონცენტრაციას გამოითვლიან ფორმულით:

$$C(\text{NaOH}) = C(\text{HCl})V(\text{HCl}) / V(\text{NaOH}),$$

სადაც  $V(\text{HCl})$  არის ჰიპოტიტ აღებული ქლორწყალბადმჟავას მოცულობა;  $V(\text{NaOH})$  – მჟავას გატიტრიაზე დახარჯული ტუტის მოცულობა.

## ტუტის ხსნარის სტანდარტიზაცია მჟაუნმჟავას

### ტიტრირანი ხსნარით

1. ცალკეულ წონაკთა მეთოდით. გამოითვლიან მჟაუნმჟავას წონაკის იმ რაოდენობას, რომლის გატიტვრაზეც იხარჯება 18–20 მლ 0,1M ტუტის ხსნარი. ანალიზურ სასწორზე, მცირედის გადმოყრის ხერხით წონიან 3 წონაკს. მჟაუნმჟავას წონაკებს ხსნიან  $\text{CO}_2$ -გან თავისუფალ დაახლოებით 20-20 მლ გამოხდილ წყალში, თითოეულ კოლბაში ამატებენ 3-4 წვეთ ფენოლფტალეინს და მჟაუნმჟავას ხსნარს ტიტრირავენ ტუტის ხსნარით. გატიტვრა მთავრდება, როდესაც ხსნარის შეფერილობა ყოლოსფერი გახდება და ეს ფერი შენარჩუნდება დაახლოებით 30 წამის განმავლობაში. თითოეული აღებული წონაკისათვის გამოითვლიან ტუტის ხსნარის მოლურ კონცენტრაციას ფორმულით:

$$C(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \cdot 1000}{M(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})V(\text{NaOH})}$$

სადაც  $m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$  არის მჟაუნმჟავას წონაკი;  $M(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$  – მჟაუნმჟავას ეკვივალენტის მოლური მასა;  $V(\text{NaOH})$  – ტუტის ხსნარის მოცულობა. თითოეულ შემთხვევაში დახარჯული ტუტის მიახლოებით რაოდენობებს შეკრებენ და მიღებული ჯამის გატიტვრათა რიცხვზე გაყოფით საშუალო არითმეტიკულს იღებენ ან თუ  $C(\text{NaOH})$  მნიშვნელობათა განსხვავება სამი გატიტვირდანი არ აღემატება 0,2%, მაშინ სამივე შედეგიდან იღებენ საშუალო მნიშვნელობას.

2. პიპეტირების მეთოდი. ამ მეთოდით ხსნარის მოლური კონცენტრაციის დასადგენად გამოითვლიან მჟაუნმჟავას წონაკის იმ რაოდენობას, რომელიც საჭიროა 100 მლ 0,05M  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  ხსნარის დასამზადებლად. ანალიზურ სასწორზე აწონილ მჟაუნმჟავას წონაკს რაოდენობრივად გადაიტანენ 100 მლ საზომ კოლბაში ძაბრის საშუალებით. მჟაუნმჟავას კრისტალების გახსნის დამთავრების შემდეგ ხსნარს კოლბაში შეავსებენ ჭედმდე გამოხდილი წყლით და მიღებულ ხსნარის სინჯს პიპეტით ზუსტად 20 მლ ოდენობით ასხამენ კონუსურ კოლბაში. უმატებენ 3-4 წვეთ ფენოლფტალეინს და ტიტრირავენ ბი-

ურეტიდან NaOH ხსნარით მანამ, სანამ საკვლევი ხსნარი არ მიიღებს მკრთალ ულოსფერს, რომელიც შენჯღრევის შედეგად დაახლოებით 30 წამის განმავლობაში არ ქრება (გატიტრული ხსნარის ხანგრძლივად დაყოვნების შემთხვევაში, ინდიკატორის შეფერვა ქრება CO<sub>2</sub>-ის ხსნარით შთანთქმის გამო). ტიტვრა უნდა განმეორდეს 2-3 ჯერ, გამოსათვლელად იღებენ საშუალო არითმეტიკულს და ანგარიშობენ ტუტის ხსნარის მოლურ კონცენტრაციას შემდეგი ფორმულით:

$$C(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})V_3 \cdot 1000}{M(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})V_1 \cdot V(\text{NaOH})}$$

### 5.3. ნატრიუმის ჰიდროქსიდის რაოდენობის განსაზღვრა უცნობი კონცენტრაციის ხსნარში

250 მლ საზომ კოლბაში ასხამენ ცოტა რაოდენობით მიახლოებითი კონცენტრაციის 1N NaOH ხსნარს, ამატებენ ჭდეძღე გამოსხილ წყალს, აურევენ. საზომი კოლბიდან პიპეტით იღებენ 25 მლ ტუტის ხსნარს და გადააქვთ კონუსურ კოლბაში გასატიტრად. ამატებენ მეთილნარინჯის 2-3 წვეთს და ბიურეტიდან ტიტრავენ 1N HCl ტიტრიანი ხსნარით. ვთქვათ, 25 მლ ტუტის ხსნარის გატიტვრაზე დაიხარჯა ქლორწყალბადმჟავა (N=0,1013 გ-ეკვ/ლ):

I გატიტვრა - 24,88 მლ                      III გატიტვრა - 24,76 მლ

II გატიტვრა - 24,72 მლ                      IV გატიტვრა - 24,74 მლ

ერთმანეთთან ახლოს მყოფი მნიშვნელობებიდან იღებენ საშუალოს და საზღვრავენ მოცულობას:

$$V_{\text{საშ}} = \frac{24,72 + 24,76 + 24,74}{3} = 24,74(\text{მლ})$$

გამოითვლიან ნატრიუმის ჰიდროქსიდის რაოდენობას, რომელიც მოთავსებულია საზომ კოლბაში:

$$T_{HCl/NaOH} = \frac{NHCl \cdot \epsilon_{NaOH}}{1000} = \frac{0,1013 \cdot 40,00}{1000} = 0,004052(\text{გ/მლ})$$

$$m_{NaOH} = T_{HCl/NaOH} \cdot V_{HCl} \frac{V_{\text{საზომი კოლბა}}}{V_{NaOH}} = 0,004052 \cdot 24,74 \frac{250}{25} = 1,0003(\text{გ})$$

II ხერხი

$$N_{HCl} \cdot V_{HCl} = N_{NaOH} \cdot V_{NaOH}$$

$$N_{NaOH} = \frac{N_{HCl} \cdot V_{HCl}}{V_{NaOH}} = \frac{0,1013 \cdot 24,74}{25} = 0,10025(\text{გ - ეკვ/ლ})$$

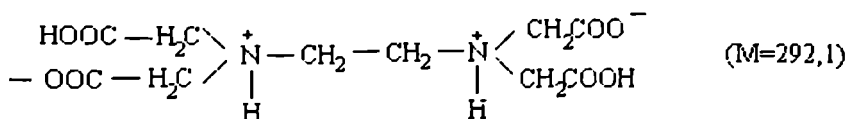
ნორმალური კონცენტრაციის დადგენის შემდეგ, გამოითვლიან NaOH-ის რაოდენობას (Q) შემდეგი ფორმულით:

$$Q_{NaOH} = \frac{N_{NaOH} \cdot \epsilon_{NaOH} \cdot V_{\text{კოლბის}}}{1000} = \frac{0,10025 \cdot 40 \cdot 250}{1000} = 1,0000(\text{გ})$$

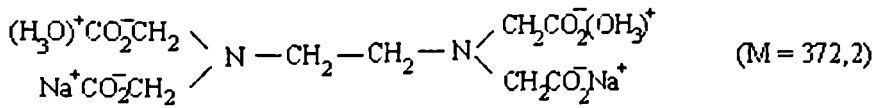
## VI ტაზი კომპლექსონომეტრია

პოლიდენტატური ორგანული რეაგენტების გამოყენებით გატიტრის მეთოდს ეწოდება კომპლექსონომეტრია. კომპლექსონების გამოყენება, როგორც ანალიზური და ორგანული რეაგენტების, პირველად მოწოდებული იყო გ.შვარცენბახის (1945წ) მიერ. კომპლექსონებს გ.შვარცენბახი მიაკუთვნებდა პოლიამინოპოლიამარმჟავათა ჯგუფს—იმი-ნოლიაცეტატური ფრაგმენტების  $-N(CH_2COOH)_2$  შემცველს, რომლებიც დაკავშირებულნი არიან სხვადასხვა ალიფატურ და არომატულ რადიკალებთან.

ყველაზე უფრო მეტად გავრცელებულია ეთილენდიამინ-ტეტრამარმჟავა (კომპლექსონ II)



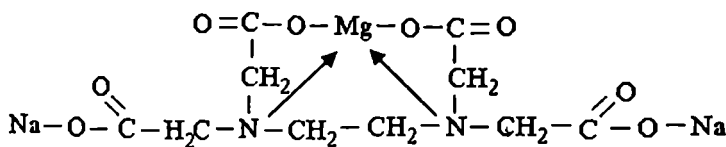
მის ანიონს ჩვეულებრივ  $Y^{4-}$  სიმბოლოთი აღნიშნავენ.  $H_4Y$  თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში მცირედ ხსნადი ( $22^\circ\text{C}$  იხსნება 2გ/ლ). ამიტომ პრაქტიკაში ფართო გამოყენება პოვა ეთილენ-დიამინტეტრამარმჟავას ორ ჩანაცვლებულმა ნატრიუმის მარილმა  $\text{Na}_2\text{H}_2Y \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (კომპლექსონ III)



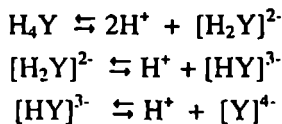
კომპლექსონ III-ს კიდევ უწოდებენ ტრილონ B-ს, შემოკლებით  $\text{EDTA}$  აღნიშნავენ. ის შედარებით კარგად იხსნება წყალში ( $22^\circ\text{C}$  მისი ხსნადობაა 108 გ/ლ, ხოლო  $80^\circ\text{C}$  - 236 გ/ლ).  $\text{EDTA}$  ანიონი შეიცავს ხუთწევრიან რგოლს (მეტალის იონის გათვალისწინებით) კარბოქსილის ჯგუფის და აზოტის ატომების მონაწილეობით. აზოტის ორივე ატომი — ელექტრონული წყვილის დონორია. პოლიდენტატური ლიგანდების

გამოყენება შიდაკომპლექსური ნაერთების მდგრადობას ამაღლებს. EDTA მოქმედებს, როგორც ჰექსადენტატური ლიგანდი (იკავებს ექვს კოორდინაციულ ადგილს). შვარცენბახმა გარდა კომპლექსონებისა, როგორც ტიტრანტებისა, შეისწავლა მეტალინდიკატორების ახალი სახე – ნივთიერება, რომელიც რეაგირებს მეტალთა იონების აქტივობის ცვლილებაზე ხსნარში მსგავსად ტუტე-მჟავური ინდიკატორებისა, რომლებიც რეაგირებენ წყალბად-იონების აქტივობის ცვლილებაზე. ასეთ ინდიკატორებს მიეკუთვნებიან მურექსიდი, 'ერიოქრომშავი და სხვ. კომპლექსონები შედიან რეაქციაში მრავალ მეტალთა კათიონებთან შემდეგი შეფარდებით 1:1, და წარმოქმნიან მცირედდისოცირებულ წყალში ხსნად კომპლექსებს. კომპლექსონომეტრიული გატიტვრა მნიშვნელოვნად ამცირებს ანალიზის ხანგრძლივობას. ის ძალიან მარტივია და ზუსტი.

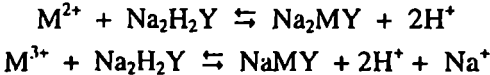
კომპლექსონ III შიდა კომპლექსური ნაერთები წარმოიქმნება მეტალთა მხრივ კარბოქსილის ჯგუფების წყალბად-იონების ჩანაცვლებით და კათიონის კოორდინაციული ბმით ამინო ჯგუფებთან, აზოტის ატომებთან. ასე მაგალითად, მაგნიუმის იონთან კომპლექსური ნაერთის წარმოქმნა ასეთი სქემით გამოისახება (მთლიანი ხაზებით ნაჩვენებია მთავარი ვალენტობა, ისრით კი – კოორდინაციული):



კომპლექსონ II ძლიერი ორგანული მჟავაა და შემდეგი სახით დისოცირდება:



ორ და სამმუხტიან იონთან კომპლექსონ III ურთიერთქმედებს შემდეგი რეაქციის ტოლობით:





სხვადასხვა მეტალთა კომპლექსის უმდგრადობის კონსტანტა ძალიან მცირეა, რაც მიუთითებს აღნიშნული კომპლექსების სიმტკიცეზე, მდგრადობაზე. მაგ. მაგნიუმის კომპლექსის უმდგრადობის კონსტანტა  $K=10^{-8.69}$ ,  $pK=8,69$ , კალციუმის  $K=10^{-10.59}$ ,  $pK = 10,59$ . აღნიშნულ შიდაკომპლექსური იონების მდგრადობაზე მცირედ მოქმედებს ტემპერატურა და ორგანული გამხსნელი. შედარებით შესაძინევად მოქმედებს ნეიტრალური მარილები და ხსნარის pH.

კომპლექსონომეტრიული გატიტერის სხვადასხვა ხერხი არსებობს: პირდაპირი, არაპირდაპირი, ჩანაცვლებითი, ალკალიმეტრიული.

1. პირდაპირ გატიტვრას ასე ჩაატარებენ: ბიურეტში ჩაასხამენ 'EDTA ტიტრანტს, კოლბაში – გასატიტრ ხსნარს, რომელიც შეიცავს განსასაზღვრავი მეტალის იონს. ამ უკანასკნელს გატიტვრამდე შეუქმნიან გარემოს pH (მაგალითად 10-მდე) ამიაკური ბუფერის ხსნარით (54გ  $NH_4Cl$  ხსნიან 350 მლ. კონც.  $NH_4OH$ -ში და შეავსებენ გამოხდილი წყლით 1ლ-მდე). pH მნიშვნელობა გატიტვრამდე 7-ზე მეტი უნდა იყოს, რამაც შეიძლება გამოიწვიოს მეტალის ჰიდროქსიდის დალექვა. ეს თავიდან რომ იქნას აცილებული იყენებენ ამონიუმის ბუფერს. ეკვივალენტობის წერტილში განსასაზღვრავი იონის კონცენტრაცია შესაძინევად, მკვეთრად მცირდება, ამ წერტილის დაფიქსირება შეიძლება ინდიკატორის ფერის ცვლილებით, რომელიც წარმოქმნის მეტალის კათიონთან შეფერილ შიდაკომპლექსურ ნაერთს.

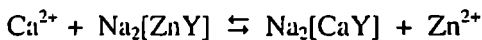
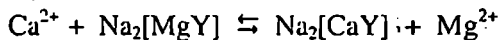
ამის შემდეგ ბიურეტიდან ტიტრავენ კომპლექსონ III ხსნარით იქამდე, სანამ მეტალის კათიონი მეტალინდიკატორის კომპლექსიდან არ გადავა კომპლექსონატში, რასაც თან მოჰყვება საბოლოო წერტილში ხსნარის შეფერილობის შეცვლა. ამ მეთოდით საზღვრავენ Mg, Ca, Sr, Ba, Mn(II), Fe(II),(III), Co(II), Co(III), Ni(II), Cu(II), Zn, Cd, Pb(II), Ga(III), In(III), Th(IV), Al(III) და სხვ.

2. არაპირდაპირი გატიტვრა გამოიყენება მაშინ, როდესაც კომპლექსის წარმოსაქმნელად საჭირო pH იწვევს განსასაზღვრავი მეტალის დალექვას, აგრეთვე შეუძლებელია საიმედო ინდიკატორის შერჩევა. საანალიზო მარილის ხსნარს ამატებენ განსაზღვრული მოცუ-

ლობის EDTA ტიტრიან ხსნარს, ცოტაოდენი სიჭარბით. ბუფერული ხსნარის შეტანით შექმნიან სასურველ pH-ს. ჭარბ (რეაქციაში შეუსვლელ) EDTA გატიტრავენ  $MgCl_2$  ან  $ZnCl_2$ -ის ტიტრიანს ხსნარით. ეკვივალენტობის წერტილს აფიქსირებენ ინდიკატორის ფერის ცვლილებით. არაპირდაპირ გატიტურას იყენებენ იმ შემთხვევაშიც, როდესაც მეტალის იონსა და ინდიკატორს შორის რეაქცია შენელებულია, ან მეტალთა კათიონებთან რეაქციაში შედიან ხსნარში მყოფი ანიონები. ამ დროს წარმოიქმნება მცირედ ხსნადი ნალექები, მაგ.:  $PbSO_4$ ,  $NH_4MgPO_4$ ,  $CaC_2O_4 \cdot 2H_2O$ . ნალექები, გატიტრების პროცესში უნდა გაიხსნას. ნალექის ხსნადობის ნაწარმის შეფარდება მეტალის კათიონის კომპლექსთან მოქმედების შედეგად მიღებული ნაერთის უმდგრადობის კონსტანტასთან, მუდმივი სიდიდე უნდა იყოს:

$\frac{K_{ნალექს}}{K_{კომპლ.}} = const.$  თუ ეს შეფარდება 1-ზე მეტია ნალექი გაიხსნება და წარმოიქმნება შიდაკომპლექსური ნაერთი. თუ 1-ზე ნაკლებია, მაშინ კომპლექსონ III ხსნარი არ შედის რეაქციაში ნალექთან.

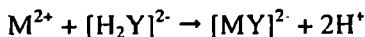
3. ჩანაცვლებითი გატიტრების ხერხი გამოიყენება იმ შემთხვევაში, როდესაც განსასაზღვრავი იონისათვის ვერ შეირჩევა შესაბამისი ინდიკატორი ან მეტალის კათიონი მოცემულ pH-ზე ვერ გადაიყვანება ნალექიდან ხსნარში. ამიტომ განსასაზღვრავ კათიონს, მაგალითად, კალციუმს შეურევენ  $Mg^{2+}$  ან  $Zn^{2+}$ -ის კომპლექსს, მაშინ რეაქცია წაუა ამ ტოლობის მიხედვით:



გამოყოფილი  $Mg^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$  იტიტრება კომპლექსონ III-ით. დახარჯული კომპლექსონ III-ის მოცულობა ეკვივალენტური იქნება განსასაზღვრავი იონის –  $Ca^{2+}$ -ის.

ამ ხერხის გამოყენებისას აუცილებელია, რომ წარმოქმნილი ნაერთი—განსასაზღვრავი მეტალისა კომპლექსონთან იყოს ბევრად უფრო მდგრადი, ვიდრე მაგნიუმის ან თუთიის კომპლექსონატი.

4. ალკალიმეტრიული ხერხით გატიტერას საფუძვლად უდევს ის, რომ ტრილონ ნ-სა და განსასაზღვრელი იონების ურთიერთქმედების შედეგად გამოიყოფა წყალბადის იონების ეკვივალენტური რაოდენობა:



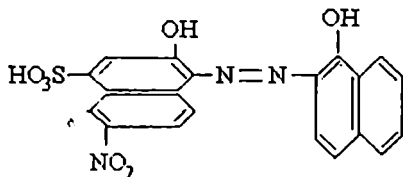
გამოყოფილი წყალბად-იონები ინდიკატორის ფენოლფტალეინის თანაობით იტიტრება ტუტით. ხსნარში კი შეიძლება განისაზღვროს მეტალის შემცველობა.

ინდიკატორები კომპლექსონომეტრიულ გატიტერაში

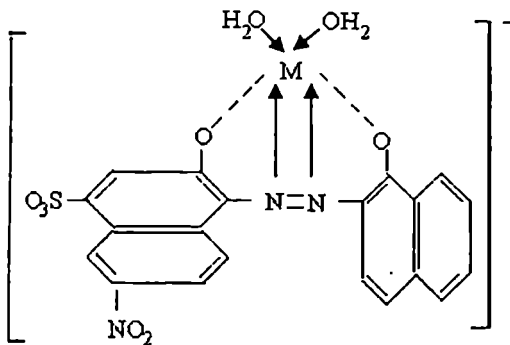
კომპლექსონომეტრიაში უფრო ხშირად იყენებენ სპეციალურ ინდიკატორებს, რომლებიც მეტალთა იონებთან წარმოქმნიან სხვადასხვაფერად შეფერილ ნაერთებს. ისინი გამოიყენებიან როგორც პირდაპირ, ისე არაპირდაპირ გატიტერაში.

ასეთი ინდიკატორების მოქმედება დამყარებულია შემდეგ პრინციპზე. ინდიკატორი მეტალთა იონთან წარმოქმნის შიდაკომპლექსურ, ინტენსიურად შეფერილ ნაერთს. თუ ასეთ მეტალინდიკატორის შემცველ ხსნარს დავამატებთ ტიტრანტს-კომპლექსონ III, მეტალინდიკატორის შიდაკომპლექსური ნაერთი დაიშლება და წარმოიქმნება ახალი, უფრო მდგრადი კომპლექსონატი. გამონთავისუფლებული ინდიკატორის მოლეკულა შეცვლის ხსნარის ფერს. ხსნართა ურთიერთქმედება ხდება 'ეკვივალენტურ' შეფარდებაზე. რადგანაც ინდიკატორები ფერს იცვლიან ხსნარის pH ცვლილების დროსაც, ამიტომ გატიტერა აუცილებელია ბუფერულ ხსნარებში. ეს უზრუნველყოფს ლაქის შეფერილობის მუდმივობას, წარმოქმნილს ინდიკატორით მეტალის იონთან. კომპლექსონომეტრიულ გატიტერაში უფრო ხშირად გამოიყენება ინდიკატორები მურექსიდი და ერიოქრომ შავი.

ერიოქრომ შავი არის 0,0' – დიოქსიაზონაერთი  $C_{20}H_{13}O_7N_3S$

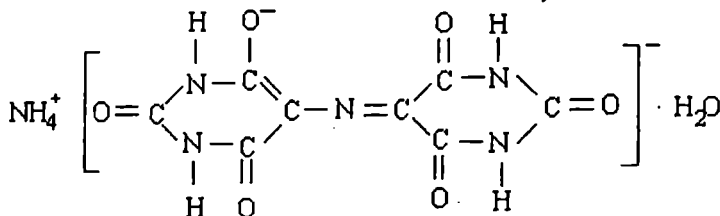


ტუტე არეში  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  იონების თანაობისას ინდიკატორი შეფერილია ლვინისფერწითლად, მათი არ არსებობის დროს ცისფერად; მჟავა არეში ინდიკატორი ვარდისფერია. ორვალენტთან იონთან ინდიკატორი წარმოქმნის შიდაკომპლექსურ ნაერთს:



ინდიკატორი შეიძლება გამოიყენონ მყარი სახით: ინდიკატორის ფხვნილის 1 წილი უნდა შეერიოს 200 წილ წვრილად დაფხვნილ  $\text{NaCl}$ , თითოეულ გატიტვრაზე იღებენ 0,2–0,4 გ ნარევეს. მეტალთა იონების აღმოჩენა ხდება  $10^{-7}$  გ.იონ/ლ სიზუსტით.

მურექსიდი – პურპურმჟავას ამონიუმის მარილი



მუქი-წითელი ფხვნილია, რომელიც ცუდად იხსნება წყალში.

მისი წყალხსნარი. როდესაც  $\text{pH}=9$  წითელია;  $\text{pH}$  გაზრდით გადადის მეწამულ-ლურჯში. ის მეტალთა კათიონებთან წარმოქმნის შიდაკომპლექსურ ნაერთებს.

მაგალითად, მურექსიდის ხსნარის იისფერ-ლურჯი შეფერილობა იცვლება და გადადის წითელში  $\text{Ca}^{2+}$  იონთან შიდაკომპლექსური ნაერთის წარმოქმნის გამო. მურექსიდი ნაკლებად მდგრადია. ხსნარს ამზადებენ მხოლოდ გამოყენების დროს. შეიძლება გამოიყენონ მყარ მდგომარეობაში: ინდიკატორის ფხვნილის ერთი წილი უნდა შეერიოს 500 წილ წვრილად დაუხვნილ  $\text{NaCl}$ . თითოეული გატიტრისათვის იყენებენ 0,3 გ ნარეუს.

## კომპლექსონომეტრიული გატიტვრა

### 6.1. ნატრიუმის ეთილენდიამინტეტრააცეტატის ხსნარის (EDTA) დამზადება და სტანდარტიზაცია

სამუშაოს არსი. EDTA ხსნარის სტანდარტიზაცია დამყარებულია თუთიის სულფატის სტანდარტული ხსნარის ალიკოტის გატიტვრაზე EDTA ხსნარით ერიოქრომ შაეის თანაობისას. EDTA სტანდარტულ ხსნარს ამზადებენ  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  პრეპარატის წონაკით.

რეაქტივები, ჭურჭელი. ნატრიუმის ეთილენდიამინტეტრააცეტატი (EDTA)  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (კრ.). თუთია  $\text{Zn}$  (მეტალი). 20%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – ის ხსნარი. 2% ამიაკის ხსნარი. ამიაკური ბუფერის ხსნარი. მეთილ-წითელი—0,1% ხსნარი. ერიოქრომშაეი და  $\text{NaCl}$  შეფარდებით 1:200 ან 1:100 (მასის მიხედვით). 500 მლ საზომი კოლბა. 100 მლ საზომი კოლბა. 20 მლ პიპეტი. 25 მლ ბიურეტი, 100 მლ საზომი ცილინდრი. 250-300 მლ კონუსური (ერლენმეიერის) კოლბა. საათის მინა ან ბიუქსი. მინის ძაბრი.

სამუშაოს მსვლელობა. 0,01M  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  ხსნარის 500 მლ დასამზადებლად გამოითვლიან წონაკს. წონაკს ათავსებენ საათის მინაზე და წონიან ტექნიკურ სასწორზე; გამოივლილთან შედარებით

განსხვავება შეიძლება იყოს  $\pm 10\%$ .  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  წონაკი ძაბრის საშუალებით გადააქვთ 500 მლ საზომ კოლბაში, ჯერ გახსნიან 200 მლ წყალში და შემდეგ შეავსებენ ჭდემდე გამზობილი წყლით და კარგად აურევენ.

EDTA ხსნარის სტანდარტიზაციისათვის იყენებენ მეტალურ თუთიას. მეტალური თუთიის ზუსტი წონაკი ძაბრის საშუალებით გადააქვთ 100 მლ საზომ კოლბაში და ხსნიან 10 მლ 20%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ხსნარით (კოლბას საცობი არ დაახუროთ!). თუთიის გახსნის შემდეგ ხსნარს აცივებენ და ჭდემდე ავსებენ წყლით. კონუსურ კოლბაში პიპეტით ასხამენ თუთიის მარილის მიღებული ხსნარის ალიკოტს (20 მლ). განაზავებენ დისტილირებული წყლით (70-80 მლ), შეაქვთ მეთილწითელის 1-2 წვეთი და ჭარბ გოგირდმჟავას ანეიტრალეზს 2% ამიაკის ხსნარით ვარდისფერის ბაც ყვითელში გადასვლამდე (თითქმის უფერული ხსნარი). ამის შემდეგ ამატებენ ამიაკური ბუფერის ხსნარის 5 მლ-ს, ინდიკატორ ერიოქრომ შავს (ფხვნილის სახით). მიიღება ღვინისფერ-წითელი შეფერილობა და მიღებული ნარევის სისტემატური არევით ტიტრავენ 0,01 M კომპლექსონ III ხსნარით, სანამ საკვლევი ხსნარის ღვინისფერ-წითელი შეფერვა არ შეიცვლება ლურჯად. გამოითვლიან ხსნარის მოლურ კონცენტრაციას ფორმულით:

$$C(\text{EDTA}) = m(\text{Zn})1000V_3 / A(\text{Zn})V_1V(\text{EDTA}),$$

სადაც  $m(\text{Zn})$  არის მეტალური თუთიის წონაკი;  $A(\text{Zn})$  – თუთიის ატომური მასა;  $V_1$ ,  $V_3$  – კოლბის და პიპეტის მოცულობა.

## 6.2. ნიკელის განსაზღვრა ხსნარში

სამუშაოს არსი. განსაზღვრა ემყარება ნიკელის მარილის ხსნარის გატიტრებას EDTA სტანდარტული ხსნარით ამიაკურ არეში ინდიკატორ მურექსიდის თანაობისას.

რეაქტივები, ჭურჭელი. 0,01 M EDTA სტანდარტული ხსნარი. ინდიკატორი მურექსიდი (პურპურმჟავას ამონიუმის მარილი) (კრ.). 10

% ამიაკის ხსნარი.

100 მლ ტევადობის საზომი კოლბა. 20 მლ ტევადობის პიპეტი. 25 მლ - ბიურეტი. 100 მლ - საზომი ცილინდრი. 250-300 მლ ტევადობის კონუსური კოლბა.

სამუშაოს მსვლელობა. საკვლევე ხსნარს, რომელიც შეიცავს ნიკელს, 100 მლ ტევადობის საზომ კოლბაში შეავსებენ გამოხდილი წყლით ჭდემდე, კარგად აურევენ.

ამ საკვლევი ხსნარიდან იღებენ პიპეტით 20 მლ და მას ათავსებენ 250 მლ მოცულობის ერლენმეიერის (კონუსურ) კოლბაში. ამატებენ 70-80 მლ გამოხდილ წყალს, 10 მლ 10% ამიაკის ხსნარს და მურექსიდის რამდენიმე კრისტალს. ხსნარი მიიღებს ყვითელ ფერს. მიღებულ ნარევეს სისტემატური შენჯღრევით ტიტრავენ 0,01M  $\text{EDTA}$  ტიტრიანი ხსნარით მანამ, სანამ საკვლევი ხსნარის ყვითელი შეფერვა არ შეიცვლება იისფრად. ნიკელის მასას ხსნარში გამოითვლიან ფორმულით:

$$m(\text{Ni}) = C(\text{EDTA}) \cdot V(\text{EDTA}) / 1000 \cdot A(\text{Ni}) \cdot V/V_0$$

### 6.3. კობალტის ბანსაზღვრა ხსნარში

სამუშაოს არსი. განსაზღვრა ემყარება კობალტის მარილის ხსნარის გატიტვრას  $\text{EDTA}$  სტანდარტული ხსნარით ამიაკურ ბუფერული ხსნარის არეში ინდიკატორ მურექსიდის თანაობისას.

რეაქტივები, ჭურჭელი. 0,01M  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  ხსნარი. მურექსიდი (კრ.). 2% ამიაკის ხსნარი.

100 მლ - საზომი კოლბა. 20 მლ - პიპეტი. 25 მლ - ბიურეტი. 100 მლ - საზომი ცილინდრი. 250-300 მლ - კონუსური კოლბა.

სამუშაოს მსვლელობა. საანალიზო ხსნარს 100 მლ-იან საზომ კოლბაში ათავსებენ და ჭდემდე შეავსებენ გამოხდილი წყლით. კოლბიდან იღებენ პიპეტით 20 მლ ხსნარს, ასხამენ კონუსურ კოლბაში, უმატებენ 70-80 მლ გამოხდილ წყალს და მურექსიდის

რამდენიმე კრისტალს. ინდიკატორ მურექსიდს მყავა ხსნარში აქვს ვარდისფერი შეფერილობა. ხსნარს ანიტრალეხენ 2%-იანი ამიაკის ხსნარით ყვითელი ფერის მიღებამდე და ტიტრავენ 0,01M ЭDTA სტანდარტული ხსნარით. თუ გატიტრების პროცესში ხსნარი მიიღებს ვარდისფერს, მაშინ უნდა დაემატოს ამიაკის 1-2 წვეთი, რომ ხსნარმა დაიბრუნოს ყვითელი შეფერვა. ამ ოპერაციას იმეორებენ მთელი გატიტრების პროცესში. გატიტრებას ამთავრებენ მაშინ, როდესაც ხსნარი მიიღებს მდგრად მოწითალო-იისფერ შეფერილობას, რომელიც არ იცვლება 2% ამიაკის ხსნარის 1-2 წვეთის დამატების შემდეგაც. გამოითვლიან კობალტის მასას ხსნარში

$$m(\text{Co}) = C(\text{ЭDTA}) \cdot V(\text{ЭDTA}) / 1000 \cdot A(\text{Co}) \cdot V/V_2$$

#### 6.4. კალციუმის და მაგნიუმის განსაზღვრა ხსნარში მათი თანაფარდის დროს

სამუშაოს არსი. განსაზღვრა ემყარება კალციუმის და მაგნიუმის იონების შემცველი ხსნარის გატიტრებას ЭDTA სტანდარტული ხსნარით ორი ინდიკატორის - ერიოქრომ შავის და მურექსიდის თანაობისას. ერიოქრომ შავით იტიტრება კალციუმის და მაგნიუმის ჯამი; შემდეგ მურექსიდით ტუტე არეში - მხოლოდ კალციუმი. მოცულობათა სხვაობა, რომელიც იხარჯება ნარევის გატიტრებაზე სხვადასხვა ინდიკატორების გამოყენებით, შეესაბამება ხსნარში მაგნიუმის რაოდენობას.

რექტივები, ჭურჭელი. 0,01M ЭDTA სტანდარტული ხსნარი. ამიაკური ბუფერული ხსნარი. 20% -იანი ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარი. ერიოქრომ შავი (კრ.). მურექსიდი (კრ.).

100 მლ ტევადობის საზომი კოლბა. 20 მლ-პიპეტი. 25 მლ-ბიურეტი. 250-300 მლ-კონუსური კოლბა. 100 მლ-საზომი ცილინდრი.

სამუშაოს მსვლელობა. 100 მლ-იან საზომ კოლბაში საანალიზო ხსნარს განაზავებენ წყლით ჭდემდე, აურევენ და ხსნარის 20 მლ გასატიტრად ამოიღებენ პიპეტი.



პირველ სინჯში განსაზღვრავენ კალციუმის და მაგნიუმის ჯამს. ამისათვის კონუსურ კოლბაში ხსნარის 20 მლ განაზავებენ 70–80 მლ გამოხდილი წყლით, გააცხელებენ 60-70°C-მდე, დაამატებენ 5მლ ამიაკურ ბუფერულ ხსნარს, ინდიკატორ ერიოქრომ შავის რამდენიმე კრისტალს ღვინისფერ-წითელი ფერის მიღებამდე და ნელ-ნელა, წვეთობით ტიტრავენ 0,01M EDTA ტიტრიანი ხსნარით ღვინისფერ – წითელის ლურჯში გადასვლამდე ( $V_1$ ). მეორე სინჯს ამატებენ 70–80 მლ წყალს, 2 მლ 20%-იან NaOH ხსნარს და ინდიკატორს მურექსიდს წითელი ფერის წარმოქმნამდე. შემდეგ ტიტრავენ 0,01M EDTA ტიტრიანი ხსნარით იისფერ შეფერილობამდე. EDTA – ს დახარჯული მოცულობა შეესაბამება კალციუმის რაოდენობას ( $V_2$ ). ხსნარში კალციუმის და მაგნიუმის მასას გამოითვლიან შემდეგი ფორმულებით:

$$m(\text{Ca}) = C(\text{EDTA}) \cdot V_2 / 1000 \cdot A(\text{Ca}) \cdot V_j / V_s,$$

$$m(\text{Mg}) = C(\text{EDTA}) \cdot (V_1 - V_2) / 1000 \cdot A(\text{Mg}) \cdot V_j / V_s,$$

სადაც  $A(\text{Ca})$  და  $A(\text{Mg})$  არის კალციუმის და მაგნიუმის ატომური მასები.

## VII ტაპი ჟანგვა-აღდგენის (რედოქს.) მეთოდი

1. სტანდარტული ჟანგვითი პოტენციალები.

რეაქციის ტოლობის შედგენისათვის აუცილებელია მორეაგირე ნივთიერებათა ჟანგვა-აღდგენითი შესაძლებლობების ცოდნა. ამა თუ იმ ნივთიერების ჟანგვა-აღდგენითი უნარის რაოდენობრივი დახასიათებისათვის იყენებენ ჟანგვით პოტენციალებს. სტანდარტული წყალბადური ელექტროდის ( $2H^+/H_2$  წყვილის) ჟანგვითი პოტენციალის სიდიდე პირობითად მიღებულია 0-ის ტოლად:  $E_{2H^+/H_2} = 0$ . პოტენციალს, გაზომილს სტანდარტული წყალბადური ელექტროდის წყვილით, როდესაც იონთა კონცენტრაცია ტოლია 1 მოლ/ლ, ხოლო ტემპერატურა  $25^\circ C$  ეწოდება სტანდარტული ( $E^0$ ).

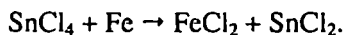
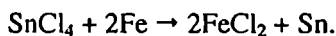
რაც უფრო მაღალია ჟანგვა-აღდგენითი წყვილის დადებითი პოტენციალი მით უფრო ძლიერად გამოვლინდება მისი ჟანგვითი ფორმის დამჟანგავი თვისება. რამდენადაც დაბალია ჟანგვა-აღდგენითი წყვილის პოტენციალი, მით უფრო აქტიურ აღმდგენს წარმოადგენს მისი აღმდგენი ფორმა.

რეაქციის ელექტრომამოძრავებელი ძალა (ემ.ძ.) ტოლია დამჟანგავის პოტენციალის სიდიდესა და აღმდგენის პოტენციალის სიდიდეთა შორის სხვაობის.

$$\text{ემ.ძ.} = E_{\text{აღ.}} - E_{\text{აღდ.}}$$

ყველა ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები მიმდინარეობს ისეთ პირობებში, როდესაც რეაქციის ემ.ძ. დადებითია. რაც უფრო დიდია ემ.ძ.-ის მნიშვნელობა, მით უფრო ადვილად წარიმართება ჟანგვა-აღდგენითი რეაქცია.

მაგალითი 1. განსაზღვრეთ, რომელი ტოლობის მიხედვით წარიმართება რეაქცია მეტალურ რკინასა და კალა (IV) ქლორიდს შორის:



ამოხსნა: ჩანს, წარიმართება ის რეაქცია, რომელიც ხასიათდება ემ.ძ.-ის დიდი მნიშვნელობით. ვპოულობთ პირველი რეაქციის ემ.ძ.

აღმდგენი ამ რეაქციაში არის Fe, რომელიც იჟანგება  $Fe^{2+}$  იონამდე,  $Fe^0 - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$ ;  $E^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44$  ვ;

მჟანგავი არის  $Sn^{4+}$  იონი.  $Sn^{4+} + 4\bar{e} \rightarrow Sn^0$ , რომელიც აღდგება თავისუფალ კალამდე:

$$E^0_{Sn^{4+}/Sn} = +0,01 \text{ ვ. ე.მ.ძ.} = E^0_{Sn^{4+}/Sn} - E^0_{Fe^{2+}/Fe} = 0,01 + 0,44 = 0,45 \text{ ვ.}$$

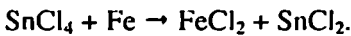
კაპულობთ მეორე რეაქციისათვის ე.მ.ძ. :

$$E^0_{\text{ჟანგვითი}} = E^0_{Sn^{4+}/Sn^{2+}} = +0,15,$$

$$E^0_{\text{აღმდ.}} = E^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44 \text{ ვ.}$$

$$\text{ე.მ.ძ. } E^0_{Sn^{4+}/Sn^{2+}} - E^0_{Fe^{2+}/Fe} = 0,15 + 0,44 = 0,59 \text{ ვ.}$$

რადგანაც ე.მ.ძ.  $>$  ე.მ.ძ., ამიტომ რეაქცია წავა მეტალურ რკინასა და კალა (IV) ქლორიდს შორის ამ რეაქციის ტოლობის მიხედვით:



2. რეალური ჟანგვითი პოტენციალები. ნერნსტის ტოლობა

ჟანგვითი პოტენციალები დამოკიდებულია ტემპერატურაზე, ხსნარის კონცენტრაციაზე, გარემოს pH-ზე და სხვა რიგ ფაქტორებზე. ყველა ეს დამოკიდებულება გამოიხატება ნერნსტის ტოლობით:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{მჟანგ.}]}{[\text{აღმდ.}]}. \quad E^0 - \text{მოცემული წყვილის ნორმალური ჟანგ-ვითი პოტენციალი.}$$

F- ფარადეის რიცხვი (96500 კულონი/გ-ეკვივ.); R - აიროვანი მუდმივა (რომელიც ტოლია 8,313 ჯოული/მოლი.გრადუსი); n - ელექტრონთა რიცხვი (გაცემული ან მიღებული); T- აბსოლუტური ტემპერატურა.

კონსტანტების შეცვლით მისი რიცხვითი მნიშვნელობებით და ნატურალური ლოგარითმიდან ათეულზე გადასვლით,  $25^\circ C$  - ტემპერატურისთვის წყალბადის იონთა კონცენტრაციის გათვალისწინებით ნერნსტის ტოლობა მიიღებს ასეთ სახეს:

$$E = E^0 + \frac{0,058}{n} \lg \frac{[\text{მჟანგ.}]^m \cdot [H^+]^p}{[\text{აღმდ.}]^q}$$

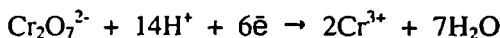
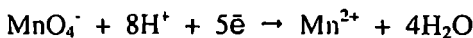
სადაც  $m, p, q$  არის წყალბადის იონის, მჟანგავის, აღმდგენის კოეფიციენტების რიცხვითი მნიშვნელობები.

მაგალითი 2.  $Fe^{3+} / Fe^{2+}$  წყვილისათვის .

თუ  $[Fe^{3+}] = 1$  გ.იონ/ლ, ხოლო  $[Fe^{2+}] = 0,0001$  გ.იონ/ლ, მაშინ:

$$E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,77 + 0,058 \lg \frac{1}{10^{-4}} = 1,002 \text{ ვოლტი,}$$

მაგალითი 3. დაჟანგვის რეაქციის დროს, რომელიც მიმდინარეობს მჟავა არეში პერმანგანატით და ბიქრომატით, ანიონები  $MnO_4^-$  და  $Cr_2O_7^{2-}$  აღდგებიან შემდეგი ტოლობით:



ცნობილია აგრეთვე, რომ  $E$  სიდიდე დამოკიდებულია  $H^+$  იონთა კონცენტრაციაზე ხსნარში.

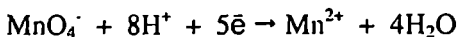
$$E_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = E^0 + \frac{0,058}{5} \lg \frac{[MnO_4^-] \cdot [H^+]^8}{[Mn^{2+}]}$$

$$E_{Cr_2O_7^{2-}/2Cr^{3+}} = E^0 + \frac{0,058}{6} \lg \frac{[Cr_2O_7^{2-}] \cdot [H^+]^{14}}{[Cr^{3+}]^2}$$

ტოლობიდან ჩანს, რომ აქ  $H^+$  იონთა კონცენტრაცია განსაკუთრებულად მოქმედებს ხსნარის ჟანგვითი პოტენციალის სიდიდეზე, და მაშასადამე მის ჟანგვით აქტივობაზე.

მაგალითი 4. იპოვეთ  $MnO_4^- / Mn^{2+}$  ჟანგვითი პოტენციალის მნიშვნელობა თუ  $MnO_4^- = 0,1$  მოლ/ლ;  $Mn^{2+} = 0,01$  მოლ/ლ და  $pH = 12$ .

ამოხსნა. ამოცანის ამოხსნისათვის უნდა დაიწეროს მჟავა არეში  $MnO_4^-$  იონის აღდგენის პროცესი  $Mn^{2+}$  იონამდე:



ცხრილით ვპოულობთ, რომ :  $E^0_{MnO_4^-/Mn^{2+}} = 1,510$  ვოლტი. თუ  $pH=2$ , მაშინ  $[H^+] = 10^{-2}$  მოლ/ლ. ამ მნიშვნელობების ნერნსტის

ტოლობაში შეტანით მიიღება:

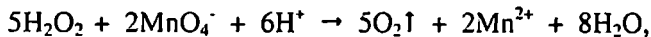
$$E = 1,510 + \frac{0,058}{5} \lg \frac{0,1 \cdot (10^{-2})^8}{0,01} = 1,406 \text{ ვოლტი,}$$

ჟანგვა-აღდგენით მეთოდში, შესაძლებელია ეკვივალენტობის წერტილის დაფიქსირება ინდიკატორის გამოყენების გარეშე. მაგალითად, პერმანგანატით მჟავა არეში სხვადასხვა აღმდგენების დაჟანგვის დროს, როგორც ცნობილია, იისფერი შეფერილობა  $\text{MnO}_4^-$  იონის იკარგება მისი აღდგენით  $\text{Mn}^{2+}$ -ის უფერულ იონამდე, როდესაც აღმდგენი მთლიანად იქნება გატიტრული, ერთი ზედმეტი წვეთიც კი საკმარისია, რომ ხსნარი შეფეროს ინტენსიურ ვარდისფრად.

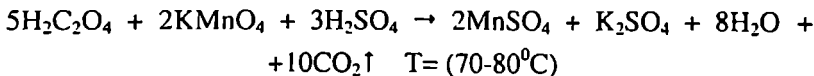
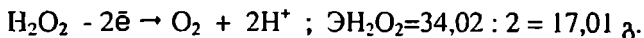
ინდიკატორის გარეშე შესაძლებელია გატიტრის იოდის ხსნარით აღმდგენები.  $\text{I}_2$  აღდგენის შედეგად გადადის  $\text{I}^-$  იონში და ქრება მისი მურა შეფერილობა. მაგრამ, რადგანაც იოდის ხსნარის შეფერილობა არც ისე ინტენსიურია, ამიტომ უფრო ხელსაყრელია ინდიკატორით სახამებლის ხსნარით გატიტვრა, რომელიც თავისუფალი იოდის ძალიან მცირე რაოდენობასთანაც კი იძლევა ინტენსიურად ლურჯად შეფერილ ხსნარს.

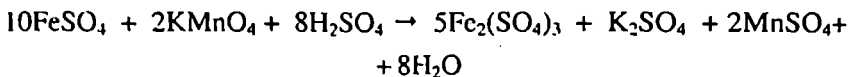
სახამებლის გამოყენება არ არის დაკავშირებული  $\text{I}_2$ -ის მყანგავ თვისებებთან, არამედ დაფუძნებულია მის უნარზე წარმოქმნას იოდთან ლურჯი ფერის აღსორბირებული ნივთიერება.

ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებს ახასიათებთ შექცევადობა. ამიტომ საჭიროა სხვადასხვა ხერხებით წონასწორობის სასურველი მიმართულებით გადანაცვლება. ნელა მიმდინარე რეაქციების დასაჩქარებლად იყენებენ  $\text{T}$ -ის გაზრდას. ტემპერატურის გადიდებით (ვთქვათ  $10^\circ\text{C}$ ) სიჩქარე 2-3 ჯერ იზრდება. მაგალითად:

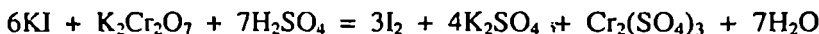


ამ რეაქციაში  $\text{H}_2\text{O}_2$  ასრულებს აღმდგენის როლს, იჟანგება და გადადის  $\text{O}_2$ -ში შემდეგი სქემით:





ამ შემთხვევაში გაცხელება არ შეიძლება, რადგანაც  $\text{Fe}^{2+}$  იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით  $\text{KMnO}_4$ -ით გატიტერის დროს. ასეთ შემთხვევაში რეაქციის სიჩქარის გაზრდისათვის, ზრდიან მორეაგირე ნიუთიერებათა კონცენტრაციას. მაგ. ნელა მიმდინარე რეაქციისათვის რეაქცია დაჩქარდება  $\text{H}^+$  იონის ან  $\text{I}^-$  იონის კონცენტრაციის გაზრდით ხსნარში.



### პერმანგანატომეტრია და იოდომეტრია

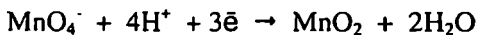
პერმანგანომეტრიის მეთოდი დამყარებულია  $\text{KMnO}_4$  სამუშაო ხსნარის გამოყენებაზე. დაჟანგვა კალიუმის პერმანგანატით შეიძლება ჩატარდეს მჟავა, ნეიტრალურ და ტუტე არეში.

$$\text{E}^0\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+} = +1,51 \text{ ვ ( მჟავა არეში )}$$

$$\text{E}^0\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2 = +0,60 \text{ ვ ( ნეიტრალურ არეში )}$$

$$\text{E}^0\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_4^{2-} = +0,56 \text{ ვ ( ტუტე არეში )}$$

რადგანაც  $\text{KMnO}_4$  მჟავა არეში ითვლება უფრო ძლიერ მჟანგავად (წყვილის ჟანგვითი პოტენციალი შედარებით უფრო მაღალია), ამიტომ გატიტერას  $\text{KMnO}_4$ -ით აწარმოებენ მჟავა არეში. გარდა ამისა მჟავა არეში მიღებული  $\text{Mn}^{2+}$  უფერული იონები ხელს არ უშლიან ეკვივალენტობის დაფიქსირებას, განსხვავებით რეაქციაში წარმოქმნილი შეფერილი პროდუქტებისა, რომლებიც მიიღებიან ნეიტრალურ და ტუტე არეში.



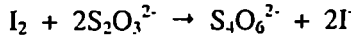
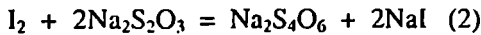
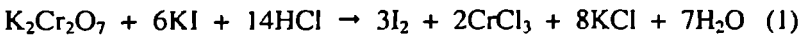
$$E\text{KMnO}_4 = 158,03 / 3 = 52,68 \text{ გ.}$$

ტუტე ან ნეიტრალურ არეში დაჟანგვისას მანგანუმი (VII) აღდგება მანგანუმ (IV)-მდე, მაგალითად,  $\text{MnO}_2 \downarrow$  მურა წაბლისფერი ნალექის სახით გამოიყოფა და ძლიერ აფერხებს ეკვივალენტობის წერტილის დადგენას.

იოდომეტრიის მეთოდი ეყარება  $\text{I}_2/2\text{I}^-$  წყვილის ჟანგვა-აღდგენით

თვისებებს. სტანდარტული ჟანგითი პოტენციალი  $I_2/2I^- = + 0,54$  ვ. რადგანაც  $E^0_{I_2/2I^-}$  მცირეა, ამიტომ იოდომეტრული მეთოდით შესაძლებელია განისაზღვროს როგორც დამჟანგავი, ისე აღმდგენი. იოდომეტრიაში აღმდგენების განსასაზღვრავად იყენებენ იოდის ხსნარს ( $I_2$ ):  $I_2 + 2\bar{E} \rightleftharpoons 2I^-$ . ხოლო დამჟანგავების განსასაზღვრავად იყენებენ ხსნარს, რომელიც შეიცავს  $I^-$ -იონს:  $2I^- - 2\bar{E} \rightleftharpoons I_2$ .

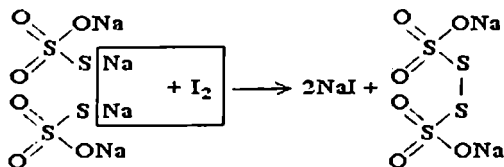
მჟანგავების განსაზღვრა ხდება ჩანაცვლების ხერხით. მჟანგავების დამოუკიდებლად გატიტვრა KI-ით შეუძლებელია, რადგანაც არ დაფიქსირდება ეკვივალენტობის წერტილი, ე.ი. იოდის წარმოქმნის შეწყვეტის მომენტი. ამიტომ ზუსტად განსაზღვრულ დამჟანგავის რაოდენობას ამატებენ KI სიჭარბით და გამოყოფილ იოდს ტიტრავენ ნატრიუმის თიოსულფატით.



გამოთვლა ხდება შემდეგი ფორმულით:  $N_{K_2Cr_2O_7} \cdot V_{K_2Cr_2O_7} = N_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3}$ ,

სადაც,  $N_{K_2Cr_2O_7} = \frac{N_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3}}{V_{K_2Cr_2O_7}}$  სტრუქტურულად (2) რეაქციის

ტოლობა ასე წარმოდგება:



თიოსულფატის ორი მოლეკულის ორ უარყოფითმუხტიანი გოგირდის 2 იონი თითო ელექტრონს კარგავს, ამიტომ ნატრიუმ-ტეტრათიონატის მოლეკულაში გოგირდის ორ ატომს შორის კოვალენტური კავშირი მყარდება.

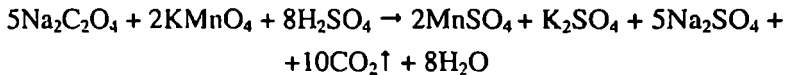
იოდომეტრიული მეთოდი არის ერთ-ერთი საუკეთესო, ზუსტი და

სწრაფი მეთოდი მრავალი მჟანგაუბისა და აღმდგენების განსაზღვრისათვის. ამ მეთოდს იყენებენ მედიცინაში, აგრეთვე წყლის, ქლორიანი კირისა და სხვა სანიტარულ-ჰიგიენური ანალიზისათვის.

## პერმანგანატომეტრიული ბატიტვრა

### 7.1. კალიუმის პერმანგანატის ხსნარის დამზადება და სტანდარტიზაცია ნატრიუმის ოქსალატის საშუალებით

სამუშაოს არსი.  $KMnO_4$  ხსნარის სტანდარტიზაცია დამყარებულია ნატრიუმის ოქსალატის ზუსტი წონაკის ან ნატრიუმის ოქსალატის სტანდარტული ხსნარის გატიტვრაზე კალიუმის პერმანგანატის ხსნარით. კალიუმის პერმანგანატის სტანდარტულ ხსნარს ამზადებენ კრისტალური  $KMnO_4$  წონაკის საშუალებით.



ორივე შემთხვევაში  $C_2O_4^{2-}$  იჟანგება ( $C_2O_4^{2-} - 2e \rightarrow 2CO_2$ );

$$E_{H_2C_2O_4 \cdot H_2O} = \frac{126,06}{2} = 63,03(\text{გ})$$

$$E_{Na_2C_2O_4} = \frac{134,00}{2} = 67,00(\text{გ})$$

$$E_{KMnO_4} = \frac{158,03}{5} = 31,61(\text{გ})$$

რეაქტივები, ჭურჭელი: კალიუმის პერმანგანატი  $KMnO_4$  (კრ.)

ნატრიუმის ოქსალატი  $Na_2C_2O_4$  (კრ.), 20%-იანი  $H_2SO_4$  ხსნარი.

500 მლ-იანი საზომი კოლბა, 100მლ-იანი საზომი კოლბა, 20მლ-იანი პიპეტი, 25მლ ტევადობის ბიურეტი, 100მლ ტევადობის საზომი ცილინდრი, 500მლ ტევადობის საზომი ცილინდრი. 250-



300მლ—კონუსური კოლბა, მინის ფილტრი, მინის ძაბრი, საათის მინა ან ბიუქსი. ქიმიური ჭიქა, წყლის აბაზანა.

სამუშაოს მსვლელობა. გამოითვლიან  $\text{KMnO}_4$  წონაკს, რომელიც აუცილებელია 500მლ 0.1 M (1/5  $\text{KMnO}_4$ ) ხსნარის დასამზადებლად.

პრეპარატის წონაკს წონიან ტექნიკურ სასწორზე. 500 მლ საზომ ცილინდრში ასხამენ დისტილირებულ წყალს ჭლემდე, შემდეგ რომ გამოიყენონ წონაკის გახსნისათვის. ამ წყლის ნაწილს თითქმის აღუღებამდე გააცხელებენ და ქიმიურ ჭიქაში  $\text{KMnO}_4$  წონაკს პატარა პორციებით დაამუშავენ, შემდეგ ფრთხილად ძაბრის საშუალებით გადაასხამენ 500 მლ საზომ კოლბაში. ქიმიურ ჭიქას გამოავლებენ ცივ გამოსხილ წყალს, უკვე მარილი მთლიანად იქნება გახსნილი. კვლავ გადაიტანენ 500 მლ საზომ კოლბაში და წყლის დარჩენილი ნაწილით შეავსებენ ჭლემდე. ხსნარს 7-10 დღის განმავლობაში სიბნელებაში ტოვებენ და შემდეგ მინის ფილტრში გადაფილტრავენ  $\text{MnO}_2$  ნალექის მოსაშორებლად.

1. სტანდარტიზაცია ცალკეულ წონაკთა მეთოდით. გამოითვლიან ნატრიუმის ოქსალატის წონაკს, რომლის გატიტრებაზეც იხარუება 20 მლ 0,1M (1/5  $\text{KMnO}_4$ ) კალიუმის პერმანგანატის ხსნარი. ანალიზურ სასწორზე აწონიან ნატრიუმის ოქსალატის სამ წონაკს მცირედის გადმოყრის ხერხით. გამოთვლილ და აწონილ მასათა შორის განსხვავება არ უნდა აღემატებოდეს  $\pm 0,02$  გ. თითოეულ წონაკს გახსნიან კონუსურ კოლბაში 20-25 მლ წყლით, დაამატებენ 15-20 მლ 20% გოგირდმჟავას ხსნარს და გააცხელებენ წყლის აბაზანაზე  $60-70^\circ\text{C}$ -მდე. ბიურეტში კალიუმის პერმანგანატის ღონეს ადგენენ ხსნარის ზედა საზღვრის მიხედვით ნულზე.

გასატიტრავი ხსნარის ნარევის გაცხელება აუცილებელია, რადგან ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე რეაქცია ნატრიუმოქსალატსა და კალიუმპერმანგანატს შორის, მართალია ბოლომდე მიდის მაგრამ ნელა მიმდინარეობს. კონუსურ კოლბაში მოთავსებული საკვლევი ხსნარის ნარევის გაცხელების შემდეგ, მას დგამენ სამუშაო მაგიდაზე. კოლბის ქვეშ ათავსებენ თეთრ ქაღალდს იმიტომ, რომ მისი საშუალებით

გაიგება ხსნარის გატიტრების დროს ფერის შეცვლის დროულად გამოვლინება. ტიტრას იწყებენ 0.1 M  $KMnO_4$  ხსნარით, რომელიც ჩასხმულია მინის ონკანიან ბიურეტში და იქიდან მას წვეთწვეთობით უშვებენ ისე, რომ მომდევნო წვეთის ჩამოშვება წინა წვეთის გაუფერულების შემდეგ წარმოებდეს. ტიტრას აგრძელებენ მანამ, სანამ საკვლევი ხსნარის ნარევი არ მიიღებს ვარდისფერს. ეს ფერი ერთი წუთის ხანგრძლივობით მაინც უნდა შერჩეს და ამის შემდეგ ვარდისფერი თუ გაქრა. ეს ცვლილება მხედველობაში არ მიიღება. გატიტრების დროს საჭიროა კოლბის განუწყვეტლივ შენჯღრევა წრიული მოძრაობით, რათა მოხდეს მისი კარგად არევა, რაც ხელს უწყობს რეაქციის დასრულებას და საერთოდ გატიტრების დამთავრებას. გატიტრების დროს ხსნარი უნდა იყოს ცხელი, წინააღმდეგ შემთხვევაში საჭიროა მისი გაცხელება. გამოითვლიან კალიუმის პერმანგანატის ხსნარის კონცენტრაციას თითოეული აღებული წონაკისათვის შემდეგი ფორმულით:

$$C(1/5KMnO_4) = \frac{m(Na_2C_2O_4) \cdot 1000}{M\left(\frac{1}{2}Na_2C_2O_4\right)V(KMnO_4)}$$

სადაც  $M(1/2Na_2C_2O_4)$  არის ნატრიუმის ოქსალატის ეკვივალენტის მოლური მასა.

2. სტანდარტიზაცია პიპეტირების მეთოდით. გამოითვლიან ნატრიუმის ოქსალატის წონაკს, რომელიც საჭიროა 100 მლ 0.1M(1/2 $Na_2C_2O_4$ ) ხსნარის დასამზადებლად. წონაკს წონიან ანალიზურ სასწორზე. შემდეგ გადააქვთ 100 მლ საზომ კოლბაში, ხსნიან ცოტა რაოდენობა წყალში და ხსნარის მოცულობას აყენებენ ჭედმდე. საზომი კოლბიდან პიპეტით იღებენ ოქსალატის ხსნარის სინჯს (20მლ), ასხამენ კონუსურ კოლბაში, ამატებენ 10-15 მლ 20%-იან  $H_2SO_4$ -ს და აცხელებენ წყლის აბაზანაზე 60-70°C-მდე. აღუვებამდე ხსნარის გაცხელება არ შეიძლება, რადგანაც ხდება მჟაუნმჟავას ნაწილობრივ დაშლა. გაცხელებულ სინჯს ტიტრავენ პერმანგანატით ღია-ვარდისფერის მიღებამდე.

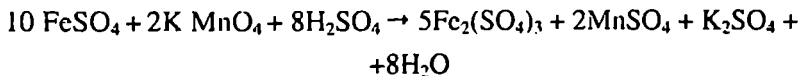
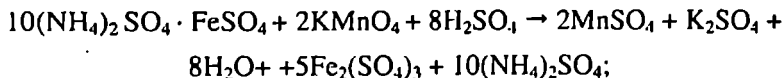
კალიუმის პერმანგანატის ხსნარის კონცენტრაციას გამოითვლიან ფორმულით:

$$C(1/5KMnO_4) = \frac{m(Na_2C_2O_4) \cdot 1000V_3}{M(1/2Na_2C_2O_4)V_3V(KMnO_4)}$$

სადაც  $V_3$  და  $V_3$  არის პიპეტის და კოლბის მოცულობა.

## 7.2 რკინის (II) განსაზღვრა

სამუშაოს არსი. საკვლევ ხსნარში კალიუმის პერმანგანატით რკინის რაოდენობის განსაზღვრა ემყარება ორვალენტიანი რკინის იონის  $Fe^{2+}$  სამვალენტიან რკინის იონში  $Fe^{3+}$  გადასვლის (დაჟანგვის) პროცესს. ორვალენტიანი რკინის იონები მჟავა არეში ადვილად იჟანგებიან  $KMnO_4$  -ით. საანალიზოდ  $Fe(II)$  შეიძლება მოცემული იყოს რკინის სულფატის  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$  ან მორის მარილის სახით  $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$



როგორც ამ რეაქციებიდან ჩანს, თითოეული რკინის (II) იონი კარგავს ერთ ელექტრონს და  $Fe(III)$  იონში გადადის, ამიტომ ორივე მარილის გრამეკვივალენტი უდრის მათ მოლეკულურ მასას:

$E(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O = 392,10$  გ/მოლ;  $EFeSO_4 \cdot 7H_2O = 278,03$  გ/მოლ. მაგალითის სახით განხილულია  $Fe^{2+}$  იონის განსაზღვრა მორის მარილში.

რეაქტივები, ჭურჭელი.  $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$  (კრ.). კალიუმის პერმანგანატი(კრ.). 20% გოგირდმჟავას ხსნარი.

250 მლ ტევადობის საზომი კოლბა. 25 მლ-იანი პიპეტი. 25 მლ – ბიურეტი. 250-300 მლ – ერლენმეიერის კოლბა, ქიმიური ჭიქა.

სამუშაოს მსვლელობა. სამუშაოს შესასრულებლად პირველად

საჭიროა მომზადდეს საანალიზო ხსნარი, რისთვისაც იღებენ მორის მარილის განსაზღვრულ წონით რაოდენობას, ათავსებენ პატარა ქიმიურ ჭიქაში, ხსნიან 60-70 მლ გამოხდილ წყალში და შემდეგ გადაიტანენ 250 მლ საზომ კოლბაში, უმატებენ 10-15 მლ 20%-იან  $H_2SO_4$  (პიდროლიზის ასაცილებლად) და ჭრდმდე შეავსებენ წყლით. თავს დაუცობენ თავისი სახურავით და კარგად აურევენ.

საზომი კოლბიდან პიპეტით იღებენ 25 მლ საკვლევე ხსნარს, ასხამენ ერლენმეიერის კოლბაში, ამატებენ 5-10 მლ 20%-იან  $H_2SO_4$ -ის ხსნარს და ტიტრირავენ კალიუმის პერმანგანატის სამუშაო ხსნარით. გატიტრება ხდება ცივ მდგომარეობაში, რადგანაც გაცხელებისას  $Fe^{2+}$  იონი ჰაერის ჟანგბადით იჟანგება  $Fe^{3+}$  იონამდე. კალიუმის პერმანგანატის ხსნარის დამატება წყდება მას შემდეგ, როცა ხსნარი მკრთალ ყოლოსფერს მიიღებს (ფერი უნდა შენარჩუნდეს ერთი წუთის განმავლობაში). გატიტრება უნდა განმეორდეს რამდენიმეჯერ, იღებენ საშუალო მნიშვნელობას და გამოითვლიან საანალიზო ხსნარში რკინის რაოდენობას გრამებში.

გამოითვლიან კალიუმის პერმანგანატის ტიტრს რკინის მიმართ, ე.ი. გაიგებენ, რამდენი გრამი  $Fe^{2+}$  იონი შეიძლება დაიჟანგოს კალიუმის პერმანგანატით, რომელსაც შეიცავს მოცემული ხსნარის 1 მლ. ვთქვათ, რომ გატიტრება ჩატარდა 0,05N კალიუმის პერმანგანატის ხსნარით, მაშინ

$$T_{KMnO_4 / Fe^{2+}} = \frac{N_{KMnO_4} \cdot E_{Fe^{2+}}}{1000} = \frac{0,05 \cdot 55,85}{1000} = 0,002838 (\text{გ/მლ})$$

რკინის გრამ-ეკვივალენტი ტოლია 55,85 გ. თუ 25 მლ საკვლევი ხსნარის გატიტრებაზე დაიხარჯა საშუალოდ 23,80 მლ კალიუმის პერმანგანატის ხსნარი, მაშინ 250 მლ-ში რკინის რაოდენობა შეადგენს :

$$m_{Fe^{2+}} = T_{KMnO_4 / Fe^{2+}} \cdot V_{KMnO_4} \cdot \frac{V_3}{V_2}$$

$$m_{Fe^{2+}} = 0,002858 \cdot 23,80 \cdot 10 = 0,6754 (\text{გ})$$

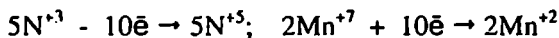
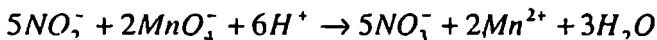
ან რკინის რაოდენობა გამოითვლება შემდეგი ფორმულითაც:

$$m(\text{Fe}) = \frac{C(1/5\text{KMnO}_4)V(\text{KMnO}_4)}{1000} M(\text{Fe}) \frac{V_d}{V_s}$$

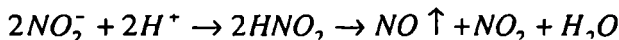
სადაც  $M(\text{Fe})$  არის რკინის მოლური მასა.

### 7.3. ნიტრიტ-იონების განსაზღვრა

სამუშაოს არსი. ნიტრიტების განსაზღვრა დამყარებულია შემდეგ რეაქციაზე



ნიტრიტების მჟავა არეში დაშლა, რომ აიცილონ



ამისათვის  $\text{KMnO}_4$ -ის მჟავა ხსნარს ტიტრავენ ნიტრიტის ნეიტრალური ხსნარით. როგორც ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის ელექტრონული სქემიდან ჩანს, ნიტრიტ-იონის აზოტი(III) კარგავს ორ ელექტრონს და ნიტრატ-იონში გადასვლით ხდება აზოტი(V). ამიტომ მისი ეკვივალენტური მასა მოლური მასის ნახევრის ტოლი იქნება.

რეაქტივები, ჭურჭელი. 0,1M (1/5 $\text{KMnO}_4$ ) ხსნარი. 20%-იანი  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ხსნარი  $\text{NaNO}_2$  (კრ.).

100 მლ ტევადობის საზომი კოლბა. 25 მლ—ბიურეტი. 20 მლ—პიპეტი, 250 მლ—კონუსური კოლბა. საათის მინა ან ბიუქსი. 20 მლ ტევადობის საზომი ცილინდრი.

სამუშაოს მსვლელობა. ანალიზურ სასწორზე აწონიან საანალიზო ნივთიერების წონაკს, რომელიც შეიცავს ნიტრიტ-იონს. წონაკი საათის მინიდან (ან ბიუქსიდან) რაოდენობრივად გადააქვთ 100 მლ-იან კოლბაში, გახსნიან, ჭდემდე შეავსებენ გამოსხილი წყლით და კარგად აურევენ. ამ ხსნარით შეავსებენ ბიურეტს.

კოლბაში გასატიტრად მოათავსებენ კალიუმის პერმანგანატის

სტანდარტული ხსნარის 20 მლ-ს, ამატებენ 15-20 მლ 20%  $H_2SO_4$ -ის ხსნარს, ნარეკს ოდნავ გააცხელებენ (ნეიტრალურ ან ტუტე არეში ნიტრიტები  $KMnO_4$ -თან არ რეაგირებენ. მყავა არეში, ცხელ მდგომარეობაში კი ნეიტრალური ნიტრიტები შედიან მასთან რეაქციაში) და წითელი ფერის სითხეს ბიურეტიდან წვეთობით უმატებენ საანალიზო ნიტრიტის ხსნარს, ღია ვარდისფერში გადასვლამდე. ბოლოს, ერთი წვეთი ნიტრიტის მიმატებამ უნდა გამოიწვიოს ხსნარის გაუფერულება, რაც პერმანგანატის სრული აღდგენის მაჩვენებელია. ბიურეტის მიხედვით აფიქსირებენ გატიტვრაზე დახარჯულ ნიტრიტის ხსნარს ( $V_T$ ). ნიტრიტის მასურ წილს (%) გამოითვლიან ფორმულით:

$$\omega(NO_2^-) = \frac{C(1/5KMnO_4)V_3V_4}{1000V_T} M(1/2NO_2^-) \cdot \frac{100}{m},$$

სადაც  $m$  არის ნიტრიტ-იონის შემცველი საანალიზო ნივთიერების წონაკის მასა.

## იოდომეტრიული გატიტვრა

### 7.4. იოდის ხსნარის დამზადება და სტანდარტიზაცია

სამუშაოს არსი. იოდის სტანდარტულ ხსნარს ამზადებენ კრისტალური იოდის ზუსტი წონაკის მიხედვით, რომელიც წინასწარ გასუფთავებულია სუბლიმაციის მეთოდით.

რეაქტივები, ჭურჭელი. იოდი(კრ.). კალიუმის იოდიდი — KI (კრ.).

100 მლ-იანი საზომი კოლბა, მინის ძაბრი, მინის წკირი, მრგვალიძირა კოლბა, საათის მინა ან ბიუქსი, კრისტალიზატორი, სილის აბაზანა, ქიმიური ჭიქა, ექსიკატორი.

სამუშაოს მსვლელობა. იოდის გასუფთავება სუბლიმაციით ხდება შემდეგი სახით: 1,0–1,5 გ იოდის წონაკს ტექნიკურ სასწორზე აწონის შემდეგ ათავსებენ ქიმიურ ჭიქაში და დგამენ კრისტალიზატორში, თავზე ახურავენ მრგვალიძირა კოლბას, რომელშიც ჩასხმულია ცივი წყალი. კრისტალიზატორს ფრთხილად გააცხელებენ სილის აბაზანაზე

(მისი ფსკერა სილაში 2–3 სანტიმეტრის სიღრმით უნდა იყოს მოთავსებული) თავიდან რომ აიცილონ იოდის დაკარგვა. სუბლიმირებულ იოდს კოლბიდან ხსნიან მინის წკირით საათის მინაზე. საათის მინას იოდით 24 საათის განმავლობაში გამოაშრობენ ექსიკატორში, რომელშიც მოთავსებულია კალციუმის ქლორიდი. ამ შემთხვევაში ექსიკატორისა და სახურავის კიდეები ცხიმით არ უნდა დაიფაროს. გამოითვლიან იოდის წონაკს, რომელიც საჭიროა 100მლ 0,02M ( $1/2I_2$ ) ხსნარის დასამზადებლად. იოდის წონაკს მოთავსებულს საათის მინაზე წონიან ტექნიკურ სასწორზე. იოდის გასახსნელად აგრეთვე აწონიან ტექნიკურ სასწორზე 1გ კალიუმის იოდიდს, გადაიტანენ ბიუქსში, ამატებენ 1მლ წყალს, მჭიდროდ დაახურავენ სახურავს და დააყოვნებენ აწონვამდე ნახევარი საათით.

ბიუქსს კალიუმის იოდიდის ხსნარით წონიან ანალიზურ სასწორზე, შემდეგ სწრაფად მინის წკირის დახმარებით იოდის წონაკი გადააქვთ ბიუქსში და კვლავ აწონიან. იოდის გახსნის შემდეგ კი ბიუქსის მთელი შიგთავსი ძაბრის საშუალებით გადააქვთ 100 მლ ტვეალობის საზომ კოლბაში, ბიუქსის კედლებსა და ძაბრს სწრაფად გამოაწვებენ გამოხდილ წყალს, კოლბაში ხსნარს მიიყვანენ ჭვამდე, მჭიდროდ დაახურავენ საცობს და ხსნარს აურევენ.

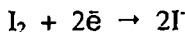
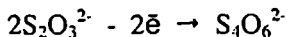
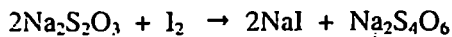
$\frac{1}{2} I_2$  ხსნარის მოლურ კონცენტრაციას გამოითვლიან შემდეგ ფორმულით:

$$C\left(\frac{1}{2} I_2\right) = m(I_2) \cdot \frac{1000}{M\left(\frac{1}{2} I_2\right) V_d}$$

სადაც  $M\left(\frac{1}{2} I_2\right)$  არის  $I_2$  ეკვივალენტის მოლური მასა;  $m(I_2)$  – იოდის წონაკის მასა გრამებში.

## 7.5. ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარის დამზადება და სტანდარტიზაცია

სამუშაოს არსი.  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  ხსნარის სტანდარტიზაცია დამყარებულია კალიუმის დიქრომატის სტანდარტული ხსნარის ალიკვოტიდან გამოყოფილი იოდის გატიტვრაზე (კალიუმის დიქრომატი, როგორც მუანგავი კალიუმის იოდიდან გამოყოფს თავისუფალ იოდს იმ რაოდენობით, რომელიც ეკვივალენტურია  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ -ის აღებული წონაკის) ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარით სახამებლის თანაობისას. ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარის ზუსტი კონცენტრაცია შესაძლებელია დადგინდეს აგრეთვე იოდის სტანდარტული ხსნარის მიხედვით. ნატრიუმის თიოსულფატის სტანდარტულ ხსნარს ამზადებენ  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  წონაკის საშუალებით.



რეაქციის ტოლობიდან ჩანს, რომ ნატრიუმითიოსულფატის თითო მოლეკულა ერთ ელექტრონს კარგავს ე.ი. იოდის მოლეკულა —  $\text{I}_2$  ართმევს თითო ელექტრონს  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ -ის ორ იონებს და ყანგავს მას ტეტრათიონატამდე, ამიტომ იოდის გრამ-ეკვივალენტი ტოლია მისი ატომური მასის 126,90 გ, ხოლო ნატრიუმის თიოსულფატის —  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  მისი მოლური მასის 248,21 გ-ის.

რეაქტივები, ჭურჭელი. ნატრიუმის თიოსულფატი —  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (კრ.). ნატრიუმის კარბონატი  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (კრ.). კალიუმის დიქრომატი —  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (კრ.). იოდი(კრ.). კალიუმის იოდიდი —  $\text{KI}$  (კრ.). 1M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ხსნარი. 0,2% სახამებლის ხსნარი.

100 მლ ტევადობის საზომი კოლბა. 250 მლ ტევადობის საზომი კოლბა. 250-300 მლ ტევადობის კონუსური კოლბა. 20 მლ—პიპეტი. 25 მლ—ბიურეტი. 20 მლ—საზომი ცილინდრი. საათის მინა, ბიუქსი, მინის ძაბრი.

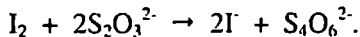
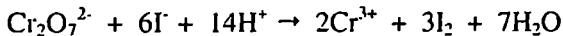
სამუშაოს მსვლელობა. გამოითვლიან  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  წონაკს,



რომელიც საჭიროა 250 მლ 0,02M ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარის დასამზადებლად.  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  წონაკს აწონიან ტექნიკურ სასწორზე, მინის ძაბრის საშუალებით გადაიტანენ 250 მლ ტევადობის საზომ კოლბაში და გახსნიან წყლის მცირე მოცულობაში. ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარის სტაბილიზაციისათვის ამატებენ 0,025 გ  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  რეაგირებს წყალში გახსნილ ნახშირბადის დიოქსიდთან:  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{NaHCO}_3 + \text{NaHSO}_3 + \text{S} \downarrow$ ). ნახშირბადის დიოქსიდის ზემოქმედება მნიშვნელოვნად რომ შემცირდეს ამიტომ ამატებენ  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ -ს, რომელიც შედის რეაქციაში  $\text{CO}_2$ -თან და ხდება ნახშირმჟავადან წყალბად-იონების შეკავშირება:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{NaHCO}_3$ . ხსნარს ჭდემდე შეავსებენ ახლად აღებული და გაცივებული დისტილირებული წყლით და კარგად აურევენ. ამგვარად დამზადებულ ნატრიუმის თიოსულფატის 0,02M ხსნარს ინახავენ 10 დღის განმავლობაში ბნელ კარადაში, მუქი მინის საცობიან ჭურჭელში; მას იცავენ სინათლისა და ჰაერის ნახშირბადის დიოქსიდის მოქმედებისაგან.

ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარის სტანდარტიზაციას ახდენენ იოდის სტანდარტული ხსნარის გატიტრებით ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარით ან კალიუმის დიქრომატის გამოყენებით.

ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარის მოლური კონცენტრაციის დადგენა კალიუმის დიქრომატის მიხედვით დამყარებულია შემდეგ რეაქციებზე:



გამოითვლიან კალიუმის დიქრომატის წონაკს, რომელიც საჭიროა 100 მლ 0,02 M ( $1/6 \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_7$ ) ხსნარის დასამზადებლად. წონაკს წონიან ანალიზურ სასწორზე და რაოდენობრივად გადააქვთ 100 მლ ტევადობის საზომ კოლბაში, ხსნიან და ავსებენ გამოზდილი წყლით ჭდემდე. საზომი კოლბიდან პიპეტით იღებენ 20 მლ  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ -ის ხსნარს, ასხამენ გასატიტრად კონუსურ კოლბაში, ამატებენ 15 მლ 1M

გოგირდმჟავას ხსნარს, 1 გ კალიუმის იოდიდს (რომელიც აწონილია ტექნიკურ სასწორზე ბიუქსში და გახსნილია 1-2 მლ წყალში). კოლბას დაახურავენ საათის მინას და 5-7 წუთით დგამენ ბნელ ადგილზე, ეს დრო საკმარისია დიქრომატსა და კალიუმის იოდიდს შორის რეაქციისთვის.

აღნიშნული დროის გასვლის შემდეგ საათის მინას კოლბაში ჩარეცხავენ სარეცხელათი და გამოყოფილ იოდს გატიტრავენ თიოსულფატის ხსნარით, დასაწყისში მას სწრაფად ამატებენ (მსუბუქი მორევის პირობებში, ერთბაშად შეიძლება 10 მლ-ის დამატება), შემდეგ კი ნელა, წვეთობით ღია-ყვითელი ფერის მიღებამდე. რადგანაც სახამებელი იოდის სიჭარბისას ნაწილობრივ იშლება, ამიტომ ინდიკატორის დამატება ხდება მას შემდეგ, როდესაც ხსნარი თავის მოწითალო შეფერილობას შეიცვლის და გადავა ღია-ყვითელში. დაამატებენ სახამებლის ხსნარის 2-3 მლ, ხსნარი შეიფერება ლურჯად, ხელის წრიული მოძრაობით აურევენ და გააგრძელებენ გატიტვრას წვეთობით მანამ, სანამ ლურჯი ფერი არ გადავა მკრთალ მწვანეში. გატიტვრას იმეორებენ სამჯერ და, თუ შედეგებს შორის განსხვავება არ აღემატება 0,2%-ს, მაშინ იღებენ  $V(Na_2S_2O_3)$  საშუალო მოცულობას.

ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარის მოლურ კონცენტრაციას გამოითვლიან ფორმულით:

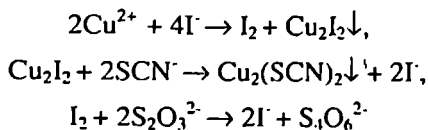
$$C(Na_2S_2O_3) = \frac{m(K_2Cr_2O_7) \cdot 1000 \cdot V_3}{M(1/6 K_2Cr_2O_7) \cdot V_2 \cdot V(Na_2S_2O_3)},$$

სადაც  $m(K_2Cr_2O_7)$  არის კალიუმის დიქრომატის წონაკის მასა;

$$M\left(\frac{1}{6} K_2Cr_2O_7\right) - \text{კალიუმის დიქრომატის ეკვივალენტის მასა.}$$

## 7.6. სპილენძის განსაზღვრა

სამუშაოს არსი. ხსნარს, რომელიც შეიცავს სპილენძის იონებს, შემამუშავებენ და ამატებენ იოდიდ-თიოციანატის ნარევს:



გამოყოფილ იოდს ტიტრირებენ ნატრიუმის თიოსულფატის სტანდარტული ხსნარით.

რეაქტივები, ჭურჭელი. 0,02 M  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  ხსნარი. კალიუმის დიქრომატი (კრ.). 1M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ხსნარი. კალიუმის იოდიდი (კრ.). იოდიდ-თიოციანატის ნარევი (33 გ  $\text{NH}_4\text{SCN}$ , 4გ  $\text{KI}$  1ლ ხსნარში). 0,2 % სახამებლის ხსნარი.

100 მლ ტევადობის საზომი კოლბა. 250 მლ ტევადობის საზომი კოლბა. 250-300 მლ ტევადობის კონუსური კოლბა. 20 მლ ტევადობის საზომი ცილინდრი. 20 მლ ტევადობის პიპეტი. 25 მლ ტევადობის ბიურეტი.

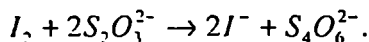
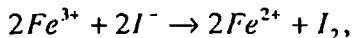
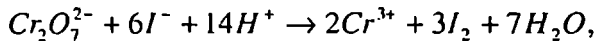
სამუშაოს მსვლელობა. 100მლ-იან საზომ კოლბაში საანალიზო ხსნარს განაზავებენ გამოხდილი წყლით ჭდეძდე და კარგად აურევენ. პიპეტით ხსნარის 20მლ გადაიტანენ კონუსურ კოლბაში გასატიტრად, დაამატებენ 5 მლ 1M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  და 10მლ იოდიდთიოციანატის ხსნარს. იოდის გამოყოფის გამო შეიმჩნევა მურა შეფერილობა. ნარევეს მაშინვე გატიტრებენ 0,02M ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარით. როდესაც იოდის ძირითადი ნაწილი გაიტიტრება, ხსნარი უფრო ღია ფერის გახდება, ამ დროს ამატებენ სახამებლის 2-3 წვეთს, ხსნარი გალურჯდება; გატიტრებას აგრძელებენ იოდ-სახამებლის ლურჯი ფერის მკრთალ-ლილისფერში გადასვლამდე. გატიტრებას გაიმეორებენ სამჯერ, იღებენ თიოსულფატის საშუალო მოცულობას და საკვლევე ხსნარში გამოითვლიან სპილენძის მასას:

$$m(\text{Cu}) = \frac{C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{1000} \cdot M(\text{Cu}) \frac{V_d}{V_s},$$

სადაც,  $M(\text{Cu})$ -სპილენძის მოლური მასაა.

## 7.7. დიქრომატ-იონის და რკინის (III) განსაზღვრა ხსნარში მათი თანყოვნის დროს

სამუშაოს არსი. განსაზღვრას აწარმოებენ ორ სინჯში. პირველ სინჯში საზღვრავენ ორივე მჟანგაგების ჯამს. ამ მიზნით საანალიზო ხსნარს ამატებენ კალიუმის იოდიდს და მჟავას, ხოლო რეაქციის შედეგად გამოყოფილ იოდს ტიტრავენ ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარით სახამებლის თანაობისას:



მეორე სინჯში რკინას (III) შეაკავშირებენ (შენიღბავენ) პიროფოსფატურ კომპლექსში და საზღვრავენ მხოლოდ დიქრომატს. ნატრიუმის თიოსულფატის მოცულობას, რომელიც ეკვივალენტურია რკინის (III) რაოდენობის, პოულობენ პირველი და მეორე გატიტერის მოცულობათა სხვაობით.

რეაქტივები, ჭურჭელი. 0,02 M  $Na_2S_2O_3$  ხსნარი. 2M HCl ხსნარი. კალიუმის იოდიდი KI (კრ.). ნატრიუმის პიროფოსფატის  $Na_4P_2O_7 \cdot 10H_2O$  – ნაჯერი ხსნარი. 0,2 % სახამებლის ხსნარი.

100 მლ ტევადობის საზომი კოლბა. 250-300 მლ ტევადობის კონუსური კოლბა. 100 მლ ტევადობის საზომი ცილინდრი. 20 მლ ტევადობის პიპეტი. 25 მლ ტევადობის ბიურეტი.

სამუშაოს მსვლელობა. საანალიზო ხსნარს 100 მლ ტევადობის საზომ კოლბაში განაზავებენ გამოხდილი წყლით ჭდემდე და კარგად აურევენ. საზომი კოლბიდან პიპეტით იღებენ 20 მლ ხსნარს და გადააქვთ კონუსურ კოლბაში გასატიტრად. ამატებენ 15 მლ 2M HCl და 1კ კალიუმის იოდიდს, რომელიც წინასწარ აწონილია ბიუქსში ტექნიკურ სასწორზე და გახსნილია 2 მლ წყალში. კოლბას სწრაფად აფარებენ საათის მინას და რეაქციის დამთავრების მიზნით აყოვნებენ ბნელ ადგილას 5-7 წუთით. ჩარეცხავენ საათის მინას კოლბაში და გამოყოფილ იოდს ტიტრავენ ნატრიუმის თიოსულფატით. დასაწყისში

მას ამატებენ სწრაფად (ერთბაზად 10 მლ-მდე), შემდეგ კი ნელ-ნელა წვეთობით ხსნარის ღია-ყვითელი ფერის მიღებამდე, რის შემდეგაც შეიტანენ სახამებლის ხსნარის 2-3 მლ და გააგრძელებენ გატიტრას წვეთობით სანამ ლურჯი ფერი არ გადავა მკრძალ მწვანეში (თითქმის უფერულში) ( $V_1$ ).

მეორე სინჯში იმავე პიპეტით შეაქვთ საანალიზო ხსნარი, ნატრიუმის პიროფოსფატის 30 მლ ნაჯერი ხსნარი, 15 მლ 2M HCl ხსნარი და 1-2 მლ წყალში გახსნილი 1 გ კალიუმის იოდიდი. კოლბას ხურავენ მინით, 5-7 წუთით სიბნელეში აყოფებენ და გამოყოფილ იოდს ტიტრავენ ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარით, როგორც პირველ შემთხვევაში ( $V_2$ ). საანალიზო ხსნარში რკინის (III) და ქრომის (III) მასებს გამოითვლიან შემდეგი ფორმულით:

$$m(Cr) = \frac{C(Na_2S_2O_3)V_2}{1000} \cdot M \cdot \left(\frac{1}{3}Cr\right) \frac{V_d}{V_3},$$

$$m(Fe) = \frac{C(Na_2S_2O_3)(V_1 - V_2)}{1000} \cdot M \cdot (Fe) \frac{V_d}{V_3},$$

სადაც  $M(1/3Cr)$  არის ქრომის ეკვივალენტის მოლური მასა;  $M(Fe)$  არის რკინის მოლური მასა.

# დანართები

ცხრილი 1

ძლიერი მჟავების სიმკვრივე 15°C-ზე უპაერო სივრცეში

(ლუნგეს, ისლერის, ნეფისა და მარხლევსკის მიხედვით)

სიმკვრივე $\frac{15^{\circ}}{4^{\circ}}$ - ზე უპაერო სივრ- ცეში	წონითი %%			სიმკვ- რივე $\frac{15^{\circ}}{4^{\circ}}$ - ზე უპაერო სივრ- ცეში	წონითი %%		
	HCl	HNO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		HCl	HNO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
1	2	3	4	5	6	7	8
1,000	0,16	0,10	0,09	1,180	35,39	29,38	24,76
1,005	1,15	1,00	0,83	1,185	36,31	30,13	25,40
1,010	2,14	1,90	1,57	1,190	37,23	30,88	26,04
1,015	3,12	2,80	2,30	1,195	38,16	31,62	26,68
1,020	4,13	3,70	3,03	1,200	39,11	32,36	27,32
1,025	5,15	4,60	3,76	1,205		33,09	27,95
1,030	6,15	5,50	4,49	1,210		33,82	28,58
1,035	7,15	6,38	5,23	1,215		34,85	29,21
1,040	8,16	7,26	5,96	1,220		35,28	29,84
1,045	9,16	8,13	6,67	1,225		36,03	30,48
1,050	10,17	8,99	7,37	1,230		36,78	31,11
0,55	11,18	9,84	8,07	1,235		37,53	31,70
1,060	12,19	10,68	8,77	1,240		38,29	32,28
1,065	13,19	11,51	9,47	1,245		39,05	32,86
1,070	14,17	12,33	10,19	1,250		39,82	33,43
1,075	15,16	13,15	10,90	1,255		40,58	34,00
1,080	16,15	13,95	11,60	1,260		41,34	34,57
1,085	17,19	14,74	12,30	1,265		42,10	35,14
1,090	18,11	15,53	12,99	1,270		42,87	35,71
1,095	19,06	16,32	13,67	1,275		43,64	36,29
1,100	20,01	17,11	14,35	1,280		44,41	36,87

## ცხრილი I (გაგრძელება)

1	2	3	4	5	6	7	8
1,105	20,97	17,89	15,03	1,285		45,18	37,45
1,110	21,92	18,67	15,71	1,290		45,95	38,03
1,115	22,86	19,45	16,36	1,295		46,72	38,61
1,120	23,82	20,23	17,01	1,300		47,49	39,19
1,125	24,78	21,00	17,66	1,305		48,26	39,77
1,130	25,75	21,77	18,31	1,310		49,07	40,35
1,135	26,70	22,54	18,96	1,315		49,89	40,93
1,140	27,66	23,31	19,61	1,320		50,71	41,50
1,145	28,61	24,08	24,08	1,325		51,53	42,08
1,150	29,57	24,84	20,91	1,330		52,37	42,66
1,155	30,55	25,60	21,55	1,335		53,22	43,20
1,160	31,52	26,36	22,19	1,340		54,07	43,74
1,165	32,49	27,12	22,83	1,345		54,93	44,28
1,170	33,46	27,80	23,47	1,350		55,79	44,82
1,175	34,42	28,63	24,12	1,355		56,66	45,35
1,360		57,57	45,88	1,630			71,16
1,365		58,48	46,41	1,635			71,59
1,370		59,39	46,94	1,640			71,99
1,375		60,30	47,47	1,645			72,40
1,380		61,27	48,00	1,650			72,82
1,385		62,24	48,53	1,655			73,23
1,390		63,23	49,06	1,660			73,64
1,395		64,25	50,21	1,665			74,07
1,400		65,30	50,60	1,670			74,51
1,405		66,40	51,15	1,675			74,97
1,410		67,50	51,66	1,680			75,42
1,415		68,63	52,15	1,685			75,86
1,420		69,80	52,63	1,690			76,30
1,425		70,98	53,11	1,695			76,73
1,430		72,17	53,59	1,700			77,17
1,435		73,39	54,07	1,705			77,60
1,440		74,68	54,55	1,710			78,04
1,445		75,98	55,03	1,715			78,48
1,450		77,28	55,50	1,720			78,92
1,455		78,60	55,97	1,725			79,36

1	2	3	4	5	6	7	8
1,460		79,98	55,43	1,730			79,80
1,465		81,42	56,90	1,735			80,24
1,470		82,90	56,37	1,740			80,68
1,475		84,45	57,83	1,745			81,12
1,480		86,05	58,28	1,750			81,56
1,485		87,70	73,64	1,755			82,00
1,490		89,60	59,22	1,760			82,44
1,495		91,60	59,70	1,765			82,88
1,500		94,09	60,18	1,770			83,32
1,505		96,39	60,65	1,775			83,90
1,510		98,10	61,12	1,780			84,50
1,515		99,07	61,59	1,785			85,10
1,520		99,67	62,06	1,790			85,70
1,525			62,53	1,795			86,30
1,530			63,00	1,800			86,90
1,535			63,43	1,805			87,60
1,540			63,85	1,810			88,30
1,545			64,26	1,815			89,05
1,550			64,67	1,820			91,05
1,555			65,08	1,825			91,00
1,560			65,49	1,830			92,10
41,565			65,90	1,835			93,43
1,570			66,30	1,840			95,60
1,575			66,71	1,8405			95,95
1,580			67,13	1,8410			96,38
1,585			67,59	1,8415			97,35
1,590			68,05	1,8420			93,20
1,600			68,51	1,8425			98,52
1,610			69,43	1,8430			98,72
1,615			70,32	1,8490			99,12
1,625			70,74	1,8495			99,31



ამიაკის ხსნარების სიმკვრივე 15°C-ზე  
(ლუნგესა და ვირნიის მიხედვით)

სიმკვ- რივე	%% HN <sub>3</sub>	სიმკვ- რივე	%% HN <sub>3</sub>	სიმკვ- რივე	%% HN <sub>3</sub>
1,000	0,00	0,954	11,60	0,908	25,65
0,998	0,45	0,952	12,17	0,906	26,31
0,996	0,91	0,950	12,74	0,904	26,98
0,994	1,37	0,948	13,31	0,902	27,65
0,992	1,84	0,946	13,88	0,900	28,33
0,990	2,31	0,944	14,46	0,898	29,01
0,988	2,80	0,942	15,04	0,896	26,69
0,986	3,30	0,940	15,63	0,894	30,37
0,984	3,80	0,938	16,32	0,892	31,05
0,982	4,30	0,936	16,82	0,890	31,75
0,980	4,80	0,934	17,42	0,888	32,50
0,978	5,30	0,932	18,02	0,886	33,25
0,976	5,80	0,930	18,64	0,884	34,10
0,974	6,30	0,928	19,25	0,882	34,95
0,972	6,80	0,926	19,87		
0,970	7,31	0,924	20,49		
0,968	7,82	0,922	21,12		
0,966	8,33	0,920	21,75		
0,964	8,84	0,918	22,39		
0,962	9,35	0,916	23,03		
0,960	9,91	0,914	23,68		
0,958	10,47	0,912	24,33		
0,956	11,03	0,910	24,99		

მწკვე კალიუმის და ნატრიუმის ხსნარების სიმკვრივე 15°C-ზე

სიმკვრივე	%%	%%	სიმკვრივე	%%	%%
	KOH	NaOH		KOH	NaOH
1,007	0,9	0,61	1,252	27,00	22,64
1,014	1,7	1,20	1,263	28,00	23,67
1,022	2,6	2,00	1,274	28,9	24,81
1,029	3,5	2,71	1,285	29,8	25,80
1,037	4,5	3,35	1,297	30,7	26,83
1,045	5,6	4,00	1,308	31,8	27,80
1,052	6,4	4,64	1,320	32,7	28,83
1,060	7,4	5,29	1,332	33,7	29,93
1,067	8,2	5,87	1,345	34,9	31,32
1,075	9,2	6,55	1,357	35,9	32,47
1,083	10,1	7,31	1,370	36,9	33,69
1,091	10,9	8,00	1,383	37,8	34,96
1,100	12,00	8,68	1,397	38,9	36,25
1,108	12,9	9,42	1,410	39,9	37,47
1,116	13,8	10,06	1,424	40,9	38,80
1,125	14,8	10,97	1,438	42,1	39,99
1,134	15,7	11,84	1,453	43,4	41,41
1,142	16,5	12,64	1,468	44,6	42,83
1,152	17,6	13,56	1,483	45,8	44,38
1,162	18,6	14,37	1,498	47,1	46,15
1,171	19,5	15,13	1,514	48,3	47,60
1,180	20,5	15,91	1,530	49,4	49,02
1,190	21,4	16,77	1,546	50,6	
1,200	22,4	17,67	1,563	51,9	
1,210	23,3	18,58	1,580	53,2	
1,220	24,2	19,58	1,597	54,5	
1,231	25,1	20,59	1,615	55,9	
1,241	26,1	21,42	1,634	57,5	

## ზოგიერთი ქიმიური ელემენტის ატომური მასა

ელემენტის სახელ- წოდება	ქიმიური ნიშანი	ატომური მასა	ელემენტის სახელ- წოდება	ქიმიური ნიშანი	ატომური მასა
აზოტი	N	14,0067	მაგნიუმი	Mg	24,32
ალუმინი	Al	26,98	მანგანუმი	Mn	55,00
არგონი	Ar	39,944	მენდელეე- ვიუმი	Md	256
ბარიუმი	Ba	137,344	მოლიბდენი	Mo	96
ბერილიუმი	Be	9,013	ნატრიუმი	Na	23
ბისმუტი	Bi	209	ნახშირბადი	C	12
ბორი	B	10,82	ნეონი	Ne	20,18
ბრომი	Br	80	ნიკელი	Ni	58,71
გოგირდი	S	32	ოქრო	Au	197,09
დარიშხანი	As	75	პლატინა	Pt	195,09
ეინშტეინი- უმი	Es	254	რადიუმი	Ra	226,05
ვანადიუმი	V	51	რკინა	Fe	55,85
ვერცხლი	Ag	107,88	სილიციუმი	Si	28,09
ვერცხლის წყალი	Hg	200,61	სტბიუმი	Sb	121,76
ვოლფრამი	W	183,86	სპილენძი	Cu	63,54
თუთია	Zn	67,37	ტყვია	Pb	207,19
იოდი	I	127	ურანი	U	238,03
კადმიუმი	Cd	112,40	ფტორი	F	19
კალციუმი	Ca	40,08	ქლორი	Cl	35,5
კალიუმი	K	39,10	ფოსფორი	P	31
კალა	Sn	118,69	ქრომი	Cr	52
კობალტი	Cu	58,93	წყალბადი	H	1,008
ლითიუმი	Li	6,94	ჰელიუმი	He	4,003

## ბამოყენებულ ლიტერატურა

1. В. Д. Пономарев. Аналитическая химия. М.: Высшая школа. 1982.
2. Э. Ю. Янсон. Теоретические основы аналитической химии. М.: Высшая школа. 1987.
3. У. Энерглин, Л. Брили. Аналитическая геохимия. Л.: Недра. 1975.
4. В. П. Васильев. Аналитическая химия. М.: Высшая школа. 1989.
5. В. Н. Алексеев. Количественный анализ. М.: Госхимиздат. 1963.
6. Ф. М. Шемякин, А. Н. Карпов, А. Н. Брусенцов. Аналитическая химия. М.: Высшая школа. 1973
7. Н. Я. Логинов, А. Г. Воскресенский, И. С. Солодкин. Аналитическая химия. М.: Просвещение. 1979.
8. ა. კ. ბაბკო, ი. ვ. პიატნიცკი. რაოდენობითი ანალიზი. თბილისის სახელმწიფო უნივერსიტეტის გამომცემლობა. 1975.
9. ი. ვიშნევსკი. ანალიზური ქიმია. თბილისი. განათლება. 1987.
10. დ. ერისთავი. ანალიზური ქიმია. რაოდენობითი ანალიზი. თბილისი. განათლება. 1965.
11. ა. ჩხენკელი. ანალიზური ქიმია. თბილისი. განათლება. 1982
12. ბ. საჯაია. ანალიზური ქიმია. თბილისი. განათლება. 1966.
13. С. А. Шапиро, Я. А. Гурвич. Аналитическая химия. М.: Высшая школа. 1973.
14. В. П. Васильев, Р. П. Морозова, Л. А. Кочергина. Практикум по аналитической химии. М.: Химия. 2000.
15. Ю. А. Золотов, Е. Н. Дорохова, В. И. Фадеева и др. Основы аналитической химии. Книга 1. Общие вопросы. М.: Высшая школа. 1999.
16. Ю. А. Золотов, Е. Н. Дорохова, В. И. Фадеева и др. Основы аналитической химии. Книга 2. Методы химического анализа. М.: Высшая школа. 1999.

17. А. Т. Пилипенко, И. В. Пятницкий. Аналитическая химия. Т. 1.2. М.: Химия. 1990.
18. Р. Бок. Методы разложения в аналитической химии. М.: Химия. 1984.
19. Ф. Сабадвари, А. Робинсон. История аналитической химии. М.: Мир. 1984.
20. Н. М. Дятлова, В.Я.Темкина, К.И. Попов. Комплексоны и комплексонаты металлов. М.: Химия. 1988.
21. Ю. А. Золотов. Аналитическая химия: проблемы и достижения. М.: Наука. 1992.
22. И. Кунце, Г. Шведт. Основы качественного и количественного анализа. М.: Мир. 1997.

## შინაარსი

წინასიტყვაობა.....	3
თვისებებითი ანალიზი .	
I თავი. ანალიზური ქიმიის საგანი და მეთოდები.....	5
II თავი. კათიონთა ანალიზი ტუტე-მჟავური მეთოდით .....	8
2.1. კათიონთა პირველი ანალიზური ჯგუფი .....	8
2.2. კათიონთა მეორე ანალიზური ჯგუფი !.....	14
2.3. კათიონთა მესამე ანალიზური ჯგუფი.....	21
ამფოტერული ჰიდროქსიდები.....	27
2.4. კათიონთა მეოთხე ანალიზური ჯგუფი .....	29
ჰიდროლიზი .....	44
2.5. კათიონთა მეხუთე ანალიზური ჯგუფი .....	68
კომპლექსწარმოქმნა.....	82
2.6. კათიონთა მეექვსე ანალიზური ჯგუფი.....	87
III თავი-ანიონთა ანალიზი .....	99
3.1 ანიონთა პირველი ანალიზური ჯგუფი .....	99
3.2. ანიონთა მეორე ანალიზური ჯგუფი.....	104
3.3. ანიონთა მესამე ანალიზური ჯგუფი .....	108
3.4. ანიონთა ჯგუფების თანაობა და მათი ანალიზი .....	112
რაოდენობითი ანალიზი ,	
IV თავი-გრავიმეტრიული ანალიზი .....	117
4.1. კრისტალიზაციური წყლის განსაზღვრა ბარიუმის ქლორიდში- $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ .....	118
4.2. მაგნიუმისგან რკინის დაცილება და განსაზღვრა .....	120
4.3. სულფატ-იონის განსაზღვრა.....	122
V თავი-ტიტრიმეტრიული ანალიზი .....	125
ტუტე-მჟავური გატიტვრა (ნეიტრალიზაცია) .....	135
5.1. 0,1M HCl ხსნარის დამზადება და სტანდარტიზაცია.....	142

5.2.	0,1M NaOH ხსნარის დამზადება და სტანდარტიზაცია.....	145
5.3.	ნატრიუმის ჰიდროქსიდის რაოდენობის განსაზღვრა უცნობი კონცენტრაციის ხსნარში.....	149
VI	თავი. კომპლექსონომეტრია .....	151
	კომპლექსონომეტრიული გატიტვრა	
6.1.	ნატრიუმის ეთილენდამინტეტრააცეტატის ხსნარის (ЭДТА) დამზადება და სტანდარტიზაცია.....	157
6.2.	ნიკელის განსაზღვრა ხსნარში .....	158
6.3.	კობალტის განსაზღვრა ხსნარში .....	159
6.4.	კალციუმის და მაგნიუმის განსაზღვრა ხსნარში მათი თანყოფნის დროს .....	160
VII	თავი. ჟანგვა-აღდგენის (რედოქს.) მეთოდი .....	162
	პერმანგანატომეტრიული გატიტვრა	
7.1.	კალიუმის პერმანგანატის ხსნარის დამზადება და სტანდარტიზაცია ნატრიუმის ოქსალატის საშუალებით.....	168
7.2.	რკინის (II) განსაზღვრა .....	171
7.3.	ნიტრიტ-იონების განსაზღვრა .....	173
	იოდომეტრიული გატიტვრა	
7.4.	იოდის ხსნარის დამზადება და სტანდარტიზაცია .....	174
7.5.	ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარის დამზადება და სტანდარტიზაცია.....	176
7.6.	სპილენძის განსაზღვრა.....	178
7.7.	დიქრომატ-იონის და რკინის (III) განსაზღვრა ხსნარში მათი თანყოფნის დროს.....	180
	დანართები.....	182
	გამოყენებული ლიტერატურა .....	188
	შინაარსი.....	190