ბათუმის შოთა რუსთაველის სახელმწიფო უნივერსიტეტი

ნინო კიკნაძე

თვისებითი ანალიზის თეორიული საფუძვლები

სახელმძღვანელო

Gგამომცემლობა
„ბათუმის შოთა რუსთაველის სახელმწიფო უნივერსიტეტი”
ბათუმი-2019

UDC(უაკ) 543.061(075.8)
კ-499

წიგნი აღიარებულია სახელმძღვანელოდ ბათუმის შოთა რუსთაველის სახელმწიფო უნივერსიტეტის საგამომცემლო საბჭოს მიერ (ოქმი №2, 10.07.2018)

ანალიზურ ქიმიას გააჩნია მეცნიერული, ფუნდამენტური და გამოყენებითი მნიშვნელობა. ანალიზური სამსახური უზრუნველყოფს ობიექტის სრულფასოვან კვლევას ქიმიური ანალიზის რეკომენდებული მეთოდების საშუალებით, ადგენს ამ მეთოდების გამოყენების დიაპაზონს და მეტროლოგიურ მახასიათებლებს, ქმნის ანალიზის საშუალებებს. ანალიზური სამსახური ფუნქციონირებს გარემოს დაცვის, სოფლის მეურნეობის, მრეწველობის, ჯანდაცვის, კოსმოსური სივრცის და ა.შ. კვლევების სფეროში. დიდია ანალიზური ქიმიის როლი საბუნებისმეტყველო და მეცნიერების სხვა დარგების (ფიზიკა, მათემატიკა, გეოლოგია, აგროქიმია, გეოგრაფია, მედიცინა, გეოქიმია, მინერალოგია) განვითარებაში. ანალიზური ქიმიის შესწავლა იწყება თვისებითი ანალიზიდან, ამიტომ სახელმძღვანელოზე მუშაობისას, ავტორი მიზნად ისახავდა თვისებითი ანალიზის თეორიული საფუძვლების სისტემატიზაციას და მათ გაცნობას სტუდენტებისა და ამ სფეროში მომუშავე სპეციალისტებისთვის. სახელმძღვანელოში განსაკუთრებული ყურადღება ეთმობა ანალიზის ჩატარების ლაბორატორიული მეთოდიკების განხილვას, არაორგანული და ორგანული ნაერთების აღმოჩენის ძირითად მეთოდებს, იონთა აღმოჩენის რეაქციების პირობებს, ანალიზური რეაქციების მგრძნობიარობის პარამეტრებს, ქიმიური რეაგენტების სპეციფიკურობას იონებთან მიმართებაში, სისტემატური და წილადური ანალიზის თავისებურებებს, მონაცემთა გაანგარიშებების წესებს და ხერხებს. ავტორის მიერ შესრულებულია ძალზე მნიშვნელოვანი სამუშაო, სახელმძღვანელო წარმოადგენს მის წარმატებულ მცდელობას ანალიზური ქიმიის თეორიული საფუძვლების დეტალური აღწერისა და გაცნობისა ფართო აუდიტორიისადმი, ამასთან, ავტორი შეეცადა შეენარჩუნებინა განხილული მასალის საკმაოდ მაღალი სამეცნიერო დონე. სახელმძღვანელო სათანადო დახმარებას გაუწევს საბუნებისმეტყველო დარგის სპეციალობების სტუდენტებს ანალიტიკური აზროვნებისა და უნარ-ჩვევების გამომუშავებაში, იგი ასევე დაეხმარება ქიმიაში, მედიცინაში, ფარმაციაში, ბიოლოგიაში, ეკოლოგიაში, სოფლის მეურნეობაში დასაქმებულ სპეციალისტებს ანალიზური კვლევების განხორციელებაში.

რედაქტორი: საქართველოს ტექნიკური უნივერსიტეტის
ქიმიური ტექნოლოგიისა და მეტალურგიის
ფაკულტეტის ასოცირებული პროფესორი
ლამარა ბერიშვილი

რეცენზენტები: ივანე ჯავახიშვილის სახელობის თბილისის
სახელმწიფო უნივერსიტეტის ზუსტი და
საბუნებისმეტყველო მეცნიერებათა ფაკულტეტის
ფიზიკური და ანალიზური ქიმიის მიმართულების
ლაბორატორიის გამგე, ქიმიის დოქტორი,
ნუნუ ლაბარტყავა
ბათუმის შოთა რუსთაველის სახელმწიფო
უნივერსიტეტის აგრარული და მემბრანული
ტექნოლოგიების ინსტიტუტის დირექტორი,
ქიმიის დოქტორი **რაულ გოცირიძე**

ISBN 978-9941-462-89-4
© „ბათუმის შოთა რუსთაველის სახელმწიფო უნივერსიტეტი“ - 2019

ავტორის წინასიტყვაობა

სახელმძღვანელო ”თვისებითი ანალიზის თეორიული საფუძვლები” წარმოადგენს ამ მიმართულებით შემუშავებული მეთოდების, მუშაობის ტექნიკის, ელემენტთა აღმოჩენის ხერხების, ქიმიური წონასწორობის პრინციპების, მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედების მექანიზმის, ქიმიური ანალიზის მსვლელობის აღწერის ლიტერატურულ წყაროს. მასში საფუძვლიანადაა გაშუქებული თვისებითი ანალიზის საკვანძო საკითხები, მეთოდები და ჩატარების ტექნიკა, რომლებიც აუცილებელია პრაქტიკული მუშაობის უნარ-ჩვევების შესაძენად, კერძოდ: ჰომოგენურ და ჰეტეროგენულ სისტემებში ქიმიური წონასწორობის პირობებში მოქმედი კანონები; H^+ და OH^- იონების წონასწორობა წყალხსნარებში; ბუფერული სისტემები; თანამედროვე წარმოდგენები მჟავურ-ფუძურ წონასწორობაზე; ელემენტების და იონების დაყოფის მეთოდები და რეაქციები; სისტემატური და წილადური ანალიზის განხილვისას, დახასიათებულია იონთა ანალიზური დაყოფის არაგოგირდწყალბადოვანი მეთოდი - კათიონთა და ანიონთა მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაცია. თეორიული მასალა აგებულია კლასიკური მაკრო-, ნახევრადმიკრო-და მიკროანალიზის პრინციპებზე.

სახელმძღვანელო შედგება 8 თავისგან და 37 პარაგრაფისგან. თემატიკა წარმოდგენილია შემდეგი თანმიმდევრობით:

I-ლ თავში გაშუქებულია ანალიზური ქიმიის საგანი, ამოცანები, განვითარების ისტორია, მისი მნიშვნელობა და კავშირი სხვა დისციპლინებთან;

II თავში დახასიათებულია ქიმიური ექსპერიმენტის ჩატარების ეტაპები, ქიმიური რეაქციების მგრძნობიარობის პარამეტრები და ხსნარში იონთა აღმოჩენის პირობები. განსაკუთრებული ყურადღება ეთმობა ქიმიური ექსპერიმენტის ჩატარების ტექნიკას, ანალიზური რეაქციების ჩატარების პირობებს, მონაცემთა მათემატიკური დამუშავების ხერხებს;

III თავში განხილულია ნიმუშის დაშლის და ნივთიერების აღმოჩენის მეთოდები, ქიმიური წონასწორობის პრინციპები ჰომოგენურ სისტემებში;

IV თავში დახასიათებულია თვისებითი ანალიზის სისტემატური და წილადური მსვლელობა, იონთა ანალიზური კლასიფიკაციის მეთოდები;

V-VI თავებში მოცემულია წყლის იონიზაციის თეორიული საფუძვლები, ხსნარების pH-ის დადგენის მეთოდები, ბუფერული სისტემების ქიმიური შედგენილობა და მათი მნიშვნელობა ქიმიურ ანალიზში, ბუფერული ტევადობა;

VII თავში აღწერილია ჰეტეროგენული წონასწორობის საკითხები სისტემაში: ნალექი-ნაჯერი ხსნარი, ნალექის ხსნადობაზე მოქმედი ფაქტორები, მარი-

ლის ეფექტის ქიმიური მექანიზმი და წილადური დალექვის პირობები, ხსნადობის ნამრავლის წესიდან გამომდინარე შედეგები;

VIII თავში დეტალურად არის განხილული მჟავებისა და ფუძეების პროტოლიტური თეორია, აღწერილია მჟავურ-ფუძური წონასწორობის და ურთიერთქმედების ქიმიური მექანიზმი, გამხსნელთა მჟავურ-ფუძური თვისებები.

სახელმძღვანელო განკუთვნილია უმაღლესი სასწავლებლების ქიმიის, ფარმაციის, ბიოლოგიის, ეკოლოგიის, აგრარული სპეციალობის სტუდენტებისთვის, ასევე ამ დარგებში დასაქმებული სპეციალისტებისთვის.

ავტორი თვლის თავის სასიამოვნო მოვალეობად, მადლობა გადაუხადოს რედაქტორს და რეცენზენტებს სახელმძღვანელოს განხილვისას გაწეული ენერგიული და პროფესიონალური დახმარებისთვის, მათ მიერ გამოთქმული მეტად ღირებული შენიშვნებისა და წინადადებებისთვის.

თავი I. შესავალი

I.1. ანალიზური ქიმიის საგანი და ამოცანები, განვითარების მოკლე ისტორია

ანალიზური ქიმია არის მეცნიერება, რომელიც შეისწავლის და შეიმუშავებს ქიმიური ანალიზის მეთოდებს. მისი ძირითადი ამოცანაა ქიმიური ანალიზის თეორიის ზოგადი პრობლემების გადაჭრა, გამოსაკვლევ ნივთიერებაში შემავალი ცალკეული კომპონენტების დაცილების, იდენტიფიკაციის და რაოდენობრივი განსაზღვრის ახალი ეფექტური მეთოდების შემუშავება და არსებული მეთოდების სრულყოფა. ანალიზური ქიმიის, როგორც მეცნიერების თეორიულ საფუძველს შეადგენს ფუნდამენტური კანონები, როგორებიცაა: დ.ი.მენდელეევის პერიოდულობის კანონი; მასისა და ენერგიის მუდმივობის კანონი. ქიმიური ანალიზის კლასიკური მეთოდები (გრავიმეტრიული და ტიტრიმეტრიული) საშუალებას გვაძლევს განვსაზღვროთ ნივთიერების ქიმიური შემადგენლობა. ამავე დროს, უკანასკნელ ხანებში მეცნიერულ-ტექნიკური პროგრესის მზარდი პრაქტიკული მოთხოვნილების დასაკმაყოფილებლად ეს მეთოდები საკმარისი არ არის. ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდების მნიშვნელოვანი უპირატესობა არის მათი ექსპრესულობა და სიმარტივე.

ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდების საერთო რიცხვი საკმაოდ დიდია. მათ შორის დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა გააჩნია:

1. სპექტრულ და ოპტიკურ მეთოდებს;
2. ელექტროქიმიურ მეთოდებს;
3. ქრომატროგრაფიულ მეთოდებს.

აღნიშნული მეთოდებს შორის ყველაზე მრავალრიცხოვანი და პრაქტიკული თვალსაზრისით მნიშვნელოვანია სპექტრული და სხვა ოპტიკური მეთოდები. კერძოდ ემისიურ ატომური სპექტროსკოპია, ინფრაწითელი სპექტროსკოპია და სხვ, რომლებიც დამყარებულია ნივთიერების ელექტრომაგნიტურ გამოსხივებასთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნილი სხვადასხვა ეფექტების განსაზღვრაზე. ანალიზის ელექტროქიმიური მეთოდები ემყარება საკვლევი ნივთიერების ელექტროგამტარობის, პოტენციალის და სხვა თვისებების განსაზღვრას. ანალიზის ქრომატოგრაფიული მეთოდები დამყარებულია ადსორბენტის მიერ ნარევში შემავალი ცალკეული კომპონენტების შერჩევითი ადსორბციის უნარზე. ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდების ნაკლი არის ის, რომ პრაქტიკული გამოყენებისას საჭიროა სტანდარტული ხსნარები და დაკალიბრებული გრაფიკები.

ანალიზური ქიმია ქიმიური მეცნიერების ერთ-ერთი დარგია. ანალიზური ქიმია იყოფა ორ ნაწილად: თვისებით და რაოდენობით ანალიზად. თვისებითი ანალიზის ამოცანაა გამოსაკვლევი ნივთიერების ქიმიური შედგენილობის დადგენა, მასში შემავალი იონების, ატომთა ჯგუფების ან მოლეკულების იდენტიფიკაცია. რაოდენობითი ანალიზის ამოცანაა მოცემულ ნაერთში ან ნივთიერებათა ნარევში შემავალი ელემენტების ან ცალკეული ქიმიური ნაერთების რაოდენობების ზუსტი განსაზღვრა. ანალიზურმა ქიმიამ დიდი როლი შეასრულა ქიმიის საერთო განვითარებაში. მაგალითად, ანალიზური ქიმიის მეთოდების გამოყენებით განისაზღვრა ისეთი უმნიშვნელოვანესი ქიმიური სიდიდეები, როგორიცაა ელემენტების ატომური მასა, ქიმიური ეკვივალენტი, დადგინდა სხვადასხვა ნაერთის ქიმიური ფორმულა.

ქიმიური ანალიზისადმი მეცნიერულ მიდგომას საფუძველი ჩაუყარა ინგლისელმა მეცნიერმა რობერტ ბოილმა. მან შემოიტანა ქიმიური ელემენტის, როგორც სხვადასხვა ნივთიერებათა შემადგენელი განუყოფელი ნაწილის ცნება. ბოილმა ნივთიერებათა ელემენტებად დაშლას "ანალიზი" უწოდა და საფუძველი ჩაუყარა "სველი წესით" არაორგანული ნაერთების თვისებით ანალიზს. უფრო მოგვიანებით შვედმა მეცნიერმა ტორბენ ულაფ ბერგმანმა პირველად დაამუშავა თვისებითი ანალიზის სისტემატური მსვლელობის მეთოდიკა.

ქიმიური ანალიზის ძირითადი ამოცანაა უზრუნველყოს ანალიზის მაღალი მგრძნობიარობა, სიზუსტე, შერჩევითობა. ქიმიური ანალიზი უზრუნველყოფს ტექნოლოგიური პროცესების კონტროლს და წარმოების მრავალ სფეროში პროდუქტის ხარისხს, თამაშობს უდიდეს როლს სასარგებლო წიაღისეულის მოძებნისა და ნედლეულის გადამუშავებაში. ქიმიური ანალიზის საშუალებით ხორციელდება გარემოს სისუფთავის კონტროლი, არაორგანული და ორგანული ნივთიერებების აღმოჩენა-განსაზღვრა.

ანალიზური ქიმიის მიღწევები გამოიყენება მეცნიერებისა და ტექნიკის სხვადასხვა სფეროში, როგორიცაა ატომური ენერგეტიკა, ელექტრონიკა, ოკეანოლოგია, ბიოლოგია, მედიცინა, კრიმინალისტიკა, არქეოლოგია, კოსმოსური გამოკვლევები და სხვა. დიდია ანალიზური ქიმიის როლი მეტალურგიასა და აგროქიმიაში. ანალიზური ქიმიის ეფექტური მეთოდების გამოყენების გარეშე შეუძლებელია მრეწველობისა და სოფლის მეურნეობის წამყვანი დარგების განვითარება. ანალიზური ქიმიის მეთოდებით ხორციელდება წარმოების ნედლეულის, მზა ნაწარმის, ფარმაცევტული პრეპარატების, კვების პროდუქტების, შხამქიმიკატების ანალიზი და ექსპერტიზა; კოსმოსის და გარემოს (წყალსაცავების, მდინარეების, ტბების, ზღვების და ა.შ.) მონიტორინგი და სხვა.

თანამედროვე ანალიზური ქიმიისთვის დამახასიათებელია ინსტრუმენ-ტული (ექსპრესიული, სწრაფი) მეთოდების გამოყენება, რომლებიც საშუალებას იძლევა უმოკლეს დროში დადგინდეს საკვლევი ნივთიერების სტრუქტურა. ამისათვის ქიმიური ანალიზი იყენებს თანამედროვე ქიმიის, ფიზიკის, მათემა-ტიკის, მომიჯნავე დისციპლინების მიღწევებს. ქიმიურ ანალიზში იგულისხმება იმ პროცესთა ერთობლიობა, რომელიც იძლევა ამომწურავ, თეორიულად და-საბუთებულ ინფორმაციას ნივთიერების ქიმიური შედგენილობის და აგებუ-ლების შესახებ. ტრადიციულ ქიმიურ მეთოდებს უკანასკნელ ათწლეულებში დაემატა ფიზიკური და ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდები (მათ ხშირად აერ-თიანებენ სახელწოდებით "ინსტრუმენტული მეთოდები"). ანალიზური ქიმიის მეთოდოლოგიური და ტერმინოლოგიური საკითხების მიმართ თანამედროვე მიდგომით, საჭიროა დავაზუსტოთ ცნებები "ანალიზური ქიმია" და "ქიმიური ანალიზი", რომლებსაც ხშირად აიგივებენ ერთმანეთში. ანალიზური ქიმია – არის მეცნიერება ანალიზის მეთოდების შესახებ, ხოლო ქიმიური ანალიზის მეშვეობით დგინდება საკვლევი ნივთიერებების ქიმიური შედგენილობა პრაქ-ტიკაში აპრობირებული მეთოდების მეშვეობით. ანალიზური ქიმიის პროგრესი ეყრდნობა იმ თეორიულ საფუძვლებს, რომლებიც მჭიდრო კავშირშია სხვა ქი-მიურ დისციპლინებთან (ზოგადი, არაორგანული, ორგანული, ფიზიკური ქიმიის შესაბამის ნაწილებთან).

ანალიზური ქიმიის კლასიკურ და თანამედროვე მეთოდებს დიდი მნიშვ-ნელობა აქვს საბუნებისმეტყველო მეცნიერული დისციპლინების განვითარები-სათვის. ქიმიური ანალიზის მეთოდი არის ნივთიერების ქიმიური შედგენი-ლობის განსაზღვრის უნივერსალური და თეორიულად დასაბუთებული საშუა-ლება. ქიმიური ანალიზის ყველა მეთოდს საფუძვლად უდევს ერთი საერთო პრინციპი – ნივთიერების შედგენილობასა და თვისებებს შორის კავშირი. ანალიზის მეთოდები და საშუალებები ვითარდება მეცნიერებისა და ტექნიკის თანამედროვე მიღწევათა საფუძველზე.

ანალიზური ქიმიის საგანია – ქიმიური ანალიზის თეორიის პრობლემების გადაწყვეტა, არსებული მეთოდების დახვეწა და ახალი, ექსპრესიული და ზუს-ტი მეთოდების შემუშავება. კერძოდ, თანამედროვე ანალიზური ქიმიის, რო-გორც მეცნიერების, სახეს განსაზღვრავს ატომურ-აბსორბციული, რენტგენული, ქრომატოგრაფიული, ბირთვულ-ფიზიკური, იონომეტრიული და სხვა მეთო-დების ფართოდ დანერგვა; ლითონების დაყოფისა და განსაზღვრის მიზნით, ორგანული რეაგენტების გამოყენება, ინფორმაციის კომპიუტერიზაცია.

ანალიზური ქიმიის ამოცანაა – ქიმიური და ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდე-ბის თეორიების, პროცესებისა და ოპერაციების განვითარება და დახვეწა.

ანალიზისადმი წაყენებული ძირითადი მოთხოვნებია: ანალიზის შედეგების სიზუსტე; მათი სიახლოვე საკვლევი ნივთიერების ჭეშმარიტ მნიშვნელობასთან; პარალელური ცდების დაყენების აუცილებლობა; ანალიზის მგრძნობიარობა; ანალიზის ექსპრესიულობა; ეკონომიურად მოგებიანობა; მეთოდის შერჩევითობა.

აქედან გამომდინარე, ანალიზური ქიმიის წინაშე მდგარი ამოცანებია:

ა) ანალიზის სიზუსტის მაქსიმალურად გაზრდა; ბ) ნივთიერების აღმოჩენის ზღვრის (მინიმალური კონცენტრაციების) შემცირება; გ) მეთოდის ექსპრესიულობის გაზრდა; დ) ანალიზის დისტანციური მეთოდების შემუშავება და ლოკალური (არადესტრუქციული) ანალიზის განვითარება, რომელიც არ მოითხოვს ნიმუშის დაშლას.

ნებისმიერ წარმოებაში ქიმიური ანალიზი უნდა წყვეტდეს შემდეგ ამოცანებს:

– ნედლეულის ხარისხის განსაზღვრა;

– წარმოების პროცესების კონტროლი;

– გამოშვებული პროდუქციის ხარისხის შეფასება;

– წარმოების ნარჩენების ანალიზი, მათი უტილიზაციისა და გარემოს დაცვის მიზნით.

ანალიზის სახეობები განისაზღვრება კონკრეტული ამოცანებით:

- ელემენტური ანალიზი – მოცემული ნივთიერების "ხარისხის" დადგენა და მასში ცალკეული ელემენტების განსაზღვრა;

- ფაზური ანალიზი – საანალიზო მასალაში ცალკეული ფაზების შემცველობის და რაოდენობის დადგენა;

- მოლეკულური ანალიზი – საკვლევ ობიექტში სხვადასხვა ნივთიერებების აღმოჩენა და განსაზღვრა;

- სტრუქტურული ანალიზი – ელემენტარული შემადგენელი ნაწილების ურთიერთგანლაგების და ქიმიური ბმების დადგენა მოლეკულებში (ანუ ნივთიერების სტრუქტურის დადგენა).

კვლევის მიზანდასახულობის მიხედვით, ანალიზური ქიმია წყვეტს ორ ძირითად პრაქტიკულ ამოცანას:

1. საანალიზო ობიექტის ქიმიური შედგენილობის დადგენა – თვისებითი ანალიზი;

2. საანალიზო ობიექტში ამა თუ იმ კომპონენტის რაოდენობის (კონცენტრაციის) განსაზღვრა – რაოდენობითი ანალიზი.

ნივთიერების ქიმიური შედგენილობის შესწავლა გულისხმობს გაირკვეს, თუ რა ელემენტებისაგან (იონებისაგან) შედგება საძიებელი ობიექტი (თვისებითი ანალიზი) და როგორია მათი რაოდენობა (რაოდენობითი ანალიზი). ნივთიერების შედგენილობის დასადგენად, თვისებითი ანალიზი ყოველთვის წინ უსწრებს რაოდენობითს, რადგანაც რაოდენობითი ანალიზის მეთოდის შერჩევა დამოკიდებულია თვისებითი ანალიზის მონაცემებზე.

თვისებითი ანალიზის საგანია – ნივთიერებათა ელემენტური შედგენილობის განსაზღვრის მეთოდების თეორიული საფუძვლების დამუშავება და ამ მეთოდების დახვეწა.

თვისებითი ანალიზის ამოცანაა ნივთიერების (საკვლევი კომპონენტის, იონის) "თვისების" განსაზღვრა, რაც გულისხმობს იმის დადგენას, თუ რით განსხვავდება ეს ნივთიერება სხვა ნივთიერებისგან. მას ნივთიერების აღმოჩენა ანუ იდენტიფიცირება ეწოდება. ამისათვის წინასწარ სწავლობენ ცნობილი ნივთიერების (იონის) თვისებებს. ორგანული ნივთიერებისათვის ადგენენ ფიზიკურ პარამეტრებს (მაგ., დუღილის, დნობის ტემპერატურას, სიბლანტეს და სხვ.). შემდეგ იმავე ცდებს ატარებენ საძიებელ ნივთიერებაზე (იონზე) და მიღებულ შედეგებს ადარებენ ერთმანეთს. იდენტურობის შემთხვევაში ადგენენ უცნობი საანალიზო ნივთიერების ბუნებას (რაობას). ნივთიერების შედგენილობის დასადგენად გამოიყენება აგრეთვე სინთეზი. სინთეზით შეიძლება ახალი ნივთიერების მიღება; სინთეზირებული ნივთიერების დაშლით – შემადგენელ კომპონენტთა თანაფარდობების დადგენა, ე.ი. სინთეზით შეიძლება ანალიზის შედეგის შემოწმება და პირიქით – სინთეზისა – ანალიზის შედეგით.

თვისებითი ანალიზის ზოგიერთი რეაქცია ცნობილი იყო ჯერ კიდევ შორეულ წარსულში. ეგვიპტის პირამიდებში ნაპოვნი პაპირუსები შეიცავენ ოქროს, ვერცხლის და სხვა კეთილშობილი მეტალის დამზადებისა და შემოწმების აღწერილობებს. თუმცა, ანალიზური ქიმია მეცნიერებად იქცა მხოლოდ მე-19 საუკუნის მეორე ნახევარში. მანამდე იგი უფრო ემსგავსებოდა ხელოვნებას. ***1801 წელს დაწერილი სევერგინის*** სახელმძღვანელო ანალიზურ ქიმიაში ასე იწოდებოდა: "სინჯარული ხელოვნება, ანუ მეტალური მადნებისა და სხვა სასარგებლო წიაღისეულის შემოწმების სახელმძღვანელო". XVIII საუკუნეში აღმოჩენილი იყო სტექიომეტრიის (ი. რიხტერი), შედგენილობის მუდმივობის (ჟ.პრუსტი), ნივთიერების მასის მუდმივობის (დ.მ.ლომონოსოვი, ა.ლავუაზიე) კანონები. ქიმიკოს-ანალიტიკოსებს უკვე გააჩნდათ ნივთიერების თვისებითი და

რაოდენობითი ანალიზის მეთოდები, დახვეწილი იყო ნივთიერების დალექვის და დაცილების პროცესები, საფუძველი ეყრებოდა გაზურ ანალიზს.

ანალიზური ქიმიის განვითარებაში დიდი ღვაწლი მიუძღვის ინგლისელ მეცნიერ ***რ.ბოილის*** (1627-1691 წ.წ.). მან შეიმუშავა საერთო წარმოდგენები ანალიზის შესახებ, საფუძველი ჩაუყარა თვისებითი ანალიზის „მშრალ“ მეთოდს, სისტემაში მოიყვანა მანამდე ცნობილი აღმომჩენი რეაქციები და მოგვაწოდა ახალიც (ამიაკის, ქლორის და ა.შ. შესახებ). მან პირველმა გამოიყენა რეაქტივად გოგირდწყალბადი კალასა და ტყვიის კათიონების დასაცილებლად, მჟავებისა და ტუტეების აღმოსაჩენად – ლაკმუსი და სხვ.

ანალიზური ქიმიის მეცნიერულ დისციპლინად ჩამოყალიბებას წინ უძღოდა მთელი რიგი ფუნდამენტური აღმოჩენები ქიმიის დარგში:

1748 წელს მ.ვ.ლომონოსოვმა აღმოაჩინა მასის მუდმივობის კანონი. მან შექმნა რუსეთში მეცნიერებათა აკადემიასთან პირველი ქიმიური ლაბორატორია, სადაც ამუშავებდა კეთილშობილი მეტალების განსაზღვრის მეთოდებს. მანვე შეიმუშავა ე.წ. სინჯითი ანალიზი. არსებობს პეტრე I-ის პირადი ჩანაწერები, ლომონოსოვის მიერ სინჯითი ანალიზით შესრულებული სამუშაოების შესახებ. პირველი რუსული წიგნი, სადაც ეს საკითხები არის განხილული, დაწერილია ივანე შლატერის მიერ და ასე იწოდება: “ამოცანები, რომლებიც მონეტების ხელოვნებას ეხება”. მ.ვ.ლომონოსოვმა პირველმა გამოიყენა მიკროსკოპი ქიმიური მიზნებისათვის და საფუძველი ჩაუყარა მიკროკრისტალოსკოპურ მეთოდს.

მიკროკრისტალოსკოპიური მიმართულებით კვლევა გააგრძელა ***ტ. ე. ლოვიცმა (1757-1804 წწ.),*** *რომელმაც* შეისწავლა კავშირი კრისტალთა ფორმასა და მათ ქიმიურ შედგენილობას შორის, რითაც საფუძველი ჩაუყარა ***მიკროკრისტალოსკოპიურ ანალიზს.*** მანვე აღმოაჩინა ხის ნახშირის ადსორბციის უნარი.

ქიმიური ანალიზის მეთოდიკის დარგში მრავალი ნაშრომი აქვს დაწერილი ***მ.ვ.სევერგინს (1765-1826 წწ.).*** მის მიერ არის დაწერილი სახელმძღვანელო “მინერალური წყლების შემოწმების ხერხები”, რომელიც გამოიცა 1800 წელს; მანვე მოგვაწოდა კოლორიმეტრიული მეთოდი. განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია მისი ფუნდამენტური ნაშრომი მადნებისა და სხვა წიაღისეულის ქიმიური კვლევის შესახებ.

XVIII საუკუნის დასასრულს ტ.ბერგმანმა (1735-1784 წწ.) შეიმუშავა მეტალთა კათიონების დაყოფის პრინციპები ანალიზურ ჯგუფებად და ამით საფუძველი ჩაუყარა ***სისტემატურ თვისებით ანალიზს.***

ზოგადი ქიმიის განვითარებამ თეორიული და მეცნიერული დასაბუთება მისცა ანალიზური ქიმიის პრაქტიკულად გამომუშავებულ “რეცეპტებსა” და

ხერხებს, რის შემდეგაც იგი ხელოვნებიდან მეცნიერულ დისციპლინად გადაიქცა. ეს მოხდა ***1860 წელს, როცა ქიმიკოსთა საერთაშორისო ყრილობაზე კარლსრუეში*** შემუშავდა ატომურ-მოლეკულური მოძღვრება, ხოლო 1869 წლის 1 მარტს დ.ი.მენდელეევმა (1834-1907 წწ.) აღმოაჩინა პერიოდულობის კანონი და შექმნა პერიოდული სისტემა; მისმა ნაშრომმა „ქიმიის საფუძვლები“ და პერიოდულმა სისტემამ მნიშვნელოვანი როლი შეასრულა ანალიზური ქიმიის განვითარების საქმეში.

ანალიზური ქიმიის განვითარებაში განსაკუთრებული როლი ითამაშა შვედი მეცნიერის - ***სვანტე არენიუსის*** ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიამ, რომელიც საფუძვლად დაედო თანამედროვე ანალიზურ ქიმიას.

უაღრესად მნიშვნელოვანი როლი ითამაშა ანალიზური ქიმიის განვითარებაში ***1865 წელს – ბეკეტოვის, ხოლო 1867 წელს – გულდბერგისა და ვააგეს მიერ მოქმედ მასათა კანონის (მმკ) აღმოჩენამ.***

მე-19 საუკუნის დასაწყისში ბერცელიუსმა (1779-1848 წწ.) განსაზღვრა 50 ელემენტის ატომური მასა და შეიმუშავა რაოდენობითი განსაზღვრის მრავალი მეთოდი. ამავე პერიოდში გეი-ლუსაკმა შეიმუშავა მოცულობითი მეთოდის ხერხები.

არაორგანული ნივთიერებების ანალიზის მეთოდების შემუშავებაში დიდი ღვაწლი მიუძღვის შვედ ქიმიკოსს-***ბერგმანს (1732-1784 წწ.).***

ფრანგმა მეცნიერმა ***გეი-ლუსაკმა (1778-1850 წწ.)*** პირველად განახორციელა ნივთიერებების რაოდენობითი განსაზღვრა მოცულობითი ანალიზის მეშვეობით.

მე-19 საუკუნის 60-იან წლებში პეტერბურგის უნივერსიტეტის პროფესორმა – ნ.ა.მენშუტკინმა (1824-1907 წწ.) შექმნა გოგირდწყალბადით აღდგენის მეთოდი თვისებით ანალიზში და დაწერა სახელმძღვანელო “ანალიზური ქიმია” (1871წ.), რომელიც 16-ჯერ გამოიცა და მრავალჯერ ითარგმნა გერმანულ და ინგლისურ ენებზე. უნივერსიტეტში მან პირველმა შემოიღო სისტემური მეცადინეობა თვისებით და რაოდენობით ანალიზში.

ნ.ტანანაევმა შექმნა წილადური ანალიზის მეთოდი, რომელიც საშუალებას იძლევა იონების დაყოფისას არ ვისარგებლოთ გოგირდწყალბადით. მანვე შეიმუშავა ანალიზის წვეთური მეთოდი. ტანანაევი მრავალი ნაშრომის და სახელმძღვანელოს ავტორია.

ლ.ჩუგაევმა (1863-1922 წწ.). და მ.ილინსკიმ (1856-1941 წწ.) პირველად გამოიყენეს ორგანული რეაგენტები მეტალთა დასალექად. ისინი სამართლიანად ითვლებიან ანალიზურ ქიმიაში ორგანული რეაგენტების დანერგვის ფუძემდებლად. ილინსკიმ მოგვაწოდა კობალტის კათიონის აღმოჩენის მეთოდი

ნიტროზო-β-ნაფტოლით, ხოლო ჩუგაევმა – ნიკელის კათიონის აღმოჩენის მეთოდი დიმეთილგლიოქსიმით. ამით მათ საფუძველი ჩაუყარეს ახალ მიმართულებას ანალიზურ ქიმიაში.

მ.ცვეტმა (1872-1919 წწ.) შეიმუშავა კვლევის ორიგინალური მეთოდი, რომელიც დაფუძნებული იყო ნივთიერებაში შემავალი კომპონენტების სხვადასხვა სორბციის უნარზე. ამ მეთოდმა მიიღო ***ქრომატოგრაფიული ანალიზის*** სახელი და დღეისათვის ნივთიერებების დაცილებისა და განსაზღვრისათვის ერთ-ერთ ყველაზე ეფექტურ, მაღალმგრძნობიარე და ფართოდ აპრობირებულ მეთოდს მიეკუთვნება.

მნიშვნელოვანია ანალიზური ქიმიის განვითარებაში ქართველი მეცნიერების როლიც, კერძოდ:

პეროქსიდების ქიმიის დარგში მნიშვნელოვანი მეცნიერული გამოკვლევები ეკუთვნის ქართველ მეცნიერს ***პ.მელიქიშვილს.*** მან მოგვაწოდა მგრძნობიარე აღმომჩენი რეაქციები ნიობიუმისა და ტანტალის კათიონებზე, შეიმუშავა ფოსფორმჟავას რაოდენობითი განსაზღვრის მეთოდი და სხვა.

ქართველ მეცნიერს ***ვ.პეტრიაშვილს*** მრავალი ნაშრომი აქვს შესრულებული ფიზიკური ქიმიის დარგში. მეტად მნიშვნელოვანია მისი შრომები უწერისა და წყალტუბოს წყლების გამოკვლევის შესახებ.

აღსანიშნავია ***შ.ციცაძის*** შრომები, მან დაამუშავა ფოსფორისა და დარიშხანმჟავების განსაზღვრის ახალი კოლორიმეტრული მეთოდები, რომლებიც გამოიყენება ორგანულ ნაერთებში აღნიშნული მჟავების განსაზღვრისთვის.

ბუნზენმა და კირხჰოფმა 1860 წელს შექმნეს ანალიზის სპექტრალური მეთოდი. ***კურნაკოვმა*** საფუძველი ჩაუყარა კვლევის ფიზიკურ-ქიმიურ მეთოდს, რომელიც განსაკუთრებით ინტენსიურად განვითარდა XX საუკუნის 20-იან წლებში. ***ვ.გერლახის (1924 წ.)*** მოწოდებული მეთოდის საფუძველზე შეიქმნა რაოდენობითი ემისიური სპექტრული ანალიზი. 1925 წ. ***ი.გეიროვსკის (1890-1967 წწ.)*** მიერ შემუშავებულ იქნა პოლაროგრაფიული ანალიზი. ამ პერიოდში განვითარდა რადიოქიმიური, ქრომატოგრაფიული მეთოდები. ***1905 წ. ე. უოლშმა*** შეიმუშავა ატომურ-აბსორბციული სპექტროსკოპიული მეთოდი. თანამედროვე ანალიზური ქიმია მჭიდროდაა დაკავშირებული ექსპერიმენტის მოდელირებასთან, ალგორითმიზაციასთან, სისტემურ მიდგომასთან.

ამრიგად, ანალიზურმა ქიმიამ განვლო დიდი ისტორიული გზა, რომელშიც შეიძლება გამოიყოს შემდეგი პერიოდები: უძველესი მეცნიერება; ალქიმია (IV-XVII სს.); სამეცნიერო ქიმიის პერიოდი (XIX-XX სს.); თანამედროვე პერიოდი, როცა ის იძენს ახალ ასპექტებს, ხდება მეტად ექსპრესიული, ზუსტი, ავტომატიზირებული, კომპიუტერიზებული, დისტანციური.

I.2. ანალიზური ქიმიის მეცნიერული და პრაქტიკული მნიშვნელობა, კავშირი სხვა მეცნიერულ დისციპლინებთან

ანალიზურ ქიმიას, ისე, როგორც სხვა მეცნიერულ დისციპლინებს, გააჩნია მეცნიერული, ფუნდამენტური და გამოყენებითი მნიშვნელობა. ანალიზურ ქიმიას, როგორც ცოდნის სფეროს, აკისრია შემდეგი ძირითადი ფუნქცია: 1. ქიმიური ანალიზის საერთო (ზოგადი) საკითხების გადაწყვეტა; 2. ანალიზის მეთოდების შემუშავება; 3. ქიმიური ანალიზის კონკრეტული საკითხების გადაწყვეტა. ანალიზური ქიმია ყველა ამ საკითხს წყვეტს მისი არსებობის მანძილზე დაგროვილი სისტემური ცოდნის საფუძველზე. ანალიზური ქიმია შეიმუშავებს ანალიზის მეთოდების თეორიულ საფუძვლებს, ადგენს ანალიზური მეთოდების გამოყენების დიაპაზონს, მეტროლოგიურ და სხვა მნიშვნელოვან მახასიათებლებს; ქმნის ანალიზის საშუალებებს და ადგენს პრაქტიკულად მისი განხორციელების შესაძლებლობებს. ანალიზური სამსახური სერვისული სისტემაა, რომელიც უზრუნველყოფს განსასაზღვრავი ობიექტის კონკრეტული ანალიზის სრულფასოვნად შესრულებას, ანალიზური ქიმიის რეკომენდებული (სტანდარტული, უნიფიცირებული) მეთოდების გამოყენებით. ანალიზური სამსახური, როგორც ანალიზური ქიმიის პრაქტიკული გამოყენების სფერო, შეიძლება უშუალოდ არ იყოს დაკავშირებული სამეცნიერო-მეთოდოლოგიურ სამუშაოსთან, მაგრამ ამ სფეროში მოღვაწე ანალიტიკოსი შემოქმედებითად უნდა აწარმოებდეს ანალიზს და სრულყოფდეს მეთოდს. ანალიზური სამსახური არსებობს სოფლის მეურნეობის, მრეწველობის, გარემოს დაცვის, ჯანდაცვის, კოსმოსური სივრცის, აერონავტიკის და ა.შ. კვლევის სფეროებში. ანალიზური ქიმიის ლაბორატორიები ფუნქციონირებს სამეცნიერო-კვლევით ინსტიტუტებსა და უმაღლეს სასწავლებლებში. ანალიზური ქიმიის ლაბორატორიების საქმიანობას დიდი მნიშვნელობა აქვს სახელმწიფოსთვის.

დიდია ***ანალიზური ქიმიის პრაქტიკული გამოყენება*** სახალხო მეურნეობის ცალკეული დარგების და სხვა მეცნიერებების განვითარებაში. უპირველეს ყოვლისა, აუცილებელია ანალიზური ქიმიის როლის აღნიშვნა ზოგადი და არაორგანული ქიმიის განვითარებაში. სწორედ ქიმიური ანალიზის მეთოდების მეშვეობით იქნა აღმოჩენილი ნივთიერების შედგენილობის მუდმივობის კანონი, ჯერად ფარდობათა კანონი, განისაზღვრა ელემენტთა ატომური მასები, ქიმიური ექვივალენტები, დადგენილ იქნა სხვადასხვა ნაერთთა ქიმიური ფორმულა. თვისებით ანალიზს იყენებს გეოლოგია მთის ქანების და მინერალების ქიმიური შედგენილობის დასადგენად. მედიცინაში, განსაკუთრებით, პათოლოგიაში, ხშირად საჭიროა ცალკეული ორგანოების ან ქსოვილების ანალიზი. სასამარ-

თლო მედიცინა და ტოქსიკოლოგია სარგებლობს ტოქსიკოლოგიური ქიმიის მიღწევებით, რომელშიც ანალიზს გააჩნია გადამწყვეტი მნიშვნელობა. ანალიზურ ქიმიას იყენებს მედიცინა სამკურნალო პრეპარატების დასამზადებლად და მათი შედგენილობის დასადგენად. ყოველ საწარმოს გააჩნია ქიმიური ლაბორატორია, რომელშიც ანალიზი უტარდება როგორც შემოსულ ნედლეულს, ასევე დამზადებულ პროდუქციას. ქიმიურ ანალიზს იყენებს სოფლის მეურნეობა ნიადაგის, მინერალური სასუქების, შხამქიმიკატების, მცენარეთა ზრდის სტიმულატორების ქიმიური შედგენილობის გასარკვევად. ნიადაგებისა და სასუქების ანალიზის გარეშე შეუძლებელია სოფლის მეურნეობის ინტენსიფიკაცია. ფართოდ იყენებს ქიმიურ ანალიზს მეტალურგია, ქიმიური ტექნოლოგია, ქიმიური მრეწველობა და სხვა დარგები, სადაც იყენებენ ქიმიურ ანალიზს მაღალი სისუფთავის პროდუქციის დასამზადებლად, რომლებიც შეესაბამებიან ეროვნულ და საერთაშორისო სტანდარტებს.

დიდია ანალიზური ქიმიისა და ქიმიური ანალიზის როლი როგორც საბუნებისმეტყველო, ასევე სხვა მეცნიერებების განვითარებაში: ბიოლოგიაში, ფიზიკაში, მათემატიკაში, მინერალოგიაში, გეოლოგიაში, გეოქიმიაში, აგროქიმიაში, გეოგრაფიაში, მედიცინაში. სწორედ თანამედროვე ანალიზური ქიმიის ინსტრუმენტული და ექსპრესიული მეთოდების გამოყენებით დგინდება ზემოთ აღნიშნულ დარგებში საანალიზო მასალის შედგენილობა და სტრუქტურა.

ფიზიკის დარგების – სპექტროსკოპიის, ოპტიკური, რენტგენული, ბირთვული ფიზიკის მიღწევების გამოყენების შედეგად გაუმჯობესდა ანალიზური განსაზღვრის სისწრაფე, ავტომატიზაციის შესაძლებლობა, სელექტიურობა და ა.შ. შემუშავდა ახალი ინსტრუმენტული მეთოდები: პოტენციომეტრია, ვოლტამპერმეტრია, ატომურ-აბსორბციომეტრია, სპექტრომეტრია, ქრომატოგრაფია და ა.შ. სხვა დისციპლინებთან კონტაქტის ზღვარზე შეიქმნა ახალი ჰიბრიდული მეცნიერული დისციპლინები: ბიოქიმია, გეოქიმია, ჰიდროქიმია, კოსმოქიმია. მაშასადამე, თანამედროვე ეტაპზე ანალიზური ქიმია გახდა დისციპლინათაშორისი მეცნიერება.

მნიშვნელოვნად გაიზარდა ანალიზური ქიმიის როლი გარემოს დაბინძურების, ტექნოლოგიური ანარჩენების, ჩამდინარე წყლების კონტროლის საქმეში. ანალიზური ქიმიის მეთოდების გამოყენებით ხორციელდება გარემოს კვლევა და მონიტორინგი, ანალიზური ქიმიის მეთოდებით წარმოებს სხვადასხვა ობიექტების ხარისხის დადგენა ზდკ-ების (ზღვრულად დასაშვები კონცენტრაციების) მეშვეობით. ანალიზური ქიმიის მეთოდებით ხორციელდება სტრატეგიული კვლევები კოსმოსური ობიექტების, მსოფლიო ოკეანის, ატომური ენერგეტიკის, ელექტრონიკის დარგებში. თანამედროვე ტექნიკური პროგრესი, გარე-

მოს ანთროპოგენული გაბინძურების პრობლემების გადაწყვეტა და სხვა მოითხოვს ქიმიური კონტროლის ტექნიკური დონის ამაღლებას, ანალიზური ქიმიის მეთოდების სიზუსტის, მგრძნობიარობის, სელექტიურობის, სისწრაფის გაზრდას. წარმოების ტემპის ზრდა განაპირობებს ავტომატიზაციის, დისტანციური მართვის შესაძლებლობას.

ანალიზური ქიმიის განვითარებაზე, თავის მხრივ, დიდ გავლენას ახდენს ქიმიის დარგები და სხვა მომიჯნავე მეცნიერული დისციპლინები. მაგალითად, ორგანული რეაგენტების გამოყენებამ საგრძნობლად გაზარდა ნივთიერებების იდენტიფიცირების და დაცილების შესაძლებლობა, განსაზღვრის მგრძნობიარობა, სელექტიურობა და სისწრაფე.

თანამედროვე სააფთიაქო საქმე და ფარმაცევტული მრეწველობა წარმოუდგენელია ქიმიური ანალიზის სხვადასხვა სახეობების განვითარების გარეშე. როგორც ცნობილია, მრავალ სამკურნალო პრეპარატს იღებენ მცენარეული და ცხოველური ნედლეულისგან. მანამ, სანამ მოხდება სამკურნალო საშუალების ახალი სახეობის შემოთავაზება, აუცილებელია მათი წინასწარი ქიმიური შესწავლა, რომელიც ხორციელდება მხოლოდ ქიმიური ანალიზის მეშვეობით. ამასთან, სამკურნალო ნედლეულში ისაზღვრება სამკურნალო ნივთიერებების არსებობა და მათი რაოდენობა. სამკურნალო პრეპარატების ხარისხისადმი წაყენებულია მაღალი მოთხოვნები, რადგანაც წამლის აუცილებელი დოზისგან უმცირესი გადახრაც კი იწვევს მავნე ზეგავლენას ავადმყოფზე. ამიტომ თითოეული სამკურნალო საშუალება გადის უმკაცრეს ქიმიურ კონტროლს. ქიმიური ანალიზის მნიშვნელობამ ფარმაციის სფეროში გამოხატულება ჰპოვა მთელი დისციპლინის-ფარმაცევტული ქიმიის ჩამოყალიბებაში, რომლის ამოცანას წარმოადგენს სამკურნალო პრეპარატების და წამლების ანალიზის ხერხების შესწავლა.

თანამედროვე ანალიზური ქიმიის ძირითადი ამოცანებია:

– ანალიზური ქიმიის თეორიის განვითარება ახალი (ქიმიური, ფიზიკური, ფიზიკურ-ქიმიური, ბიოლოგიური) მეთოდებისა და პრაქტიკის მოთხოვნათა შესაბამისად; სისტემის პარამეტრების და სხვა გათვლების წარმოება ალგორითმებისა და გამოთვლითი ტექნიკის გამოყენებით;

– ანალიზური კონტროლის ავტომატიზაცია ახალი მეთოდების გამოყენებით;

– ანალიზის სიზუსტის და მეთოდის მგრძნობიარობის გაზრდა, ახალი მეთოდების შემუშავება, რომელიც გამორიცხავს ხელისშემშლელ კომპონენტთა დაცილების აუცილებლობას. ანალიზის ექსპრეს-მეთოდების მოწოდება, რომ-

ლებიც გამოყენებული იქნება ქიმიურ-ტექნოლოგიური პროცესების კონტროლისათვის;

– საანალიზო ობიექტის (იზოტოპური, ელემენტური, ფაზური, იონური, სტრუქტურულ-ჯგუფური), თვისებითი და რაოდენობითი შედგენილობის დადგენა;

– ულტრამიკრო-და სუბმიკროგრამი ნივთიერების აღმოჩენა და განსაზღვრა.

I.3. თვისებითი და რაოდენობითი ანალიზის მეთოდები, ძირითადი ოპერაციები

იმისდა მიხედვით, თუ რომელი თვისება გამოიყენება ელემენტის, იონის, ნივთიერების აღმოსაჩენად, ***თვისებითი ანალიზის მეთოდები იყოფა 3 ჯგუფად:***

1) ფიზიკური მეთოდები; 2) ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდები; 3) ქიმიური მეთოდები.

ანალიზის მეთოდებს, რომელთა მეშვეობით შეიძლება საანალიზო ნივთიერების შედგენილობის განსაზღვრა, მასზე ქიმიური რეაქციის ჩატარების გარეშე, ანალიზის ფიზიკური მეთოდები ეწოდება. ეს მეთოდები დაფუძნებულია საანალიზო ნივთიერების ოპტიკური, ელექტრული, მაგნიტური, თბური და სხვა ფიზიკური თვისებების განსაზღვრაზე.

ანალიზის ფიზიკური მეთოდების სახეობებია:

ა) სპექტრული თვისებითი ანალიზი – იგი დაფუძნებულია საკვლევი ნივთიერების მიერ გამოსხივებული, ან შთანთქმული სპექტრების შესწავლაზე. ამა თუ იმ ელემენტის არსებობაზე მსჯელობენ სპექტრში იმ მონოქრომატული გამოსხივებით, რომელიც მოცემული ელემენტისთვისაა დამახასიათებელი. ანალიზი ექსპრესიულია და მისი საშუალებით შეიძლება 10^{-6} – 10^{-8} გრამი ნივთიერების აღმოჩენა. სპექტრული ანალიზით დადგენილი იქნა მზისა და ვარსკვლავების ქიმიური შედგენილობა.

ბ) ლუმინესცენციული (ფლუორესცენციული) თვისებითი ანალიზი – იგი დაფუძნებულია ულტრაიისფერი სხივებით წინასწარ დასხივებული საანალიზო ნივთიერების ლუმინესცენციაზე (ცივ ნათებაზე). ამ მეთოდით შეიძლება 10^{-10} – 10^{-13} გრამი ნივთიერების აღმოჩენა.

ხშირად ვერ ხერხდება ზუსტი ზღვარის დადგენა კვლევის ფიზიკურსა და ფიზიკურ-ქიმიურ მეთოდებს შორის, ამიტომ მათ აერთიანებენ საერთო სახელწოდებით – ინსტრუმენტალური მეთოდები.

ანალიზის მეთოდებს, რომლებიც დაფუძნებულია ქიმიური რეაქციების მსვლელობისას საანალიზო ნივთიერების მიერ გამოვლენილი ფიზიკური თვისების შესწავლაზე, ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდები ეწოდება. ამ დროს ატარებენ ნივთიერებაზე ქიმიურ რეაქციას და რეაქციის შედეგს საზღვრავენ ინსტრუმენტულად.

ანალიზის ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდების სახეობებია:

ა) კოლორიმეტრიული თვისებითი ანალიზი – იგი დაფუძნებულია საანალიზო და სტანდარტული ხსნარების შეფერილობის შედარებაზე;

ბ) ქრომატოგრაფიული თვისებითი ანალიზი – იგი დაფუძნებულია საანალიზო ნარევის ცალკეული კომპონენტების დაყოფაზე, მათი არაერთნაირი ადსორბციის უნარის გამო შესაბამის ადსორბენტზე.

ანალიზის მეთოდებს, რომლებიც დაფუძნებულია ნივთიერებათა მონაწილეობის უნარზე თვისებით ანალიზურ ქიმიურ რეაქციებში, ანალიზის ქიმიური მეთოდები ეწოდება. ამ დროს საანალიზო ნივთიერებას უმატებენ ე.წ. ***აღმომჩენ რეაგენტს,*** რომელიც იწვევს ახალი ნივთიერების წარმოქმნას და ამ უკანასკნელს ახასიათებს განსაზღვრული სპეციფიკური თვისება (სპეცეფექტი), მაგალითად: განსაზღვრული ფიზიკური მდგომარეობა (ნალექი, სითხე, გაზი); ხსნადობა გამხსნელებში; დამახასიათებელი ფერი; კრისტალური თუ ამორფული სტრუქტურა; სუნი და ა.შ. ამდენად, ასეთი სახის რეაქციებს თვისებით, ანუ აღმომჩენ რეაქციებსაც უწოდებენ. უმეტესად შეარჩევენ ისეთ რეაქტივებს, რომლებიც წარმოქმნიან რეაქციის ძნელადხსნად პროდუქტებს, ანუ ნალექებს. ამ ხერხს გააჩნია უპირატესობა ანალიზის სხვა მეთოდებთან შედარებით, კერძოდ: ნალექის წარმოქმნით შეიძლება მსჯელობა ხსნარში განსაზღვრულ იონთა არსებობაზე; ნალექის გარეგნული სახით შეიძლება გარკვეული დასკვნების გაკეთება იონის არსებობაზე ($Ag_2S\downarrow$ – შავი ფერისაა, $Ag_2CrO_4\downarrow$ – მოწითალო-მურა, $Ag_3AsO_4\downarrow$ – ყავისფერი, $AgCl\downarrow$ – თეთრი).. სხვა შემთხვევაში იყენებენ ისეთ რეაქტივებს, რომლებიც იძლევა საანალიზო ხსნარის დამახასიათებელ შეფერვას, ან საანალიზო ნივთიერებებთან რეაგირებისას გამოყოფენ გაზებს.

განვიხილოთ აღმოჩენის რეაქციის რამდენიმე მაგალითი:

1) ***ამონიუმის იონის აღმოჩენა მწვავე ტუტეებით:***

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O + NH_3\uparrow$$

2) რკინის (III) იონის აღმოჩენა როდანიდ-იონით:

$$FeCl_3 + 3NH_4SCN \rightarrow Fe(SCN)_3 + 3NH_4Cl$$

(წითელი
ფერის)

3) ბარიუმის იონის აღმოჩენა სულფატ-იონით:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$$

4) ქლორიდ-იონის აღმოჩენა ვერცხლის იონით:

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$$

აღმომჩენი რეაქტივების გამოყენების *მთავარი პირობაა – მათი სისუფთავე.*

ქიმიური სისუფთავის მიხედვით, რეაქტივები იყოფა:

ა) ქიმიურად სუფთა; ბ) ანალიზისათვის სუფთა; გ) სუფთა; დ) ტექნიკურად სუფთა. თვისებითი ანალიზური რეაქციების უმრავლესობისათვის იყენებენ ანალიზისათვის სუფთა რეაქტივებს. აბსოლუტურად სუფთა რეაქტივი არ არსებობს, მაგრამ მინარევების შემცველობა იმდენად უმნიშვნელო უნდა იყოს მასში, რომ ამან არ გამოიწვიოს ანალიზის დასაშვებზე მეტი ცდომილება.

რაოდენობითი ანალიზის საგანია – იმ მეთოდების შესწავლა, რომლებიც საშუალებას იძლევა განისაზღვროს ნივთიერების, ან ნივთიერებათა ნარევის ქიმიური და რაოდენობითი შედგენილობა.

რაოდენობითი ანალიზის ამოცანაა – ქიმიური ელემენტის, ან იონის რაოდენობითი განსაზღვრა მათივე ნაერთებში.

რაოდენობითი ანალიზის მეთოდები მრავალრიცხოვანია და ისინი გაერთიანებულია ***3 ძირითად ჯგუფში:***

1) ქიმიური მეთოდები; 2) ფიზიკური მეთოდები; 3) ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდები.

ქიმიური რაოდენობითი მეთოდი მოიცავს ანალიზის 3 სახეობას:

ა) წონითი, ანუ გრავიმეტრიული ანალიზი – მას საფუძვლად უდევს შედგენილობის მუდმივობის კანონი, რომლის თანახმად, ნივთიერების შემადგენლობაში შემავალი ელემენტების წონითი თანაფარდობები ყოველთვის ერთნაირია. წონითი ანალიზის არსი მდგომარეობს შემდეგში: იღებენ ზუსტად განსაზღვრული რაოდენობის საანალიზო ნიმუშს, გადაჰყავთ ხსნარში და საკვლევ ელემენტს დალექავენ. ნალექს გამოაშრობენ, აწონიან და გაიანგარიშებენ ჯერ – ნალექში, შემდეგ კი – საანალიზო

ნივთიერების ნიმუშში საკვლევი ელემენტის პროცენტულ შემცველობას. გრავიმეტრიული მეთოდი სათავეს იღებს ჯერ კიდევ მ.ვ.ლომონოსოვი-დან. მეთოდი კლასიკურია და დღემდე ფართოდ აპრობირებული, თუმ-ცა შეზღუდულია იმით, რომ პრაქტიკულად უხსნადი არაორგანული ნაერთების რიცხვი ძალზე მცირეა, ამიტომ დამლექავების სახით ორგანული ნაერთების გამოყენებამ მნიშვნელოვნად გააფართოვა ამ მეთოდის გამოყენების სფეროები. ამ დარგში უდიდესი როლი ითამაშა ჩუგაევის შრომებმა.

ბ) მოცულობითი, ანუ ტიტრიმეტრიული ანალიზი – მისი არსი მდგო-მარეობს შემდეგში: იღებენ განსაზღვრული მოცულობის (V_1) საანა-ლიზო ხსნარს და გაზომავენ ბიურეტით დამატებული რეაქტივის მოცულობას (V_2), რომლის კონცენტრაცია წინასწარ ცნობილია (C_2). საანალიზო ხსნარის კონცენტრაციის (C_1) განსაზღვრისათვის იყენე-ბენ ფორმულას:

$$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2, \quad \text{აქედან:} \quad C_1 = \frac{V_2 \cdot C_2}{V_1}$$

ხსნარი, რომლის კონცენტრაცია ზუსტადაა ცნობილი, იწოდება ***სტან-დარტულ ხსნარად.*** გატიტვრის დასასრული გამოიცნობა ინდიკა-ტორების მეშვეობით.

გ) გაზური ანალიზი – იგი დაფუძნებულია საკვლევი გაზისებრი ნივ-თიერების მოცულობის გაზომვაზე. საანალიზო ნიმუშის მოცულობის გაზომვას აწარმოებენ მისი მყარი ან თხევადი შთანმთქმელების მიერ შთანთქმის შემდეგ, ან გაზთა ნარევის დაწვის შემდეგ. იმისდა მიხედ-ვით, თუ რა რაოდენობითაა აღებული გაზთა ნარევი ანალიზის დროს, ასხვავებენ: მაკრო- (100 მლ გაზი); ნახევრადმიკრო- (2-10 მლ); მიკრომეთოდებს (<1 მლ).

ფიზიკური რაოდენობითი მეთოდი დაფუძნებულია საანალიზო ნივ-თიერების ისეთი ფიზიკური თვისების რაოდენობით განსაზღვრაზე, როგო-რიცაა: სიმკვრივე; სიბლანტე; ელექტრო- და თბოგამტარობა; სხივის გარდა-ტეხის კოეფიციენტი; ლღობისა და დუღილის ტემპერატურა; რადიოაქტიურობა და ა.შ.

ფიზიკური მეთოდის სახეებია:

ა) სპექტრალური რაოდენობითი ანალიზი – იგი დაფუძნებულია საკვლევი ნივთიერების მიერ გამოსხივებული, ან შთანთქმული სპექტრების რაოდენობით განსაზღვრაზე;

ბ) ნიშანდებულ ატომთა მეთოდი – იგი დაფუძნებულია ელემენტის მიერ რადიაქტიური გამოსხივების გაზომვაზე. ნებისმიერი ელემენტის რადიაქტიური იზოტოპები ამჟღავნებენ ისეთ ქიმიურ თვისებებს, როგორსაც ამ ელემენტის სტაბილური იზოტოპების ნარევი. ობიექტში რადიაქტიული იზოტოპების შემცველობა შეიძლება ზუსტად განისაზღვროს გამომთვლელი აპარატების მიერ, რომლებიც ზომავენ გამოსხივების ამა თუ იმ სახეს. ეს მეთოდი გამოირჩევა მაღალი მგრძნობიარობით, მისი მეშვეობით ადვილად და ჩქარა ისაზღვრება რადიაქტიური იზოტოპის შემცველობა საანალიზო ნიმუშში;

გ) ლუმინესცენციული რაოდენობითი ანალიზი დაფუძნებულია ულტრაიისფერი სხივებით წინასწარ დასხივებული საანალიზო ნივთიერების ლუმინესცენციის რაოდენობით განსაზღვრაზე;

დ) რენტგენოსპექტრალური რაოდენობითი ანალიზი – იგი დაფუძნებულია ნივთიერების აგებულების დადგენაზე რენტგენის სხივების გამოყენებით. მაღალი ენერგიის მატარებელი რენტგენის სხივების ზემოქმედებით ვაკანტურ ორბიტალებზე გადასული ელექტრონები იძლევა დამახასიათებელ რენტგენულ გამოსხივებას, რომელიც იზომება. ანალიზის მგრძნობიარობა შეადგენს 10^{-6} გრამს.

ანალიზის ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდი ეფუძნება ქიმიური რეაქციების დროს საანალიზო ხსნარის ფიზიკური ცვლილებების დათვალიერებას და მათ რაოდენობით განსაზღვრას.

ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდის სახეობებია:

ა) ელექტროქიმიური რაოდენობითი ანალიზი – იგი გამოიყენება ფერადი მეტალების, მათი შენადნობების რაოდენობითი განსაზღვრისათვის. თავის მხრივ, მეთოდი იყოფა შემდეგ სახეობებად:

ელექტროწონითი (ელექტროგრავიმეტრიული) ანალიზი;

ელექტრომოცულობითი ანალიზი (პოტენციომეტრია, კონდუქტომეტრია, პოლაროგრაფია, ამპერომეტრიული გატიტვრა, კულონომეტრია).

ბ) ოპტიკური მეთოდი – იგი მოიცავს სპექტრალურ მეთოდებს, რომლებიც დაფუძნებულია ნივთიერებათა მიერ შთანთქმადი, გამოსხივებადი და გაფანტვადი სპექტრების გამოკვლევაზე. ოპტიკური მეთოდის სახეობებია:

კოლორიმეტრია; ფოტოკოლორიმეტრია; ნეფელომეტრია; ტურბიდიმეტრია; სპექტროფოტომეტრიული ანალიზი; ემისიური სპექტრალური ანალიზი; რეფრაქტომეტრია.

გ) ქრომატოგრაფიული რაოდენობითი მეთოდი – იგი იყოფა შემდეგ სახეობებად:

ადსორბციული, იონმიმოცვლითი, დალექვითი; გამანაწილებელი ქრომატოგრაფია.

თვისებითი ანალიზის ძირითადი ოპერაციებია:

ა) გახურება და აორთქლება – სინჯარებს აცხელებენ წყლის აბაზანაზე. ხსნარს ადუღებენ ქიმიურ ჭიქაში ან ფაიფურის ტიგელში. ხსნარის აორთქლება უმჯობესია ქვიშის აბაზანაზე. ნალექის გამოწვა ხდება გაზქურაზე ან მუფელის ღუმელში. ცხელი ფაიფურის ტიგელის გადმოღება ხდება მაშების მეშვეობით;

ბ) დალექვა – მას აწარმოებენ ცენტრიფუგის (კონუსურ) სინჯარებში. მათში ათავსებენ საანალიზო ხსნარის 1-2 მლ, უმატებენ აღმომჩენი რეაგენტის საჭირო მოცულობას და შეურევენ წკირით. იონების დასაყოფად, მიღებულ ნალექს აცენტრიფუგირებენ (შესაძლოა რამდენჯერმე);

გ) ცენტრიფუგირება – ხდება ხელის ან ელექტროცენტრიფუგებში. ნალექის თავზე წარმოქმნილ გამჭვირვალე ხსნარს ეწოდება ცენტრიფუგატი;

დ) გაფილტვრა – წარმოებს ფილტრის ქაღალდზე ან ბამბაში;

ე) ნალექის გარეცხვა და გახსნა – ნალექს რეცხავენ დისტილირებული წყლით ფილტრის ქაღალდზე. ნალექის გახსნა წარმოებს სინჯარაში, სადაც მას უმატებენ გამხსნელს (ელექტროლიტთა ხსნარები) და ურევენ მინის წკირით.

რაოდენობითი ანალიზის ძირითადი ოპერაციებია:

ა) აწონვა – მას აწარმოებენ ანალიზური სასწორის მეშვეობით 0,0001 გრამის სიზუსტით. ასაწონ წონაკს ათავსებენ ბიუქსში ან საათის მინაზე. ასაწონ ნივთიერებას ათავსებენ მარცხენა თეფშზე, წონაკებს კი – მარჯვენა თეფშზე. სასწორის ნულოვან წერტილს ამოწმებენ ყოველი აწონის წინ და შემდეგ. სითხეების აღება ხდება ბიურეტის, პიპეტის, საზომი კოლბების ან საზომი ცილინდრების მეშვეობით (0,01 – 0,02 სმ^3 სიზუსტით);

ბ) გატიტვრა – მიმდინარეობს ბიურეტის საშუალებით, რომელიც შევსებულია სტანდარტული ხსნარით (ტიტრანტი) ნულოვან დანაყოფამდე. საანალიზო ხსნარს პიპეტით გადაიტანენ კონუსურ კოლბაში, უმატებენ ინდიკატორის 3-4 წვეთს და ტიტრავენ, თან კოლბას განუწყვეტლივ ანჯღრევენ. ეკვივალენტობის წერტილთან მიღწევისას, ტიტრანტს ამატებენ ხსნარზე წვეთობით. გატიტვრას წყვეტენ საანალიზო ხსნარის

ფერის აშკარა შეცვლის შემდეგ. პარალელურად აყენებენ საკონტროლო ცდას, რომელშიც იტიტრება იმავე მოცულობის ინდიკატორ დამატებული დისტილირებული წყალი;

გ) გაფილტვრა – მას აწარმოებენ დედა-ხსნარისგან ნალექის გამოსაყოფად, ქაღალდის ან მინის ფილტრების მეშვეობით, ვაკუუმში ან მის გარეშე. ქაღალდის ფილტრებით გამოყოფენ ამორფულ ნალექებს, ხოლო მინის ფილტრებით – კრისტალურს. როგორც ნალექი, ასევე ხსნარი გადააქვთ ფილტრის ქაღალდზე მინის წკირით. ნარჩენ ნალექს უმატებენ გამხსნელს ან წყალს და კვლავ გადააქვთ ფილტრზე;

დ) ნალექის გარეცხვა – წარმოებს ელექტროლიტთა ხსნარებით, რომლებიც გაშრობისას მთლიანად ორთქლდებიან (HCl, HNO_3, ამონიუმის მარილები, ორგანული ნაერთები). ნალექის გარეცხვა აუცილებელია: პეპტიზაციის, ჰიდროლიზისა და ნალექის გახსნის თავიდან ასაცილებლად. ნალექის სრული გარეცხვა ხერხდება 6-8 ჩარეცხვის შემდეგ.

თავი II. ექსპერიმენტის დაგეგმვა და ჩატარება. ქიმიური რეაქციების მგრძნობიარობა. ხსნარში იონთა აღმოჩენის პირობები

II.1. ანალიზური რეაქციების კლასიფიკაცია, ანალიზური სიგნალი

ნივთიერების ქიმიური შედგენილობის შესახებ ინფორმაციის მიღება წარმოებს ანალიზური ქიმიის მეთოდებით, რომლებიც დაფუძნებულია ანალიზურ რეაქციებზე. ნივთიერებების და მათი შემადგენელი ნაწილების თვისებებს, რომელთა მეშვეობით ატარებენ ქიმიურ ანალიზს, უწოდებენ ***ანალიზურ თვისებებს.*** ანალიზური თვისებები შეიძლება იყოს დამახასიათებელი ნივთიერებათა მხოლოდ ერთი ან მცირე ჯგუფისათვის (მაგალითად, სპილენძის (II) სულფატის მოცისფრო-ლურჯი ფერი); ან ეს თვისებები შეიძლება იყოს არადამახასიათებელი, ანუ დამახასიათებელი მრავალი ნივთიერებისთვის (მაგალითად, თეთრი ფერი გააჩნია მრავალ ნივთიერებას).

თუ ნივთიერებას არ გააჩნია დამახასიათებელი ანალიზური თვისება, მასზე ატარებენ ქიმიურ რეაქციას ისეთი პროდუქტის მისაღებად, რომელსაც გააჩნია ანალიზური თვისება. ასეთ რეაქციებს ***ანალიზური რეაქციები*** ეწოდება, ხოლო რეაქციის შედეგს – ანალიზური (სპეციფიკური) ეფექტი. რეაქციების ანალიზურ ეფექტებს მიეკუთვნება: ფერადი ნაერთების მიღება; გაზების გამოყოფა; ნალექების წარმოქმნა. მაგალითად, სპილენძის (II) იონები ამიაკის დამატებისას წარმოქმნიან სპილენძის ამიაკატის ლურჯ კომპლექსს; მეტალთა სულფიდების აღმოჩენა ხდება მათ ხსნარზე მინერალური მჟავას დამატებით, რომლის შედეგადაც გამოიყოფა სპეციფიკური სუნის მქონე გაზი – გოგირდწყალბადი.

ანალიზური რეაქციები უნდა მიმდინარეობდეს სრულად, უნდა იყოს მგრძნობიარე და სპეციფიკური – ანუ დამახასიათებელი განსაზღვრული ნივთიერებებისათვის.

ანალიზური რეაქციების კლასიფიკაცია ხდება ქიმიზმის მიხედვით:

ა) მჟავურ-ფუძური რეაქციები – მჟავებისა და ფუძეების ურთიერთქმედება;

ბ) კომპლექსწარმოქმნითი რეაქციები – კომპლექსების წარმოქმნა;

გ) მიმოცვლითი (დალექვითი) რეაქციები – უფრო ხშირად ნალექების წარმოქმნა;

დ) ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები – მჟანგველებისა და აღმდგენელების ურთიერთქმედება.

ანალიზური რეაქციების კლასიფიკაცია ხდება ანალიზური ეფექტის მიხედვით:

ა) ფერადი რეაქციები – შეფერილი ნაერთების წარმოქმნა;

ბ) დალექვის რეაქციები – ნალექების წარმოქმნა;

გ) გაზწარმოქმნის რეაქციები – გაზების წარმოქმნა;

დ) მიკროკრისტალოსკოპური რეაქციები – განსაზღვრული ფორმისა და ფერის კრისტალთა წარმოქმნა.

ანალიზური რეაქციების კლასიფიკაცია ხდება შესრულების ტექნიკის მიხედვით:

ა) სინჯარული რეაქციები;

ბ) წვეთური რეაქციები;

გ) ალური (ალის შეფერვის) რეაქციები;

დ) გასრესის რეაქციები.

ანალიზის ქიმიურ მეთოდებს საფუძვლად უდევს ქიმიური რეაქციები და მათგან აღძრული სიგნალი. ქიმიური ნივთიერებების შემადგენელი კომპონენტები (ატომები, მოლეკულები, ფუნქციურ ატომთა ჯგუფები) გამოიცნობა და განისაზღვრება ***ანალიზური სიგნალით,*** რომელიც აღიძვრება კომპონენტთა შინაგანი გარდაქმნების, ან მათ შორის ურთიერთქმედების შედეგად. ქიმიკოს-ანალიტიკოსი დაინტერესებულია ანალიზური სიგნალის საშუალებით მიიღოს ინფორმაცია ნივთიერების შედგენილობის შესახებ; ამისათვის ის იყენებს სიგნალის გამომწვევი პროცესების შესაძლებლობასა და საშუალებებს, რომელიც საფუძვლად უდევს ანალიზის მეთოდების კლასიფიკაციას (ცხრილი 1).

ცხრილი 1

ანალიზის მეთოდების პირობითი კლასიფიკაცია
ანალიზური სიგნალის მიხედვით

№	*მეთოდის ჯგუფი*	*ანალიზური სიგნალი*	*მეთოდის სახელწოდება*
I.	**ქიმიური**	მასა	გრავიმეტრია
		რეაგენტის მოცულობა	ტიტრიმეტრია
		რეაქციის პროდუქტის აირადი მოცულობა	გაზოვოლუმეტრია

II.	**ელექტროქიმიური**	ელექტროდის წონასწორული პოტენციალი	პოტენციომეტრია
		პოლარიზებადი ელექტროდის წინაღობა	ვოლტამპერმეტრია
		დახარჯული ელექტრობის რაოდენობა	კულონომეტრია
		ხსნარის ელექტროგამტარობა	კონდუქტომეტრია
III.	**სპექტროსკოპია**	გამოსხივებული ფოტონების ნაკადი ატომების გარე ელექტრონების გადასვლისას	ატომურ-ემისიური სპექტროსკოპია
		შთანთქმული ფოტონების ნაკადი ატომთა გარე ელექტრონების გადასვლისას	ატომურ-აბსორბციული ანალიზი
		ფოტონების ნაკადი ატომის შიგა ელექტრონების გადასვლისას	რენტგენოსტრუქტურული სპექტროსკოპია
		ფოტონების ნაკადის შთანთქმა გარე ელექტრონების გადასვლისას	ფოტომეტრია
		ფოტონების შთანთქმა მოლეკულის რხევითი ენერგიის ცვლილებისას	ინფრაწითელი სპექტროსკოპია
		ფოტონების ნაკადი, რომელსაც ასხივებს ატომები ან მოლეკულები უფრო მაღალი ენერგიის ფოტონების წინასწარი შთანთქმის შემდეგ.	ლუმინესცენტური ანალიზი
		ფოტონების შთანთქმის სიხშირე, რომელიც აღიძვრება გარსებზე ელექტრონების გადასვლისას მაგნიტურ ველში	ელექტრონულ-პარამაგნიტური რეზონანსული სპექტროსკოპია

IV.	**რადიოქიმიური**	რადიაქტიური გამოსხივება, რომელიც აღიძვრება ატომბირთვული გარდაქმნების შედეგად	აქტივაციური ანალიზი

ამრიგად, ანალიზის მეთოდები ეფუძნება ანალიზურ სიგნალს, რომელიც აღიძვრება ქიმიური და ფიზიკური პროცესების შედეგად. მაგალითად, ანალიზის ქიმიურ მეთოდებს საფუძვლად უდევს ქიმიური რეაქციები და მისგან აღძრული სიგნალი. ელექტროქიმიური მეთოდები ეფუძნება წყალხსნარებში ელექტროლიზის დროს ელექტროდებს შორის მიმდინარე ელექტროქიმიურ რეაქციებს და მათ შედეგად აღძრულ ანალიზურ სიგნალს. სპექტროსკოპიულ მეთოდებში ანალიზური სიგნალი აღიძვრება ელექტრომაგნიტური გამოსხივების (ე.ი. ფოტონების შთანთქმის ან კვანტების გამოსხივების) დროს.

მეთოდების კლასიფიკაციის პრინციპი სხვადასხვაგვარია: ანალიზის მიზანდასახულობა, საანალიზო ობიექტის შედგენილობა, საძიებელი კომპონენტის რაოდენობა, გამოყენებული რეაქციის ტიპები და სხვა. პრაქტიკა საკმაოდ მკაცრ მოთხოვნებს უყენებს ანალიზურ მეთოდებს. მეთოდების შეფასების კრიტერიუმებია: სიზუსტე, სპეციფიურობა, მგრძნობიარობა, სელექტიურობა, სისწრაფე, ეკონომიურობა და სხვა. მაგრამ ისეთი უნივერსალური მეთოდი, რომელიც ყველა ჩამოთვლილ კრიტერიუმს თანაბრად დააკმაყოფილებს, არ არსებობს. ზოგი მეთოდი გამოირჩევა სიზუსტით და ამიტომ მას იყენებენ არბიტრაჟული ანალიზისათვის, ზოგი სწრაფია და ფართოდაა გამოყენებული ქიმიურ-ტექნოლოგიური პროცესების კონტროლისათვის და სხვა. ქიმიკოს-ანალიტიკოსის მაღალი კვალიფიკაციის ერთ-ერთი მაჩვენებელია კონკრეტული ამოცანის გადასაწყვეტად ანალიზის მეთოდების ოპტიმალური ვარიანტის შერჩევა.

II.2. ქიმიური ანალიზის ძირითადი ეტაპები

ნებისმიერი ქიმიური ანალიზის მსვლელობაში გამოიყოფა შემდეგი ძირითადი ეტაპები:

1. წარმომადგენლობითი სინჯის შერჩევა და მისგან საშუალო ნიმუშის აღება;
2. ლაბორატორიული (ანალიზური) წონაკის აღება;
3. ნიმუშის დაშლა (გახსნა);
4. ნიმუშის დაყოფა შემადგენელ კომპონენტებად;

5. საკვლევი კომპონენტის რაოდენობითი განსაზღვრა;

6. ანალიზის შედეგების გაანგარიშება და მათემატიკური დამუშავება.

ანალიზის ჩატარების მეთოდიკებში ძირითადად ხდება ამ ეტაპების რეალიზება. თუმცა, თანამედროვე, ზუსტი და ექსპრესიული მეთოდების შემუშავებამ განაპირობა ის, რომ ხშირად არ არის აუცილებელი ნიმუშის წინასწარი გახსნა, ან მისი კომპონენტებად დაყოფა. ეს ეტაპები გამოირიცხება მაგალითად, მეტალებისა და მათი შენადნობების ემისიური სპექტრული ანალიზის მსვლელობისას, ასევე რადიომეტრიულ მეთოდებში.

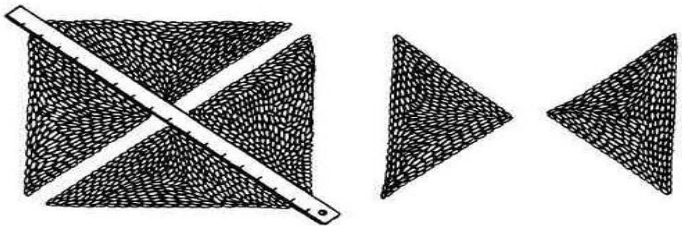
ქიმიური ანალიზის ჩატარებისას, მნიშვნელოვანი მომენტია – მეთოდიკის შერჩევა. ეს დამოკიდებულია საკვლევი კომპონენტის კონცენტრაციაზე, ხელისშემშლელ მინარევებზე, ცდომილების შესაძლო სიდიდეზე, ანალიზის შესრულების სიჩქარეზე, აუცილებელი ხელსაწყოების არსებობაზე და სხვა ფაქტორებზე. ყოველთვის ცდილობენ შეარჩიონ ისეთი მეთოდი, რომელიც აკმაყოფილებს სიზუსტის, ექსპრესიულობის (სიჩქარის) და ეკონომიური მომგებიანობის მოთხოვნილებებს.

წარმომადგენლობითი სინჯის შერჩევა და საშუალო ნიმუშის აღება.

ნებისმიერ წარმოებაში ქიმიური ანალიზის ძირითად ამოცანას წარმოადგენს შემოსული ნედლეულის მდგომარეობის დადგენა. ლაბორატორიაში საანალიზოდ უნდა შევიდეს ***წარმომადგენლობითი სინჯი,*** რომელიც საშუალებას იძლევა ანალიზის შედეგები გავრცელდეს შემოსული ნედლეულის მთელ პარტიაზე (ათასობით ტონა, $м^3$, ლიტრი და ა.შ.) შედარებით ადვილია წარმომადგენლობითი სინჯის აღება გაზისებრი ან თხევადი ნივთიერებების შემთხვევაში (ჰომოგენური სისტემები). გაცილებით რთულია ამ ოპერაციის შესრულება მყარი ნივთიერებების შემთხვევაში (ჰეტეროგენული სისტემები). შემოსული ნედლეულის დიდი პარტიიდან წარმომადგენლობითი სინჯის სწორად ასაღებად შემუშავებულია სპეციალური მეთოდიკები. მაგალითად, ერთ-ერთი გავრცელებული ხერხია – საანალიზო ნივთიერების მთელი მოცულობის სხვადასხვა უბნებიდან სისტემატური, თანაზომიერი შერჩევა.

ლაბორატორიაში შემოსული წარმომადგენლობითი სინჯი არის შედარებით დიდი მასის. მას აქუცმაცებენ და იღებენ საშუალო ნიმუშს "კვარტირების" მეთოდით. ***საშუალო ნიმუში*** – ეწოდება საკვლევი ნივთიერების მცირე პორციას, რომელშიც ყველა კომპონენტის რაოდენობითი შემცველობა შეესაბამება მათ შემცველობას მოცემული ნივთიერების მთელ მასაში. ***"კვარტირების" მეთოდი*** მდგომარეობს შემდეგში: ნიმუშს განალაგებენ კვადრატის სახით და ყოფენ 4 ტოლგვერდა სამკუთხედად. ორ საპირისპირო სამკუთხედს მოაცილე-

ბენ, დანარჩენ ორს კი შეაერთებენ. შემდეგ ისევ იმეორებენ ამ ოპერაციას და ეხლა იცილებენ იმ ორ საპირისპირო სამკუთხედს, რომელიც წინა შემთხვევაში არ იქნა მოცილებული (ნახ.1). ასე ხდება ნიმუშის თანაზომიერი გამოხშირვა მანამ, სანამ მისი მასა არ დაიყვანება რამდენიმე ათეული გრამიდან 1 გრამამდე. შემდეგ ნიმუში ქუცმაცდება, იცრება შესაბამისი დიამეტრის საცერში და თავსდება მიხეხილსაცობიან ქილაში.



ნახ.1. საშუალო ნიმუშის აღება "კვარტირების" მეთოდით

ლაბორატორიული (ანალიზური) წონაკის აღება.

მომზადებული საშუალო ნიმუშიდან იღებენ ზუსტ წონაკს ანალიზურ სასწორზე. მყარი ნივთიერების წონაკი იდება საათის მინაზე, თხევადი და აქროლადი ნივთიერებების წონაკები – ბიუქსებში. მყარი ნივთიერების წონაკს იღებენ შპატელით. მინის, პლასტმასის ან ფაიფურის კოვზებით. თხევადი ნივთიერებების წონაკებს იღებენ პიპეტებით. წონაკის მასა ყოველთვის მითითებულია მეთოდიკაში. მაგალითად, გრავიმეტრიულ ანალიზში წონაკს იღებენ იმ ანგარიშით, რომ გამომწვარი ნალექის მასამ შეადგინოს 0,05 – 0,3 გრამი. ნივთიერებათა ტენიანობისა და ნაცრიანობის განსაზღვრისას, მათი გამოწვის შემდეგ მიღებული მასა უნდა შეადგენდეს 1 – 2 გრამს. წინასწარ გარეცხილი და მშრალი ჭურჭელი აიწონება ანალიზურ სასწორზე. შემდეგ იღებენ მიახლოებით ნაანგარიშევ ნივთიერების წონაკს ტექნიკურ სასწორზე, გადააქვთ აწონილ ჭურჭელში და უკვე ზუსტად წონიან ანალიზურ სასწორზე. იციან რა ცარიელი

ჭურჭლისა და ნივთიერებიანი ჭურჭლის მასები, სხვაობით პოულობენ ნივთიერების ზუსტ წონაკს.

ნიმუშის დაშლა (გახსნა).

ამ ოპერაციის ჩასატარებლად, ნიმუშის ყველა შემადგენელი კომპონენტი უნდა გადავიდეს ხსნარში და მინიმალურად უნდა იქნეს შემცირებული მათი დანაკარგი გახურების, გახსნის და სხვა შემთხვევებში.

მყარი ნივთიერების გასახსნელად ხშირად იყენებენ მინერალურ მჟავებს ან მჟავათა ნარევს და პარალელურად ნიმუშს ახურებენ სილის ან წყლის აბაზანებზე. სულფიდურ მადნებს ამუშავებენ ჯერ HCl-ით (გახურების პირობებში), შემდეგ კი – HNO_3-ის და HCl-ის ახალი პარტიით. დაშლას ასრულებენ H_2SO_4-ის მეშვეობით (გახურების პირობებში). ასევე იქცევიან მადნებში ტყვიის, სპილენძის ან სხვა მეტალების განსაზღვრისას. კალას, დარიშხანის და გერმანიუმის განსაზღვრისას ერიდებიან ნიმუშის დამუშავებას HCl-ით და საერთოდ ერიდებიან გახურებას. თუ გახურება აუცილებელია, მას აწარმოებენ უკუმაცივრის მეშვეობით.

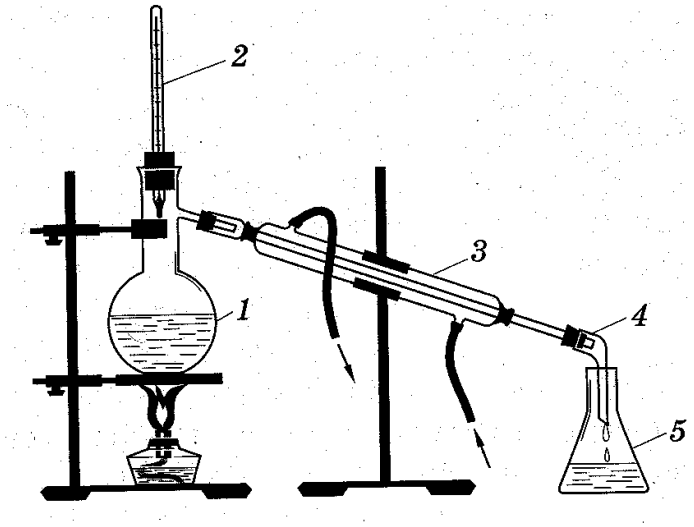
არაორგანული ანალიზი ხშირად რთულდება ნიმუშში ბუნებრივი წარმოშობის ორგანული ნაერთების არსებობისას, რადგანაც მათ შეუძლიათ წარმოქმნან კომპლექსები საკვლევ კომპონენტთან. ამ შემთხვევაში ანალიზი ითხოვს ორგანული ნაწილის სრულად დაშლას (დაწვას) – "მშრალი" (ალზე, მუფელის ღუმელში, ჟანგბადის ნაკადში), ან "სველი" (გამხსნელებით დამუშავება) მეთოდებით.

სილიკატების დაშლისას, ნიმუშის გასახსნელად, აწარმოებენ შელღობას სხვადასხვა მლღობელებთან (ტუტე მეტალთა ნაერთები: კარბონატები; ბორატები; პეროქსიდები; ჰიდროსულფატები; პიროსულფატები). შელღობისას საანალიზო ნივთიერება იშლება და მისი კომპონენტები იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით. გალღობის შემდეგ ნიმუში საბოლოოდ იშლება წყალში ან განზავებულ მინერალურ მჟავებში.

ნიმუშის დაყოფა შემადგენელ კომპონენტებად.

ნიმუშის დაყოფის მეთოდს ირჩევენ საკვლევი ნაერთის ბუნების და ხელისშემშლელი ფაქტორების გათვალისწინებით. აქედან გამომდინარე, იმისდა მიხედვით, თუ ანალიზის რომელი მეთოდია წარმოდგენილი (გრავიმეტრიული, ტიტრიმეტრიული თუ სხვა), იყენებენ ***ნიმუშის დაყოფის ფიზიკურ, ქიმიურ და ფიზიკო-ქიმიურ მეთოდებს.***

დაყოფის ფიზიკურ მეთოდებს მიეკუთვნება: გადადენა, გალღობა და სხვა (ნახ.2).

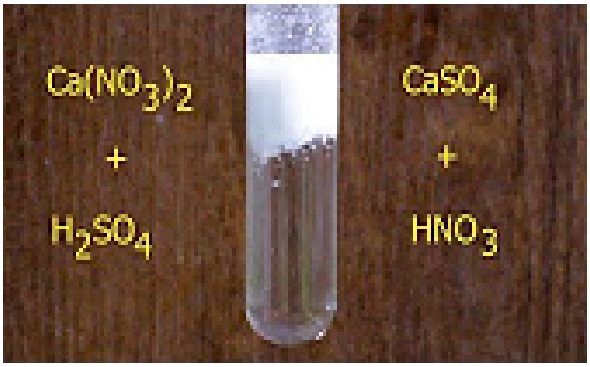


ნახ. 2. სპირტის ვაკუუმ-გადადენის (დისტილაციის) მოწყობილობა

1 - კოლბა გადასადენი ხსნარით
2 - თერმომეტრი
3 - მაცივარი
4 - წყლის გადმომყვანი
5 - გადმოდენილი წყლის შემკრები კოლბა

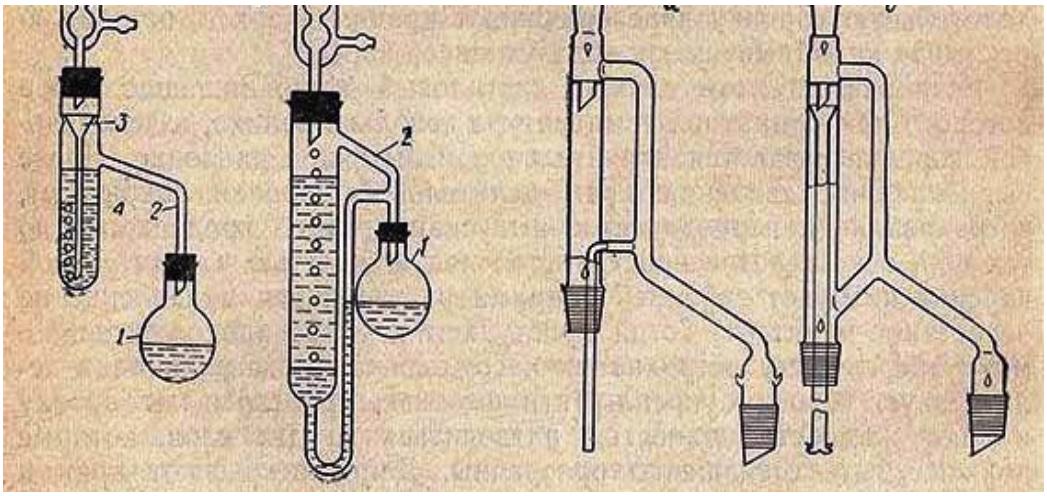
გადადენა – მარტივი გამოხდა (აორთქლება), ნივთიერებების დაცილების და კონცენტრირების ერთსაფეხუროვანი პროცესია. აორთქლების დროს ცილდება ის ნივთიერება, რომელიც თავიდანვე აქროლადი ფორმის სახით იმყოფება საანალიზო ობიექტში (ხსნარში). ეს შეიძლება იყოს მაკროკომპონენტი (მატრიცა), ან მიკროკომპონენტი (რომლის გადადენასაც იშვიათად მიმართავენ). მატრიცა ორთქლდება აქროლადი ჰალოგენიდების – $AsCl_3$, PCl_3, $SbCl_3$, $TeCl_4$ და სხვათა ანალიზის დროს. ამ შემთხვევაში შეიძლება დაიკარგოს მიკროკომპონენტი აირადი ფაზის მექანიკური წატაცებით ან ჭურჭლის კედლების ზედაპირზე სორბციით. აორთქლება-ამოშრობისათვის გამოიყენება სხვადასხვა საშუალებები: წყლის აბაზანა ან ინფრაწითელი ნათურის სხივები და სხვ. ინფრაწითელი ნათურის გამოყენების დროს დანაკარგი შედარებით ნაკლებია. წყლის აბაზანის ან ელექტროქურის გამოყენებისას დანაკარგი ზოგჯერ 50-70%-ს შეადგენს.

დაყოფის ქიმიურ მეთოდს მიეკუთვნება: დალექვა (ნახ.3.)



ნახ. 3. დალექვის რეაქცია

დაყოფის ფიზიკო-ქიმიურ მეთოდებს მიეკუთვნება: ექსტრაქცია; იონმი-მოცვლა; ქრომატოგრაფიული დაყოფა და სხვა (ნახ. 4).



ნახ. 4. ექსტრაქცია

1 – მრგვალძირა კოლბა სითხით
2 - გაზგამყვანი მილი
3 - ძაბრი
4 - სინჯარა გვერდითი გამყვანით

საკვლევი კომპონენტის რაოდენობითი განსაზღვრა.

ექსტრაქცია არის ორ ფაზას (ხშირ შემთხვევაში, ორ ერთმანეთში შეურევად სითხეს) შორის ნივთიერების განაწილების ფიზიკურ-ქიმიური პროცესი. ექსტ-რაქციის დროს ერთდროულად მიმდინარეობს: ექსტრაგირებადი ნივთიერების წარმოქმნა, ფაზებს შორის მისი განაწილება და სხვადასხვა პროცესი ორგანულ ფაზაში (დისოციაცია, ასოციაცია, პოლიმერიზაცია). ექსტრაქცია მიეკუთვნება ფაზური გადასვლის ტიპს – სითხე-სითხე და წარმოადგენს ძალზედ გავრცე-

ლებულ, პოპულარულ მეთოდს ქიმიურ ანალიზში. იგი ფართოდ გამოიყენება ნივთიერებების იდენტიფიცირების, კონცენტრირების, დაცილების, შენიღბვის და განსაზღვრის დროს. ექსტრაქტი – გამოყოფილი ორგანული ფაზა, რომელიც შეიცავს გამოწვლილულ ექსტრაგირებულ ნივთიერებას. ექსტრაგენტი - ორგანული გამხსნელი, რომელიც გამოწვლილავს (აექსტრაგირებს) საანალიზო ნივთიერებას წყალფაზიდან.

თვისებით ანალიზში ექსტრაქცია ძირითადად გამოყენებულია იონთა აღმოჩენისა და იდენტიფიცირებისთვის. დაცილების დროს მას იყენებენ კათიონთა სისტემური ანალიზის გარკვეულ სტადიებზე; მაგრამ ფიზიკურ-ქიმიურ და სხვა მეთოდებთან კომბინირებისას, იგი წარმოადგენს საკმაოდ ეფექტურ და საიმედო მეთოდს მრავალკომპონენტიანი სისტემების დაყოფის ქიმიურ ანალიზში.

ექსტრაქციის მეთოდში ფართოდ არის გამოყენებული არაორგანული და ორგანულ ლიგანდიანი კომპლექს-ნაერთები, რომლებიც კარგად ექსტრაგირდებიან ორგანულ გამხსნელებში (ქლოროფორმი, ბენზოლი, ტოლუოლი, ოთხქლორიანი ნახშირბადი, იზოამილის სპირტი, ბუთანოლი, და სხვ.). ამ დროს მნიშვნელოვნად იზრდება მეთოდის გამოყენების დიაპაზონი. მაგალითად, დიმეთილგლიოქსიმი ამიაკურ გარემოში (pH=9-10) ნიკელ(II)-თან წარმოქმნის შიგაკომპლექსურ 5-წევრა ქელატს, რომელიც კარგად ექსტრაგირდება ქლოროფორმით, ამ დროს ქლოროფორმიანი ფაზა შეიფერება წითლად. რეაქცია სელექტიურია და ფართოდ არის გამოყენებული ნიკელ(II)-ის როგორც აღმოჩენის, ისე განსაზღვრისთვის.

ექსტრაქციულ მეთოდს, სხვა მეთოდებთან შედარებით, გააჩნია შემდეგი უპირატესობები: 1. მეთოდი მაღალმგრძნობიარეა (საანალიზო კომპონენტი – იონი წყალხსნარის დიდი მოცულობიდან გადაჰყავთ ორგანული გამხსნელის შედარებით მცირე მოცულობაში); 2. მეთოდი საიმედოა. საანალიზო კომპონენტი მთლიანად ექსტრაგირდება ორგანული გამხსნელით და ნაკლებად არის გაბინძურებული თანაექსტრაქციით (განსხვავება თანდალექვისაგან); 3. მეთოდი სელექტიურია. მისი მეშვეობით შეიძლება გამოვყოთ და დავაცილოთ ნივთიერებები მაშინაც კი, როცა სხვა მეთოდებით ეს შეუძლებელია, რადგანაც ექსტრაქციული მეთოდი იძლევა ოპტიმიზაციის დიდ შესაძლებლობას (pH-ის რეგულირება, გამხსნელის შერჩევა და სხვ.); 4) მეთოდი მარტივი და სწრაფია. იგი არ საჭიროებს სპეციალურ ხელსაწყო-აპარატურას (ექსტრაქცია ტარდება გამყოფი ძაბრის საშუალებით). ექსტრაქციისათვის საჭირო დრო 2-5 წუთია; 5. მეთოდი ნაკლებ შრომატევადია (გამორიცხულია მთელი რიგი ანალიზური ოპერაციები: დალექვა, გაფილტვრა, ჩარეცხვა და ა.შ.); 6. მეთოდს გააჩნია გამოყენების ფართო

დიაპაზონი ნივთიერებების აღმოჩენის, დაცილების, კონცენტრირებისა და რაოდენობითი განსაზღვრისათვის.

რაოდენობრივი განსაზღვრისას ხდება ***ანალიზური "სიგნალის"*** ინტენსივობის განსაზღვრა, რომელიც დაკავშირებულია საკვლევი კომპონენტის შემცველობასთან. მაგალითად, გრავიმეტრიულ ანალიზში ანალიზური "სიგნალის" ინტენსივობა გულისხმობს გამომწვარი ნალექის მასას, ტიტრიმეტრულ ანალიზში – გატიტვრაზე დახარჯული სტანდარტული ხსნარის მოცულობას, ფოტომეტრიაში – ხსნარის შეფერილობის ინტენსივობას და ა.შ. დამოკიდებულება ანალიზური სიგნალის ინტენსივობასა და საანალიზო კომპონენტის კონცენტრაციას შორის გამოისახება ზოგადი განტოლებით:

$P = f(C)$, სადაც:

P – არის ანალიზური სიგნალის ინტენსივობა;

C – არის საანალიზო კომპონენტის კონცენტრაცია;

f – არის კავშირი (ფუნქცია) მათ შორის.

ანალიზის შედეგების გაანგარიშება და მათემატიკური დამუშავება.

ეს არის ანალიზის ჩატარების დასკვნითი ეტაპი, რომელიც დაფუძნებულია ფორმულების გამოყენებაზე და პრინციპული გართულებები აქ მოსალოდნელი თითქოს არ უნდა იყოს. თუმცა, ანალიზის ეს ეტაპი მოითხოვს დიდ ყურადღებას, რადგანაც უმნიშვნელო ცდომილებამაც კი შეიძლება მიგვიყვანოს არასწორ შედეგებამდე, ისევე როგორც ანალიზის რომელიმე სხვა ოპერაციის არასწორმა შესრულებამ.

პარალელური ცდების ჩატარებისას, ანალიტიკოსი იღებს რამდენიმე შედეგს, ხოლო საკვლევი ნივთიერების ნამდვილი შემცველობა ნიმუშში უცნობია. ამიტომ ანალიზის შედეგების სარწმუნოობის დასადგენად, მათ მათემატიკურად ამუშავებენ. ეს საშუალებას იძლევა, მოინახოს ის საზღვრები, რომლებშიც სარწმუნო ფარგლებში იმყოფება სიდიდის ჭეშმარიტი მნიშვნელობა. ეს საზღვრები იწოდება ***სარწმუნოობის ინტერვალად*** – a.

ანალიზის შედეგების მათემატიკური დამუშავება მოიცავს შემდეგ ეტაპებს:

1. საშუალო არითმეტიკულის გამოთვლა – იგი წარმოებს პარალელური ცდების რიცხვიდან გამომდინარე:

$$\overline{X} = \frac{X_1 + X_2 + X_3 + \ldots + X_n}{n}, \text{ სადაც:}$$

$X_1, X_2, X_3 \ldots X_n$ – არის პარალელური ცდების შედეგები;

n – არის პარალელური ცდების რიცხვი.

2. ცალკეული შედეგის გადახრის გამოთვლა – იგი მიიღება სხვაობით ცალკეული ცდის შედეგსა და საშუალო არითმეტიკულს შორის:

$d_1 = X_1 - \overline{X}$; $d_2 = X_2 - \overline{X}$; $d_3 = X_3 - \overline{X}$; . . . $d_n = X_n - \overline{X}$;

3. ცალკეული გადახრების კვადრატების გამოთვლა:

$$d_1^2; d_2^2; d_3^2 ... d_n^2 \ ;$$

4. სტანდარტული გადახრის, ანუ საშუალო კვადრატული შეცდომის გამოთვლა:

$$S = \sqrt{\frac{d_1^2 + d_2^2 + d_3^2 + ... + d_n^2}{n-1}} \ ;$$

5. საშუალო არითმეტიკულის სტანდარტული გადახრის გამოთვლა:

$$S_{\bar{x}} = \frac{S}{\sqrt{n}} \ ;$$

6. საშუალო არითმეტიკულის სტანდარტული გადახრის შეცდომის (საშუალო შედეგის შეცდომის) გამოთვლა:

$\varepsilon_\alpha = S_{\bar{x}} \cdot t_\alpha K$, სადაც: $t_\alpha K$ – არის ნორმირებული გადახრების კოეფიციენტი.

იგი იძებნება საცნობარო ცხრილში α -ალბათობისა და n –პარალელური ცდების რიცხვის გადაკვეთაზე (ცხრილი 2). ეს კოეფიციენტი მიუთითებს მიღებული შედეგების გარკვეული ალბათობის სარწმუნო ხარისხზე. როგორც წესი, ანალიზური განსაზღვრების დროს, ალბათობის მნიშვნელობას თვლიან მუდმივად ($\alpha = 0{,}95$, ანუ 95%-ს). ფარდობით შეცდომას შეიძლება გააჩნდეს როგორც დადებითი, ასევე უარყოფითი მნიშვნელობა, ამიტომ გადახრების საზღვრების აღნიშვნისას, სარგებლობენ $\pm$ ნიშნით.

7. განსასაზღვრავი სიდიდის სარწმუნოობის ინტერვალის გამოთვლა:

$$a = \overline{X} \pm \varepsilon_\alpha$$

მაშასადამე, $\alpha = 95\%$ ალბათობისას, საძიებელი შედეგი იმყოფება შემდეგ საზღვრებში:

$\overline{X} - \varepsilon_\alpha$ - დან $\overline{X} + \varepsilon_\alpha$ - მდე.

ცხრილი 2

ნორმირებული გადახრების კოეფიციენტები
(დაკვირვებების მცირე რიცხვისათვის)

n	სარწმუნო ალბათობა, α		
	0,90	**0,95**	**0,99**
3	2,9	4,30	9,93
4	2,4	3,18	5,84
5	2,1	2,78	4,60
6	2,0	2,57	4,03
7	1,9	2,45	3,71
8	1,9	2,37	3,50
9	1,9	2,31	3,36
10	1,8	2,26	3,25

II.3. ანალიზური რეაქციების მგრძნობიარობა და მასზე მოქმედი ფაქტორები

ანალიზური რეაქციის მგრძნობიარობა – ეწოდება ნივთიერების (იონის) იმ უმცირეს რაოდენობას, რომელიც შეიძლება აღმოჩენილი იქნას საანალიზო ხსნარში მოცემული რეაგენტით.

აღმოჩენის ზღვარი არის – ნივთიერების ის მინიმალური რაოდენობა (კონცენტრაცია) – $C_{\text{მინ.}}$, რომელიც შეიძლება აღმოჩნდეს მოცემულ პირობებში. მოცემული ნივთიერებების აღმოჩენის და განსაზღვრის დროს საყურადღებოა აღმოჩენის ზღვარის რიცხვითი მნიშვნელობები. რაც უფრო მცირეა აღმოჩენის ზღვარი, მით უფრო მგრძნობიარეა ანალიზური რეაქცია. ე.ი. ნივთიერების მით უფრო მცირე რაოდენობის აღმოჩენა (განსაზღვრა) არის შესაძლებელი მოცემულ პირობებში, მოცემული მეთოდით და საიმედოობისას. ყველა რეაქციას (მეთოდს) გააჩნია თავისი აღმოჩენის ზღვარი (ცხრილი 3).

აღმოჩენის ზღვარის რიცხვითი მნიშვნელობები იცვლებოდა, ანალიზური ქიმიის განვითარების შესაბამისად. მაგალითად, 1940-1980 წწ. მისი მნიშვნელობა შემცირდა 10^{-2} – 10^{-10} %; მისი უფრო მეტად შემცირების მოთხოვნა 10^{-12} – 10^{-13}%-მდე, დღესაც ძალაშია. აღმოჩენის ზღვარის შემცირება შეიძლება: pH-ის

რეგულირებით; რეაგენტის კონცენტრაციის ვარირებით; ნივთიერების კონცენტ-რირების მეთოდების გამოყენებით; ორგანული რეაგენტების შერჩევით და სხვა.

ცხრილი 3

ანალიზის სახე და აღმოჩენის ზღვარი (მასური %)

წვეთური ანალიზი	$10^{-4} – 10^{-5}$
მიკროკრისტალოსკოპიური ანალიზი	$10^{-4} – 10^{-5}$
კატალიზური ანალიზი	$10^{-7} – 10^{-9}$
რადიომეტრული ანალიზი	$10^{-7} – 10^{-12}$

რაოდენობრივად ანალიზური რეაქციის მგრძნობიარობა ხასიათდება 3 ურ-თიერთდაკავშირებული სიდიდით:

1. იონის აღმოსაჩენი მინიმუმი; 2. ზღვრული კონცენტრაცია; 3. ზღვრული განზავება.

აღმოსაჩენი მინიმუმი (m) – ეწოდება ნივთიერების ან იონის იმ უმცირეს მასას, რომელიც განსაზღვრულ პირობებში შეიძლება აღმოვაჩინოთ მოცემული რეაქტივით. აღმოსაჩენი მინიმუმის სიდიდე გამოისახება მიკროგრამებში (მკგ).

მაგალითად, Ca^{2+}-იონზე ჩაატარეს მიკროკრისტალოსკოპიური რეაქცია აღმომჩენი რეაქტივის – H_2SO_4-ის მოქმედებით. ამ რეაქციის დროს Ca^{2+}-ის აღმოსაჩენი მინიმუმი შეადგენდა 0,04მკგ-ს. ეს იმას ნიშნავს, რომ H_2SO_4-ის მოქმედებით საანალიზო ხსნარში შეიძლება 0,04მკგ Ca^{2+}-ის აღმოჩენა. ხო-ლო, თუ საანალიზო ხსნარში Ca^{2+}-ის ნაკლები შემცველობაა, რეაქცია აღარ მიდის, ანუ აღარ წარმოიქმნება $CaSO_4\downarrow$-ის თეთრი კრისტალური ნალექი. მაშასადამე, რაც უფრო ნაკლებია იონის აღმოსაჩენი მინიმუმი, მით უფრო მგრძნობიარეა ანალიზური რეაქცია და მით უფრო სწრაფად მიდის იგი.

ზღვრული ან მინიმალური კონცენტრაცია (C ზღვ.) – ეწოდება საანალიზო იონის ერთეული მასის შეფარდებას გამხსნელის მაქსიმალურ რაოდენობასთან იმავე ერთეულებში. რადგანაც უმეტეს შემთხვევაში, ჩვეულებრივ გამხსნელს წარმოადგენს დისტილირებული წყალი, ამიტომ წყლის მასა, გამოსახული გრამებში, შეიძლება შევცვალოთ მილილიტრებით. ასეთ შემთხვევაში $C_{ზღვ.}$ გვიჩვენებს, თუ როგორი ზღვრული განზავებისას გვაძლევს კიდევ მოცემული რეაქტივი დადებით შედეგს საანალიზო ხსნარში. მაშასადამე, $C_{ზღვ.}$ გვიჩვენებს საკვლევი იონის 1 გრამის შეფარდებას გამხსნელის (წყლის) მაქსიმალურ მოცუ-ლობასთან მილილიტრებში. ზღვრული კონცენტრაცია ($C_{ზღვ.}$) გამოისახება სიდიდით - გ/მლ.

ზღვრული კონცენტრაციის საპირისპირო სიდიდეს ეწოდება ზღვრული განზავება. ***ზღვრული განზავება ($V_{ზღვ.}$)*** – არის სიდიდე, რომელიც გვიჩვენებს იმას, თუ საანალიზო ხსნარის რა რაოდენობა (მლ) შეიცავს საკვლევი იონების 1 გრამს. ზღვრული განზავება ($V_{ზღვ.}$) გამოისახება სიდიდით - მლ/გ.

მაგალითი:

K^+-იონების ზღვრული კონცენტრაციის განსაზღვრისათვის, დამზადებული იქნა KCl-ის ხსნარი, რომლის 1 ლიტრი შეიცავდა 1 გრამ-იონ K^+-ს, ანუ 1,9069 გრამ KCl-ს 1 ლიტრში. შემდეგში ექსპერიმენტით ნაპოვნი იქნა, რომ KCl-ის ხსნარის 50-ჯერ განზავებისას, K^+-ის იონზე ნატრიუმის ჰექსანიტრიტოკობალტის მოქმედებისას, ნალექი წარმოიქმნებოდა 100 შემთხვევიდან 50 შემთხვევაში, ანუ 50%-ით, ხოლო დანარჩენ შემთხვევაში ნალექი არ წარმოიქმნებოდა:

$$2KCl + Na_3[Co(NO_2)_6] = K_2Na[Co(NO_2)_6]\downarrow + 2NaCl$$

ყვითელი
კრისტალური ნალექი

გამოითვალეთ KCl-ის ხსნარის $C_{ზღვ.}$ და $V_{ზღვ.}$

$C_{ზღვ.}$ = K^+ წონა(გ) : H_2O წონა(გ) = 1 : (1000 × 50) = 1 : 50000 გ/მლ.

რადგანაც 1 გრამი წყალი იკავებს 1 მლ მოცულობას, ამიტომ:

$C_{ზღვ.}$= 1 : 50000 გ/მლ.

რადგანაც $V_{ზღვ.}$ არის $C_{ზღვ.}$-ის საპირისპირო სიდიდე, ამიტომ:

$V_{ზღვ.}$ = 1 : $C_{ზღვ.}$= 1 : (1 : 50000) = 50000 მლ/გ.

საკვლევ ხსნარს, რომელშიც აღმოჩენის რეაქცია მიდის 50%-მდე, ზღვრულად განზავებული ხსნარი ეწოდება, ხოლო მის კონცენტრაციას – ზღვრული, ანუ მინიმალური კონცენტრაცია. ხსნარის შემდგომი განზავებით უარყოფითი შედეგების რიცხვი იზრდება და საბოლოოდ რეაქცია აღარ მიდის.

ანალიზური რეაქცია მით უფრო მგრძნობიარეა, რაც უფრო მცირე $C_{ზღვ.}$ და რაც უფრო მეტია $V_{ზღვ.}$

ზღვრულად განზავებული ხსნარის მინიმალური მოცულობა ($V_{მინ.}$) – ეწოდება ხსნარის მოცულობას, რომელიც შეიცავს საკვლევი იონების აღმოსაჩენ მინიმუმს.

რეაქციის მგრძნობიარობა დამოკიდებულია ***მრავალ ფაქტორზე და პირველ რიგში, საანალიზო ნივთიერების კონცენტრაციაზე ხსნარში.*** რეაქციის მგრძნობიარობა იზრდება აღმოსაჩენი იონის კონცენტრაციის გაზრდით, ამიტომ

მგრძნობიარობის გასაზრდელად, აუცილებელია ***ხსნარის "გამდიდრება" აღმოსაჩენი იონით, რაც მიიღწევა სხვადასხვა ხერხით:***

ა) ქიმიურად სუფთა რეაქტივების გამოყენებით;

ბ) ხელისშემშლელი იონების შენიღბვით;

გ) იონმიმოცვლითი მეთოდით;

დ) ნივთიერების ექსტრაგირებით ორგანული გამხსნელების მეშვეობით;

ე) თანდალექვის მეთოდით.

იონმიმოცვლითი მეთოდით საკვლევი კომპონენტის კონცენტრაციის გასაზრდელად, იყენებენ იონმიმოცვლით ფისებს (იონიტებს). თუ იონიტი ადსორბირებს ხსნარიდან მხოლოდ კათიონებს, მას კათიონიტი ეწოდება, ხოლო თუ ადსორბირებს მხოლოდ ანიონებს – ანიონიტი.

ფაიფურის ტიგელში ათავსებენ საკვლევი ხსნარის 2-3 მლ-ს და უმატებენ კათიონიტის ან ანიონიტის 35-40 მარცვალს. ტიგელიდან ხსნარს გადაასხამენ, ხოლო იონიტის მარცვალს, რომელზეც ადსორბირებულია საკვლევი იონი, ათავსებენ აღმოსაჩენი რეაქტივის წვეთზე, დააკვირდებიან წარმოქმნილი კრისტალების ფორმასა და ფერს.

ექსტრაგირების მეთოდი – არის ნივთიერების ფაზური დაყოფის ერთ-ერთი სახეობა. ექსტრაგენტებად იყენებენ ისეთ ორგანულ გამხსნელებს, რომლებსაც გაჩნიათ უნარი წყალთან შეურევლად გამოაძევონ წყალხსნარიდან ნაერთში შემავალი საკვლევი კომპონენტი. ექსტრაგირებისათვის არჩევენ ისეთ ორგანულ გამხსნელებს, რომლებშიც კარგად იხსნება საკვლევი კომპონენტი, ხოლო დანარჩენი კომპონენტები პრაქტიკულად უხსნადია. მაგალითად, Fe^{3+}-ის იონების ექსტრაქციას ახდენენ დიეთილის ეთერით (C_2H_5O-C_2H_5), რომლის დროსაც მიიღება ყვითელი ფერის რკინაქლორწყალბადმჟავა – $H[FeCl_4]$. ეს საშუალებას იძლევა გამოვყოთ რკინა სხვა ელემენტებისგან, რომლებიც მის მსგავსად არ წარმოქმნიან ქლორიდულ კომპლექსებს.

თანდალექვის მეთოდი – ყველაზე მარტივი და ეფექტური საშუალებაა იონთა დასაკონცენტრირებლად, როცა საკვლევი იონის შემცველ ხსნარში შეჰყავთ გარეშე კათიონი ან ანიონი, რომელსაც ლექავენ შესაბამისი რეაქტივით. ამ დროს ხდება საკვლევი ნივთიერების კვალის თანდალექვაც. ამრიგად, ნალექი თამაშობს კოლექტორის როლს, რომელიც აგროვებს საკვლევ იონებს. დადგენილია, რომ თანდალექვა ეფექტურად გამოიყენება იმ შემთხვევაში, როცა აღმოსაჩენი იონი იმყოფება ხსნარში "კვალის" სახით. ანალიზურ ქიმიაში იყენებენ როგორც არაორგანულ თანდამლექველებს [$Al(OH)_3, Fe(OH)_3, FePO_4$], ასევე ორგანულ თანდამლექველებს (მეთილნარინჯს $(CH_3)_2NC_6H_4N{=}NC_6H_4SO_3Na$,

დიმეთილამინობენზოლს, ანუ დიმეთილის ყვითელს $C_6H_5N{=}NC_6H_4N(CH_3)_2$). უპირატესობა ენიჭება ორგანულ თანდამლექველებს, რადგანაც ისინი გამოირჩევიან მაღალი სელექტიურობით და მგრძნობიარობით (10^{-3}გრამი).

აღმოსაჩენ მინიმუმს, ზღვრულ კონცენტრაციას, ზღვრულ მოცულობას და ზღვრულად განზავებული ხსნარის მინიმალურ მოცულობას შორის არსებობს განსაზღვრული თანაფარდობები და მათემატიკური ურთიერთკავშირი, რადგანაც სამივე პარამეტრი განსაზღვრავს ანალიზური რეაქციის ერთ თვისებას – მგრძნობიარობას.

ეს კავშირი გამოისახება ფორმულებით:

1. $m = C_{\text{ზღვ.}} \cdot V_{\text{მინ.}} \cdot 1 \cdot 10^6$,

სადაც: 10^6 – არის გრამის გადასაყვანი კოეფიციენტი მიკროგრამებში.

თუ $C_{\text{ზღვ.}}$-ის ნაცვლად, მოცემულია $V_{\text{ზღვ.}}$, მაშინ:

2. $m = V_{\text{მინ.}} \cdot 1 \cdot 10^6 \div V_{\text{ზღვ.}}$

1-ლი ფორმულიდან შეიძლება გამოვთვალოთ $C_{\text{ზღვ.}}$:

3. $C_{\text{ზღვ.}} = m \div (V_{\text{მინ.}} \cdot 1 \cdot 10^6)$

თუ მოცემულია $V_{\text{ზღვ.}}$, მაშინ:

4. $C_{\text{ზღვ.}} = 1 \div V_{\text{ზღვ.}}$

მე-2 ფორმულიდან შეიძლება გამოვთვალოთ $V_{\text{ზღვ.}}$:

5. $V_{\text{ზღვ.}} = (V_{\text{მინ.}} \cdot 1 \cdot 10^6) \div m$

თუ მოცემულია $C_{\text{ზღვ.}}$, მაშინ:

6. $V_{\text{ზღვ.}} = 1 \div C_{\text{ზღვ.}}$

მე-2 ფორმულიდან შეიძლება ასევე გამოვთვალოთ $V_{\text{მინ}}$:

7. $V_{\text{მინ.}} = (m \cdot V_{\text{ზღვ.}}) \div 10^6$

მე-3 ფორმულიდან შეიძლება გამოვთვალოთ $V_{\text{მინ}}$:

8. $V_{\text{მინ.}} = m \div (C_{\text{ზღვ.}} \cdot 1 \cdot 10^6)$

II.4. ხსნარში იონთა აღმოჩენის პირობები

ყოველი ქიმიური რეაქცია გარკვეულ პირობებში მიმდინარეობს. რეაქციის სასურველი მიმართულებით წარმართვისათვის, ანუ მკვეთრი ანალიზური სიგნალის მისაღებად, საჭიროა ოპტიმალური პირობების შექმნა, როგორიცაა: ხსნარის pH, რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებების კონცენტრაცია, ტემპერატურა, ხსნარის იონური ძალა და ა.შ.

მაგალითად, კალიუმის მარილის ხსნარზე ღვინომჟავას დამატებით წარმოიქმნება კალიუმის ჰიდროტარტრატის თეთრი კრისტალური ნალექი, რომლის მნიშვნელოვანი თვისებებია: ხსნადობა ცხელ წყალში, მინერალურ

მჟავებსა და ტუტეებში, მიდრეკილება ზენაჯერი ხსნარების წარმოქმნისადმი და ა.შ. აქედან გამომდინარე, მის დასალექად საჭიროა: ა) ხსნარი იყოს კონცენტრირებული და ნეიტრალური; ბ) მექანიკური ზემოქმედება – მინის წკირით ჩახეხვა (ზენაჯერი ხსნარის წარმოქმნის ასაცილებლად); გ) ონკანის წყლის ჭავლით გაცივება (ხსნადობის შესამცირებლად). ამ პირობების დაცვის გარეშე ნალექი არ წარმოიქმნება.

ამრიგად, საანალიზო ხსნარში იონთა აღმოჩენისას, საჭიროა შემდეგი პირობების დაცვა:

1. კონცენტრაცია

რეაქციის წარმართვისათვის მნიშვნელოვანია საანალიზო ხსნარის კონ-ცენტრაცია. ძლიერ განზავებულ ხსნარებში ნალექის გამოყოფა შეყოვნებულია. ამიტომ განზავებული ხსნარების კონცენტრაციას ხშირად ზრდიან გამხსნელის აორთქლებით (ამ დროს მხედველობაშია მისაღები საანალიზო ნივთიერების აქ-როლადობის უნარი). ამ ფაქტორის მნიშვნელობას ჩვენ უკვე გავეცანით ანალიზური რეაქციების მგრძნობიარობის განხილვისას (კერძოდ, აღმოსაჩენი მინიმუმის განხილვის დროს).

2. pH – ანუ საანალიზო ხსნარის რეაქციის იმ ინტერვალის დაცვა, რომე-ლიც მითითებულია მეთოდიკაში.

pH-ზეა დამოკიდებული ხსნარში იონთა ფორმების არსებობა. მაგალი-თად, დარიშხანის კათიონური ფორმები (As^{3+}, As^{5+}) არსებობს მხოლოდ ძლიერ მჟავა გარემოში, ხოლო ანიონური ფორმები (AsO_3^{3-}, AsO_4^{3-}) - ტუტე და ნეიტრალურ გარემოში. იონთა ფორმები განაპირობებს რეაგენტებთან ურთიერთქმედებას. მაგალითად, გოგირდწყალბადის მოქმედებით ილექება დარიშხან (III,V)-ის სულფიდები – As_2S_3, As_2S_5, ანიონურ ფორმებთან კი H_2S არ რეაგირებს. AsO_3^{3-}, AsO_4^{3-}-თან ურთიერთქმედებს $AgNO_3$. მაშასა-დამე, ხსნარის გარემო (pH) გავლენას ახდენს ნივთიერებების მდგომარეო-ბაზე, ე.ი. არსებობის ფორმებზე და, შესაბამისად, მათ რეაქციის უნარია-ნობაზეც. იონთა მდგომარეობა გარემოს pH-ზე დამოკიდებულების მიხედ-ვით წყალხსნარებში წარმოდგენილია მე-4 ცხრილში.

მაგალითი: KCl-სა და $NaHC_4H_4O_6$-ს შორის რეაქცია მიდის ნეიტრა-ლურ ან სუსტ მჟავა გარემოში, როცა pH =4-7. სხვა შემთხვევაში არ წარმო-იქმნება კალიუმის ჰიდროტარტრატის თეთრი კრისტალური ნალექი:

$$KCl + NaHC_4H_4O_6 \rightarrow KHC_4H_4O_6 \downarrow + NaCl$$

კალიუმის ჰიდროტარტრატი

ხსნარის pH-ის რეგულირებით შესაძლებელია კათიონთა ერთი ჯგუფი დავაცილოთ მეორეს. მაგალითად, III ჯგუფის კათიონები სულფიდ-იონით – S^{2-} ილექება ნეიტრალურ ან სუსტ მჟავა გარემოში, IV ჯგუფის კათიონები კი – მჟავა გარემოში.

ცხრილი 4

გარემოს გავლენა იონთა მდგომარეობაზე წყალხსნარებში

გარემო				
მჟავა	*სუსტი მჟავა*	*ნეიტრა-ლური*	*სუსტი ტუტე*	*ტუტე*
$HSO_4^-; H_2SO_4$	$SO_4^{2-}; HSO_4^-$	SO_4^{2-}	SO_4^{2-}	SO_4^{2-}
H_2CO_3	HCO_3^-, H_2CO_3	HCO_3^-	HCO_3^-, CO_3^{2-}	CO_3^{2-}
$H_2PO_4^-; H_3PO_4$	$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}, $H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}, PO_4^{3-}	PO_4^{3-}
$[Zn(H_2O)_4]^{2+}$	$[Zn(H_2O)_4]^{2+}$, $[Zn(H_2O)_3OH]^+$ Zn^{2+}, $ZnOH^+$	$Zn(OH)_2$, $Zn(OH)^+$	$Zn(OH)_2$, $HZnO_2^- \cdot 2H_2O$	$[Zn(OH)_4]^{2-}$, $ZnO_2^{2-} \cdot 2H_2O$

3. ტემპერატურა

რეაქციის მიმდინარეობაზე გავლენას ახდენს ტემპერატურა. ხსნარის გაცხელება მნიშვნელოვანია იმ ნალექთა გამოსაყოფად, რომლებსაც მიდრეკილება აქვთ კოლოიდური ხსნარების წარმოქმნისადმი. მაგალითად, $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$, CuS, CdS, NiS, As_2S_3, As_2S_5 და სხვ. ამ შემთხვევაში გაცხელება ხელს უწყობს აღნიშნულ ნალექთა კოაგულაციას. გაცხელებით მიმდინარეობს აგრეთვე ჟანგვა-აღდგენის მრავალი რეაქცია. მაგალითად, ტყვიის ორჟანგით $Mn(II)$-ის აღმოსაჩენად (კრუმის რეაქცია) საჭიროა სარეაქციო ნარევის გაცხელება, ხოლო ნატრიუმის ჰიდროპიროსტიბიატის წარ-

მოსაქმელად — საანალიზო ხსნარის გაცივება, რადგან ნალექი იხსნება ცხელ წყალში.

იონთა აღმოჩენა ხდება როგორც ოთახის ტემპერატურაზე, ასევე მაღალ და დაბალ ტემპერატურაზე.

მაგალითები:

Fe^{3+}-იონის აღმოჩენა კალიუმის როდანიდით ხდება ოთახის ტემპერატურაზე, წარმოიქმნება წითელი ფერის რკინის როდანიდი:

$$FeCl_3 + 3KSCN \rightarrow Fe(SCN)_3 + 3KCl$$

რკინის
როდანიდი

Na^{+}-იონის აღმოჩენა კალიუმის დიჰიდროანთიმონატით ტარდება სიცივეში, წარმოიქმნება თეთრი კრისტალური ნალექი – ნატრიუმის დიჰიდროანთიმონატი.

$$NaCl + KH_2SbO_4 \rightarrow NaH_2SbO_4 \downarrow + KCl$$

ნატრიუმის
დიჰიდროანთიმონატი

NH_4^{+}-იონის აღმოჩენა მწვავე ტუტეებით ხდება მაღალ ტემპერატურაზე, წარმოიქმნება სპეციფიური სუნის მქონე გაზი – ამიაკი.

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O + NH_3 \uparrow$$

ამიაკი

4. ანალიზის ჩატარების თანმიმდევრობა

თუ ანალიზის ჩატარებისას არ იქნა დაცული მეთოდიკაში მითითებული თანმიმდევრობა, მაშინ მიიღება სხვა ეფექტი, ანუ წარმოიქმნება სხვა ნაერთი. მაგალითად, Mg^{2+}-იონის აღმოჩენა ხდება ნატრიუმის ჰიდროფოსფატით, რომლის დროსაც გამოიყოფა $MgNH_4PO_4$-ის თეთრი კრისტალური ნალექი:

$$MgSO_4 + Na_2HPO_4 + NH_4OH \rightarrow MgNH_4PO_4 \downarrow + Na_2SO_4 + H_2O$$

თეთრი კრისტალური
ნალექი

თუმცა, ეს ნალექი გამოიყოფა მხოლოდ იმ შემთხვევაში, თუ მაგნიუმის მარილის ხსნარს დავამატებთ NH_4Cl-ს იმდენს, რომ შემდგომში NH_4OH-ის მიმატებამ არ გამოიწვიოს $Mg(OH)_2$-ის თეთრი ამორფული ნალექის წარ-

მოქმნა. ამის შემდეგ წვეთობით უმატებენ Na_2HPO_4-ის განზავებულ ხსნარს. თეთრი კრისტალური ნალექის წარმოქმნა მიუთითებს იმაზე, რომ მივიღეთ $MgNH_4PO_4$. სხვა შემთხვევაში წარმოიქმნება $Mg(OH)_2$ ან $Mg_3(PO_4)_2$, თუ pH=10.

5. რეაქციის მიმდინარეობაზე გავლენას ახდენს გამხსნელი. რეაქციის ზოგიერთი პროდუქტი მცირედ იხსნება, ან პრაქტიკულად უხსნადია სპირტებში, ამიტომ მათ ხშირად იყენებენ ხსნადობის შესამცირებლად. მაგალითად, ნატრიუმის ოქსალატის გამოსაყოფად ხსნარს უმატებენ ეთილის სპირტს. სპირტებში მცირდება აგრეთვე ნაერთთა დისოციაცია. კობალტის თიოციანატური ლურჯი ფერის კომპლექსი – $[Co(SCN)_4]^{2-}$ წყალხსნარში არამდგრადია, ადვილად დისოცირდება იონებად და წყალხსნარი ლურჯი კი არა, ვარდისფერია (Co^{2+}-ის ფერი). იზოამილის სპირტის დამატებით კობალტის კომპლექსის დისოციაცია იმდენად მცირდება, რომ სპირტის ფენა ღებულობს კომპლექსისათვის დამახასიათებელ ლურჯ ფერს.

6. ხელისშემშლელი იონების გავლენა

დიმეთილგლიოქსიმით $CH_3C(=NOH)C(=NOH)CH_3$ ნიკელ (II)-ის აღმოჩენა ტარდება ამიაკის გარემოში. რეაქციის ჩატარებას ხელს უშლის Fe^{3+}-იონები, რომლებიც წარმოქმნიან NH_4OH-თან მუქ წითელ ნალექს $Fe(OH)_3\downarrow$. ამიტომ, Ni^{2+}-ის აღმოსაჩენად, თავდაპირველად, ხსნარს უმატებენ NaF-ს, რომელიც Fe^{3+}-თან წარმოქმნის უფერულ კომპლექსს – $Na_3[FeF_6]$. ასეთ კომპლექსში არსებული რკინა ხელს ვეღარ შეუშლის ნიკელის აღმოჩენას. ამის შემდეგ ხსნარს უმატებენ დიმეთილგლიოქსიმს და ღებულობენ ჟოლოსფერ შიგაკომპლექსურ ნაერთს – ნიკელის დიმეთილგლიოქსიმატს.

თვისებით ანალიზში გამოყენებული ანალიზური რეაქციები ძირითადად უნდა აკმაყოფილებდეს შემდეგ მოთხოვნებს:

1. ანალიზური რეაქცია უნდა მიმდინარეობდეს სწრაფად (ანალიზური სიგნალის აღძვრას არ უნდა ჭირდებოდეს დიდი დრო);

2. რეაქციის აღმოჩენის მინიმუმი მცირე უნდა იყოს (ე.ი. შესაძლებელი უნდა იყოს ნივთიერების მიკრო-და ულტრამიკრო რაოდენობის ანალიზური სიგნალის ფიქსირება);

3. რეაქცია უნდა მიმდინარეობდეს სტექიომეტრიულად ბოლომდე. რეაქციის პროდუქტი მდგრადი უნდა იყოს (სწრაფად არ უნდა იშლებოდეს).

II.5. ჯგუფური, სელექტიური, სპეციფიკური რეაგენტები

ანალიზის ქიმიური მეთოდები დაფუძნებულია ქიმიურ გარდაქმნებზე, რომლებიც მიმდინარეობენ ხსნარებში და იწვევენ ნალექების, შეფერილი ნაერთების ან გაზების წარმოქმნას. ანალიზური რეაქციები ტარდება საანალიზო ობიექტებზე განსაზღვრული რეაგენტების (რეაქტივების) მოქმედებით. ანალიზური რეაქციები ყოველთვის მიმდინარეობს გარეგნული ეფექტებით.

ჯგუფურია რეაგენტი (რეაქცია), რომელიც იონთა უფრო მეტ რაოდენობასთან (4-6) იძლევა ანალიზურ სიგნალს. მაგალითად, ამონიუმის სულფიდი – $(NH_4)_2S$ წარმოადგენს ჯგუფურ რეაგენტს (საერთო დამლექავს) კათიონებისთვის: $Co^{2+}, Ni^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Mn^{2+}, Zn^{2+}, Cr^{3+}$. მაშასადამე, ჯგუფური რეაგენტი იძლევა საერთო შედგენილობის და ხსნადობის ნალექებს ერთ საანალიზო ჯგუფში შემავალ იონებთან.

მაგალითად, HCl-ით ილექება მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაციის მე-2 ჯგუფში შემავალი კათიონები: $Ag^{+}, Hg_2^{2+}, Pb^{2+}$; H_2SO_4-ით ილექება III ჯგუფის კათიონები: $Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}$ და ა.შ.

$$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$$

$$Hg_2(NO_3)_2 + 2HCl \rightarrow Hg_2Cl_2\downarrow + 2HNO_3$$

$$Pb(NO_3)_2 + 2HCl \rightarrow PbCl_2 + 2HNO_3$$

ჯგუფური რეაგენტების გამოყენებით, კათიონებისა და ანიონების განსაზღვრის რთული ამოცანა დაიყვანება რამდენიმე მარტივ ხერხამდე, რითაც კეთდება ეკონომია დროზე, შრომაზე, რეაქტივზე.

რეაგენტს, რომელიც აღმოაჩენს იონთა შეზღუდულ რაოდენობას (არანაკლებ 2-ს და არაუმეტეს 3-ს), ეწოდება ***სელექტიური (დამახასიათებელი).***

მაგალითად, ასეთი რეაგენტია ნატრიუმის ჰიდროტარტრატი (ღვინისმჟავა ნატრიუმი), რომელიც აღმოაჩენს ერთდროულად კალიუმის და ამონიუმის იონებს, თეთრი კრისტალური ნალექების წარმოქმნით:

$$KCl + NaHC_4H_4O_6 \rightarrow KHC_4H_4O_6\downarrow + NaCl$$

$$NH_4Cl + NaHC_4H_4O_6 \rightarrow NH_4HC_4H_4O_6\downarrow + NaCl$$

ამ შემთხვევაში $NaHC_4H_4O_6$ – წარმოადგენს სელექტიურ რეაგენტს, ხოლო რეაქციები – სელექტიურს. მათი რიცხვი სპეციფიკურ რეაქციებზე უფრო მეტია.

სპეციფიკურია რეაგენტი (რეაქცია), რომელიც იონთა ნარევში მხოლოდ ერთ მათგანთან იძლევა ანალიზურ სიგნალს. ამრიგად, რეაგენტს, რომელიც საშუალებას იძლევა მოცემული იონის აღმოსაჩენად მაშინაც კი, როცა ხსნარში მონაწილეობს სხვა იონები, ***სპეციფიკური რეაგენტი*** ეწოდება.

მაგალითად, ამონიუმის მარილების აღმოჩენის რეაქცია სპეციფიკური რეაქციაა. მწვავე ტუტეები - კი სპეციფიკური რეაგენტებია მათ მიმართ:

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NH_3 \uparrow + H_2O + NaCl$$

$$NH_4Cl + KOH \rightarrow NH_3 \uparrow + H_2O + KCl$$

ამიაკი შეიძლება მიღებული იქნას მხოლოდ ამონიუმის მარილებიდან, ამიტომ ამონიუმის აღმოჩენა ტუტეებით სპეციფიკურია და იგი მიმდინარეობს ხსნარში სხვა იონების მონაწილეობის პირობებშიც.

უნდა აღინიშნოს, რომ მკაცრად სპეციფიკური რეაგენტების რიცხვი ძლიერ შეზღუდულია. უმრავლეს შემთხვევაში, ნარევში არსებული სხვა იონები ასევე შედიან რეაქციაში მოცემულ რეაგენტთან, ან ბოჭავენ აღმოსაჩენ იონს კომპლექს-ნაერთებში. ყველა იონს რომ თავისი აღმომჩენი სპეციფიკური რეაქცია გააჩნდეს, ძალზედ გამარტივდებოდა იონთა ნარევის რთული ანალიზი, მაგრამ გარეშე იონები ანალოგიურ რეაქციებს იძლევა და ხელს უშლის საძიებელი კომპონენტების აღმოჩენას. ამიტომ საჭიროა მათი ინდივიდუალური ან ჯგუფური დაცილება. ამ შემთხვევაში ფართოდ გამოიყენება სელექტიური და ჯგუფური რეაგენტები.

II.6. ანალიზური შენიღბვა. შემნიღბავი რეაგენტები

შენიღბვა არის ქიმიური პროცესის შეფერხება (ან შეჩერება) ისეთი ნივთიერების ზემოქმედებით, რომელსაც უნარი აქვს შეცვალოს ძირითადი რეაქციის მიმართულება ან სიჩქარე. ამ დროს არ ხდება ახალი ფაზის წარმოქმნა, რითაც აშკარად ვლინდება შენიღბვის უპირატესობა დაცილების მეთოდთან შედარებით (ამ შემთხვევაში გამოირიცხება ერთი ფაზის მეორე ფაზისაგან დაცილების ოპერაციები). ანალიზური შენიღბვის შედეგად, ხერხდება ხელისშემშლელი იონების თავიდან მოცილება სპეციფიკური ხერხებით, რომელთა დროს მიმდინარეობს მათი შებოჭვა კომპლექსწარმომქმნელების, დამჟანგველების ან აღმდგენელების მეშვეობით.

ანალიზური შენიღბვის სახეებია:

ა) თერმოდინამიკური (წონასწორული) შენიღბვა – ამ დროს რეაქციის პირობითი კონსტანტა იმდენად მცირდება, რომ ხელისშემშლელ კომპონენტსა და რეაგენტს შორის ურთიერთქმედების პროცესი პრაქტიკულად არ მიმდინარეობს. ე.ი. შენიღბული ნივთიერების კონცენტრაცია იმ ზომამდეა შემცირებული, რომ ანალიზური სიგნალი არ ფიქსირდება.

სქემატურად შენიღბვის პროცესი შეიძლება შემდეგნაირად წარმოვიდგინოთ:

ხსნარშია: A – საანალიზო კომპონენტი + B (მინარევი)

+ R რეაგენტი

$\updownarrow$

AR და BR

თუ დავუმატებთ შემნიღბავ R' რეაგენტს, რომელიც რეაქციაში შედის მინარევთან – B, მაშინ ხსნარში წარმოიქმნება $B + R' \leftrightarrow BR'$ იმდენად მდგრადი კომპლექსი (ან ნაერთი), რომ რეაქცია $B + R$ აღარ წარიმართება.

ბ) კინეტიკური შენიღბვა – ემყარება შესანიღბავი კომპონენტის (B) და საანალიზო ნივთიერების (A) ერთი და იგივე რეაგენტთან (R) ურთიერთქმედების სიჩქარის მკვეთრ განსხვავებას. მაგალითად, MnO_4^--სა და Cl^--ს შორის მიმდინარე რეაქციის სიჩქარე ძალზე მცირდება ფოსფატ-იონის თანაობისას.

გ) სხვა იონების ხელისშემშლელი გავლენის თავიდან აცილება (იონის ანალიზური შენიღბვა) შესაძლებელია კომპლექსწარმოქმნით.

მაგალითად, ამონიუმის როდანიდი წარმოქმნის კობალტ(II)-თან მუქი ლურჯი ფერის კომპლექსს – ამონიუმის ტეტრაროდანოკობალტატს(II) თიოციანატს:

$$CoCl_2 + 4NH_4SCN \rightarrow [(NH_4)_2[Co(SCN)_4] + 2NH_4Cl$$

ამონიუმის
ტეტრაროდანოკობალტატ (II)
თიოციანატი

იგივე რეაგენტი რკინის იონებთან იძლევა სისხლისფრად წითელ ნაერთს – რკინის როდანიდს. მაშასადამე, რკინა ხელს უშლის კობალტის აღმოჩენას. ამიტომ, საანალიზო ხსნარს თავდაპირველად უმატებენ ნატრიუმის ფტორიდს, რომელიც ბოჭავს რკინის იონებს მტკიცე კომპლექს-ნაერთის სახით:

$$FeCl_3 + 6NaF \rightarrow Na_3[FeF_6] + 3NaCl$$

ამ კომპლექსში შენიღბული რკინის იონი აღარ რეაგირებს ამონიუმის როდანიდთან. მაშასადამე, ნატრიუმის ფტორიდი “ნიღბავს” რკინის იონებს. შემნიღბავ ლიგანდს არჩევენ კომპლექსების მდგრადობის კონსტანტას მიხედ-ვით. თუ კომპლექსი წარმოიქმნება როგორც შესანიღბ, ასევე, საკვლევ იონთან, მაშინ კომპლექსის მდგრადობის კონსტანტა ხელისშემშლელ იონთან უნდა იყოს რამდენიმეჯერ მეტი, ვიდრე კომპლექსის მდგრადობის კონსტანტაა საკვლევ იონთან. რადგანაც რკინის ფტორიდული კომპლექსის მდგრადობის კონსტანტა K =1,1·10[14], ხოლო რკინის როდანიდული კომპლექსის მდგრადობის კონსტანტა K =4·10[5] (ე.ი. გაცილებით ნაკლებია), ამიტომ რკინის იონები იბოჭება ფტორი-დულ კომპლექსში:

$$[Fe(SCN]_n]^{(3-n)^+} + mF^- \leftrightarrow [FeF_m]^{(3-m)^+} + nSCN^-$$

წითელი **უფერო**

ანალიზური შენიღბვა ფართოდ გამოიყენება ანალიზის წილადურ მეთოდ-ში და წვეთური რეაქციების ჩატარებისას. ეს ხერხი აჩქარებს და ამარტივებს ანალიზის პროცესს და საშუალებას იძლევა იონის აღმოსაჩენად, მაშინაც კი, როცა ხსნარში მონაწილეობენ სხვა (ხელისშემშლელი) იონები.

შემნიღბავებად იყენებენ:

1. ნივთიერებას, რომელიც გარეშე კომპონენტთან (იონთან) წარმოქმნის ბევ-რად უფრო მდგრად კომპლექსს, ვიდრე საანალიზო ნივთიერებასთან. მაგა-ლითად, $Co(II)$-ის თიოციანატით აღმოჩენას ხელს უშლის Fe^{3+}. ამ შემთხვევა-ში $Fe(III)$-ის შესანიღბად იყენებენ ამონიუმის ფტორიდს (NH_4F), რომელიც $Fe(III)$-თან წარმოქმნის ბევრად უფრო მდგრად კომპლექს-ანიონს $-[FeF_6]^{3-}$-ს, ვიდრე თიოციანატები - SCN^-;

2. ნივთიერებას, რომელიც აბრკოლებს მცირედ ხსნადი ჰიდროქსიდების წარმოქმნის მჟავურ-ფუძურ რეაქციას. მაგალითად, ღვინის მჟავას თანაობისას $Fe(OH)_3$ არ ილექება ამონიუმის ტუტით (pH =9-10);

3. რედოქს-ნივთიერებას, რომელიც ცვლის მინარევის ჟანგვით ხარისხს. მაგალითად, ტუტე გარემოში წყალბადის პეროქსიდი Cr^{3+}-ს ჟანგავს Cr^{6+}-მდე და ამონიუმის ჰიდროქსიდის მოქმედებისას $Cr(OH)_3$ აღარ წარმოიქმნება. ეს პროცესი გამოყენებულია $Cr(III)$-ის დასაცილებლად Al^{3+} და Fe^{3+}-სგან (ამ შემთხვევაში $Al(III)$ და $Fe(III)$ ილექება ჰიდროქსიდების სახით);

4. ზედაპირულად აქტიურ ნივთიერებებს (მაგალითად, პოლაროგრაფიულ მეთოდში პოლაროგრამების ზედდების თავიდან ასაცილებლად).

არაორგანულ შემნიღბავ რეაგენტებს მიეკუთვნება: ამონიუმისა და ტუტე მეტალების ციანიდები, როდანიდები, ფტორიდები, ფოსფატები, ოქსალატები, პიროფოსფატები, ფტორიდები, თიოციანატები და სხვ.

ორგანულ შემნიღბავ რეაგენტებს მიეკუთვნება: თიოშარდოვანა – NH_2CSNH_2; ღვინის მჟავა – $H_2C_4H_4O_6$; ლიმონმჟავა – $HOOCC(OH)(CH_2COOH)_2$; მჟაუნმჟავა – $H_2C_2O_4$; სალიცილმჟავა – HOC_6H_4COOH, გლიცერიდი – $C_3H_5(OH)_3$ და სხვადასხვა კომპლექსონები (მაგ, კომპლექსონ III) და სხვ.

ქიმიურ ანალიზში ზოგჯერ მიმართავენ შენიღბვის საპირისპირო პროცესს - ***განიღბვას.*** განიღბვა არის ნივთიერების საწყის ფორმაში გადაყვანის პროცესი, რომელშიც ის ავლენს მისთვის დამახასიათებელ რეაქციაში შესვლის უნარს.

კათიონების ანიონებთან (OH^-, CN^-, F^-) წარმოქმნილი კომპლექსების განიღბვას ახდენენ pH -ის შემცირებით და გაცხელებით. მაგალითად, ტიტანის იონის პეროქსიდული კომპლექსი შემჟავებითა და გაცხელებით იშლება. განიღბვა შეიძლება აგრეთვე შემნიღბავი ნივთიერების დაჟანგვით, ან საძიებელი იონის ჟანგვითი რიცხვის შეცვლით.

სხვა იონების გავლენა აღმოსაჩენი იონისთვის დამახასიათებელ რეაქციაზე დამოკიდებულია ამ იონთა კონცენტრაციაზე და რეაქციის ჩატარების პირობებზე. სხვა იონის კონცენტრაციის გავლენა მოცემულ რეაქციაზე ხასიათდება ზღვრული თანაფარდობით:

$$\text{ზღვრული თანაფარდობა} = C_{\text{აღმოსაჩენი იონი}} \div C_{\text{სხვა იონი}}$$

მაგალითად, მიკროკრისტალოსკოპიური რეაქცია Pb^{2+}-ზე KI -ის მოქმედებით, Cu^{2+}-იონების მონაწილეობისას ხსნარში, მიმდინარეობს იმ პირობით, რომ $C_{Cu^{2+}} > C_{Pb^{2+}}$ 25-ჯერ. მაშასადამე, ზღვრული თანაფარდობა $C_{Cu^{2+}} \div C_{Pb^{2+}} = 1 \div 25$. ხსნარში Cu^{2+}-ის იონების უფრო მაღალი კონცენტრაციისას, რეაქცია ხდება არასაიმედო, რადგანაც PbI_2-თან ერთად, გამოილექება CuI და გამოიყოფა ასევე I_2. თუ სხვა იონების მონაწილეობისას რეაქცია არ მიმდინარეობს იმის გამო, რომ ამ იონების კონცენტრაცია ზღვრულ თანაფარდობაზე მეტია, მაშინ ეს უკანასკნელნი "ინიღბებიან" (შებოჭვის გზით) მტკიცე კომპლექს-ნაერთებად.

თავი III. ნიმუშის დაშლის და ნივთიერების აღმოჩენის მეთოდები.
მოქმედ მასათა კანონი (მმკ), როგორც თვისებითი ანალიზის საფუძველი

III.1. ნივთიერების აღმოჩენის მეთოდების კლასიფიკაცია

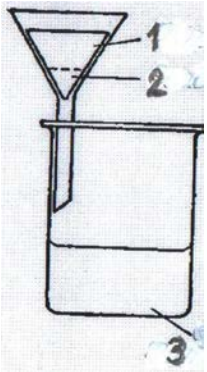
ქიმიის განვითარების ადრეულ პერიოდში ნებისმიერი ნივთიერების შედგენილობის შესწავლა მოითხოვდა მის საკმაოდ დიდ რაოდენობას და ანალიზები მიმდინარეობდა დიდი მოცულობის ჭურჭლებში. შემდგომში, ამ მეცნიერების განვითარების კვალდაკვალ, ქიმიური ექპერიმენტის მასშტაბები ხდებოდა სულ მცირე და მისწრაფება, რომ აღმოეჩინათ საკვლევი ნივთიერების მცირე რაოდენობები ("კვალი") ძლიერდებოდა. მიკრომეთოდების გამოყენება ქიმიურ ანალიზში გამოწვეულია პრაქტიკის მოთხოვნებით, იგი მნიშვნელოვანია ფიტოქიმიური, ბაქტერიოლოგიური, ტოქსიკოლოგიური, კლინიკური კვლევებისთვის. ასევე მნიშვნელოვანია რეაგენტების ეკონომია და ანალიზის დროის დაზოგვა, ქიმიური ჭურჭლის ზომების შემცირება.

საანალიზო ნივთიერების რაოდენობის, ხსნარის მოცულობისა და ცალკეული ოპერაციების შესრულების ტექნიკის მიხედვით, თვისებითი ანალიზის მეთოდები იყოფა: მაკრო-, ნახევრადმიკრო- და მიკროანალიზად. დღეისათვის ცნობილია აგრეთვე ულტრამიკრო-, სუბმიკრო- და სუბულტრამიკროანალიზი (იხ. ნახ. 5, 6, 7, 8, 9).

1955 წელს საერთაშორისო გაერთიანების ანალიზური ქიმიის სექციამ გამოყენებითი ქიმიის დარგში შემოგვთავაზა ანალიზის მეთოდების კლასიფიკაციის თანამედროვე სახელწოდებები (ცხრილი 5).

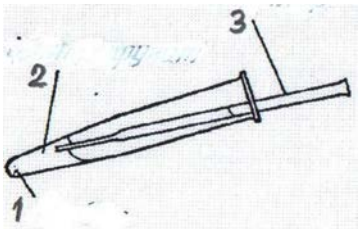
კლასიკური მაკროანალიზი საშუალებს იძლევა გაანალიზდეს 1-10 გ ნივთიერება, ამ დროს რეაქციებს ატარებენ სინჯარაში და ნალექს ფილტრავენ ქაღალდის ფილტრზე.

ნახევრადმიკროანალიზს გარდამავალი ადგილი უჭირავს მაკრო- და მიკროანალიზებს შორის. ამ დროს 10-20-ჯერ ნაკლები რაოდენობის (მოცულობის) ნივთიერება აიღება საანალიზოდ, ვიდრე მაკროანალიზის დროს, იყენებენ მიკროსინჯარებს და პატარა ზომის ხელსაწყოებს. ნალექს აცილებენ დედახსნარს ცენტრიფუგირებით ან მიკროფილტრების საშუალებით. ხსნარის გასაცხელებლად სინჯარას ათავსებენ წყლის აბაზანაზე, ამოშხეფების თავიდან აცილების მიზნით. ხსნარის აორთქლება ხდება მცირე ზომის ტიგელებში.



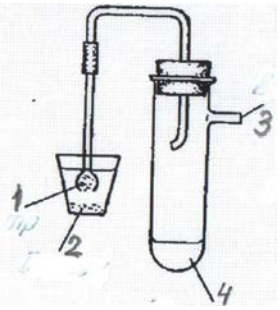
ნახ.5. მაკროანალიზი

1. ფილტრი
2. ნალექი
3. ფილტრატი



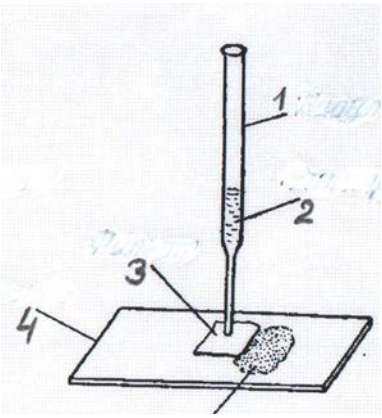
ნახ.6. ნახევრადმიკ-
მიკროანალიზი

1. ნალექი
2. ცენტრიფუგატი
3. კაპილარი



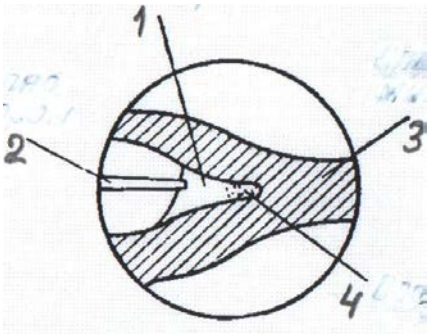
ნახ.7. ნახევრად-
მიკროანალიზი

1. ფილტრი
2. ნალექი
3. ვაკუუმი
4. ფილტრატი



ნახ.8. მიკროანალიზი

1. კაპილარი
2. ფილტრატი
3. ფილტრი
4. მინა
5. ნალექიანი ხსნარი



ნახ.9. მიკროანალიზი

1. ხსნარი
2. ხსნარიანი კაპილარი
3. მინის მიკროკონუსი
4. ნალექი

ცხრილი 5

ანალიზის მეთოდების კლასიფიკაცია

ძველი დასახელება	ახალი დასახელება	საკვლევი ნივთიერების რაოდენობა	
		გრამი	მილილიტრი (მილიგრამი)
მაკროანალიზი	გრამ-მეთოდი	1 – 10	10 – 100
ნახევრადმიკრო-ანალიზი	სანტიგრამ-მეთოდი	0,05 – 0,5	1 – 10
მიკროანალიზი	მილიგრამ-მეთოდი	0,001 – 10^{-6}	0,1 – 10^{-4}
ულტრამიკრო-ანალიზი	მიკროგრამ-მეთოდი	10^{-6} – 10^{-9}	10^{-4} – 10^{-6}
სუბმიკრო-ანალიზი	ნანოგრამ-მეთოდი	10^{-9} – 10^{-12}	10^{-7} – 10^{-10}
სუბულტრამი-კროანალიზი	პიკოგრამ-მეთოდი	10^{-12}	10^{-10}

ცალკეული იონების აღმოჩენა ხდება 2-5 მლ მოცულობის სინჯარებში, საათის მინაზე, სასაგნე მინაზე ან ფაიფურის პატარა ფირფიტაზე. ნახევრადმიკროანალიზს გააჩნია რიგი უპირატესობები: იზოგება დრო ანალიზის ჩასატარებლად; იზრდება ანალიზის შედეგების სანდოობა სპეციფიკური და მაღალმგრძნობიარე რეაგენტების გამოყენების მეშვეობით; სრულიად შენარჩუნებულია ანალიზის სისტემატური მსვლელობა; ნახევრადმიკრომეთოდით ელემენტთა დაყოფა და განსაზღვრა შესაძლებელია წვეთური ან მიკროკრისტალოსკოპიური მეთოდების გამოყენებით.

მიკრომეთოდით შესრულებული ანალიზი მოითხოვს საკვლევი ხსნარის 100-ჯერ ნაკლებ მოცულობას და საანალიზო ნივთიერების 100-ჯერ ნაკლებ მშრალ წონაკს. ანალიზის დროს გამოიყენება სპეციალური აპარატურა, ანალიზი მიმდინარეობს ძირითადად ფიზიკურ-ქიმიური (ინსტრუმენტული) მეთოდებით. კრისტალთა ფორმას, ზომებს, აღნაგობას, ფერს აკვირდებიან მიკროსკოპში. მიკროანალიზს იყენებენ არა მარტო იმისათვის, რომ დაადგინონ მასალის (ნივთიერების) სტრუქტურა, არამედ მიკროსტრუქტურის გამოსახულება საშუალებას იძლევა ჩავატაროთ რაოდენობითი ანალიზიც. დღეისათვის განვითარებულია მიკრომეთოდების სხვადასხვა სახეობები: წვეთური, მიკროკრისტალოსკოპიური, კაპილარული, მიკროგრავიმეტრიული და სხვ.

III.2. ნიმუშის დაშლის “მშრალი” და “სველი” მეთოდები

ქიმიური მეთოდები დაფუძნებულია ქიმიურ რეაქციებზე, რომლებიც საშუალებას იძლევა ქიმიური ელემენტის ან იონის აღმოსაჩენად. ამ დროს ანალიზი მიმდინარეობს „მშრალი” ან “სველი” გზით.

“მშრალი” ეწოდება ქიმიური ანალიზის მეთოდს, რომელიც ტარდება საანალიზო ნივთიერების გაუხსნელად. „მშრალი“ მეთოდით სარგებლობისას ნივთიერებებსა და რეაგენტებს იღებენ ფხვნილის სახით. რეაქციას ატარებენ, როგორც ოთახის, ისე მაღალ ტემპერატურაზე.

ანალიზის “მშრალი” მეთოდი ტარდება ორი ხერხით:

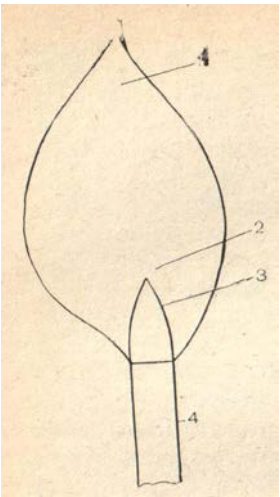
1) გახურებით (პიროქიმიური ანალიზი);

2) გახურების გარეშე (გასრესის მეთოდი).

პიროქიმიური ანალიზის ე.წ. “მინის” წარმოქმნის მეთოდს ატარებენ მაღალ ტემპერატურაზე.

თავის მხრივ, პიროქიმიური ანალიზი იყოფა რამდენიმე სახეობად:

ა) ნატრიუმის ტეტრაბორატის შეფერვა. ანალიზი დაფუძნებულია იმაზე, რომ საკვლევი ნივთიერება და ნატრიუმის ტეტრაბორატის ჰიდრატი ($Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$) შეაქვთ გაზქურის ალში პლატინის ან ნიქრომის მავთულის მეშვეობით და შეალღობენ. ამის შედეგად წარმოიქმნება შეფერილი ალები, რომ-ლებსაც გააჩნიათ მოცემული იონისათვის დამახასიათებელი ფერი (ნახ.10). მაგალითად, Cu^{2+}-ის მარილები ალის ცხელ, დამჟანგველ უბანში იძლევიან ლურჯ ფერს, ხოლო ალის ცივ, აღმდგენელ უბანში-წითელ ფერს (ცხრილი 6).



ნახ.10. ალის ზონები:
1-დამჟანგველი ზონა; 2- ცხელი ზონა;
3-აღმდგენელი ზონა; 4-სანთურა

ცხრილი 6

ნატრიუმის ტეტრაბორატის შეფერვა ზოგიერთი ელემენტით

საკვლევი ელემენტი	ალის შეფერვა	
	დამჟანგველ უბანში	**აღმდგენელ უბანში**
Ni	მოწითალო-მურა	მოიისფრო-ნაცრისფერი
Co	ლურჯი	მუქი ლურჯი
Fe	მოწითალო-ყვითელი	მწვანე
Mn	იისფერი	უფერო
Cr	ზურმუხტისებრ მწვანე	მომწვანო-ყვითელი
Cu	ლურჯი	მურა წითელი

ბ) ალის შეფერვის რეაქციები

ცეცხლის ალში შეტანისას, ზოგიერთი მეტალის აქროლადი მარილები [$NaCl, KCl, BaCl_2, CuCl_2, Li_2CO_3, Pb(NO_3)_2$] ალს ანიჭებენ მათთვის დამახასიათებელ შეფერილობას. ეს გამოწვეულია ამ მეტალთა გარე ორბიტალებზე მყოფი ელექტრონების “აღგზნებით” და მათი გადასროლით უფრო მაღალ (ვაკანტურ) ენერგეტიკულ დონეებზე, რომლის დროსაც ისინი იძლევიან გარკვეული ფერის გამოსხივებას (ნათებას).

ალის შეფერვის რეაქციები ტარდება შემდეგნაირად: პლატინის ან ნიქრომის მავთულს წინასწარ გამოწვავენ ცეცხლის ალში, შემდეგ ასუფთავებენ კონცენტრირებულ მარილმჟავაში და კვლავ გამოწვავენ სრულ გავარვარებამდე. გახურებულ მავთულს სწრაფად შეიტანენ მეტალის მარილის კრისტალებში, რომლებიც მიეკვრებიან მას. კრისტალებიანი მავთული ასევე სწრაფად შეაქვთ ცეცხლის ალში, რომელიც შეიფერება გარკვეულ ფერად. ამ ფერის მიხედვით ხდება მეტალის იდენტიფიკაცია. მე-7 ცხრილში წარმოდგენილია ზოგიერთი მეტალის აქროლადი მარილებისათვის დამახასიათებელი ფერი.

პიროქიმიურ ანალიზს ყოველთვის არ მოაქვს სასურველი შედეგი, რადგანაც ხელისშემშლელ ფაქტორად აქ გვევლინება გახურების ხარისხი და სხვა ნივთიერებების მინარევების არსებობა. ამიტომ თვისებითი ანალიზის დასაჩქარებლად, მიმართავენ “მშრალ” მეთოდს გახურების გარეშე. ასეთ მეთოდს მიეკუთვნება გასრესის მეთოდი.

ცხრილი 7

ალის შეფერვა ზოგიერთი ელემენტით

მეტალთა აქროლადი მარილები	ცეცხლის ალის შეფერვა
$NaCl$	ინტენსიურად ყვითელი
KCl	იისფერი
$BaCl_2$	მოყვითალო-მომწვანო
$CaCl_2$	აგურისფერ-წითელი
$CuCl_2$	მოცისფრო-მომწვანო
Li_2CO_3	წითელი
$Pb(NO_3)_2$	ღია ცისფერი

გ) აქროლადობაზე დაფუძნებული "მშრალი" მეთოდი

ზოგიერთი ნივთიერების თვისებითი შედგენილობის დასადგენად, გამოიყენება მისი აქროლადობის უნარი გახურებისას. მაგალითად, სინჯარაში ვერცხლისწყლის მარილის შელღობისას სოდასთან, მიმდინარეობს მარილის დაშლა, ხოლო სინჯარის ცივ კედლებზე წარმოიქმნება ნაცრისფერი სარკე, რომელიც შედგება მეტალური ვერცხლისწყლის უწვრილესი წვეთებისგან:

$$Hg(NO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow HgCO_3 + 2NaNO_3$$

$$HgCO_3 \rightarrow HgO + CO_2$$

$$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$$

დ) გასრესის მეთოდი – იგი შემუშავებულია 1898 წელს რუსი მეცნიერის ფლავიცკის მიერ. მას დღესაც იყენებენ გეოლოგები საველე პირობებში ნივთიერებების (მინერალების) გამოსაცნობად.

მისი არსი მდგომარეობს შემდეგში: ფაიფურის როდინში ან სასაგნე მინაზე ათავსებენ საანალიზო ნივთიერებას და მის აღმომჩენ რეაქტივს და იწყებენ მათ გასრესას ფილთაქვით ან მინის წკირით. გასრესის შედეგად წარმოიქმნება გარკვეული ფერის ან სპეციფიური სუნის მქონე ნაერთი, რომლის მეშვეობითაც ხდება ელემენტის ან იონის აღმოჩენა:

$$FeCl_3 + 3NH_4SCN \rightarrow Fe(SCN)_3 + 3NH_4Cl$$

რკინის როდანიდი
(წითელი ფერი)

$$CH_3COONa + NaHSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + CH_3COOH$$

ძმარმჟავა
(სპეციფიკური სუნი)

$$CoSO_4 + 4NH_4SCN \rightleftarrows (NH_4)_2[Co(SCN)_4] + (NH_4)_2SO_4$$

ლურჯი ფერის
ამონიუმის ტეტრაროდანო
კობალტატ (II) თიოციანატი

კალას შემცველი მინერალის დიმეთილგლიოქსიმთან (დმგ) გასრესისას წარმოიქმნება იისფერი კალა-რკინის დიმეთილგლიოქსიმატის სხვადასხვა ბირთვიანი კომპლექსი.

გასრესის მეთოდით გამოიცნობა აგრეთვე ამონიუმის მარილები. ამ მარილების კირთან გასრესისას გამოიყოფა გაზი, რომელიც გამოიცნობა დამახასიათებელი სუნით და სველი წითელი ლაკმუსის ქაღალდის გალურჯებით: $2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$ გასრესის მეთოდის მგრძნობიარობა შეადგენს 10^{-6} გრამს.

თვისებით ანალიზში დიდი მნიშვნელობა ენიჭება "სველი" მეთოდით ჩატარებულ რეაქციებს. ამ დროს საკვლევი ნივთიერება წინასწარ უნდა გაიხსნას, რათა მისი შემადგენელი კომპონენტები გადაყვანილი იქნეს ხსნარში. წყალხსნარში ელექტროლიტები დისოცირდებიან იონებად, ამიტომ ანალიზური რეაქციები მიმდინარეობს გაცილებით სწრაფად, ისინი პრაქტიკულად შეუქცევადია და მათ თან ახლავს გარეგნული (სპეციფიკური) ეფექტები: ნალექის წარმოქმნა; ფერის შეცვლა; გაზის გამოყოფა და ა.შ. „სველი" მეთოდი გამოყენებულია წყალხსნარებში. რეაქციები მიმდინარეობს უმთავრესად იონებს შორის. ამ მეთოდით ხორციელდება მიკროსკოპიული, წვეთური, მაკრო-, ნახევრადმიკრო-, ფაზური და სხვა ანალიზი.

საკვლევი ნივთიერების ქიმიურ ანალიზს, რომელიც მიმდინარეობს ხსნარში, ანალიზის „სველი" მეთოდი ეწოდება. ხშირად ამ რეაქციებს "აღმომჩენ" რეაქციებსაც უწოდებენ, რადგანაც მათი მეშვეობით აღმოაჩენენ ხსნარში არსებულ იონებს.

"სველი" მეთოდის მაგალითებია:

ამონიუმის იონის აღმოჩენა მწვავე ტუტეებით;

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O + NaCl \qquad NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$$

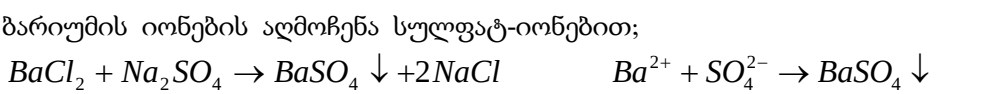
სპეციფიკური
სუნი
(გაზი)

რკინის იონების აღმოჩენა როდანიდ-იონებით;

$$FeCl_3 + 3KSCN \rightarrow Fe(SCN)_3 + 3KCl \qquad Fe^{3+} + 3SCN^- \rightarrow Fe(SCN)_3$$

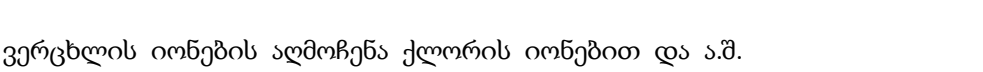
წითელი
ფერის

ბარიუმის იონების აღმოჩენა სულფატ-იონებით;



$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2NaCl \qquad Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$$

ვერცხლის იონების აღმოჩენა ქლორის იონებით და ა.შ.



$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3 \qquad Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl \downarrow$$

"სველი" მეთოდის უპირატესობებია:

ა) რეაქციები მიმდინარეობს სწრაფად;

ბ) რეაქციები პრაქტიკულად შეუქცევადია;

გ) რეაქციები მიმდინარეობს სპეცეფექტებით.

III.3. წვეთური და მიკროკრისტალოსკოპიური ანალიზი

მიკროანალიზის დროს რეაქციებს ატარებენ ორი ძირითადი წესით:

1) წვეთური ანალიზი; 2) მიკროკრისტალოსკოპიური ანალიზი.

წვეთური ანალიზი შეიმუშავა რუსმა მეცნიერმა, პროფესორმა ნ.ა.ტანანაევმა 1920 წელს. იონთა აღმოჩენას და იდენტიფიკაციას აწარმოებენ ხსნარის მცირე მოცულობაში (ერთ ან რამდენიმე წვეთში), ფოროვან ქაღალდზე. საანალიზო ნივთიერების კონცენტრაციაა 0,1მგ/ლ. წვეთის გადატანას ქაღალდზე ახდენენ კაპილარით (ფილტრის ქაღალდი ასრულებს არა მარტო ფონის როლს, არამედ ის საანალიზო ნივთიერების მაკონცენტრირებელიცაა).

წვეთური ანალიზის ჩატარების ტექნიკა: საშუალო სიმკვრივის ფილტრის ქაღალდის ცენტრში მიკროპიპეტით ათავსებენ საანალიზო ხსნარის 1 წვეთს. მისი გაწოვის შემდეგ ისევ ცენტრში აწვეთებენ აღმომჩენი რეაგენტის 1 წვეთს. წარმოიქმნება ფერადი ლაქა, რომლის შეფერილობის მიხედვით, ხდება ელემენტის ან იონის იდენტიფიკაცია. ეს მეთოდი მარტივი, ეკონომიური, სწრაფი და ძალზე მგრძნობიარეა, მისი მეშვეობით შესაძლებელია 2-3 ნივთიერების ერთდროულად აღმოჩენა, ამასთან გამორიცხულია მთელი რიგი ოპერაციები: გაფილტვრა, ჩარეცხვა და სხვ.), მაგრამ ნაკლებად გამოიყენება რთული სისტემების (ობიექტების) ანალიზში.

მაგალითი 1: თუ ფილტრის ქაღალდზე დავიტანთ $AgNO_3$-ის და $Pb(NO_3)_2$-ის ხსნარების ნარევის თითო წვეთს და აქვე დავამატებთ K_2CrO_4-ის 1 წვეთს, წარმოიქმნება მოყავისფრო-ყვითელი ლაქა, რომელიც ერთდროულად შეიცავს Ag_2CrO_4-ის და $PbCrO_4$-ის ნალექებს:

$$2AgNO_3 + K_2CrO_4 \rightarrow Ag_2CrO_4 \downarrow + 2KNO_3$$

ყავისფერი

$$Pb(NO_3)_2 + K_2CrO_4 \rightarrow PbCrO_4 \downarrow + 2KNO_3$$

ყვითელი

მაგრამ, ვერცხლის ქრომატის მუქი ფერი შენიღბავს ტყვიის ქრომატის ყვითელ ფერს. ამიტომ მომდევნო ეტაპზე ხდება ტყვიის იონების გამჟღავნება, ანუ იდენტიფიკაცია, რისთვისაც ფერად ლაქაზე აწვეთებენ NH_4OH -ის ხსნარის 1 წვეთს, რომელშიც გაიხსნება ვერცხლის ქრომატის ყავისფერი ნალექი და წარმოიქმნება უფერული ვერცხლის ამიაკატის კომპლექსი. ამის შედეგად, ფილტრის ქაღალდზე მუქი ფერი გაქრება და ნათლად გამჟღავნდება ტყვიის ქრომატის ყვითელი ლაქა:

$$Ag_2CrO_4 + 4NH_4OH \rightarrow 2[Ag(NH_3)_2]OH + H_2CrO_4 + 2H_2O$$

ვერცხლის ამიაკატი
(უფერული)

მაგალითი 2: წვეთური რეაქცია Al^{3+}-ზე – ალუმინის იონის აღმოჩენა ალუმინონით.

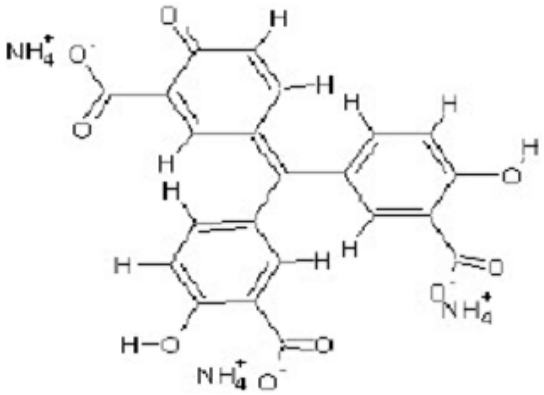
ფილტრის ქაღალდზე მიკროპიპეტით ათავსებენ სისხლის ყვითელი მარილის (კალიუმის ფეროციანიდის)- $K_4[Fe(CN)_6]$ – ხსნარის 1 წვეთს. წარმოქმნილი სველი ლაქის ცენტრში ისევ მიკროპიპეტით დაიტანენ Al^{3+}-ის შემცველი საანალიზო ხსნარის 1 წვეთს. სველ ლაქას 2-3 წუთი გააჩერებენ NH_4OH-ის ორთქლზე, რომელიც Al^{3+}-ს დალექავს $Al(OH)_3$-ის სახით:

$$Al^{3+} + 3NH_4OH \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow + 3NH_4^+$$

ალუმინის
ჰიდროქსიდი

შემდეგ ლაქას გადახაზავენ ალუმინონის ($C_{22}H_{23}N_3O_9$) ხსნარით და ისევ გააჩერებენ 2-3 წუთი NH_4OH-ის ორთქლზე. ბოლოს სველ ლაქას ფრთხილად

გამოაშრობენ ცეცხლის ალზე. ლაქის ის ნაწილები, სადაც ალუმინის იონებია დალექილი, შეიღებება წითლად. ალუმინონი მოყავისფრო-წითელი ფხვნილია, წყალში ადვილად ხსნადია, სუსტად ხსნადია სპირტში, უხსნადია ორგანულ გამხსნელებში - ეთერში, ქლოროფორმში, აცეტონში (ნახ.11).



ნახ.11. ალუმინონის სტრუქტურული ფორმულა

ცხრილი 8

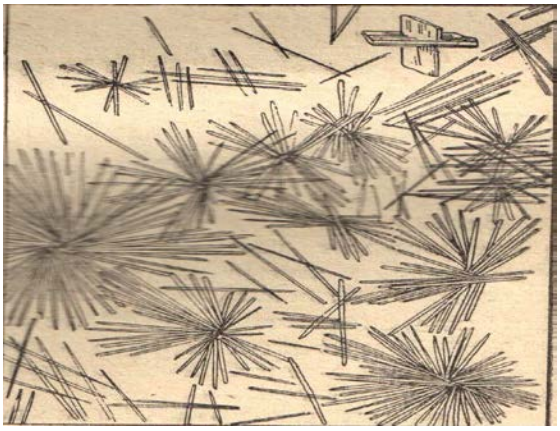
წვეთური რეაქციით ზოგიერთი კათიონის აღმომჩენი რეაქტივები

იონები	**რეაქტივები**
K^+	ნატრიუმის ჰექსანიტრიტკობალტატი (III) - $Na_3[Co(NO_2)_6]$
NH_4^+	ნესლერის რეაქტივი - კალიუმის ტეტრაიოდომერკურატი (II) - $K_2[HgI_4]\cdot 2H_2O$
Ba^{2+}	კალიუმის ქრომატი - K_2CrO_4
Al^{3+}	ალიზარინი წითელი - $C_{14}H_7NaO_7S$
Fe^{2+}	ამონიუმის სულფიდი - $(NH_4)_2S$
	კალიუმის ფერიციანიდი - $K_3[Fe(CN)_6]$
Fe^{3+}	ამონიუმის სულფიდი - $(NH_4)_2S$
	კალიუმის ფეროციანიდი - $K_4[Fe(CN)_6]$
	კალიუმის როდანიდი $KSCN$
Ag^+	გოგირწყალბადი - H_2S ან ამონიუმის სულფიდი - $(NH_4)_2S$
Pb^{2+}	გოგირწყალბადი - H_2S ან ამონიუმის სულფიდი - $(NH_4)_2S$
Cu^{2+}	გოგირწყალბადი - H_2S ან ამონიუმის სულფიდი - $(NH_4)_2S$
	მწვავე ნატრი - $NaOH$ და ამონიუმის ჰიდროქსიდი - NH_4OH

მიკროკრისტალოსკოპიური მეთოდის ფუძემდებელია რუსი ქიმიკოსი – ლოვიცი (1798 წ.). ამ მეთოდის განვითარებაში დიდი წვლილი მიუძღვის აგრეთვე რუს მეცნიერს – ი.კორენმანს. მეთოდს საფუძვლად უდევს გარკვეული შედგენილობის ნივთიერებების დამახასიათებელ ფორმაში დაკრისტალების უნარი. იგი ემყარება იონთა აღმოჩენას გამოყოფილი კრისტალების ფორმითა და ფერით. მაგალითად, ნატრიუმის იონის შემცველ ხსნარზე თუთიაურანილა-ცეტატის დამატებისას წარმოიქმნება ნატრიუმ-თუთია-ურანილის აცეტატის მომწვანო-მოყვითელო ფერის ტეტრაედრული ფორმის კრისტალები:

$$NaCH_3COO \cdot Zn(CH_3COO)_2 \cdot 3UO_2(CH_3COO)_2 \cdot 9H_2O$$

მიკროკრისტალოსკოპიური ანალიზი ტარდება შემდეგნაირად: სასაგნე მინაზე მიკროპიპეტით ათავსებენ საანალიზო ხსნარის 1 წვეთს, მის გვერ-დით კი – აღმომჩენი რეაგენტის 1 წვეთს. ორი წვეთის შეხების საზღვარზე წარმოიქმნება ნალექის კრისტალები. წარმოქმნილ კრისტალებს აკვირდებიან მიკროსკოპში. სწორედ აქედან მიიღო მეთოდმა მიკროკრისტალოსკოპიურის სახელწოდება (ნახ.12).



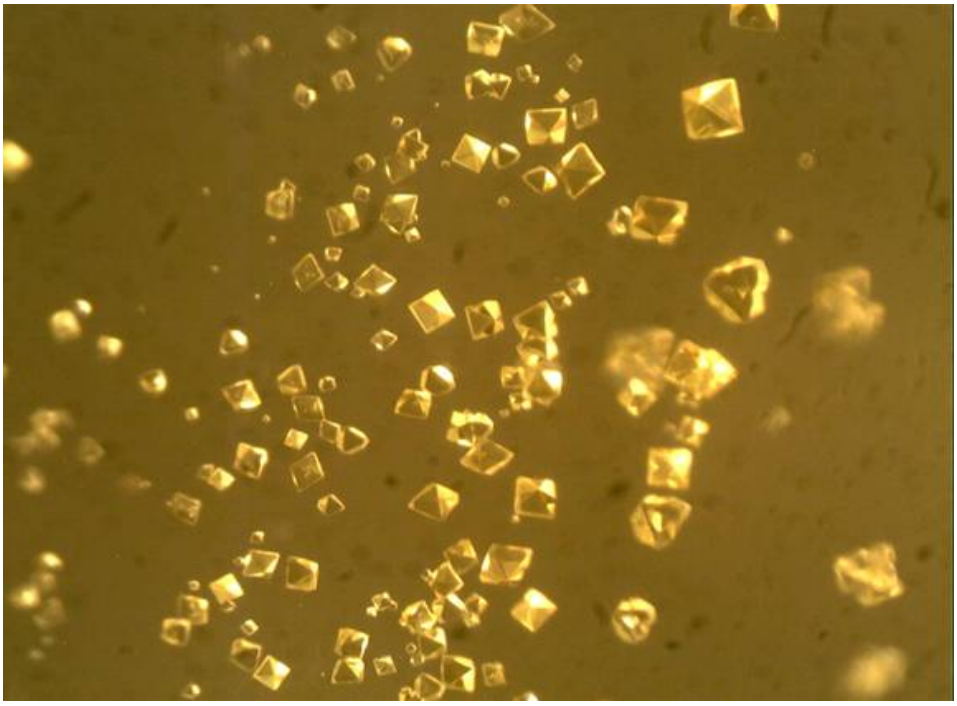
ნახ. 12. თაბაშირის $CuSO_4 \cdot 2H_2O$ კრისტალები

.

მაგალითი: საანალიზო ხსნარში K^+-ის იონების აღმოსაჩენად, სასაგნე მინაზე აწვეთებენ KCl-ის ხსნარის 1 წვეთს და მის გვერდით ტეტრაქ-ლორპლატინის– $PtCl_4$ ხსნარის 1 წვეთს. წარმოიქმნება კალიუმის ჰექსაქ-ლორპლატინ (IV)-ის კრისტალები, რომლებიც მბზინავი ლიმონისფერ-ყვითე-ლია და ოქტაედრული ფორმა გააჩნიათ. ცდას ატარებენ სასაგნე მინაზე, კრისტალების ფორმას აკვირდებიან მიკროსკოპში (ნახ.13).

$$2KCl + PtCl_4 \rightarrow K_2[PtCl_6]\downarrow$$

ლიმონისფერი

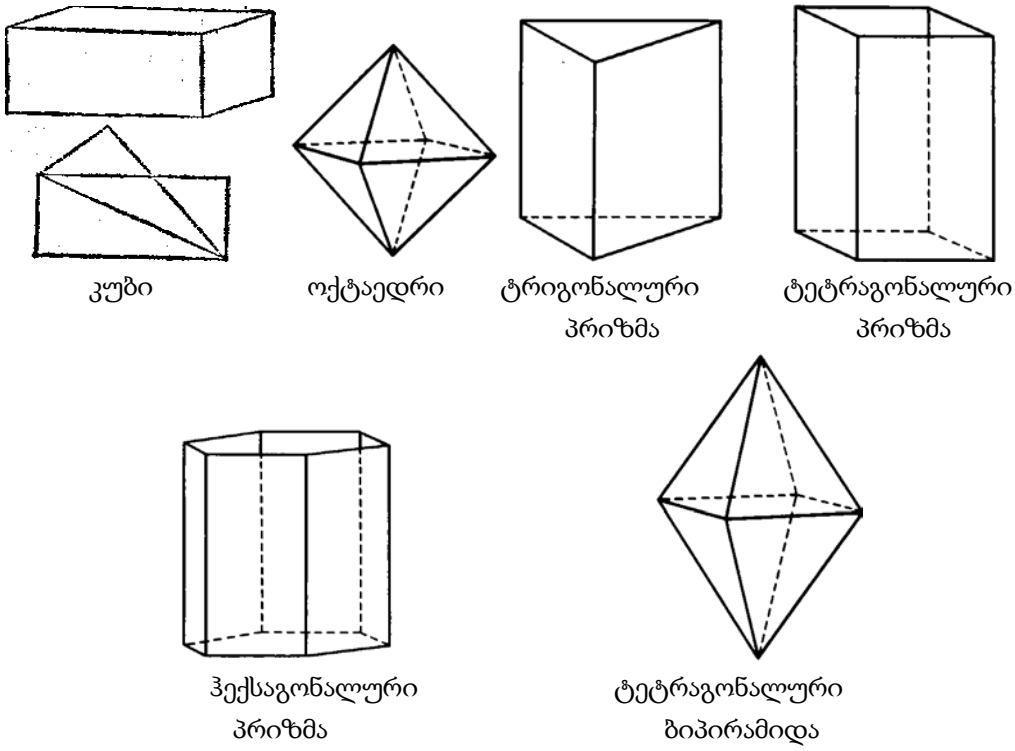


ნახ.13. კალიუმის ჰექსაქლორპლატინ (IV)-ის კრისტალები

თვალსაჩინო, გარკვეული ფორმის კრისტალების მისაღებად დაცული უნდა იყოს ოპტიმალური პირობები: მორეაგირე კომპონენტთა კონცენტრაცია, ხსნარის pH, დაყოვნების დრო, ტემპერატურა და სხვა. მიკროკრისტალოსკოპიური რეაქციები ფართოდ არის ცნობილი და გამოყენებული მრავალი იონის აღმოჩენისა და იდენტიფიკაციისათვის.

კრისტალებს შეიძლება გააჩნდეთ შემდეგი ფორმა: კუბური; ტრიგონალური; ტეტრაგონალური; მონოკლინური; ტრიკლინური; რომბული; ოქტაედრული და ა.შ. (ნახ.14). მიკროკრისტალოსკოპიური ანალიზი სპეციფიკური და მგრძნობიარეა, მისი საშუალებით შესაძლებელია 0,1 მკგ ნივთიერების აღმოჩენა.

მიკროკრისტალოსკოპიაში იყენებენ რთული სტრუქტურის რეაქტივებს, რაც ზრდის კრისტალთა დამახასიათებლობას. მაგალითად, ღვინისმჟავას ($H_2C_2H_4O_6$) მარილებს, ფოსფორმჟავას მარილებს, კომპლექს-ნაერთებს და სხვ.



ნახ.14. კრისტალთა ფორმები

III.4. ქიმიური წონასწორობა. მოქმედ მასათა კანონის მისადაგება შექცევადი რეაქციებისადმი

ქიმიური რეაქციები შეიძლება იყოს შექცევადი და შეუქცევადი. თითქმის ყველა ანალიზური რეაქცია წარმოადგენს შექცევადს, ანუ ისეთს, რომელიც მიმდინარეობს ერთდროულად ორი ურთიერთსაპირისპირო მიმართულებით. თუმცა, ზოგიერთი რეაქციის შექცევადობა იმდენად უმნიშვნელოა, რომ პრაქტიკულად ის შეიძლება ჩაითვალოს შეუქცევადად, ანუ ბოლომდე მიმდინარე რეაქციად.

ნატრიუმის კარბონატის ხსნარზე მარილმჟავას ხსნარის მიმატებით მიმდინარეობს რეაქცია:

$$Na_2CO_3 + 2HCl \leftrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$$

რეაქციის ერთ-ერთი პროდუქტია ნახშირორჟანგი (აირი), ამიტომ რომელიმე საწყისი ნივთიერების (Na_2CO_3-ის ან HCl-ის) დახარჯვას მივყავართ რეაქციის შეწყვეტამდე. ეს რეაქცია მიმდინარეობს მხოლოდ პირდაპირი მიმართულებით და წარმოადგენს შეუქცევადი რეაქციის ტიპურ მაგალითს.

თუ $BaCl_2$-ის ხსნარს დავამატებთ Na_2SO_4-ის ხსნარს, წარმოიქმნება $BaSO_4\downarrow$-ის ნალექი, რომელიც სცილდება რეაქციის სფეროს. ეს აგრეთვე წარმოადგენს შეუქცევადი რეაქციის მაგალითს.

მაგრამ, თუ განვიხილავთ რეაქციას:

$$FeCl_3 + 3NH_4SCN \leftrightarrow Fe(SCN)_3 + 3NH_4Cl$$

ამ შემთხვევაში რეაქციის ოთხივე პროდუქტი - ორი საწყისი და ორი საბოლოო წყალში კარგად ხსნადია. მიიღება ერთგვაროვანი, ე.წ. ჰომოგენური სისტემა, სადაც ხსნარიდან არ გამოძევდება არც ერთი ნივთიერება. ამიტომ, ორი წარმოქმნილი ნივთიერება – რკინა (III)-ის როდანიდი და ამონიუმის ქლორიდი შედიან ერთმანეთთან რეაქციაში. მოცემულ შემთხვევაში, ერთდროულად მიმდინარეობს ორი რეაქცია: პირდაპირი და შებრუნებული.

შექცევადი რექციის ტიპური მაგალითია K^+-ის იონის აღმოჩენა ღვინის მჟავათი:

$$KCl + H_2C_4H_4O_6 \leftrightarrow KHC_4H_4O_6\downarrow + HCl$$

თეთრი
კრისტალური
ნალექი

HCl-ის ჭარბად დაგროვების შემთხვევაში, იგი კვლავ შედის რეაქციაში $KHC_4H_4O_6$-თან და წარმოიქმნება საწყისი ნივთიერებები.

შექცევად რეაქციას მიეკუთვნება:

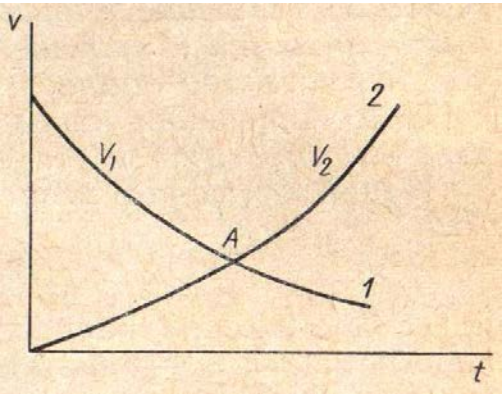
$$ZnCl_2 + H_2S \leftrightarrow ZnS\downarrow + 2HCl$$

შექცევადი რეაქციები ბოლომდე არ მიდის, არამედ მყარდება ქიმიური წონასწორობა, რომლის დროსაც ხსნარში იმყოფება როგორც საწყისი, ასევე საბოლოო პროდუქტები. ქიმიური წონასწორობის დამყარების პროცესში, თითქოს რეაქცია ჩერდება, რადგან ყველა თვალსაჩინო ცვლილება წყდება. მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციებს, რომლებიც მყარდება ქიმიური

წონასწორობის პროცესში, უწოდებენ წონასწორულ კონცენტრაციებს. თუ არ შეიცვლება რეაქციის პირობები, უცვლელი დარჩება წონასწორული კონ-ცენტრაციებიც.

მორეაგირე ნივთიერებათა სისტემის ისეთ მდგომარეობას, რომლის დროსაც პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეები ერთმანეთის ტოლია, ქიმიური წონასწორობა ეწოდება. რადგანაც ქიმიური წონასწორობა არ არის მოსვენებითი, ამიტომ მას მოძრავ, ანუ ***დინამიკურ წონასწორობასაც*** უწოდებენ (ნახ.15). ქიმიური წონასწორობის მომენტში ურთიერთქმედება ნივთიერებებს შორის არ წყდება. ქიმიურ წონასწორობას აქვს ადგილი კრის-ტალური ნივთიერებების წყალში გახსნისას: ხსნარის გაჯერებასთან ერთად, გახსნის სიჩქარე მცირდება და კრისტალიზაციის სიჩქარე იზრდება. დგება მომენტი, როცა ეს სიჩქარეები ერთმანეთს უტოლდება და მყარდება ქიმიუ-რი წონასწორობა.

ქიმიური წონასწორობის განხილვისას განასხვავებენ იდეალურ და რეა-ლურ სისტემებს. იდეალურ სისტემებში იონები გავლენას არ ახდენენ ერთ-მანეთზე და სრულყოფილად ავლენენ თავიანთ ინდივიდუალურ ბუნებას. იდეალური სისტემები პრაქტიკაში არ გვხვდება. მათ უახლოვდება ელექტ-როლიტების ძალზედ განზავებული ხსნარები, იდეალური აირები. იდეა-ლურ სისტემებში იონთა აქტივობა (აქტიური კონცენტრაცია) ანალიზური, ჭეშმარიტი კონცენტრაციის ტოლია. ქიმიური ანალიზის პრაქტიკაში უმთავ-რესად რეალურ სისტემებთან გვაქვს საქმე.



ნახ.15. ქიმიური წონასწორობის დამყარება

1-პირდაპირი რეაქციის სიჩქარის ცვლილება - V_1;

2 -შებრუნებული რეაქციის სიჩქარის ცვლილება - V_2;

A -ქიმიური წონასწორობის წერტილი.

ანალიზური ქიმიის უმნიშვნელოვანესი კანონია მოქმედ მასათა კანონი (მმკ), რომელიც ამყარებს კავშირს ქიმიური რეაქციის სიჩქარესა და მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციებს შორის. ანალიზური რეაქციები მიმდინარეობს სხვადასხვა სიჩქარით, რომელიც გვიჩვენებს დროის გარკვეულ ერთეულში რეაქციაში შესული ნივთიერებების რაოდენობას (რაც მეტი რაოდენობით შევა რეაქციაში ნივთიერებები დროის გარკვეულ ერთეულში, მით მეტია რეაქციის სიჩქარე). როგორც ცნობილია, ქიმიური რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია შემდეგ ფაქტორებზე: მორეაგირე ნივთიერებათა ბუნებაზე; მათ კონცენტრაციაზე; ტემპერატურაზე; კატალიზატორზე; წნევაზე.

პირველად ქიმიური რეაქციის სიჩქარეზე მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციების გავლენა შეისწავლა ხარკოვის უნივერსიტეტის პროფესორმა – ***ბეკეტოვმა. 1865 წელს*** მან დაიცვა დისერტაცია თემაზე: "ერთი მეტალის მეორე მეტალით გამოძევების მოვლენათა გამოკვლევა". დისერტაციის დაცვისას, მან დაამტკიცა, რომ წყალბადი მაღალი წნევის ქვეშ აძევებს ვერცხლისწყალსა და ვერცხლს მათივე მარილების წყალხსნარებიდან. ამავე დროს, რაც მეტია წყალბადის წნევა, მით უფრო სწრაფად და სრულად წარმოებს მეტალთა გამოძევება:

$$Hg(NO_3)_2 + H_2 \rightarrow 2HNO_3 + Hg$$

$$2AgNO_3 + H_2 \rightarrow 2HNO_3 + 2Ag$$

ბეკეტოვის შრომების გამოქვეყნებიდან ორი წლის შემდეგ, ***1867 წელს ორმა ნორვეგიელმა ქიმიკოსმა – კ.გულდბერგმა და პ.ვააგემ ექსპერიმენტულად დაამტკიცეს, რომ ქიმიური რეაქციის სიჩქარე პირდაპირპროპორციულია მორეაგირე ნივთიერებების მოლური კონცენტრაციების ნამრავლისა. ამ დებულებამ მიიღო მოქმედ მასათა კანონის (მმკ) სახელწოდება.***

მაგალითად, მოცემულია ზოგადი სახის რეაქცია $A + B \Leftrightarrow C$.

ამ რეაქციის სიჩქარე, მოქმედ მასათა კანონის საფუძველზე, გამოითვლება ფორმულით:

$V = K \times [A] \times [B]$, სადაც:

V – არის ქიმიური რეაქციის სიჩქარე;

K – არის რეაქციის სიჩქარის კონსტანტა, ანუ მუდმივა;

$[A]$ და $[B]$–არის მორეაგირე ნივთიერებების მოლური კონცენტრაციები.

თვისებითი ანალიზის მთელი თეორია არის მმკ-ს მისადაგება ქიმიური პროცესების სხვადასხვა სახეობებისადმი.

მივუსადაგოთ მმკ შექცევად რეაქციებს ჰომოგენურ სისტემებში. ***ჰომოგენური ეწოდება სისტემას,*** რომლის ყველა უბანში ნივთიერების ქიმიური და ფიზიკური თვისებები ერთნაირია, ანუ საქმე გვაქვს ერთფაზიან სისტემასთან. ჰომოგენურ სისტემებში არ არის გამყოფი ზედაპირი და ამის მაგალითია ხსნარები. მრავალი კათიონისა და ანიონის აღმოჩენა ხდება ჰომოგენურ სისტემებში. ჰომოგენურ სისტემებში ცვლილებები ხდება ***ლე-შატელიეს პრინციპის*** თანახმად, რომლის მიხედვით: თუ სისტემა განიცდის რაიმე გარეგან ქმედებას, მასში მიდინარეობს ცვლილებები, რომლებიც ასუსტებენ ამ ქმედებას. მაგალითად, თუ სისტემაზე დავამატებთ საწყის პროდუქტებს, ამ დროს ეკვივალენტურად იზრდება საბოლოო პროდუქტების რაოდენობაც, რის შედეგად სისტემაში ქიმიური წონასწორობა აღდგება.

განვიხილოთ ზოგადი სახის შექცევადი რეაქცია:

$A + B \leftrightarrow C + D$ **(1)**

რადგანაც სახეზეა ორი რეაქცია (პირდაპირი და შებრუნებული), ამიტომ უნდა გამოვთვალოთ ორივე რეაქციის სიჩქარე.

პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე ტოლია:

$V_1 = K_1 \cdot [A] \cdot [B]$ **(2)**, სადაც:

V_1 – არის პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე;

K_1 – არის პირდაპირი რეაქციის სიჩქარის კონსტანტა;

$[A]$ და $[B]$ – არის საწყისი ნივთიერებების მოლური კონცენტრაციები.

შებრუნებული რეაქციის სიჩქარე ტოლია:

$V_2 = K_2 \cdot [C] \cdot [D]$ **(3),** სადაც:

V_2 – არის შებრუნებული რეაქციის სიჩქარე;

K_2 – არის შებრუნებული რეაქციის სიჩქარის კონსტანტა;

$[C]$ და $[D]$ – არის საბოლოო პროდუქტების მოლური კონცენტრაციები.

რეაქციის დაწყებისას, A და B ნივთიერებების კონცენტრაციები დიდია, ამიტომ V_1 იქნება მაღალი, ხოლო $V_2 = 0$. რეაქციის მიმდინარეობის პროცესში, $[A]$ და $[B]$ თანდათან შემცირდება, ხოლო $[C]$ და $[D]$ გაიზრდება, ამიტომ გაიზრდება V_2 . დადგება მომენტი, როცა პირდაპირი და შებრუნე-

ბული რეაქციების სიჩქარეები გაუტოლდება ერთმანეთს და ამ დროიდან დამყარდება ქიმიური წონასწორობა, როცა $V_1 = V_2$.

თუ წონასწორულ მდგომარეობაში პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეები ერთმანეთის ტოლია, მაშინ მათი მნიშვნელობებიც ტოლი იქნება:

$$K_1 \cdot [A] \cdot [B] = K_2 \cdot [C] \cdot [D] \quad \textbf{(4)}$$

თუ მე-4 ტოლობის მარჯვენა მხარეს გავყოფთ მარცხენაზე და მუდმივებს დავაჯგუფებთ ცალ მხარეს, მივიღებთ:

$$\frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} = \frac{K_1}{K_2} \quad (5)$$

მე-5 ტოლობის მარჯვენა ნაწილში გვაქვს ორი მუდმივას ფარდობა, ამიტომ იგი შეიძლება გამოვსახოთ ერთი სიმბოლოთი – K, მაშინ მივიღებთ:

$\frac{K_1}{K_2} = K$ (6), მაშინ: $\frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} = K$ (7), სადაც K – არის ქიმიური რეაქციის წონასწორობის მუდმივა.

K–ს რიცხვითი მნიშვნელობა იცვლება ტემპერატურის ცვლილებით, მაგრამ არ არის დამოკიდებული მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციებზე. K–ს ფიზიკური არსის გაგება არ არის ძნელი, თუ გავიხსენებთ, რომ იგი ტოლია $\frac{K_1}{K_2}$ და გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ მეტია პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე შებრუნებული რეაქციის სიჩქარეზე, როცა მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციები და ტემპერატურა ერთნაირია. თუ K **>1,** მაშინ რეაქცია პრაქტიკულად ბოლომდე მიდის. მაგალითად, სპილენძის ამიაკური კომპლექსის წარმოქმნის წონასწორობის კონსტანტა საგრძნობლად დიდია და რეაქციაც პრაქტიკულად ბოლომდე მიდის: $Cu^{2+} + 4NH_3 \leftrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}$

თუ K **<1,** მაშინ უფრო სწრაფად მიმდინარეობს შებრუნებული რეაქცია. ამ დროს რეაქციის ბოლომდე წარმართვა შესაძლებელია მორეაგირე კომპონენტების კონცენტრაციის ცვლილებით, ან სარეაქციო არედან პროდუქტის გამოყვანით. თუ $K = 10^3$, ეს იმას ნიშნავს, რომ პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე 1000-ჯერ მეტია შებრუნებული რეაქციის სიჩქარეზე.

თუ რეაქციაში შედის ორი ან მეტი ნივთიერება, მაშინ მმკ-ს ტოლობაში ყველა ნივთიერების მოლური კონცენტრაციები უნდა იყოს გათვალისწინებული. მაგალითად, თუ გვაქვს ზოგადი სახის რეაქცია: $A+B+C \leftrightarrow D+E$, მაშინ

$$K = \frac{[D]\cdot[E]}{[A]\cdot[B]\cdot[C]} \quad (8)$$

თუ რეაქციაში მონაწილეობს ნივთიერების ორი ან მეტი მოლი, მაშინ მმკ-ს ტოლობაში მოლების რიცხვი აიყვანება შესაბამის ხარისხში. მაგალითად, თუ გვაქვს ზოგადი სახის ტოლობა: $2A+B \leftrightarrow C+D$, ამ შემთხვევაში:

$$K = \frac{[C]\cdot[D]}{[A]^2\cdot[B]} \quad (9)$$

მაშასადამე, ზოგადად რეაქციისათვის: $aA+bB \leftrightarrow cC+dD$, ქიმიური წონასწორობის ტოლობა გამოისახება ასე:

$$K = \frac{[C]^c\cdot[D]^d}{[A]^a\cdot[B]^b} \quad (10)$$

მე-10 ტოლობა წარმოადგენს ***მმკ-ს მათემატიკური გამოხატულებას*** წონასწორული მდგომარეობისათვის და იგი ასე გამოითქმის: **მიღებული პროდუქტების კონცენტრაციების ნამრავლის შეფარდება საწყისი პროდუქტების კონცენტრაციების ნამრავლთან მუდმივი სიდიდეა.** მაშასადამე, სტექიომეტრიული კოეფიციენტების ტოლ ხარისხში აყვანილი რეაქციის პროდუქტების მოლური კონცენტრაციების ნამრავლის ფარდობა გამოსავალი ნივთიერებების მოლური კონცენტრაციების ნამრავლზე, მუდმივი სიდიდეა მოცემული ტემპერატურის და წნევის დროს.

წონასწორობის კონსტანტები მნიშვნელოვან ინფორმაციას გვაწვდის ხსნარში მიმდინარე პროცესების შესახებ. მათი დახმარებით შესაძლებელია მიზანდასახულად ვმართოთ ქიმიური წონასწორობა.

მაგალითი: თუ გვაქვს შემდეგი სახის რეაქცია $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3$

ქიმიური წონასწორობის მიღწევის შემდეგ, თუ გაიზრდება SO_3-ის კონცენტრაცია, რეაქციის წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ, საწყისი ნივთიე-

რებების წარმოქმნის მხარეს. შესაბამისად, გაიზრდება შებრუნებული რეაქციის სიჩქარე: $V_2 = K_2 \cdot [SO_3]^2$

დაჩქარდება SO_3-ის გარდაქმნა საწყის SO_2-ად და O_2-ად. ეს გაგრძელდება მანამ, სანამ ხელახლა არ მიიღწევა წონასწორული კონცენტრაციები და არ აღდგება ტოლობა: $K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$.

თუ წონასწორობის მიღწევის შემდეგ შევამცირებთ SO_3-ის კონცენტრაციას, რეაქციის წონასწორობა გადაინაცვლებს მარჯვნივ, SO_3-ის წარმოქმნის მხარეს, ამ შემთხვევაში შემცირდება შებრუნებული რეაქციის სიჩქარე და ეს გაგრძელდება მანამ, სანამ ისევ არ მიიღწევა წონასწორული კონცენტრაციები.

წონასწორობის ნებისმიერი დარღვევის შემთხვევაში, ქიმიური წონასწორობის კონსტანტას მნიშვნელობა მუდმივი რჩება.

მოქმედ მასათა კანონის გამოყენებით, შესაძლებელია ქიმიური წონასწორობის მდგომარეობის მართვა, ანუ შექცევადი რეაქციების მიმართულების შეცვლის გამოწვევა და ამ შესაძლებლობის გამოყენება ქიმიურ ანალიზში. ვიცით რა ქიმიური წონასწორობის კონსტანტას სიდიდე და საწყისი ნივთიერებების კონცენტრაციები, შეიძლება ყველა ნივთიერების კონცენტრაციის გამოთვლა უკვე დამყარებული ქიმიური წონასწორობის მომენტში.

შექცევადი რეაქციისთვის: $FeCl_3 + 3KSCN \leftrightarrow Fe(SCN)_3 + 3KCl$

წონასწორობის კონსტანტა გამოითვლება შემდეგნაირად:

$$K = \frac{[Fe(SCN)_3] \cdot [KCl]^3}{[FeCl_3] \cdot [KSCN]^3}$$

რა მოხდება იმ შემთხვევაში, თუ ხსნარში შევიყვანთ $KSCN$-ის დამატებით რაოდენობას? K-ს მნიშვნელობა არ შეიცვლება $FeCl_3$-ის შემცირების შემთხვევაში, ან $[Fe(SCN)_3] \cdot [KCl]^3$ ნამრავლის გაზრდის შემთხვევაში. ეს გამოიწვევს იმას, რომ ხსნარის წითელი შეფერილობა ხდება ინტენსიური. რა მოხდება იმ შემთხვევაში, თუ შეფერილ ხსნარს დავუმატებთ KCl-ს? K-ს მნიშვნელობა დარჩება მუდმივი იმ შემთხვევაში, თუ $Fe(SCN)_3$-ის რაოდენობა შემცირდება, ეს კი გამოიწვევს იმას, რომ ხსნარის შეფერილობა შესუსტდება.

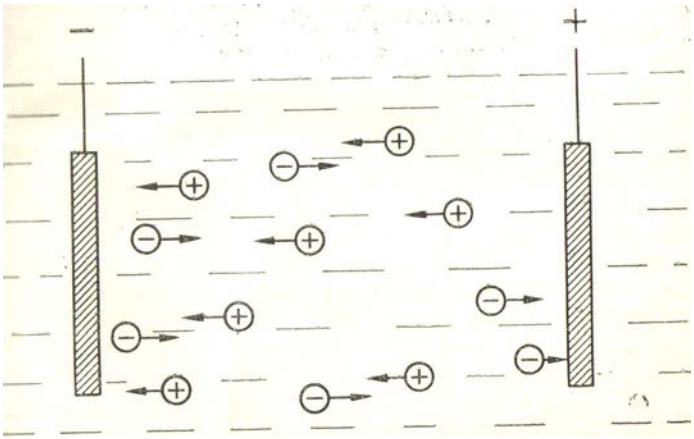
III.5. ქიმიური წონასწორობა სუსტი ელექტროლიტების ხსნარებში. იონიზაციის კონსტანტა და ხარისხი. ოსტვალდის განზავების კანონი. ძლიერი ელექტროლიტები. იონის აქტივობა. ხსნარის იონური ძალა

წყლის ორთქლის კონდენსაციის დროს მიმდინარეობს ასოციაციის პროცესი, ანუ წყლის მოლეკულების გაერთიანება რთულ წარმონაქმნში, რომელიც შედგება ორი ან მეტი მოლეკულისგან. ამიტომ თხევადი სახით წყლის ფორმულაა $(H_2O)_n$, სადაც n-არის ასოციაციის ხარისხი. ასოცირებული მოლეკულების ურთიერთქმედებისას, მიმდინარეობს თვითიონიზაციის პროცესი, რომელსაც მივყავართ დამუხტული ნაწილაკების წარმოქმნამდე:

$$H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

H_3O^+-წარმოადგენს ჰიდროქსონიუმის იონს, ანუ ჰიდრატირებულ პროტონს, ამიტომ რეაქციები წყალხსნარებში მიმდინარეობს ჰიდროქსონიუმის იონის მონაწილეობით. გამხსნელის ზემოქმედებით მიმდინარეობს გახსნილი ნივთიერების მოლეკულების იონიზაციის პროცესი.

წყლის პოლარული მოლეკულების გავლენით, მრავალი ნივთიერება ხსნარში იშლება იონებად: $AB \leftrightarrow A^+ + B^-$. ამ პროცესს ელექტროლიტური დისოციაცია ეწოდება, ხოლო ნივთიერებებს, რომლებიც დისოცირდებიან – ელექტროლიტები. წარმოდგენა ელექტროლიტისა და არაელექტროლიტის შესახებ ჩამოაყალიბა ***ფარადეიმ XIX საუკუნის 30-იან წლებში.*** ელექტროლიტის ხსნარი ან ნალღობი ატარებს ელექტროდენს, რადგანაც მასში ნივთიერებები დაშლილია იონებად (ნახ.16). ***ელექტროლიტებს მიეკუთვნება:*** მჟავების, ტუტეების, ხსნადი მარილების წყალხსნარები ან მათი ნალღობები. არაელექტროლიტები ელექტროდენს არ ატარებენ, რადგანაც არ შეიცავენ იონებს. ***არაელექტროლიტებს მიეკუთვნება*** ძირითადად ორგანული ნაერთები (ცილები, სპირტები, ალდეჰიდები, ეთერები, ნახშირწყლები და ა.შ.).



ნახ.16. ელექტროდენის გავლა ელექტროლიტების ხსნარებში

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის ფუძემდებელია შვედი მეცნიერი სვანტე არენიუსი, რომლის მიხედვით: **თეორიას, რომელიც გახსნილ ან გალღობილ მდგომარეობაში ელექტროლიტის განსაკუთრებულ თვისებებს მათი იონებად დაშლით ხსნის,** ***ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია ეწოდება***. ამ თეორიის ძირითადი შინაარსი შეიძლება ***3 დებულების*** სახით ჩამოვაყალიბოთ:

1. ელექტროლიტები წყალში გახსნისას იშლებიან დადებითად (კათიონები) და უარყოფითად (ანიონები) დამუხტულ იონებად, რომლებიც წარმოიქმნება ექვივალენტური რაოდენობით, ამის გამო ხსნარში მათი მუხტების ჯამი ერთმანეთის ტოლია და ხსნარი ელექტრონეიტრალურია;

2. ხსნარში ან ნალღობში ელექტროდენის გატარებისას, კათიონები იწყებენ მიზანმიმართულ მოძრაობას უარყოფითი ელექტროდისაკენ – კათოდისაკენ და განიმუხტებიან მასზე. უარყოფითი იონები (ანიონები) კი წარიმართებიან დადებითი ელექტროდისაკენ – ანოდისაკენ და განიმუხტებიან მასზე. კათიონები იძენენ კათოდზე ელექტრონებს – ეს არის კათოდური აღდგენა, ხოლო ანიონები გადასცემენ ელექტრონებს ანოდს – ეს არის ანოდური დაჟანგვა;

3. ელექტროლიტური დისოციაცია შექცევადი პროცესია, რომლის პარალელურად მიმდინარეობს საპირისპირო პროცესი – ასოციაცია (იონთა ურთიერთმოქმედება), ამიტომ ელექტროლიტური დისოციაციის განტოლებაში ტოლობის ნიშნის ნაცვლად იწერება შექცევადობის ნიშანი $\leftrightarrow$.

ელექტროლიტებს, არაელექტროლიტებისგან განსხვავებით, გააჩნიათ შემდეგი თვისებები:

ა) ელექტროლიტები ატარებენ ელექტროდენს;

ბ) ელექტროლიტთა წყალხსნარები დუღს უფრო მაღალ ტემპერატურაზე, ვიდრე არაელექტროლიტების წყალხსნარები;

გ) ელექტროლიტთა წყალხსნარები იყინებიან უფრო დაბალ ტემპერატურაზე, ვიდრე არაელექტროლიტების წყალხსნარები;

დ) ელექტროლიტთა წყალხსნარებს გააჩნიათ მაღალი ოსმოსური წნევა;

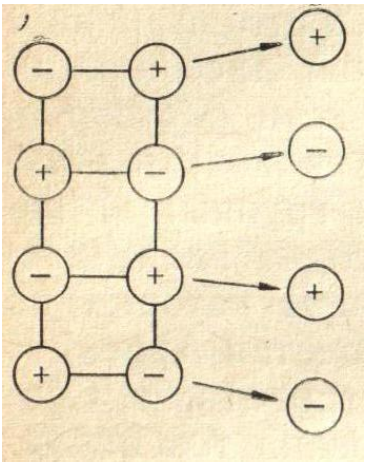
ე) ყველა ელექტროლიტის ხსნარი იქცევა ისე, თითქოს იგი შედგებოდეს ორი დამოუკიდებელი კომპონენტისაგან (კათიონებისა და ანიონებისაგან).

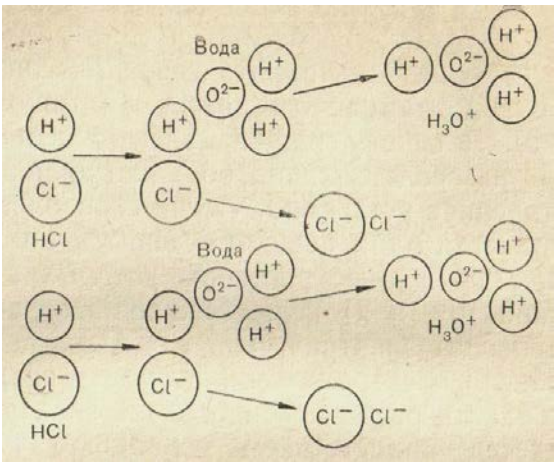
ამრიგად, ყველა ამ თვისების გათვალისწინებით, ***ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია გამოითქმება ასე: მჟავათა, ტუტეთა და მარილთა მოლეკულები, წყალში გახსნისას, დისოცირდებიან იონებად, რომლებიც ხსნარებში იქცევიან, როგორც დამოუკიდებელი ერთეულები და მონაწილეობენ ქიმიურ რეაქციებში იმისდა მიუხედავად, არსებობენ თუ არა ხსნარში სხვა იონები და მოლეკულები.***

ელექტროლიტთა წყალში გახსნისას, მიმდინარეობს ორი პროცესი:

1) დისოციაცია – ეს არის იმ ელექტროლიტთა წყალში გახსნა, რომელთაც გააჩნიათ იონური ან ჰეტეროპოლარული კრისტალური სტრუქტურა და ამ დროს ხსნარში გადადის ელექტროლიტის კრისტალური მესრის შემადგენლობაში მყოფი იონები ($KCl, NaCl, BaCl_2$).

2) იონიზაცია – ეს არის ჰომეოპოლარულ კავშირიანი ნაერთების გახსნა, რომლებსაც არ გააჩნიათ თავისუფალი იონები (HCl, H_2S). ამ შემთხვევაში იონები წარმოიქმნებიან ელექტროლიტის გახსნის პროცესში. დისოციაციის პროცესი პრაქტიკულად შეუქცევადია, ხოლო იონიზაციის პროცესი შექცევადია (ნახ.17).





კრისტალი **იონები** **მოლეკულები** **იონები**
ა) **ბ)**

ნახ.17. ა) დისოციაცია ბ) იონიზაცია

სუსტი ელექტროლიტების ხსნარებში დისოციაციის პროცესთან ერთად, მიმდინარეობს იონების და მოლეკულების ასოციაციის პროცესი. სუსტი ელექტროლიტის იონიზაციის პროცესი შექცევადია, ამიტომ ხსნარში დაშლილ მოლეკულებთან ერთად, მონაწილეობენ არაიონიზირებული მოლეკულებიც. აქედან გამომდინარე, იონიზაციის პროცესს შეიძლება მივუყენოთ მოქმედ მასათა კანონი და გამოვთვალოთ იონიზაციის კონსტანტა და ხარისხი. თუ ელექტროლიტის ფორმულას გამოვსახავთ $KtAn$, სადაც: Kt – კათიონია, ხოლო An –ანიონი, მაშინ იონიზაციის ტოლობა ჩაიწერება ასე: $KtAn \leftrightarrow Kt^{+} + An^{-}$.

მმკ–ს მიხედვით, იონიზაციის კონსტანტა გამოითვლება ფორმულით:

$$K_{\text{იონიზაციის}} = \frac{[Kt^{+}] \times [An^{-}]}{[KtAn]}, \text{ სადაც:}$$

$[Kt^{+}]$ და $[An^{-}]$ – არის იონების (კათიონების და ანიონების) წონასწორული მოლური კონცენტრაციები;

$[KtAn]$ – არის ელექტროლიტის არაიონიზირებული მოლეკულების წონასწორული მოლური კონცენტრაცია.

მაშასადამე, ***იონიზაციის კონსტანტა – არის ელექტროლიტის იონების წონასწორული მოლური კონცენტრაციების ნამრავლის შეფარდება ელექტროლიტის არაიონიზირებული მოლეკულების კონცენტრაციასთან.***

რაც მეტია K **იონიზაციის**, მით მეტად იშლება ელექტროლიტი იონებად.

იონიზაციის კონსტანტა ელექტროლიტის იონიზაციის უნარის მნიშვნელოვანი მახასიათებელია, ის დამოკიდებულია ელექტროლიტის ბუნებაზე, გამხსნელის ბუნებაზე და ტემპერატურაზე, ის არ არის დამოკიდებული ხსნარის კონცენტრაციაზე. იონიზაციის კონსტანტას პოულობენ მხოლოდ სუსტი ელექტროლიტებისათვის, რადგანაც ძლიერი ელექტროლიტები განზავებულ ხსნარებში იონიზირდებიან თითქმის სრულად და მათთვის K-ს გამოთვლა შეუძლებელია.

იონიზაციის კონსტანტა არის ხსნარში ელექტროლიტის იონიზაციის ერთ-ერთი ძირითადი მახასიათებელი. მეორე მახასიათებელს წარმოადგენს იონიზაციის ხარისხი – α, რომელიც რაოდენობრივად ახასიათებს ელექტროლიტის წონასწორულ მდგომარეობას.

იონიზაციის ხარისხი α – არის რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს, თუ გახსნილი ელექტროლიტის მოლეკულების საერთო რაოდენობიდან რამდენია დაშლილი იონებად:

α ტოლია იონიზირებული მოლეკულების რიცხვის შეფარდებისა გახსნილი მოლეკულების საერთო რიცხვთან.

α –არის უსაზღვრო სიდიდე და იგი გამოისახება %–ში. მაგალითად, როცა ამბობენ, რომ CH_3COOH-ის 0,1M ხსნარის იონიზაციის ხარისხი $\alpha = 0{,}0135$, ეს იმას ნიშნავს, რომ ძმარმჟავას გახსნილი მოლეკულების საერთო რიცხვიდან მხოლოდ 1,35% იმყოფება იონიზირებულ მდგომარეობაში, ხოლო დანარჩენი 98,65% – არაიონიზირებული მოლეკულებია.

α –ს მიხედვით, ყველა ელექტროლიტი იყოფა:

ა) ძლიერ ელექტროლიტებად – ისინი ხსნარებში პრაქტიკულად მთლიანად იონიზირდებიან, მათ მიეკუთვნება: თითქმის ყველა მარილი; არაორგანულ მჟავათა უმრავლესობა - HCl, H_2SO_4, HNO_3; ტუტე-და ტუტე-მიწათა მეტალების ჰიდროქსიდები.

ბ) სუსტი ელექტროლიტები – ისინი წყალხსნარებში უმნიშვნელოდ არიან იონიზირებული, ესენია: თითქმის ყველა ორგანული მჟავა; ზოგიერთი არაორგანული მჟავა - H_3PO_4, H_2CO_3, H_2S; ორ-და სამვალენტოვან მეტალთა მრავალი ჰიდროქსიდი; ამონიუმის ჰიდროქსიდი; მარილები, რომელთა მოლეკულებში კოვალენტურ პოლარული ბმაა [$HgCl_2, Hg(CN)_2, Fe(SCN)_3$]. ძალიან სუსტი ელექტროლიტია წყალი. ელექტროლიტის იონიზაციის ხარისხი მცირდება კონცენტრაციის მატებით

და იზრდება ხსნარის განზავებით. განსაკუთრებით დიდ გავლენას ახდენს კონცენტრაცია სუსტ ელექტროლიტზე.

ორი და მრავალფუძიანი მჟავების, აგრეთვე ორი და მრავალმჟავური ფუძეების იონიზაცია მიმდინარეობს ეტაპობრივად. ყოველი ეტაპისთვის დამახასიათებელია თავისი იონიზაციის კონსტანტა და ხარისხი.

მაგალითად:

I ეტაპზე $H_2S \Leftrightarrow H^+ + HS^-$ $\qquad K_1 = \frac{[H^+]\cdot[HS^-]}{[H_2S]} = 1 \times 10^{-7}$

II ეტაპზე $HS^- \Leftrightarrow H^+ + S^{2-}$ $\qquad K_2 = \frac{[H^+]\cdot[S^{2-}]}{[HS^-]} = 1{,}3\times10^{-13}$

I ეტაპზე $Pb(OH)_2 \Leftrightarrow PbOH^+ + OH^-$ $\qquad K_1 = \frac{[PbOH^+]\cdot[OH^-]}{[Pb(OH)_2]} = 9{,}55\cdot10^{-4}$

II ეტაპზე $PbOH^+ \Leftrightarrow Pb^{2+} + OH^-$ $\qquad K_2 = \frac{[Pb^{2+}]\cdot[OH^-]}{[PbOH^+]} = 3{,}0\cdot10^{-8}$

იონიზაციის ხარისხი შეიძლება გამოისახოს სხვადასხვა ხერხით, უფრო ხშირად მას გამოსახავენ ***არენიუსის ფორმულით:***

$\alpha = \lambda_v \div \lambda_\infty$, სადაც:

α – არის იონიზაციის ხარისხი;

λ_v – არის ხსნარის ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა მისი მოცემული განზავებისას;

λ_∞ –არის ხსნარის ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა მისი "უსასრულო" განზავებისას.

როგორც ფორმულიდან ჩანს, λ_v და α პირდაპირპროპორციულ კავშირშია. რადგანაც "უსასრულო" განზავებისას ელექტროლიტი ხსნარში მთლიანად იშლება იონებად, ამიტომ $\lambda = 1$. ამის გათვალისწინებით, მივიღებთ:

როცა $\lambda_\infty \to 1$, მაშინ $\lambda_v \to \alpha$.

არენიუსის ფორმულა გამოითქმის ასე: ელექტროლიტის ელექტროლიტური დისოციაციის ხარისხი ხსნარის მოცემული განზავებისას ტოლია ეკვივალენტური ელექტროგამტარობის ფარდობისა ეკვივალენტურ ელექტროგამტარობასთან ხსნარის "უსასრულო" განზავებისას.

იონიზაციის ხარისხი და მუდმივა ახასიათებენ ერთსა და იმავე პროცესს – იონიზაციას, ამიტომ მათ შორის არსებობს მათემატიკური ურთიერთკავშირი. თუ ელექტროლიტის მოლურ კონცენტრაციას აღვნიშნავთ სიმბოლოთი – C, ხოლო იონიზაციის ხარისხს $-\alpha$ სიმბოლოთი, მაშინ თითოეული იონის კონცენტრაცია ტოლი იქნება $C \cdot \alpha$, ხოლო არაიონიზირებული მოლეკულების კონცენტრაცია ტოლი იქნება $C - C \cdot \alpha$.

როგორც ცნობილია, იონიზაციის ტოლობა შეიძლება ჩავწეროთ შემდეგნაირად:

$$KtAn \leftrightarrow Kt^{+} + An^{-} ,$$

ამ შემთხვევაში, $$K_{\text{იონიზაციის}} = \frac{[Kt^{+}] \times [An^{-}]}{[KtAn]}$$

ჩავსვათ ზემოთ მოცემული მნიშვნელობები იონიზაციის კონსტანტას ტოლობაში, მივიღებთ: $K = \dfrac{C\alpha \times C\alpha}{C - C\alpha}$

რადგანაც $C - C\alpha = C\alpha \times C\alpha$, ამიტომ $K = \dfrac{C^2\alpha^2}{C(1-\alpha)} = \dfrac{C\alpha^2}{1-\alpha}$

მაშასადამე, $K = \dfrac{C\alpha^2}{1-\alpha}$

ეს ტოლობა გამოხატავს ***განზავების კანონს,*** რომელიც გამოიყვანა გერმანელმა ქიმიკოსმა ***ვილჰელმ ოსტვალდმა.*** ეს კანონი ამყარებს კავშირს სუსტი ელექტროლიტის (მაგ., CH_3COOH) იონიზაციის ხარისხსა და მის კონცენტრაციას შორის.

თუ ელექტროლიტი სუსტია და მისი ხსნარი ძლიერ არაა განზავებული, მაშინ მისი იონიზაციის ხარისხი - α დაბალია და $1 - \alpha \to 1$.

ამ შემთხვევაში $K = \dfrac{C\alpha^2}{1} = C\alpha^2$,

აქედან $\alpha = \sqrt{\dfrac{K}{C}}$

ეს განტოლება წარმოადგენს ***განზავების კანონის მათემატიკურ გამოხატულებას, რომელიც ასე გამოითქმის: თუ რომელიმე სუსტ ელექტროლიტს განვაზავებთ 4-ჯერ, მისი იონიზაციის ხარისხი გაიზრდება 2-ჯერ.***

განზავების კანონი საშუალებას იძლევა გამოვითვალოთ სუსტი ელექტროლიტის იონიზაციის ხარისხი, თუ ცნობილია იონიზაციის მუდმივა და ელექტროლიტის მოლური კონცენტრაცია და, პირიქით, გამოვითვალოთ K, თუ ცნობილია α.

მე-9 ცხრილში წარმოდგენილია ზოგიერთი ელექტროლიტის იონიზაციის კონსტანტას და იონიზაციის ხარისხის მნიშვნელობები.

ერთსა და იმავე ნივთიერებას, იმისდა მიხედვით, თუ რომელ გამხსნელში იმყოფება ის, შეუძლია გამოამჟღავნოს როგორც ძლიერი, ასევე სუსტი ელექტროლიტის თვისებები. ცნობილია შემთხვევები, როცა ელექტროლიტი წყალხსნარში წარმოადგენს ძლიერს, ხოლო უწყლო გამხსნელში – სუსტს, ან პირიქით. მაგალითად, თხევადი ამიაკის ხსნარში ციანწყალბადმჟავა - HCN ისეთივე ძლიერი ელექტროლიტია, როგორც აზოტმჟავას წყალხსნარი. ზოგიერთი ნივთიერება ამჟღავნებს მჟავას თვისებებს ერთ გამხსნელში, ხოლო მეორეში – ფუძის. მაგალითად, ძმარმჟავა - სუსტი მჟავაა წყალხსნარებში, ხოლო ფტორწყალბადმჟავას არეში - იგი იქცევა როგორც ფუძე.

ცხრილი 9

ზოგიერთი ელექტროლიტის იონიზაციის კონსტანტა და ხარისხი 18°C

ნივთიერება	*ფორმულა*	*იონიზაციის კონსტანტა* K	*იონიზაციის ხარისხი %,* $0{,}1N$ *ხსნარში*
მჟავები			
აზოტმჟავა	HNO_3	–	92
მარილმჟავა	HCl	–	91
გოგირდმჟავა	H_2SO_4	–	58
მჟაუნმჟავა	$H_2C_2O_4$		
	$K_1 = \frac{[H^+]\cdot[HC_2O_4^-]}{[H_2C_2O_4]}$	$5{,}9\cdot10^{-2}$	31
	$K_2 = \frac{[H^+]\cdot[C_2O_4^{2-}]}{[H\ C_2O_4^-]}$	$6{,}4\cdot10^{-5}$	
ფოსფორმჟავა	H_3PO_4		
	$K_1 = \frac{[H^+]\cdot[H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$	$7{,}51\cdot10^{-3}$	26

	$K_2 = \frac{[H^+]\cdot[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$	$6{,}23\cdot10^{-8}$	
	$K_3 = \frac{[H^+]\cdot[PO_4^{3-}]}{[H_2PO_4^{2-}]}$	$2{,}2\cdot10^{-13}$	
ძმარმჟავა	CH_3COOH	$1{,}86\cdot10^{-5}$	1,3
ნახშირმჟავა	H_2CO_3		
	$K_1 = \frac{[H^+]\cdot[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$	$4{,}31\cdot10^{-7}$	0,17
	$K_2 = \frac{[H^+]\cdot[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$	$5{,}61\cdot10^{-11}$	
გოგირდწყალ-ბადმჟავა	H_2S		
	$K_1 = \frac{[H^+]\cdot[HS^-]}{[H_2S]}$	$5{,}7\cdot10^{-8}$	0,07
	$K_2 = \frac{[H^+]\cdot[S^{2-}]}{[HS^-]}$	$1{,}2\cdot10^{-15}$	
ფუძეები			
კალიუმის ჰიდროქსიდი	KOH	–	89
ნატრიუმის ჰიდროქსიდი	$NaOH$	–	84
ამონიუმის ჰიდროქსიდი	NH_4OH	$1{,}79\cdot10^{-5}$	1,3
მარილები			
$KCl, NaNO_3$	–	–	86
$K_2SO_4, BaCl_2$	–	–	73
$AlCl_3, K_3[Fe(CN)_6]$	–	–	65
$CuSO_4$	–	–	40

ქიმიური წონასწორობის განხილვისას განასხვავებენ იდეალურ და რეალურ სისტემებს. იდეალურ სისტემებში იონები გავლენას არ ახდენენ ერთმანეთზე და სრულყოფილად ავლენენ თავიანთ ინდივიდუალურ ბუნებას. იდეალური სისტემები პრაქტიკაში არ გვხვდება. მათ უახლოვდება ელექტროლიტების ძალზე განზავებული ხსნარები, იდეალური აირები. იდეალურ სისტემებში იონთა აქტივობა (აქტიური კონცენტრაცია) ანალიზური, ჭეშმარიტი კონცენტრაციის ტოლია. ქიმიური ანალიზის პრაქტიკაში უმთავრესად რეალურ სისტემებთან გვაქვს საქმე. რეალურ სისტემებში იონები განიცდიან მის ირგვლივ მყოფი იონების, მოლეკულების გავლენას, რის გამოც საგრძნობლად მცირდება იონის (ნივთიერების) რეაქციაში შესვლის უნარი და შესაბამისად ნაკლებად ვლინდება იონის ინდივიდუალური ბუნებაც. რეალურ სისტემებში იონთა ქცევის აღსაწერად იყენებენ ე.წ. იონთა აქტივობას.

ოსტვალდის განზავების კანონი სამართლიანია მხოლოდ სუსტი ელექტროლიტების განზავებული ხსნარებისადმი (იდეალური ხსნარები), რადგანაც სწორედ სუსტი ელექტროლიტების იონიზაციის პროცესში მყარდება ქიმიური წონასწორობა, რომლის მახასიათებელია იონიზაციის მუდმივა – K. ძლიერი ელექტროლიტების შემთხვევაში შეიმჩნევა სულ სხვა სურათი, რადგანაც განსხვავებული კონცენტრაციების შემთხვევაში, ცვლადი იქნება მათი იონიზაციის კონსტანტებიც. თუ ძლიერი ელექტროლიტის ხსნარს განვაზავებთ, მისი იონიზაციის ხარისხი – α გაიზრდება, ხოლო იონიზაციის კონსტანტა $-K$ შემცირდება, რაც არ ეთანხმება ოსტვალდის განზავების კანონის ფორმულირებას. შესაბამისად, ძლიერი ელექტროლიტების ხსნარებში არ არსებობს დინამიკური წონასწორობა იონებსა და არადისოცირებულ მოლეკულებს შორის. ძლიერი ელექტროლიტების დისოციაციის პროცესი შეუქცევადია, ამიტომ მმკ-ს მისადაგება მათი ხსნარების მიმართ არ შეიძლება. ამრიგად, მმკ მიესადაგება მხოლოდ იდეალურ ხსნარებს.

ძლიერი ელექტროლიტების ხსნარებისთვის ***1907 წელს ლუისმა შემოიღო იონის აქტივობის ცნება.***

იონის აქტივობა – a არის იონის ეფექტური (მოქმედი) კონცენტრაცია, რის შედეგად იონები ქიმიურ პროცესებში მონაწილეობენ როგორც რეალურად მოქმედი მასები.

იდეალურ სისტემებში უსაზღვროდ განზავებული ხსნარებისთვის $a = C$; რეალურში $a < C$. იდეალურობიდან გადახრის მიზეზს წარმოდგენს ელექტროსტატიკური და ქიმიური ურთიერთქმედების გავლენა. ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედების გავლენა თავს იჩენს მაშინ, როცა ხსნარში

სისტემის შემადგენელი კომპონენტების ან გარეშე იონების კონცენტრაცია მნიშვნელოვნად დიდია. ამ დროს თითოეული იონის გარშემო იზრდება საპირისპირო მუხტის მქონე იონების რაოდენობა, იქმნება ე.წ. „იონური ატმოსფერო“ და იონები ისე იქცევიან, თითქოს მათი კონცენტრაცია ნაკლებია ჭეშმარიტზე (ამ დროს $a < C$).

იონის აქტივობა გამოისახება გ-იონი/ლ. იონის აქტივობა სხვანაირად შეიძლება განვიხილოთ, როგორც ძლიერი ელექტროლიტის ნაწილაკების ბმულობის ხარისხი.

იონის აქტივობა გამოითვლება ფორმულით $a = C \cdot f$, სადაც:

a –არის იონის აქტივობა;

C – არის იონის მოლური კონცენტრაცია;

f –არის აქტივობის კოეფიციენტი.

აქტივობასთან მჭიდრო კავშირშია ცნება ***აქტივობის კოეფიციენტის*** შესახებ – ეს არის მაჩვენებელი, რომელიც ახასიათებს რეალური ხსნარების გადახრის ხარისხს იდეალური ხსნარების თვისებებისგან და რიცხობრივად ტოლია აქტივობის შეფარდებისა იონის საერთო მოლურ კონცენტრაციასთან: $f = \frac{a}{C}$. მაშასადამე, აქტივობის კოეფიციენტი შემოღებულია სისტემის იდეალურიდან გადახრის რაოდენობრივ მახასიათებლად, მას განზომილება არა აქვს.

აქტივობის კოეფიციენტი დამოკიდებულია არა მხოლოდ იონის მოლურ კონცენტრაციაზე, არამედ ელექტროლიტის ხსნარში არსებული სხვა გარეშე იონების კონცენტრაციებზეც. „იონური ატმოსფეროს“, ანუ ელექტროსტატიკური ველის რაოდენობრივი დახასიათებისათვის შემოღებულია იონური ძალის ცნება. იონური ძალა დამოკიდებულია იონის კონცენტრაციასა და მუხტის სიდიდეზე.

ხსნარის იონური ძალის ცნება 1921 წელს შემოღებული იქნა ლუისისა და რენდელის მიერ. ხსნარის იონური ძალა – არის ამ ხსნარის ელექტრული ველის სიდიდე, რომელიც წარმოადგენს ხსნარში მონაწილე ყველა იონს შორის ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედების საზომს. ხსნარის იონური ძალა გამოისახება სიმბოლოთი – μ და გამოითვლება ფორმულით:

$\mu = \frac{1}{2}(C_1 \cdot Z_1^2 + C_2 \cdot Z_2^2 + ... + C_n \cdot Z_n^2)$, სადაც:

$C_1, C_2, C_3 ... C_n$ – არის ხსნარში არსებული ყველა იონის მოლური კონცენტრაციები;

$Z_1^2, Z_2^2, Z_3^2 ... Z_n^2$ – არის ამ იონთა მუხტების კვადრატები.

არაიონიზირებულ მოლეკულებს მუხტი არ გააჩნიათ, ამიტომ ხსნარის იონური ძალის გაანგარიშების ფორმულაში ისინი არ შედიან.

ზოგადად ხსნარის იონური ძალის ფორმულა შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ:

$$\mu = \frac{1}{2}\Sigma C_i Z_i^2$$

მაშასადამე, ძლიერი ელექტროლიტის ხსნარის იონური ძალა არის ნახევარჯამი ხსნარში არსებული ყველა იონის კონცენტრაციებისა, გამრავლებული მათივე მუხტების კვადრატებზე.

რაც მეტია ხსნარში იონთა კონცენტრაცია და დიდია მუხტი, მით მეტია ხსნარის იონური ძალა და, შესაბამისად, მცირეა იონთა აქტივობა. აქტივობის კოეფიციენტი – f არის ის რიცხვი, რომელზედაც უნდა გამრავლდეს ნივთიერების კონცენტრაცია, რომ მიღებული სიდიდე გაუთანაბრდეს იონთა აქტივობას – a (აქტიურ კონცენტრაციას). ე.ი. აქტივობის კოეფიციენტი ფუნქციური სიდიდეა და აქტივობას აკავშირებს წონასწორულ და საერთო კონცენტრაციებთან. ძლიერ განზავებულ ხსნარებში ხსნარის იონური ძალა მინიმალურია, აქტივობის კოეფიციენტი $f = 1$ და $a = C$; ხსნარის იონური ძალის გაზრდით აქტივობის კოეფიციენტი მცირდება (f <1).

მაგალითი: $0{,}01M$ $CaCl_2$-ის ხსნარის იონური ძალა ტოლია:

$$\mu = \frac{1}{2}(C_{Ca^{2+}} \cdot z^2{}_{Ca^{2+}} + 2C_{Cl^-} \cdot z^2{}_{Cl^-}) = \frac{1}{2}(0{,}01 \cdot 2^2 + 2 \cdot 0{,}01 \cdot 1^2) = 0{,}03$$

სხვადასხვა იონური ძალის ხსნარებში აქტივობის კოეფიციენტების გამოთვლა ხდება დებაი-ჰიუკელის ტოლობით, რომელიც სამართლიანია განზავებული ხსნარებისთვის:

$$\lg f = -0{,}5 \cdot z^2 \cdot \sqrt{\mu}$$

Ca^{2+}-იონების აქტივობის კოეფიციენტი $CaCl_2$-ის ხსნარში ტოლია:

$$\lg f = -0{,}5 \cdot 2^2 \cdot \sqrt{0{,}03} = -0{,}346$$

Ca^{2+}-იონების აქტივობა $0{,}01M$ $CaCl_2$-ის ხსნარში ტოლია:

$$a = C \cdot f = 0{,}45 \cdot 0{,}01 = 0{,}0045$$

თავი IV. თვისებითი ანალიზის სისტემატური და წილადური მეთოდები. იონთა ანალიზური კლასიფიკაცია

IV.1. სისტემატური და წილადური ანალიზი

იონთა აღმოჩენის რეაქციების მიმდინარეობისთვის, აუცილებელია მხოლოდ მათთვის დამახასიათებელი განსაზღვრული პირობების შექმნა. იონის აღმოჩენის თვისებითი რეაქციების ჩატარებისას, საანალიზო ხსნარში შეიძლება იმყოფებოდეს რამდენიმე კათიონი ერთად. ამასთან, ზოგიერთი იონი შედის რეაქციაში საკვლევი იონის აღმომჩენ რეაქტივთან, რითაც ხელს უშლის მის აღმოჩენას. მაგალითად, ნატრიუმის ჰიდროტარტრატი $NaHC_4H_4O_6$ ურთიერთქმედებს არა მარტო K^+ იონთან არამედ NH_4^+ იონთანაც. ასე რომ, NH_4^+-ის არსებობა ხსნარში ხელს შეუშლის K^+-ის აღმოჩენას. მაშასადამე, თავდაპირველად საჭიროა იმის გაგება, არის თუ არა ხსნარში NH_4^+ იონები და თუ არის, საჭიროა ხსნარიდან მათი მოცილება. აქედან გამომდინარე, არ შეიძლება ცალკეულ იონებზე რეაქციების ჩატარება ნებიმიერი თანმიმდევრობით, არამედ საჭიროა მათი კომბინირება ისე, რომ იმ დროისათვის, როცა შევუდგებით რომელიმე იონის აღმოჩენას, ხსნარში წინასწარ უნდა იქნეს აღმოჩენილი, ან ხსნარიდან წინასწარ გამოძევებული ხელისშემშლელი იონები.

არსებობს ორი ძირითადი მეთოდი კათიონთა და ანიონთა ნარევის თვისებითი ანალიზის ჩასატარებლად:

1. სისტემატური ანალიზი;
2. წილადური ანალიზი.

ქიმიურ რეაქციათა თანმიმდევრულ ერთობლიობას, რომლებიც საშუალებას იძლევა ხსნარიდან მოცილებული იქნას ხელისშემშლელი იონები, რათა აღმოჩენილი იქნას საკვლევი იონები, ეწოდება ანალიზის სისტემატური მსვლელობა.

სისტემატური ანალიზის ჩასატარებლად, აუცილებელია ოპერაციების ჩატარების თანმიმდევრობის დაცვა, კერძოდ: იონთა დაცილება ჯგუფობრივი რეაგენტის მეშვეობით (მაგალითად, დალექვის გზით); საანალიზო ხსნარის დარჩენილ ნაწილზე მოქმედებენ სხვა ჯგუფობრივი რეაგენტით და გამოყოფენ იონთა კიდევ ერთ ჯგუფს. გამოყოფილ ნალექებს ისევ ხსნიან შესაბამის გამხსნელებში და კერძო რეაქციებით აღმოაჩენენ ცალკეულ იონებს. აუცილებლობის შემთხვევაში, აწარმოებენ იონთა დაყოფას ერთი ჯგუფის ფარგლებში. მრავალჯერ მეორდება რიგი ოპერაციების თანმიმდევრული შესრუ-

ლება: დალექვის, გაფილტვრის, ნალექის გარეცხვის, განმეორებითი გახსნის და ა.შ. ამრიგად, სისტემატური ანალიზის შესრულება მოითხოვს დიდ დროს. აქედან გამომდინარე, თვისებითი ანალიზი მოიცავს არა მხოლოდ იონთა აღმოჩენის მეთოდებს, არამედ მათი დაყოფის მეთოდებსაც, რომელთაც მოსდევთ იონთა შემდგომი იდენტიფიკაცია.

ქიმიურ რეაქციათა ერთობლიობას, რომელთა საშუალებით შესაძლებელია ხსნარში სასურველი იონის აღმოჩენა სხვა იონების მონაწილეობის დროსაც კი, ანალიზის წილადური მსვლელობა ეწოდება.

წილადური ანალიზის ჩასატარებლად, საანალიზო ხსნარს ყოფენ ულუფებად და თითოეულ მათგანში კერძო რეაქციებით აღმოაჩენენ ცალკეულ იონებს. ამასთან, სისტემატური ანალიზისგან განსხვავებით, არა აქვს მნიშვნელობა, როგორი თანმიმდევრობით აღმოაჩენენ იონებს.

ასეთი რეაქციების ჩასატარებლად საჭიროა მაღალმგრძნობიარე სპეციფიკური ან სელექტიური რეაქტივების გამოყენება, რომლებიც გაცილებით მცირერიცხოვანია.

აქედან გამომდინარე, იონების აღმოჩენას აწარმოებენ ორ ეტაპად:

1) თავდაპირველად, სათანადო რეაქციებით გამოყოფენ საკვლევ იონს, ან შენიღბავენ ხელისშემშლელ იონებს;

2) შემდეგ ეტაპზე, დამახასიათებელი რეაქციით რწმუნდებიან საკვლევი იონის ხსნარში არსებობაში და მიახლოებით საზღვრავენ მის რაოდენობას (ძალიან ბევრი, ბევრი, მცირე, კვალი).

პრიორიტეტი წილადური ანალიზის შემუშავებაში მიუძღვის რუს ქიმიკოსს ***ტანანაევს,*** რომელმაც 1950 წელს გამოსცა სახელმძღვანელო "წილადური ანალიზი". წილადურ ანალიზს განსაკუთრებული მნიშვნელობა ენიჭება იონთა შეზღუდული რიცხვის აღმოჩენის შემთხვევაში ნარევში, რომლის შემადგენლობა წინასწარ უცნობია. ამ შემთხვევაში არ არის აუცილებელი ნიმუშის სრული თვისებითი ანალიზის ჩატარება, საჭიროა მხოლოდ იმის დადგენა, მონაწილეობს თუ არა მასში გარკვეული კომპონენტები.

წილადური ანალიზის უპირატესობები:

1. მისი მეშვეობით შესაძლებელი ხდება ნარევში არსებული იონების შეზღუდული რაოდენობის აღმოჩენა (მაღალი მგრძნობიარობა);

2. იგი გამოირჩევა შესრულების სისწრაფით;

3. ანალიზი არაშრომატევადია;

4. წილადური რეაქციები ხასიათდება მაღალი მწარმოებლურობით (შესაძლებელია მათი განმეორება რამდენჯერმე), სისტემატური ანალიზისგან განსხვავებით, როცა შეცდომა შესაძლებელია გამოსწორდეს მხოლოდ მთელი ანალიზის განმეორებით.

ზოგადად, იონის წილადური ანალიზის სქემა შეიძლება შევადგინოთ შემდეგ მოსაზრებებზე დაყრდნობით:

1. თუ ცნობილი არ არის იონის აღმომჩენი სპეციფიკური რეაქცია, მაშინ მისი დამახასიათებელი რეაქციებიდან უნდა შეირჩეს ყველაზე სელექტიური რეაგენტი და რეაქცია;

2. გამოყენებული უნდა იყოს ისეთი შემნიღბავი არაორგანული და ორგანული რეაგენტები, რომლებიც შენიღბავენ მხოლოდ ხელისშემშლელ (გარეშე) იონებს და არა საკვლევ იონს;

3. თუ გარეშე იონებს გააჩნიათ ჟანგვა-აღდგენის უნარი, მაშინ უნდა შევარჩიოთ მჟანგავი ან აღმდგენი და პირობები ისე, რომ ჟანგვითი რიცხვის ცვლილებით თავიდან ავიცილოთ მათი გავლენა;

4. თუ მე-2 და მე-3 პუნქტების შესრულება შეუძლებელია, მაშინ უნდა გამოვიყენოთ ფაზური დაყოფის რეაქციები:

ხსნარი $\leftrightarrow$ ნალექი, ხსნარი $\leftrightarrow$ აირადი ნივთიერება და სხვ.

წილადური ანალიზის მაგალითი:

საანალიზო ხსნარში Pb^{2+} იონების K_2CrO_4–ით აღმოჩენა წილადური მეთოდით ხორციელდება შემდეგნაირად: ვთქვათ, ხსნარში არის კიდევ სხვა იონები: $Ag^{+}, Hg^{2+}, Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}$, რომლებიც ასევე წარმოქმნიან ნალექებს K_2CrO_4-თან (ქრომატებს). ამ შემთხვევაში ანალიზს ატარებენ წილადური რეაქციებით ორ ეტაპად:

1) საანალიზო ხსნარზე ამატებენ განზავებულ გოგირდმჟავას, რომელიც ლექავს ხელისშემშლელ იონებს და მათ შორის ტყვიასაც. საერთო ნალექს გამოყოფენ გაფილტვრით და ჩარეცხავენ. შემდეგ ნალექს ამუშავებენ ამონიუმის აცეტატით, რომელშიც გაიხსნება მხოლოდ $PbSO_4$, სხვა ნალექები კი არ გაიხსნება:

$$PbSO_4 + 2CH_3COONH_4 \rightarrow (CH_3COO)_2Pb + (NH_4)_2SO_4$$

2) მომდევნო ეტაპზე ხსნარს გაფილტრავენ და ფილტრატში K_2CrO_4–ით აღმოაჩენენ ტყვიის იონებს:

$$(CH_3COO)_2Pb + K_2CrO_4 \rightarrow PbCrO_4 \downarrow + 2CH_3COOK$$

ყვითელი
კრისტალური
ნალექი

IV.2. მენდელეევის პერიოდული სისტემა და იონთა ანალიზური კლასიფიკაცია

პერიოდულობის კანონმა, რომელიც აღმოაჩინა დ.ი.მენდელეევმა 1869 წელს, უდიდესი როლი შეასრულა ანალიზური ქიმიის განვითარების საქმეში. იონთა რეაქციის უნარიანობა, რომელზეც არის დაფუძნებული ქიმიური ანალიზი, წარმოქმნილი ნაერთების თვისებები მჭიდროდაა დაკავშირებული ელემენტთა ელექტრონული გარსების აღნაგობასთან, ატომურ და იონურ რადიუსებთან, ბირთვის მუხტთან, რაც საბოლოოდ განსაზღვრავს ელემენტის მდებარეობას პერიოდულ სისტემაში. ელემენტთა მდებარეობის მიხედვით პერიოდულ სისტემაში შესაძლებელია მათი თვისებების, ასევე მათ მიერ წარმოქმნილი იონების და ამ იონთა ქიმიურ რეაქტივებთან ურთიერთქმედების განჭვრეტა, ელემენტთა მიერ წარმოქმნილი ნაერთების თვისებების წინასწარმეტყველება. ელემენტების მდებარეობა პერიოდულ სისტემაში განსაზღვრავს მათ მაქსიმალურ დადებით ან უარყოფით დაჟანგულობის ხარისხს, ჰიდროქსიდების მჟავურ ან ფუძურ ბუნებას, მათ ხსნადობას, ელექტროლიტური დისოციაციის ხასიათს, ელემენტთა ჟანგვა-აღდგენით და კომპლექსწარმოქმნით უნარს. ზუსტად ეს თვისებები განსაზღვრავს უმეტესწილად იონთა ანალიზურ თვისებებს და მათ დაყოფას ანალიზურ ჯგუფებად. თუმცა, ზემოთ თქმული არ ნიშნავს იმას, რომ იონთა ანალიზური კლასიფიკაცია აუცილებლად უნდა ემთხვეოდეს ელემენტთა კლასიფიკაციას პერიოდულ სისტემაში. ეს შეუძლებელია თუნდაც იმიტომ, რომ მრავალი ელემენტი წარმოქმნის სხვადასხვა მუხტის და სხვადასხვა ბუნების მქონე რამდენიმე იონს.

მაგალითად,

$$Cr^{2+}, Cr^{3+}, CrO_4^{2-}, Cr_2O_7^{2-}, Mn^{2+}, MnO_4^{2-}, MnO_4^{-}, [Hg_2]^{2+}, Hg^{2+}, Sn^{2+}, Sn^{4+},$$

$$Fe^{2+}, Fe^{3+}, V^{2+}, V^{3+}, VO_2^{+}, VO_3^{-}, VO_4^{3-}, V_2O_7^{2-}.$$

პერიოდულ სისტემაში ელემენტების დაყოფილია ჯგუფებად მათი რიგობრივი ნომრის, ანუ ბირთვის მუხტის მიხედვით. ანალიზურ ქიმიაში კი მიღებულია იონთა დაყოფა ანალიზურ ჯგუფებად და მათი განაწილება ამ ჯგუფებში დაფუძნებულია მათ ურთიერთქმედებაზე სხვადასხვა რეაქტივებთან, და მათ მიერ წარმოქმნილი ნაერთების (ქლორიდების, სულფატების, ჰიდროქსიდების, ამიაკატების, კარბონატების, სულფიდების) ხსნადობასთან. თუმცა, იონთა ანალიზურ კლასიფიკაციასა და მენდელეევის პერიოდულ სისტემას შორის არსებობს გარკვეული კავშირი. ასე მაგალითად, კათიონთა

მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაციის I ანალიზური ჯგუფის კათიონები - Li^{+}, Na^{+}, K^{+} ასევე იმყოფებიან მენდელეევის პერიოდული სისტემის IA ჯგუფში და მიეკუთვნებიან $S^{'}$-ელემენტებს. მე-II ანალიზური ჯგუფის კათიონები - $Ag^{+}, Pb^{2+}, [Hg_2]^{2+}$ იმყოფებიან პერიოდული სისტემის $II-IV$ ჯგუფებში (B ქვეჯგუფი). III ანალიზური ჯგუფის კათიონები $Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}$ მიეკუთვნებიან S''-ელემენტებს. VI ანალიზური ჯგუფის კათიონები $Cu^{2+}, Hg^{2+}, Cd^{2+}, Ni^{2+}, Co^{2+}$ იმყოფებიან პერიოდული სისტემის $VIIIB$ ჯგუფსა და IB, IIB ჯგუფებში, ისინი წარმოადგენენ d-ელემენტებს. IV ანალიზური ჯგუფის კათიონები ამფოტერულობის გამო განლაგებული არიან პერიოდულ სისტემაში დიაგონალურად ($Al^{3+}, Zn^{2+}, Cr^{3+}, As^{3+,5+}, Sn^{2+,4+}$) და წარმოადგენენ p- და d-ელემენტებს. ცნობილია, რომ კომპლექსწარმოქმნის მაქსიმალური უნარით ხასიათდებიან პერიოდული სისტემის VIII ჯგუფის ელემენტები. სწორედ ეს ელემენტები წარმოქმნიან კათიონთა V ანალიზურ ჯგუფს ($Cu^{2+}, Ni^{2+}, Co^{2+}, Hg^{2+}, Cd^{2+}$), ისინი წარმოადგენენ d-ელემენტებს.

ელემენტები, რომლებიც წარმოქმნიან მჟავათა ანიონებს (არამეტალები), დაჯგუფებულია მენდელეევის პერიოდული სისტემის მარჯვენა ზედა კუთხეში, ხოლო ელემენტები, რომლებიც წარმოადგენენ ტიპურ მეტალებს - მარცხენა ქვედა კუთხეში. პერიოდულ სისტემაში განლაგებაზეა დამოკიდებული ელემენტების მარილების ხსნადობა. მაგალითად, I ჯგუფის ელემენტთა მარილების უმრავლესობა წყალში ხსნადია, ხოლო $III-V$ ჯგუფების ელემენტთა ჰიდროქსიდები – წყალში უხსნადია.

ელემენტების ჟანგვა-აღდგენითი თვისებები ასევე კავშირშია მათ მდებარეობასთან პერიოდულ სისტემაში. აღდგენითი თვისებები (ელექტრონების გაცემის უნარი) განსაკუთრებით ვლინდება მეტალებში, ჟანგვითი თვისებები (ელექტრონების შეძენის უნარი) - არამეტალებში. ეს დამოკიდებულია გარე სავალენტო შრეების შევსებაზე, ატომთა ზომებზე, მათ მიერ ელექტრონების მიზიდვის უნარზე, ატომთა მუხტზე. ელემენტის მდებარეობაზე პერიოდულ სისტემაში ასევე დამოკიდებულია მისი ნაერთების უნარი მონაწილეობა მიიღონ ქიმიურ რეაქციებში, დისოციაციის უნარი და ა.შ. ამრიგად, კათიონთა მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაცია მჭიდროდაა დაკავშირებული მენდელეევის პერიოდულ სისტემასთან.

IV.3. თვისებითი ანალიზის გოგირდწყალბადოვანი მეთოდი (კათიონთა სულფიდური კლასიფიკაცია)

იონებს ყოფენ ანალიზურ ჯგუფებად. კათიონთა კლასიფიკაცია ანალიზურ ჯგუფებად დაფუძნებულია მათ მიერ წარმოქმნილი ზოგიერთი მარილის ხსნადობაზე. ცნობილია კათიონთა დაცილების სისტემური ანალიზის სხვადასხვა მეთოდი: გოგირდწყალბადის კლასიკური მეთოდი, უგოგირდწყალბადო მეთოდი (მჟავურ-ფუძური, ამიაკურ-ფოსფატური, ზეჟანგური და სხვ.) და იონთა დაცილების სხვა მეთოდები (ექსტრაქცია, ქრომატოგრაფია და სხვ.).

კათიონთა სისტემური ანალიზის ე.წ. გოგირდწყალბადის მეთოდი მოწოდებული იქნა ნ.ა.მენშუტკინის მიერ დაახლოებით 200 წლის წინათ. მეთოდი ემყარება კათიონთა სულფიდების განსხვავებულ ხსნადობას წყალში, მჟავებსა და ტუტეებში; ამ შემთხვევაში სათანადო რეაგენტების $(NH_4)_2CO_3, (NH_4)_2S, H_2S, HCl$ საშუალებით გარკვეული თანმიმდევრობით გამოყოფენ კათიონთა გარკვეულ ჯგუფს და შემდეგ ატარებენ მათ ანალიზს.

გოგირდწყალბადის მეთოდის თანახმად, რომელიც შემოგვთავაზა მენშუტკინმა, მეტალთა კათიონები იყოფა ორ დიდ ჯგუფად:

1. იონები, რომლებიც ილექება გოგირდწყალბადით ან ამონიუმის სულფიდით;
2. იონები, რომლებიც არ ილექება აღნიშნული რეაგენტებით.

მეტალთა იონები, რომელთა სულფიდები წყალში ხსნადია, თავის მხრივ იყოფა იონებად, რომლებიც ილექება ამონიუმის კარბონატით.

ამრიგად, გოგირდწყალბადი, ამონიუმის სულფიდი და ამონიუმის კარბონატი წარმოადგენენ საერთო, ანუ ჯგუფურ რეაქტივებს, რომლებიც ურთიერთქმედებენ ერთ ჯგუფში შემავალ ყველა იონთან. ამ კლასიფიკაციის თანახმად, კათიონები იყოფა 5 ჯგუფად (ცხრილი 10).

I ჯგუფშია: $K^+, Na^+, NH_4^+, Mg^{2+}$, მათ საერთო დამლექავი არ გააჩნიათ.

II ჯგუფშია: $Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}$, საერთო დამლექავია $(NH_4)_2CO_3$ (ნეიტრალურ, სუსტ ტუტე გარემოში (NH_3, NH_4Cl-ის გარემოში). ნალექები-კარბონატებია. აღნიშნული ჯგუფის კათიონები, განსხვავებით III, IV და V ანალიზური ჯგუფებისა, არ ილექება ამონიუმის სულფიდით ან გოგირდწყალბადით სულფიდების სახით.

III ჯგუფშია: $Ni^{2+}, Co^{2+}, Fe^{2+,3+}, Al^{3+}, Mn^{2+}, Zn^{2+}$.

საერთო დამლექავია $(NH_4)_2S$ (ნეიტრალურ, სუსტ ტუტე გარემოში). ნალექები-სულფიდებია.

IV ჯგუფშია: $Hg^{2+}, Cu^{2+}, Cd^{2+}, Bi^{3+}, As^{3+,5+}, Sb^{3+,5+}, Sn^{2+,4+}$.

საერთო დამლექავია H_2S ($0,3M$ მარილმჟავა გარემოში).

V ჯგუფშია: $Ag^{+}, [Hg_2]^{2+}, Pb^{2+}$. საერთო დამლექავია $2N\ HCl$.

კათიონთა სისტემური ანალიზის გოგირდწყალბადის მეთოდი კლასიკური მეთოდია. კარგად არის შესწავლილი და დამუშავებული მისი თეორია და პრაქტიკა. მეთოდს მნიშვნელოვანი წვლილი შეაქვს ქიმიკოს-ანალიტიკოსის კვალიფიკაციის ფორმირების საქმეში, განავითარებს ანალიტიკურ აზროვნებას და ამავე დროს ძალზედ მნიშვნელოვანია მეთოდური თვალსაზრისით. გოგირდწყალბადს, როგორც დამლექავ რეაგენტს, აქვს თავისი უპირატესობა. მისი სიჭარბის მოცილება ადვილია დუღილით (იგი აქროლადია).

კათიონთა სულფიდურ კლასიფიკაციას გააჩნია ნაკლოვანი მხარეებიც:

1. გოგირდწყალბადი ტოქსიკურია, საჭიროებს ცალკე სამუშაო ოთახს, ძლიერ ვენტილაციას, სათანადო ხელსაწყო-აპარატურას;

2. სრული ანალიზის ჩატარებას სჭირდება 25-30 საათი, რაც არ პასუხობს თანამედროვე ქიმიური წარმოების მოთხოვნებს;

3. H_2S-ით ვერ ხერხდება ზოგიერთი სულფიდის სრული დაცილება (მაგალითად, CdS, ZnS, SnS, PbS). სულფიდები ადვილად იჟანგებიან ჰაერზე სულფატების წარმოქმნით, რაც იწვევს მომდევნო ჯგუფის კათიონების დალექვას;

4. ნალექი ხშირად გაბინძურებულია გარეშე კათიონებით თანდალექვის გამო.

ამიტომ გოგირდწყალბადის მეთოდი შეიცვალა ე.წ. უგოგირდწყალბადო მეთოდებით; H_2S-ის ნაცვლად იყენებენ ისეთ ნივთიერებებს, რომლებიც S^{2-} იონს წარმოქმნიან უშუალოდ წყალხსნარებში (მაგალითად თიოსულფატი, თიოაცეტატამიდი და სხვ.).

ცხრილი 10

კათიონთა სულფიდური კლასიფიკაცია

ჯგუფი	კათიონები	ჯგუფობრივი რეაქტივი	ნალექთა ხსნადობა
I	$K^+, Na^+, NH_4^+, Mg^{2+}$	–	–
II	$Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}$	$(NH_4)_2CO_3$ [NH_3, NH_4Cl -ის გარემოში]	არ ილექებიან $(NH_4)_2S$ -ით. ნალექები: კარბონატები, რომლებიც უხსნადია წყალში და ხსნადია HCl -ში
III	$Ni^{2+}, Co^{2+}, Fe^{2+,3+}, Al^{3+}, Mn^{2+}, Zn^{2+}$	$(NH_4)_2S$ [NH_3, NH_4Cl -ის გარემოში]	სულფიდები ხსნადია HCl -ში. ნალექები - სულფიდები და ჰიდროქსიდები: $Al(OH)_3, Fe(OH)_3, Fe(OH)_2, Zn(OH)_2, MnS, CoS, NiS$
IV	$Hg^{2+}, Cu^{2+}, Cd^{2+}, Bi^{3+}, As^{3+,5+}, Sb^{3+,5+}, Sn^{2+,4+}$	H_2S [HCl -ის გარემოში]	ნალექები – სულფიდები: $Hg^{2+}, Cu^{2+}, Cd^{2+}, Bi^{3+}$ -ის სულფიდები უხსნადია Na_2S - ში; $As^{3+,5+}, Sb^{3+,5+}, Sn^{2+,4+}$ +-ის სულფიდები იხსნებიან Na_2S -ში, თიომარილების წარმოქმნით
V	$Ag^+, [Hg_2]^{2+}, Pb^{2+}$	$2N\ HCl$	ნალექები – ქლორიდები, რომლებიც უხსნადია წყალში და განზავებულ მჟავებში.

IV.4. კათიონთა მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაცია

სულფიდური კლასიფიკაციის ნაკლოვანებებმა დღის წესრიგში დააყენა ისეთი კლასიფიკაციის შემუშავება, სადაც გამოყენებული არ იქნებოდა გოგირდწყალბადი. კათიონთა ანალიზის უგოგირდწყალბადო მეთოდებში ან საერთოდ გამორიცხულია გოგირდწყალბადი, ან გამოყენებულია მხოლოდ ცალკეულ სტადიებზე ნივთიერებების აღმოსაჩენად. უგოგირდწყალბადო მეთოდებს არა აქვთ ის ნაკლი, რაც გოგირდწყალბადის მეთოდს. ამ მეთოდებით შეუძლია იმუშაოს ყველა ლაბორატორიამ, რომელსაც არა აქვს გოგირდწყალბადზე მუშაობის სათანადო პირობები, თუმცა არც ეს მეთოდებია უნაკლო (ზოგჯერ ვერ ხერხდება კათიონთა სრული დაცილება, გართულებულია ანალიზის მსვლელობა და სხვა).

უგოგირდწყალბადო მეთოდებშიც დაცულია კათიონთა სისტემური ანალიზის პრინციპი. გამოყენებულია კათიონთა ნაერთების – ჰიდროქსიდების, ქლორიდების, სულფატების, კარბონატების, ფოსფატების, ოქსალატების განსხვავებული ხსნადობა წყალში, მჟავებსა და ტუტეებში, ამიაკში, ორგანულ გამხსნელებში და ა.შ. კათიონთა დაცილებისათვის გამოყენებულია ჯგუფური რეაგენტები. ზოგჯერ მეთოდი ატარებს ამ ჯგუფური დამლექავის სახელწოდებას. ამჟამად, უგოგირდწყალბადო მეთოდებიდან ფართოდ გამოიყენება: მჟავურ-ფუძური, ამიაკურ-ფოსფატური, ფუძურ-პეროქსიდული და სხვა მეთოდები.

კათიონთა უგოგირდწყალბადო კლასიფიკაცია შექმნა მოსკოვის პედაგოგიური ინსტიტუტის პროფესორმა ***ს.დ.ბესკოვმა 1947 წელს და კათიონთა ამ სისტემას მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაცია ეწოდა, რადგანაც მას საფუძვლად უდევს კათიონების დამოკიდებულება მჟავებთან ან ფუძეებთან.***

სისტემა კათიონთა ***6 ჯგუფს*** მოიცავს და იგი მჭიდრო კავშირშია ელემენტთა მდებარეობასთან დ.ი.მენდელეევის პერიოდულ სისტემაში და ელემენტთა ელექტრონული გარსების აღნაგობასთან (ცხრილი 11).

ცხრილი 11

კათიონთა ჯგუფები მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაციის მიხედვით

ჯგუფი	კათიონები	ჯგუფის დახასიათება	ჯგუფური რეაქტივი	ნალექის შემად-გენლობა	ნალექის ხსნადობა
I	$Li^{+}, Na^{+}, K^{+}, NH_4^{+}$	ქლორიდები, სულფატები, ჰიდროქსიდები ხსნადია წყალში	–	–	–
II	$Ag^{+}, [Hg_2]^{2+}, Pb^{2+}$	ქლორიდები უხსნადია წყალში და განზავებულ მჟავებში	$2N\ HCl$	MCl_n	უხსნადია $NaOH$ -ში, HCl -ში
III	$Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}$	სულფატები არ იხსნება წყალში და მჟავებში	H_2SO_4	MSO_4	უხსნადია $NaOH$ -ში, HCl -ში
IV	$Al^{3+}, Cr^{3+}, Zn^{2+}, Sn^{2+,4+}, As^{3+,5+}$	ჰიდროქსიდები ამფოტერულია, ისინი იხსნება ჭარბ ტუტეებში	$NaOH$, KOH	$M(OH)_n$	ხსნადია ჭარბ $NaOH$ -ში
V	$Mg^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{2+,3+}, Bi^{3+}, Sb^{3+,5+}$	ჰიდროქსიდები არ იხსნება ჭარბ ტუტეებში	$NaOH$, NH_4OH	$M(OH)_n$	უხსნადია $NaOH$ -ში
VI	$Co^{2+}, Ni^{2+}, Hg^{2+}, Cu^{2+}, Cd^{2+}$	ჰიდროქსიდები წარმოქმნიან ხსნად ამიაკატებს	ჭარბი NH_4OH	$M(OH)_n$	ხსნადია ჭარბ NH_4OH -ში

I ანალიზური ჯგუფის კათიონებია: $Li^{+}, Na^{+}, K^{+}, NH_4^{+}$. ისინი ტუტე მეტალებია.

მათ გააჩნიათ შემდეგი საერთო თვისებები:

1. მათი მარილების უმრავლესობა უფერო, კრისტალური ნაერთებია, წყალში კარგად იხსნებიან;

2. **I** ანალიზური ჯგუფის კათიონებს არ გააჩნიათ ჯგუფობრივი რეაქტივი და მათ აღმოაჩენენ წილადური რეაქციებით;

3. K^+-იონისა და NH_4^+-იონის სელექტიური რეაქტივია $NaHC_4H_4O_6$, რომელიც მათთან იძლევა თეთრი ფერის წვრილ, კრისტალურ ნალექებს:

$$KCl + NaHC_4H_4O_6 \rightarrow KHC_4H_4O_6 \downarrow + NaCl$$

კალიუმის ჰიდროტარტრატი

$$NH_4Cl + NaHC_4H_4O_6 \rightarrow NH_4HC_4H_4O_6 \downarrow + NaCl$$

ამონიუმის ჰიდროტარტრატი

4. **I** ანალიზური ჯგუფის კათიონები ტუტე მეტალებია;

5. **I** ანალიზური ჯგუფის კათიონები იმყოფებიან მენდელეევის პერიოდული სისტემის IA ჯგუფში;

6. **I** ანალიზური ჯგუფის კათიონები მიეკუთვნებიან S^1-ელემენტებს;

7. **I** ანალიზური ჯგუფის კათიონები წარმოქმნიან სფეროსებრი სიმეტრიის კათიონებს, რომლებიც განაპირობებენ მათი ნაერთების სიმტკიცეს, უფერობას და სუსტ პოლარიზაციას;

8. **I** ანალიზური ჯგუფის კათიონების აღმოჩენას ხელს უშლის სხვა ჯგუფების კათიონები, ამიტომ თვისებითი ანალიზის ჩატარებისას, საჭიროა წინასწარ ხელისშემშლელი კათიონების მოცილება ხსნარიდან დალექვის რეაქციებით;

9. კალიუმი და ნატრიუმი წარმოქმნიან ძლიერ ფუძეებს - $NaOH$-ს და KOH-ს, მათი მარილები ძლიერ მჟავებთან (HCl, H_2SO_4, HNO_3) არ განიცდიან ჰიდროლიზს;

10. ამონიუმის ჰიდროქსიდი სუსტი ფუძეა, ამიტომ ამონიუმის მარილები ძლიერ მჟავებთან წყალში ადვილად განიცდიან ჰიდროლიზს. ამონიუმის მარილები ადვილად აქროლადია, და ტუტე მეტალების მარილებისგან განსხვავებით, ადვილად გამოძევდებიან მარილთა ნარევების გახურებისას და გამოწრთობისას. ამ თვისებით სარგებლობენ ნარევიდან ამონიუმის მარილების გამოსაძევებლად;

11. **I** ანალიზური ჯგუფის კათიონები ფართოდ გავრცელებულია ბუნებაში, შეადგენენ რა დედამიწის ქერქის, ოკეანეების, ზღვების, ბიოსფეროს მნიშვნელოვან შემადგენელ ნაწილს. მათ მარილებს ფართო გამოყენება აქვთ ქიმიაში, ტექნიკაში, სოფლის მეურნეობაში.

II ანალიზური ჯგუფის კათიონებია: $Ag^{+}, [Hg_2]^{2+}, Pb^{2+}$.

ეს ელემენტები განლაგებული არიან პერიოდული სისტემის IA, IIB, IVA ჯგუფებში. მაგრამ, მიხედავად ამისა, მათი კათიონები გაერთიანებული არიან მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაციის ერთ ჯგუფში შემდეგი საერთო თვისებების საფუძველზე:

1. მათი მარილების უმრავლესობა წყალში უხსნადია;

2. მათ გააჩნიათ ჯგუფური რეაქტივი – განზავებული HCl, რომელთანაც ისინი წარმოქმნიან თეთრ კრისტალურ ნალექებს ქლორიდების სახით:

$$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl \downarrow + HNO_3$$

$$[Hg_2](NO_3)_2 + 2HCl \rightarrow [Hg_2]Cl_2 \downarrow + 2HNO_3$$

$$Pb(NO_3)_2 + 2HCl \rightarrow PbCl_2 \downarrow + 2HNO_3$$

ვერცხლის და ვერცხლისწყალ(I)-ის ქლორიდები პრაქტიკულად უხსნადია წყალში, ხოლო ტყვიის ქლორიდი - ცუდად ხსნადია;

4. ვერცხლის და ვერცხლისწყალ(I)-ის კათიონები წყალხსნარებში უფერულია. ამ ელემენტთა დაჟანგულობის ხარისხი ადვილად იცვლება, რადგანაც ისინი ავლენენ დამჟანგველების თვისებებს;

5. **II** ანალიზური ჯგუფის კათიონები ადვილად წარმოქმნიან კომპლექსურ ნაერთებს. ვერცხლს გააჩნია S^1 ელექტრონი შიდა შრეზე, მაგრამ მისი თვისებები მკვეთრად განსხვავდება I ანალიზური ჯგუფის კათიონების თვისებებისგან. ეს აიხსნება იმით, რომ S-ელექტრონის გაცემის შემდეგ, ვერცხლი იღებს $3d^{10}$ და $4d^{10}$ კონფიგურაციებს, რაც განაპირობებს ვერცხლის უნარს, წარმოქმნას სხვადასხვა დაჟანგულობის ხარისხის მქონე იონები და გამოავლინოს კარგი კომპლექსწარმომქმნელის თვისებები. ვერცხლისწყალი მიეკუთვნება S^2 ელემენტს და $6S^2$-ელექტრონები მიეკუთვნებიან ინერტულ წყვილს, ამიტომ Hg^{+} ძნელად იჟანგება $[Hg_2]^{2+}$-მდე. ტყვია ასევე შეიცავს ინერტულ წყვილს – $6S^2$, მაგრამ უფრო ადვილად წარმოქმნის ორმუხტიან იონს;

6. **II** ანალიზური ჯგუფის კათიონები გოგირდწყალბადის მოქმედებით მჟავა არეში წარმოქმნიან სულფიდების ნალექებს, ხოლო ფოსფორმჟავას და ნახშირმჟავას მოქმედებით – ფოსფატების და კარბონატების ნალექებს;

7. ვერცხლის, ვერცხლისწყალ(I)-ის და ტყვიის კათიონებს გააჩნიათ სუსტი ფუძე თვისებები, ამიტომ მათი მარილები ძლიერ მჟავებთან წყალში ადვილად ჰიდროლიზებადია და გააჩნიათ მჟავა რეაქცია;

8. ტუტეების ურთიერთქმედებისას ვერცხლის და ვერცხლისწყალ(I)-ის მარილებთან წარმოიქმნება ჰიდროქსიდები, რომლებიც მაშინვე იშლებიან წყალში ვერცხლის და ვერცხლისწყალ(I)-ის ოქსიდებად - $Ag_2O, Hg_2O.$ ტყვიის მარილების ხსნარებიდან ტუტეების მოქმედებით გამოილექება ტყვია(II)-ის ჰიდროქსიდი - $Pb(OH)_2$, რომელსაც გააჩნია ამფოტერული თვისებები;

9. **II** ანალიზური ჯგუფის კათიონები წარმოქმნიან წყალში ხსნად ნიტრატებს და აცეტატებს;

10. ვერცხლის და ვერცხლისწყალ(I)-ის ნაერთებს გააჩნიათ ფართო გამოყენება მეცნიერებასა და ტექნიკაში: ვერცხლის მარილები გამოიყენება ფოტოგრაფიაში, ვერცხლისწყალ(I)-ის მარილები – ვეტერინარიაში, ტყვიის მარილები – ლაქ-საღებავების წარმოებაში.

III ანალიზური ჯგუფის კათიონებია: $Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}$. ისინი მდებარეობენ პერიოდული სისტემის IIA ჯგუფში და გაერთიანებული არიან მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაციის ერთ ჯგუფში შემდეგი საერთო თვისებების მიხედვით:

1. მე-III ანალიზური ჯგუფის კათიონები წარმოადგენენ ტუტე მეტალებს;

2. ამ ელემენტებს გააჩნიათ შემდეგი ელექტრონული კონფიგურაციები: $4S^2, 5S^2, 6S^2$, ამიტომ S^2-ელექტრონების გაცემის შემდეგ იჟანგებიან ორმუხტიან იონებამდე, რომლებსაც გააჩნიათ ინერტული გაზების ელექტრონული კონფიგურაცია (8 ელექტრონით შიდა შრეზე). ეს იწვევს მათ მდგრადობას, სუსტ პოლარიზაციას;

3. მე-III ანალიზური ჯგუფის კათიონების ჯგუფური რეაგენტია – განზავებული H_2SO_4, რომელთანაც ისინი წარმოქმნიან თეთრ კრისტალურ ნალექებს სულფატების სახით:

$$CaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 \downarrow + 2HCl$$

კალციუმის სულფატი

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$$

ბარიუმის სულფატი

$$SrCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow SrSO_4 \downarrow + 2HCl$$

სტრონციუმის სულფატი

ბარიუმის და სტრონციუმის სულფატები წყალში პრაქტიკულად უხსნადია, ხოლო კალციუმის სულფატი - წყალში ცუდად ხსნადი. სულფატების გარდა, წყალში პრაქტიკულად უხსნადია აგრეთვე მათი კარბონატები, ფოსფატები და სულფიდები. მე-III ანალიზური ჯგუფის კათიონების ნიტრატები, ქლორიდები, ბრომიდები და ჰიდროკარბონატები წყალში კარგად ხსნადია;

4. მე-III ანალიზური ჯგუფის კათიონების ჰიდროქსიდები სუსტი ტუტეებია: $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, ისინი წყალში ცუდად ხსნადია;

5. კალციუმის, ბარიუმის და სტრონციუმის კათიონები სხნარებში უფერულია, მათი მარილების შეფერილობა დამოკიდებულია ანიონზე;

6. კალციუმის, ბარიუმის და სტრონციუმის ნაერთები ფართოდ გამოყენებადია როგორც რეაქტივები, მინერალური საღებავები, სამშენებლო მასალები.

IV ანალიზური ჯგუფის კათიონებია: $Al^{3+}, Cr^{3+}, Zn^{2+}, Sn^{2+,4+}, As^{3+,5+}$

მათი საერთო ნიშან-თვისებებია:

1. მათი ჯგუფური რეაგენტებია მწვავე ტუტეები – $NaOH$ და KOH, რომელთა წვეთობით დამატებისას ისინი წარმოქმნიან ამფოტერულ ჰიდროქსიდებს, რომლებიც კვლავ იხსნებიან ჭარბ ტუტეებში და მიიღება ხსნადი მარილები:

$$AlCl_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$$

წვეთობით **ალუმინის ჰიდროქსიდი**

$$Al(OH)_3 \downarrow + NaOH \rightarrow NaAlO_2 + 2H_2O$$

ჭარბად **ნატრიუმის მეტალუმინატი**

$$ZnCl_2 + 2NaOH \rightarrow Zn(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$$

წვეთობით **თუთიის ჰიდროქსიდი**

$$Zn(OH)_2 \downarrow + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

ჭარბად **ნატრიუმის ცინკატი**

2. ამფოტერულობა გამოწვეულია იმით, რომ ისინი მიეკუთვნებიან p- და d-ელემენტებს და ეს p- და d-ორბიტალები ვაკანტურია;

3. ამფოტერული ელემენტები პერიოდულ სისტემაში იკავებენ შუა ადგილებს და განლაგებული არიან ერთმანეთის მიმართ დიაგონალურად;

4. IV ანალიზური ჯგუფის კათიონების ჰიდროქსიდები ასევე იხსნება მჟავებში და წარმოქმნის კათიონთა მარილებს მჟავების ანიონებთან;

5. ალუმინის და თუთიის კათიონებს ხსნარებში გააჩნიათ დაჟანგულობის მუდმივი ხარისხი, დანარჩენ კათიონებს - ცვალებადი და დაჟანგულობის ხარისხისგან დამოკიდებულებით, ისინი ამჟღავნებენ დამჟანგველების და აღმდგენელების თვისებებს;

6. IV ანალიზური ჯგუფის კათიონები მჟავებთან წარმოქმნილ მარილებში ავლენენ სუსტ ფუძე თვისებებს, ამიტომ მათი მარილები მჟავებთან განიცდიან ჰიდროლიზს. ტუტეების სიჭარბეში IV ანალიზური ჯგუფის კათიონები წარმოქმნიან შესაბამის მჟავათა ანიონებს, ავლენენ რა სუსტ მჟავა თვისებებს. IV ანალიზური ჯგუფის კათიონების ნაერთები ფართოდ არის გამოყენებული მეცნიერებასა და ტექნიკაში, როგორც ქიმიური რეაქტივები, სამშენებლო მასალები, მთრიმლავი ნივთიერებები.

V ანალიზური ჯგუფის კათიონებია: $Mg^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{2+,3+}, Bi^{3+}, Sb^{3+,5+}$

მათი საერთო ნიშან-თვისებებია:

1. ამ ელემენტთა უმრავლესობა ავლენს ცვალებად დაჟანგულობის ხარისხს, რადგანაც შეუვსებელი აქვთ როგორც ბოლო, აგრეთვე ბოლოსწინა ორბიტალები;

2. ზემოაღნიშნულის გამო, ეს ელემენტები აქტიურად მონაწილობენ ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებში;

3. მათი ნაერთების უმეტესობა შეფერილია;

4. მათ გააჩნიათ ნაწილობრივ შევსებული p - და d -ორბიტალები;

5. მათ გააჩნიათ კარგად გამოხატული კომპლექსწარმოქმნის უნარი;

6. მე-V ანალიზური ჯგუფის კათიონების ჯგუფური რეაგენტებია $NaOH$ და NH_4OH, რომლებთანაც ისინი წარმოქმნიან ჰიდროქსიდებს, რომლებიც უხსნადია ტუტის სიჭარბეში, მაგრამ ხსნადია მჟავებში:

$$MgCl_2 + 2NH_4OH \rightarrow Mg(OH)_2 \downarrow + 2NH_4Cl$$

$$FeCl_3 + 3NH_4OH \rightarrow Fe(OH)_3 \downarrow + 3NH_4Cl$$

7. რკინის, მანგანუმის და მაგნიუმის ნიტრატები, ქლორიდები და სულფატები წყალში კარგად ხსნადია. სტიბიუმის და ბისმუტის მარილები წყალში გახსნისას ადვილად განიცდიან ჰიდროლიზს და წარმოქმნიან ფუძე მარილებს. მე-V ანალიზური ჯგუფის კათიონების კარბონატები, ფოსფატები და ჰიდროფოსფატები წყალში უხსნადია;

8. გოგირდწყალბადი ლექავს ნეიტრალური ხსნარებიდან მე-V ანალიზური ჯგუფის კათიონების სულფიდებს, რომლებიც იხსნებიან მარილმჟავაში, ბისმუტისა და სტიბიუმის სულფიდების გარდა;

9. მე-V ანალიზური ჯგუფის კათიონების ნაერთები ფართოდ გამოიყენება როგორც ქიმიური რეაქტივები, ლაქ-საღებავების წარმოებაში, როგორც ნედლეული ქიმიურ წარმოებაში და ა.შ.

VI ანალიზური ჯგუფის კათიონებია: $Co^{2+}, Ni^{2+}, Hg^{2+}, Cu^{2+}, Cd^{2+}$

მათი საერთო ნიშან-თვისებებია:

1. ისინი გარდამავალი ელემენტებია, რომლებშიც მიმდინარეობს d -ქვეშრის შევსება;

2. მათი ჯგუფური რეაქტივია ჭარბი NH_4OH, რომლის წვეთობით დამატებისას, ისინი წარმოქმნიან ჰიდროქსიდებს, ხოლო მის სიჭარბეში ისევ იხსნებიან და მიიღება ხსნადი კომპლექსური მარილები, რომლებსაც ამიაკატები ეწოდება:

$$CuCl_2 + 2NH_4OH \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + 2NH_4Cl$$

წვეთობით **სპილენძის ჰიდროქსიდი**

$$Cu(OH)_2 \downarrow + 4NH_4OH \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_2O$$

ჭარბად **სპილენძის ამიაკატი**

$$CoCl_2 + 2NH_4OH \rightarrow Co(OH)_2 \downarrow + 2NH_4Cl$$

წვეთობით **კობალტის ჰიდროქსიდი**

$$Co(OH)_2 \downarrow + 6NH_4OH \rightarrow [Co(NH_3)_6](OH)_2 + 6H_2O$$

ჭარბად **კობალტის ამიაკატი**

3. მე-VI ანალიზური ჯგუფის კათიონების ურთიერთქმედებისას მწვავე ტუტეებთან ილექება მათი ჰიდროქსიდები ან მათი ფუძე მარილები, რომლებიც ხსნადია მჟავებში და უხსნადია ტუტეებში;

4. გოგირდწყალბადი ლექავს მე-VI ანალიზური ჯგუფის კათიონებს სულფიდების სახით, რომლებიც შავი ფერისაა. სულფიდები ხსნადია მინერალურ მჟავებში;

5. ტუტე მეტალების კარბონატები ლექავენ მე-VI ანალიზური ჯგუფის კათიონებს კარბონატების სახით, რომლებიც ხსნადია მჟავებში;

6. ნატრიუმის ჰიდროფოსფატი ლექავს მე-VI ანალიზური ჯგუფის კათიონებს ფოსფატების სახით, რომლებიც ხსნადი არიან მჟავებში;

7. სპილენძის, კობალტის და ნიკელის კათიონები ხსნარებში შეფერილი არიან შესაბამისად ცისფრად, ვარდისფრად და მწვანედ;

8. მე-VI ანალიზური ჯგუფის კათიონებს იყენებენ როგორც ქიმიურ რეაქტივებს, ლაქ-საღებავების წარმოებაში, სოფლის მეურნეობაში. ვერცხლისწყლის მარილები გამოირჩევიან მაღალი ტოქსიკურობით.

პერიოდული სისტემის I ჯგუფის ელემენტთა მარილების უმრავლესობა წყალში ხსნადია, ხოლო II, III, V და VI ჯგუფების ელემენტთა ჰიდროქსიდები, ფოსფატები და კარბონატები წყალში უხსნადია. ელემენტთა ჟანგვა-აღდგენითი თვისებებიც დამოკიდებულია მათ განლაგებაზე პერიოდულ სისტემაში. აღდგენითი თვისებები, ანუ ელექტრონთა გაცემის უნარი ახასიათებთ მეტალებს, ხოლო ჟანგვითი თვისებები, ანუ ელექტრონთა შემენის უნარი ახასიათებთ არამეტალებს. ეს დამოკიდებულია ატომთა გარე ელექტრონული გარსების შევსებაზე, ატომთა ზომებზე და მათ უნარზე, მიიზიდონ ელექტრონები.

მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაციის უპირატესობანი გამოიხატება იმაში, რომ მას საფუძვლად დაედო კათიონთა დამოკიდებულება მჟავებთან და ტუტეებთან, ამფოტერობა, კომპლექსწარმოქმნა და სხვა თვისებები. ამასთან, ჯგუფურ რეაქტივად არ გამოიყენება გოგირდწყალბადი და ანალიზიც უფრო სწრაფად მთავრდება.

იონთა ანალიზური მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაცია არ ემთხვევა ელემენტთა მდებარეობას პერიოდულ სისტემაში, მაგრამ არ შეიძლება მას ვუწოდოთ ხელოვნური, რადგანაც მას საფუძვლად უდევს გარკვეული კანონზომიერებანი, რომლებიც კავშირშია ნაერთთა ხსნადობასთან, ოქსიდთა მჟავურ-ფუძურ თვისებებთან. რადგანაც იონთა თვისებები მეტწილად განპირობებულია მათი ელექტრონული კონფიგურაციით, ამიტომ იონთა ანალიზურ კლასიფიკაციაში ერთსა და იმავე ჯგუფში ხშირად გვხვდება პერიოდული სისტემის სხვადასხვა ჯგუფებში მდებარე ელემენტთა იონები.

IV.5. მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაციის კათიონთა ნაერთების გამოყენება მედიცინასა და ფარმაციაში

მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაციის ***I ანალიზური ჯგუფის კათიონებს*** - K^+, Na^+ გააჩნიათ უდიდესი ბიოლოგიური მნიშვნელობა, ისინი შედიან სისხლის პროტოპლაზმის, ქსოვილების, მცენარეთა და ცხოველების ორგანოების შემადგენლობაში. ამიტომ ნატრიუმის და კალიუმის მარილების უმრავლესობას იყენებენ მედიცინასა და ფარმაციაში. ნატრიუმის ქლორიდი - $NaCl$ ფიზიოლოგიური ხსნარების და სისხლის შემცვლელების შემადგენელი ნაწილია, უზრუნველყოფენ რა სამკურნალო პრეპარატების საინექციო ხსნარების იზოტონურობას. ნატრიუმის ქლორიდი ფართოდ გამოიყენება, როგორც დამხმარე საშუალება აბების, მიქსტურების და სხვა წამალფორმების დამზადებისას. ნატრიუმის ბრომიდს - $NaBr$, კალიუმის ბრომიდს - KBr და ამონიუმის ბრომიდს - NH_4Br ხშირად იყენებენ, როგორც ნერვული სისტემის მოქმედების დამარეგულირებელ საშუალებებს. ნატრიუმის სულფატი - $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ გამოიყენება როგორც საფაღარათო საშუალება. ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი - $NaHCO_3$ გამოიყენება კუჭის მაღალი მჟავიანობის დროს, ის შეჰყავთ სისხლშემცვლელი ხსნარების შემადგენლობაში, აგრეთვე pH-ის დამარეგულირებელი წამლების შემადგენლობაში. ამონიუმის ჰიდროქსიდის - NH_4OH 10%-იანი ხსნარი გამოიყენება გულის წასვლის შემთხვევებში, როგორც სასუნთქი ცენტრების აღმგზნები საშუალება, აგრეთვე ხელების დასაბანად ქირურგიულ პრაქტიკაში. ამონიუმის ქლორიდს - NH_4Cl იყენებენ, როგორც დიურეზულ და ამოსახველებელ საშუალებას. კალიუმის, ნატრიუმის და ამონიუმის კათიონები შედიან მრავალი სამკურნალო პრეპარატის შემადგენლობაში.

მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაციის ***II ანალიზური ჯგუფის კათიონებს*** ფართოდ იყენებენ მედიცინასა და ფარმაციაში. ვერცხლის ნიტრატი $AgNO_3$ თვალის წვეთების სახით გამოიყენება თვალის დაავადებების სამკურნალოდ, ასევე თვალის დაავადებების პროფილაქტიკისთვის ახალშობილებში. ამასთან, ვერცხლის ნიტრატს იყენებენ სამკურნალო პრეპარატების ანალიზისთვის, როგორც რეაქტივს. კოლოიდური ვეცხლის პრეპარატებს – კოლარგოლს და პროტარგოლს იყენებენ როგორც შემკვრელ, ანტისეპტიკურ საშუალებას. ვერცხლისწყალ(I)-ის დიქლორიდს - $[Hg_2]Cl_2$ იყენებენ თვალის მალამოს დასამზადებლად. ტყვიის აცეტატის - $(CH_3COO)_2Pb$ წყალხსნარს გააჩნია

შემკვრელი თვისებები და გამოიყენება კომპრესების სახით კანისა და ლორწოვანი გარსის ანთებითი დაავადებების სამკურნალოდ. ტყვია(II)-ის ოქსიდი - PbO შედის ტყვიის პლასტირის შემადგენლობაში და გამოიყენება როგორც ანთების საწინააღმდეგო და მადეზინფიცირებელი საშუალება. II ანალიზური ჯგუფის კათიონების ნაერთები, განსაკუთრებით ვერცხლისწყლის და ტყვიის, ხასიათდებიან მაღალი ტოქსიკურობით, ამიტომ მათთან მუშაობისას აუცილებელია სიფრთხილის ზომების დაცვა, კერძოდ, არ შევეხოთ მარილებს ხელებით და გულდასმით დავიბანოთ ხელები სამუშაოს დამთავრების შემდეგ.

III ანალიზური ჯგუფის კათიონებიდან მედიცინასა და ფარმაცევტულ პრაქტიკაში განსაკუთრებით გამოიყენება კალციუმის და ბარიუმის მარილები. კალციუმის სულფატი - $CaSO_4$, ანუ თაბაშირი გამოიყენება სახვევების და კბილის ფხვნილის დასამზადებლად. კალციუმის ქლორიდი - $CaCl_2$, კალციუმის გლუკონატი - $Ca(C_6H_{11}O_7)_2$, კალციუმის ლაქტატი - $Ca(C_3H_5O_3)_2$ გამოიყენება ალერგიული დაავადებებისას, როგორც სისხლაღმდგენი საშუალება, სისხლის დაბალი შედედების უნარის გამო. კალციუმის კარბონატს - $CaCO_3$, ანუ ცარცს გააჩნია ანტაციდური აქტივობა - უნარი შეამციროს კუჭის წვენის მჟავიანობა. ის აგრეთვე შედის კბილის ფხვნილებისა და პასტების შემადგენლობაში. კალციუმის ნაერთები თამაშობენ მნიშვნელოვან როლს ადამიანის ორგანიზმში, შედიან რა ძვლების, ქსოვილების, სისხლის შემადგენლობაში. ისინი არეგულირებენ სისხლის შედედების სისტემის საქმიანობას, ნერვულ და იმუნურ პროცესებს, გულის მუშაობას. ბარიუმის მარილებიდან მედიცინაში გამოიყენება რენტგენის სხივების არგამტარი ბარიუმის სულფატი - $BaSO_4$, როგორც რენტგენოკონტრასტული საშუალება, კუჭის და ნაწლავის რენტგენოსკოპიის დროს.

IV ანალიზური ჯგუფის კათიონებიდან ბევრი მათგანის ნაერთები გამოიყენება მედიცინასა და ფარმაციაში. კერძოდ, თუთიის სულფატი - $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ გამოიყენება როგორც ანტისეპტიკური და შემკვრელი საშუალება თვალის წვეთების სახით კონიუქტივიტების დროს, ასევე წასასმელი და გამოსავლები ხსნარების სახით ყელისა და შარდსასქესო დაავადებების დროს. თუთიის ოქსიდი - ZnO შედის ფხვნილების, პასტების, მალამოების შემადგენლობაში, რომელთაც იყენებენ კანის დაავადებების სამკურნალოდ, რადგანაც ხასიათდებიან შემკვრელი და მადეზიფენცირებელი მოქმედებით. ალუმინის ჰიდროქსიდი - $Al(OH)_3$ გამოიყენება შინაგანად გასტრიტების,

კუჭისა და თორმეტგოჯა ნაწლავის წყლულების დროს, როგორც ანტაციდური საშუალება, ასევე მოწამვლების დროს - როგორც ადსორბენტი. ალუმინის ჰიდროქსიდი შედის პრაპარატ "ალმაგელის" შემადგენლობაში, რომელიც გამოიყენება კუჭ-ნაწლავის ტრაქტის დაავადებების დროს. ალუმინის სილიკატი შედის თეთრი თიხის შემადგენლობაში, რომელიც გამოიყენება პასტების, ფხვნილების და მალამოების სახით. შაბები, ანუ კალიუმ-ალუმინის სულფატები - $KAl(SO_4)_2$ ხსნარების სახით გამოიყენება გარეგანად, როგორც შემკვრელი, ანტისეპტიკური და ანთების საწინააღმდეგო საშუალება, ასევე ე.წ. "ფანქრების" სახით, როგორც სისხლდენის შემაჩერებელი საშუალება. ნატრიუმის ჰიდროარსენატი - $Na_2HAsO_4 \cdot 7H_2O$, კალიუმის არსენიტი - $KAsO_2$ და დარიშხან(III)-ის ოქსიდი - As_2O_3 გამოიყენება სისხლნაკლებობის, გამოფიტვის, ნევრასთენიის დროს, ასევე როგორც მატონიზირებელი და მასტიმულირებელი საშუალება. ნატრიუმის არსენატი გამოიყენება ინექციის სახით, კალიუმის არსენიტი – შინაგანად წვეთების სახით, დარიშხან(III)-ის ოქსიდი – შინაგანად აბების სახით. დარიშხანის ყველა პრეპარატი ძლიერ ტოქსიკურია.

V ანალიზური ჯგუფის კათიონებიდან მედიცინასა და ფარმაციაში გამოიყენება რიგი პრეპარატები. რკინა(II)-ის და რკინა(III)-ის პრეპარატები გამოიყენება შინაგანად ანემიების სამკურნალოდ. განსაკუთრებით ხშირად გამოიყენება აღდგენილი რკინა, კერძოდ, რკინა (II)-ის სულფატი - $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, რკინა (II)-ის ლაქტატი, რკინა (II)-ის ასკორბინატი და სხვა. რკინის პრეპარატებს ნიშნავენ ფხვნილების, აბების სახით. ორვალენტიანი რკინა შედის სისხლის ჰემოგლობინის და რიგი ფერმენტების შემადგენლობაში. ანემიების დროს რკინა (II)-ის პრეპარატები ასტიმულირებენ სისხლმბადი ორგანოების ცხოველქმედებას. მანგანუმის მარილებიდან მედიცინაში გამოყენება ჰპოვა კალიუმის პერმანგანატმა - $KMnO_4$, რომლის ხსნარი გამოიყენება როგორც ანტისეპტიკური საშუალება ჭრილობების დასამუშავებლად, გამოსავლებად, წასასმელად; ასევე წყლულების, დამწვრობების, კანის სხვადასხვა დაავადებების სამკურნალოდ. კალიუმის პერმანგანატი გამოიყენება შინაგანად მოწამვლების დროს კუჭის გამოსარეცხად, მისი საშუალებით აწარმოებენ მრავალი წამლის ანალიზს. სამედიცინო პრაქტიკაში ხშირად გამოიყენება მაგნიუმის ოქსიდი-MgO, მაგნიუმის პეროქსიდი - MgO_2, მაგნიუმის ტრისილიკატი - $Mg_2Si_3O_8 \cdot H_2O$. მაგნიუმის სულფატს - $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ იყენებენ როგორც საფაღარათო და სპაზმოლიზურ საშუალე-

ბას. ბისმუტის რიგ ორგანულ ნაერთებს იყენებენ გარეგანად მალამოებში, როგორც ანტისეპტიკურ შემკვრელ საშუალებას და ასევე ინექციებში. სტიბიუმის ორგანულ ნაერთებს იყენებენ კანის დაავადების სამკურნალოდ.

VI ანალიზური ჯგუფის კათიონებიდან სამედიცინო პრაქტიკაში ფართოდ გამოიყენება სპილენძის, ვერცხლისწყალ(II)-ის, კობალტის ნაერთები. სპილენძის სულფატი - $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ გამოიყენება შინაგანად როგორც ამოსაღებინებელი საშუალება და ფოსფორით მოწამვლის შემთხვევებში, ხოლო გარეგანად – როგორც შემკვრელი საშუალება. მცირე დოზებით მის ხსნარს იყენებენ ანემიის მკურნალობისას. სპილენძის ციტრატს - $Cu_3(C_6H_5O_7)_2$ ნიშნავენ მალამოს სახით თვალის ტრაქომისა და კონიუქტივიტის დროს. ვერცხლისწყალ (II)-ის ქლორიდს - $HgCl_2$ გააჩნია ანტიბაქტერიული თვისებები და გამოიყენება თეთრეულის, ავეჯის, კედლების, ტანსაცმლის სადეზინფექციოდ, ასევე კანის დაავადებების სამკურნალოდ. ვერცხლისწყლის ოქსიციანიდი - $Hg(CN)_2 \cdot HgO$ გამოიყენება გამოსარეცხ ხსნარებში, ასევე თვალისა და უროლოგიური დაავადებების სამკურნალოდ. ვერცხლისწყლის დიიოდიდი - HgI_2 მიქსტურების სახით გამოიყენება სიფილისის სამკურნალოდ. მერკურამონიუმის ქლორიდი -$HgNH_2Cl$ გამოიყენება ანტისეპტიკური და ანთების საწინააღმდეგო მალამოების დასამზადებლად. ყვითელი ფერის ვერცხლისწყლის (II) ოქსიდი - HgO გამოიყენება თვალის მალამოების დასამზადებლად. კობალტი კომპლექსური ნაერთების – პრაპარატ "კოამიდის" და "ციანოკობალამინის" სახით ენიშნება ანემიით დაავადებულებს, ჰემოგლობინის სინთეზისა და რკინის პრეპარატების შეთვისების გასააქტიურებლად. კობალტის გლუკონატი შედის რკინაშემცველი პრეპარატის – "ფერკოვენის" შემადგენლობაში.

IV.6. ანიონთა კლასიფიკაცია

ანიონების ჯგუფებად დაყოფის საყოველთაოდ მიღებული წესი არ არსებობს. მოწოდებული კლასიფიკაციები საკმაოდ რთულია, ვერ ხერხდება ანიონთა ჯგუფების ერთმანეთისგან გამოყოფა. რაც უფრო რთულია ანიონთა ნარევი, მით უფრო ვრცელი და მოუხერხებელია მათი ანალიზის სქემა. ნახევრად სისტემური ანალიზის მეთოდების თანახმად, ანიონებს ყოფენ სხვადასხვა რეაგენტების მიმართ მათი დამოკიდებულების მიხედვით. მაგალითად, ბარიუმის, სტრონციუმის, კალციუმის, მაგნიუმის, ვერცხლის,

ტყვიისა და სხვა ლითონთა ხსნად მარილებთან ანიონები წარმოქმნიან მცირედ ხსნად ნაერთებს, აირად ნივთიერებებსა და დამახასიათებელი შეფერილობის ნაერთებს. ანიონთა მარტივი ნარევის ანალიზში იყენებენ წილადურ მეთოდს, რომლის დროსაც ანიონთა აღმოჩენა წარმოებს სხვა ანიონების თანაობისას.

ანიონთა ანალიზს საფუძვლად დაედო წყალში უხსნადი ბარიუმის და ვერცხლის მარილების წარმოქმნა. ამ ნიშნის მიხედვით ყველა ანიონი პირობითად დაყოფილია სამ ჯგუფად (ცხრილი 12).

I ანალიზური ჯგუფის ანიონებს მიეკუთვნება მჟავათა ანიონები, რომლებიც იძლევიან წყალში უხსნად ბარიუმის მარილებს. ჯგუფური რეაგენტია - $BaCl_2$. I ჯგუფის ანიონების ბარიუმის მარილები მჟავებში ხსნადია, გამონაკლისია ბარიუმის სულფატი. ამიტომ I ანალიზური ჯგუფის ანიონთა დალექვას აწარმოებენ ნეიტრალურ ან სუსტ ტუტე გარემოში. I ჯგუფის ანიონები წარმოქმნიან აგრეთვე წყალში უხსნად ვეცხლის მარილებს, გამონაკლისია სულფატ-იონი. II ჯგუფის ანიონებისგან განსხვავებით, I ჯგუფის ანიონების ვერცხლის მარილები ხსნადია აზოტმჟავაში. წყალში უხსნადია ტყვიის მარილები. სულფიტ-იონს, თიოსულფატ-იონს და ოქსალატ-იონს გააჩნია აღმდგენელი თვისებები. ქრომატ-იონი – დამჟანგველია. I ანალიზური ჯგუფის ყველა ანიონი ხსნარებში უფერულია, ქრომატ-იონის გარდა, რომელსაც ხსნარებში გააჩნია ყვითელი ფერი. მჟავა ხსნარებში ქრომატ-იონი გადადის დიქრომატ-იონში, რომელსაც გააჩნია ნარინჯისფერი.

I ანალიზური ჯგუფის ანიონების ნაერთები ფართოდ გამოიყენება ტექნიკასა და ქიმიურ მრეწველობაში, როგორც ნედლეული სასუქებისთვის (ფოსფატები), მშენებლობაში (კარბონატები და სილიკატები) და სახალხო მეურნეობის სხვა დარგებში. I ანალიზური ჯგუფის ანიონები ასევე ფართოდ გამოიყენება მედიცინასა და ფარმაციაში, კერძოდ: მაგნიუმის სულფატს იყენებენ როგორც საფაღარათო და ჰიპოტენზიურ საშუალებას; ბარიუმის სულფატს – როგორც რენტგენო კონტრასტულ საშუალებას; ნატრიუმის სულფატს - როგორც საფაღარათო და ნაღველმდენ საშუალებას; ნატრიუმის სულფიტმა ჰპოვა თავისი გამოხატულება ადვილად ჟანგვის უნარის მქონე ნივთიერებების სტაბილიზატორის როლში; ნახშირმჟავას მარილები (კალციუმის კარბონატი, ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი) ენიშნებათ კუჭის დაავადებების მკურნალობისას; ბორმჟავა და ნატრიუმის ტეტრაბორატი

წარმოადგენენ კარგ ანტისეპტიკებს; ნატრიუმის თიოსულფატი წარმოადგენს ანტისეპტიკურ და ანთების საწინააღმდეგო საშუალებას.

ცხრილი 12

ანიონების კლასიფიკაცია

№	ჯგუფური რეაგენტი და მათი მარილთა ხსნადობა	ანიონები
I	ჯგუფური რეაგენტია - $BaCl_2$ ნეიტრალურ ან სუსტ ტუტე გარემოში. ბარიუმის, ვერცხლის და ტყვიის მარილები წყალში უხსნადია; ვერცხლის მარილები მჟავებში ხსნადია.	$SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, CO_3^{2-}$ $PO_4^{3-}, SiO_3^{2-}, S_2O_3^{2-}$ $C_2O_4^{2-}, B_4O_7^{2-}$
II	ჯგუფური რეაგენტია - $AgNO_3$ აზოტმჟავა გარემოში. ვერცხლის მარილები უხსნადია წყალში და $2N$ HNO_3-ში. ბარიუმის მარილები წყალში ხსნადია.	Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}
III	ჯგუფური რეაგენტი არა აქვთ. ბარიუმისა და ვერცხლის მარილები წყალში ხსნადია.	$NO_3^-, NO_2^-, CH_3COO^-$

II ანალიზურ ჯგუფს მიეკუთვნება უჟანგბადო მჟავების ანიონები, რომლებიც იძლევიან წყალში და განზავებულ აზოტმჟავაში უხსნად ვერცხლის მარილებს. ჯგუფური რეაგენტია $AgNO_3$. ვერცხლის მარილები წყალში უხსნადია და ხსნადია აზოტმჟავაში, ამიტომ მისი მონაწილეობისას II ანალიზური ჯგუფის ანიონების ვეცხლის მარილების დალექვა არ მიმდინარეობს. ბარიუმის მარილები წყალში ხსნადია, ამიტომ II ანალიზური ჯგუფის ანიონები არ ილექება $BaCl_2$-ით, I ანალიზური ჯგუფის ანიონებისგან განსხვავებით, II ჯგუფის ანიონები უფეროა, ახასიათებთ ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები.

ტუტე-და ტუტემიწათა მეტალების მარილები - $NaCl, KCl, CaCl_2$ ფართოდ გამოიყენება საინექციო ხსნარებში. კალიუმის, ნატრიუმის და ამონიუმის ბრომიდები - $KBr, NaBr, NH_4Br$ ენიშნებათ ავადმყოფებს მიქსტურების სახით, როგორც დამამშვიდებელი და ცენტრალური ნერვული სისტემის მარეგულირებელი საშუალება. ნატრიუმის და კალიუმის იოდიდები -

NaI, KI გამოიყენება მიქსტურებში ფარისებრი ჯირკვლის დაავადების, ბრონქიალური ასთმის, ანთებითი პროცესების, სოკოვანი დაავადებების დროს. ელემენტურ იოდს იყენებენ ფარისებრი ჯირკვლის დაავადებისას, ათეროსკლეროზის დროს, როგორც ანტისეპტიკურ საშუალებას და ლუგოლის ხსნარის სახით. კალიუმის იოდიდს იყენებენ ყელის დაავადების დროს.

III ანალიზურ ჯგუფში გაერთიანებულია ნიტრიტ-იონი - NO_2^-, ნიტრატ-იონი - NO_3^-, აცეტატ-იონი - CH_3COO^-. მათ ახასიათებთ ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები (გამონაკლისია CH_3COO^-). III ანალიზურ ჯგუფს განეკუთვნება ჟანგბადიან მჟავათა ანიონები, რომელთა ბარიუმისა და ვერცხლის მარილები წყალში ხსნადია. III ჯგუფის ანიონები უფერულია ხსნარებში, მათი ნაერთები (განსაკუთრებით ნიტრატები) ფართოდ გამოიყენება როგორც სასუქები (გვარჯილები), აგრეთვე როგორც ნედლეული ქიმიური მრეწველობისთვის და როგორც ქიმიური რეაქტივები.

აზოტმჟავას რიგმა ორგანულმა წარმოებულებმა (ნიტროგლიცერინმა, ნიტროსორბიტმა, ნიტრანოლმა) ფართო გამოყენება ჰპოვა როგორც საგულე საშუალებებმა კორონალური უკმარისობისას. ნატრიუმის ნიტრიტს - $NaNO_2$ იყენებენ სტენოკარდიების დროს. ძმარმჟავას რიგი წარმოებულები – კალიუმის და ტყვიის აცეტატები ფართოდაა გავრცელებული სამედიცინო პრაქტიკაში. ამ ნაერთებში აცეტატ-იონი ასრულებს ან სტაბილიზატორის როლს, ან ფუნქციური ჯგუფის როლს, რომელიც აუმჯობესებს სამკურნალო პრეპარატების ფიზიკო-ქიმიურ და თერაპიულ თვისებებს.

თავი V. წყლის იონური ნამრავლი

V.I. წყლის იონიზაცია. H^+ და OH^- იონების წონასწორობა წყალხსნარებში

წყალი წარმოადგენს უმნიშვნელოვანესს გამხსნელს, რომელიც ფართოდ გამოიყენება ანალიზურ ქიმიაში. ქიმიურად სუფთა წყალი წარმოადგენს უმარტივესს ჰომოგენურ სისტემას. წყლის მოლეკულაში HOH ბმის კუთხე $\approx 105°$; ბირთვთაშორის დაშორება $O \leftrightarrow H$ შეადგენს $0{,}97\,\overset{o}{A}$; $H \leftrightarrow H$ - $1{,}63\,\overset{o}{A}$; დიპოლური მომენტი შეადგენს $1{,}86 \cdot 10^{-18}$ ელექტროსტატიკურ ერთეულს (1,86 დებაი). წყლის მოლეკულის ძლიერი დიპოლური ბუნება განაპირობებს წყლის განსაკუთრებულ მიდრეკილებას წარმოქმნას ჰიდრატირებული პროდუქტები. წყლის დიელექტრიკული შეღწევადობა $\varepsilon = 80{,}4$ და სხვა ხსნარებთან შედარებით (ფორმამიდისთვის $\varepsilon = 109{,}5$; ციანმჟავასთვის $\varepsilon = 106{,}8$; უწყლო გოგირდმჟავასთვის $\varepsilon = 101{,}0$; ფტორწყალბადმჟავასთვის $\varepsilon = 83{,}6$; ჭიანჭველმჟავასთვის $\varepsilon = 58{,}5$; ეთილის სპირტისთვის $\varepsilon = 24{,}30$; ძმარმჟავასთვის $\varepsilon = 6{,}15$) საკმაოდ მაღალია. წყლის ორთქლის წნევა ოთახის ტემპერატურაზე და O^oC-ზე საკმაოდ მაღალია, რაც გასათვალისწინებელია წყლის ზედაპირზე ორთქლის მოცულობის გაანგარიშების დროს. თხევად მდგომარეობაში წყლის მოლეკულები ასოცირებული არიან $(H_2O)_n$ და ეს ასოციაცია იზრდება წნევის ზრდის და ტემპერატურის შემცირების პარალელურად. ორგანულ გამხსნელებში წყალი მთლიანად იმყოფება დიმერული მოლეკულების სახით - $(H_2O)_2$. ზოგადად წყლის იონიზაციის ხარისხი - n=2-4-ს. O^oC-თან ახლოს $n = 8$. ყველაზე მდგრადია $(H_2O)_2$-ის მოლეკულები, რომელთაც გააჩნიათ შემდეგი აღნაგობა:

$$\begin{array}{c} H - O \ldots H \\ | \\ H \ldots O - H \end{array}$$

წყალი, მიღებული ორჯერადი გამოხდით და სავსებით განთავისუფლებული გახსნილი მარილების მინარევებისაგან, ძლიერ სუსტ ელექტროლიტს წარმოადგენს. სუფთა წყალი მცირე ხარისხით ატარებს ელექტროდენს. 25^oC ტემპერატურაზე ყოველ 10 000 000 ლიტრ წყალში მხოლოდ

ერთი მოლეკულა (ე.ი. 18ბ) არის იონიზირებული წყალბად-და ჰიდროქსილ-იონებად.

წყალი ტიპური ამფოტერული ელექტროლიტია:

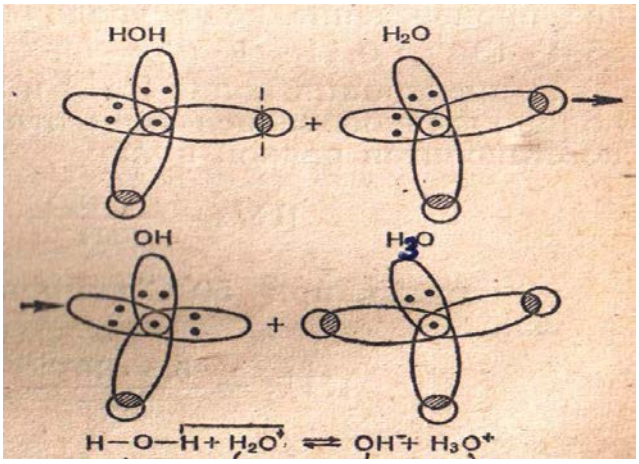
$$H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

მჟავა ფუძე მჟავა ფუძე

წყალბადის იონისთვის - H^+ დამახასიათებელი თვისებების გამო, ის ხსნარებში უკავშირდება გამხსნელთა მოლეკულებს და წარმოქმნის დადებითად დამუხტულ კომპლექსურ იონებს. წყალხსნარებში ის წარმოქმნის ჰიდროქსონიუმის იონს - $H_2O \cdot H^+$, ანუ H_3O^+; თხევადი ამიაკის გარემოში წარმოქმნის ამონიუმის იონს - $NH_3 \cdot H^+$, ანუ NH_4^+; პირიდინის გარემოში წარმოქმნის პირიდინიუმის იონს - $C_6H_5N \cdot H^+$; უწყლო ძმარმჟავას გარემოში წარმოქმნის აცეტონიუმის იონს - $CH_3COOH_2^+$ და ა.შ.

წყლის ორი მოლეკულის ურთიერთქმედებისას, ჟანგბადის ერთ-ერთი გაუყოფელი ელექტონული წყვილის მიერ წყლის მეორე მოლეკულის პროტონის მიზიდვის გამო, რომელიც განლაგებულია ორიენტაციის ღერძზე, კავშირი ჟანგბადსა და H^+-ის პროტონს შორის სუსტდება და შესაძლებელი ხდება რეაქციის მიმდინარეობა, რომელიც გამოსახულია ნახაზზე 18.

მაშასადამე, წყალბადის იონი წყალხსნარში არსებობს ჰიდროქსონიუმის იონის სახით, მაგრამ ჩანაწერის გამარტივების მიზნით, წერენ არა H_3O^+-ს, არამედ H^+-ს, ე.ი. $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$.



ნახ. 18. წყლის თვითიონიზაციის სქემა

წყლის იონიზაცია შექცევადი პროცესია, ამიტომ თუ მას მივუყენებთ მოქმედ მასათა კანონს, შეიძლება წყლის იონიზაციის კონსტანტას გამოთვლა:

$$\frac{a_{H^+} \times a_{OH^-}}{a_{H_2O}} = K_a,$$

სადაც: K_a - არის წყლის იონიზაციის თერმოდინამიკული კონსტანტა.

ექსპერიმენტულად ნაპოვნია, რომ როცა $t = 25°C$, K_a = 1,8 × 10^{-16}. 1 ლიტრი შეიცავს წყლის 1000 : 18 = 55,5 მოლს, ანუ $[H_2O]$=55,5 მოლი/ლ. აქედან იონებად დისოცირდება წყლის მოლეკულების უმნიშვნელო რაოდენობა: ყოველი 555 მილიონი მოლეკულიდან – მხოლოდ ერთი. ე.ი. 1 ლიტრ წყალში 25^oC-ზე წყალბად-და ჰიდროქსილ-იონების კონცენტრაცია უდრის:

$$[H^+] = [OH^-] = \frac{1}{10000000} = \frac{1}{10^7} = 10^{-7}$$

მაშასადამე, იონიზირებული H^+-ის და OH^--იონების კონცენტრაცია ძალზე მცირეა და იგი შეადგენს 1×10^{-7}. რადგან $[H^+] = [OH^-]$, ამიტომ წყალს გააჩნია ნეიტრალური რეაქცია. წყლის დანარჩენი რაოდენობა იმყოფება არაიონიზირებული მოლეკულების სახით. წყლის არაიონიზირებული მოლეკულების კონცენტრაცია დიდად აღემატება იონიზირებული მოლეკულების რიცხვს, H^+ და OH^--იონების კონცენტრაციის შეცვლისას წყლის არაიონიზირებული მოლეკულების კონცენტრაცია ძალზე მცირე სიდიდით იცვლება. ამიტომ შესაძლებელია ეს ცვლილებები არ იქნეს მხედველობაში მიღებული და არაიონიზირებული წყლის მოლეკულების კონცენტრაცია - a_{H_2O} პრაქტიკულად მუდმივ სიდიდედ ჩაითვალოს.

წყლის იონიზაციის კონსტანტას ტოლობა შეიძლება შემდეგნაირად გარდაიქმნას:

$$a_{H^+} \times a_{OH^-} = K_a \times a_{H_2O} = 1{,}8 \times 10^{-16} \times 55{,}5 = 1 \times 10^{-14}.$$

რადგანაც $[H^+]$ და $[OH^-]$ ტოლია 1×10^{-7}გ-იონი/ლ, ამიტომ მათი აქტივობები პრაქტიკულად მათი კონცენტრაციების ტოლია: $a_{H^+} \times a_{OH^-} = [H^+]\cdot[OH^-] = 1\cdot10^{-14}$, როცა $t = 25°C$.

ცნობილია, რომ ორ მუდმივ სიდიდეთა ნამრავლი წარმოადგენს აგ-რეთვე მუდმივ სიდიდეს. აღვნიშნოთ ეს ახალი მუდმივი სიდიდე K_{H_2O}, მაშინ გვექნება:

$$[H^+]\cdot[OH^-] = K_{H_2O} = 1\cdot 10^{-14}, \text{ როცა } t = 25°C.$$

K_{H_2O}-ს ეწოდება წყლის იონური ნამრავლი.

მაშასადამე, ***წყალბად-და ჰიდროქსილ-იონების აქტივობების ნამრავლი მუდმივი სიდიდეა, მას ეწოდება წყლის იონური ნამრავლი, აღინიშნება*** K_{H_2O} ***და*** $t = 25°C$ ***-ზე იგი ტოლია 1 × 10-14.*** სუფთა წყლისთვის და ძლიერ განზავებული ელექტროლიტებისთვის $[H^+]$ და $[OH^-]$–იონების კონცენტ-რაციების ნამრავლი პრაქტიკულად ტოლია წყლის იონური ნამრავლისა.

$[H^+]$ და $[OH^-]$ უკუპროპორციულად არიან დაკავშირებული ერთმა-ნეთთან, მაგრამ არასოდეს არ არიან 0-ის ტოლი:

$$[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{[OH^-]} \quad \text{და} \quad [OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]}.$$

$[H^+]$ და $[OH^-]$ იონების კონცენტრაციის მიხედვით, შესაძლებელია მსჯელობა წყალში მჟავების ან ფუძეების არსებობაზე. კერძოდ, როცა წყალ-ში არ არის მჟავები ან ფუძეები, მაშინ მას გააჩნია ნეიტრალური რეაქცია.

ნეიტრალურ ხსნარებში: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$.

მჟავა ხსნარებში: $[H^+] > 1\times10^{-7}$, **ხოლო** $[OH^-] < 1\times10^{-7}$;

ტუტე ხსნარებში: $[H^+] < 1\times10^{-7}$, **ხოლო** $[OH^-] > 1\times10^{-7}$.

წყლის იონური ნამრავლის გამოყენებით. შესაძლებელია წყალბად-და ჰიდროქსილ-იონების კონცენტრაციების გამოთვლა წყალხსნარებში.

მაგალითად, $0{,}1N$ HCl-ში $[H^+] = 10^{-1}$,

მაშინ $[OH^-] = \dfrac{K_{H_2O}}{[H^+]} = \dfrac{10^{-14}}{10^{-1}} = 10^{-13}$.

ანალოგიურად, $0{,}01N$ $NaOH$-ში $[OH^-] = 10^{-2}$,

მაშინ $[H^+] = \dfrac{K_{H_2O}}{[H^+]} = \dfrac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12}$.

წყლის იონიზაცია ენდოთერმული პროცესია, ამიტომ ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, ტემპერატურის გაზრდით იონიზაციის წონასწორობა

გადაინაცვლებს მარჯვნივ და K_{H_2O} იზრდება, ხოლო ტემპერატურის შემცირებით K_{H_2O} მცირდება. ტემპერატურის გაზრდისას 0-დან $100\,^{\circ}C$-მდე K_{H_2O} იზრდება 500-ჯერ, ანუ $55{,}0\cdot10^{-14}\div0{,}11\cdot10^{-14}=500$ (ცხრილი 13).

ვიცით რა $[H^+]$ და $[OH^-]$ ურთიერთკავშირი წყალში და წყალხსნარებში, შესაძლებელია გამოვთვალოთ ერთი მათგანი, როცა ცნობილია მეორეს კონცენტრაცია.

<u>მაგალითი 1.</u> გამოვთვალოთ $[OH^-]$ $20\,^{\circ}C$-ზე, თუ $[H^+]=2\cdot10^{-4}$.

მე-13 ცხრილში ვპოულობთ K_{H_2O}-ს სიდიდეს $20\,^{\circ}C$-ზე, რომელიც ტოლია $0{,}69\cdot10^{-14}$. ამ შემთხვევაში $[OH^-]=\dfrac{0{,}69\cdot10^{-14}}{2\cdot10^{-4}}=0{,}345\cdot10^{-10}$ გ-იონი/ლ.

<u>მაგალითი 2.</u> რამდენჯერ გაიზრდება $[H^+]$ იონების აქტივობა და კონცენტრაცია წყლის გაცხელებისას 18-დან $80\,^{\circ}C$-მდე?

ცხრილი 13-ის მიხედვით, ვპოულობთ წყლის იონური ნამრავლის კონსტანტების სიდიდეებს 18 და $80\,^{\circ}C$-მდე:

K_{H_2O} $(18\,^{\circ}C)$ = $0{,}6\cdot10^{-14}$, ხოლო $K_{H_2O}(80\,^{\circ}C)=25{,}1\cdot10^{-14}$

$[H^+]=[OH^-](18\,^{\circ}C)=\sqrt{K_{H_2O}}=\sqrt{0{,}6\cdot10^{-14}}=0{,}77\cdot10^{-7}$ გ-იონი/ლ

$[H^+]=[OH^-]$ $(80\,^{\circ}C)$ = $\sqrt{25{,}1\cdot10^{-14}}=5{,}01\cdot10^{-7}$ გ-იონი/ლ

შევადარებთ რა $[H^+]$ და $[OH^-]$ იონების კონცენტრაციებს 18 და $80\,^{\circ}C$-ზე, ვპოულობთ:

$\dfrac{[H^+](80^{\circ}C)}{[H^+](18^{\circ}C)}=\dfrac{5{,}01\cdot10^{-7}}{0{,}77\cdot10^{-7}}=6{,}5$, ანუ $[H^+]$ იონების აქტივობა და კონცენტრაცია წყლის გაცხელებისას 18-დან $80\,^{\circ}C$-მდე გაიზრდება 6,5-ჯერ.

ცხრილი 13

წყლის იონური ნამრავლი 0-დან $100\,^{\circ}C$ -მდე

$$K_{H_2O} = [H^+]\cdot[OH^-] \qquad \sqrt{K}_{H_2O} = [H^+] = [OH^-]$$

$t^{\circ}C$	K_{H_2O}	$\sqrt{K}_{H_2O}$	$t^{\circ}C$	K_{H_2O}	$\sqrt{K}_{H_2O}$
0	$0{,}11\cdot10^{-14}$	$0{,}33\cdot10^{-7}$	40	$2{,}95\cdot10^{-14}$	$1{,}70\cdot10^{-7}$
5	$0{,}17\cdot10^{-14}$	$0{,}42\cdot10^{-7}$	50	$5{,}50\cdot10^{-14}$	$2{,}34\cdot10^{-7}$
10	$0{,}30\cdot10^{-14}$	$0{,}54\cdot10^{-7}$	60	$9{,}55\cdot10^{-14}$	$3{,}09\cdot10^{-7}$
15	$0{,}46\cdot10^{-14}$	$0{,}68\cdot10^{-7}$	70	$15{,}80\cdot10^{-14}$	$3{,}98\cdot10^{-7}$
18	$0{,}60\cdot10^{-14}$	$0{,}77\cdot10^{-7}$	80	$25{,}1\cdot10^{-14}$	$5{,}01\cdot10^{-7}$
20	$0{,}69\cdot10^{-14}$	$0{,}83\cdot10^{-7}$	90	$38{,}0\cdot10^{-14}$	$6{,}17\cdot10^{-7}$
22	$0{,}81\cdot10^{-14}$	$0{,}89\cdot10^{-7}$	100	$55{,}0\cdot10^{-14}$	$7{,}41\cdot10^{-7}$
25	$1{,}00\cdot10^{-14}$	$1{,}00\cdot10^{-7}$			
30	$1{,}48\cdot10^{-14}$	$1{,}22\cdot10^{-7}$			
35	$2{,}09\cdot10^{-14}$	$1{,}45\cdot10^{-7}$			

V.2. წყლის იონური ნამრავლი. წყალბადის მაჩვენებელი - pH და ჰიდროქსილის მაჩვენებელი - pOH

ხსნარების მჟავიანობის გამოსახვა $[H^+]$-ით იწვევს გარკვეულ უხერხულობას, რადგანაც მისი სიდიდე ძალიან მცირეა და შეადგენს $1\cdot10^{-7}$, ანუ 0,0000001-ს, ამიტომ წყალბად-იონის კონცენტრაციის გამოსახვისათვის, სარგებლობენ წყალბადის მაჩვენებლით, ანუ pH -ის სიდიდით. სიმბოლო pH წარმოადგენს ლათინური სიტყვების *pondus* -მაჩვენებელი და *Hydrogenium* -წყალბადი პირველ ასოებს.

pH - *არის წყალბად-იონების კონცენტრაციის გამომსახველი რიცხვის უარყოფითი ათობითი ლოგარითმი:* $pH = -\lg[H^+] = \lg\dfrac{1}{[H^+]}$

ნეიტრალური ხსნარებისთვის: $pH = -\lg10^{-7} = 7.$

როცა მცირდება $[H^+]$, მაშინ pH იზრდება და პირიქით. რაც უფრო მაღალია pH, მით უფრო ტუტეა ხსნარი.

როგორც ცნობილია, წყლის იონური ნამრავლი ტოლია:

$$[H^+]\cdot[OH^-]=10^{-14} \quad (1)$$

(1) განტოლების გალოგარითმებით მივიღებთ: $\lg[H^+]+\lg[OH^-]=\lg 10^{-14}$ (2)

$$\lg[H^+]+\lg[OH^-]=-14 \quad (3)$$

-14 რომ გავხადოთ დადებითი რიცხვი, (3) განტოლების ყველა წევრი გავამრავლოთ -1 -ზე, მივიღებთ: $-\lg[H^+]-\lg[OH^-]=14$ (4)

$-\lg[OH^-]$–არის $[OH]$-ის უარყოფითი ათობითი ლოგარითმი, მას ეწოდება ჰიდროქსილის მაჩვენებელი და აღინიშნება pOH სიმბოლოთი.

მაშასადამე: $pOH=-\lg[OH^-]=\lg\frac{1}{[OH^-]}$

ჩავსვათ pH -ის და pOH -ის სიმბოლოები (4) ტოლობაში: $pH+pOH=14$ (5)

ცხრილი 14

თანაფარდობა წყალბად-იონის კონცენტრაციას, pH -ს, pOH -ს და ხსნარის რეაქციას შორის

ძლიერი მჟავას კონცენტრაცია (გ-ექვ/ლ)	1 10^{-1} 10^{-2} 10^{-3}	10^{-4} 10^{-5} 10^{-6}	10^{-7}	– – –	– – –
ძლიერი ტუტის კონცენტრაცია (გ-ექვ/ლ)	– – – –	– – –	10^{-7}	10^{-6} 10^{-5} 10^{-4}	10^{-3} 10^{-2} 10^{-1} 1
$[H^+]$ (გ-იონი/ლ)	1 10^{-1} 10^{-2} 10^{-3}	10^{-4} 10^{-5} 10^{-6}	10^{-7}	10^{-8} 10^{-9} 10^{-10}	10^{-11} 10^{-12} 10^{-13} 10^{-14}
ხსნარის pH	0 1 2 3	4 5 6	7	8 9 10	11 12 13 14
ხსნარის pOH	14 13 12 11	10 9 8	7	6 5 4	3 2 1 0
ხსნარის რეაქცია	**მჟავა**	**სუსტი მჟავა**	**ნეიტრალური**	**სუსტი ტუტე**	**ტუტე**

(5) განტოლებას დიდი მნიშვნელობა აქვს ხსნარების რეაქციის დასახასიათებლად, კერძოდ:

თუ $pH = 7$, მაშინ $pOH = 7$ და ხსნარი ნეიტრალურია;
თუ pH <7, მაშინ pOH > 7 და ხსნარი მჟავაა;
თუ pH >7, მაშინ pOH <7 და ხსნარი ტუტეა.

V.3. ხსნარების pH -ის განსაზღვრის მეთოდები

თვისებით ანალიზში ხსნარების pH -ს საზღვრავენ სხვადასხვა მეთოდით, რომელთა შორის უმარტივესია ***ინდიკატორული მეთოდი.*** ინდიკატორები – ისეთი ნივთიერებებია, რომლებიც იცვლიან ფერს წყალბადიონთა კონცენტრაციის განსაზღვრული რაოდენობისას. ყველა ინდიკატორი სუსტ მჟავას ან სუსტ ტუტეს წარმოადგენს. ინდიკატორის დისოცირებულ და არადისოცირებულ ფორმას აქვს სხვადასხვა ფერი და აღნაგობა. ყოველი ინდიკატორის ფერი იცვლება წყალბად-იონთა გარკვეული კონცენტრაციის დროს. სწორედ ამით აიხსნება ინდიკატორის, როგორც "მაჩვენებლის", გამოყენება ხსნარის რეაქციის ანუ ხსნარის pH -ის განსაზღვრისას.

ძირითადად იყენებენ *5 ინდიკატორს,* რომლებიც იცვლიან ფერს pH -ის სხვადასხვა ინტერვალში (ცხრილი 15).

ცხრილი 15

ინდიკატორი	**pH მჟავა გარემოში და ინდიკატორის ფერი**	**pH ტუტე გარემოში და ინდიკატორის ფერი**
მეთილნარინჯი	3,1 – ვარდისფერი	4,4 – ნარინჯისფერი
მეთილის წითელი	4,4 – წითელი	6,2 – ყვითელი
ლაკმუსი	5,0 – წითელი	8,0 – ლურჯი
ფენოლის წითელი	6,8 – ყვითელი	8,0 – წითელი
ფენოლფტალეინი	8,0 – უფერო	10,0 – ჟოლოსფერი

უფრო ხშირად სარგებლობენ მხოლოდ სამი ინდიკატორით: მეთილ-ნარინჯით, ლაკმუსით და ფენოლფტალეინით. ხსნარის pH -ის დასადგენად, სინჯს უმატებენ 1-2 წვეთ ინდიკატორს და ფერის ცვლილების მიხედვით მსჯელობენ ხსნარის რეაქციაზე.

ცხადია, რომ ფერი და შეფერვის ინტენსივობის ხარისხი დამოკიდებულია pH -ის სიდიდეზე. შეფერვის ინტენსივობის თანდათან გაძლიერებაზე დაკვირვებით ადგენენ pH -ის იმ ინტერვალს, რომელშიც შეიძლება გამოყენებული იყოს ინდიკატორი. შეფერვის ინტენსივობა დამოკიდებულია აგრეთვე შემფერავი ნივთიერების კონცენტრაციაზე, ამიტომ საჭიროა ინდიკატორის რაოდენობის და ხსნარის გარკვეული მოცულობის ზუსტად აღება, რათა მიღებულ იქნეს შესადარებელი შედეგები.

ხსნარების pH -ის დასადგენად, ხშირად სარგებლობენ ***უნივერსალური კოლთგოფის ინდიკატორით,*** რომელიც შედგება 5 ნივთიერების ნარევისგან:

1) დიმეთილამინოაზობენზოლი-$C_{14}H_{14}N_4O_2$;
2) ბრომთიმოლი-$C_{27}H_{28}Br_2O_5S$;
3) მეთილის წითელი (მეთილროტი)-$C_{15}H_{15}N_3O_2$;
4) ფენოლფტალეინი-$C_{20}H_{14}O_4$;
5) თიმოლფტალეინი- $C_{28}H_{30}O_4$.

pH -ის მნიშვნელობიდან გამომდინარე, ინდიკატორი იღებს სხვადასხვა ფერს (ცხრილი 16).

ცხრილი 16

უნივერსალური ინდიკატორის ფერის ცვლილება
pH -ის სხვადასხვა ინტერვალში

pH	**ინდიკატორის ფერი**
1	შინდისფერი
2	წითელი
3	მოწითალო-ნარინჯისფერი
4	ნარინჯისფერი
5	მოყვითალო-ნარინჯისფერი
6	ლიმონისფერ-ყვითელი
7	მოყვითალო-მწვანე
8	მწვანე
9	მოლურჯო-მწვანე
10	იისფერი

უნივერსალური ინდიკატორი გამოიყენება ხსნარის ან ინდიკატორული ქაღალდის სახით. ქაღალდის შეკვრაზე წარმოდგენილია ფერადი სკალა, რომელიც უჩვენებს, თუ როგორ ფერს იღებს ინდიკატორი სხვადასხვა pH -ის დროს. ამისათვის ინდიკატორული ქაღალდის ზოლზე დაიტანენ საკვლევი ხსნარის 1 წვეთს, რომელიც შეღებავს მას. მიღებულ ფერს შეადარებენ სკალაზე არსებულ ფერებს და ვიზუალურად ადგენენ ხსნარის pH -ს 1-დან 2-მდე სიზუსტით. pH -ის ზუსტი რაოდენობრივი განსაზღვრისათვის იყენებენ პოტენციომეტრებს და ლაბორატორიულ pH -მეტრებს.

თავი VI. ბუფერული სისტემები

VI.1. ბუფერული ხსნარები და მათი ქიმიური შედგენილობა

ანალიზური რეაქციების ჩატარებისას, ხშირ შემთხვევაში (მაგალითად, დალექვის რეაქციებში), საჭირო ხდება საანალიზო ხსნარში H^+-იონების ან OH^--იონების კონცენტრაციის გარკვეული სიდიდის შენარჩუნება. მაგალითად, ხსნარის განზავებისას ან მასზე მჟავას ან ტუტის დამატებისას, საჭირო ხდება pH-ის სიდიდის შენარჩუნება. განსაკუთრებული შემადგენლობის ხსნარის მომზადებისას, შესაძლებელია ისეთი კონცენტრაციის ხსნარის მიღება, რომელშიც მცირე რაოდენობით მჟავას ან ტუტის დამატებით, არ შეიცვლება ხსნარის წყალბად-იონთა კონცენტრაცია. ასეთ ხსნარს ბუფერული ეწოდება.

ხსნარი, რომელიც შეიცავს სუსტ მჟავას ან სუსტ ფუძეს და ერთ-ერთ რომელიმე მის მარილს, იძენს რეგულატორის ანუ ბუფერის თვისებას. ბუფერული და არაბუფერული ხსნარების განსხვავება მდგომარეობს იმაში, რომ პირველს გააჩნია მჟავიანობის ან ტუტიანობის მარაგი (ე.წ. ბუფერული ტევადობა), რომელიც მას აძლევს შესაძლებლობას მჟავას ან ტუტის მცირე რაოდენობით დამატების შემთხვევაში აღიდგინოს საწყისი pH.

სისტემას, რომელიც შედგენილობის ცვლილების დროს უცვლელად ინარჩუნებს შემადგენელ კომპონენტთა რაიმე პარამეტრის მნიშვნელობას, უწოდებენ ბუფერულს. ასეთ სისტემებს მიეკუთვნება:

1. პროტოლიტურ წყვილთა ბუფერი, რომლის pH არ იცვლება გარკვეული რაოდენობა მჟავას, ტუტის ან წყლის დამატების დროს;

2. რედოქს წყვილთა ნარევის ბუფერულ სისტემაში უცვლელია პოტენციალის მნიშვნელობა გარკვეული რაოდენობა აღმდგენელის ან მჟანგავის დამატებისას;

3. ბუფერულ სისტემაში შენარჩუნებულია pH-ის მნიშვნელობა და სხვ.

ბუფერული ეწოდება ხსნარებს, რომელთა pH არ იცვლება მათზე ძლიერი მჟავას ან ძლიერი ტუტის მცირე რაოდენობის მიმატებით, ან მცირედი განზავებით.

ბუფერული ხსნარები წარმოადგენენ ელექტროლიტთა ნარევებს, რომლებიც შეიცავენ ერთსახელიან იონებს.

ბუფერული ხსნარების ქიმიური შედგენილობა შემდეგია:

1) სუსტი მჟავების და მათი ძლიერ ტუტეებთან მარილების ნარევი;

2) სუსტი ფუძეებისა და მათი ძლიერ მჟავებთან მარილების ნარევი;
3) მრავალფუძიანი მჟავების მარილთა ნარევი (ცხრილი 17).

ბუფერული ხსნარები, რომლებიც წარმოადგენენ სუსტი მჟავების და მათი ძლიერ ტუტეებთან მარილების ნარევებს, მჟავე რეაქციისაა (pH <7). მაგალითად, აცეტატური ბუფერის $pH \approx 4{,}70$. ბუფერული ხსნარები, რომლებიც წარმოადგენენ სუსტი ფუძეების და მათი ძლიერ მჟავებთან მარილების ნარევებს, ტუტე რეაქციისაა (pH >7). მაგალითად, ამიაკური ბუფერის $pH \approx 9{,}25$.

ცხრილი 17

ზოგიერთი ბუფერული ნარევის ქიმიური შედგენილობა

სახელწოდება, თანაფარდობა 1 : 1	**ქიმიური შედგენილობა**	pH	**გამოყენების ზოგიერთი შემთხვევა**
ფორმიატული	$HCOOH + HCOONa$	3,80	ZnS -ის დალექვისას
აცეტატური	$CH_3COOH + CH_3COONa$	4,70	Ba^{2+} -ის $Cr_2O_7^{2-}$ -ით დალექვისას
ფოსფატური	$NaH_2PO_4 + Na_2HPO_4$	6,60	ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებში
ამიაკური	$NH_4OH + NH_4Cl$	9,25	$Al(OH)_3$ -ის დალექვისას

ბუფერული ხსნარები წარმოადგენენ სტანდარტულ ხსნარებს, რომელთა მომზადებისას ზუსტად უნდა იყოს დაცული მჟავა და ტუტე კომპონენტების თანაფარდობა. მე-18 ცხრილში მოცემულია ერთჩანაცვლებული კალიუმის ფოსფატის ბუფერული ხსნარების მომზადება pH 6,0-8,0-ის ფარგლებში.

ცხრილი 18

$0{,}1M\ KH_2PO_4 + 0{,}1N\ NaOH\quad 20°C$ -ზე

$0{,}1N\ NaOH$ -ის მოცულობა, მლ	$0{,}1M\ KH_2PO_4$ -ის მოცულობა, მლ	განზავება	pH
5,70	50	100 მლ-მდე	6,0
8,60	50	100 მლ-მდე	6,2
12,60	50	100 მლ-მდე	6,4
17,80	50	100 მლ-მდე	6,6
23,45	50	100 მლ-მდე	6,8
29,63	50	100 მლ-მდე	7,0
35,00	50	100 მლ-მდე	7,2
39,50	50	100 მლ-მდე	7,4
42,80	50	100 მლ-მდე	7,6
45,20	50	100 მლ-მდე	7,8
46,80	50	100 მლ-მდე	8,0

მე-19 ცხრილში მოცემულია ბორის მჟავას ბუფერული ხსნარების მომზადება pH 7,8-10,0-ის ფარგლებში.

ცხრილი 19

$0{,}1M\ H_3BO_3\ \ 0{,}1M\ KCl$ -ში + $0{,}1N\ NaOH\quad 20°C$ -ზე

$0{,}1N\ NaOH$ -ის მოცულობა, მლ	$0{,}1M\ H_3BO_3$ -ის მოცულობა, მლ	განზავება	pH
2,61	50	100 მლ-მდე	7,8
3,97	50	100 მლ-მდე	8,0
5,90	50	100 მლ-მდე	8,2
8,50	50	100 მლ-მდე	8,4
12,00	50	100 მლ-მდე	8,6
16,30	50	100 მლ-მდე	8,8
21,30	50	100 მლ-მდე	9,0
26,70	50	100 მლ-მდე	9,2
32,00	50	100 მლ-მდე	9,4
36,85	50	100 მლ-მდე	9,6
40,80	50	100 მლ-მდე	9,8
43,90	50	100 მლ-მდე	10,0

თუ საანალიზო ხსნარის რეაქცია მჟავეა და საჭიროა მისი მიყვანა ნეიტრალურამდე ან ტუტემდე, მას წვეთობით უმატებენ რომელიმეს ამ ხსნართაგან: მწვავე კალიუმის, მწვავე ნატრიუმის, ამონიუმის ჰიდროქსიდის, ნატრიუმის კარბონატის, კალიუმის კარბონატის, ნატრიუმის აცეტატის ან სხვა მარილების ხსნარებს, რომლებიც წამოქმნილია სუსტი მჟავებისა და ძლიერი ტუტეებისგან. აღნიშნული ოპერაციები ტარდება შესაბამისი ინდიკატორების მონაწილეობით, რომლებიც იცვლიან შეფერილობას pH 7-14 ინტერვალში. დამატებული ფუძის ან ბუფერული ნარევის შერჩევა შეთანხმებული უნდა იყოს შემდგომ ანალიზურ ოპერაციებთან. მაგალითად, Na^+ იონების განსაზღვრისას, არ შეიძლება გასანეიტრალებლად $NaOH$-ის, Na_2CO_3-ის, CH_3COONa-ის ხსნარების და Na^+-ის იონების შემცველი ბუფერული ნარევების გამოყენება.

თუ საანალიზო ხსნარის რეაქცია ტუტეა და საჭიროა მისი მიყვანა ნეიტრალურამდე ან მჟავამდე, ხსნარზე წვეთობით ამატებენ მარილმჟავას, აზოტმჟავას, ძმარმჟავას, ამონიუმის ქლორიდს, ამონიუმის ნიტრატს და სხვათა მარილებს, რომლებიც წარმოქმნილია სუსტი ფუძეებისა და ძლიერი მჟავებისგან. აღნიშნული ოპერაციები ტარდება შესაბამისი ინდიკატორების მონაწილეობით, რომლებიც იცვლიან შეფერილობას pH 1-7 ინტერვალში.

თუ საანალიზო ხსნარი ნეიტრალურია და საჭიროა გარკვეული pH-ის მქონე გარემოს შექმნა, მაშინ მასზე წვეთობით ამატებენ ფუძის, მჟავას ან ბუფერულ ხსნარს, მოთხოვნილების შესაბამისად.

VI.2. ბუფერული მოქმედების ქიმიური მექანიზმი

ინდივიდუალური მარილების ხსნარების ბუფერული მოქმედება აიხსნება ჰიდროლიზის პროცესში მჟავების ან ფუძეების წარმოქმნით. მაგალითად, ნატრიუმის ტეტრაბორატის შემთხვევაში:

$$Na_2B_4O_7 + 2H_2O \leftrightarrow 2NaOH + H_2B_4O_7; \quad H_2B_4O_7 + 5H_2O \leftrightarrow H_3BO_3$$

კალიუმის ჰიდროტარტრატის ხსნარში:

$$KHC_4H_4O_6 + H_2O \leftrightarrow KOH + H_2C_4H_4O_6$$

რაში მდგომარეობს ბუფერული მოქმედების ქიმიური მექანიზმი? იგი დაფუძნებულია პროტოლიზის რეაქციებზე - H^+-იონების ურთიერთქმედებაზე OH^--იონებთან.

1) ავხსნათ ეს აცეტატური ბუფერული ნარევის მაგალითზე:

თუ აცეტატურ ბუფერზე დავამატებთ ძლიერი მჟავას მცირე რაოდენობას (HCl, H_2SO_4, HNO_3), სისტემის pH არ შეიცვლება, რადგანაც ხსნარში მომატებული H^+-იონები შეიბოჭება CH_3COONa-ით და მიიღება მცირედ დისოცირებული სუსტი მჟავა – ძმარმჟავა:

$$CH_3COONa + HCl \rightarrow CH_3COOH + NaCl$$

ანუ: $CH_3COO^- + H^+ \leftrightarrow CH_3COOH$

ძლიერი მჟავას ნაცვლად გამოიყოფა სუსტი მჟავა - CH_3COOH და ამის გამო, pH პრაქტიკულად არ იცვლება.

ხოლო თუ სისტემაზე დავამატებთ ძლიერი ტუტის მცირე რაოდენობას, ბუფერული ნარევის pH მაინც არ შეიცვლება, რადგანაც ხსნარში მომატებული OH^- იონები შეიბოჭება ძმარმჟავით და წარმოიქმნება წყალი (სუსტი ელექტროლიტი):

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$

$$CH_3COOH + OH^- \leftrightarrow CH_3COO^- + H_2O$$

ანუ: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

ჰიდროქსიდ-იონები უკავშირდებიან ძმარმჟავას წყალბად-იონს და წარმოქმნიან წყალს. ამის გამო, ბუფერული ხსნარის pH პრაქტიკულად არ იცვლება.

2) თუ საქმე გვაქვს ამიაკურ ბუფერთან და ამ სისტემაზე დავამატებთ ძლიერი მჟავას მცირე რაოდენობას, ხსნარში მომატებულ H^+ იონებს შებოჭავს NH_4OH, მიმდინარეობს ნეიტრალიზაციის რეაქცია და ხსნარის pH არ შეიცვლება:

$$NH_4OH + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 + H_2O$$

$$NH_3 + H^+ \leftrightarrow NH_4^+$$

ანუ: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$

ხოლო თუ სისტემაზე დავამატებთ ძლიერი ტუტის მცირე რაოდენობას, ხსნარში მომატებულ OH^- იონებს შებოჭავს NH_4Cl, მიდის რეაქცია მარილ-სა და ძლიერ ტუტეს შორის, რომლის შედეგადაც წარმოიქმნება სუსტი ფუძე და ხსნარის pH არ შეიცვლება:

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NH_4OH + NaCl$$

$$NH_4^+ + OH^- \leftrightarrow NH_3 + H_2O$$

ანუ: $NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_4OH$

თუ ბუფერულ ხსნარებზე დავამატებთ ძლიერი მჟავას ან ძლიერი ტუტის მნიშვნელოვან როდენობას, სისტემის pH უცვლელი არ დარჩება.

ორივე შემთხვევაში (მჟავას და ტუტეს დამატებით) ბუფერის pH პრაქ-ტიკულად არ იცვლება, მაგრამ თუ იმავე პროცედურას ჩავატარებთ არაბუ-ფერულ სისტემაზე, მაგალითად, გამოხდილ წყალზე (კერძოდ, დავუმატებთ მის 1 ლიტრს 10^{-2} მოლ მარილმჟავას ან ნატრიუმის ტუტეს), მაშინ გამოხდი-ლი წყლის $pH = -\lg C_{HCl} = -\lg 10^{-2} = 2$. მჟავას დამატებამდე სუფთა წყლის $pH \approx 7{,}0$. მჟავას დამატების შემდეგ წყლის pH შემცირდა 5 ერთეულით — $pH = 7 - 2 = 5$ (ცხრილი 20).

ანალოგიური გზით შეიძლება დავადგინოთ, რომ ტუტის დამატებით წყლის pH გაიზრდება 5 ერთეულით. მაშასადამე, არაბუფერულ სისტემაზე მჟავას ან ტუტის დამატება საგრძნობლად ცვლის ხსნარის pH-ს. რასაკვირ-ველია, ბუფერზე დიდი რაოდენობით მჟავას ან ტუტის დამატებისას ბუ-ფერის შემადგენელ კომპონენტთა კონცენტრაცია შეიძლება ისე შეიცვალოს, რომ ბუფერმა დაკარგოს „ბუფერული“ თვისება.

ცხრილი 20

ბუფერული მოქმედების არსი

ბუფერული ნარევი	*დამატებული ნივთიერება*	*ბუფერულ ნარევში მიმდინარე პროცესები*
$CH_3COOH + CH_3COONa$ pH 4,7	H_2O	მჟავასა და მარილის კონცენტრაციების თანაფარდობა არ იცვლება, შესაბამისად, H^+ მუდმივი რჩება.
	HCl	$H^+ + Cl^- + CH_3COO^- \rightarrow CH_3COOH + Cl^-$, ანუ მიმდინარეობს დამატებული მჟავას ნეიტრალიზაცია ნატრიუმის აცეტატით, ამიტომ ბუფერული ნარევის pH მუდმივი რჩება.
	KOH	$CH_3COOH + K^+ + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$, ანუ მიმდინარეობს დამატებული ტუტის განეიტრალება ძმარმჟავით.
$NH_4OH + NH_4Cl$ pH 9,25	H_2O	ფუძისა და მარილის კონცენტრაციების თანაფარდობა ბუფერული ხსნარის განზავებით არ იცვლება, შესაბამისად, H^+ მუდმივი რჩება.
	HCl	მიმდინარეობს დამატებული მჟავას ნეიტრალიზაცია ამიაკით, ამიტომ ბუფერული ნარევის pH მუდმივი რჩება.
	KOH	მიმდინარეობს დამატებული ტუტის ურთიერთქმედება ამონიუმთან, რომლის შედეგად წარმოიქმნება თავისუფალი ამიაკი, რის შედეგად ბუფერული ნარევის pH მუდმივი რჩება.

VI.3. „ბუფერული“ თვისების შენარჩუნების უნარი- ბუფერული ტევადობა. ბუფერული ხსნარების pH -ის გამოთვლა

„ბუფერული“ თვისების შენარჩუნების უნარი განისაზღვრება ბუფერული ტევადობით. ყოველ ბუფერულ სისტემას გააჩნია თავისი განსაზღვრული ტევადობა.

ბუფერის ტევადობის (ρ) საზომს წარმოადგენს ძლიერი მჟავას ან ტუტეს ის ეკვივალენტური რაოდენობა, რომელიც უნდა დაემატოს 1ლ (1000 მლ) ბუფერს, რომ მისი pH ერთი ერთეულით შეიცვალოს.

$$\rho = -\frac{dC_A}{dpH} \qquad\qquad \rho = -\frac{dC_B}{dpH}$$

dC_A და dC_B - არის მჟავას და ტუტის ნამატი, რომელიც იწვევს ბუფერის pH -ის ერთი ერთეულით ცვლილებას. „მინუს“ ნიშანი განტოლებებში გვიჩვენებს pH -ის შემცირებას ბუფერზე ძლიერი მჟავას დამატების შემდეგ.

ბუფერული ტევადობა დამოკიდებულია ბუფერის შემადგენელი კომპონენტების კონცენტრაციათა თანაფარდობაზე. ბუფერული ტევადობა მაქსიმალურ მნიშვნელობას აღწევს, როცა ბუფერის შემადგენელი კომპონენტების კონცენტრაციათა თანაფარდობა გაუტოლდება ერთს. ე.ი. $\frac{C_B}{C_A} = 1$ ზღვრებია $\frac{C_B}{C_A} = \frac{1}{10}$ ან $\frac{C_B}{C_A} = \frac{10}{1}$. ბუფერული ტევადობა დამოკიდებულია აგრეთვე ბუფერის დასამზადებელი საწყისი (ძირითადი) ხსნარების კონცენტრაციაზე. საწყისი ხსნარების კონცენტრაციის გაზრდით ბუფერული ტევადობა იზრდება. ბუფერულ ტევადობას მაქსიმალური მნიშვნელობა აქვს, როცა მისი $pH \approx pK_A$, ე.ი. ბუფერული ნარევი ისე უნდა დამზადდეს, რომ მისი pH რაც შეიძლება უახლოვდებოდეს ბუფერის შემადგენელი მჟავას ან ფუძის დისოციაციის კონსტანტების - pK_A და pK_B მნიშვნელობებს. ბუფერული მოქმედების ზღვარია: $pH = pK_A \pm 1$.

განსაზღვრული კონცენტრაციის ძლიერი მჟავას ან ძლიერი ტუტის ეკვივალენტების რაოდენობას, რომელიც ბუფერული ნარევის 1 ლიტრზე დამატებისას, ცვლის ნარევის pH-ს ერთი ერთეულით, ბუფერული ტევადობა ეწოდება.

რაც უფრო მაღალია ბუფერული სისტემის კომპონენტების კონცენტრაცია, მით უფრო მეტია ბუფერული ტევადობა. ბუფერულ სისტემაზე მჟავას ან ტუტის დამატებისას, ხსნარის სიმტკიცე pH-ის ცვალებადობის მიმართ თანდათან მცირდება, მისი ერთ-ერთი კომპონენტის კონცენტრაციის შემცირების გამო. იმისათვის, რომ ბუფერული სისტემის მოქმედება იყოს საკმაოდ ეფექტური, ანუ ბუფერული ხსნარის ტევადობა არ შეიცვალოს მნიშვნელოვნად, მისი ერთი კომპონენტის კონცენტრაცია არ უნდა აღემატებოდეს მეორე კომპონენტის კონცენტრაციას 10-ზე მეტად.

ბუფერული ხსნარების pH-ის გამოთვლა.

ბუფერულ სისტემების pH დამოკიდებულია სუსტი ელექტროლიტის იონიზაციის კონსტანტაზე და ხსნარის კომპონენტების კონცენტრაციების თანაფარდობაზე.

<u>მაგალითი 1.</u> გამოვთვალოთ ბუფერული ხსნარის pH, რომელიც შეიცავს სუსტ მჟავას და მისივე მარილს აცეტატური ბუფერის მაგალითზე.

ჩავწეროთ CH_3COOH-ის იონიზაციის კონსტანტას ტოლობა და გამოვთვალოთ $[H^+]$:

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

$$[H^+] = K_A \cdot \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$[CH_3COOH] = C_A \text{ და } [CH_3COO^-] = C_c$$

$$\lg[H^+] = \lg K_A + \lg\frac{C_A}{C_c}$$

$$-\lg[H^+] = -\lg K_A - \lg\frac{C_A}{C_c}$$

$$-\lg[H^+] = pH \quad \text{და} \quad -\lg K_A = pK_A$$

$$pH = pK_A + \lg\frac{C_A}{C_c} \quad ,$$

სადაც: pK_A - არის მჟავას დისოციაციის მუდმივას მაჩვენებელი, რომელიც მჟავას ანიონიზაციის კონსტანტას უარყოფითი ათობითი ლოგარითმის (უკულოგარითმი) ტოლია;

C_c და C_A-არის მარილის და მჟავას კონცენტრაციები.

<u>მაგალითი 2.</u> გამოვთვალოთ ბუფერული ხსნარის pH, რომელიც შეიცავს სუსტ ფუძეს და მისივე მარილს ამიაკური ბუფერის მაგალითზე.

ჩავწეროთ NH_4OH-ის იონიზაციის კონსტანტას ტოლობა და გამოვთვალოთ $[OH^-]$:

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

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

$$[NH_4OH] = C_B \quad \text{და} \quad [NH_4^+] = C_c$$

$$\lg[OH^-] = \lg K_B + \lg\frac{C_B}{C_c}$$

$$-\lg[OH^-] = -\lg K_B - \lg\frac{C_B}{C_c}$$

$$-\lg[OH^-] = pOH \quad \text{და} \quad -\lg K_B = pK_B$$

$$pOH = pK_B - \lg\frac{C_B}{C_c}$$

$$pH = 14 - pK_B + \lg\frac{C_B}{C_c}$$

სადაც: pK_B - არის ფუძის დისოციაციის მუდმივას მაჩვენებელი, რომელიც ფუძის იონიზაციის კონსტანტას უარყოფითი ათობითი ლოგარითმის (უკულოგარითმი) ტოლია;

C_c და C_A-არის მარილის და ფუძის კონცენტრაციები.

<u>**მაგალითი 3.**</u> გამოვთვალოთ ბუფერული ხსნარის pH, რომელიც შეიცავს 0,1 მოლ CH_3COOH-ს და 1 მოლ CH_3COONa-ს.

$$pH = pK_A + \lg\frac{C_c}{C_A} = -\lg 1{,}86\cdot 10^{-5} + \lg\frac{1{,}0}{0{,}1} = 4{,}72$$

<u>**მაგალითი 4.**</u>

გამოვთვალოთ ამიაკური ბუფერის pH, რომელიც შეიცავს $0{,}5M$ NH_4OH-ს და NH_4Cl-ს.

$$pH = 14 - pK_B + \lg\frac{C_B}{C_c} = 14 - 4{,}75 + \lg\frac{0{,}5}{0{,}5} = 9{,}25$$

<u>**მაგალითი 5.**</u>

გამოვთვალოთ ხსნარის pH და pOH, რომლის 1 ლიტრი შეიცავს 8,5 გრამ NH_3-ს და 107 გრამ NH_4Cl-ს.

ვპოულობთ NH_3-ის და NH_4Cl-ის მოლურ კონცენტრაციებს:

$$[NH_3] = \frac{8{,}5}{17} = 0{,}2 \text{ მოლი/ლ}; \qquad [NH_4Cl] = \frac{107}{53{,}5} = 2 \text{ მოლი/ლ}$$

გამოვთვალოთ pOH:

$$pOH = 4{,}75 - \lg\frac{0{,}2}{2} = 4{,}75 - \lg 0{,}1 = 5{,}75$$

$$pH = 14 - 5{,}75 = 8{,}25$$

VI.4. ბუფერული ხსნარების გამოყენება ქიმიურ ანალიზში

ბუფერული ნარევები გამოიყენება ანალიზურ ქიმიაში დალექვისა და ფერადი რეაქციების უმრავლესობაში. გარდა ამისა, ისინი ფართოდ გვხვდებიან მცენარეულსა და ცხოველურ ორგანიზმებში (სისხლი, ლიმფა), ნიადაგში (ნიადაგის ხსნარი), გარემოში (ზღვის წყალი) და ა.შ. ბუფერული ხსნარები უზრუნველყოფენ pH-ის მუდმივობის შენარჩუნებას ნიადაგში, ზღვის წყალში, ცოცხალ ორგანიზმებში, ბიოლოგიურ ხსნარებში.

ბუფერული ნარევები ფართოდ არის გამოყენებული ქიმიურ ანალიზსა და ტექნოლოგიაში, გეოქიმიის, ბიოქიმიის, მედიცინის და სხვა სფეროში.

მრავალი ქიმიური პროცესის მიმდინარეობა დამოკიდებულია გარემოს pH-ზე, რომლის რეგულირება და უცვლელად შენარჩუნება შესაძლებელია მხოლოდ ბუფერებით. მაგალითად, ბუფერული ხსნარები გამოიყენება ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების მსვლელობისას, აგრეთვე სულფიდების, ჰიდროქსიდების, კაბონატების, ქრომატების, ფოსფატების დალექვის რეაქციებში.

ყველაზე ხშირად გამოყენებული ბუფერული ხსნარებია: აცეტატური - $CH_3COOH + CH_3COONa$, ფოსფატური - $NaH_2PO_4 + Na_2HPO_4$, ამიაკური - $NH_4OH + NH_4Cl$. ბუფერულ ხსნარებს იყენებენ ქიმიურ ანალიზში სხვადასხვა რეაქციების ჩატარების პროცესში, ხსნარის მუდმივი pH-ის შესანარჩუნებლად.

მაგალითად, Ba^{2+} იონის დასაცილებლად Ca^{2+} და Sr^{2+} იონებისგან, $Cr_2O_7^{2-}$ იონებით მათ დალექვას აწარმოებენ აცეტატური ბუფერის მონაწილეობით. კერძოდ, ძმარმჟავა არეში Ba^{2+}-ის იონები ქრომატ-იონებთან წარმოქმნიან $BaCrO_4$-ის ნალექს, Ca^{2+}-ის და Sr^{2+}-ის იონების თანაობისას, ამასთან, Ca^{2+}-ის და Sr^{2+}-ის იონები რჩებიან ხსნარში. $BaCrO_4$-ის სრული დალექვისათვის, საკვლევ ხსნარს უმატებენ აცეტატურ ბუფერულ ნარევს, რომელიც ახდენს მასზე ბუფერულ ზეგავლენას, ძლიერი მჟავების და ძლიერი ფუძეების მიმართ.

აცეტატური ბუფერული ნარევი $CH_3COOH + CH_3COONa$ გამოიყენება იმ ნალექების მისაღებად, რომლებიც ვერ ილექებიან მჟავა და ტუტე ხსნარებში. მჟავების მავნე ზეგავლენას ახშობს ნატრიუმის აცეტატი, რომელიც შედის რეაქციაში ძლიერ მჟავასთან, კერძოდ:

$$HCl + CH_3COONa \rightarrow NaCl + CH_3COOH$$

ანუ იონური ფორმით: $H^+ + CH_3COO^- \leftrightarrow CH_3COOH$

ფუძეების მავნე ზეგავლენას კი ახშობს ძმარმჟავა, რომელიც შედის რეაქციაში ძლიერ ფუძესთან: $CH_3COOH + OH^- \leftrightarrow CH_3COO^- + H_2O$

აცეტატურ ბუფერს იყენებენ ასევე I^- სელექტიური ჟანგვისას, Br^--ის და Cl^--ის თანაობისას. იონების - $Ti^{4+}, Zr^{4+}, Th^{4+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}, Al^{3+}$ დაცილება სხვა იონებისგან, რომლებიც არ ილექებიან ჰიდროქსიდების და ოქსიაცეტატების სახით, ასევე წარმოებს აცეტატურ ბუფერულ არეში.

ამიაკური ბუფერული ხსნარი - $NH_4OH + NH_4Cl$ ხშირად გამოიყენება ალუმინის, ქრომის, ბერილიუმის, ტიტანის, ცირკონიუმის, რკინის ჰიდროქსიდების დალექვის რეაქციებში, რომლებიც ამიაკის სუფთა ხსნარის გამოყენების დროს, ნაწილობრივ იხსნებიან მის სიჭარბეში. მას იყენებენ ბარიუმის, სტრონციუმის, კალციუმის კარბონატების დალექვის რეაქციებში და მათ დასაცილებლად Mg^{2+} იონებისგან, აგრეთვე ნიკელის, კობალტის, თუთიის, მანგანუმის, რკინის სულფიდების დალექვის რეაქციებში.

ფორმიატული ბუფერი - $HCOOH + HCOONa$ გამოიყენება თუთიის იონების დასალექად გოგირდწყალბადით, კობალტის, ნიკელის, მანგანუმის, რკინის, ალუმინის, ქრომის იონების თანაობისას. ფერად რეაქციებს ორგანული ნაერთების გამოყენებით აწარმოებენ მკაცრად განსაზღვრული pH -ის მნიშვნელობებზე, ბუფერული ხსნარების მეშვეობით. ამის მაგალითია Ni^{2+} იონების აღმოჩენა დიმეთილგლიოქსიმით (ჩუგაევის რეაქტივით). ბუფერული სისტემების თვისებებს ითვალისწინებენ აგრეთვე რაოდენობით ქიმიურ ანალიზში. ფოსფატური ბუფერული ნარევი - $NaH_2PO_4 + Na_2HPO_4$ გამოიყენება მრავალი ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის ჩასატარებლად.

თავი VII. მოქმედ მასათა კანონი და ჰეტეროგენული პროცესები

VII.1. ჰეტეროგენული წონასწორობა სისტემაში: ნალექი-ნაჯერი ხსნარი. ხსნადობის ნამრავლი

წონასწორობა — მყარი ფაზა-ნაჯერი ხსნარი მიეკუთვნება წონასწორობის ერთ-ერთ ყველაზე გავრცელებულ ტიპს, რომელიც საფუძვლად უდევს დალექვის და მყარი ფაზის ზედაპირზე მიმდინარე პროცესებს. იგი ფართოდ გამოიყენება ქიმიურ ანალიზში:

1. ნივთიერების აღმოსაჩენად. მაგალითად, $Fe(III)$-ს აღმოაჩენენ $K_4[Fe(CN)_6]$-თან ურთიერთქმედებისას ლურჯი ფერის ნალექის წარმოქმნით:

$$4FeCl_3 + 3K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow 3Fe_4[Fe(CN)_3]_3 \downarrow + 12KCl$$

კალციუმის იონის აღმოსაჩენად იყენებენ მჟაუნმჟავას ან მის მარილებს, რომლებიც კალციუმთან წარმოქმნან თეთრი ფერის კალციუმის ოქსალატს და ა.შ.

$$Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow CaC_2O_4 \downarrow$$

2. წონასწორობას მყარი-ფაზა-ნაჯერი ხსნარი ემყარება ნივთიერების კონცენტრირების მეთოდი—თანდალექვა. მყარი ფაზა, გამოყოფის დროს თან წარიტაცებს ხსნარში არსებულ მიკროკომპონენტს, რომელიც მოცემულ პირობებში რეაქტივით არ ილექება. ამ პრინციპზეა დამყარებული მიკროელემენტთა კონცენტრირება სათანადო კოლექტორების გამოყენებით, როგორიცაა ალუმინის, რკინის (III) ჰიდროქსიდები და სხვ. მაგალითად, მიკრორაოდენობა ტიტან(IV)-ის კონცენტრირებისათვის კოლექტორად ხმარობენ ალუმინის ჰიდროქსიდს.

3. ნივთიერების დაცილებისთვის. მაგ., Ca^{2+}-ისა და Sr^{2+}-ის დასაცილებლად უმატებენ $(NH_4)_2SO_4$-ს ჭარბად. ამ დროს სტრონციუმი ილექება სტრონციუმის სულფატის სახით. Ca^{2+} რჩება ხსნარში ანიონური კომპლექსის $[Ca(SO_4)_2]^{2-}$ სახით. Ca^{2+}-ისა და Sr^{2+}-საგან Ba^{2+}-ს აცილებენ კალიუმის დიქრომატით ნატრიუმის აცეტატის თანაობისას. ამ დროს $BaCrO_4$ ილექება, Ca^{2+} და Sr^{2+} რჩება ხსნარში:

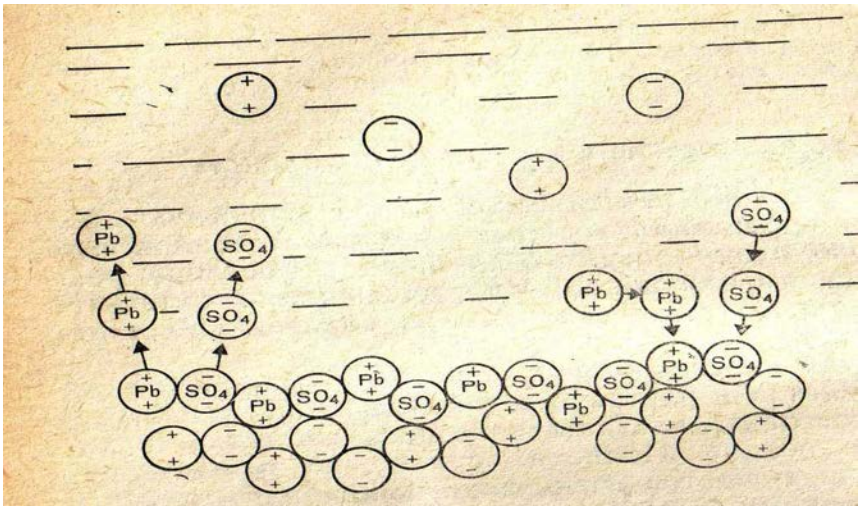
$$2BaCl_2 + 2CH_3COONa + K_2Cr_2O_7 + H_2O \rightarrow 2BaCrO_4 \downarrow + 2KCl + 2NaCl + 2CH_3COOH$$

4. ამ წონასწორობაზეა ძირითადად დამყარებული ნივთიერებების რაოდენობითი განსაზღვრის მეთოდები: გრავიმეტრია, ტიტრიმეტრია. მაგ., წონით მეთოდში SO_4^{2-}-ის (ან Ba^{2+}-ის) რაოდენობითი განსაზღვრისათვის აღნიშნული იონები გადაჰყავთ ნალექში — $BaSO_4 \downarrow$. ნალექის სათანადო დამუშავების და შემდგომ აწონვის გზით საზღვრავენ მათ რაოდენობას.

თვისებით ანალიზში ხშირად ვსარგებლობთ დალექვისა და ნალექის გახსნის რეაქციებით, ამიტომ საჭიროა გავერკვეთ, რას ნიშნავს "ხსნადობის ნამრავლის" ცნება.

განვიხილოთ მაგალითი:

$PbSO_4 \downarrow$-ის მცირედხსნადი მარილი მოვათავსოთ წყლიან ჭიქაში. მარილის წყალთან შეხებისას, დაიწყება მისი გახსნის პროცესი, რომლის მექანიზმი მდგომარეობს შემდეგში: Pb^{2+} და SO_4^{2-} იონები, რომლებიც იმყოფებიან $PbSO_4$-ის კრისტალური მესრის ზედაპირულ ფენაში, მიიზიდავენ წყლის დიპოლურ მოლეკულებს და გადავლენ წყალხსნარში ჰიდრატირებული იონების სახით. როცა ჰიდრატირებული იონები დაგროვდებიან ხსნარში, ისინი დაეჯახებიან კრისტალური ნალექის ზედაპირს, მიიზიდებიან საწინააღმდეგოდ დამუხტული იონების მიერ, განიცდიან დეჰიდრატაციას და დაილექებიან (ნახ.19).



ნახ. 19. წონასწორობა ნალექიან ხსნარებში

ამრიგად, დალექვის პროცესი შექცევადია, რადგანაც მისი თანმხლები პროცესია – გახსნა:

$$\underset{\text{მყარი ფაზა}}{PbSO_4 \downarrow} \quad \overset{\text{გახსნა}}{\underset{\text{დალექვა}}{\leftrightarrow}} \quad \underset{\text{ნაჯერი ხსნარი}}{Pb^{2+} + SO_4^{2-}}$$

ამ ორი პროცესის მიმდინარეობისას, მყარდება დინამიური წონასწორობა, რომლის დროსაც იონთა დალექვის სიჩქარე ტოლი ხდება ნალექის გახსნის სიჩქარისა. ***წონასწორობის დამყარების მომენტში მიიღება ნაჯერი ხსნარი.*** ჰეტეროგენულ სისტემებში მიმდინარე პროცესებისათვის დამახასიათებელია ის, რომ გახსნილი ნივთიერებისა და ნალექის კრისტალებს შორის შეჯახებანი მიმდინარეობს მხოლოდ ორი ფაზის შემხებ ზედაპირზე და არა მორეაგირე ნივთიერებების მთელ მასაში.

რადგანაც გახსნისა და დალექვის პროცესები დინამიურ წონასწორობაში არიან ერთმანეთთან, მათ შეიძლება მივუყენოთ მოქმედ მასათა კანონი, რომლის მიხედვით:

მყარი ნივთიერების გახსნის სიჩქარე – V_1 პირდაპირ პროპორციულია მყარი სხეულის ზედაპირის სიდიდისა:

$$V_1 = k_1 \cdot P\,,$$

სადაც:

k_1 – არის პროპორციულობის კოეფიციენტი, ანუ გახსნის სიჩქარის კონსტანტა;

P – არის მყარი ფაზის ზედაპირის სიდიდე.

წონასწორობის დამყარებისას და მუდმივი ტემპერატურის დროს, P შეიძლება ჩავთვალოთ მუდმივ სიდიდედ და გავაერთიანოთ გახსნის სიჩქარის კონსტანტასთან, მაშინ: $V_1 = k_1$. ესე იგი გახსნის სიჩქარე დამოკიდებულია მხოლოდ გასახსნელი ელექტროლიტის ბუნებაზე.

იონთა დალექვის სიჩქარე პროპორციულია მყარი ფაზის ზედაპირისა, იონთა კონცენტრაციისა და ხსნარში იონთა მოძრაობის სიჩქარისა. რადგანაც $P = 1$, ამიტომ დალექვის სიჩქარე დამოკიდებულია იონთა კონცენტრაციასა და იონთა მოძრაობის სიჩქარეზე (ანუ იონთა აქტივობებზე):

$$V_2 = k_2 \times a_{Pb^{2+}} \times a_{SO_4^{2-}}$$

წონასწორობის დამყარებისას, $V_2 = V_1$, მაშასადამე,

$$k_2 \times a_{Pb^{2+}} \times a_{SO_4^{2-}} = k_1$$

ეს ტოლობა შეიძლება ასეც ჩავწეროთ:

$$a_{Pb^{2+}} \times a_{SO_4^{2-}} = \frac{k_1}{k_2}$$

მუდმივი ტემპერატურის დროს, k_1 და k_2 მუდმივი სიდიდეებია, ამიტომ მათი შეფარდებაც მუდმივი სიდიდე იქნება. თუ ფარდობას $\frac{k_1}{k_2}$ აღვნიშნავთ ხსნადობის ნამრავლით **(ხნ),** მაშინ ჩაიწერება:

$$a_{Pb^{2+}} \times a_{SO_4^{2-}} = \text{ხნ}\, PbSO_4$$

ხსნადობის ნამრავლი – ეწოდება ძნელადხსნადი ელექტროლიტის იონთა აქტივობების ნამრავლს, რომელიც მუდმივ ტემპერატურაზე წარმოადგენს მუდმივ სიდიდეს, აღინიშნება სიმბოლოთი ხნ და ინდექსად მიეწერება იმ ელექტროლიტის ფორმულა, რომელზეცაა ლაპარაკი. თუ იონთა აქტივობების მნიშვნელობებს შევცვლით მათი კონცენტრაციებით, მაშინ ძნელადხსნადი ბინარული ელექტროლიტისათვის ხსნადობის ნამრავლის ზოგადი ფორმულა შემდეგნაირად ჩაიწერება: $[A^+]\cdot[B^-] = \text{ხნ}_{AB} = const$.

თუ ელექტროლიტი შედგება დადებითად და უარყოფითად დამუხტული იონების თითო ატომისგან, მაშინ ამ ელექტროლიტის ხსნადობის ნამრავლი ტოლია მისი შემადგენელი იონების კონცენტრაციების ნამრავლისა: $\text{ხნ}_{AB} = [A^+]\cdot[B^-]$.

თუ ელექტროლიტი შედგება იონთა ორი ან მეტი რიცხვისაგან, მაშინ ხსნადობის ნამრავლი ტოლია ყველა იონის კონცენტრაციების ნამრავლისა:

$$\text{ხნ}\, MgNH_4PO_4 = [Mg^{2+}]\cdot[NH_4^+]\cdot[PO_4^{3-}]$$

თუ ელექტროლიტი შედგება ერთსახელიანი იონების ორი ან მეტი ატომისგან, მაშინ ხსნადობის ნამრავლის ფორმულაში იონთა კონცენტრაციები აიყვანება შესაბამის ხარისხში, მაგ:

$$\text{ხნ}\, Pb_3(PO_4)_2 = [Pb^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$$

ხსნადობის ნამრავლს გააჩნია უდიდესი მნიშვნელობა ანალიზურ ქიმიაში. მისი გამოყენება საშუალებას იძლევა გავერკვეთ რიგ რთულ პროცესებში, მაგალითად: ნალექების წარმოქმნისა და გახსნის, ერთსახელიანი იონე-

ბის გავლენისა ნალექთა გახსნის, მარილის ეფექტის არსის გაგების, იონთა წილადური დალექვის პროცესებში.

წყალში ხსნადობის მიხედვით, ყველა ელექტროლიტი პირობითად იყოფა სამ ჯგუფად:

ძნელადხსნადი, რომელთა ხსნადობა $<1\cdot10^{-4}$ მოლი/ლ;

საშუალოდ ხსნადი, რომელთა ხსნადობა $<1\cdot10^{-2}$ მოლი/ლ;

კარგად ხსნადი, რომელთა ხსნადობა $>1\cdot10^{-2}$ მოლი/ლ.

არანაჯერ ხსნარში ელექტროლიტის იონთა იონური ნამრავლი ნაკლებია ხსნადობის ნამრავლზე, ამიტომ არანაჯერ ხსნარში ნალექი გადავა ხსნარში მანამდე, ვიდრე იონური ნამრავლი გაუტოლდებოდეს ხსნადობის ნამრავ-ლის:

$[A^+]\cdot[B^-] <$ ხნ $_{AB}$ - ხსნარი არანაჯერია და ნალექი არ მიიღება.

ნაჯერ ხსნარში ელექტროლიტის იონთა იონური ნამრავლი ტოლია ხსნადობის ნამრავლის:

$[A^+]\cdot[B^-] =$ ხნ $_{AB}$ - ხსნარი ნაჯერია, ნალექი არ მიიღება.

ზენაჯერ ხსნარში ელექტროლიტის იონთა იონური ნამრავლი მეტია ხსნადობის ნამრავლზე, ამიტომ ზენაჯერ ხსნარში ნალექი წარმოიქმნება უფრო ადრე, ვიდრე იონური ნამრავლი გაუტოლდება ხსნადობის ნამრავლს:

$[A^+]\cdot[B^-] >$ ხნ $_{AB}$ - ხსნარი ზენაჯერია, ნალექი გამოილექება.

ხსნარები, რომელთა კონცენტრაცია რიცხობრივად უახლოვდება მოცე-მული ნივთიერების ნაჯერი ხსნარის კონცენტრაციას, წარმოადგენს კონ-ცენტრირებულს, ხოლო ძლიერ განსხვავებული თავისი შემადგენლობით ნაჯერი ხსნარისგან – განზავებულ ხსნარებს. კონცენტრირებული ხსნარი შეიცავს დიდი რაოდენობით გახსნილ სუფთა ნივთიერებას. მაგალითად, გოგირდმჟავა ერევა წყალს ნებისმიერი თაანაფარდობით, ამიტომ 90%-იანი H_2SO_4 წარმოადგენს ძლიერ კონცენტრირებულს. მაგრამ, 50%-იანი H_2SO_4-არის 2-ჯერ განზავებული 100% -იან H_2SO_4-თან შედარებით. ქლორწყალ-ბადმჟავას ზღვრული ხსნადობა წყალში შეადგენს 42,5%-ს, ამიტომ 35%-იანი ქლორწყალბადმჟავა წარმოადგენს ძლიერ კონცენტრირებულს. ამრიგად, 50% -იანი H_2SO_4, მიუხედავად მასში გახსნილი სუფთა ნივთიერების შედარე-ბით მაღალი შემცველობისა, 35%-იანი ქლორწყალბადმჟავასგან განსხვავებით,

წარმოადგენს უფრო განზავებულს. წყალში მცირედ ხსნადი $BaSO_4$-ის ნაჯერი ხსნარი, რომელიც შეიცავს მხოლოდ 10^{-5} მოლს/ლ-ზე, წარმოადგენს კონცენტრირებულს.

ნალექის ხსნადობა დამოკიდებულია მისი შემადგენელი იონების კონცენტრაციების ნამრავლზე და თუ ის ტოლია ხსნადობის ნამრავლისა, მაშინ ნალექსა და ნაჯერ ხსნარს შორის მყარდება ქიმიური წონასწორობა. ხსნარზე ერთ-ერთი იონის ჭარბად დამატებისას, ეს წონასწორობა ირღვევა და ინაცვლებს ნალექის წარმოქმნის მხარეს. ასე მაგალითად, თუ ბარიუმის სულფატის ნაჯერ ხსნარს, რომელიც იმყოფება წონასწორობაში ნალექთან, დავამატებთ ბარიუმის ქლორიდის ხსნარს, Ba^{2+} იონების კონცენტრაცია გაიზრდება, წონასწორობა გადაინაცვლებს $BaSO_4\downarrow$-ის წარმოქმნის მხარეს და დალექვა გაგრძელდება მანამ, სანამ Ba^{2+} და SO_4^{2-} იონების კონცენტრაციები არ გაუტოლდება $BaSO_4$-ის ხსნადობის ნამრავლს. ამ გზით შესაძლებელია SO_4^{2-} იონების დალექვის სისრულის გაზრდა.

ხოლო თუ რეაგენტის დამატება იწვევს იონთა კონცენტრაციის შემცირებას, მაშინ წონასწორობა გადაინაცვლებს ნალექის გახსნის მხარეს. ასე მაგალითად, ამიაკის დამატება სისტემაზე: $AgCl\downarrow \leftrightarrow Ag^{+}+Cl^{-}$ იწვევს ნალექის გახსნას, რადგანაც ვერცხლის იონი იბოჭება კომპლექსში და Ag^{+}-ის კონცენტრაცია მცირდება.

სისტემაზე $CaCO_3\downarrow \leftrightarrow Ca^{2+}+CO_3^{2-}$ მჟავას დამატება ასევე იწვევს ნალექის ხსნადობას. CO_3^{2-}-იონები, რომლებიც იმყოფებიან ხსნარში, უკავშირდებიან H^{+}-იონებს სუსტად დისოცირებადი ნახშირმჟავას სახით, რომელიც ადვილად იშლება ნახშირორჟანგის გამოყოფით:

$$2H^{+}+CO_3^{2-}=H_2CO_3$$

$$H_2CO_3 \rightarrow H_2O+CO_2\uparrow$$

ამის შედეგად, CO_3^{2-}-იონი მთლიანად გამოძევდება ხსნარიდან და წონასწორობა გადაინაცვლებს $CaCO_3$-ის გახსნის მხარეს.

VII.2. დალექვა და გახსნა ქიმიურ ანალიზში. ნალექის ხსნადობაზე მოქმედი ფაქტორები

ქიმიური ანალიზის ერთ-ერთ ძირითად ოპერაციას წარმოადგენს ხსნარიდან ნალექის გამოყოფა. მაგალითად, მიმოცვლის რეაქციებში ფართოდ გამოიყენება ნალექის გამოყოფა და ამ რეაქციების საშუალებით შეიძლება ნაერთები დავყოთ კათიონებისა და ანიონების ცალკეულ ჯგუფებად, ან გამოვყოთ ნარევიდან ცალკეული იონები.

ხსნარიდან მყარი ფაზის გამოყოფის პროცესს ეწოდება დალექვა, ხოლო მყარ ფაზას – ეწოდება ნალექი. ნალექს გამოყოფენ ან ფილტრაციით, ან ცენტრიფუგირებით. გამოყოფის შემდეგ კი ადგენენ ნალექის შედგენილობას.

ყველა ნალექი იყოფა ორ ტიპად:

1. კრისტალური ნალექი;
2. ამორფული ნალექი.

რით განსხვავდებიან ისინი ერთმანეთისგან?

– კრისტალური ნალექის კრისტალებს გააჩნიათ მკაცრად ინდივიდუალური ფორმა, რომელიც კარგად ჩანს მიკროსკოპში, მსხვილი კრისტალები ადვილად შესამჩნევია თვალითაც;
– კრისტალური ნალექის დაქუცმაცების შემდეგაც, მისი ნამსხვრევები ინარჩუნებენ იმავე შინაგან სტრუქტურას და კრისტალურ მესერს;
– კრისტალური ნალექი უფრო სწრაფად ილექება;
– კრისტალური ნალექი უფრო ადვილად გამოიყოფა გაფილტვრით;
– ამორფული ნალექის სტრუქტურა მიკროსკოპის ქვეშაც არ შეინიშნება, რადგანაც მისი შემადგენელი ნივთიერების მოლეკულები განლაგებული არიან უწესრიგოდ და არ წარმოქმნიან არავითარ კრისტალურ მესერს;
– ამორფული ნალექი არის ფაშარი, იგი ძნელად დასალექია და ასევე ძნელად გამოიყოფა გაფილტვრით;
– ამორფული ნალექი ძნელად ირეცხება.

ნალექი უნდა აკმაყოფილებდეს შემდეგ მოთხოვნებს:

1) უნდა იყოს მცირედ ხსნადი;
2) უნდა იყოს კრისტალური, მსხვილმარცვლოვანი, ადვილად უნდა ირეცხებოდეს და ჩქარა უნდა იფილტრებოდეს;
3) არ უნდა შეიცავდეს მინარევებს დამუშავების დროს;
4) ნალექი არ უნდა გადადიოდეს კოლოიდურ მდგომარეობაში შენახვის, გაფილტვრის და გარეცხვის შემდეგ;
5) ნალექი არ უნდა იცვლიდეს შედგენილობას ჰაერთან შეხებისას.

ნალექის წარმოქმნისას მიმდინარეობს ორი პროცესი:

ა) იონების გადასვლა ხსნარში სოლვატაციის, ანუ ჰიდრატაციის ენერგიის ხარჯზე;

ბ) საპირისპიროდ მიმდინარეობს იონების მოლეკულებად წარმოქმნის პროცესი, რომელიც ხორციელდება ნივთიერების კრისტალური მესრის ენერგიის ხარჯზე.

რაც უფრო დიდია კრისტალური მესრის ენერგია, მით უფრო ადვილად და სრულად ხდება ნალექის წარმოქმნა. მაგალითად, KCl-ის კრისტალური მესრის ენერგია შეადგენს 163,2კკალ/მოლს, ხოლო ჰიდრატაციის ენერგია – 159კკალ/მოლს. რადგანაც სხვაობა მათ შორის შეადგენს 4,2 კკალ/მოლს, ამიტომ KCl-ის გახსნა მიმდინარეობს გარემოდან სითბოს შთანთქმით, ესე იგი პროცესი ენდოთერმულია. ასევეა ნიტრატების შემთხვევაშიც. სხვა სურათი შეინიშნება $AgCl$-ის გახსნისას, რადგანაც მისი კრისტალური მესრის ენერგია ტოლია 212კკალ/მოლის, ხოლო ჰიდრატაციის ენერგია – 188კკალ/მოლის. ამიტომ $AgCl$-ის კრისტალური ნალექი ადვილად წარმოიქმნება, თუ Ag^+-ის შემცველ რომელიმე მარილის ხსნარს შევურევთ Cl^--ის შემცველ რომელიმე მარილის ხსნართან.

დალექვა დამოკიდებულია მრავალ ფაქტორზე: ა) ნალექის შემადგენლობაში შემავალი კათიონებისა და ანიონების თვისებებზე; ბ) ხსნარის კონცენტრაციაზე; გ) ტემპერატურაზე; დ) pH-ზე; ე) ხსნარის იონურ ძალაზე; ვ) თანდალექვის პროცესებზე.

ნივთიერების ხსნადობა დამოკიდებულია ჰიდრატაციის ენერგიასა და კრისტალური მესრის ენერგიებს შორის სხვაობაზე:

თუ $E_{\text{ჰიდრატ.}} > E_{\text{კრისტ.}}$ – გახსნის პროცესი ეგზოთერმულია;

თუ $E_{\text{ჰიდრატ.}} < E_{\text{კრისტ.}}$ – გახსნის პროცესი ენდოთერმულია.

თუ სითბოს რაოდენობას, რომელიც საჭიროა 1 მოლი ნივთიერების კრისტალური მესრის დასაშლელად, აღვნიშნავთ Q_p, ხოლო სითბოს რაოდენობას, რომელიც გამოიყოფა 1 მოლი ნაწილაკის ჰიდრატაციისას, აღვნიშნავთ Q_c, მაშინ 1 მოლი ნივთიერების გახსნის სითბო:

$$Q_{\text{ხსნადობის}} = Q_c - Q_p$$

სხვადასხვა ნივთიერებების ხსნადობის სითბო განსხვავებულია. მაგალითად, $NaCl$-ის წყალში გახსნისას $Q_{\text{ხსნადობის}}$ თითქმის არ იცვლება, რადგანაც $Q_{\text{ხსნადობის}} = Q_c = Q_p$

KNO_3-ის წყალში გახსნისას, ტემპერატურა მკვეთრად ეცემა, რადგანაც $Q_c < Q_p$.

H_2SO_4-ის, KOH-ის წყალში გახსნისას ტემპერატურა მკვეთრად იზრდება, რადგანაც $Q_c > Q_p$.

არაორგანული და ორგანული მჟავების უმრავლესობა კარგად ხსნადებია, გამონაკლისია მხოლოდ: $H_2SiO_3; H_2SnO_3; H_2SbO_3$.

ყველა ფუძე მცირედ ხსნადია, გამონაკლისია მხოლოდ ტუტეები.

ხსნადობის მიხედვით, მარილები იყოფა ორ ჯგუფად:

ა) ძლიერი მჟავას მარილები, როგორც წესი, კარგად ხსნადებია, გამონაკლისია მხოლოდ: $BaSO_4; PbSO_4; AgCl; AgBr; AgI$ და სხვ.;

ბ) სუსტი მჟავას მარილები, როგორც წესი, მცირედ ხსნადებია, გამონაკლისია მხოლოდ: Li^+-ის, Na^+-ის, K^+-ის, Rb^+-ის, Cs^+-ის მარილები, აგეთვე ნიტრიტები და აცეტატები.

ელექტროლიტის დალექვის სისრულე გაიზრდება, თუ ხსნარში შევიყვანთ ერთსახელიან იონებს ჭარბი რაოდენობით. ეს წესი ფართოდ გამოიყენება ანალიზურ ქიმიაში ნალექების მისაღებად. ამ შემთხვევაში, დალექვის სისრულის მისაღწევად, იყენებენ დამლექავს ჭარბი რაოდენობით.

ქიმიური შედგენილობის გარდა, ხსნადობაზე გავლენას ახდენს: რეაქციის მიმდინარეობის პირობები; მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაცია; ტემპერატურა.

თუ ნივთიერების რაოდენობა, რომელიც გადადის ხსნარში დროის გარკვეულ ერთეულში, ტოლია ნივთიერების რაოდენობისა, რომელიც ამავე დროის ერთეულში გამოიყოფა მყარ ფაზაში, ასეთ ხსნარს ეწოდება ნაჯერი ხსნარი, ხოლო პროცესს ეწოდება გაჯერება. ნაჯერი ხსნარის კონცენტრაცია მოცემულ ტემპერატურაზე არის მუდმივი სიდიდე.

თუ ხსნარის კონცენტრაცია მოცემულ ტემპერატურაზე უფრო მაღალია, ვიდრე ნაჯერი ხსნარისა, ასეთ ხსნარს ეწოდება ზენაჯერი.

ხსნარებს, რომლებიც შეიცავენ ნივთიერების უფრო ნაკლებ კონცენტრაციას, ვიდრე აუცილებელია გაჯერებისათვის, ეწოდება უჯერი ხსნარები.

დალექვა მიმდინარეობს თანდათანობით. ჯერ წარმოიქმნება ძალიან წვრილი კრისტალები, ანუ კრისტალთა ჩანასახები, რომლებიც თანდათან მსხვილდებიან და წარმოქმნიან უფრო მსხვილ კრისტალებს, ანუ კრისტალთა ჯგუფებს.

დროს, რომელიც საჭიროა ხსნარების შერევის მომენტიდან წვრილი კრისტალების წარმოქმნამდე, ეწოდება ინდუქციური პერიოდი, რომელიც დამოკიდებულია ნალექის ინდივიდუალურ თვისებებზე.

ქიმიური ანალიზის დროს ხშირად საჭირო ხდება ნალექების გახსნა. არსებობს ნალექების გახსნის რამდენიმე წესი. იმისათვის, რომ ნალექი გადაყვანილი იქნეს ხსნარში, საჭიროა ნალექიან ნაჯერ ხსნარში ერთ-ერთი იონის კონცენტრაცია შემცირდეს. მაგრამ, რადგანაც ხსნადობის ნამრავლი მუდმივი სიდიდეა, ამიტომ ერთ-ერთი იონის კონცენტრაციიის შემცირებისას, მეორე იონის კონცენტრაცია ხსნარში უნდა გაიზარდოს ნალექის გახსნის ხარჯზე. ეს გაგრძელდება მანამ, სანამ პირველი იონის კონცენტრაცია პრაქტიკულად არ გაუტოლდება 0-ს. გავარკვიოთ ეს მაგალითის საფუძველზე.

<u>**მაგალითი.**</u>

დავუშვათ, არსებობს ნალექი $CaCO_3$. როგორ გადავიყვანოთ ნალექიდან ხსნარში Ca^{2+}-ის იონი? გამოვსახოთ $CaCO_3$-ის ხსნადობის ნამრავლი:

$$ХН_{CaCO_3} = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]$$

CO_3^{2-}-იონი ადვილად იშლება მჟავათა ხსნარებში, რომლებშიც ჰიდროქსონიუმის იონის სიჭარბეა:

$$CO_3^{2-} + 2H_3O^+ = CO_2 \uparrow + 3H_2O$$

წარმოქმნილი ნაშირორჟანგი გამოძევდება რეაქციის სფეროდან. $ХН_{CaCO_3}$-ის სიდიდე მუდმივია. Ca^{2+}-ის იონის კონცენტრაცია $CaCO_3$-ის ხსნარში სულ უფრო გაიზრდება და როცა CO_3^{2-}-ის მთელი რაოდენობა დაიშლება, ხსნარში დარჩება მხოლოდ Ca^{2+}-ის იონი და აღებული მჟავას ანიონი, ხოლო $CaCO_3$-ის ნალექი გადავა ხსნარში.

ნაჯერი ხსნარის გაცივებისას, ხანდახან კრისტალური ნალექი არ მიიღება, რადგანაც წარმოიქმნება არამდგრადი ზენაჯერი ხსნარები. საკმარისია ასეთ ხსნარებში ნივთიერების მცირე კრისტალის შეტანა, რომ მაშინვე მიმდინარეობს ნალექის წარმოქმნა. ეს შეიძლება მოხდეს ასევე ხსნარის შენჯღრევის ან მორევის შედეგადაც.

ნივთიერებების ხსნადობის რეგულირება შეიძლება ხსნადობის ნამრავლის მეშვეობით. ტემპერატურის შემცირება იწვევს ნალექთა უმრავლესობის ხსნადობის დაქვეითებას. ამიტომ დალექვა მიზანშეწონილია წარმოებდეს

გაცივებული ხსნარებიდან. ნალექების ხსნადობის ასამაღლებლად კი, პირიქით, საჭიროა ხსნარების გაცხელება.

ხსნარში ზოგი ორგანული გამხსნელის - სპირტის, აცეტონის მონაწილეობა ამცირებს მრავალი არაორგანული ნაერთის ხსნადობას. ამ მოვლენას ხანდახან იყენებენ ზოგიერთი ნალექის სრულად გამოსალექად. მაგალითად, მე-III ანალიზური ჯგუფის კათიონების ($Ca^{2+}, Ba^{2+}, Sr^{2+}$) დალექვა რეკომენდირებულია წარმოებდეს ეთილის სპირტის (C_2H_5OH) არეში, რომელიც ამცირებს კალციუმის სულფატის მაღალი ხსნადობის უნარს.

ნალექის ხსნადობაზე გავლენას ახდენს ფიზიკური ფაქტორებიც: ტემპერატურა, გამხსნელის ბუნება და სხვა. ხშირ შემთხვევაში ტემპერატურის გაზრდით ნალექების ხსნადობა იზრდება და შესაბამისად იზრდება ხსნადობის ნამრავლის სიდიდეც. ხსნადობაზე ტემპერატურის გავლენა განისაზღვრება ენთალპიის ცვლილებით —ΔH^0-ით, ანუ გახსნის სითბური ეფექტით (ენთალპია თერმოდინამიკური სისტემის მდგომარეობის ერთ-ერთი მახასიათებელი ფუნქციაა, რომელიც სისტემის სრულ ენერგიას წარმოადგენს მუდმივი წნევისას).

უმრავლესობა მცირედ ხსნადი ნალექის გახსნის პროცესისა ენდოთერმულია ($\Delta H^0 > 0$), ამიტომ, ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, ასეთი ნივთიერებების ხსნადობა ტემპერატურის გაზრდით მატულობს და, პირიქით, როცა პროცესი ეგზოთერმულია ($\Delta H^0 < 0$), ტემპერატურის გაზრდით ნალექის ხსნადობა მცირდება.

მაგალითად, ტემპერატურის მომატებით კალიუმის ჰიდროტარტრატის, ტყვიის ქლორიდის, ტყვიის იოდიდის და სხვ. ხსნადობა იზრდება, ამიტომ ღვინის მჟავას ან მისი მარილების (K^+-ის ან NH_4^+-ის) აღმოსაჩენად საჭიროა ხსნარის გაცივება. ტემპერატურის ცვლილებით ნალექის ხსნადობის შეცვლა ფართოდაა გამოყენებული თვისებით ანალიზში. მაგ. $PbCl_2$-ის ცხელ წყალში ხსნადობას იყენებენ მის დასაცილებლად Ag^+ და Hg_2^{2+}-საგან. ტემპერატურის გაზრდით მრავალი წვრილკრისტალური ნალექი მსხვილდება, ამორფული ნალექი გადადის კრისტალურში და სხვა. ტემპერატურა გავლენას ახდენს კრისტალჰიდრატების შედგენილობაზე. ტემპერატურის გაზრდით მცირდება კრისტალიზაციური წყლის მოლეკულების რაოდენობა. მაგ., 600^0C-მდე $CaSO_4$ შეიცავს 2 მოლ H_2O ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$). 600^0C-ზე ზემოთ გადადის $CaSO_4 \cdot 1/2H_2O$, რომლის ხსნადობა ტემპერატურის გაზრდით მცირდება. გაცხელება და ცხელ მდგომარეობაში გაფილტვრა აუცილებელია

იმ ნალექებისთვის, რომლებთაც მიდრეკილება აქვთ კოლოიდური ხსნარის წარმოქმნისკენ. მაგ., $CuS, NiS, Fe(OH)_3$ და სხვა.

ნივთიერების ხსნადობა სხვა თანაბარ პირობებში დამოკიდებულია გამხსნელის ბუნებაზე. ორგანული გამხსნელები ამცირებენ ნალექის ხსნადობას. მაგ., სპირტები, აცეტონი და სხვა შესამჩნევად ამცირებს ბარიუმის, კალციუმის სულფატის, ნატრიუმის ოქსალატის, კალიუმის პერქლორატის, ნატრიუმცინკურანილაცეტატის ხსნადობას. ეს უკანასკნელი მთლიანად გამოილექება სპირტხსნარებიდან და გამოიყენება რაოდენობრივი განსაზღვრისთვისაც. ზოგიერთი ნალექი, პირიქით კარგად იხსნება ორგანულ გამხსნელში და ცუდად – წყალში (მაგალითად, ნიკელის დიმეთილგლიოქსიმატი).

ზოგჯერ ძნელია წინასწარ ზუსტად განვჭვრიტოთ ნალექის ხსნადობა ამა თუ იმ გამხსნელში, თუმცა, ექსპერიმენტით შეიძლება მისი დადგენა. უნდა აღვნიშნოთ, რომ ჯერ კიდევ არ დაუკარგავს თავისი მნიშვნელობა თეზისს: მსგავსი იხსნება მსგავსში. ე,ი, როგორც წესი, პოლარული ნივთიერება იხსნება პოლარულ გამხსნელში, არაპოლარული–არაპოლარულში. მაგრამ ასეთი მკვეთრი ზღვარის გავლება არ შეიძლება, ვინაიდან ყველა ნივთიერება არაა ტიპური პოლარული და ტიპური არაპოლარული. დიელექტრიკული შეღწევადობა ნივთიერების ხსნადობას აკავშირებს გამხსნელის დიელექტრიკულ მუდმივასთან. ნივთიერების ბუნების მიხედვით, დიელექტრიკული შეღწევადობის გაზრდით ხსნადობა შეიძლება გაიზარდოს ან შემცირდეს, ე.ი. გაიაროს მაქსიმუმი. არაპოლარული ნივთიერების ხსნადობა იზრდება გამხსნელის დიელექტრიკული შეღწევადობის გაზრდით, მაგ. წყალი კარგი გამხსნელია. ორგანული გამხსნელები ფართოდ არის გამოყენებული ანალიზის პრაქტიკაში.

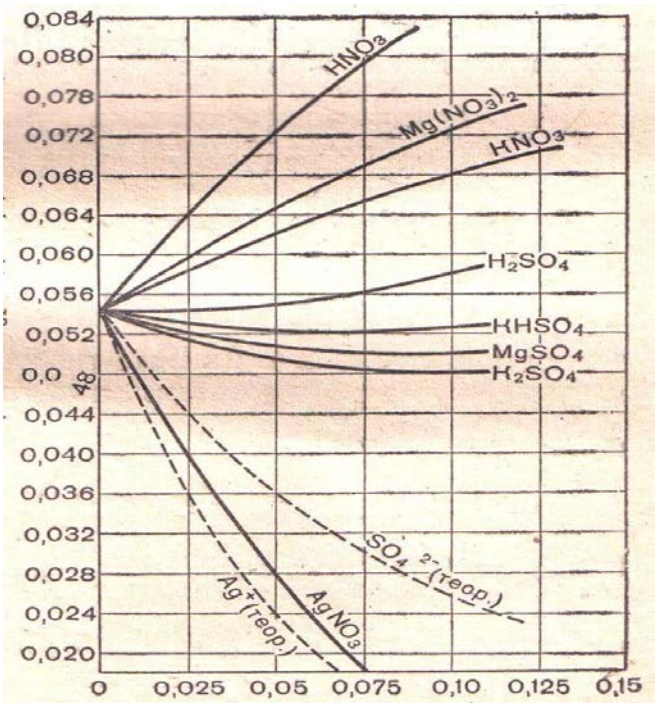
VII.3. მარილის ეფექტი. წილადური დალექვა

ხსნარში გარეშე ელექტროლიტების არსებობა ზრდის ნალექის ხსნადობას. ეს ეფექტი აიხსნება ხსნარის იონური ძალის ზეგავლენით და ეწოდება მარილის ეფექტი. ნაჯერ ხსნარში, რომელიც წონასწორობაშია ნალექთან, თანამოსახელე იონის გარკვეულ კონცენტრაციამდე შეტანა ამცირებს ნალექის ხსნადობას, მაგრამ თანამოსახელე იონის გაზრდილმა კონცენტრაციამ

შეიძლება გახსნას ნალექი მარილოვანი ეფექტის ან ქიმიური ურთიერთქმედების შედეგად.

მარილის ეფექტი – ეს არის მცირედხსნადი მარილების ხსნადობის ზრდა სისტემაში ნალექი⇔ნაჯერი ხსნარი მაშინ, როცა ამ სისტემაზე ემატება სხვა ძლიერი ელექტროლიტები.

მაგალითად, დადგენილია, რომ $PbSO_4$-ის ხსნადობა იზრდება მაშინ, როცა მასთან შეხებაში მყოფ ნაჯერ ხსნარს ამატებენ KNO_3-ის ან $NaNO_3$-ის ხსნარებს. თალიუმის ქლორიდის - $TlCl_3$ ხსნადობა იზრდება კალიუმის სულფატის - K_2SO_4 ან კალიუმის ნიტრატის - KNO_3 დამატებით, ხოლო ვერცხლის სულფატის - Ag_2SO_4 ხსნადობა ძლიერ იზრდება აზოტმჟავას - HNO_3 დამატებით, ნაკლებად - მაგნიუმის ნიტრატის - $Mg(NO_3)_2$ დამატებით და კიდევ უფრო მცირედ - კალიუმის ნიტრატის - KNO_3 დამატებით (ნახ.20.)



დამატებული მარილის კონცენტრაცია (გ.-ექვ/ლ)

ნახ.20. Ag_2SO_4-ის ხსნადობა გარეშე და ერთსახელიანი იონების მონაწილეობით

მარილის ეფექტის მექანიზმი მდგომარეობს შემდეგში: ძნელადხსნადი ელექტროლიტის ნაჯერ ხსნარზე ძლიერი ელექტროლიტის დამატებისას, რომელსაც არ გააჩნია ძნელადხსნადი ელექტროლიტის მსგავსი იონები, ხსნარის იონური ძალა იზრდება. ამის გამო, იონთა აქტივობების კოეფიციენტები მცირდება და ხდება ერთზე ნაკლები. ამის შედეგად, ძნელადხსნადი ელექტროლიტის ხსნადობა ხდება მეტი ამავე ელექტროლიტის ხსნადობის ნამრავლის სიდიდეზე სუფთა წყალში. ამრიგად, მარილის ეფექტი განპირობებულია აქტივობის კოეფიციენტის შემცირებით, რაც, თავის მხრივ, გამოწვეულია ხსნარის იონური ძალის ზრდით, მასზე გარეშე ელექტროლიტების დამატებისას.

<u>მაგალითი:</u> გამოვთვალოთ $AgCl$-ის ხსნადობა $0{,}1M$ KNO_3-ის ხსნარში.

გამოვსახოთ $AgCl$-ის ხსნადობა $0{,}1M$ KNO_3-ის ხსნარში x მოლი/ლ და აქტივობის კოეფიციენტი f-ით, მივიღებთ:

$$Хნ_{AgCl} = x^2 \cdot f^2$$

$$x = \sqrt{Хნ_{AgCl} : f}$$

ერთმუხტიანი იონის აქტივობის კოეფიციენტი $0{,}1M$ KNO_3-ის ხსნარში ტოლია 0,76. $AgCl$-ის ხსნადობა $0{,}1M$ KNO_3-ის ხსნარში ტოლია:

$$x = \frac{\sqrt{1{,}1 \cdot 10^{-10}}}{0{,}76} = \frac{1{,}05 \cdot 10^{-5}}{0{,}76} = 1{,}4 \cdot 10^{-5} \text{ მოლი/ლ}$$

$AgCl$-ის ხსნადობა სუფთა წყალში ტოლია $1{,}05 \cdot 10^{-5}$ მოლი/ლ. შესაბამისად, $AgCl$-ის ხსნადობა $0{,}1M$ KNO_3-ის ხსნარში $\frac{1{,}4 \cdot 10^{-5}}{1{,}05 \cdot 10^{-5}} = 1{,}3$-ჯერ მეტია, ვიდრე სუფთა წყალში.

წილადური დალექვა – არის მეთოდი, რომლის მეშვეობით თანმიმდევრულად ყოფენ იონებს ერთი და იმავე დამლექავით, იყენებენ რა წარმოქმნილი ნაერთების ხსნადობის ნამრავლის სხვადასხვა სიდიდეებს. თვისებით ანალიზში წილადური დალექვა გამოიყენება იმ შემთხვევებში, როცა შესაძლებელია ნალექების იოლად განსხვავება გარეგნული სახით (მაგალითად-შეფერილობით).

ამ მეთოდის არსი მდგომარეობს შემდეგში: თუ ხსნარი შეიცავს ერთნაირ ვალენტიან იონებს ერთნაირი კონცენტრაციით, რომლებსაც გააჩნიათ უნარი ერთსა და იმავე რეაქტივთან წარმოქმნან ძნელადხსნადი ნაერთები, მაშინ თავდაპირველად გამოილექება ის ნაერთები, რომელთა ხსნადობის ნამრავლი მცირეა. ეს აიხსნება იმით, რომ ნალექის წარმოსაქმნელად საჭიროა დამლექავის უმცირესი კონცენტრაცია.

მაგალითად, თუ ხსნარში, რომელიც ტოლი კონცენტრაციით შეიცავს Cl^--ის და I^--ის იონებს, თანდათანობით წვეთობით დავამატებთ $AgNO_3$-ის განზავებულ ხსნარს, თავდაპირველად გამოილექება AgI, რომლის გამოსალექად Ag^+ იონების კონცენტრაცია ტოლი უნდა იყოს:

$$[Ag^+] = \text{ხნ}_{AgI} : [I^-] = \frac{1{,}0 \cdot 10^{-16}}{[I^-]}$$

ხოლო $AgCl$-ის ნალექის წარმოსაქმნელად Ag^+ იონების კონცენტრაცია ტოლი უნდა იყოს:

$$[Ag^+] = \text{ხნ}_{AgCl} : [Cl^-] = \frac{1{,}1 \cdot 10^{-10}}{[Cl^-]}$$

შესაბამისად, Cl^--ის და I^--ის იონების ერთი და იმავე კონცენტრაციის პირობებში, Ag^+ იონების კონცენტრაცია, რომელიც საჭიროა $AgCl$-ის ნალექის წარმოსაქმნელად, უნდა იყოს იმდენჯერ მეტი აუცილებელზე AgI-ის ნალექის წარმოსაქმნელად, რამდენჯერაც ხნ_{AgCl} მეტია ხნ_{AgI}-ზე.

თუ გამოვიყენებთ ამ ნაერთების ხსნადობის ნამრავლების სიდიდეებს, მივიღებთ:

$$\text{ხნ}_{AgCl} : \text{ხნ}_{AgI} = \frac{1{,}1 \cdot 10^{-10}}{1{,}0 \cdot 10^{-16}} = 1{,}1 \cdot 10^6 = 1100000$$

ამრიგად, Cl^--ის და I^--ის იონების ტოლი კონცეტრაციების დროს, AgI-ის ნალექის წარმოსაქმნელად საჭიროა, რომ Ag^+-ის იონების კონცენტრაცია 1100000-ჯერ ნაკლები იყოს, ვიდრე $AgCl$-ის ნალექის წარმოსაქმნელად.

$AgNO_3$-ის განზავებული ხსნარის თანდათანობითი დამატებისას აღნიშნულ ხსნარში, I^--იონების კონცენტრაცია შემცირდება AgI-ის ნალექის წარმოქმნის გამო; ამ ნალექის მისაღებად, Ag^+ იონების კონცენტრაცია საჭიროა

განუწყვეტლივ იზრდებოდეს. დადგება ისეთი მომენტი, როცა AgI-ის ნალექის წარმოსაქმნელად საჭირო იქნება Ag^+-იონების ისეთივე კონცენტრაცია, როგორიც $AgCl$-ის ნალექის წარმოსაქმნელად. ამ მომენტიდან ერთდროულად დაიწყება $AgCl$-ის და AgI-ის დალექვა.

ანალიზურ ქიმიაში ხშირად გამოიყენება ჯგუფობრივი რეაგენტები, რომლებიც ლექავენ ერთდროულად რამდენიმე იონს. როგორ მიმდინარეობს ამ დროს იონთა დალექვა?

<u>მაგალითი:</u> მოცემულია ნარევი $K_2SO_4 + K_2CrO_4$, სადაც:

$[SO_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-1}$ გ-იონი/ლ და $[CrO_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-1}$ გ-იონი/ლ.

თუ ამ ნარევს პატარა ულუფობით დავამატებთ $0{,}1N$ $(CH_3COO)_2Pb$-ის ხსნარს, ტყვიის იონები შეეჯახებიან სულფატ-და ქრომატ-იონებს და მიმდინარეობს შემდეგი რეაქციები:

$$Pb^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 \downarrow$$

$$Pb^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow PbCrO_4 \downarrow$$

ამ ორი რეაქციიდან რომელი წავა პირველად?

ხსნადობის ნამრავლის მიხედვით, პირველ რიგში წავა რეაქცია, რომლის დროსაც წარმოიქმნება ყველაზე ნაკლებად ხსნადი ნივთიერება:

ხნ $PbSO_4$ = $[Pb^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] \rightarrow 1{,}6 \cdot 10^{-8}$

ხნ $PbCrO_4$ = $[Pb^{2+}] \cdot [CrO_4^{2-}] \rightarrow 1{,}8 \cdot 10^{-14}$

რადგანაც $[SO_4^{2-}] = [CrO_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-1}$ გ-იონი/ლ, უნდა ვიპოვოთ Pb^{2+} იონის ის უმცირესი კონცენტრაცია, რომელიც აუცილებელია ნალექის წარმოსაქმნელად;

$[Pb^{2+}]$ $PbSO_4$ = ხნ $PbSO_4 \div [SO_4^{2-}] = (1{,}6 \cdot 10^{-8}) \div (1 \cdot 10^{-1}) = 1{,}6 \cdot 10^{-7}$ გ-იონი/ლ.

$[Pb^{2+}]$ $PbCrO_4$ = ხნ $PbCrO_4 \div [CrO_4^{2-}] = (1{,}8 \cdot 10^{-14}) \div (1 \cdot 10^{-1}) = 1{,}8 \cdot 10^{-13}$ გ-იონი/ლ.

მივიღეთ, რომ $[Pb^{2+}]$, რომელიც საჭიროა $PbCrO_4 \downarrow$-ის წარმოსაქმნელად, თითქმის 10^6-ით ნაკლებია $[Pb^{2+}]$-ზე, რომელიც საჭიროა $PbSO_4 \downarrow$-ის

წარმოსაქმნელად. ამიტომ, პირველ რიგში, წავა $PbCrO_4\downarrow$-ის წარმოქმნის რეაქცია, რადგანაც ხნ $PbCrO_4$ მიიღწევა უფრო ადრე, ვიდრე ხნ $PbSO_4$.

VII.4. ძნელადხსნადი ელექტროლიტების გადაყვანა სხვა ძნელადხსნად ელექტროლიტებში

ძნელადხსნადი ელექტროლიტების გარდაქმნა სხვა ძნელადხსნად ელექტროლიტებში შეიძლება აიხსნას ხსნადობის ნამრავლიდან გამომდინარე.

<u>მაგალითი 1.</u>

ვთქვათ, გვაქვს წონასწორული სისტემა:

$$Ag_2CrO_4\downarrow \leftrightarrow 2Ag^+ + CrO_4^{2-}$$

ნალექი ნაჯერი ხსნარი

თუ ამ სისტემაზე დავამატებთ KCl-ის ჭარბ რაოდენობას და შევანჯღრევთ, შევნიშნავთ, რომ $Ag_2CrO_4\downarrow$-ის აგურისფერ-წითელი ნალექი გარდაიქმნება $AgCl\downarrow$-ის თეთრ ხაჭოსებრ ნალექად. ამის მიზეზი მდგომარეობს შემდეგში: Ag_2CrO_4-ზე KCl-ის დამატებისას, Ag^+-ის კათიონები შეეჯახებიან Cl^--ის ანიონებს, რადგანაც: ხნ $AgCl$ = $1{,}78\cdot10^{-10}$, ხოლო ხნ Ag_2CrO_4= $1{,}1\cdot10^{-12}$, მაშასადამე: ხნ $AgCl$ > ხნ Ag_2CrO_4

პროცესი წავა შემდეგნაირად:

$$Ag_2CrO_4\downarrow \leftrightarrow 2Ag^+ + CrO_4^{2-}$$
$$+\,2KCl \leftrightarrow 2Cl^- + 2K^+$$
$$\updownarrow$$
$$2AgCl\downarrow$$

<u>მაგალითი 2.</u>

$CaSO_4 \downarrow$ უხსნადია მჟავებსა და ტუტეებში, ამიტომ იგი ჯერ გადაჰყავთ სხვა სუსტადხსნად ნაერთში, კერძოდ, კარბონატში, რომელიც ადვილად იხსნება ძმარმჟავაში:

$$CaSO_4 \downarrow + Na_2CO_3 \leftrightarrow CaCO_3 \downarrow + Na_2SO_4$$

ეს რეაქცია მიდის ადვილად და ბოლომდე მარცხნიდან მარჯვნივ, რადგანაც ხნ $CaCO_3 = 4{,}8 \cdot 10^{-9}$ და იგი 5000-ით ნაკლებია ხნ $CaSO_4 = 9{,}10 \cdot 10^{-6}$.

VII.5. ხსნადობის ნამრავლის წესიდან გამომდინარე შედეგები

ნაჯერ ხსნარში ერთ-ერთი იონის აქტიური კონცენტრაციის ცვლილება იწვევს მეორე იონის კონცენტრაციის ისეთნაირ შეცვლას, რომ მათი აქტიურ კონცენტრაციათა ნამრავლი მუდმივი რჩება. მაშასადამე, ნაჯერი ხსნარის თვისებას, შეინარჩუნოს იონთა აქტიურ კონცენტრაციათა ნამრავლის მუდმივობა მოცემულ პირობებში, უწოდებენ ხსნადობის ნამრავლის წესს (ამასთან, კონცენტრაციები აყვანილია სტექიომეტრული კოეფიციენტების შესაბამის ხარისხში).

ამ წესიდან გამომდინარეობს შემდეგი:

I. ნაჯერ ხსნარში, რომელიც წონასწორობაშია ნალექთან, თანამოსახელე იონის გარკვეულ კონცენტრაციამდე შეტანა ამცირებს ნალექის ხსნადობას, მაგრამ თანამოსახელე იონის გაზრდილმა კონცენტრაციამ შეიძლება გახსნას ნალექი მარილოვანი ეფექტის ან ქიმიური ურთიერთქმედების შედეგად;

II. თუ ხსნარში იონთა აქტიური კონცენტრაციების ნამრავლი ტოლი არაა, ან ნაკლებია ხსნადობის ნამრავლზე, მაშინ ნალექი არ წარმოიქმნება. ხსნარი ამ დროს უჯერია. თუ ხსნარში იონთა აქტიური კონცენტრაციების ნამრავლი მეტია ხსნადობის ნამრავლზე, მაშინ ნალექი გამოიყოფა ხსნარიდან. ხსნარი ამ დროს ნაჯერია.

ეს ძალზედ მნიშვნელოვანია, აქედან გამომდინარეობს დალექვა-გახსნის რეაქციების მართვის შესაძლებლობა:

ა) ნალექის გასახსნელად, ცხადია, ხსნარში უნდა შემცირდეს რომელიმე იონის კონცენტრაცია. მაგალითად, ნალექი გაიხსნება მჟავაში, თუ გახსნისთვის გამოყენებული მჟავას დისოციაციის კონსტანტა აღემატება ნალექის

შესაბამისი მჟავას დისოციაციის კონსტანტას. მაგალითად, $BaCO_3$ იხსნება ძმარმჟავაში, რადგან

$$K_{CH_3COOH} = 1{,}75 \cdot 10^{-5} > K_{H_2CO_3} \qquad K_{H_2CO_3} = 5{,}0 \cdot 10^{-11}$$

$$BaCO_3 + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2 Ba + H_2O + CO_2 \uparrow$$

ანალოგიურად შეიძლება გავარკვიოთ სტრონციუმის ოქსალატის მარილ-მჟავასა და ძმარმჟავაში გახსნა:

$SrC_2O_4 \leftrightarrow Sr^{2+} + C_2O_4^{2-}$ – ძირითადი რეაქცია.

კონკურენტული რეაქციები – I რეაქცია: $C_2O_4^{2-} + H^+ \leftrightarrow HC_2O_4^-$

II რეაქცია: $HC_2O_4^- + H^+ \leftrightarrow H_2C_2O_4$

მაშასადამე, სტრონციუმის ოქსალატი იხსნება HCl -ში.

$$SrC_2O_4 + 2HCl \rightarrow SrCl_2 + H_2C_2O_4$$

$K_{CH_3COOH} > K_{HC_2O_4^-}$, მაგრამ ნაკლებია $K_{H_2C_2O_4}$-ზე. ამის გამო, სტრონციუ-მის ოქსალატი ძმარმჟავაში იხსნება შემდეგი განტოლების თანახმად:

$$2SrC_2O_4 + 2CH_3COOH \leftrightarrow Sr(HC_2O_4)_2 + (CH_3COO)_2 Sr$$

ნალექის ხსნადობაზე დიდ გავლენას ახდენს ქიმიური რეაქციის ყველა ტიპი (მჟავურ-ფუძური, ჟანგვა-აღდგენის, კომპლექსწარმოქმნის და დალექ-ვის). მჟავურ-ფუძური კონკურენტული რეაქციების გავლენით ნალექების ხსნადობა იზრდება. ხსნარის pH -ის გავლენა ვლინდება ჰიდროქსიდების, მარილების და სხვ. დალექვის დროს. pH -ის გავლენა განსაკუთრებით დი-დია იმ მარილების ხსნადობაზე, რომლებიც შეიცავს არაორგანული და ორ-განული სუსტი მჟავების ანიონს ან სუსტი ფუძის კათიონს, ან ორივეს ერ-თად. ძლიერი მჟავას მარილები მჟავებში პრაქტიკულად უხსნადია.

ნალექის ხსნადობა იზრდება, როცა ნალექის კათიონი (ან ანიონი) კომპ-ლექსს წარმოქმნის ჭარბ დამლექავთან ან გარეშე ლიგანდთან. თუ გარეშე ლიგანდი ან ჭარბი დამლექავი ნალექის შემადგენელ იონებთან წარმოქმნის ძალზედ მდგრად კომპლექსებს, მაშინ ნალექი შეიძლება არც კი გამოიყოს.

რეალურ სისტემებში დალექვის ძირითად რეაქციასთან შეიძლება წარი-მართოს კონკურენტული დალექვის პროცესი და წარმოიქმნას ახალი ნალექი

(თუ ხსნარი შეიცავს გარეშე იონებს, ან ხდება ერთი ნალექის მეორე ნალექად გარდაქმნა). ერთი ნალექის მეორე ნალექად გარდაქმნის პროცესებს უწოდებენ ნალექთაშორის რეაქციებს. თეორიულად ასეთი რეაქციები პირველად დაამუშავა და პრაქტიკაში შემოიტანა ნ.ა.ტანანაევმა. ორივე - ძირითადი და კონკურენტული დალექვის რეაქციები რაოდენობრივად ხასიათდება ხსნადობის ნამრავლით. მაშასადამე, ნალექთაშორისი წონასწორობის კონსტანტების მეშვეობით შეგვიძლია დავადგინოთ, რამდენადაა შესაძლებელი ერთი ნალექის მეორეში გარდაქმნა.

ამრიგად, ხსნადობის ნამრავლი წარმოადგენს დალექვა-გახსნის წონასწორობის ფუნდამენტურ, მნიშვნელოვან მახასიათებელს. მისი გამოყენებით შეიძლება განვჭვრიტოთ დალექვის პროცესის მიმართულება და მიზანდასახულად ვმართოთ ის; დავადგინოთ ნალექის წარმოქმნის ოპტიმალური პირობები; გავითვალისწინოთ სხვადასხვა ფაქტორის (pH , ხსნარის იონური ძალა, კონკურენტული რეაქცია) ზემოქმედების დროს ნალექის ხსნადობა და რეაქციაში მონაწილე კომპონენტთა წონასწორული კონცენტრაციები.

ამჟამად დადგენილია, რომ ხშირ შემთხვევაში არ არის შესაძლებელი ხსნადობის ნამრავლის გამოყენება მისი თავდაპირველი მნიშვნელობით, რადგანაც ეს შესაძლებელია მხოლოდ მაშინ, როცა აქტივობა პრაქტიკულად ტოლია ხსნარში მყოფი ნივთიერებების კონცენტრაციისა. ელექტროლიტების ძლიერ განზავებულ ხსნარებში აქტივობების სიდიდეები პრაქტიკულად უახლოვდება კონცენტრაციების რიცხობრივ მნიშვნელობებს და ამიტომ იკვეთება უმნიშვნელო განსხვავება აქტივობების გამოთვლილ და პრაქტიკულად მიღებულ სიდიდეებს შორის.

ეს გადახრები მით მეტია, რაც უფრო მაღალია იონთა მუხტები. ამ მოვლენების ფიზიკური არსი მდგომარეობს იმაში, რომ მყარი ნივთიერების ზედაპირიდან ხსნარში გადასულ ნაწილაკებს გააჩნიათ არა მხოლოდ მეორეული დალექვის უნარი, არამედ მიდრეკილი არიან რთული კომპლექსების ასოციაციისკენ, გამხსნელთან ურთიერთქმედებისას. ამიტომ არა ყველა მოლეკულა და იონი, რომლებიც იმყოფება თხევად ფაზაში, იქცევა ერთგვაროვნად. ეს იწვევს კონცენტრაციების ნამრავლის მუდმივობისგან გადახრას და აქტივობების ნამრავლის ტერმინის შემოღების აუცილებლობას მოცემულ ტემპერატურაზე.

ელექტროლიტისთვის $KtAn$ შეიძლება ჩავწეროთ:

$a_{kt^+} \cdot a_{An^-} =$ ან $_{KtAn}$, სადაც: ან $_{KtAn}$ - არის აქტივობების ნამრავლი.

ამავე ელექტროლიტისთვის ხსნადობის ნამრავლი გამოითვლება ფორმულით:

$$ЪН_{KtAn} = [Kt^{+}]\cdot[An^{-}] = \frac{a_{Kt^{+}}\cdot a_{An^{-}}}{f_{Kt^{+}}\cdot f_{An^{-}}} = АН_{KtAn} : (f_{Kt^{+}}\cdot f_{An^{-}}) = АН_{KtAn} : f^{2},$$

სადაც: $f_{Kt^{+}}$ და $f_{An^{-}}$ - არის ერთნაირ მუხტიანი იონების აქტივობების კოეფიციენტები.

თუ აქტივობების კოეფიციენტები ერთის ტოლია, მაშინ:

$$ЪН_{KtAn} = АН_{KtAn}$$

ელექტროლიტთა ზღვრულად განზავებულ ხსნარებში იონთა კონცენტ-რაციები მათი აქტივობების ტოლია. იმ შემთხვევებში, როცა ნალექი საკ-მაოდ ძნელადხსნადია და მისი ხსნარი ძლიერ განზავებულია, ხსნადობის ნამრავლის წესები სამართლიანია.

თავი VIII. თანამედროვე წარმოდგენები მჟავებსა და ფუძეებზე ბრენსტედ-ლოურის პროტოლიტური თეორიის საფუძველზე

VIII.1. წარმოდგენები მჟავურ-ფუძურ წონასწორობაზე. მჟავებისა და ფუძეების პროტოლიტური თეორია

მჟავას პირველი განმარტება, რომელიც ერთმანეთისაგან დამოუკიდებლად წამოაყენეს ინგლისელმა ფიზიკოს-ქიმიკოსმა ჰემფრი დევიმ და ფრანგმა ქიმიკოსმა პ.დიულონგმა, უკავშირდებოდა ნივთიერებაში წყალბადიონის შემცველობას. გერმანელმა ქიმიკოსის ი.ლიბიხის თანახმად, მჟავას წყალბადს უნდა გააჩნდეს ლითონით ჩანაცვლების უნარი.

წყალხსნარებში მჟავებისა და ფუძეების შესახებ ***თეორია განავითარა სვანტე არენიუსმა.*** არენიუსი განიხილავდა მჟავას ისეთ ნივთიერებად, რომელიც დისოციაციის დროს წარმოქმნიდა H^+-იონებს, ხოლო ფუძეს-ისეთ ნივთიერებად, რომელიც დისოციაციისას წარმოქმნიდა OH^--იონებს. მაშასადამე, არენიუსის მიხედვით, მჟავას ბუნება დაკავშირებულია H^+-ის იონთან, ფუძისა — OH^--იონთან.

არენიუსის თეორიას გააჩნია შეზღუდვები და ნაკლი, კერძოდ:

1) გახსნის პროცესში იგნორირებულია გამხსნელის როლი. კერძოდ, წყალხსნარებში მჟავების დისოციაციის სრულყოფილად დასახასიათებლად, ვერ გამოდგება განტოლება:

$$HA \leftrightarrow H^+ + A^-$$

ვინაიდან წყალხსნარებში H^+-იონს არ შეუძლია თავისუფლად არსებობა. იგი თავისი მცირე ზომის გამო, წარმოშობს მაღალი ინტენსივობის ელექტრულ ველს, იზიდავს წყლის მოლეკულებს და მიიღება ჰიდროქსონიუმის იონი — H_3O^+:

$$HA + HOH \leftrightarrow H_3O^+ + A^-$$

მაშასადამე, წყალთან მჟავას ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება H_3O^+ :

$$H^+ + HOH \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

ე.ი არენიუსის თეორიის თანახმად, მჟავას გახსნა განიხილება, როგორც ფიზიკური პროცესი და გამორიცხულია გამხსნელის და გახსნილი ნივთიერებების ურთიერთქმედება;

2) ვერ ხსნის არაწყალხსნარების თვისებებს. გამორიცხავს არაწყალხსნარებში მჟავურ-ფუძურ ურთიერთქმედებას;

3) ამ თეორიით ვერ აიხსნება იმ ნივთიერებების მჟავურ-ფუძური თვისებები, რომლებიც უშუალოდ არ შეიცავენ H^+ და OH^--იონებს. მაგალითად, რატომ აქვთ ამინებს და სხვა ორგანულ ფუძეებს ფუძე თვისებები მაშინ, როდესაც ისინი არ დისოცირდებიან OH^--იონების წარმოქმნით, ან რატომ აქვს $FeCl_3$-ის წყალხსნარს მჟავა გარემო მაშინ, როცა იგი არ შეიცავს H^+-ს;

4) ვერ ახასიათებს ძლიერი ელექტროლიტის თვისებებს და ქცევას მათ ნალღობებსა და კონცენტრირებულ ხსნარებში;

5) ვერ ხსნის ჰიდროლიზის მოვლენებს და ამფოტერობას.

მიუხედავად ამისა, არენიუსის თეორიამ დადებითი როლი ითამაშა მჟავურ-ფუძური წონასწორული პროცესების შესწავლისა და განვითარების საქმეში. არენიუსის ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია საფუძვლად დაედო ნეიტრალიზაციის, ჰიდროლიზის პროცესებს, ბუფერული ხსნარების და წყლის იონიზაციის პროცესის შესწავლას.

არენიუსის თეორია შემდგომ განავითარა ***გერმანელმა ფიზიკოს-ქიმიკოსმა ვ.ოსტვალდმა.*** მან აღმოაჩინა განზავების კანონი, რომელშიც მათემატიკურად დაკავშირდა მჟავურ-ფუძური წონასწორობის მნიშვნელოვანი მახასიათებლები — დისოციაციის კონსტანტა და დისოციაციის ხარისხი. არენიუს-ოსტვალდის თეორიამ დიდი როლი ითამაშა მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედების გარკვევის საქმეში. ამ თეორიით აიხსნა წყალხსნარებში მჟავას და ფუძის თვისებები, განსხვავებული ელგამტარობა და ა.შ.

მენდელეევის ჰიდრატული თეორიის თანახმად, ხსნარი წარმოადგენს თხევად დისოცირებად სისტემას, რომელიც შეიცავს როგორც გახსნილი ნივთიერების, ასევე გამხსნელის შემადგენელ კომპონენტებს და მათი ურთიერთქმედების პროდუქტებს. ამ პროცესებში გამხსნელის როლის აღიარებას დიდი მნიშვნელობა ჰქონდა მისი თვისებების შესწავლისათვის.

ამჟამად, მჟავურ-ფუძური ურთიერთობის შესახებ მრავალი თეორიაა მოწოდებული, რომელშიც სხვადასხვა კრიტერიუმია გამოყენებული. ***განასხვავებენ თეორიათა ორ ძირითად ჯგუფს:***

ა) ე.წ. პროტონული თეორია, რომელიც ნივთიერების მჟავურ თვისებას არ უკავშირებს მის შემადგენლობაში H^+-ის არსებობას. ე.ი. მჟავას ბუნების

მატარებელი შეიძლება იყოს არა მარტო თავისუფალი, ან სოლვატირებული პროტონი, არამედ ნებისმიერი სხვა ნაწილაკიც (უსანოვიჩის თეორია);

ბ) ე.წ. პროტოლიტური თეორია, რომლებიც მჟავურ ბუნებას და თვისებებს ხსნის ნივთიერებაში H^+-ის შემცველობით (ბრენსტედ-ლოურის თეორია).

მჟავების და ფუძეების შესახებ განზოგადებული თეორია 1939 წელს შეიმუშავა ფიზიკოს-ქიმიკოსმა მ.უსანოვიჩმა. იგი თვლიდა, რომ მჟავური თვისებები შეიძლება გააჩნდეს იმ ნივთიერებასაც, რომელიც არ შეიცავს პროტონს.

უსანოვიჩის მიხედვით, მჟავა ეწოდება ნივთიერებას, რომელსაც შეუძლია გასცეს კათიონი (მათ შორის პროტონიც), ან შეიერთოს ანიონი (ელექტრონი). ფუძე - არის ნივთიერება, რომელიც გასცემს ანიონს (ელექტრონს), ან იერთებს კათიონს (პროტონს). უსანოვიჩის თანახმად, მარილწარმოქმნის ყოველი პროცესი, შეიძლება განხილულ იქნეს, როგორც მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედება. მაგალითად, $NaCl$-ის წარმოქმნის ჟანგვა-აღდგენის პროცესი:

$$2Na + Cl_2 \leftrightarrow 2NaCl$$

ფუძე მჟავა მარილი

$$2Na^0 - 2\bar{e} \leftrightarrow 2Na^+$$

$$Cl_2^0 + 2\bar{e} \leftrightarrow 2Cl^-$$

ე.ი. ეს ჟანგვა-აღდგენის პროცესი უსანოვიჩის თანახმად, განიხილება, როგორც მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედება, რადგან:

1. რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება მარილი;
2. ნატრიუმი გასცემს ელექტრონს, ე.ი. ფუძეა;
3. ქლორის მოლეკულა იძენს ელექტრონს, ე.ი. მჟავაა.

როგორც ჩანს, უსანოვიჩის თეორია ძალზედ განზოგადებულია, მოიცავს ნივთიერების ყველა კლასს და ყველა რეაქციას; სწორედ ამაშია მისი ნაკლიც.

უსანოვიჩის თეორიამ ვერ ჰპოვა საყოველთაო აღიარება და პრაქტიკული გამოყენება ქიმიურ ანალიზში, მაგრამ დადებითი როლი ითამაშა მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედების განვითარების საქმეში.

ხსნარების ელექტროქიმიის შემდგომმა განვითარებამ დაამტკიცა, რომ არენიუსის თეორია არ იყო უნივერსალური, რადგანაც იგი სამართლიანი

იყო მხოლოდ ელექტროლიტთა წყალხსნარებისათვის, ხოლო არაწყალხსნარებში მჟავასა და ფუძის ურთიერთქმედებით წყალი არ წარმოიქმნებოდა.

განვიხილოთ მაგალითი: HCl ***-ის გახსნა თხევად ამიაკში.***

$$HCl + NH_3 \leftrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

$$HCl + NH_3 \leftrightarrow NH_4Cl$$

ამ რეაქციის დროს წყალი არ წარმოიქმნა, ანუ მჟავას განეიტრალებისას ფუძით არ ხდება H^+-იონების ურთიერთქმედება OH^--იონებთან. ეს ფაქტები, რომლებიც ეწინააღმდეგებიან არენიუსის ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიას, შეიძლება აიხსნას მჟავებისა და ფუძეების თანამედროვე ფიზიკო-ქიმიური თეორიით, რომელიც ერთდროულად შეიმუშავეს ***ბრენსტედმა და ლოურიმ 1923 წელს და მას ეწოდება მჟავებისა და ფუძეების პროტოლიტური თეორია.*** ეს თეორია სამართლიანია ნივთიერებათა როგორც წყალხსნარებისთვის, ასევე უწყლო ხსნარებისთვის. ***"პროტოლიტურის" სახელწოდება თეორიამ მიიღო იმიტომ, რომ მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედების რეაქციებში ძირითად მორეაგირე იონს წარმოადგენს პროტონი -*** H^+.

პროტოლიტური თეორიის თანახმად, მჟავა წარმოადგენს ნივთიერებას, რომელიც გასცემს პროტონს (H^+), ხოლო ფუძე წარმოადგენს ნივთიერებას, რომელიც მიიერთებს ამ პროტონს. ბრენსტედ-ლოურის თეორიის თანახმად, ***მჟავურ-ფუძური პროცესის არსი*** მდგომარეობს მჟავადან პროტონის გადაცემაში ფუძეზე. რადგანაც თავისუფალი პროტონები ხსნარში არ არსებობენ, ამიტომ მჟავადან მათი მოხლეჩის პროცესი იზოლირებულად კი არ მიმდინარეობს, არამედ ყოველთვის მთავრდება მისი გადაცემით ფუძეზე. ამრიგად, ხსნარში ერთდროულად მიმდინარეობს 2 პროცესი:

მჟავა 1 $\leftrightarrow$ H^+ **+ ფუძე 1**

ფუძე 2 + H^+ $\leftrightarrow$ **მჟავა 2**

ანუ: მჟავა 1 + ფუძე 2 $\leftrightarrow$ ფუძე 1 + მჟავა 2

მაგალითად, $HCl + H_2O \leftrightarrow Cl^- + H_3O^+$

მჟავა1 ფუძე2 ფუძე1 მჟავა2

არენიუსის ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიისაგან განსხვავებით, პროტოლიტური თეორიის თანახმად, მჟავასა და ფუძის ურთიერთქმედებისას ყოველთვის მიიღება ახალი მჟავა და ახალი ფუძე. ამ ორმაგი პროტოლიტური წონასწორობის დროს, რეაქციაში მონაწილეობს ფუძეებისა

და მჟავების ორი წყვილი. თითოეულ წყვილს ეწოდება ***"შეუღლებული" მჟავა და ფუძე,*** რაც იმას ნიშნავს, რომ სუსტ მჟავას შეესაბამება ძლიერი ფუძე და პირიქით. მაგალითად, სუსტ მჟავა - CH_3COOH შეესაბამება ძლიერი ფუძე - CH_3COO^-, რომელიც ენერგიულად მიიერთებს პროტონს, ხოლო ძლიერ ფუძეს - NH_3-ს შეესაბამება სუსტი მჟავა - NH_4^+, რომელიც გადასცემს თავის პროტონს მხოლოდ ძლიერ ფუძეს.

მჟავების ძალა (პროტონების გაცემის უნარი) განისაზღვრება მათი იონიზაციის ხარისხის მიხედვით: ძლიერია მჟავა, თუ მისი იონიზაციის ხარისხი α >0,3. ძლიერ მჟავებს მიეკუთვნება: $HNO_3; HCl; HBr; HI; H_2SO_4$.

საშუალო სიძლიერისაა მჟავა, თუ მისი იონიზაციის ხარისხი α =0,03-03. ასეთ მჟავებს მიეკუთვნება: $H_3PO_4; H_2SO_3; H_2C_4H_4O_6$.

სუსტია მჟავა, თუ მისი იონიზაციის ხარისხი α <0,03. ასეთ მჟავებს მიეკუთვნება: $CH_3COOH; H_2CO_3; H_3BO_3; H_2S$.

ტიპური მჟავების გარდა, მჟავური თვისება გააჩნია ზოგიერთ მჟავა მარილს, მაგალითად NaH_2PO_4, რომელთაც შეუძლიათ გასცენ პროტონი და ნაკლებად ექვემდებარებიან ჰიდროლიზს. მჟავური თვისებები გააჩნიათ აგრეთვე ძლიერი მჟავების და სუსტი ფუძეების მარილებს, რომლებიც ჰიდროლიზის დროს წარმოქმნიან ძლიერ მჟავას და სუსტ ფუძეს (მაგალითად NH_4Cl).

ტიპიური მჟავების გარდა, რომლებიც გამოჰყოფენ პროტონს, სუსტი მჟავა თვისებები გააჩნია მრავალ ორგანულ ნაერთს, რომელთა შემადგენლობაში შედის ფუნქციონალური ჯგუფები $-SO_3H; -OH; -SH$. ასეთი ნაერთები სუსტად იონიზირდებიან და შეუძლიათ გახდნენ პროტონების დონორები:

$$R-SO_3H \leftrightarrow RSO_3^- + H^+$$

$$R-OH \leftrightarrow R-O^- + H^+$$

$$R-SH \leftrightarrow R-S^- + H^+$$

და შესაბამისად, შევიდნენ რეაქციაში ფუძეებთან:

$$R-SO_3H + NaOH \leftrightarrow RSO_3Na + H_2O$$

$$R-OH + NaOH \leftrightarrow R-ONa + H_2O$$

$$R-SH + NaOH \leftrightarrow R-SNa + H_2O$$

ფუძეების ძალა (პროტონების შეძენის უნარი) ასევე განისაზღვრება მათი იონიზაციის ხარისხის მიხედვით. ძლიერი ფუძე, თუ მისი α >0,3. ძლიერ ფუძეებს მიეკუთვნება: $NaOH; KOH; LiOH$. სუსტია ფუძე, თუ მისი α <0,03. ასეთ ფუძეებს მიეკუთვნება: $NH_4OH; Ca(OH)_2$. ფუძე თვისებებით ხასიათდება ფუძე მარილებიც, მაგალითად $Bi(OH)_2Cl$, აგრეთვე სუსტი მჟავების და ძლიერი ფუძეების მარილები, რომლებიც ჰიდროლიზის დროს წარმოქმნიან ძლიერ ფუძეს და სუსტ მჟავას.

ფუძე თვისებით ხასიათდება მრავალი ორგანული ნაერთიც. მათ მიეკუთვნება ნაერთები, რომელთა შემადგენლობაში შედის ფუნქციონალური ჯგუფები: $-NH_2; -NH; -N$, ანუ ამინების, ამიდების, იმინების წარმომადგენლები. მათ გააჩნიათ უნარი მიიერთონ პროტონები და წარმოქმნან შემდეგი სახის იონები:

$$R-NH_2 + H^+ \leftrightarrow R-NH_3^+$$

$$(R)_2NH = NH + H^+ \leftrightarrow R_2 = NH_2^+$$

$$(R)_3N \equiv N + H^+ \leftrightarrow R_3 \equiv NH^+$$

და შესაბამისად, შევიდნენ რეაქციაში მჟავათა ანიონებთან მარილების წარმოქმნით:

$$R-NH_3^+ + Cl^- \leftrightarrow R-NH_3Cl \text{ ანუ } R-NH_2 \cdot HCl$$

$$R_2 = NH_2^+ + Cl^- \leftrightarrow R_2 = NH_2Cl \text{ ანუ } R_2 = NH \cdot HCl$$

$$R_3 \equiv NH^+ + Cl^- \leftrightarrow R_3 \equiv NHCl \text{ ანუ } R_3 \equiv N \cdot HCl$$

აქედან გამომდინარე, შეიძლება შევადგინოთ მჟავებისა და ფუძეების რიგები, მათი სიძლიერის გათვალისწინების მიხედვით (სიძლიერე მატულობს მარცხნიდან მარჯვნივ).

მჟავების რიგი:

$H_2O; NH_4^+; CH_3COOH; HSO_4^-; H_3O^+; H_2SO_4; HCl$.

ფუძეების რიგი:

$Cl^-; HSO_4^-; H_2O; SO_4^{2-}; CH_3COO^-; NH_3; OH^-$.

ამ რიგების განხილვა გვიჩვენებს, რომ ნაწილაკები, რომლებიც თამაშობენ მჟავებისა და ფუძეების როლს, შეიძლება იყვნენ ნეიტრალურები ან დამუხტულები. აქედან გამომდინარეობს მჟავებისა და ფუძეების კლასიფიკაცია ბრენსტედ-ლოურის პროტოლიტური თეორიის მიხედვით.

VIII.2. მჟავებისა და ფუძეების კლასიფიკაცია ბრენსტედ-ლოურის პროტოლიტური თეორიის საფუძველზე

პროტოლიტური თეორიის მიხედვით, გამოყოფენ მჟავების შემდეგ ტიპებს:

1. **ელექტრონეიტრალური მჟავები:** $HCl; H_2SO_4; CH_3COOH; HNO_3$.

$$HCl + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

მჟავა1 ფუძე2 მჟავა2 ფუძე1

ამ შემთხვევაში, ქლორწყალბადმჟავა გასცემს თავის პროტონს და პროტოლიზს წინ უძღვის მარტივი იონიზაცია.

$$H_2SO_4 + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + HSO_4^-$$

მჟავა1 ფუძე2 მჟავა2 ფუძე1

$$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$$

მჟავა1 ფუძე2 მჟავა2 ფუძე1

$$HNO_3 + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

მჟავა1 ფუძე2 მჟავა2 ფუძე1

2. **ანიონური მჟავები**, რომლებიც წარმოიქმნებიან მრავალფუძიანი მჟავების იონიზაციის მე-2 ან შემდეგ საფეხურებზე:

$$HCO_3^-; HSO_4^-; H_2PO_4^-; HPO_4^{2-}.$$

$$HCO_3^- + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + CO_3^{2-}$$

მჟავა1 ფუძე2 მჟავა2 ფუძე1

$$HSO_4^- + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + SO_4^{2-}$$

მჟავა1 ფუძე2 მჟავა2 ფუძე1

$$H_2PO_4^- + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + HPO_4^{2-}$$

მჟავა1 ფუძე2 მჟავა2 ფუძე1

$$HPO_4^{2-} + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + PO_4^{3-}$$

მჟავა1 ფუძე2 მჟავა2 ფუძე1

3. კათიონური მჟავები, რომლებიც იშვიათად გვხვდებიან. მათ მიეკუთვნება წყალბადის და მეტალების ჰიდრატირებული კათიონები, აგრეთვე აქვაკომპლექსური კათიონები:

$$NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_3 + H_3O^+$$

მჟავა1 ფუძე2 ფუძე1 მჟავა2

$$H_3O^+ + H_2O \leftrightarrow H_2O + H_3O^+$$

მჟავა1 ფუძე2 ფუძე1 მჟავა2

$$[Al(OH_2)]_6^{3+} + H_2O \leftrightarrow [Al(OH_2)_5OH]^{2+} + H_3O^+$$

მჟავა1 ფუძე2 ფუძე1 მჟავა2

პროტოლიტური თეორიის მიხედვით, გამოყოფენ ფუძეთა შემდეგ ტიპებს:

1. **ელექტრონეიტრალური ფუძეები:** $NH_3; H_2O.$

$$NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

ფუძე1 მჟავა2 მჟავა1 ფუძე2

ამ შემთხვევაში, ამიაკის ნეიტრალურ მოლეკულას უერთდება პროტონი წყლის მოლეკულიდან, თავისუფალი ელექტრონული წყვილის ხარჯზე.

$$H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

ფუძე1 მჟავა2 მჟავა1 ფუძე2

2. ანიონური ფუძეები: $CN^-; Cl^-; Br^-; I^-; NO_3^-; OH^-; CH_3COO^-.$

$$CN^- + H_2O \leftrightarrow HCN + OH^-$$

ფუძე1 მჟავა2 მჟავა1 ფუძე2

ამ შემთხვევაში, ციანწყალბადმჟავას იონი იერთებს პროტონს, რის შედეგადაც წარმოიქმნება თითქმის არადისოცირებადი ციანწყალბადმჟავა და ხსნარი იძენს ტუტე რეაქციას.

$$Cl^- + H_2O \leftrightarrow HCl + OH^-$$

ფუძე1 მჟავა2 მჟავა1 ფუძე2

$$NO_3^- + H_2O \leftrightarrow HNO_3 + OH^-$$

ფუძე1 მჟავა2 მჟავა1 ფუძე2

$$OH^- + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

ფუძე1 მჟავა2 მჟავა1 ფუძე2

$$CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-$$

ფუძე1 მჟავა2 მჟავა1 ფუძე2

აცეტატ-იონი წარმოადგენს საკმაოდ ძლიერ ფუძეს, ამიტომ წონასწ-ორობა გადახრილია ძმარმჟავას წარმოქმნის მხარეს. აქედან გამომდინარე, ტუტე მეტალების აცეტატების წყალხსნარებს გააჩნიათ ტუტე რეაქცია.

მრავალი ნივთიერება თამაშობს ერთდროულად როგორც მჟავას, ასევე ფუძის როლს. ასეთი ორმაგი ბუნების მქონე ნივთიერებებს უწოდებენ **ამფო-ლიტებს,** ანუ ამფოტერულებს. მათ მიეკუთვნება ისეთი პროტოლიტური გამხსნელები, როგორებიცაა: $H_2O; NH_3;$ მრავალფუძიანი მჟავების ანიონები - $HSO_4^-; H_2PO_4^-$.

$$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$$

მჟავა

$$H_2O + H^+ \leftrightarrow H_3O^+$$

ფუძე

$$NH_3 \leftrightarrow H^+ + NH_2^-$$

მჟავა

$$NH_3 + H^+ \leftrightarrow NH_4^+$$

ფუძე

$$HSO_4^- \leftrightarrow H^+ + SO_4^{2-}$$

მჟავა

$$HSO_4^- + H^+ \leftrightarrow H_2SO_4$$

ფუძე

$$H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$$

მჟავა

$$H_2PO_4^- + H^+ \leftrightarrow H_3PO_4$$

ფუძე

ამფოლიტები შეიძლება იყოს ნეიტრალურიც და მუხტის მქონე ნაწილაკებიც. ნეიტრალური ამფოლიტებია: $H_2O; NH_3; C_2H_5OH; Al(OH)_3$ და ა.შ.; ანიონურია - $HSO_4^-; H_2PO_4^-; CH_3COO^-$ და სხვ.

ამფოტერულობის გამო, წყალი ექვემდებარება **ავტოპროტოლიზს, რომლის დროსაც ერთმანეთთან რეაგირებს წყლის ორი მოლეკულა: ერთი – როგორც მჟავა, მეორე–როგორც ფუძე.** თვით გამხსნელის იონიზაციის პროცესი შესაძლებელია მხოლოდ იმ შემთხვევაში, თუ მას გააჩნია ამფოტერული თვისებები. მაგალითად, წყლის იონიზაციის დროს, მისი ერთი მოლეკულა გასცემს პროტონს და იქცევა, როგორც მჟავა, ხოლო მეორე მოლეკულა მას მიიერთებს და იქცევა როგორც ფუძე (ასეა ამიაკიც) :

$$H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

მჟავა1 ფუძე2 მჟავა2 ფუძე1

$$NH_3 + NH_3 \leftrightarrow NH_4^+ + NH_2^-$$

მჟავა1 ფუძე2 მჟავა2 ფუძე1

ძლიერი მჟავები სუსტად იკავშირებენ პროტონს და ადვილად გასცემენ მას, ხოლო ძლიერი ფუძეები – ადვილად მიიერთებენ პროტონს და ძნელად გასცემენ მას. მჟავები კარგად იონიზირდებიან იმ შემთხვევაში, თუ გამხსნელი ძნელად გასცემს პროტონს (ძლიერი გამხსნელები), ხოლო ფუძეები კარგად იონიზირდებიან იმ შემთხვევაში, თუ გამხსნელი ადვილად გასცემს პროტონს (სუსტი გამხსნელები).

წყალი მიეკუთვნება ძლიერ გამხსნელს, რომელიც ძნელად გასცემს პროტონს, ამიტომ წყალში ძლიერი მჟავების გახსნისას, ისინი მთლიანად იონიზირდებიან:

$$HAn + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + An^-$$

მჟავა ფუძე

ხოლო აცეტონი - CH_3COCH_3 და ნიტრობენზოლი - $C_6H_5NO_2$ სუსტი გამხსნელებია, ამიტომ მათში იონიზირდებიან ფუძეები:

$$B + CH_3COCH_3 \leftrightarrow BH^+ + CH_3COCH_2^-$$

ფუძე მჟავა

ბრენსტედ-ლოურის თეორიის ძირითადი უპირატესობაა გამხსნელის მონაწილეობა პროტოლიტურ რეაქციაში.

პროტოლიტების ურთიერთქმედება ხდება ორი თანმიმდევრული პროცესით:

1) გამხსნელში პროტოლიტი (მჟავა) გასცემს პროტონს:

$$HAn \leftrightarrow H^{+} + An^{-}$$

2) გამხსნელი იერთებს ამ პროტონს:

$$H^{+} + S \leftrightarrow SH^{+}, \text{ სადაც } S \text{ - გამხსნელია.}$$

გაერთიანებული პროტოლიტური რეაქცია:

$$HAn + S \leftrightarrow SH^{+} + An^{-}$$

ანალოგიურად ხდება კათიონური ფუძის დისოციაცია გამხსნელში:

$$NH_4^{+} + SH \leftrightarrow NH_3 + SH_2^{+}$$

ანიონური ელექტროლიტის დისოციაცია:

$$CH_3COO^{-} + SH \leftrightarrow CH_3COOH + S^{-}$$

მუხტის მქონე მჟავებისა და ფუძეების წყალთან, როგორც გამხსნელთან, ურთიერთქმედება განიხილება როგორც პროტოლიტური წონასწორობა:

$$CH_3COO^{-} + HOH \leftrightarrow CH_3COOH + OH^{-}$$

$$NH_4^{+} + HOH \leftrightarrow H_3O^{+} + NH_3$$

არენიუსის თეორიის მიხედვით, ეს პროცესები განიხილება, როგორც ჰიდროლიზი. მაშასადამე, პროტოლიტური თეორიის მიხედვით, ჰიდროლიზი წარმოადგენს პროტოლიტური ურთიერთქმედების ერთ-ერთ კერძო შემთხვევას. ე.ი. გამხსნელის ბუნება დიდ გავლენას ახდენს პროტოლიტურ წონასწორობაზე, მან შეიძლება გააძლიეროს ან შეასუსტოს მასში გახსნილი ნივთიერების ბუნება. ამრიგად, გამხსნელთან დაკავშირებით ბრენსტედ-ლოურის თეორიამ აღმოფხვრა არენიუსის თეორიის ნაკლი, გააფართოვა მჟავას და ფუძის მასშტაბები, რამაც განაპირობა პროტოლიტური თეორიის საყოველთაო აღიარება და პრაქტიკული გამოყენება. მაგრამ ეს თეორია ძირითადად ეხება წყალბადშემცველ მჟავებს და ნაკლებად გამოიყენება აპროტონული მჟავების მიმართ.

ამრიგად, ზემოთ განხილულ მჟავურ-ფუძურ ურთიერთქმედების კონცეფციებს და თეორიებს გააჩნია თავისი ღირსება და ნაკლი. თითოეული

მათგანი გამოიყენება მათი გავლენის სფეროს, ზღვრების შესაბამისად. მაგალითად, განზავებული ხსნარებისათვის საკმარისი და მისაღებია არენიუსის თეორია; წყალბადშემცველი მჟავებისათვის – ბრენსტედ-ლოურის თეორია; ორგანულ ქიმიაში დიდი წარმატებით სარგებლობენ, როგორც ბრენსტედის, ისე უსანოვიჩის თეორიით და სხვა.

VIII.3. გამხსნელთა მჟავურ-ფუძური თვისებები და მათი კლასიფიკაცია. მჟავებისა და ფუძეების დისოციაცია

დონორ-აქცეპტორული თვისებების მიხედვით, გამხსნელები იყოფა ორ ძირითად ჯგუფად: პროტონულ და აპროტონულ გამხსნელებად.

პროტონულ გამხსნელს ახასიათებს დონორ-აქცეპტორული ბუნება, შეუძლია გასცეს ან შეიერთოს პროტონი და მონაწილეობა მიიღოს პროტოლიტურ პროცესებში.

აპროტონულ გამხსნელს არ შეუძლია პროტონების მიერთება ან გაცემა, არ მონაწილეობს პროტოლიტურ ურთიერთქმედებაში. ასეთ გამხსნელში ფუძეები და მჟავები არ დისოცირდება.

გამხსნელთა ასეთი დაყოფა პირობითია. დიდი მნიშვნელობა აქვს პარტნიორის ბუნებას. მაგალითად, ბენზოლი ითვლება აპროტონულ გამხსნელად, მაგრამ ნატრიუმის ამიდის ამიაკურ ხსნარში ავლენს მჟავურ ბუნებას.

პროტონული გამხსნელები თავის მხრივ იყოფა:

ა) მჟავურ (პროტოგენურ);

ბ) ფუძურ (პროტოფილურ);

გ) ამფიპროტოგენურ (ამფოტერულ) გამხსნელებად.

პროტოგენური გამხსნელი ადვილად გასცემს პროტონს. მასში უკეთ დისოცირდება ფუძეები, მჟავას დისოციაცია უმნიშვნელოა. მათ მიეკუთვნება უწყლო ძმარმჟავა, ერბოს, გოგირდის, ჭიანჭველას, ფოსფორის მჟავები და ა.შ.

პროტოფილური გამხსნელი ადვილად იერთებს პროტონს, თუმცა მას შეუძლია გადასცეს პროტონი იმ ნივთიერებას, რომელსაც ბევრად უფრო მეტად აქვს გამოვლენილი პროტონების მიერთების უნარი. ასეთებია: პირიდინი, ჰიდრაზინი, ამიაკი, $NH_2OH; (NH_2)_2CH_2; (C_2H_5)_2-NH$ და სხვა. პროტოფილური გამხსნელები ამფოტერულებისაგან განსხვავდება პროტონე-

ბის უფრო ადვილად მიერთების უნარით. რაც უფრო ძლიერია გამხსნელის აქცეპტორული ბუნება, მით უფრო მკვეთრად ავლენს მჟავურ თვისებას მასში გახსნილი მჟავა და პირიქით.

ამფოტერულ გამხსნელებს შეუძლიათ პროტონების გაცემაც და შეერთებაც. ისინი წარმოადგენენ უფრო სუსტ მჟავებს და უფრო სუსტ ფუძეებს, ვიდრე პროტოფილური გამხსნელები. ასეთებია: წყალი, მეთანოლი, ეთანოლი, ფენოლი, კეტონები და სხვა. ასეთ გამხსნელებში დისოცირდება მჟავებიც და ფუძეებიც.

უნდა ითქვას, რომ გამხსნელებს შორის მკვეთრი ზღვარი არ არსებობს, ვინაიდან მათზე გავლენას ახდენს პარტნიორის ბუნება. აპროტონულ გამხსნელს არა აქვს მკვეთრად გამოსახული პროტონ-დონორული და პროტონ-აქცეპტორული თვისებები. მასში ნივთიერებების დისოციაცია უმნიშვნელოა. ასეთია: ბენზოლი, ქლოროფორმი, ოთხქლორიანი ნახშირბადი, ციკლოჰექსანი და სხვ. აპროტონულ გამხსნელებს მიეკუთვნება აგრეთვე ე.წ. პოლარული და დიპოლარული აპროტონული გამხსნელები, როგორიცაა აცეტონი, დიმეთილფორმამიდი, ნიტრომეთანი და სხვა.

იმისდა მიხედვით, თუ როგორ ზემოქმედებას ახდენს გამხსნელები გახსნილი მჟავას ან ფუძის ძალაზე, ანსხვავებენ მანიველირებელ და მადიფერენცირებელ გამხსნელებს.

მანიველირებელ გამხსნელებში ელექტროლიტების ძალა თანაბრდება. მაგალითად, $HCl; HNO_3; HClO_4$ წყალხსნარებში ძლიერი ელექტროლიტებია, CH_3COOH-კი სუსტი; მაგრამ ბევრად უფრო ძლიერი ფუძე თვისებების მქონე გამხსნელებში (მაგალითად, თხევად ამიაკში) ძმარმჟავას სიძლიერე იზრდება და უტოლდება ზემოთ აღნიშნული მჟავების სიძლიერეს წყალხსნარებში. მაშასადამე, ძლიერ ფუძე თვისებების მქონე გამხსნელში, სუსტი მჟავას ძალა უთანაბრდება ძლიერი მჟავების ძალას წყალხსნარში, ანუ ძლიერ ფუძე თვისებების გამხსნელში სუსტი მჟავა ძლიერდება. გამხსნელებში მჟავების სიძლიერის გათანაბრებას გამხსნელის ფუძე თვისებებთან უწოდებენ ***მანიველირებელ ეფექტს.*** გამხსნელის მანიველირებელი მოქმედება მით უფრო მეტ მჟავასა და ფუძეზე ვრცელდება, რაც უფრო მკვეთრად ავლენს გამხსნელი დონორ-აქცეპტორულ თვისებას. მაგალითად, თხევადი ამიაკი მანიველირებელი გამხსნელია როგორც სუსტი, ისე ძლიერი მჟავებისთვის.

მადიფერენცირებელ გამხსნელებში მჟავასა და ფუძის ძალა ვლინდება ინდივიდუალურად და თითოეულის სიძლიერე განსხვავდება წყალხსნარებში მათი სიძლიერისაგან. ე.ი. ამ დროს ხდება მჟავას და ფუძის ძალის დი-

ფერენცირება. მაგალითად, ძლიერი მჟავების ($HCl; HNO_3; HClO_4$) მეთილეთილკეტონში (იგი სუსტი ფუძეა) გახსნისას, სიძლიერე კლებულობს შემდეგი თანმიმდევრობით: $HNO_3 < HCl < HClO_4$. გამხსნელების ასეთ ეფექტს **მადიფერენცირებელი ეფექტი** ეწოდება. ამ შემთხვევაშიც კლასიფიკაცია პირობითია, ვინაიდან ურთიერთქმედების პირობების და პარტნიორის ბუნების მიხედვით, გამხსნელმა შეიძლება გამოავლინოს როგორც დონორული, ისე აქცეპტორული ბუნება.

მჟავების დისოციაციის დროს, ისინი ურთიერთქმედებენ გამხსნელთან და წარმოქმნიან სხვადასხვა შედგენილობის და სხვადასხვა პოლარობის მიერთების პროდუქტებს:

$$HAn + nM \leftrightarrow HAnM_n \quad ,$$

სადაც: HAn - მჟავაა;

M - გამხსნელია;

$HAnM_n$ - გამხსნელის მჟავასთან მიერთების პროდუქტია.

წარმოქმნილი $HAnM_n$ შემდგომი სოლვატაციის შედეგად, იონიზირდება და მიიღება სოლვატირებული იონები (MH_c^+ და An_c^-):

$$HAnM_n + xM \leftrightarrow xM_nH_c^+ + An_c^-$$

ამ პროცესის პარალელურად, დაბალი დიელექტრიკული გამტარობის გამხსნელებში მიმდინარეობს იონური წყვილების წარმოქმნა:

$$MH_c^+ + An_c^- \leftrightarrow MH_c^+ \cdot An_c^-$$

ამ რეაქციების პროდუქტების კონცენტრაციებს შორის თანაფარდობა დამოკიდებულია აღებული მჟავას და გამხსნელის თვისებებზე, აგრეთვე მათ კონცენტრაციებზე. გაითვალისწინა რა ხსნარში გამხსნელთან მიერთების პროდუქტების და იონური წყვილების ერთობლივი მონაწილეობა, ასევე მათი ურთიერთქმედება, ***ნ.ა.იზმაილოვმა შემოგვთავაზა მჟავების იონიზაციის ზოგადი სქემა:***

$$\begin{array}{ccccc} HAn & \leftrightarrow & HAnM_n & \leftrightarrow & MH_c^+ + An_c^- \\ & & \updownarrow & & \updownarrow \\ & & MH_c^+ & \times & An_c^- \end{array}$$

ძლიერ კონცენტრირებულ წყალხსნარებში აზოტმჟავას მოლეკულები ასოცირებული არიან, წყლის დამატებისას ასოციატები ადგილს უთმობენ აზოტმჟავას წყალთან ურთიერთქმედების პროდუქტებს - $HNO_3 \cdot H_2O$ და

$HNO_3 \cdot 3H_2O$. ამასთან ერთად, იცვლება წყლის ასოციაციის ხარისხი. შემდგომი განზავებისას, მიერთების პროდუქტები დისოცირდება ჰიდრატირებულ იონებად, რაც შეიძლება წარმოვადგინოთ შემდეგი განტოლებებით:

$$HNO_3 + H_2O \rightarrow [HNO_3 \cdot H_2O]$$

$$HNO_3 + 3H_2O \rightarrow [HNO_3 \cdot 3H_2O]$$

$$[HNO_3 \cdot 3H_2O] + xH_2O \leftrightarrow \underset{\text{ჰიდრ.}}{xH_3O^+} + \underset{\text{ჰიდრ.}}{xNO_3^-}$$

ჰიდრატირებული იონების მაღალი კონცენტრაციების შემთხვევაში, შეიძლება წარმოიქმნას ბმული იონური წყვილები:

$$\underset{\text{ჰიდრ.}}{H_3O^+} + \underset{\text{ჰიდრ.}}{NO_3^-} \leftrightarrow \underset{\text{ჰიდრ.}}{H_3O^+} \cdot \underset{\text{ჰიდრ.}}{NO_3^-}$$

ფუძეების დისოციაცია მიმდინარეობს მჟავების იონიზაციის სქემის ანალოგიურად, რომლის დროსაც პირველ სტადიას წარადგენს ფუძისა და გამხსნელის მიერთების პროდუქტების წარმოქმნა:

$$B + nM \leftrightarrow BM_n$$

შემდგომი სოლვატაციის შედეგად, მიერთების პროდუქტი ასევე იონიზირდება:

$$BM_n + xM \leftrightarrow BM_c^+ + x(M_n - H)_c^-$$

დაბალი დიელექტრიკული გამტარობის გამხსნელებში მიმდინარეობს ბმული იონური წყვილების წარმოქმნა:

$$BM_c^+ + (M - H)_c^- \leftrightarrow BH_c^+ \cdot (M - H)_c^-$$

ფუძის იონიზაციის დროს მიმდინარეობს პროტონის გადაცემა გამხსნელიდან ფუძეზე. მაგალითად, ამიაკის წყალში გახსნის პროცესი და გამხსნელთან მიერთების პროდუქტის შემდგომი იონიზაცია შეიძლება წარმოვადგინოთ სქემით:

$$\underset{\text{ფუძე}}{NH_3} + \underset{\text{წყალი}}{HOH} \rightarrow \underset{\text{მიერთების პროდუქტი}}{[NH_3 \cdot HOH]}$$

VIII.4. მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედების მექანიზმი. ლიონიუმის კათიონი და ლიატის ანიონი

იმისათვის, რომ განისაზღვროს, ნივთიერება ფუძეა თუ მჟავა, საჭიროა გათვალისწინება, თუ როგორი სახით მონაწილეობს იგი მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედების რეაქციაში. ***მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედება – წარმოადგენს ელექტროქიმიურ პროცესს, რომლის შედეგადაც წარმოიქმნება თავისუფალი სოლვატირებული იონები, ან ბმული იონური წყვილები.***

მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედებისას, ფუძის მჟავასთან მიერთების, ან გამხსნელის მჟავასთან მიერთების პროდუქტი წარმოიქმნება მჟავას პროტონის წყალბადური ბმის ხარჯზე. პროტონის სოლვატაცია განსხვავდება სხვა იონების სოლვატაციისგან როგორც მექანიზმის, ასევე ამ პროცესის ენერგიის სიდიდის მიხედვით.

პროტონის სოლვატაცია მიმდინარეობს ორ სტადიად:

1) პროტონი უერთდება გამხსნელის პირველ მოლეკულას დონორულ-აქცეპტორული ბმის მეშვეობით. ამ დროს მიმდინარეობს მიერთების რეაქცია, რომლის დროსაც გამოიყოფა სითბო:

$$HOH + H^+ \leftrightarrow H_3O^+ + Q \text{ კჯ}$$

პირველ სტადიაზე წარმოიქმნება ჰიდროქსონიუმის იონი.

2) მიმდინარეობს ჰიდროქსონიუმის იონის შემდგომი ჰიდრატაცია:

$$H_3O^+ + xH_2O \leftrightarrow H_3O^+ \cdot xH_2O + Q \text{ კჯ}$$

ჰიდრატ.

ქლორწყალბადმჟავადან პროტონის მოსახლეჩად საჭიროა 1260,74 კჯ/გ-იონთან ენერგიის დახარჯვა. ქლორწყალბადმჟავას წყალში გახსნისას, პროტონის ჰიდრატაციის შედეგად გამოიყოფა 1109,55 კჯ/გ-იონთან ენერგია. ამასთან, ქლორის იონის ჰიდრატაციის შედეგად გამოიყოფა 230,77 კჯ/გ-იონთან ენერგია. ჯამში მიიღება 1440,32 კჯ/გ-იონი. ენერგიის ეს რაოდენობა სავსებით საკმარისია, რომ ქლორწყალბადმჟავას დისოციაციის პროცესი გახდეს შესაძლებელი. მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედების მექანიზმიდან გამომდინარე, შესაძლებელია მჟავებისა და ფუძეებისთვის შემდეგი განმარტების მიცემა:

მჟავა ეწოდება ნივთიერებას, რომელიც შეიცავს წყალბადს და მონაწილეობს მჟავურ-ფუძურ ურთიერთქმედებაში პროტონის დონორის სახით.

ფუძე ეწოდება ნივთიერებას, რომელიც მონაწილეობს მჟავურ-ფუძურ ურთიერთქმედებაში პროტონის აქცეპტორის სახით.

მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედების დროს, მიმდინარეობს პროტონის გადაცემა მჟავადან ფუძისკენ, რის შედეგადაც ფუძე პროტონიზირდება და წარმოქმნის ლიონიუმის კათიონს, ხოლო მჟავა იონიზირდება და წარმოქმნის ლიატის ანიონს.

ლიონიუმის კათიონი – ეწოდება მჟავას ან გამხსნელის პროტონის მიერთების პროდუქტს ფუძესთან:

$$MH + H^+ \leftrightarrow MH_2^+$$

გამხსნელი **ლიონიუმის კათიონი**

ლიატის ანიონი – ეწოდება გამხსნელის მიერ პროტონის გაცემის შედეგად წარმოქმნილ პროდუქტს:

$$MH \leftrightarrow M^- - H^+$$

ლიატის ანიონი

მაგალითად:

$$H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

მჟავა1 **ფუძე2** **მჟავა2 ლიონიუმის კათიონი** **ფუძე1 ლიატის ანიონი**

$$NH_3 + NH_3 \leftrightarrow NH_4^+ + NH_2^-$$

მჟავა1 **ფუძე2** **მჟავა2 ლიონიუმის კათიონი** **ფუძე1 ლიატის ანიონი**

3) მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედების ბოლო სტადიაა მჟავას წყალბადური ბმის ხარჯზე, მჟავასა და ფუძის ურთიერთქმედების პროდუქტების წარმოქმნა. ეს პროდუქტებია – იონური წყვილები.

VIII.5. მჟავურობის და ფუძურობის კონსტანტები. მჟავებისა და ფუძეების ძალისმიერი მაჩვენებელი. მუხტიანი მჟავების და ფუძეების დისოციაცია წყალხსნარებში

პროტოლიტური თეორიის მიხედვით, მჟავებისა და ფუძეების სიძლიერეს გამოსახავენ წონასწორობის კონსტანტებით, რომელთაც ეწოდება **მჟავურობის კონსტანტა -** K_A (acid-მჟავა) და **ფუძურობის კონსტანტა -** K_B (Base-ფუძე).

ზოგადად ეს რეაქციები შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ:

$$HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^- \qquad K_A = \frac{[A^-]\times[H_3O^+]}{[HA]}$$

მჟავა **ფუძე**

$$B + H_2O \leftrightarrow BH^+ + OH^- \qquad K_B = \frac{[BH^+]\times[OH^-]}{[B]}$$

ფუძე **მჟავა**

„შეუღლებული" მჟავებისა და ფუძეებისათვის ეს ტოლობები შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ:

$$HA + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + A^- \qquad K_A = \frac{[H_3O^+]\times[A^-]}{[HA]}$$

მჟავა **ფუძე**

$$A^- + H_2O \leftrightarrow HA + OH^- \qquad K_B = \frac{[HA]\times[OH^-]}{[A^-]}$$

ფუძე **მჟავა**

$$K_A \times K_B = \frac{[H_3O^+]\times[A^-]}{[HA]} \times \frac{[HA]\times[OH^-]}{[A^-]} = [H_3O^+]\times[OH^-]$$

ესე იგი: $K_A \times K_B = K_{H_2O}$

მჟავურობის და ფუძურობის კონსტანტების ნამრავლი, "შეუღლებული" მჟავებისა და ფუძეების შემთხვევაში, ტოლია წყლის იონური ნამრავლისა.

წონასწორობის კონსტანტას გამოსახავენ ძალისმიერი მაჩვენებლით - pK, რომელიც წონასწორობის კონსტანტას უარყოფითი ათობითი ლოგარითმია: $pK = -\lg K$.

მაგალითად, $pK_{CH_3COOH} = -\lg(1{,}74 \times 10^{-5}) = -\lg 1{,}74 - \lg 10^{-5} = 4{,}76$.

თუ გამხსნელად აღებულია წყალი, მაშინ ანალოგიური გარდაქმნებით მივიღებთ:

$$K_{[H_2O]} = K_A \cdot K_B$$

pK გვიჩვენებს მჟავასა და ფუძის სიძლიერეს. რაც უფრო მეტია pK, მით უფრო ადვილად იშლება მჟავა H^+-იონად და ანიონად. ყოველთვის ძლიერ მჟავას შეესაბამება სუსტი "შეუღლებული" ფუძე და ანალოგიურად, ძლიერ ფუძეს შეესაბამება სუსტი "შეუღლებული" მჟავა.

ამფოლიტურ გამხსნელებში თვითიონიზაციის, ანუ ავტოპროტოლიზის პროცესი მიმდინარეობს:

$$SH + SH \leftrightarrow SH_2^+ + S^-$$

მჟავა1 ფუძე2 მჟავა2 ფუძე1

ავტოპროტოლიზის წონასწორობის კონსტანტა:

$$K_{SH} = \frac{[SH_2^+]\cdot[S^-]}{[SH]\cdot[SH]}$$

სუფთა გამხსნელსა და განზავებულ ხსნარებში $[SH] = const = 1$,მაშინ:

$$K_{SH} = [SH_2^+]\cdot[S^-]$$

ეს ნამრავლი მოცემულ ტემპერატურაზე მუდმივია. ლიონიუმის და ლიატ-იონების კონცენტრაციათა ნამრავლს, რომელიც მოცემულ ტემპერა-ტურაზე მუდმივი სიდიდეა, უწოდებენ იონურ ნამრავლს, ანუ ავტოპროტო-ლიზის კონსტანტას. თუ გამხსნელი წყალია, მაშინ:

$$HOH + HOH \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

$$K_{H_2O} = \frac{[H_3O^+]\cdot[OH^-]}{[HOH]}$$

$[H_2O] = const = 1$, მაშინ: $K_{H_2O} = [H_3O^+]\cdot[OH^-] = [H^+]\cdot[OH^-]$

წყლის იონური ნამრავლი მუდმივია მოცემულ ტემპერატურაზე. ტემპერატურის გაზრდით მისი მნიშვნელობა იზრდება. მაგალითად, 18-20°C-ზე, $K_{H_2O} = 10^{-14}$, 50°C-ზე, $K_{H_2O} = 5 \cdot 10^{-14}$. ხსნარში ლიონიუმის (წყლის შემთხვევაში ჰიდროქსონიუმის) იონის აქტიური კონცენტრაცია განაპირობებს ხსნარის რეაქციას (მჟავა, ნეიტრალურ, ტუტე გარემოს).

ე.ი. მჟავას და "შეუღლებული" ფუძის დისოციაციის კონსტანტების ნამრავლი გამხსნელის იონური ნამრავლის ტოლია. ამ დამოკიდებულებას დიდი პრაქტიკული გამოყენება აქვს. მისი საშუალებით შეიძლება გამოვთვალოთ "შეუღლებული" ფუძის კონსტანტები და პირიქით.

მაგალითად, გამოვთვალოთ HCO_3^- "შეუღლებული" მჟავას კონსტანტა, თუ $K_{HCO_3^-} = 4{,}5 \cdot 10^{-7}$.

ამოხსნა:

HCO_3^- - ანიონური ფუძეა. წყალხსნარებში დისოცირდება:

$$HCO_3^- + HOH \leftrightarrow H_2CO_3 + OH^-$$

HCO_3^--ის "შეუღლებული" მჟავაა H_2CO_3, $K_{H_2O} = 10^{-14}$, მაშინ:

$$K_{H_2CO_3} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HCO_3^-}} = \frac{10^{-14}}{4{,}5 \cdot 10^{-7}} = 2{,}2 \cdot 10^{-8}$$

მუხტიანი მჟავების და ფუძეების დისოციაცია წყალხსნარებში. პროტოლიტური თეორიის თანახმად, ნეიტრალური, უმუხტო მჟავები წყალხსნარებში გარდაიქმნებიან „შეუღლებულ" ფუძეებად; ფუძეები - „შეუღლებულ" მჟავებად. მაგალითად:

$$HCl + HOH \leftrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$NH_3 + HOH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

ანიონური მჟავები წყალხსნარებში დისოცირდებიან: $HSO_4^- + HOH \leftrightarrow H_3O^+ + SO_4^{2-}$

ანიონური ფუძეები: $CH_3COO^- + HOH \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-$.

მრავალპროტონონიანი ანიონური მჟავები დისოცირდებიან საფეხურებად:

I. $H_2PO_4^- + HOH \leftrightarrow H_3O^+ + HPO_4^{2-}$

$$K_A = \frac{[H_3O^+] \cdot [HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

$$\text{II.}\quad HPO_4^{2-} + HOH \leftrightarrow H_3O^+ + PO_4^{3-}$$

$$K_B = \frac{[H_3O^+]\cdot[PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$$

მუხტიანი მჟავების და ფუძეების დისოციაცია წყალხსნარებში შეიძლება განვიხილოთ როგორც ჰიდროლიზის პროცესი. მაშასადამე, ჰიდროლიზი წარმოადგენს მჟავურ-ფუძური პროტოლიტური რეაქციის კერძო შემთხვევას — მუხტის მქონე მჟავას ან ფუძის დისოციაციას წყალხსნარში. წყალხსნარებში ჰიდროლიზის წონასწორობის პროცესი რაოდენობრივად ხასიათდება ე.წ. ჰიდროლიზის კონსტანტით. მაგალითად, წყალხსნარებში **სუსტი მჟავას და ძლიერი ტუტის მარილის** - NaA-ს ჰიდროლიზი გამოისახება შემდეგნაირად:

$A^- + HOH \leftrightarrow HA + OH^-$, სადაც A^- - მუხტის მქონე ფუძეა.

ჰიდროლიზის კონსტანტას ტოლობა ჩაიწერება შემდეგნაირად:

$$K = \frac{[HA]\cdot[OH^-]}{[A^-]}$$

მაშასადამე, NaA ტიპის მარილის ჰიდროლიზის კონსტანტა წარმოადგენს პროტოლიტური წყვილის $\frac{A^-}{HA}$ ფუძიანობის კონსტანტას.

ე.ი. K - ჰიდროლიზის კონსტანტაა არენიუსის თეორიის მიხედვით, ხოლო K_B - პროტოლიტური წყვილის ფუძიანობის კონსტანტა. $K = K_B$.

ძლიერი მჟავას და სუსტი ფუძის მარილის ჰიდროლიზი:

$$NH_4^+ + HOH \leftrightarrow H_3O^+ + NH_3$$

ჰიდროლიზის კონსტანტას ტოლობა ჩაიწერება შემდეგნაირად:

$$K = \frac{[H_3O^+]\cdot[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

პროტოლიტური თეორიის თანახმად, NH_4^+ წარმოადგენს კათიონურ მჟავას, რომლის „შეუღლებული“ ფუძეა NH_3. მაშასადამე, $K = K_A$. ე.ი. ამ შემთხვევაში ჰიდროლიზის კონსტანტა არის ამონიუმის იონის - NH_4^+-ის მჟავიანობის კონსტანტა - K_A. მჟავას და ფუძის პროტოლიტური წონასწორობის კონსტანტები წარმოადგენენ მჟავას და ფუძის სიძლიერის მახასიათებელ სიდიდეს. რაც უფრო დიდია მჟავას ან ფუძის დისოციაციის კონსტანტა, მით უფრო ძლიერია მჟავა და ფუძე.

ძლიერი მჟავები გამხსნელებთან ურთიერთქმედების დროს მთლიანად გარდაიქმნება ლიონიუმის კათიონებად, ხოლო ძლიერი ფუძეები - ლიატის ანიონებად. წყალხსნარებში ყველაზე ძლიერი მჟავაა H_3O^+; ძლიერი ფუძე - OH^-. სუსტი პროტოლიტების (მჟავების და ფუძეების) დისოციაციის კონსტანტები მცირეა. ფუძეებთან ურთიერთქმედებისას ისინი ნაწილობრივ გარდაიქმნებიან ლიონიუმის და ლიატის იონებად. ძლიერ და სუსტ ელექტროლიტებად დაყოფა პირობითია, ვინაიდან პროტოლიტურ წონასწორობაში ნივთიერების ბუნებას განაპირობებს გამხსნელის (პარტნიორის) ბუნება. მაგალითად, HCl ძლიერი მჟავაა წყალში, მაგრამ ყინულოვან ძმარმჟავაში - სუსტია. თხევად ამიაკში ყველაზე ძლიერი მჟავაა NH_4^+; ყველაზე ძლიერი ფუძეა ამიდ-იონი - NH_2^-; პრაქტიკაში მჟავების და ფუძეების დისოციაციის კონსტანტებს ფართოდ იყენებენ მჟავების, ფუძეების, მარილების, ბუფერული ხსნარების და ამფოლიტების pH -ის გათვლების დროს.

ლიტერატურა

1. ბოკუჩავა ნ., “ანალიზური ქიმიის კურსი”, გამომცემლობა “ტექნიკური უნივერსიტეტი”, თბილისი, 2005. – 204 გვ.
2. გრიგალაშვილი ქ., კაკაბაძე ე., “ანალიზური ქიმია. იდენტიფიცირებისა და დაცილების მეთოდები”, გამომცემლობა “თბილისის უნივერსიტეტი”, თბილისი, 2010. - 340 გვ.
3. ერისთავი დ.ი., “ანალიზური ქიმიის კურსი”, გამომცემლობა “ცოდნა”, თბილისი, 1964. – 360 გვ.
4. ვერხოვსკი ვ.ნ., სმირნოვი ა.დ., “ქიმიური ექსპერიმენტის ტექნიკა”, გამომცემლობა “განათლება”, თბილისი, 1987. - 424 გვ.
5. ზედგინიძე ი., “ექსპერტიზა. მეთოდები და საშუალებები (სახელმძღვანელო)”, გამომცემლობა “ტექნიკური უნივერსიტეტი”, თბილისი, 1999. – 333 გვ.
6. კიკნაძე ნ., “ანალიზური ქიმია”, გამომცემლობა “შოთა რუსთაველის სახელმწიფო უნივერსიტეტი”, ბათუმი, 2012. – 366 გვ.
7. მორჩილაძე ლ., რ.მაჩხოშვილი რ., “ანალიზური ქიმიის ლაბორატორიული სახელმძღვანელო”, გამომცემლობა “ს.ს.ორბელიანის სახელობის თბილისის სახელმწიფო პედაგოგიური უნივერსიტეტი”, თბილისი, 2003. – 191 გვ.
8. საჯაია ნ., დოლიძე ნ., “ანალიზური ქიმია”. გამომცემლობა “განათლება”, თბილისი, 1966. - 196 გვ.
9. ჩხენკელი ა., “ანალიზური ქიმია”, გამომცემლობა “განათლება”, თბილისი, 1982. - 302 გვ.
10. ცინცაძე მ., ბერიშვილი ლ., ხარბედია ც., “ლაბორატორიული პრაქტიკუმი ანალიზურ ქიმიაში. I ნაწილი”, გამომცემლობა “ტექნიკური უნივერსიტეტი”, თბილისი, 2009. -75 გვ.
11. Александрова Э.А., Гайдукова Н.Г., «Аналитическая химия в 2 книгах. Книга 1. Химические методы анализа», Издательство «Юрайт», Москва, 2017. – 552 с.
12. Барсукова З. А., «Аналитическая Химия», Издательство «Высшая школа», Москва, 1990. – 319 с.
13. Вихрева В.А., Марковцева О.В., Клейменова Ю.В., Блинохватова Ю.В., «Аналитическая химия», Издательство «Пензенская государственная сельскохозяйственная академия», Пенза, 2012. – 467 с.
14. Воскресенский П.И., Неймарк А.М. “Основы химического анализа”, Издательство «Просвещение», Москва, 1971. – 192 с.
15. Гурвич Я. А., «Химический анализ», Издательство «Высшая школа», Москва, 1985. – 295 с.
16. Жебентяев А.И., Жерносек А.К., Талуть И.Е., «Аналитическая химия. Химические методы анализа», Издание «Новое знание», Минск, 2011 . – 542 с.

17. Золотов Ю.А., «Основы аналитической химии. Практическое руководство», Издательство «Высшая школа», Москва, 2001. – 461 с.

18. Золотов Ю.А., «Основы аналитической химии. Книга 1. Общие вопросы. Методы разделения», Издательство «Высшая школа», Москва, 2002. – 383 с.

19. Крешков А.П., «Основы аналитической химии (Теоретические основы. Качественный анализ)», Издательство «Химия», Москва, 1970. -458 с.

20. Крешков А.П., «Бессероводородные методы качественного полумикроанализа», Издательство «Высшая школа», Москва, 1979. – 271 с.

21. Логинов Н.Я., «Установочные лекции по качественному анализу», Издательство «Просвещение», Москва, 1968. – 64 с.

22. Лурье Ю.Ю., «Справочник по аналитической химии», Издательство «Химия», Москва, 1971. – 456с.

23. Логинов Н. Я., Воскресенский А. Г., Солодкин И. С., «Аналитическая химия», Издательство «Просвещение», 1975. – 478 с.

24. Лебедева М.И., «Аналитическая химия: Учебное пособие», Издательство «Тамбовского Государственного технического университета», Тамбов, 2008. – 160 с.

25. Москвин Л.Н., Царицина Л.Г., «Методы разделения и концентрирования в аналитической химии», Издательство «Химия», Ленинград, 1991. -254 с.

26. Полеес М.Э., «Аналитическая химия», Издательство «Медицина», Москва, 1974. - 192 с.

27. Пономарёв В.Д., «Аналитическая химия», Издательство «Медицина», Москва, 1982. – 304 с.

28. Пилипенко А.Т., Пятницкий И.В., «Аналитическая химия», Издательство «Химия», Москва, 1990. -845 с.

29. Петрухина О.М., «Аналитическая химия. Химические методы анализа», Издательство «Химия», Москва, 1992. – 400 с.

30. Саенко О.Е., «Аналитическая химия (Издание третье, дополненное и переработанное)», Ростов-на Дону, 2013. – 283 с.

31. Ушакова Н.Н., «Пособие по аналитической химии: Качественный анализ», Издательство “МГУ”, Москва, 1978. – 223 с.

32. Харитонов Ю.Я., «Аналитическая химия (аналитика). Книга 1. Общие теоретические основы. Качественный анализ», Издательство «Высшая школа», Москва, 2010. – 616 с.

33. Шапиро С.А., Шапиро М.А., «Аналитическая химия», Издательство «Высшая школа», Москва, 1979. - 384 с.

სარჩევი

თავი I. შესავალი 5

I.1. ანალიზური ქიმიის საგანი და ამოცანები, განვითარების მოკლე ისტორია 5

I.2. ანალიზური ქიმიის მეცნიერული და პრაქტიკული მნიშვნელობა, კავშირი სხვა მეცნიერულ დისციპლინებთან 13

I.3. თვისებითი და რაოდენობითი ანალიზის მეთოდები, ძირითადი ოპერაციები 16

თავი II. ექსპერიმენტის დაგეგმვა და ჩატარება. ქიმიური რეაქციების მგრძნობიარობა. ხსნარში იონთა აღმოჩენის პირობები 17

II.1. ანალიზური რეაქციების კლასიფიკაცია, ანალიზური სიგნალი 23

II.2. ქიმიური ანალიზის ძირითადი ეტაპები 26

II.3. ანალიზური რეაქციების მგრძნობიარობა და მასზე მოქმედი ფაქტორები 35

II.4. ხსნარში იონთა აღმოჩენის პირობები 39

II.5. ჯგუფური, სელექტიური, სპეციფიკური რეაგენტები 44

II.6. ანალიზური შენიღბვა. შემნიღბავი რეაგენტები 45

თავი III. ნიმუშის დაშლის და ნივთიერების აღმოჩენის მეთოდები. მოქმედ მასათა კანონი (მმკ), როგორც თვისებითი ანალიზის საფუძველი 50

III.1. ნივთიერების აღმოჩენის მეთოდების კლასიფიკაცია 50

III.2. ნიმუშის დაშლის "მშრალი" და "სველი" მეთოდები 53

III.3. წვეთური და მიკროკრისტალოსკოპიური ანალიზი 57

III.4. ქიმიური წონასწორობა. მოქმედ მასათა კანონის მისადაგება შექცევადი რეაქციებისადმი 62

III.5. ქიმიური წონასწორობა სუსტი ელექტროლიტების ხსნარებში. იონიზაციის კონსტანტა და ხარისხი. ოსტვალდის განზავების კანონი. ძლიერი ელექტროლიტები. იონის აქტივობა. ხსნარის იონური ძალა 70

თავი IV. თვისებითი ანალიზის სისტემატური და წილადური მეთოდები. იონთა ანალიზური კლასიფიკაცია 82

IV.1. სისტემატური და წილადური ანალიზი 82

IV.2. მენდელეევის პერიოდული სისტემა და იონთა ანალიზური კლასიფიკაცია 85

IV.3. თვისებითი ანალიზის გოგირდწყალბადოვანი მეთოდი (კათიონთა სულფიდური კლასიფიკაცია) 87

IV.4. კათიონთა მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაცია 90

IV.5. მჟავურ-ფუძური კლასიფიკაციის კათიონთა ნაერთების გამოყენება მედიცინასა და ფარმაციაში 99

IV.6. ანიონთა კლასიფიკაცია 102

თავი V. წყლის იონური ნამრავლი 106

V.I. წყლის იონიზაცია. H^+ და OH^- იონების წონასწორობა წყალხსნარებში 106

V.2. წყლის იონური ნამრავლი. წყალბადის მაჩვენებელი – pH და ჰიდროქსილის მაჩვენებელი – pOH 111

V.3. ხსნარების pH-ის განსაზღვრის მეთოდები 113

თავი VI. ბუფერული სისტემები 116

VI.1. ბუფერული ხსნარები და მათი ქიმიური შედგენილობა 116

VI.2. ბუფერული მოქმედების ქიმიური მექანიზმი 119

VI.3. „ბუფერული“ თვისების შენარჩუნების უნარი - ბუფერული ტევადობა. ბუფერული ხსნარების pH -ის გამოთვლა 123

VI.4. ბუფერული ხსნარების გამოყენება ქიმიურ ანალიზში 126

თავი VII. მოქმედ მასათა კანონი და ჰეტეროგენული პროცესები 129

VII.1. ჰეტეროგენული წონასწორობა სისტემაში: ნალექი-ნაჯერი ხსნარი. ხსნადობის ნამრავლი 129

VII.2. დალექვა და გახსნა ქიმიურ ანალიზში. ნალექის ხსნადობაზე მოქმედი ფაქტორები 135

VII.3. მარილის ეფექტი. წილადური დალექვა 140

VII.4. ძნელადხსნადი ელექტროლიტების გადაყვანა სხვა ძნელადხსნად ელექტროლიტებში 145

VII.5. ხსნადობის ნამრავლის წესიდან გამომდინარე შედეგები 146

თავი VIII. თანამედროვე წარმოდგენები მჟავებსა და ფუძეებზე ბრენსტედ-ლოურის პროტოლიტური თეორიის საფუძველზე 150

VIII.1. წარმოდგენები მჟავურ-ფუძურ წონასწორობაზე. მჟავებისა და ფუძეების პროტოლიტური თეორია 150

VIII.2. მჟავებისა და ფუძეების კლასიფიკაცია ბრენსტედ-ლოურის პროტოლიტური თეორიის საფუძველზე 156

VIII.3. გამხსნელთა მჟავურ-ფუძური თვისებები და მათი კლასიფიკაცია. მჟავებისა და ფუძეების დისოციაცია 161

VIII.4. მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედების მექანიზმი. ლიონიუმის კათიონი და ლიატის ანიონი 165

VIII.5. მჟავურობის და ფუძურობის კონსტანტები. მჟავებისა და ფუძეების ძალისმიერი მაჩვენებელი. მუხტიანი მჟავების და ფუძეების დისოციაცია წყალხსნარებში 167

ლიტერატურა 172

გამომცემლობის დირექტორი – **ნანა ხახუტაიშვილი**

გამომცემლობის რედაქტორი – **ლალი კონცელიძე**

ტექნიკური რედაქტორი – **ედუარდ ანანიძე**

ხელმოწერილია დასაბეჭდად 7.05.2019

ფიზიკური თაბახი 11

ტირაჟი 100

დაიბეჭდა უნივერსიტეტის სტამბაში

ბათუმი, ფიროსმანის ქ. 12