

ნინო ნიკოლაძე, გურაბ ფაჩულია

არაორგანული ქიმიის
ლაბორატორიული პრაქტიკები

პირველი ნაწილი

თბილისი
2001

**ივ. ჯავახიშვილის სახელობის თბილისის
სახელმწიფო უნივერსიტეტის სოხუმის
ფილიალი**

ნინო ნიკოლაძე, ზურაბ ვაჩულია

**არაორგანული ქიმიის
ლაბორატორიული პრაქტიკუმი**

პირველი ნაწილი



თბილისის უნივერსიტეტის გამომცემლობა

თბილისი 2001
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 2000 წლის 19 დეკემბრის სხდომის დადგენილებით (ოქმი №6)

რედაქტორი პროფ. შ. სიღამონიძე

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

©თბილისის უნივერსიტეტის გამომცემლობა, 2001
©ნ.ნიკოლაძე, ზ.ფაჩულია

Б 1704000000
608(06)-01

ISBN 99928-33-19-X

თავი პირველი

1. ქიმიის ლაბორატორიაში მუშაობის ზოგადი წესები

1. ქიმიის ლაბორატორიაში მუშაობისათვის აუცილებელია სტუდენტს ჰქონდეს:
 - ა) ლაბორატორიაში სამუშაო სპეციალური ხალათი, ხელისა და ჭურჭლის გასამშრალე ტილო და ჩვარი;
 - ბ) ლაბორატორიული პრაქტიკუმისათვის განკუთვნილი რვეული.
2. პრაქტიკული მუშაობა სტუდენტმა უნდა შეასრულოს ინდივიდუალურად გარდა მითითებული ზოგიერთი სამუშაოსი.
3. სტუდენტი წინასწარ ეცნობა ცდის შინაარსს, აწყობს ხელსაწყოს, იმარაგებს სათანადო ჭურჭელსა და რეაქტივებს.
4. ცდას აკვირდება გულდასმით, ყურადღებას აქცევს ყველა მოვლენას და რვეულში იწერს ჩატარებული სამუშაოს მოკლე შინაარსს, რეაქციის ტოლობებს.
5. სტუდენტი ვალდებულია დაიცვას სისუფთავე ლაბორატორიაში, ხოლო სამუშაოს დამთავრების შემდეგ წესრიგში მოიყვანოს სამუშაო მაგიდა, გარეცხოს და გაასუფთავოს თავის მიერ გამოყენებული ჭურჭელი და ხელსაწყოები.

6. სტუდენტი ვაღდებულია გაუფრთხილდეს ლაბორატორიის ქონებას, არ გატეხოს და არ გააფუჭოს ჭურჭელი და ხელსაწყოები; მომჭირნედ ხარჯოს რეაქტივები.
7. მუავათა, ტუტეთა და მარილთა ხსნარების ნარჩენები უნდა ჩაისხას არა წყალსადენის ნიჟარაში, არამედ მათთვის მიხენილ თიხის ქილაში.

2. რეაქტივებით სარგებლობის წესები

1. მყარი ქიმიური ნივთიერება უნდა ინახებოდეს მილესილსაცობიან მინის ქილებში, ხოლო ხსნარები – სარეაქტივო შუშებში.
2. ყოველ სარეაქტივო ქილასა და შუშას აუცილებლად უნდა ჰქონდეს ეტიკეტი, რომელზედაც ნახვენები იქნება რეაქტივის სახელწოდება და ქიმიური ფორმულა. ხსნარს უნდა ეწეროს კონცენტრაცია.
3. სარეაქტივო ქილიდან მყარი რეაქტივი უნდა ამოვიდნოთ რქის, ფაიფურის ან რკინის კოფრით, ან შპატელით, რომელიც შემდეგ აუცილებლად უნდა გასუფთავდეს.
4. სარეაქტივო ბოთლიდან ხსნარი უნდა გადმოვასხათ ეტიკეტის მოპირდაპირე მხრიდან.
5. რეაქტივებით სარგებლობის შემდეგ სარეაქტივო ჭურჭლებს თავი მაშინვე უნდა დაეუცვათ და დაედგათ მისთვის განკუთვნილ ადგილას.

6. სარეაქტივო შუშების საცობები არავითარ შემთხვევაში არ უნდა იქნეს არეული ერთმანეთში.
7. ჭარბად ადებული რეაქტივი არ შეიძლება ჩაიყაროს ან ჩაისხას უკან სარეაქტივო ჭურჭელში.
8. ვერცხლისა და სხვა ძვირფასი ლითონების ნაერთების ნარჩენები უნდა შეგროვდეს სპეციალურ ჭურჭელში.

3. უსაფრთხოების ტექნიკის დაცვა

1. მომწამვლელ გაზებთან და არასასიამოვნო სუნის მქონე ნივთიერებებთან მუშაობა უნდა წარმოებდეს ამწოვ კარადაში.
2. აქროლად და ადვილად აალებად ნივთიერებებთან მუშაობა უნდა წარმოებდეს ცეცხლისგან მოშორებით (უმჯობესია ამწოვ კარადაში).
3. საჭიროა, წესრიგში იყოს ხანძარსაწინააღმდეგო საშუალებები – წყალი და ქვიშა, რომლებიც მისაწვდომ ადგილებზე უნდა იმყოფებოდეს.
4. ცდები უნდა ჩატარდეს ხელსაწყოების წინასწარი შემოწმების შემდეგ.
5. ყოვლად დაუშვებელია რეაქტივების გემოს გასინჯვა და უპტიკეტო რეაქტივებით სარგებლობა.
6. ნივთიერების დაყნოსვისათვის საჭიროა სათანადო წესის დაცვა.
7. დაუშვებელია ჩახედვა იმ ჭურჭელში, რომელშიც დუღს ან ასხამენ სითხეს.

8. შხეფების თავიდან ასაცილებლად სინჯარაში ჩასხმული სითხე უნდა გაცხელდეს მოლიანად.
9. სითხის გაცხელებისას სინჯარის პირი მოარიღეთ ამხანაგს.
10. ლაბორატორიაში ყოველთვის უნდა იყოს გამანეიტრალებელი ხსნარები ტანსაცმელზე ან სხეულზე მოხვედრილი მჟავებისა და ტუტეების წვეთების გასანეიტრალებლად (სოდის, ამიაკის, ძმარმჟავასა და ბორმჟავას ხსნარები).
11. ჭრილობისა და სიდამწვრის შემთხვევაში დაზარალებულს პირველი დახმარება უნდა გაეწიოს ადგილზე ლაბორატორიაში არსებული აფთიაქიდან. ძლიერი მოწამვლის შემთხვევაში სასწრაფოდ უნდა მიემართოთ ექიმს.
12. ლაბორატორიიდან გამოსვლის წინ კარგად უნდა შევამოწმოთ სამუშაო მაგიდა, ონკანი და ელექტროგაყვანილობა.

4. ქიმიური ჭურჭლები და ხელსაწყოები

მუშაობის დაწყების წინ სტუდენტი ვალდებულია გაეცნოს იმ ჭურჭელსა და ხელსაწყოებს, რომელიც მას სჭირდება მუშაობის პროცესში.

ქიმიური ჭურჭელის დანიშნულების მიხედვით იყოფა ორ ჯგუფად: ზოგადი დანიშნულებისა და სპეციალური დანიშნულების ჭურჭელი. ზოგადი დანიშნულების ჭურჭელს ეკუთვნის: 1) სინჯარები; 2) ქიმიური ჭიქები (სხვადასხვა მოცულობისა და ფორმის); 3)

ძაბრები (ჩვეულებრივი, საწვეთი, გამყოფი, დამცველი და სხვა); 4) ბრტყელძირა კოლბები, ერლენმეიერის კონუსური კოლბები, ბუნზენის კოლბა; 5) საზომი ცილინდრები, მენზურები; 6) რეტორტა; 7) კრისტალიზატორები; 8) პიპეტები; 9) ბიურეტები; 10) სარეაქტივო ჭურჭლები და ქილები; 11) მინის მილები და წკირები.

სპეციალური დანიშნულების მინის ჭურჭელს ეკუთვნის:

1) მრგვალძირა კოლბები; 2) გამოსახდელი კოლბები (ვიურცისა და კლაიზენის); 3) საზომი კოლბები; 4) ექსიკატორი; 5) დრექსელის ჭურჭელი (იხმარება აირის გარეცხვისა და გაშრობისათვის); 6) ტიშენკოს ჭურჭელი (იგივე დანიშნულებისათვის, რისთვისაც დრექსელის ჭურჭელი); 7) კიპის ხელსაწყო (იხმარება აირების მისაღებად).

ფაიფურის ჭურჭელი

1. სხვადასხვა ზომის ფაიფურის ჯამები.
2. ფაიფურის როდინი ფილთაქვით.
3. ფაიფურის ტიგელი (გამოიყენება ნივთიერებათა გასახურებლად ან დასაწვავად).
4. ფაიფურის სამკუთხედი (იხმარება ტიგელის გახურების დროს).
5. ბიუნერის ძაბრები (კრისტალური ნალექის გასაწურად).

გასათბობი ხელსაწყოები

1. სპირტქურა – იძლევა 800–1000⁰C-მდე ტემპერა-

ტურის ალს.

2. ბენზინის სანთურა – იძლევა $1000-1360^{\circ}\text{C}$ -მდე ალს.

3. ბუნზენისა და ტეკლუს გაზსანთურები, რომლებიც იძლევიან $1200-1500^{\circ}\text{C}$ -მდე ალს.

გახურება შეიძლება მოხდეს უშუალოდ ალზე, აზბესტის ბადეზე ან აბაზანებზე. ლაბორატორიაში გამოიყენება წყლის აბაზანა, ქვიშის აბაზანა; ქვიშის აბაზანაზე ხდება ნივთიერების გახურება მაღალ ტემპერატურაზე ფრთხილად და თანაბრად.

ლაბორატორიის მოწყობილობა

1) შტატივი; 2) სამფეხა; 3) ჰოფმანისა და მორის მომჭერები; 4) რკინის მაშები; 5) პინცეტი; 6) საშრობი ელექტროკარადა; 7) ხის მომჭერები; 8) წყლის გამოსახდელი კუბი; 9) ტექნიკურ-ქიმიური სასწორი.

ლაბორატორიაში სამკვარ სასწორს ხმარობენ:

1. ნივთიერების შედარებით არაზუსტი აწონვისათვის ტექნიკურ სასწორს, რომლითაც ნივთიერების წონას განსაზღვრავენ 2-3 გ სიზუსტით.
2. ნივთიერების ზუსტი აწონვისათვის სარგებლობენ ქიმიურ-ტექნიკური სასწორით, რომელზედაც შეიძლება აიწონოს ნივთიერება 0,01 გ სიზუსტით.
3. ნივთიერების დიდი სიზუსტით აწონვისათვის ხმარობენ ანალიზურ სასწორს და ელექტროსასწორს, რომელიც 0,0002 გ სიზუსტით წონის.

თავი მეორე ქიმიურ

რეაქციათა ტიპები

ნივთიერების მასის მუდმივობის კანონი

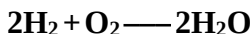
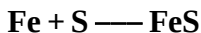
ბუნებაში მომხდარ ამა თუ იმ ცვლილებას მოვლენა ეწოდება. მოვლენები ორი სახისაა: ფიზიკური და ქიმიური. ფიზიკური მოვლენის დროს იცვლება სხეულის ფორმა, აგრეგატული მდგომარეობა, მაგრამ მისი შემადგენლობა უცვლელი რჩება. ქიმიური მოვლენის დროს იცვლება ნივთიერების შემადგენლობა, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ახალი ნივთიერება. ქიმიურ მოვლენას სხვანაირად ქიმიური რეაქცია ეწოდება.

ქიმიური რეაქციის აღძვრისათვის საჭიროა მექანიკური, სითბური, ელექტრული და სინათლის ენერგიის ზემოქმედება. ქიმიური რეაქციის დროს ადგილი აქვს სითბოს გამოყოფას ან შთანთქმას. ამის მიხედვით არჩევენ ეგზოთერმულ (სითბოს გამოყოფით მიმდინარე) და ენდოთერმულ (სითბოს შთანთქმით მიმდინარე) რეაქციებს.

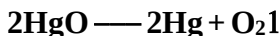
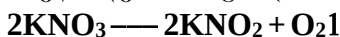
ექსპერიმენტულად დადასტურებულია, რომ რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებათა მასა ყოველთვის ტოლია რეაქციის შედეგად წარმოქმნილ ნივთიერებათა მასისა. ამ კანონს ეწოდება ნივთიერებათა მასის მუდმივობის კანონი.

რეაქციაში მონაწილე და რეაქციის შედეგად მიღებული ნივთიერებათა რაოდენობისა და შედგენილობის მიხედვით ქიმიური რეაქციები იყოფა ოთხ ტიპად: შეერთების, დაშლის, ჩანაცვლებისა და მიმოცვლის.

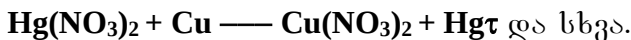
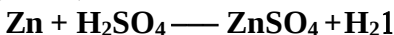
რეაქციას, რომლის დროსაც ორი ან მეტი ნივთიერებიდან წარმოიქმნება ერთი რთული ნივთიერება, შეერთების რეაქცია ეწოდება. მაგალითად:



რეაქციას, რომლის დროსაც ერთი რთული ნივთიერებიდან ორი ან მეტი ახალი ნივთიერება მიიღება, დაშლის რეაქცია ეწოდება. მაგალითად:



რეაქციას მარტივ და რთულ ნივთიერებებს შორის, რომლის დროსაც მარტივი ნივთიერების ატომები ჩანაცვლება რთული ნივთიერების შემადგენელ ატომებს, რის შედეგადაც ახალი მარტივი და ახალი რთული ნივთიერება მიიღება, ჩანაცვლების რეაქცია ეწოდება. მაგალითად:



რეაქციას ორ რთულ ნივთიერებას შორის, როდესაც მათი შემადგენელი ატომები ან ატომთა ჯგუფები იცვლება, რის შედეგადაც ორი ახალი რთული ნივთიერება მიიღება, მიმოცვლის რეაქცია ეწოდება. მაგალითად:

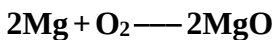


სამუშაო №1

1. ფიზიკური და ქიმიური მოვლენები

ცდა 1. აიღეთ 3-4 სმ სიგრძის მაგნიუმის ლენტი, პინცეტით დაიკავეთ ერთი ბოლო და მეორე ბოლო

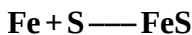
შეიტანეთ სპირტქურის ალში. მაგნიუმი დაიწყებს წვას თვალისმომჭრელი სინათლის გამოყოფით, რის შედეგადაც ის გარდაიქმნება თეთრ ფხვნილად – მაგნიუმის ოქსიდად:



ცდა 2. აიღეთ სუფთა ქაღალდის ორი ნაჭერი. ერთზე მოათავსეთ 2 გ რკინის ნაქლიბი, მეორეზე – ამავე რაოდენობის გოგირდის ფხვნილი. შეისწავლეთ ამ ნივთიერებათა თვისებები. ამისათვის გამოიყენეთ მაგნიტი. ნახავთ, რომ რკინის ნაქლიბი მაგნიტით მიიზიდება, ხოლო გოგირდის ფხვნილი არა. შეამოწმეთ წყალთან დამოკიდებულება. წყლიან სინჯარაში რკინის ნაქლიბი ჩაიძირება, ხოლო გოგირდის ფხვნილი არა, ზევით იტივტივებს. შეამოწმეთ რკინის ნაქლიბისა და გოგირდის ფხვნილის ხსნადობა გოგირდნახშირბადში. აღმოჩნდება, რომ რკინა არ იხსნება, ხოლო გოგირდი გაიხსნება. ამის შემდეგ მოამზადეთ ნარევი – რკინის ნაქლიბს შეურიეთ გოგირდის ფხვნილი; შეამოწმეთ ნარევის თვისებები მაგნიტით, წყლით და გოგირდნახშირბადით. დაინახავთ, რომ ნარევში რკინასა და გოგირდს თვისებები შენარჩუნებული აქვთ. ამრიგად დაასკვნით, რომ თქვენს მიერ მომზადებული ნარევი წარმოადგენს მექანიკურ ნარევს.

ცდა 3. ქიმიურ-ტექნიკურ სასწორზე აწონეთ 1 გ გოგირდი და 1,75 გ რკინის ფხვნილი. კარგად შეურიეთ ერთმანეთს ქაღალდის ფურცელზე და ჩაყარეთ მშრალ სინჯარაში, რომელსაც დაამაგრებთ ოდნავ დახრილად შტატივზე მომჭერით. სინჯარა ჯერ მთლიანად შეათბეთ სპირტქურით, შემდეგ კი სინჯარის ქვედა ნაწილი გააცხელეთ. როცა ნარევი გავარვარებას დაიწყებს, რაც რეაქციის დაწყებას ნიშნავს,

გაცხელება შეწყვიტეთ. რეაქცია გაგრძელდება გამოყოფილი სითბოს ხარჯზე. გაციებული სინჯარა გატეხეთ და გამოიღეთ მასში არსებული მყარი მასა. იგი წარმოადგენს რკინისა და გოგირდის ნაერთს – გოგირდოვან რკინას. რეაქციის ტოლობა გამოისახება ასე:



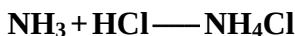
თქვენს მიერ მიღებული ნივთიერება ფაიფურის როდინში გააფხვიერეთ. შეამოწმეთ, შეინარჩუნა თუ არა გოგირდმა და რკინამ თავ-თავიანთი თვისებები. შემოწმების შედეგების მიხედვით დაასკვნით, რომ ნარევის გაგარვარებას მოჰყვა ქიმიური რეაქცია, რის შედეგადაც მიიღება ახალი ნივთიერება, რომელიც წარმოადგენს ქიმიურ ნაერთს. ეს ნაერთი სრულიად განსხვავდება რკინისა და გოგირდისაგან.

აღებული გოგირდი და რკინა მარტივი ნივთიერებებია, ხოლო მათ შორის ქიმიური რეაქციის შედეგად წარმოქმნილი ახალი ნივთიერება – გოგირდოვანი რკინა – რთული ნივთიერებაა.

2. ქიმიურ რეაქციათა ტიპები

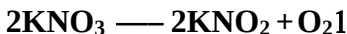
შეერთების რეაქცია

ცდა 4. აიღეთ ორი სინჯარა; ერთში ჩაასხით კონცენტრირებული ამონიუმის ტუტე NH_4OH , ხოლო მეორეში – კონცენტრირებული მარილმჟავა HCl . სინჯარის პირები მიუახლოვეთ ერთმანეთს. გამოიყოფა ბოლი, რაც იმის მაჩვენებელია, რომ წარმოიქმნა ამონიუმის ქლორიდი – NH_4Cl :



დაშლის რეაქცია

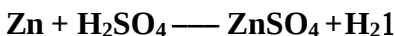
ცდა 5. მშრალ სინჯარაში ჩაყარეთ კალიუმის ნიტრატის (KNO_3) ფხვნილი. სინჯარა მომჭერით დაიკავეთ და ფრთხილად გააცხელეთ სპირტქურის ალზე. გახურების შედეგად კალიუმის ნიტრატი დაიშლება და გამოიყოფა ჟანგბადი:



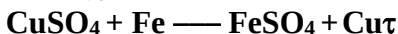
გამოყოფილი ჟანგბადი შეამოწმეთ მბჟუტავი კვარით.

ჩანაცვლების რეაქცია

ცდა 6. სინჯარაში ჩააგდეთ გრანულირებული თუთიის 2-3 მარცვალი და დაუმატეთ განზავებული გოგირდმჟავა. სინჯარას მოარგეთ საცობი გაზგამყვანი მილით. როდესაც რეაქცია ინტენსიურად წარიმართება, გაზგამყვან მილთან მიიტანეთ ანთებული კვარი. შეამჩნევთ, რომ გამოყოფილი წყალბადი წვას დაიწებს.

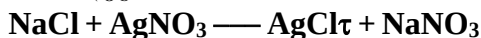


ცდა 7. სინჯარაში ჩაასხით სპილენძის (II) სულფატის ხსნარი და ჩაუშვით რკინის ღურსმანი. ცოტა ხნის შემდეგ რკინის ღურსმანზე გამოიყოფა წითელი ფერის ფენა; ეს სპილენძია:



მიმოცვლის რეაქცია

ცდა 8. სინჯარაში ჩაასხით 2-3 მლ ნატრიუმის ქლორიდის ხსნარი. მას წვეთობით დაამატეთ ვერცხლის ნიტრატის (AgNO_3) ხსნარი. წარმოიქმნება თეთრი ხაჭოსებრი ნალექი AgCl :



3. ნივთიერების მასის მუდმივობის კანონი

ცდა 9. აიღეთ სრულიად მშრალი, დიდი ზომის ერლენმეიერის კოლბა და მოარგეთ რეზინის საცობი. საცობი გახვრიტეთ და მასში გაატარეთ რკინის კოვზის ღერო. რკინის კოვზზე დაამაგრეთ სტეარინის სანთელი. კოვზი საცობთან და სანთელთან ერთად აწონეთ ქიმიურ-ტექნიკურ სასწორზე და წონა ჩაინიშნეთ. შემდეგ კოვზი სანთელთან ერთად ჩადგით კოლბაში. საცობი მჭიდროდ მოარგეთ და ქიმიურ-ტექნიკურ სასწორზე გააწონასწორეთ. ამის შემდეგ კოლბა გადმოდგით. კოლბის ყელთან სანთელი აანთეთ და სწრაფად ჩაუშვით კოლბაში. საცობი მჭიდროდ მოარგეთ და კოლბა კვლავ სასწორზე დადგით. აწონეთ. სანთელი რამდენიმე ხანს გააგრძელებს წვას, შემდეგ კი ჩაქრება. დააკვირდით და შეამჩნევთ, რომ სასწორის წონასწორობა არ დაირღვევა. მაშასადამე, იზოლირებულ გარემოში ქიმიური რეაქციის მიმდინარეობისას ნივთიერების მასა არ შეიცვალა. კოლბის შიგა კედლებზე წყლის წვეთებს შენიშნავთ, ხოლო თუ საცობს მოხდით და კოლბაში ჩაასხამთ კირიან წყალს, ნახავთ, რომ ხსნარი აიმღვრევა, რაც კალციუმის კარბონატის წარმოქმნით არის განპირობებული, ე.ი. სანთლის წვის დროს წარმოქმნილა წყალი და ნახშირბადის დიოქსიდი. კოვზი საცობთან და სანთელთან ერთად კვლავ აწონეთ. ნახავთ, რომ სანთელს წონაში დაუკლია. მაგრამ თქვენ ცდიდან დაინახეთ, რომ სასწორის წონასწორობა არ დარღვეულა. ეს კი იმის გამო მოხდა, რომ სანთლის წვის შედეგად წარმოქმნილი წყალი და ნახშირბადის დიოქსიდი კოლბაში დარჩა.

თავი მესამე

აირად ნივთიერებათა მოლეკულური მასის განსაზღვრა

აირად ნივთიერებათა მოლეკულური მასის განსაზღვრის რამდენიმე მეთოდი არსებობს. ჩვენ განვიხილავთ მოლეკულური მასის განსაზღვრას აირის სიმკვრივის მიხედვით და კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლებით.

I. მოლეკულური მასის განსაზღვრა აირის სიმკვრივის მიხედვით

ავოგადროს კანონის მეორე შედეგის თანახმად, ტოლი მოცულობის აირთა მასები ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც მათი მოლური მასები:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} \quad (1)$$

ტოლი მოცულობის აირთა მასების შეფარდებას ეწოდება პირველი აირის ფარდობითი სიმკვრივე მეორე აირის მიმართ და აღინიშნება D ასოთი. ე.ი.

$$\frac{m_1}{m_2} = D \quad (2)$$

ჩავსვათ მე-(2) განტოლება (1)-ში; მივიღებთ:

$$D = \frac{M_1}{M_2} \quad (3)$$

საიდანაც,

$$M_1 \quad DM_2 \quad (4)$$

ე.ი. პირველი აირის მოლური მასა ტოლია მეორე აირის მიმართ მისი ფარდობითი სიმკვრივისა და მეორე აირის მოლური მასის ნამრავლისა.

ხშირად ფარდობით სიმკვრივეს საზღვრავენ ყველაზე მსუბუქი აირის – წყალბადის მიმართ. მაშინ მე-(4) ფორმულა მიიღებს ასეთ სახეს:

$$\begin{aligned} M &= D_{H_2} M(H_2) \\ M &= 2D_{H_2} \end{aligned} \quad (5),$$

სადაც 2 არის წყალბადის მოლური მასა (გ/მოლი), D_{H_2} უცნობი აირის ფარდობითი სიმკვრივე წყალბადის მიმართ.

ზოგჯერ ფარდობით სიმკვრივეს საზღვრავენ ჰაერის მიმართ. მაშინ მე-(4) ფორმულა მიიღებს ასეთ სახეს:

$$\begin{aligned} M &= D_3 M(3) \\ M &= 29D_3 \end{aligned} \quad (6),$$

სადაც 29 არის ჰაერის საშუალო მოლური მასა (გ/მოლი), D_3 – უცნობი აირის ფარდობითი სიმკვრივე ჰაერის მიმართ.

მაგალითი. უცნობი აირის ფარდობითი სიმკვრივე წყალბადის მიმართ 14-ის ტოლია. განსაზღვრეთ მისი მოლური მასა.

გსარგებლობთ მე-(5) ფორმულით: $M = 2D_{H_2}$

$$M = 2 \text{ გ/მოლი} \cdot 14 = 28 \text{ გ/მოლი}$$

უცნობი აირის მოლური მასა 28 გ/მოლი-ა.

II. მოლეკულური მასის განსაზღვრა კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლებით

თუ ცნობილია გარკვეული მასის აირის მიერ მოცემულ პირობებში (წნევა, ტემპერატურა) დაკავებული მოცულობა, მაშინ კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლების საშუალებით შესაძლებელია მისი მოლეკულური მასის განსაზღვრა. კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლება მიიღება გეი-ლუსაკის, ბოილ-მარიოტისა და ავოგადროს კანონების გამოყენებით და მას აქვს შემდეგი სახე:

$$PV = \frac{m}{M}RT \quad (7),$$

სადაც P არის აირის მიერ განვითარებული წნევა, პა;

V – აირის მიერ დაკავებული მოცულობა, მ³;

m – აირის მასა, გ;

M – აირის მოლეკულური მასა, გ/მოლი;

R – აირის უნივერსალური მუდმივა, რომელიც 8,3144 ჯ/მოლი·K-ის ტოლია;

T – აბსოლუტური ტემპერატურა, K (კელვინი).

განზომილებები მოცემულია SI სისტემით.

მე-(7) განტოლებიდან აირის მოლეკულური მასა ტოლია:

$$M = \frac{mRT}{PV} \quad (8)$$

მაგალითი. 25°C ტემპერატურასა და 1 ატმოსფერულ წნევაზე 2,2 გ უცნობი აირი იკავებს 1,22 ლ მოცულობას. განსაზღვრეთ მისი მოლეკულური მასა.

ამოცანაში მოცემული სიდიდეების ერთეულები გადავიყვანოთ SI სისტემაში. ტემპერატურა (25°C) კელვინის სკალაში შემდეგი ფორმულით გამოითვლება:

$$T = 273,15 \text{ K} + t^{\circ}\text{C} = 273,15 \text{ K} + 25^{\circ}\text{C} = 298,15 \text{ K}$$

1 ატმ წნევა არის 101325 პა; 1,22 ლ = $1,22 \cdot 10^{-3}$ მ³
 (1 მ³ = 1000 ლ = 10^3 ლ; 1 ლ = 0,001 მ³ = 10^{-3} მ³; ჯ =
 = პა·მ³)

ყოველივე ამის გათვალისწინებით მე-(8) განტოლება მიიღებს სახეს:

$$M \frac{mRT}{PV} = \frac{2,2 \text{ გ} \cdot 8,3144 \frac{\text{ჯ}}{\text{მოლი} \cdot \text{კ}} \cdot 298,15 \text{ კ}}{101325 \text{ პა} \cdot 1,22 \cdot 10^{-3} \text{ მ}^3} = 44,12 \text{ გ/მოლი}$$

აირის მოლური მასა დაახლოებით 44 გ/მოლის ტოლია.

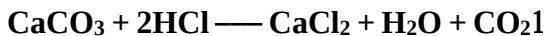
სამუშაო №2

ნახშირბადის დიოქსიდის მოლეკულური მასის განსაზღვრა

ცდა 1. მოამზადეთ კიპის ხელსაწყო ნახშირბადის დიოქსიდის მისაღებად. ამისათვის კიპის ხელსაწყოს შუა ბურთში ჩაყარეთ მარმარილოს ნატეხები და სათანადო წესის დაცვით ჩაასხით განზავებული მარილმუავა. კიპის ხელსაწყოდან გამოსულმა აირმა უნდა გაიაროს ტიშჩენკოს ორ გამრეცხ შუშაში. ერთში უნდა იყოს ჩასხმული NaHCO_3 -ის ნაჯერი ხსნარი, ხოლო მეორეში – კონცენტრირებული გოგირდმუავა. პირველ შუშაში გავლისას (NaHCO_3 -ის ხსნარი) ნახშირბადის დიოქსიდი თავისუფლდება ქლორწყალბადის მინარევებისაგან, ხოლო მეორე შუშაში კი – წყლის ორთქლისაგან. ამრიგად, უნდა მივიღოთ მშრალი და წმინდა აირი – ნახშირბადის (IV) ოქსიდი.

კიპის ხელსაწყოში ქიმიური პროცესი შემდეგი

განტოლებით გამოისახება:



აიღეთ 250 მლ მოცულობის მშრალი კოლბა მორგებული საცობით. კოლბის ყელზე მინაზე საწერი ფანქრით აღნიშნეთ საცობის ქვედა ღონე. აწონეთ კოლბა საცობით ტექნიკურ სასწორზე (ა₁). აავსეთ კოლბა კიპის ხელსაწყოდან გამოსული ნახშირბადის დიოქსიდით. კოლბის ყელთან ანთებული კვარის მიტანით შეამოწმეთ კოლბის გავსება CO₂-ით. თუ კვარი ჩაქრა, მაშასადამე, კოლბა გავსებულია აირით. აირგამყვანი მილი ფრთხილად ამოიღეთ კოლბიდან და მჭიდროდ დაუცეთ საცობი პირვანდელ მდგომარეობამდე. კოლბა აწონეთ (ა₂).

კოლბის მოცულობის გასაგებად მასში ზუსტად ნიშნამდე ჩაასხით გამოსხილი წყალი. შემდეგ წყალი ჩაასხით საზომ ცილინდრში. ამით გაიგებთ როგორც კოლბის, ისე კოლბაში მოთავსებული ჰაერისა და, შესაბამისად, CO₂-ის მოცულობას ცდის პირობებში.

ამრიგად, თქვენ გაიგებთ ჰაერის მოცულობას (V) ცდის პირობებში, ხოლო ნორმალურ პირობებში აირის მოცულობას (V₀) გამოიანგარიშებთ შემდეგი ფორმულით:

$$V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T},$$

სადაც P – ცდის დროს ბარომეტრზე ათვლილი წნევაა, ხოლო T = T₀ + t°C; t°C – ცდის დროს გაზომილი ტემპერატურაა, ეი.

$$V_0 = \frac{273PV}{760(273+t^\circ\text{C})}$$

როგორც იცით, 1 ლ ჰაერი ნორმალურ პირობებში

იწონის 1,293 გ-ს; მაშინ თქვენ პროპორციით გაიგებთ რას იწონის V_0 მოცულობის ჰაერი. ვთქვათ, ეს მასაა b .

თუ კოლბის მასას საცობით და ჰაერით a_1 -ს გამოაკლებთ ჰაერის მასას b -ს, მაშინ თქვენ გაიგებთ კოლბის მასას საცობით, რომელიც აღნიშნეთ m_0 -ით.

ე.ი. $a_1 - b = m_0$.

თუ კოლბის მასას ნახშირბადის დიოქსიდით და საცობით a_2 -ს გამოაკლებთ კოლბის მასას საცობით m_0 -ს, მიიღებთ CO_2 -ის მასას, რომელიც აღნიშნეთ m -ით. ე.ი. $a_2 - m_0 = m$.

იცით რა მოცემულ ერთნაირ პირობებში ტოლი მოცულობების ჰაერისა და ნახშირბადის დიოქსიდის მასები, თქვენ შეგიძლიათ გაიგოთ ნახშირბადის დიოქსიდის ფარდობითი სიმკვრივე ჰაერის მიმართ ფორმულით:

$$D_3(CO_2) = m/b$$

ბოლოს, შესაძლებელია გამოთვალოთ ნახშირბადის დიოქსიდის მოლეკულური მასა ფორმულით:

$$M(CO_2) = 29 D_3 \text{ (გ/მოლი)}$$

თავი მეოთხე

ლითონის ექვივალენტური მასის განსაზღვრა

ქიმიური ნაერთის წარმოქმნისას ელემენტები ერთმანეთს უერთდებიან არა ნებისმიერი, არამედ ზუსტად განსაზღვრული რაოდენობებით. ამ რაოდენობებს ეწოდება ექვივალენტური მასები.

ნივთიერების ექვივალენტური მასა ეწოდება მის წონით რაოდენობას, რომლითაც იგი უერთდება ან ჩაენაცვლება ნაერთებში 1 გ წყალბადს, ან 8 გ ჟანგბადს.

ნივთიერებათა მასები, ექვივალენტური მასები, მოცულობები და ექვივალენტური მოცულობები ერთმანეთთან დაკავშირებულია შემდეგი ფორმულებით:

$$\frac{m_{eq}(A)}{m_{eq}(B)} = \frac{m(A)}{m(B)} \quad (1) \qquad \frac{V_{eq}(A)}{V_{eq}(B)} = \frac{V(A)}{V(B)} \quad (2)$$

$$\frac{m_{eq}(A)}{m_{eq}(B)} = \frac{V(A)}{V(B)} \quad (3) \qquad \frac{V_{eq}(A)}{V_{eq}(B)} = \frac{m(A)}{m(B)} \quad (4)$$

$$\frac{m_{eq}(A)}{V_{eq}(B)} = \frac{m(A)}{V(B)} \quad (5) \qquad \frac{V_{eq}(A)}{m_{eq}(B)} = \frac{V(A)}{m(B)} \quad (6)$$

სადაც $m_{eq}(A)$ არის A ნივთიერების ექვივალენტური მასა, გ/მოლი;

$m_{eq}(B)$ – B ნივთიერების ექვივალენტური მასა, გ/მოლი;

$m(A)$ – A ნივთიერების მასა, გ;

$m(B)$ – B ნივთიერების მასა, გ;

$V_{eq}(A)$ – A ნივთიერების ექვივალენტური მოცულობა,

ლ/მოლი;

$V_{eq}(B)$ – B ნივთიერების ექვივალენტური მოცულობა, ლ/მოლი;

$V(A)$ – A ნივთიერების მოცულობა, ლ;

$V(B)$ – B ნივთიერების მოცულობა, ლ.

წყალბადის ექვივალენტური მასაა 1 გ/მოლი, ხოლო ექვივალენტური მოცულობა 11,2 ლ/მოლი; ჟანგბადის ექვივალენტური მასაა 8 გ/მოლი, ხოლო ექვივალენტური მოცულობა 5,6 ლ/მოლი.

მყარი ნივთიერების ექვივალენტური მასის ლაბორატორიულ პირობებში განსაზღვრისათვის მოხერხებულია მე-(5) ფორმულის გამოყენება:

$$\frac{m_{eq}(A)}{V_{eq}(B)} = \frac{m(A)}{V(B)},$$

სადაც A ნივთიერება, ჩვენს შემთხვევაში, არის ძლიერ მჟავაში ხსნადი ლითონი (თუთია, მაგნიუმი ან ალუმინი), ხოლო B ნივთიერება – რეაქციის შედეგად გამოყოფილი წყალბადი. ცნობილი მასის ლითონის მჟავაში გახსნისას გამოყოფილი წყალბადის მოცულობა უნდა დავიყვანოთ ნორმალურ პირობებამდე, რამდენადაც ცდის ჩატარების პირობები უდავოდ განსხვავდება ამ უკანასკნელისაგან. მოცულობის დაყვანა განვახორციელოთ შემდეგი განტოლების საშუალებით:

$$V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T} \quad (7)$$

რამდენადაც წყალბადის შეგროვება წარმოებს წყლის ზემოთ, ბარომეტრზე ათვლილ ატმოსფერულ წნევას უნდა გამოვაკლოთ ცდის ტემპერატურაზე წყლის ორთქლის პარციალური წნევა h (იხ. ცნობარ-

ში). ე.ი. მე-(7) ფორმულა გარდაიქმნება შემდეგნაირად:

$$V_0 = \frac{(P - h)VT_0}{P_0 T} \quad (8)$$

მე-(5) განტოლებას მივცეთ შემდეგი სახე:

$$\frac{m_{eq}(Me)}{V_{eq}(H_2)} = \frac{m(Me)}{V_0(H_2)} \quad (9),$$

საიდანაც

$$m_{eq}(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{eq}(H_2)}{V_0(H_2)} \quad (10)$$

სამუშაო №3

ცდა 1. აიღეთ სინჯარა, მასში პიპეტით ჩაასხით მარილმჟავა ისე, რომ სინჯარის კედლები არ დასველდეს. სინჯარა დაამაგრეთ შტატივზე დახრილად და მის კედელზე მოათავსეთ ლითონის ნაჭერი, რომელიც წინასწარ აწონილი უნდა იყოს. სინჯარას მთავრით საცობი გაზგამყვანი მილით, რომლის ბოლო შეაერთეთ გამრეცხ კოლბასთან. სინჯარის დახრით ჩააგდეთ ლითონის ნაჭერი მჟავაში. რეაქცია დაიწყება: გამოიყოფა წყალბადი ბუშტების სახით გამრეცხ კოლბაში, საიდანაც წყალი გადმოდინდება მენზურაში. რეაქციის დამთავრების შემდეგ მენზურაში არსებული წყლის მოცულობა ტოლია გამოყოფილი წყალბადის მოცულობისა.

აითვალეთ ოთახის ტემპერატურა თერმომეტრზე და წნევა ბარომეტრზე. ცნობარში მონახეთ ცდის პირობების შესაბამისი წყლის ორთქლის პარციალური წნევა. გაანგარიშება აწარმოეთ მე-(10) ფორმულის მიხედვით.

თავი მესამე

ქიმიური რეაქციის სიჩქარე

ქიმიური წონასწორობა

რეაქციის სიჩქარე ეწოდება მორეაგირე ნივთიერებათა მოლური კონცენტრაციის ცვლილებას დროში. რეაქციის სიჩქარის განზომილებაა მოლი/ლ·წმ ან მოლი/ლ·წთ.

ქიმიური რეაქციები შეიძლება იყოს ჰომოგენური და ჰეტეროგენული. ჰომოგენური რეაქციები მიმდინარეობს ერთ ფაზაში, ჰეტეროგენული კი – სხვადასხვა ფაზაში. ჰომოგენური რეაქციები მიმდინარეობს მთელ მოცულობაში, მაშინ როდესაც ჰეტეროგენული რეაქციები მიმდინარეობს მხოლოდ ზედაპირზე – მორეაგირე ნივთიერებების შეხების ადგილას.

ჰომოგენურ რეაქციებში რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციებზე. რეაქციის სიჩქარის გამოსაანგარიშებლად საჭიროა ვიცოდეთ ერთ-ერთი მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციის ცვლილება დროის გარკვეულ პერიოდში. დავუშვათ, რომ დროის t_1 მომენტში მოქმედი ნივთიერების მოლური კონცენტრაცია C_1 -ის ტოლია, t_2 მომენტში კი C_2 -ის ტოლი გახდა. ამ გარკვეულ დროის შუალედში რეაქციის საშუალო სიჩქარე შემდეგი ტოლობით გამოისახება:

$$v = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} \quad \frac{\text{მ}}{\text{წმ}}$$

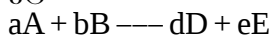
განტოლების მარჯვენა მხარეს მინუსი ნიშანი აიხსნება იმით, რომ $C_2 < C_1$ და მათ შორის სხვაობა უარყოფითი მნიშვნელობისაა.

$$v \frac{dC}{dt}$$

v – რეაქციის ჰემმარიტი სიჩქარეა.

ქიმიური რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერებების ბუნებაზე, მათ კონცენტრაციაზე, ცდის ტემპერატურაზე და სხვა ფაქტორებზე. რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციების ნამრავლზე; ამ დამოკიდებულებას მოქმედ მასათა კანონი ეწოდება და ის ფორმულირებული იყო გულდბერგისა და ვააგეს მიერ და მათ სახელს ატარებს.

განვიხილოთ რეაქცია:



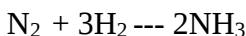
ამ რეაქციის სიჩქარე მოქმედ მასათა კანონის მიხედვით გამოისახება ასე:

$$V = k C_A^a C_B^b \quad (1),$$

სადაც k არის რეაქციის სიჩქარის მუდმივა. თუ $C_A = C_B = 1$ მოლი/ლ ან $C_A^a \cdot C_B^b = 1$ მოლი/ლ, მაშინ $k = v$ – ეს არის რეაქციის სიჩქარის მუდმივას ფიზიკური არსი.

(1) განტოლებას რეაქციის კინეტიკური განტოლება ეწოდება.

რეაქციისათვის:



კინეტიკური განტოლება ასეთ სახეს მიიღებს:

$$v = k C_{N_2} C_{H_2}^3 \quad (2)$$

ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე

ტემპერატურის გადიდებასთან ერთად ქიმიური რეაქციის სიჩქარე მკვეთრად იზრდება. ეს იმით აიხსნება, რომ ტემპერატურის გადიდებისას აქტიურ მოლეკულათა რიცხვის და მათი მოძრაობის სიჩქარის ზრდასთან ერთად მნიშვნელოვნად მატულობს მათი შეჯახების რაოდენობაც დროის ერთეულში. ვანტ-ჰოფის წესის თანახმად, ტემპერატურის ყოველი 10° -ით გადიდებისას, ქიმიური რეაქციის სიჩქარე 2-4-ჯერ მატულობს. ეს წესი მათემატიკურად შემდეგი ტოლობით გამოისახება:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \int_{10}^{t_2 - t_1}$$

აბ

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \int_{10}^{\frac{zt}{10}},$$

სადაც $\Delta t = t_2 - t_1$,

– რეაქციის ტემპერატურული კოეფიციენტია, რომელიც გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ მატულობს რეაქციის სიჩქარე ტემპერატურის ყოველი 10° -ით გადიდებისას,

$\frac{t_2 - t_1}{10}$ – სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტის

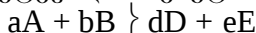
ხარისხის მაჩვენებელია,

v_{t_1} – რეაქციის სიჩქარეა საწყის ტემპერატურაზე,

v_{t_2} – რეაქციის სიჩქარეა გაზრდილ ტემპერატურაზე.

ქიმიური წონასწორობა

განვიხილოთ შექცევადი რეაქცია ზოგადად:



პირდაპირი რეაქციის სიჩქარეა:

$$v_1 = k_1 C_A^a C_B^b \quad (3)$$

შებრუნებული რეაქციის სიჩქარე ტოლია:

$$v_2 = k_2 C_D^d C_E^e \quad (4)$$

როდესაც პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციის სიჩქარეები გაუტოლდება ერთმანეთს, ე.ი. როდესაც $v_1 = v_2$, მაშინ დამყარდება ქიმიური წონასწორობა, ე.ი.

$$k_1 C_A^a C_B^b = k_2 C_D^d C_E^e \quad (5)$$

მოვახდინოთ ცვლადების განცალკევება:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{C_D^d C_E^e}{C_A^a C_B^b} \quad (6)$$

აღვნიშნოთ:

$$\frac{k_1}{k_2} = K \quad (7)$$

K -ს წონასწორობის მუდმივას ვუწოდებთ. ის შეიძლება ასე გამოვსახოთ:

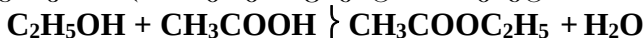
$$K = \frac{C_D^d C_E^e}{C_A^a C_B^b} \quad (8)$$

მაგალითად, რეაქციისათვის: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ წონასწორობის მუდმივა ტოლი იქნება:

$$K = \frac{C_{NH_3}^2}{C_{N_2} \cdot C_{H_2}^3} \quad (9)$$

ლე-შატელიეს პრინციპი

თუ ჭეშმარიტ წონასწორულ მდგომარეობაში მყოფ სისტემაზე ვიმოქმედებთ გარედან (შეეცვლით ტემპერატურას, წნევას ან კონცენტრაციას), მაშინ სისტემაში გაძლიერდება ის მიმართულება, რომელიც ეწინააღმდეგება ამ ზემოქმედებას და წონასწორობა გადაინაცვლებს მისი შესუსტების მიმართულებით. მაგალითად, განვიხილოთ ეთერიფიკაციის რეაქცია:



რეაქციის პროდუქტის (ეთერის) გამოსავლიანობის გაზრდის მიზნით სისტემაში შეყავთ კონცენტრირებული გოგირდმჟავა, რომელიც იკავშირებს წყალს, რის შედეგადაც მისი კონცენტრაცია მცირდება და წონასწორობა გადაინაცვლებს მარცხნიდან მარჯვნივ.

სამუშაო №4

1. რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება კონცენტრაციაზე

ცდა 1. ჩაატარეთ რეაქცია ნატრიუმის თიოსულფატსა $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ და განზავებულ გოგირდმჟავას შორის. ცოტა ხნის შემდეგ ხსნარი აიძვრება თავისუფალი გოგირდის გამოყოფის გამო:



რაც უფრო სწრაფად მოხდება რეაქცია გოგირდმჟავასა და თიოსულფატს შორის, მით უფრო სწრაფად წარმოიქმნება სიმღვრივე. ამიტომ დრო, რომელიც გაივლის რეაქციის დაწყებიდან ხსნარის შესამჩნევ აძვრევამდე, დამოკიდებულია რეაქციის სიჩქარეზე.

რეზე. ე.ი. თუ გავზომავთ დროს ამ ორი ხსნარის შერევის მომენტიდან სიმღვრივის გაჩენამდე, ამით შეიძლება წარმოდგენა ვიქონიოთ აღნიშნული რეაქციის სიჩქარეზე.

აღნიშნული რეაქციის მაგალითზე შეიძლება დაკვირვება აწარმოოთ, თუ როგორ არის დამოკიდებული რეაქციის სიჩქარე კონცენტრაციაზე. ამისათვის აიღეთ ექვსი სინჯარა და დანომრეთ. პირველ სამ სინჯარაში ჩაასხით თიოსულფატის განზავებული (1/100) ხსნარი 5 მლ, 10 მლ და 15 მლ რაოდენობით. შემდეგ ჩაუმატეთ წყალი შესაბამისად I-ში 10 მლ, II-ში 5 მლ. ამრიგად, სინჯარებში თიოსულფატის კონცენტრაციების შეფარდება იქნება 1:2:3. ამის შემდეგ IV, V და VI სინჯარაში ჩაასხით 5-5 მლ განზავებული გოგირდმუავა (1:100); I და IV ნომერი სინჯარები შეურიეთ ერთმანეთს და წამშობი აამუშავეთ. როდესაც ოდნავ შესამჩნევი სიმღვრივე გაჩნდება, ჩაინიშნეთ დრო. ამის შემდეგ აიღეთ II და V ნომრიანი, III და VI ნომრიანი სინჯარები და ჩაატარეთ პირველი ცდის ანალოგიურად.

ცდის შედეგები ჩაიწერეთ შემდეგი ფორმის მიხედვით:

თიოსულფატის სინჯარები №	აღებული $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -ის რაოდენობა, მლ	დამატებული H_2O -ის რაოდენობა, მლ	დამატებული H_2SO_4 -ის რაოდენობა, მლ	ხსნარების შერევიდან სიმღვრივის წარმოქმნამდე გასული დრო, წმ	რეაქციის ფარდობითი სიჩქარე, $v = 1/$
1	5	10	5		
2	10	5	5		
3	15	0	5		

შემდეგ თიოსულფატის კონცენტრაცია დატოვებულა, გოგირდმუავას კონცენტრაცია შეცვალეთ სათანადოდ. ცდა ჩაატარეთ პირველი ცდის ანალოგიურად და შედეგები ჩაიწერეთ. ბოლოს თქვენს მიერ ჩატარებული ცდების შედეგების მიხედვით გამოთქვით, რა დამოკიდებულებაა რეაქციის სიჩქარე მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციაზე.

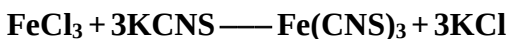
2. რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება ტემპერატურაზე

ცდა 2. აიღეთ ექვსი ცალი დანომრილი სინჯარა. პირველ სამ სინჯარაში ჩაასხით 10-10 მლ თიოსულფატის განზავებული (1:100) ხსნარი, ხოლო მეოთხე, მეხუთე და მეექვსე სინჯარებში 10-10 მლ გოგირდმუავას განზავებული (1:100) ხსნარი. სინჯარები დაყავით სამ წყვილად ისე, რომ თითოეულ წყვილში შედიოდეს ერთი სინჯარა თიოსულფატის ხსნარი და ერთი – გოგირდმუავასი. პირველ წყვილს შორის რეაქცია ჩაატარეთ ოთახის ტემპერატურაზე და ჩაინიშნეთ სიმღვრივის წარმოქმნის დრო. მეორე წყვილი წყლიან ჭიქაში ჩაუშვით და გააცხელეთ 10°C-ით უფრო მაღლა. შემდეგ ჩაატარეთ ცდა და დაინიშნეთ სიმღვრივის წარმოქმნის დრო. მესამე წყვილი კი გაათბეთ 20°C-ით მაღალ ტემპერატურაზე და ისე ჩაატარეთ ცდა. ამ შემთხვევაშიც ჩაინიშნეთ სიმღვრივის წარმოქმნის დრო. შედეგები შეიძლება ჩაიწეროთ შემდეგი ფორმის მიხედვით და იმსჯელოთ რა დამოკიდებულებაა რეაქციის სიჩქარე ტემპერატურასთან.

სინჯარების წვეილ- თა №	აღებული $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ - ის რაოდენობა, მლ	დამატებული H_2SO_4 - ის რაოდენობა, მლ	ტემპერატურა, $^{\circ}\text{C}$	ხსნარების შერევიდან სიმღვრივის წარმოქმნამდე გასული დრო, წმ	რეაქციის ფარდობითი სიჩქარე, $v = 1/$
1	10	10			
2	10	10			
3	10	10			

3. ქიმიური წონასწორობის გადანაცვლება მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციის შეცვლით

ცდა 3. პიპეტით აიღეთ 10 მლ რკინის (III) ქლორიდის განზავებული ხსნარი და ჩაასხით პატარა ქიმიურ ჭიქაში. მეორე პიპეტით აიღეთ 10 მლ კალიუმის როდანიდის განზავებული ხსნარი და მიუმატეთ რკინის (III) ქლორიდს. ხსნარი მიიღებს ინტენსიურ წითელ ფერს, რაც გამოწვეულია რკინის (III) როდანიდის წარმოქმნით:



მიღებული ხსნარი განაზავეთ 60 მლ გამოხდილი წყლით. ამის შემდეგ აიღეთ ოთხი ერთნაირი დიამეტრის სინჯარა, დააწერეთ ნომრები და ყველა მათგანში 1/3-მდე ჩაასხით რკინის (III) როდანიდის განზავებული ხსნარი. პირველი სინჯარა დატოვეთ შესადარებლად. მეორე სინჯარაში დაუმატეთ 2 მლ რკინის (III) ქლორიდის ნაჯერი ხსნარი, მესამე სინჯარაში – 2 მლ კალიუმის როდანიდის ნაჯერი ხსნარი, ხოლო

მეოთხე სინჯარაში მცირე რაოდენობით ჩაყარეთ მყარი კალიუმის ქლორიდი და შეანჯღრიეთ სინჯარები. ცოტა ხანში დაინახავთ, რომ მეორე და მესამე სინჯარებში ხსნარი უფრო ინტენსიურ წითელ ფერს მიიღებს, ვიდრე პირველ სინჯარაშია. ეს მოწმობს იმას, რომ წონასწორობამ გადაინაცვლა მარცხნიდან მარჯვნივ, ხოლო მეოთხე სინჯარაში ხსნარის ფერი უფრო ბაცი გახდა, რაც იმას მოწმობს, რომ წონასწორობამ გადაინაცვლა მარჯვნიდან მარცხნივ.

თავი მეექვსე

ხსნარების დამზადება

ხსნარები ეწოდება ერთგვაროვან სისტემებს, რომლებიც შედგება ორი ან მეტი კომპონენტისაგან, რომელთა შედგენილობა შეიძლება შეიცვალოს გარკვეულ საზღვრებში ერთგვაროვნების დაურღვევლად. ხსნარების კომპონენტებს წარმოადგენენ გამხსნელი და გახსნილი ნივთიერება. გამხსნელისა და გახსნილის ცნებები პირობითია. ის კომპონენტი, რომელსაც თავისუფალი სახით იგივე აგრეგატული მდგომარეობა აქვს, რაც ხსნარს, გამხსნელია. დანარჩენ კომპონენტებს გახსნილი ნივთიერებები ეწოდება. თუ ყველა კომპონენტი ერთსა და იმავე აგრეგატულ მდგომარეობაშია, გამხსნელია ის, რომლის მასა (ან მოცულობა) მეტია.

ხსნარის დახასიათების მიზნით შემოღებულია კონცენტრაციის ცნება: კონცენტრაცია ეწოდება ფარდობით სიდიდეს, რომელიც გვიჩვენებს ხსნარში კომპონენტის რაოდენობრივ შემცველობას. ხსნარის კონცენტრაციის რაოდენობრივი დახასიათებისას უთითებენ ხსნარში კომპონენტების მასურ, მოცულობით ან მოლურ წილებს ან ფარდობებს. ამ მიზნით შემოღებულია კონცენტრაციის გამოსახვის სხვადასხვა ხერხი. განვიხილოთ ზოგიერთი მათგანი.

1. მასური წილი (წინათ მას ეწოდებოდა პროცენტული კონცენტრაცია) ეწოდება გახსნილი ნივთიერების მასის ფარდობას ხსნარის მასასთან. ის აღინიშნება (ომეგა) ასოთი და გამოისახება მთელის ნაწი-

ლებში ან პროცენტებში.

$$C_{\gamma} \frac{m(\text{გახსნ. ნივთ.})}{m(\text{ხსნარი})},$$

$$C_{\gamma} \% \frac{m(\text{გახსნ. ნივთ.})}{m(\text{ხსნარი})} \cdot 100,$$

სადაც $m(\text{ხსნ.}) = m(\text{გამხსნ.}) + m(\text{გახსნ. ნივთ.})$.

2. ხსნარის მოლარობა გვიჩვენებს 1 ლ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების მოლების რიცხვს. მოლური კონცენტრაცია ჩაიწერება ასე: $C_M(\text{HCl}) = 0,5$ მოლი/ლ და იკითხება: ხსნარში ქლორწყალბადის მოლური კონცენტრაციაა 0,5 მოლი ლიტრზე.

ხსნარის მოლარობა შეიძლება ვიანგარიშოთ ფორმულით

$$C_M = \frac{n}{V},$$

სადაც n – გახსნილი ნივთიერების მოლების რიცხვია, V – ხსნარის მოცულობა.

3. ხსნარის ნორმალუბა გვიჩვენებს 1 ლ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების ექვივალენტების რაოდენობას; აღინიშნება C_N -ით. მისი გამოთვლა შეიძლება ფორმულით

$$C_N = \frac{Ea}{V},$$

სადაც C_N – ხსნარის ნორმალური კონცენტრაციაა,

E – გახსნილი ნივთიერების ექვივალენტი,

a – გახსნილი ნივთიერების ექვივალენტების რიცხვი,

V – ხსნარის მოცულობა.

ხსნარს, რომლის 1 ლ შეიცავს გახსნილი ნივთიერების 1 ექვივალენტს ეწოდება ერთნორმალური, 0,1 ექვივალენტს – დეცინორმალური, 0,01 ექვივალენტს –

სანტინორმალური.

4. მოლაღობა ეწოდება ფიზიკურ სიდიდეს, რომელიც უდრის გახსნილი ნივთიერების რაოდენობის ფარდობას გამხსნელის მასასთან. აღინიშნება C_m ასოთი.

$$C_m = \frac{n(\text{გახსნ. ნივთ.})}{m(\text{გამხსნ.})}.$$

მისი ერთეულია მოლი/კგ ან მოლი/გ. მაგ., $C_m(\text{NaCl}) = 2$ მოლი/კგ ნიშნავს, რომ ხსნარში ნატრიუმის ქლორიდის მოლაღობაა 2 მოლი/კგ, ანუ ასეთ ხსნარში ყოველ 1 კგ წყალში 2 მოლი NaCl-ია გახსნილი.

ერთნაირი ნორმალობის ხსნარები ერთმანეთთან რეაგირებს ტოლი მოცულობებით, რაც შეესაბამება რისტერის ექვივალენტების კანონს. თუ ხსნართა ნორმალობა განსხვავებულია, მაშინ რეაქციაში შესული ხსნარების მოცულობა მათი ნორმალობების უკუპროპორციულია:

$$\frac{C_{N_1}}{C_{N_2}} = \frac{V_2}{V_1},$$

საიდანაც

$$C_{N_1} V_1 = C_{N_2} V_2,$$

სადაც C_{N_1} და V_1 – პირველი ხსნარის ნორმალობა და მოცულობაა, ხოლო C_{N_2} და V_2 – მეორე ხსნარისა.

ხსნარების კონცენტრაცია შეიძლება დავახასიათოთ აგრეთვე ტიტრით. **ტიტრი** ეწოდება რიცხვს, რომელიც გვიჩვენებს 1 მლ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების მასას, გამოსახულს გრამებით. ხსნარს, რომ-

ლის ტიტრი ცნობილია, ტიტრიანი ხსნარი ეწოდება, ხოლო ტიტრიანი ხსნარით სხვა ხსნარის კონცენტრაციის განსაზღვრას გატიტვრა ეწოდება. გატიტვრას შემდეგნაირად ახდენენ: იღებენ გარკვეული მოცულობით გასატიტრ, ანუ უცნობი კონცენტრაციის ხსნარს, ამატებენ ინდიკატორს და შემდეგ უმატებენ ტიტრიან ხსნარს რეაქციის დამთავრებამდე. რეაქციის დამთავრებას დაადგენენ ინდიკატორის ფერის შეცვლით. გასატიტრი და ტიტრიანი ხსნარების მოცულობების საშუალებით გამოითვლება ხსნარის ტიტრი.

მუავასა და ფუძეს შორის ურთიერთქმედების რეაქციას, რომლის შედეგადაც მიიღება მარილი და წყალი, **ნეიტრალიზაცია** ეწოდება. მაგ.,



მუავას ან ტუტის განეიტრალების დასრულების დასადგენად იყენებენ ნივთიერებებს – ინდიკატორებს. ქიმიის ლაბორატორიაში ძირითადად გამოყენებულია შემდეგი ინდიკატორები: ლაკმუსი, ფენოლფტალეინი და მეთილნარინჯი. იმისათვის, რომ მივალწიოთ სრულ ნეიტრალიზაციას, მუავა და ტუტე უნდა ავიღოთ ექვივალენტური რაოდენობებით. მაგ., ერთ ექვივალენტ ტუტეს ანეიტრალებს ერთი ექვივალენტი მუავა. განეიტრალების დროს გამოანგარიშების გასაადვილებლად საჭიროა ვიცოდეთ ხსნარის ტიტრიც. გატიტვრის დროს მოცულობათა ზუსტი გაზომვისათვის იხმარება ბიურეტი, ხოლო ხსნარის მოცულობის ერთბაშად გაზომვისათვის – პიპეტი.

სამუშაო №5

ხსნარების დამზადება

ა) ნატრიუმის ქლორიდის 5 %-იანი ხსნარის დამზადება

ცდა 1. აიღეთ სუფრის მარილი. თუ ის მსხვილ კრისტალებს შეიცავს, ფაიფურის როდინში გააფხვიერეთ. გამოიანგარიშეთ სუფრის მარილის რაოდენობა, რომელიც საჭირო იქნება 250 გ იმ ხსნარის მოსამზადებლად, რომელშიც სუფრის მარილის მასური წილი იქნება 5.

ქიმიურ-ტექნიკურ სასწორზე აწონეთ საათის მინაზე ან სუფთა ქაღალდზე მოთავსებული სუფრის მარილის საჭირო რაოდენობა 0,01 გ სიზუსტით. შემდეგ გადაიტანეთ 500 მლ-იან სუფთა ქიმიურ ჭიქაში და დაუმატეთ წინასწარ გაანგარიშებული წყლის რაოდენობა მოცულობით (გაითვალისწინეთ, რომ 1 მლ წყალი დაახლოებით 1 გ იწონის). მარილი გახსენით მინის წკირის მორევით. მიღებული ხსნარი შეინახეთ სარეაქტივო ბოთლში და გაუკეთეთ წარწერა „5 %-იანი NaCl“.

ბ) დეცინორმალური ხსნარების დამზადება

ცდა 2. დაამზადეთ გოგირდმჟავას 0,1 N ხსნარი 500 მლ მოცულობით. ამისათვის არეომეტრით განსაზღვრეთ ლაბორატორიაში არსებული კონცენტრირებული გოგირდმჟავას სიმკვრივე და გაიგეთ ამის

მიხედვით მუშავას პროცენტული კონცენტრაცია ცხრილში (იხ. ცნობარი). გაიანგარიშეთ გოგირდმუშავას ექვივალენტური მასა $m_{eq} = M/2$ ფორმულით, სადაც M გოგირდმუშავას მოლური მასაა. გამოითვალეთ 500 მლ ანუ 0,5 ლ ხსნარის დასამზადებლად საჭირო გოგირდმუშავას ექვივალენტური მასა, შემდეგ კი დაადგინეთ თქვენ მიერ აღებული კონცენტრაციის გოგირდმუშავას რა რაოდენობის ხსნარში იქნება ეს ექვივალენტური მასა. გოგირდმუშავას ხსნარის ეს რაოდენობა გადაიყვანეთ მოცულობაში ფორმულით: $V_{ხს} = m_{ხს} / \dots$. გამოთვლების შემდეგ პიპეტით ამოიღეთ საჭირო მოცულობის გოგირდმუშავა და ჩაასხით 500 მლ-იან საზომ კოლბაში, რომელშიც წინასწარ გამოხდილი წყალი უნდა მოათავსოთ. შემდეგ კოლბა შეავსეთ ჭდემდე გამოხდილი წყლით. გაუკეთეთ წარწერა „H₂SO₄ 0,1 N“ და შეინახეთ.

ცდა 3. დაამზადეთ 200 მლ ანუ 0,2 ლ სოდის დეცინორმალური ხსნარი. ამისათვის სოდა Na₂CO₃ წინასწარ გააუწყლოეთ, შემდეგ იანგარიშეთ, თუ რა რაოდენობით უნდა აიღოთ უწყლო მარილი 200 მლ 0,1 N ხსნარის დასამზადებლად. აწონეთ ანალიზურ სასწორზე ნივთიერება, ჩაყარეთ 200 მლ-იან საზომ კოლბაში და დაუმატეთ გამოხდილი წყალი. მარილი სრულად გახსენით ინტენსიური ნჯღრევით. შემდეგ შეავსეთ წყლით კოლბა ჭდემდე. გაუკეთეთ ეტიკეტი „Na₂CO₃ 0,1 N“ და შეინახეთ.

გატიტვრა

შეისწავლეთ პიპეტის ხმარება. ამისათვის ქიმიურ ჭიქაში ჩაასხით გამოხდილი წყალი და ამოიღეთ მისგან 5 მლ, 10 მლ, 15 მლ წყალი პიპეტით. ასევე შეის-

წავლეთ ბიურეტიტ მუშაობა. კარგად დააკვირდით დანაყოფებს. დაინიშნეთ, რომელ ბიურეტშია მუავა ჩასხმული, ხოლო რომელში – ტუტე. გასატიტრ ხსნარს იღებენ ქიმიური ჭიქით ან ერლენმეიერის კოლბით, უმჯობესია უკანასკნელი, რადგან ტიტრის პროცესში უნდა ანჯღრიოთ სითხიანი კოლბა.

ცდა 4. შტატივზე დამაგრებულ ბიურეტში ძაბრის მეშვეობით ჩაასხით გოგირდმუავას ხსნარი. აიღეთ მშრალი ერლენმეიერის კოლბა, ჩაასხით მასში პიპეტით 20 მლ 0,1 N Na_2CO_3 -ის ხსნარი (თქვენს მიერ მომზადებული) და დაუმატეთ 2-3 წვეთი მეთილნარინჯი. ხსნარი მიიღებს ყვითელ შეფერილობას. დაიწყეთ ტიტრება. ამისათვის კოლბა ბიურეტის ქვეშ დადგით თეთრ ქაღალდზე და ფრთხილად გახსენით ონკანი. ამატეთ წვეთწვეთობით, სანამ ხსნარი არ მიიღებს ნარინჯისფერს. ბიურეტის ონკანი უცებ დაკეტეთ და აითვაღეთ დახარჯული მუავას რაოდენობა. სიზუსტისათვის გატიტრება 2-3-ჯერ ჩაატარეთ და თუ შედეგს თანხვედნის მიიღებთ, დაიწყეთ გამოთვლა. განსაზღვრეთ გოგირდმუავას ხსნარის ნორმალუბა და ტიტრი (ისარგებლეთ ფორმულით $C_{N_1} \cdot V_1 = C_{N_2} \cdot V_2$).

თავი მუშვიდი

მარილთა ტიპები

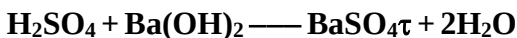
ზოგიერთი მარილის მიღების ხერხი

ნეიტრალიზაცია

მჟავებსა და ტუტეებს შორის ურთიერთქმედების რეაქციას ნეიტრალიზაციის რეაქცია ეწოდება. განეიტრალეების დროს მჟავა კარგავს თავის მჟავურ თვისებებს, ტუტე – ტუტისას, ე.ი. ერთი ანეიტრალეებს მეორეს, რის შედეგადაც მიიღება მარილი და წყალი. მაგ.



ან



ნეიტრალიზაციის დროს გამოიყოფა სითბო. კესმა დაადგინა, რომ ძლიერ მჟავებსა და ძლიერ ტუტეებს შორის რეაქციის დროს გამოყოფილი სითბოს რაოდენობა დაახლოებით ერთნაირია. თუ სუსტი მჟავა ან სუსტი ტუტე ნეიტრალდება ძლიერი მჟავით ან ძლიერი ტუტით, ნეიტრალიზაციის სითბო სხვადასხვა შეიძლება იყოს.

როგორც ვიცით, ნეიტრალიზაციის შედეგად მიიღება მარილი. მარილი რთული ნივთიერებაა, რომელიც შედგება ლითონისა და მჟავას ნაშთის იონებისაგან. მარილების სახელწოდება მომდინარეობს მჟავათა სახელწოდებიდან, ხოლო ფორმულის შედგენა

ექვემდებარება ლითონისა და მჟავური ნაშთის ვალენტობას. შედგენილობის მიხედვით მარილები არსებობს სრული და არასრული, ორმაგი, კომპლექსური.

სრული ანუ ნორმალური მარილები ისეთი მარილებია, რომელთა მოლეკულები არ შეიცავს წყალბადისა (H^+) და ჰიდროქსიდის (OH^-) იონებს. მაგ., სრული მარილებია $NaCl$, Na_2SO_4 , $CaBr_2$, $Cu(NO_3)_2$, $AlCl_3$, Na_3PO_4 , $Fe_2(SO_4)_3$ და ა.შ.

არასრული მარილები არსებობს ორგვარი: მჟავა მარილი და ფუძე მარილი. **მჟავა მარილი** ისეთი მარილია, რომლის მოლეკულაში, გარდა ლითონის ატომისა და მჟავური ნაშთისა, არის კიდევ წყალბადის ატომები, რომელთა ჩანაცვლება შეიძლება ლითონის ატომით. მაგალითად, $NaHCO_3$, $KHSO_4$, K_2HPO_4 , NaH_2PO_4 , $Ca(HCO_3)_2$ და ა.შ.

ფუძე მარილი ეწოდება ისეთ მარილს, რომლის მოლეკულაში, გარდა ლითონის ატომის და მჟავური ნაშთისა, არის კიდევ ჰიდროქსიდის ჯგუფი, რომელიც შეიძლება ჩანაცვლოს მჟავური ნაშთით. მაგალითად, $CaOHCl$, $CuOHNO_3$, $Al(OH)_2NO_3$, $(MgOH)_2CO_3$ და ა.შ.

ოქსიმარილები ისეთი მარილებია, რომელთა მოლეკულაში, გარდა ლითონისა და მჟავური ნაშთისა, არის ჟანგბადის ატომი. მაგალითად, $BiOCl$ – ბისმუტის (III) ოქსიქლორიდი, $SbONO_3$ – სტიბიუმის (III) ოქსინიტრატი.

ორმაგი მარილი ისეთი მარილია, რომლის შემადგენლობაში ერთი სახის მჟავურ ნაშთთან დაკავშირებულია სხვადასხვა ლითონის ატომი, მაგ., $KAl(SO_4)_2$, $NaCl \cdot KCl$.

კომპლექსური მარილებია $K_4[Fe(CN)_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$,

$K_3[Fe(CN)_6]$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ და ა.შ.

კომპლექსური მარილების აგებულების თეორია შეიქმნა ა. ვერნერის მიერ. კომპლექსურ მარილებში გვაქვს შიგა და გარე სფერო. მაგ., $K_3[Fe(CN)_6]$ -ში შიგა სფეროა $[Fe(CN)_6]^{3-}$, ხოლო $3K^+$ არის გარე სფერო.

სამუშაო №6

ცდა 1. ნორმალური მარილის მიღება

პიპეტის დახმარებით ფაიფურის ჯამში ჩაასხით 20 მლ 2N მარილმჟავა და მას დაუმატეთ პიპეტით 20 მლ 2N ნატრიუმის ტუტის ხსნარი. უნდა მიიღოთ ნეიტრალური ხსნარი. შეამოწმეთ ხსნარის რეაქცია. ამისათვის მინის წკირით გადაიტანეთ ერთი წვეთი ლაკმუსიან ქაღალდზე. თუ ხსნარი აღმოჩნდა მჟავე ან ტუტე რეაქციის, მაშინ ის ზუსტად გაანეიტრალეთ წვეთწვეთობით მჟავით ან ტუტით. დარწმუნდებით რა სრულ ნეიტრალიზაციაში, ფაიფურის ჯამი ხსნართურთ გადაიტანეთ წყლის აბაზანაზე, ააორთქლეთ მშრალი ნაშთის მიღებამდე. თქვენ მიიღებთ სუფრის მარილს.

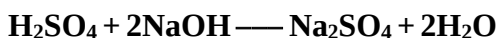
სრული მარილი შეიძლება მიიღოთ ფუძე ოქსიდზე, მაგ., სპილენძის (II) ოქსიდზე განზავებული გოგირდმჟავას მოქმედებით. რეაქციის მიმდინარეობას სჭირდება გაცხელება. სპირტქურაზე ფაიფურის ჯამით გაცხელეთ სარეაქციო ნარევი. როდესაც ფაიფურის ჯამში ხსნარი ცისფერ ფერს მიიღებს, შეწყვიტეთ გაცხელება. ააორთქლეთ წყლის აბაზანაზე კრისტალიზაციის დაწყებამდე. გაციების შემდეგ ჯამში გამოიყოფა შაბიამნის კრისტალები.

სრული ანუ ნორმალური მარილის მიღება შეგიძლიათ აქტიურ ლითონებზე მჟავას მოქმედებით, მაგ., ლითონურ თუთიაზე განზავებული გოგირდმჟავას ან მარილმჟავას მოქმედებით. რეაქციის დამთავრებას გაზის ბუშტების გამოყოფის შეწყვეტით მიხვდებით.

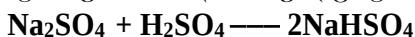
გაფილტვრისა და კრისტალიზაციის მეთოდით ამჯერადაც შეიძლება მარილის გამოყოფა. მარილის მიღება შესაძლებელია ორ სხვადასხვა მარილს შორის მიმოცვლის რეაქციით, მაგრამ ისე უნდა შევარჩიოთ მარილის ხსნარები, რომ მოსალოდნელი ახალი მარილებიდან ერთ-ერთი ნალექი იყოს.

ცდა 2. ნატრიუმის ჰიდროსულფატის მიღება

ფაიფურის ჯამში ჩაასხით პიპეტით 25 მლ 2N გოგირდმჟავა. მას თანდათან მიუმატეთ 25 მლ 2N ნატრიუმის ტუტის ხსნარი. განხორციელდება შემდეგი რეაქცია:



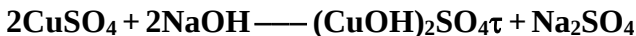
მიუმატეთ მიღებულ ხსნარს კიდევ 25 მლ 2N გოგირდმჟავას ხსნარი. შედეგად უნდა წარმოიქმნას მჟავე მარილი – ნატრიუმის ჰიდროსულფატი:



ხსნარის აორთქლებითა და კრისტალიზაციით შეიძლება გამოყოთ მარილის კრისტალები. მიღებული მარილი გახსენით გამოხდილ წყალში და შეამოწმეთ ხსნარის რეაქცია.

ცდა 3. სპილენძის ფუძე სულფატის მიღება

პატარა ქიმიურ ჭიქაში ჩაასხით 15-20 მლ სპილენძის (II) სულფატის ხსნარი. მას დაამატეთ მცირე რაოდენობით განზავებული ტუტის ხსნარი. ხსნარი გაცხელეთ ადუღებამდე. წარიმართება რეაქცია:

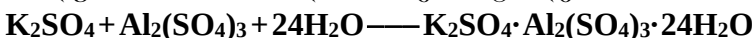


თუ ტუტე ჭარბადაა დამატებული, მაშინ ნალექი გაშავდება, რადგან ჭარბი რაოდენობით ტუტის დამატების შემთხვევაში წარმოიქმნება არა ფუძე მარილი, არამედ სპილენძის (II) ჰიდროქსიდი $\text{Cu}(\text{OH})_2$, რომელიც გაცხელებით დაიშლება CuO და H_2O -დ. თუ ხსნარი არ გაშავდა გაცხელებისას და მისგან გამოიყო მომწვანო-ნაცრისფერი ნალექი, ხსნარი გაფილტრეთ. ფილტრზე დარჩება სპილენძის ფუძე სულფატის ნალექი.

ცდა 4. ალუმინის შაბის მიღება

აიღეთ ორი ბრტყელძირა კოლბა. ერთში ჩაასხით 9 მლ გამოხდილი წყალი და ჩაყარეთ 2,3 გ კალიუმის სულფატი. მეორე კოლბაში ჩაასხით 7,5 მლ გამოხდილი წყალი და შეამუშავეთ 2-3 წვეთი კონცენტრირებული გოგირდმუავით, შემდეგ ჩაყარეთ 9 გ ალუმინის სულფატი $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$.

ორივე კოლბა გააცხელეთ 100 C-მდე და ცხელი ხსნარები შეურიეთ ერთმანეთს, დააყოვნეთ. გამოიყოფა ალუმინის შაბის ღამაში კრისტალები:



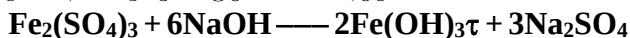
ცდა 5. სპილენძის (II) ტეტრაამიაკატის მიღება

აიღეთ 100 მლ-იანი ქიმიური ჭიქა. ჩაყარეთ მასში 8 გ სპილენძის (II) სულფატის ფხვნილი. მიუმატეთ მას 10 მლ გამოხდილი წყალი. გახსენით კარგად და შემდეგ დაამატეთ 15 მლ კონცენტრირებული ამონიუმის ტუტე. უნდა წარმოიქმნას კომპლექსური მარილი – სპილენძის (II) ტეტრაამიაკატი. ხსნარი მიიღებს ლაუვარდის ფერს. ამის შემდეგ ხსნარს წვეთწვეთობით და შეუწვდრეველად დაუმატეთ 15 მლ ეთილის

სპირტი. დააყოვნეთ. გამოიყოფა იისფერ-ლურჯი ფერის – $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ კომპლექსური მარილის წვრილი კრისტალები. ხსნარი შეგვიძლიათ გადაწუროთ სხვა ჭიქაში, ხოლო დარჩენილი კრისტალები გადაიტანეთ ფილტრზე და ჩარეცხეთ სპირტით. შემდეგ გააშრეთ ფილტრის ქაღალდებს შორის.

ცდა 6. განსხვავება რკინის ორმაგ და კომპლექსურ მარილებს შორის

სინჯარაში ჩაასხით რკინის (III) სულფატის $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ხსნარი და მიუმატეთ რამდენიმე წვეთი ნატრიუმის ტუტის ხსნარი. დაილექება რკინის (III) ჰიდროქსიდის ყავისფერი ნალექი:



ამის შემდეგ აიღეთ ორი სინჯარა. ერთში ჩაასხით რკინა-ამონიუმის შაბის $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ხსნარი, ხოლო მეორეში – სისხლის წითელი მარილის $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ხსნარი. ორივე სინჯარაში ხსნარებს მიუმატეთ ნატრიუმის ტუტე. დაინახავთ, რომ იმ სინჯარაში, რომელშიც ჩასხმული გქონდათ რკინა-ამონიუმის შაბის ხსნარი, დაილექება რკინის (III) ჰიდროქსიდი. შაბის ხსნარში არის რკინის (III) იონები, რომლებიც ჰიდროქსიდის იონებთან წარმოქმნის უხსნად $\text{Fe}(\text{OH})_3$ -ს. შეადარეთ ეს ნალექი წინა ცდაში წარმოქმნილ ნალექს. მეორე სინჯარაში ნალექი არ წარმოიქმნება, რადგან სისხლის წითელი მარილის ხსნარში რკინა არ არის თავისუფალი იონის სახით, არამედ ის შედის კომპლექსური იონის $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ შემადგენლობაში.

თავი მერვე

ელექტროლიტური დისოციაცია

ელექტროლიტების თვისებები აიხსნება თეორიით, რომელიც 1887 წელს ჩამოაყალიბა შვედმა მეცნიერმა ს. არენიუსმა. თეორიას, რომლის მიხედვით ელექტროლიტების სპეციფიკური თვისებები მათი იონებად დაშლასთანაა დაკავშირებული, ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია ეწოდება.

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად, წყალში გახსნისას მჟავები, ფუძეები და მარილები იონებად იშლება. ამ პროცესს ელექტროლიტური დისოციაცია ეწოდება. იმ ნივთიერებებს, რომელთა ნაღვლობები და წყალხსნარები ელექტროდენს ატარებენ, ელექტროლიტები ეწოდებათ, ხოლო იმ ნივთიერებებს, რომელთა ნაღვლობები და წყალხსნარები ელექტროდენს არ ატარებენ – არაელექტროლიტები. ელექტროლიტებია: მჟავები, ფუძეები, მარილები. ხოლო არაელექტროლიტებია: შაქარი, გლიცერინი, სპირტი და ა.შ. ელექტროლიტები წყალში გახსნისას იონებად იშლება, ე.ი. განიცდიან ელექტროლიტურ დისოციაციას, ხოლო არაელექტროლიტები წყალში გახსნისას იონებად არ იშლება და მაშასადამე, არ განიცდიან ელექტროლიტურ დისოციაციას.

ელექტროლიტური დისოციაცია შექცევადი პროცესია, ე.ი. დისოციაციასთან ერთდროულად ხორციელდება საწინააღმდეგო პროცესი – იონებისაგან მოლეკულების წარმოქმნა, ამიტომ სუსტი ელექტროლიტე-

ბის ხსნარებში ადგილი აქვს წონასწორობას იონებსა და არადისოცირებულ მოლეკულებს შორის. მაგალითად, ციანმჟავას ელექტროლიტური დისოციაცია გამოისახება ასეთი განტოლებით:



ასეთ წონასწორობას იონური წონასწორობა ეწოდება. თუ პროცესის პირობებს შევცვლით, შეიძლება წონასწორობის გადანაცვლება ამა თუ იმ მხარეს. სხვადასხვა ელექტროლიტი ხსნარებში ერთნაირად არ არის დაშლილი. ელექტროლიტთა იონიზაციის რაოდენობრივი დახასიათებისათვის შემოღებულია დისოციაციის ხარისხის ცნება. დისოციაციის ხარისხი წარმოადგენს დისოცირებული მოლეკულების რიცხვის ფარდობას გახსნილი მოლეკულების რიცხვთან:

$$\alpha = \frac{n}{N},$$

სადაც n – დისოცირებული მოლეკულების რიცხვია, N – გახსნილი მოლეკულების რიცხვი.

დისოციაციის ხარისხი გამოისახება როგორც მთელის ნაწილებში (მერყეობს 0-1-ს შორის), ისე პროცენტებში (მერყეობს 0-100 %-ს შორის).

0,1N ხსნარში დისოციაციის ხარისხის მიხედვით ელექტროლიტები იყოფა სამ ჯგუფად:

1. ელექტროლიტებს, რომელთა დისოციაციის ხარისხი $> 30 \%$, ეწოდებათ ძლიერი ელექტროლიტები. ძლიერი ელექტროლიტებია თითქმის ყველა მარილი, მჟავები HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , ტუტე და ტუტეშიწათა ლითონების ჰიდროქსიდები – LiOH , NaOH , KOH , RbOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 .

2. ელექტროლიტებს, რომელთა დისოციაციის ხარისხი $< 3 \%$, ეწოდებათ სუსტი ელექტროლიტები. სუსტი ელექტროლიტებია: HCN , H_2S , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, CdCl_2 , HgCl_2 და ა.შ.
3. ელექტროლიტებს, რომელთა დისოციაციის ხარისხი იცვლება შემდეგ ზღვრებში: $3 \% < < 30 \%$, ეწოდებათ საშუალო სიძლიერის ელექტროლიტები. მათ მიეკუთვნება მჟაუნმჟავა $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, ჭიანჭველმჟავა HCOOH , აგრეთვე H_2SO_3 , H_3PO_4 .

თუ ტუტეებს, მარილებს ან მჟავეებს წყალში გავხსნით და ამ ხსნარებში ჩავუშვებთ მუდმივი დენის წყაროსთან შეერთებულ ელექტროდებს, მაშინ ხსნარში მყოფი იონები დაიწყებენ მოძრაობას. დადებითი იონები მოძრაობენ კათოდისაკენ (დენის წყაროს უარყოფითი პოლუსი), ამიტომ მათ კათიონები ეწოდათ, ხოლო უარყოფითი იონები ანოდისაკენ (დენის წყაროს დადებითი პოლუსი) და მათ ანიონები ეწოდათ.

მიადწევენ რა კათოდს, დადებითი იონები განიმუხტებიან და გადაიქცევიან ნეიტრალურ ატომებად, ასევე უარყოფითი იონები, მიადწევენ რა ანოდს, გარდაიქმნებიან ნეიტრალურ ნაწილაკებად. ელექტროლიტის ხსნარში დენის გატარების დროს მიმდინარე ქიმიურ პროცესს ეწოდება ელექტროლიზი. ამრიგად, ელექტროლიზის წინა პირობა არის ელექტროლიტური დისოციაცია.

ელექტროლიტების იონებად დაშლას ადგილი აქვს გამდნარ მდგომარეობაშიც.

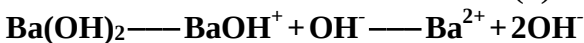
ამრიგად, მჟავა ისეთი ელექტროლიტია, რომელიც წყალში გახსნისას იძლევა წყალბადის კათიონებსა და მჟავური ნაშთის ანიონებს (1). მრავალფუძიანი

მჟავების დისოციაცია ხდება საფესურებად. მაგალითად:



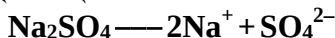
ყველა მჟავა დისოციაციის შედეგად წარმოქმნის წყალბადიონებს, ამიტომ მჟავების საერთო თვისებები განისაზღვრება სწორედ წყალბადიონებით.

ფუძე ისეთი ელექტროლიტია, რომელიც წყალში გახსნისას იძლევა ლითონის კათიონებსა და ჰიდროქსიდის ანიონებს (2). მრავალმჟავური ფუძეები დისოცირდება საფესურებად. მაგალითად:

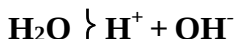


ამრიგად, ყველა ფუძე დისოციაციის შედეგად იძლევა ჰიდროქსიდოიდონებს, ამიტომ ამ იონებით განისაზღვრება ფუძეების საერთო თვისებები.

ნორმალური მარილები წყალში გახსნისას წარმოქმნიან ლითონის კათიონებსა და მჟავური ნაშთის ანიონებს. მაგალითად:



წყალი წარმოადგენს ძალიან სუსტ ელექტროლიტს. მისი დისოციაცია გამოისახება შემდეგი განტოლებით:



ქიმიურად სუფთა წყალში წყალბადისა და ჰიდროქსიდის იონთა კონცენტრაცია ტოლია: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ მოლი/ლ.

სამუშაო №7

მუგათა აქტივობის შედარება

ცდა 1. აიღეთ სამი სინჯარა. პირველში ჩაასხით 5 მლ 20 %-იანი გოგირდმუგავს, მეორეში – 5 მლ 20 %-იანი მარილმუგავს, მესამეში იმავე რაოდენობის 20 %-იანი ძმარმუგავს ხსნარები. თითოეულ მათგანში ჩააგდეთ დაახლოებით ერთნაირი სიდიდის თუთიის თითო ნაჭერი და დააკვირდით, რომელ სინჯარაში უფრო ენერგიულად გამოიყოფა წყალბადი. დაკვირვების შემდეგ ახსენით, რატომ გამოიყოფა ყველაზე უფრო ენერგიულად წყალბადი მარილმუგავიან და ყველაზე უფრო სუსტად ძმარმუგავიან სინჯარაში.

მუგავს იონიზაციის დამოკიდებულება კონცენტრაციაზე

ცდა 2. აიღეთ სამი სინჯარა. ერთში ჩაასხით 5 მლ 10 %-იანი გოგირდმუგავს, მეორეში 5 მლ 50 %-იანი, მესამეში 5 მლ 90 %-იანი გოგირდმუგავს ხსნარები. თითოეულ სინჯარაში ჩააგდეთ ერთნაირი სიდიდის თუთიის თითო ნაჭერი. დააკვირდით, რომელ სინჯარაში უფრო ენერგიულად მიმდინარეობს რეაქცია. გამოიტანეთ დასკვნა, რომელ შემთხვევაში უფრო მეტია წყალბადიონთა კონცენტრაცია და როგორ არის დამოკიდებული დისოციაციის ხარისხი ხსნარის კონცენტრაციაზე.

იონური წონასწორობის გადანაცვლება

ცდა 3. აიღეთ ორი სინჯარა. ერთში ჩაასხით 5 მლ 0,1N ძმარმჟავას ხსნარი, მეორეში – იმავე რაოდენობით გამოხდილი წყალი. ორივე სინჯარაში სითხეებს მიუმატეთ ორ-ორი წვეთი მეთილნარინჯის ხსნარი. დააკვირდით ფერებს – ძმარმჟავიანი სინჯარა მიიღებს ვარდისფერს, ხოლო მეორე, სადაც წყალი ასხია – ნარინჯისფერს. შემდეგ ძმარმჟავიან სინჯარაში ჩაყარეთ მცირე რაოდენობით ნატრიუმის აცეტატი და ნჯღრევით გახსენით. შეამჩნევთ, რომ ხსნარი მიიღებს ნარინჯისფერს, როგორიც არის წყლიან სინჯარაში. ეს შემდეგნაირად აიხსნება: ძმარმჟავას (როგორც სუსტი ელექტროლიტის) ხსნარში არსებობს წონასწორობა არადისოცირებულ მოლეკულებსა და აცეტატ- და წყალბადიონებს შორის:



ნატრიუმის აცეტატის დამატებით გაიზარდა აცეტატიონების კონცენტრაცია, ამან კი გამოიწვია წონასწორობის გადანაცვლება მარცხნივ და წყალბადიონების კონცენტრაციის შემცირება, ე.ი. ძმარმჟავას დისოციაციის შემცირება.

ამრიგად, სუსტი ელექტროლიტის ხსნარში ერთსახელიანი იონების შეყვანა ამცირებს ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხს.

ცდა 4. ორ სინჯარაში ჩაასხით 5-5 მლ 0,1N ძმარმჟავას ხსნარი. ჩააგდეთ მათში დაახლოებით ერთნაირი ზომის თითო ნაჭერი თუთია და დააკვირდით წყალბადის გამოყოფის სიჩქარეს. როდესაც წყალბადის გამოყოფა დაიწყება თანაბარი სიჩქარით, მაშინ ერთ-ერთში ჩაუმატეთ მცირეოდენი მყარი ნატრიუმის აცეტატი. შეამჩნევთ, რომ წყალბადის გამო-

ყოფა ამ სინჯარაში საგრძნობლად შემცირდება. ახსენით ამის მიზეზი.

ცდა 5. ორ სინჯარაში ჩაასხით 5-5 მლ განზავებული ამონიუმის ტუტის ხსნარი NH_4OH და მიუმატეთ 2-2 წვეთი ფენოლფტალეინის ხსნარი. ორივე სინჯარაში ხსნარები ერთნაირი ინტენსივობით შეიფერება. ამის შემდეგ ერთ-ერთში ჩაყარეთ ამონიუმის ქლორიდის კრისტალები და სინჯარა ანჯდრით მარილის გახსნამდე. დააკვირდით სინჯარაში ხსნარის ფერის თანდათანობით გაფერმკრთალებას. ახსენით ამის მიზეზი.

მიმოცვლის რეაქციები ელექტროლიტა ხსნარებში

ცდა 6. აიღეთ სამი სინჯარა. ერთში ჩაასხით მარილმუავას, მეორეში – ნატრიუმის ქლორიდის, მესამეში – კალციუმის ქლორიდის ხსნარები. შემდეგ სამივე სინჯარაში ხსნარებს მიუმატეთ რამდენიმე წვეთი ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი. შენიშნავთ, რომ AgNO_3 -ის დამატებისას სამივე სინჯარაში სწრაფად წარმოიქმნება თეთრი ფერის ხაჭოსებრი ნალექი. ამრიგად, ვერცხლის ქლორიდის ნალექის წარმოქმნას ადგილი აქვს ყველა იმ შემთხვევაში, როდესაც ხსნარში ერთმანეთს შეხვდება Ag^+ და Cl^- იონები.

ახლა აიღეთ სამი სინჯარა: ერთში ჩაასხით ქლოროფორმი CHCl_3 , მეორეში – ოთხქლორიანი ნახშირბადი CCl_4 , ხოლო მესამეში – ბერთოლეს მარილის KClO_3 -ის ხსნარი. სამივე სინჯარაში ჩაუმატეთ რამდენიმე წვეთი ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი. შენიშნავთ, რომ არცერთ სინჯარაში ნალექი – AgCl არ წარმოიქმნება, თუმცა ადებული ნივთიერებები შეიცავს ქლორს. როგორც ჩანს, ამ ნივთიერებებში ქლორი

სულ სხვა მდგომარეობაშია, ვიდრე მარილმჟავაში, ნატრიუმისა და კალციუმის ქლორიდებში. ქლოროფორმი და ოთხქლორიანი ნახშირბადი არაელექტროლიტებია და იონებად არ დისოცირდება, ხოლო ბერთოლეს მარილი, მართალია, ელექტროლიტია, მაგრამ თავისუფალ Cl^- იონებს არ იძლევა. იგი ხსნარში შეიცავს K^+ და ClO_3^- იონებს.

მშრალ სინჯარაში ჩაყარეთ ცოცხალი ბერთოლეს მარილი და გაახურეთ სპირტქურის ალზე, სანამ გაღვლილი მარილისაგან გაზის ბუშტულების გამოყოფა არ შეწყდება. სინჯარა გააცივეთ, ჩაასხით მასში გამოხდილი წყალი და ნჯღრევით გასხენით. გამჭვირვალე ხსნარს დაუმატეთ ვერცხლის ნიტრატის ხსნარი, წარმოიქმნება ნალექი – თეთრი ხაჭოსებრი AgCl . ახსენით ნალექის წარმოქმნის მიზეზი.

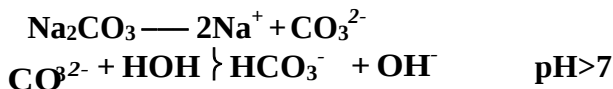
ცდა 7. აიღეთ ოთხი სინჯარა. პირველში ჩაასხით ბარიუმის ქლორიდის, მეორეში – ბარიუმის ნიტრატის, მესამეში – სპილენძის (II) სულფატისა და მეოთხეში – სპილენძის (II) ნიტრატის ხსნარები. პირველ სინჯარაში ჩაასხით განზავებული გოგირდმჟავას, მეორეში – ნატრიუმის სულფატის, მესამეში – კალიუმის ტუტის, მეოთხეში – ნატრიუმის ტუტის ხსნარები. პირველ და მეორე სინჯარაში წარმოიქმნება წყალში უხსნადი BaSO_4 -ის თეთრი ნალექი. მესამე და მეოთხე სინჯარაში წარმოიქმნება ცისფერი ნალექი. გაანალიზეთ მომხდარი რეაქციები და დარწმუნდებით, რომ როგორც კი ხსნარში შეხვდებიან Ba^{2+} და SO_4^{2-} იონები, Cu^{2+} და OH^- იონები, ისინი წარმოქმნიან უხსნად BaSO_4 -სა და $\text{Cu}(\text{OH})_2$ -ს.

თავი მეცხრე

მარილთა ჰიდროლიზი

მარილთა ჰიდროლიზი ეწოდება მარილისა და წყლის იონების ურთიერთქმედებას, რომელსაც თან სდევს წყლის წყალბადიონთა და ჰიდროქსიდიონთა კონცენტრაციის ცვლილება. ჰიდროლიზს განიცდიან წყალში ხსნადი მარილები. მარილთა ჰიდროლიზი ორი სახისაა – არასრული და სრული. არასრულ ჰიდროლიზს განიცდიან ისეთი მარილები, რომლებიც წარმოქმნილია ძლიერი მჟავისა და სუსტი ფუძისაგან ან სუსტი მჟავისა და ძლიერი ფუძისაგან, ხოლო სრულ ჰიდროლიზს განიცდიან სუსტი მჟავისა და სუსტი ფუძისაგან წარმოქმნილი მარილები. ძლიერი მჟავისა და ძლიერი ფუძისაგან წარმოქმნილი მარილები ჰიდროლიზს არ განიცდიან. მათი ხსნარის pH დაახლოებით 7-ის ტოლია.

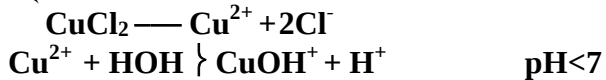
ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზს ეწოდება ჰიდროლიზი ანიონის მიხედვით. მაგალითად განვიხილოთ Na_2CO_3 -ის ჰიდროლიზი:



ე.ი. ხსნარში იქმნება ტუტე არე.

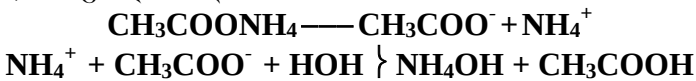
ძლიერი მჟავისა და სუსტი ფუძისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზს ეწოდება ჰიდროლიზი კათიონის მიხედვით. ასეთი მარილების ხსნარში მჟავა არე იქმნება. მაგალითად განვიხილოთ CuCl_2 -ის

ხსნარის ჰიდროლიზი:



ე.ი. ხსნარში იქმნება მჟავა არე.

სუსტი ფუძისა და სუსტი მჟავისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზს ეწოდება ჰიდროლიზი კათიონისა და ანიონის მიხედვით. ასეთი მარილების ხსნარებს დაახლოებით ნეიტრალური არე გააჩნიათ (pH 7). მაგალითად:



ჰიდროლიზის პროცესი ხასიათდება ჰიდროლიზის ხარისხით α და ჰიდროლიზის მუდმივათი α .

$$\alpha = C_3/C,$$

სადაც C_3 – ჰიდროლიზებული მოლეკულების კონცენტრაციაა, C – სრული კონცენტრაცია.

ზომიერი კონცენტრაციის ხსნარებისთვის ჰიდროლიზის ხარისხი ოთახის ტემპერატურაზე უმნიშვნელოა და შეადგენს დაახლოებით 1%-ს.

ჰიდროლიზის ხარისხი დამოკიდებულია ტემპერატურაზე, განზავებასა და მარილის ბუნებაზე. რაც უფრო სუსტია მარილწარმომქმნელი მჟავა ან ფუძე, მით უფრო მეტია მარილის ჰიდროლიზის ხარისხი. ტემპერატურის აწევით და ხსნარის განზავებით ჰიდროლიზის ხარისხი მატულობს.

სამუშაო №8

მარილთა არასრული ჰიდროლიზი

ცდა 1. აიღეთ შვიდი სინჯარა. ერთში ჩაასხით 5

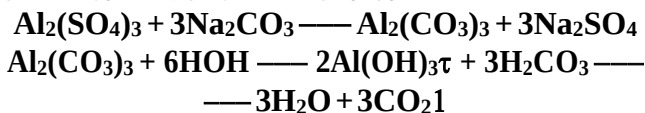
მლ კალიუმის კარბონატის, მეორეში – 5 მლ ნატრიუმის სულფიდის, მესამეში – 5 მლ თუთიის სულფატის, მეოთხეში – 5 მლ ალუმინის ქლორიდის, მეხუთეში – 5 მლ ნატრიუმის ქლორიდის, მეექვსეში – 5 მლ კალიუმის ნიტრატის ხსნარები, ხოლო მეშვიდე სინჯარაში ჩაასხით 5 მლ გამოხდილი წყალი. ყველა სინჯარას დაუმატეთ ლაკმუსის ხსნარი. დააკვირდით სინჯარებში ხსნარების ფერს. პირველ და მეორე სინჯარაში ხსნარი მიიღებს ლურჯ ფერს, რაც მაჩვენებელია ხსნარის ტუტე რეაქციისა, ხოლო მესამე და მეოთხე სინჯარებში – წითელ ფერს. მეხუთე და მეექვსე სინჯარებში ნეიტრალური ლაკმუსი ფერს არ შეიცვლის და ისეთივე ფერი ექნება, როგორც მეშვიდე სინჯარაში აქვს. ეს მაჩვენებელია იმისა, რომ NaCl და KNO_3 ჰიდროლიზს არ განიცდიან. ასხენით დანარჩენ სინჯარებში ჰიდროლიზის მოვლენები და შეადგინეთ ჰიდროლიზის განტოლებები.

სრული ჰიდროლიზი

ცდა 2. სინჯარაში ჩაასხით 5-6 მლ გამოხდილი წყალი და მასში ჩაყარეთ Al_2S_3 – ალუმინის სულფიდის ფხვნილი. კარგად ანჯღრიეთ და დაუკვირდით სინჯარაში მიმდინარე პროცესს. შეამჩნევთ, რომ ალუმინის სულფიდის სრული ჰიდროლიზის შედეგად ნალექის სახით წარმოიქმნება ალუმინის ჰიდროქსიდი და ხსნარიდან გამოიყოფა გოგირდწყალბადი (იგრძნობთ H_2S –ის დამახასიათებელ სუნს).

ცდა 3. სინჯარაში ჩაასხით ალუმინის სულფატის ხსნარი და მას დაუმატეთ ნატრიუმის კარბონატის ხსნარი. ამ ნივთიერებათა ურთიერთქმედების შედეგად

გად წარმოიქმნება ალუმინის კარბონატი, რომელიც შემდეგ იშლება წყლის მოქმედებით:



რეაქციის შედეგად დაილექება თეთრი, ამორფული ალუმინის ჰიდროქსიდი და გამოიყოფა გაზი CO_2 ნახშირმჟავას დაშლის გამო.

ტემპერატურის გავლენა ჰიდროლიზზე

ცდა 4. სუფთა სინჯარაში ჩაასხით რამდენიმე მლ ნატრიუმის აცეტატის ხსნარი, დაამატეთ 2-3 წვეთი ფენოლფტალეინის ხსნარი. ხსნარი მიიღებს ჟოლოსფერს. მიღებული ხსნარი გაანაწილეთ ორ სინჯარაში. ერთი სინჯარა ხსნარითურთ გააცხელეთ, მეორე დატოვეთ შესადარებლად. გაცხელების შემდეგ სინჯარაში ხსნარის შეფერილობა ინტენსიური გახდება, რაც მაჩვენებელია ჰიდროქსიდიონთა კონცენტრაციის ზრდისა. ეს კი იმან გამოიწვია, რომ ტემპერატურის აწევამ გაზარდა ნატრიუმის აცეტატის ჰიდროლიზის ხარისხი. სინჯარა გააციეთ. დააკვირდით ფერის ცვლილებას და გააკეთეთ სათანადო დასკვნა.

ხსნარის კონცენტრაციის გავლენა ჰიდროლიზზე

ცდა 5. ორ სინჯარაში ჩაასხით 5-5 მლ გამოსხილი წყალი და ჩაყარეთ: პირველ სინჯარაში 0,01 გ, ხოლო მეორეში – 0,5 გ უწყლო ნატრიუმის კარბონატის ფხვნილი. კარგად გახსენით. ამის შემდეგ ორივე

სინჯარაში ჩაასხით თითო წვეთი ფენოლფტალეინის ხსნარი. დააკვირდით ხსნარის შეფერილობის ინტენსივობას. სინჯარაში, რომელშიც 0,01 გ ნატრიუმის კარბონატი გქონდათ, შეფერვა უფრო ინტენსიური იქნება, ვიდრე მეორე სინჯარაში. აქედან ჩანს, რომ კონცენტრაციის გაზრდით ჰიდროლიზის ხარისხი მცირდება, ხოლო კონცენტრაციის შემცირებისას – იზრდება.

ჰიდროლიზის შექცევადობა

ცდა 6. ქიმიურ ჭიქაში ჩაასხით 10 მლ ბისმუტის (III) ნიტრატის ხსნარი და თანდათანობით უმატეთ მას გამოხდილი წყალი თეთრი ნალექის წარმოქმნამდე. ნალექის წარმოქმნა გამოწვეულია ბისმუტის (III) ნიტრატის ჰიდროლიზით, რის შედეგადაც გამოიყოფა წყალში უხსნადი ფუძოვანი მარილი:



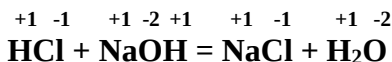
ამის შემდეგ ჭიქაში ნალექს წვეთწვეთობით უმატეთ კონცენტრირებული აზოტმჟავას ხსნარი და ჭიქა ანჯღრიეთ. ნალექი გაიხსნება. ეს იმის მაჩვენებელია, რომ აზოტმჟავას კონცენტრაციის გაზრდამ გამოიწვია წონასწორობის ძლიერი გადანაცვლება მარცხნივ. ახლა ჭიქაში კვლავ ჩაუმატეთ წყალი, კვლავ წარმოიქმნება ფუძოვანი მარილის ნალექი, რადგან წყლის რაოდენობის გაზრდა გამოიწვევს რეაქციის წონასწორობის მარცხნიდან მარჯვნივ გადანაცვლებას.

თავი მეთექვსმეტი

ჟანგვა-აღდგენა

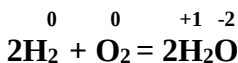
თუ ქიმიური რეაქციების კლასიფიკაციას საფუძვლად დავუდებთ დაჟანგვის ხარისხის ცვლილებას, მაშინ ქიმიური რეაქციები შეიძლება დავყოთ ორ ტიპად:

1) რეაქციები, რომლებიც მიმდინარეობენ დაჟანგულობის ხარისხის შეუცვლელად, მაგ.

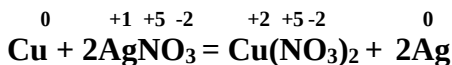


და

2) რეაქციები, რომლებიც მიმდინარეობენ დაჟანგულობის ხარისხის ცვლილებით, მაგ.



ან



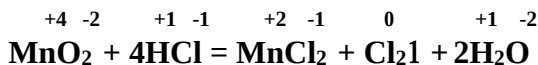
აღნიშნულ რეაქციებში წყალბადი, ჟანგბადი, სპილენძი და ვერცხლი იცვლიან დაჟანგულობის ხარისხს.

ქიმიურ რეაქციებს, რომელთა დროს იცვლება ატომების დაჟანგულობის ხარისხი, ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები ეწოდებათ. თანამედროვე თვალსაზრისით, დაჟანგულობის ხარისხის ცვლილება დაკავშირებულია ელექტრონების გადანაწილებასთან. ამიტომ ჟანგვა-აღდგენითი რეაქცია შეიძლება ასე განვმარტოთ:

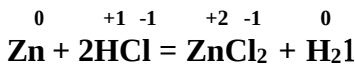
რეაქციები, რომლის დროს მიმდინარეობს ელექტრონების გადასვლა ერთი ატომიდან, მოლეკულიდან ან იონიდან სხვაზე. დავაზუსტოთ და გავაფართოვოთ ჟანგვისა და აღდგენის ცნებები შემდეგი განმარტებებით: ჟანგვა ეწოდება ელექტრონების გაცემის პროცესს, ანუ პროცესს, რომლის დროსაც იზრდება ატომის დაჟანგულობის ხარისხის ალგებრული მნიშვნელობა. აღდგენა ეწოდება ელექტრონების მიერთების პროცესს, ანუ პროცესს, როცა მცირდება დაჟანგულობის ხარისხის ალგებრული მნიშვნელობა. ეს ორი პროცესი ერთმანეთის საწინააღმდეგო, მაგრამ ერთმანეთის განმაპირობებელი პროცესებია. არ არსებობს დაჟანგვა აღდგენის გარეშე და პირიქით. ნაწილაკი, რომელიც ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის დროს აღდგება, დამჟანგავია. ნაწილაკი, რომელიც იჟანგება, აღმდგენელია. რადგან ატომები, მოლეკულები ან იონები, რომლებიც იჟანგება ან აღდგება, შედის სხვადასხვა ნივთიერებების შემადგენლობაში, ამიტომ თვით ამ ნივთიერებებს ეწოდება შესაბამისად აღმდგენელები და დამჟანგველები.

არჩევენ ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების სამ ტიპს – მოლეკულათშორისს, შიდამოლეკულურ და დისპროპორციონირების რეაქციებს.

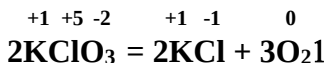
მოლეკულათშორისი ჟანგვა-აღდგენითი რეაქცია ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც ატომების დაჟანგულობის ხარისხი იცვლება სხვადასხვა ნივთიერებაში; ე.ი. როცა დამჟანგავი და აღმდგენელი შედის სხვადასხვა მოლეკულის შემადგენლობაში. მაგალითად:



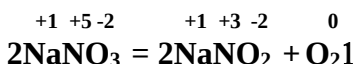
ა6



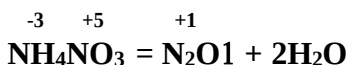
შიდამოლეკულური ეწოდება ისეთ უანგვა-აღდგენის რეაქციას, რომლის დროსაც იცვლება ერთ მოლეკულაში შემავალი სხვადასხვა ელემენტის ატომების დაუანგულობის ხარისხი. მაგალითად:



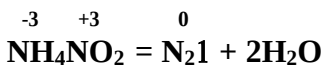
ა6



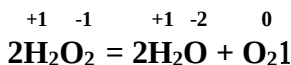
შიდამოლეკულურია აგრეთვე ის რეაქციები, როცა განსხვავებული დაუანგულობის ხარისხი აქვს ერთ მოლეკულაში შემავალ ერთი და იმავე ელემენტის სხვადასხვა ატომს. მაგალითად:



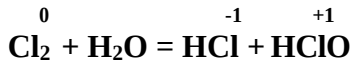
ა6



დისპროპორციონირების რეაქცია ეწოდება ისეთ უანგვა-აღდგენით რეაქციას, რომლის დროსაც ხდება ერთნაირი დაუანგულობის ერთი და იმავე ელემენტის ატომების დაუანგულობის ხარისხის ერთდროული შემცირება და გაზრდა. ცხადია, ასეთი რეაქცია შესაძლებელი იქნება მხოლოდ ისეთი ნივთიერებებისათვის, რომლებიც შეიცავენ შუალედური დაუანგულობის ხარისხის მქონე ატომებს. მაგალითად:



ა6



ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები დიდ როლს თამაშობენ ბუნებასა და ტექნიკაში. ისინი საფუძვლად უდევს ისეთ პროცესებს, როგორიცაა სუნთქვა, ნივთიერებათა ცვლა, ფოტოსინთეზი, დუღილი, ღპობა, ლითონების კოროზია, სათბობის წვა, ქიმიური ენერგიის გარდაქმნა გალვანურ ელემენტებსა და აკუმულატორებში და ა.შ.

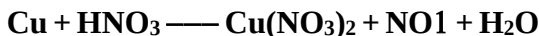
ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების განტოლებების შედგენა

სწორად შედგენილი რეაქციის განტოლება წარმოადგენს ნივთიერებათა მასის მუდმივობის კანონის გამოსახვას. ამიტომ ერთი და იმავე ელემენტის ატომთა რიცხვი გამოსავალ ნივთიერებებში და რეაქციის პროდუქტებში უნდა იყოს ერთნაირი. შენარჩუნებული უნდა იქნეს მუხტებიც: გამოსავალ ნივთიერებათა მუხტების ჯამი ტოლი უნდა იყოს რეაქციის პროდუქტების მუხტების ჯამისა.

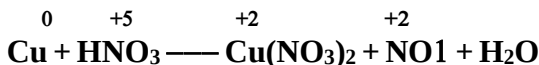
ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების განტოლებების შედგენისას მოხერხებულობისა და ერთსახოვნებისათვის უნდა დავიცვათ შემდეგი თანმიმდევრობა: გამოსავალ ნივთიერებებში ჯერ ჩაეწეროთ აღმდგენი, შემდეგ მჟანგავი და არე (თუ ეს აუცილებელია), რეაქციის პროდუქტებში – ჯერ აღმდგენის დაჟანგვის პროდუქტი, შემდეგ მჟანგავის აღდგენის პროდუქტი, შემდეგ სხვა ნივთიერებები.

ცნობილია ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის განტოლების შედგენის ორი მეთოდი: ელექტრონული ბალანსის მეთოდი და ნახევარრეაქციების მეთოდი.

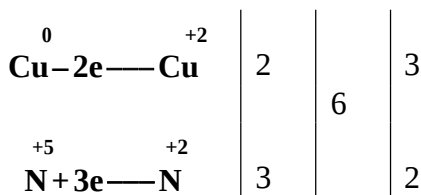
ელექტრონული ბალანსის მეთოდი დამყარებულია ატომთა დაჟანგულობის ხარისხების შედარებაზე გამოსავალ ნივთიერებებსა და საბოლოო პროდუქტებში. აუცილებელია, რომ აღმდგენის მიერ გაცემული ელექტრონების რიცხვი ტოლი იყოს მჟანგავის მიერ შეძენილი ელექტრონების რიცხვისა. განტოლების შესადგენად უნდა ვიცოდეთ მორეაგირე ნივთიერებათა და რეაქციის პროდუქტთა ფორმულები. განვიხილოთ ამ მეთოდის გამოყენება კონკრეტულ მაგალითზე – სპილენძის ურთიერთქმედება განზავებულ აზოტმჟავასთან



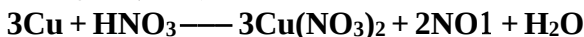
მივუთითოთ იმ ელემენტების დაჟანგულობის ხარისხები, რომლებმაც განიცადეს ცვლილება:



შევადაროთ დაჟანგულობის ხარისხები. ჩანს, რომ სპილენძი დაიჟანგა და აზოტი აღდგა ნაწილობრივ. დავწეროთ ცალ-ცალკე სპილენძის დაჟანგვისა და აზოტის აღდგენის ელექტრონული განტოლებები, ე.ი. შევადგინოთ ელექტრონების გაცემისა და მიერთების ბალანსი:



ელექტრონული ბალანსის გზით მოძებნილი კოეფიციენტი უნდა დაიწეროს იმ ნივთიერებების ფორმულების წინ, რომლებმაც განიცადეს დაჟანგვა ან აღდგენა. გამოსავალ ნივთიერებაში სპილენძი მთლიანად იჟანგება, ამიტომ კოეფიციენტი 3 დაიწერება ელემენტარული სპილენძისა და სპილენძის (II) ნიტრატის წინ. რაც შეეხება აზოტს, საჭიროა ყურადღება მივაქციოთ იმას, რომ აღდგება გამოსავალ ნივთიერებაში არსებული აზოტის მხოლოდ ნაწილი. რეაქციის პროდუქტებში აზოტი შედის ორი ნივთიერების შემადგენლობაში – ერთში უცვლელი, მეორეში კი აღდგენილი სახით. ამიტომ კოეფიციენტი 2 დაიწერება იმ ნაერთის წინ, რომელშიც შედის აღდგენილი აზოტი, ე.ი. აზოტის (II) ოქსიდის წინ:



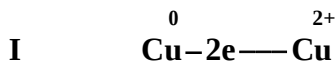
დავადგინოთ დანარჩენი კოეფიციენტებიც. რეაქციის პროდუქტებში რვა ატომი აზოტია, ამიტომ აზოტ-მუავას წინ დაიწერება კოეფიციენტი 8, ხოლო წყლის წინ 4. საბოლოოდ განტოლებას ექნება ასეთი სახე:



ნახევარრეაქციების, ანუ იონურ-ელექტრონულ მეთოდს გარკვეული უპირატესობა აქვს ელექტრონული ბალანსის მეთოდთან შედარებით. ამ უკანასკნელისაგან განსხვავებით, ნახევარრეაქციების მეთოდში საქმე გვაქვს არა ჰიპოთეტურ, არამედ რეალურად არსებულ იონებთან, რომლებიც წარმოიქმნება წყალხსნარებში ელექტროლიტური დისოციაციის შედეგად. ამ მეთოდით გაცილებით უფრო მოხერხებულია წყალხსნარებში მიმდინარე ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების განტოლებების შედგენა. გარდა ამისა, ელექტრონული ბალანსის მეთოდისაგან განსხვავებით, ნახევარრეაქ-

ციების მეთოდში აშკარად ჩანს გარემო არის (მუავე, ტუტე, ნეიტრალური) როლი პროცესის მიმდინარეობაზე. ნახევარრეაქციების მეთოდის გამოყენებისას საჭირო არ არის რეაქციის ყველა პროდუქტის ცოდნა, რადგან მათი დადგენა ხდება რეაქციის განტოლების გამოყენებისას. ასევე არ არის საჭირო ატომების დაჟანგულობის ხარისხის ცოდნა.

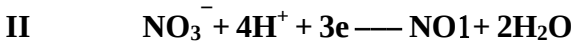
განვიხილოთ იგივე რეაქცია ნახევარრეაქციების მეთოდით. როგორც ვიცით, აზოტმუავა მოლიანად დისოცირებულია H^+ და NO_3^- იონებად. პირველი ნახევარრეაქცია მდგომარეობს სპილენძის ნეიტრალური ატომებიდან ორმუხტიანი იონის წარმოქმნაში:



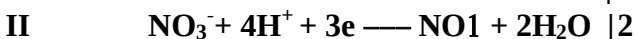
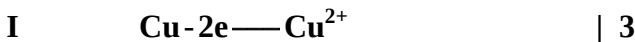
წყალბადის იონების მიერ შექმნილ მუავა გარემოში მიმდინარეობს ნიტრაციონების აღდგენა აზოტის (II) ოქსიდამდე და გამონთავისუფლებული ჟანგბადის ორი ატომის ხარჯზე წყლის ორი მოლეკულის წარმოქმნა. ორი მოლეკულა წყლის წარმოსაქმნელად საჭიროა წყალბადის ოთხი იონი, ამიტომ მეორე ნახევარრეაქციის განტოლება შეიძლება ასე ჩავწეროთ:



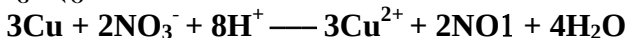
როგორც ვხედავთ, დამყარებულია მატერიალური ბალანსი, მაგრამ მუხტების ჯამი ტოლობის ორივე მხარეს არ არის გატოლებული. საჭიროა ელექტრონების მეშვეობით დავამყაროთ მუხტების ბალანსი; მარცხენა მხარეს მუხტების ჯამია $(-1) + 4(+1) = +3$, ხოლო მარჯვენა მხარეს $0 + 0 = 0$; ე.ი. მარცხენა მხარეს საჭიროა დავუმატოთ სამი უარყოფითი მუხტი, რაც მიიღწევა $3e^-$ -ის დამატებით. მაშინ მეორე ნახევარრეაქცია მიიღებს სახეს



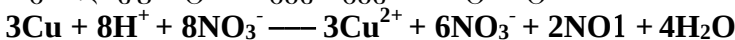
I და II ნახევარრეაქციებში მონაწილე ელექტრონების რიცხვი სხვადასხვაა. იმისათვის, რომ სრულ რეაქციაში გამოირიცხოს ელექტრონების მონაწილეობა, საჭიროა I ნახევარრეაქცია გაამრავლოთ 3-ზე, ხოლო II ნახევარრეაქცია 2-ზე. მაშინ გაცემული და შეძენილი ელექტრონების რიცხვი ერთმანეთს გაუტოლდება:



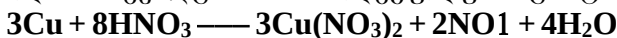
აღნიშნული კოეფიციენტების გათვალისწინებით შევკრიბოთ განტოლების მარცხენა და მარჯვენა მხარეები. მივიღებთ:



მივიღეთ რეაქციის შემოკლებული იონურ-მოლეკულური განტოლება. სრული იონურ-მოლეკულური განტოლების მისაღებად საჭიროა განტოლების ორივე მხარეს დავუმატოთ ექვს-ექვსი ნიტრატიონი:



ბოლოს შევადგინოთ მოლეკულური განტოლება:



სამუშაო №9

ჯანგვა-აღდგენითი რეაქციები

ცდა 1. სპილენძის აღდგენა რკინით

სინჯარაში ჩაასხით 10-12 მლ სპილენძის (II) სულფატის ხსნარი და მიუმატეთ 1-2 გ რკინის ნაქლიბი, ან ჩაუშვით ხსნარში რკინის ლურსმანი. ცოტა

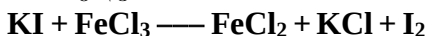
ხნის შემდეგ, როდესაც ხსნარი მიიღებს მწვანე ფერს, რეაქცია დამთავრებულად ჩათვალით.

შეადგინეთ ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის განტოლება.

ცდა 2. რკინის (III) ქლორიდისა და კალიუმის იოდიდის ურთიერთქმედება

სინჯარაში ჩაასხით რკინის (III) ქლორიდის კონცენტრირებული ხსნარი და წვეთწვეთობით დაამატეთ კალიუმის იოდიდის კონცენტრირებული ხსნარი. შეამჩნევთ გამოყოფილ თავისუფალ იოდს, რომელიც ხსნარს მიანიჭებს მუქ შეფერილობას. რა აღდგა და რა დაიჟანგა?

შეადგინეთ ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის განტოლება შემდეგი სქემის მიხედვით:



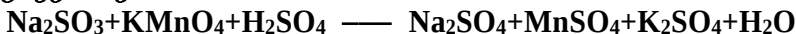
ცდა 3. გარემოს გავლენა ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის მიმდინარეობაზე

სამ სინჯარაში ჩაასხით 5-5 მლ კალიუმის პერმანგანატის KMnO_4 -ის 2 %-იანი ხსნარი. პირველ სინჯარას წვეთობით დაამატეთ განზავებული გოგირდმჟავა, მეორე სინჯარას – განზავებული KOH -ის მცირე რაოდენობა, ხოლო მესამეს – გამოხდილი წყალი. სამივე სინჯარაში ჩაუმატეთ 1-2 მლ Na_2SO_3 -ის განზავებული ხსნარი. რეაქციის გარეგნული ეფექტი ჩაინიშნეთ სამივე შემთხვევაში. მჟავე არეში ხსნარი უნდა გაუფერულდეს, ტუტე არეში მწვანედ უნდა შეიფეროს, ხოლო ნეიტრალურ არეში უნდა გამოიყოს მურა ყავისფერი ნალექი.

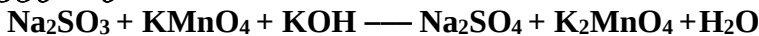
შეადგინეთ ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის განტოლება

ბები შემდეგი სქემის მიხედვით:

მჟავე არეში:



ტუტე არეში:



ნეიტრალურ არეში:



ცდა 4. კალიუმის ბიქრომატი როგორც მჟანგავი

აიღეთ სინჯარაში კალიუმის ბიქრომატის $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ -ის ხსნარი. შეამჟავეთ განზავებული გოგირდმჟავით და დაუმატეთ Na_2SO_3 -ის ხსნარი. ჩაინიშნეთ ფერის შეცვლა. შეადგინეთ ჟანგვა-აღდგენის განტოლება.



ცდა 5. რკინის (II) სულფატის დაჟანგვა აზოტმჟავით

აიღეთ რკინის (II) სულფატის კრისტალები, ჩაყარეთ სინჯარაში და გახსენით გამოსხივლ წყალში. მიუმატეთ 1-2 წვეთი განზავებული გოგირდმჟავა და რამდენიმე წვეთი აზოტმჟავა. სინჯარა კარგად შეანჯღრიეთ და ხსნარი გააცხელეთ მანამ, სანამ ყვითლად არ შეიფერება NO -ს გამოყოფის გამო:



გაციების შემდეგ ხსნარზე იმოქმედეთ კალიუმის როდანიდის ხსნარით. უნდა მიიღოთ სისხლისფერ წითელი შეფერილობა, რაც დაადასტურებს ხსნარში რკინის (III) სულფატის არსებობას.

ბამოყენებული ლიტერატურა

1. ვ.კოკოჩაშვილი, ნ.ფირცხალავა. არაორგანული ქიმიის კურსი. I ნაწილი. თბილისი. 1966 წ.
2. მ.უგულავა, გ.თაღაკვაძე, ე.გოცირიძე. არაორგანული ქიმიის ლაბორატორიული პრაქტიკუმი. თბილისი. 1967 წ.
3. ლ.ნადარეიშვილი. ზოგადი ქიმია. თბილისი. 1991 წ.

შინაარსი

1. თავი პირველი. ქიმიის ლაბორატორიაში მუშაობის ზოგადი წესები -----	3
2. თავი მეორე. ქიმიურ რეაქციათა ტიპები. ნივთიერე- ბის მასის მუდმივობის კანონი -----	9
3. თავი მესამე. აირად ნივთიერებათა მოლეკულური მასის განსაზღვრა -----	15
4. თავი მეოთხე. ლითონის ექვივალენტური მასის განსაზღვრა -----	21
5. თავი მესამე. ქიმიური რეაქციის სინქარმ. ქიმიური წონასწორობა -----	24
6. თავი მეექვსე. ხსნარების დამზადება -----	33
7. თავი მეშვიდე. მარილთა ტიპები. ზოგიერთი მარი- ლის მიღების ხერხი. ნეიტრალიზაცია -----	40
8. თავი მერვე. ელექტროლიტური დისოციაცია -----	46
9. თავი მეცხრე. მარილთა ჰიდროლიზი -----	54
10. თავი მათე. ჭანჭავა-ალბენა -----	59
11. გამოყენებული ლიტერატურა -----	69

გამომცემლობის რედაქტორი მ.გიორგობიანი
კორექტორი ე.კასრელიშვილი
ხელმოწერილია დასაბეჭდად 4.08.01
საბეჭდი ქაღალდი 60 84 1 16
პირობითი ნაბეჭდი თაბახი 4,5
სააღრიცხვო-საგამომცემლო თაბახი 2,18
ტირაჟი 100
შეკვეთა
ფასი სახელშეკრულებო
თბილისის უნივერსიტეტის გამომცემლობა,
380021, თბილისი, ი.ჭავჭავაძის გამზ. 14
გამომცემლობა „უნივერსალი“,
380028, თბილისი, ი.ჭავჭავაძის გამზ. 1