

ნინო ნიკოლაძე, ზურაბ ფახულია

არაორგანული ქიმიის  
ლაბორატორიული პრაქტიკუმი

მეორე ნაწილი



ივ. ჯავახიშვილის სახელობის თბილისის  
სახელმწიფო უნივერსიტეტის სოხუმის ფილიალი

ნინო ნიკოლაძე, ზურაბ ფაჩულია

არაორგანული ქიმიის  
ლაბორატორიული პრაქტიკუმი

მეორე ნაწილი



თბილისის უნივერსიტეტის გამომცემლობა  
თბილისი 2003

УДК 546(075.8)

Б 636

დამხმარე სახელმძღვანელო შედგენილია ივ. ჯავახიშვილის სახელობის თბილისის სახელმწიფო უნივერსიტეტის სოხუმის ფილიალის საბუნებისმეტყველო ფაკულტეტის პირველი კურსის არაორგანული ქიმიის პროგრამის შესაბამისად.

წიგნით სარგებლობა შეუძლიათ უმაღლესი სასწავლებლისა და კოლეჯის არაქიმიური სპეციალობის სტუდენტებსაც.

იბეჭდება ზოგადი და არაორგანული ქიმიის კათედრის 2002 წლის 25 ნოემბრის სხდომის დადგენილებით (ოქმი №4)

**რედაქტორი პროფ. შ. სიდამონიძე**

**რეცენზენტები: დოც. ნ. ჭავჭავანიძე  
ქ.მ.კ. მ. რუსია**

© თბილისის უნივერსიტეტის გამომცემლობა, 2003

© ნ.ნიკოლაძე,ზ.ფაჩულია

Б 1704000000  
608(06)–03

ISBN 99940-13-07-6

## თავი მეთერთმეტი

### წყალბადი და ჟანგბადი

წყალბადი სამყაროს ყველაზე გავრცელებული ელემენტია. დედამიწის ფორმირების პროცესში მნიშვნელოვნად შეიცვალა ელემენტების რაოდენობრივი თანაფარდობა. კეთილშობილ გაზებთან ერთად, წყალბადის მნიშვნელოვანი ნაწილიც მოსცილდა ჩვენს პლანეტას და კოსმოსურ სივრცეში გადავიდა. ეს გადასვლა ახლაც მიმდინარეობს. დედამიწაზე კი საწყისი წყალბადის გარკვეული ნაწილი დარჩა უმთავრესად წყლის სახით. თავისუფალი წყალბადი ატმოსფეროში მცირე რაოდენობითაა. 1 მ<sup>3</sup> ჰაერი შეიცავს 1სმ<sup>3</sup> წყალბადს. წყალბადი გამოიყოფა ვულკანური ამოფრქვევების დროს სხვა გაზებთან ერთად, აგრეთვე ჭაბურღილებიდან ნავთობის ამოღებისას, ორგანული ნივთიერებების ღვობის დროს ბაქტერიების მონაწილეობით; ზოგიერთი მწვანე მცენარეც გამოყოფს თავისუფალ წყალბადს.

წყალბადი აღმოჩენილი იქნა XVI საუკუნეში პარაცელსის მიერ. მან რკინაზე მჟავის მოქმედებით დაადგინა, რომ გამოიყოფა წვის უნარის მქონე გაზი. კავენდიშმა 1766 წელს აღწერა წყალბადის თვისებები. ლავეუაზიემ პირველმა მიიღო წყალბადი წყლის დაშლით და დაადგინა, რომ წყალი წყალბადისა და ჟანგბადის ქიმიური ნაერთია. წყლის დაშლა ელექტროლიზით პირველად 1789 წელს იქნა განხორციელებული.

წყალბადი უფერო, უსუნო, 14,4-ჯერ მსუბუქია ჰაერზე. საერთოდ, წყალბადი ყველა გაზზე უფრო მსუბუ-

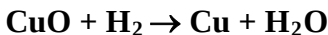
ქია, რის გამოც მისი მოლეკულების მოძრაობის სიჩქარე სხვაზე მეტია. ამით აიხსნება წყალბადის დიფუზიის დიდი სიჩქარე და სითბოგამტარობა. ჰაერთან შედარებით მისი სითბოგამტარობა 7-ჯერ მეტია. იგი ძნელად თხევადდება და წყალში მცირედ იხსნება. ზოგიერთი ლითონი (პალადიუმი, პლატინა, ნიკელი, რკინა) დიდი რაოდენობით შთანთქავს წყალბადს. მოლეკულური წყალბადი არ იჩენს დიდ ქიმიურ აქტივობას. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე სიბნელეში წყალბადი უშუალოდ მხოლოდ ფტორს უერთდება აფეთქებით, ხოლო ქლორთან შეერთებისას საჭიროა სინათლის სხივი. ჟანგბადს წყალბადი უერთდება გათბობისას ან ნაპერწკლის გატარებისას. მაღალ ტემპერატურაზე წყალბადი უერთდება მრავალ ელექტროდადებით და ელექტროუარყოფით ელემენტს; რაც უფრო მეტია ელემენტის ელექტროუარყოფითობა (F, O, N, Cl), მით უფრო ენერგიულად უერთდება მას წყალბადი.

წყალბადი იწვის ჟანგბადშიც და ჰაერშიც. წვის პროდუქტია წყალი. წყალბადისა და ჟანგბადის ნარევის (2:1), ე.წ. მგრგვინავი გაზის ანთებას თან ახლავს ძლიერი აფეთქება. წყალბადი იწვის, მაგრამ თვითონ წვას ხელს არ უწყობს.

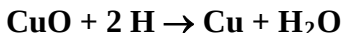
წყალბადი „გამოყოფის მომენტში“ უფრო აქტიურია, ვიდრე ჩვეულებრივ მოლეკულურ მდგომარეობაში. თავისუფალი წყალბად-ატომების ქიმიური აქტივობა უფრო მეტია, ვიდრე წყალბადის მოლეკულების. ატომური წყალბადი სწრაფად გადადის მოლეკულურ მდგომარეობაში, ამიტომ აქტიური წყალბადი მალე კარგავს თავის განსაკუთრებულ თვისებებს.

მოლეკულური წყალბადი აღადგენს სპილენძს მისი

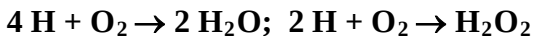
ოქსიდიდან:



ეს რეაქცია მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე მიდის. ატომური წყალბადი კი ოთახის ტემპერატურაზეც აღადგენს სპილენძს:



ატომური წყალბადი ადვილად შედის რეაქციაში ჟანგბადთან ოთახის ტემპერატურაზე, რის შედეგადაც მიიღება წყალი და წყალბადის პეროქსიდი:



წყალბადის ატომების ურთიერთშეერთება (რეკომბინაცია) და მოლეკულურ მდგომარეობაში გადასვლა ხდება როგორც ჰეტეროგენულ, ასევე ჰომოგენურ ფაზაში. წყალბად-ატომთა რეკომბინაცია ძლიერ ეგზოთერმული პროცესია:

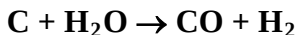


ამ სითბომ ტექნიკური გამოყენება ჰპოვა ძნელღებადი ლითონების ავტოგენური შედუღების საქმეში.

### წყალბადის მიღება

ტექნიკაში წყალბადს მრავალი გზით ღებულობენ:

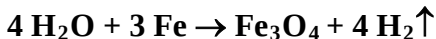
- 1) გახურებულ ნახშირზე წყლის ორთქლის გატარებით:



მიღებულ გაზთა ნარევს ეწოდება წყალგაზი. ის აირად სათბობად იხმარება.

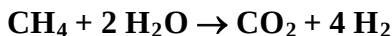
- 2) კოქსის გაზების ფრაქციონირებით, ქვანახშირის დაკოქსვით. მიღებული გაზების ნარევი დიდი რაოდენობით (50%) შეიცავს წყალბადს.
- 3) წყლის ორთქლის მოქმედებით გავარგარებულ რკი-

ნაზე:

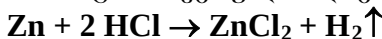


- 4) წყლის ელექტროლიზით. წყალს უმატებენ ელექტროლიტს, ჩვეულებრივ  $\text{NaOH}$  ან  $\text{KOH}$ -ს. წყალბადი გამოიყოფა კათოდზე (იხ. ჟანგბადის მიღების ხერხი).

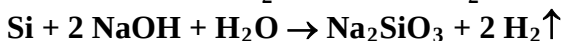
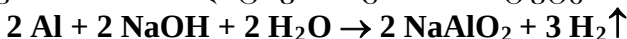
- 5) მეთანისა და წყლის ორთქლის ურთიერთქმედებით (კონვერსიით):



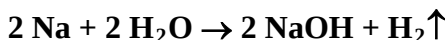
- 6) თუთიის გახსნით განზავებულ ძლიერ მჟავებში:



- 7) ალუმინის ან სილიციუმის გახსნით ტუტეში:

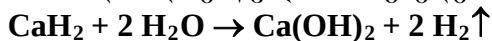


- 8) ლითონური ნატრიუმის წყალთან ურთიერთქმედებით:

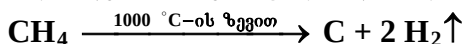


მსგავსად მოქმედებენ წყალთან დანარჩენი ტუტე და ტუტემიწათა ლითონები.

- 9) კალციუმის ჰიდრიდზე წყლის მოქმედებით:



- 10) ნახშირწყალბადების თერმული დაშლით:



- 11) წყლის ორთქლის გატარებით გავარვარებულ კალციუმის კარბიდზე:

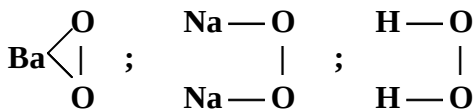


### წყალბადის პეროქსიდი $\text{H}_2\text{O}_2$

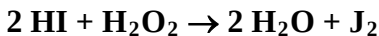
წმინდა, უწყლო წყალბადის პეროქსიდი სიროვის მსგავსი უფერო სითხეა, რომელსაც სქელ ფენებში

ლურჯი ფერი აქვს. წყალბადის პეროქსიდის კრისტალები თეთრი ფერისაა. იგი სუფთა სახით და წყალხსნარებში საკმაოდ მდგრადია, ტუტე არეში კი არამდგრადია. მდგრადობის მინიჭების მიზნით მას მცირედენ გოგირდმჟავას უმატებენ.

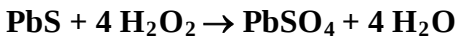
წყალბადის პეროქსიდის მოლეკულისათვის დამახასიათებელია თანმიმდევრულად დაკავშირებული ორი ჟანგბადის ატომი, რაც გამოჩენილმა ქართველმა ქიმიკოსმა პ. მელიქიშვილმა შემდეგნაირად გამოსახა: —O—O—; ამიტომ პეროქსიდები გრაფიკულად შეიძლება ასე გამოვსახოთ:



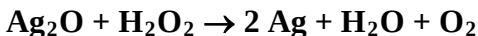
წყალბადის პეროქსიდი ერთდროულად ძლიერი მჟანგავი და ძლიერი აღმდგენია. მჟანგავი უნარის დახასიათების მიზნით განვიხილოთ იოდწყალბადიდან იოდის გამოყოფა წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით:



სულფიდების  $\text{H}_2\text{O}_2$ -ით დაჟანგვის შედეგად სულფატები მიიღება. მაგ.:

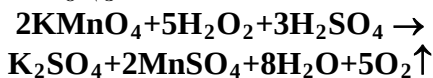


წყალბადის პეროქსიდი ჟანგავს პიგმენტებს, ამიტომ იხმარება ქსოვილების, თმის, სპილოს ძვლისა და სხვათა გასათეთრებლად. როგორც აღვნიშნეთ, წყალბადის პეროქსიდი აღდგენით უნარს იჩენს. მაგალითად, ის აღადგენს ვერცხლს მისი ოქსიდიდან:



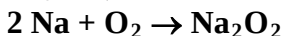
კალიუმის პერმანგანატი მუავე არეში წყალბადის

პეროქსიდით აღდგენის შედეგად იშლება შემდეგი განტოლების მიხედვით:



### ჟანგბადი

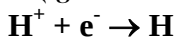
ჟანგბადი უფერო გაზია. მას არ აქვს სუნი და გემო. აქვს პარამაგნიტური თვისებები (თხევად ჟანგბადს იზიდავს მაგნიტი). ჟანგბადი ქიმიურად აქტიურია. აირადი ჟანგბადი უშუალოდ უერთდება მრავალ ელემენტს და ნაერთს, ხოლო მაღალ ტემპერატურაზე—ძნელად ჟანგავს ნივთიერებებსაც. ლითონები კაშკაშა ალით იწვებიან ჟანგბადში, მხოლოდ ოქრო და პლატინა არ იჟანგება უშუალოდ ჟანგბადით. ყველაზე ადვილად ის უერთდება ფოსფორს, გოგირდს, ნახშირბადს, სილიციუმს, ბორს, დარიშხანს და წარმოქმნის ნაერთებს—ოქსიდებს, ხოლო ნატრიუმთან ურთიერთქმედებისას კი—პეროქსიდს:



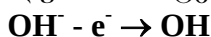
### ჟანგბადის ტექნიკური და ლაბორატორიული მიღება

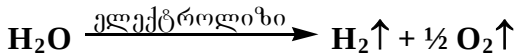
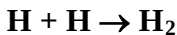
- 1) ტექნიკური მიზნებისათვის ჟანგბადს თხევადი ჰაერის ფრაქციული გამოხდით, ე.ი. რექტიფიკაციით ღებულობენ.
- 2) სუფთა ჟანგბადი მიიღება ნატრიუმის ტუტის წყალხსნარის ელექტროლიზით. ელექტროლიზის სქემა შემდეგნაირად შეიძლება გამოვსახოთ:

კათოდური პროცესი

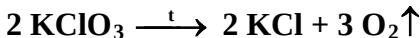


ანოდური პროცესი





3) ლაბორატორიაში ჟანგბადს დებულობენ კალიუმის ქლორატის (ბერთოლეს მარილის) თერმული დაშლით:

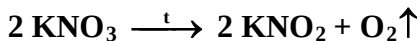


თუ კატალიზატორად  $\text{MnO}_2$ -ს გამოვიყენებთ, მაშინ ჟანგბადის გამოყოფა უფრო დაბალ ( $200^\circ\text{C}$ ) ტემპურატურაზე დაიწყება.

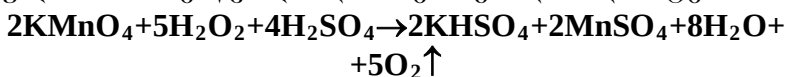
სუფთა ჟანგბადი მიიღება კალიუმის პერმანგანატის თერმული დაშლით:



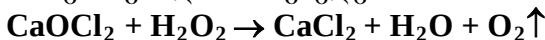
ასევე კალიუმისა და ნატრიუმის გვარჯილის გახურებით:



ლაბორატორიაში მოხერხებულია ჟანგბადის მიღება კალიუმის პერმანგანატის გოგირდმუავათი შემთავებულ ხსნარზე წყალბადის პეროქსიდის დამატებით:



მოხერხებულია ჟანგბადის მიღება ქლორიან კირზე წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით:

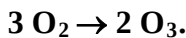


## ოზონი

ოზონი მარტივი ნივთიერებაა. ის წარმოადგენს ჟანგბადის ალოტროპიულ სახეცვლილებას, რომლის მოლეკულა სამი ატომი ჟანგბადისგან შედგება ( $\text{O}_3$ ). თვისებებით ოზონი მკვეთრად განსხვავდება ჟანგბად-

დისაგან. იგი 1,5-ჯერ მძიმეა ჟანგბადზე. ჟანგბადისაგან განსხვავებით, წყალში კარგად იხსნება. ოზონი ძლიერი დამჟანგავია, რადგან დაშლისას გამოყოფს ატომურ ჟანგბადს. ამ თვისების გამო ოზონი გამოყენებულია როგორც კარგი დამჟანგველი, გამათეთრებელი და დეზინფექტორი. მისი მოქმედებით მრავალი ორგანიზმი ფერადი ნივთიერება უფერულდება, ვერცხლი იჟანგება ვერცხლის პეროქსიდად, ტყვიის სულფიდი-ტყვიის სულფატად და სხვ.

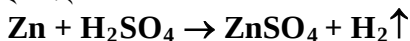
ლაბორატორიაში ოზონს ღებულობენ ჟანგბადში ელექტრული განმუხტვით. ამ მიზნით იყენებენ ხელსაწყოს-ოზონატორს. ოზონის წარმოქმნა დაკავშირებულია მოცულობის შემცირებასთან. რეაქციის თანახმად



## სამუშაო №10

### *ცდა №1. წყალბადის მიღება*

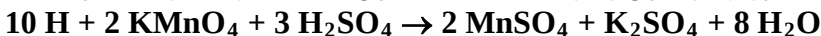
მოამზადეთ წყალბადის მისაღები უმარტივესი ხელსაწყო. ამისათვის სინჯარას მორგეთ რეზინის საცობი, რომელშიც გატარებული იქნება გაზგამყვანი მილი. სინჯარაში მოათავსეთ თუთიის 4-5 გრამული (ნატეხი) და  $1/3$ -მდე დაამატეთ განზავებული გოგირდმჟავა. საცობი კარგად მორგეთ და დაამგრეთ შტატივზე. გოგირდმჟავასა და თუთიის ნატეხებს შორის წარიმართება რეაქცია, რომლის შედეგად გამოიყოფა წყალბადი:



წყალბადი, როგორც იცით, ძალიან მსუბუქი გაზია, ამიტომ მისი შეგროვება შეიძლება ზემოდან ჩამოცმულ სინჯარაში. შეამოწმეთ გამოყოფილი წყალბადის არსებობა: ამისათვის მოაცილეთ სინჯარა გაზგამყვან მილს და გადმოუბრუნებლივ მიიტანეთ სპირტქურის ალთან. თუ წყალბადი წყნარად აინთო, მაშინ სინჯარა წმინდა წყალბადით ყოფილა სავსე, თუ ოდნავ ფეთქებით, ეს იმის მაჩვენებელია, რომ ჯერ კიდევ არ არის ხელსაწყოდან ჰაერი მთლიანად გამოძევებული. როდესაც წყალბადის სიწმინდეში დარწმუნდებით, მხოლოდ მაშინ აანთეთ იგი გაწელილი მილის პირთან. დაუკვირდით ალს. მიაქციეთ ყურადღება ალის შეფერილობას. ახსენით ალის შეფერიადების მიზეზი.

### ***ცდა №2. აღდგენა აქტიური წყალბადით***

აიღეთ კოლბა და ჩაასხით მასში განზავებული კალიუმის პერმანგანატის ხსნარი. შეამჯავეთ გოგირდ-მჟავით: შემდეგ გაატარეთ წმინდა წყალბადი. კალიუმის პერმანგანატის იისფერი ხსნარი გაუფერულდება:

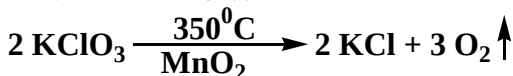


### ***ცდა №3. ჟანგბადის მიღება და თვისებების გაცნობა***

I. აიღეთ ბერთოლეს მარილი  $\text{KClO}_3$ , მოათავსეთ მშრალ სინჯარაში. სინჯარა დაამაგრეთ შტატივზე დახრილად.

II. აიღეთ ბერთოლეს მარილისა და მანგანუმის(IV) ოქსიდის (2:1) ნარევი, ჩაყარეთ მშრალ სინჯარაში და ეს სინჯარაც დაამაგრეთ შტატივზე. დაიწყეთ სინჯარების გაცხელება. ორივე სინჯარაში დრო

და დრო შეიტანეთ მბჟუტავი კვარი და შეამოწმეთ ჟანგბადის გამოყოფა. ჟანგბადის გამოყოფას შეამჩნევთ პირველად იმ სინჯარაში, რომელშიც მოთავსებულია ბერთოლეს მარილისა და მანგანუმის (IV) ოქსიდის ნარევი. მანგანუმის (IV) ოქსიდი  $\text{MnO}_2$  ამ შემთხვევაში კატალიზატორის როლს ასრულებს. ბერთოლეს მარილის დაშლა მიმდინარეობს შემდეგი ტოლობის მიხედვით:



მხოლოდ ბერთოლეს მარილიანი სინჯარიდან ჟანგბადის გამოყოფა დაიგვიანებს.

ჟანგბადი შეაგროვეთ წყლის გამოძევების მეთოდით. ამისათვის აიღეთ მინის ცილინდრი, პირამდე აავსეთ წყლით, დააფარეთ მინის ფირფიტა. ფირფიტას დააჭირეთ თითი და გადმოპირქვავებულად ჩაუშვით წყლიან კრისტალიზატორში. წყლის ქვეშ ცილინდრს მოაშორეთ მინის ფირფიტა. როდესაც გამოყოფილი ჟანგბადის სისუფთავეში დარწმუნდებით, დაიწყეთ ჟანგბადის შეგროვება ცილინდრში. ჟანგბადი ცილინდრიდან გამოაძევებს წყალს და დაიკავებს მის ადგილს. როდესაც შეგროვებას დაამთავრებთ, წყალშივე დააფარეთ მინის ფირფიტა ცილინდრს და თითი დააჭირეთ. ასეთ მდგომარეობაში ამოიღეთ წყლიდან, შემდეგ გადმოაბრუნეთ და დადგით მაგიდაზე. შეისწავლეთ ჟანგბადის თვისებები.

#### **ცდა №4. ჟანგბადის თვისებები**

აიღეთ ოთხი ერთნაირი ზომის ერლენმეიერის კოლბა. შეარჩიეთ ოთხივესათვის საცობები, რომელ-

შიც გატარებული იქნება რკინის კოვზი. შეაგროვეთ კოლბებში ჟანგბადი წყლის გამოძევებით ისე, რომ კოლბებში მცირე რაოდენობით დარჩეს წყალი. მოამზადეთ რკინის კოვზებზე დასადებად გოგირდის, ფოსფორისა და ნახშირის ნატეხები. ნავთში შენახულ ნატრიუმს ჩამოაჭერით მცირე ნატერი, ნავთის მოსაცილებლად გაწმინდეთ კარგად ფილტრის ქაღალდით და მოათავსეთ რკინის კოვზზე. აანთეთ სპირტქურაზე თანმიმდევრობით რკინის კოვზზე მოთავსებული გოგირდი, ფოსფორი, ნახშირი, ნატრიუმი და ჩაუშვით ჟანგბადიან კოლბებში. მოხდება წვა. დაასკვნით, რომ ჟანგბადი წვას ხელს უწყობს და მასში კარგად იწვის ლითონებიც და არაღლითონებიც. წვის პროცესის დამთავრების შემდეგ რკინის კოვზები ამოიღეთ, შეანჯღრიეთ კოლბები და შეამოწმეთ ლაკმუსის ხსნარით. დაუკვირდით: იმ კოლბებში, სადაც დაიწვა გოგირდი, ფოსფორი და ნახშირი, ხსნარი წითლად შეიფერება. იმ კოლბაში კი, რომელშიც ნატრიუმი დაიწვა, ხსნარი ლურჯად შეიფერება. მაშასადამე, პირველ სამ კოლბაში წარმოქმნილა მჟავები, ხოლო მეოთხეში კი—ტუტე. ახსენით ეს მოვლენები.

## თავი მეორე

### წყალი და ხსნარები

წყალი წყალბადისა და ჟანგბადის უმარტივესი ნაერთია. წყალი შედგება 88,81% ჟანგბადისა და 11,19% წყალბადისაგან. დედამიწის ზედაპირის 70% დაფარულია წყლით. ბუნებაში წყალი სამივე აგრეგატულ მდგომარეობაში გვხვდება. წყალი თხევად მდგომარეობაში ქმნის ჰიდროსფეროს, ე.ი. ატმოსფეროსა და მიწის ქერქს შორის წყალგარსს, რომელიც წარმოადგენს ოკეანეების, ზღვების, ტბების, მდინარეებისა და წყალსატევების ერთობლიობას. წყლის დიდი გამხსნელობითი უნარისა და ქიმიური აქტივობის გამო ჰიდროსფერო ურთიერთქმედებაშია დედამიწის ქერქთან, ბიოსფეროსთან და ატმოსფეროსთან, ამიტომ წყალი მრავალ სხვადასხვანაირ მინარევს შეიცავს. ზოგი მინარევი გახსნილია წყალში, ზოგი კი შეტივტივებულია.

ბუნებაში არსებული მრავალი საგანი და ნივთიერება, რომელიც ერთი შეხედვით მშრალი გვეჩვენება, სინამდვილეში ზედაპირზე ან ფორებში შეიცავს საკმაოდ ბევრ წყალს. ასეთ წყალს ჰიგროსკოპული წყალი ეწოდება. ჰიგროსკოპული წყლის მოცილება შეიძლება გათბობით. ჰიგროსკოპულ წყალს ნივთიერებები ნთქავენ ჰაერიდან, რომელიც ჩვეულებრივ საკმაოდ რაოდენობით შეიცავს წყლის ორთქლს. ამრიგად, ჰაერზე მშრალი საგნები და ნივთიერებები სრულიად მშრალად არ ჩაითვლება. მათ გასაშრობად იყენებენ სხვადასხვა კონსტრუქციის საშრობ კარადებს. საშრობ კარადაში გამშრალი საგნები ჰაერზე რომ დავტოვოთ, ისინი კვლავ ტენიანი გახდება, ამიტომ მათ ათავსე-

ბენ ექსიკატორში. ექსიკატორი მილესილსახურავიანი სქელკედლიანი ჭურჭელია, რომელშიც ტენის მშანთქმელებად იყენებენ კონცენტრირებულ გოგირდმუავას, ფოსფორის ანჰიდრიდს, უწყლო კალციუმის ქლორიდს და სხვა.

წყალი წარმოადგენს ცხრა სხვადასხვა სახის მოლეკულის ნარევს:  $\text{H}_2\text{O}^{16}$ ,  $\text{H}_2\text{O}^{17}$ ,  $\text{H}_2\text{O}^{18}$ ,  $\text{HDO}^{16}$ ,  $\text{HDO}^{17}$ ,  $\text{HDO}^{18}$ ,  $\text{D}_2\text{O}^{16}$ ,  $\text{D}_2\text{O}^{17}$ ,  $\text{D}_2\text{O}^{18}$ .

წმინდა წყალი გამჭვირვალე, უსუნო, უგემო სითხეა. თხელ ფენებში წყალი უფეროა, სქელ ფენებში—მოცისფრო-მომწვანო. 101325 პა წნევაზე  $0^\circ\text{C}$ -დან  $100^\circ\text{C}$ -მდე ინტერვალში წყალი თხევადია. წყალს მაქსიმალური სიმკვრივე აქვს  $+4^\circ\text{C}$ -ზე და იგი 1-ის ტოლია.  $0^\circ\text{C}$ -ის ქვემოთ წყალი იყინება. ყინულის სიმკვრივე 1-ზე ნაკლებია. გაყინვისას ადგილი აქვს მოცულობის ნახტომისებურ გადიდებას. ჩვეულებრივად, გამყარებისას მრავალი ნივთიერება იკუმშება, წყალი კი გაყინვისას ფართოვდება დაახლოებით 10%-ით. წყლის ამ თვისებას უდიდესი მნიშვნელობა აქვს. სწორედ ამის გამო წყალში სიცოცხლე არ წყდება ზამთრის პერიოდში, როცა წყალსატევებს ზემოდან ყინულის სქელი ქერქი გადაეკვრება.

წყლის სიმკვრივის ცვლილების ანომალია იმით აიხსნება, რომ  $0^\circ\text{C}$ -ზე წყალი ძირითადად ტრიჰიდროლისაგან ( $\text{H}_2\text{O}$ )<sub>3</sub> შედგება, რომელიც  $4^\circ\text{C}$ -მდე გათბობისას

დიჰიდროლის ( $\text{H}_2\text{O}$ )<sub>2</sub> მოლეკულებად იშლება. ამის გამო იზრდება სიმკვრივე. შემდგომი გათბობისას მარტივი მოლეკულების (ე.ი. მონოჰიდროლის მოლეკულების) რიცხვი მატულობს და ამის შედეგად სიმკვრივე

მცირდება. ორთქლი უმეტესად მონოჰიდროლის, ე.ი. წყლის მარტივი მოლეკულებისაგან ( $H_2O$ ) შედგება.

გა-

ყინვისას წყალი იძლევა ძალიან ღამაზ კრისტალებს. 101325 პა წნევის პირობებში წყალი  $0^{\circ}C$ -ზე იყინება. წყალი ყოველგვარ ტემპერატურაზე ორთქლდება. ორთქლდება  $0^{\circ}C$ -ზე უფრო დაბალ ტემპერატურაზეც. ყინულის აორთქლება უფრო ნელა მიმდინარეობს, ვიდრე წყლისა. წყალი დუღს იმ ტემპერატურაზე, რომლის დროსაც მისი ორთქლის წნევა ატმოსფერულ წნევას გაუტოლდება. როცა ორთქლის მდგომარეობაში გადასვლა სითხის მთელ მოცულობაში მიდის, ასეთ აორთქლებას დუღილს ვუწოდებთ. ჭურჭლის კედლების ზედაპირზე წარმოიქმნება ბუშტუკები, რომლებიც ორთქლითაა სავსე. ბუშტუკები მოწევენ რა კედელს, ამოდის სითხის ზედაპირამდე და სკდება. თუ დიდი ზედაპირის მქონე საგნებს შევიტანთ, ეს გააადვილებს დუღილს. თუ ჰაერი მთლიანად გამოტუმბულია წყლიდან, ის ვერ წამოდუღდება, თუმცა ამ დროს მისი ზედაპირიდან ინტენსიური აორთქლება მიდის.

წყალი უნივერსალურ გამხსნელს წარმოადგენს. წყალში კარგად იხსნება მჟავები, ტუტეები, მარილები, ლითონთა და არაღიოთნთა მრავალი ოქსიდი, მრავალი პოლარული ორგანული ნაერთი. ნივთიერებათა გახსნისას ადგილი აქვს სითბოს გამოყოფას ან შთანთქმას. ამის გარდა, გახსნისას ხდება აგრეთვე მოცულობის ცვლილება. ყოველივე ეს მიგვითითებს ერთგვარ ქიმიურ ურთიერთქმედებაზე გამხსნელსა და გახსნილ ნივთიერებას შორის.

როგორც უკვე იცით, ხსნარი ეწოდება ერთგვარო-  
ვან სისტემას, რომელიც შედგება ორი ან მეტი კომ-  
პონენტისაგან, რომელთა შემადგენლობა შეიძლება  
შეიცვალოს გარკვეულ საზღვრებში ერთგვაროვნობის  
დაურღვევლად. ხსნარის კომპონენტებს წარმოადგენენ  
გამხსნელი და გახსნილი ნივთიერება, რომელთა ცნე-  
ბები პირობითია. ის კომპონენტი, რომელსაც თავისუ-  
ფალი სახით იგივე აგრეგატული მდგომარეობა აქვს,  
რაც ხსნარს, გამხსნელია, დანარჩენ კომპონენტებს  
გახსნილი ნივთიერებები ეწოდება. თუ ყველა კომპო-  
ნენტი ერთი და იმავე აგრეგატულ მდგომარეობაშია,  
გამხსნელია ის, რომლის მასა (ან მოცულობა) მეტია.

გახსნილი ნივთიერებისა და გამხსნელის მოლეკუ-  
ლების ურთიერთქმედების პროდუქტებს სოლვატები  
ეწოდება, ხოლო წყალხსნარების შემთხვევაში—ჰიდრა-  
ტები.

ჰიდრატაცია (სოლვატაცია) არის წყლის (გამხსნე-  
ლის) მოლეკულების დაკავშირება გახსნილი ნივთიე-  
რების ნაწილაკებთან. ჰიდრატაცია (სოლვატაცია)  
შექცევადი პროცესია. ჰიდრატაციის შებრუნებული  
პროცესია დეჰიდრატაცია. ჰიდრატების წარმოქმნა  
ზოგ შემთხვევაში პირდაპირი გზით შეიძლება დავამ-  
ტკიცოთ. მაგალითად, უწყლო შაბიამანი თეთრია,  
ჰიდრატი კი მომწვანო-ლურჯი ფერისაა. ჰიდრატული  
წყალი ზოგჯერ იმდენად მჭიდროდ უერთდება გახ-  
სნილ ნივთიერებას, რომ ხსნარიდან გამოყოფისას  
კრისტალების სტრუქტურის შემადგენლობაში შედის.  
ასეთ კრისტალურ ნივთიერებებს, რომლებიც შეიცავენ  
წყალს, კრისტალჰიდრატები ეწოდება. წყალს, რომე-  
ლიც კრისტალჰიდრატის შემადგენლობაში შედის,  
კრისტალიზაციური წყალი ეწოდება. მაგალითად,

კრისტალჰიდრატებია:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .  
კრის-

ტალჰიდრატების გაცხელების დროს ადგილი აქვს კრისტალიზაციური წყლის გამოყოფას. კრისტალიზაციური წყლის წარმოშედის შედეგად დარჩენილ მასას წყალი რომ დავასხათ, უკანასკნელი კვლავ შეიერთებს წყალს და ისევ წარმოიქმნება კრისტალჰიდრატი. ამ დროს ადგილი აქვს აგრეთვე სითბოს გამოყოფას. ეს მიგვითითებს იმაზე, რომ კრისტალჰიდრატში წყალი ქიმიურად არის დაკავშირებული ნივთიერებასთან.

ხსნარი, მასში გახსნილი ნივთიერების რაოდენობის მიხედვით შეიძლება იყოს განზავებული, კონცენტრირებული, უჯერი, ნაჯერი და ზენაჯერი. ხსნადობის მიხედვით არჩევენ სამი სახის ნივთიერებებს: კარგად ხსნადს, ცუდად ხსნადს და უხსნადს. მყარ ნივთიერებათა უმრავლესობის ხსნადობა ცივ წყალში უფრო ნაკლებია, ვიდრე ცხელში, ამიტომ მაღალ ტემპერატურაზე დამზადებული ნაჯერი ხსნარის გაცივებისას გახსნილი ნივთიერების ნაწილი კრისტალების სახით გამოიყოფა ხსნარიდან. ამ პროცესს კრისტალიზაცია ეწოდება. კრისტალები გამოიყოფა არა მარტო ნაჯერი ხსნარის გაცივების დროს, არამედ ხსნარიდან გამხსნელის აორთქლების დროსაც. კრისტალიზაცია ნივთიერების გაშენდის ერთ-ერთი ხერხია.

ცხელი ნაჯერი ხსნარების გაცივებისას გახსნილი ნივთიერების ჭარბი რაოდენობა ჩვეულებრივ გამოიყოფა კრისტალების სახით. თუ გაცივებას ფრთხილად და ნელა ვაწარმოებთ, მაშინ კრისტალების გამოიყოფა შეიძლება არ მოხდეს. მიღებული ხსნარი შეიცავს გაცილებით მეტ გახსნილ ნივთიერებას, ვიდრე

საჭიროა მის გასაჯერებლად მოცემულ ტემპერატურაზე ასეთ ხსნარებს ზენაჯერი ხსნარები ეწოდება. მშვიდ მდგომარეობაში მათ შეუძლიათ დიდხანს დარჩნენ უცვლელად, მაგრამ თუ ხსნარში ჩავაგდებთ გახსნილი ნივთიერების პატარა კრისტალს, სწრაფად მოხდება გახსნილი ნივთიერების მთელი ნაჭარბის გამოკრისტალება. ზოგჯერ გამოკრისტალება იწყება ხსნარის მცირედ შერხევის დროსაც კი. ზენაჯერ ხსნარებს ადვილად წარმოქმნის გლაუბერის მარილი, ბორაქსი, ნატრიუმის თიოსულფატი და სხვა.

მყარი ნივთიერების მსგავსად, სითხეებიც იხსნება როგორც წყალში, ისე სხვა გამხსნელებში. არიან ისეთი სითხეები, რომლებიც უსაზღვროდ ხსნადიან ერთმანეთში, ე.ი. ყოველნაირი პროპორციით იხსნებიან ერთმანეთში. ასეთებია სპირტი და წყალი, გლიცერინი და წყალი, და სხვა. არიან ისეთი სითხეები, რომლებიც ერთმანეთში მხოლოდ გარკვეულ ზღვრამდე იხსნებიან. მაგალითად, ეთერი და წყალი. ტემპერატურის აწვეისას სითხეების ურთიერთხსნადობაც მატულობს.

გაზები საერთოდ ცუდად იხსნებიან წყალში. კარგად იხსნებიან ის გაზები ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{SO}_2$ ), რომლებიც ქიმიურად ურთიერთქმედებენ წყალთან. ტემპერატურის აწვეისას გაზის ხსნადობა მცირდება.

## სამუშაო №11

### წყალი, ხსნარები

*ცდა №1. ჰიგროსკოპული წყლის გამოყოფა*

აიღეთ მშრალი სინჯარა. მასში ჩაყარეთ 1/3-მდე მშრალი სილა. სინჯარა დაიკავეთ ხის საჭერელათი და სპირტქურის ალზე გააცხელეთ. რამდენიმე ხნის შემდეგ სინჯარის კედლებზე შეამჩნევთ გამოყოფილი ჰიგროსკოპული წყლის წვეთებს.

### ***ცდა №2. ამონიუმის ნიტრატის გახსნის სითბო***

აიღეთ ქიმიური ჭიქა ან კოლბა. ჩაასხით მასში 20 მლ გამოხდილი წყალი. თერმომეტრით გაზომეთ წყლის ტემპერატურა და ჩაიწერეთ. წყლიან კოლბაში ჩაყარეთ 5-7 გ ამონიუმის ნიტრატის  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ -ის კრისტალები და ფრთხილად მოურიეთ თერმომეტრით. კრისტალების გახსნის შედეგად შეამჩნევთ, რომ ხსნარის ტემპერატურა საგრძნობლად დაიწევს. ჩაიწერეთ ყველაზე დაბალი ტემპერატურა და შეადარეთ საწყის ტემპერატურას.

### ***ცდა №3. ნატრიუმის ტუტის გახსნის სითბო***

აიღეთ ქიმიური ჭიქა ან კოლბა. მასში ჩაასხით 20 მლ გამოხდილი წყალი. თერმომეტრით გაზომეთ წყლის ტემპერატურა. შემდეგ კოლბაში ჩაყარეთ 5-7 გ მყარი ნატრიუმის ტუტე და ფრთხილად მოურიეთ თერმომეტრით. ამ დროს უნდა შეამჩნიოთ ხსნარის ტემპერატურის აწევა. ჩაინიშნეთ ყველაზე მაღალი ტემპერატურა და შეადარეთ საწყის ტემპერატურას.

### ***ცდა №4. გოგირდმჟავას გახსნის სითბო***

ქიმიურ ჭიქაში ჩაასხით 20 მლ გამოხდილი წყალი და გაზომეთ წყლის ტემპერატურა თერმომეტრით. ამის შემდეგ მას დაუმატეთ წვრილი ნაკადით

(ფრთხილად!) დაახლოებით 20 მლ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა. თერმომეტრით ურიეთ ხსნარს და დაუკვირდით ტემპერატურის აწევას თერმომეტრზე. ახსენით გოგირდმჟავას გახსნის დროს ხსნარის ტემპერატურის აწევის მიზეზი.

**ცდა №5. უწყლო მარილისა და მისი კრისტალჰიდრატის გახსნის სითბური ეფექტი**

ქიმიურ-ტექნიკურ სასწორზე აწონეთ 10 გ კარგად გაფხვიერებული გლაუბერის მარილი  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

ქიმიურ ჭიქაში ჩაასხით 15 მლ გამოხდილი წყალი, გაზომეთ წყლის ტემპერატურა თერმომეტრით და ჩაიწერეთ. შემდეგ აწონილი მარილი ჩაყარეთ ჭიქაში და მოურიეთ თერმომეტრით. შეამჩნევთ, რომ ტემპერატურა საგრძნობლად დაიწევს. ჩაიწერეთ მიღებული ხსნარის ყველაზე დაბალი ტემპერატურა და შეადარეთ საწყისს. ამის შემდეგ აწონეთ 15 გ გლაუბერის მარილი, ჩაყარეთ ფაიფურის ჯამში და გააცხელეთ სპირტქურაზე. ურიეთ მინის წკირით. მარილი ჯერ გალღვება, შემდეგ დაკარგავს კრისტალიზაციურ წყალს და გადაიქცევა თეთრ ფხვიერ მასად. გაცივების შემდეგ უწყლო მარილი  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  გააფხვიერეთ ფაიფურის როდინში. შემდეგ ანალოგიურად გახსენით 15 მლ გამოხდილ წყალში, რომლის ტემპერატურა ჩანიშნული გაქვთ. მარილის გახსნის შემდეგ დაუკვირდით ტემპერატურის ცვლილებას. რატომ აიწია ტემპერატურამ? ახსენით მიზეზი.

### **ცდა №6. მოცულობის ცვლილება გახსნის დროს**

აიღეთ ორი მცირე დიამეტრის, მაღალი სინჯარა. ერთში ჩაასხით 3 მლ გამოხდილი წყალი, ხოლო მეორეში იმავე მოცულობის სპირტი. ერთმანეთში შეურიეთ და გაზომეთ მოცულობა. ხსნარის მოცულობა აღმოჩნდება ნაკლები, ვიდრე აღებული სპირტისა და წყლის მოცულობათა ჯამია. ამის შემდეგ ხსნარი კარგად შეანჯღრიეთ. მოცულობა კიდევ უფრო დაიკლებს, რაც აიხსნება სპირტისა და წყლის მოლეკულებს შორის წყალბადური ბმების წარმოქმნით.

### **ცდა №7. უჯერი და ნაჯერი ხსნარების დამზადება**

სინჯარაში ჩაასხით 5 მლ გამოხდილი წყალი და შპატელით ჩაყარეთ მასში გაფხვიერებული კალიუმის ნიტრატი მცირე რაოდენობით. სინჯარას დააფარეთ ცერი და ანჯღრიეთ მარილის სრულ გახსნამდე. ამის შემდეგ ცოტაოდენი მარილი კიდევ დაუმატეთ და სინჯარა კვლავ შეანჯღრიეთ. დაინახავთ, რომ მარილი ამჯერადაც გაიხსნება სრულად, ე.ი. თქვენს მიერ პირველად დამზადებული ხსნარი ყოფილა უჯერი, რადგან მოცემულ ტემპერატურაზე კიდევ გაიხსნა აღებული მარილი. ამის შემდეგ სინჯარაში უმატეთ მარილი თანდათანობით და ანჯღრიეთ მანამ, სანამ სინჯარის ძირზე არ დარჩება ცოტაოდენი გაუხსნელი მარილი. ამჯერად თქვენ მიერ მიღებული ხსნარი არის ნაჯერი, რადგან მასში მოცემულ ტემპერატურაზე აღებული მარილი მეტად უკვე აღარ იხსნება.

### **ცდა №8. ზენაჯერი ხსნარის დამზადება**

სუფთა სინჯარაში ჩაყარეთ 5 გ წმინდა ნატრიუმის აცეტატის კრისტალები. მიუმატეთ მას 3 მლ წყალი და ფრთხილად გააცხელეთ მარილის გახსნამდე. შემდეგ სინჯარას დაუცეთ პირი ბამბით და დააყოვნეთ გაციებამდე. გაციების შემდეგ სინჯარაში ჩააგდეთ ნატრიუმის აცეტატის პატარა კრისტალი. დაუკვირდით კრისტალების სწრაფ ზრდას. ყურადღება მიაქციეთ კრისტალიზაციის დროს სითბოს გამოყოფას.

ასეთივე მეთოდით შეიძლება დაამზადოთ ნატრიუმის თიოსულფატის  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ -ის ზენაჯერი ხსნარი.

### ***ცდა №9. მარილთა ხსნადობის დამოკიდებულება ტემპერატურაზე***

სინჯარაში ნახევრამდე ჩაასხით გამოხდილი წყალი და თანდათანობით უმატეთ დაფხვნილი კალიუმის ბიქრომატი  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  მანამდე, სანამ არ მიიღებთ ნაჯერ ხსნარს ოთახის ტემპერატურაზე. ამის შემდეგ სინჯარა გაათბეთ. სინჯარის ძირში არსებული მარილი გაიხსნება. ამის შემდეგ კვლავ დაუმატეთ კალიუმის ბიქრომატი ნაჯერი ხსნარის მიღებამდე. შემდეგ სინჯარა გააცხელეთ ხსნარის ადუღებამდე. სინჯარის ძირში არსებული მარილი გაიხსნება. შეწყვიტეთ გაცივება. ოთახის ტემპერატურამდე გაციებისას, ნახავთ, რომ გამოიყოფა მარილის კრისტალები. ამ ცდიდან ჩანს, რომ რაც უფრო მაღალია ტემპერატურა, მით უფრო მეტი ბიქრომატი იხსნება წყალში, ე.ი. ბიქრომატის ხსნადობა ტემპერატურის გაზრდით მატულობს, გაცივებით კი, პირიქით, კლებულობს.

### **ცდა №10. სითხეების ხსნადობა წყალში**

მშრალ სინჯარაში ჩაასხით 2-3 მლ გლიცერინი და სინჯარის კედლებზე ჩაყოლებით ფრთხილად მიუმატეთ მას იმავე რაოდენობის წყალი. წარმოიქმნება ორი ფენა: ქვევით გლიცერინის, ხოლო ზევით—წყლის. სინჯარას დაახურეთ ცერი და კარგად შეანჯღრიეთ. სითხეები ერთმანეთში სრულად გაიხსნება.

აიღეთ მშრალი სინჯარა. ჩაასხით გამოხდილი წყალი და დაუმატეთ ეთერი. სითხეების შერევა არ მოხდება. შემდეგ სინჯარას ცერი დააფარეთ, ანჯღრიეთ და გადაიტანეთ გამყოფ ძაბრში. აცალეთ დაწდობა. წარმოიქმნება ორი ფენა: ზევით წყლის ხსნარი ეთერში, ხოლო ქვევით—ეთერისა წყალში. გახსენით გამყოფი ძაბრის ონკანი. სითხის ქვედა ფენა ჩაუშვით ქიმიურ ჭიქაში ან სინჯარაში. შემდეგ კი გადაიტანეთ ფაიფურის ჯამში. მიიტანეთ ანთებული ასანთი ფაიფურის ჯამში არსებული ხსნარის ზედაპირთან. ნახავთ, რომ ხსნარს მოეკიდება, რაც ეთერის ორთქლის წვით იქნება გამოწვეული. ახსენით მოვლენები.

## **სამუშაო №12**

### **კრისტალიზაცია**

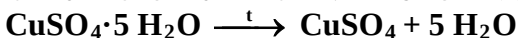
#### **ცდა №1. სპილენძის(II) სულფატის კრისტალიზაცია**

ქიმიურ ჭიქაში ჩაასხით 20 მლ-მდე გამოხდილი წყალი, დადგით შტატივის რგოლზე და გააცხელეთ. თანდათანობით ჩაყარეთ გაფხვიერებული სპილენძის(II) სულფატი და თან ურით მინის წკირით. ხსნა-

რი გააცხელეთ ადუღებამდე და დაამზადეთ ამ ტემპერატურაზე ნაჯერი ხსნარი. გაფილტრეთ მიღებული ხსნარი. ჯამში შეგროვილი ცხელი ფილტრატის თანდათანობით გაცივებისას გამოიყოფა სპილენძის(II) სულფატის  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ -ის კრისტალები. სრული გაცივების შემდეგ ჯამში დარჩენილი კრისტალები შპატელით გადაიტანეთ ორად მოკეცილ ფილტრის ქაღალდზე, ზევიდანაც დააფარეთ ორად მოკეცილი ფილტრის ქაღალდი და ხელი დააჭირეთ. კრისტალები გაშრება, რადგან ჭარბ წყალს ფილტრის ქაღალდი შეიწოვს. გამშრალი სპილენძის(II) სულფატის კრისტალები შეინახეთ სათანადო ჭურჭელში.

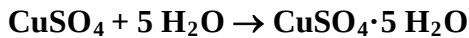
## **ცდა №2. კრისტალიზაციური წყლის გამოყოფა სპილენძის(II) სულფატის კრისტალჰიდრატიდან**

მშრალ სინჯარაში ჩაყარეთ 1 გრამამდე სპილენძის(II) სულფატის კრისტალჰიდრატის ფხვნილი. სინჯარა დაიკავეთ ხის საჭერელათი და გააცხელეთ დახრილ მდგომარეობაში ისე, რომ სინჯარის პირი ცოტათი უფრო ქვევით იყოს, ვიდრე მისი ფსკერი. გახურების შედეგად სპილენძის(II) სულფატის კრისტალჰიდრატი კარგავს კრისტალიზაციურ წყალს:



გამოყოფილი წყლის ორთქლი ნაწილობრივ კონდენსირდება სინჯარის ცივ კედლებზე და წვეთებად ჩამოედინება. სინჯარა ასეთ დახრილ მდგომარეობაში უნდა გეკავოთ, რათა კონდენსირებული წყალი არ დაბრუნდეს გახურებული სინჯარის ძირისაკენ, რაც გამოიწვევს სინჯარის გასკდომას. გაცხელება აგრ-

ძელეთ მანამ, სანამ შაბიამანი არ გადაიქცევა მონაცრისფრო-თეთრ ფხვნილად. შემდეგ სინჯარა გააციეთ. სინჯარაში არსებულ უწყლო შაბიამანს მიუმატეთ რამდენიმე წვეთი წყალი. ნახავთ, რომ იგი კვლავ გადაიქცევა ღურჯი ფერის კრისტალჰიდრატად. ამასთან გამოიყოფა სითბო, რასაც სინჯარაზე ხელის შეხებით იგრძნობთ:



*ცდა №3. კრისტალიზაციური წყლის პროცენტული შემცველობის განსაზღვრა ბარიუმის ქლორიდის კრისტალჰიდრატში*

ქიმიურ-ტექნიკურ სასწორზე აწონეთ სუფთა და კარგად გამშრალი ბიუქსი. შემდეგ მასში ჩაყარეთ დაახლოებით 1 გ ბარიუმის ქლორიდის კრისტალჰიდრატი და ისევ აწონეთ. შედეგები ჩაინიშნეთ რვეულში. მარილი ბიუქსით მოათავსეთ საშრობ კარადაში და გააცხელეთ  $105^{\circ}\text{C}$ -მდე 1 სთ-ის განმავლობაში. შემდეგ გადაიტანეთ ექსიკატორში გასაციებლად. ოთახის ტემპერატურამდე რომ გაცივდება, კვლავ აწონეთ მარილი ბიუქსით. ჩაინიშნეთ წონა. ამის შემდეგ კვლავ აცხელეთ  $105^{\circ}\text{C}$ -ზე საშრობ კარადაში მარილი ბიუქსით და გაიმეორეთ დანარჩენი ოპერაციები მუდმივი წონის მიღებამდე.

აღნიშნეთ ცარიელი ბიუქსის წონა  $m_1$ -ით. ბიუქსის წონა კრისტალიზაციური წყლის შემცველი მარილით  $m_2$ -ით. ბიუქსის წონა მშრალი მარილითურთ  $m_3$ -ით. გამოითვაღეთ: 1. აღებული მარილის წონა კრისტალიზაციური წყლით  $m_4 = m_2 - m_1$ ; 2. მარილის წონა კრისტალიზაციური წყლის მოცილების შემდეგ  $m_5 = m_3 -$

$m_1$ ; 3. კრისტალიზაციური წყლის რაოდენობა  $m_6 = m_4 - m_5$  ; გამოთვალეთ კრისტალიზაციური წყლის რაოდენობა პროცენტებში, ამისათვის ისარგებლეთ

ფორმულით:  $\omega\% = \frac{m_4 - m_5}{m_2 - m_1} \cdot 100$ ; მიღებული

შედეგების მიხედვით გაიგეთ ბარიუმის ქლორიდის კრისტალჰიდრატში ერთ მოლეკულა ბარიუმის ქლორიდთან რამდენი მო-ლეკულა წყალია შეერთებული.

## თავი მეცამეტი

### ჰალოგენები

ჰალოგენები (მარილწარმოქმნელები) ეწოდება პერიოდული სისტემის მეშვიდე ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებს—ფტორს, ქლორს, ბრომს, იოდსა და ასტატს. ჰალოგენთა ატომებს გარე შრეზე აქვთ შვიდ-შვიდი ელექტრონი. მდგრადი კონფიგურაციის, ე.ი. რვაელექტრონიანი გარსის მისაღებად ჰალოგენების ატომებს თითო ელექტრონი აკლიათ. ამის გამო მათი სწრაფვა ელექტრონისადმი დიდია. დიდია აგრეთვე მათი ელექტროუარყოფითობაც, რის გამოც ჰალოგენები ადვილად წარმოქმნიან უარყოფით იონებს. ჰალოგენები ქიმიურად ძლიერ აქტიური ელემენტები არიან.

ჰალოგენები ორატომიანი მოლეკულებისაგან შედგება.

ჰალოგენებს შეუძლიათ წარმოქმნან უქანგბადო მჟავები—ჰალოგენწყალბადმჟავები, რომლებიც ფტორწყალბადმჟავას გარდა, ძლიერი მჟავებია. ჰალოგენების ელექტროდადებითი ბუნება ვლინდება უქანგბადოვან ნაერთებში, რომლებშიც თავს იჩენს მათი მაქსიმალური ვალენტობა. ასეთ მაქსიმალურ ვალენტობას,

როგორც ეს ცნობილია, იჩენს მხოლოდ ქლორი და იოდი. ფტორის ვალენტობა არ აღემატება ერთს, ხოლო ბრომის ვალენტობა—ხუთს.

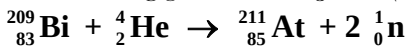
ფტორიდან ასტატზე გადასვლისას ჰალოგენების არაღლითონური თვისებები სუსტდება. ეს იმით აიხსნება, რომ რიგობრივი ნომრის გადიდებისას სწრაფვა ელექტრონისადმი ეცემა. ამასთან დაკავშირებით ეცემა ელექტროუარყოფითობაც. ყველა ქიმიური ელემენტიდან უმაღლესი მნიშვნელობის ელექტროუარყოფითობა ფტორს ახასიათებს. ფტორიდან ასტატამდე ელექტრონის შეძენის უნარი მკვეთრად ეცემა, ამიტომ ყველაზე აქტიური არაღლითონია ფტორი, ხოლო იოდი და ასტატი ნაწილობრივ ლითონურ თვისებებს ამჟღავნებს. ჰალოგენების მწკრივში ელექტრონისადმი სწრაფვის შემცირებით აიხსნება ის, რომ ფტორი აძევებს ნაერთებიდან ქლორს და მის მომდევნო ჰალოგენებს, ქლორი—ბრომს და მის მომდევნოებს და ა.შ.

ჰალოგენნაერთები განსხვავებულ თვისებებს იჩენენ. როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ფტორწყალბადმჟავა ბევრად უფრო სუსტია, ვიდრე მისი მომდევნო ჰალოგენწყალბადმჟავები, ტუტე ლითონთა ქლორიდები, ბრომიდები და იოდიდები კარგად იხსნება წყალში, ფტორიდები კი უფრო ნაკლებად ხსნადია. ვერცხლის ქლორიდი, ბრომიდი და იოდიდი მცირედხსნადია წყალში, ფტორიდი კი—კარგად ხსნადი.

ფტორი, HF და მისი მარილები ძლიერი საწამლა-ვია, ამიტომ მათთან მუშაობისას დიდი სიფრთხილეა საჭირო. ჰალოგენები მრავალ ნაერთს იძლევიან ერთმანეთთან.

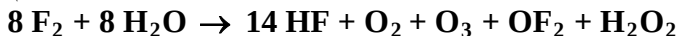
დიდი ელექტროუარყოფითობის, ე.ი. აქტიურობის გამო ჰალოგენები ბუნებაში თავისუფალი სახით არ

გვხვდება. ბუნებაში ასტატი უკანასკნელ დრომდე არ ყოფილა აღმოჩენილი. იგი სინთეზირებულ იქნა (1940 წ.)  $\alpha$ -ნაწილაკებით ბისმუტის ბირთვის დაყუმბარებით:



ამ გზით მიიღება ყველაზე სტაბილური იზოტოპი.

ფტორი ჩვეულებრივ პირობებში ჰაერზე მძიმე, მკვეთრი სუნის მქონე გაზია. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ფტორი ენერგიულად უერთდება ლითონებსა და არაღებულ ნივთებს. წყალბადს სიბნელეშიც კი უერთდება აფეთქებით. ფტორი წყალს ენერგიულად შლის, რის შედეგადაც გამოიყოფა ფტორწყალბადი, ჟანგბადი, ოზონი, ჟანგბადის ფტორიდი და წყალბადის პეროქსიდი:



ფტორწყალბადი ლაბორატორიაში მიიღება ფტორიდებზე გოგირდმჟავას მოქმედებით.

ლაბორატორიაში ქლორს ღებულობენ მარილმჟავაზე დამჟანგველების მოქმედებით, როგორიცაა მანგანუმის (IV) ოქსიდი, კალიუმის პერმანგანატი, კალიუმის ბიქრომატი, კალიუმის ქლორატი (ბერთოლეს მარილი) და სხვა:



ქლორი მოყვითალო-მომწვანო ფერის, მკვეთრი სუნის მქონე აირია. ჰაერზე 2,5-ჯერ მძიმეა, კარგად იხ-

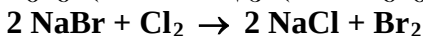
სნება წყალში. მიღებულ ხსნარს ქლორიანი წყალი ეწოდება. ქლორი ადვილად აძევებს ნაერთებიდან ბრომსა და იოდს, უერთდება ლითონებს. წყალბადს ქლორი მზის სხივების მოქმედებით ან კატალიზატორის თანაობისას უერთდება. ქლორი არამარტო თავისუფალ, არამედ ზოგიერთ ნაერთში მყოფ წყალბადსაც კი იერთებს. ამით აიხსნება ქლორში სკიპიდარისა და სანთლის წვა. ქლორი ენერგიულად უერთდება ყველა არალითონს, გარდა ჟანგბადისა, აზოტისა და ნახშირბადისა.

ქლორისა და წყალბადის ნაერთს—ქლორწყალბადს ლაბორატორიაში დებულობენ კრისტალურ სუფრის მარილზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით. იგი უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე, ჰაერზე მძიმე აირია.

ქლორწყალბადი ჰაერზე ბოლავს. წყალში კარგად იხსნება, მიღებულ ხსნარს კი ქლორწყალბადმჟავა ანუ მარილმჟავა ეწოდება. მარილმჟავა, როგორც უკვე იცით, ერთფუძიანი მჟავაა. მის მარილებს ქლორიდები ეწოდებათ.

ბრომი მძიმე, მურა-წითელი ფერის, ადვილად აქროლადი სითხეა. ბრომი წყალში იხსნება. მის წყალ-ხსნარს ბრომიანი წყალი ეწოდება. ქლორის მსგავსად, ბრომის ჩასუნთქვა იწვევს ყელისა და ცხვირის ლორწოვანი გარსის ანთებას.

ბრომი ლაბორატორიაში მიიღება ბრომიდების წყალხსნარებზე ქლორიანი წყლის მოქმედებით:

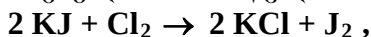


იოდი მძიმე მყარი ნივთიერებაა. იგი მონაცრისფრო შავ კრისტალებს წარმოქმნის, რომელთაც აქვთ ოდნავ ლითონური ბზინვარება. იოდს ახასიათებს სუბ-

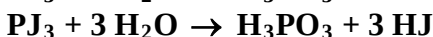
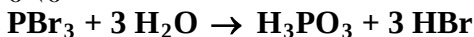
ლიმაციის თვისება, ე.ი. იოდის კრისტალები გაცხელე-  
ბით თხევადი მდგომარეობის გაუვლელად აქროლდე-  
ბა, გადაიქცევა მკვეთრი სუნის მქონე იისფერ ორთქ-  
ლად. ორთქლის გაცივებისას კი იოდი კვლავ უშუა-  
ლოდ მყარ მდგომარეობაში გადადის. იოდი წყალში  
ცუდად იხსნება. კარგად იხსნება კალიუმის იოდიდის  
ხსნარში. ბრომი და იოდი კარგად იხსნებიან ორგა-  
ნულ გამხსნელებში, მაგალითად ბენზოლში, ეთერში,  
სპირტში, ქლოროფორმში, გოგირდნახშირბადში და  
სხვა.

ფტორთან და ქლორთან შედარებით ბრომი და იო-  
დი ნაკლებ აქტიურები არიან, მაგრამ ისინი მაინც  
ენერგიულად და უშუალოდ უერთდებიან უმეტეს ლი-  
თონებსა და არაალითონებს.

ლაბორატორიაში იოდი მიიღება კალიუმის იოდი-  
დის წყალხსნარზე ქლორიანი წყლის მოქმედებით:



ხოლო ბრომწყალბადი და იოდწყალბადი შეიძლება  
მივიღოთ ქლორწყალბადის ანალოგიურად. ამ დროს  
წარმოქმნილი ჰალოგენწყალბადი გოგირდმჟავას მოქ-  
მედებით იჟანგება ნაწილობრივ და გამოიყოფა ბრომი  
და იოდი. ამიტომ ამ გზით მიღებული ჰალოგენწყალ-  
ბადი სუფთა არ იქნება. სუფთა, წმინდა ჰალოგენწყალ-  
ბადი მიიღება ბრომისა და იოდის ფოსფორნაერთებზე  
წყლის მოქმედებით:

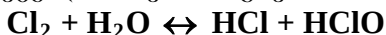


ბრომწყალბადი და იოდწყალბადი წარმოადგენენ  
უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე აირებს, რომლებიც ჰა-  
ერზე ბოლავენ, კარგად იხსნებიან წყალში და წარ-  
მოქმნიან ძლიერ, ერთფუძიან მჟავებს—ბრომწყალბად-

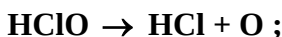
მჟავასა და იოდწყალბადმჟავას. მათ მარილებს შესაბამისად ბრომიდები და იოდიდები ეწოდება.

### ჰალოგენების ჟანგბადოვანი ნაერთები

ჰალოგენები ჟანგბადს უშუალოდ არ უერთდება, ამიტომ ჰალოგენების ჟანგბადოვან ნაერთებს ღებულობენ არაპირდაპირი გზით. ქლორის ჟანგბადოვანი ნაერთების მიღების მთავარი ხერხი დაფუძნებულია წყალთან და ტუტეებთან ქლორის ურთიერთქმედებაზე. როგორც უკვე იცით, ქლორის წყალთან ურთიერთქმედებით წარმოიქმნება ორი მჟავა-ქლორწყალბადმჟავა და ქვექლოროვანი მჟავა:



ქვექლოროვანი მჟავა არამდგრადი ნაერთია. იგი ადვილად იშლება ქლორწყალბადმჟავად და ატომურ ჟანგბადად:

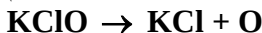


ატომური ჟანგბადი კი, როგორც ცნობილია თქვენთვის, ძლიერი დამჟანგველია.

კალიუმის ტუტის ცივ ხსნარზე ქლორის მოქმედებით წარმოიქმნება ქლორწყალბადმჟავისა და ქვექლოროვანი მჟავას შესაბამისი მარილები (ქლორიდი და ჰიპოქლორიტი):

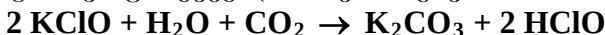


ჰიპოქლორიტიც ადვილად იშლება ქლორიდად და ატომურ ჟანგბადად:

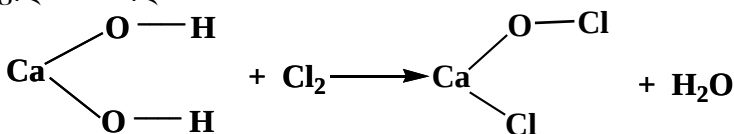


ე.ი. ჰიპოქლორიტებიც ძლიერი დამჟანგველები არიან. კალიუმის ტუტეში ქლორის გატარებით მიღებულ ხსნარს, რომელიც შეიცავს კალიუმის ქლორიდსა და

კალიუმის ჰიპოქლორიტს, ეწოდება ჟაველის წყალი. იგი გამოიყენება მათეთრებლად, ლაქების ამოსაყვანად, სადუზინფექციოდ. კალიუმის ჰიპოქლორიტი წყალხსნარში ჰაერის ნახშირბადის(IV) ოქსიდის გავლენით გამოყოფს ქვექლოროვან მჟავას:



ჩამქრალ კირზე ქლორის მოქმედებით წარმოიქმნება ე.წ. მათეთრებელი, ანუ ქლორიანი კირი. იგი წარმოადგენს ქვექლოროვანმჟავისა და მარილმჟავას შერეულ მარილს:



კალიუმის ტუტის ცხელ ხსნარში ქლორის გატარებისას წარმოიქმნება კალიუმის ქლორიდი და კალიუმის ქლორატი (ბერთოლეს მარილი):



$\text{KClO}_3$ -ს შეესაბამება ქვექლორმჟავა  $\text{HClO}_3$ , რომელიც

მხოლოდ წყალხსნარში არსებობს. ეს მჟავაც ძლიერი დამჟანგველია, თუმცა უფრო ნაკლები სიძლიერის, ვიდრე ქვექლოროვანი.

ბრომი და იოდი მოქმედებენ ტუტეებზე და წარმოქმნიან ქლორის ანალოგიურ ნაერთებს.

### სამუშაო №13 №6

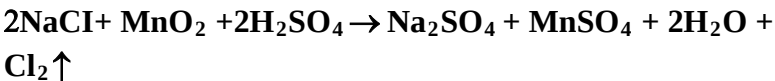
## თავისუფალი ჰალოგენების, ჰალოგენწყალბადების მიღება და თვისებების შესწავლა

(ყველა ცდა ჰალოგენებზე ჩაატარეთ ამწოვ კარადაში)

### ცდა №1. ქლორის მიღება სუფრის მარილისა და მანგანუმის(IV) ოქსიდის ნარევზე გოგირდმჟავას მოქმედებით

250 მლ-იან ვიურცის კოლბაში ფრთხილად ჩაყარეთ 20 გ მანგანუმის(IV) ოქსიდისა და 10 გ სუფრის მარილის ნარევი. კოლბას მოარგეთ საცობი, რომელშიც გატარებული იქნება საწვეთი ძაბრი. ძაბრში ჩაასხით განზავებული გოგირდმჟავა (1:2). ვიურცის კოლბის გაზგამყვანი მილი რეზინის მილით შეუერთეთ ტიშჩენკოს გამრეცხ ორ შუშას. ერთ შუშაში ცოტა წყალი ჩაასხით, ხოლო მეორეში—კონცენტრირებული გოგირდმჟავა. პირველ გამრეცხ შუშაში ქლორი თავისუფლდება წატაცებული ქლორწყალბადისაგან, მეორე გამრეცხ შუშაში გავლისას კონცენტრირებული გოგირდმჟავა აირს ართმევს ტენს და მშრალი ქლორი შეგროვდება ცილინდრში. ცილინდრს უკან თეთრი ქაღალდი ამოაფარეთ. ასე უფრო ადვილად შეამჩნევთ გამოყოფილ ქლორს.

გახსენით საწვეთი ძაბრის ონკანი და ჩაუშვით კოლბაში მჟავა. დაიწყება რეაქცია და გამოიყოფა ქლორი:

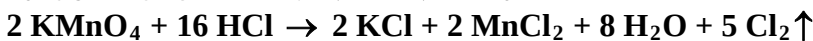


რეაქციის დასაჩქარებლად კოლბა შეგვიდლიათ ფრთხილად გააცხელოთ. შეგროვილ ქლორს დააფარეთ ვახელინწასმული მინის ფირფიტა. ქლორის სუ-

ნის შეგრძნებისათვის სათანადო წესის დაცვით შეი-  
სუნთქეთ იგი.

**ცდა №2. ქლორის მიღება კალიუმის პერმანგანატისა  
და მარილმჟავას ურთიერთქმედებით**

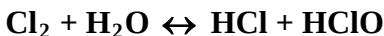
გამოიყენეთ წინა ცდაში აღწერილი ხელსაწყო. ვი-  
ურცის კოლბაში ჩაყარეთ 20 გ-მდე კალიუმის პერმან-  
განატი, ხოლო საწვეთ ძაბრში ჩაასხით კონცენტრი-  
რებული მარილმჟავა. ონკანი ისე გახსენით, რომ მა-  
რილმჟავა წვეთ-წვეთობით ესხმოდეს პერმანგანატს.  
რეაქცია გაუთბობლად მიმდინარეობს:



**ცდა №3. ქლორიანი წყლის დამზადება**

გამოიყენეთ წინა ცდაში აღწერილი ხელსაწყო. მიი-  
ღეთ ქლორი და შეაგროვეთ 0,5 ლ-იან სარეაქტივო  
ბოთლში, რომელშიც შუამდე ჩასხმული გაქვთ გამოხ-  
დილი წყალი. ქლორი ბოთლში ატარეთ მანამ, სანამ  
ხსნარი არ მიიღებს მომწვანო-მოყვითალო შეფერვას.  
ქლორით გაჯერების შემდეგ გაზგამყვანი მილის ბო-  
ლო ამოიღეთ წყლიდან და ბოთლს დაუცეთ საცობი.  
ახლადდამზადებულ ქლორიან წყალში ყოველთვის  
არის თავისუფალი ქლორი, ამიტომ ქლორიანი წყალი  
შეიძლება გამოვიყენოთ აიროვანი ქლორის მაგიერ,  
მაგალითად ბრომისა და იოდის გამოძევებისათვის  
მათი ნაერთებიდან.

წყალში გახსნისას ქლორი ურთიერთქმედებს მას-  
თან:



ქვექლოროვანი მჟავა  $\text{HClO}$  ადვილად იშლება მარილ-  
მჟავად და ატომურ ქანგბადად. წონასწორობა სინამ-

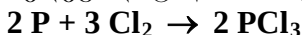
დვილეში გადახრილია მარჯვნივ, ე.ი. მთელი ქლორი ბოლოს და ბოლოს შევა წყალთან რეაქციაში და საბოლოოდ წარმოიქმნება მარილმჟავა და ჟანგბადი. ეს პროცესი განსაკუთრებით ჩქარდება სინათლის მოქმედებით და ამიტომ ქლორიანი წყალი უმჯობესია ინახებოდეს სიბნელეში.

#### *ცდა №4. სანთლის წვა ქლორში*

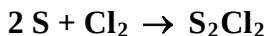
რკინის კოვზზე დაამაგრეთ თაფლის ან სტეარინის პატარა სანთელი და აანთეთ. ანთებული სანთელი კოვზით ნელ-ნელა ჩაუშვით ქლორიან ცილინდრში. შეამჩნევთ, რომ სანთელი გააგრძელებს წვას ქლორში. ალი თანდათანობით გამკრთალდება, წაგრძელება და ჭვარტლი გამოიყოფა. ასხენით ჭვარტლის გამოყოფის მიზეზი.

#### *ცდა №5. არაღიოთონების წვა ქლორში*

გასუფთავებულ რკინის კოვზზე მოათავსეთ თეთრი ფოსფორის პატარა ნაჭერი და შეიტანეთ ქლორით სავსე ცილინდრში. მალე ფოსფორი ააღდება და დაიწყებს წვას, რის შედეგადაც წარმოიქმნება  $\text{PCl}_3$ :



თუ წითელ ფოსფორს აიდებთ, მაშინ იგი გააცხელეთ სპირტქურის ალზე, სანამ ფოსფორს ცეცხლი მოეკიდება. ცეცხლმოკიდებული ფოსფორი შეიტანეთ ქლორიან ცილინდრში. ასე მოიქეცით გოგირდის შემთხვევაშიც. გოგირდი ქლორში იწვის  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ -ის წარმოქმნით:



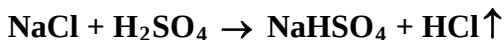
#### *ცდა №6. ნატრიუმის წვა ქლორში*

მუხუდოს მარცვლის ოდენა ნატრიუმი ჩამოჭერთ. სათანადო წესების დაცვით გაასუფთავეთ, გააშრეთ ფილტრის ქაღალდით და რკინის კოვზზე მოათავსეთ. გაახურეთ სპირტქურის ალზე ნატრიუმის გაღლობამდე. გამდნარი ნატრიუმი რკინის კოვზით სწრაფად შეიტანეთ ქლორიან ცილინდრში. შეამჩნევთ, რომ ნატრიუმი ქლორში ენერგიულად დაიწვება. ცილინდრის კედლებზე გაჩნდება სუფრის მარილის თეთრი ფიფქი.

### **ცდა №7. ქლორწყალბადის მიღება და თვისებები**

500 მლ-იან ვიურცის კოლბაში ჩაყარეთ 15 გ-მდე სუფრის მარილი. აქაფების თავიდან აცილების მიზნით კოლბაში ჩაყრილი მარილი შეასველეთ მცირე რაოდენობა წყლით. კოლბას მოარგეთ საცობი საწვეთი ძაბრით და დაამაგრეთ შტატივის მომჭერში. საწვეთ ძაბრში ჩაასხით 30 მლ-მდე კონცენტრირებული გოგირდმჟავა. კოლბის გაზგამყვანი მილი რეზინის მილით შეაერთეთ ტიშჩენკოს გამრეცხ შუშასთან, რომლის მეორე ბოლო რეზინის მილითა და სწორი კუთხით მოხრილი მინის მილით ჩაუშვით შესაგროვებელ ცილინდრში. ტიშჩენკოს გამრეცხ შუშაში უნდა იყოს კონცენტრირებული გოგირდმჟავა.

გახსენით საწვეთი ძაბრის ონკანი და კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ჩაუშვით მცირე ნაკადით კოლბაში. ონკანი დაკეცეთ და კოლბა გაათბეთ. დაიწყება რეაქცია:



გამოყოფილი ქლორწყალბადი გამრეცხ შუშაში გავლისას გაშრება და მშრალი ქლორწყალბადი შეგროვდება ცილინდრში. ქლორწყალბადით ცილინდრის გავსებას შეამჩნევთ იმით, რომ ცილინდრის პირთან

გაჩნდება ბოლი. ცილინდრს სწრაფად დაახურეთ მინის ფირფიტა და შეწვიტეთ კოლბის გათბობა. ქლორწყალბადით სავსე ცილინდრი სახურავითურთ გადმოაპირქვეავთ წყლიან კრისტალიზატორში. წყალში სახურავი აამოძრავეთ ისე, რომ პატარა ჭუჭრუტანა გააკეთდეს, რომელშიც შეადწევს რა წყლის წვეთები, მასში სწრაფად გაიხსნება დიდი რაოდენობით ქლორწყალბადი. ამას მოჰყვება ცილინდრში წნევის მნიშვნელოვანი შემცირება და ატმოსფერული წნევის გამო წყალი შადრევანისებურად შეიჭრება ცილინდრში. თუ ცილინდრი ქლორწყალბადით კარგად იყო სავსე, მაშინ წყალი თითქმის მთლიანად გაავსებს ცილინდრს. ამის შემდეგ ცილინდრს წყალშივე დაახურეთ სახურავი, ამოიღეთ წყლიდან და დადგით მაგიდაზე. თუ ცილინდრში ჩაასხამთ ლაკმუსის ხსნარს, ლაკმუსი გაწითლდება, რაც გვიჩვენებს იმას, რომ ქლორწყალბადის წყალში გახსნით წარმოიქმნა მჟავა – ქლორწყალბადმჟავა ანუ მარილმჟავა.

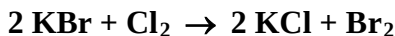
### ***ცდა №8. მარილმჟავას თვისებები***

თქვენს მიერ მიღებული მარილმჟავა გადაიტანეთ ორ სინჯარაში. ერთ სინჯარაში ჩააგდეთ 1-2 თუთიის ნატეხი, ხოლო მეორეში ჩაასხით რამდენიმე წვეთი ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი. ჩატარებული ცდებიდან გამოიტანეთ დასკვნა, თუ რომელი იონებისაგან შედგება მარილმჟავა. დაწერეთ რეაქციათა განტოლებები.

### ***ცდა №9. ბრომისა და იოდის მიღება***

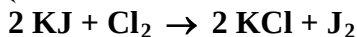
დაამზადეთ კალიუმის ბრომიდის ხსნარი. სინჯარაში შუამდე ჩაასხით და მას მიუმატეთ რამდენიმე წვეთი ქლორიანი წყალი. ქლორი დაჟანგავს ბრომიონებს,

რის გამო ბრომი გამოიყოფა თავისუფალ მდგომარეობაში:



იმის მიხედვით, თუ რა რაოდენობით გამოიყოფა ბრომი, ხსნარი შეიფერება ყვითლად ან მოწითალო-ყვითლად. ამის შემდეგ იმავე სინჯარაში ჩაასხით მცირე რაოდენობით ბენზოლი. სინჯარას დაახურეთ ცერი და კარგად შეანჯღრიეთ. ცოტა ხანს დააყოვნეთ და დაუკვირდით. ბენზოლის ფენა შეიფერება მურა-ყვითლად, რაც დამახასიათებელია ბრომისათვის.

ასეთივე მეთოდით მიიღეთ თავისუფალი იოდი. განზავებული კალიუმის იოდიდის ხსნარს დაამატეთ ქლორიანი წყალი:



ხსნარი შეიფერება ყვითლად ან მურა-ყვითლად. მიღებული ხსნარი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთ სინჯარას დაუმატეთ 1-2 მლ ქლოროფორმი და სინჯარა კარგად ანჯღრიეთ. სინჯარის ძირზე გამოყოფილი ქლოროფორმი იისფრად იქნება შეფერილი, რაც მასში გახსნილი იოდის მაჩვენებელია. მეორე სინჯარაში ხსნარი განაზავეთ გამოხდილი წყლით და შემდეგ მიუმატეთ მას რამდენიმე წვეთი სახამებელი. დაუკვირდით ხსნარის ფერის ცვლილებას და გააკეთეთ დასკვნა.

### **ცდა №10. იოდის სუბლიმაცია**

პატარა, მშრალ ქიმიურ ჭიქაში ჩაყარეთ 0,5 გ-მდე იოდის კრისტალები. ჭიქა დადგით შტატივის რგოლზე მოთავსებულ აზბესტირებულ ბადეზე. ჭიქაში ჩადგით მრგვალძირა კოლბა, რომელშიც ჩასხმულია ცივი წყალი. კოლბა დაამაგრეთ შტატივის თათში,

სპირტქურით ფრთხილად გაათბეთ იოდისანი ჭიქა. იო-  
დი სწრაფად იქცევა მოწითალო-იისფერ ორთქლად  
და შეეხება რა კოლბის ცივ ძირს და კედლებს, მა-  
შინვე გადაიქცევა მყარ ნივთიერებად და კოლბის  
ძირსა და კედლებზე გამოიყოფა კრისტალების სახით.  
ცდის დამთავრების შემდეგ, კოლბის ძირზე გამოყო-  
ფილი სუბლიმირებული იოდის კრისტალები ფაიფუ-  
რის შპატელით მოაცილეთ და შეაგროვეთ სასაგნე  
მინაზე, შემდეგ კი შეინახეთ.

***ცდა №11. ქლორ-, ბრომ- და იოდ-იონების აღმოჩენა***

აიღეთ სამი სინჯარა. ერთში ჩაასხით ნატრიუმის  
ქლორიდის, მეორეში კალიუმის ბრომიდის, მესამეში  
კი კალიუმის იოდიდის ხსნარები. სამივე სინჯარას  
მცირე რაოდენობით დაუმატეთ ვერცხლის ნიტრატის  
ხსნარი. პირველ სინჯარაში წარმოიქმნება ვერცხლის  
ქლორიდის თეთრი ნალექი, მეორეში ვერცხლის ბრო-  
მიდის მოყვითალო ნალექი, ხოლო მესამეში კი—ვერ-  
ცხლის იოდიდის ყვითელი ფერის ნალექი. შეამოწ-  
მეთ მიღებული ვერცხლის ჰალოგენიდების ხსნადობა  
ძლიერ მჟავასა და ამონიუმის ტუტეში. დაწერეთ რე-  
აქციათა განტოლებები.

## სამუშაო №14

### ჰალოგენთა ჟანგბადოვანი ნაერთების მიღება და თვისებები

#### *ცდა №1. საღებავების გაუფერულება ქლორიანი წყლით*

მოამზადეთ ქლორიანი წყალი. აიღეთ სამი სინჯარა. ერთში ჩაასხით ლაკმუსის, მეორეში ინდიგოს, მესამეში იისფერი მელნის ხსნარი. სამივეს დაუმატეთ ქლორიანი წყალი და სინჯარები შეანჯღრიეთ. ყველა შემთხვევაში ხსნარები გაუფერულდება. ახსენით გაუფერულების მიზეზი.

#### *ცდა №2. კალიუმის ჰიპოქლორიტის მიღება და თვისებები*

ბრტყელძირა კოლბაში ჩაასხით 30-40 მლ კალიუმის ტუტის განზავებული ხსნარი. კოლბა ჩადგით ყინულიან კრისტალიზატორში. ამის შემდეგ კალიუმის ტუტის ხსნარში გაატარეთ ქლორი 2-3 წუთის განმავლობაში. წარმოიქმნება კალიუმის ქლორიდი და ჰიპოქლორიტი:



ქლორის გატარება შეწყვიტეთ და მიღებულ ხსნარში შეამოწმეთ ჰიპოქლორიტის არსებობა. ამისათვის შეიძლება ისარგებლოთ ინდიგოს ან ლაკმუსის ხსნარით. გაუფერულება დაადასტურებს ჰიპოქლორიტის არსებობას. გაუფერულება უფრო სწრაფად მოხდება, თუ ინდიგოს ხსნარს შევამჯავებთ მარილმჟავით, რაც

დააჩქარებს ქვექლოროვანი მუავას წარმოქმნას, რომელიც ჰიპოქლორიტთან შედარებით ადვილად იშლება ატომური ჟანგბადის გამოყოფით.

### **ცდა №3.**

მშრალ სინჯარაში ჩაყარეთ 0,5 გ-მდე კალიუმის ქლორატი (ბერთოლეს მარილი), დაასხით მას 5 მლ-მდე კონცენტრირებული მარილმუავა და ფრთხილად გაათბეთ. აღებულ ნივთიერებათა ურთიერთმოქმედებით გამოიყოფა ქლორი:



ახსენით ქლორის გამოყოფის მიზეზი და განმარტეთ, ამ რეაქციაში რომელი ნივთიერება იჟანგება და რომელი აღდგება.

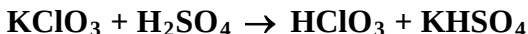
### **ცდა №4.**

ქაღალდის პატარა ნაჭერზე დაყარეთ მცირე რაოდენობით კარგად გაფხვიერებული ბერთოლეს მარილი. მიუმატეთ მას იმავე რაოდენობით გოგირდის ფხვნილი და კარგად აურიეთ მინის წკირით. ნარევი დაყარეთ რკინის სქელ ფირფიტაზე ან შტატივის ქვესადგამზე და დაარტყით ჩაქუჩი. დარტყმის შედეგად მოხდება ნარევის აფეთქება.

### **ცდა №5. ქვექლორმუავისა და კალიუმის იოდიდის ურთიერთქმედება**

სინჯარაში 1/3-მდე ჩაასხით ბერთოლეს მარილის ხსნარი და მიუმატეთ მას 1-2 მლ კალიუმის იოდიდის განზავებული ხსნარი. სინჯარა შეანჯღრიეთ და

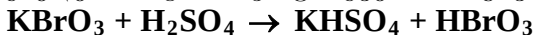
ხსნარი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთს დაუმატეთ რამდენიმე წვეთი განზავებული გოგირდმჟავა. შეამჩნევთ იოდის გამოყოფას. მეორე სინჯარაში ამ მოვლენას არ ექნება ადგილი. ეს აიხსნება იმით, რომ ბერთოლეს მარილზე გოგირდმჟავას ურთიერთქმედებით გამოიყოფა ქვექლორმჟავა:



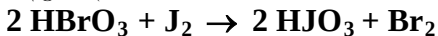
გამოყოფილი ქვექლორმჟავა ადვილად ჟანგავს იოდ-იონებს თავისუფალ იოდამდე. როგორც ცდიდან ჩანს, ხსნარში ქვექლორმჟავას ბევრად უფრო ძლიერი ჟანგვითი უნარი აქვს, ვიდრე მის მარილებს.

*ცდა №6. ქვებრომმჟავადან ბრომის გამოძევება იოდით*

სინჯარაში ჩაასხით 3 მლ-მდე  $\text{KBrO}_3$ -კალიუმის ბრომატის კონცენტრირებული ხსნარი, მიუმატეთ მას იმავე მოცულობის განზავებული გოგირდმჟავა და შეათბეთ. კალიუმის ბრომატზე განზავებული გოგირდმჟავას მოქმედებით გამოიყოფა ქვებრომმჟავა:



მიღებულ ხსნარში ჩააგდეთ იოდის რამდენიმე პატარა კრისტალი და სინჯარა კარგად შეანჯღრიეთ. შეამჩნევთ, რომ იოდი თანდათან გაიხსნება, რაც გამოწვეულია იმით, რომ იოდი  $\text{HBrO}_3$ -დან აძევებს ბრომს და იკავებს მის ადგილს:

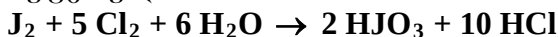


გამოძევებული ბრომის აღმოჩენის მიზნით სინჯარაში არსებული გამჭვირვალე ხსნარის ნაწილი გადაასხით მეორე სინჯარაში. მიუმატეთ მას ცოტაოდენი ბენზოლი და სინჯარა ანჯღრიეთ. შეამჩნევთ, რომ ბენზოლის შრე შეიფერება მურა-ყვითლად, რაც დამა-

ხასიათებელია თავისუფალი ბრომისათვის.

### **ცდა №7. იოდის დაჟანგვა ქვეიოდმჟავად**

სინჯარაში ჩაასხით 3 მლ-მდე კალიუმის იოდიდის განზავებული ხსნარი, მიუმატეთ მას რამდენიმე წვეთი ქლორიანი წყალი და კარგად შეანჯღრიეთ. თავისუფალი იოდის გამოყოფის გამო ხსნარი მუქ მურაფერს მიიღებს. ამის შემდეგ სინჯარაში არსებულ ხსნარს ჭარბად მიუმატეთ ქლორიანი წყალი და კვლავ კარგად ანჯღრიეთ, ხსნარი გაუფერულდება. ხსნარის გაუფერულება გამოწვეულია იმით, რომ კალიუმის იოდიდიდან გამოყოფილი იოდი ადვილად იჟანგება ჭარბი ქლორით და მიიღება ქვეიოდმჟავა  $\text{HJO}_3$ . იგი უფერულია.



## **თავი მეთოთხმეტი**

### **გოგირდი**

გოგირდი მე-6 ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტია („ხალკოგენები“) წარმომადგენელია. იგი, ჟანგბადის მსგავსად, მკვეთრად გამოხატული არალითონური თვისებებით ხასიათდება.

გოგირდი წარმოადგენს ყვითელი ფერის ადვილად მსხვრევად, მყიფე კრისტალურ ნივთიერებას. მისი ღლობის ტემპერატურა  $119^\circ\text{C}$ -ია, დუდილის კი  $444,6^\circ\text{C}$ . გოგირდი კარგად იხსნება გოგირდნახშირბადში, უფრო ნაკლებად ბენზოლში, ტოლუოლში, ეთერში. გამხსნელების აორთქლების შემდეგ გოგირდი გამოიყო-

ფა რომბული სისტემის გამჭვირვალე ყვითელი კრისტალების სახით. რომბული გოგირდის მოლეკულა შედგება 8 ატომისაგან, რომელსაც შეესაბამება სიმბოლო  $S_8$ . რომბული ( $\alpha$ ) გოგირდის გარდა არსებობს გოგირდის მეორე ალოტროპიული სახესხვაობა – მონოკლინური ( $\beta$ ). მონოკლინური სისტემის გოგირდის კრისტალები ნემსისებრი გრძელი მოყვითალო-მურა ფერისაა. ისინი ერთმანეთში გადადიან  $95,4^{\circ}\text{C}$ -ზე. აღნიშნული ტემპერატურის ქვემოთ მდგრადია რომბული, ხოლო ზემოთ მონოკლინური. თუ  $330^{\circ}\text{C}$ -მდე გაცხელებულ გოგირდს ცივ წყალში ჩავასხამთ, მიიღება გაუმჭვირვალე ყავისფერი რეზინისებრი წელვადი მასა, რომელსაც პლასტიკური გოგირდი ეწოდება. დროთა განმავლობაში პლასტიკური გოგირდი თანდათან გადადის რომბულ გოგირდში.

გოგირდი, ჟანგბადის მსგავსად, მრავალ ელემენტს უერთდება. ჟანგბადში იგი იწვის. მრავალი ლითონი ( $\text{Cu}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Zn}$ ) იწვის გოგირდის ორთქლის არეში. ოთახის ტემპერატურაზე უერთდება ფტორს, ვერცხლს, ვერცხლისწყალს, გათბობისას კი – წყალბადს, ქლორს, ბრომს, ფოსფორს. ძნელად უერთდება ნახშირბადს, რომლის ელექტროუარყოფითობა ახლოა გოგირდის ელექტროუარყოფითობასთან. არ უერთდება ოქროს.

გოგირდწყალბადი  $\text{H}_2\text{S}$  ლაბორატორიაში მიიღება ზოგიერთ სულფიდზე მარილმჟავას მოქმედებით. იგი უფერო, ლაყე კვერცხის სუნის მქონე, მომწამლავი გაზია. იწვის ცისფერი ალით. გოგირდწყალბადი ძლიერი აღმდგენია, წყალში იხსნება და მიღებულ ხსნარს გოგირდწყალბადიანი წყალი ეწოდება, რომელსაც მჟავას თვისებები აქვს. გოგირდწყალბადმჟავა სუსტი ორ-

ფუძიანი მჟავაა. მის სრულ მარილებს სულფიდები ეწოდებათ, ხოლო მჟავე მარილებს— ჰიდროსულფიდები. ამონიუმისა და ტუტე ლითონთა სულფიდები წყალში ხსნადია, ხოლო სხვა ლითონთა სულფიდები უხსნადი. ზოგიერთი მათგანი იხსნება განზავებულ მჟავეებში, ზოგი მხოლოდ კონცენტრირებულში. სულფიდების თვისებათა ამ განსხვავებით სარგებლობენ თვისებით ანალიზში ქიმიური ელემენტების ჯგუფების გამოსაყოფად მათი მარილების ნარევიდან.

გოგირდწყალბადიანი წყალი ჰაერზე გახერებისას მალე იმღვრება, რადგან გოგირდწყალბადი იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით და გამოიყოფა თავისუფალი გოგირდი.

გოგირდი ჟანგბადთან წარმოქმნის რამდენიმე ოქსიდს. მათ შორის ყველაზე მნიშვნელოვანია გოგირდის(IV) და (VI) ოქსიდები. გოგირდის(IV) ოქსიდს  $\text{SO}_2$  ლაბორატორიაში ღებულობენ სულფიტებზე მჟავას მოქმედებით ან სპილენძზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით.  $\text{SO}_2$ -უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე მომწამლავი გაზია. მას გოგირდოვან ანჰიდრიდსაც უწოდებენ. კარგად იხსნება წყალში. გახსნილი  $\text{SO}_2$  ნაწილობრივ შედის რეაქციაში წყალთან და წარმოქმნის სუსტ ორფუძიან გოგირდოვან მჟავას. გოგირდოვანი მჟავა არამდგრადი ნაერთია, ის მხოლოდ წყალხსნარში არსებობს. მის სრულ მარილებს სულფიტები ეწოდებათ, ხოლო მჟავე მარილებს— ჰიდროსულფიტები. გოგირდოვანი მჟავა ჰაერის ჟანგბადით იჟანგება და გარდაიქმნება გოგირდმჟავად. ამის გამო გოგირდოვანი მჟავა და მისი მარილები ძლიერი აღმდგენლები არიან.

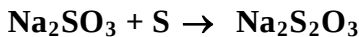
SO<sub>2</sub> მაღალ ტემპერატურაზე კატალიზატორის თანაობისას ადვილად იჟანგება და წარმოქმნის გოგირდის ანჰიდრიდს SO<sub>3</sub>. იგი უფრო ადვილმოძრავი სითხეა. გოგირდის(VI) ოქსიდი ხარბად უერთდება წყალს და წარმოქმნის გოგირდმჟავას. წმინდა გოგირდმჟავა წარმოადგენს უფრო, ზეთისებრ, მძიმე სითხეს. გოგირდმჟავა განუსაზღვრელი რაოდენობით იხსნება წყალში. კონცენტრირებული გოგირდმჟავას წყალში გახსნისას გამოიყოფა სითბოს დიდი რაოდენობა.

კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ხარბად შთანთქავს როგორც წყალს, ისე წყლის ორთქლს, ამიტომ იგი გაზების გასაშრობად იხმარება. მას შეუძლია წყალი წაართვას ზოგიერთ ორგანულ ნივთიერებას, რის გამოც ეს უკანასკნელები ნახშირდება.

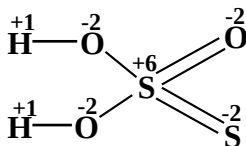
კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ძლიერი დამუანგველია. იგი გაცხელებულ მდგომარეობაში ჟანგავს ლითონების უმრავლესობას, გოგირდი კი აღდგება SO<sub>2</sub>-მდე, გოგირდამდე ან გოგირდწყალბადამდე. განზავებული გოგირდმჟავა წყალბადის გამოყოფით ხსნის ყველა იმ ლითონს, რომლებიც სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში წყალბადის მარცხნივაა განლაგებული. კონცენტრირებული გოგირდმჟავა კი უფრო ნაკლებ ენერგიულად მოქმედებს ბევრ ასეთ ლითონზე.

გოგირდმჟავა ორფუძიანი მჟავაა. წარმოქმნის ორი რიგის მარილებს: სრული და მჟავე, რომელთაც სულფატები და ჰიდროსულფატები ეწოდება.

ნატრიუმის სულფიტის ხსნარს რომ გოგირდის ფხვნილი მივუმატოთ და ვადულოთ, წარმოიქმნება მარილი, რომელსაც ეწოდება თიოსულფატი Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>:



თიოსულფატის შესაბამისი თიოგოგირდმჟავა არამდგრადი ნაერთია, რომელიც თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფისთანავე იშლება. თიოგოგირდმჟავას გრაფიკული ფორმულა ასე შეიძლება წარმოვადგინოთ:



როგორც ფორმულიდან ჩანს, თიოგოგირდმჟავას მოლეკულაში გოგირდის ატომებს განსხვავებული დაჟანგულობის ხარისხი გააჩნიათ. სულფიტისა და გოგირდის ურთიერთქმედებით თიოსულფატის წარმოქმნა ჟანგვა-აღდგენით რეაქციას წარმოადგენს.

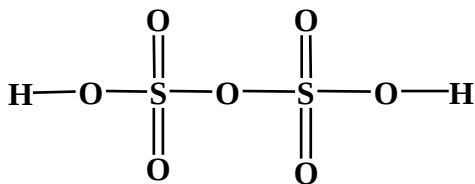
უმდგრადობის მიუხედავად, თიოგოგირდმჟავა სიძლიერით გოგირდმჟავას უახლოვდება. ეს იქიდან ჩანს, რომ ტუტე ლითონთა თიოსულფატები ჰიდროლიზს თითქმის არ განიცდიან. თიოსულფატები კარგი აღმდგენლები არიან.

გოგირდის შემცველი მჟავებიდან მნიშვნელოვანია პიროგოგირდმჟავა  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ , ზეგოგირდმჟავა  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ . პიროგოგირდმჟავას მარილებს პიროსულფატები ეწოდებათ, ზეგოგირდმჟავას მარილებს კი- პერსულფატები. ეს უკანასკნელნი ძლიერი დამჟანგველებია.

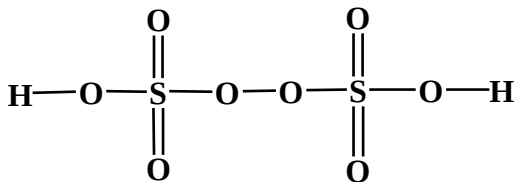
პიროგოგირდმჟავას წარმოქმნა:



პიროგოგირდმჟავას გრაფიკული ფორმულა ასე შეიძლება წარმოვიდგინოთ:



ხოლო ზეგოგირდმჟავასი კი – ასე:



## სამუშაო №15

**გოგირდი, გოგირდწყალბადი, სულფიდები**

(ყველა ცდა ჩაატარეთ ამწოვ კარადაში)

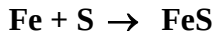
**ცდა №1. პლასტიკური გოგირდის მიღება**

სინჯარაში 1/3-მდე ჩაყარეთ გოგირდის ფხვნილი, დაიკავეთ საჭერელათი და აცხელეთ სპირტქურის ალზე გოგირდის გადნობამდე. სინჯარა ოდნავ დახარეთ და დაუკვირდით გოგირდის ფერს და სიბლანტეს. ჯერ წარმოიქმნება ქარვისფერი ყვითელი, ადვილმოძრავი სითხე, მაგრამ თუ გაცხელებას გაავაგრძელებთ, გამდნარი გოგირდი იცვლის ფერს და სიბ-

ლანტეს. 160°C-ის ზემოთ გამდნარი გოგირდი მუქდება, 200°C-ზე ხდება მუქი ყავისფერი და ისეთი ბლანტი, რომ სინჯარიდან არ გადმოიღვრება. 250°C-ის ზემოთ გაცხელებით გოგირდის სიბლანტე ისევ მცირდება, ხოლო 400°C-ზე გადაიქცევა მუქ ყავისფერ ადვილმოძრავ სითხედ. გააგრძელებით სინჯარის გაცხელება გოგირდის ადუღებამდე. მდუღარე გოგირდი სწრაფად ჩაასხით წვრილი ნაკადით ცივწყლიან ჭიქაში. ამოიღეთ მინის ჩხირით ჭიქიდან გოგირდი და დაუკვირდით მის თვისებებს. იგი რეზინისებრი, მიხაკისებრი რბილი მასაა, რომელიც კარგად იწელება. თქვენ მიიღეთ პლასტიკური გოგირდი.

### ***ცდა №2. გოგირდის ურთიერთქმედება ლითონებთან***

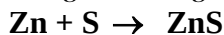
სინჯარაში მოათავსეთ 1 ნაწილი გოგირდისა და 2 ნაწილი რკინის ნაქლიბის ნარევი. გააცხელეთ სპირტქურის ალზე გოგირდის გაღვობამდე. ამ დროს რკინა ენერგიულად უერთდება გოგირდს და წარმოიქმნება რკინის(II) სულფიდი:



სინჯარის გაციების შემდეგ, გატყეხეთ იგი და გადმოყარეთ წარმოქმნილი რკინის(II) სულფიდი.

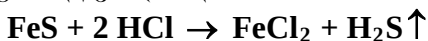
### ***ცდა №3.***

აზბესტის ბადე მოათავსეთ შტატივის რგოლზე. მოამზადეთ თუთიისა და გოგირდის ნარევი 2:1. მიღებული ნარევი მოათავსეთ აზბესტის ბადეზე. მინის წკირი გაახურეთ სპირტქურის ალში და ნარევს შეახეთ. მაშინვე დაიწყება მძაფრი რეაქცია, რის შედეგად წარმოიქმნება თუთიის სულფიდი:



**ცდა №4. გოგირდწყალბადის მიღება და თვისებები**

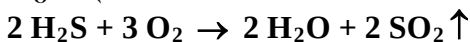
250 მლ-იან ვიურცის კოლბაში ჩაყარეთ რკინის(II) სულფიდის წვრილი ნატეხები. კოლბა დაამაგრეთ შტატივის მომჭერში, დაუცეთ რეზინის საცობი, რომელშიც დამაგრებულია საწვეთი ძაბრი. ვიურცის კოლბის გაზგამყვან მილს წამოაცვით რეზინის მილი, რომელიც ბოლოვდება გაწელილბოლოიანი მინის მილით. საწვეთ ძაბრში ჩაასხით განზავებული მარილმჟავა (1:1) და კოლბაში ჩაუშვით ისეთი რაოდენობით, რომ დაიფაროს რკინის(II) სულფიდის ნატეხები. რკინის(II) სულფიდისა და მჟავას ურთიერთქმედებით გამოიყოფა გოგირდწყალბადი:



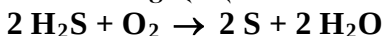
გამოყოფილი გაზი უფერულია. მას აქვს ლაყე კვერცხის სუნი, რომელსაც გაზის გამოყოფისთანავე იგრძნობთ. თუ სარეაქციო კოლბას გაათბობთ (არ აღუდლოთ), გოგირდწყალბადი ინტენსიურად გამოიყოფა.

**ცდა №5. გოგირდწყალბადის წვა**

შეამოწმეთ გოგირდწყალბადის სიწმინდე წყალბადის ანალოგიურად. როდესაც დარწმუნდებით, რომ გოგირდწყალბადი სუფთაა და ჰაერთან შერეული არ არის, ანთეთ იგი. ამისათვის გაწელილი მილის ბოლო დაიკავეთ ზემოთ აშვერილ მდგომარეობაში და ბოლოსთან მიიტანეთ ანთებული ასანთი. გოგირდწყალბადს ცეცხლი მოეკიდება. იგი მოცისფრო ალით დაიწვება. წვის შედეგად გამოიყოფა წყალი და გოგირდის(IV) ოქსიდი:



აღის ზემოთ დაიკავეთ სველი, ღურჯი ლაკმუსის ქაღალდი. იგი უნდა გაწითლდეს. რატომ? ახსენით მიზეზი. გოგირდის(IV) ოქსიდის გამოყოფაში სუნიტაც დარწმუნდებით. ამის შემდეგ ალში შეიტანეთ ცივი ფაიფურის ჯამი. შეამჩნევთ, რომ ფაიფურის ჯამის ზედაპირზე გამოიყოფა თავისუფალი გოგირდი. ეს იმიტომ ხდება, რომ ცივი საგნის შეტანისას გოგირდ-წყალბადი იწვის არასრულად:

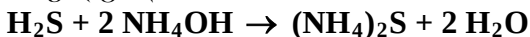


### ***ცდა №6. გოგირდწყალბადიანი წყლის დამზადება***

სარეაქტივო ბოთლში ნახევრამდე ჩაასხით გამოხდილი წყალი. ბოთლში ძირამდე ჩაუშვით გაზგამყვანი მილი და წყალში ატარეთ გოგირდწყალბადი 5-10 წუთის განმავლობაში. შემდეგ ბოთლს კარგად დაუცეთ საცობი. მიღებული გოგირდწყალბადიანი წყალი შეინახეთ ცდებისათვის. იგი შეიძლება გამოიყენოთ აირადი გოგირდწყალბადის მაგიერ.

### ***ცდა №7. ამონიუმის სულფიდის დამზადება***

პატარა სარეაქტივო ბოთლში ჩაასხით ნახევრამდე ამონიუმის ტუტის განზავებული ხსნარი (1:2) და ატარეთ მასში აირადი გოგირდწყალბადი ამიაკის სუნის გაქრობამდე. თქვენ მიიღებთ წყალში კარგად ხსნად ამონიუმის სულფიდს:



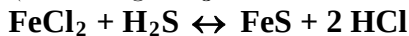
ბოთლს თავი დაუცეთ და შეინახეთ ცდებისათვის.

### ***ცდა №8. სულფიდების დალექვა***

აიღეთ სამი სინჯარა: პირველ სინჯარაში ჩაასხით ნატრიუმის ქლორიდის, მეორეში – კალიუმის ქლორი-

დისა და მესამეში— ბარიუმის ქლორიდის ხსნარი. სამივე სინჯარაში ჩაასხით დაახლოებით ერთნაირი რაოდენობით გოგირდწყალბადიანი წყალი. შეამჩნევთ, რომ არც ერთ სინჯარაში ნალექი არ წარმოიქმნება. ამის შემდეგ ცდა გაიმეორეთ, მხოლოდ გოგირდწყალბადიანი წყლის მაგივრად მარილთა ხსნარებს მიუმატეთ ამონიუმის სულფიდის ხსნარი. ამ შემთხვევაშიც ნალექების წარმოქმნას აღვილი არ ექნება, რადგან აღებულ ლითონთა სულფიდები წყალში კარგად იხსნებიან.

ამის შემდეგ კვლავ აიღეთ სამი სინჯარა: პირველ სინჯარაში ჩაასხით რკინის(II) ქლორიდის, მეორეში— მანგანუმის(II) სულფატის, ხოლო მესამეში— თუთიის სულფატის ხსნარი. სამივე სინჯარაში ჩაასხით დაახლოებით ერთნაირი რაოდენობით გოგირდწყალბადიანი წყალი. შეამჩნევთ, რომ პირველ სინჯარაში ნალექი არ წარმოიქმნა, რადგან რეაქციის შედეგად გამოიყოფა მარილმჟავა, რომელიც ხსნის რკინის(II) სულფიდს და ამის გამო წონასწორობა თითქმის მთლიანად გადახრილია მარცხნივ:



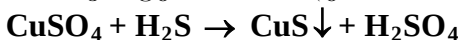
მეორე და მესამე სინჯარაში, მართალია, წარმოიქმნება ნალექები, მაგრამ მცირე რაოდენობით. ამ შემთხვევებშიაც რეაქციების შედეგად წარმოქმნილი მჟავა ნაწილობრივ ხსნის მანგანუმისა(II) და თუთიის სულფიდებს. წონასწორობა ამ ორ შემთხვევაშიც საგრძნობლად გადახრილია მარცხნივ. ამიტომ აღნიშნულ ლითონთა სულფიდების სრული დალექვისათვის საჭიროა მათ მარილთა ხსნარებს მიემატოს არა გოგირდწყალბადიანი წყალი, არამედ რომელიმე ხსნადი

სულფიდის ხსნარი. მაგალითად, ამონიუმის სულფიდის ხსნარი. ასეთ შემთხვევაში რეაქცია ბოლომდე წავა და სულფიდები მთლიანად დაილექება (სრულ დალექვას ხელს უწყობს გაცხელება).

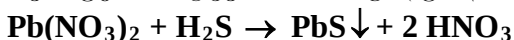
გაიმეორეთ ცდა იმ განსხვავებით, რომ აღებულ მარილთა ხსნარებს გოგირდწყალბადიანი წყლის მაგივრად მიუმატეთ ამონიუმის სულფიდის ხსნარი. პირველ სინჯარაში დაილექება შავი ფერის რკინის(II) სულფიდი, მეორეში—ხოვრცისფერი მანგანუმის(II) სულფიდი, ხოლო მესამეში—თეთრი ფერის თუთიის სულფიდი. თუ სამივე ნალექს განზავებულ მარილმჟავას მიუმატებთ, ისინი გაიხსნებიან. ამრიგად, რკინის, მანგანუმისა და თუთიის სულფიდები წყალში უხსნადია, მაგრამ იხსნებიან განზავებულ მჟავებში. დაწერეთ ნალექების წარმოქმნისა და მათი განზავებულ მარილმჟავაში გახსნის რეაქციები.

**ცდა №9.**

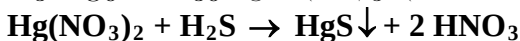
აიღეთ ხუთი დანომრილი სინჯარა. პირველში ჩაასხით სპილენძის(II) სულფატის, მეორეში—ტყვიის(II) ნიტრატის, მესამეში—ვერცხლისწყლის(II) ნიტრატის, მეოთხეში—კადმიუმის ქლორიდის, მესუთეში—სტიბიუმის(III) ქლორიდის ხსნარები. ყველა მათგანს უმატეთ გოგირდწყალბადიანი წყალი. ყველგან წარმოიქმნება ნალექი. სახელობრ, პირველ სინჯარაში დაილექება შავი ფერის სპილენძის(II) სულფიდი:



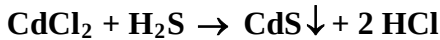
მეორეში—შავი ფერის ტყვიის(II) სულფიდი:



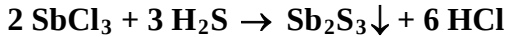
მესამეში—შავი ფერის ვერცხლისწყლის(II) სულფიდი:



მეოთხეში—ყვითელი ფერის კადმიუმის სულფიდი:



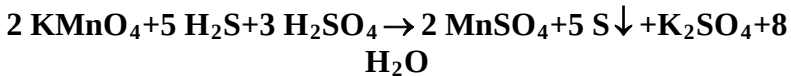
მესხეთეში—ნარინჯისფერი სტიბიუმის(III) სულფიდი:



როგორც რეაქციათა განტოლებებიდან ჩანს, ყველგან გამოიყოფა მჟავები, მაგრამ მიუხედავად ამისა, სულფიდები მაინც ილექება, ე.ი. სულფიდები განზავებულ მჟავებში არ იხსნება. ამაში დასარწმუნებლად, შეგიძლიათ გადაწუროთ გამჭვირვალე ხსნარები და დაუმატოთ განზავებული მარილმჟავა. ნალექები არ გაიხსნება. ამის შემდეგ სინჯარებში არსებული განზავებული მჟავა გადაწურეთ და ნალექებს მიუმატეთ კონცენტრირებული მარილმჟავა. შეამჩნევთ, რომ ამ შემთხვევაში ნალექები, გარდა ვერცხლისწყლის(II) სულფიდისა, გაიხსნება. იგი ( $\text{HgS}$ ) იხსნება „სამეფო წყალში“. დაწერეთ რეაქციათა განტოლებები.

### ***ცდა №10. გოგირდწყალბადის აღდგენითი თვისება***

სინჯარაში 1/2-მდე ჩაასხით კალიუმის პერმანგანატის განზავებული ხსნარი, შეამჟავეთ განზავებული გოგირდმჟავას რამდენიმე წვეთით და წვეთ-წვეთობით უმატეთ გოგირდწყალბადიანი წყალი ხსნარის გაუფერულებამდე. რეაქცია მიდის შემდეგი განტოლებით:



განმარტეთ პერმანგანატის ხსნარის გაუფერულები-სა და გოგირდის გამოყოფის მიზეზი.

## გოგირდის ჟანგბადოვანი ნაერთები

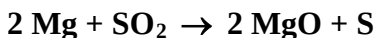
### ცდა №11. გოგირდის(IV) ოქსიდის მიღება და თვისებები

250 მლ-იან ვიურცის კოლბაში მოათავსეთ 20 გ სპილენძის ნაჭრები. ჩაასხით 50 მლ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა და კოლბას საცობი დაუცეთ. კოლბის ყელი მოათავსეთ შტატივის თათში და კოლბა დადგით შტატივის რგოლზე მოთავსებულ აზბესტირებულ ბადეზე. კოლბის გაზგამყვანი მილი რეზინის მილით შეაერთეთ ტიშენკოს გამრეცხ შუშასთან, რომელშიც ჩასხმულია კონცენტრირებული გოგირდმჟავა. ტიშენკოს შუშის მეორე ქიმს მოარგეთ რეზინის მილი, რომელიც ბოლოვდება სწორი კუთხით მოხრილი მინის მილით. ეს უკანასკნელი ჩაუშვით გაზის შესაგროვებელ ცილინდრში. ამის შემდეგ დაიწყეთ კოლბის გაცხელება ჯერ ნელა, შემდეგ კი თანდათან გააძლიერეთ გათბობა. შემდეგ დადგით სპირტქურა აზბესტირებული ბადის ქვეშ და აცხელეთ მანამ, სანამ არ დაიწყება გაზის გამოყოფა. ამის შემდეგ ალი შეამცირეთ, გაზის გამოყოფა რომ ნორმალურად მიმდინარეობდეს. ცხელი კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ჟანგავს სპილენძს, ხოლო თვითონ აღდგება გოგირდის (IV) ოქსიდამდე:



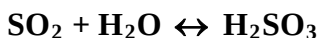
სათანადო წესის დაცვით ოდნავ შეისუნთქეთ გამოყოფილი გაზი. მიღებული გაზი შეაგროვეთ ორ მშრალ ცილინდრში. ერთ-ერთ ცილინდრში შეიტანეთ ანთებული ხის ჩხირი. ჩხირი ჩაქრება, ე.ი. გოგირდის (IV) ოქსიდი წვას ხელს არ უწყობს. პინცეტით აიღეთ 10 სმ სიგრძის მაგნიუმის ლენტი, აანთეთ სპირტქუ-

რის ალზე და შეიტანეთ სწრაფად გოგირდის(IV) ოქსიდით სავსე მეორე ცილინდრში. მაგნიუმი გაზის არეში განაგრძობს წვას, რის შედეგად წარმოიქმნება მაგნიუმის ოქსიდი და თავისუფალი გოგირდი, რომელიც ფიფქის სახით გამოიყოფა ცილინდრის კედლებზე:



### **ცდა №12. გოგირდის(IV) ოქსიდიანი წყლის დამზადება**

0,5 ლ-იან სარეაქტივო ბოთლში ჩაასხით 200 მლ გამოსხილი წყალი, ჩაუშვით მასში გოგირდის(IV) ოქსიდის მისაღები ხელსაწყო გაზგამყვანი მილის ბოლო და 5-10 წუთის განმავლობაში ატარეთ გაზი (ფრთხილად, წყალი არ გადავიდეს ტიშჩენკოს გამრეცხ შუშაში!). გოგირდის(IV) ოქსიდი წყალში საკმაოდ კარგად იხსნება. წყალში გახსნისას ნაწილობრივ უერთდება წყალს და წარმოქმნის გოგირდოვან მუქვას:



რეაქციის შექცევადობის გამო, ხსნარში ყოველთვის არის თავისუფალი  $\text{SO}_2$ , ამიტომ ამ ხსნარს  $\text{SO}_2$ -

იან წყალს უწოდებენ. იგი შეიძლება გამოიყენოთ ზოგიერთ ცდაში აირადი  $\text{SO}_2$ -ის მაგიერ.

გამოსხილი წყლის  $\text{SO}_2$ -ით გაჯერების შემდეგ შეწყვიტეთ გაზის გატარება. სარეაქტივო ბოთლს გაუკეთეთ საცობი და შეინახეთ.

თქვენს მიერ დამზადებული  $\text{SO}_2$ -იანი წყალი ჩაასხით სინჯარაში, მიუმატეთ მას ლაკმუსის ხსნარი და

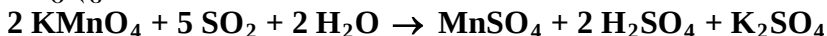
დაუკვირდით ფერის ცვლილებას. შემდეგ შეფერილი ხსნარი ორ სინჯარაში გაანაწილეთ. ერთი შეინახეთ შესადარებლად, მეორე კი აადუღეთ. დიდხანს დუღილის შემდეგ ხსნარის წითელი ფერი უნდა შეიცვალოს იისფრად, ე.ი. ხსნარი ნეიტრალური უნდა გახდეს. რატომ? ახსენით მიზეზი.

**ცდა №13. გოგირდის(IV) ოქსიდისა და გოგირდოვანი მჟავას აღდგენითი თვისებები**

აიღეთ სამი სინჯარა და დანომრეთ. პირველ სინჯარაში ჩაასხით ბრომიანი წყალი, მეორეში—იოდის ხსნარი, ხოლო მესამეში—კალიუმის პერმანგანატის ხსნარი. სამივე სინჯარას მიუმატეთ  $\text{SO}_2$ -იანი წყალი. ხსნარები უნდა გაუფერულდეს. ბრომის ხსნარის გაუფერულება გამოწვეულია იმით, რომ გოგირდოვანი მჟავას მოქმედებით თავისუფალი ბრომი აღდგება უფერულ  $\text{Br}^-$ -იონებად, ხოლო თავად დაიჟანგება გოგირდმჟავად:

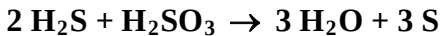


ასევე აიხსნება იოდის ხსნარის გაუფერულებაც. დაწერეთ რეაქციის ტოლობა. მესამე სინჯარაში კალიუმის პერმანგანატის გაუფერულების მიზეზი კი არის ის, რომ  $\text{MnO}_4^-$ -იონი  $\text{SO}_2$ -ის გავლენით აღდგება  $\text{Mn}^{2+}$ -იონებად, რომელიც განზავებულ ხსნარებში უფერულია. რეაქცია მიმდინარეობს შემდეგი ტოლობის მიხედვით:



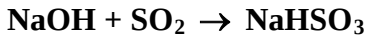
**ცდა №14. გოგირდის(IV) ოქსიდისა და გოგირდოვანი მჟავას ჟანგვითი თვისებები**

სინჯარაში 1/3-მდე ჩაასხით ახლადდამზადებული გოგირდწყალბადიანი წყალი და მიუმატეთ მას ახლადდამზადებული გოგირდოვანი მუავას ხსნარი (SO<sub>2</sub>-იანი წყალი). ხსნარში მაშინვე გაჩნდება მოთეთრო ფერის სიმღვრივე თავისუფალი გოგირდის გამოყოფის გამო:

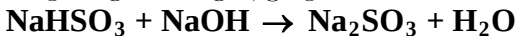


**ცდა №15. ნატრიუმის სულფიტის მიღება**

პატარა კოლბაში ჩაასხით 20 მლ ნატრიუმის ტუტის 20%-იანი ხსნარი და მასში ატარეთ გოგირდოვანი გაზი, სანამ ხსნარს არ ექნება მუავე რეაქცია. ამ შემთხვევაში წარმოიქმნება ჰიდროსულფიტი:

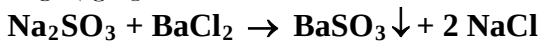


მიღებულ NaHSO<sub>3</sub>-ის ხსნარს დაუმატეთ 20 მლ 20%-იანი ნატრიუმის ტუტის ხსნარი. ამ შემთხვევაში წარმოიქმნება ნატრიუმის სულფიტი:



**ცდა №16. SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>-იონის აღმოჩენის რეაქცია**

სინჯარაში ჩაასხით 2-3 მლ ახლადდამზადებული რომელიმე სულფიტის ხსნარი და მიუმატეთ მას ბარიუმის ქლორიდის ხსნარი—დაილექება თეთრი ფერის ბარიუმის სულფიტი:



მიღებულ ნალექს დაუმატეთ კონცენტრირებული აზოტმუავა. ნალექი გაიხსნება, ამით დასტურდება ხსნარში SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>-იონის არსებობა. დაწერეთ BaSO<sub>3</sub>-ის აზოტმუავაში გახსნის რეაქცია.

**ცდა №17. კონცენტრირებული გოგირდმჟავას  
წყალწამრთმევი თვისება**

მშრალ სინჯარაში ნახევრამდე ჩაასხით კონცენტრირებული გოგირდმჟავა. მასში ჩაუშვით ხის ჩხირი და დააყოვნეთ 5 წუთი. ჩხირი ამოიღეთ მჟავადან და დაუკვირდით. შეამჩნევთ, რომ მჟავათი დასველებული ადგილი გაშავებულია (დანახშირებულია). ეს გამოიწვია იმან, რომ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ხის შემადგენელ ნივთიერებას—ცელულოზას ( $C_6H_{10}O_5$ )<sub>n</sub> არ- თმევს წყალს, რის გამოც რჩება თავისუფალი ნახ- შირბადი ნახშირის სახით.

**ცდა №18.**

განზავებულ გოგირდმჟავაში დასველებული მინის წკირით გააკეთეთ ნებისმიერი წარწერა ფილტრის ქაღალდზე. შემდეგ ქაღალდი გააშრეთ ფრთხილად სპირტქურის ალზე. წყლის აორთქლების გამო მჟავა კონცენტრირდება და ქაღალდი დანახშირდება იმ ადგილას, სადაც დასველებული იყო მჟავათი. თქვენს მიერ გაკეთებული წარწერა მკაფიოდ გამოჩნდება ქაღალდის თეთრ ფონზე.

აიღეთ ბამბის ქსოვილის პატარა ნაჭერი. რამდენიმე ადგილას შეეხეთ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში დასველებული მინის წკირით. ცოტა ხნის შემდეგ ქსოვილზე შეამჩნევთ შავ ლაქებს დანახშირების გამო. ეს ადგილები ამავე დროს ამოჭმულიც იქნება.

**ცდა №19.**

100 მლ-იან ქიმიურ ჭიქაში ჩაყარეთ 5-6 გ კარგად გაფხვიერებული შაქარი ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ). შეასველეთ 1-1,5 მლ წყლით და გააცხელეთ. შემდეგ ჭიქა ჩადგით ფაიფურის ჯამში, ჩაასხით მასში 5-10 მლ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა და კარგად მოური-

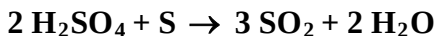
ეთ მინის წკირით. 1-2 წუთის შემდეგ ჭიქაში არსებული მასა გაშავდება, გაცხელდება, თანდათან გაიბერება და შავი ფოროვანი მასის სახით ზემოთ ამოვა. შემამწნევთ წყლის ორთქლისა და გოგირდის(IV) ოქსიდის გამოყოფას. ამ დროს გოგირდმჟავა შაქარს ართმევს არა მარტო წყალს და ანახშირებს, არამედ ურთიერთქმედებს წარმოქმნილ ნახშირთან, ჟანგავს მას და თვითონ აღდგება  $\text{SO}_2$ -მდე:



გამოყოფილი გაზები და წყლის ორთქლი აფუებს ნარევს და აქცევს მას ფხვიერ სვეტოვან მასად.

### *ცდა №20. კონცენტრირებული გოგირდმჟავას ჟანგვითი თვისება*

მშრალ სინჯარაში მოათავსეთ გოგირდის პატარა ნატეხი. დაასხით მას 2-3 მლ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა და ფრთხილად გააცხელეთ. გოგირდსა და კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას შორის მიმდინარეობს რეაქცია:



განმარტეთ, რა ხდება ამ რეაქციაში ჟანგვა-აღდგენის თვალსაზრისით.

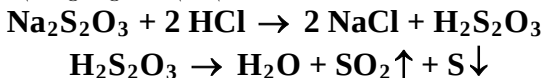
### *ცდა №21. $\text{SO}_4^{2-}$ -იონის აღმოჩენის რეაქცია*

სინჯარაში ჩაასხით განზავებული გოგირდმჟავა და მას მიუმატეთ ბარიუმის ქლორიდის ხსნარი. წარმოიქმნება თეთრი ფერის ნალექი— $\text{BaSO}_4$ . მიღებული ნალექი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთ მათგანში ჩაასხით კონცენტრირებული მარილმჟავა, მეორეში—კონცენტრირებული აზოტმჟავა. ნალექი არც ერთ

შემთხვევაში არ გაიხსნება. ამრიგად,  $\text{Ba}^{2+}$ -იონი  $\text{SO}_4^{2-}$ -იონის აღმოჩენია.

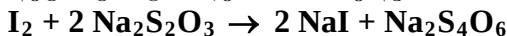
**ცდა №22. თიოგოგირდმჟავას წარმოქმნა და დაშლა**

ნატრიუმის თიოსულფატის ორი-სამი პატარა კრისტალი მოათავსეთ სინჯარაში და გახსენით მცირე რაოდენობა წყალში. მიღებულ ხსნარს მიუმატეთ განზავებული მარილმჟავა (1:3). ცოტა ხნის შემდეგ ხსნარი აიძვრება თავისუფალი გოგირდის გამოყოფის გამო. თიოსულფატზე მარილმჟავას მოქმედებით ჯერ გამოიყოფა თიოგოგირდმჟავა, რომელიც არამდგრადი ნაერთია და სწრაფად იშლება წყლად, გოგირდის(IV) ოქსიდად და გოგირდად:



**ცდა №23. თიოსულფატის მოქმედება იოდზე**

სინჯარაში მოათავსეთ რამდენიმე წვეთი იოდის სპირტხსნარი. განაზავეთ იგი 5 მლ წყლით, შემდეგ მას წვეთ-წვეთობით უმატეთ თიოსულფატის ხსნარი იოდის ხსნარის გაუფერულებამდე. რეაქცია მიმდინარეობს შემდეგი განტოლების მიხედვით:

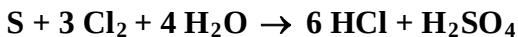
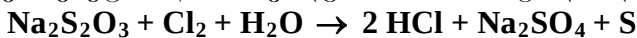


წარმოქმნილი ნატრიუმის იოდიდისა და ტეტრათიონატის ( $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ ) ხსნარები უფერულებია.

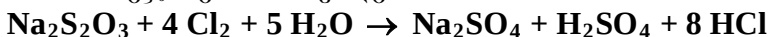
**ცდა №24. ნატრიუმის თიოსულფატის ურთიერთქმედება ქლორთან**

სინჯარაში 1/3-მდე ჩაასხით ქლორიანი წყალი და უმატეთ მას თანდათანობით ნატრიუმის თიოსულფა-

ტის ხსნარი. სინჯარა თან ანჯდრიეთ ქლორის სუნის დაკარგვამდე. თიოსულფატსა და ქლორს შორის მიმდინარე რეაქცია წარმოვიდგინოთ ორ სტადიად:



მათი შეჯამებით მივიღებთ:



როგორც განტოლებიდან ჩანს, ქლორი უფრო უვნებელ ნივთიერებად – HCl-ად გარდაიქმნა. ამ თვისების გამო თიოსულფატს უწოდებენ ანტიქლორს. თუ თიოსულფატს ჭარბი რაოდენობით აიღებთ, მაშინ რეაქციის შედეგად გამოიყოფა გოგირდის(IV) ოქსიდი და თავისუფალი გოგირდი. ახსენით ამის მიზეზი.

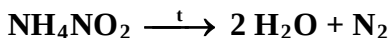
## თავი მეთხუთმეუი

### აზოტი

აზოტი მენდელეევის პერიოდული სისტემის მე-5 ჯგუფის ელემენტია. იგი უფერო, უსუნო, ჰაერზე ოდნავ მსუბუქი გაზია. აზოტი წყალში მცირედ იხსნება. იგი საკმაოდ ინერტულია, რაც აიხსნება მისი მოლეკულის აღნაგობით.  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}\equiv\text{N}$  მოლეკულაში წარმოიქმნება სამმაგი ბმა. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე სხვა ელემენტებს ნაკლებად უერთდება, გაცხელებისას კი წყალბადსა და ზოგიერთ ლითონს. მაგალითად კალციუმს, მაგნიუმს და სხვა. ლითონებთან აზოტის ნერთებს ნიტრიდები ეწოდება. მაგ.:  $\text{Na}_3\text{N}$ ,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{Ca}_3\text{N}_2$

,  $\text{AlN}$  და ა.შ. ძლიერ მაღალ ტემპერატურაზე აზოტი უერთდება ჟანგბადს.

ლაბორატორიაში აზოტს ღებულობენ ამონიუმის ნიტრიტის გაცხელებით:

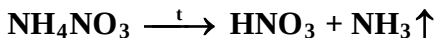


აზოტი წყალბადთან წარმოქმნის რამდენიმე ნაერთს, რომელთაგან ყველაზე მნიშვნელოვანია ამიაკი.

ლაბორატორიაში ამიაკს ღებულობენ ამონიუმის ქლორიდისა და ჩამქრალი კირის ურთიერთქმედებით. ამიაკი უფერო, ჰაერზე მსუბუქი, წყალში კარგად ხსნადი, დამახასიათებელი მკვეთრი სუნის მქონე გაზია. ერთ მოცულობა წყალში ჩვეულებრივ პირობებში იხსნება დაახლოებით 750 მოცულობა ამიაკი. კონცენტრირებული ხსნარიდან ამიაკი ადვილად გამოიყოფა გაცხელებით, რადგან ამიაკის ხსნადობა ტემპერატურის აწევისას მნიშვნელოვნად მცირდება. წყალში გახსნისას ამიაკი უერთდება წყალს და წარმოქმნის ამონიუმის ფუძეს:



ამონიუმის ფუძე სუსტი ელექტროლიტია. ამიაკის მსგავსად, იგი მუავებთან ურთიერთქმედებს და წარმოქმნის მარილებს, რომელთაც ამონიუმის მარილები ეწოდებათ. ეს უკანასკნელნი გაცხელებით ადვილად იშლებიან და ტუტეების დამატებით გამოყოფენ ამიაკს. ამ რეაქციით შეიძლება აღმოვაჩინოთ ამონიუმის მარილები:



ქიმიურად ამიაკი საკმაოდ აქტიურად შედის ბევრ ნივთიერებასთან ურთიერთქმედებაში. ჰაერზე არ იწვის, მაგრამ კარგად იწვის ჟანგბადის არეში მომწვანო ალით, რის შედეგად წარმოიქმნება წყალი და თა-

ვისუფალი აზოტი. თუ ჟანგბადისა და ამიაკის ნარევე-  
ში შევიტანთ გახურებულ პლატინის მავთულს, მაშინ  
წარმოიქმნება აზოტის(II) ოქსიდი და წყალი.

ამიაკისათვის დამახასიათებელია არა მარტო მიერ-  
თების, არამედ მისი წყალბადების ჩანაცვლების რეაქ-  
ციებიც. თუ ამიაკის მოლეკულაში ჩაგანაცვლებთ  
ერთ წყალბადის ატომს, მივიღებთ ერთვალენტიან  
ჯგუფს- $\text{NH}_2$ -ს, რომელსაც არაორგანულ ნაერთებში  
ამიდო ჯგუფს ვუწოდებთ, ხოლო ორგანულ ნაერთებ-  
ში-ამინოს. მაგ.  $\text{NaNH}_2$ -ნატრიუმის ამიდი,  $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-$   
 $\text{COOH}$ -ამინოჰმარმუა.  $\text{Na}^+\text{NH}_2^-$ -ამიდო ჯგუფს უარ-  
ყოფითი მუხტი აქვს. როცა  $-\text{NH}_2$  ბმულია ელექტროუ-  
არყოფით ატომთან ან ატომთა ჯგუფთან, მაგალითად  
 $-\text{Cl}$  ან  $-\text{OH}$ -თან, ამინო ჯგუფს ვუწოდებთ. მაგალი-  
თად  $\text{NH}_2\text{OH}$ -ს ეწოდება ჰიდროქსილამინი,  $\text{NH}_2\text{Cl}$ -ს  
ქლორამინი და ა.შ. ამ ნაერთებში ამინო ჯგუფს და-  
დებითი მუხტი აქვს ( $\text{NH}_2^+\text{Cl}$ ). ამიაკის მოლეკულაში  
ორი წყალბადის ატომის ჩანაცვლებით მიიღება ორ-  
ვალენტიანი ჯგუფი  $>\text{NH}$ , რომელსაც იმიდი ანუ იმი-  
დო ჯგუფი ეწოდება. თუ ამიაკის სამივე წყალბადის  
ატომია ჩანაცვლებული, მიიღება  $\equiv\text{N}$ -იონი, როცა იგი  
ელექტროდადებით ელემენტებთანაა შეერთებული ბი-  
ნარული ნაერთის სახით, მას ნიტრიდი ეწოდება.  
მაგალითად  $\text{Na}_3\text{N}$ ,  $\text{Ca}_3\text{N}_2$ ,  $\text{AlN}$ .

აზოტი წარმოქმნის ძირითადად ხუთ ოქსიდს:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  
 $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ . ამათგან ორი- $\text{N}_2\text{O}$  და  $\text{NO}$ ,  
მარილ-არწარმოქმნელობა, დანარჩენი კი  
მარილწარმოქმნე-  
ლი.

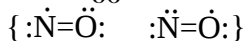
აზოტის ოქსიდები

|                             |                      |                                         |                             |                                         |
|-----------------------------|----------------------|-----------------------------------------|-----------------------------|-----------------------------------------|
| +1<br><b>N<sub>2</sub>O</b> | +2<br><b>NO</b>      | +3<br><b>N<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> | +4<br><b>NO<sub>2</sub></b> | +5<br><b>N<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b> |
| აზოტის(I)<br>ოქსიდი         | აზოტის(II)<br>ოქსიდი | აზოტის(III)<br>ოქსიდი                   | აზოტის(IV)<br>ოქსიდი        | აზოტის(V)<br>ოქსიდი                     |
| <b>N≡N=O</b>                | <b>O=N-N=O</b>       | <b>O=N-N=O</b>                          | <b>O=N=O</b>                | <b>O=N-O-N=O</b>                        |

N<sub>2</sub>O-ში აზოტის ერთი ატომის დაჟანგულობის ხარისხი ნულია, მეორის კი +2, ამიტომ დაჟანგულობის საშუალო ხარისხი +1-ის ტოლია. N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>-ში კი ერთი აზო-

ტის დაჟანგულობის ხარისხი +4-ია, მეორის +2, საშუალო დაჟანგულობის ხარისხი კი +3-ის ტოლია.

NO-ს მოლეკულის აღნაგობა, პოლინგის თანახმად შეიძლება გამოვსახოთ სქემით:



ამ სქემის თანახმად აზოტისა და ჟანგბადის ატომები ერთმანეთთან ბმულია ორი კოვალენტური და ერთი სამელექტრონიანი  $\pi$  (ტაუ) ბმით.  $\pi$  ბმა ორჯერ უფრო სუსტია, ვიდრე კოვალენტური ბმა. სამელექტრონიანი ბმა ანიჭებს NO-ს რეაქციაში შესვლის დიდ უნარს, ამიტომაც NO შეიძლება განვიხილოთ როგორც თავისუფალი რადიკალი.

აზოტოვანი მჟავას მარილებზე (ნიტრიტებზე) განზავებული გოგირდმჟავას მოქმედებით გამოიყოფა აზოტოვანი მჟავა. იგი ერთფუძიანი, სუსტი მჟავაა, ცნობილია ძლიერ განზავებულ წყალხსნარებში. HNO<sub>2</sub> არამტკიცე ნაერთია და ადვილად იშლება:



აზოტოვანი მჟავა ძლიერი დამჟანგავია, თვითონ აღდგება NO-მდე, მაგრამ ძლიერი დამჟანგველების მოქმედებით აზოტოვანი მჟავა თავად იჟანგება აზოტის მჟავად.

ლაბორატორიულ პირობებში აზოტმჟავას დებულობენ მის მარილებზე (ნიტრატებზე) კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით. აზოტმჟავა უფერო სითხეა, ჰაერზე ბოლავს მარილმჟავასავით. გაცხელებით აღვილად იშლება:



აზოტმჟავა ძლიერი დამჟანგველია. იგი ბევრ არალითონს ჟანგავს შესაბამის მჟავად. მაგ. გოგირდს გოგირდმჟავად, ფოსფორს— ფოსფორმჟავად და სხვა. აზოტმჟავა მოქმედებს ლითონთა უმრავლესობაზე და ხსნის მათ. კონცენტრირებული აზოტმჟავას გავლენით ზოგიერთი ლითონი, მაგალითად რკინა, ალუმინი და სხვა პასიურდება. აზოტმჟავას მარილებს ნიტრატები ეწოდება. მშრალად გაცხელებისას ყველა ნიტრატი იშლება და გამოყოფს ჟანგბადს. ამ თვისების გამო ნიტრატები მაღალ ტემპერატურაზე ენერგიული დამჟანგველები არიან, მაშინ როდესაც მათ წყალხსნარებს თითქმის არა აქვს ჟანგვითი თვისებები.

## სამუშაო №16.

### აზოტისა და ამიაკის მიღება და თვისებები

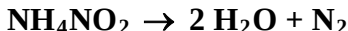
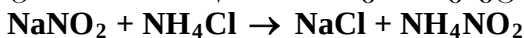
(ცდები ჩაატარეთ ამწოვ კარადაში)

#### ცდა №1. აზოტის მიღება ამონიუმის ნიტრატის დაშლით

აიღეთ 250 მლ-იანი ვიურცის კოლბა, ჩაასხით მასში

50 მლ ამონიუმის ქლორიდის ნაჯერი ხსნარი. კოლბა დაამაგრეთ შტატივზე და მოარგეთ საცობი, რომელშიც გატარებულია საწვეთი ძაბრი. საწვეთ ძაბრში ჩაასხით ნატრიუმის ნიტრიტის ნაჯერი ხსნარი. ვიურცის კოლბის ქვეშ დააფინეთ აზბესტის ბადე და მოამზადეთ სპირტქურა გასაცხელებლად. ვიურცის კოლბის გაზგამყვანი მილი შეაერთეთ ტიშენკოს გამრეცხ შუშას, რომელშიც ჩასხმულია კონცენტრირებული ნატრიუმის ტუტე. გამოყოფილი გაზი შეაგროვეთ ცილინდრში წყლის გამოძევების მეთოდით.

დაიწვეთ კოლბის გაცხელება. როდესაც ამონიუმის ქლორიდის ხსნარის ტემპერატურა დაახლოებით 80-90°C-ს მიაღწევს, გაცხელება შეანელეთ და საწვეთი ძაბრიდან კოლბაში წვეთ-წვეთობით უმატეთ ნატრიუმის ნიტრიტის ხსნარი. წარიმართება რეაქცია:



ხელსაწყოდან ჰაერის გამოძევების შემდეგ, შეაგროვეთ გამოყოფილი გაზი – აზოტი ცილინდრში. თუ აზოტიან ცილინდრში შეიტანთ ანთებულ ჩხირს, იგი მაშინვე ჩაქრება.

## **ცდა №2. ამიაკის მიღება**

ფაიფურის როდინში მოათავსეთ 20 გ ამონიუმის ქლორიდი და 30 გ ჩამქრალი კირი. ფაიფურის შპატულით კარგად შეურიეთ. ამ დროს უკვე იგრძნობა ამიაკის დამახასიათებელი სუნი. ნარევი გადაიტანეთ ვიურცის კოლბაში, მიუმატეთ ცოტაოდენი წყალი და დაუცეთ საცობი. კოლბა აზბესტის ბადეზე მოათავსეთ და დაამაგრეთ შტატივის მომჭერში. ვიურცის კოლბის გაზგამყვანი მილი შეაერთეთ გაზსაშრობ

ცილინდრთან, რომელშიც მოთავსებულია კირის ნატრები. გაზსაშრობი ცილინდრი რეზინის მილით გადააბით სწორი კუთხით მოხრილ გრძელ მინის მილს, რომლის ბოლო შეიტანეთ გადმოპირქვევებულ მშრალ ცილინდრში. გაათბეთ სარეაქციო კოლბა ფრთხილად. დაიწყება ამიაკის გამოყოფა:



გამოყოფილი გაზი შეგროვდება ცილინდრში. ცილინდრს გადმოუბრუნებლივ დაახურეთ მინის ფირფიტა და შეიტანეთ წყლიან კრისტალიზატორში. გახსნა აწარმოეთ ქლორწყალბადის წყალში გახსნის ანალოგიურად. თუ ცილინდრი კარგად იყო სავსე ამიაკით, მაშინ ის თითქმის სულ გაივსება წყლით. ამის შემდეგ ცილინდრს წყალშივე დაახურეთ სახურავი და ამოიღეთ წყლიდან. შეამოწმეთ ცილინდრში არსებული ხსნარი ინდიკატორით. დაადასტურეთ ამონიუმის ტუტის არსებობა.

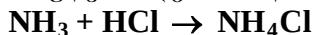
### ***ცდა №3. ამიაკის მიღება მისი კონცენტრირებული ხსნარიდან***

გამოიყენეთ წინა ცდაში გამოყენებული ხელსაწყო. სარეაქციო კოლბაში ჩაასხით 1/3-მდე ამიაკის ტუტის კონცენტრირებული ხსნარი. კოლბა გააცხელეთ ისე, რომ ხსნარი არ აღუდდეს. გამოყოფილი ამიაკი შეაგროვეთ და გამოიყენეთ შემდეგი ცდებისათვის.

### ***ცდა №4. ამონიუმის მარილის მიღება***

დაასველეთ მინის წკირი კონცენტრირებულ მარილმჟავაში. მეორე მინის წკირი—კონცენტრირებულ ამონიუმის ტუტეში. მიუახლოეთ წკირები ერთმანეთს. წარმოიქმნება თეთრი ბოლი, რომელიც შედგება ამო-

ნიუმის ქლორიდის უწვრილესი ნაწილაკებისაგან:



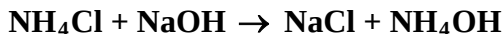
**ცდა №5. ამონიუმის ქლორიდის თერმული დაშლა**  
მშრალ სინჯარაში ჩაყარეთ ცოტაოდენი ამონიუმის ქლორიდი. სინჯარა დახრილად დაამაგრეთ შტატივზე. გაახურეთ სპირტქურის ალზე. იგი იშლება და მიიღება ამიაკი და ქლორწყალბადი:



გამოყოფილი გაზებიდან ამიაკი, როგორც მსუბუქი გაზი ზევით მიემართება, ხოლო ქლორწყალბადი, როგორც მძიმე გაზი—ქვევით. თუ სინჯარის პირთან ზემოთ დაიკავეთ წითელი ლაკმუსის ქაღალდს, ის გალურჯდება, ხოლო თუ სინჯარის პირს ქვევით დაიკავეთ ლაკმუსის ლურჯ ქაღალდს, მაშინ იგი გაწითლდება.

**ცდა №6. ამონიუმის იონის აღმოჩენა**

ამონიუმის იონის აღმოსაჩენად უნდა დაამატოთ ტუტის ხსნარი. ამ დროს გამოიყოფა ამონიუმის ტუტე, რომელიც არამდგრადია და იშლება ამიაკად და წყლად:



ხსნარიდან გამოყოფილი ამიაკი გამოიცნობა თავისი დამახასიათებელი თვისებებით.

## სამუშაო №17

### აზოტის ჟანგბადოვანი ნაერთები

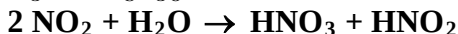
(რეაქციები ჩაატარეთ ამწოვ კარადაში)

#### *ცდა №1. აზოტის(IV) ოქსიდის მიღება და თვისებები*

ააწვეთ აზოტის მისაღები ხელსაწყო მსგავსად აზოტის(IV) ოქსიდის მისაღები ხელსაწყო. ვიურცის კოლბაში მოათავსეთ 10-15 გ სპილენძის ნაჭრები. საწვეთ ძაბრში ჩაასხით კონცენტრირებული აზოტმჟავა. გამოყოფილი გაზი უნდა შეაგროვოთ ჰაერის გამოძევების მეთოდით მშრალ სინჯარაში. დაიწვეთ რეაქცია. ამისათვის საწვეთი ძაბრიდან კოლბაში ჩაასხით კონცენტრირებული აზოტმჟავა ისეთი რაოდენობით, რომ დაიფაროს სპილენძის ნაჭრები. კოლბა გაათბეთ. მიმდინარეობს რეაქცია:



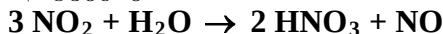
შეგროვილი გაზი  $\text{NO}_2$  ამოდის სინჯარიდან, რის გამოც იგრძნობა დამახასიათებელი არასასიამოვნო სუნი. აზოტის(IV) ოქსიდი გახსენით წყალში. ამ დროს წარმოიქმნება წყალში კარგად ხსნადი აზოტისა და აზოტოვანი მჟავები:



აზოტოვანი მჟავა იშლება აზოტმჟავასა და აზოტის(II) ოქსიდის წარმოქმნით:



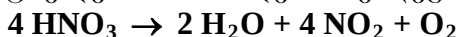
საბოლოოდ გვექნება:



მჟავას წარმოქმნის შესამოწმებლად ცილინდრში ჩაასხით ლაკმუსის ხსნარი. იგი გაწითლდება.

## **ცდა №2. აზოტმჟავას დამჟანგველი თვისებები**

1. თქვენს მიერ მიღებული აზოტმჟავა ჩაასხით მშრალ სინჯარაში 2 მლ-ის რაოდენობით, ვერტიკალურად დაამაგრეთ შტატივის მომჭერში და ფრთხილად გააცხელეთ. აზოტმჟავას ადულების შემდეგ სინჯარაში შეიტანეთ მბუუტავი ხის ჩხირი ისე, რომ ეს უკანასკნელი არ შეეხოს მჟავას. შენიშნავთ, რომ მბუუტავი ჩხირი აინთება. ანთებული ჩხირი ჩაუშვით მღუღარე აზოტმჟავაში. იგი აქაც გააგრძელებს წვას. აზოტმჟავა გაცხელებისას იშლება შემდეგნაირად:



2. აიღეთ ორი სინჯარა, ერთ მათგანში ჩაასხით 1-2 მლ ინდიგოს განზავებული (გამთბარი) ხსნარი, მეორეში – იმავე რაოდენობის ლაკმუსის ხსნარი. ორივე სინჯარაში ჩაასხით რამდენიმე წვეთი კონცენტრირებული აზოტმჟავა და სინჯარა კარგად შეანჯღრიეთ. ინდიგოსა და ლაკმუსის ხსნარები უნდა გაუფერულდეს. აზოტმჟავა ჟანგავს ადებულ ნივთიერებებს. დაჟანგვის პროდუქტები კი უფერულია.

3. აიღეთ შალისა და ბამბის ქსოვილის პატარა ნაჭრები. თითოეულ მათგანს მინის ჩხირით დააწვეთეთ კონცენტრირებული აზოტმჟავა. ქსოვილებზე დასველებული ადგილები სწრაფად გაყვითლდება, ხოლო შემდეგ დაიშლება (ამოიჭმება დაწვის გამო).

4. აიღეთ პატარა ქიმიური ჭიქა. ჩაასხით მასში კონცენტრირებული აზოტმჟავა. ჩააგდეთ მასში 1-2 ლითონური თუთიის მარცვალი. დაიწყება ენერგიული რეაქცია. გამოიყოფა მურა-წითელი ფერის გაზი  $\text{NO}_2$ :



### **ცდა №3. ნიტრატების დაშლა გახურებით**

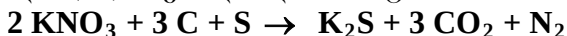
დიდი ზომის მშრალ სინჯარაში ჩაყარეთ კალიუმის ნიტრატის კრისტალები და დაამაგრეთ შტატივის მომჭერში. სინჯარა გააცხელეთ სპირტქურის ალზე. კალიუმის ნიტრატი გაცხელებისას ჯერ გადნება, შემდეგ დაიშლება:



როდესაც გამდნარი კალიუმის ნიტრატიდან გაზის ბუშტულების გამოყოფას შენიშნავთ, მაშინ სინჯარაში პინცეტის საშუალებით ჩააგდეთ გაღვივებული ნახშირის პატარა ნატეხი. ნახშირი დაიწყებს ენერგიულ წვას, ხტის სინჯარაში და ტკაცუნობს. ასევე შეიძლება მოვახდინოთ გოგირდის წვაც. გოგირდის წვისას გამოიყოფა დიდი რაოდენობით სითბო, რამაც შეიძლება გააღნოს სინჯარა.

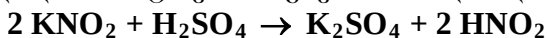
### **ცდა №4. შავი დენტის დამზადება**

აწონეთ კარგად გაფხვიერებული 8 გ კალიუმის ნიტრატი, 1 გ ნახშირი და 1 გ გოგირდის ფხვნილი. სამივე ნივთიერება გადაიტანეთ ქაღალდის ფურცელზე და კარგად აურიეთ. მიღებული ნარევი არის ე.წ. შავი დენტი. ნარევი მოათავსეთ აზბესტირებულ ბადეზე გროვად და დადეთ ამწოვ კარადაში. ნარევს შეეხეთ გრძელი, ანთებული ხის ჩხირით. ნარევი აინთება და იწვის სქელი თეთრი ბოლის გამოყოფით. დენტის წვის შედეგად წარმოიქმნება კალიუმის სულფიდი, ნახშირბადის(IV) ოქსიდი და აზოტი:



### **ცდა №5. აზოტოვანი მუავას მიღება და დაშლა**

სინჯარაში ჩაასხით 5-6 მლ კალიუმის ან ნატრიუმის ნიტრიტის კონცენტრირებული ხსნარი და კარგად გააცით. გაციებულ ხსნარს მიუმატეთ რამდენიმე წვეთი განზავებული გოგირდმჟავა. ხსნარი შეიღებება ცისფრად, ხოლო ხსნარის ზემოთ გაჩნდება  $\text{NO}_2$  –მურა-წითელი ფერის გაზი. ნიტრიტსა და გოგირდმჟავას შორის ხდება ურთიერთქმედება, რის შედეგად წარმოიქმნება აზოტოვანი მჟავა, რომელიც სწრაფად იშლება წყლად და აზოტოვანი მჟავას ანჰიდრიდად:

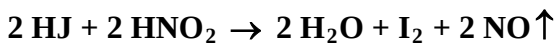
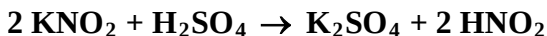
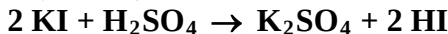


$\text{N}_2\text{O}_3$  ლურჯი ფერისაა, მისი წყალხსნარი კი ცისფერია, ამიტომ მიიღო ხსნარმა ცოტა ხნით ცისფერი.  $\text{N}_2\text{O}_3$  ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე სწრაფად იშლება აზოტის(II) და (IV) ოქსიდებად:



#### **ცდა №6. აზოტოვანი მჟავას დამჟანგველი თვისება**

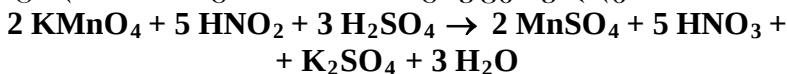
სინჯარაში ჩაასხით 5 მლ კალიუმის იოდიდის განზავებული ხსნარი და შეამჟავეთ განზავებული გოგირდმჟავას რამდენიმე წვეთით. ამის შემდეგ მიღებულ ხსნარს მიუმატეთ კალიუმის ნიტრიტის ხსნარი. ხსნარი ფერს იცვლის თავისუფალი იოდის გამოყოფის გამო. კალიუმის იოდიდზე და კალიუმის ნიტრიტზე გოგირდმჟავას მოქმედებით გამოიყოფა  $\text{HI}$  და  $\text{HNO}_2$ . ამ უკანასკნელთა ურთიერთქმედებით გამოიყოფა თავისუფალი იოდი:



თავისუფალი იოდის არსებობა შეგიძლიათ დაადასტუროთ სახამებლით.

### **ცდა №7. აზოტოვანი მჟავას აღმდგენელი თვისება**

სინჯარაში ჩაასხით 5 მლ კალიუმის პერმანგანატის განზავებული ხსნარი და შეამჯავეთ განზავებული გოგირდმჟავას რამდენიმე წვეთით. მიუმატეთ მიღებულ ხსნარს ძლიერ განზავებული კალიუმის ნიტრატის  $\text{KNO}_3$ -ის განზავებული ხსნარი. იგი ხსნარში დამხვედრი გოგირდმჟავას მოქმედებით გადაიქცევა აზოტოვან მჟავად და აღადგენს მანგანუმს პერმანგანატიდან. ამის გამო ხსნარი გაუფერულდება:



## **თავი მეთექვსმეტი**

### **ფოსფორი, დარიშხანი, სტიბიუმი, ბისმუტი**

ფოსფორი, დარიშხანი, სტიბიუმი და ბისმუტი წარმოადგენენ მე-5 ჯგუფის ელემენტებს. ფოსფორი რამდენიმე ალოტროპულ სახეცვლილებას წარმოქმნის, მათგან ყველაზე მნიშვნელოვანია თეთრი და წითელი მოდიფიკაციები. თეთრი ფოსფორი წარმოადგენს მყარ, კრისტალურ ნივთიერებას. იგი ცვილივით რბილია, ნახევრადგამჭვირვალე და დამახასიათებელი სუნი აქვს. დნება  $44^\circ\text{C}$ -ზე, ძლიერი საწამლავია, წყალში მცირედ იხსნება, კარგად იხსნება თხევად ამიაკში, გოგირდნახშირბადში და სხვა. თეთრი ფოს-

ფორი მეტად რეაქციისუნარიანია. 50°C-მდე გათბობისას ის თავისით ინთება; დანით გაჭრის დროს ხახუნითაც ადვილად ააღდება, ამიტომ მას ჭრიან არა ჰაერზე, არამედ წყლის ქვეშ. ამავე მიზეზის გამო, მას ინახავენ წყალში.

წითელი ფოსფორი წარმოადგენს მოწითალო-იისფერ ფხვნილს. იგი გაცხელებით ორთქლად იქცევა. ის ბევრად უფრო ნაკლებრეაქციისუნარიანია, ვიდრე თეთრი ფოსფორი, მაგრამ მასავით ტუტეში იხსნება. ჰაერზე ადვილად არ იჟანგება და ამიტომ არ ანათებს, განსხვავებით თეთრი ფოსფორისაგან. წითელი ფოსფორი წყალსა და გოგირდნახშირბადში არ იხსნება და არ არის საწამლავი.

ფოსფორის მესამე სახესხვაობას – შავ ფოსფორს ახასიათებს ლითონური ბზინვა, სითბო და ელექტროგამტარია.

უჰაეროდ გახურებისას წითელი და შავი ფოსფორი ქროლდება. გაცივებისას მისი ორთქლიდან თეთრი ფოსფორი მიიღება. თეთრი ფოსფორის წითელში გადასვლა და საერთოდ ფოსფორის ალოტროპიული სახესხვაობების ურთიერთგარდაქმნა შექცევადი პროცესია.

ფოსფორი ქიმიურად ბევრად უფრო აქტიურია, ვიდრე აზოტი. ის ადვილად უერთდება ჟანგბადს, ჰალოგენებს, გოგირდს და სხვებს. ფოსფორი უშუალოდ უერთდება ბევრ ლითონს და წარმოქმნის ნაერთებს, რომელთაც ეწოდება ფოსფიდები. ფოსფორი წყალბადს უშუალოდ არ უერთდება. მისი წყალბადნაერთი შეიძლება მიღებული იქნეს ფოსფიდებზე წყლის მოქმედებით.

ფოსფორი წყალბადთან წარმოქმნის რამდენიმე ნაერთს:  $\text{PH}_3$ ,  $\text{P}_2\text{H}_4$ ,  $\text{P}_{12}\text{H}_6$ . ამათგან პირველი გაზია, მეორე – თხევადი, მესამე – მყარი ნივთიერება.  $\text{PH}_3$  უფერო, ნივრის სუნის მქონე ძლიერი საწამლავი გაზია. იგი ამიაკის მსგავსად უერთდება ჰალოგენწყალბადმჟავებს და წარმოქმნის ფოსფონიუმის მარილებს.

ფოსფორის ჟანგბადნაერთებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია ფოსფორის ანჰიდრიდი  $\text{P}_2\text{O}_5$  და ფოსფოროვანი ანჰიდრიდი  $\text{P}_2\text{O}_3$ .

ფოსფორის(V) ოქსიდი  $\text{P}_2\text{O}_5$  წარმოიქმნება ფოსფორის წვის დროს ჰაერში ან ჟანგბადში. იგი თეთრი, თოვლისებრი ნივთიერებაა, რომელიც ხარბად იერთებს წყალს და წარმოქმნის სხვადასხვა შედგენილობის მჟავას: ერთფუძიან მეტაფოსფორის მჟავას  $\text{HPO}_3$ , სამფუძიან ფოსფორის მჟავას  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , ოთხფუძიან პიროფოსფორის მჟავას  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .

ფოსფორის მჟავებიდან ყველაზე მეტი მნიშვნელობა აქვს ორთოფოსფორმჟავას. იგი საშუალო სიძლიერის მჟავაა. მის მარილებს ფოსფატები ეწოდება. როგორც მრავალფუძიანი მჟავა, იგი წარმოქმნის ორ წყება მარილებს – ნორმალურსა და მჟავეს. ნორმალურია მაგალითად  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . მათ კიდევ მესამეულ ფოსფატებს უწოდებენ. მჟავე მარილებს –  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  პირველად ფოსფატებს უწოდებენ, ხოლო  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{CaHPO}_4$  – კი მეორეულ ფოსფატებს.

ფოსფორის(III) ოქსიდი  $\text{P}_2\text{O}_3$  თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა. იგი წყალთან ურთიერთქმედებით წარმოქმნის ორფუძიან მჟავას  $\text{H}_3\text{PO}_3$ -ს.

ფოსფორის ჰალოგენნაერთებიდან მნიშვნელოვანია  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{PBr}_3$ ,  $\text{PI}_3$ . ეს ნაერთები ადვილად განიცდიან ჰიდროლიზს და წარმოქმნიან ფოსფოროვან მჟავასა და შესაბამის ჰალოგენწყალბადმჟავებს, ამიტომ ამ ნაერთებს ჰალოგენანჰიდრიდებს უწოდებენ.

დარიშხანი, სტიბიუმი და ბისმუტი თავისუფალ მდგომარეობაში გარეგნულად მოგვაგონებს ლითონებს, ატარებენ სითბოსა და ელექტროდენს, მაგრამ არ იჭედებიან. ისინი გაცხელებით უერთდებიან ჰალოგენებს, გოგირდსა და ჟანგბადს. წყალბადთან წარმოქმნიან არამდგრად ნაერთებს. დარიშხანის ყველა ნაერთი საწამლაია.

დარიშხანი, სტიბიუმი და ბისმუტი ამჟღავნებენ სამ და ხუთ ვალენტობას. მათი შესაბამისი ოქსიდები და ჰიდროქსიდებია:

$\text{As}_2\text{O}_3$ —დარიშხანის(III) ოქსიდი, დარიშხანოვანი ანჰიდრიდი. შეესაბამება დარიშხანოვანი მჟავა  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ , რომელიც ამფოტერულია. ხსნარში არსებობს  $\text{As}(\text{OH})_3$ -ის სახით. მის მარილებს არსენიტები ეწოდება. ისინი კარგი აღმდგენელები არიან.

$\text{Sb}_2\text{O}_3$ —სტიბიუმის(III) ოქსიდი. შეესაბამება სტიბიუმის ჰიდროქსიდი  $\text{Sb}(\text{OH})_3$ , რომელიც ამფოტერული თვისებებით ხასიათდება, მაგრამ ფუძე თვისებებს უფრო მეტად ავლენს, ვიდრე  $\text{As}(\text{OH})_3$ .

$\text{Bi}_2\text{O}_3$ —ბისმუტის(III) ოქსიდი. შეესაბამება ჰიდროქსიდი  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ , რომელიც მთლიანად ფუძე თვისებებს ამჟღავნებს.

$\text{As}_2\text{O}_5$ —დარიშხანის(V) ოქსიდი, შეესაბამება დარიშხანმჟავა  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ . მის მარილებს არსებობენ ეწოდება. ისინი ამჟღავნებენ ჟანგვით თვისებებს.

$\text{Sb}_2\text{O}_5$ —სტიბიუმის(V) ოქსიდი, წარმოადგენს უცნობი სტიბიუმმჟავას  $\text{H}_3\text{SbO}_4$ -ის ანჰიდრიდს.

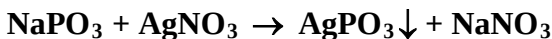
დარიშხანისა და სტიბიუმის სულფიდები, განსხვავებით ბისმუტის სულფიდისა, იხსნებიან ამონიუმის ან ტუტე ლითონთა სულფიდებში, რის შედეგად წარმოიქმნება სულფომარილები. სულფომარილთა შესაბამისი მჟავები თავისუფალ მდგომარეობაში არ არსებობს. ისინი გამოყოფისთანავე იშლება გოგირდ-წყალბადად და შესაბამის სულფიდებად.

## სამუშაო №18

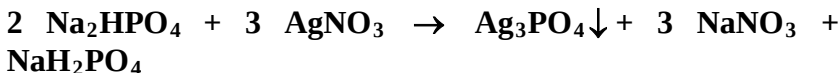
### ფოსფორი

*ცდა №1.  $\text{PO}_3^-$  და  $\text{PO}_4^{3-}$ -იონების აღმოჩენა*

სინჯარაში ჩაასხით მცირე რაოდენობით ნატრიუმის მეტაფოსფატის ხსნარი. მიუმატეთ რამდენიმე წვეთი ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი. წარმოიქმნება ვერცხლის მეტაფოსფატის თეთრი ნალექი:



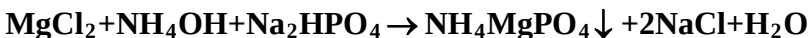
მიღებული ნალექი  $\text{AgPO}_3$  იხსნება აზოტმჟავაში. ასევე მიუმატეთ მეორე სინჯარაში ნატრიუმის ჰიდროფოსფატის ხსნარს რამდენიმე წვეთი ვერცხლის ნიტრატი. წარმოიქმნება ვერცხლის ფოსფატის ყვითელი ნალექი:



მიღებული ნალექიც იხსნება აზოტმჟავაში. შეადგინეთ რეაქციის განტოლება.

**ცდა №2.  $\text{PO}_4^{3-}$ -იონის აღმოჩენა მაგნეზიალური ხსნარით**

სინჯარაში ჩაასხით მაგნიუმის ქლორიდის 1-2 მლ ხსნარი. მიუმატეთ მას კონცენტრირებული ამონიუმის ტუტე ისეთი რაოდენობით, რომ დაილექოს მაგნიუმი  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ -ის სახით. შემდეგ ნალექს დაუმატეთ ამონიუმის ქლორიდის კონცენტრირებული ხსნარი ნალექის მთლიან გახსნამდე. მიიღება ე.წ. მაგნეზიალური ხსნარი. თუ თქვენს მიერ დამზადებულ ხსნარს დაუმატებთ ნატრიუმის ჰიდროფოსფატის ხსნარს, გამოიყოფა თეთრი ფერის კრისტალური ნალექი:



ამრიგად, წყალში უხსნადი თეთრი ფერის ნალექის  $\text{NH}_4\text{MgPO}_4$ -ის წარმოქმნა დამახასიათებელია  $\text{PO}_4^{3-}$ -იონისათვის.

**ცდა №3. ფოსფორის ანჰიდრიდის მიღება და თვისებები**

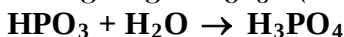
ამწოვ კარადაში დადგით ფაიფურის ჯამი. მასზე მოათავსეთ 0,5 გ წითელი ფოსფორი. ჯამს დაახურეთ დიდი ზომის მინის მშრალი ძაბრი, რომლის ბოლოს ჩამოაცვით მშრალი სინჯარა. ძაბრის პირსა და ფაიფურის ჯამს შორის მოათავსეთ ასანთის ღერი, რათა ჰაერს თავისუფლად შეექმლოს ძაბრის შიგნით შესვლა. ამის შემდეგ აანთეთ ფოსფორი ჯამში ისე, რომ არ დაარღვიოთ პირვანდელი მდგომარეობა. ფოსფორი ძაბრის ქვეშ განაგრძობს წვას. გამოყოფილი ფოსფორის ანჰიდრიდი თეთრი კრისტალური მასის სახით დაილექება ძაბრის ცივ კედლებზე. ფოსფორის მთლიანად დაწვის შემდეგ ძაბრი სინჯარიტურთ გადმოაბრუნეთ და ჩადგით სადგამში. ძაბრი დატოვეთ ასეთ მდგომარეობაში. ცოტა ხნის შემდეგ ფოსფორის ანჰიდრიდი განითხევა ჰაერიდან ტენის შთანთქმის გამო. ძაბრის კედლებზე განთხეული ფოსფორის ანჰიდრიდი ჩარეცხეთ მცირე რაოდენობა წყლით ძაბრის ქვემოთ მდგარ სინჯარაში. ჩვეულებრივ პირობებში ფოსფორის ანჰიდრიდისა და წყლის ურთიერთქმედებით წარმოიქმნება მეტაფოსფორის მჟავა:



მჟავას არსებობაში დარწმუნდებით ლაკმუსის ხსნარით; ხოლო მეტაფოსფორმჟავას არსებობაში კი დარწმუნდებით, თუ აღმოაჩენთ  $\text{PO}_3^-$ -იონს ვერცხლის ნიტრატის დამატებით. სინჯარა კარგად შეანდრიეთ და პიპეტის დახმარებით სინჯარის კედლებზე ჩაყოლებით მიუმატეთ განზავებული ამონიუმის ტუტის ხსნარი (მჟავას გასანეიტრალებლად). ამონიუმის ტუტესა და სინჯარაში არსებული ხსნარის შეხების აღ-

გილას წარმოიქმნება  $\text{AgPO}_3$ -ის თეთრი რგოლი, რაც ხსნარში  $\text{PO}_3^-$ -იონის არსებობის მაჩვენებელია.

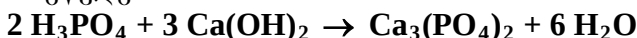
მეტაფოსფორმუჟავას ხსნარის ნაწილი ჩაასხით პატარა ქიმიურ ჭიქაში; მიუმატეთ მას 40-50 მლ წყალი და 1-2 მლ კონცენტრირებული აზოტმუჟავა ( $\text{HPO}_3$ -ის მიერ წყლის შეერთების დაჩქარების მიზნით) და ხსნარი ადუღეთ 25-30 წუთის განმავლობაში. თუ ხსნარის მოცულობა ძალიან შემცირდა, დაამატეთ საჭიროების მიხედვით გამოხდილი წყალი. მეტაფოსფორმუჟავა გარდაიქმნება ორთოფოსფორმუჟავად:



გაცივების შემდეგ ხსნარის ნაწილი გადაასხით სინჯარაში, მიუმატეთ ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი და შეანჯღრიეთ. შემდეგ მიღებულ ხსნარს წინა ცდაში აღწერილი წესით მიუმატეთ განზავებული ამონიუმის ტუტე, სანამ ვერცხლის ფოსფატის  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  ყვითელი ფერის რგოლი წარმოიქმნებოდეს, რაც  $\text{PO}_4^{3-}$ -იონის არსებობის მაჩვენებელია.  $\text{PO}_4^{3-}$ -იონის არსებობა შეამოწმეთ მაგნეზიალური ხსნარითაც.

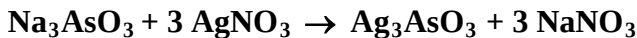
#### *ცდა №4. კალციუმის ფოსფატის მიღება*

სინჯარაში მოათავსეთ განზავებული ფოსფორმუჟავას ხსნარი და წვეთ-წვეთობით უმატეთ კალციუმის ტუტის გამჭვირვალე ხსნარი, სანამ ნალექის წარმოქმნა არ შეწყდება:



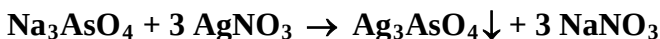
#### *ცდა №5. $\text{AsO}_3^{3-}$ - და $\text{AsO}_4^{3-}$ -იონების აღმოჩენა*

სინჯარაში ჩაასხით 1-2 მლ ნატრიუმის არსენიტის ხსნარი და მიუმატეთ ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი. წარმოიქმნება ვერცხლის არსენიტის ყვითელი ფერის ნალექი:



მიღებული ნალექი აზოტმჟავაში იხსნება. დაწერეთ რეაქციის ტოლობა.

სინჯარაში ჩაასხით ნატრიუმის არსენატის  $\text{Na}_3\text{AsO}_4$ -ის ხსნარი და მიუმატეთ მას ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი. გამოიყოფა ვერცხლის არსენატის შოკოლადისფერი ნალექი:



შეამოწმეთ მიღებული ნალექის ხსნადობა აზოტმჟავაში. ამრიგად  $\text{AsO}_3^{3-}$  - და  $\text{AsO}_4^{3-}$ -იონების აღმოჩენა შეიძლება ვერცხლის ნიტრატით.

### ***ცდა №6. დარიშხანოვანი მჟავას მიღება***

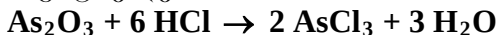
სინჯარაში მოათავსეთ 0,2 გ დარიშხანოვანი ან-ჰიდრიდი, მიუმატეთ მას 5-6 მლ წყალი. სინჯარა კარგად შეანჯღრიეთ. დაიკავეთ ხის საჭერელათი და 5-6 წუთის განმავლობაში აცხელეთ. წყლისა და დარიშხანოვანი ანჰიდრიდის ურთიერთქმედებით წარმოიქმნება დარიშხანოვანი მჟავა:



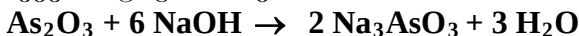
მჟავას არსებობაში დარწმუნდით ინდიკატორით. გადაიტანეთ სინჯარაში ხსნარის ნაწილი, დაუმატეთ ჯერ 1-2 წვეთი ამონიუმის ტუტის ხსნარი, შემდეგ კი ვერცხლის ნიტრატი. ყვითელი ფერის ნალექის წარმოქმნა ხსნარში  $\text{AsO}_3^{3-}$ -იონების არსებობის მაჩვენებელია.

**ცდა №7.  $\text{As}_2\text{O}_3$ -ის ამფოტერული თვისებები**

$\text{As}_2\text{O}_3$ -ის ამფოტერობის დასამტკიცებლად მისი მცირე რაოდენობა გახსენით კონცენტრირებულ მარილმჟავაში გაცხელებით:



ასევე მცირე რაოდენობა გახსენით კონცენტრირებული ნატრიუმის ტუტის ხსნარში გაცხელებით.  $\text{As}_2\text{O}_3$  ამ შემთხვევაშიც გაიხსნება:



იმის დასამტკიცებლად, რომ ნამდვილად არსენიტი მიიღება, შეამჟავეთ აზოტმჟავით და დაამატეთ ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი. წარმოიქმნება ყვითელი ფერის ნალექი, რაც არსენიტ-იონის არსებობის მაჩვენებელია.

**ცდა №8. არსენიტის აღდგენითი თვისება**

სინჯარაში იოდის განზავებულ ხსნარს მიუმატეთ ნატრიუმის არსენიტის ხსნარი. შეამჩნევთ, რომ იოდის ხსნარი გაუფერულდება. მიმდინარეობს რეაქცია:

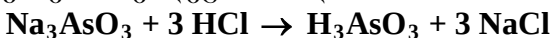


შეამოწმეთ მიღებულ ხსნარში  $\text{AsO}_4^{3-}$ -იონის არსებობა.

**ცდა №9. დარიშხანის სულფიდებისა და სულფომარილების მიღება**

სინჯარაში ჩაასხით 4-5 მლ ნატრიუმის არსენიტის ხსნარი, შეამჟავეთ განზავებული მარილმჟავით და მიუმატეთ მას ახლადდამზადებული გოგირდწყალბადიანი წყალი. წარმოიქმნება სამვალენტოვანი დარიშხა-

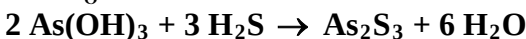
ნის სულფიდის ყვითელი ფერის ნალექი.  $\text{As}_2\text{S}_3$  წარმოიქმნება შემდეგნაირად:



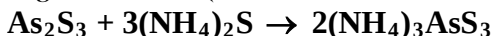
$\text{H}_3\text{AsO}_3$  ამფოტერული ჰიდროქსიდია და ხსნარში წარმოქმნის როგორც  $\text{AsO}_3^{3-}$ -, ისე  $\text{As}^{3+}$ -იონებს:



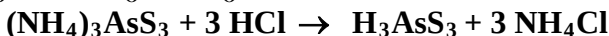
ხსნარში არსებული  $\text{As}^{3+}$ -იონები უერთდება  $\text{S}^{2-}$ -იონებს და წარმოქმნის  $\text{As}_2\text{S}_3$ -ს:



სინჯარა კარგად შეანდრიეთ და ნალექი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. როდესაც ნალექები დაწდება, გადაწურეთ გამჭვირვალე სითხე. ერთ სინჯარას მიუმატეთ კონცენტრირებული მარილმჟავა. ნალექი არ გაიხსნება. მეორე სინჯარას მიუმატეთ ამონიუმის სულფიდის ხსნარი. ნალექი გაიხსნება იმის გამო, რომ წარმოიქმნება წყალში კარგად ხსნადი სულფოდარიშხანოვან-მჟავას ამონიუმის მარილი:



მიღებულ სულფოდარიშხანს მიუმატეთ განზავებული მარილმჟავა. წარმოიქმნება ყვითელი ფერის ნალექი. ეს აიხსნება ასე:

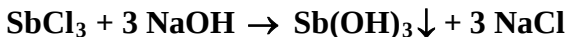


$\text{H}_3\text{AsS}_3$  არამტკიცე ნაერთია და დაიშლება წარმოქმნისთანავე:



*ცდა №10. სტიბიუმის(III) ჰიდროქსიდის  $\text{Sb(OH)}_3$ -ის მიღება და თვისებები*

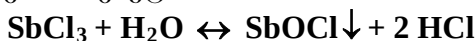
სინჯარაში სტიბიუმის(III) ქლორიდის ხსნარს მიუმატეთ წვეთ-წვეთობით ნატრიუმის ტუტის ხსნარი თეთრი ფერის ნალექის მიღებამდე. რეაქცია წარიმართება ასე:



მიღებული ნალექი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთს დაუმატეთ მარილმჟავა, მეორეს–ნატრიუმის ტუტის ხსნარი. ორივე შემთხვევაში გაიხსნება ნალექები. დაწერეთ რეაქციათა განტოლებები. გამოიტანეთ დასკვნა  $\text{Sb(OH)}_3$ -ის თვისებების შესახებ.

### ***ცდა №11. სტიბიუმის(III) ქლორიდის ჰიდროლიზი***

სინჯარაში ჩაასხით სტიბიუმის(III) ქლორიდის ხსნარი. წვეთ-წვეთობით უმატეთ მას წყალი მანამ, სანამ თეთრი ფერის ნალექი წარმოიქმნებოდეს. მიმდინარეობს ასეთი რეაქცია:

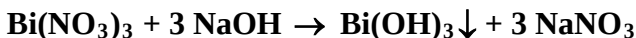


სტიბიუმის ქლოროქსიდი  $\text{SbOCl}$  წყალში უხსნადი თეთრი ნალექია. იგი იხსნება მჟავებში. მაგალითად, კონცენტრირებულ მარილმჟავაში. თუ მიღებულ უფერულ ხსნარს მიუმატებთ წყალს, თეთრი ნალექი კვლავ წარმოიქმნება.

### ***ცდა №12. ბისმუტის(III) ჰიდროქსიდის მიღება და თვისებები***

სინჯარაში ჩაასხით ბისმუტის(III) ნიტრატის ხსნარი 4-5 მლ-ის რაოდენობით. მიუმატეთ მას ნატრიუმის

ტუტის ხსნარი. დაილექება თეთრი ფერის ბისმუტის (III) ჰიდროქსიდი:



მიღებული ნალექი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთს მიუმატეთ განზავებული აზოტმჟავა, მეორეს კი – ნატრიუმის ტუტის კონცენტრირებული ხსნარი. ბისმუტის(III) ჰიდროქსიდი გაიხსნება მჟავაში, ხოლო ტუტეში არა.  $\text{Bi}(\text{OH})_3$  არ არის ამფოტერული ჰიდროქსიდი.

### *ცდა №13. ბისმუტის(III) ნიტრატის ჰიდროლიზი*

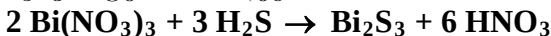
სინჯარაში ჩაასხით ბისმუტის(III) ნიტრატის ხსნარი 3-5 მლ-ის რაოდენობით. მიუმატეთ მას წყალი. წარმოიქმნება თეთრი ფერის ნალექი–ბისმუტის ფუძე მარილი:



ბისმუტის ფუძე მარილი იხსნება აზოტმჟავაში. მიუმატეთ მას  $\text{HNO}_3$  და დაუკვირდით ნალექის გახსნას.

### *ცდა №14. ბისმუტის(III) სულფიდის მიღება*

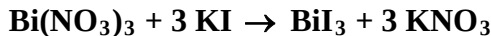
ბისმუტის(III) ნიტრატის ხსნარს მიუმატეთ გოგირდ-წყალბადიანი წყალი. მიიღება ბისმუტის(III) სულფიდის მუქი ყავისფერი ნალექი:



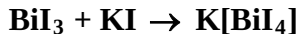
ნალექი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთს მიუმატეთ ამონიუმის სულფიდი და სინჯარა შეანჯღრიეთ. ნალექი არ გაიხსნება. ამ თვისებით  $\text{Bi}_2\text{S}_3$  განსხვავდება  $\text{As}_2\text{S}_3$ -ისა და  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ -საგან. მეორე სინჯარაში არსებულ ნალექს მიუმატეთ კონცენტრირებული მარილ-

მუავა. ნალექი გაიხსნება. დაწერეთ რეაქციის ტოლობა.

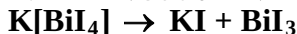
**ცდა №15. ბისმუტის კომპლექსური მარილის მიღება**  
სინჯარაში ბისმუტის(III) ნიტრატის ხსნარს დაუმატეთ წვეთ-წვეთობით კალიუმის იოდიდის ხსნარი ბისმუტის იოდიდის მურა-ყავისფერი ნალექის წარმოქმნამდე:



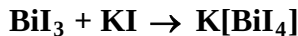
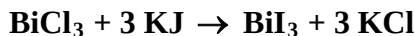
სინჯარიდან ხსნარი გადაწურეთ და დარჩენილ ნალექს ჭარბად დაუმატეთ კალიუმის იოდიდის ხსნარი. ბისმუტის(III) იოდიდი გაიხსნება წყალში ხსნადი კომპლექსური მარილის  $\text{K}[\text{BiI}_4]$  წარმოქმნის გამო:



წყლის დიდ რაოდენობასთან მოქმედებით  $\text{K}[\text{BiI}_4]$  იშლება გამოსავალ პროდუქტებად:

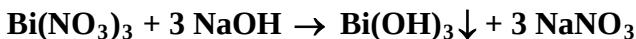


**ცდა №16. მშრალი რეაქცია ბისმუტზე**  
მშრალ სინჯარაში ჩაყარეთ მცირე რაოდენობა  $\text{BiCl}_3$ -ის და  $\text{KI}$ -ის კრისტალური ნარევი. გაათბეთ. წარმოიქმნება შავი  $\text{BiI}_3$ . ხოლო  $\text{KI}$ -ის სიჭარბის შემხვევაში კი-ნარინჯისფერ-წითელი ფერის კრისტალები  $\text{K}[\text{BiI}_4]$  :



**ცდა №17. ბისმუტატის მიღება**  
სინჯარაში ბისმუტის(III) ნიტრატის ხსნარს მიუმატეთ ნატრიუმის ტუტის ხსნარი და 1-2 წუთი აღუდეთ.

მიღებული ნალექი დაწდობის შემდეგ გადაწურეთ, მიუმატეთ 2-3 მლ ნატრიუმის ტუტის კონცენტრირებული ხსნარი და შემდეგ 2-3 მლ წყალბადის პეროქსიდი. მიღებული ნარევი ადუღეთ რამდენიმე წუთის განმავლობაში. ნალექი მუქ-ყვითელ ფერს მიიღებს, რაც ნატრიუმის ბისმუტატის წარმოქმნის მაჩვენებელია:



ნატრიუმის ბისმუტატი კარგი დამუანგველია. ამაში დასარწმუნებლად მოიქცით ასე: სინჯარიდან გადაწურეთ ხსნარი, დარჩენილ ნალექს კი მიუმატეთ 1-2 წვეთი მანგანუმის(II) სულფატის განზავებული ხსნარი, შემდეგ კი 5-6 მლ განზავებული გოგირდმჟავა და კარგად აურიეთ. ხსნარი მიიღებს მანგანუმის მჟავას დამახასიათებელ ფერს (ჟოლოსფერს), რაც  $\text{Mn}^{2+}$ -იონების დაჟანგვას გვიჩვენებს  $\text{MnO}_4^-$ -იონებად. შეადგინეთ რეაქციის განტოლება.

## თავი მეჩვიდმეტი

### ნახშირბადი და სილიციუმი

#### წარმოდგენა კოლოიდურ ხსნარებზე

ნახშირბადი და სილიციუმი პერიოდული სისტემის მეოთხე ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებია.

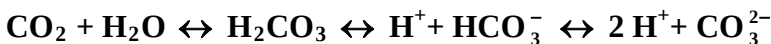
ნახშირბადი ტიპური არალითონია. იგი წარმოქმნის სამ ალოტროპიულ სახეცვლილებას—გრაფიტს, ალმასსა და კარბინს. თავისუფალ მდგომარეობაში ნახშირბადი გვხვდება აგრეთვე ხის ნახშირის სახით, რომელსაც აქვს წვრილკრისტალური სტრუქტურა. ხის ნახშირის ზოგიერთ სახეს ახასიათებს გაზების, ორთქლისა და გახსნილი ნივთიერების ადსორბციის უნარი. ეს თვისება განსაკუთრებით გააქტივებულ ნახშირს ახასიათებს.

ნახშირბადის სახეობებს შორის ყველაზე რეაქციისუნარიანია ამორფული ნახშირი. გაცხელებისას მისი აქტივობა მატულობს. იგი ამ დროს უერთდება არამარტო თავისუფალ ჟანგბადს, არამედ ნაერთებში მყოფსაც კი. ამიტომ ნახშირი კარგ აღმდგენელს წარმოადგენს. მაღალ ტემპერატურაზე ნახშირბადი უერთდება წყალბადს, გოგირდსა და ლითონებს. ლითონებთან ნახშირბადის ნაერთებს ეწოდება კარბიდები.

ნახშირბადი წყალბადთან უამრავ ნაერთს წარმოქმნის. ამათგან ნაჯერი ნახშირწყალბადების უმარტივეს წარმომადგენელს—მეთანს ლაბორატორიაში ღებულობენ უწყლო ნატრიუმის აცეტატის და მწვავე ნატრის ნარევის გაცხელებით. უჯერი ნახშირწყალბადების წარმომადგენლებია ეთენი (ეთილენი) და ეთინი (აცეტილენი).

ეთილენი მიიღება ეთილის სპირტისაგან წყლის ელემენტების წართმევით, ხოლო აცეტილენი—კალციუმის კარბიდზე წყლის მოქმედებით. თუ მეთანი ჩვეულებრივ პირობებში ქიმიურად ინერტული ნივთიერებაა, ეთილენი და მითუმეტეს აცეტილენი უფრო რეაქციისუნარიანნი არიან. ახასიათებთ მიერთების, დაჟანგვის რეაქციები. სამივე ნივთიერება—მეთანი, ეთილენი და აცეტილენი აიროვანია და ახასიათებთ წვა. იწვიან განსხვავებული ალით, რადგან ისინი ნახშირბადს სხვადასხვა პროცენტული შემცველობით შეიცავენ: მეთანი იწვის უფრო ალით, ეთილენი—მნათი, ხოლო აცეტილენი მჭვარტლიანი ალით იწვის.

ნახშირბადი ჟანგბადთან წარმოქმნის ძირითადად ორ ოქსიდს: მონოოქსიდს და დიოქსიდს. ნახშირბადის (IV) ოქსიდი  $\text{CO}_2$  ლაბორატორიაში მიიღება მარმარილოზე მარილმჟავას მოქმედებით. იგი ჰაერზე მძიმე გაზია, არ იწვის და არც წვას უწყობს ხელს, მაგრამ ზოგიერთი ტუტემიწათა ლითონი და ფოსფორი განაგრძობს წვას  $\text{CO}_2$ -ის არეში.  $\text{CO}_2$  წყალში კარგად ხსნადი გაზია. მისი მოლეკულები ნაწილობრივ ურთიერთქმედებენ წყლის მოლეკულებთან და წარმოქმნიან ნახშირმჟავას, რომელიც მხოლოდ წყალხსნარში არსებობს. ნახშირმჟავა სუსტი ორფუძიანი მჟავაა. ხსნარში იგი უმთავრესად  $\text{H}^+$  და  $\text{HCO}_3^-$  იონებად იშლება და უმნიშვნელო რაოდენობით წარმოქმნის  $\text{CO}_3^{2-}$ -იონებს:



ნახშირმჟავა ორი რიგის მარილს იძლევა. საშუალო მარილებს კარბონატები ეწოდებათ, მჟავე მარილებს კი—ჰიდროკარბონატები. ნატრიუმის, კალიუმისა

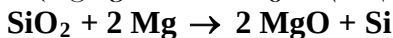
და ამონიუმის კარბონატები და თითქმის ყველა ჰიდროკარბონატი წყალში ხსნადია, ხოლო დანარჩენ ლითონთა კარბონატები უხსნადია. ნახშირმჟავას ყველა მარილი იშლება მჟავების მოქმედებით და გამოყოფს ნახშირბადის(IV) ოქსიდს. გახურების მიმართ მდგრადია ტუტე ლითონთა კარბონატები, დანარჩენ ლითონთა კარბონატები გახურებით იშლებიან ლითონის ოქსიდად და ნახშირბადის(IV) ოქსიდად.

ნახშირბადის(II) ოქსიდი CO ლაბორატორიაში შეიძლება მიღებულ იქნას მჟაუნმჟავას ან ჭიანჭველმჟავასაგან წყლის ელემენტების წართმევით, რასაც ჩვეულებრივად კონცენტრირებული გოგირდმჟავას საშუალებით ახორციელებენ. ამიტომ შეიძლება ვილაპარაკოთ იმაზე, რომ CO–ნახშირბადის(II) ოქსიდი, ისე როგორც CO<sub>2</sub>–ნახშირბადის(IV) ოქსიდი მარილწარმომქმნელი ოქსიდია. CO-ს შესაბამისი მჟავა ჭიანჭველმჟავაა–HCOOH.

CO–ჰაერზე ოდნავ მსუბუქი, უფერო, უსუნო, ძლიერ საწამლავი გაზია. წყალში მცირედ იხსნება. ჰაერზე იწვის ცისფერი ალით. იგი კარგი აღმდგენელია.

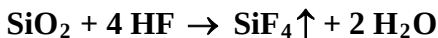
სილიციუმი ნახშირბადის ანალოგია. ეს ელემენტი ჟანგბადის შემდეგ დედამიწაზე ყველაზე მეტად არის გავრცელებული. სილიციუმი ბუნებაში თავისუფალი სახით არასოდეს არ გვხვდება. მისი ნაერთები შეიძლება განვიხილოთ როგორც სილიციუმის(IV) ოქსიდის SiO<sub>2</sub>-ის ნაწარმები. SiO<sub>2</sub> ბუნებაში გვხვდება კვარცის, მთის ბროლის, კვარცის ქვიშის სახით, აგრეთვე სილიციუმმჟავას მარილების – სილიკატების სახით. ყველაზე გავრცელებული ალუმინსილიკატებია მინდვრის შპატები, ქარსები, კაოლინი და სხვა.

სილიციუმი შეიძლება მივიღოთ მაგნიუმის, როგორც აღმდგენელის, მოქმედებით თეთრ წმინდა ქვიშაზე, რომელიც თავისი შედგენილობით თითქმის სუფთა  $\text{SiO}_2$ —სილიციუმის(IV) ოქსიდს წარმოადგენს:



ამ რეაქციით მიიღება ამორფული სილიციუმი მუქი მურა ფერის ფხვნილის სახით. ქიმიურად სილიციუმი ნაკლებად აქტიურია. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე იგი უშუალოდ უერთდება მხოლოდ ფტორს. დანარჩენ ელემენტებს იგი უერთდება გაცხელებით. სილიციუმი უერთდება ზოგიერთ ლითონს და წარმოქმნის სილიციდებს. მაგალითად, მაგნიუმის სილიციდი  $\text{Mg}_2\text{Si}$ . მაგნიუმის სილიციდზე მარილმჟავას მოქმედებით წარმოიქმნება სილიციუმის წყალბადნაერთი—სილანები.

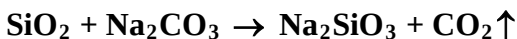
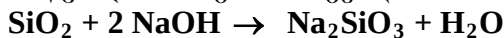
$\text{SiH}_4$ —სილიციუმწყალბადი სილანების ყველაზე უმარტივესი წარმომადგენელია. სილანების საერთო ფორმულაა  $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ . ნაერთების ეს კლასი ნაჯერი ნახშირწყალბადების მწკრივის ანალოგიურია. სილანები ძლიერ მომწამვლელი ნივთიერებები არიან.  $\text{SiH}_4$ -ის წვის შედეგად წარმოიქმნება  $\text{SiO}_2$ . სილიციუმის(IV) ოქსიდი მხოლოდ ფტორწყალბადმჟავაში იხსნება, შედეგად ტეტრაფტორსილიციუმი  $\text{SiF}_4$  წარმოიქმნება:



$\text{SiF}_4$ -უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე გაზია, ჰაერზე ბოლავს. ადვილად განიცდის ჰიდროლიზს, რომლის დროს წარმოიქმნება სილიციუმფტორწყალბადმჟავა  $\text{H}_2\text{SiF}_6$ .

სილიციუმის(IV) ოქსიდი ტუტეებთან და კარბონატებთან შედნობისას წარმოქმნის მეტასილიციუმჟა-

ვას მარილებს (მეტასილიკატებს). ამ მარილებიდან წყალში ხსნადია მხოლოდ ნატრიუმისა და კალიუმის მარილები. ამ უკანასკნელებს უწოდებენ ხსნად მინებს, ხოლო წყალხსნარებს—თხევად მინას:



ნატრიუმის სილიკატის ხსნარს ძლიერი ტუტე რეაქცია აქვს. ნატრიუმის სილიკატის ხსნარზე მჟავების მოქმედებით მიიღება მეტასილიციუმის მჟავა  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , რომელიც სარეაქციოდ აღებულ ხსნართა კონცენტრაციების მიხედვით ან გამოიყოფა ლაბისებრი ნალექის სახით, ან წარმოქმნის კოლოიდურ ხსნარს. სილიციუმმჟავა ნახშირმჟავაზე უფრო სუსტი მჟავაა.

ხსნარებს შორის კოლოიდურ ხსნარებს განსაკუთრებული მდგომარეობა უკავიათ. ჭეშმარიტ ხსნარებში გახსნილი ნივთიერებები დანაწილებულია მოლეკულებამდე ან იონებამდე. სუსპენზიებსა და ემულსიებში კი დაწილადებულ ნაწილაკთა ზომა იმდენად დიდია, რომ ზოგჯერ მათი დანახვა შეიძლება შეუიარაღებელი თვალითაც. კოლოიდურ ხსნარებს კი შუალედური მდგომარეობა უკავიათ. მათში გახსნილი ნაწილაკთა ზომა ბევრად უფრო დიდია, ვიდრე ჩვეულებრივ ხსნარებში და გაცილებით მცირეა, ვიდრე სუსპენზიებსა და ემულსიებში. კოლოიდური ხსნარის ნაწილაკები მრავალ მოლეკულათაგან შემდგარ აგრეგატებს წარმოადგენს, რომელთა ზომა იცვლება კოლოიდური ხსნარის მიღების პირობების მიხედვით.

არსებობს კოლოიდური ხსნარის მიღების დისპერსიული და კონდენსაციური მეთოდი. დისპერსიული მეთოდის შემთხვევაში ხსნარის მიღება დამყარებუ-

ღია მსხვილი ნაწილაკების უფრო წვრილად გადაქცევაზე, ხოლო მეორე-კონდენსაციურ მეთოდს საფუძვლად უდევს წყალხსნარებში მიმდინარე ქიმიური რეაქციები. სათანადო პირობების შექმნით ზოგ შემთხვევაში შეიძლება მოხერხდეს, რომ რეაქციის დროს წარმოქმნილი უხსნადი ნივთიერება გამოიყოს ამა თუ იმ ზომის ნაწილაკების სახით და ამგვარად მიღებული იქნეს კოლოიდური ხსნარი. მაგალითად, რკინის(III) ქლორიდს თუ წვეთ-წვეთობით ვუმატებთ ადუღებულ ხსნარს, მიიღება ჩაისფერი მუქი რკინის(III) ჰიდროქსიდის კოლოიდური ხსნარი. კოლოიდურ ხსნარს სხვაგვარად უწოდებენ ზოლს. კოლოიდური ხსნარები საკმაოდ მდგრადია. მდგრადობის ერთ-ერთ მთავარ მიზეზს წარმოადგენს ის, რომ კოლოიდური ნაწილაკები ელექტრომუხტის მატარებელია. მათ შეუძლიათ მოახდინონ ხსნარიდან ერთი ტიპის იონების (კათიონებისა ან ანიონების) ადსორბცია და ამის მიხედვით დაიმუხტონ ან დადებითად, ან უარყოფითად. ცხადია, რადგან კოლოიდური ხსნარის ნაწილაკები ერთნაირი ელექტრომუხტის მატარებელია, ამიტომ ისინი ერთმანეთს განიზიდავს, რაც ხელს უშლის ნაწილაკების გამსხვილებასა და დალექვას. თუ რაიმე საშუალებით კოლოიდური ნაწილაკების ელექტრომუხტს შევამცირებთ ან მოვსპობთ, მაშინ ადგილი ექნება ნაწილაკთა ურთიერთმიკვრას და მსხვილი აგრეგატის წარმოქმნას. ამ პროცესს კოაგულაცია ანუ შედედება ეწოდება. როდესაც კოაგულაციის დროს ნაწილაკების სიდიდე გარკვეულ ზომას მიაღწევს, იწყება სწრაფი დალექვა ანუ სედიმენტაცია. კოაგულაციით წარმოქმნილ ნალექს გელი ეწოდება.

კოაგულაციის დაჩქარება შეიძლება კოლოიდურ ხსნარზე სხვადასხვა ელექტროლიტის მიმატებით, გაცხელებით, სხვა კოლოიდური ხსნარების დამატებით, რომელთა ნაწილაკები საპირისპირო მუხტის მატარებელია.

ზოგიერთი კოლოიდის ნალექი (ანუ გელი) გაცხელებით ან გამხსნელის მიმატებით შეიძლება გადაყვანილი იქნეს ზოლში. ასეთ კოლოიდებს შექცევადი კოლოიდები ეწოდება. არიან უქცევი კოლოიდებიც, რომელთა გადაყვანა ხელახლა ზოლად შესაძლებელია, თუ ელექტროლიტს დავამატებთ. უქცევ კოლოიდზე ელექტროლიტის მოქმედებით ზოლის წარმოქმნას ეწოდება პეპტიზაცია.

## სამუშაო №19

### ნახშირბადის წყალბად- და ჟანგბადნაერთები

#### *ცდა №1. მეთანის მიღება და თვისებები*

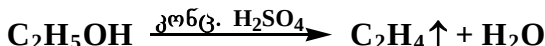
მეთანის მისაღებად საჭიროა ნატრიუმის აცეტატის წინასწარ გაუწყლოება. აიღეთ ორი წონითი ნაწილი გაუწყლოებული ნატრიუმის აცეტატის ფხვნილი, ჩაყარეთ ფაიფურის ჯამში. მიუმატეთ მას ერთი წონითი ნაწილი კარგად გაფხვიერებული ნატრიუმის ტუტე. აურიეთ კარგად. ნარევი ჩაყარეთ მშრალ სინჯარაში ნახევრამდე. სინჯარას დაუცეთ საცობი, რომელშიც გატარებული იქნება სწორი კუთხით მოხრილი მინის გაწედილობოლიანი მილი. სინჯარა დაამაგრეთ შტატივის მომჭერში ისე, რომ გაზგამყვანი მილის ბოლო ზევით იქნეს აღმართული. დაიწყეთ სინჯარის გაცხელება. რეაქციის შედეგად გამოიყოფა მეთანი:



შეამოწმეთ მეთანის გამოყოფა; ანთეთ იგი და დაუკვირდით ალს. შეადგინეთ მეთანის წვის რეაქციის განტოლება. მეთანი შეგიძლიათ შეაგროვოთ წყლის გამოძევების მეთოდით.

### **ცდა №2. ეთენის მიღება და თვისებები**

ჩაასხით კოლბაში 5 მლ სუფთა ეთილის სპირტი და ჩადგით ცივწყლიან ჭურჭელში. შემდეგ მას დაუმატეთ ფრთხილად 30 მლ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ისე, რომ ხსნარი არ გაცხელდეს. ამოიღეთ 4-5 მლ მომზადებული ნარევი და გადაიტანეთ მშრალ სინჯარაში, რომელსაც მორგებული ექნება საცობი გაზგამყვანი მილით. სინჯარა გააცხელეთ. გამოიყოფა ეთენი:



გამოყოფილი ეთენი (ეთილენი) აანთეთ. დააკვირდით ალს. ალი ჩააქრეთ და ეთილენი გაატარეთ კალიუმის პერმანგანატის განზავებულ ხსნარში. პერმანგანატის ჟოლოსფერი გაქრება. ხსნარი გაუფერულდება. რატომ? გაეცით დასაბუთებული პასუხი.

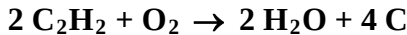
### **ცდა №3. ეთინის მიღება და თვისებები**

დიდი ზომის სინჯარაში ჩააგდეთ კალციუმის კარბიდის 2-3 ნატეხი და დაუმატეთ მცირე რაოდენობით წყალი. სინჯარას სწრაფად დაუცეთ საცობი გაზგამყვანი მილით. რეაქცია სწრაფად დაიწყება:

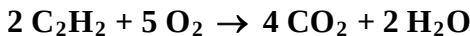


გაზგამყვანი მილის ბოლოს ანთეთ გამოყოფილი გაზი ეთინი (აცეტილენი). იგი იწვის ძლიერ მნათი და

ჭვარტლიანი ალით. ჭვარტლის გამოყოფა აცეტილენის არასრული წვის შედეგია:



ერთი მოცულობა აცეტილენისა და 2,5 მოცულობა ჟანგბადის (ან 12,5 მოცულობა ჰაერის) ნარევი ძლიერ ფეთქებადია. ამ დროს ხდება აცეტილენის სრული წვა:



#### **ცდა №4. ნახშირბადის(IV) ოქსიდის მიღება და თვისებები**

კიპის ხელსაწყოში მოათავსეთ მარმარილოს ნატეხები და ჩაასხით მარილმუცა (განზავებული) ისეთი რაოდენობით, რომ დაიფაროს მარმარილოს ნატეხები. კიპის ხელსაწყოს გაზგამყვანი მილი შეაერთეთ დრექსელთან, რომელშიც ჩასხმული იქნება გამოხდილი წყალი. აქ გამოყოფილი გაზი— $\text{CO}_2$  უნდა გათავისუფლდეს წატაცებული ქლორწყალბადისაგან. დრექსელის მაგივრად შეგიძლიათ გამოიყენოთ ჩამრეცხი კოლბა. გახსენით ონკანი. კიპის ხელსაწყოში წარიმართება რეაქცია:



გამოყოფილი გაზი შეგიძლიათ შეაგროვოთ მშრალ ცილინდრში ან სინჯარებში. შეამოწმეთ ანთებული ხის ჩხირით ნახშირბადის(IV) ოქსიდის არსებობა.

#### **ცდა №5.**

აიღეთ დიდი ზომის ქიმიური ჭიქა. ჩაუშვით მასში თუნუქის გრძელი ნაჭრისაგან გაკეთებული კიბე.

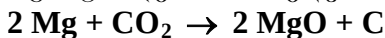
რომლის საფეხურებზე დამაგრებულია პატარა სანთლები. ანთეთ სანთლები და ჭიქაში ფსკერამდე ჩაუშვით გაზგამყვანი მილი. გახსენით კიპის ხელსაწყო-ს ონკანი და ატარეთ გაზი. ნახშირბადის(IV) ოქსი-დი გამოაძევეს ჭიქიდან ჰაერს და მის ადგილს დაი-კავეს. სანთლები დაიწყებენ ერთმანეთის მიყოლებით ქვევიდან ზევით თანდათან ჩაქრობას. ეს ცდა ადას-ტურებს იმას, რომ  $\text{CO}_2$  ჰაერზე მძიმე გაზია და იგი წვას ხელს არ უწყობს.

### ცდა №6.

ქიმიურ-ტექნიკურ სასწორზე მოათავსეთ ორი ერთნაირი ზომის 0,5 ლ-იანი მოცულობის ქიმიური ჭიქა და სასწორი გააწონასწორეთ. მესამე ასეთივე ჭიქაში შეაგროვეთ კიპის ხელსაწყოდან ნახშირბა-დის(IV) ოქსიდი. სასწორი აუშვით და ერთ-ერთ ჯამ-ზე მოთავსებულ ქიმიურ ჭიქას მიუახლოვეთ ნახშირ-ბადის(IV) ოქსიდით სავსე ჭიქა ისე, რომ ჭიქები ერთ-მანეთს არ შეეხოს. სასწორის წონასწორობა დაირ-ღვევა. ახსენით მიზეზი.

### ცდა №7.

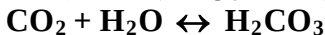
გაავსეთ მშრალი კოლბა ნახშირბადის (IV) ოქსიდით და მასში შეიტანეთ ანთებული მაგნიუმის ლენტა. ლენტის ბოლო დაიკავეთ პინცეტით. მაგ-ნიუმი განაგრძობს წვას ცილინდრში. რეაქცია წარი-მართება ასეთი განტოლების მიხედვით:



გამოყოფილი ნახშირი დაილექება ცილინდრის კედლებზე შავი ნაფიფქის სახით.

**ცდა №8.**

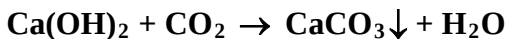
კოლბაში ჩაასხით 20-30 მლ გამოსხილი წყალი. ჩააწვეთეთ ლაკმუსის ხსნარი და ატარეთ კიპის ხელსაწყოდან ნახშირბადის(IV) ოქსიდი ძლიერი ნაკადით. ხსნარი მოწითალო ფერის გახდება:



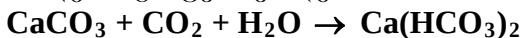
ხსნარში წარმოიქმნება ნახშირმჟავა.

**ცდა №9.**

კოლბაში ჩაასხით 20-30 მლ კირიანი წყალი და კიპის ხელსაწყოდან ატარეთ მასში ნახშირბადის(IV) ოქსიდი. შეამჩნევთ, რომ ხსნარი აიმღვრევა წყალში უხსნადი კალციუმის კარბონატის წარმოქმნის გამო:



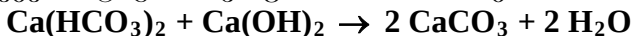
გააგრძელეთ ამღვრეულ ხსნარში გაზის ტარება, სანამ არ მიიღება გამჭვირვალე ხსნარი:



მიღებული გამჭვირვალე ხსნარი ჩაასხით ორ სინჯარაში. ერთ-ერთი სინჯარა ადუღეთ ნალექის გამოყოფამდე. გაცხელებისას კალციუმის ჰიდროკარბონატი იშლება:



მეორე სინჯარაში არსებულ კალციუმის ჰიდროკარბონატის ხსნარს მიუმატეთ კირიანი წყალი. ამ შემთხვევაშიც გამოიყოფა  $\text{CaCO}_3$ -ის თეთრი ნალექი:

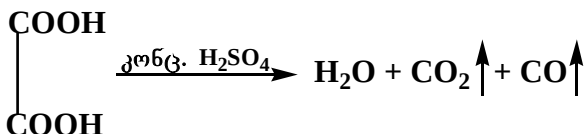


### ცდა №10.

აიღეთ გრძელი მინის მილი და ერთი ბოლო ჩაუშვით კირიან წყალში, მეორე ბოლო ჩაიდეთ პირში და ჩაბერეთ ამონაქუნთქი ჰაერი. კირიანი წყალი მალე აიძვრება. ახსენით მიზეზი.

### ცდა №11. ნახშირბადის(II) ოქსიდის მიღება მჟაუნმჟავადან და თვისებები

100 მლ-იან მრგვალძირა კოლბაში ჩაყარეთ 10-15 გ მჟაუნმჟავა. მიუმატეთ მას 30-35 მლ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა. კოლბას დაუცეთ საცობი, რომელშიც გატარებული იქნება სწორი კუთხით მოხრილი გაზგამყვანი მილი. ეს უკანასკნელი კი შეერთებულია დრექსელთან, რომელშიც ჩასხმულია ნატრიუმის ტუტის ხსნარი. სარეაქციო კოლბა გააცხელეთ. კონცენტრირებული გოგირდმჟავა წაართმევს წყალს მჟაუნმჟავას, გამოიყოფა ნახშირბადის(II) და (IV) ოქსიდები:



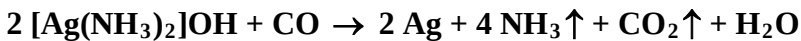
$\text{CO}_2$  დრექსელში გავლისას შთაინთქმება ტუტის ხსნარით, ხოლო  $\text{CO}$  სუფთა სახით გამოიყოფა. ნახშირბადის(II) ოქსიდი საწამლავია. იგი შეაგროვეთ წყლის ზედაპირზე, წყალშივე დაახურეთ მინის ფირფიტა და ისე ამოიღეთ წყლიდან.

### ცდა №12.

ნახშირბადის(II) ოქსიდი იწვის მოცისფრო ალით. შეამოწმეთ ეს. დაწერეთ რეაქციის განტოლება.

### **ცდა №13.**

სინჯარაში ჩაასხით 2-3 მლ ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი, წვეთ-წვეთობით უმატეთ ამონიუმის ტუტის ხსნარი, სანამ პირველად წარმოქმნილი ვერცხლის ოქსიდი არ გაიხსნება. მიღებულ ხსნარში გაატარეთ ნახშირბადის(II) ოქსიდი. შეამჩნევთ ლითონური ვერცხლის შავი ნალექის წარმოქმნას. ვერცხლის აღდგენა გამოიხატება შემდეგი განტოლებით:

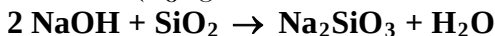


### **სამუშაო №20**

**სილიკატები, სილიციუმმჟავა, კოლოიდური ხსნარები**

#### **ცდა №1. ნატრიუმის სილიკატის მიღება და თვისებები**

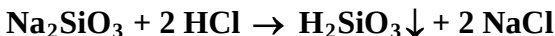
ფაიფურის ჯამში ჩაყარეთ 4 გ გაფხვიერებული კვარცი და 4 გ მყარი ნატრიუმის ტუტე. ჯამი დადგით შტატივის რგოლზე და გააცხელეთ. გამდნარი ტუტე რეაქციაში შედის სილიციუმის(IV) ოქსიდთან და წარმოქმნის სილიკატს:



გაციების შემდეგ ჯამში არსებული შენადნობი გახსენით გამოხდილ წყალში და მიღებული ხსნარი გაფილტრეთ. ფილტრატში იქნება სილიკატის ხსნარი, ხოლო ფილტრზე დარჩება ჭარბი კვარცის ფხვნილი.

### **ცდა №2. სილიციუმშეავას მიღება გელის სახით**

ჩაასხით სინჯარაში 2-3 მლ ნატრიუმის სილიკატის კონცენტრირებული ხსნარი. მას მიუმატეთ 1-2 მლ კონცენტრირებული მარილმჟავა და ხსნარს მოურიეთ მინის წკირით. რეაქციის შედეგად გამოიყოფა მეტასილიციუმმჟავა და ნატრიუმის ქლორიდი:



ცდის ასეთ პირობებში სილიციუმმჟავა გამოიყოფა გელის მდგომარეობაში, ამის გამო სინჯარის შიგთავსი მთლიანად გადაიქცევა ლაბისებრ მასად.

### **ცდა №3. სილიციუმშეავას მიღება ზოლის სახით**

სინჯარაში ჩაასხით 2-3 მლ ნატრიუმის სილიკატის განზავებული ხსნარი და მიუმატეთ მას განზავებული მარილმჟავა. მიიღება მეტასილიციუმმჟავას კოლოიდური ხსნარი. ამის გამო ნალექის გამოყოფას ვერ შენიშნავთ.

### **ცდა №4. მინის ჰიდროლიზი**

მშრალ ფაიფურის როდინში მოათავსეთ მინის პატარა ნატეხები და კარგად გააფხვიერეთ (გაიკეთეთ დამცველი სათვალე). გაფხვიერებული მინა გადაიტანეთ პატარა ქიმიურ ჭიქაში. მიუმატეთ მას 5-10 მლ გამოხდილი წყალი და ადუღეთ 1-2 წუთის განმავლობაში. შემდეგ გაცხელება შეწყვიტეთ და ჭიქაში არსებულ ხსნარს ჩააწვეთეთ ფენოლფტალეინი. ხსნარი მიიღებს ჟოლოსფერს. ახსენით მიზეზი.

**ცდა №5. რკინის(III) ჰიდროქსიდის კოლოიდური  
ხსნარის დამზადება**

ქიმიურ ჭიქაში ჩაასხით 100 მლ გამოხდილი წყალი და აადუღეთ. მდუღარე წყალს ურიეთ მინის წკირით და თან წვეთ-წვეთობით უმატეთ რკინის(III) ქლორიდის განზავებული ხსნარი, სანამ ჭიქაში არსებული ხსნარი მიიღებდეს მუქ ჩაის ფერს. ამის შემდეგ გაცხელება შეწყვიტეთ. მიღებული ხსნარი წარმოადგენს რკინის(III) ჰიდროქსიდის კოლოიდურ ხსნარს (ზოლს). იგი წარმოიქმნა რკინის(III) ქლორიდის ჰიდროლიზით. შეადგინეთ ჰიდროლიზის განტოლება.

**ცდა №6. კოლოიდურ ხსნართა კოაგულაცია**

ორ სინჯარაში ჩაასხით თქვენს მიერ მიღებული რკინის(III) ჰიდროქსიდის კოლოიდური ხსნარი. ერთი სინჯარა აადუღეთ რამდენიმე ხანს. დუდილის შედეგად მოხდება კოაგულაცია და ნალექის სახით გამოიყოფა რკინის(III) ჰიდროქსიდის  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  მიხაკისფერი ნალექი. მეორე სინჯარას მიუმატეთ ამონიუმის სულფატის ნაჯერი ხსნარი 1-2 მლ-ის რაოდენობით. რამდენიმე ხნის შემდეგ მოხდება კოაგულაცია.

**ცდა №7. სუსპენზიის მიღება**

სინჯარაში ჩაასხით გამოხდილი წყალი და ჩაყარეთ თიხის ან ცარცის ფხვნილი. კარგად ანჯღრიეთ. მიიღებთ სუსპენზიას, რომელიც საკმაოდ ხანს მდგრადი იქნება (წყალი დარჩება ამღვრეული), ხოლო შემდეგ კი დაილექება (დაწდება).

*ცდა №8. ემულსიის დამზადება*

ემულსია შეგიძლიათ მოამზადოთ კოლბაში, რომელშიც მოთავსებული გაქვთ გამოხდილი წყალი, თუ მას დაუმატებთ 1 მლ ზეთს ან ნავთს.

## თავი მეთვრამეტე

### ელემენტთა პერიოდული სისტემის პირველი ჯგუფის ლითონები

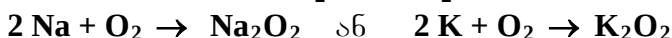
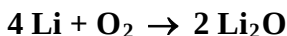
პერიოდული სისტემის პირველი ჯგუფის ყველა ელემენტის ატომთა გარე შრეზე არის მხოლოდ ერთი s-ელექტრონი, მაგრამ ბოლოსწინა შრე ჯგუფის ცალკეულ ელემენტებს სხვადასხვანაირად აქვს აგებული. ეს გარემოება დიდ გავლენას ახდენს ამ ელემენტების თვისებებზე, რის გამოც დასახელებული ჯგუფის ელემენტები გაყოფილია ორ-მთავარ და თანაურ ქვეჯგუფებად. მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებია: ლითიუმი, ნატრიუმი, კალიუმი, რუბიდიუმი, ცეზიუმი და ფრანციუმი. ამ ელემენტებს ტუტე ლითონები ეწოდება. თანაურ ქვეჯგუფს შეადგენენ ელემენტები: სპილენძი, ვერცხლი და ოქრო.

ტუტე ლითონები ურთიერთმსგავსი ქიმიური თვისებებით ხასიათდება. ყველა ეს ელემენტი გარე შრეზე ხასიათდება ერთი სავალენტო ელექტრონით. მათ არ გააჩნიათ ელექტრონის მიერთების უნარი და შეუძლიათ მხოლოდ გასცენ ერთი ელექტრონი, რის შედეგად იძლევიან დადებითად დამუხტულ იონებს. ყველა ეს ელემენტი წარმოადგენს ძლიერ აღმდგენელს. ტუტე ლითონები წარმოქმნიან წყალში ყველაზე კარგად ხსნად ფუძეებს, რომელთაც მწვავე ტუტეები ეწოდებათ.

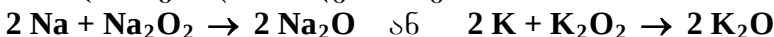
ტუტე ლითონებიდან ბუნებაში ყველაზე მეტად გავრცელებულია ნატრიუმი და კალიუმი ნაერთების სახით. თავისუფალ მდგომარეობაში ტუტე ლითონები მოვერცხლისფრო-თეთრი ფერის, რბილი ნივთიერებე-

ბია, რომელთაც ინახავენ უქანგბადო სითხეში—ნავთში. გაცხელებით ადვილად უერთდებიან წყალბადს და წარმოქმნიან ნაერთებს, რომელთაც ჰიდრიდები ეწოდებათ. ტუტე ლითონები იხსნებიან ვერცხლის-წყალში და წარმოქმნიან ამაღგამებს.

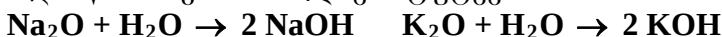
ტუტე ლითონები ჰაერზე წვის შედეგად, გარდა ლითიუმისა, წარმოქმნიან პეროქსიდებს. ხოლო მათი ოქსიდები მიიღებიან პეროქსიდების გაცხელებით შესაბამის ლითონთან. ლითიუმის ოქსიდი გამოირჩევა მდგრადობით, ამიტომ შესაძლებელია მისი მიღება ჰაერზე წვისას:



ხოლო ოქსიდი მიიღება ასე:



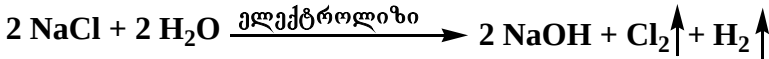
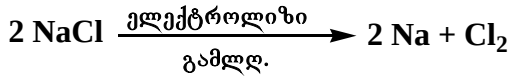
ტუტე ლითონთა ოქსიდები წყალში კარგად იხსნებიან და წარმოქმნიან ძლიერ ტუტეებს:



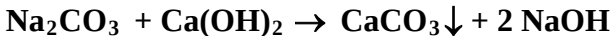
ტუტე ლითონები ენერგიულად ურთიერთქმედებენ ჰალოგენებთან, გოგირდთან და წარმოქმნიან სათანადო მარილებს (იხ. წინა სამუშაოები). დიდი მნიშვნელობა აქვს ნატრიუმისა და კალიუმის ქლორიდებს, კარბონატებს, ტუტეებს და სხვა.

ტუტე ლითონებს ძირითადად ღებულობენ მათი გამდნარი მარილების ელექტროლიზით, ხოლო ნატრიუმისა და კალიუმის ტუტეებს ტექნიკაში ღებულობენ მათი ქლორიდების წყალხსნართა ელექტროლიზით. ლაბორატორიაში მათი მიღება აგრეთვე შეიძლება შესაბამისი კარბონატებისა და ჩამქრალი კირის—კალციუმის ჰიდროქსიდის ურთიერთქმედებით. რაც

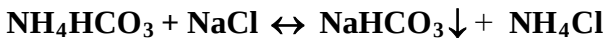
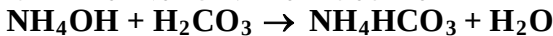
შეეხება სოდას, ტექნიკაში მას უმთავრესად დებულობენ ამიაკური ხერხით (სოლვეის ხერხი):



ლაბორატორიაში NaOH-ის მიღებას ახდენენ:



სოლვეის ხერხით კი ჯერ უნდა მიიღონ ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი, შემდეგ კი მისი გახურებით – კარბონატი. ასე დებულობენ ტექნიკაში სოდას:



NaHCO<sub>3</sub>-ის ხსნადობა წყალში შედარებით მცირეა, წონასწორობა გადახრილია მარცხნიდან მარჯვნივ, ამიტომ შესაძლებელია NaHCO<sub>3</sub>-ის დალექვა და გაფილტვრით მოცილება, შემდეგ კი მისი გახურება (კალცინირება) და ჰიდროკარბონატიდან კარბონატის მიღება:



NaHCO<sub>3</sub>-ს ეოფაცხოვრებაში სასმელ სოდას უძახიან, ხოლო Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>-ს კალცინირებულ ან სარეცხ სოდას.

ტუტე ლითონთა მარილები აღს სხვადასხვა ფერს აძლევენ: ნატრიუმის მარილები – ყვითელს, კალიუმის – იისფერს. ამ გზით შეიძლება ნატრიუმისა და კალიუმის აღმოჩენა მათ ნაერთებში.

თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები – სპილენძი, ვერცხლი, ოქრო თავიანთი თვისებებით ახლოს არიან მთავარი ქვეჯგუფის ლითონებთან, თუმცა უნდა აღინიშნოს.

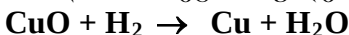
ნოს, რომ ეს უკანასკნელნი ყველა ნაერთში ერთვალენტიანები არიან, ხოლო სპილენძის ქვეჯგუფის ლითონები იჩენენ როგორც ერთ, ისე ორ და სამ ვალენტობას. სპილენძისათვის უფრო მეტად დამახასიათებელია ვალენტობა II, ოქროსთვის—III, ვიდრე I. ეს თავისებურება შიდა შრეში ელექტრონების განლაგების შედეგია.

პირველი ჯგუფის მთავარი და თანაური ქვეჯგუფის ელემენტებს შორის კიდევ უფრო მეტი განსხვავებაა ელექტროქიმიური თვისებების მიხედვით, მაშინ როდესაც მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები—ტუტე ლითონები მიეკუთვნებიან ქიმიურად აქტიურ ელემენტებს და ადვილად შედიან ქიმიურ რეაქციებში, თანაური ქვეჯგუფის ლითონები (Cu, Ag, Au) იჩენენ მკვეთრად გამოსახულ კეთილშობილი ელემენტების თვისებებს. ასეთ მკვეთრ განსხვავებას ნათლად გვიჩვენებს მათი განლაგება სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა მწკრივში.

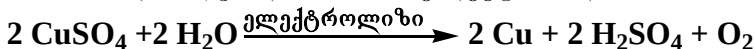
ტუტე ლითონებს ახასიათებს ჟანგბადისადმი დიდი სწრაფვა, სპილენძის ქვეჯგუფის ლითონებს კი—სწრაფვა გოგირდისადმი. სპილენძის, ვერცხლისა და ოქროს ოქსიდები ძლიერ მცირედ იხსნება წყალში, შესაბამისი ჰიდროქსიდებიც მცირე რაოდენობით შეიძლება გვექონდეს ხსნარში, ამჟღავნებენ ამფოტერულ თვისებებს.

სპილენძი თავისუფალ მდგომარეობაში მოწითალო—ყვითელი ფერის ლითონია, რომელიც კარგი ელექტრო- და სითბოგამტარია. მშრალ ჰაერზე საკმაოდ მდგრადია, ხოლო ნესტიან ჰაერზე თანდათან იფარება ფუძოვანი კარბონატის ფენით. ჰაერზე გაცხელებით ადვილად წარმოქმნის ოქსიდს—CuO. სუფთა სპი-

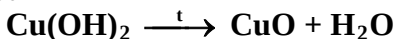
ლენბი შეიძლება მივიღოთ სპილენძის(II) ოქსიდის აღდგენით ნახშირის ან წყალბადის მოქმედებით, რაც წინა სამუშაოების დროს შეგისრულებიათ:



უფრო სუფთა სპილენძი შეიძლება მიღებულ იქნეს მისი მარილის წყალხსნარის ელექტროლიზით:



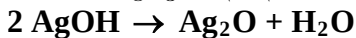
სპილენძი ადვილად იხსნება განზავებულ და კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში, აგრეთვე კონცენტრირებულ და ცხელ გოგირდმჟავაში (იხ. წინა სამუშაოები). როგორც აღვნიშნეთ, სპილენძი თავის ნაერთებში ორ და ერთვალენტია, მაგრამ ჩვეულებრივ პირობებში უფრო მდგრადია ის ნაერთები, რომლებშიც სპილენძი ორვალენტია.  $\text{Cu}_2\text{O}$  და  $\text{CuO}$  წყალში უხსნადი ოქსიდებია.  $\text{Cu}_2\text{O}$  წითელი ფერისაა,  $\text{CuO}$  კი შავი.  $\text{CuOH}$  არამდგრადი ნაერთია და ადვილად იშლება სპილენძის(I) ოქსიდად და წყლად.  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  ცისფერი წყალში ძნელად ხსნადი ნივთიერებაა, რომელიც გაცხელებით იშლება:



$\text{CuI}_2$ —სპილენძის(II) იოდის არამდგრადია და ადვილად იშლება სპილენძის(I) იოდისად. ორვალენტია სპილენძის ნაერთების უმრავლესობა წყალში კარგად ხსნადია და მათი ხსნარები შეფერილია ცისფრად (სპილენძის ჰიდრატირებული იონისათვის დამახასიათებელი ფერია). სპილენძი წარმოქმნის მრავალრიცხოვან კომპლექსურ ნაერთს. მისი ნაერთები აღს მწვანე ფერს აძლევს.

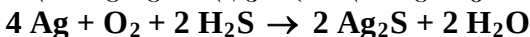
ვერცხლი რბილი, სითბოსა და ელექტრობის კარგი გამტარია. იგი იხსნება აზოტისა და ცხელ კონ-

ცენტრირებულ გოგირდმჟავაში. ჟანგბადს უშუალოდ არ უერთდება. ვერცხლის ოქსიდს  $\text{Ag}_2\text{O}$  არაპირდაპირი გზით ღებულობენ. ვერცხლის ჰიდროქსიდი  $\text{AgOH}$  უმდგრადია  $\text{CuOH}$ -ის მსგავსად და იშლება:



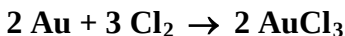
ვერცხლის მარილებიდან მნიშვნელოვანია ვერცხლის ნიტრატი, სულფატი და ჰალოგენიდები. ნიტრატი წყალში კარგად ხსნადია, სულფატი მცირედ ხსნადი, ხოლო ვერცხლის ჰალოგენიდები წყალში პრაქტიკულად უხსნადია. ვერცხლს, სპილენძის მსგავსად, ახასიათებს კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნა.

ტენიან ჰაერზე ვერცხლი ადვილად იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით გოგირდწყალბადის გარემოში:



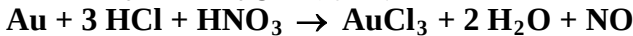
ამ რეაქციითაა გამოწვეული ვერცხლის ნივთების გაშავება „გოგირდიან“ წყლებში.

ოქრო რბილი, ჰაერზე მდგრადი ლითონია. სიმაგრის მისაღებად მას შეაღებენ სპილენძთან და ვერცხლთან. ატმოსფერული მოქმედებისადმი დიდი მდგრადობა ახასიათებს და ოქრო არ იცვლება მაშინაც კი, როდესაც ეხება წყალს. ჰალოგენები მშრალ მდგომარეობაში არ მოქმედებენ, მაგრამ ქლორის წყალხსნარში ოქრო სწრაფად იხსნება ქლორიდის წარმოქმნით:



დაჟანგვა მით უფრო სწრაფად მიდის, რაც მეტია ქლორის კონცენტრაცია ხსნარში. ეს აიხსნება იმით, რომ წარმოიქმნება წყალში კარგად ხსნადი კომპლექსური ტეტრაქლოროქროს(III) ანიონი  $[\text{AuCl}_4]^-$ , ტეტრაქლორაურატის(III) იონად წოდებული.

ოქრო იხსნება სამეფო წყალში:



ჭარბი მარილმჟავას შემთხვევაში კი:



ოქრო იხსნება აგრეთვე ცხელ სელენის მჟავაში  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ .

ოქროზე არ მოქმედებს გამლღვალი ტუტეები. მასზე არ მოქმედებს აგრეთვე მარილის, გოგირდის, აზოტის, ფოსფორის, დარიშხანის როგორც კონცენტრირებული, ისე განზავებული მჟავები, თუ ისინი არ შეიცავენ ძლიერ დამჟანგველებს.

ოქრო შეიძლება მივიღოთ ელექტროლიზის საშუალებით. ოქრო გამოიყენება ნაკლებად კეთილშობილი ლითონების მოოქროვებისთვის, მედიცინაში კბილის გვირგვინების დასამზადებლად. ოქროს წლიური მარაგის ნახევარი „ოქროს ზოდების“ სახით ინახება სახელმწიფო ბანკებში, რითაც უზრუნველყოფილია ქაღალდის ფულის კურსი.

## სამუშაო №21

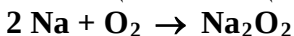
### ნატრიუმი და კალიუმი

#### ცდა №1. ნატრიუმის წვა პაერზე

(ცდა აწარმოეთ ამწოვ კარადაში)

აიღეთ მუხუდოს მარცვლისოდენა ლითონური ნატრიუმის ნატერი, კარგად გააშრეთ ფილტრის ქაღალდით და მოათავსეთ ფაიფურის პატარა ტიგელში, რომელიც ჩადგით შტატივის რგოლში. გაცხელება ფრთხილად აწარმოეთ; როდესაც ნატრიუმი აინთება, გაც-

ხელემა შეწყვიტეთ. ნატრიუმი განაგრძობს წვას ყვითელი ფერის ალით. ამ დროს მიმდინარეობს რეაქცია:

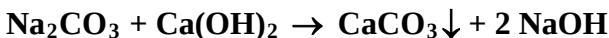


ნატრიუმის პეროქსიდი ტიგელში დარჩება ღია ყვითელი ფერის ფხვნილის სახით. გაციების შემდეგ ტიგელიდან შპატელით ამოიღეთ ნატრიუმის პეროქსიდის ნაწილი და სინჯარაში მოათავსეთ, შემდეგ მას დაასხით 1-2 მლ განზავებული გოგირდმჟავა. ნატრიუმის პეროქსიდი გაიხსნება განზავებულ გოგირდმჟავაში და წარმოიქმნება წყალბადის პეროქსიდი. თუ მიღებულ ხსნარს მიუმატებთ ახლადდამზადებული კალიუმის იოდიდის ხსნარს, შეამჩნევთ თავისუფალი იოდის გამოყოფას. ახსენით იოდის გამოყოფის მიზეზი. დაწერეთ მომხდარი რეაქციის განტოლება.

ტიგელში დარჩენილი ნატრიუმის პეროქსიდი გახსენით 2-3 მლ გამოხდილ წყალში. გახსნის შედეგად თქვენ მიიღებთ ნატრიუმის ტუტეს და წყალბადის პეროქსიდს. ეს უკანასკნელი ტუტე არეში სწრაფად იშლება წყლად და ჟანგბადად. შეადგინეთ ამ რეაქციათა განტოლებები და დაამტკიცეთ ნატრიუმის ტუტის არსებობა ხსნარში.

### *ცდა №2. ნატრიუმის ტუტის მიღება*

ქიმიურ ჭიქაში ჩაყარეთ 5 გ უწყლო სოდა ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) და გახსენით 50 მლ წყალში. მიღებულ ხსნარს მიუმატეთ 7,5 გ ჩამქრალი კირის ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) ფხვნილი. ხსნარი ადუღეთ 30 წუთის განმავლობაში და თან ურიეთ მინის ჩხირით. თუ დუდილის პროცესში ხსნარი ძლიერ შესქელდა, მაშინ დაუმატეთ წყალი და განაგრძეთ დუღება. მიმდინარეობს რეაქცია:



მიღებული ხსნარი გაფილტრეთ. ფილტრატი ააორთქლეთ მშრალი პროდუქტის მიღებამდე. მშრალი ნაშთის გახურება განაგრძეთ გაღვობამდე, შემდეგ გაცხელება შეწყვიტეთ. გაცივებისას NaOH იქცევა მყარ კრისტალურ მასად. იგი წყალს არ შეიცავს. მყარი ნატრიუმის ტუტის რამდენიმე პატარა ნატეხი მოათავსეთ სასაგნე მინახე და ჰაერზე დატოვეთ. რამდენიმე ხნის შემდეგ ნატრიუმის ტუტე განითხევა, რადგან იგი ჰაერიდან ხარბად იერთებს ტენს. ნატრიუმის ტუტის დარჩენილი ნაწილი გახსენით გამოსდილ წყალში. დაადასტურეთ თქვენ მიერ მიღებული ნატრიუმის ტუტის არსებობა.

### **ცდა №3. ნატრიუმის ჰიდროკარბონატის მიღება**

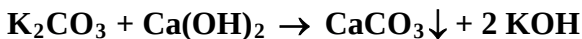
დაამზადეთ სოდის ნაჯერი ხსნარი ოთახის ტემპერატურაზე. ამისათვის აიღეთ 10 გ უწყლო სოდის ფხვნილი, ჩაყარეთ ქიმიურ ჭიქაში, მიუმატეთ 25 მლ გამოსდილი წყალი და 8-10 წუთის განმავლობაში მინის წკირით კარგად ურიეთ. მიღებული ხსნარი გაფილტრეთ. ფილტრატი ჩაასხით ქიმიურ ჭიქაში და ატარეთ მასში ნახშირბადის(IV) ოქსიდი ისეთი სისწრაფით, რომ შეიძლებოდეს ბუმტულების დათვლა. მიმდინარეობს რეაქცია:



ხსნარში ნახშირბადის(IV) ოქსიდი ატარეთ მანამ, სანამ არ გამოიყოფა საკმაო რაოდენობით თეთრი ფერის კრისტალური ნალექი. ამის შემდეგ ხსნარი გაფილტრეთ, ნალექი გარეცხეთ ცივი წყლით, გააშრეთ ფილტრის ქაღალდით და შეინახეთ.

#### **ცდა №4. კალიუმის ტუტის მიღება**

100 მლ-იან ქიმიურ ჭიქაში ჩაყარეთ 20 გ კალიუმის კარბონატი და გახსენით 20 მლ წყალში. ხსნარი გააცხელეთ ადუღებამდე და მუდმივი მორევით მცირე ულუფობით უმატეთ მას 20 გ კარგად გაფხვიერებული ჩამქრალი კირი. მიღებული ხსნარი ადუღეთ 15-20 წუთს და დროგამოშვებით უმატეთ მას გამოსხივებული წყალი ისეთი რაოდენობით, რომ ხსნარის მოცულობა რეაქციის დამთავრებამდე დაახლოებით უცვლელი დარჩეს. მიმდინარეობს რეაქცია:



რეაქციის დამთავრების შემდეგ ხსნარი გააცივეთ და გაფილტრეთ. ფილტრატი ააორთქლეთ მშრალი ნაშთის მიღებამდე და შემდეგ მშრალი ნაშთის გაცხელება გააგრძელეთ, სანამ ეს უკანასკნელი არ გაღლებება. გაციების შემდეგ მყარი კალიუმის ტუტე გადაიტანეთ შუშაში, კარგად დაუცეთ თავი და შეინახეთ.

#### **ცდა №5. ალის შეფერილობა ნატრიუმისა და კალიუმის მარილებით**

კარგად გასუფთავებული ნიქრომის მავთულის ბოლო დაასველეთ ნატრიუმის ჰიდროკარბონატის კონცენტრირებულ ხსნარში და შეიტანეთ სპირტქურის ალის არამნათ ნაწილში. ალი ამ დროს ყვითლად შეიფერება. ასევე მოიქცეით მეორე შემთხვევაშიც. გასუფთავებული ნიქრომის მავთულის ბოლო დაასველეთ კონცენტრირებული კალიუმის კარბონატის ხსნარში და შეიტანეთ სპირტქურის ალის არამნათ ნაწილში. ამჯერად ალი შეიფერება იისფრად, რაც დამახასიათებელია კალიუმისათვის. ამ ხერხით შეიძ-

ლება ნატრიუმისა და კალიუმის აღმოჩენა ამ ნაერთებში.

## სამუშაო №22

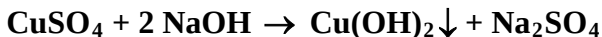
### სპილენძისა და ვერცხლის ნაერთები

#### ცდა №1.

სინჯარაში ჩაასხით 5-6 მლ სპილენძის(II) სულფატის ხსნარი და ჩააგდეთ შიგ თუთიის 2-3 მარცვალი. სინჯარა დროდადრო შეანჯღრიეთ და დაუკვირდით ხსნარის ფერის ცვლილებას. რეაქციის შედეგად ხსნარი საბოლოოდ გაუფერულდება. დაწერეთ რეაქციის განტოლება და ახსენით მოვლენა.

#### ცდა №2.

სინჯარაში მოთავსებულ 5-6 მლ სპილენძის(II) სულფატის ხსნარს მიუმატეთ ნატრიუმის ტუტის ხსნარი:



სინჯარა შეანჯღრიეთ და წარმოქმნილი ცისფერი ნალექი გაანაწილეთ სამ სინჯარაში. პირველ სინჯარაში ნალექს მიუმატეთ მარილმჟავა—ნალექი გაიხსნება. მეორე სინჯარა გააცხელეთ ადულებამდე. თუ გაცხელების შედეგად ნალექი არ გაშავდა, მას კიდევ მიუმატეთ NaOH-ის ხსნარი და კვლავ გააცხელეთ:



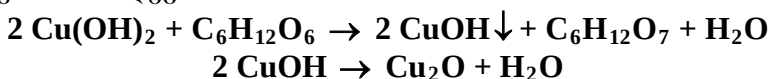
გაცხელების შედეგად სპილენძის(II) ოქსიდის წარმოქმნა იწვევს ნალექის გაშავებას. მესამე სინჯარაში სპილენძის(II) ჰიდროქსიდის ნალექს მიუმატეთ ამონიუმის ტუტე და სინჯარა შეანჯღრიეთ. შეამჩნევთ,

რომ ნალექი გაიხსნება და წარმოიქმნება ლამაზი ლაჟვარდისფერი ხსნარი – სპილენძის კომპლექსური ნაერთი–ტეტრაამინსპილენძის(II) ჰიდროქსიდი:



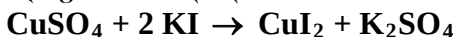
### ცდა №3.

სინჯარაში ჩასხმულ სპილენძის(II) სულფატის ხსნარს დაუმატეთ ნატრიუმის ტუტე და გლუკოზის ხსნარი. სინჯარა კარგად შეანჯღღრიეთ და შემდეგ გააცხელეთ. გაცხელებისას გლუკოზა იჟანგება გლუკონის მჟავად, ხოლო  $\text{Cu(OH)}_2$  აღდგება  $\text{CuOH}$ -ად. ეს უკანასკნელი კი ხსნარის დუღილისას კარგავს წყალს და რჩება სპილენძის(I) ოქსიდი– $\text{Cu}_2\text{O}$  წითელი ფერის ნალექის სახით:

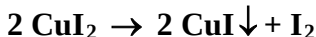


### ცდა №4.

სპილენძის(II) სულფატის განზავებულ ხსნარს მიუმატეთ კალიუმის იოდიდის ხსნარი:



წარმოქმნილი  $\text{CuI}_2$  არამდგრადი ნაერთია და მალე იშლება ერთვალენტიანი სპილენძის იოდიდისა და თავისუფალი იოდის გამოყოფით:



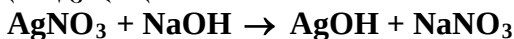
გამოყოფილ ნალექს აცალეთ დაწოლა, შემდეგ ხსნარის ნაწილი გადაიტანეთ მეორე სინჯარაში და შეამოწმეთ მასში თავისუფალი იოდის არსებობა.

გამოყოფილი ნალექის  $\text{CuI}$ -ის ფერი ხსნარში თავისუფალი იოდის არსებობის გამო შენიღბულია. ამი-

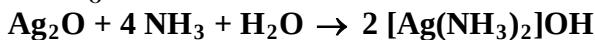
ტომ იოდისაგან განთავისუფლების მიზნით პირველ სინჯარაში წვეთ-წვეთობით (!) უმატეთ ნატრიუმის თიოსულფატის განზავებული ხსნარი და დროდადრო ანჯღრიეთ. თიოსულფატის მიმატება განაგრძეთ, სანამ იოდის ფერი გაქრებოდეს. იოდის მოშორების შემდეგ სინჯარაში დარჩება  $\text{CuI}$  თეთრი ფერის ნალექის სახით.

#### **ცდა №5.**

სინჯარაში ჩაასხით ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი და მიუმატეთ მას ნატრიუმის ტუტის განზავებული ხსნარი. წარმოქმნილი ვერცხლის ჰიდროქსიდი არამდგრადია და მაშინვე იშლება ვერცხლის ოქსიდად და წყლად:

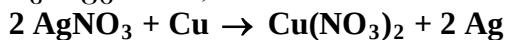


ხსნარი გადაწურეთ. დარჩენილ მურა ფერის  $\text{Ag}_2\text{O}$ -ის ნალექს მიუმატეთ ამონიუმის ტუტე. ნალექი გაიხსნება—წარმოიქმნება წყალში ხსნადი ვერცხლის კომპლექსური ნაერთი:



#### **ცდა №6.**

სინჯარაში ჩაასხით ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი და ჩაუშვით მასში გასუფთავებული სპილენძის მავთული. შეამჩნევთ, რომ ხსნარში ჩაშვებული მავთული გაშავდება მის ზედაპირზე თავისუფალი ვერცხლის გამოყოფის გამო (აღდგენით მიღებული ვერცხლის ფხვნილი შავი ფერისაა):

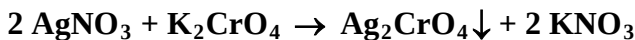


### **ცდა №7.**

სამ სინჯარაში მოათავსეთ ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი. ერთ მათგანს მიუმატეთ ნატრიუმის ქლორიდის, მეორეს – კალიუმის ბრომიდის და მესამეს–კალიუმის იოდიდის ხსნარი. პირველ სინჯარაში წარმოიქმნება ვერცხლის ქლორიდის თეთრი ფერის ნალექი, მეორეში–ვერცხლის ბრომიდის მოყვითალო ფერის ნალექი და მესამეში–ვერცხლის იოდიდის ყვითელი ფერის ნალექი. დაწერეთ რეაქციათა განტოლებები.

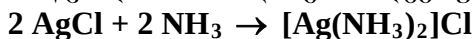
### **ცდა №8.**

სინჯარაში მოთავსებულ ვერცხლის ნიტრატის ხსნარს მიუმატეთ კალიუმის ქრომატის ხსნარი. მიიღება მუქი წითელი ფერის ვერცხლის ქრომატის ნალექი:



### **ცდა №9. ვერცხლის კომპლექსური მარილების მიღება**

სამ სინჯარაში მოათავსეთ ~ თითო მილილიტრი  $\text{AgNO}_3$ -ის ხსნარი და ყველა მათგანს მიუმატეთ  $\text{NaCl}$ -ის ხსნარი. წარმოქმნილი  $\text{AgCl}$ -ის ნალექიდან გადაწურეთ გამჭვირვალე წყალი. შემდეგ ერთ-ერთ სინჯარაში არსებულ ნალექს მიუმატეთ ამონიუმის ტუტე. მისი მოქმედებით ვერცხლის ქლორიდი გაიხსნება და წარმოიქმნება წყალში ხსნადი კომპლექსური ნაერთი:



მიღებული ხსნარი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთ მათგანს მიუმატეთ  $\text{HNO}_3$ , ხოლო მეორეს–განზავებული  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . ორივე შემთხვევაში კვლავ გამოიყოფა ვერცხლის ქლორიდის ნალექი. დაწერეთ რეაქციათა განტოლებები.

მეორე სინჯარაში არსებულ ვერცხლის ნალექს დაუმატეთ ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარი მანამ, სანამ ნალექი მთლიანად გაიხსნებოდეს. რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება წყალში ხსნადი კომპლექსური მარილი:

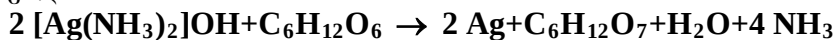


მესამე სინჯარაში ნალექს მიუმატეთ კალიუმის ციანიდის ხსნარი. ნალექი გაიხსნება წყალში ხსნადი კომპლექსური მარილის წარმოქმნით:



*ცდა №10. მინის მოვერცხვლა*

სინჯარა კარგად გარეცხეთ ჯერ ნატრიუმის ტუტის ხსნარით, შემდეგ ონკანის და ბოლოს, გამოხდილი წყლით. ჩაასხით მასში 10%-იანი  $\text{AgNO}_3$ -ის ხსნარი (~ 2 მლ), წვეთწვეთობით უმატეთ მას ამონიუმის ტუტის განზავებული ხსნარი, სანამ რეაქციის დასაწყისში გამოყოფილი  $\text{Ag}_2\text{O}$  არ გაიხსნება და სრულიად გამჭვირვალე ხსნარი არ მიიღება (არასასურველია  $\text{NH}_4\text{OH}$ -ის სიჭარბე). ამის შემდეგ ხსნარს მიუმატეთ 2-3 მლ 10%-იანი გლუკოზის ხსნარი. სინჯარა კარგად შეანჯღრიეთ და ჩაუშვით ცხელწყლიან ჭიქაში. დაყოვნების შემდეგ სინჯარის შიდა ზედაპირი დაიფარება ლითონური ვერცხლის ბრჭყვიალა ფენით, რომელიც სარკის შთაბეჭდილებას ტოვებს. ამ რეაქციის დროს ვერცხლის აღდგენა ხდება გლუკოზით. ეს უკანასკნელი კი თავის მხრივ იჟანგება გლუკონის მუავად:



## თავი მეცხრამეტი

### ელემენტთა პერიოდული სისტემის მეორე ჯგუფის ლითონები

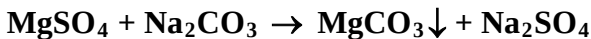
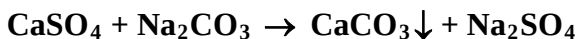
პერიოდული სისტემის მეორე ჯგუფის ყველა ელემენტს ატომთა გარე შრეზე ორ-ორი ელექტრონი აქვთ. ბოლოსწინა შრის აგებულების მიხედვით მეორე ჯგუფის ელემენტები შეიძლება დაიყოს ორ ქვეჯგუფად: ბერილიუმი, მაგნიუმი, კალციუმი, სტრონციუმი, ბარიუმი და რადიუმი შეადგენს ძირითად (მთავარ) ქვეჯგუფს, ხოლო თუთია, კადმიუმი და ვერცხლის-წყალი-თანაურ ქვეჯგუფს. კალციუმს, სტრონციუმსა და ბარიუმს ტუტეშიწათა ლითონებს უწოდებენ.

ტუტეშიწათა ლითონების ატომთა რადიუსები საკმაოდ დიდია, ამის გამო ისინი ადვილად გასცემენ თავიანთ ორ სავალენტო ელექტრონს და გარდაიქმნებიან ორი დადებითი მუხტის მქონე იონებად. ბერილიუმსა და მაგნიუმს შედარებით მცირე ატომის რადიუსი აქვთ, ამიტომ ისინი თავიანთი თვისებებით რამდენაღმე განსხვავდება ქვეჯგუფის დანარჩენი ელემენტებისაგან.

მთავარი ქვეჯგუფის ლითონები, ბერილიუმის გარდა, მკაფიოდ გამოხატული ლითონური თვისებებით ხასიათდება. ისინი მოვერცხლისფრო-თეთრი, შედარებით მაგარი ნივთიერებები არიან. ქიმიური აქტივობით ჩამორჩებიან ტუტე ლითონებს; ჰაერზე ადვილად იჟანგებიან, წყალთან ურთიერთქმედებენ ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე (მაგნიუმისა და ბერილიუმის გარდა), ჰაერზე იწვიან და იძლევიან ოქსიდებს, რომლებიც წყალს უერთდებიან და წარმოქმნიან ჰიდროქსიდებს.

ბერილიუმიდან ბარიუმისაკენ ჰიდროქსიდების ფუძე ხასიათი თანდათან იზრდება. ბერილიუმის ჰიდროქსიდი  $\text{Be}(\text{OH})_2$  ამფოტერულია,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ —ბარიუმის ჰიდროქსიდი კი ძლიერი ტუტეა. ტუტეშიწათა ლითონების მარილები ძნელად იხსნებიან წყალში. მაგალითად, ტუტეშიწათა კარბონატები და ფოსფატები წყალში არ იხსნებიან. უხსნადია კალციუმის, სტრონციუმის, ბარიუმის სულფატები და სხვა მარილები.

ბუნებრივ წყლებში გახსნილია მაგნიუმისა და კალციუმის ხსნადი მარილები, რაც განაპირობებს წყლის სიხისტეს. თუ წყალი შეიცავს მაგნიუმისა და კალციუმის ჰიდროკარბონატებს, მაშინ მათ მიერ გამოწვეულ სიხისტეს დროებითი სიხისტე ეწოდება, რადგან ადუღებით შეიძლება მისი მოსპობა და წყლის დარბილება. მაგრამ თუ წყალი მაგნიუმისა და კალციუმის სულფატს შეიცავს, მაშინ სიხისტეს ეწოდება მუდმივი. მისი დუღებით მოსპობა არ შეიძლება. ასეთი სიხისტე წყალს შეიძლება მოსცილდეს სოდის დამატებით:



თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები—თუთია, კადმიუმი და ვერცხლისწყალი ნაკლებ აქტიურები არიან ტუტეშიწათა ლითონებთან შედარებით. ისინი ძნელად იუანგებიან, წყალთან ჩვეულებრივ პირობებში არ მოქმედებენ. მათი ოქსიდები და ჰიდროქსიდები წყალში არ იხსნებიან, ეს უკანასკნელნი სუსტ ფუძეებს წარმოადგენენ, ხოლო თუთიის ჰიდროქსიდი ამფოტერულია. ვერცხლისწყლის ჰიდროქსიდი არამდგრადია.

თუთია და კადმიუმი ყველა ნაერთში ორვალენტია. ვერცხლისწყალი იხენს როგორც ორ, ისე ერთ ვალენტობას. თუმცა ვერცხლისწყლის ერთვალენტიანი ყველა ნაერთი დიმერულ ნაერთს წარმოადგენს. ასე მაგალითად,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  შეიძლება წარმოვიდგინოთ ასე:  $\text{Cl-Hg-Hg-Cl}$ , სადაც ვერცხლისწყალი ორვალენტიან ელემენტად გვევლინება. რაც შეეხება დაჟანგულობის ხარისხს, ვერცხლისწყლის დაჟანგულობის ხარისხი  $+1$ -ია, ხოლო ქლორის  $-1$ .

თუთიას, კადმიუმს და ვერცხლისწყალს საკმაოდ დიდი მიდრეკილება აქვთ კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნისადმი, ვიდრე ტუტემიწათა ლითონების წარმომადგენლებს.

თუთიის, კადმიუმისა და ვერცხლისწყლის ნიტრატები, სულფატები და ქლორიდები (გარდა  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ -სა) წყალში ხსნადებია, ხოლო კარბონატები და ფოსფატები კი უხსნადია.

## სამუშაო №23

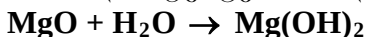
### მაგნიუმის, კალციუმის, სტრონციუმისა და ბარიუმის ნაერთები

#### ცდა №1. მაგნიუმის ოქსიდის მიღება

აიღეთ მცირე რაოდენობით მაგნიუმის კარბონატის უხვნილი. მოათავსეთ იგი ფაიფურის ტიგელში და ძლიერ გაავარვარეთ 10-15 წუთის განმავლობაში. გაცხელებით მაგნიუმის კარბონატი იშლება მაგნიუმის ოქსიდად და ნახშირბადის დიოქსიდად:

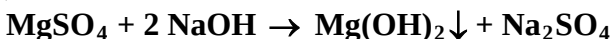


გაციების შემდეგ მაგნიუმის ოქსიდი გადაიტანეთ სუფთა სინჯარაში, დაასხით მას 10 მლ წყალი და შეანჯღრიეთ. მაგნიუმის ოქსიდი მცირე რაოდენობით იხსნება წყალში და წარმოქმნის მაგნიუმის ფუძეს, რომლის არსებობას დაამტკიცებთ ინდიკატორით:

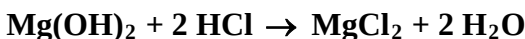


**ცდა №2. მაგნიუმის ჰიდროქსიდის მიღება და მისი თვისებები**

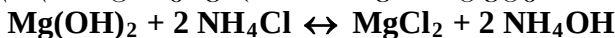
სინჯარაში ჩაასხით მაგნიუმის სულფატის ხსნარი და დაამატეთ ნატრიუმის ტუტის ხსნარი. უნდა გამოიყოს თეთრი ფერის ნალექი  $\text{Mg(OH)}_2$ –მაგნიუმის ჰიდროქსიდი:



სინჯარაში არსებული ნალექი გაანაწილეთ სამად: ერთს დაამატეთ მარილმუცავა, სადაც ნალექი გაიხსნება:

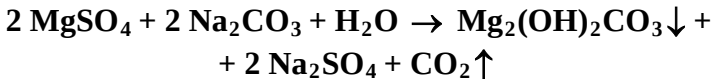


მეორე ნაწილს დაუმატეთ ნატრიუმის ტუტის ხსნარი, კარგად ანჯღრიეთ, მაგრამ ნახავთ, რომ აქ  $\text{Mg(OH)}_2$  ნალექი არ გაიხსნება. ეს იმას ადასტურებს, რომ მაგნიუმის ჰიდროქსიდი მხოლოდ ფუძე თვისებების მატარებელია. მესამე ნაწილს დაუმატეთ ამონიუმის ქლორიდის ხსნარი. ამ შემთხვევაში ნალექი გაიხსნება იმის გამო, რომ რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება წყალში კარგად ხსნადი მაგნიუმის ქლორიდი და მცირედ დისოცირებული ამონიუმის ტუტე:

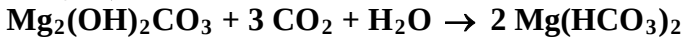


**ცდა №3. მაგნიუმის ფუძე კარბონატისა და მაგნიუმის ჰიდროკარბონატის მიღება**

პატარა ქიმიურ ჭიქაში ჩაასხით 10-15 მლ მაგნიუმის სულფატის განზავებული ხსნარი და მიუმატეთ მას სოდის ხსნარი. წარმოიქმნება მაგნიუმის ფუძე კარბონატის თეთრი ფერის ნალექი:

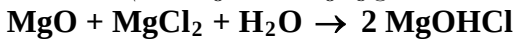


მიღებულ ხსნარში კიპის ხელსაწყოდან გაატარეთ ნახშირბადის(IV) ოქსიდი, სანამ წარმოქმნილი ნალექი მთლიანად გაიხსნება. ამ შემთხვევაში მაგნიუმის ფუძე კარბონატი გარდაიქმნება წყალში ხსნად ჰიდროკარბონატად:



**ცდა №4. სორელის ცემენტის დამზადება**

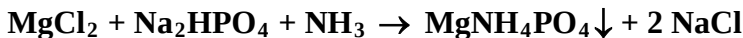
ფაიფურის როდინში ჩაყარეთ 4 გ უწყლო მაგნიუმის ქლორიდი და 1 გ მაგნიუმის ოქსიდის ნარევი. კარგად გასრისეთ და მიღებულ ნარევს მიუმატეთ 5-8 წვეთი გამოხდილი წყალი და კვლავ სრისეთ ბლანტი მასის მიღებამდე. მიღებული მასა გადაიტანეთ ქაღალდზე. ცოტა ხანში მიღებული მასა გამაგრდება. მას სორელის ცემენტს უძახიან. სორელის ცემენტის წარმოქმნისას მიმდინარეობს რეაქცია:



**ცდა №5.  $\text{Mg}^{2+}$ -იონის აღმოჩენის რეაქცია**

სინჯარაში მაგნიუმის რომელიმე მარილს მიუმატეთ საკმარის რაოდენობით ამონიუმის ტუტე. წარმოქმნილ ნალექს წვეთ-წვეთობით დაუმატეთ ამონიუმის

ქლორიდის ხსნარი მაგნიუმის ჰიდროქსიდის ნალექის სრულ გახსნამდე. მიღებულ გამჭვირვალე ხსნარს დაუმატეთ ნატრიუმის ჰიდროფოსფატის ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ) ხსნარის რამდენიმე წვეთი. წარმოიქმნება მაგნიუმის ფოსფატის თეთრი ფერის ნალექი:

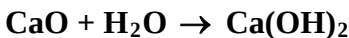


**ცდა №6. კალციუმის, სტრონციუმისა და ბარიუმის ოქსიდების მიღება და მათი თვისებები**

აიღეთ კირქვის რამდენიმე პატარა ნატეხი. მოათავსეთ ფაიფურის ტიგელში და 30-40 წუთის განმავლობაში გააფარვართ. მაღალი ტემპერატურის გავლენით კალციუმის კარბონატი დაიშლება კალციუმის ოქსიდად და ნახშირბადის დიოქსიდად:



გაციების შემდეგ მიღებული ჩაუმქრალი კირის ნატეხები გადაიტანეთ ფაიფურის ჯამში და მიუმატეთ მას რამდენიმე წვეთი წყალი; ნახაეთ, რომ წყლის მოქმედებით ჩაუმქრალი კირი ფხვიერ მასად იქცევა და ძლიერ გაცხელდება. ამ პროცესს კირის ჩაქრობა ეწოდება, ხოლო მიღებულ პროდუქტს ჩამქრალი კირი:



ჩამქრალი კირი კოლბაში გახსენით წყალში. მიიღებთ თეთრი ფერის მღვრიე სითხეს. მას კირის რძე ეწოდება. ამის შემდეგ კირის რძე გაფილტრეთ. გამჭვირვალე ფილტრატს, რომელიც შეიცავს გახსნილ კალციუმის ჰიდროქსიდს, ეწოდება კირიანი წყალი. შეამოწმეთ კირიანი წყლის არე. ამისათვის დაუმატეთ

ლაკმუსის ხსნარი და დაუკვირდით ფერის ცვლილებას.

სინჯარაში გადაასხით კირიანი წყალი და გაატარეთ კიბის ხელსაწყოდან ნახშირბადის(IV) ოქსიდი. წარმოიქმნება თეთრი ფერის ნალექი.

ანალოგიურად ჩაატარეთ ცდები სტრონციუმისა და ბარიუმის კარბონატებზე. მიიღეთ სტრონციუმისა და ბარიუმის ოქსიდები და შეისწავლეთ მათი თვისებები.

### ***ცდა №7. კალციუმის, სტრონციუმისა და ბარიუმის ჰიდროქსიდების მიღება***

სამ სინჯარაში ჩაასხით 5-5 მლ კალციუმის, სტრონციუმისა და ბარიუმის ქლორიდების განზავებული ხსნარები. შემდეგ სამივეს მიუმატეთ 2-2 მლ ნატრიუმის ტუტის ხსნარი. შეამჩნევთ, რომ პირველ სინჯარაში წარმოიქმნება კალციუმის ჰიდროქსიდის თეთრი ფერის ნალექი საკმაო რაოდენობით, მეორე სინჯარაში გამოიყოფა სტრონციუმის ჰიდროქსიდის ნალექი, მაგრამ უფრო მცირე რაოდენობით, მესამე სინჯარაში ნალექი სრულებით არ გამოიყოფა, რადგან ბარიუმის ჰიდროქსიდი წყალში კარგად იხსნება. დაწერეთ რეაქციათა ტოლობები.

### ***ცდა №8. კალციუმის, სტრონციუმისა და ბარიუმის კარბონატების მიღება***

სამ სინჯარაში ცალ-ცალკე ჩაასხით კალციუმის, სტრონციუმისა და ბარიუმის ქლორიდების ხსნარები. ყველა მათგანს მიუმატეთ მცირე რაოდენობით სოდის ხსნარი. სამივე სინჯარაში გამოიყოფა თეთრი ფერის ნალექი. დაწერეთ რეაქციათა ტოლობები. ადუღეთ

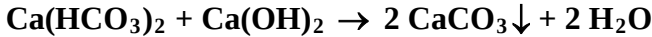
სინჯარებში არსებული სითხე ნალექთან ერთად 2-3 წუთის განმავლობაში. ნალექები წვრილკრისტალურ მასად იქცევა და დაილექება სინჯარების ფსკერზე. თუ სინჯარებში წვეთწვეთობით ჩაასხამთ განზავებულ მარილმჟავას, შეამჩნევთ, რომ ნალექები გაიხსნება და გამოიყოფა გაზი. დაწერეთ რეაქციათა ტოლობები.

***ცდა №9. ალის შეფერვა კალციუმის, სტრონციუმისა და ბარიუმის მარილებით***

გაასუფთავეთ ნიქრომის მავთულის ერთ-ერთი ბოლო კარგად. შემდეგ დაასველეთ კალციუმის ნიტრატის ხსნარში და შეიტანეთ სპირტქურის ალის არამნათ ნაწილში. ალი შეიფერება აგურისფერ-წითლად. ანალოგიურად ჩაატარეთ ცდები სტრონციუმისა და ბარიუმის მარილებზე. სტრონციუმის შემთხვევაში ალი შეიფერება წითლად, ხოლო ბარიუმის შემთხვევაში—მწვანედ.

***ცდა №10. ხისტი წყლის დარბილება***

ქიმიურ ჭიქაში ჩაასხით 8-10 მლ კირიანი წყალი. კიბის ხელსაწყოდან ატარეთ მასში ნახშირბადის(IV) ოქსიდი, სანამ პირველად წარმოქმნილი კალციუმის კარბონატი გაიხსნებოდეს მთლიანად, ე.ი. თქვენ სინჯარაში კალციუმის ჰიდროკარბონატი გაქვთ. იგი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთ სინჯარაში ხსნარი ადუღეთ მანამ, სანამ კალციუმის კარბონატი დაილექებოდეს, ხოლო მეორე სინჯარაში არსებულ ხისტ წყალს დაუმატეთ 5 მლ კირიანი წყალი. ამ უკანასკნელის მოქმედებით კალციუმის ჰიდროკარბონატი გადაიქცევა კარბონატად და დაილექება:

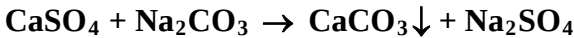


ამრიგად, ორივე შემთხვევაში წყალში ხსნადი კალციუმის ჰიდროკარბონატი გადაიქცევა კარბონატად და დაილექება, ხოლო წყალი კი დარბილდება.

ანალოგიურად შეიძლება დარბილდეს მაგნიუმის ჰიდროკარბონატის შემცველი წყალი.

### **ცდა №11.**

დაამზადეთ კალციუმის სულფატის ნაჯერი ხსნარი. ამოიღეთ პიპეტით 10 მლ ხსნარი და მიუმატეთ 5 მლ გამოსხივებული წყალი. მიღებული ხსნარი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთ სინჯარაში არსებული ხსნარი ადუღეთ რამდენიმე ხანს. ნალექის გამოყოფას ვერ შეამჩნევთ, ე.ი. მუდმივი სიხისტის აცილება წყლის დუღილით შეუძლებელია. მეორე სინჯარაში არსებულ ხსნარს მიუმატეთ სოდის ხსნარი. კალციუმში დაილექება კარბონატის სახით და წყალი დარბილდება:



ანალოგიურად შეიძლება მაგნიუმის სულფატის შემცველი ხისტი წყლის დარბილება.

## **სამუშაო №24**

**თუთია, კადმიუმი, ვერცხლისწყალი**

### **ცდა №1. მჟავების მოქმედება თუთიაზე**

აიღეთ ორი სინჯარა, მოათავსეთ მათში 2-2 მარცვალი თუთია. შემდეგ ერთ-ერთ სინჯარაში ჩაასხით

კონცენტრირებული, ხოლო მეორეში განზავებული მარილმუავა. დაუკვირდით რეაქციის მსვლელობას.

ანალოგიურად შეამოწმეთ თუთიის ხსნადობა კონცენტრირებულ და განზავებულ გოგირდმუავაში. გააკეთეთ დასკვნა. ამის შემდეგ კონცენტრირებული გოგირდმუავიანი სინჯარა გააცხელეთ. რეაქცია დაჩქარდება, მაგრამ ამ დროს გამოიყოფა არა წყალბადი, არამედ გოგირდის(IV) ოქსიდი:

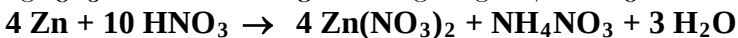


სინჯარას ფრთხილად (!) უყნოსეთ და დაუმატეთ იოდის წყალხსნარი:



იოდის წყალხსნარი გაუფერულდება.

ახლა შეამოწმეთ თუთიის ხსნადობა ძლიერ განზავებულ და კონცენტრირებულ აზოტმუავაში. შეამჩნევთ, რომ კონცენტრირებული აზოტმუავა ენერგიულად მოქმედებს თუთიაზე აზოტის(IV) ოქსიდის გამოყოფით, ხოლო განზავებული აზოტმუავის თუთიასთან ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება ამიაკი, რომელიც აზოტმუავასთან ამონიუმის ნიტრატს წარმოქმნის:



### *ცდა №2. თუთიის ჰიდროქსიდის მიღება და თვისებები*

სინჯარაში ნახევრამდე ჩაასხით თუთიის სულფატის ხსნარი და წვეთწვეთობით (!) უმატეთ მას ნატრიუმის ტუტის ხსნარი საკმაოდ რაოდენობის თეთრი ფერის ნალექის მიღებამდე. სინჯარა შეანჯღრიეთ და ნალექი გაანაწილეთ სამ სინჯარაში. პირველ სინჯარაში ნალექზე იმოქმედეთ განზავებული მარილმუავით, მეორე სინჯარაში—ნატრიუმის ტუტით, ხოლო მესამე სინჯარაში ამონიუმის ტუტით. შეამჩნევთ, რომ

სამივე სინჯარაში თუთიის ჰიდროქსიდი გაიხსნება.  $\text{Zn(OH)}_2$ -ისა და ამონიუმის ტუტის ურთიერთქმედების დროს მიიღება წყალში ხსნადი კომპლექსური ნაერთი:



დაწერეთ თუთიის ჰიდროქსიდის ურთიერთქმედების რეაქციათა განტოლებები მარილმჟავასთან და ნატრიუმის ტუტესთან.

**ცდა №3. კადმიუმის ჰიდროქსიდის მიღება და თვისებები**

სინჯარაში კადმიუმის ქლორიდის ხსნარს მიუმატეთ ნატრიუმის ტუტის ხსნარი. გამოიყოფა თეთრი ფერის ნალექი  $\text{Cd(OH)}_2$ . ნალექი გაანაწილეთ სამ სინჯარაში. პირველ ნალექიან სინჯარას მიუმატეთ განზავებული მარილმჟავა, მეორეს–ნატრიუმის ტუტე, ხოლო მესამეს–ამონიუმის ტუტე. შეამჩნევთ, რომ მეორე სინჯარაში ნალექი არ გაიხსნება, ე.ი. კადმიუმის ჰიდროქსიდი თუთიის ჰიდროქსიდისაგან განსხვავებით, ფუძე თვისებებით ხასიათდება. თუთიის ჰიდროქსიდის მსგავსად კადმიუმის ჰიდროქსიდი ამონიუმის ტუტესთან წყალში კარგად ხსნად კადმიუმის კომპლექსურ ნაერთს იძლევა:



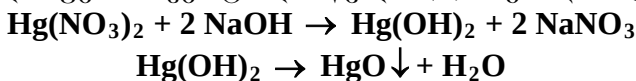
**ცდა №4. ვერცხლისწყლის გამოძევება მისი მარილებიდან**

კარგად გაწმენდილი სპილენძის ფირფიტა ჩაუშვით ვერცხლისწყლის(II) ნიტრატის ხსნარში და დააყოვნეთ. შეამჩნევთ, რომ სპილენძის ფირფიტის ზედა-

პირი დაიფარება თავისუფალი ვერცხლისწყლის ფენით. დაწერეთ რეაქციის განტოლება.

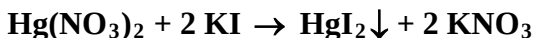
**ცდა №5. ვერცხლისწყლის(II) ოქსიდის მიღება**

სინჯარაში მოთავსებულ  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ -ის ხსნარს მიუმატეთ განზავებული ნატრიუმის ტუტე. წარმოიქმნება ყვითელი ფერის ვერცხლისწყლის(II) ოქსიდი  $\text{HgO}$ :

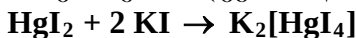


**ცდა №6. ვერცხლისწყლის(II) იოდიდის მიღება და თვისებები**

სინჯარაში ვერცხლისწყლის(II) ნიტრატის ხსნარს წვეთწვეთობით უმატეთ განზავებული  $\text{KI}$ -ის ხსნარი. წითელი ფერის ნალექის წარმოქმნამდე:

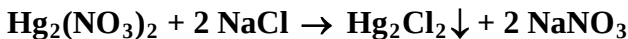


ამის შემდეგ ნალექს ჭარბად მიუმატეთ  $\text{KI}$ -ის ხსნარი. ნალექი გაიხსნება კომპლექსის წარმოქმნის გამო:



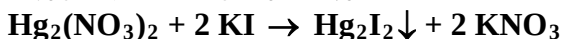
**ცდა №7. კალომელის  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ -ის მიღება**

ვერცხლისწყლის(I) ნიტრატის ხსნარს მიუმატეთ მარილმუავას ან ნატრიუმის ქლორიდის განზავებული ხსნარი. წარმოიქმნება თეთრი ფერის ნალექი – კალომელი:

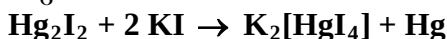


**ცდა №8. ვერცხლისწყლის(I) ნიტრატზე  
კალიუმბიოდიდის მოქმედება**

სინჯარაში  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ -ის ხსნარს წვეთწვეთობით უმატეთ KI-ის ხსნარი, სანამ  $\text{Hg}_2\text{I}_2$ -ის ყვითელ-მწვანე ფერის ნალექი წარმოიქმნებოდეს:



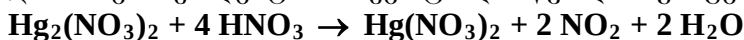
მიღებულ ნალექს ჭარბად მიუმატეთ KI-ის ხსნარი. ნალექი გაიხსნება:



ვერცხლისწყალი გამოიყოფა მურა ან შავი ფერის ნალექის სახით.

**ცდა №9. ვერცხლისწყლის(I) ნიტრატის დაჟანგვა**

სინჯარაში 1 მლ  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ -ის ხსნარს მიუმატეთ 5-6 წვეთი კონცენტრირებული აზოტმჟავა და ადუღეთ. ამ დროს ერთვალენტიანი ვერცხლისწყალი იჟანგება:



## თავი მეოცე

### პერიოდული სისტემის მესამე ჯგუფის ელემენტები

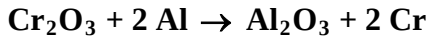
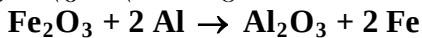
#### ბორი და ალუმინი

ბორს არალითონური თვისებები შედარებით სუსტად აქვს გამოხატული, ვიდრე ნახშირბადსა და სილიციუმს. აგრეთვე სუსტად აქვს გამოხატული ლითონური თვისებებიც. ლითონური თვისებები გაძლიერებულია ალუმინში. იგი მოვერცხლისფრო-თეთრი, მსუბუქი ლითონია. ჰაერზე ჩვეულებრივ პირობებში არ იცვლება და არც წყალი მოქმედებს მასზე, რადგან დაფარულია ალუმინის ოქსიდის თხელი, მკვრივი შრით, რომელიც იცავს შემდგომი დაჟანგვისაგან, მაგრამ თუ ამ შრეს მოვაცილებთ, ლითონური ალუმინი ძლიერ აქტიურია, შლის წყალს, ჰაერზე სწრაფად იჟანგება და სხვა.

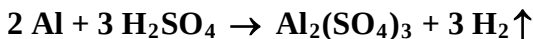
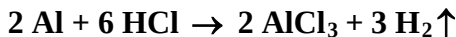
ბორი ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ძალიან ინერტულია, არ იჟანგება ჰაერზე და არ უერთდება სხვა ელემენტებს. ბორი წარმოქმნის ორ მოდიფიკაციას – კრისტალურს და ამორფულს, ეს უკანასკნელი მაღალ ტემპერატურაზე გაცხელებისას ჰაერზე ინთება და იწვის ბორის ანჰიდრიდის  $B_2O_3$ -ის წარმოქმნით. ასევე მაღალ ტემპერატურაზე უერთდება ჰალოგენებს და ზოგიერთ ლითონს. ბორზე არ მოქმედებს წყალი. კონცენტრირებული აზოტისა და გოგირდის მჟავები ჟანგავს მას ბორის მჟავამდე. ბორის წყალბადნერთებს ბორანები ეწოდება.

ბორის ანჰიდრიდი  $B_2O_3$  ადვილად უერთდება წყალს და წარმოქმნის ბორის მჟავას  $H_3BO_3$ . იგი თეთ-რი კრისტალური ნივთიერებაა. გაცხელებისას ბორის მჟავა კარგავს ერთ მოლეკულა წყალს და ჯერ გადა-იქცევა მეტაბორის მჟავად  $HBO_2$ , შემდეგ წყლის კიდევ დაკარგვით-ტეტრაბორის მჟავად  $H_2B_4O_7$  და ბოლოს ბორის ანჰიდრიდად. ბორის მჟავას მარილებს ბორა-ტები ეწოდება. ბორის მჟავების ძლიერი სისუსტის გამო მათი მარილები წყალხსნარებში ძლიერ ჰიდრო-ლიზებულია. ბორატებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია ნატრიუმის ტეტრაბორატი  $Na_2B_4O_7 \cdot 10 H_2O$ , რომელსაც ბორაქსს უწოდებენ. ბორაქსზე მჟავების მოქმედებით მიიღება ბორის მჟავა. ბორის აქროლადი ნაერთები ალს მწვანე ფერს აძლევს.

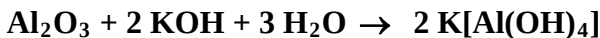
ალუმინი მაღალ ტემპერატურაზე აღადგენს ლითონებს მათი ოქსიდებიდან. მაგ.:



ალუმინი ადვილად იხსნება განზავებულ მარილი-სა და გოგირდის მჟავებში, ასევე იხსნება ტუტეებში:



ალუმინი ტუტეებში იმიტომ იხსნება ადვილად, რომ მის ზედაპირზე დამცველი ოქსიდური შრე ტუტის მოქმედებით იშლება და წარმოიქმნება ალუმინა-ტი:



ცივ აზოტმჟავაში ალუმინი არ იხსნება, პასიურდება. თუ მჟავას გავაცხელებთ, რეაქცია ჯერ ნელა წარიმართება, შემდეგ კი—ძლიერ ენერგიულად:



ალუმინის ოქსიდი წარმოიქმნება ალუმინის წვით ჰაერზე. იგი თეთრი ფერის, წყალში უხსნადი ნივთიერებაა. გაცხელებით ალუმინი ენერგიულად უერთდება ჰალოგენებს, გოგირდს და სხვა არაღლითონებს. ალუმინის ჰიდროქსიდი  $\text{Al}(\text{OH})_3$  უხსნადი თეთრი ფერის, სუსტი ფუქია. იგი ტიპური ამფოტერული ჰიდროქსიდია. ტუტეებში გახსნისას წარმოქმნის ორი სახის ალუმინატს—მეტა- და ორთოალუმინატს.

ალუმინის ქლორიდი, ნიტრატი და სულფატი წყალში კარგად იხსნება, ხოლო ფოსფატი—უხსნადია. ალუმინს ორმაგი მარილების წარმოქმნის უნარიც აქვს (შაბი და სხვა).

ალუმინის ზოგიერთი მარილი, მაგალითად, სულფიდი და კარბონატი, განიცდის სრულ ჰიდროლიზს (იხ. წინა სამუშაოები).

## სამუშაო №25

### *ცდა №1. ბორის მჟავას მიღება ბორაქსიდან*

ქიმიურ ჭიქაში ჩაყარეთ 5 გ ბორაქსი და გათბობით გახსენით 10 მლ წყალში. ბორაქსის ცხელ ხსნარს მიუმატეთ 6 მლ კონცენტრირებული მარილმჟავა. მიმდინარეობს რეაქცია:

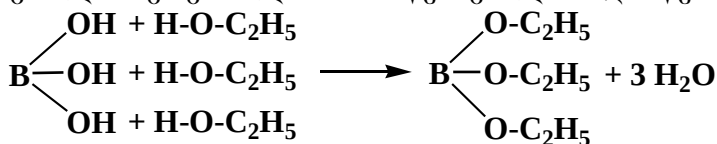


ხსნარი გააციეთ. გამოიყოფა ბორის მჟავას თეთრი კრისტალები, რომელიც გაფილტვრით შეგიძლიათ გა-

მოყოთ ხსნარიდან. კრისტალები გააშრეთ და შეინახეთ.

### **ცდა №2. ბორის მჟავას აღმოჩენის რეაქცია**

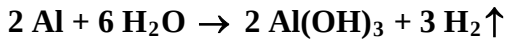
ფაიფურის ჯვანში ჩაყარეთ 1 გ ბორის მჟავა ან ბორაქსის ფხვნილი. მიუმატეთ მას 8-10 მლ ეთილის სპირტი და 5-8 მლ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა. მიღებულ ხსნარს კარგად მოურიეთ მინის წკირით და შემდეგ აანთეთ. რეაქციის შედეგად გამოყოფილი ბორეთილის ეთერი ღამაში მწვანე ალით დაიწვის:



### **ცდა №3. ალუმინის გააქტიურება**

ალუმინის ფირფიტის (მავთულის) მოგრძო ნაჭერის ერთი მხარე კარგად გაწმინდეთ ზემოთაღნიშნულ ქაღალდით და ჩაუშვით ვერცხლისწყლის(II) ნიტრატის ხსნარში. დააყოვნეთ 1-2 წუთი. ალუმინი გამოადევებს ვერცხლისწყალს  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ -დან და წარმოქმნის მასთან ამაღგამას, რომელიც ხელს უშლის ალუმინის ზედაპირზე დამცველი აპკის გაჩენას, რის გამოც ალუმინი აქტიურდება—ადვილად იჟანგება და შლის წყალს. როდესაც ალუმინის ზედაპირი ხსნარში ნაცრისფერს მიიღებს, მავთული ამოიღეთ ხსნარიდან, ბამბით ფრთხილად გაწმინდეთ ზედაპირი და დადეთ ქაღალდის ფურცელზე. რამდენიმე წუთის შემდეგ მავთულის ზედაპირზე შენიშნავთ ალუმინის ოქსიდის თეთრი ფერის ფიფქს. ამასთანავე მავთული გაცხელდება. წარმოქმნილი ოქსიდი ბამბით გადაწმინდეთ, ჩა-

უშვით წყალში და დააკვირდით. ალუმინი ენერგიულად შლის წყალს:



#### *ცდა №4. ალუმინის გაპასიურება*

ალუმინის მავთული ჩაუშვით განზავებულ მარილმჟავაში. როდესაც შენიშნავთ წყალბადის ენერგიულად გამოყოფას, მავთული ამოიღეთ მარილმჟავადან, გარეცხეთ წყლით, ჩაუშვით კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში და დააყოვნეთ 2-3 წუთი. ამის შემდეგ მავთული ამოიღეთ აზოტმჟავადან, გარეცხეთ წყლით და კვლავ ჩაუშვით იმავე მარილმჟავაში. შეამჩნევთ, რომ მარილმჟავა ალუმინზე უკვე აღარ მოქმედებს, ე.ი. აზოტმჟავამ გამოიწვია ალუმინის გაპასიურება. ახსენით მიზეზი.

#### *ცდა №5. ალუმინის ურთიერთქმედება მჟავებსა და ტუტეებთან*

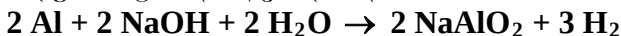
სამ სინჯარაში ცალ-ცალკე ჩაასხით განზავებული მარილის, გოგირდისა და აზოტის მჟავები (1:2). თითოეულ მათგანში ჩააგდეთ ~ ერთნაირი რაოდენობით ალუმინის მავთულის ნაჭრები. წყალბადის ბუშტების გამოყოფის სისწრაფის მიხედვით შეამჩნევთ, რომ ალუმინზე ყველაზე უფრო ენერგიულად მოქმედებს მარილმჟავა, უფრო ნაკლებად – გოგირდმჟავა, ხოლო აზოტმჟავა სრულებით არ მოქმედებს.

ახლა სინჯარაში ალუმინის მავთულის ნაჭრებს მიუმატეთ კონცენტრირებული აზოტმჟავა. შეამჩნევთ, რომ ოთახის ტემპერატურაზე ალუმინი არ იხსნება აზოტმჟავაში. ამის შემდეგ სინჯარა გააცხელეთ (ამ-

წოვ კარადაში). შეამჩნევთ, რომ რეაქცია ჯერ ნელა, შემდეგ კი ენერგიულად წარიმართება:

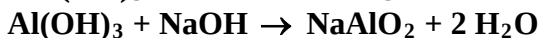
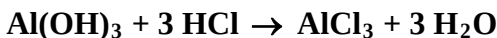


შემდეგ სინჯარაში მოთავსებულ ალუმინის ნაჭრებს მიუმატეთ 3-5 მლ ნატრიუმის ტუტის კონცენტრირებული ხსნარი და სინჯარა ოდნავ შეათბეთ. მიიღება ალუმინატი და წყალბადი:



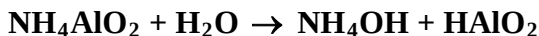
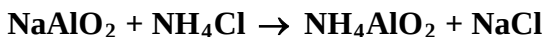
### *ცდა №6. ალუმინის ჰიდროქსიდის მიღება და თვისებები*

სინჯარაში ალუმინის ქლორიდის ან ალუმინის შაბის  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$  ხსნარს წვეთწვეთობით უმატეთ ნატრიუმის ტუტის ხსნარი თეთრი ფერის ლაბისებრი ნალექის წარმოქმნამდე. სინჯარა შეანჯღრიეთ და ნალექი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთ სინჯარაში ნალექს მიუმატეთ განზავებული  $\text{HCl}$ , ხოლო მეორეში –  $\text{NaOH}$ -ის ხსნარი. ორივე შემთხვევაში ნალექი გაიხსნება:

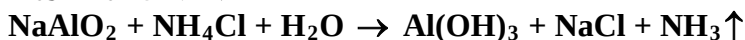


### *ცდა №7.*

წინა ცდაში მიღებულ ნატრიუმის ალუმინატის ხსნარს მიუმატეთ ამონიუმის ქლორიდის ხსნარი. თუ ნალექი არ გამოიყო, სინჯარა შეათბეთ. გამოიყოფა ალუმინის ჰიდროქსიდი. ნატრიუმის მეტაალუმინატზე ამონიუმის ქლორიდის მოქმედებით მიიღება ამონიუმის მეტაალუმინატი, რომელიც განიცდის სრულ ჰიდროლიზს. გამოიყოფა ამიაკი და ალუმინის ჰიდროქსიდი:

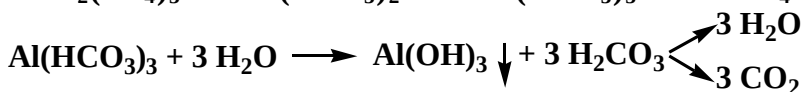
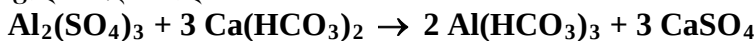


შეჯამებულად:



*ცდა №8. მღვრიე წყლის გაწმენდა ალუმინის შაბით*

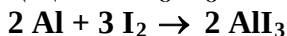
0,5 ლიტრიანი ქიმიური ჭიქა გაავსეთ ონკანის წყლით. ჩაყარეთ მასში 1-2 გ გაფხვიერებული თიხა და მინის წკირით კარგად მოურიეთ. მიღებული მღვრიე წყალი ჩაასხით ორ თანაბარი მოცულობის ცილინდრში ისე, რომ წყლის დონე ორივე ცილინდრში იყოს ერთნაირი. ამის შემდეგ ერთ-ერთ ცილინდრში ჩაყარეთ კარგად გაფხვიერებული 0,5-1 გ ალუმინის შაბი, კარგად მოურიეთ და დააყოვნეთ. რამდენიმე ხნის შემდეგ შეამჩნევთ, რომ ცილინდრში, რომელშიც ალუმინის შაბია შეტანილი, წყალი უფრო მალე დაიწმინდება. მღვრიე წყალში შეტანილ ალუმინის შაბსა და წყალში არსებულ კალციუმის ჰიდროკარბონატს შორის რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება ალუმინის ჰიდროკარბონატი, რომელიც განიცდის სრულ ჰიდროლიზს:



გამოყოფილი ალუმინის ჰიდროქსიდი აღსორბირებს წყალში შეტივტივებულ მყარ ნაწილაკებს, მათთან ერთად ილექება ჭურჭლის ფსკერზე და წყალი ამის გამო იწმინდება.

**ცდა №9. ალუმინის იოდის მიღება**

მოამზადეთ 0,27 გ ალუმინის ფხვნილისა და 3,8 გ კარგად გასრესილი იოდის ნარევი. ჩაყარეთ ფაიფურის ჭამში და მიეცით კონუსის ფორმა. ჭამი დადგით ამწოვ კარადაში. ნარევს კონუსის წვერში მინის ჩხირით გაუკეთეთ ღრმული, რომელშიც პიპეტით ჩაასხით 1-2 წვეთი წყალი (როგორც კატალიზატორი). რამდენიმე წამში დაიწყება ენერგიული რეაქცია, რომლის შედეგად წარმოიქმნება ალუმინის იოდდი:



## თავი ოცდამეერთე

### კალა და ტყვია

კალა და ტყვია ელემენტთა პერიოდული სისტემის მეოთხე ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის წარმომადგენლებია. თავისი ფიზიკური თვისებებით ტიპური ლითონებია. მათ ატომთა გარე შრეზე ოთხი ელექტრონია. თუ ელექტრონებს გაცემენ, გადაიქცევიან დადებით იონებად; ელექტრონების გაცემის გარდა, მათ შეუძლიათ ოთხი კოვალენტური ბმის წარმოქმნაც, რაც საერთოდ დამახასიათებელია არალითონებისათვის, კერძოდ ამ ჯგუფის ელემენტებისათვის. ატომის რადიუსის გაზრდის გამო ეს უნარი სუსტად აქვთ გამოხატული კალასა და ტყვიას, ნახშირბადსა და სილიციუმთან შედარებით. ამიტომ კალასა და ტყვიას ლითონური თვისებები უფრო მკვეთრად აქვთ გამოხატული.

ელექტროუარყოფითი ელემენტების მიმართ მეოთხე ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები, გარდა დაჟანგულობის რიცხვისა +4, ავლენენ ნაერთებში +2 დაჟანგულობის რიცხვსაც. ორვალენტიანი კალისა და ტყვიის ოქსიდები ფუძე ოქსიდებია, ხოლო შესაბამის ჰიდროქსიდებშიც ფუძის თვისებები სჭარბობს. ოთხვალენტიანი კალისა და ტყვიის ნაერთებში სჭარბობს მჟავური ხასიათი. ორვალენტიანი კალისა და ტყვიის მარილები წყალხსნარებში განიცდიან ჰიდროლიზს, როგორც სუსტი ფუძეებისაგან წარმოქმნილი მარილები.

კალა და ტყვია წყალბადთან არამდგრად ( $RH_4$  ტიპის) ნაერთს წარმოქმნიან. ისინი უშუალოდ უერთდებიან ჰალოგენებსა და გოგირდს.

კალა წარმოქმნის ორ ოქსიდს:  $SnO$ —კალის(II) ოქსიდი და  $SnO_2$ —კალის(IV) ოქსიდი.  $SnO$ -ს შესაბამისი ჰიდროქსიდი  $Sn(OH)_2$  ამფოტერულია, რომელიც ტუტეებში გახსნისას იძლევა მარილებს—სტანიტებს.  $SnO_2$ -ის შესაბამისი ჰიდროქსიდი  $H_2SnO_3$  ამფოტერული ხასიათისაა, მაგრამ მასში სჭარბობს მჟავური თვისებები. მის მარილებს სტანატები ეწოდებათ. კალის მჟავა არსებობს ორი მოდიფიკაციის სახით: ერთი არის ე.წ.  $\alpha$ -კალის მჟავა და მეორე— $\beta$ -კალის მჟავა.  $\alpha$ -კალის მჟავა მიიღება  $SnCl_4$ -ზე ამონიუმის ტუტის მოქმედებით, ხოლო  $\beta$ -კალის მჟავა კი—კალაზე კონცენტრირებული აზოტმჟავას მოქმედებით.  $\alpha$ -კალის მჟავა კონცენტრირებულ მარილმჟავასა და კონცენტრირებულ ტუტეებში ხსნადია, ხოლო  $\beta$ -კალის მჟავა მათში უხსნადია. კალის მარილებიდან უხსნადია სულფიდები, დანარჩენები ხსნადია.  $SnS_2$  იხსნება ტუტე ლითონებისა და ამონიუმის სულფიდებში, რის შედეგად მიიღება წყალში ადვილად ხსნადი სულფომარილი.  $SnS$  კი იხსნება მხოლოდ ტუტე ლითონებისა და ამონიუმის დისულფიდებში და წარმოქმნის ისეთსავე სულფომარილებს. კალის სულფომარილის შესაბამისი სულფომჟავა თავისუფალ მდგომარეობაში არ არსებობს.

განსხვავებით კალისაგან, ტყვია ჰაერზე სწრაფად იფარება ოქსიდის თხელი შრით, რომელიც იცავს მას შემდგომი დაჟანგვისაგან. ტყვიაზე ვერ მოქმედებს განზავებული მარილისა და გოგირდის მჟავები. იგი ადვილად იხსნება აზოტისა და ძმრის მჟავებში. ტყვია

აგრეთვე იხსნება ტუტეებში და წარმოქმნის მარილებს-პლუმბიტებს. ტყვია ორ ოქსიდს წარმოქმნის:  $\text{PbO}$ -ტყვიის(II) ოქსიდი და  $\text{PbO}_2$ -ტყვიის(IV) ოქსიდი. ცნობილია ოქსიდის მსგავსი ორი ნაერთი- $\text{Pb}_2\text{O}_3$  და  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ , რომლებიც რენტგენოსტრუქტურული გამოკვლევების თანახმად მარილებს წარმოადგენენ. სურინჯი  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ - $\text{Pb}_2[\text{PbO}_4]$  ტყვიის(II) ტეტრაოქსოპლუმბატი;  $\text{Pb}_2\text{O}_3$ - $\text{Pb}[\text{PbO}_3]$  ტყვიის(II) ტრიოქსოპლუმბატი.

$\text{Pb}(\text{OH})_2$ -ტყვიის(II) ჰიდროქსიდი ამფოტერულია. ტუტეებში იხსნება და მიიღება მარილები, რომელთაც პლუმბიტები ეწოდებათ.  $\text{PbO}_2$ -ს შეესაბამება ორთო- $\text{H}_4\text{PbO}_4$  და მეტა- $\text{H}_2\text{PbO}_3$  ტყვიის მჟავები. ისინი თავისუფალ მდგომარეობაში არ არსებობენ. ცნობილია მათი მარილები-პლუმბატები.

ტყვიის მარილებიდან წყალში ხსნადებია ნიტრატი და აცეტატი. ქლორიდი, იოდიდი, სულფატი და ქრომატი წყალში უხსნადებია. ასევე უხსნადია ტყვიის ფუძე კარბონატი  $\text{Pb}(\text{OH})_2 \cdot \text{PbCO}_3$ , რომელსაც ტყვიის თეთრას უწოდებენ. მას ზეთის თეთრი საღებავის დასამზადებლად ხმარობენ.

ტყვია და მისი ნაერთები საწამლავებია.

## სამუშაო №26

### კალა, ტყვია

#### ცდა №1. მყიფე კალის მიღება

ფაიფურის ჯამში მოათავსეთ ლითონური კალის 1-2 პატარა ნაჭერი და გაახურეთ ისე, რომ კალა არ გაღლვეს ( $t \leq 200^\circ\text{C}$ ). დროდადრო ლითონის მაშის სა-

შუალებით გასინჯეთ გახურებული კალა. როდესაც ის მსხვრევადი გახდება, გაცხელება შეწყვიტეთ და მაშინვე ჯამში გასრისეთ წინასწარ გახურებული ფა-იფურის ფილთაქვით. კალა წვრილ ფხვნილად იქცევა.

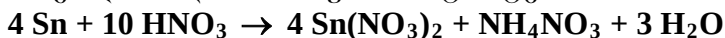
### **ცდა №2. კალის მიღება მისი მარილებიდან თუთიით**

სინჯარაში ჩაასხით  $\text{SnCl}_2$ -ის ხსნარი და ჩააგდეთ მასში 1-2 მარცვალი თუთია. რამდენიმე ხნის შემდეგ შეამჩნევთ, რომ თუთიის ზედაპირი დაიფარება კალის ფხვნილით. დაწერეთ რეაქციის განტოლება.

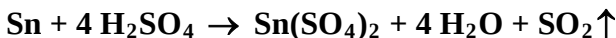
### **ცდა №3. კალის ხსნადობა მჟავებში**

სამ სინჯარაში მოათავსეთ კალის თითო პატარა ნაჭერი. პირველ სინჯარაში ჩაასხით განზავებული მარილმჟავა, მეორეში განზავებული გოგირდმჟავა, ხოლო მესამეში—განზავებული აზოტმჟავა და დაუკვირდით. სამივე შემთხვევაში რეაქცია ძალიან ნელა წარიმართება. ამის შემდეგ სამივე სინჯარა გააცხელეთ. რეაქცია საგრძნობლად აჩქარდება. პირველ ორ სინჯარაში გამოიყოფა წყალბადი და კალის შესაბამისი მარილები. დაწერეთ რეაქციათა განტოლებები.

განზავებულ აზოტმჟავაში წარმოიქმნება ორვალენტიანი კალისა და ამონიუმის ნიტრატები:



მსგავსი ცდები ჩაატარეთ კონცენტრირებულ მარილის, გოგირდის და აზოტის მჟავებთან ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე და გაცხელებით. კალაზე კონცენტრირებული მარილმჟავას მოქმედებისას გამოიყოფა წყალბადი, ხოლო კონცენტრირებული გოგირდმჟავის შემთხვევაში ოთხვალენტიანი კალის სულფატი და გოგირდის(IV) ოქსიდი:

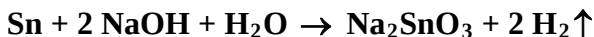


კონცენტრირებული აზოტმჟავასა და კალის ურთიერთქმედების რეაქცია გამოისახება განტოლებით:



#### *ცდა №4. კალის ხსნადობა ტუტეში*

სინჯარაში ჩაყარეთ კალის ნატრები (~ 0,5 გ), მიუმატეთ 4-5 მლ კონცენტრირებული ნატრიუმის ტუტის ხსნარი და ადუღეთ, სანამ კალა ნაწილობრივ გაიხსნებოდეს – წარმოიქმნება ნატრიუმის სტანატი და წყალბადი:



#### *ცდა №5. კალის(III) ქლორიდის მიღება*

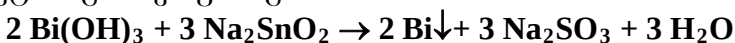
ფაიფურის ჯამში მოათავსეთ ლითონური კალის 3-4 პატარა ნატერი, მიუმატეთ მას 10-15 მლ კონცენტრირებული მარილმჟავა და გააცხელეთ ამწოვ კარადაში სპირტქურაზე. როდესაც კალის მეტი ნაწილი გაიხსნება და ხსნარის მოცულობა მნიშვნელოვნად შემცირდება, გაცხელება შეწყვიტეთ. ხსნარი განაზავეთ გამოხდილი წყლით და გადაწურეთ ჯამში დარჩენილი კალის ნატრებიდან. მიღებული  $\text{SnCl}_2$ -ის ხსნარი შეინახეთ ცდებისათვის.

#### *ცდა №6. კალის(III) ჰიდროქსიდის მიღება და თვისებები*

სინჯარაში ჩასხმულ  $\text{SnCl}_2$ -ის ხსნარს წვეთწვეთობით უმატეთ  $\text{NaOH}$ -ის ხსნარი თეთრი ფერის ნალექის წარმოქმნამდე. დაწერეთ რეაქციის განტოლება. მიღებული ნალექი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში.

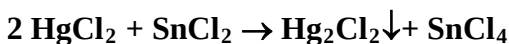
ერთ სინჯარაში მიუმატეთ მარილმჟავა, ხოლო მეორეში— ნატრიუმის ტუტის ხსნარი. ორივე შემთხვევაში ნალექი გაიხსნება. მეორე შემთხვევაში წარმოიქმნება სტანიტი. დაწერეთ რეაქციათა განტოლებები.

სტანიტი ძლიერი აღმდგენელია. ამის საილუსტრაციოდ მიღებული სტანიტის ხსნარს მიუმატეთ 5-6 წვეთი  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ -ის ხსნარი და სინჯარა ძლიერ შეანჯღრიეთ. პირველად წარმოიქმნება  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ -ის თეთრი ნალექი, რომელიც თანდათან შავდება ლითონური ბისმუტის გამოყოფის გამო:

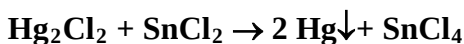


*ცდა №7. კალის(II) ქლორიდის აღმდგენელი თვისება*

სინჯარაში ჩაასხით 1-2 მლ სულემის ხსნარი და მიუმატეთ მას რამდენიმე წვეთი ახლადდამზადებული  $\text{SnCl}_2$ -ის ხსნარი. წარმოიქმნება თეთრი ფერის ნალექი:



შემდეგ ხსნარს ჭარბად მიუმატეთ  $\text{SnCl}_2$ -ის ხსნარი. ნალექი თანდათან მონაცრისფერო-მოშავო ფერს მიიღებს თავისუფალი ვერცხლისწყლის გამოყოფის გამო:



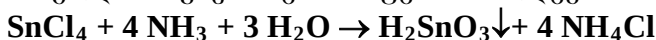
*ცდა №8. კალის მჟავების მიღება და თვისებები*

(ცდა ჩაატარეთ ამწოვ კარადაში)

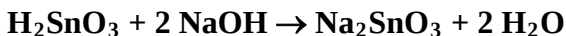
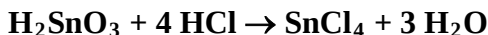
პატარა ქიმიურ ჭიქაში ჩაასხით 5-10 მლ  $\text{SnCl}_2$ -ის ხსნარი და 1-2 წუთის განმავლობაში ატარეთ მასში ქლორი:



მიღებული ხსნარი 5-6 წუთის განმავლობაში ფრთხილად ათბეთ 50-60°C-ის ფარგლებში. გაციების შემდეგ  $\text{SnCl}_4$ -ის ხსნარი ჩაასხით სინჯარაში და წვეთწვეთობით უმატეთ მას ამონიუმის ტუტე. გამოიყოფა  $\alpha$ -კალის მჟავა თეთრი ფერის ნალექის სახით:



მიღებული ნალექი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში და შეამოწმეთ ნალექის ხსნადობა კონცენტრირებულ მარილმჟავასა და კონცენტრირებულ ნატრიუმის ტუტეში. ორივე შემთხვევაში ნალექი გაიხსნება:



### **ცდა №9.**

ფაიფურის ჯამში მოათავსეთ ლითონური კალის რამდენიმე ნაჭერი. მიუმატეთ მას 5-10 მლ კონცენტრირებული აზოტმჟავა და გააცხელეთ. წარმოიქმნება  $\beta$ -კალის მჟავას თეთრი ფერის ნალექი:



შემდეგ ჯამის შიგთავსი განაზავეთ წყლით, ნალექი გარეცხეთ დეკანტაციით, მოაცილეთ კალის ნაჭრები და ნალექის მცირე ნაწილი მოათავსეთ ორ სინჯარაში. შეამოწმეთ ნალექის ხსნადობა კონცენტრირებულ მარილმჟავასა და კონცენტრირებულ ნატრიუმის ტუტეში. შენიშნავთ, რომ  $\beta$ -კალის მჟავა არ გაიხსნება არც მჟავაში, არც ტუტეში.

**ცდა №10. ტყვიის გამოძევება მისი მარილების  
ხსნარებიდან**

ტყვიის(II) აცეტატის ხსნარში მოათავსეთ თუთიის მარცვლები და დააცადეთ. თუთიაზე გამოიყოფა ტყვიის ლამაზი შავი ფერის მბრწყინავი კრისტალები.

**ცდა №11. ტყვიის დაჟანგვა**

ფაიფურის ჯამში მოათავსეთ ტყვიის პატარა ნაჭერი და გაახურეთ. ტყვია ჯერ გადნება, შემდეგ მისი ზედაპირი დაიფარება ყვითელი ფერის ოქსიდით. დაწერეთ რეაქციის განტოლება.

**ცდა №12. ტყვიის ხსნადობა მჟავებში**

სამ სინჯარაში მოათავსეთ ტყვიის თითო პატარა ნაჭერი. შეამოწმეთ მათი ხსნადობა განზავებულ მარილის, გოგირდის და აზოტის მჟავებში. შეამჩნევთ, რომ ტყვია განზავებულ მარილისა და გოგირდის მჟავებში არ გაიხსნება, ხოლო განზავებულ აზოტმჟავაში იგი ნელა გაიხსნება.

ახლა მშრალ სინჯარაში ტყვიის პატარა ნაჭერს მიუმატეთ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა. შეამჩნევთ, რომ ტყვიის ზედაპირი დაიფარება თეთრი ფერის თხელი შრით  $PbSO_4$ , რომელიც ხელს უშლის ტყვიის შემდგომ გახსნას.

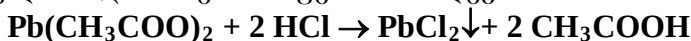
**ცდა №13. ტყვიის(II) ჰიდროქსიდის მიღება და  
თვისებები**

სინჯარაში ტყვიის(II) ნიტრატის ან აცეტატის ხსნარს წვეთწვეთობით უმატეთ ნატრიუმის ტუტე თეთრი ფერის ნალექის გაჩენამდე. მიღებული ნალექის ნაწილი გადაიტანეთ მეორე სინჯარაში. ერთ მათ-

განზე იმოქმედეთ განზავებული აზოტმჟავათი, ხოლო მეორეზე – კონცენტრირებული ნატრიუმის ტუტით. შეამჩნევთ, რომ ნალექი ორივე შემთხვევაში გაიხსნება. დაწერეთ რეაქციათა განტოლებები.

**ცდა №14. ტყვიის ძნელადხსნადი მარილების მიღება**

სინჯარაში ტყვიის(II) აცეტატის ხსნარს მიუმატეთ განზავებული მარილმჟავა. წარმოიქმნება ტყვიის(II) ქლორიდის თეთრი ფერის ნალექი:



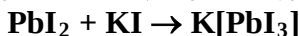
ახლა ხსნარი ნალექთან ერთად ადუღეთ. ნალექი გაიხსნება. სინჯარა ცხელი ხსნარით ჩადგით ციფ-წყლიან ჭიქაში.  $\text{PbCl}_2$  კვლავ გამოიყოფა ნემსისებრი კრისტალების სახით.

**ცდა №15.**

სინჯარაში ჩასხმულ ტყვიის(II) აცეტატის ხსნარს წვეთწვეთობით უმატეთ KI-ის ხსნარი ყვითელი ფერის ნალექის წარმოქმნამდე. სინჯარა შეანჯღრიეთ. ნალექის მცირე ნაწილი გადაიტანეთ მეორე სინჯარაში და შეინახეთ. პირველ სინჯარაში ნალექს დაუმატეთ რამდენიმე წვეთი ძმრის მჟავა და ადუღეთ ნალექის გახსნამდე. თუ ნალექი მთლიანად არ გაიხსნა, გაცხელება შეწყვიტეთ და როგორც კი ნალექი დაწდება, გამჭვირვალე ცხელი ხსნარი სწრაფად გადაასხით მეორე სუფთა სინჯარაში და გააცხელეთ. ამის შემდეგ სინჯარა ხსნარით ჩადგით ციფ-წყლიან ჭიქაში. გამოიყოფა ბრჭყვიალა მოოქროსფრო-ყვითელი ქერცლისებრი კრისტალები  $\text{PbI}_2$ . გაითიანეთ დასკვნა  $\text{PbCl}_2$ -ისა და  $\text{PbI}_2$ -ის ხსნადობის

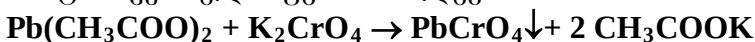
შესახებ ცივსა და ცხელ წყალში. დაწერეთ რეაქცია-  
თა განტოლებები.

ახლა სინჯარაში შენახულ  $\text{PbI}_2$ -ის ნალექს მიუმა-  
ტეთ  $\text{KI}$ -ის კონცენტრირებული ხსნარი. ნალექი გაიხ-  
სნება—წარმოიქმნება ხსნადი კომპლექსური მარილი:



*ცდა №16.*

სინჯარაში ტყვიის(II) აცეტატის ხსნარს მიუმატეთ  
კალიუმის ქრომატის ხსნარი. გამოიყოფა ტყვიის(II)  
ქრომატის ყვითელი ფერის ნალექი:



მიღებული ნალექის ხსნადობა შეამოწმეთ განზავე-  
ბულ აზოტმჟავაში და შედეგი ჩაიწერეთ.

## თავი ოცდამეორე

### გარდამავალი ელემენტები

ელემენტთა პერიოდული სისტემის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტებს, რომელთა ატომებში მიმდინარეობს d-ქვედონის შევსება ელექტრონებით, გარდამავალი ელემენტები ეწოდებათ. ისინი განლაგებულია დიდი პერიოდების ქვემო მწკრივებში. ეს ელემენტები არსებითად განსხვავდება თავისი ქიმიური თვისებებით მცირე პერიოდის ელემენტებისაგან. ყველა გარდამავალი ელემენტი მძიმეა და მათ უმრავლესობას დიდი საწარმოო მნიშვნელობა აქვთ. ასეთია რკინა და საერთოდ „ფოლადწარმოქმნელი“ ექვსი ელემენტი: ვანადიუმი, ქრომი, მანგანუმი, რკინა, კობალტი და ნიკელი. მათი მომდევნოა სპილენძი და თუთია, რომლებიც ფოლადისაგან განსხვავებულ შენადნობებს წარმოქმნიან.

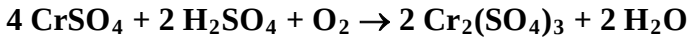
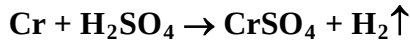
ყველა გარდამავალი ელემენტი ლითონია.

### ქრომი

ქრომი მე-6 ჯგუფის ბ-ქვეჯგუფის ელემენტია. ლითონური ქრომი ბრჭყვიალა თეთრი, მაგარი ლითონია. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე მშრალ და ტენიან ჰაერზე საკმაოდ მდგრადია. მისი ღებობის ტემპერატურა 1830°C-ის ტოლია. ქრომი უშუალოდ უერთდება ჰალოგენებს, გოგირდს, აზოტს, სილიციუმს, ბორს და ზოგიერთ სხვა ელემენტს.

განზავებულ მარილმუავასა და გოგირდმუავაში ქრომი ენერგიულად იხსნება, ხოლო კონცენტრირე-

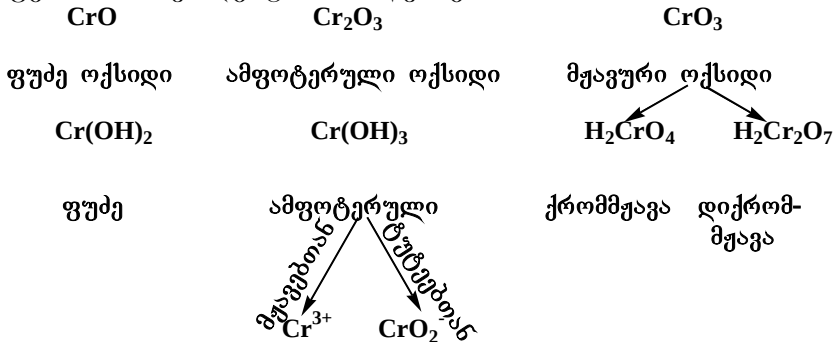
ბულ აზოტმუავასა და სამეფო წყალში არა. იგი პასიურდება.



ქრომი ამჟღავნებს ნაერთებში +2, +3 და +6 დაუანგულობის ხარისხს. ქრომის ნაერთები +2 დაუანგულობის ხარისხით არამდგრადია და დაუანგვით ადვილად გადადიან ნაერთებში +3 დაუანგულობის ხარისხით, რომლებიც საკმაოდ დიდი მდგრადობით ხასიათდებიან.

ქრომის ნაერთები, რომლებშიც ქრომი +6 დაუანგულობის ხარისხითაა, ადვილად გადადიან ნაერთებში +3 დაუანგულობის ხარისხით.

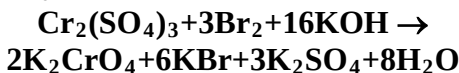
ორვალენტიანი ქრომის ნაერთები ხსნარებში ცისფერია, სამვალენტიანი—მწვანე.



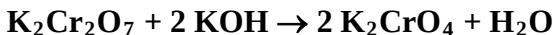
სამვალენტიან ქრომს ახასიათებს ორმაგი და კომპლექსური მარილების წარმოქმნა.

ქრომის ანჰიდრიდი  $\text{CrO}_3$  წარმოადგენს ძლიერ დაუანგველ წითელი ფერის კრისტალურ ნივთიერებას, რომელიც წყალს ენერგიულად უერთდება. მისი შესაბამისი ქრომის  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  და ბიქრომის ან დიქრომის

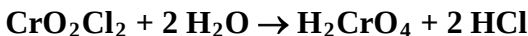
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  მჟავები არსებობს მხოლოდ წყალხსნარებში. ქრომატები ყვითელი ფერისაა, ბიქრომატები ნარინჯისფერი. წყალში კარგად იხსნება ტუტე ლითონებისა და ამონიუმის ქრომატები და ბიქრომატები, დანარჩენები წყალში უხსნადია. ქრომატი მიიღება სამვალენტიანი ქრომის ნაერთების დაჟანგვით და პირიქით, ქრომატის აღდგენით მიიღება სამვალენტიანი ქრომის ნაერთები:



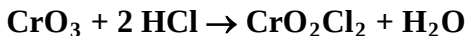
ქრომატზე მჟავის მოქმედებით წარმოიქმნება ბიქრომატი, ხოლო ბიქრომატზე ტუტის მოქმედებით – ქრომატი:



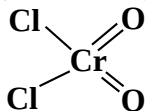
ქრომატები და ბიქრომატები მჟავე არეში ძლიერი დამჟანგველები არიან. ასევე ძლიერი დამჟანგველია ქრომის მჟავის ქლორანჰიდრიდი  $\text{CrO}_2\text{Cl}_2$ . მას ქლოროვანი ქრომილი ეწოდება. იგი წითელი ფერის სითხეა. ადვილად განიცდის ჰიდროლიზს და წარმოქმნის ქრომმჟავას:



ქლორიანი ქრომილი წარმოიქმნება ქრომის მშრალ ანჰიდრიდზე ქლორწყალბადის მოქმედებით:



მისი აღნაგობა უნდა წარმოვიდგინოთ ასე:



## მანგანუმი

მანგანუმი მე-7 ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტია. მასში სჭარბობს ლითონური თვისებები. მანგანუმი დიდ მსგავსებას იჩენს ქრომთან და რკინასთან. ის ვერცხლისებრ-თეთრი ლითონია. ჰაერზე იგი იფარება ოქსიდური აფსკით, რომელიც მას შემდგომი დაჟანგვისაგან იცავს. ქიმიურ რეაქციებში ადვილად შედის, მაგალითად ჰალოგენებთან. უერთდება აზოტს  $1200^{\circ}\text{C}$ -ზე  $\text{Mn}_3\text{N}_2$ -ის წარმოქმნით, ფოსფორს, გოგირდს,

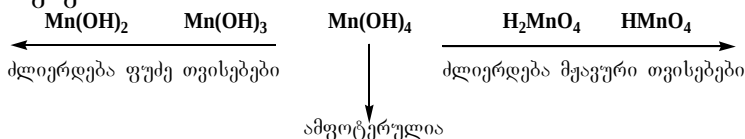
სილიციუმს, ნახშირბადს, ბორს და სხვა.

ლითონებთან მანგანუმი წარმოქმნის რიგ მნიშვნელოვან შენადნობებს. რკინასთან—ფერომანგანუმს, რომელშიც მანგანუმის შემცველობა 60-90%-ია. ფერომანგანუმის მიღების მეთოდი ჭიათურის მანგანუმის მადნიდან, რომელიც საფუძვლად დაედო ზესტაფონის ქარხნის პროცესს, შემუშავებულია გიორგი ნიკოლაძის მიერ.

მანგანუმი ნაერთებში გვხვდება +2, +3, +4, +6 და +7 დაჟანგულობის ხარისხით. ამათგან +4, +6 და +7 დაჟანგულობის ხარისხის მქონე ნაერთები დამუანგველები არიან, მაგრამ სხვადასხვა ხარისხით ავლენენ დამუანგველ უნარს.

მანგანუმი წარმოქმნის ოთხ მარტივ ოქსიდს:  $\text{MnO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  და ერთ შერეულ ოქსიდს  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  ( $\text{MnO} \cdot \text{Mn}_2\text{O}_3$ ). რაც შეეხება  $\text{MnO}_3$ —მანგანუმის(VI) ოქსიდი თავისუფალი სახით დადგენილი არ არის.

დაჟანგულობის ხარისხის ზრდასთან ერთად მანგანუმის ოქსიდებისა და შესაბამისი ჰიდროქსიდების ფუძე თვისებები სუსტდება და ძლიერდება მჟავური თვისებები.



მანგანუმის ნაერთები დაჟანგულობის +2 ხარისხით ხსნარებში უმეტესად ღია ვარდისფერია და მდგრადია მჟავე არეში. ძლიერი დამჟანგველების მოქმედებით შეიძლება დაიჟანგოს უფრო მაღალი ხარისხით.

მანგანუმის ჟანგბადიანი ნაერთებიდან ყველაზე მდგრადია მანგანუმის(IV) ოქსიდი  $\text{MnO}_2$ . იგი ძლიერი დამჟანგველია. ამასთანავე მასზე უფრო ძლიერი დამჟანგველების მოქმედებით იგი იჟანგება. მაგალითად, მანგანუმის(IV) ოქსიდის ტუტეებთან და ბერთოლეს მარილთან ან რომელიმე სხვა დამჟანგველებთან შედგენით წარმოიქმნება მანგანატი  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ . მანგანატები განზავებულ ხსნარებში ადვილად იშლება, რის შედეგად წარმოიქმნება პერმანგანატი, მანგანუმის(IV) ოქსიდი და ტუტე. ისინი იშლება აგრეთვე მჟავების მოქმედებით, ტუტე არეში კი მდგრადებია.

პერმანგანატის შესაბამისი მჟავა  $\text{HMnO}_4$  არსებობს მხოლოდ წყალხსნარში. როგორც მჟავა, ისე მარილები შეფერილია ჟოლოსფრად, უფრო სწორად იისფერ-წითლად. მანგანუმის მჟავა და მისი მარილები-პერმანგანატები ძლიერი დამჟანგველებია. კალიუმის პერმანგანატი გაცხელებით იშლება და გამოყოფს ჟანგბადს. პერმანგანატის კრისტალებზე კონცენტრირე-

ბული გოგირდმჟავას მოქმედებით მიიღება მანგანუმის მჟავას ანჰიდრიდი  $Mn_2O_7$ . იგი ძლიერი დამჟანგველია, გაცხელებისას აფეთქებით იშლება მანგანუმის(IV) ოქსიდად და ჟანგბადად.

### **რკინა, კობალტი, ნიკელი**

რკინა, კობალტი, ნიკელი პერიოდული სისტემის მერვე ჯგუფის ლითონებია. სამივე ელემენტი ქიმიური და ფიზიკური თვისებებით ძალიან ჰგავს ერთმანეთს და მათ რკინის ოჯახს უწოდებენ.

რკინის ოჯახის ელემენტების ზოგადი თვისებაა ის, რომ ნაერთებში მეტწილად ორვალენტიანები არიან. ამ მხრივ გამოირჩევა რკინა, რომელიც უფრო მდგრადია სამვალენტიან მდგომარეობაში. საერთოდ, მათ ცვლადი ვალენტობა ახასიათებთ, განსაკუთრებით კომპლექსნაერთებში.

რკინას, კობალტსა და ნიკელს ახასიათებთ ელექტრონების გაცემა არამარტო ბოლო, არამედ ბოლოს-წინა შრიდან და ამჟღავნებენ ცვალებად ვალენტობას.

რკინა თავის ნაერთებში ორ-, სამ- და ექვსვალენტიანია, ხოლო კობალტი და ნიკელი იჩენს მხოლოდ ორ- და სამვალენტობას.

რკინისათვის ყველაზე უფრო მდგრადია ის ნაერთები, სადაც ის იჩენს სამვალენტობას. კობალტისა და ნიკელის ნაერთებიდან კი მდგრადია ისინი, სადაც კობალტი და ნიკელი ორვალენტიანია.

**რკინა.** ქიმიურად სუფთა რკინა ძლიერ რბილი, მოვერცხლისფრო-თეთრი ლითონია. იგი ჰაერზე არ იჟანგება. მისგან დამზადებული საგნები ჰგავს პლატინის საგნებს. სუფთა რკინა, როგორც პლატინა, შეიძლება დამუშავდეს ცივ მდგომარეობაში.

რკინას ახასიათებს ოთხი— $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  და  $\delta$  ალოტროპიული სახეცვლილება.  $769^{\circ}\text{C}$ -ზე გახურებით  $\alpha$  მოდიფიკაცია  $\beta$ -ში გადადის,  $910^{\circ}\text{C}$ -ზე  $\beta$  მოდიფიკაცია  $\gamma$ -ში გადადის, ხოლო  $1400^{\circ}\text{C}$ -ზე  $\gamma$  მოდიფიკაცია  $\delta$ -ში გადადის. რკინის  $\alpha$  მოდიფიკაციას მაგნიტური თვისებები აქვს, დანარჩენებს კი—არა. ნახშირბადი მხოლოდ  $\gamma$  მოდიფიკაციაში იხსნება რკინის კარბიდის  $\text{Fe}_3\text{C}$ -ს წარმოქმნით.

კობალტი და ნიკელი მბრწყინავი, თეთრი ლითონებია. კობალტს გადაჰკრავს მონაცრისფრო, ხოლო ნიკელს ვერცხლისებრი ელფერი. კობალტი ძლიერ წვევადია, იგი ფოლადზე უფრო მაგარი და მტკიცეა, ფერომაგნიტურია; მაგნიტურ თვისებებს კარგავს  $1000^{\circ}\text{C}$ -ის ზემოთ. ბუნებაში კობალტი და ნიკელი ერთად გვხვდება და მათი ერთმანეთთან დიდი მსგავსების გამო დაცილება გაძნელებულია. მეტეორიტებში გვხვდება თვითნაბადი ნიკელი რკინასთან შენადნობის სახით. ნიკელი ადვილად დასამუშავებელი, ძლიერ წვევადი ლითონია. ისიც ფერომაგნიტურია.

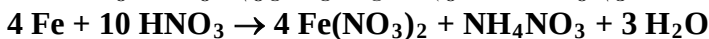
რკინა, კობალტი და ნიკელი ქიმიური თვისებების მხრივ საშუალო აქტივობის ლითონებია. ისინი იხსნებიან განზავებულ მარილისა და გოგირდის მუავებში, გამოყოფენ წყალბადს, თვითონ იჟანგებიან  $\text{Me}^{2+}$  იონებად; ძლიერი დამჟანგველების ( $\text{Cl}_2$ , კონც.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) მოქ-

მედებით რკინა გადაიქცევა  $\text{Fe}^{3+}$  იონად. რკინა პირობების მიხედვით ურთიერთქმედებს თითქმის ყველა არალითონთან და წარმოქმნის სხვადასხვა მდგრადობის ნაერთებს. მაღალ ტემპერატურაზე ჟანგბადის არეში

რკინა იწვის  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ -ის წარმოქმნით, ნესტიან ჰაერზე კი

იჟანგება და იძლევა  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ -ს.

კონცენტრირებული აზოტმჟავა რკინას, კობალტსა და ნიკელს აპასიურებს ზედაპირზე მკვრივი ოქსიდური აფსკის წარმოქმნით. განზავებულ აზოტმჟავაში რკინა იხსნება შემდეგი განტოლების მიხედვით:



ოდნავ უფრო კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში კი:



რკინა, კობალტი და ნიკელი მდგრადებია ძლიერი ტუტეების მიმართ.

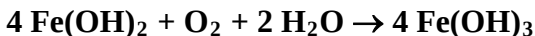
რკინის ორვალენტიანი და სამვალენტიანი მარილების უმრავლესობა წყალში კარგად ხსნადია.  $\text{Fe}^{2+}$ -იონი წყალხსნარში ბაცი მწვანე შეფერილობისაა,  $\text{Fe}^{3+}$ -იონები თითქმის უფერულია, მაგრამ მისი მარილების ჰიდროლიზის შედეგად წარმოიქმნება ფუძოვან მარილთა კოლოიდური ხსნარები, რის გამოც ისინი ჩვეულებრივ შეფერილია მურა ყვითლად.

რკინის ორვალენტიანი მარილების უმრავლესობა ჰაერზე უმდგრადია. უფრო მდგრადია მათი ორმაგი მარილები. მაგალითად მორის მარილი  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ . რკინის ორვალენტიანი ნაერთები კარგი აღმდგენელები არიან.

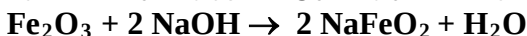
რკინა წარმოქმნის ორ მარტივ ოქსიდს—რკინის(II) ოქსიდი  $\text{FeO}$  და რკინის(III) ოქსიდი  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , შესაბამისად ჰიდროქსიდებს  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  და  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ —რკინის(II) ჰიდროქსიდი ხასიათდება მკვეთრი ფუძე თვისებებით, იხსნება თითქმის ყველა მჟავაში და წარმოქმნის შესაბამის მარილსა და წყალს.

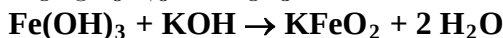
Fe(OH)<sub>2</sub> ადვილად იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით და თანდათან გადადის Fe(OH)<sub>3</sub>-ში:



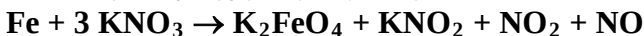
Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>–რკინის(III) ოქსიდი, FeO–რკინის(II) ოქსიდისაგან განსხვავებით ამფოტერულ თვისებას ამჟღავნებს. იგი იხსნება ძლიერ მჟავებში და ტუტეებთან შეცხოებით წარმოქმნის შესატყვის ფერიტებს. მაგალითად:



რკინის(III) ჰიდროქსიდი ამფოტერული თვისებით ხასიათდება. იგი ძნელად იხსნება ტუტეებში, ვიდრე მჟავებში. ტუტეები უნდა ავიღოთ ძლიერ კონცენტრირებული და გაცხელებით გაეხსნათ Fe(OH)<sub>3</sub>:



რკინის უმაღლესი ვალენტობის ნაერთებიდან მიღებულია რკინის მჟავას H<sub>2</sub>FeO<sub>4</sub>-ის მარილები–ფერატები. აქ რკინა ექვსვალენტიანია. ფერატები ძლიერი დამ-ჟანგველებია. ისინი შეიძლება მივიღოთ რკინის ფხვნილის ნიტრატების ტუტე არეში შეღებვით და შემდეგ წყალში გახსნით:



კომპლექსური მარილებიდან რკინისათვის დამახასიათებელია ციანოვანი კომპლექსური მარილები: სისხლის ყვითელი–K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] და სისხლის წითელი–K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] მარილები.

სამვალენტიანი რკინის მარილის ხსნარზე სისხლის ყვითელი მარილის ხსნარის მოქმედებით წარმოიქმნება მუქი ლურჯი ფერის ნალექი–ბერლინის ლავვარდი Fe<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]<sub>3</sub>, ხოლო ორვალენტიანი რკინის მარილზე სისხლის წითელი მარილის მოქმედებით გამოიყოფა მუქი ლურჯი ნალექი Fe<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]<sub>2</sub>, რომელ-

საც ტურნბულის ლურჯს უწოდებენ. ორივე რეაქციას დიდი მნიშვნელობა აქვს ანალიზურ ქიმიაში, რადგან მათი საშუალებით ახდენენ რკინის აღმოჩენას და მათი ვალენტობის დადგენას.

რკინის მსგავსად, კობალტიცა და ნიკელიც წარმოქმნიან ორ- და სამვალენტიან ოქსიდებსა და ჰიდროქსიდებს. ეს უკანასკნელები სუსტი ფუძეები არიან. ამფოტერულ თვისებებს არ ამჟღავნებენ. კობალტისა და ნიკელის მარილების უმრავლესობა წყალში კარგად ხსნადებია. კობალტის მარილების წყალხსნარები ვარდისფერ-წითელია, ხოლო ნიკელისა—მწვანე.

კობალტისა და ნიკელისათვის დამახასიათებელია ციანოვანი და ამიაკიანი კომპლექსური ნაერთები, როგორიცაა:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ —ჰექსამინკობალტის(III) ქლორიდი,  $\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$ —კალიუმის ჰექსაციანოკობალტატი(III),  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ —ჰექსამინნიკელის(II) ქლორიდი,  $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ —კალიუმის ტეტრაციანონიკელატი(II).

## სამუშაო №27

### ქრომი, მანგანუმი

#### ცდა №1. ქრომის(III) ოქსიდის მიღება

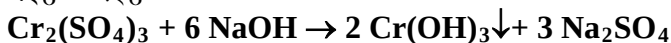
ამონიუმის ბიქრომატის ფხვნილი მოათავსეთ ფაიფურის ჯამში. მოუკიდეთ ასანთით. როდესაც რეაქციის დაწყებას შენიშნავთ, მოაშორეთ ასანთი. რეაქცია გაგრძელდება გამოყოფილი სითბოს ხარჯზე. წარმოიქმნება მწვანე ფერის ქრომის(III) ოქსიდი:



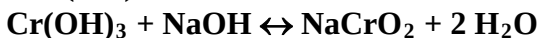
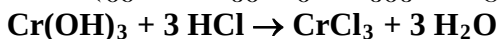
შეამოწმეთ ქრომის(III) ოქსიდის ხსნადობა წყალში, განზავებულ გოგირდის, მარილის და აზოტის მჟავებში.

**ცდა №2. ქრომის(III) ჰიდროქსიდის მიღება და თვისებები**

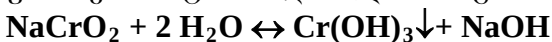
სინჯარაში ქრომის შაბის ხსნარს წვეთ-წვეთობით უმატეთ NaOH-ის ხსნარი მონაცრისფრო-მწვანე ნალექის მიღებამდე:



მიღებული ნალექი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთ მათგანს მიუმატეთ განზავებული HCl, ხოლო მეორეს—NaOH. ნალექი ორივე შემთხვევაში გაიხსნება:

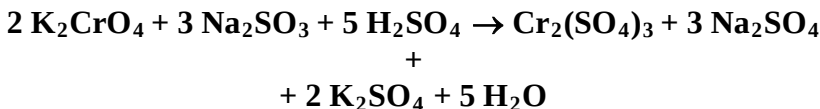


მიღებული ქრომიტის  $\text{NaCrO}_2$  მწვანე ფერის ხსნარი ადუღეთ. გამოიყოფა ქრომის(III) ჰიდროქსიდის ნალექი ნატრიუმის ქრომიტის ჰიდროლიზის გამო:



**ცდა №3. ქრომატის დამჟანგველი თვისება**

სინჯარაში 2-3 მლ კალიუმის ქრომატის  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  ხსნარს მიუმატეთ 4-5 წვეთი განზავებული  $\text{H}_2\text{SO}_4$  და ახლადდამზადებული ნატრიუმის სულფიტის ხსნარი, სანამ ყვითელი ფერი მთლიანად შეიცვლებოდეს მწვანედ:



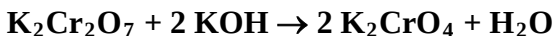
რეაქცია განიხილეთ ჟანგვა-აღდგენის თვალსაზრისით.

#### *ცდა №4. ქრომატის გადასვლა ბიქრომატში და პირუკუ*

სინჯარაში მოათავსეთ 4-5 მლ კალიუმის ქრომატის ხსნარი და წვეთ-წვეთობით უმატეთ კონცენტრირებული  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , სანამ ხსნარი ნარინჯის ფერს მიიღებდეს. ფერის ცვლილება გამოწვეულია ქრომატის ბიქრომატში გადასვლით:



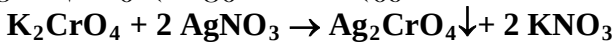
მიღებული ბიქრომატის ხსნარი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთი მათგანი შეინახეთ შესადარებლად, მეორეში კი წვეთ-წვეთობით უმატეთ  $\text{KOH}$ -ის კონცენტრირებული ხსნარი, სანამ ხსნარი ყვითელ ფერს მიიღებდეს, რაც გამოწვეულია ბიქრომატის ქრომატში გადასვლით:



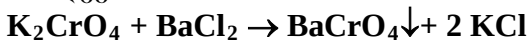
#### *ცდა №5. $\text{CrO}_4^{2-}$ -იონის აღმოჩენის რეაქციები*

ორ სინჯარაში მოათავსეთ კალიუმის ქრომატის ხსნარი. ერთ მათგანს მიუმატეთ ვერცხლის ნიტრატის, ხოლო მეორეს-ბარიუმის ქლორიდის ხსნარი.

ვერცხლის ნიტრატთან კალიუმის ქრომატი წარმოქმნის მურა-წითელი ფერის ნალექს:



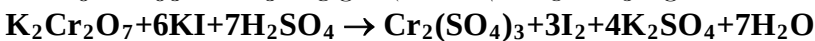
ხოლო ბარიუმის ქლორიდთან-ყვითელი ფერის BaCrO<sub>4</sub>-ის ნალექს:



შეამოწმეთ ნალექების ხსნადობა მარილისა და აზოტის მუხებში.

### *ცდა №6. ბიქრომატის დამუანგველი თვისება*

K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>-ის განზავებული ხსნარი შეამუქავთ გოგირდმუავით და მიუმატეთ რამდენიმე წვეთი KI-ის ხსნარი. შეამჩნევთ თავისუფალი იოდის გამოყოფას:



რეაქცია განიხილეთ უანგვა-აღდგენის თვალსაზრისით.

### *ცდა №7. ქლორწყალბადის დაუანგვა ბიქრომატით*

გაზგამტარიან სინჯარაში მოათავსეთ 2-3 სმ-ის სიმაღლეზე K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>-ის კრისტალები და დაასხით 4-5 მლ კონცენტრირებული მარილმუავა. სინჯარა გააცხელეთ, გამოიყოფა ქლორი:

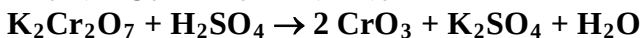


გამოყოფილი ქლორი გაზგამტარი მილით ჩაუშვით მშრალ სინჯარაში და დააკვირდით. ცივად ეს რეაქცია არ მიდის. ამიტომ გათბობის შეწყვეტით წყდება ქლორის გამოყოფაც.

რეაქცია განიხილეთ უანგვა-აღდგენის თვალსაზრისით.

**ცდა №8. ქრომის(VI) ოქსიდის მიღება და თვისებები**

პატარა ქიმიურ ჭიქაში ჩაასხით 7-10 მლ  $K_2Cr_2O_7$ -ის ნაჯერი ხსნარი. წვეთ-წვეთობით (!) და მუდმივი მორევით უმატეთ მას 10-13 მლ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა. ჭიქა ჩადგით ცივწყლიან კრისტალიზატორში. გაცივებისას ხსნარიდან გამოიყოფა  $CrO_3$ -ის მუქი-წითელი ფერის კრისტალები:



კარგად გაცივების შემდეგ მიღებული კრისტალები გაფილტრეთ მინის ბამბაში, ნალექი ფილტრზე 2-3-ჯერ გარეცხეთ კონცენტრირებული აზოტმჟავით, შემდეგ ცოტა ხნით დააყოვნეთ, რომ კრისტალებს მოცილდეს აზოტმჟავა. ამის შემდეგ  $CrO_3$ -ის ნაწილი ფაიფურის ან პლასტმასის შპატელით გადაიტანეთ მშრალ ფაიფურის ჯამში და პიპეტით მიუმატეთ რამდენიმე წვეთი ეთილის სპირტი (ფრთხილად!). სპირტი, შეეხება თუ არა ქრომის ანჰიდრიდს, მაშინვე ააღდება. სპირტის წვასთან ერთად ნაწილობრივ ხდება მისი დაუანგვა აღდგენილი:

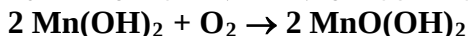


რეაქციის ბოლოს ჯამში დარჩება მწვანე ფერის ქრომის(III) ოქსიდი.

ახლა ქრომის ანჰიდრიდის დარჩენილი ნაწილი მოათავსეთ მშრალ სინჯარაში და მიუმატეთ 5-6 მლ წყალი ან რომელიმე ტუტის ხსნარი.  $CrO_3$  მაშინვე გაიხსნება და მიიღება ქრომის მჟავას ან ქრომატის ყვი-თელი ფერის ხსნარი. დაწერეთ რეაქციის განტოლება.

**ცდა №9. მანგანუმის(II) ჰიდროქსიდის დაჟანგვა  
ჰაერზე**

სინჯარაში მოათავსეთ მანგანუმის(II) სულფატის ხსნარი და მიუმატეთ მას NaOH-ის ხსნარი. წარმოიქმნება  $Mn(OH)_2$ -ის თეთრი ნალექი, რომელიც თანდათან გამუქდება ჰაერის ჟანგბადით დაჟანგვის გამო:



დაჟანგვის დაჩქარების მიზნით  $Mn(OH)_2$ -იან სინჯარას შეგიძლიათ ჩაუმატოთ  $H_2O_2$ -ის ხსნარი.

**ცდა №10. პერმანგანატის გარდაქმნა მანგანატად**

სინჯარაში ჩაასხით 2-3 მლ  $KMnO_4$ -ის განზავებული ხსნარი და მიუმატეთ კონცენტრირებული KOH. ცოტა ხნის შემდეგ შეამჩნევთ, რომ სინჯარაში არსებული ვარდისფერი ხსნარი მიიღებს მწვანე ფერს – წარმოიქმნა მანგანატი:



მშრალ სინჯარაში ჩაყარეთ ~0,5 გ  $KMnO_4$ -ის კრისტალები და ფრთხილად გააცხელეთ (~250°C). კალიუმის პერმანგანატი დაიშლება მანგანატად, მანგანუმის დიოქსიდად და ჟანგბადად:

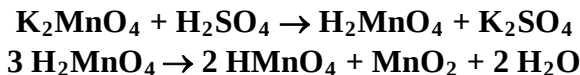


ჟანგბადის გამოყოფა შეამოწმეთ მბუუტავი ხის ჩხირით.

**ცდა №11. ქვემანგანუმის მეფას წარმოქმნა და დაშლა**

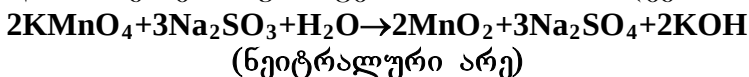
მე-10 ცდაში მიღებული კალიუმის მანგანატი 1-2 მლ-ის რაოდენობით მოათავსეთ სინჯარაში და მიუმატეთ მას განზავებული გოგირდმჟავა, რის შედეგად ხსნარის მწვანე ფერი სწრაფად შეიცვლება იისფერ-

წითლად და ამასთანავე წარმოიქმნება  $\text{MnO}_2$ -ის მურა ფერის ნალექი. რეაქციის შედეგად ჯერ წარმოიქმნება ქვემანგანუმის მჟავა, რომელიც არამდგრადია და მაშინვე იშლება მანგანუმის მჟავად, მანგანუმის დიოქსიდად და წყლად:

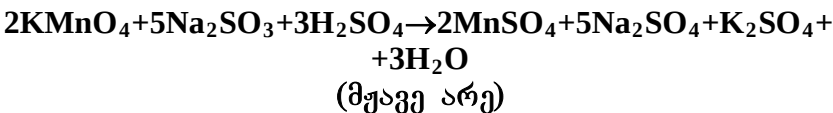


**ცდა №12. კალიუმის პერმანგანატის დამუანგველი თვისებები**

სამ სინჯარაში 2-2 მლ-ის რაოდენობით მოათავსეთ კალიუმის პერმანგანატის განზავებული ხსნარი. პირველ სინჯარას მიუმატეთ ნატრიუმის სულფიტის ახლადდამზადებული ხსნარი-ხსნარი გაუფერულდება და წარმოიქმნება მურა ფერის  $\text{MnO}_2$ -ის ნალექი:

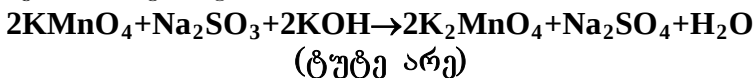


მეორე სინჯარაში  $\text{KMnO}_4$ -ის ხსნარს მიუმატეთ 4-5 წვეთი განზავებული გოგირდმჟავა და  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ -ის ხსნარი-ხსნარი მთლიანად გაუფერულდება:



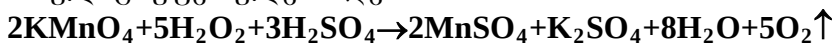
მესამე სინჯარაში  $\text{KMnO}_4$ -ის ხსნარს მიუმატეთ 1 მლ  $\text{KOH}$ -ის კონცენტრირებული ხსნარი და შემდეგ წვეთ-წვეთობით უმატეთ  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ -ის ხსნარი, სანამ

ხსნარი მოლიანად მწვანე ფერს მიიღებდეს, ე.ი. წარმოიქმნა მანგანატი:



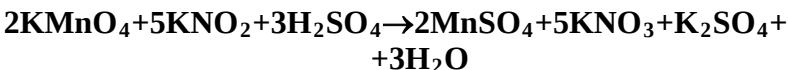
### *ცდა №13.*

სინჯარაში  $\text{KMnO}_4$ -ის განზავებულ ხსნარს მიუმატეთ რამდენიმე წვეთი განზავებული გოგირდმჟავა და შემდეგ წვეთ-წვეთობით უმატეთ  $\text{H}_2\text{O}_2$ -ის ხსნარი სრულ გაუფერულებამდე:



### *ცდა №14.*

სინჯარაში 2-3 მლ  $\text{KMnO}_4$ -ის განზავებული ხსნარი შეამჟავეთ განზავებული გოგირდმჟავით და მიუმატეთ კალიუმის ნიტრიტის ხსნარი. კალიუმის პერმანგანატი სწრაფად გაუფერულდება. კალიუმის ნიტრიტი პერმანგანატის მოქმედებით იჟანგება ნიტრატად, ხოლო შვიდვალენტიანი მანგანუმი აღდგება ორვალენტიან მანგანუმად:



## სამუშაო №28

### რკინა, კობალტი, ნიკელი

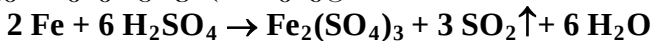
#### *ცდა №1. რკინის ხსნადობა მჟავებში*

სამ სინჯარაში ჩაყარეთ ცოტაოდენი რკინის ნაქლიბი. ერთ მათგანში ჩაასხით განზავებული მარილ-

მჟავა, მეორეში—განზავებული გოგირდმჟავა, მესამეში განზავებული აზოტმჟავა. რკინა სამივე სინჯარაში გაიხსნება, მხოლოდ პირველ ორ სინჯარაში წყალბადის გამოყოფას აქვს ადგილი, ხოლო მესამეში—არა. რკინაზე განზავებული აზოტმჟავა შემდეგი განტოლების მიხედვით ურთიერთქმედებს:



ახლა ორ სინჯარაში მოათავსეთ რკინის ნაქლიბი. ერთ მათგანს მიუმატეთ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა, ხოლო მეორეს—კონცენტრირებული მარილმჟავა. შენიშნავთ, რომ კონცენტრირებული მარილმჟავა ენერგიულად მოქმედებს რკინაზე, ხოლო კონცენტრირებული გოგირდმჟავა გაუთბობლად არ მოქმედებს. ამის შემდეგ გოგირდმჟავიანი სინჯარა გააცხელეთ. დაიწყება ენერგიული რეაქცია:

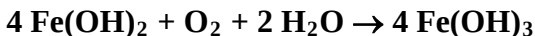


ახლა სინჯარაში რკინის ნაქლიბს მიუმატეთ კონცენტრირებული აზოტმჟავა და ფრთხილად გაათბეთ. რეაქცია მძაფრად წარიმართება აზოტის დიოქსიდის გამოყოფით:



### **ცდა №2. რკინის(II) ჰიდროქსიდის მიღება და თვისებები**

სინჯარაში ჩაასხით 5-6 მლ მორის მარილის ახლადამზადებული ხსნარი, მიუმატეთ მას ნატრიუმის ტუტის ხსნარი და დაუკვირდით წარმოქმნილი ნალექის ფერს. შეამჩნევთ, რომ რკინის(II) ჰიდროქსიდი წარმოშობის მომენტიდანვე თეთრი ფერისაა, ხოლო შემდეგ დაჟანგვის გამო სწრაფად იცვლის ფერს:

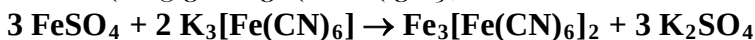


ნალექი ჯერ მწვანე ფერს მიიღებს, შემდეგ მურა ფერში გადავა.

ახლადმიღებული მომწვანო ფერის რკინის(II) ჰიდროქსიდის ნალექი გაანაწილეთ ოთხ სინჯარაში. პირველ სინჯარაში ნალექს მიუმატეთ განზავებული მარილმჟავა, მეორეში—ნატრიუმის ტუტე. მიღებული შედეგების მიხედვით გამოიტანეთ დასკვნა რკინის(II) ჰიდროქსიდის თვისებების შესახებ. მესამე სინჯარაში დაქანგვის დაჩქარების მიზნით ნალექს მიუმატეთ რამდენიმე წვეთი წყალბადის პეროქსიდი, რის შედეგად რკინის(II) ჰიდროქსიდი სწრაფად გარდაიქმნება რკინის(III) ჰიდროქსიდად. მეოთხე სინჯარა დატოვეთ თავახდილი და დააკვირდით ფერის ცვლილებას: მომწვანო ფერის ნალექი ჯერ მიიღებს მუქ მწვანე ფერს, ხოლო ბოლოს—მურა-წითელ ფერს.

### *ცდა №3. $Fe^{2+}$ -იონის აღმოჩენის რეაქცია*

მორის მარილის ახლადდამზადებულ ხსნარს სინჯარაში მიუმატეთ სისხლის წითელი მარილის ხსნარი. წარმოიქმნება ღურჯი ფერის რკინის კომპლექსური მარილი—ტურნბულის ღურჯი:



### *ცდა №4. რკინის(III) ჰიდროქსიდის მიღება და თვისებები*

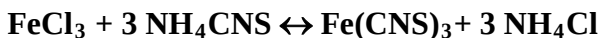
სინჯარაში 4-5 მლ რკინის(III) ქლორიდის განზავებულ ხსნარს დაუმატეთ ნატრიუმის ტუტის ხსნარი—წარმოიქმნება  $Fe(OH)_3$ -ის მურა-წითელი ფერის ნალექი. ეს უკანასკნელი გაანაწილეთ სამ სინჯარაში. პირველ ორ სინჯარაში ნალექების ხსნადობა შეამოწ-

მეთ ნატრიუმის ტუტესა და მარილმჟავაში. დაწერეთ რეაქციათა განტოლებები.

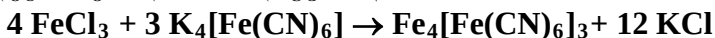
მესამე სინჯარაში ნალექს მიუმატეთ 5 მლ გამოხდილი წყალი და გააცხელეთ. ~ 2 წუთის დუდილის შემდეგ ხსნარი გაფილტრეთ, ნალექი 2-3-ჯერ გარეცხეთ წყლით და გადაიტანეთ ფაიფურის ჯამში. ჯერ სუსტად აცხელეთ ჯამი (წყლის მოსაცილებლად), შემდეგ კი გააუარვარეთ. მიიღება რკინის(III) ოქსიდი-მურა-წითელი ფერის  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . დაწერეთ რეაქციის განტოლება.

#### **ცდა №5. $\text{Fe}^{3+}$ -იონის აღმოჩენის რეაქციები**

ორ სინჯარაში მოათავსეთ რკინის(III) ქლორიდის განზავებული ხსნარი. პირველ მათგანს მიუმატეთ რამდენიმე წვეთი ამონიუმის როდანიდის, ხოლო მეორეს-სისხლის ყვითელი მარილის ხსნარები. წარმოიქმნება შესაბამისად სისხლისებრი წითელი ფერის ხსნარი:



და რკინის კომპლექსური მარილის ლურჯი ფერის ნალექი-ბერლინის ლაუვარდი:

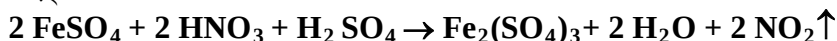


ამ რეაქციებით სარგებლობენ სამვალენტიანი რკინის აღმოსაჩენად.

#### **ცდა №6. ორვალენტიანი რკინის დაჟანგვა სამვალენტიანად**

სინჯარაში ჩაასხით მორის მარილის ახლადდამზადებული ხსნარი, შეამჟავეთ 2-3 წვეთი განზავებუ-

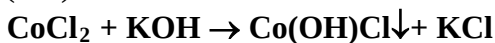
ლი გოგირდმჟავით და გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთ მათგანს მიუმატეთ 1 მლ კონცენტრირებული აზოტმჟავა და ადუღეთ. ორვალენტიანი რკინა აზოტმჟავას მოქმედებით დაიჟანგება სამვალენტიან რკინად:



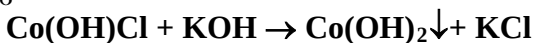
გაცივების შემდეგ ორივე სინჯარაში ჩაასხით 2-2 წვეთი ამონიუმის როდანიდის ხსნარი და ფერები შეადარეთ. გააკეთეთ დასკვნა.

### **ცდა №7. კობალტის(II) და (III) ჰიდროქსიდების მიღება და თვისებები**

სინჯარაში ჩაასხით კობალტის(II) სულფატის ან ქლორიდის ხსნარი, მიუმატეთ იგივე რაოდენობის საშუალო კონცენტრაციის KOH-ის ხსნარი. წარმოიქმნება ღურჯი ფერის ნალექი-კობალტის(II) ფუძოვანი მარილი  $\text{Co}(\text{OH})\text{Cl}$ :



შემდეგ ხსნარი ნალექთან ერთად ადუღეთ. ამ დროს ტუტის მოქმედებით ფუძოვანი მარილი გარდაიქმნება  $\text{Co}(\text{OH})_2$ -ად და ნალექი მიიღებს ვარდისფერ-წითელ ფერს:



მიღებული ვარდისფერი ნალექი გაანაწილეთ სამ სინჯარაში. ორ მათგანში შეამოწმეთ ნალექის ხსნადობა მჟავასა და ტუტეში და გამოიტანეთ სათანადო დასკვნა.

მესამე სინჯარაში  $\text{Co(OH)}_2$  ჰაერზე ნელა დაიჟანგება მურა-შავი ფერის კობალტის(III) ჰიდროქსიდად— $\text{Co(OH)}_3$ -ად.

### **ცდა №8. კობალტის მარილების შეფერილობა**

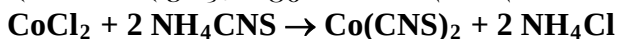
უწყლო მდგომარეობაში და ორგანულ გამხსნელებში კობალტის მარილები ღურჯი ფერისაა. წყალხსნარებში და კრისტალიზაციურ წყალთან დაკრისტალეპული კი-ვარდისფერ-წითელი ფერისაა.

$\text{CoCl}_2$ -ის განზავებული წყალხსნარი თითქმის უფერულია. ასეთი ხსნარით ქაღალდზე გაკეთებული წარწერა თითქმის არ ჩანს, მაგრამ გათბობით ღურჯდება და ხილვადი ხდება.

გააკეთეთ ქაღალდზე რაიმე წარწერა განზავებული  $\text{CoCl}_2$ -ის ხსნარით, შემდეგ ფრთხილად გააშრეთ სპირტქურის ალზე ან ელექტროქურაზე და დაუკვირდით. წარწერა გაღურჯდება.

### **ცდა №9. კობალტის როდანიდები**

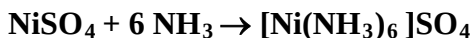
კობალტის(II) მარილის ხსნარს მიუმატეთ ამონიუმის როდანიდის კონცენტრირებული ხსნარი—წარმოიქმნება ღამაზი ღურჯი ფერის როდანიდი:



მიღებულ ხსნარს მიუმატეთ ამილის სპირტი და ანჯღრიეთ. ამილის სპირტი ამოკრებს წყალხსნარიდან როდანიდს და მასთან ერთად აცურდება წყლის ზევით მისი ღურჯი ფერით.

### **ცდა №10. ნიკელის ამიაკატის მიღება**

ნიკელის(II) სულფატის ხსნარს სინჯარაში წვეთ-წვეთობით უმატეთ ამონიუმის ტუტის ხსნარი, სანამ რეაქციის დასაწყისში წარმოქმნილი მწვანე ფერის ფუძოვანი მარილი გაიხსნებოდეს. რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება ნიკელის ამიაკატის ლურჯი-იისფერი ხსნარი:



## ბამოყენებული ლიტერატურა

1. ვ.კოკჩაშვილი, ნ.ფირცხალავა. არაორგანული ქიმიის კურსი. თბილისის უნივერსიტეტის გამომცემლობა. თბილისი. I ნაწილი. 1966. II ნაწილი. 1969. III ნაწილი. 1970.
2. მ.უგულავა, გ.თალაკვაძე, ე.გოცირიძე. არაორგანული ქიმიის ლაბორატორიული პრაქტიკუმი. თბილისის უნივერსიტეტის გამომცემლობა. თბილისი. 1967.
3. ლ.ნადარეიშვილი. ზოგადი ქიმია. „განათლება“. თბილისი. 1991.
4. რ.კურტანიძე, ნ.ნიკოლაძე, ზ.ფაჩულია. არაორგანული ნაერთების კლასიფიკაციის ახალი გამარტივებული ვარიანტი. საქართველოს ქიმიური ჟურნალი. ტ. 2, №2, 2002, გვ. 186-187.

5. Некрасов Б.В. Основы общей химии. "Химия". Москва. Т.І. 1973 г. Т.ІІ. 1973.
6. Л.Полинг. Общая химия. "Мир". Москва. 1974.
7. U. Kask, J.D. Rawn. General Chemistry. Wm. C. Brown Communications, Inc., 1993.