

სოხუმის სახელმწიფო უნივერსიტეტი
მინედა ჭანტურია

თვისებითი ანაღიზი



გამომცემლობა „უნივერსალი“
თბილისი 2009

სახელმძღვანელო გამოიზრდია საქართველოს უმაღლესი საგანმანათლებლო დაწესებულებების ქიმიის, ბიოლოგიის, ფარმაციის და მოსაზღვრე სპეციალობების პროგრამული მიმართულებების სტუდენტებისა და მაგისტრანტებისათვის.

რეცენზენტები: ქიმიის დოქტორი **ჟ. გურჯია**
სრული პროფესორი **ც. დოლიძე**

E-mail: universal@internet.ge

თავი I

ანალიზური ქიმიის განვითარების ძირითადი ეტაპები, საბანი, ამოცანები, მნიშვნელობა და მიმართულებები

“ქიმიის, როგორც ექსპერიმენტული მეცნიერების შექმნა
ანალიზთანაა დაკავშირებული... ანალიზურ ქიმიას
სამართლიანად შეიძლება ეწოდოს
თანამედროვე ქიმიის დედა”.
ფ. საბადგარი

სად ჩაისახა ქიმიური მეცნიერება? ქიმია წარმო-
იშვა ჩვენს წელთაღრიცხვამდე ბერძნული ფილოსო-
ფიისა და აღმოსავლური მეცნიერების მისტიკურ სა-
იდუმლოებათა კავშირის შედეგად. პირველი უნებ-
ლიე ქიმიკოსი ის პირველყოფილი ადამიანი გახ-
ლდათ, რომელმაც ცეცხლი დაანთო. ალქიმიკოსების
შეხედულებით, ქიმია პირველად ჩაისახა მითიურ ატ-
ლანტიდაში, რომელიც ოდესღაც ოკეანეს შთაუნ-
თქავს. პლატონი თვლიდა, რომ ჯადოსნური კონტი-
ნენტი ატლანტიდა დასახლებული იყო ატლანტელე-
ბით – უშიშარი და ძლევამოსილი ხალხით, რომელ-
თაც მიაღწიეს კაცობრიობის ისტორიის განვითარე-
ბაში ცივილიზაციის უმაღლეს საფეხურს. დაკარგუ-
ლი სამეფო იყო ჰარმონიული, აყვავებული და ბედ-
ნიერი. ატლანტელებს სცოდნიათ ლითონების ოქ-
როდ გადაქცევის საიდუმლოება.



მითიური ატლანტიდა არსებობდა ატლანტიდაში?

ტერმინს “ქიმია” მკვლევართა ერთი ნაწილი ეგვიპტესთან აკავშირებს. ძველეგვიპტურ ენაზე ეგვიპტეს “ქემი” – შავმიწა ეწოდებოდა. მეზობელმა მეცნიერებმა, რომლებიც ეგვიპტის მეშვეობით ეზიარნენ ამ მეცნიერებას, მას ქიმია უწოდეს. არსებობს მოსაზრება, რომლის მიხედვით ქიმიის აკვანს ჩინეთი წარმოადგენს, რადგან ძველჩინურად “ქიმ” ოქროს ნიშნავს. ეგვიპტელების ცოდნა ქიმიაში დღესაც განცვიფრებას იწვევს. ბოლომდე ამოუხსნელია ეგვიპტური მუმიების ბალზამირების, პაპირუსის წებოს საიდუმლოება. შეწებებული პაპირუსები ათასწლეულების შემდეგაც არ დაიშალა ცალკე ფურცლებად.



ნეფრეტარე, პაპირუსი



ქალღმერთი ისიდა, პაპირუსი.





უფლისწული რახოტეპი, XXVII საუკუნე ჩვ. წელთაღრიცხვამდე, ქაიროს მუზეუმი

გასაოცარია თვალების დამზადების ტექნოლოგია. ეგვიპტელები მას ანიჭებდნენ განსაკუთრებულ მნიშვნელობას – ღებავდნენ დაქუცმაცებული **მაღაქიტის** $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ შემცველი პასტით. თვალებს ამზადებდნენ სხვადასხვა მასალისგან: ბრინჯაოს გარსი შეესაბამებოდა თვალის ორბიტის ფორმას და წარმოქმნიდა ქუთუთოების ბოლოს, ალუბასტრი ასრულებდა ცილის იმიტაციას და მთის ბროლი – გუგის. სკულპტურის გამოსახულება უნდა ყოფილიყო ცოცხალი, რელიგიური შეხედულებებიდან გამომდინარე.



მალაქიტი
 $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$.



ბრინჯაოსგან დამზადებული შლემი
 ბრინჯაოს შენადნობი შედგება 90% სპილენძისა და 10% კალასაგან. ალუბასტრი არის ორი სხვადასხვა მინერალის სახელწოდება: თაბაშირი – კალციუმის ჰიდროსულფატი და კალციტი – კალციუმის კარბონატი.



თანამედროვე იტალიური ალუბასტრი (თეთრი და ყავისფერი)

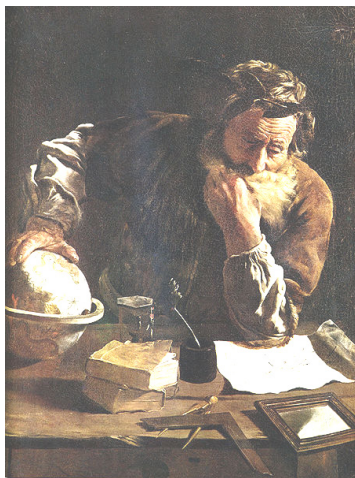


მთის ბროლი – მინერალი ბუნებრივი სილიციუმის დიოქსიდისაგან, უფერო, გამჭვირვალე, ტრიგონალური სინგონია, სიმკვრივე 2,65/სმ³. კვარცის ნაირსახეობა SiO_2

III ათასწლეულში ჩვენს ერამდე ეგვიპტეში იცოდნენ მძიმე ლითონების მიღების ხერხი, ისეთი საღებრების დამზადება, რომელთა საშუალებით შედე-

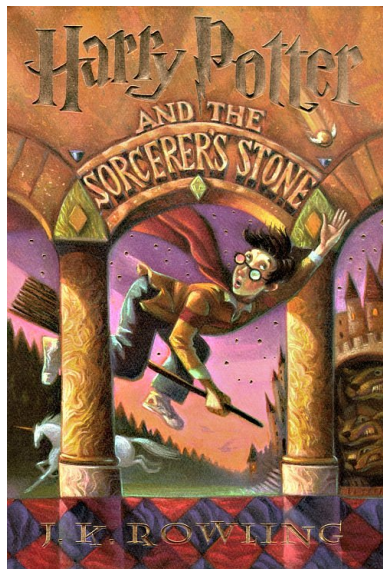
ბილ საგნებს დღემდე აქვთ შერჩენილი ფერი. ქალაქ თებეს ძველ ძეგლებზე, რომელთა ასაკი 4500 წლამდე აღწევს, გამოსახული არიან მინამბერები, რაც ადასტურებს, რომ ძველი ეგვიპტელები იცნობდნენ მინის წარმოების ტექნოლოგიასაც.

ქიმიური ანალიზის ცალკეული ასპექტები და მეთოდები ცნობილი იყო უძველეს წარსულში. 2000 წელიწადზე მეტი ხნის წინ სირაკუზის მეფე ჰერონმა ბრძანა დაედგინათ, იყო თუ არა დამზადებული მისი სამეფო გვირგვინი სუფთა ოქროსაგან. ბრძანების შესრულება დაევალა ცნობილ მეცნიერს არქიმედეს. მან განსაზღვრა ვერცხლის, ოქროს და იმ ლითონთა სიმკვრივე, რომლისგანაც გვირგვინი იყო დამზადებული. უცნობი ლითონის სიმკვრივე მეტი აღმოჩნდა ვერცხლის სიმკვრივეზე და ნაკლები ოქროზე, რის შედეგადაც არქიმედემ დაასკვნა, რომ გვირგვინი დამზადებული იყო ვერცხლისა და ოქროს შენადნობისაგან. დღეს ეს ამოცანა მარტივად შეიძლება გადაიტარას რაოდენობითი ანალიზის მეთოდების დახმარებით.



არქიმედე, დომენიკო ფეტი, 1620, დრეზდენი

ადრეულ ქიმიურ კვლევებში შეინიშნება ანალიზური ასპექტები: სასარგებლო წიაღისეული სიმდიდრეების დამუშავება, წამლების დამზადება, “სიცოცხლის ელექსირის” ძიება, ალქიმიის ეპოქაში ფილოსოფიური ქვით ან უნივერსალური გამსხნელით – ალკავესტის საშუალებით არაკეთილშობილი მეტალების ოქროდ და ვერცხლად ტრანსმუტაციის ანუ გარდაქმნის პირობების ძიება, დაავადებებისგან განკურნება, გაახალგაზრდავება, უკვდავება. ფილოსოფიური ქვა შუა საუკუნეების ალქიმიკოსების შეხედულებით არის ქიმიური რეაქტივი მეტალების ოქროდ ტრანსმუტაციის - გარდაქმნის პროცესში, რაც აისახა ჯ. როულინგის ცნობილ ბესტსელერში - “ჰარი პოტერი და ფილოსოფიური ქვა”



ჰარი პოტერი 11 წლის ასაკში გაიგებს, რომ ის – ობოლი ბიჭუნა არის ორი ძღვეამოსილი ჯადოქრის შვილი და თვითონაც დაჯილდოებულია მაგიის ძა-

ლით. ჰოგვარტსკის ჯადოქრებისა და გრძნეულების სკოლაში ჰარი ხვდება წარმოუდგენელი თავგადასავლების სამყაროში. ის სწავლობს კვიდიხს – პილოტაჟის უმაღლესს სპორტს, თამაშობს ცოცხალ ჭადრაკის ფიგურებთან, ხვდება ბნელ ჯადოქარს, რომელსაც სურს მისი განადგურება და ეძებს ფილოსოფიურ ქვას.

ლაბორატორიული კვლევა-ძიება და ექსპერიმენტული ქიმია სათავეს აღექსანდრიიდან იღებს. აღქმიმოსების დამსახურებაა მეტალურგიის, ფარმაციოლოგიის, სამღებრო საქმის და პიროტექნიკის განვითარება. რენესანსის ეპოქაში მნიშვნელოვან ადგილს იკავებენ პრაქტიკული დანიშნულების კვლევები. ახალი ეტაპი დაკავშირებულია სამედიცინო ქიმიის ანუ იატროქიმიის და ტექნიკური ქიმიის მიღწევებთან და შესაბამისად ქიმიურ-ანალიზური ექსპერიმენტის ტექნიკის განვითარებასთან. ქიმიური ტრადიციებისა და კორპუსკულური შეხედულებების გადაკვეთაზე საფუძველი ჩაეყარა იმ რევოლუციურ გარდაქმნებს, რაც დაკავშირებულია ინგლისელი ქიმიკოსის რობერტ ბოილის სახელთან, რომელიც ითვლება თვისებითი ქიმიური ანალიზის ერთ-ერთ ფუძემდებლად, პირველმა შემოიღო ტერმინი ქიმიური ანალიზი, აღმოაჩინა მრავალი თვისებითი რეაქცია, ინდიკატორები მჟავებისა და ტუტეების იდენტიფიკაციისათვის. ჰაერისა და წყლის I ანალიზური გამოკვლევები ჩატარეს XVIII საუკუნის მეორე ნახევრისა და XIX საუკუნის I ნახევრის ცნობილმა ქიმიკოს-ანალიტიკოსმა კარლ შეელემ – შვეციაში, ჰენრიხ კავენდიშმა – ინგლისში, ჟოზეფ გეი-ლუსაკმა და ანტუან ლავუაზიემ – საფრანგეთში. პოლონელმა ლეონ მარხლევსკიმ I შეიმუშავა სულფიდურ მადნებში გოგირდის განსაზღვრის მეთოდის, შეადგინა ცხრილები არაორგანული მჟავების კონცენტრაციის დასადგენად

წყალხსნარებში მათი სიმკვრივის მიხედვით, დაადგინა ქლოროფილისა და ჰემოგლობინის ქიმიური შედგენილობა, მსგავსება-განსხვავება



რობერტ ბოილი (25.I. 1627 - 30.XII.

1691) XIX საუკუნეში ანალიზური ქიმია ჩამოყალიბდა, როგორც მეცნიერული დისციპლინა. ი. ბერცელიუსი (1779-1848) წერდა: “თვისებითი ანალიზის მსვლელობაში აუცილებელია დავადგინოთ, სავარაუდოდ რომელი ნივთიერებების არსებობაა შესაძლებელი

ნიმუშში და ნამდვილად თუ არიან ისინი მასში და ერთდროულად დავამტკიცოთ, რომ სხვა ნივთიერებები მასში არ არიან”. 1821 წელს კ. პრაუტმა გამოსცა “ანალიზური ქიმიის მითითება ქიმიკოსებისათვის, სახელმწიფო ექიმების, მეაფთიაქეების, ეკონომისტებისა და მადნეულის მცოდნეთათვის”. 1894 წელს ვ. ოსტვალდმა გამოსცა წიგნი “ანალიზური ქიმიის თეორიული საფუძვლები”, სადაც პირველად ახსნა ანალიზური ქიმიის ბევრი მოვლენა ფიზიკური ქიმიის პოზიციიდან.

დღეს ანალიზური ქიმიის ერთ-ერთი განყოფილებაა ფიზიკურ-ქიმიური საფუძვლები; ელემენტური ანალიზი დაკავშირებულია არაორგანულ ქიმიასთან, ქრომატოგრაფიული ანალიზი წარმოუდგენელია ორგანული ქიმიის თეორიული საფუძვლების გარეშე, მაღალეფექტური სპექტროსკოპიისა და ქრომატოგრაფიული მეთოდების გამოყენება - ფიზიკის, გამოთვლითი ტექნიკის, ინფორმატიკის, ბიოლოგიისა და გენური ინჟინერიის იდეებთან. ანალიზური ქიმია ქიმიური მეცნიერების ყველაზე უფრო სპეციფიური და დინამიური დარგია. მისი სპეციფიკურობა იმაში მდგომარეობს, რომ იგი მონათესევე მეცნიერებათა

მიჯნაზე იმყოფება. დინამიკურობაზე მიგვანიშნებს ის ფაქტი, რომ ანალიზის ბიოლოგიური მეთოდები წარმოადგენენ ანალიზის ერთ-ერთ ძირითად მიმართულებას. დღეს იგი განსაზღვრავს მეცნიერების, ტექნიკის, მედიცინის ზოგად პროგრესს და აუცილებელია ზეძლიერი ინტეგრალური სქემების, კვების პროდუქტების, სამკურნალწამლო საშუალებების, სხვადასხვა პროდუქციის საწარმოებლად.

ანალიზური ქიმიის, როგორც საბუნებისმეტყველო მეცნიერების ერთ-ერთი წამყვანი დისციპლინის ინტეგრირება კარგად აისახება ახალი ტექნოლოგიების - ნანოტექნოლოგიების განვითარებით, სადაც ცალკეული ატომების მანიპულირების დონეზე იქმნება ახალი „სტრუქტურული“ მოწყობილობები, „ნანოტექნოლოგიები“, „ნანონაწილაკები“, „ნანომასალები“, „ნანობიოტექნოლოგია“, „ნანომედიცინა“, ე.ი. ფორმირდება ახალი მიმართულება მეცნიერებაში, სადაც „სამშენებლო ბლოკებად“ ნანოსტრუქტურის კონსტრუქციის დროს იყენებენ ბიოლოგიური წარმოშობის მოლეკულებს.

XX და XXI საუკუნეთა მიჯნაზე ცხადია, რომ ცალკეული ატომები (ან მოლეკულები) შეიძლება გამოყენებულ იქნეს სამშენებლო მასალად. სივრცული სტრუქტურის შექმნის დროს „ატომი ატომზე“ მეთოდით აღმოჩნდა, რომ სტრუქტურებში დომინირებენ პრინციპულად ახალი ფიზიკური მოვლენები - კვანტური ეფექტები. ისინი არიან „ენერგოგაჯერებულები“, ახასიათებთ მაღალი ქიმიური რეაქტიულობა, აქვთ უნიკალური მექანიკური, ელექტრული, მაგნიტური, ოპტიკური, ქიმიური და სხვა თვისებები, რომლებითაც შესაძლებელია მანიპულირება.

ნანოტექნოლოგია - დისციპლინათშორისი მეცნიერება აერთიანებს ქიმიკოსებს, ფიზიკოსებს, ექიმებს, ბიოლოგებს. თანამედროვე ქიმია მოიცავს ქიმიურ თეორიას, სინთეზს, ტექნოლოგიას და ანალიზურ ქიმიას.

1.1 ანალიზური ქიმიის საგანი

ანალიზური ქიმია არის მეცნიერული დისციპლინა ნივთიერების შედგენილობის განსაზღვრის მეთოდებზე. მისი საგანია ქიმიური ანალიზის თეორიის ზოგადი პრობლემების გადაწყვეტა, არსებული მეთოდების სრულყოფა, უნიფიცირება, ანალიზის უფრო ზუსტი და სწრაფი მეთოდების დადგენა და პრაქტიკული გამოყენება.

ქიმიურ ანალიზში იგულისხმება იმ პროცესთა ერთობლიობა, რომელიც იძლევა ამომწურავ, თეორიულად დასაბუთებულ ინფორმაციას ნივთიერების ქიმიური შედგენილობის შესახებ.

ნივთიერების ქიმიური შედგენილობის შესწავლა ნიშნავს გაირკვეს, თუ რა ელემენტებისაგან (იონებისაგან) შედგება საანალიზო ობიექტი (თვისებითი ანალიზი) და როგორია მათი რაოდენობა (რაოდენობითი ანალიზი). ამრიგად, კვლევის მიზანდასახულობის მიხედვით ანალიზური ქიმია იყოფა **თვისებით და რაოდენობით ანალიზად**.

კვლევის ობიექტის მიხედვით ანალიზურ ქიმიას ყოფენ არაორგანულ და ორგანულ ანალიზად. ქიმიური ანალიზი საფუძვლად უდევს თანამედროვე ქიმიურ ტექნოლოგიურ კონტროლს. ქიმიური და ფიზიკო-ქიმიური მეთოდებით ადგენენ გამოსაშვებ პროდუქციაზე სახელმწიფო სტანდარტებს. ანალიზურ ქიმიას გააჩნია ფუნდამენტური და გამოყენებითი ასპექტი. ამ მხრივ უნდა განვასხვაოთ **ანალიზური ქიმია და ანალიზური სამსახური**.

ანალიზურ ქიმიას, როგორც ცოდნის სფეროს, შემდეგი ძირითადი ფუნქცია აკისრია:

- ქიმიური ანალიზის საერთო (ზოგადი) საკითხების გადაწყვეტა;

- ანალიზის მეთოდების შემუშავება;
- ქიმიური ანალიზის კონკრეტული საკითხის გადაწყვეტა.

ანალიზური ქიმია ამ საკითხებს წყვეტს მისი არსებობის მანძილზე დაგროვილი სისტემური ცოდნის საფუძველზე. იგი შეიმუშავებს ანალიზური მეთოდების თეორიულ საფუძვლებს, ადგენს ანალიზური მეთოდების გამოყენების ზღვრებს, მეტროლოგიურ და სხვა მნიშვნელოვან მახასიათებლებს; ქმნის ანალიზის საშუალებებს და ადგენს პრაქტიკაში მათი განხორციელების შესაძლებლობებს.

ანალიზური სამსახური სერვისული სისტემაა, რომელიც უზრუნველყოფს განსაზღვრული ობიექტის კონკრეტული ანალიზის სრულყოფილად შესრულებას ანალიზური ქიმიის რეკომენდირებული (სტანდარტული, უნიფიცირებული) მეთოდების გამოყენებით. იგი, როგორც ანალიზური ქიმიის პრაქტიკული გამოყენების სფერო, შეიძლება უშუალოდ არ იყოს დაკავშირებული სამეცნიერო და მეთოდოლოგიურ სამუშაოებთან, მაგრამ ამ სფეროში მომუშავე ანალიტიკოსი შემოქმედებითად უნდა აწარმოებდეს ანალიზს და სრულყოფდეს მეთოდს. ანალიზური სამსახური ფუნქციონირებს სახალხო მეურნეობის, მრეწველობის, გარემოს დაცვის, ჯანდაცვის, კოსმოსური სივრცისა და აერონავტიკის კვლევის სფეროში სხვა.

12. თვისებითი ანალიზის საგანი და ამოცანები

ნივთიერების შედგენილობის გამოკვლევისას თვისებითი ანალიზი წინ უსწრებს რაოდენობით ანალიზს. თვისებითი ანალიზის საგანია ნივთიერების ელემენტარული შედგენილობის - ცალკეული ელემენტებისა და ატომების რაოდენობის განსაზღვრა.

მენტების ან იონების აღმოჩენა უნიფიცირებული მეთოდებით. თვისებითი ანალიზის მეთოდებია:

- ფიზიკური;
- ფიზიკურ-ქიმიური;
- ქიმიური.

ანალიზის სახეებია:

- იზოტოპური;
- ელემენტური;
- სტრუქტურულ-ჯგუფური (ფუნქციონალური);
- მოლეკულური;
- უტყუარი;
- ფაზური;
- მაკრო-, მიკრო-, ულტრამიკროანალიზი.

თანამედროვე მდგომარეობა და განვითარების ტენდენცია:

- ინსტრუმენტალიზაცია;
- ავტომატიზაცია;
- მათემატიზაცია;
- მინიატურიზაცია;
- ფიზიკური მეთოდების წილის გაზრდა;
- მრავალკომპონენტიანი ანალიზისაკენ გადასვლა;
- სენსორებისა და ტესტ-მეთოდების შედგენა.

თვისებითი ანალიზის ამოცანაა:

- ნივთიერი ანალიზი - საკვლევი ობიექტის იდენტიფიკაცია;
- ელემენტარული ანალიზი - შემადგენელი კომპონენტების (იონების) “აღმოჩენა”.

- **სტრუქტურული ანალიზი** – მყარი ნივთიერების ან მოლეკულის სტრუქტურის დადგენა.
- **საწარმოო ანალიზი** – წარმოების პროცესში ნივთიერების დინამიური ქცევა.

იდენტიფიკაცია გულისხმობს ნივთიერების (იონის) იდენტურობის (იგივეობის) დადგენას. ამისათვის სწავლობენ კატიონების და ანიონების დამახასიათებელ კერძო რეაქციებს, ორგანული ნივთიერებებისათვის ადგენენ ფიზიკურ კონსტანტებს და სხვა. ცდებს ატარებენ საძიებელ ობიექტზე და მიღებულ შედეგებს ადარებენ ერთმანეთს; იდენტურობის შემთხვევაში არკვევენ საანალიზო ობიექტის ბუნებას. იდენტიფიკაციის მეთოდი პასუხობს კითხვაზე: „რა არის ეს ნივთიერება?“ „აღმოჩენა“ გულისხმობს საანალიზო ობიექტში ამა თუ იმ ელემენტის არსებობის შემოწმებას. იგი პასუხობს კითხვაზე: „არის თუ არა ეს ნივთიერება საკვლევ ობიექტში?“ თვისებითი ანალიზის შედეგია პასუხი – “დიახ, არა”. შეიცავს ნიმუში ნივთიერებას (იონს) თუ არ შეიცავს? ნიმუშში კომპონენტის შემცველობის საფუძველია ანალიზური სიგნალი. ანალიზური სიგნალი არის საკვლევ სინჯში განსასაზღვრავი კომპონენტის შემცველობასთან დაკავშირებული თვისება. იგი ნივთიერების ქიმიური ან ფიზიკური თვისების ნებისმიერი გამოვლენაა, რომელიც შეიძლება გამოყენებულ იქნეს საანალიზო ობიექტის თვისებითი შედგენილობის ან მასში შემავალი კომპონენტების რაოდენობითი შემცველობის დასადგენად.

ანალიზის ფიზიკური და ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდები დაფუძნებულია სისტემის რომელიმე პარამეტრის გაზომვაზე. მაგალითად: სპექტრალური ანალიზი იკვლევს გამოსხივების სპექტრებს, რომელიც

წარმოიქმნება ნივთიერების შეტანისას ელექტრულ რკალში. სპექტრში არსებული ხაზების მიხედვით, რომელიც დამახასიათებელია მოცემული ელემენტებისათვის იგებენ ნივთიერების ელემენტარულ შედგენილობას. კვლევის ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდების გამოყენებისას ნივთიერების ელემენტარულ შედგენილობაზე მსჯელობენ ატომების ან იონების ამა თუ იმ დამახასიათებელი თვისების მიხედვით. მაგ. ქრომატოგრაფიაში ნივთიერების შედგენილობა განისაზღვრება იონების შედგენილობის მიხედვით. იონები ადსორბირდებიან განსაზღვრული თანმიმდევრობით და ქრომატოგრამაზე მიღებული შეფერვით განისაზღვრება ნაერთის შედგენილობა.

ფიზიკური და ფიზიკურ-ქიმიური მეთოდები ერთმანეთისგან მკაცრად არ არიან გამიჯნულები. მათ ხშირად აერთიანებენ ინსტრუმენტალური მეთოდების სახელწოდებით. ქიმიური მეთოდი დაფუძნებულია გამოსაკვლევი ნივთიერების ახალ ნაერთად გარდაქმნაზე. მაგ., Cu^{2+} იონი შეიძლება აღმოვაჩინოთ ხსნარის ცისფერი შეფერილობის მიხედვით, რომელიც წარმოიქმნება კომპლექსური იონის გამო $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

ანალიზის ფიზიკურ-ქიმიურ მეთოდებში საკვლევი ობიექტიდან საანალიზო ფორმის მიღება ხდება ქიმიური გარდაქმნებით, ხოლო მიღებული პროდუქტის მახასიათებელი პარამეტრები – ოპტიკური სიმკვრივე, ჟანგვა-აღდგენის პოტენციალი, ელექტროგამტარობა და სხვა იზომება რთული აპარატურით – ფოტოკოლორიმეტრებით, სპექტროფოტომეტრებით, pH-მეტრებით და სხვა.

რეფრაქტომეტრული ანალიზი დაფუძნებულია გარდატეხის მაჩვენებელზე, გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაციასა და მისი მოლეკულის აღნაგობის ურთიერთკავშირზე.

რადიომეტრული ანალიზი დაფუძნებულია ელემენტის რადიოაქტიურ გამოსხივებაზე.

რენტგენოსტრუქტურული ანალიზი ნივთიერების აღნაგობის შესასწავლად იყენებს რენტგენის სხივებს.

მას-სპექტრომეტრული ანალიზი საშუალებას იძლევა განისაზღვროს ცალკეული იონიზირებული ატომების, მოლეკულების და რადიკალების მასები, დამუშავდეს ახალი სამკურნალწამლო საშუალებები ადამიანის გადასარჩენად განუკურნებელი დაავადებებისაგან, დაწესდეს წამლის წარმოების კონტროლი, განვითარდეს გენური ინჟინერია და ბიოქიმია, პროტეომიკა, ნარკოტიკული და პსიქოტროპული პრეპარატების კონტროლი, ტოქსიკური პრეპარატების კრიმინალისტიკური და კლინიკური ანალიზი, ასაფეთქებელი ნივთიერებების ანალიზი,

რენტგენულ-იზოტოპური ფლუორესცენციური ანალიზი. კოსმოსური გამოკვლევების დროს იყენებენ ანალიზური ქიმიის მეთოდებს. მთვარის გრუნტზე ზემოქმედება ხდება რენტგენული გამოსხივებით, რაც იწვევს მთელი რიგი ელემენტების ატომების იონიზაციას. ატომების მიერ გამოსხივებული მეორადი რენტგენული სხივების მეშვეობით აღგენენ მთვარის ზედაპირის ქიმიურ აღნაგობას.

ანალიზური ქიმია გადამწყვეტ სიტყვას ამბობს კრიმინალისტიკაშიც. ნეიტრალურ-აქტივაციური ანალიზის საშუალებით დადგენილ იქნა, რომ თმა ადამიანის ისეთივე კრიმინალისტიკური მახასიათებელია, როგორც თითების ანაბეჭდი.

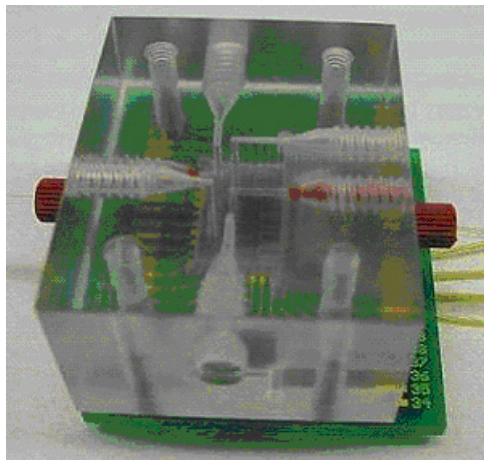
ნანოტექნოლოგია ერთ-ერთი განვითარებადი მიმართულებაა თანამედროვე მედიცინასა და ფარმაციაში. მსოფლიო მეცნიერთა საზოგადოების მიერ ნანოტექნოლოგიები აღიარებულია XXI საუკუნის პერსპექტიულ მიმართულებად, რომელთა განვითარება-

ზე წამყვანი ეკონომიურად ძლიერი სახელმწიფოები ხარჯავენ მილიარდობით დოლარს. 1992 წელს დოქტორმა ერიკ დრეკსლერმა აშშ კონგრესის კომისიის წინაშე დახატა ვირტუალური მომავლის სურათი, როდესაც ნანოტექნოლოგია გარდაქმნის ჩვენს სამყაროს. მოხდება შიმშილის, ავადმყოფობის, გაბინძურებული გარემოს და კაცობრიობის წინაშე არსებული მნიშვნელოვანი გლობალური პრობლემების ლიკვიდაცია. ნანოგანზომილებების ნაწილაკების შესწავლის თანამედროვე ტენდენციით იკვეთება 3 ძირითადი მიმართულება:

- რამდენიმე ატომისაგან შემდგარი ელექტრონული სქემების დამზადება;
- ნანომანქანების - მოლეკულის ზომის რობოტებისა და მექანიზმების შექმნა;
- ატომებითა და მოლეკულებით მანიპულაცია და მათგან ფარმაცევტული პრეპარატების, ქსოვილებისა და ორგანოების აწყოება.

თანამედროვე მედიცინა იყენებს ნანოტექნოლოგიების რეალურ საშუალებებს, როგორიცაა ექსპრესს-ანალიზატორები – “ლაბორატორიები ჩიპზე”, 1 ჩიპის ზომაა 4x4სმ და ცვლის ლაბორატორიის მთელ კომპლექსს, შეუძლია დნმ/რნმ ანალიზი, ნათესაობის დადგენა, ონკოლოგიური დაავადებების ადრეული დიაგნოსტიკა, ცილებისა და სხვათა რაოდენობრივი განსაზღვრა, გენმოდულირებული ორგანიზმების იდენტიფიცირება. ეს ჯუჯა-ლაბორატორია ასრულებს ერთდროულად 12 სხვადასხვა ნიმუშის ანალიზს 15-30 წუთში, რასაც ადრე რამდენიმე დღე სჭირდებოდა. კალიფორნიის უნივერსიტეტის მეცნიერებმა შექმნეს კოსმონავტებისათვის მობილური ტელეფონის ზომის მინიატურული ექსპრესს-ლაბორატორია, რომლის მეშვეობით შესაძლებელია 1 წვეთი

სისხლით სრული ანალიზის მიღება 2 წუთში. სისხლის სრულფასოვანი ანალიზი ლაბორატორია ჩიპზე კეთდება ნახშირბადოვანი ნანომილების საფუძველზე.



ექსპრეს-ანალიზატორი (<http://www.nanonewsnet.ru>)

ნანონაწილაკების შესწავლის თანამედროვე ტენდენციები ფიზიკაში, ქიმიაში და ბიოლოგიაში ამტკიცებენ, რომ XXI საუკუნის მეცნიერება და ტექნოლოგიები იქნება ანგსტრემული, ნანოგანზომილებითი ხასიათის.

ანალიზის სახეები

- ფარმაცევტული ანალიზი – წამლები, წამლების ნედლეული;
- ტექნიკური ანალიზი – მეტალები, მადანი, ტექნიკური ნედლეული, ხელოვნების ნიმუშები;
- სასოფლო-სამეურნეო ანალიზი – ნიადაგი, სასუქი;
- საკვების ანალიზი – კვების პროდუქტების ანალიზი;

- ბიოქიმიური ანალიზი – სისხლი, შარდი;
- სანიტარულ-ქიმიური ანალიზი – ჰაერი, წყალი, ნიადაგი;
- ტოქსიკოლოგიური ანალიზი – მცენარეული და ცხოველური ობიექტი;
- სასამართლო-სამედიცინო ანალიზი – ადამიანის ორგანოები;
- არქეოლოგიური ანალიზი – უძველესი სამარხები.

თავი II.

ანალიზური ქიმიის საფუძვლები

ანალიტიკოსი – “მეცნიერ-ღებამჭივი”

ნიმუშის ანალიზის დაწყებამდე აუცილებელია ანალიზის მიზნის ზუსტი ფორმულირება და შემდეგ კითხვებზე პასუხის გაცემა:

- **რა** არის ანალიზის ობიექტი? უმარტივეს შემთხვევაში, ეს შეიძლება იყოს ინდივიდუალური ქიმიური ნივთიერება, რომლის შემადგენლობის დადგენაა გამიზნული. რთული ნიმუშის – ნიადაგი, ჰაერი, წარმოების ობიექტის კვლევის დროს გადასაწყვეტია ნიმუშის აღების მეთოდი და საანალიზოდ მომზადების უზრუნველყოფა.

- **როგორი** ინფორმაცია უნდა მიიღონ ანალიზის შედეგად? საჭიროებს თუ არა ნიმუში სრული შედგენილობის ან მხოლოდ რამდენიმე კომპონენტის განსაზღვრას, ხსნარი - სრულ ანალიზს ან შემოიფარგლოს მხოლოდ pH-ის მნიშვნელობით?

- **რისთვის** ტარდება ანალიზი? შედეგების საფუძველზე სავარაუდოა თუ არა ჯარიმის დაწესება, გაზრდილია თუ არა დიოქსინების ზღვრულად დასაშვები კონცენტრაცია გარემოში?

ამრიგად, ანალიტიკოსი ამუშავებს ანალიზის მეთოდიკას, აღგენს კონკრეტულ ამოცანას სინჯის აღების დროს და ახდენს ანალიზის შედეგების ინტერპრეტაციას.

რაოდენობითი ანალიზი

რაოდენობითი ანალიზის ამოცანაა ელემენტის ან ნაერთის რაოდენობის განსაზღვრა. მისი საფუძველია ანალიზური სიგნალის ზუსტი გაზომვა. გრავი-

მეტრიულ ანალიზში ანალიზური სიგნალი არის მასა. ზოგჯერ, სიგნალის გაზომვას წინ უსწრებს რთული პროცედურა, მაგალითად, ლაზერის მეშვეობით ელემენტის ატომების აგზნება. განასხვავებენ მეთოდებს, რომლებიც დაფუძნებულია სიგნალის ინტენსივობის გაზომვაზე:

- ერთი გაზომვითი პოზიციიდან (ერთი სიგრძის ტალღების შექმთანთქმის გაზომვა) – ეწოდება **ერთგანზომილებიანი**, გამოსადეგია ერთკომპონენტიანი ანალიზისათვის, მიეკუთვნება გრავიმეტრიული, ტიტრიმეტრიული მეთოდები;

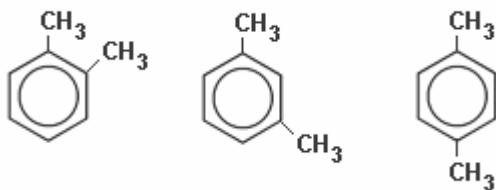
- რამდენიმე გაზომვითი პოზიციიდან (შთანთქმის სრული სპექტრის რეგისტრაცია ანალიზის ოპტიკურ მეთოდებში) – ეწოდება **ორგანზომილებიანი**; გამოსადეგია მრავაკომპონენტიანი ანალიზისათვის, მიეკუთვნება ინსტრუმენტალური მეთოდები – სპექტროსკოპული, ქრომატოგრაფიული, ელექტროქიმიური. ორგანზომილებიანი მეთოდების მონაცემებს წარმოადგენენ მრუდის სახით. სიბრტყეზე ვერტიკალურ ღერძს შეესაბამება ანალიზური სიგნალის ინტენსივობის სიდიდე, ჰორიზონტალურ ღერძს სპექტროსკოპიაში შეესაბამება **ტალღის სიგრძე** (ან ფოტონის ენერგია), ქრომატოგრაფიაში – **დრო**, ელექტროქიმიურ მეთოდში – **პოტენციალი ან დენის ძალა**.

სტრუქტურული ანალიზი

სტრუქტურული ანალიზის ამოცანაა ნივთიერებაში შემავალი ატომური დონის ელემენტარული ფრაგმენტების სივრცითი განლაგებისა და ბმის რიგის განსაზღვრა. ახალი ქიმიური ნაერთის სინთე-

ზის დროს საინტერესოა მისი ცალკეული მოლეკულების სტრუქტურის დადგენა.

მოლეკულის კვლევის პროცესში პირველ რიგში ადგენენ მის **შედგენილობას**, რომელი ატომებისა და სტრუქტურული ფრაგმენტებისგან შედგება მოლეკულა (თვისებითი ინფორმაცია), შემდეგ სწავლობენ მოლეკულის კონფიგურაციასა და კონფორმაციას (სტრუქტურული ანალიზის რაოდენობითი ასპექტი). მოლეკულის კონფიგურაცია გვიჩვენებს სტრუქტურული ფრაგმენტების ერთმანეთთან შეერთების მიმდევრობას სივრცეში, რის მეშვეობითაც შესაძლებელია ერთი იზომერის გარჩევა მეორისაგან. იზომერებს განსხვავებენ ბირთვულ-მაგნიტური რეზონანსით.



ორთო-ქსილოლი მეტა-ქსილოლი პარა-ქსილოლი

ბენზოლის ჰომოლოგი C_8H_{10} შეიძლება არსებობდეს 4 იზომერის სახით: ეთილბენზოლი $C_6H_5-C_2H_5$ და სამი დიმეთილბენზოლი ან ქსილოლი $C_6H_4(CH_3)_2$ ორთო-, მეტა-, პარა-ქსილოლი ან 1,2-, 1,3-, 1,4-დიმეთილბენზოლი.

ერთი და იგივე სტრუქტურულ ფრაგმენტს, რომლებიც დაკავშირებულია ერთმანეთთან ერთი და იგივე მიმდევრობით, შეუძლია წარმოქმნას რამდენიმე სხვადასხვა მოლეკულა. მათი ურთიერთგარდაქმნა შეუძლებელია ქიმიური ბმის გაწყვეტის და ახლის წარმოქმნის გარეშე. ასეთ მოლეკულებს კონფორმერებს უწოდებენ, ხოლო კონკრეტული კონფორმერის სტრუქტურას – კონფორმაციას. მოლეკულის ცალ-

კეული სტრუქტურული ფრაგმენტების სივრცული კოორდინატების დასაზუსტებლად იყენებენ ელემენტარული ნაწილაკების და რენტგენის სხივების დიფრაქციის მეთოდს.

საწარმოო ანალიზი

საწარმოო ანალიზის მსვლელობის დროს აუცილებელია მუდმივად მოვახდინოთ ნივთიერებების მაკროსკოპული ნაკადის ან წარმოების მთელი პროცესის კონტროლი. ამრიგად, დამოუკიდებელი ცვლადის როლში გამოდის დრო და აქ ვლინდება ანალიზური ქიმიის დინამიური ასპექტი. პროცესის ხასიათის მიხედვით ერთი ანალიზისათვის საჭიროა წუთზე ნაკლები ან რამდენიმე საათი. სპეციალური გადაწყვეტილების მიღება აუცილებელია, როცა ორ მიმდევრობით ანალიზს შორის შუალედი არ უნდა აღემატებოდეს ათ წუთს. ამ დროს შესაძლებელია პნევმატური ფოსტის (მეტალურგიულ საწარმოებში) გამოყენება. პროცესის მსვლელობაში გაზომვა შეიძლება განხორციელდეს ქიმიური გადამწოდების საშუალებით.

ანალიზის პროცესი

ანალიზური ამოცანის ზუსტი დაგეგმვა არის აუცილებელი პირობა იმისათვის, რომ ანალიტიკოსმა ანალიზის შედეგად მიიღოს სწორი ინფორმაცია საანალიზო ობიექტის შესახებ.

საანალიზო ობიექტი არის საკვლევი ინდივიდუალური ნაერთი, ნაერთთა ნარევი ან სამრეწველო წარმოების პროდუქტი, რომლის ქიმიური შედგენი-

ლობის დადგენაა გამიზნული. არჩევენ შემდეგ ობიექტებს:

- ბუნებრივი – ჰაერი, წყალი, ნიადაგი, მინერალი ...
- ტექნიკური – მეტალთა შენადნობები, ტექნიკური ნაკეთობები ...
- ხელოვნური – მოდელური ნარევები ...

მაგალითად, წარმოებას სურს ახალი მშენებლობის ინვესტირება და ითხოვს დასკვნას ნიადაგის ხარისხის შესახებ. ანალიტიკოსის ამოცანაა გამოიკვლიოს ნიადაგი სავარაუდო მშენებლობის ადგილას, დაადგინოს რა კომპონენტები უნდა განისაზღვროს და რომელი ზოგადმიღებული, საიმედო ანალიზის მეთოდის გამოყენებაა შესაძლებელი ან კორექტივები შესატანი და რა ფორმით იქნება შედეგები წარსადგენი.

ანალიზის პროცესის სტანდარტული სქემა:

- სინჯის აღება;
- სინჯის მომზადება საანალიზოდ;
- გაზომვა;
- შედეგების დამუშავება და ანგარიშის ჩაბარება.

ლაბორატორიული სინჯი არის ლაბორატორიაში საანალიზოს გადაცემული მასალის ნიმუში 0,5-1 კგ, რომელიც თავისი შედგენილობით საკვლევი ობიექტის მთელი პარტიის იდენტურია.

სინჯის აღება

ქიმიური ანალიზის წარმატებაში გადამწყვეტ როლს თამაშობს სინჯის აღების ხარისხი. განიხილება ძირითადად სინჯის აღება ნიმუშში საშუალო

კომპონენტის განსასაზღვრავად. მაგალითად, ტყვია ფოთლებში ან გლუკოზა სისხლში. ნიმუში უნდა აკმაყოფილებდეს მოთხოვნებს:

- უნდა იყოს **წარმომადგენლობითი** ანალიზის ობიექტის მიმართ, **ჰომოგენური**; თუ ჰეტეროგენულია, საჭიროა ჰომოგენიზირება. მაგალითად, 1 მმ მარცვლის ზომის მადნის ანალიზისათვის ასაღებია 8 კგ სინჯი საჭირო დროსა და საჭირო ადგილას. **სინჯის აღების დრო** განისაზღვრება წელიწადის დროს ან დღე-ღამის მიხედვით, ხოლო ბიოლოგიური ნიმუშის აღების დრო მნიშვნელოვნად დამოკიდებულია გამოსაკვლევი პაციენტის ბიორითმებზე. გეოლოგიური მასალის ან მცენარის (რომელი ნაწილი ანალიზდება) კვლევის დროს მნიშვნელოვანია **სინჯის აღების ადგილი**.

- სინჯი არ უნდა შეიცავდეს **მინარევებს** ჰაერიდან, კონტეინერიდან, რეაქტივიდან, მოწყობილობიდან.

- სინჯი უნდა იყოს **მდგრადი**, ამიტომ ზოგჯერ მიმართავენ **კონსერვირებას**; დაცული ქიმიური, ბიოქიმიური ზემოქმედებისაგან. უნდა მოხდეს ტრანსპორტირების მსვლელობისა და შენახვის ზუსტი დოკუმენტირება.

- რაოდენობრივად იყოს საკმარისი ანალიზისათვის.

- ყოველი სინჯის მარკირების შემდეგ ყველა ქმედება უნდა დაფიქსირდეს შესაბამის ოქმში.

აირების, სითხეების და მყარი სინჯის აღება აირების სინჯის აღება

ჰაერის ან სხვა აირის სინჯის აღების დროს გასარკვევია რა არის გამოსაკვლევი: **აირადი ფაზა** თუ მასში შემავალი **აეროზოლური ნაწილაკები**?

აირის სინჯის აღებას აწარმოებენ სპეციალური მოწყობილობით. გარკვეული დროის მონაკვეთში აირის დგუშით გაატარებენ ჭურჭელში და ხურავენ. ჭურჭლიდან სინჯის აღება შესაძლებელია ვენტილით ან შპრიცით.

აირებს, რომლებსაც შთანთქავენ სითხეები, აგროვებენ **კაპილარებით ან მინის ფოროვანი ფილტრებით**.

საველე პირობებში ჰაერის სინჯის აღების დროს იყენებენ სხვადასხვა კონსტრუქციის **ადსორბირების უნარის მქონე** ხელსაწყოებს.

ჰაერში არსებული აირები ან ორთქლი ადსორბირდება ადსორბენტის აქტიურ ზედაპირზე. ანალიზის მიზნით, მათ რეცხავენ სათანადო გამსხნელით. კერძოდ, ბენზოლის ორთქლი ეფექტურად ადსორბირდება აქტივირებულ ნახშირზე. შეტივტივებული ნაწილაკებისა და აეროზოლების ასაღებად იყენებენ **ფილტრებს**. ფილტრის მასალა მზადდება ტეფლონისაგან ან მინისაგან. ამ დროს გროვდება ყველანაირი ზომის ნაწილაკი. **ფრაქციული სინჯის** ასაღებად იყენებენ **კასკადურ ფილტრებს (იმპაქტორი)**. ჰაერი გადის კასკადურ ფილტრს, რომელიც შეიცავს სხვადასხვა დიამეტრის მქონე დამჭერ სისტემას და ნაწილაკები ხარისხდებიან მისი ზომის მიხედვით. ფილტრიდან ნაწილაკების ასაღებად იყენებენ მუავურ დაშლას, გამორეცხვას ან ექსტრაქციას სოქსლეტის აპარატით.

სითხეების სინჯის აღება

აღებულ სინჯს ათავსებენ მინის, კვარცის ან პოლიეთილენის ჭურჭელში. არასასურველი ფოტოქიმიური გარდაქმნების ასაცილებლად ხშირად იყენებენ მუქი ფერის ჭურჭელს. თხევად სინჯებს აკონსერვებენ ფიზიკური მეთოდებით, აცივებენ $2-5^{\circ}\text{C}$ -მდე ან ყინავენ $-15 - -20^{\circ}\text{C}$ -მდე. ქიმიური სტაბილიზაციის მიზნით, წყლის სინჯს შეამუშავენ $\text{pH}=2$ -მდე ან უმატებენ სპეციალურ მაკონსერვირებელ რეაქტივებს, მაგალითად ვერცხლისწყლის ქლორიდს ბიოქიმიური პროცესების დასამუხრუჭებლად

მყარი სინჯის აღება

მყარი სხეულები იშვიათად არიან (მინა) ჰომოგენურები. მაღანი, სუსპენზია, ნიადაგი, ტაბლეტები ან საწარმოო მასალები ხშირ შემთხვევაში არაერთგვაროვანია. რაც უფრო **არაერთგვაროვანია** ობიექტი, მით **მეტი** უნდა იყოს ასაღები სინჯი, რომლის ჰომოგენიზაციისას ასრულებენ შემდეგ ოპერაციებს: **დაქუცმაცება, გახსნა ან დაშლა, შეღდობა** მინისმაგვარ მასად.

ხშირად სინჯის აღების ცდომილება ჭარბობს ანალიზის ყველა შემდგომი სტადიის ცდომილებას, რაც გასათვალისწინებელია ანალიზის შედეგების გაზომვის ცდომილების შეფასებისას.

სინჯის და განსასაზღვრავი კომპონენტის რაოდენობების დიაპაზონები

დინამიურ დიაპაზონში შეინიშნება ფუნქციონალური დამოკიდებულება კონცენტრაციასა (მასა) და

ანალიზურ სიგნალს შორის. ანალიზური სიგნალი არის საკვლევ სინჯში განსასაზღვრავი კომპონენტის შემცველობასთან დაკავშირებული თვისება. იგი ნივთიერების ქიმიური ან ფიზიკური თვისების ნებისმიერი გამოვლენაა, რომელიც შეიძლება გამოყენებულ იქნას საანალიზო ობიექტის თვისებითი შედგენილობის ან მასში შემავალი კომპონენტების რაოდენობითი შემცველობის დასადგენად.

რაოდენობით ანალიზში სინჯის აუცილებელი რაოდენობა დამოკიდებულია განსასაზღვრავი შემადგენელი კომპონენტების დიაპაზონზე. მაგალითად, ტიტრირებულ ანალიზით შესაძლებელია მილიგრამების განსაზღვრა. **სამუშაო დიაპაზონი** ეწოდება მოცემული მეთოდით განსასაზღვრავი შემცველობის დიაპაზონს უმცირესიდან უდიდესამდე. **სინჯის რაოდენობის დიაპაზონი P** შედგება განსასაზღვრავი კომპონენტის რაოდენობის დიაპაზონისაგან, რომელსაც ეწოდება **აბსოლუტური m_A** და **მატრიცის რაოდენობის დიაპაზონის m_M** ჯამისაგან:

$$P = m_A + m_M$$

სინჯის მასა იცვლება მაკროსკოპული სიდიდით ნანოგრამამდე.

კომპონენტის შემცველობის დიაპაზონი წარმოადგენს კომპონენტის რაოდენობის ფარდობას სინჯის რაოდენობასთან:

$$G = \frac{m_A}{m_A + m_M}$$

სინჯის რაოდენობის დიაპაზონი P

- გრამი $10^2 - 10^1$
- დეციგრამი 10^{-1}
- სანტიგრამი 10^{-2}
- მილიგრამი 10^{-3}

• მიკროგრამი	$10^{-3} - 10^{-6}$
• ნანოგრამი	$10^{-6} - 10^{-9}$
• პიკოგრამი	$10^{-9} - 10^{-12}$
• ფემტოგრამი	$10^{-12} - 10^{-15}$
• ატოგრამი	$10^{-15} - 10^{-18}$

შემცველობის დიაპაზონი G

• მთავარი	$1 - 10^{-2}$
• თანმხლები	$10^{-2} - 10^{-4}$
• კვალის კომპონენტი	$10^{-4} - 10^{-10}$
• მიკროკვალი	$10^{-10} - 10^{-13}$
• ნანოკვალი	$10^{-13} - 10^{-16}$
• პიკოკვალი	$10^{-16} - 10^{-18}$

სინჯის მასის მნიშვნელობის და კომპონენტის შემცველობის დიაპაზონი

მყარ ნიმუშში **მაკროკომპონენტების შემცველობა** გამოისახება თანაფარდობით გ/გ, კგ/კგ ან მასური პროცენტით. მათი შემცველობის დიაპაზონი შეადგენს 0,01-დან 1 გ/გ, 1-100%. **თანმხლები კომპონენტების** შემცველობა შეადგენს 0,0001-0,01 გ/გ (0,01-1%). თუ კომპონენტის შემცველობა 0, 01%-ზე ნაკლებია, მას ეწოდება **კვალი**; შეიძლება ერთი ატომის სახით იყოს დაფიქსირებული. კვალის კომპონენტები გამოი-სახება შემდეგ ერთეულებში:

1 ppm (ინგლისური, **part per million**, მემილიონედი ნაწილი) = $1/10^6$ ე.ი. $10^{-4}\%$;

1 ppb (ინგლისური, **part per billion**, მემილიარდედი ნაწილი) = $1/10^9$ ე.ი. $10^{-7}\%$;

1 ppt (ინგლისური, **part per trillion**, მეტრილიონედი ნაწილი) = $1/10^{12}$ ე.ი. $10^{-10}\%$;

განსასაზღვრავი კომპონენტის კონცენტრაციას გამოსახავენ ნივთიერების მასის ან რაოდენობის მიხედვით.

სინჯის მომზადება საანალიზოდ

სინჯის მომზადება საანალიზოდ იწყება გაზომვით. ამ მიზნით იყენებენ ფიზიკურ ხერხს, სინჯი გადაჰყავთ ხსნარში შემდეგი მეთოდებით: **გახსნა, დაშლა, შეღებვა ან ელიუირება**. ხშირად განსასაზღვრავი კომპონენტი – **ანალიტი** უნდა განაცალკევონ თანმხლები კომპონენტებისაგან – **მატრიცისაგან**. მიკრორაოდენობა ნივთიერების რაოდენობითი განსაზღვრისათვის საჭიროა **კონცენტრირების** მეთოდის გამოყენება.

სინჯის მომზადების ფიზიკური მეთოდი

სინჯის მომზადების შემდეგი ფიზიკური მეთოდებია გავრცელებული:

- ტენის მოცილება;
- დაქუცმაცება;
- ზედაპირის დამუშავება.

ნიმუშიდან **ტენის მოსაცილებლად** შესაძლებელია გამოიყენონ მარტივი მეთოდი: **ჰაერზე გაშრობა**, მაგალითად, 1-2 სმ სისქის ნიადაგის ნიმუშის გაშრობას შეიძლება დასჭირდეს რამდენიმე დღე. **105°C გაშრობის** შედეგად მასა მცირდება აირების მოცილებისა და აორთქლების ხარჯზე, რისი აცილებაც შესაძლებელია **ლიოფილური გაშრობის** ჩატარებისას გაყინულ მდგომარეობაში - **85°C**-მდე. ამ დროს სინჯი გაიფრქვევა, მისი ზედაპირი საგრძნობლად იზ-

რდება და ამის გამო ლოიფილური გაშრობის შედეგად მიღებული სინჯები ჰიგროსკოპულია.

მყარი სინჯების **დასაქუცმაცებლად** იყენებენ **წისკვილებს**, სადაც სინჯი გარდაიქმნება მტვრად 0,1 მმ-ზე ნაკლები ზომის ნაწილაკის სახით. დაბინძურების ასაცილებლად წისკვილის დოლაბებს ამზადებენ ინერტული მასალისაგან – აქატის ან კორუნდისაგან. ფხვნილისებური მასალიდან განსაზღვრული ზომის ნაწილაკების ფრაქციის გამოსარჩევად იყენებენ **საცერს**. ლითონების ანალიზის დროს ახდენენ მათი ზედაპირის **პოლირებას ან დამუშავებას**.

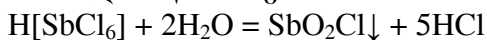
გახსნა, დაშლა, გაღლობა ან ელუირება

ამ საშუალებებს იყენებენ მყარი ფაზის გადასაცვანად ხსნარში.

1. **გახსნა.** მყარი ფაზის გასახსნელად იყენებენ წყალს, მჟავებს, ტუტეთა ხსნარებს, ორგანულ გამხსნელებს.

- ნალექის გახსნა წყლით:

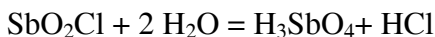
Sb⁺⁵ ნაერთები ადვილად ჰიდროლიზდება თეთრი ფერის ფუძე მარილის წარმოქმნით.



სტიბიუმის ოქსიქლორიდი

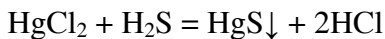
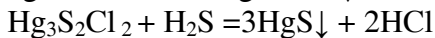
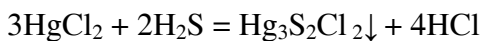
ნალექი იხსნება გაცხელებით ჭარბ მარილმჟავაში.

SbO₂Cl წყალთან დუღილით გადადის ორთოსტიბიუმმჟავაში:

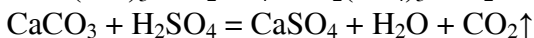
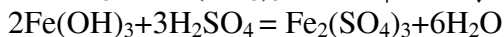
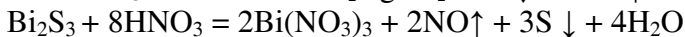
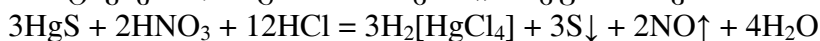


• ნალექის გახსნა მჟავაში: გოგირდწყალბადი **Hg²⁺** მარილთა ხსნარებიდან გამოყოფს თეთრი ფერის ნალექს. გოგირდწყალბადის შემდგომი გატარებისას ჯერ წარმოიქმნება მოყვითალო-წითელი, შემ-

დგომ მურა ფერის, ბოლო სტადიაზე კი შავი ფერის
ვერცხლისწყლის (II) სულფიდი:

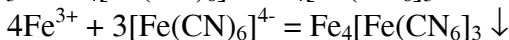
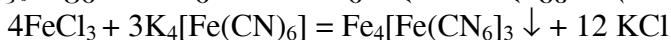


ნალექი არ იხსნება ქლორწყალბადმჟავასა და
აზოტმჟავაში, მაგრამ იხსნება „სამეფო არაყში“.

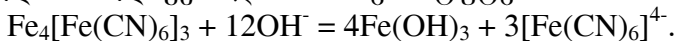


• ნალექის გახსნა ტუტეში:

კალიუმის ჰექსაციანოფერატ(II), ანუ სისხლის ყვი-
თელი მარილი $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ Fe^{3+} კატიონთან წარმოქმნის
ლურჯი ფერის ნაერთს – „ბერლინის ლაჟვარდს“:



“ბერლინის ლაჟვარდი“ იხსნება ტუტეში:



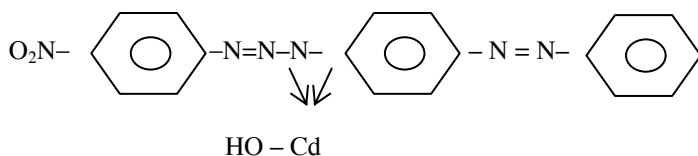
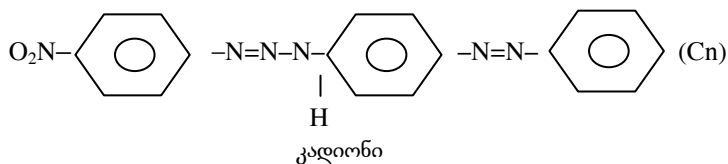
რეაქციის მიმდინარეობის პირობები:

1. რეაქციას ატარებენ, როცა $\text{pH} < 3$.

2. თავისუფალი ტუტეები შლიან „ბერლინის
ლაჟვარდს“.

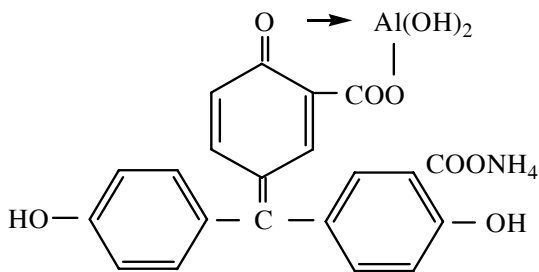
• ნალექის გახსნა ორგანული გამხსნელით:

**კადიონ B-პ-ნიტროფენილაზოამინობენზოლ-პ-აზო-
ბენზოლი** აღსორბირდება $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ნალექზე და იძ-
ლევა წითელ შეფერილობას. რეაქცია ტარდება კა-
ლიუმ-ნატრიუმ ტარტრატისა და ამიაკის თანაობისას
ფილტრის ქაღალდზე:



კალიუმისა და კადიონის კომპლექსი

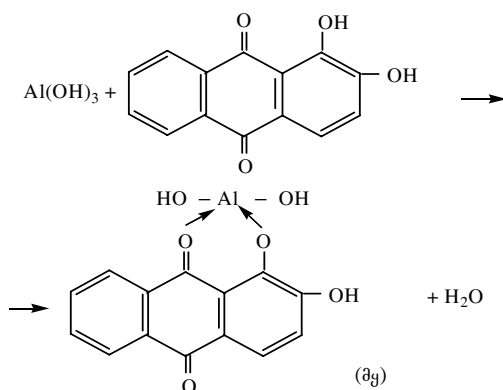
ალიზარინი - 1,2 დიოქსიანტრაქინონი ალუმინის ჰიდროქსიდთან ამიაკურ არეში წარმოქმნის ძნელად ხსნად შიდაკომპლექსურ ნაერთს, მკვეთრი წითელი შეფერილობის ალუმინის ალიზარინატს (ალუმინის ლაქს).



ალუმინონის ლაქი

ალიზარინთან ნაერთებს წარმოქმნიან სხვა კატიონებიც (მაგ. Fe^{3+}). მათი გავლენის თავიდან ასაცილებლად რეაქციას ატარებენ კალიუმ პექსაციანოფერატ(II)-ის თანაობისას წვეთური მეთოდით. ხელისშემშლელი კატიონები წარმოქმნიან მცირედ ხსნად

ჰექსაციანოფერატებს და წყლით დამუშავებისას რჩებიან წვეთის ცენტრში, ხოლო Al^{3+} იონი გადაინაცვლებს წვეთის პერიფერიაზე. ამიაკის ორთქლით შემდგომი დამუშავებისას და ალიზარინის ხსნარის მოქმედებით წარმოიქმნება ვარდისფერი რგოლი იისფერ ფონზე. ქაღალდის გაშრობისას იისფერი შეფერილობა გადადის ყვითელში და ალუმინის ალიზარინატის ვარდისფერი შეფერილობა ადვილად შესამჩნევი ხდება.



ალუმინონი – აურინტრიკარბონმჟავას ამონიუმის მარილი $Al(OH)_3$ იძლევა წითელი შეფერილობის მქონე შიდაკომპლექსურ მარილს:

2. **დაშლა.** სინჯის დაშლას ატარებენ ნორმალური ან გაზრდილი წნევის დროს ან “მშრალი” სახით. **ღია სისტემებში** დაშლის დროს იყენებენ თხევად რეაგენტებს – მჟანგავენს ან აღმდგენებს. მაგალითად, ნიადაგის სინჯში მეტალების განსასაზღვრავად ადუღებენ მას “სამეფო არაყში” უკუმაცივრის დახმარებით. **დამშლელი რეაგენტი** ჭარბადაა და მისი სისუფთავის მიმართ გაზრდილი მოთხოვნებია.

დაშლისათვის ზოგჯერ იყენებენ მიკროტალღოვან ღუმელს.

განსაკუთრებით მკაცრ პირობებში უნდა დაიშალოს ბიოლოგიური ობიექტები, კვების პროდუქტები, პლასმასები, ნახშირი, ზეთები. ამ პროცესს ემსახურებიან **დაშლის მეთოდები გაზრდილი წნევის პირობებში**. დასაშლელად თხევადი რეაგენტების გარდა იყენებენ “მშრალ” მეთოდსაც, მაგალითად, **ნიმუშის დაწვა ან გაღებობა**. ელემენტური ანალიზის მიზნით, ორგანული ნივთიერების სინჯს წვავენ ჟანგბადის ნაკადში 950°C -ზე. ორგანული ნივთიერებები, რომლებიც ექსტრარგირდებიან პენტანით ან ჰექსანით, შეიძლება დაიფერფლონ სრულად ჟანგბად-წყალბადის ალით ვიკბოლდის მეთოდით. **ცივ პლაზმაში დანაცრების პროცესში** სინჯს დაამუშავენ ატომური ჟანგბადით, რომელიც წარმოიქმნება მაღალსიხშირიან ელექტრომაგნიტურ ველში. ასეთ პირობებში ჟანგბადი წარმოადგენს განსაკუთრებით ძლიერ მჟანგავს. ბიოლოგიურ ობიექტებში დარიშხანის, კალას, ტელურის და სელენის განსასაზღვრავად შესაძლებელია მათი აქროლადობის უნარის გამოყენება.

3. გაღებობა ან ელჟირება. ელჟირება (გამოტუტვა) არის მეთოდი, რომელსაც იყენებენ ნიადაგის ანალიზისათვის. 100 გრამ მყარი მასის სინჯს ასხამენ 1 ლ წყალს, ანჯდრევენ 24 საათის განმავლობაში, ფილტრავენ და ატარებენ ფილტრატის ანალიზს.

დაყოფა და კონცენტრირება

ანალიზური ქიმიის მთავარი პრობლემაა მცირე რაოდენობის ნივთიერებების – ბირთვული, ნახევარგამტარული, ლუმინოფორული მასალების მინარეგების ანალიზი.

მატრიცისაგან განსასაზღვრავი კომპონენტის გამოსაყოფად და კონცენტრირებისათვის იყენებენ კონცენტრირების მეთოდს. **კონცენტრირება** არის პროცესი, რომლის შედეგად იზრდება ხსნარში კომპონენტის კონცენტრაცია ან მისი წილი საწყისი სინჯის მატრიცასთან შედარებით.

დაყოფის და კონცენტრირების მეთოდებია:

- აქროლადი კომპონენტების გადაღენა;
- ნაცრად გადაქცევა;
- კოლექტორზე კომპონენტების დალექვა ან თანდალექვა;
- ექსტრაქცია და იონური ცვლა;
- ელექტროლიტური გამოყოფა;
- ქრომატოგრაფია და სორბცია;
- კრისტალიზაცია.

აირადი ნივთიერებების სინჯის დაყოფა და კონცენტრირება შესაძლებელია განხორციელდეს სინჯის აღების მსვლელობაში თხევადი **აბსორბციის** ან მყარი ფაზის **აღსორბციის** გამოყენებით. **სორბცია** არის ნივთიერების უნარი შთანთქას მეორე ნივთიერება. **სორბენტი** ეწოდება თხევად ან მყარ ნივთიერებას, რომელიც ჰეტეროგენურ სისტემაში მშთანთქმებულია, ხოლო შთანთქმულს – **სორბტივი**. სორბციული პროცესი იწყება ფაზათა გამყოფ ზედაპირზე და შეიძლება გაგრძელდეს ორი მექანიზმით: 1. სორბტივის მოლეკულებით ხდება სორბენტის განჭოლვა მთელ მოცულობაში – ამ პროცესს ეწოდება **მოცულობითი სორბცია ან აბსორბცია**; 2. სორბტივი გროვდება სორბენტის ზედაპირზე – ამ პროცესს ეწოდება **ზედაპირული სორბცია ან აღსორბცია**. მაგალითად, ტენაქსზე – აქტივირებული ნახშირის ერთ-ერთ სახეობაზე კარგად აღსორბირდებიან სპირტები, რთული

ეთერები, კეტონები და არომატული ნაერთები აირად ფაზაში.

შესაძლებელია ადვილად აქროლადი ნივთიერებების განსაზღვრა უშუალოდ ორთქლის ფაზაში. საკვლევი ხსნარის შემცველ ჭურჭელს მჭიდროდ დახურავენ. გარკვეული დროის შემდეგ ხსნარში არსებულ განსასაზღვრავ კომპონენტსა და მის ორთქლს შორის დამყარდება წონასწორობა. შესაბამისი გრადუირებით ადგენენ დამოკიდებულებას აირად ფაზაში მყოფ ორთქლსა და ხსნარში კონცენტრირებულ ნივთიერებას შორის. ამ მეთოდით განსასაზღვრავი კომპონენტი და მატრიცა თავისთავად იყოფა. სინჯის ადების ამ ხერხს მიმართავენ წყალში აქროლადი ნახშირწყალბადების, სისხლში ალკოჰოლის განსასაზღვრავად.

კონცენტრირების რაოდენობრივი მახასიათებელია კონცენტრირების კოეფიციენტი (ფაქტორი) F :

$$F = \frac{Q_1}{Q_2} : \frac{Q_1^0}{Q_2^0} = \frac{Q_1 \cdot Q_2^0}{Q_2 \cdot Q_1^0}$$

Q_1^0, Q_2^0 – კონცენტრირებული ნივთიერების და ძირითადი კომპონენტის კონცენტრაცია კონცენტრირებამდე; Q_1, Q_2 – ძირითადი და კონცენტრირებული ნივთიერების რაოდენობაა კონცენტრირების შემდეგ. მაგალითად, თუ 1 გ ხსნარში გვაქვს 2 გ ოქრო, აორთქლებისას 10 ღმ³, კონცენტრირების ფაქტორი ტოლია:

$$F = \frac{2 \cdot 1000}{10 \cdot 2} = 100$$

რაც ნიშნავს ოქროს 100-მაგად კონცენტრირებას.

აქროლადი კომპონენტების გადადენის მეთოდებიდან კონცენტრირებისათვის იყენებენ აორთქლებას, სუბლიმაციას იმ შემთხვევაში, თუ განსასაზღვრავი ნივთიერება მდგრადია ტემპერატურული ზემოქმედე-

ბისადმი, დაუანგვისადმი, არააქროლადია. როდესაც ნივთიერების სტრუქტურა ირღვევა გაზრდილი ტემპერატურის რეჟიმში, აორთქლებას აწარმოებენ ვაკუუმში, რაც ტემპერატურის დაწვეის საშუალებას იძლევა.

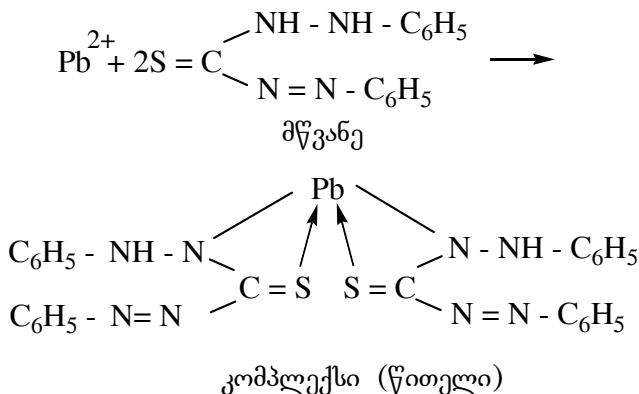
დანაცრება, როგორც კონცენტრირების მეთოდი გამოიყენება იმ შემთხვევაში, როდესაც არაორგანული ნივთიერების დიდი მასა იმყოფება ორგანულ და წვად არაორგანულ ძირითად მასაში. მაგალითად, მცენარეულ და ცხოველურ ნედლეულში მიკროელემენტების კონცენტრირებას ახდენენ გამომშრალი ნედლეულის ჰაერზე დაწვით. წარმოქმნილი მცირე რაოდენობის ნაცარი შეიცავს გამოსაკვლევ მიკროელემენტებს.

კოლექტორზე კომპონენტების დალექვა ან თანდალექვა გამოიყენება ლანთანოიდების, აქტინოიდების, მიკროელემენტების კონცენტრირებისათვის. ძირითადი დამლექავებია ჰიდროქსიდები, სულფატები, ორგანული ნივთიერებები. მაგალითად, Cu, Pb, Co, Cd კონცენტრირება შეიძლება განხორციელდეს რკინა (III) ჰიდროქსიდთან თანდალექვით.

ექსტრაქცია არის ორ ფაზას შორის ნივთიერების განაწილების ფიზიკურ-ქიმიური პროცესი. ამ დროს ნივთიერება ნაწილდება ორგანულ და წყალფაზას შორის და მყარდება დინამიკური წონასწორობა.

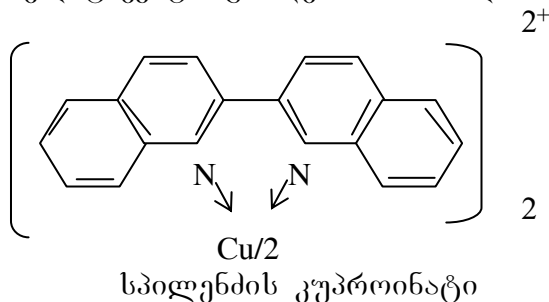
ექსტრაქცია და იონური ცვლა გამოიყენება ხსნარების და მყარი ნივთიერებების კონცენტრირების დროს. ხსნარების ექსტრაქციის დროს სპეციფიკური რეაქტივებით ნივთიერება გადაჰყავთ ისეთ ფორმაში, რომ გაიხსნას წყალში უხსნად ექსტრაგენტში ისე, რომ განაწილების კოეფიციენტი ორგანულ და წყლის ფაზებს შორის იყოს დიდი. თხევადი ექსტრაქციის დროს მეტალების იონები კონცენტრირდებიან კომპლექსწარმოქმნელებით: დითიზონი, 8-ოქსი-

ქინოლინი და სხვა. დიფენილდიითიოკარბაზონის (დი-თიზონი) ქლოროფორმიანი ხსნარი ტყვიის მარილებთან წარმოქმნის შიდაკომპლექსურ ნაერთს, რომელიც აგურისფერ-წითელი შეფერილობისაა:

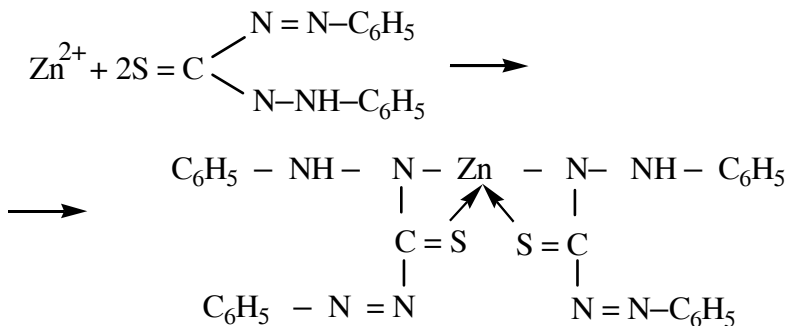


ქლოროფორმის ფენა შეიფერება წითლად, რაც განპირობებულია ტყვიის დითიზონატის წარმოქმნით და მისი ექსტრაქციით.

ქინოლინის წარმოებული – კუპროინი – სპილენძის იონებთან მარილმჟავა არეში ჰიდროქსილაშინის თანაობისას იძლევა წითელი ფერის სპილენძის კომპლექსნაერთს, რომელიც ექსტრაგირდება იზოამილის სპირტით:



დიფენილთიოკარბაზონის ხსნარი ქლოროფორმში ან ოთხქლორიან ნახშირბადში Zn^{2+} კატიონთან ტუტე არეში იძლევა წითელი შეფერილობის შიგაკომპლექსურ მარილს:



მყარი ნივთიერებების ექსტრაქციას იყენებენ მცენარეული ნედლეულიდან მიკროკომპონენტების კონცენტრირების დროს. ორგანული ფუძეები (ალკალოიდები) ექსტრაგირდება შემუავებული წყლიდან, მიღებულ ექსტრაქტს დაამუშავებენ ტუტით და შემდეგ ახდენენ ფუძე ალკალოიდების ექსტრაგირებას მცირე რაოდენობის ორგანული გამხსნელით. მიიღება ალკალოიდების კონცენტრირებული ექსტრაქტი.

ელექტროლიტური გამოყოფა დაფუძნებულია ნივთიერებების ელექტროქიმიურ ჟანგვა-აღდგენაზე.

სვეტური ქრომატოგრაფია და სორბცია კონცენტრირების საუკეთესო საშუალებაა, განსაკუთრებით იონმიმოცვლითი ფისების გამოყენებით. შესაფერისი კატიონიტის შერჩევით, იონმიმოცვლით სვეტზე ხსნარის გატარებისას შერჩევით აღსორბირდებიან აუცილებელი კატიონები ან ორგანული ფუძეები, ანიონიტების გამოყენებით – ანიონები. იონმიმოცვლითი სვეტის გაჯერებისას აღსორბირებულ ნივთი-

ერებას რეცხავენ შესაფერისი გამხსნელით და ღებულობენ უფრო კონცენტრირებულ ხსნარს.

კრისტალიზაცია გამოიყენება მინარევებიანი მასალის კონცენტრირებისათვის. ზონური დნობა ზრდის მიკრომინარევების კონცენტრაციას. ასუფთავებენ ძირითადად და გამოყოფენ მიკროკომპონენტებს კონცენტრირებული სახით.

მატრიცის მოცილება

მატრიცის მოსაცილებლად პრაქტიკაში უფრო გავრცელებულია **სორბციული მეთოდი**. თხევად ფაზაში გადაყვანილ სინჯს გაატარებენ სორბენტის შემცველ მინის ან პლასტმასის სვეტში. ამ დროს სინჯის კომპონენტები ადსორბირდებიან. მატრიცის ხელისშემშლელ კომპონენტებს აცილებენ ელუენტის მეშვეობით სვეტის გარეცხვის პროცესში. შემდეგ სხვა ელუენტით სვეტიდან გამოორეცხავენ განსასაზღვრ კომპონენტს.

გაზომვა

ყველა ანალიზის პრინციპი დაფუძნებულია ქიმიური რეაქციის მიმდინარეობაზე ან ფიზიკურ ურთიერთქმედებაზე. თვისებით ანალიზში ქიმიურ რეაქციაზე დამყარებულ მეთოდებში ქიმიური რეაქციები გამოიყენება თვისებითი მიზნებისათვის. თუ იზომება რეაქციაში შესული ნივთიერების რაოდენობა (ტიტრიმეტრია, გრავიმეტრია), რეაქციის სიჩქარე (კინეტიკურ მეთოდებში), მაშინ შესაძლებელია რაოდენობითი ინფორმაციის მიღება. ნივთიერების ქიმიური შედგენილობის შესწავლა ნიშნავს გაირკვეს, თუ რა ელემენტებისაგან (იონებისაგან) შედგება საანალიზო

ობიექტი (თვისებითი ანალიზი) და როგორია მათი რაოდენობა (რაოდენობითი ანალიზი).

ფიზიკურ ურთიერთქმედებაზე დაფუძნებული ანალიზის პრინციპები რეალიზდება სპექტროსკოპულ, ელექტროქიმიურ და ქრომატოგრაფიულ მეთოდებში.

მიღებული მონაცემების დამუშავება

ანალიზის შედეგი არის პარალელური განსახილვერების შედეგების საშუალო მნიშვნელობა; ხასიათდება კრიტერიუმებით: სტანდარტული გადახრა, ნდობის ინტერვალი, განმეორებადობა, სისწორე და დაკავშირებულია სტატისტიკური დამუშავების, სანდოობის შეფასების და სისწორის შემოწმების პროცედურებთან. იგი ფიზიკური სიდიდეა და ფარდობით ერთეულებში გამოისახება, რადგან მიიღება განსახილვერავი კომპონენტის რაოდენობის შეფარდებით საანალიზოდ აღებული სინჯის მასასთან ან მოცულობასთან. ანალიზის შედეგების მეტროლოგიური შეფასება ითვალისწინებს გაზომვის მონაცემებისა და ანალიზის საბოლოო შედეგების შეფასებას შემთხვევითი და სისტემური ცდომილების გაანგარიშებით. მეტროლოგიური მახასიათებლების მიხედვით შედეგი შეიძლება იყოს სწორი და განმეორებადი, განმეორებადი, მაგრამ არასწორი, სწორი და არაგანმეორებადი.

ანალიზის შედეგები და შეფასება წარმოსადგენია ანგარიშის სახით და უნდა იყოს შესაბამისობაში ანალიტიკოსის მიერ დასმულ ამოცანასთან.

თაზი III

ანალიზურ ჭიმიანში გამოყენებული ძირითადი ჭი- მიური თეორიები და კანონები

3.1. ი. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და ანალიზური ჭიმი

დ.ი. მენდელეევი პერიოდულობის კანონი აღმოა-
ჩინა ელემენტების ფარდობითი ატომური მასების სა-
ფუძველზე, ხოლო ელემენტებისა და მათი ნაერთე-
ბის თვისებების პროგნოზირება, აღმოჩენა, დაცილე-
ბა, გამოყოფა, იდენტიფიცირება ძირითადად დადგე-
ნილ იქნა ანალიზური ჭიმის მეთოდების დახმარე-
ბით.

1912 წელს ჰოლანდიელი ა. ვან-დენ-ბრუკის თეო-
რიული აღმოჩენის თანახმად, **პერიოდულ სისტემაში
ელემენტის რიგობრივი ნომერი ატომის ბირთვის და-
დებითი მუხტის ტოლია**, რაც ექსპერიმენტით დაამ-
ტკიცა ინგლისელმა ჰ. მოზლიმ. ფუნდამენტური პა-
რამეტრის - რიგობრივი ნომრების განსაზღვრით
მოზლიმ დაადგინა, რომ წყალბადიდან ურანამდე უნ-
და არსებობდეს 92 ელემენტი. ამ მოვლენამ მკვლე-
ვარები გაათავისუფლა ახალი ელემენტების ძიების
უსარგებლო და შრომატევადი სამუშაოებისაგან.

მეცნიერებმა ატომის აღნაგობის ელექტრონული თე-
ორიის გამოყენებით აჩვენეს, რომ №72 უცნობი ელე-
მენტი უნდა იყოს ცირკონიუმის ანალოგი და არა
ლანთანოიდების. 1923 წელს ელემენტი ჰაფნიუმი
აღმოაჩინეს ცირკონიუმის მინერალში და არა ლან-
თანოიდებში, სადაც წლების განმავლობაში ეძებ-
დნენ უშედეგოდ. პერიოდულობის კანონის აღმოჩენი-
დან 70 წლის შემდეგაც ურანამდე 4 ელემენტის აღ-
გილი ნუმერაციით 43, 61, 85, 87 იყო ცარიელი. რა-

დიოქიმიური მეთოდების დახვეწით შესაძლებელი გახდა მათი პოვნა.

ელემენტების ქიმიურ-ანალიზური თვისებები და პერიოდულ სისტემაში მეზობელ უჯრაში მდებარე ელემენტების ანალოგია, საშუალებას იძლევა დამუშავდეს ანალიზის უნიფიცირებული მეთოდები. ცნობილია, რომ Mo(V) იძლევა ფერად რეაქციას თიოციანატთან. ვარაუდით, Nb(V) -თვის იგივე თვისებითი რეაქცია იყო მოსალოდნელი, რაც ექსპერიმენტით დადასტურდა და ნიობიუმისათვის დამუშავებულ იქნა კვლევის ფოტომეტრიული თიოციანატური მეთოდი. პერიოდულ კანონთან შესაბამისი ანალოგიის თვისებები ვლინდება ფუძე-მჟავური ურთიერთქმედების, კომპლექსწარმოქმნის, დალექვის, ჟანგვა-აღდგენითი ქიმიური რეაქციებისა და სხვადასხვა ქიმიურ-ანალიზური პროცესებისათვის. ანალიზურმა ქიმიამ შეიტანა მნიშვნელოვანი წვლილი ტრანსურანული ელემენტების სინთეზისა და თვისებების შესწავლაში და გააფართოვა პერიოდული სისტემის ჩარჩო 12 ელემენტით. დადგენილ იქნა, რომ ტრანსურანული ელემენტები ($Z > 92$) წარმოადგენენ იშვიათმიწათა მეტალების – ლანთანოიდების ანალოგებს, ვინაიდან მათ ევსებათ 5f –ელექტრონული შრე და შესაბამისად მეექვსე და მეშვიდე პერიოდები ანალოგიურად. აქტიუროდებისა და ლანთანოიდების თვისებებში ანალოგია ვლინდება ექსტრაქციის, თანდალექვის, იონ-მიმოცვლის პროცესებში.

ელემენტებისა და მათი იონების ქიმიურ-ანალიზური თვისებები დამოკიდებულია შემდეგ ფაქტორებზე:

- ატომებისა და მათი იონების ელექტრონული კონფიგურაცია;
- იონების მუხტი და რადიუსი;

• იონების პოლარიზებადობა და მათი მაპოლარიზებელი უნარი;

• იონიზაციის პოტენციალი და იონიზაციის ენერგია;

• ჟანგვა-აღდგენითი პოტენციალი;

• საკვლევი ნაერთის მჟავურობა და ამფოტერობა;

• კომპლექსწარმოქმნის უნარი;

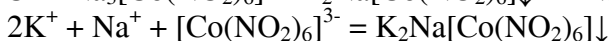
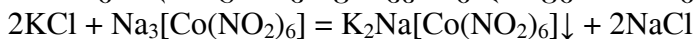
• ხსნარის pH.

ელემენტები ხასიათდებიან ოთხი ტიპის ელექტრონული ქვედონით s-ელემენტები (s^1 - s^2), p-ელემენტები (p^1 - p^6), d-ელემენტები d^1 - d^{10} , f-ელემენტები (f^1 - f^{14}). სხვადასხვა ქვედონის ელექტრონების ერთნაირი რიცხვის მქონე ელემენტებს ახასიათებთ მსგავსი ქიმიურ-ანალიზური თვისებები. მაგალითად, $Ag4d^{10}$, $Au5d^{10}$ იდექებიან ქლორწყალბადმჟავათი ქლორიდების სახით და გამოეყოფიან სხვა კატიონებს.

იონური რადიუსი გავლენას ახდენს მათ ფუძემჟავურ თვისებებზე. თავისუფალი ატომის რადიუსად მიჩნეულია პირობითი სიდიდე – მანძილი ატომის ბირთვიდან პერიფერიული ელექტრონების მდებარეობის ალბათობის მთავარ მაქსიმუმამდე. ამ სიდიდეს **ორბიტალური რადიუსი** ეწოდება. პრაქტიკული გამოთვლებისათვის ორბიტალური რადიუსის ნაცვლად იყენებენ **ეფექტურ რადიუსებს**, რადიუსებს, რომლებიც პრაქტიკულად ვლინდება. არის ეფექტური რადიუსის ორი სახეობა – **ატომური და იონური**. მარტივი ნივთიერებებისა და ორგანული ნაერთების შემთხვევაში გამოიყენება ატომური რადიუსის ცნება, ხოლო არაორგანული ნივთიერებებისათვის – **იონური რადიუსის** ცნება.

ჯგუფებში ზემოდან ქვემოთ გადანაცვლებისას იონური რადიუსი მატულობს, პერიოდში კი მარცხნიდან მარჯვნივ გადანაცვლებისას იონის მუხტის

გადიდებისას იონის რადიუსი მცირდება. იონური რადიუსის გაზრდით ლითონთა ფუძე თვისებები, არაღლითონების ჰიდრიდების მჟავური თვისებები იზრდება. დადგენილია, რომ დიდი იონური რადიუსის მქონე კატიონები ასეთივე ანიონებთან წარმოქმნიან მდგრად მარილებს. მაგალითად, ნატრიუმის პერქლორატი და ნატრიუმის პექსანიტროკობალტატ(III) წყალში კარგად იხსნებიან და კალიუმის, რუბიდიუმის და ცეზიუმის მარილებთან წარმოქმნიან უხსნად მარილებს. $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ კალიუმის იონების შემცველი ხსნარებიდან გამოყოფს ყვითელი ფერის ნაერთს:



საანალიზო ხსნარი არ უნდა შეიცავდეს ტუტეებს და ძლიერ მჟავეებს, რადგან ნალექი იხსნება მჟავეებში არამდგრადი $\text{H}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ -ის წარმოქმნით, ხოლო ტუტეები გამოყოფენ მურა ფერის ნალექს $\text{Co}(\text{OH})_3$.

იონიზაციის პოტენციალი ეწოდება იონის მუხტის შეფარდებას იონურ რადიუსთან:

$$I = \frac{Z}{r}$$

Z – იონის მუხტი;

r – იონური რადიუსი.

იონიზაციის პოტენციალი $I < 4$ ჰიდროქსიდი – ფუძეა;

$I = 4-6$ ჰიდროქსიდი – ამფოტერულია;

$I > 6$ ჰიდროქსიდი – მჟავაა.

იონების ქიმიურ-ანალიზური მახასიათებელია იონიზაციის პოტენციალის კვადრატისა და იონური რადიუსის ნამრავლის ლოგარიტმი $\lg I^2 \cdot r$. ენერგიას, რომელიც საჭიროა, არააგზნებული ატომიდან ყველაზე სუსტად შეკავშირებული ელექტრონის მოსაწვევად, იონიზაციის ენერგია ეწოდება. ერთეულებია კილო-

ჯოული ან ელექტრონვოლტი. ელექტრონვოლტებში გამოსახული იონიზაციის ენერგია რიცხობრივად ტოლია ვოლტებში გამოსახული იონიზაციის პოტენციალისა, ანუ ველის იმ უმცირესი დაძაბულობისა, რომლის დროსაც ატომი კარგავს ელექტრონს და დადებით იონად გარდაიქმნება. ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში ქვეჯგუფებში სიდიდე $lgI^2 \cdot r$ მუდმივია. თითოეული ქვეჯგუფი ხასიათდება ამ სიდიდის განსაზღვრული მნიშვნელობით:

ტუტე მეტალების კაციონები	$lgI^2 \cdot r = 1,35 - 1,40;$
ტუტემიწა მეტალების კაციონები	$lgI^2 \cdot r = 2,18 - 2,20;$
სამმუხტიანი კაციონები	$lgI^2 \cdot r = 2,65 - 2,84.$

$lgI^2 \cdot r$ გასათვლელად საჭიროა ელექტრონ-ვოლტებში გამოსახული იონიზაციის პოტენციალისა და ნანომეტრებში გამოხატული იონური რადიუსის მნიშვნელობების ცოდნა. მთავარ ქვეჯგუფებში ელემენტის რიგობრივი ნომრის და ატომის ბირთვის მუხტის ზრდასთან ერთად იონიზაციის პოტენციალი მცირდება, რაც ადასტურებს ლითონური თვისებების გაძლიერებას და არაღლითონური თვისებების შესუსტებას. ეს კანონზომიერება დაკავშირებულია ატომის რადიუსის გაზრდასთან და ბირთვის ეფექტური მუხტის შემცირებასთან, გარე სავალენტო ელექტრონულ შრესა და ბირთვს შორის მოთავსებული ენერგეტიკული დონეების გაზრდის გამო.

იონური რადიუსი განსაზღვრავს **იონების პოლარიზებადობის** უნარს – ბირთვიდან ელექტრონული გარსის გადანაცვლებას და დიპოლის წარმოქმნას. პოლარიზებადობის ხარისხი დაკავშირებულია იონების მუხტთან და იონურ რადიუსთან. პოლარიზებადობის საზომია იონური პოტენციალი. იონების პოლარიზებადი თვისებების გაზრდით კაციონის ანიონთან ბმის სიმტკიცე იზრდება, რაც ამცირებს ნა-

ლექების ხსნადობას. მაგალითად, რიგში $\text{BaF}_2 \rightarrow \text{SrF}_2 \rightarrow \text{CaF}_2$ ხსნადობა მცირდება $\frac{Z}{r}$ (Ba^{2+} - 14,0; Sr^{2+} - 15,7;

Ca^{2+} - 18,9) ფარდობის გაზრდის გამო. კატიონის მუხტის გაზრდით მისი პოლარიზებადობა მცირდება, ვინაიდან პარალელურად მცირდება მისი რადიუსი ელექტრონული გარსის ბირთვთან ძლიერი მიზიდვის შედეგად. ელექტრონული გარსის ტიპი გავლენას ახდენს იონის პოლარიზებადობაზე და შესაბამისად ორბიტალების დათიშვაზე, გამოსხივების კვანტის შთანთქმის უნარზე, რაც ნივთიერებების ფერის ცვლის მიზეზია. s-ელემენტები უფეროა, p- და d-ელემენტები შეფერილია კატიონების ანიონებზე ძლიერი მაპოლარიზებელი ზეგავლენის შედეგად.

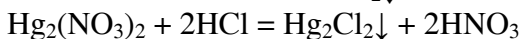
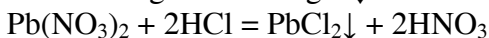
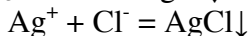
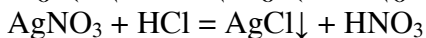
ატომების და მათი იონების ძირითადი ქიმიურ-ანალიზური მახასიათებლების გაცნობა საშუალებას იძლევა დახასიათდეს კატიონების ანალიზის ფუძემდებური სისტემა.

I ანალიზური ჯგუფის კატიონების K^+ , Na^+ , NH_4^+
მარილების უმრავლესობა წყალში კარგად ხსნადია, ჯგუფური რეაგენტი არა აქვთ. კალიუმი და ნატრიუმი პერიოდული სისტემის I ჯგუფის ელემენტებია. ტუტე მეტალთა ჰიდროქსიდები ძლიერი ფუძეებია. წყალხსნარებში ისინი მთლიანად იონიზირებულია. ამის გამო კალიუმისა და ნატრიუმის ძლიერ მჟავათა მარილები არ ჰიდროლიზდებიან და მათი მარილთა ხსნარები ნეიტრალური რეაქციისაა. კალიუმისა და ნატრიუმის სუსტ მჟავათა მარილები მეტ-ნაკლებად სრულად ჰიდროლიზდებიან და მათ წყალხსნარებს გააჩნიათ ტუტე რეაქცია ($\text{pH} > 7$). ამონიუმის ტუტე სუსტი ფუძეა. ამონიუმის ძლიერ მჟავათა მარილების ხსნარებს ძლიერი მჟავა რეაქცია ახასიათებთ ($\text{pH} < 7$). ანალიზური თვისებებით K^+ და NH_4^+ ყველაზე ახ-

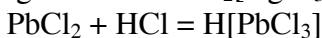
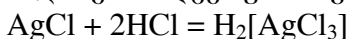
ლოს არიან ერთმანეთთან. ისინი წარმოქმნიან ძნელად ხსნად, თეთრი ფერის ჰიდროტარტრატებს – $\text{NH}_4\text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, ყვითელი ფერის ქლორპლატინატებს – $(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ და ჰექსანიტროკობალტატებს – $(\text{NH}_4)_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. წყალხსნარში ყველა კატიონი უფერულია. ამ ელემენტებს აქვთ იონიზაციის პოტენციალის მინიმალური მნიშვნელობა და წარმოქმნიან სფერული სიმეტრიის მქონე კატიონებს, რაც განსაზღვრავს მათ მდგრადობას, სუსტ პოლარიზებადობას და შეფერვის არ არსებობას. I ანალიზური ჯგუფის კატიონების ქიმიური თვისებები ძირითადად განისაზღვრება ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედებით.

კატიონების II ანალიზურ ჯგუფს მიეკუთვნებიან პერიოდული სისტემის I და II ჯგუფების B ქვეჯგუფის ელემენტები Ag^+ , Pb^{2+} და $[\text{Hg}_2]^{2+}$. მიუხედავად იმისა, რომ ვერცხლს გარე სავალენტო შრეზე აქვს s^1 ელექტრონი, რომლის გაცემის შემდეგ გადადის ერთმუხტიან კატიონში, მისი თვისებები ძლიერ განსხვავდება I ანალიზური ჯგუფის კატიონების თვისებებისგან, რაც აიხსნება $\text{Ag}4d^{10}$ ელექტრონული კონფიგურაციის წარმოქმნით. Pb^{2+} კატიონს აქვს ჯგუფის ნომერზე ორი ერთეულით დაბალი მუხტი. ეს აიხსნება ინერტული წყვილის $5s^2$ ეფექტური გამოვლენით, რაც გამოიხატება გარე შრეზე არსებული s^2 ელექტრონული წყვილის წინააღმდეგობით მიიღოს მონაწილეობა კოვალენტური ბმის წარმოქმნაში. ვერცხლისწყალი ძნელად იჟანგება $[\text{Hg}_2]^{2+}$ იონამდე, ვინაიდან შეიცავს $6s^2$ ელექტრონულ წყვილს, რომელიც სუსტად ეკრანირდება 4f-ქვედონით და ამის გამო მტკიცედ იბოჭება ბირთვის მუხტით. II ჯგუფის კატიონები ძნელადპოლარიზებად ანიონებთან (F^- , CH_3COO^- , ClO_4^- , NO_3^- და სხვა) წარმოქმნიან წყალში

ხსნად მარილებს. ვერცხლის და ვერცხლისწყლის ქლორიდები წყალში პრაქტიკულად უხსნადია, ხოლო ტყვიის ქლორიდი ცივ წყალში მცირედ იხსნება, ცხელში – შედარებით კარგად. Ag^+ , Pb^{2+} და $[\text{Hg}_2]^{2+}$ წყალხსნარებში უფეროა. ქლორიდების გარდა მათი მარილებიდან წყალში უხსნადია იოდიდები, ბრომიდები, სულფიდები, კარბონატები, ფოსფატები, ქრომატები და ოქსალატები, მცირედ ხსნადია სულფატები. ჯგუფური რეაგენტია განზავებული მარილმჟავა, რომლის მოქმედებითაც II ჯგუფის კატიონებთან წარმოიქმნება ძნელად ხსნადი ქლორიდები:



კონცენტრირებული მარილმჟავას გამოყენებისას წარმოიქმნება ხსნადი კომპლექსური მჟავები:



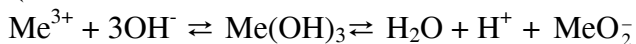
მესამე ანალიზურ ჯგუფს მიეკუთვნებიან ბარიუმის, სტრონციუმის, კალციუმის კატიონები, რომლებიც პერიოდული სისტემის მეორე ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში არიან განლაგებული. მათ კატიონებს აქვთ დასრულებული სფერული 8-ელექტრონიანი გარე შრეები. $[\text{Xe}]6s^2$, $[\text{Kr}]5s^2$, $[\text{Ar}]4s^2$. კალციუმიდან ბარიუმისაკენ მათი ქიმიური აქტიურობა იზრდება. ამ ელემენტთა იონები წყალხსნარებში უფეროა. განზავებული გოგირდმჟავა და ხსნადი სულფატები Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} კატიონებთან წარმოქმნიან თეთრი ფერის კრისტალურ ნალექებს. განზავებული გოგირდმჟავა ჯგუფური რეაგენტია.

$\text{Ba}^{2+} \text{ BaSO}_4 (L = 1,1 \cdot 10^{-10})$; გამოიყოფა მყისიერად
 $\text{Sr}^{2+} \text{ SrSO}_4 (L = 3,2 \cdot 10^{-7})$; გამოიყოფა დაყოვნების
 ჯგუფური რეაგენტი შემდეგ

$\text{Ca}^{2+} \text{ CaSO}_4 (L = 9,1 \cdot 10^{-6})$; გამოიყოფა Ca^{2+} -ის
 კონცენტრირებული ხსნარებიდან

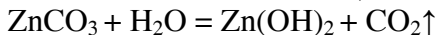
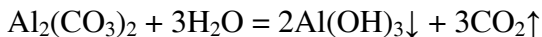
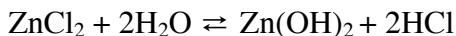
ამ კატიონების ჰიდროქსიდების ფუძე თვისებები
 იზრდება ატომური მასის ზრდასთან ერთად, რაც
 შეიძლება აიხსნას იონთა რადიუსების გაზრდით და
 მათი პოლარიზაციული უნარის შემცირებით, არაორ-
 განულ ნაერთებში იონური ბმის ბუნებით. ყველაზე
 ძლიერი ფუძეა $\text{Ba}(\text{OH})_2$. $\text{Mg}(\text{OH})_2$ სუსტი ფუძეა, წყალ-
 ში მცირედ ხსნადი. ის ილექება მაგნიუმის მარილე-
 ბის წყალხსნარებიდან ტუტეებით და ამონიუმის ჰიდ-
 როქსიდით, ამიტომ მიეკუთვნება V ანალიზურ
 ჯგუფს.

კატიონთა მეოთხე ანალიზურ ჯგუფში გაერთი-
 ნებულია Zn^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , As^{3+} , As^{+5} , Sn^{2+} , Sn^{+4} . ჯგუფური
 რეაგენტია კონცენტრირებული ნატრიუმის ან კალი-
 უმის ტუტეები. ამ ელემენტთა ჰიდროქსიდები ამფო-
 ტერულია:

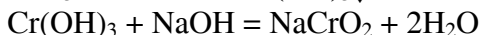
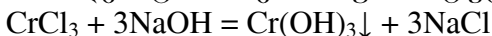


ამფოტერობა დამახასიათებელია ელემენტებისათ-
 ვის ვაკანტური p-, d-ორბიტალებით, რომელთა შევსე-
 ბა ხორციელდება კოვალენტური ბმის წარმოქმნის
 ხარჯზე დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით, რის
 შედეგად წარმოიქმნება მდგრადი აკვა- და ჰიდროქ-
 სოკომპლექსები ატომთა მაქსიმალურად გაჯერებუ-
 ლი ბმით. ვინაიდან ჰიდროქსიდები სუსტი ფუძეებია,
 ამ კატიონების მარილები წყალხსნარებში ძლიერ
 ჰიდროლიზებულია. სუსტი მჟავას მარილების, მაგა-
 ლითად, Al^{3+} და Cr^{3+} -ის სულფიდების, კარბონატე-
 ბის და ციანიდების ჰიდროლიზი შეუქცევადი პროცე-
 სია და შესაბამისი მარილები წყალხსნარებში არ

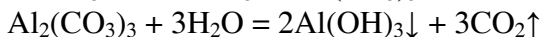
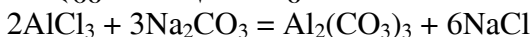
არსებობენ. ჰიდროლიზის აღმოფხვრის მიზნით მეოთხე ჯგუფის კატიონების შემცველ ხსნარებს ხშირად შეამჟავებენ. მეოთხე ჯგუფის კატიონთა მიერ წარმოქმნილი მარილები განიცდიან ჰიდროლიზს:



ტუტე მეტალთა ჰიდროქსიდები IV ჯგუფის ყველა კატიონთან, დარიშხანის გარდა, წარმოქმნიან ჰიდროქსიდებს, რომლებიც იხსნებიან ჭარბ ტუტეებში:



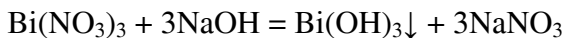
კარბონატები Na_2CO_3 , K_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ლექავენ Al^{3+} , Cr^{3+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} კატიონებს შესაბამისი ჰიდროქსიდების სახით, Sn^{2+} კატიონს – ფუძე მარილის სახით. As^{3+} , As^{5+} ნალექს არ წარმოქმნიან:



Al^{3+} , Cr^{3+} და Zn^{2+} იონებს ახასიათებთ კომპლექსწარმოქმნის უნარი. ცვლადი ჟანგვის ხარისხის მქონე კატიონები (ალუმინის და თუთიის გარდა) ადვილად შედიან ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებში. ჰიდრატირებული ქრომის ჰიდროქსიდი თავისი თვისებებით ძალიან ახლოსაა ჰიდრატირებულ ალუმინის ჰიდროქსიდთან და მასთან ერთად გამოეყოფა კატიონების V და VI ანალიზურ ჯგუფებს. ამის გამო ქრომს ათავსებენ IV ანალიზურ ჯგუფში. IV ანალიზურ ჯგუფზე ჭარბი ტუტის მოქმედებით მიიღება ხსნადი მარილები, რომლებიც გამოცალკევდება V და VI ჯგუფების კატიონებისაგან ცენტრიფუგირებით ან გაფილტვრით.

მესამე ანალიზურ ჯგუფს მიეკუთვნებიან კატიონები: Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Mg^{2+} , Bi^{3+} , Sb^{3+} , Sb^{5+} . ამ ელემენტ-

ტებს ახასიათებთ კომპლექსწარმოქმნა (Fe^{2+} , Fe^{3+}), ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები (Fe^{2+} , Mn^{2+} , Bi^{3+} , Sb^{3+}), ცვლადი ჟანგვის ხარისხი (გამონაკლისია Mg^{2+} , Bi^{3+}), ჰიდროლიზის რეაქციები (Bi^{3+} , Sb^{3+} , Sb^{5+}). ამ ჯგუფის ჰიდროქსიდები, სტიბიუმ (III)-ის გარდა, არ არიან ამფოტერული ბუნების და არ წარმოქმნიან ხსნად ამინოკომპლექსებს. ტუტეების ხსნარები მათი ჯგუფური რეაგენტებია. კალას და ბისმუტის კატიონები ამფოტერული თვისების მატარებელია, მაგრამ სისტემური ანალიზის მსვლელობის პროცესში ისინი ილექებიან V ჯგუფის კატიონებთან ერთად. მწვავე ტუტეები ღებენ Bi^{3+} კატიონს თეთრი ფერის ბისმუტის ჰიდროქსიდის სახით:



ნალექი $\text{Bi}(\text{OH})_3$ დუდილის ან გახურების შედეგად თეთრი ფერიდან ყვითელ ფერში გადადის:



$\text{Bi}(\text{OH})_3$ იხსნება მჟავებში, არ იხსნება ტუტეებში.

მწვავე ტუტეები და ამიაკი Sb^{5+} იძლევიან მეტასტიბიუმმჟავას თეთრ ნალექს:



მექესე ანალიზურ ჯგუფს მიეკუთვნებიან კატიონები Cu^{2+} , Hg^{2+} , Cd^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} . მათი ჰიდროქსიდები ჭარბ ამიაკში სხვადასხვა შედგენილობის ამინოკომპლექსებს წარმოქმნიან. ჯგუფური რეაგენტია ამონიუმის ჰიდროქსიდი – NH_4OH . სპილენძის, კობალტისა და ნიკელის მარილთა ხსნარები შეფერილია, კადმიუმისა და ვერცხლისწყლის (II) – უფერო. გარდამავალი ელემენტების ურთიერთქმედებისას დონორული ელექტრონული წყვილის მქონე ნაერთებთან წარმოიქმნებიან კომპლექსები კოვალენტური ბმის დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით. მაგალითად, ჯგუფური რეაგენტის ამონიუმის ტუტის მოქმედებით

ხსნარში გადადიან შემდეგი შედგენილობის ამიაკატები: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. სხვა ჯგუფის კატიონებიდან ანალოგიური თვისებები ახასითებთ Zn^{2+} , Ag^+ , რომლებიც ასევე შეიძლება მიაკუთვნონ VI ჯგუფს, მაგრამ პრაქტიკული მოსაზრებიდან გამომდინარე Ag^+ მიაკუთვნებენ II ანალიზურ ჯგუფს, ხოლო Zn^{2+} - IV ანალიზურ ჯგუფს.

იონების ანალიზური კლასიფიკაცია განსხვავდება დ.ი. მენდელეევის პერიოდულ სისტემაში ჯგუფებში ქიმიური ელემენტების განაწილებისაგან, მაგრამ მას არ შეიძლება ეწოდოს ხელოვნური, ვინაიდან საფუძვლად უდევს გარკვეული კანონზომიერებები, დაკავშირებული ზოგიერთი ნაერთის ხსნადობასთან და ელემენტების ოქსიდებისა და ჰიდროქსიდების ფუძემჟავურ თვისებებთან.

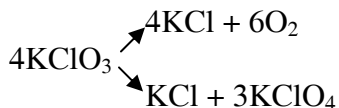
ამრიგად, კატიონების ანალიზის მჟავურ-ფუძურ სისტემას საფუძვლად უდევს მეტალთა კატიონების დამოკიდებულება მარილმჟავას, გოგირდმჟავას, ტუტეების მიმართ და შესაბამისად წარმოდგენილია კატიონების 6 და ანიონების 3 ანალიზური ჯგუფით.

3.2. მოქმედ მასათა კანონი, როგორც თვისებითი ანალიზის საფუძველი

მექანიზმის მიხედვით, რეაქციები იყოფა ელემენტარულ (ერთსტადიურ) და რთულ (მრავალსტადიურ) რეაქციებად. მარტივი ეწოდება რეაქციას, თუ პროდუქტი წარმოიქმნება რეაგენტთა მოლეკულების უშუალო ურთიერთქმედებით. ერთი ელემენტარული აქტით მიმდინარე რეაქციას ეწოდება ერთსაფეხურიანი. რთული ეწოდება რეაქციას, თუ საბოლოო პროდუქტი მიიღება ორი ან მეტი მარტივი რეაქციის შედეგად, რომლებიც მიმდინარეობენ შუალედურ ნა-

ერთთა წარმოქმნით. ყველა ბიოქიმიური რეაქცია რთულია. რთული რეაქციები შეიძლება იყოს **პარალელური, მიმდევრობითი, შეუღლებული და ჯაჭვური**.

• **პარალელური** ეწოდება რეაქციათა დაკავშირებული სისტემას, რომელშიც რამდენიმე პროცესი მიმდინარეობს ერთი და იმავე საწყისი რეაგენტებიდან განსხვავებული პროდუქტების წარმოქმნით. მაგალითად:



• **მიმდევრობითი** ეწოდება რეაქციათა დაკავშირებული სისტემას, რომელშიც ყოველი წინა სტადიის პროდუქტები იხარჯება შემდგომი სტადიის განსახორციელებლად: მეტაბოლური პროცესები, პოლიმერიზაციის რეაქციები და სხვა. მაგალითად, გლუკოზის დაჟანგვა უჯრედული სუნთქვის პროცესში, როდესაც 22 საფეხურის შემდეგ წარმოიქმნება საბოლოო პროდუქტები - ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდი და წყალი, მიმდევრობითი რეაქციაა. შუალედურ სტადიებზე წარმოქმნილ ნივთიერებებს **ინტერმედიატები** ეწოდება. გლუკოზის დაჟანგვის რეაქციაში ინტერმედიატებია – გლუკოზა-6-ფოსფატი, ფრუქტოზა-1,6-დიფოსფატი და ა.შ.

• **შეუღლებული** ეწოდება რეაქციათა დაკავშირებული სისტემას, როდესაც ერთი რეაქცია იწვევს მეორის წარმართვას (ინდუცირებას). გლუკოზის ჟანგვის პროცესთან არის შეუღლებული ATP-ის სინთეზი ADP-ისა და ფოსფატისაგან: $\text{ADP} + \text{P} \rightarrow \text{ATP} + \text{H}_2\text{O}$, $\Delta G^0 =$

+36 კჯ. უჯრედში 1 მოლი გლუკოზის დაჟანგვისას 38 მოლი ATP წარმოიქმნება.

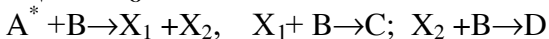
• **ჯაჭვური** ეწოდება რეგულარულად განმეორებად ელემენტარულ აქტებში რადიკალების, იონების ან ატომების მონაწილეობით მიმდინარე რეაქციებს. დამახასიათებელია 3 ეტაპი:

- . ჯაჭვის ფორმირება;
- . ჯაჭვის განვითარება;
- . ჯაჭვის გაწყვეტა.

ჯაჭვური რეაქციები ჯაჭვის განვითარების მიხედვით იყოფა **არაგანშტოებულ**, როდესაც ჯაჭვის გაგრძელების პროცესში აქტიური ნაწილაკების რიცხვი მუდმივია და **განშტოებულ** (ერთი აქტიური ნაწილაკის ხარჯზე ასეთი ნაწილაკების დიდი რიცხვი წარმოიქმნება) რეაქციებად.

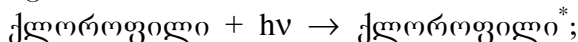
ფოტოქიმიური პროცესები რთული რეაქციების განსაკუთრებულ კლასს წარმოადგენენ. რეაქციებს, რომლებიც სპექტრის ხილული და ულტრაიისფერი უბნების ელექტრომაგნიტური რხევების ზემოქმედებით წარიმართება, **ფოტოქიმიური რეაქციები** ეწოდება. მათი საფუძველია მოლეკულების მიერ სინათლის კვანტის ($h\nu$) შთანთქმა აქტიური ნაწილაკის წარმოქმნით.

$A + h\nu \rightarrow A^*$, სადაც A – საწყისი მოლეკულაა, ხოლო A^* – აღგზნებულ მდგომარეობაში გადასული რეაგენტია. ეს უკანასკნელი ურთიერთქმედებს სხვა რეაგენტებთან და წარმოქმნის აქტიურ ინტერმედიატებს – რადიკალებს, იონებს – X_1 , X_2 , რომლებიც სწრაფად შედიან მეორეულ რეაქციებში საბოლოო პროდუქტების წარმოქმნით:

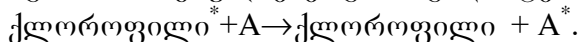


სინათლის ენერგიის შთანთქმის შედეგად რთული ორგანული ნივთიერებების სინთეზის მაგალითია

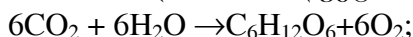
ფოტოსინთეზი, რომელიც ქლოროფილის მეშვეობით ხორციელდება. ქლოროფილი შთანთქავს სინათლის კვანტს:



იგი შთანთქმულ ენერგიას გადასცემს რეაგენტს:



მეორეული რეაქციებით წარმოქმნილი ინტერმედიატები $X_1, X_2, \dots$ ურთიერთქმედებენ CO_2 -თან, H_2O -თან და წარმოქმნიან საბოლოო პროდუქტს – გლუკოზას:



ქიმიური რეაქციის სიჩქარე

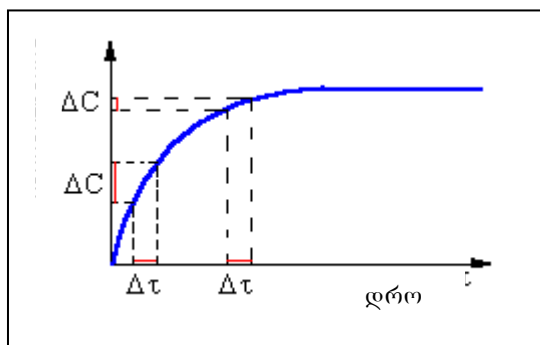
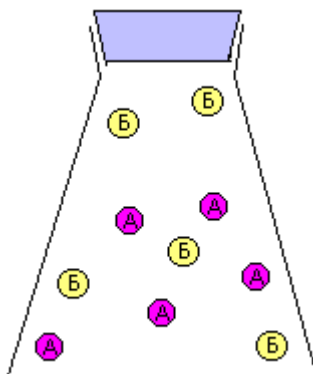
ქიმიური კინეტიკა სწავლობს ქიმიური რეაქციის სიჩქარეს, მასზე სხვადასხვა ფაქტორის გავლენას და რეაქციის მიმდინარეობის მექანიზმებს.

რეაქციის სიჩქარე განისაზღვრება მორეაგირე ნივთიერებების მოლურ კონცენტრაციათა ცვლილებით დროისა და მოცულობის ერთეულში (ჰომოგენური რეაქციის შემთხვევაში), ან ფაზათა გამყოფი ზედაპირის ფართის ერთეულზე (ჰეტეროგენური რეაქციის შემთხვევაში):

$$v = \frac{C_2 - C_1}{T_2 - T_1}$$

სადაც v – ჰომოგენური რეაქციის საშუალო სიჩქარეა. განზომილებაა:

$$\frac{\text{მოლი}}{\text{ლ.წმ}}, \frac{\text{მოლი}}{\text{ლ.წთ}}$$



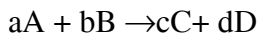
გარდაქმნის სიჩქარე პროცესის მსვლელობისას იცვლება, ე.ი. სიჩქარე დროის ფუნქციაა: $v=f(t)$, ამიტომ, საშუალო სიჩქარის ნაცვლად გამოიყენება მყისიერი სიჩქარის ცნება:

$$V_{\text{მყ.}} = \pm \frac{dc}{dt}.$$

ქიმიური რეაქციის სიჩქარეზე მოქმედი ძირითადი ფაქტორებია: კონცენტრაცია, მორეაგირე ნივთიერებათა ბუნება, შეხების ზედაპირის სიდიდე (ჰეტეროგენული რეაქცია), ტემპერატურა, კატალიზატორები,

წნევა (აირადი ნივთიერებების ურთიერთქმედების დროს) და სხვა.

ქიმიური რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულებას კონცენტრაციაზე პირველად ყურადღება მიაქცია რუსმა ქიმიკოსმა ნ. ნ. ბეკეტოვმა. ჩამოყალიბებულ იქნა 1867 წელს ნორვეგიელი მეცნიერების – **ჰულ-დბერგისა და ვააგეს** მიერ და ეწოდა ქიმიური კინეტიკის ძირითადი კანონი - **მოქმედ მასათა კანონი**, რომლის თანახმად: **მუდმივ ტემპერატურაზე ჰომოგენურ არეში მიმდინარე ქიმიური რეაქციის სიჩქარე მორეაგირე ნივთიერებათა მოლური კონცენტრაციების ნამრავლის პროპორციულია აღებული სტექიომეტრული კოეფიციენტები ხარისხის მაჩვენებლად.** A და B ნივთიერებების ურთიერთქმედების რეაქციისათვის განტოლება ღებულობს სახეს:



კინეტიკური განტოლებას მათემატიკურად ასე გამოისახება:

$$v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

k – რეაქციის სიჩქარის მუდმივაა, არ არის დამოკიდებული მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციაზე, დამოკიდებულია ნივთიერებათა ბუნებაზე, ტემპერატურასა და კატალიზატორზე. k-ს ფიზიკური არსი მდგომარეობს იმაში, რომ ის უტოლდება რეაქციის სიჩქარეს, როცა ურთიერთმომქმედ ნივთიერებათა კონცენტრაციები 1 $\frac{\text{მოლი}}{\text{ლ}}$ -ის ტოლია ან მათი ნამ-

რავლი სტექიომეტრიული კოეფიციენტების გათვალისწინებით 1-ის ტოლია.

$$v_2 = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

რეაქციის სიჩქარის მუდმივა ქიმიკოსებს აძლევს საშუალებას რაოდენობრივად დაახასიათონ ქიმიური რეაქციის სიჩქარესთან დაკავშირებული საკითხები:

რეაქცია	პირობები	კინეტიკური განტოლება	k
$H^+ + OH^- = H_2O$	20 °C	$v = k[H^+][OH^-]$	$1.4 \cdot 10^{11} \frac{\text{ლ}}{\text{მოლი} \cdot \text{წამი}}$
$NH_4^+ = NH_3 + H^+$	20 °C	$v = k \cdot [NH_4^+]$	$24 \frac{\text{ლ}}{\text{მოლი} \cdot \text{წამი}}$

ნეიტრალიზაციის რეაქცია ($H^+ + OH^-$) 20 °C მიმდინარეობს $6 \cdot 10^9$ -ჯერ უფრო სწრაფად, ვიდრე ამონიუმის იონის დაშლის რეაქცია.

მოქმედ მასათა კანონი სამართლიანია ერთ სტადიად მიმდინარე რეაქციებისათვის. რთული ქიმიური პროცესების დროს კინეტიკურ განტოლებაში კონცენტრაციათა ხარისხის მაჩვენებლები არ არის სტექიომეტრული კოეფიციენტების ტოლი და მათი დადგენა ექსპერიმენტის საფუძველზე ხდება.

რეაქციათა განტოლებები:



აღნიშნავენ მხოლოდ საწყის და საბოლოო პროდუქტებს. ისინი რადიკალური მექანიზმით მიმდინარე მრავალსაფეხურიანი პროცესია. მოქმედ მასათა კანონი მიესადაგება თითოეულ სტადიას და არა ჯამურ რეაქციას.

რეაქციის მოლეკულარობა და რიგი

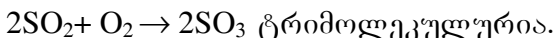
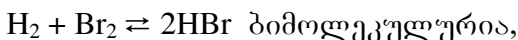
ქიმიური ურთიერთქმედების ელემენტარულ აქტში შეიძლება მონაწილეობდეს ერთი, ორი, სამი მოლეკულა (ნაწილაკი). მოლეკულათა მეტი რიცხვის ერთდროული მონაწილეობა ქიმიურ გარდაქმნაში ნაკ-

ლებად სააღბათოა (არ არის ცნობილი). ურთიერთქმედების ელემენტარულ აქტში მონაწილე მოლეკულების რიცხვი განსაზღვრავს რეაქციის მოლეკულურობას (ერთმოლეკულური, ორმოლეკულური და სხვა).

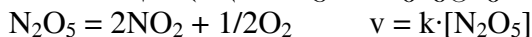
მოლეკულურობის განსაზღვრა შესაძლებელია მხოლოდ მარტივი (ერთსაფეხურიანი) რეაქციებისათვის. რთულ რეაქციებში მოლეკულურობა განისაზღვრება ცალკეული საფეხურისათვის. ცოცხალ სისტემებში მიმდინარე რთული რეაქციების ცალკეული საფეხური მონო- და ბიმოლეკულურია.



მონომოლეკულური რეაქციაა,



კინეტიკურ განტოლებაში ნივთიერებათა კონცენტრაციების ხარისხის მაჩვენებლების ჯამს ეწოდება რეაქციის რიგი. $v_1 = k_1 \cdot [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b$ განტოლებიდან $a+b=v$ ჯამს ეწოდება რეაქციის საერთო რიგი. არჩევენ ნულოვანი ($v=0$), პირველი ($v=1$), მეორე ($v=2$), მესამე ($v=3$) ან წილადი რიგის რეაქციებს.



1 რიგის რეაქცია



2 რიგის რეაქცია



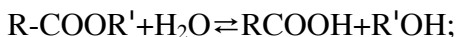
3 რიგის რეაქცია

რეაქციის რიგი და მოლეკულურობა ერთმანეთს ემთხვევა მხოლოდ მარტივი (ერთსაფეხურიანი) რეაქციებისათვის. რეაქციის რიგისა და მოლეკულურობის განსხვავების მიზეზია:

- პროცესის ეტაპობრივი მექანიზმი;

- ერთ-ერთი ნივთიერების კონცენტრაციის მუდმივობა.

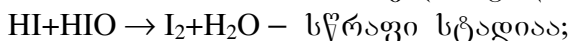
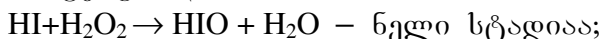
მაგალითად, რთული ეთერის ჰიდროლიზის რეაქციაში:



$[H_2O] = \text{const}$, $v = k \cdot C_{\text{ეთერი}} = k' \cdot C_{\text{ეთერი}}$. რეაქცია ბიმოლეკულურია, მაგრამ პირველი რიგისაა.

თუ მრავალსაფეხურიან პროცესში ცალკეული საფეხურების სიჩქარეები მკვეთრად განსხვავდება, მისი რიგი განისაზღვრება ყველაზე ნელი საფეხურის სიჩქარითა და რიგით.

$2HI + H_2O_2 \rightarrow I_2 + 2H_2O$ – რეაქცია მიმდინარეობს ორ საფეხურად;



საერთო სიჩქარე – $v = k \cdot C_{HI} \cdot C_{H_2O_2}$; რეაქცია მეორე რიგისაა, რაც ექსპერიმენტს კარგად თანხვდება. მოლეკულარობა და რიგი, ერთმანეთს ემთხვევა მხოლოდ ერთსაფეხურიანი ჰომოგენური რეაქციების შემთხვევაში. ექსპერიმენტის მეშვეობით რეაქციის ფორმალური რიგის დადგენას დიდი მნიშვნელობა ენიჭება ქიმიურ კინეტიკაში, რადგან იგი პროცესის მიმდინარეობის შესაძლებელი მექანიზმის ვარაუდის საშუალებას იძლევა.

რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება ტემპერატურაზე. ქიმიური რეაქციის სიჩქარეზე ტემპერატურის გავლენა განისაზღვრება ვანტ-ჰოფის ემპირიული წესით (1884 წ.): ტემპერატურის ყოველი 10°C -ით მომატებისას სიჩქარე 2+4-ჯერ იზრდება:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}; v_1 \text{ და } v_2 \text{ – სიჩქარეებია, შესაბამისად } T_1 \text{ და } T_2 \text{ ტემპერატურაზე};$$

γ – რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტი, რომელიც გვიჩვენებს, რამდენჯერ იზრდება სიჩქარე ტემპერატურის ყოველი 10°C -ით მომატებისას. ვინაიდან რეაქციის სიჩქარეზე ტემპერატურის გავლენა დაკავშირებულია რეაქციის სიჩქარის მუდმივას ცვლილებასთან, ზემოთ მოყვანილი განტოლება უმჯობესია ჩაიწეროს შემდეგი სახით:

$$k_2 = k_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

ქიმიური რეაქციის სიჩქარეზე ტემპერატურის ძლიერ გავლენას განმარტავს აქტიურ შეჯახებათა თეორია, რომლის ძირითადი დებულებებია:

- ყოველ შეჯახებას თან არ ახლავს გარდაქმნა; წინააღმდეგ შემთხვევაში ყველა რეაქცია მყისიერად დასრულდებოდა, ვინაიდან 1 წმ-ში შეჯახებათა რიცხვი $\sim 10^{28}$ -ის ტოლია.

- ქიმიური ურთიერთქმედებისათვის მოლეკულებს უნდა ჰქონდეთ აქტივაციის ენერგია (E_a); ეს არის ის მინიმალური ენერგია, რომელიც აუცილებელია ქიმიური ურთიერთქმედების აქტის განხორციელებისათვის.

- შეჯახებისას ნაწილაკები უნდა იყვნენ გარკვეულად ორიენტირებული ერთმანეთის მიმართ.

ქიმიური რეაქციის სიჩქარის მუდმივას დამოკიდებულება ტემპერატურაზე გამოისახება **არენიუსის** ემპირიული ფორმულით:

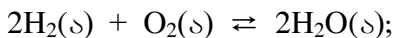
$$K = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$$

აქტიურ შეჯახებათა ლოგარითმული ფორმით:

$$\ln K = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

(ძალიან მაღალი ტემპერატურის დროს $A = K$).

ქიმიურ რეაქციათა უმრავლესობა შექცევადია, ე.ი. ისინი მიმდინარეობენ ერთდროულად ურთიერთსაწინააღმდეგო მიმართულებით. განვიხილოთ შექცევადი რეაქცია:



პირდაპირი მიმართულებით მიმდინარე რეაქცია ეგზოთერმულია ($\Delta H < 0$), ხასიათდება სითბოს გამოყოფით, სისტემის ენტროპია მცირდება ($\Delta S < 0$), რადგან სამი მოლი აირიდან წარმოიქმნება ორი მოლი აირი. პროცესის მამოძრავებელს წარმოადგენს ენერგეტიკული, ანუ ენთალპიური ფაქტორი. საწინააღმდეგო მიმართულებით მიმდინარე რეაქცია ენდოთერმულია, ხასიათდება სითბოს შთანთქმით ($\Delta H > 0$), სისტემის ენტროპია იზრდება ($\Delta S > 0$). პროცესის მამოძრავებელს წარმოადგენს ენტროპიური ფაქტორი.

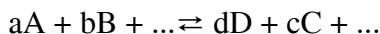
2000°C და 101,3 კპა წნევის პირობებში დახშულ ჭურჭელში წყალბადისა და ჟანგბადის ნარევი წარმოქმნის წყლის ორთქლს. პროცესის მიმდინარეობის განმსაზღვრელია ენთალპიური ფაქტორი, მაგრამ წყლის ორთქლის გამოჩენისთანავე მოქმედებას იწყებს ენტროპიური ფაქტორი – წარმოქმნილი წყლის ნაწილი იშლება წყალბადად და ჟანგბადად. დასაწყისში ენთალპიური ფაქტორის მოქმედება აჭარბებს ენტროპიურ ფაქტორს, მაგრამ ბოლოს და ბოლოს ამ ორი ურთიერთსაწინააღმდეგო ფაქტორის მოქმედება თანაბრდება, $\Delta H = T\Delta S$, ე.ი. $\Delta G = 0$ და მყარდება ქიმიური წონასწორობა. ქიმიური წონასწორობისას პირდაპირი რეაქციის შედეგად ერთეულ დროში წარმოქმნილი მოლეკულების რიცხვი ტოლია შებრუნებული რეაქციისას ერთეულ დროში ურთიერთქმედებაში შესული მოლეკულების რიცხვის. ე.ი. ქიმიური წონასწორობა დინამიურია. ქიმიური წონასწორობის

მდგომარეობაში პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეები ტოლია:

$$V_1 = V_2$$

პროცესის შექცევადობის გამო, წყალბადისა და ჟანგბადის სრულად გარდაქმნა წყლად არ მიმდინარეობს: ურთიერთქმედების შედეგად ჭურჭელში ერთდროულად არსებობს სამივე აირის მოლეკულები – წყალბადის, ჟანგბადის და წყლის ორთქლის. ეს დაკვირვება შეიძლება განვაზოგადოთ: **ქიმიური რეაქცია თვითნებურად მიმდინარეობს ცნობილ ზღვრამდე – სისტემაში ქიმიური წონასწორობის დამყარებამდე ($\Delta G=0$).**

ქიმიური წონასწორობა ხასიათდება წონასწორობის კონსტანტით. წონასწორობის მიღწევის მომენტიდან ნივთიერებათა კონცენტრაციები (საწყისი ნივთიერებების და პროდუქტების) მოცემულ პირობებში რჩება უცვლელი. ამ კონცენტრაციებს **წონასწორული კონცენტრაციები** ეწოდებათ. **ქიმიური წონასწორობის დროს რეაქციის პროდუქტების კონცენტრაციების ნამრავლის ფარდობა საწყისი ნივთიერებების კონცენტრაციების ნამრავლთან წონასწორობის კონსტანტას სახელწოდებით ხასიათდება და წარმოადგენს მუდმივ სიდიდეს. რეაქციისათვის:**

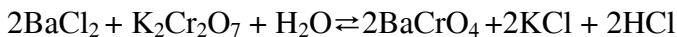


წონასწორობის კონსტანტას მათემატიკური გამოსახულებაა:

$$K = \frac{[D]^d [E]^e \dots}{[A]^a [B]^b \dots},$$

სადაც $[A], [B], [D], [C]$ – ნივთიერებათა წონასწორული კონცენტრაციებია. წონასწორობის კონცენტრაციული კონსტანტა იცვლება წნევის და ტემპერატურის ცვლილებასთან ერთად, მაგრამ არ არის დამოკიდებული მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაცი-

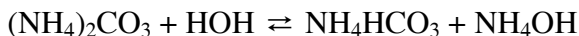
აზე. თუ $K > 1$ -ზე, მაშინ პირდაპირი რეაქცია მიდის უფრო სწრაფად, ხოლო, თუ $K < 1$ -ზე, მაშინ – შებრუნებული. თუ $K = 10^3$ ეს ნიშნავს, რომ პირდაპირი რეაქცია 1000-ჯერ უფრო სწრაფია შებრუნებულზე; თუ $K = 10^6$, მაშინ შებრუნებული რეაქცია 1000 000-ჯერ უფრო სწრაფია, ვიდრე პირდაპირი. ყველა ანალიზური რეაქცია შექცევადია, მაგრამ ხშირ შემთხვევაში ის ისეთი უმნიშვნელოა, რომ შეიძლება მისი უგულებელყოფა. მაგალითად, ბარიუმის იონის აღმოსაჩენი რეაქციისათვის ქიმიური წონასწორობის კონსტანტას აქვს შემდეგი სახე:



$$K = \frac{[\text{BaCrO}_4]^2 \cdot [\text{KCl}]^2 \cdot [\text{HCl}]^2}{[\text{BaCl}_2]^2 \cdot [\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

ქიმიური წონასწორობის შესწავლას აქვს დიდი თეორიული და პრაქტიკული მნიშვნელობა. სხვადასხვა ტემპერატურისა და წნევის დროს წონასწორობის მდგომარეობის განსაზღვრა საშუალებას იძლევა შერჩეულ იქნას რაც შეიძლება უფრო ხელსაყრელი პირობები ქიმიური რეაქციის მიმდინარეობისათვის, რომელიც საშუალებას მოგვცემს მივიღოთ პროდუქტის მაქსიმალური გამოსავალი პროცესის მაღალი სიჩქარის პირობებში.

ანალიზის ჩატარებისას მნიშვნელოვანია ქიმიური რეაქციის სრული წარმართვა და რაოდენობრივი გამოსავლის მიღება. რაც მიიღწევა ქიმიურ სისტემაში ერთ-ერთი მორეაგირე ნივთიერების შეყვანით. ქიმიურ ანალიზში ბევრი კატიონის დასაღეჭად გამოიყენება ამონიუმის კარბონატი, რომელიც განიცდის ჰიდროლიზს:



$$K = \frac{[\text{NH}_4\text{HCO}_3] \cdot [\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4\text{CO}_3] \cdot [\text{HOH}]} = 15,3$$

K-ს დიდი მნიშვნელობა ამტკიცებს, რომ ამონიუმის კარბონატის მნიშვნელოვანი ნაწილი გარდაიქმნება ჰიდროლიზის პროდუქტად. ამიაკის კონცენტრაციის 10-ჯერ გაზრდით წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ, ვინაიდან უცვლელი წონასწორობის კონსტანტას დროს ამონიუმის კარბონატის კონცენტრაცია იზრდება 10-ჯერ და ჰიდროლიზის ხარისხი მცირდება. ამ დროს მოქმედებს ლე-შატელიეს მოძრავე წონასწორობის პრინციპი: **წონასწორობის მდგომარეობაში მყოფ სისტემაზე გარეგანი ზემოქმედება წონასწორობას გადახრის ამ ზემოქმედების შესუსტების მიმართულებით.** ყველა ძლიერი ელექტროლიტი და სუსტი კონცენტრირებული წყალხსნარი არ ექვემდებარება მოქმედ მასათა კანონს, რომელიც თავისი კლასიკური ფორმით გამოიყენება მხოლოდ არაელექტროლიტების და სუსტი ელექტროლიტების მიმართ განზავებული წყალხსნარებისათვის. წონასწორობის კონსტანტას ეს ტოლობა გამოსადეგია იდეალური ხსნარებისათვის.

აირად ნივთიერებებს შორის წონასწორობის მდგომარეობის გამოსახვისათვის ხშირად კონცენტრაციების ნაცვლად სარგებლობენ ნივთიერებათა წონასწორული პარციალური წნევებით:

$$K = \frac{P_D^d P_E^e \dots}{P_A^a P_B^b \dots}$$

წონასწორობის კონსტანტა – K, გიბსის სტანდარტული ენერგიის ცვლილებასთან (ΔG^0) დაკავშირებულია გატოლებით:

$$\Delta G = -RT \ln K \text{ ან } \Delta G^0 = -2,3RT \lg K$$

298 K(25°C)-ზე განტოლება მიიღებს სახეს:

$$\Delta G^0 = -5,69 \lg K_{298}$$

ΔG^0 უარყოფით მნიშვნელობას ღებულობს მხოლოდ იმ შემთხვევაში, თუ $\lg K > 0$, ე.ი. $K > 1$, ხოლო დადებით მნიშვნელობას – როცა $\lg K < 0$, ე.ი. $K < 1$. ეს იმას ნიშნავს, რომ ΔG^0 -ის უარყოფითი მნიშვნელობისას ($K > 1$) წონასწორობა გადახრილია პირდაპირი რეაქციის მიმართულებით და რეაქციის პროდუქტების გამოსავალი შედარებით დიდია. ΔG^0 -ის დადებითი მნიშვნელობისას ($K < 1$) წონასწორობა გადახრილია შებრუნებული რეაქციის მიმართულებით და პირდაპირი რეაქციის პროდუქტების გამოსავალი შედარებით მცირეა. ΔG^0 -ის ნიშანი მიუთითებს რეაქციის მიმდინარეობის შესაძლებლობაზე ან შეუძლებლობაზე მხოლოდ სტანდარტულ პირობებში, როდესაც ყველა ურთიერთმოქმედი ნივთიერება იმყოფება სტანდარტულ მდგომარეობაში.

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

წონასწორობის მდგომარეობაში

$$\Delta H^0 = T\Delta S^0 \quad (\Delta G^0 = 0),$$

$$\Delta G^0 = -2,3RT \lg K = 0; \lg K = 0; K = 1;$$

$$\text{ვინაიდან } \Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -RT \ln K,$$

მცირე გარდაქმნის შედეგად განტოლება ღებულობს სახეს:

$$K = e^{\frac{\Delta H^0}{RT}} \cdot e^{\frac{\Delta S^0}{R}}.$$

წონასწორობის კონსტანტას დამოკიდებულება ენთალპიურ და ენტროპიულ ფაქტორებზე მიუთითებს, თუ რა გავლენას ახდენს მასზე რეაგენტების ბუნება.

ქიმიური წონასწორობის გადანაცვლება. ლე-შატელიეს პრინციპი. ქიმიური წონასწორობის მდგომარეობა დამოკიდებულია ძირითად ფაქტორებზე:

- ტემპერატურა;

- წნევა;
- კონცენტრაცია.

ერთ-ერთის ცვლილებაზე კი იწვევს წონასწორობის გადანაცვლებას.

განვიხილოთ ტემპერატურის გავლენა ქიმიურ წონასწორობაზე.

წონასწორობის კონსტანტა ტოლია პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეთა კონსტანტების ფარდობისა:

$$K = \frac{\vec{K}_1}{\vec{K}_2} = \frac{A_1 e^{-\frac{E'_s}{RT}}}{A_2 e^{-\frac{E''_s}{RT}}} = A \cdot e^{-\frac{E'_s - E''_s}{RT}}$$

პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების აქტივაციის ენერგიათა სხვაობა ტოლია ენთალპიის ცვლილების: $E'_s - E''_s = \Delta H$, მაშინ:

$$K = A \cdot e^{-\frac{\Delta H}{RT}}, \text{ ან } \ln K = \ln A - \frac{\Delta H}{RT} \quad \text{განტოლება ფორმის}$$

მიხედვით არენიუსის განტოლების ანალოგიურია ($K = A \cdot e^{-\frac{E}{RT}}$), მაგრამ სიჩქარის კონსტანტასა და აქტივაციის ენერგიის ნაცვლად აქ შედიან წონასწორობის სიდიდეები – ენთალპიის ცვლილება და წონასწორობის კონსტანტა. აღნიშნული **ვანტ-ჰოფის განტოლება** გამოსახავს წონასწორობის კონსტანტას დამოკიდებულებას ტემპერატურაზე. ამ განტოლებაში შედის ენთალპია, პროცესი განიხილება იზობარულ პირობებში. როცა $V = \text{const}$ (იზოქორული პროცესი), ΔH -ის მაგიერ ვანტ-ჰოფის განტოლებაში ჩაისმება შინაგანი ენერგიის ცვლილება – ΔU .

ტემპერატურაზე დამოკიდებულებით წონასწორობის კონსტანტას ცვლილების ხასიათი განისაზღვრე-

ბა ენთალპიის ცვლილების (ΔH) ნიშნით. როცა $\Delta H > 0$ (ენდოთერმული პროცესი), ტემპერატურის გაზრდით წონასწორობის კონსტანტა იზრდება, ე.ი. წონასწორულ ნარევეში სჭარბობს რეაქციის პროდუქტები. როცა $\Delta H < 0$ (ეგზოთერმული პროცესი), ტემპერატურის გაზრა იწვევს K -ს შემცირებას, ე.ი. წონასწორობა გადაინაცვლებს საწყისი ნივთიერების მხარეს.

რეაქციის მიმდინარეობის I მომენტში საწყისი ნივთიერებების კონცენტრაციას აქვს მაქსიმალური მნიშვნელობა და პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე V_1 დიდია. ურთიერთქმედებისას მათი კონცენტრაცია ეცემა და სიჩქარე მცირდება (I მრუდი). სისტემაში რეაქციის პროდუქტების გამოჩენისას და მათი კონცენტრაციის მატების დროს იზრდება შექცევადი რეაქციის სიჩქარე (II მრუდი). პირდაპირი და შექცევადი რეაქციების ტოლობის მომენტში (A წერტილი) მყარდება ქიმიური წონასწორობა, რომლის დროსაც სისტემის შედგენილობა მუდმივია.

3.3 ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის ძირითადი დებულებები

თვისებითი ანალიზი ძირითადად ტარდება ფუძეების, მჟავების, მარილების ელექტროლიტების წყალხსნარებში, რომლებიც იმავე კონცენტრაციის არაელექტროლიტების ხსნარებისაგან განსხვავებით ხასიათდებიან ხსნარს ზემოთ ორთქლის ნაკლები წნევით, დუდილის უფრო მაღალი და გაყინვის უფრო დაბალი ტემპერატურით, რითაც არ ექვემდებარებიან ფრაულის კანონებს (ხსნარს ზემოთ მოცემული კომპონენტის ორთქლის წნევა მისი მოლური წილის პროპორციულია $P=P_0N$), ხასიათდებიან მაღალი ოსმოსური წნევით და ამ თვისებით არ ემორჩილებიან

ვანტ-ჰოფის კანონს (ხსნარის ოსმოსური წნევა უდრის იმ წნევას, რომელსაც მოახდენდა გახსნილი ნივთიერება, თუ იგი იმავე ტემპერატურაზე აირად მდგომარეობაში იქნებოდა და ხსნარის მოცულობის ტოლ მოცულობას დაიკავებდა $P=RTC$ სადაც C - ხსნარის მოლური კონცენტრაციაა; R - რიდბერგის მუდმივა – $0,082 \frac{\text{ლ.ატმ}}{\text{კ.მოლი}}$ T – აბსოლუტური ტემპე-

რატურა – 273K).

ელექტროლიტების წყალხსნარების ეს თავისებურებანი აიხსნება ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიით, რომლის მიხედვით მარილების, მჟავების და ფუძეების მოლეკულები წყალში გახსნისას დისოცირდებიან იონებად - დამოუკიდებელ ერთეულებად.

ელექტროლიტის წყალში გახსნისას მიმდინარეობს ორი პროცესი;

- **დისოციაცია.** იონური ან ჰეტეროპოლარული სტრუქტურის მქონე ელექტროლიტის (NaCl , KCl , BaCl_2) გახსნა – ხსნარში გადადიან ელექტროლიტის კრისტალურ მესერში განლაგებული იონები;

- **იონიზაცია.** ჰომეოპოლარული ბმის მქონე ნაერთების (H_2S , HCl) გახსნა – არ გააჩნიათ თავისუფალი იონები. იონები წარმოიქმნება ელექტროლიტის გახსნისას. დისოციაციის პროცესი პრაქტიკულად შეუქცევადია, ხოლო იონიზაციის პროცესი – შექცევადი.

დისოციაციასა და იონიზაციას შორის დიდი განსხვავება არ არის, ვინაიდან არსებობს პოლარული ბმის მქონე ბევრი ელექტროლიტი, რომელთა ბმა იონურიდან გადადის კოვალენტურში. დადებითი და უარყოფითი იონების რაოდენობა ტოლია, ამიტომ ხსნარი ელექტრონეიტრალურია, რაც ნიშნავს, რომ იონებთან ერთად არიან არაიონიზირებული მოლეკუ-

ლები. იონიზაციის პროცესის შექცევადობის გამო, ის ხასიათდება წონასწორობის კონსტანტით, რომელსაც ეწოდება ელექტროლიტის იონიზაციის კონსტანტა. MA ტიპის ელექტროლიტისათვის იონიზაციის ტოლობას აქვს სახე:

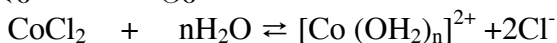


$$K = \frac{[M^+] \cdot [A^-]}{[MA]}$$

სადაც $[M^+]$ და $[A^-]$ - იონების კონცენტრაციაა;

MA - ელექტროლიტის არაიონიზირებული მოლეკულების კონცენტრაცია.

იონიზაციის პროცესის შექცევადობის დასამტკიცებლად ცილინდრში ასხამენ 200 მლ დისტილირებულ წყალს და ხსნიან კობალტ (II) ქლორიდის მცირე რაოდენობას, მიიღება ვარდისფერი შეფერილობის ხსნარი, რაც განპირობებულია მასში ჰიდრატირებული კობალტის იონების წარმოქმნით. არაიონიზირებული მარილის მოლეკულას გააჩნია ღურჯი შეფერილობა. ვარდისფერ ხსნარს ყოფენ ორ ტოლ ნაწილად. ერთს უმატებენ კონცენტრირებული მარილმჟავას ხსნარს და აკვირდებიან ფერის ცვლილების პროცესს:



ღურჯი შეფერილობის მოლეკულა

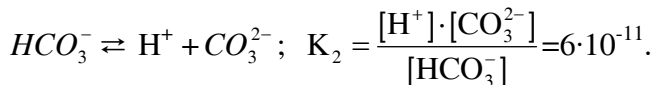
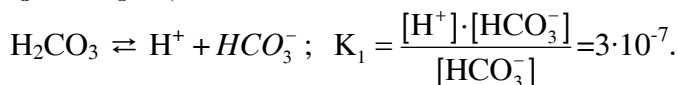
ვარდისფერი იონები

ქლორის იონები უფერულია

ელექტროლიტის ხსნარების მეორე მაჩვენებელია იონიზაციის ხარისხი, რომელიც რაოდენობრივად ახასიათებს ელექტროლიტის წონასწორობის მდგომარეობას. იონიზაციის ხარისხი α არის იონებად დაშლილი მოლეკულების რიცხვის შეფარდება გახსნილი მოლეკულების საერთო რიცხვთან:

$$a = \frac{\text{იონიზირებული მოლეკულების რიცხვი (n)}}{\text{გახსნილი მოლეკულების საერთო რიცხვი (N)}}$$

მრავალფუძიანი მჟავები იონიზირდებიან საფეხურეობრივად. იონიზაციის თითოეული საფეხური ხასიათდება თავისი იონიზაციის ხარისხითა და კონსტანტით. იონიზაციის პროცესი I საფეხურზე მიდის რამდენიმე რიგით და 1000-ჯერ ინტენსიურად, ვიდრე II და მომდევნო საფეხურებზე, ამიტომ პოლიპროტონული მჟავების pH-ის გაანგარიშებისას უგულებელყოფენ II და მომდევნო საფეხურებზე წარმოქმნილი H^+ იონების კონცენტრაციას. გაანგარიშებისას მხედველობაში იღებენ მჟავურობის პირველ კონსტანტას. თვალსაჩინოებისათვის განვიხილოთ ნახშირმჟავას მაგალითი:



ნახშირმჟავას დისოციაციის კონსტანტების შედარებიდან ჩანს, რომ პირველი 5000-ჯერ მეტია მეორეზე. ე.ი. დისოციაციის მეორე კონსტანტას არავითარი გავლენის მოხდენა შეუძლია ნახშირმჟავას წყალხსნარში pH-ის სიდიდეზე.

იონიზაციის ხარისხი შეიძლება განისაზღვროს რამდენიმე მეთოდით.

- მოცემულ ხსნარში გაყინვის ტემპერატურის დაწვეით; ხსნარის გაყინვის ტემპერატურის დაწვევა გახსნილი მოლეკლის რიცხვის პროპორციულია გამხსნელის უცვლელი რაოდენობის პირობებში:

$$t_{\text{გაყ.}} = K \cdot C_M$$

K – კრიოსკოპული მუდმივაა, რომლის სიდიდე არ არის დამოკიდებული მხოლოდ გამხსნელის ბუნებაზე.

• არენიუსის ფორმულის გამოყენებით ხსნარის ელგამტარობის გაზომვით:

$$\alpha = \frac{\lambda v}{\lambda}$$

λv – ეკვივალენტური ელგამტარობა ხსნარის მოცემული განზავებისას, განისაზღვრება ცდით;

λ - ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა ხსნარის „უსასრულო“ განზავებისას, გამოითვლება ცხრილით.

ეკვივალენტური ელექტროგამტარობის ცნება შემოღებულია ხსნარის ელექტროგამტარობის მიხედვით ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხის განსაზღვრავად. ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა არის 1 სმ-ით გაცილებული ერთი ეკვივალენტური მასის მქონე ნივთიერების შემცველი ხსნარის ელექტროგამტარობა

3.4. ხსნარის იონური ძალა. იონების აქტიურობა

ხსნარში არსებული იონები მზად არ არიან სრული ქიმიური რეაქციებისათვის იონური ატმოსფეროსა და ასოციატების ხელისშემშლელი ფაქტორების გავლენის გამო. ამიტომ, რეაქციაში შესული იონების ეფექტური კონცენტრაცია ხსნარში არსებული იონების რეალურ კონცენტრაციაზე ნაკლებია. 1901 წელს გ. ლუისმა იონური ატმოსფეროს გათვალისწინების საფუძველზე შემოიღო ცნება - **იონების აქტიურობა, რომელიც ასახავს იონების ეფექტურ კონცენტრაციას ხსნარში.** იონების აქტიურობა α და

ჭეშმარიტი კონცენტრაცია C ერთმანეთთან დაკავშირებული არიან აქტიურობის კოეფიციენტით f :

$$a = f \cdot C \quad C \rightarrow 0 \quad \lim f = 1$$

ძლიერი ელექტროლიტების სპეციფიკური თვისებები აიხსნება **ელექტროლიტების ელექტროსტატიკური თეორიით**, რომელიც 1923 წელს შექმნეს ჰოლანდიელმა პ. დებაიმ და გერმანელმა ე. ჰიუკელმა. ამ თეორიით, ძლიერი ელექტროლიტები ყოველთვის მთლიანადაა დისოცირებული. იონების დიდი კონცენტრაციის გამო მათ შორის მანძილი, განსხვავებით სუსტი ელექტროლიტებისაგან, შედარებით მცირეა. მაგ., სუფრის მარილის ნაჯერ ხსნარში იონებს შორის მანძილი მხოლოდ ორჯერ აღემატება კრისტალში იონებს შორის მანძილს. ასეთ პირობებში იონებს შორის ძლიერი ურთიერთქმედება არსებობს, რის შედეგად თითოეული იონის გარშემო განლაგდება საწინააღმდეგო ნიშნის იონები – წარმოიქმნება **“იონური ატმოსფერო”**. რაც უფრო დიდია ხსნარის კონცენტრაცია, მით უფრო მეტია იონებს შორის ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედება. ელექტროლიტის ხსნარში დენის წყაროსთან მიერთებული ელექტროდების ჩაშვებისას იონები დაიწყებენ მოძრაობას შესაბამისი მიმართულებით – დადებითი იონები უარყოფითი ელექტროდისაკენ და უარყოფითი იონები დადებითი ელექტროდისაკენ. თითოეული იონი მიისწრაფვის ერთი მიმართულებით, ხოლო მისი იონური ატმოსფერო – საწინააღმდეგო მიმართულებით. ასეთ პირობებში მცირდება დროის ერთეულში გადაადგილებული იონების რიცხვი, ანუ დენის ძალა. რაც მეტია ხსნარის კონცენტრაცია, მით უფრო მეკუთრად ვლინდება იონური ატმოსფეროს დამამუხრუჭებელი მოქმედება. ამის გამო, ძლიერი ელექტროლიტებისათვის გამოთვლილ დისოციაციის ხარისხს მოჩვენებითი დისოციაციის ხარისხი ეწოდება. იონე-

ბის აქტიურობა ყოველთვის ნაკლებია მათ ჭეშმარიტ კონცენტრაციაზე. ხსნარის განზავებისას იონთშორისი ურთიერთქმედების შესუსტების გამო, იონების აქტიურობა უახლოვდება მათ კონცენტრაციას, ხოლო აქტიურობის კოეფიციენტის მნიშვნელობა – ერთს.

განზავებულ ხსნარებში იონების აქტიურობას უტოლებენ მათ ჭეშმარიტ კონცენტრაციას და გაანგარიშებისას ოპერირებენ ხსნარის კონცენტრაციის მნიშვნელობებით. კონცენტრირებულ ხსნარებში გაანგარიშებისას იონების კონცენტრაციებით სარგებლობა არ შეიძლება მათი აქტიურობის კონცენტრაციის შემცირების გამო. აქტიურობის კოეფიციენტს სხვადასხვა მეთოდით საზღვრავენ. ძლიერი ელექტროლიტების ხსნარებისათვის აქტიურობის კოეფიციენტს გამოთვლიან ხსნარის იონური ძალის მიხედვით.

ხსნარის იონური ძალა არის ხსნარში იონების მიერ შექმნილი ელექტრული ველის ინტენსივობის საზომი. მისი მეშვეობით საზღვრავენ ძლიერი ელექტროლიტების იონურ ატმოსფეროს. **ხსნარის იონური ძალა μ ტოლია იონთა კონცენტრაციისა და ჟანგვის ხარისხის კვადრატის ნამრავლის ნახევარჯამის:**

$$\mu = \frac{1}{2} (C_1 \cdot z_1^2 + C_2 \cdot z_2^2);$$

1923 წელს პ. დებაიმ და ე. ჰიუკელმა აქტიურობის კოეფიციენტსა და ხსნარის იონურ ძალას შორის დამოკიდებულებით მიიღეს მათემატიკური გამოსახულება, რომელსაც ეწოდა **დებაი-ჰიუკელის განტოლება:**

$$\begin{aligned} -\lg f &= A \cdot z^2 \sqrt{\mu} \\ A &= \frac{1.85 \cdot 10^6}{\epsilon T} \end{aligned}$$

A - კონსტანტა, დამოკიდებული ხსნარის დიელექტრიკულ შეღწევადობასა ϵ და ტემპერატურაზე T. წყლისათვის 25°C $A=0,509$, ამიტომ წყალხსნარებისათვის

$$-\lg f = 0,509 \cdot z^2 \sqrt{\mu}$$

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

გამხსნელის დიელექტრიკული შეღწევადობის შემცირებით A იზრდება, რაც იწვევს აქტიურობის კოეფიციენტის შემცირებას.

იონური ტიპის AnBm ელექტროლიტისათვის შემოდებურია საშუალო აქტიურობის კოეფიციენტის ცნება, რომელიც ტოლია:

$$f_{+}^{n+m} = f_{+}^n \cdot f_{+}^m \quad (n+m) \lg f_{+} = n \cdot \lg f_A + m \cdot \lg f_B$$

$$f \pm^{m+n} \sqrt[n]{f_A^m \cdot f_B^n}$$

არაელექტროლიტთა ხსნარებისათვის მიღებულია, რომ ხსნარის იონური ძალა არ ახდენს გავლენას ხსნარში არაელექტროლიტების აქტიურობაზე. თუმცა ელექტროლიტებს შეუძლიათ არაელექტროლიტთა ხსნარების წონასწორული მდგომარეობის შეცვლა, მაგალითად მარილოვანი ეფექტი. აქედან გამომდინარე, პ. დეზაიმ და დ. მაკალეიმ 1925 წელს აჩვენეს, რომ არაელექტროლიტების აქტიური კონცენტრაცია იზრდება ხსნარის იონური ძალის გაზრდით და შემოიღეს არაელექტროლიტების აქტიურობისა და აქტიურობის კოეფიციენტის ცნება, რომელიც დაკავშირებულია ხსნარის იონურ ძალასთან დამოკიდებულებით:

$$\lg f = k \cdot \mu,$$

k - მარილოვანი კოეფიციენტი, დამოკიდებული ხსნარში არსებული არაელექტროლიტებისა და იონების ბუნებაზე, მისი მნიშვნელობა მერყეობს 0,1-0,01

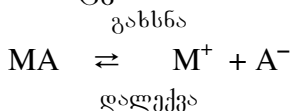
ფარგლებში, რაც ადასტურებს ხსნარის იონური ძალის უმნიშვნელო გავლენას არაელექტროლიტების ქცევაზე, ამიტომ ამ გავლენას არც ითვალისწინებენ. თუ ხსნარში არსებობს ორი ან რამდენიმე ელექტროლიტი, გაითვლება ხსნარის ჯამური იონური ძალა:

$$I_c = \frac{1}{2} \sum_{B=1}^n c_B z_B^2 ,$$

თაზი IV
მოქმედ მასათა კანონი
და ჰეტირობენული პროცესები

4.1. ხსნადობის ნამრავლი ქიმიურ ანალიზში

ძნელად ხსნად ნივთიერებათა ნაჯერი ხსნარი ძალიან განზავებულია. რენტგენის სხივებით გამოკვლევებმა დაადასტურა, რომ ისინი კრისტალურ მდგომარეობაშიც შედგებიან არა მოლეკულებისაგან, არამედ ცალკეული იონებისაგან. MA მარილის წყალთან შეხებისას იწყება გახსნის პროცესი შემდეგი მექანიზმით: კრისტალური მესრის ზედაპირზე არსებული იონები M^+ , A^- მიიზიდავენ წყლის დიპოლის მოლეკულებს და მათთან ურთიერეთქმედებისას მყარი ფაზიდან პირდაპირ გადადიან ხსნარში ჰიდრატირებული იონების სახით, რომლებიც გროვდებიან ნალექის ზედაპირზე, შეეჯახებიან ნალექის ზედაპირს, მიიზიდებიან კრისტალის საწინააღმდეგო ნიშნის იონების მიერ და იწყებენ დეჰიდრატაციასა და დალექვას. ამრიგად, გახსნის პროცესი არის შექცევადი და თან ახლავს დიამეტრულად მისი საწინააღმდეგო დალექვის პროცესი:



ძნელად ხსნადი ნივთიერების გახსნილი ნაწილი უნდა იყოს მხოლოდ იონების სახით, რომლებიც დინამიურ წონასწორობაში არიან იმავე ნივთიერების მყარ ფაზასთან და იონების დალექვის სიჩქარე გაუტოლდება ნალექის გახსნის სიჩქარეს. წონასწორობის დამყარებისას ხსნარში ჰიდრატირებული იონების კონცენტრაციის ზრდა წყდება და დარჩენილი ნალექის მყარი ფაზა მცირდება. მიიღება გაჯერებული

ლი ხსნარი. ჰეტეროგენული პროცესების თავისებურება მდგომარეობს იმაში, რომ გახსნილი ნივთიერების იონებსა და ნალექის კრისტალებს შორის შეჯახება მიმდინარეობს მხოლოდ გამყოფ ზედაპირზე და არა მორეაგირე ნივთიერებების მთელ სიღრმეში. მოქმედ მასათა კანონიდან გამომდინარე, მყარი ნივთიერების გახსნის სიჩქარე (v_1) პირდაპირპროპორციულია მყარი ნივთიერების ზედაპირის სიდიდის:

$$v_1 = k_1 \cdot p$$

k_1 – პროპორციულობის კოეფიციენტი;

p – მყარი ნივთიერების ზედაპირის სიდიდე.

დამყარებული წონასწორობის და მუდმივი ტემპერატურის დროს მყარი ნივთიერების ზედაპირის სიდიდე შეიძლება ჩაითვალოს მუდმივ, 1-ის ტოლ სიდიდედ, მაშინ გახსნის სიჩქარე დამოკიდებულია მხოლოდ გასახსნელი ნივთიერების ბუნებაზე:

$$v_1 = k_1$$

კრისტალის ზედაპირზე იონების დალექვის სიჩქარე პირდაპირპროპორციულია მყარი ფაზის ზედაპირის, კონცენტრაციისა და ხსნარში იონების მოძრაობის სიჩქარის. ვინაიდან მყარი ფაზის ზედაპირი 1-ის ტოლია, დალექვის სიჩქარე v_2 განისაზღვრება კონცენტრაციით და იონების მოძრაობის სიჩქარით ანუ აქტიურობით:

$$v_2 = k_2 \cdot a_{M^+} \cdot a_{A^-}$$

წონასწორობის დამყარებისას $v_1 = v_2$

$$k_2 \cdot a_{M^+} \cdot a_{A^-} = k_1 \quad a_{M^+} \cdot a_{A^-} = \frac{k_1}{k_2}$$

k_1 , k_2 - პროპორციულობის კოეფიციენტები მუდმივ ტემპერატურაზე მუდმივი სიდიდეებია და შესაბამისად მათი ფარდობაც მუდმივი სიდიდეა:

$$K = \frac{[M^+] \cdot [A^-]}{[MA]}$$

MA მყარი მარილის ხსნადობა ძალიან მცირეა, ამიტომ $[M^+]$ და $[A^-]$ იონების კონცენტრაცია ხსნარში იქნება უმნიშვნელო და მათი ურთიერთქმედება პრაქტიკულად გამორიცხულია.

ხსნადობის ნამრავლი – ძირითადი ანალიზური კონსტანტაა და ახასიათებს სისტემა – ნალექი-ხსნარის წონასწორული მდგომარეობის ძირითად კანონზომიერებას.

ნალექსა და ხსნარში იონთა კონცენტრაციის ნამრავლი, აღებული სტექიომეტრიული ინდექსები ხარისხის მაჩვენებლად, წარმოადგენს მუდმივ სიდიდეს მოცემულ ტემპერატურაზე და ხსნადობის ნამრავლი ეწოდება.

ხსნარში გარეშე ელექტროლიტების არსებობისას აღიძვრება იონური ძალა, ამიტომ ხსნადობის ნამრავლის გამოსახულებაში შესატანია იონთა აქტიურობები. ამ დროს მიიღება თერმოდინამიკური ხსნადობის ნამრავლი, რომელიც იონთა აქტიურობების ნამრავლის ტოლია.

მცირედ ხსნადი ელექტროლიტის ნაჯერ ხსნარში მოცემულ ტემპერატურაზე, იონთა აქტიური კონცენტრაციების ნამრავლი მუდმივი სიდიდეა და მას თერმოდინამიკური ხსნარობის ნამრავლი ეწოდება.

MA ტიპის ნალექისათვის:



$$L_T = a_{M^+} \cdot a_{A^-};$$

სადაც L_T – თერმოდინამიკური ხსნადობის ნამრავლია;

a_{M^+} და a_{A^-} – კატიონისა და ანიონის აქტიური კონცენტრაციებია.

თავის მხრივ:

$$a_{M^+} = f_{M^+} [M^+] \text{ და } a_{A^-} = f_{A^-} [A^-].$$

f_{M^+} და f_{A^-} – შესაბამისი აქტიურობის კოეფიციენტებია. საბოლოოდ:

$$L = a_{M^+} \cdot a_{A^-} = f_{M^+} \cdot f_{A^-} [M^+] \cdot [A^-]$$

ხსნადობა (S) არის გრამებით ან მოლელებით გამო-
სახული რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს ნივთიერების
რა რაოდენობა შეიძლება გაიხსნას მუდმივ ტემპერა-
ტურაზე ერთ ლიტრ გამხსნელში. მისი ერთეულებია

$$\frac{\text{გ}}{\text{სმ}^3}, \frac{\text{მოლი}}{\text{ლ}}, \frac{\text{მოლი}}{\text{დმ}^3}$$

ნალექის ხსნადობის მიხედვით შესაძლებელია გა-
ჯერებულ ხსნარში ნაერთის კონცენტრაციის გან-
საზღვრა, მოცემულ კონცენტრაციაზე ნალექის წარ-
მოქმნის შესაძლებლობის გაანგარიშება. თუ ნალექი
შედგება ერთნაირი მუხტის მქონე იონებისაგან, მა-
შინ $[M]=[A]$ და ერთ მოლეკულა MA შეესაბამება
ერთი კატიონი და ერთი ანიონი: $f_{M^+} = f_{A^-}$;

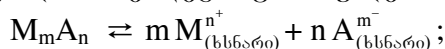
$$L = f \cdot S^2. \text{ საიდანაც } S = \sqrt{\frac{L}{f^2}};$$

S - მოლური ხსნადობაა. რადგან ამ შემთხვევაში
მცირედ ხსნადი ნივთიერებებია, მათი ნაჯერი ხსნა-
რის იონური ძალა მცირეა და შესაბამისი აქტიურო-
ბის კოეფიციენტების მნიშვნელობები ერთს უახლოვ-
დება. ამ პირობებში იონების აქტიური და ანალიზუ-
რი კონცენტრაციები პრაქტიკულად ტოლია და ხსნა-
დობის ნამრავლი შეიძლება გაითვალისწინოს წონასწო-
რული ანალიზური კონცენტრაციების გამოყენებით:

MA ტიპის ნალექისათვის:

$$L = [M] = [A] = S^2; \quad S = \sqrt{L}.$$

$M_m A_n$ შედგენილობის ნალექისათვის L და S შეიძლება გაითვალისწინოთ შემდეგი ფორმულებით:



$$L = [M^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n = (mS)^m (nS)^n = m^m S^n n^n S^{m+n},$$

$$\text{საიდანაცო} \quad S = \sqrt[m+n]{\frac{L}{m^m n^n}}.$$

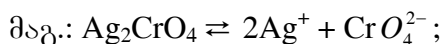


$$L = [Al^{3+}]^2 \cdot [S^{2-}]^3.$$

(უხსნადი)

$M_2 A$ და $M_3 A$ ტიპის ნალექებისათვის შესაბამისად გვექნება:

$$S = \sqrt[2+1=3]{\frac{L}{4 f_{M^{+}}^2 \cdot f_{A^{2-}}}}; \quad S = \sqrt[3+1=4]{\frac{L}{27 f_{M^{+}}^3 \cdot f_{A^{3-}}}};$$



$$L = 1,44 \cdot 10^{-12}. \quad m=2; n=1;$$

$$S_{kt_2 A_n} = \frac{[kt]}{2} = [A_n] = \sqrt[3]{\frac{L_{kt^2 A_n}}{4}}$$

$$S = \sqrt[2+1]{\frac{1,44 \cdot 10^{-12}}{2^1 \cdot 1^2}} = 7,1 \cdot 10^{-5} \text{ მოლი/დმ}^3.$$

გამოთვლების გაადვილების მიზნით, მიზანშეწონილია ვისარგებლოთ ხსნადობის ნამრავლის და მოლური ხსნადობის მაჩვენებლით:

$$pL = -lgL;$$

↓

სსნადობის
ნამრავლის
მაჩვენებელი

$$pS = -lgS;$$

↓

მოლური სსნადობის
მაჩვენებელი

სსნადობის ნამრავლის ზოგადი ფორმულის გა-
ლოგარიტმებით მიიღება:

$$lgS = \frac{1}{m+n}lgL - \frac{m}{m+n}lgm - \frac{n}{m+n}lgn, \text{ საიდანაც}$$

$$pS = -\frac{1}{m+n}lgL + \frac{m}{m+n}lgm + \frac{n}{m+n}lgn.$$

ნალექის შედგენილობის მიხედვით მოლური
სსნადობის მაჩვენებელი (pS) შეიძლება გაითვალის-
მარტივი ფორმულით:

$$MA \quad pS = \frac{1}{2}pL; \quad S = \sqrt{\frac{L}{f^2}};$$

$$M_2A \text{ ან } MA_2 \quad pS = \frac{1}{3}pL + \frac{1}{3}lg2 = \frac{1}{3}pL + 0,2;$$

$$S = \sqrt[2+1=3]{\frac{L}{4f_M^2 \cdot f_A}};$$

$$M_3A \text{ ან } MA_3 \quad pS = \frac{1}{4}pL + \frac{3}{4}lg3 = \frac{1}{4}pL + 0,36;$$

$$S = \sqrt[4]{\frac{L}{27f_M^3 \cdot f_A}};$$

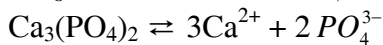
$$M_3A_2 \text{ ან } M_2A_3 \quad pS = \frac{1}{5} pL + \frac{2}{5} \lg 2 + \frac{3}{5} \lg 2 = \frac{1}{5} pL + 0,41;$$

$$S = \sqrt[3+2]{\frac{L}{27f_M^3 \cdot 4f_A^2}};$$

ხსნადობის ნამრავლის და მისი მაჩვენებლის რიცხვითი მნიშვნელობები შეიძლება მოიძებნოს საცნობარო ლიტერატურაში.

ხსნადობის ნამრავლის გამოყენებით ქიმიურ ანალიზში ნივთიერების ხსნადობა შეიძლება გამოვთვალოთ რთულ სისტემებშიც. გათვლების საფუძველზე გაიანგარიშება დამლექავი რეაგენტის ოპტიმალური კონცენტრაცია და pH, შეირჩევა შემნიღბავი კომპლექსაწმომქმნელი და მისი კონცენტრაცია იონის ფრაქციული ან სპეციფიკური დაღეჟვისათვის.

გამოიანგარიშეთ $Ca_3(PO_4)_2$ ხსნადობა $20-25^\circ C$

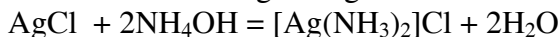
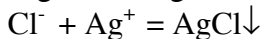
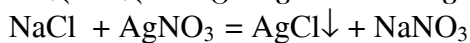


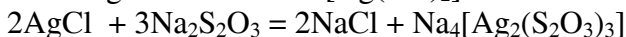
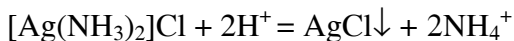
$$L_{Ca_3(PO_4)_2} = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2 \approx 3,0 \cdot 10^{-33};$$

$$S_{Ca_3(PO_4)_2} = \sqrt{\frac{L_{Ca_3(PO_4)_2}}{3^3 \cdot 2^2}} = \sqrt[5]{\frac{3,0 \cdot 10^{-33}}{108}} = 1,2 \cdot 10^{-7} \text{ მო-ლი/დ.}$$

4.2. ხსნადობის ნამრავლი თვისებით ანალიზში

ვერცხლის ნიტრატი – $AgNO_3$ ქლორიდ-იონთან იძლევა თეთრი ფერის ხაჭოსებრ ნალექს, რომელიც არ იხსნება მჟავებში, კარგად იხსნება ამიაკში, კალიუმის ციანიდსა და ნატრიუმის თიოსულფატში:





რეაქციის მიმდინარეობის პირობები:

1. რეაქციას ატარებენ აზოტმჟავა არეში.
2. AgCl , AgBr და AgI შემცველ ნალექს უმატებენ ამონიუმის კარბონატს მცირე ულუფებით და მიღებულ ხსნარში აღმოაჩენენ ქლორიდ-იონებს.
3. ამონიუმის კარბონატის ნაცვლად უმჯობესია ფაურგოლტის რეაქტივით სარგებლობა (ამ რეაგენტის 1 ლ შეიცავს 0,25 M NH_4OH , 0,25 M KNO_3 და 0,01 M AgNO_3).

ცდა კონუსურ სინჯარაში ათავსებენ 2-3 წვეთ ნატრიუმის ქლორიდის ხსნარს, უმატებენ 1 წვეთ ვერცხლის ნიტრატის ხსნარს. ნალექს აცენტრიფუგირებენ, ხსნიან ამონიუმის ტუტეში. მიღებულ ხსნარს უმატებენ 3 წვეთ 2N აზოტმჟავას ხსნარს. კვლავ გამოიყოფა ვერცხლის ქლორიდი.

Cl⁻-იონის აღმოჩენა Br⁻-იონის თანაობისას ამ რეაქციით არ შეიძლება. AgI -ის ხსნადობის ნამრავლი სიდიდით უფრო ნაკლებია ($L=1,5 \cdot 10^{-16}$), ვიდრე AgCl -ის ($L=1,56 \cdot 10^{-10}$) და უხსნადია ამიაკში, ხოლო ვერცხლის ბრომიდი – AgBr ($L=7,7 \cdot 10^{-13}$) მცირედხსნადია ამონიუმის ტუტეში და ხელს უშლის Cl⁻-იონის აღმოჩენას. ვერცხლის ბრომიდის ხსნადობის შესამცირებლად ნალექებს AgCl , AgBr და AgI დაამუშავენ 12%-იანი ამონიუმის კარბონატის $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ -ის ხსნარით. ვერცხლის ქლორიდი ხსნარში გადადის დიამინოარგენტო ქლორიდის სახით – $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. ნალექის გამოცალკევების შემდეგ ცენტრიფუგატში იკვლევენ ქლორიდ-იონს კალიუმის ბრომიდის KBr ხსნარით. ღია ყვითელი ნალექის წარმოქმნა მიუთითებს საკვლევ ხსნარში Cl⁻-იონის არსებობაზე.

ცდა: ცენტრიფუგის სინჯარაში ათავსებენ 2 წვეთ კალიუმის ქლორიდის, ბრომიდისა და იოდიდის ხსნარებს. ნარევს შეამუშავენ აზოტმუავათი და უმატებენ 5 წვეთ ვერცხლის ნიტრატის ხსნარს. ცენტრიფუგირების შემდეგ ნალექს გამოყოფენ და ჩარეცხავენ 2-3-ჯერ ცხელი წყლით. უმატებენ 6 წვეთ 12%-იანი ამონიუმის კარბონატის ხსნარს, ენერგიულად ურევენ და აცენტრიფუგირებენ. ცენტრიფუგატს ყოფენ 2 ნაწილად. პირველ ნაწილს უმატებენ 2 წვეთ კალიუმის ბრომიდის ხსნარს და აკვირდებიან ღია-ყვითელი ნალექის წარმოქმნას. მეორე ნაწილს უმატებენ 2 წვეთ $2N\ HNO_3$ ხსნარს მუავე რეაქცია მდგ. აკვირდებიან თეთრი ნალექის წარმოქმნას.

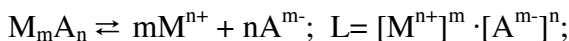
4.3. ნალექის გახსნის თერმოდინამიკური მახასიათებელი – იზობარული პოტენციალი

ნალექის გახსნის თერმოდინამიკური მახასიათებლისათვის შემოღებულია იზობარული პოტენციალის ცნება. სისტემაში იზობარული პოტენციალის ცვლილება ტოლია ქიმიური რეაქციის შედეგად შესრულებულ მუშაობის:

$$-\Delta Q = -A; A = nE^0F, \Delta Q^0 = -nE^0F$$

სტანდარტული პირობებისათვის იზობარული პოტენციალის ცვლილება არასტანდარტული და სტანდარტული პირობებისათვის დაკავშირებულია თანადობით:

$$\Delta Q = \Delta Q^0 + RT \ln \frac{C_{\text{საწვეისი}}}{C_{\text{პროდუქტი}}}$$



$$\Delta Q = -RT \ln L + RT \ln (C_{M^{n+}}^m \cdot C_{A^{m-}}^n);$$

$C_{M^{n+}}^m, C_{A^{m-}}^n$ – არაწონასწორული კონცენტრაციები;

$$\Delta Q = -RT \ln \frac{C_{M^{n+}}^m \cdot C_{A^{m-}}^n}{L};$$

გახსნის პროცესი თვითდინებით წარიმართება, თუ $\Delta Q < 0$, ΔQ – რეაქციის იზობარული პოტენციალი, რეაქცია მიდის პირდაპირი მიმართულებით. ეს

მიიღწევა მაშინ, როცა $\frac{C_{M^{n+}}^m \cdot C_{A^{m-}}^n}{L} < 1$, ე.ი. $C_{M^{n+}}^m \cdot C_{A^{m-}}^n <$

L , ე.ი. თუ იონთა კონცენტრაციის ნამრავლი ნაკლებია ხსნადობის ნამრავლზე, მაშინ კრისტალიზაცია მოცემული ხსნარიდან შეუძლებელია, ხსნარი უჯერია და მიმდინარეობს ნივთიერების გახსნის პროცესი.

თუ $\frac{C_{M^{n+}}^m \cdot C_{A^{m-}}^n}{L} = 1$, $L = C_{M^{n+}}^m \cdot C_{A^{m-}}^n = [M^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n$ და

$\Delta Q = 0$, ყველა ნივთიერება ქიმიურ წონასწორობაშია და არავითარი ცვლილება არ შეიმჩნევა.

როდესაც ხსნადობის ნამრავლი და იონთა კონცენტრაციის ნამრავლი ტოლია, სისტემა იმყოფება წონასწორულ მდგომარეობაში და ხსნარი გაჯერებულია.

თუ $\frac{C_{M^{n+}}^m \cdot C_{A^{m-}}^n}{L} > 1$, $C_{M^{n+}}^m \cdot C_{A^{m-}}^n > L$, $\Delta Q > 0$. ეს იმას

ნიშნავს, რომ თუ იონთა კონცენტრაციის ნამრავლი მეტია ხსნადობის ნამრავლზე, მაშინ მცირედ ხსნადი ელექტროლიტის გახსნის პროცესი თერმოდინამიკურად შეუძლებელია, ხსნარი ზენაჯერია და მიმდინარეობს საწინააღმდეგო პროცესი – კრისტალიზაცია.

4.4. ნალექის ხსნადობა. ფაქტორები, რომლებიც განსაზღვრავენ ნალექის ხსნადობას.

ხსნადობა ნივთიერების ერთ-ერთი ძირითადი თვისებაა და გვიჩვენებს ერთი ნივთიერების მეორეში გაწილების უნარს. იგი დამოკიდებულია შემდეგ ფაქტორებზე: ფიზიკური ფაქტორები, გამხსნელის გვარობა, გამხსნელის შედგენილობა და გასახსნელი ნივთიერების ბუნება, ხსნარის მუავიანობა, კომპლექსწარმოქმნელის გავლენა და სხვა.

- **ფიზიკური ფაქტორები** - ტემპერატურა, მარცვლის საშუალო ზომა, მორევის ინტენსივობა. ტემპერატურის გაზრდით ნალექის ხსნადობა და შესაბამისად მისი ხსნადობის ნამრავლი იზრდება.

- **გამხსნელის გვარობა.** იონური ნაერთები იხსნება იონური ბმის მქონე გამხსნელებში, კოვალენტური – კოვალენტურში. რაც უფრო ძლიერი იონური ბმაა გამხსნელის მოლეკულაში და დიდია დიელექტრიკული მუდმივა, მით უფრო კარგად იხსნება მასში არაორგანული ნივთიერებები. კულონის კანონის თანახმად: $F = \frac{e_1 \cdot e_2}{\epsilon r^2}$. დამუხტული ნაწილაკების ურთიერთქმედების ძალა – დამოკიდებულია არა მარტო მათი მუხტების სიდიდეზე (e_1 და e_2) და მანძილზე მათ შორის, არამედ – გარემოს დიელექტრიკულ შეღწევადობაზეც. ამ მიზეზის გამო ელექტროლიტები ადვილად იშლება წყალში და თითქმის არ იშლება ბენზოლში. წყლის კარგი გამხსნელობითი უნარი აიხსნება მაღალი დიელექტრიკული მუდმივით, გახსნისას აკვავომპლექსების წარმოქმნით, წყალბადური ბმების წარმოქმნის უნარით და ა.შ.

- **ნივთიერების ბუნება:** იონების რადიუსი. მუხტი, ელექტროუარყოფითობა, იონური პოტენციალი და

სხვა. კრისტალური მესრის ენერგიის გაზრდით ნივთიერების ხსნადობა მცირდება. იონური ნაერთების კრისტალური მესრის ენერგია მაქსიმალურია, თუ იონების მუხტები ტოლია, ხოლო რადიუსები ახლოსაა ერთმანეთთან. კრისტალური მესრის ენერგია იონური ნაერთებისათვის გამოითვლება კაპუსტინსკის

ფორმულით:
$$U = \frac{z_k \cdot z_a}{z_k + z_a} \Sigma_i$$
, სადაც z_k და z_a – მათი რა-

დიუსები, Σ_i – იონების ჯამი. ნივთიერების ხსნადობას ყველაზე უკეთ ახასიათებს იონური პოტენცია-

ლი – იონის მუხტის ფარდობა რადიუსთან – $\frac{z}{k}$ (I_p).

იონური პოტენციალის გაზრდით შესაბამისი ნაერთების ხსნადობა მცირდება, რადგან იზრდება კრისტალური მესრის ენერგია.

• **ხსნარის შედგენილობა.** ნივთიერებების ხსნადობა იცვლება ფიზიკური ფაქტორების, ხსნარის ქიმიური შედგენილობის (დამლექავი რეაგენტი, თანამოსახელე და გარეშე იონები, წყალბად-იონები, კომპლექსწარმოქმნელი და სხვა). შეცვლით. ელექტროლიტების ხსნადობა მცირდება ხსნარში ძლიერი თანამოსახელე იონის შეყვანით.

• **დამლექავი რეაგენტის ბუნება.** ნალექის შედგენილობა და აქედან გამომდინარე, მისი ხსნადობა დამოკიდებულია დამლექავ რეაგენტზე. მაგალითად: $PbSO_4$ დავლექოთ K_2SO_4 -ით. ილექება $PbSO_4$. მარილოვანი ეფექტი ნიშნავს ხსნადობის გაზრდას მცირედ ხსნადი მარილების სისტემაზე ნალექი-ხსნარი ძლიერი ელექტროლიტის დამატებისას. მარილოვანი ეფექტის მიზეზს წარმოადგენს იონებს შორის ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედების გაძლიერება, რის შედეგადაც გასახსნელი ნივთიერების იონების კონცენტრაცია ხსნარში მცირდება, რაც თავის მხრივ

იწვევს წონასწორობის გადანაცვლებას იონების წარმოქმნის მხარეს და ნალექი იწვევს გახსნას. ძლიერი ელექტროლიტური თეორიით მარილოვანი ეფექტი განპირობებულია აქტივობის კოეფიციენტის შემცირებით.

- **ხსნარის იონური ძალის, ანუ გარეშე იონების გავლენა.** გარეშე იონების თანაობისას ნალექის ხსნადობა რამდენადმე იზრდება.

- **თანამოსახელე იონების გავლენა.** თანამოსახელე იონის კონცენტრაციის გაზრდით, ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, ფაზური წონასწორობა გადაინაცვლებს მარცხნივ, ე.ი. ნალექის ხსნადობა შემცირდება.

- **ხსნარის მჟავიანობის გავლენა.** ხსნარის მჟავიანობის გაზრდით ნალექის ხსნადობა იზრდება.

ხსნადობის გამოსათვლელი ფორმულები

ელექტროლიტი	L ხსნადობის ნამრავლი	S ხსნადობა	L _a აქტივობის ნამრავლი	ხსნადობა აქტივობის კოეფიციენტის გათვალისწინებით
MA	$[M^+][A^-]$	$\sqrt{L_{MA}}$	$a_{M^+} \cdot a_{A^-}$	$\frac{1}{f} \sqrt{L_{A_{MA}}}$
M ₂ A	$[M^+][A^{2-}]$	$\sqrt[3]{\frac{L_{M_2A}}{2^2}}$	$a_{M^+}^2 \cdot a_{A^{2-}}$	$\sqrt[3]{\frac{L_{A_{M_2A}}}{4f_1^2 f_2}}$
M ₃ A	$[M^+]^3[A^{3-}]$	$\sqrt[4]{\frac{L_{M_3A}}{3^3}}$	$a_{M^+}^3 \cdot a_{A^{3-}}$	$\sqrt[4]{\frac{L_{A_{M_3A}}}{27f_1^3 \cdot f_3}}$
MA ₂	$[M^{2+}][A^-]^2$	$\sqrt[3]{\frac{L_{MA_2}}{2^2}}$	$a_{M^{2+}} \cdot a_{A^-}^2$	$\sqrt[4]{\frac{L_{A_{MA_2}}}{4f_1^3 \cdot f_2^2}}$
MA ₃	$[M^{3+}][A^-]^3$	$\sqrt[4]{\frac{L_{MA_3}}{3^3}}$	$a_{M^{3+}} \cdot a_{A^-}^3$	$\sqrt[4]{\frac{L_{A_{MA_3}}}{27f_3 \cdot f_1^3}}$
M ₂ A ₃	$[M^{3+}]^2[A^{2-}]^3$	$\sqrt[5]{\frac{L_{M_2A_3}}{3^3 \cdot 2^2}}$	$a_{M^{3+}}^2 \cdot a_{A^{2-}}^3$	$\sqrt[4]{\frac{L_{A_{M_2A_3}}}{108f_3^2 \cdot f_2^3}}$
M ₃ A ₂	$[M^{2+}]^3[A^{3-}]^2$	$\sqrt[5]{\frac{L_{M_3A_2}}{3^3 \cdot 2^2}}$	$a_{M^{2+}}^3 \cdot a_{A^{3-}}^2$	$\sqrt[4]{\frac{L_{A_{M_3A_2}}}{108f_2^3 \cdot f_3^2}}$

თაზი V

მშავებისა და ფუძეების თანამედროვე თეორიები

5.1. ისტორიული მიმოხილვა. არენიუს-ოსტვალდის თეორიის კრიტიკა

გავეცნოთ მშავებისა და ფუძეების შესახებ წარმოდგენებს ალქიმიური პერიოდიდან.

1663 წელს ინგლისელმა ფიზიკო-ქიმიკოსმა რ. ბოილმა დაადგინა, რომ მჟავა და ფუძე ერთმანეთს ანეიტრალებს. მან დანერგა პრაქტიკაში ინდიკატორების გამოყენება, რომელთა ფერის შეცვლა მშავებისა და ფუძეების დამახასიათებელ თვისებად მიიჩნია. ამ თვალსაზრისით მათ მიენიჭათ ერთმანეთის საწინააღმდეგო ქიმიური თვისებები.

ბოილი, მოგვიანებით ფრანგი ნ. ლემერი, მშავებისა და ფუძეების თვისებებს ხსნიდნენ მათი ნაწილაკების ფორმით. ისინი თვლიდნენ, რომ მჟავას ნაწილაკები ნემსის ფორმისაა, ფუძის ნაწილაკებს კი აქვს ფორები – ნახვრეტები. ნეიტრალიზაციის რეაქცია ამ მეცნიერების მიხედვით – ეს არის ნემსისმაგვარი მჟავას ნაწილაკების შეღწევა ფუძის ნახვრეტებში, რომლის დროსაც მჟავას ნაწილაკების მახვილი ბოლოები ტყდება; მშავებში მეტალის გახსნა მდგომარეობს ნემსისმაგვარი მჟავას ნაწილაკების მიერ მეტალების დახლეჩაში, ხოლო მშავების მჟავე გემო ენის დაჩხვლეტის უნარით აიხსნებოდა; მშავების სხვადასხვაობას უკავშირებდნენ ნემსისმაგვარი წვერის მეტნაკლებად განსხვავებულ ფორმებს. რობერტ ბოილის განმარტებით, მჟავა არის ნივთიერება, რომელსაც აქვს დამახასიათებელი მჟავე გემო და წითლად აფერადებს ლურჯ ლაკმუსს, ხოლო ფუძე არის ნივთიერება, რომელიც ლურჯად აფერადებს წითელ ლაკმუსს და მრეცხავი უნარი გააჩნია

ამერიკელი ფიზიკო-ქიმიკოსის უ.ლუისის მიხედვით, მჟავა არის ნივთიერება, რომელსაც აქვს დამახასიათებელი მჟავე გემო, წითლად აფერადებს ლურჯ ლაკმუსს და ცარცთან ურთიერთქმედებისას გამოყოფს ბუშტუკებს (1746 წელი)

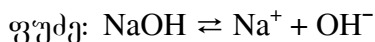
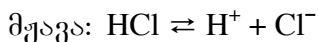
1778 წელს ფრანგმა ქიმიკოსმა ლავუაზიემ წამოაყენა **მჟავების ჟანგბადური თეორია**, რომლის თანახმად, მჟავების სპეციფიკური თვისებები დაკავშირებული იყო ნივთიერებაში ჟანგბადის შემცველობასთან.

შემდგომ პერიოდში ინგლისელმა ფიზიკო-ქიმიკოსმა ჰ. დევიმ და ფრანგმა ფიზიკო-ქიმიკოსმა პ. დიულინგმა აჩვენეს ამ მოსაზრების უსაფუძვლობა. 1814 წელს დევიმ წამოაყენა **მჟავათა წყალბადური თეორია**, რომლის თანახმად, ნივთიერებების მჟავური თვისებები დაუკავშირდა წყალბადის ატომს. 1833 წელს გერმანელმა ფიზიკო-ქიმიკოსმა ი. ლიბიხმა დააზუსტა ეს თეორია და **მჟავური თვისებები დაუკავშირა ნივთიერებაში ისეთი წყალბადის ატომების არსებობას, რომელთა ჩანაცვლება შეიძლება მეტალის ატომებით**. ლიბიხმა შემოიღო ცნება მჟავათა ფუძიანობის შესახებ.

ფუძეებსა და მჟავებზე კლასიკური წარმოდგენა დაფუძნებულია შვედი ქიმიკოსის ს. არენიუსის მიერ მოწოდებულ ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიაზე (1884 წ.). მჟავებისა და ფუძეების ძალა, არენიუსის მიხედვით მათი დისოციაციის უნარზეა დამოკიდებული.

1903 წელს სვანტე არენიუსს “მიენიჭა ნობელის პრემია მისი ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის აღიარებისა და განსაკუთრებული მნიშვნელობისათვის ქიმიის განვითარებაში.” 1887 წელს არენიუსის მიერ ჩამოყალიბებული ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის საფუძველზე შემუშავდა მჟავებისა და ფუძეების იონური თეორია, რომლის ავტო-

რები არიან ს. არენიუსი და გერმანელი ვ. ოსტვალდი. ამ თეორიის მიხედვით, მჟავა ეწოდება ნივთიერებას, რომელიც წყალში დისოციაციისას იძლევა წყალბად-იონებს, ხოლო ფუძე – ნივთიერებას, რომელიც წყალში დისოცირდება ჰიდროქსიდის იონების წარმოქმნით.



არენიუს-ოსტვალდის თეორიის მიხედვით, ფუძემჟავური ურთიერთქმედება იონური რეაქციაა. ოსტვალდმა აჩვენა, რომ ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად, ყველა ფუძემჟავური ურთიერთქმედება შეიძლება გამოისახოს ერთი საერთო რეაქციით:



არენიუს-ოსტვალდის თეორიაში წყალი მიჩნეულია აბსოლუტურად ნეიტრალურ ნივთიერებად. დადგინდა წყლის იონური ნამრავლის მუდმივობა:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = \text{const}$$

აღნიშნულის საფუძველზე, სერენსმა შემოიღო pH – წყალბადის მაჩვენებლის ცნება. pH-ის მთელი სკალა, მაშასადამე გარემო არის მჟავიანობის თუ ფუძიანობის განსაზღვრა ემყარება წყლის აბსოლუტურ ნეიტრალობას. მიუხედავად იმისა, რომ მჟავებისა და ფუძეების არენიუსისეული განმარტებები დღესაც საფუძვლად უდევს ნაერთთა ამ კლასების ქიმიურ ნომენკლატურას, ხოლო წყალხსნარებში წყალბად-იონთა კონცენტრაციის განსაზღვრის მისეული მეთოდური ხერხებით დღემდე სარგებლობენ ანალიზურ ქიმიაში, ამ თეორიას აქვს ნაკლოვანი მხარეები:

1. არ გაამართლა მოსაზრებამ წყალხსნარებში თავისუფალი პროტონის არსებობის შესახებ. ექსპერიმენტულად დამტკიცდა, რომ წყალბად-იონი

ხსნარში მხოლოდ სოლვატირებული პროტონის სახით შეიძლება არსებობდეს:

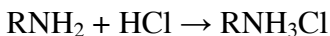
წყალში: $- \text{H}_3\text{O}^+$

სპირტში: $- \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+$

ძმარმჟავაში: $- \text{CH}_3\text{COOH}_2^+$

2.არენიუსი ასევე ვერ ხსნიდა FeCl_3 და სხვა ნივთიერებების მჟავურ თვისებებს, რომლებიც პროტონს არ შეიცავდა. თეორია ფუძის განმარტებას უკავშირებს OH^- -იონების არსებობას, მაგრამ ცნობილია, რომ ამიაკს ორგანულ ამინებს ფუძის თვისება ახასიათებს, თუმცა ისინი არ შეიცავენ OH^- -იონებს.

3.გაუგებარი რჩებოდა, ეკუთვნოდა თუ არა მჟავების კლასს უწყლო ქლორწყალბადი, რომელიც დენს არ ატარებდა, თუ ის მჟავა ბუნებას ამჟღავნებდა მხოლოდ წყალხსნარში? თუ დისოციაცია წყალხსნარში აუცილებელი პირობაა იმისათვის, რომ მოხდეს ფუძემჟავური რეაქცია, მაშინ გაუგებარია რატომ მოქმედებს აიროვანი ქლორწყალბადი ამინებზე?



4.არენიუსი შეუძლებლად მიიჩნევდა არაწყალხსნარებში ფუძემჟავური ურთიერთქმედებას, მაგრამ იმ დროისათვის ცნობილი იყო არაწყალხსნარებში (ბენზოლი, ტოლუოლი, ქლოროფორმი და სხვა) მჟავების გატიტრის მეთოდი ნატრიუმის ეთილატით და ამილატით.

5.არენიუსის თეორია ვერ ხსნიდა ამფოტერობის ფაქტს.

ამ ნაკლმა განაპირობა ახალი თეორიების ჩამოყალიბება, სადაც მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედების ასახსნელად სხვა ფუნდამენტური კრიტერიუმები იქნა მოწოდებული.

არენიუსის თეორიის აღიარება და განვითარებას ხელი შეუწყო გერმანელი ფიზიკოსისა და ქიმიკოსის ვ. ოსტვალდის (1853-1932) ნაშრომებმა, რის გამოც ამ თეორიას ხშირად არენიუს-ოსტვალდის თეორიასაც უწოდებენ.

5.2. სუსტი ელექტროლიტების იონიზაციის კონსტანტა და ხარისხი ვ. ოსტვალდის განზავების კანონი

სუსტი ელექტროლიტის წყალხსნარში ელექტროლიტური დისოციაციის პროცესის შექცევადობის გამო წონასწორობა მყარდება იონებსა და არადისოცირებულ მოლეკულებს შორის. 1888 წელს ოსტვალდმა შემოიღო დისოციაციის კონსტანტას ცნება და აჩვენა, რომ გარემო არეს მჟავიანობა განისაზღვრება წყალბად-იონების კონცენტრაციით, ხოლო მჟავათა სიძლიერე – მათი დისოციაციის კონსტანტათი. ანალოგიურად, ფუძეთა სიძლიერე რაოდენობრივად გამოისახება დისოციაციის კონსტანტას მნიშვნელობით, ხოლო გარემო არეს ფუძიანობა – ჰიდროქსიდის იონების კონცენტრაციით. თუ ელექტროლიტის მოლეკული კონცენტრაციას აღნიშნავთ C -თი, ხოლო იონიზაციის ხარისხს α -თი, მაშინ თითოეული იონის კონცენტრაცია იქნება $C \cdot \alpha$, ხოლო არაიონიზირებული მოლეკულების კონცენტრაცია იქნება $C - C\alpha$ ან $C \cdot (1 - \alpha)$; მიღებული მნიშვნელობების ჩასმით ბინარული ელექტროლიტის იონიზაციის კონსტანტას ტოლობაში, მიიღება:

$$K = \frac{[M] \cdot [A]}{[MA]} = \frac{Ca \cdot Ca}{C - Ca} = \frac{a^2 \cdot c}{1 - a}$$

$$K = \frac{[M] \cdot [A]}{[MA]}; \quad = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C - C\alpha} = \frac{\alpha_2 \cdot C}{1 - \alpha}$$

ოსტვალდის განზაგეების კანონმა დააკავშირა ერთმანეთთან დისოციაციის კონსტანტა, დისოციაციის ხარისხი და კონცენტრაცია:

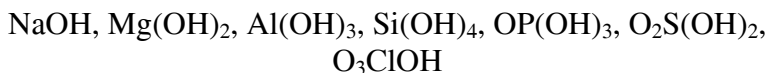
$$K = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha}.$$

ამან შესაძლებელი გახდა მუავასა და ფუძის ძალის რაოდენობრივი შეფასება. თუ ელექტროლიტი სუსტია და მისი ხსნარი არ არის ძალიან განზავებული, მაშინ მისი იონიზაციის ხარისხი ძალიან მცირეა $\alpha \ll 1$, $\alpha \rightarrow 0$, $(1 - \alpha)$, სიდიდე ერთისგან მცირედ განსხვავებულია და მიიღება: $K = \alpha^2 \cdot C$. სუსტი ელექტროლიტებისათვის დისოციაციის ხარისხი ხსნარის განზავების კვადრატული ფესვის პროპორციულია.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

რაც უფრო დიდია იონიზაციის კონსტანტას რიცხვითი მნიშვნელობა, მით უფრო ადვილად იშლება ელექტროლიტი იონებად, რაც უფრო მცირეა იონიზაციის კონსტანტას რიცხვითი მნიშვნელობა, მით უფრო სუსტია ელექტროლიტი.

არენიუს-ოსტვალდის თეორია ვერ ხსნიდა იმის მიზეზს, თუ რატომ განიცდის ელექტროლიტურ დისოციაციას მხოლოდ ზოგიერთი წყალბადნაერთი. ეს საკითხი შეისწავლა კოსელმა. მან განიხილა ნაერთების რიგი:

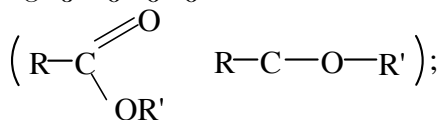


კულონის კანონის საფუძველზე კოსელმა გამოთვალა ის მუშაობა, რომელიც უნდა დაიხარჯოს თი-

თოეული ამ ნივთიერებიდან წყალბადის ან ჰიდროქსილის იონების მოსაწვევად. **არენიუს-ოსტვალდის მჟავებისა და ფუძეების თეორია სამართლიანია წყალხსნარებისათვის, რაც ამ თეორიის ყველაზე პრინციპული ნაკლია.**

ხშირად მჟაფურ-ფუძური ურთიერთქმედება ხორციელდება ისეთ ხსნარებში, რომლებშიც არ ხდება ელექტროლიტური დისოციაცია და არც წყალბადისა და ჰიდროქსილის იონები არსებობენ. მაგალითად, ორგანული მჟავას ხსნარი ბენზოლში შეიძლება გაიტიტროს ასევე ბენზოლში გახსნილი ორგანული ფუძით, თუმცა ეს ხსნარები ელექტროდებს არ ატარებენ.

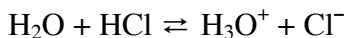
აღმოჩნდა, რომ ელექტროლიტური დისოციაცია არაა მხოლოდ წყალხსნარებისათვის დამახასიათებელი სპეციფიკური მოვლენა. პირიქით, ხშირად ნივთიერება, რომელიც წყალში არ დისოცირდება, არაწყალხსნარში გვევლინება ელექტროლიტად. ასე მაგალითად, თხევადი გოგირდის დიოქსიდში ელექტრულ დენს ატარებს ანტრაცენი ($C_{14}H_{10}$), ამინები ($R-NH_2$), პირიდინი (C_5H_5N) და სხვა, თხევად ბრომში – დიეთილის ეთერი ($C_2H_5-O-C_2H_5$); თხევად ჰალოგენწყალბადებში, რომლებიც დიელექტრიკებია, კარგად ატარებენ დენს სპირტები ($R-OH$), კეტონები ($R-CO-R'$), რთული და მარტივი ეთერები



NH_4Cl , რომელიც წყალხსნარში მარილია, თხევად ამიაკში ამჟღავნებს მჟავას თვისებებს, ხსნის მეტალებს წყალბადის გამოყოფით და ა.შ.

აქედან გამომდინარე, გერმანელმა ა. ჰანჩმა დაადგინა, რომ წყალხსნარებში თავისუფალი წყალბად-

იონები არ არსებობენ, ისინი წყალთან ურთიერთქმედებით წარმოქმნიან ჰიდროქსონიუმის იონებს და ამდენად, მჟავების დისოციაცია გამხსნელის მოლეკულებთან ურთიერთქმედების შედეგია. მაგალითად:



ამრიგად, XX საუკუნის 20-იანი წლების მიწურულისათვის მჟავებისა და ფუძეების კვლევის სფეროში მტკიცედ დადგინდა:

1. მჟავები და ფუძეები არსებობენ არა მხოლოდ წყალხსნარებში;

2. მჟავა და ფუძე თვისებები დამახასიათებელია როგორც იონებისათვის, ისე არაიონიზირებული მოლეკულებისათვის;

3. მჟავების და ფუძეების იონიზაცია გამოწვეულია გამხსნელთან მათი ურთიერთქმედებით, რომელსაც შესაბამისად ფუძე ან მჟავა თვისებები აქვს.

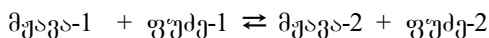
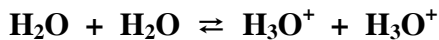
გამხსნელის მჟავურ-ფუძური თვისებების მიხედვით ერთი და იგივე ნივთიერება რეაგირებს როგორც მჟავა ან ფუძე. საერთოდ, ამფოტერობა ახასიათებს მრავალ ნივთიერებას. გამხსნელის იონიზაცია მისი მოლეკულების ამფოტერობითაა გამოწვეული; ხსნარში წყალბადის თავისუფალი იონები არ არსებობენ. ისინი სოლვატირებულია.

5.3. ფუძეები და მჟავები ქიმიურ ანალიზში ფუძეებისა და მჟავების პროტოლიტური თეორია

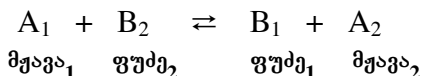
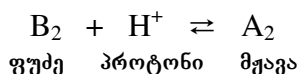
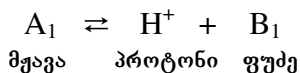
ანალიზური რეაქციების მიმდინარეობს განმსაზღვრელია ნივთიერების ფუძე-მჟავური თვისებები. ნივთიერების ძირითადი მახასიათებელია ფუძიანობა და მჟავიანობა, რომელთა გაანგარიშება და გამოყენება ანალიზის მიზნებისათვის წარმოადგენს ქიმიკოს-ანა-

ლიტიკოსის მოღვაწეობის ძირითად სფეროს. ჩამოყალიბებულია თეორიები, სადაც მჟავურ-ფუძური ურთიერთქმედების ასახსნელად სხვა ფუნდამენტური კრიტერიუმები იქნა მოწოდებული.

დანიელმა ფიზიკოს-ქიმიკოსმა ჯ. ბრენსტედმა და ინგლისელმა ტ. ლოურიმ 1923 წელს ერთდროულად მოგვცეს ფუძეებისა და მჟავების პროტოლიტური თეორია, რომლის თანახმად, მჟავები ნივთიერებებია, რომლებიც ათავისუფლებენ პროტონებს (პროტონის დონორებია), ფუძეები – ნივთიერებებია, რომელთაც გააჩნიათ უნარი შეიერთონ პროტონები (პროტონის აქცეპტორებია). თეორია სამართლიანია ყველა პროტონული გამხსნელისათვის. წყალი რეაქციის პირობების მიხედვით შეიძლება იყოს მჟავაც და ფუძეც. წყლის დისოციაციაც შეიძლება აიხსნას მისი ამფოტერობით:

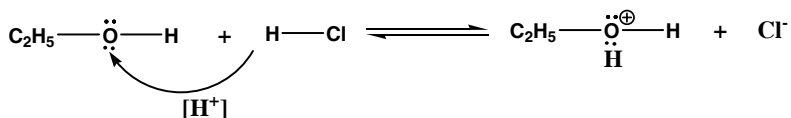
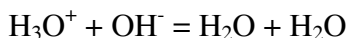
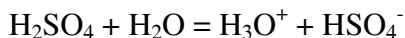
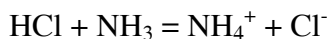


ამრიგად, წყალში გახსნილ ნებისმიერ ნივთიერებას, რომელიც ადიდებს წყლის ავტოიონიზაციის შედეგად წარმოქმნილი ჰიდროქსონიუმის იონების კონცენტრაციას, ეწოდება მჟავა, ხოლო ნებისმიერ ნივთიერებას, რომელიც ამცირებს ჰიდროქსონიუმის იონების კონცენტრაციას, ეწოდება ფუძე. ე.ი. ნეიტრალიზაციის რეაქციის არსია მჟავადან ფუძისაკენ პროტონების ანუ ჰიდროქსონიუმის იონების გადატანა. კარგავს რა პროტონს, მჟავა გარდაიქმნება მის შეუდლებულ ფუძედ, ხოლო პროტონის შეერთებისას ფუძე გახდება მისი შეუდლებული მჟავა. აქედან გამომდინარე, ნეიტრალიზაციის რეაქციის განტოლება დებულობს შემდეგ სახეს:



აქ ხაზგასმით უნდა აღინიშნოს, რომ სიმბოლო H^+ აღნიშნავს პროტონს და არა წყალბადის იონს, თავისუფალი პროტონი კი ხსნარში არ არსებობს, ამიტომ ეს სქემა არ ასახავს რეალურ სურათს. რეაქციას პროტონის დონორებსა და აქცეპტორებს შორის **პროტოლიტური რეაქცია** ეწოდება.

მჟავა + ფუძე = შეუღლებული მჟავა + შეუღლებული ფუძე



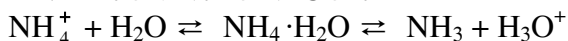
პროტოლიტურ თეორიაზე დაყრდნობით ბრენსტედმა მოგვცა მჟავების შემდეგი კლასიფიკაცია:

- ნეიტრალური მჟავები: HA (HCl, HNO₃, H₂SO₄, R-COOH და სხვა).

- კატიონური მჟავები: BH⁺ (NH₄⁺, C₅H₅NH₂⁺, H₃O⁺ და სხვა).

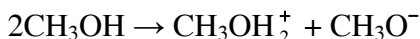
- ანიონური მჟავები: HA⁻ (HSO₄⁻, H₂PO₄⁻, HCO₃⁻ და სხვა).

ყველა ამ ტიპის მჟავას შეუძლია პროტონის მიცემა და ამ დროს ხდება მისი იონიზაცია. პროტონს მჟავასთან შეუძლია წყალბადური ბმის წარმოქმნა წყლის მოლეკულასთან, რის შედეგადაც წარმოიქმნება მჟავების სოლვატირებული მოლეკულები, რომლებსაც პირობითად შეიძლება ვუწოდოთ ოქსონიუმის მარილი, ის იონიზირდება, გამოყოფს ოქსონიუმის იონს და შეუღლებულ ფუძეს:

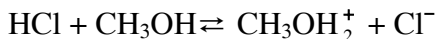


ამიტომ, იონიზაციას შეიძლება ეწოდოს ნივთიერების რეაქცია გამხსნელთან.

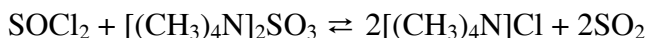
პროტოლიტური თეორიის განვითარებაში დიდი როლი ითამაშა რუსმა მეცნიერმა ნ. იზმაილოვმა, რომელიც პროტოლიტური წონასწორობის დამფუძნებელია უწყლო გამხსნელებში. უწყლო გამხსნელები პროტოლიზდებიან სოლვატირებულ პროტონად და ანიონად:



ფუძეებისა და მჟავების გახსნისას მიმდინარეობს პროტოლიტური რეაქცია:

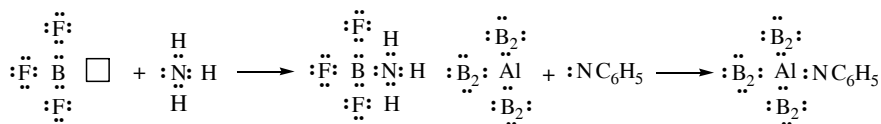


პროტოლიტური თეორია ვერ ხსნის ისეთი ნაერთების ფუძე-მჟავურ თვისებებს, რომლებიც არ ურთიერთქმედებენ პროტონებთან. მაგალითად, თხევადი გოგირდის (IV) ოქსიდი განიცდის თვითიონიზაციას, თუმცა აქ პროტონები არ მონაწილეობენ:

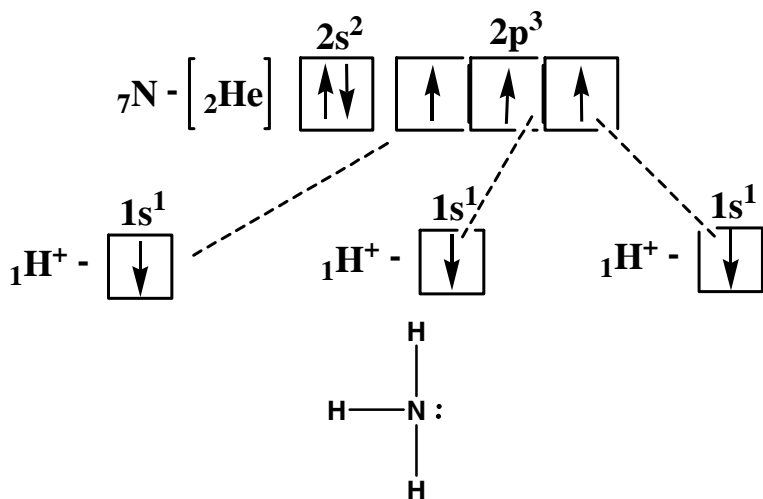


ამის გამო, შეიქმნა მჟავებისა და ფუძეების ზოგადი თეორიები (1923, 1938 წწ.). **ლუისის ელექტრონული (დონორულ-აქცეპტორული) თეორიის** თანახმად,

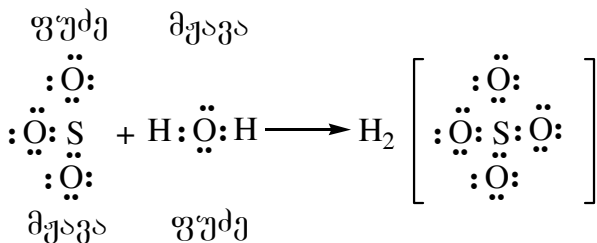
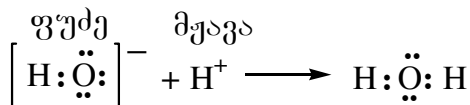
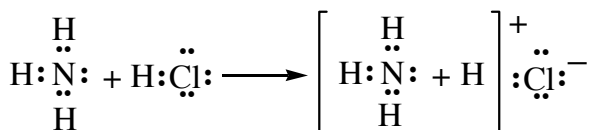
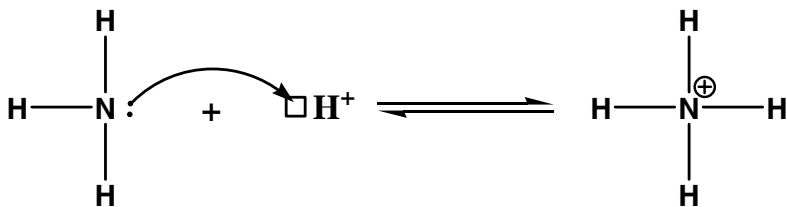
მუავა ელექტრონული წყვილების აქცეპტორია, ფუძე – დონორი, იძლევა ელექტრონულ წყვილს. ამ მოსაზრებით, მუავასა და ფუძეს შორის ურთიერთქმედება მდგომარეობს კოვალენტური ბმის წარმოქმნაში დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით, რაც დამახასიათებელია კომპლექსწარმოქმნის რეაქციებისათვის:



ასეთი მექანიზმით წარმოქმნილ ნივთიერებებს **ადუქტებს** უწოდებენ. განვიხილოთ რამდენიმე მაგალითი. ამიაკი წარმოადგენს ფუძეს, ვინაიდან აქვს გაუწყვილებელი ელექტრონული წყვილი:



ამიაკის პროტონთან ურთიერთქმედების სქემა ასეთია:



აქედან ჩანს, რომ ელექტრონული თეორია კომპლექსწარმოქმნას, ნეიტრალიზაციას, ანჰიდრიდების ურთიერთქმედებას წყალთან განიხილავს, როგორც მსგავს პროცესს.

ნივთიერებები, რომლებიც ელექტრონული წყვილის დონორია, **ლუისის ფუძის** სახელწოდებით არის ცნობილი, ხოლო ელექტრონების წყვილის აქცეპტორები კი – **ლუისის მუავად**.

ლუისის ფუძეებია: ჰალოგენიდ-იონები, ამინის აზოტის შემცველი ნაერთები (ამიაკი, ალიფატური და არომატული ამინები, პირიდინი და ა.შ.), ისეთი

ჟანგბადშემცველი ნაერთები, როგორიცაა R_2CO , სადაც R არის ორგანული რადიკალი ან ჰალოგენი.

ლუისის მჟავებია: ბორის, ალუმინის, სილიციუმის, კალას, ფოსფორის, დარიშხანის, ანთიმონისა და სხვა ელემენტების ჰალოგენიდები, კომპლექსაწარმომქმნელი იონები: Ag^+ , Cr^{3+} , Co^{2+} , Pt^{2+} და სხვ.

მრავალი ადუქტი დიდ პრაქტიკულ გამოყენებას პოულობს. მაგალითად, ორგანული სინთეზის დროს გამოიყენება ბორის ნაერთი $(C_2H_5)_2O:BF_3$. ამ შემთხვევაში გაცილებით უფრო მოსახერხებელია მყარი მარილის მაგვარი BF_3 -ის გამოყენება, ვიდრე აირადი BF_3 -ისა.

ლუისის კრიტერიუმები:

- ნეიტრალიზაციის რეაქციის არსი მდგომარეობს კოორდინაციული კოვალენტური ბმის მყისიერ წარმოქმნაში. ეს პროცესი პირველადია. ამის შემდეგ შეიძლება მოხდეს იონიზაცია და დისოციაცია. ნეიტრალიზაციის პროდუქტში ელექტრონების წყვილი საზიაროა.

- შედარებით ძლიერი მჟავები (ფუძეები) ქიმიურ რეაქციებში ნაერთებიდან აძევენ უფრო სუსტ მჟავებს (ფუძეებს).

- ინდიკატორის დახმარებით ნებისმიერი მჟავა შეიძლება გაიტიტროს ფუძით.

- მჟავები და ფუძეები ქიმიური რეაქციების კატალიზატორებს წარმოადგენენ.

მჟავებს მიეკუთვნება არაორგანული და ორგანული ბუნების ბევრი ნივთიერება. წყალში გახსნილი არაორგანული ნაერთებიდან მჟავური თვისებებით ხასიათდებიან ჟანგბადო მჟავები: H_2S , HCl ; ჟანგბადმჟავები: HNO_3 , H_2SO_4 ; მჟავა მარილები: $NaHSO_4$, $NaHCO_3$; სუსტი ფუძისა და ძლიერი მჟავასაგან წარმოქმნილი მარილები: NH_4Cl , $(NH_4)_2SO_4$. ორგანული ნაერთებიდან მჟავებს წარმოადგენენ ნივთიერებები, რომლებიც შეიცავენ პროტონს. მაგალითად, ნახშირ-

წყალბადები, მაგრამ მათში იონიზაცია სუსტადაა გამოხატული, ამიტომ მჟავური თვისებებით ხასიათდებიან ძირითადად ის ნაერთები, სადაც პროტონი დაკავშირებულია არა ნახშირბადატომთან, არამედ ჟანგბადის, გოგირდის, აზოტის, ფოსფორის ატომებთან. აქედან გამომდინარე, ორგანული მჟავები იყოფა:

- OH-ტიპის მჟავებად: $[C_6H_5OH]$; CH_3COOH ;
- SH-ტიპის მჟავებად: $(CH_3)_3SH$; $(CH_3)_2SH_2$;
- NH-ტიპის მჟავებად: $[C_6H_5NH_3^+]$; $C_2H_5NH_3^+$

პროტოლიტური თეორიით ფუძეები იყოფა:

- ნეიტრალური: $[NH_3, C_5H_5N_2S \cdot H_2O, NaOH]$ და ა.შ.
- კაციონური: $[AlOH^{2+} \cdot 5H_2O, ZnOH^+ \cdot 5H_2O]$, $NH_2-NH_3^+$,

მეტალთა კაციონური კომპლექსები ჰიდროქსიდ-, ამინურ- და ამიდურ- ჯგუფებთან;

- ანიონური: $[HSO_4^-, OH^-, Cl^-, CH_3COO^-]$ და ა.შ.

ყველა აღნიშნული ნაერთი იერთებს პროტონს. მაგალითად:



არაორგანული ნაერთებიდან ფუძეებს მიეკუთვნება:

- ფუძეები: $[NaOH, KOH]$;
- ფუძე მარილები: $[Al(OH)(CH_3COO)_2]$;
- ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავას მარილები: $[NaCN, Na_2SO_3]$.

ფუძე თვისებები ახასიათებს ბევრ ორგანულ ნაერთს - შეუძლია პროტონის მიერთება:

- ამონიუმის ფუძეები: $[CH_3NH_2, C_5H_5N]$;
- ოქსონიუმის ფუძეები: $[C_5H_5O, C_4H_4O]$;
- ფოსფონიუმის ფუძეები: $[(CH_3)_3P, (C_5H_5)_2P]$.

პროტოლიზურ რეაქციაში მონაწილე პროტონების რიცხვის მიხედვით განასხვავებენ ერთ და პოლიპროტონულ მჟავებს და ფუძეებს.

თაზი VI.
წყალბადისა და ჰიდროქსიდის
მაჩვენებლები

6.1. pH-ის განსაზღვრა ხსნარებში

ხსნარის **pH** განისაზღვრება მისი შედგენილობით და შესაბამისი მჟავურ-ფუძური წონასწორობით. **ავტოპროტოლიზი** – მჟავურ-ფუძური დისპროპორციონირების პროცესია, როდესაც იონთა წარმოქმნა დაკავშირებულია ორ ერთნაირ მოლეკულას შორის პროტონის გაცვლასთან. წყალს შეუძლია პროტონის როგორც დაკარგვა, ასევე მიერთება, ამიტომ მას უწოდებენ ამფიპროტულ (ბერძნულიდან სიტყვა **amphi** – თითოეული) მოლეკულას. მხოლოდ ამფიპროტულ მოლეკულებს შეუძლიათ ავტოპროტოლიზი.

წყალი, როგორც სუსტი ელექტროლიტი, მხოლოდ უმნიშვნელო ხარისხით დისოცირდება იონებად:



ამ პროცესს შეესაბამება წონასწორობის კონსტანტა:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (22}^\circ \text{C-ზე)}.$$

აქედან გამომდინარე, წყლის 555 000 000 მოლეკულიდან დისოცირდება მხოლოდ ერთი. წყლის არადისოცირებული მოლეკულების რიცხვი იმდენად დიდია, რომ იგი პრაქტიკულად შეიძლება ჩაითვალოს მუდმივ სიდიდედ:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$K_{\text{H}_2\text{O}}$ – ავტოპროტოლიზის კონსტანტაა. მოქმედ მასათა კანონიდან გამომდინარე, **კონსტანტას, რომელიც H^+ და OH^- იონების კონცენტრაციების ნამრავ-**

ლის ტოლია და მოცემულ ტემპერატურაზე წარმოადგენს მუდმივ სიდიდეს, წყლის იონური ნამრავლი ეწოდება.

$$C_M(H_2O) = \frac{1000}{18,015} = 55,49 \text{ მოლ/ლ.}$$

$$K_{H_2O} = K \cdot [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5 = 1 \cdot 10^{-14};$$

წყალბადის იონის კონცენტრაცია სუფთა წყალში ტოლია: $[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ მოლ/ლ.

1909 წელს დანიელმა ქიმიკოსმა სორენსენმა წყალბადისა და ჰიდროქსილის იონების კონცენტრაციები აღნიშნა წყალბადის – **pH (potentio Hydrogenium** – წყალბადის ძალა) და ჰიდროქსილის **pOH (potent - „p”** – დანიური სიტყვის პირველი ასოა, რაც მათემატიკურად ხარისხს ნიშნავს) მაჩვენებლებით – წყალბადის და ჰიდროქსილის კონცენტრაციების შებრუნებული ლოგარითმებით. H^+ და OH^- იონების კონცენტრაციის ნაცვლად იყენებენ უარყოფითი ნიშნით აღებულ მათ ათობით ლოგარითმებს: წყალბადის და ჰიდროქსილის მაჩვენებლებს:

$$pH = -\lg[H^+]; \quad pOH = -\lg[OH^-];$$

თანაფარდობის გადლოგარითმებით და ნიშნის შეცვლით ვღებულობთ:

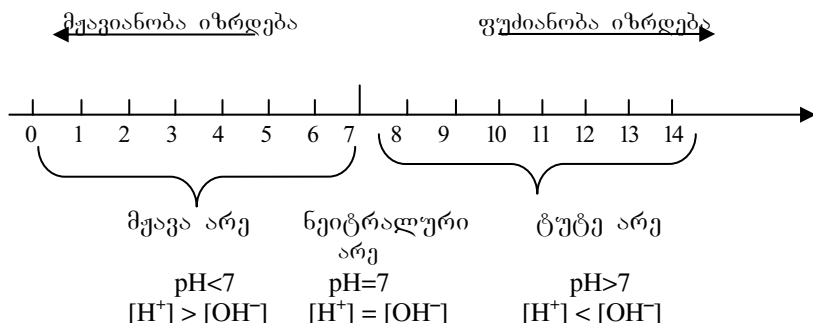
$$pH + pOH = p K_{H_2O}.$$

$p K_{H_2O}$ - წყლის ავტოპროტოლიზის კონსტანტას მაჩვენებელია. იგი ავტოპროტოლიზის კონსტანტას შებრუნებული ლოგარითმია:

$$p K_{H_2O} = -\lg K_{H_2O} = -\lg 1 \cdot 10^{-14} = 14$$

წყალში წყალბადის და ჰიდროქსილის მაჩვენებლების ჯამი მუდმივია და ტოლია ავტოპროტოლიზის კონსტანტას მაჩვენებლის:

$$pH + pOH = 14.$$



ჩვეულებრივ იზომება არა წყალბადის იონთა კონცენტრაცია, არამედ მათი აქტიურობა.

ფუძეებისა და მჟავების წყალხსნარებში წყლის იონური ნამრავლი გამოისახება ფორმულით:

$$K_W = a_{H^+} \cdot a_{OH^-}.$$

K_W – ჭეშმარიტი კონსტანტაა, დამოკიდებული ხსნარის იონურ ძალაზე;

a_{H^+}, a_{OH^-} – წყალბადის და ჰიდროქსილის იონების აქტიურობები. ვინაიდან

$$a_{H^+} = [H^+] \cdot f_{H^+}; \quad a_{OH^-} = [OH^-] \cdot f_{OH^-},$$

შეიძლება დაიწეროს:

$$[H^+][OH^-] = \frac{K_W}{f_{H^+} \cdot f_{OH^-}} = \frac{K_W}{f^2};$$

f_{H^+}, f_{OH^-} – აქტიურობის კოეფიციენტებია; f – აქტიურობის კოეფიციენტის საშუალო მნიშვნელობა.

ქიმიურად სუფთა წყალში წყალბადის და ჰიდროქსიდის იონების ძალიან მცირე კონცენტრაციები 10^{-7} მოლი/ლ, $f_{H^+} = f_{OH^-} = 1$, ამიტომ

$$a_{H^+} = [H^+]; \quad a_{OH^-} = [OH^-];$$

$$a_{H^+} \cdot a_{OH^-} = [H^+][OH^-] = K_W = 10^{-14}.$$

ძლიერი მჟავებისა და ფუძეებისათვის წყალბადის იონების კონცენტრაცია პრაქტიკულად ამ მჟავისა და ფუძის კონცენტრაციის ტოლია:

$$[H^+] = C_{HA}; \quad [OH^-] = C_B; \quad P_a^H = -\lg a_{H^+} = \lg \frac{1}{a_{H^+}}.$$

P_a^H – წყალბადის იონის აქტიურობის მაჩვენებელია,

ამიტომ

$$pH = -\lg a_{H^+}; \quad pH = -\lg a_{OH^-};$$

$$\text{როცა } [H^+] = 10^{-1}, \text{ მაშინ } pH = -\lg 10^{-1} = 1.$$

$$\text{როცა } [H^+] = 10^{-5}, \text{ მაშინ } pH = -\lg 10^{-5} = 5.$$

$$\text{როცა } [H^+] = 10^{-9}, \text{ მაშინ } pH = -\lg 10^{-9} = 9.$$

აქედან ჩანს, რომ წყალბად-იონთა აქტიურობის, ე.ი. მჟავურობის გადიდებას შეესაბამება pH-ის შემცირება. მჟავურობის შემცირება კი – pH-ის გადიდებას.

კუჭის წვენი pH=1,7, ე.ი. ძლიერ მჟავეა, სისხლის pH=7,36 – ოდნავ ტუტე რეაქციისაა. წყალბადის მაჩვენებელი, ფართოდ გამოიყენება ქიმიური, ბიოლოგიური, ფუძე-მჟავური თვისებების დასახასიათებლად. იგი გავლენას ახდენს ცილების, ნუკლეინმჟავების ფიზიკურ-ქიმიურ თვისებებზე, ბიოლოგიურ აქტიურობაზე.

ხსნარების pH-ის განსაზღვრისათვის იყენებენ ინდიკატორულ, იონომეტრულ, პოტენციომეტრულ მეთოდებს.

pH-ს ხსნარებში საზღვრავენ ქიმიური და ინსტრუმენტალური მეთოდებით. ქიმიური მეთოდი დაფუძნებულია ზოგიერთი ნაერთის ფერის ცვლილებაზე pH-ის სხვადასხვა დიაპაზონში. ამ ნაერთებს **ინდიკატორები** ეწოდება. ისინი მჟავები ან ფუძეებია და ხსნარში იონიზირდება შემდეგი ტოლობის შესაბამისად:



ინდიკატორის იონიზირებულ და არაიონიზირებულ ფორმებს აქვს სხვადასხვა ფერი. ხსნარში ხსნარში წყალბად-იონების კონცენტრაციის ცვლილებისას მიმდინარეობს ქიმიური წონასწორობის გადაინაცვლება. ამ დროს იცვლება ხსნარის შეფერილობა, რის მიხედვითაც საზღვრავენ pH-ს.

ინდიკატორებს იყენებენ ხსნარების სახით ან უნივერსალური ინდიკატორული ქაღალდის სახით, რომელიც წარმოადგენს ინდიკატორის ხსნარით გაჟღენთილ და გამშრალ ფილტრის ქაღალდს. ყდაზე მას შესაღარებლად აქვს ფერადი შკალა pH-ის მნიშვნელობებით. განსაზღვრისას ინდიკატორული ქაღალდის ფერს ადარებენ შკალას. pH-ის განსაზღვრის უფრო ზუსტი მეთოდი არის ფიზიკური და სპეციალურ აპარატზე – pH-მეტრზე იზომება.



pH-ის განსაზღვრის ინდიკატორული მეთოდი დამყარებულია ფუძე-მჟავური ინდიკატორების გამოყენებაზე – ნივთიერებებზე, რომლებიც იცვლიან თავიანთ შეფერილობას ხსნარის **pH**-ზე დამოკიდებულებით. ინდიკატორები წარმოადგენენ სუსტ ორგანულ მჟავებს (ან ფუძეებს), რომელთა ნეიტრალურ (არაიონიზებულ) და დამუხტულ (იონიზებულ) ფორმათა შეფერილობა სხვადასხვაა:

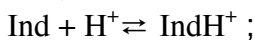
მჟავური ტიპის ინდიკატორები:



$$K_A = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]};$$

$$\text{p}K_A = \text{pH} + \lg \frac{[\text{HInd}]}{[\text{Ind}^-]}.$$

ფუძოვანი ტიპის ინდიკატორები:

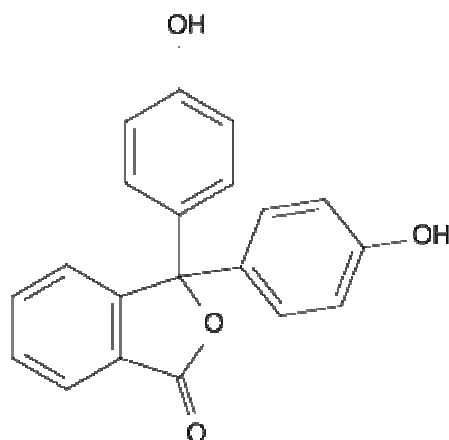


$$K_B = \frac{[\text{IndH}^+]}{[\text{Ind}] \cdot [\text{H}^+]};$$

$$pK_B = \lg \frac{[Ind]}{[IndH^+]} - pH.$$

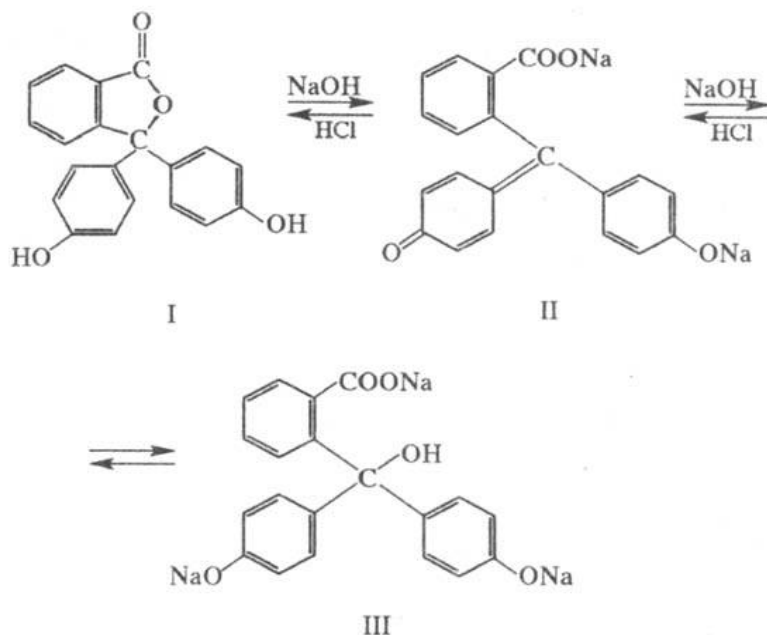
ხსნარის შემჟავებისას (H^+ იონების კონცენტრაციის გადიდებისას) წონასწორობა გადაიხრება $HInd$ -ის მხარეს, ე.ი. ხსნარი მიიღებს ნეიტრალური ფორმისათვის დამახასიათებელ ($HInd$) შეფერილობას; თუ ხსნარს დავამატებთ ტუტეს, მაშინ H^+ იონების კონცენტრაცია შემცირდება ($H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$), ამიტომ წონასწორობა გადაიხრება ინდიკატორის იონიზირებული ფორმის (Ind^-) მხარეს და ხსნარი მიიღებს ამ ფორმისათვის დამახასიათებელ ფერს. ინდიკატორებიდან – ლაკმუსი წითელია, როცა $pH=5$, ლურჯია – როცა $pH=8$; ფენოლფტალეინი ფერს იცვლის მხოლოდ ტუტე არეში, როცა $pH \approx 9$.

ფენოლფტალეინი



ფენოლფტალეინი – 3,3-(4-ჰიდროქსიფენილ)ფტალიდი, ფუძე-მჟავური ინდიკატორი (გადასვლის ინტერვალი (pH 8,2-9,8) ტუტე არეში იძლევა მეწამულ შეფერილობას (II) და უფერულდება მჟავა არეში, ასევე ძლიერ ტურე გარემოში (III). "პურგენი"-ს სა-

ხელწოდებით გამოიყენება მედიცინაში, როგორც სუსტი სასაქმებელი საშუალება:



მეთილნარინჯი (აზოჯგუფის ინდიკატორი) – 4-დიმეთილამინოაზობენზოლი 4'-სულფომჟეა წარმოადგენს ნარინჯისფერ ფხვნილს, რომელიც წარმოქმნის იგივე შეფერილობის ხსნარს ტუტე გარემოში. მჟეა გარემოში ინდიკატორი იცვლის ფერს ყვითლიდან წითლამდე ქინონდიიმინური ნაერთის წარმოქმნის გამო:

იონომეტრული მეთოდი საშუალებას იძლევა განსაზღვრულ იქნას pH-ის მაჩვენებელი მაღალი სიზუსტით (0,01 ერთეულით).

პოტენციომეტრული მეთოდი წარმოადგენს pH-ის განსაზღვრის ყველაზე ზუსტ მეთოდს, რომელიც დაფუძნებულია ელექტროდის პოტენციალის გაზომვაზე, რაც ხსნარში არსებული წყალბადის იონების აქტიურობაზეა დამოკიდებული. ეს მეთოდი პრაქტიკულად ხორციელდება კონცენტრაციული გალვანური ელემენტების მეშვეობით, რომელიც შედგება სტანდარტული წყალბადური ელექტროდისა და უცნობი კონცენტრაციის წყალბადის იონების წყალბადური ელექტროდისაგან. ვთქვათ, გალვანური ელემენტი შედგება სტანდარტული წყალბადური ელექტროდისა ($C_{H^+} = 1$ მოლი/ლ, $P_{H_2} = 101325$ პა) და წყალბადური ელექტროდისაგან ($P_{H_2} = 101325$ პა) უცნობი pH-ის შემცველი ხსნარით; ამ სისტემის ემპ ტოლია 0,414 ვ (25⁰ C). წყალბადის იონების კონცენტრაციის გაანგარიშება შესაძლებელია ფორმულით:

$$E = \frac{RT}{nT} \lg \frac{1}{C_{H^+}} = \frac{0,059}{n} \lg \frac{1}{C_{H^+}} = 0,414 \text{ ვ.}$$

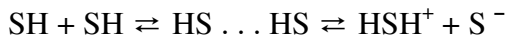
$$\text{აქედან გამომდინარე, } C_{H^+} = -\frac{0,414}{0,059} = -6,99 = -7;$$

$$C_{H^+} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ მოლი/ლ, pH} = 7.$$

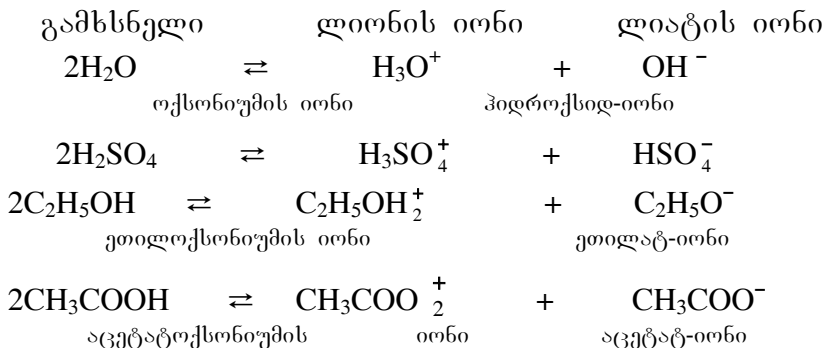
პოტენციომეტრული მეთოდით განსაზღვრისას პრაქტიკაში წყალბადის ელექტროდის ნაცვლად ფართოდ იყენებენ მინის ელექტროდს, რომლის მოქმედება ეფუძნება მინის უნარს – წყალხსნარში მოთავსებისას დაიმუხტოს უარყოფითად. ამ ელექტროდის პოტენციალი დამოკიდებულია წყალბადის იონების კონცენტრაციაზე.

6.3. პროტოლიტური წონასწორობა უწყლო გამხსნელებში

პროტონული უწყლო გამხსნელები, წყლის მოლეკულის მსგავსად, წყალბადური ბმის მეშვეობით მონაწილეობენ ავტოპროტოლიზის რეაქციებში, რომლის დროს გამხსნელის ერთი მოლეკულა იქცევა როგორც მჟავა, გამოყოფს პროტონს, მეორე – ფუძის მსგავსად, ღებულობს მას. ზოგადი სახით ნებისმიერი გამხსნელის ავტოპროტოლიზის რეაქცია მიმდინარეობს სქემით:



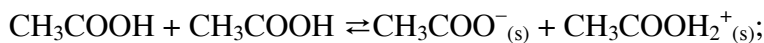
ავტოპროტოლიზის დროს სოლვატირებული პროტონების იონებს ეწოდებათ **ლიონის (მჟავები) იონები**, წარმოქმნილ ანიონებს – **ლიატის იონები (ფუძეები)**. მაგალითად:



გამხსნელის ავტოპროტოლიზის პროცესს ახასიათებს ავტოპროტოლიზის კონსტანტა – K_c , ლიონისა და ლიატის იონების კონცენტრაციების ნამრავლი:

$$K = \frac{[\text{SH}_2^+][\text{S}^-]}{[\text{SH}]^2}; \quad K_s = K[\text{SH}]^2 = [\text{SH}_2^+][\text{S}^-];$$

$$\text{p}K_s = \text{pH}_2^+ + \text{pS}^-.$$



$$K_s = 2,5 \cdot 10^{-13} \text{ (20 } ^\circ\text{C)}$$

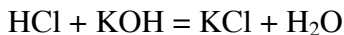
ზოგიერთი გამსხნელის K_s მნიშვნელობა

ავტოპროტოლიზის ტოლობები	K_s	$t, ^\circ\text{C}$
$2 \text{ CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{CH}_3\text{COOH}_2^+$	$2,5 \cdot 10^{-13}$	20
$2 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^- + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+$	$8,0 \cdot 10^{-20}$	25
$2 \text{ HCOOH} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{HCOOH}_2^+$	$5,0 \cdot 10^{-7}$	20
$2 \text{ HF} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_2\text{F}^+$	$2,0 \cdot 10^{-12}$	25
$2 \text{ HNO}_3 \rightleftharpoons \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{NO}_3^+$	$2,0 \cdot 10^{-2}$	25
$2 \text{ H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,1 \cdot 10^{-15}$	0
	$1,008 \cdot 10^{-14}$	25
	$5,5 \cdot 10^{-14}$	50
$2 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{SO}_4^+$	$2,0 \cdot 10^{-4}$	10
$2 \text{ NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_2^- + \text{NH}_4^+$	$3,0 \cdot 10^{-33}$	-50
	$1,0 \cdot 10^{-21}$	-33,4

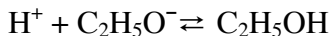
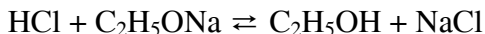
თუ SH_2^+ -ს აღვნიშნავთ H^+ -ით, მაშინ $\text{p}K_s = \text{pH} + \text{pS}$. ავტოპროტოლიზის კონსტანტას სიდიდე მერყეობს ფართო დიაპაზონში. უწყლო გამსხნელებში pOH სიდიდე კარგავს თავის მნიშვნელობას, ვინაიდან OH^- -იონები ავტოპროტოლიზის დროს არ წარმოიქმნება. ყოველი უწყლო გამსხნელი ავტოპროტოლიზის დროს წარმოქმნის ლიონის იონის სოლვატირებულ პროტონს, რაც ყველა ავტოპროტოლიზირებადი

გამსხნელის საერთო თვისებაა და მისთვის დამახასიათებელ ლიატის იონს.

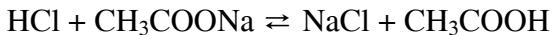
უწყლო გამსხნელებში მჟავური თვისებებით ხასიათდებიან ნაერთები, რომლებიც წარმოიქმნებიან სოლვატირებული პროტონის იონიზაციის დროს. მაგალითად, წყალში HCl წარმოქმნის H_3O^+ და Cl^- იონებს. ანალოგიურად ეთილის სპირტში HCl წარმოქმნის $C_2H_5OH_2^+$ და Cl^- , ძმარმჟავაში - $CH_3COOH_2^+$ და Cl^- , თხევად ამიაკში - NH_4^+ და Cl^- . შემდეგში სოლვატირებულ პროტონს აღვნიშნავთ H^+ -ით. იმის გამო, რომ უწყლო გამსხნელები გამოყოფენ სხვადასხვა ლიატის იონებს, მათთვის იცვლება ფუძის ცნება. თუ წყლისათვის, რომელიც ავტოპროტოლიზის დროს გამოყოფს ლიატის იონს - OH^- , ფუძეს წარმოადგენენ ამ იონის შემცველი ჰიდროქსიდები NaOH, KOH, ეთანოლისათვის (ლიატის იონია $C_2H_5O^-$) - ეთილატები C_2H_5ONa , C_2H_5OK ; ძმარმჟავასათვის (ლიატის იონია CH_3COO^-) - აცეტატები CH_3COONa , CH_3COOK . უწყლო გამსხნელებში იცვლება ფუძე-მჟავური რეაქციების ხასიათი. წყალში მჟავეებისა და ფუძეების ურთიერთქმედებას მივყავართ მარილისა და მცირედ დისოცირებადი გამსხნელის მოლეკულის წარმოქმნამდე:

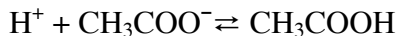


ეთილის სპირტში ურთიერთქმედებენ მჟავა და შესაბამისი ფუძე - C_2H_5ONa :

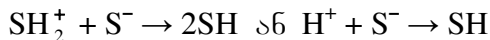


ძმარმჟავაში ურთიერთქმედებენ მჟავა და შესაბამისი ფუძე - CH_3COONa

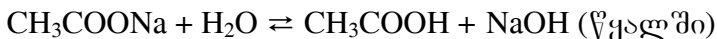




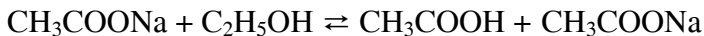
ფუძე-მჟავური რეაქცია ნებისმიერ გამხსნელში არის რეაქცია ლიონისა და ლიატის იონებს შორის:



უწყლო გამხსნელებში ასევე იცვლება მარილის ცნება. წყალში ნატრიუმის აცეტატი (CH_3COONa) ან ამონიუმის ქლორიდი (NH_4Cl) წარმოადგენენ მარილებს:



ძმარმჟავაში, ეთილის სპირტში ნატრიუმის აცეტატი ფუძეა:



(სპირტში)

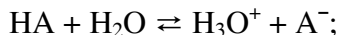
თხევად ამიაკში ამონიუმის ქლორიდი არის მჟავა. ამრიგად, ნებისმიერ გამხსნელში მჟავები ნაერთებია, რომლებიც იონიზაციის დროს წარმოქმნიან ლიონის იონს, ფუძეები – ლიატის იონს, მარილები – არ წარმოქმნიან ლიონისა და ლიატის იონებს.

6.4. მჟავებისა და ფუძეების ძალა მჟავური და ფუძური დისოციაციის კონსტანტები

მჟავები და ფუძეები იონიზაციას განიცდის სხვადასხვა ხარისხით. იონიზაციის პროცესი ხასიათდება იონიზაციის (პროტოლიზის) ხარისხით (α), რომელიც ტოლია იონიზირებული მოლეკულების რიცხვის (C_n) ფარდობის ელექტროლიტის საერთო კონცენტრაციასთან (C_0) ხსნარში:

$$\alpha = \frac{C_n}{C_0}$$

ხსნარებში მჟავების წონასწორული მდგომარეობები ხასიათდება წონასწორობის თერმოდინამიკური მუდმივებით:

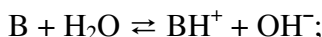


$$K_T = \frac{a_{A^-} \cdot a_{H_3O^+}}{a_{HA} \cdot a_{H_2O}}$$

წყლის აქტიურობა მუდმივი სიდიდეს, რომლის გადატანით განტოლების მარცხენა ნაწილში მიიღება:

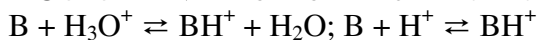
$$K_A = K_T \cdot a_{H_2O} = \frac{a_{A^-} \cdot a_{H_3O^+}}{a_{HA}}$$

მჟავების იონიზაციის (პროტოლიზის) კონსტანტას – K_A -ს ეწოდება მჟავური დისოციაციის კონსტანტა. ანალოგიურად, ფუძის პროტოლიზის განტოლებიდან გამომდინარეობს ფუძური დისოციაციის კონსტანტა – K_B :



$$K_T = \frac{a_{BH^+} \cdot a_{OH^-}}{a_B \cdot a_{H_2O}}; K_B = K_T \cdot a_{H_2O} = \frac{a_{BH^+} \cdot a_{OH^-}}{a_B}.$$

ფუძისათვის დამახასიათებელია ასევე პროტონებთან ფუძის ურთიერთქმედების რეაქციის კონსტანტა - პროტონირების კონსტანტა – K_{H^+} , რომელიც განსხვავდება ფუძური დისოციაციის კონსტანტასაგან:



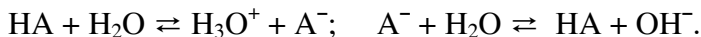
$$K_{H^+} = \frac{a_{BH^+}}{a_B \cdot a_{H_3O^+}} + \frac{a_{BH^+}}{a_B \cdot a_{H^+}}$$

პროტონირების კონსტანტა გამოიყენება ფუძე-მჟავური რეაქციების წონასწორული მდგომარეობის ანგარიშისას. მჟავური და ფუძური დისოციაციის კონსტანტების ნაცვლად ხშირად სარგებლობენ მათი შებრუნებული ათობითი ლოგარითმებით – კონსტანტების მაჩვენებლებით – pK ;

$$pK_A = -\lg K_A; \quad pK_B = -\lg K_B,$$

სადაც pK_A – მჟავური დისოციაციის კონსტანტას მაჩვენებელია; pK_B – ფუძური დისოციაციის კონსტანტას მაჩვენებელი.

HA მჟავას იონიზაციის რეაქციას თან ახლავს შეუღლებული A^- ფუძის წარმოქმნა და სისტემაში ერთდროულად მიმდინარეობს მისი პროტოლიზის შებრუნებული რეაქცია. პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების პროტოლიზის კონსტანტები (მჟავური და ფუძური), შესაბამისად ტოლია:



$$K_{HA} = \frac{a_{A^-} \cdot a_{H_3O^+}}{a_{HA}}; \quad K_{A^-} = \frac{a_{HA} \cdot a_{OH^-}}{a_{A^-}}.$$

მჟავას მჟავური დისოციაციის კონსტანტას ნამრავლი შეუღლებული ფუძის ფუძური დისოციაციის კონსტანტაზე მოცემულ გამსწნელში, ტოლია ამ გამსწნელის ავტოპროტოლიზის კონსტანტასი:

$$K_{HA} \cdot K_{A^-} = \frac{a_{A^-} \cdot a_{H_3O^+}}{a_{HA}} \cdot a_{H_3O^+} = a_{H_3O^+} \cdot a_{OH^-} = K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$K_w = K_{HA} \cdot K_{A^-}$$

$$pK_W = pK_{HA} + pK_{A^-} = 14$$

ე.ი. ნამრავლი არ არის დამოკიდებული შეუდლებული მჟავას და ფუძის ძალაზე და განისაზღვრება მხოლოდ გამხსნელის ავტოპროტოლიზის კონსტანტას მნიშვნელობით. ნივთიერების მჟავეური და ფუძური დისოციაციის კონსტანტას განტოლების საფუძველზე, შეიძლება განისაზღვროს ამ ნივთიერებასთან შეუდლებული მჟავას ან ფუძის პროტოლიზის კონსტანტები. მაგ.: თუ წყალში ამიაკის ფუძური დისოციაციის კონსტანტა $K_B = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ($pK_B = 4,6$), მაშინ შეუდლებული მჟავას (NH_4^+) მჟავეური დისოციაციის კონსტანტა ტოლი იქნება:

$$pK_{OH} = 14 - pK_B = 14 - 4,6 = 9,4;$$

მჟავეური და ფუძური დისოციაციის კონსტანტების საშუალებით შესაძლებელია მჟავეებისა და ფუძეების სიძლიერის შეფასება. რაც მეტია მჟავეური დისოციაციის კონსტანტა (რაც ნაკლებია pK_A), მით უფრო ძლიერია მჟავა და მით უფრო სუსტია მასთან შეუდლებული ფუძე. მაგ: ფოსფორმჟავა ($pK_A=1,94$) უფრო ძლიერია, ვიდრე ძმარმჟავა ($pK_A=4,75$), ხოლო ფოსფორმჟავასთან შეუდლებული ფუძე $H_2PO_4^-$ ($pK_A=12,04$) უფრო სუსტია, ვიდრე აცეტატ-იონი ($pK_B=9,25$).

ფუძეები და მჟავეები სიძლიერის მიხედვით იყოფა კლასებად: ძალიან ძლიერ, ძლიერ, საშუალო, სუსტ და ძალიან სუსტად.

კლასი . . .	pK_A მჟავასი	pK_B ფუძის
ძალიან ძლიერი . . .	$< -1,74$	$< -1,74$
ძლიერი. . .	$-1,74 \div + 4,5$	$-1,74 \div + 4,5$
საშუალო სიძლიერის . .	$4,5 \div 9,0$	$4,5 \div 9,0$
სუსტი . . .	$9,0 \div 15,7$	$9,0 \div 15,74$

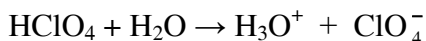
ძალიან სუსტი . . . >15,74 >15,74

წყლის კონცენტრაცია ტოლია 55,55 მოლი/დმ³, იონიზაციის პროცესის წონასწორობის კონსტანტა ტოლი იქნება:

$$K = \frac{[H^+][H_2O]}{[H_3O^+]} = \frac{55,55 \cdot 55,55}{55,55} = 55,55; \quad pK_{H_3O^+} = -1,74, \text{ ანა-}$$

ლოგიურად, $pK_{OH^-} = -1,74$. წყალი ამფოტერულია, ერთდროულად სუსტი მჟავას და სუსტი ფუძის თვისებების მატარებელია. წყლის იონიზაციის დროს წარმოიქმნება ძლიერი მჟავა – სოლვატირებული პროტონი – H_3O^+ და ძლიერი ფუძე – OH^- . გამხსნელმა შეიძლება შეასუსტოს ან გააძლიეროს მასში გახსნილი ნივთიერების მჟავური (ფუძური) თვისებები.

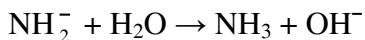
მჟავები, რომლებიც პროტონს უფრო იოლად გასცემენ, ვიდრე H_3O^+ , სრულად რეაგირებენ წყლის მოლეკულასთან, გარდაიქმნებიან H_3O^+ -იონად და ანიონად. მაგალითად:



და ავლენენ წყალში ისეთივე მჟავურ თვისებებს, როგორსაც H_3O^+ -იონი. ამ ეფექტს ეწოდება **გამხსნელის მანიველირებელი მოქმედება**. ამიტომ, სრულად იონიზირებული ძლიერი მჟავების (HCl , H_2SO_4 , $HClO_4$) მჟავიანობა წყალში პრაქტიკულად ერთნაირია და განისაზღვრება მათგან წარმოქმნილი H_3O^+ -იონის მჟავური თვისებებით. ე.ი. **მანიველირებელია გამხსნელები**, რომლებშიც მჟავების (ან ფუძეების) ძალათა განსხვავება თანაბარი ხდება.

ანალოგიურად, ფუძეები, რომლებიც პროტონების უფრო ძლიერი აქცეპტორები არიან, ვიდრე OH^- -იონი, ნიველირდებიან OH^- -ძალის დონემდე. თუ წყალში

შევიტანთ უფრო ძლიერ ნივთიერებას, ვიდრე OH^- -ფუძეს, ის რეაგირებს წყალთან ჰიდროქსიდ-იონების წარმოქმნით:



ხსნარში შეტანილი ფუძის ნაცვლად წარმოიქმნება OH^- -იონების ეკვივალენტური რაოდენობა და ფუძის ძალა ნიველირდება მათ ძალამდე.

თუ მჟავა ან ფუძე უფრო ნაკლები ხარისხით არის უნარიანი პროტოლიზის რეაქციისადმი, ვიდრე H_3O^+ და OH^- , მაშინ მათ მიერ მიღებული ან გამოყოფილი პროტონების რაოდენობა განისაზღვრება გამხსნელთან ურთიერთქმედების ხარისხით. ამ შემთხვევაში გამხსნელი ავლენს **მადიფერენცირებელ მოქმედებას**, ე.ი. **მადიფერენცირებელია გამხსნელები**, რომლებშიც მკვეთრად არის გამომჟღავნებული მჟავების (ფუძეების) ძალის განსხვავება. წყალში ერთნაირი მჟავურობის მქონე მჟავებისათვის შეიძლება შეირჩეს გამხსნელი, რომელიც პროტონების უფრო ძლიერი დონორია, ვიდრე წყალი. მაგალითად, CH_3COOH . ასეთ პროტოლიზურ გამხსნელში მჟავების იონიზაცია ნაწილობრივ შეზღუდულია გამხსნელის მიერ გამოყოფილი სოლვატირებული პროტონების ჭარბი კონკურენტული ზემოქმედების შედეგად: რაც უფრო მკვეთრი მჟავური თვისებების მქონეა გამხსნელი, მით უფრო სუსტია მასში მჟავები და ძლიერია მათზე გამხსნელის მადიფერენცირებელი მოქმედება.

ნაერთების მჟავური თვისებები მცირდება მჟავურ გამხსნელში. გაძლიერებული მჟავური (პროტონულ-დონორული) თვისებების გამხსნელში ფუძეები აძლიერებენ თავიანთ ფუძიანობას. ფუძის მოლეკულებს ამ დროს ეძლევათ პროტონის მიღების მეტი შესაძლებლობა. **ნაერთების ფუძე თვისებები იზრდება მჟა-**

გურ გამსხნელებში. გამსხნელის ფუძე თვისებების (პროტოფილურობის) გაზრდის დროს ნაერთების მჟავური თვისებები იზრდება.

თავისი ბუნების მიხედვით გამსხნელმა შეიძლება შეასუსტოს ან გააძლიეროს მასში გახსნილი ნივთიერების მჟავური ან ფუძური თვისებები. მაგალითად, თხევად ამიაკში ძმარმჟავა მთლიანად აძლევს გამსხნელს პროტონს და თავისი ძალით უტოლდება ძლიერ მჟავებს. გამსხნელის მოქმედების ასეთ ეფექტს **მანიველირებელი** ეწოდება.

გამსხნელის პროტონულ-აქცეპტორული თვისებების გაზრდა იწვევს მჟავების იონიზაციის ხარისხის გაზრდას, ფუძეებთან დამოკიდებულების მიხედვით, თავიანთი კონკურენტული თვისებების გამო. ფუძე (პროტოფილური) გამსხნელები, პირიქით, ავლენენ მადიფერენცირებელ მოქმედებას, ამცირებენ მათ ფუძიანობას.

პროტონულ-დონორული და პროტონულ-აქცეპტორული თვისებების მიხედვით, გამსხნელები განლაგებულია შემდეგ რიგში:

პროტონულ-აქცეპტორული თვისებები იზრდება

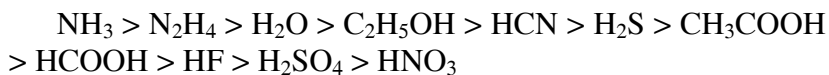
H_2SO_4 , CCl_3COOH , CH_3COOH , H_2O , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, NH_3 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{N}$

← პროტონულ-დონორული თვისებები იზრდება

წყლის მარცხნივ მდგომი გამსხნელები წარმოადგენს პროტონების უფრო ძლიერ დონორებს. პროტონები ამცირებენ მჟავას ძალას და აძლიერებენ ფუძის ძალას.

წყლის მარჯვნივ მდგომი გამსხნელები აძლიერებენ მჟავას ძალას და ამცირებენ ფუძის ძალას.

რაც უფრო მეტია გამსხნელის მისწრაფება პროტონისადმი, მით უფრო ძლიერადაა გამოხატული მისი ფუძე თვისებები:



დასკვნა:

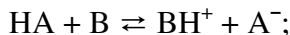
1. რა თვისებების იქნება გახსნილი ნივთიერება – განისაზღვრება გამხსნელით. თხევადი ამიაკი ისე იზიდავს პროტონებს, რომ მასში ციანწყალბადმჟავაც ძლიერი მჟავაა. წყალი თხევად ამიაკში მჟავაა. ამრიგად, თხევად ამიაკში მჟავების ძალა თანაბრდება. ამიაკი **მანიველირებელი გამხსნელია** მჟავებისათვის. წყალი - ძლიერი მჟავებისათვის HCl , HBr , HNO_3 , HClO_4 . წყალხსნარში ყველა მჟავას თითქმის ერთნაირი ძალა აქვს. წყალს აქვს საკმაოდ დიდი სწრაფვა პროტონისადმი.

2. უწყლო ძმარმჟავაში პროტონისადმი სწრაფვა ნაკლებია და ყველა მჟავას არ შეუძლია პროტონის მიცემა გამხსნელისათვის. ძმარმჟავა – **მადიფერენცირებელი გამხსნელია** მჟავებისათვის. HClO_4 4000-ჯერ ძლიერია აზოტმჟავაზე (წყალხსნარში ისინი თითქმის ერთნაირი ძალით ხასიათდებიან). პროტონისადმი მცირე სწრაფვის მქონე ფთორწყალბადმჟავას არეში თითქმის ყველა წყალბადშემცველი ნივთიერება იქნება ფუძე:



6.5. წონასწორობა ფუძე-მჟავურ რეაქციებში

ფუძეებსა და მჟავებს შორის რეაქციები მიმდინარეობს გამხსნელის მოლეკულების მონაწილეობით, რომელიც ასრულებს პროტონების გადამტანის როლს მჟავადან ფუძისაკენ. ნებისმიერი ფუძე-მჟავური რეაქცია შეიძლება წარმოვიდგინოთ ორი ნახევარრეაქციის (საფეხურის) სახით, სოლვატირებული პროტონების მონაწილეობით.



$$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-; \quad K_1 = K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{B} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{H}_2\text{O}; \quad K_2 = K_{\text{H}^+} = \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}][\text{H}_3\text{O}^+]}$$

ფუძე-მჟავური რეაქციების წონასწორობის კონსტანტა ტოლია წონასწორობის საფესურებრივი კონსტანტების – მჟავური დისოციაციის კონსტანტას (K_A) და მჟავური პროტონირების კონსტანტას (K_{H^+}) ნამრავლის:

$$K_p = K_1 \cdot K_2 = K_A \cdot K_{\text{H}^+}$$

მჟავური პროტონირების კონსტანტა – K_{H^+} დაკავშირებულია ფუძური დისოციაციის კონსტანტასთან (K_B) შემდეგი თანაფარდობით:

$$K_B = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}; \quad \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}]} = \frac{K_B}{[\text{OH}^-]};$$

$$K_{\text{H}^+} = \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_B}{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_B}{K_w}$$

$$K_p = K_A \cdot K_{\text{H}^+} = \frac{K_A \cdot K_B}{K_w}$$

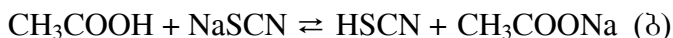
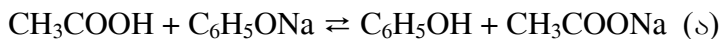
$$K_w = K_A \cdot K_B = K_{\text{BH}^+} \cdot K_B; \text{ ო. } K_p = \frac{K_A \cdot K_B}{K_w};$$

$$K_w = K_{\text{BH}^+} \cdot K_B; \quad K_{\text{BH}^+} = \frac{K_w}{K_B}; \quad K_p = \frac{K_A}{K_{\text{BH}^+}};$$

$$pK_p = pK_A - pK_{\text{BH}^+}$$

ფუძე-მჟავური რეაქციების მიმდინარეობა განისაზღვრება რეაქციაში მონაწილე მჟავების კონკურენციით. თუ მჟავა HA წარმოადგენს პროტონების უფრო ძლიერ დონორს, ვიდრე ფუძე -მჟავური რეაქციის შედეგად მიღებული მჟავა BH⁺, შეუდლებულია B ფუძესთან, მაშინ $K_A > K_{BH^+}$ და წონასწორობის ზოგადი კონსტანტა $K_p > 1$; ამ დროს $pK_p < 0$, რეაქცია წარმართება რეაქციის პროდუქტის წარმოქმნის მიმართულებით. თუ ფუძისაგან წარმოქმნილი მჟავა BH⁺ უფრო ძლიერია, ვიდრე რეაქციაში შესული მჟავას HA, ე.ი. $K_{BH^+} > K_A$, მაშინ $K_p < 1$; $pK_p > 0$ და რეაქცია მიდის საწყისი ნივთიერებების მხარეს.

განვიხილოთ შემდეგი რეაქციების მიმდინარეობის შესაძლებლობა:



რეაქციაში (ა) კონკურენციას უწევენ ერთმანეთს მჟავები: CH₃COOH ($pK_A = 4,75$) და C₆H₅OH ($pK_{BH^+} = 9,98$). ტოლობიდან: $pK_p = pK_A - pK_{BH^+} = 4,75 - 9,98 = -5,23$ განისაზღვრება, რომ რეაქცია წარმართება უფრო სუსტი მჟავას – ფენოლის (C₆H₅OH) წარმოქმნის მიმართულებით, ვინაიდან pK_p -ს აქვს უარყოფითი მნიშვნელობა და $K_p = 10^{5,23}$ (ბ) რეაქცია არ წარმართება, ვინაიდან ($pK_{SCN} = 0,85$)

$$pK_p = 4,75 - 0,85 = 3,9; K_p = 10^{-3,9}.$$

ფუძე-მჟავური რეაქციის დროს ურთიერთქმედება მიმდინარეობს უფრო სუსტი მჟავას წარმოქმნის მიმართულებით.

ფუძე-მჟავური რეაქციის დახმარებით ანალიზურ ქიმიაში ხდება ცალკეული კატიონისა და ანიონის აღმოჩენა. NH_4^+ -იონის აღმოჩენა ხდება ტუტის დამატებით. ფუძე-მჟავურ რეაქციებზეა დაფუძნებული კატიონების ფუძე-მჟავური კლასიფიკაცია. რაოდენობით ანალიზში HCl -ის რაოდენობრივი განსაზღვრა ხდება NaOH -ის ცნობილი კონცენტრაციის მქონე ხსნარის გატიტვრით; ეკვივალენტობის წერტილს აღგენენ ფენოლფტალეინით.

6.6. ფუძე-მჟავური წონასწორობის (pH) როლი ორგანიზმის ცხოველქმედებაში

ცოცხალ ორგანიზმში ქიმიურ წონასწორობას პრინციპული მნიშვნელობა აქვს ფერმენტების ნორმალური ფუნქციონირებისათვის, ოსმოსური წნევის საჭირო მნიშვნელობის შენარჩუნებისათვის და ა.შ. ბიოქიმიური პროცესების ნორმალიზებისათვის აუცილებელია ფუძე-მჟავური წონასწორობის ფაქიზი რეგულირება. ზოგჯერ pH-ის გადახრა ნორმიდან 0,01 ერთეულით იწვევს გარკვეულ დაავადებებს და ორგანიზმის სიკვდილსაც კი. ცოცხალ ორგანიზმში გარემოს რეაქციის გადახრას მჟავა მხარეს ეწოდება აციდოზი, ხოლო ტუტე მხარეს – ალკალოზი.

კუჭის წველის პეპსინი აქტიურია, როცა $\text{pH}=1,5+2,0$; სისხლის კატალაზა – როცა $\text{pH}=7$ და ა.შ. გულის კუნთში ნივთიერებათა ცვლა რამდენადმე უარესდება, თუ სისხლის pH 7,35-დან 6,6-მდე ქვეითდება. გულის იშემიური დაავადება კანონზომიერად იწვევს აციდოზს, მიოკარდის ინფარქტის (ქსოვილის კვდომის კერა) დროს ვლინდება pH-ის გადახრა მჟავე არისკენ. ერთდროულად მიმდინარეობს კალიუმის იონე-

ბის კონცენტრაციის შემცირება სისხლის პლაზმასა და ერითროციტებში. შაქრიანი დიაბეტის მძიმე ფორმებს ახასიათებს სისხლის pH-ის შემცირება. ქოლერის ვიბრიონები მიეკუთვნებიან „ტუტის მოყვარულ“ მიკრობთა ჯგუფს, ამიტომ მათი გამრავლება ხდება **pH=7,6-9,2** არეში. ადამიანებს, რომელთაც აქვთ კუჭის წვენის მაღალი მუავიანობა, ქოლერით არ ავადდებიან, თუნდაც ინფექციის კერაში იმყოფებოდნენ.

თაზი VII.
წყალბადის იონის კონცენტრაციისა და pH-ის
გამოთვლის მეთოდები

7.1. სუსტი მჟავების ხსნარების წყალბადის
იონის კონცენტრაციისა და pH-ის გაანგარიშება

წყალხსნარში სუსტი მჟავა დისოცირდება:



მოქმედ მასათა კანონის საფუძველზე, მჟავას დისოციაციის კონსტანტა მათემატიკურად შემდეგნაირად გამოისახება:

$$K_A = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

ერთპროტონული მჟავებისათვის წყალბადის იონის კონცენტრაცია ტოლია ანიონის კონცენტრაციის:

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-].$$

არაიონიზირებული მოლეკულის HA რაოდენობა ტოლია მჟავას საწყისი კონცენტრაციის და წყალბადის იონთა კონცენტრაციების სხვაობის:

$$[\text{HA}] = C_{\text{HA}} - [\text{H}^+];$$

$$K_A = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_{\text{HA}} - [\text{H}^+]};$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_A \cdot (C_{\text{HA}} - [\text{H}^+])};$$

$$[\text{H}^+]^2 + K_{\text{HA}} \cdot [\text{H}^+] - K_{\text{HA}} \cdot C_{\text{HA}} = 0;$$

$$[H^+] = \frac{-K_{HA} \pm \sqrt{K_{HA}^2 + 4K_{HA} \cdot C_{HA}}}{2},$$

თუ $\alpha < 0,03$ მაშინ სუსტად დისოცირებული მჟავა-სათვის წყალბადის იონის კონცენტრაცია C_{HA} -ის კონცენტრაციასთან შედარებით იმდენად მცირეა, რომ შესაძლებელია მისი უგულებელყოფა:

$$[HA] = C_{HA};$$

$$K_A = \frac{[H^+]^2}{C_{HA}} \quad \text{ტოლობა ღებულობს შემდეგ სახეს:}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_{HA} \cdot C_{HA}}.$$

ამ ტოლობის გალოგარიტმებით უარყოფითი ნიშნით, მიიღება:

$$-\lg[H^+] = -\frac{1}{2} \lg K_{HA} - \frac{1}{2} \lg C_{HA};$$

ვინაიდან

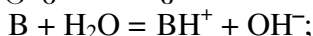
$$pH = -\frac{1}{2} \lg K_{HA} - \frac{1}{2} \lg C_{HA}.$$

$$pK_{HA} = -\lg K_{HA},$$

7.2. სუსტი ფუძეების ხსნარებში ჰიდროქსიდის იონის კონცენტრაციისა და pH-ის გაანგარიშება

სუსტი ფუძის ხსნარში ფუძის ყველა მოლეკულა არ იშლება იონებად. ერთმჟავური ფუძეებისათვის ჰიდროქსიდის იონების კონცენტრაცია ტოლია წარმოქმნილი კატიონის კონცენტრაციის, ხოლო არაიონიზირებული მოლეკულის რაოდენობა ტოლია ფუ-

ძის საწყისი კონცენტრაციისა და ჰიდროქსილის იონის კონცენტრაციების სხვაობის:



$$K_B = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]};$$

$$[BH^+] = [OH^-];$$

$$[B] = C_B - [OH^-];$$

$$K_B = \frac{[OH^-]^2}{C_B - [OH^-]};$$

$$[OH^-]^2 + K_B[OH^-] - K_B \cdot C_B = 0;$$

$$[OH^-] = \frac{-K_B \pm \sqrt{K_B^2 + 4K_B \cdot C_B}}{2};$$

სუსტად დისოცირებადი ფუძეებისათვის ჰიდროქსილის იონის კონცენტრაცია C_B ფუძის კონცენტრაციასთან შედარებით იმდენად მცირეა, რომ შესაძლებელია მისი უგულებელყოფა. აქედან გამომდინარე:

$$K_B = \frac{[OH^-]^2}{C_B}; [OH^-] = \sqrt{K_B \cdot C_B}.$$

ამ ტოლობის გალოგარიტმებით უარყოფითი ნიშნით, მიიღება:

$$-\lg[OH^-] = -\frac{1}{2} \lg K_B - \frac{1}{2} \lg C_B;$$

$$\text{ვინაიდან } pK_B = -\lg K_{HA},$$

$$pOH = -\frac{1}{2} \lg K_B - \frac{1}{2} \lg C_B;$$

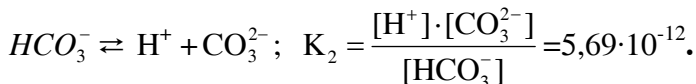
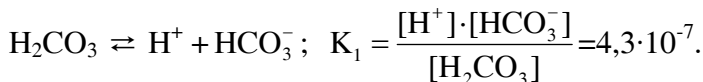
$$pH + pOH = 14;$$

$$pH = 14 - \frac{1}{2} pK_B + \frac{1}{2} \lg C_B.$$

სუსტი ფუძეების ხსნარების განზავებისას 10^{-5} მოლი/დმ³ და უფრო დაბლა, ხდება მათი სრული იონიზაცია, ამიტომ ამ შემთხვევაში მიზანშეწონილია pH-ის გამოთვლა ძლიერი ფუძეებისათვის გამოყენებული ფორმულებით.

7.3. სუსტი პოლიპროტონული მჟავების pH-ის გაანგარიშება

მრავალფუძიანი მჟავები იონიზირდებიან სტატიებად. იონიზაციის პროცესი I საფეხურზე მიდის რამდენიმე რიგით უფრო ინტენსიურად, ვიდრე II და მომდევნო საფეხურებზე, ამიტომ პოლიპროტონული მჟავების pH-ის გაანგარიშებისას უგულებელყოფენ II და მომდევნო საფეხურებზე წარმოქმნილი H^+ იონების კონცენტრაციას. გაანგარიშებისას მხედველობაში იღებენ მჟავური დისოციაციის პირველ კონსტანტას. თვალსაჩინოებისათვის განიხილება ნახშირმჟავას მაგალითი:



ნახშირმჟავას დისოციაციის კონსტანტების შედარებიდან ჩანს, რომ პირველი 5000 -ჯერ მეტია მეორეზე. ე.ი. დისოციაციის მეორე საფეხურს არავითარი

გაგლეჩის მოხდენა შეუძლია ნახშირმჟავას წყალ-
სსნარში pH-ის სიდიდეზე.

$$\text{pH} = -\frac{1}{2} \lg K_{A_1} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{HA}}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \lg K_{A_1} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{HA}}.$$

7.4. სუსტი მრავალმჟავური ფუძეების pH-ის გაანგარიშება

მრავალმჟავური ფუძეები იონიზირდებიან
სტატიებად გაანგარიშებისათვის აუცილებელია ფუ-
ძის რამდენიმე დისოციაციის კონსტანტადან მხო-
ლოდ ერთის ამორჩევა.

$$\text{Pb(OH)}_2 \quad K_1 = 9,6 \cdot 10^{-6};$$

$$K_2 = 8,0 \cdot 10^{-8}.$$

მხედველობაში ღებულობენ დისოციაციის პირ-
ველ კონსტანტას:

$$\text{pOH} = -\frac{1}{2} \lg K_B - \frac{1}{2} \lg C_B;$$

$$\text{pH} = 14 + \frac{1}{2} \lg K_{B_1} + \frac{1}{2} \lg C_B;$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p} K_{B_1} + \frac{1}{2} \lg C_B;$$

ფუძეებისა და მჟავების წყალხსნარებში $[H^+]$ და $[OH^-]$ -ის გასაანგარიშებელი ფორმულები

ელექტროლიტი	$[H^+]$	$[OH^-]$
წყალი	$[H^+] = \sqrt{K_W}$	$[OH^-] = \sqrt{K_W}$
ძლიერი მჟავა	C_{HA}	$\frac{K_W}{[H^+]} = \frac{K_W}{C_{HA}}$
ძლიერი ფუძე	$\frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{K_W}{C_B}$	C_B
სუსტი მჟავა	$\sqrt{K_{HA} \cdot C_{HA}}$	$\frac{K_W}{[H^+]} = \frac{K_W}{\sqrt{K_{HA} \cdot C_{HA}}}$
სუსტი ფუძე	$\frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{K_W}{\sqrt{K_B \cdot C_B}}$	$\sqrt{K_B \cdot C_B}$

pH-ის და pOH-ის გამოსათვლელი ფორმულები

№	ელექტროლიტი	ფორმულა
1	ძლიერი მჟავა	$pH = -\lg C_{HA}$
2	სუსტი მჟავა	$pH = \frac{1}{2} p K_{HA} - \frac{1}{2} \lg C_{HA}$
3	სუსტი ფუძე	$pOH = \frac{1}{2} p K_B - \frac{1}{2} \lg C_B$ $pH = 14 - \frac{1}{2} p K_B + \frac{1}{2} \lg C_B.$

4	სუსტი პოლიპროტონული მჟავა	$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_1 - \frac{1}{2} \lg C_{\text{HA}}$
5	სუსტი მრავალმჟავური ფუძე	$\text{pOH} = \frac{1}{2} \text{pK}_B - \frac{1}{2} \lg C_B$ $\text{pH} = 14 + \frac{1}{2} \lg K_{B_1} + \frac{1}{2} \lg C_B.$
6	ძლიერი ფუძე	$\text{pOH} = -\lg C_B$ $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \lg C_B$
7	ძლიერი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილი	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{HA}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{MA}}$
8	სუსტი ფუძის კატიონისა და ძლიერი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილი	$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \text{pK}_B - \frac{1}{2} \lg C_{\text{MA}}$
9	სუსტი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილი	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{HA}} + \frac{1}{2} \lg C_B$
10	ძლიერი და სუსტი მჟავების ნარევი	$\text{pH} = -\lg C_{\text{HA}}$
11	მრავალფუძიანი მჟავების საშუალო მარილი	$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_A + \frac{1}{2} \lg C_{\text{HA}}$
12	მჟავა მარილები	$\text{pH} = -\frac{1}{2} \lg K_{A_1} + \frac{1}{2} \lg K_{A_2}$
13	ორფუძიანი მჟავები	$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p} K_{A_1} + \frac{1}{2} \text{p} K_{A_2}$
14	სამფუძიანი მჟავები	$\text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_2 + \frac{1}{2} \text{pK}_3$

7.5. სუსტი მჟავებისა და ფუძეების წყალხსნარებში წყალბადის იონების აქტიურობის გაანგარიშება

წონასწორული კონცენტრაციის აქტიურობით შეცვლისას აუცილებელია კონცენტრაციული კონსტანტიდან თერმოდინამიკურ კონსტანტაზე გადასვლა. ჭეშმარიტი კონსტანტა განისაზღვრება ხსნარში იონთა აქტიურობის საფუძველზე. მათი მნიშვნელობა არ იცვლება ხსნარის იონური ძალის მიხედვით და განისაზღვრება ხსნარის წონასწორული კონცენტრაციით.

მჟავებისა და ფუძეების ჭეშმარიტი დისოციაციის კონსტანტები (K'_A და K'_B) დისოციაციის კონსტანტებთან (K_{HA} და K_B) დაკავშირებული არიან შემდეგნაირად:

$$\text{მჟავებისათვის: } K_{HA} = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]};$$

$$\alpha_{H^+} = [H^+] \cdot f_{H^+}; \quad a_{A^-} = [A^-] \cdot f_{A^-};$$

$$a_{HA} = [HA] \cdot f_{HA}.$$

ვინაიდან სუსტი ელექტროლიტის არადისოცირებული მოლეკულის აქტიურობის კოეფიციენტი ერთის ტოლია, მიიღება:

$$\frac{\alpha_{H^+} \cdot \alpha_{A^-}}{\alpha_{HA}} = K_{HA} = \frac{[H^+] \cdot f_{H^+} \cdot [A^-] \cdot f_{A^-}}{[HA] \cdot f_{HA}}.$$

აქედან გამოვძინარე:

$$K_{HA} = \frac{K'_{HA}}{f_{H^+} \cdot f_{A^-}} = \frac{K'_{HA}}{f_1^2};$$

$$[H^+] = \frac{1}{f_1} \sqrt{K_{HA} \cdot C_{HA}}$$

$$\alpha_{H^+} = [H^+] \cdot f_{H^+} = \sqrt{K'_{HA} \cdot C_{HA}}.$$

f_1 – აქტიურობის კოეფიციენტის საშუალო მნიშვნელობაა მოცემული ელექტროლიტისათვის (ელექტროლიტის აქტიურობის კოეფიციენტი უდრის მისი წარმომქმნელი იონების აქტიურობის კოეფიციენტების საშუალო გეომეტრიულს, $K_n A_m$ ელექტროლიტისათვის $f_{\pm} = \sqrt[m+n]{f_{k^{m+}}^n \cdot f_{A^{n-}}^m}$).

$$\text{ანალოგიურად ფუძისათვის: } K_B = \frac{K'_B}{f_1^2};$$

$$[OH^-] = \frac{1}{f_1} \sqrt{K'_B \cdot C_B};$$

$$a_{OH^-} = [H^+] \cdot f_{OH^-} = \sqrt{K'_B \cdot C_B};$$

$$a_{H^+} = \frac{K'_W}{\alpha_{OH^-}} = \frac{K'_W}{\sqrt{K'_B \cdot C_B}}$$

ქიმიურად სუფთა მჟავებისა და ფუძეებისათვის ზღვრულად განზავებული წყალხსნარებისათვის $f_{H^+} = f_{A^-}$ და $f_{OH^-} = f_{Kt^+} = 1$, ე.ი. $K_{HA} = K'_{HA}$ და $K_B = K'_B$

7.6. ძლიერი მჟავების pH-ის გაანგარიშება

ძლიერ მჟავებში მიმდინარეობს მისი სრული იონიზაცია და წარმოქმნილი H^+ იონის კონცენტრაცია პრაქტიკულად გახსნილი მჟავას მოლეკულის კონცენტრაციის ტოლია. განტოლება სამართლიანია

იმ მჟავათა ხსნარებისათვის, რომელთა კონცენტრაცია 10^{-3} მოლი/დმ³-ზე ნაკლები არაა.

$$[H^+] = C_A; \quad pH = -\lg C_A.$$

თუ მჟავას კონცენტრაცია მეტია 10^{-3} -ზე, მაშინ მხედველობაში უნდა მივიღოთ ხსნარის იონური ძალა, ხოლო თუ ნაკლებია 10^{-6} -ზე, მაშინ – წყლის იონური ნამრავლი. უფრო განზავებული მჟავების ხსნარების pH-ის გაანგარიშებისას მხედველობაში დებულობენ წყლის ავტოპროტოლიზის პროცესს და $[H^+]$ იონთა კონცენტრაცია უნდა იქნას გაანგარიშებული მჟავას იონიზაციისა და წყლის ავტოპროტოლიზის დროს მიღებული იონების კონცენტრაციებით.

მჟავას იონიზაციის დროს მიღებული წყალბადის იონის კონცენტრაცია $[H^+] = C_A$; წყლის ავტოპროტოლიზის დროს მიღებული იონის კი – $[OH^-]$;

$$[H^+]_{\text{საერთო}} = C_A + [OH^-];$$

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-];$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]};$$

$$[H^+] = C_A + \frac{K_w}{[H^+]}$$

ამ ტოლობების გარდაქმნით მიიღება კვადრატული განტოლება და მისი ამოხსნა:

$$[H^+]^2 - C_A \cdot [H^+] - K_w = 0;$$

$$[H^+] = \frac{C_A \pm \sqrt{C_A^2 + 4K_w}}{2}.$$

7.7. ძლიერი ფუძეების pH-ის გაანგარიშება

ძლიერი ფუძეების წყალ ხსნარებში სრული იონიზაციის შედეგად წარმოქმნილი ჰიდროქსიდის იონების კონცენტრაცია ფუძის C_B კონცენტრაციის ტოლია და გაანგარიშდება ტოლობით:

$$[\text{OH}^-] = C_B;$$

ძლიერი ფუძეების განზავებული ხსნარებისათვის ($C_B < 10^{-3}$ მოლი/დმ³) ძლიერი მჟავების განზავებული ხსნარების ანალოგიურად, $[\text{OH}^-]$ იონების კონცენტრაცია ტოლია:

$$[\text{OH}^-]_{\text{საერთო}} = C_B + [\text{H}_3\text{O}^+];$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]};$$

$$[\text{OH}^-] = C_B + \frac{K_w}{[\text{OH}^-]};$$

$$[\text{OH}^-]^2 - C_B[\text{OH}^-] - K_w = 0;$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{C_B \pm \sqrt{C_B^2 + 4K_w}}{2}.$$

$$\text{pOH} = -\lg C_B.$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH};$$

$$\text{pH} = 14 + \lg C_B.$$

7.8. ძლიერი და სუსტი მჟავების ნარევის pH-ის გაანგარიშება

მჟავების ნარევი წყალბადიონების კონცენტრაცია დამოკიდებულია მჟავას ტიპზე. სუსტი მჟავას იონიზაცია დათრგუნულია ძლიერი მჟავას სრული იონიზაციის გამო, ამიტომ, ასეთ სსნარებში pH-ის გაანგარიშებისას უგულებელყოფენ სუსტი მჟავას ($pK > 4$) არსებობას და იყენებენ ძლიერი მჟავებისათვის გამოსადეგ ფორმულას:

$$[H^+] = C_A;$$

$$pH = -\lg C_A.$$

თაზი VIII. მარილთა ჰიდროლიზი

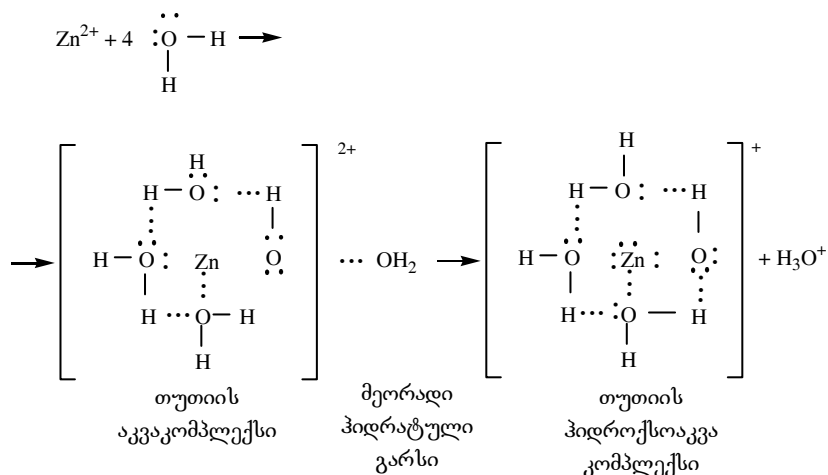
მარილთა ჰიდროლიზი („Hydro” – წყალს ნიშნავს, „lisis” – დაშლას) ეწოდება წყალში გახსნილი მარილების დისოციაციით წარმოქმნილი იონების ურთიერთქმედებას წყალთან სუსტი მჟავების და ფუძეების წარმოქმნით. გამხსნელისა და გახსნილ ნივთიერებებს შორის ქიმიური მიმოცვლის რეაქციას ზოგადად სოლვოლიზი ეწოდება.

ჰიდროლიზს განიცდიან მარილები, ჰიდრიდები, ჰალოგენანჰიდრიდები, თიოანჰიდრიდები, სულფიდები, ნიტრიდები, კარბიდები, ნახშირწყლები, ცხიმები, ორგანული ნაერთები. ჰიდროლიზი არის მოქმედ მასათა კანონზე დაფუძნებული წონასწორობის კერძო შემთხვევა.

ჰიდროლიზის განსხვავებული მექანიზმი ქიმიურ ნაერთთა სხვადასხვა კლასებში, აიხსნება მარილების იონების მაპოლარიზებელი ურთიერთქმედებით ჰიდრატულ გარსთან. კატიონები ხსნარში უკავშირდებიან ჰიდრატირებულ წყლის მოლეკულებს დონორულ-აქცეპტორული ბმებით: დონორს წარმოადგენს წყლის მოლეკულის ჟანგბადი 2 ელექტრონული წყვილით, ხოლო აქცეპტორს – თავისუფალი ორბიტალების მქონე კატიონები. რაც მეტია კატიონის მუხტი და მცირე რადიუსი, მით მაღალია მაპოლარიზებელი უნარი.

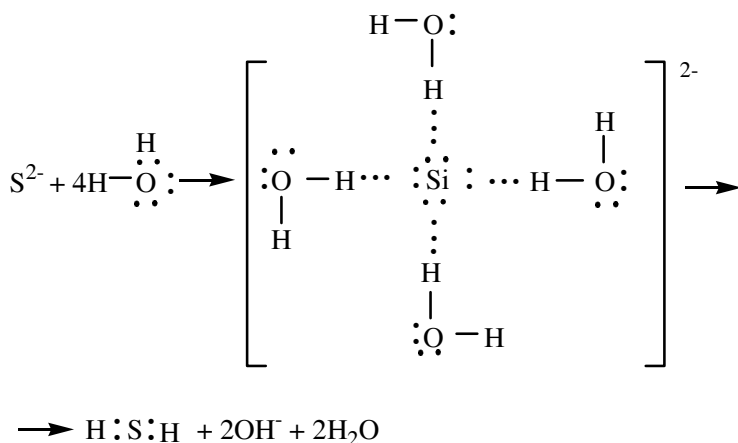
ცნობილია, რომ გარდამავალი ელემენტების იონები ხსნარში იმყოფებიან აკვაკომპლექსების სახით, სადაც ბმა დონორულ-აქცეპტორულია. აკვაკომპლექსში შემავალი წყლის მოლეკულები წყალბადური ბმით დაკავშირებულია გარე შრეში მყოფ წყლის მოლეკულებთან. მაგალითად, თუთიის იონების ჰიდრატაციის დროს წარმოიქმნება თუთიის აკვაკომ-

პლექსი. წყლის იონები განიზიდებიან თუთიის იონების მიერ და მიიზიდებიან წყლის დიპოლური მოლეკულების მიერ. წარმოიქმნება თუთიის ჰიდროქსოაკვაკომპლექსი და ჰიდროქსონიუმის იონი.



ასეთი მექანიზმით მიმდინარეობს სხვა კატიონების ჰიდრატაცია და ჰიდროლიზი.

ანიონები წყლის მოლეკულებთან წარმოქმნიან წყალბადურ ბმებს. ანიონებთან ბმის გაძლიერებამ შეიძლება გამოიწვიოს პროტონის მოწყვეტა და წყალბადური ბმის გადასვლა კოვალენტურში. ამ შემთხვევაში ანიონი მუავას მოლეკულის შედგენილობაში შედის. ანიონის ურთიერთქმედება პროტონებთან ძლიერდება მუხტის გაზრდით და რადიუსის შემცირებით. სქემატურად ეს პროცესი შეიძლება ასე იქნას წარმოდგენილი:



ჰიდრატირებული სულფიდ-ანიონი

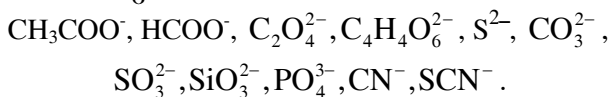
ამ პროცესში ჰიდრატირებული წყლის მოლეკულები გამოდიან პროტონების დონორების როლში, ე.ი. წყლის მოლეკულა იქცევა როგორც მჟავა, ხოლო სულფიდის ანიონი – პროტონის აქცეპტორის როლში.

ანიონების დონორული აქტიურობის მიხედვით შესაძლებელია ჰიდროლიზის ორი შემთხვევის განხილვა:

1. ანიონი როგორც ელექტრონული წყვილის სუსტი დონორი ან წყლის პროტონის სუსტი აქცეპტორი. ამ შემთხვევაში, ანიონსა და ჰიდრატირებული წყლის მოლეკულებს შორის არსებული წყალბადური ბმა არ გადადის კოვალენტურში და რეაქცია პრაქტიკულად არ მიდის. წყლის იონიზაციის პროცესი არ ირღვევა და ნარჩუნდება წყალბადის მაჩვენებელი.

ლის მუდმივობა. ასე იქცევიან სუსტი დონორები – ანიონები: Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , ClO_4^- და სხვა

2. ანიონებს აქვთ მკვეთრად გამოხატული დონორული თვისება, რაც განპირობებულია წყლის მოლეკულის პროტონებთან კოვალენტური ბმის წარმოქმნით. ელექტრონული წყვილის ტიპურ დონორებს წარმოადგენენ სუსტი მინერალური და ორგანული მჟავების ანიონები:

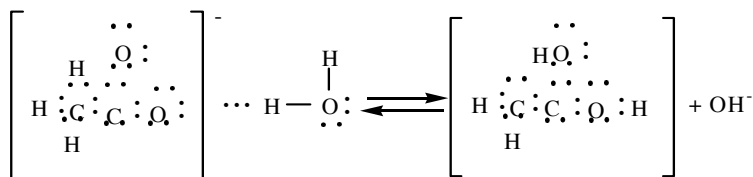


ჰიდროლიზის ჯამური ეფექტი განისაზღვრება ხსნარში არსებული კატიონებისა და ანიონების ბუნებით. კატიონის და ანიონის იონების წყლის მოლეკულებზე მაპოლარიზებელი ძალის მიხედვით განიხილავენ ჰიდროლიზის რამდენიმე შემთხვევას:

1. მაპოლარიზებელი და აქცეპტორული თვისებების არ მქონე კატიონებისა და მკვეთრად გამოხატული დონორული უნარის მქონე ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის წყალხსნარის ჰიდროლიზი. ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წამოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი მიმდინარეობს ანიონის მიხედვით. რაც მეტია ანიონის მაპოლარიზებელ უნარი, ანუ რაც უფრო სუსტია მჟავა, მოქმედ მასათა კანონიდან გამომდინარე, მით უფრო ინტენსიურად მიმდინარეობს ჰიდროლიზი.

განვიხილოთ ნატრიუმის აცეტატის მაგალითი. ნატრიუმის კატიონის გარე შრის ელექტრონებს აქვთ სფერული სიმეტრია და შიდა ელექტრონულ შრეზე არ გააჩნიათ ვაკანტური ორბიტალები, არ ახასიათებთ მაპოლარიზებელი და აქცეპტორული თვისებები, ამიტომ არ შედიან მიმოცვლის რეაქციაში წყლის მოლეკულებთან, ხოლო აცეტატ-იონებს აქვთ

კარგად გამოხატული დონორული თვისებები. ანიონის კარბოქსილის ჯგუფის უანგბადი ჰიდრატაციას განიცდის და თავისი ელექტრონული წყვილით წარმოქმნის წყლის პროტონთან კოვალენტურ ბმას, გადაიქცევა სუსტ ძმარმუავად, რის გამოც ხსნარში ჰიდროქსილის იონების ჭარბი რაოდენობაა. ეს პროცესი სქემატურად ასე აისახება:



pH>7, ტუტე არე

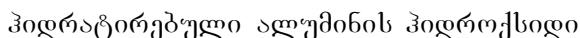
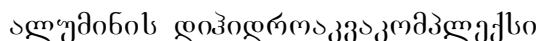
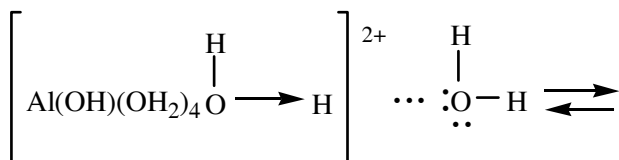
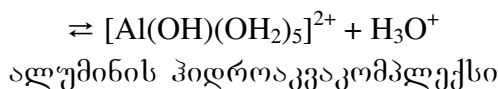
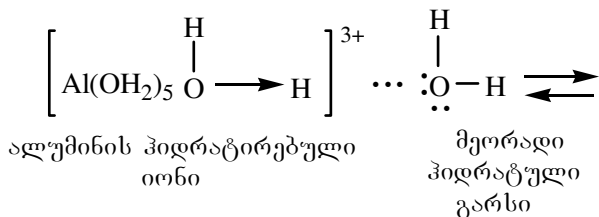
($K_{\text{CH}_3\text{COOH}}=1,74 \cdot 10^{-5}$, 1N CH_3COONa ხსნარის pH=9.4)

2. კომპლექსწარმოქმნელი კატიონისა და ელექტრონული წყვილის სუსტი დონორის მქონე ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი მიმდინარებს კატიონის მიხედვით. სუსტი ფუძისა და ძლიერი მუავასაგან წარმოქმნილი მარილი ხსნარში იძლევა კატიონის ან მისი ფუძის ჰიდროქსო- და აკვაკომპლექსებს, ჰიდროქსონიუმის იონს. ჰექსააკვალუმი-ნის ტრიჰლორიდის კრისტალჰიდრატის ჰიდროლიზი მუავა არეში მიდის სამ საფეხურად. წყალში გახსნისას ის განიცდის შემდგომ ჰიდრატაციას და იონიზაციას:



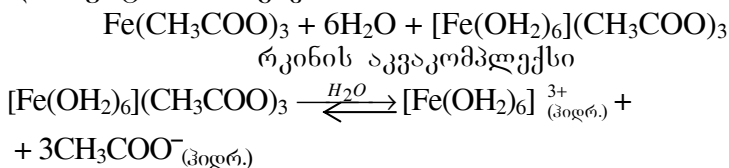
ჰიდრატირებული ალუმინის იონები შედიან რეაქციაში წყლის მოლეკულებთან, წარმოქმნიან მეორად ჰიდრატულ გარსს. კოორდინირებული წყლის მოლე-

კულების წყალბადის იონები განიზიდებიან იმავე მუხტის მქონე ალუმინის იონებისაგან და მიიზიდებიან მეორადი ჰიდრატირებული გარსის წყლის მოლეკულების დიპოლების მიერ, რაც სქემატურად ასე გამოისახება:



განხილულ მაგალითში აქტიური კომპონენტია მარილის კატიონი ელექტრონის აქცეპტორი, რომელიც იწვევს წყლის მიმოცვლით დაშლას, ხსნარში ჰიდროქსონიუმის იონის სიჭარბეს, წყალბადის მაჩვენებლის ცვლილებას. მარილის ანიონი ელექტრონული წყვილის სუსტი დონორი და პროტონის სუსტი აქცეპტორია, ამიტომ არ რეაგირებს წყალთან და ვერ ცვლის წყალბადის მაჩვენებელს.

3. ძლიერმაპოლარიზებელი კატიონ-კომპლექსწარმომქნელისა და ელექტრონული წყვილის დონორის მქონე ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის როგორც კატიონი, ისე ანიონი მონაწილეობს წყლის მოლეკულების პალარიზაციაში და ერთდროულად ადგილი აქვს როგორც კატიონურ, ისე ანიონურ ჰიდროლიზს და მიიღება სუსტი ელექტროლიტები გარემოს ექნება სუსტი მჟავას ან სუსტი ფუძის თვისება. ჰიდროლიზი მიდის კატიონით და ანიონით. რკინის (II) აცეტატის ჰიდროლიზის დროს წარმოიქმნებიან ფუძე მარილები, რკინა (II)-ის ჰიდროქსიდი და სუსტი ძმარმჟავა:



რკინის ჰიდრატირებული იონები იწვევენ წყლის მიმოცვლით დაშლას. ჰიდროლიზი მიდის სამ სტადიად.

ჰექსააკვარკინა (III)-ის ტრიაცეტატის ჰიდროლიზის II და III საფეხურები მიმდინარეობენ წყლით განზავების და გაცხელების დროს. აცეტატ-იონები ელექტრონული წყვილის დონორები არიან და ამჟღავნებენ პროტონისადმი სწრაფვას, ამიტომ წარმოქმნიან სუსტ ძმარმჟავას და ჰიდროქსიდის იონებს. ხსნარის pH დამოკიდებულია მიღებული სუსტი ელექტროლიტების დისოციაციის ხარისხზე.

ამონიუმის აცეტატის ჰიდროლიზის დროს მიიღება თითქმის ნეიტრალური ხსნარი, ვინაიდან წარმოქმნილი სუსტი ელექტროლიტების იონიზაციის მუდმივები თითქმის ტოლია, ორივეს ერთნაირი დისოციაციის ხარისხი აქვს $\alpha(\text{CH}_3\text{COOH})=1.3\%$ და $\alpha(\text{NH}_4\text{OH})=1.3\%$

4. აქცეპტორული და მაპოლარიზებელი თვისებების არ მქონე კატიონებისა და ელექტრონული წყვილის სუსტი დონორის მქონე ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი პრაქტიკულად არ ხორციელდება, ვინაიდან არ მიმდინარეობს კატიონების და ანიონებით წყლის მიმოცვლითი დაშლა და ხსნარის წყალბადის მაჩვენებელი მუდმივია.

ნატრიუმის ქლორიდი წყალთან ურთიერთქმედების დროს წარმოქმნის ჰიდრატირებულ იონებს, მაგრამ ეს არ არის ჰიდროლიზი, ვინაიდან წყალბადის მაჩვენებელი არ იცვლება:



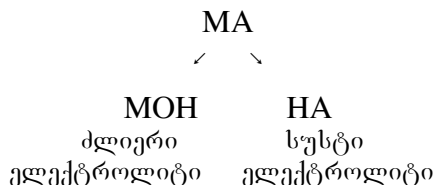
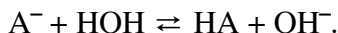
ჰიდრატაციის პროცესი არ წარმოადგენს ჰიდროლიზის მაგალითს.

8.1. ძლიერი ფუბის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის კონსტანტას, ხარისხისა და pH-ის გაანგარიშება

ასეთი ტიპის მარილი წყალხსნარში მოლიანად არის დისოცირებული:



სუსტი მჟავას ანიონი უკავშირდება წყლის მოლეკულის წყალბადის იონს და ათავისუფლებს ჰიდროქსიდის იონს:



მარილი წარმოქმნილია ძლიერი ფუძისა MOH და სუსტი HA მჟავასაგან. ამ ტიპის მარილის ჰიდროლიზი მიმდინარეობს ანიონის მიხედვით. იონური ტოლობიდან ჩანს, რომ $[HA] = [OH^-]$. ნამრაველი

$$[HA] \cdot [OH^-] = [OH^-]^2.$$

მოცემულ სისტემაში წონასწორობის კონსტანტას გამოსახულებას ექნება სახე:

$$K_A = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-] \cdot [H_2O]}.$$

იმის გათვალისწინებით, რომ განზავებულ ხსნარებში წყლის კონცენტრაცია მუდმივი სიდიდეა, შეიძლება დაიწეროს:

$$\frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} = K \cdot [H_2O] = K_h.$$

$$K_W = [H^+] \cdot [OH^-]; \quad [OH^-] = \frac{K_W}{[H^+]};$$

$$K_h = \frac{[HA] \cdot K_{H_2O}}{[A^-] \cdot [H^+]}; \quad \frac{[HA]}{[A^-] \cdot [H^+]} = \frac{1}{K_A}.$$

K_A არის მარილის ჰიდროლიზის შედეგად მიღებული სუსტი მჟავას დისოციაციის კონსტანტა.

$$K_h = \frac{K_w}{K_A}.$$

ამრიგად, სუსტი მჟავას ანიონისა და ძლიერი ფუძის კატიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის კონსტანტა ტოლია წყლის იონური ნამრავლის ფარდობისა სუსტი მჟავას იონიზაციის კონსტანტასთან (სუსტი მჟავა წარმოიქმნა მარილის ჰიდროლიზის შედეგად).

ჰიდროლიზის ხარისხი წარმოადგენს ჰიდროლიზებული მარილის კონცენტრაციის ფარდობას ხსნარში არსებული მარილის საერთო კონცენტრაციასთან ან ჰიდროლიზებული მოლეკულების რიცხვის ფარდობას გახსნილი მოლეკულების საერთო რიცხვთან:

$$h = \frac{\text{ჰიდროლიზებული მოლეკულების რიცხვი}}{\text{მარილის მოლეკულების საერთო რიცხვი}}$$

ჰიდროლიზის ხარისხი დამოკიდებულია შემდეგ ფაქტორებზე:

- მარილის იონის ბუნება;
- ხსნარის კონცენტრაცია. ხსნარის განზავებით იზრდება ჰიდროლიზის ხარისხი.

- ტემპერატურა. ტემპერატურის გაველენა ჰიდროლიზის ხარისხზე აიხსნება ლე-შატელიეს პრინციპით. ნეიტრალიზაციის რეაქცია ეგზოთერმულია. მისი შებრუნებული ჰიდროლიზის რეაქცია ენდოთერმული იქნება, ამიტომ ტემპერატურის მომატებით ჰიდროლიზის ხარისხი იზრდება.

ჰიდროლიზის ხარისხის გასაანგარიშებლად მარილის საწყისი კონცენტრაცია ჩავთვალოთ C-ს ტოლად. მაშინ, ჰიდროლიზებული ნაწილის კონცენტრაცია ტოლია პროდუქტის ჰიდროლიზის კონცენტრაციის – Ch, ხოლო მარილის არაჰიდროლიზებული

ნაწილის კონცენტრაცია იქნება $C - Ch$. თუ აღნიშნულ გამოსახულებებს ჩავსვამთ წონასწორობის კონსტანტას გამოსახულებაში, მივიღებთ:

$$K_h = \frac{Ch \cdot Ch}{C - Ch} = \frac{K_w}{K_A}; \quad \frac{C^2 h^2}{C(1-h)} = \frac{K_w}{K_A}.$$

$$1 - h \approx 1. \text{ ე.ი. } Ch^2 = \frac{K_{H_2O}}{K_A};$$

$$h^2 = \frac{K_w}{C_{MA} \cdot K_A}; \quad h = \sqrt{\frac{K_w}{K_A \cdot C_{MA}}}.$$

ძლიერი ფუძის კაციონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის ხარისხი ტოლია კვადრატული ფესვი წყლის იონური ნამრავლის ფარდობისა სუსტი მჟავას იონიზაციის კონსტანტასა და მარილის კონცენტრაციის ნამრავლთან.

ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის pH-ის გასაანგარიშებლად ჰიდროლიზის კონსტანტას გამოსახულების გარდაქმნით ვღებულობთ:

$$K_h = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} = \frac{[OH^-]^2}{C_{MA}};$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_h \cdot C_{MA}}; \quad K_h = \frac{K_w}{K_A};$$

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot C_{MA}}{K_A}};$$

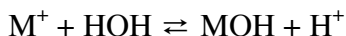
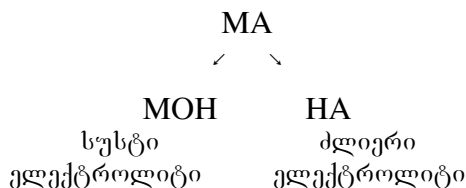
$$pOH = 7 + \frac{1}{2} \lg K_A - \frac{1}{2} \lg C_{MA};$$

$$pH = 7 - \frac{1}{2} \lg K_{HA} + \frac{1}{2} \lg C_{MA}$$

$$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_{HA} + \frac{1}{2} \lg C_{MA}.$$

8.2. სუსტი ფუძის კატიონისა და ძლიერი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის კონსტანტას, ხარისხის, pH-ის გაანგარიშება

ამ ტიპის მარილები ჰიდროლიზდებიან კატიონის მიხედვით: მარილის კატიონი წყლის მოლეკულიდან იერთებს ჰიდროქსიდის იონს და ათავისუფლებს წყალბადის კატიონს.



მოქმედ მასათა კანონიდან გამომდინარე, წონასწორობის კონსტანტას გამოსახულება ტოლია:

$$K = \frac{[\text{MOH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{M}^+] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

განზავებულ ხსნარებში წყლის კონცენტრაცია მუდმივი სიდიდეა, ამიტომ:

$$K_h = \frac{[\text{MOH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{M}^+]}$$

წყლის იონური ნამრავლიდან ცნობილია, რომ

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}; \text{ აქედან გამომდინარე,}$$

$$K_h = \frac{[MOH] \cdot K_w}{[M^+] \cdot [OH^-]}; \text{ ვიცით, რომ } \frac{[MOH]}{[M^+] \cdot [OH^-]} = \frac{1}{K_{MOH}},$$

$$\text{საიდანაც } K_h = \frac{K_w}{K_B}.$$

ამრიგად, სუსტი ფუძის კაციონისა და ძლიერი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის კონსტანტა ტოლია წყლის იონური ნამრავლის ფარდობისა სუსტი ფუძის იონიზაციის კონსტანტასთან (სუსტი ფუძე წარმოიქმნება მარილის ჰიდროლიზის შედეგად).

ჰიდროლიზის ხარისხის გასაანგარიშებლად მარილის საწყისი კონცენტრაცია ჩავთვალოთ C-ს ტოლად. მაშინ, ჰიდროლიზებული ნაწილის კონცენტრაცია ტოლია პროდუქტის ჰიდროლიზის კონცენტრაციის – Ch, ხოლო მარილის არაჰიდროლიზებული ნაწილის კონცენტრაცია იქნება C – Ch.

$$K_h = \frac{Ch \cdot Ch}{C - Ch} = \frac{K_w}{K_B};$$

$$\frac{C^2 h^2}{C(1-h)} = \frac{K_w}{K_B}.$$

$$1 - h \approx 1. \text{ e.i. } Ch^2 = \frac{K_w}{K_B};$$

$$h^2 = \frac{K_w}{C_{MA} \cdot K_B};$$

$$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_B \cdot C_{MA}}}.$$

სუსტი ფუძის კაციონისა და ძლიერი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის ხარისხი ტოლია კვადრატული ფესვი წყლის იონური ნამრავლის ფარდობისა სუსტი ფუძის იონიზაციის

კონსტანტასა და მარილის კონცენტრაციის ნამრავლთან.

ნამრავლი $[MOH] \cdot [H^+] = [H^+]^2$. $h \approx 1$, ამიტომ შეიძლება მივიღოთ, რომ არაჰიდროლიზებული კატიონების კონცენტრაცია ტოლია მარილის მოლური კონცენტრაციის, ე.ი. $[M^+] = C_{MA}$.

მარტივი გარდაქმნებით მიიღება გამოსათვლელი ფორმულა:

$$K_h = \frac{[MOH] \cdot [H^+]}{[M^+]} = \frac{[H^+]^2}{C_{MA}};$$

$$[H^+] = \sqrt{K_h \cdot C_{MA}}; K_h = \frac{K_w}{K_B};$$

$$\text{მაშინ } [H^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot C_{MA}}{K_B}};$$

$$\lg[H^+] = -\frac{1}{2} (\lg K_w + \lg C_{MA} - \lg K_B);$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \lg K_B - \frac{1}{2} \lg C_{MA};$$

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \text{p}K_B - \frac{1}{2} \lg C_{MA}.$$

8.3. სუსტი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის კონსტანტას, ხარისხის, pH-ის გაანგარიშება

ამ ტიპის მარილების ჰიდროლიზი მიმდინარეობს კატიონისა და ანიონის მიხედვით: ჰიდროლიზის შე-

დეგად მიიღება სუსტი ფუძისა და სუსტი მჟავას ეკვივალენტური რაოდენობა:



ქიმიური წონასწორობის კონსტანტა გარდაქმნათ ჰიდროლიზის კონსტანტას ტოლობად:

$$K = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[M^+] \cdot [A^-] \cdot [HOH]}; \quad K_h = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[M^+] \cdot [A^-]};$$

სუსტი მჟავას და სუსტი ფუძის იონიზაციის კონსტანტას ტოლობიდან ეპოულობთ ჰიდროლიზის პროდუქტების მიღებულ კონცენტრაციებს:

$$K_B = \frac{[M^+] \cdot [OH^-]}{[MOH]};$$

$$\text{ფუძის კონცენტრაცია: } [MOH] = \frac{[M^+] \cdot [OH^-]}{K_B};$$

$$\text{მჟავას კონცენტრაცია: } [HA] = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{K_A};$$

ფუძისა და მჟავას მიღებული კონცენტრაციები ჩავსვით ჰიდროლიზის კონსტანტას ტოლობაში, მივიღებთ:

$$K_h = \frac{[M^+] \cdot [OH^-] \cdot [H^+] \cdot [A^-]}{[M^+] \cdot [A^-] K_B K_A};$$

სუსტი ფუძის კაციონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის კონსტანტა ტოლია წყლის იონური ნამრავლის ფარდობისა სუსტი ფუძისა და სუსტი მჟავას იონიზაციის კონსტანტების ნამრავლთან:

$$K_h = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{K_A \cdot K_B} = \frac{K_{H_2O}}{K_A \cdot K_B};$$

ჰიდროლიზის ხარისხის გასაანგარიშებლად მარილის საწყისი კონცენტრაცია ჩავთვალოთ C-ს ტო-

ლად. მაშინ, ჰიდროლიზებული ნაწილის კონცენტრაცია ტოლია პროდუქტის ჰიდროლიზის კონცენტრაციის – Ch , ხოლო მარილის არაჰიდროლიზებული ნაწილის კონცენტრაცია იქნება $C - Ch$.

$$K_h = \frac{Ch \cdot Ch}{C(1-h)C(1-h)} = \frac{K_w}{K_B K_A};$$

$$\frac{h^2}{(1-h)} = \frac{K_w}{K_B \cdot K_A};$$

სუსტი ფუძის კაციონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის ხარისხი ტოლია კვადრატული ფესვი წყლის იონური ნამრავლის ფარდობისა სუსტი მჟავასა და სუსტი ფუძის იონიზაციის კონსტანტების ნამრავლთან:

$$\frac{h}{1-h} = \sqrt{\frac{K_w}{K_B \cdot K_A}}.$$

სუსტი ფუძისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზი მიმდინარეობს მნიშვნელოვანი ხარისხით, ამიტომ მნიშვნელში h -ის მნიშვნელობის უგულებელყოფა არ შეიძლება. ამ ტიპის მარილებისათვის ჰიდროლიზის ხარისხი არ არის დამოკიდებული კონცენტრაციაზე, ამიტომ ჰიდროლიზის კონსტანტას ტოლობაში მარილის კონცენტრაცია არ შედის.

$$K_h = \frac{[HA]^2}{C_{MA}^2} = \frac{K_w}{K_B \cdot K_A};$$

$$\frac{[H^+]^2 \cdot C_{MA}}{C_{MA}^2 \cdot K_A} = \frac{K_w}{K_B \cdot K_A};$$

$$[H^+]^2 = \frac{K_w \cdot K_A}{K_B}; \quad [H^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_A}{K_B}};$$

$$pH = 7 - \frac{1}{2} \lg K_A + \frac{1}{2} \lg K_B.$$

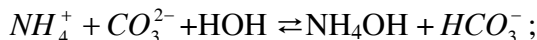
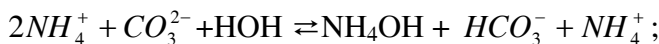
$$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_A + \frac{1}{2} \lg K_B.$$

8.4. სუსტი ერთმჟაური ფუძისა და სუსტი მრავალფუძიანი მჟაეებისაგან წარმოქმნილი მარილის pH-ის გაანგარიშება

ამ ტიპის მარილების ჰიდროლიზის ხარისხის გაანგარიშება მიმდინარეობს I საფეხურის მიხედვით.



სუსტი ელექტროლიტები



$$\frac{h}{1-h} = \sqrt{\frac{K_{H_2O}}{K_{NH_4OH} \cdot K_{H_2CO_3}}};$$

$$pH = 7 - \frac{1}{2} \lg K_{A_1} - \frac{1}{2} \lg K_B;$$

$$pH = 7 + \frac{1}{2} p K_{A_1} + \frac{1}{2} \lg K_B.$$

8.5. მრავალფუძიანი მჟავების საშუალო მარილების pH-ის გაანგარიშება

ამ ტიპის მარილების pH-ის გასაანგარიშებლად გამოიყენება ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავებისაგან მიღებული pH-ის გამოსათვლელი ფორმულა. მჟავური დისოციაციის კონსტანტას მაჩვენებლის pK_A -ს მნიშვნელობაში უნდა ჩაისვას მჟავას დისოციაციის ბოლო კონსტანტა:

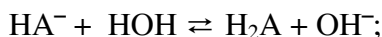
$$pH = 7 + \frac{1}{2} p K_{A_1} + \frac{1}{2} \lg C_{MA}.$$

8.6. მჟავა მარილების pH-ის გაანგარიშება

განვიხილოთ ორფუძიანი მჟავას მარილი, რომლის ანიონი წყალხსნარში იქცევა დამოუკიდებელ მჟავად:



მჟავურ ნაშთს შეუძლია შეიერთოს წყლის მოლეკულიდან წყალბადი და გაათავისუფლოს ჰიდროქსიდის იონი:



მჟავას დისოციაციის I და II საფეხურების კონსტანტები ტოლია:

$$K_{A_1} = \frac{[H^+] \cdot [HA^-]}{[H_2A]};$$

$$K_{A_2} = \frac{[H^+] \cdot [A^{2-}]}{[HA^-]}.$$

წყალხსნარში მიმდინარეობს მუავა მარილის სრული იონიზაცია, ამიტომ მუავური ნაშთის კონცენტრაცია შეიძლება გაუტოლდეს მუავას კონცენტრაციას:

$$[HA^-] = C_{HA}.$$

$$\text{აქედან გამოდინარე, } K_{A_1} = \frac{[H^+] \cdot C_{HA}}{[H_2A]};$$

$$K_{A_2} = \frac{[H^+] \cdot [A^{2-}]}{C_{HA}}$$

$$[H_2A] = \frac{[H^+] \cdot C_{HA}}{K_{A_1}};$$

$$[A^{2-}] = \frac{K_{A_2} \cdot C_{HA}}{[H^+]};$$

$$\text{თუ } [H^+] = [A^{2-}] - [H_2A], \text{ მაშინ}$$

$$[H^+] = \frac{K_{A_2} \cdot C_{HA}}{[H^+]} - \frac{[H^+] \cdot C_{HA}}{K_{A_1}};$$

ტოლობის ორივე მხარე მრავლდება K_{A_1} -ზე და გარდაქმნებით მიიღება:

$$K_{A_1} \cdot [H^+]^2 = K_{A_1} \cdot K_{A_2} \cdot C_{HA} - [H^+]^2 \cdot C_{HA};$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_{A_1} \cdot K_{A_2} \cdot C_{HA}}{K_{A_1} + C_{HA}}}.$$

მუავური დისოციაციის I საფეხურის კონსტანტას (K_{A_1}) რიცხვითი მნიშვნელობა მარილის კონცენტრაციასთან შედარებით იმდენად მცირეა, რომ შეიძლება მისი უგულებელყოფა და ტოლობა ღებულობს შემდეგ სახეს:

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_{A_1} \cdot K_{A_2} \cdot C_{HA}}{C_{HA}}} = \sqrt{K_{A_1} \cdot K_{A_2}} .$$

$$pH = -\frac{1}{2} \lg K_{A_1} - \frac{1}{2} \lg K_{A_2} ;$$

$$pH = \frac{1}{2} pK_{A_1} + \frac{1}{2} pK_{A_2} ;$$

აქედან ჩანს, რომ მუავა მარილების pH არ არის დამოკიდებული მარილის კონცენტრაციაზე.

K_1 და K_2 – ორფუძიანი მუავების იონიზაციის I და II საფეხურის კონსტანტებია, ხოლო სამფუძიანი მუავებისაგან წარმოქმნილი მუავა მარილისათვის:

$$pH = \frac{1}{2} pK_2 + \frac{1}{2} pK_3 ;$$

Na_2HPO_4 -თვის

$$K_2 = \frac{[H^+] \cdot [HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} ; K_3 = \frac{[H^+] \cdot [PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$$

თაზი IX. ბუფერული ხსნარები

9.1. pH-ის მნიშვნელობა ბუფერულ ხსნარებში. ბუფერული ტევადობა

ბუფერული ხსნარი – ფიზიკურ-ქიმიური სისტემაა, შემდგარი სუსტი მჟავას (ან ფუძის) და მისი შესაბამისი მარილისაგან, რომელსაც უნარი აქვს გარკვეულ ინტერვალში შეინარჩუნოს ხსნარის pH-ის მნიშვნელობა განზავებისას ან მასზე მცირე რაოდენობის მჟავას ან ფუძის დამატებისას.

ბუფერული სისტემა უნდა განვიხილოთ როგორც ხსნარი, რომელიც ერთდროულად შეიცავს ბრენსტედულ მჟავას (ან ფუძეს) და მის შეუღლებულ ბრენსტედულ ფუძეს (ან მჟავას). პროტონის დონორის ფუნქციას ასრულებს სუსტი მჟავა ან სუსტი ფუძის შეუღლებული მჟავა აქცეპტორის როლს - სუსტი მჟავას ანიონი ან სუსტი ფუძე. ბრენსტედ-ლოურის პროტოლიტური თეორიის თანახმად, მჟავას წარმოადგენს ყოველი ნაწილაკი, (მოლეკულა ან იონი), რომელიც გასცემს პროტონს, ფუძეს – რომელიც იერთებს პროტონს, მაგალითად:

აცეტატური ბუფერი:

CH_3COOH – ბრენსტედული მჟავა

CH_3COO^- – შეუღლებული ბრენსტედული ფუძე

ჰიდროკარბონატული ბუფერი:

HCO_3^- – შეუღლებული ბრენსტედული ფუძე

H_2CO_3 – ბრენსტედული მჟავა

ამიაკური ბუფერი:

NH_3 – ბრენსტედული ფუძე

NH_4^+ – შეუღლებული ბრენსტედული მჟავა

ფოსფატური ბუფერი:

HPO_4^{2-} მჟავა

H_2PO_4^- შეუღლებული ბრენსტედული ფუძე

ბუფერულ ხსნარებს აქვთ უნარი შეინარჩუნონ ხსნარის pH-ის მუდმივობა მცირე რაოდენობით ძლიერი ფუძის ან ძლიერი მჟავას დამატებისას.

ბუფერული ხსნარის რაოდენობრივ ზომად მიღებულია ბუფერული ტევადობის ცნება. ბუფერული ტევადობა (β) ეწოდება ძლიერი მჟავას ან ძლიერი ფუძის ეკვივალენტების რაოდენობას (მოლი), რომელიც უნდა დაემატოს 1 ლ ბუფერულ ხსნარს, რათა მისი pH ერთი ერთეულით შეიცვალოს.

ანსხვავებენ ბუფერულ ტევადობას მჟავას მიხედვით ($\beta_{\text{მჟ.}}$) და ტუტის მიხედვით ($\beta_{\text{ტუტ.}}$), რომელთაც ანგარიშობენ შემდეგი გამოსახულებებით:

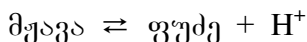
$$\beta_{\text{მჟ.}} = \frac{C(1/z_{\text{მჟ.}})V_{\text{მჟ.}}}{\Delta\text{pH} \cdot V_{\text{ბუფ.ხსნ.}}};$$

$$\beta_{\text{ტუტ.}} = \frac{C(1/z_{\text{ტუტ.}})V_{\text{ტუტ.}}}{\Delta\text{pH} \cdot V_{\text{ბუფ.ხსნ.}}},$$

სადაც $C(1/z_{\text{მჟ.}})$ და $V_{\text{მჟ.}}$ – დამატებული ძლიერი მჟავას ეკვივალენტის მოლური კონცენტრაცია და მოცულობაა. $C(1/z_{\text{ტუტ.}})$ და $V_{\text{ტუტ.}}$ – დამატებული ტუტის ეკვივალენტის მოლური კონცენტრაცია და მოცულობა; ΔpH – ძლიერი მჟავას (ტუტის) დამატებისას ბუფერული ხსნარის pH-ის ცვლილება; $V_{\text{ბუფ. ხსნ.}}$ – ბუფერული ხსნარის საწყისი მოცულობა.

9.2. ბუფერული მოქმედების მექანიზმი

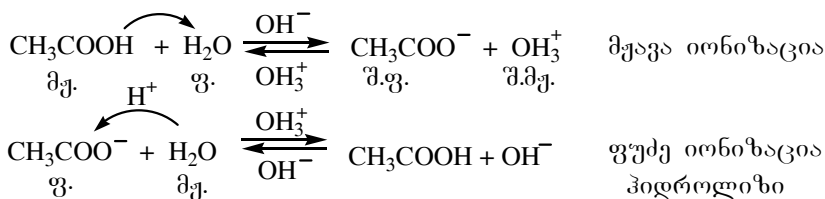
ბუფერულ სისტემებში ფუძე-მჟავური იონიზაციის პროცესის დროს pH-ის მუდმივობის შენარჩუნება განპირობებულია ძლიერი მჟავას ან ძლიერი ფუძის დამატებისას იონიზაციური წონასწორობის გადანაცვლებით სუსტი ელექტროლიტის წარმოქმნის მხარეს, რომელიც მიიღება დამატებული ძლიერი ელექტროლიტის ეკვივალენტური რაოდენობით. წონასწორობულ პროცესში:



მჟავასა და ფუძეს ეწოდება შეუღლებული. ბუფერული ხსნარების განზავებისას შემადგენელი კომპონენტების კონცენტრაცია მცირდება, მაგრამ თანაფარდობა რჩება მუდმივი. განზავებისას უცვლელი რჩება სუსტი ელექტროლიტის დისოციაციის მუდმივაც.

წყალში გახსნილ ნებისმიერ ნივთიერებას, რომელიც აღიღებს წყლის ავტოიონიზაციის შედეგად წარმოქმნილ ჰიდროქსონიუმის იონთა კონცენტრაციას ეწოდება მჟავა, ხოლო ნებისმიერ ნივთიერებას, რომელიც ამცირებს ამ იონთა კონცენტრაციას ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$) ეწოდება ფუძე.

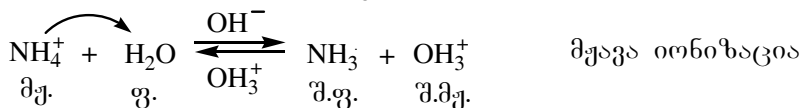
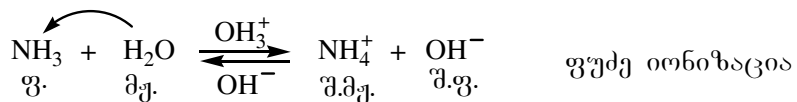
განვიხილოთ აცეტატური ბუფერი:



ამიაკური ბუფერი:

გამოსავალ ბუფერულ ნარევს ემატება:

1) ტუტე

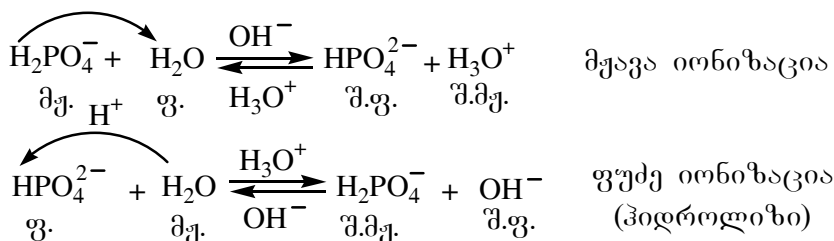


I რეაქციის მიხედვით, გაიზრდება ხსნარში OH^- იონების კონცენტრაცია და წონასწორობა გადაიხრება ამიაკის წარმოქმნის მხარეს. II რეაქციის მიხედვით, შემცირდება OH_3^+ იონების კონცენტრაცია ($\text{OH}_3^+ + \text{OH}^- = 2\text{H}_2\text{O}$) და წონასწორობა ისევ გადაიხრება ამიაკის წარმოქმნის მიმართულებით. pH იცვლება მცირედ, რადგან დამატებული ძლიერი ფუძის ეკვივალენტური რაოდენობით წარმოიქმნება სუსტი ფუძე NH_3 .

2) ძლიერი მჟავა

I რეაქციის მიხედვით წონასწორობა გადაიხრება სუსტი მჟავას წარმოქმნის მიმართულებით მარჯვენა მხარეს OH^- იონების კონცენტრაციის შემცირების გამო. II რეაქციის მიხედვით, მარჯვენა მხარეს ჰიდროქსონიუმის იონების კონცენტრაციის გაზრდის გამო, წონასწორობა გადაიხრება სუსტი მჟავას (NH_4^+) წარმოქმნის მიმართულებით. ხსნარის pH იცვლება მცირედ, რადგან დამატებული ძლიერი მჟავას ეკვივალენტური რაოდენობით წარმოიქმნება სუსტი მჟავა. ანალოგიური მექანიზმი გააჩნია სხვა პროტოლიტურ ბუფერულ სისტემებს.

ფოსფატური ბუფერი:



9.3. მჟავა ბუფერული სისტემა

მჟავა ბუფერული ხსნარი სუსტი მჟავასა და მისი მარილის ნარევი. ასეთ სისტემაში წყალბადის იონების კონცენტრაცია დამოკიდებულია არა მარტო მჟავას კონცენტრაციასა და მისი ელექტროლიტური დისოციაციის მნიშვნელობაზე, არამედ მისი მარილის კონცენტრაციაზეც. რაც მეტია მარილის კონცენტრაცია, მით ნაკლებია წყალბადის იონის კონცენტრაცია ასეთ ხსნარებში:



$$K_A = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$[\text{H}^+] = K_A \frac{C_{HA}}{C_{MA}};$$

$$[\text{HA}] = C_{HA}; \quad [\text{A}^-] = C_{MA};$$

$$\text{pH} = -\lg K_{HA} - \lg C_{HA} + \lg C_{MA}.$$

ვინაიდან K_A მუდმივი სიდიდე, მას წარმოადგენენ ელექტროლიტური დისოციაციის კონსტანტას მაჩვენებლის $\text{p}K_A$ სახით:

$$pH = pK_A - \lg C_{HA} + \lg C_{MA}.$$

$$pH = pK_A - \lg \frac{C_{HA}}{C_{MA}}.$$

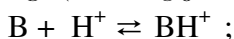
თუ ხსნარი მჟავას და მარილს ეკვივალენტური რაოდენობით შეიცავს, მაშინ: $pH = -pK_A$.

ეს ტოლობა გამოიყენება მიმდინარეობს წყალ-ხსნარში მჟავათა დისოციაციის კონსტანტების განსაზღვრისათვის პოტენციომეტრული მეთოდი.

9.4. ფუძე ბუფერული სისტემა

ანალოგიურად გამოყავთ ფორმულები ბუფერული ხსნარებისათვის, რომლებიც დამზადებულია სუსტი ფუძისა და მისი შესაბამისი მარილისაგან.

ფუძოვანი ბუფერული სისტემა:



$$K_{H^+} = \frac{1}{K_{BH^+}} = \frac{[BH^+]}{[B][H^+]};$$

$$[B] = C_B;$$

$$[BH^+] = C_{MA};$$

$$K_{BH^+} = \frac{K_W}{K_B};$$

$$[H^+] = \frac{K_{BH^+} \cdot [BH^+]}{[B]} = \frac{K_W \cdot C_{MA}}{K_B \cdot C_B}.$$

$$pH = 14 - pK_B - \lg \frac{C_{MA}}{C_B}.$$

სუსტი ფუძისა და მისი მარილის ნარევის ხსნარში წყალბადის იონების კონცენტრაცია დამოკიდებული არა მხოლოდ ფუძის კონცენტრაციასა და მისი ელექტროლიტური დისოციაციის კონსტანტას სიდი-

დეზე, არამედ შესაბამისი მარილის კონცენტრაციაზეც. რაც მეტია მარილის კონცენტრაცია, მით მეტია ხსნარში წყალბადის იონების კონცენტრაცია ასეთ ნარევეში.

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_B \cdot C_B};$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-];$$

$$\text{pOH} = -\frac{1}{2} \lg K_B - \frac{1}{2} \lg C_B;$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{p}K_B + \frac{1}{2} \lg C_B.$$

ასეთ სისტემებში წყალბადის იონების კონცენტრაცია და მისი მაჩვენებელი გამოისახება ფორმულით:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_W}{[\text{OH}^-]}, \text{ ამატომ}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_W - \left(\frac{1}{2} \lg K_B - \frac{1}{2} \lg C_B \right) \text{ ან}$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \lg K_B + \frac{1}{2} \lg C_B$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_W \cdot C_{MA}}{K_B \cdot C_B};$$

$$\text{pH} = -\lg K_W - \lg C_{MA} + \lg K_B + \lg C_B \quad \text{ან}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_W - \text{p}K_B - \lg C_{MA} + \lg C_B.$$

$$\text{pH} = 14 - \text{p}K_B - \lg \frac{C_{MA}}{C_B}.$$

9.5. pH-ის გაგენა ფერმენტოა აქტიურობაზე

თითოეული ფერმენტისათვის არსებობს pH-ის განსაზღვრული მნიშვნელობა, რომლის დროსაც საკატალიზო რეაქციის სიჩქარე მაქსიმალურია. პეპსინისათვის $\text{pH} = 1,5$; ტუტე ფოსფატაზისათვის $\text{pH} = 9,0-10,0$; ფერმენტების უმრავლესობას pH-ის ოპტიმალური მნიშვნელობა გააჩნია ნეიტრალურ არეში (7,0-8,0). ორგანიზმის ძირითადი ბუფერული სისტემებია: ჰიდროკარბონატული, პლაზმის ამფოტერული ცილები: ჰემოგლობინური, ფოსფატური და ცილოვანი ბუფერები, რომლებიც იმყოფებიან სისხლში. ბუფერული სისტემების მოქმედების მექანიზმით შენარჩუნებულია pH-ის მუდმივობა ($\text{pH} = 7,35 \pm 0,05$), მიუხედავად იმისა, რომ ორგანიზმში ხვდება სხვადასხვა რაოდენობით მჟავა და ფუძე.

ჰიდროკარბონატული ბუფერული სისტემა (HCO_3^- , H_2CO_3) მიღებულია ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდით, რომლის ურთიერთქმედებით წყალთან წარმოიქმნება წონასწორული მდგომარეობა. სისხლის პლაზმაში ნახშირმჟავას – პროტონის დონორის საერთო კონცენტრაცია **ჰენდერსონ-ჰასელბახის** განტოლებაში შეიძლება გამოისახოს ორი სიდიდის – ექსპერიმენტულად განსაზღვრული CO_2 -ის პარციალური წნევისა $p(\text{CO}_2)$ და ორგანიზმის თხევად არეებში CO_2 -ის ხსნადობის კოეფიციენტის ($S=0,033$) ნამრავლის სახით:

$$\text{pH} = \text{pK}_2 + \lg \frac{[\text{პროტონის აქცეპტორი}]}{[\text{პროტონის დონორი}]} =$$

$$6,1 + \frac{[\text{HCO}_3^-]}{S \cdot p(\text{CO}_2)} = 6,1 + \frac{[\text{HCO}_3^-]}{0,033p \cdot (\text{CO}_2)}$$

წყალბადის მაჩვენებლის ფიზიოლოგიური მნიშვნელობისას ($\text{pH}=7,40$) ნახშირმჟავა ძირითადად იმყოფება ჰიდროკარბონატ-იონის სახით. ხოლო კომპონენტთა – $[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_2]$ კონცენტრაციების თანაფარდობაა 20:1.

ჰიდროკარბონატული ბუფერული სისტემის მთავარი დანიშნულება არის მჟავათა განეიტრალება. მჟავებთან მისი ურთიერთქმედების პროდუქტი – CO_2 , სწრაფად გამოიდევნება ორგანიზმიდან სუნთქვის პროცესში ფილტვებით. ჰიდროკარბონატული ბუფერი წარმოადგენს სისხლის პლაზმის ძირითად ბუფერულ სისტემას. ამ ბუფერს შეიცავენ ეритроციტები, უჯრედთა შორისი სითხეები, თირკმლის ქსოვილი და უზრუნველყოფენ სისხლის საერთო ბუფერული ტევადობის 53%-ს.

ჰიდროფოსფატურ ბუფერულ სისტემას (HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-) შეიცავენ სისხლის პლაზმა, ქსოვილების სითხეები. წყალბადის მაჩვენებელს ანგარიშობენ შემდეგი გამოსახულებით:

$$\text{pH} = 6,8 + \lg \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}.$$

ნორმის ფარგლებში თანაფარდობა ჰიდროფოსფატ- და ფოსფატ-იონებს შორის დებულობს შემდეგ სახეს:

$$\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 4:1;$$

ჰემოგლობინური ბუფერული სისტემა წარმოადგენს ეритроციტების მთავარ ბუფერულ სისტემას, რომელიც პროტონის დონორის სახით შეიცავს ორ სუსტ მჟავას – ჰემოგლობინს (HHb) და ოქსიჰემოგ-

ლობინს (HHbO_2), ხოლო პროტონის აქცეპტორის როლს ასრულებენ ამ მჟავათა შეუღლებული ფუძეები - მათი ანიონები - Hb^- და HbO^-_2 . ოქსიჰემოგლობინი უფრო ძლიერი მჟავაა ($\text{pK}=6,95$), ვიდრე ჰემოგლობინი ($\text{pK}=8,20$); როცა $\text{pH}=7,25$ (ერითროციტებში) ოქსიჰემოგლობინი იონიზირებულია 65%-ით, ხოლო ჰემოგლობინი - 10%-ით. ჰემოგლობინთან ჟანგბადის მიერთებისას ფილტვებში სისხლის pH მცირდება შედარებით ძლიერი მჟავას - ოქსიჰემოგლობინის წარმოქმნის გამო; pH ისევ იზრდება, უფრო სუსტი მჟავას - ჰემოგლობინის წარმოქმნის გამო; სისხლის ჰემოგლობინური ბუფერული სისტემა მონაწილეობს ორგანიზმში ერთდროულად რამდენიმე ფიზიოლოგიური ფუნქციის შესრულებაში; სუნთქვა, მუდმივი pH -ის შენარჩუნება ერითროციტებში, სისხლში. ეს სისტემა ეფექტურად მოქმედებს სისხლის სხვა ბუფერულ სისტემებთან ერთობლიობაში.

ცილოვანი (პროტეინული) ბუფერული სისტემები, ცილის ფუძე-მჟავურ თვისებებზე დამოკიდებულების მიხედვით, არსებობენ ანიონური და კატიონური ტიპის. ანიონური ცილოვანი ბუფერი მოქმედებს, როცა $\text{pH} > \text{PI}_{\text{ცილის}}$ და შედგება პროტონის დონორის - ცილის მოლეკულისაგან და პროტონის აქცეპტორის - ცილის ანიონისაგან (PI - ცილის იზოელექტრული წერტილია). კატიონური ცილოვანი ბუფერი მოქმედებს, როცა $\text{pH} < \text{PI}_{\text{ცილის}}$ და შედგება პროტონის დონორის - ცილის კატიონისაგან და პროტონის აქცეპტორის - ცილის მოლეკულისაგან. კატიონური ცილოვანი ბუფერული სისტემა მოქმედებს ფიზიოლოგიურ არეებში $\text{pH} < 6$, ხოლო ანიონური - არეებში $\text{pH} > 6$. სისხლში ფუნქციონირებს ანიონური ცილოვანი ბუფერი.

ბუფერული სისტემების ერთობლიობა, რომელიც მიმდინარეობს სისხლის პლაზმასა და ერითროციტებში, უზრუნველყოფს ორი უმნიშვნელოვანესი ფიზიოლოგიური პროცესის მიმდინარეობას – სისხლის pH-ის შენარჩუნებას განსაზღვრულ დონეზე ($\text{pH}=7,35\div7,45$), მიუხედავად ქსოვილებიდან CO_2 -ისა და H^+ -იონების განუწყვეტელი მიწოდებისაა და სუნთქვას – სისხლის მიერ ჟანგბადისა და CO_2 -ის მიღებას და ტრანსპორტს. სასუნთქი ორგანოების, სისხლის მიმოქცევის სისტემის, ღვიძლის, კუჭის, თირკმელების დაავადებისას, მოწამვლის, დიაბეტის, შიმშილის, დამწვრობის და სხვა შემთხვევებში, შეიძლება ადგილი ჰქონდეს მუავას მიხედვით ბუფერული ტევადობის გადახრას ნორმიდან – შემცირებას ან გადიდებას, ე.ი. პათოლოგიურ მოვლენებს: **აციდოზს და ალკალოზს.**

აციდოზი – ეს არის ფიზიოლოგიური სისტემის მუავა ბუფერული ტევადობის შემცირება ნორმასთან შედარებით.

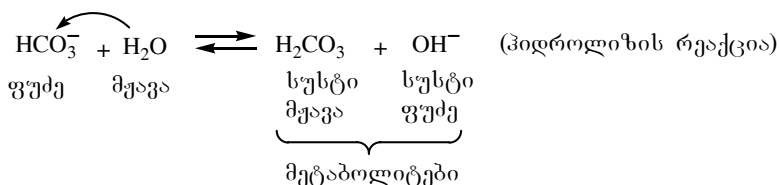
ალკალოზი – ეს არის ფიზიოლოგიური სისტემის მუავა ბუფერული ტევადობის გაზრდა ნორმასთან შედარებით.

9.6. პროტოლიზური რეაქციების როლი წამლების მეტაბოლიზმში, სამკურნალო პრეპარატების ანალიზში და მედიცინაში

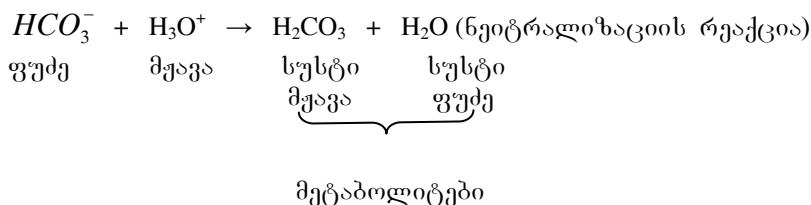
მედიცინაში იყენებენ არაორგანულ – CuSO_4 , ZnSO_4 , AgNO_3 , HgCl_2 , MgSO_4 , MgO , $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, NaHCO_3 , H_3BO_3 , NaBO_3 , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, ორგანულ – ნატრიუმსაღაცილატი $\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COONa}$, ასპირინი – $\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_4\text{COOH}$, საღაცილამიდი – $\text{HOC}_6\text{H}_4\text{CONH}_2$

სამკურნალო პრეპარატებს, რომლებიც წყალხსნარებში ამჟღავნებენ ფუძე-მჟავურ თვისებებს, მონაწილეობენ მეტაბოლურ პროცესებთან დაკავშირებულ პროტოლიზურ, ჰიდროლიზისა და ნეიტრალიზაციის რეაქციებში, რაც გამოიყენება სამკურნალო პრეპარატების ანალიზსა და კონტროლში. პროტოლიზური რეაქციები მიმდინარეობენ ბუფერულ სისტემებში და მნიშვნელოვან როლს თამაშობენ მედიცინაში.

ნატრიუმჰიდროკარბონატი NaHCO_3 გამოიყენება როგორც ანტაციდური საშუალება. ბუფერული სისტემის მოქმედების მექანიზმია:

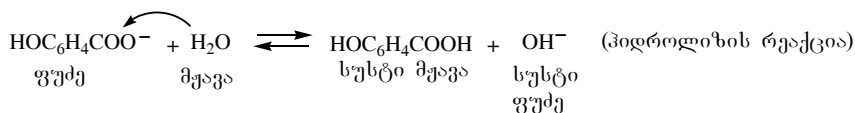


კუჭის წვეთში:

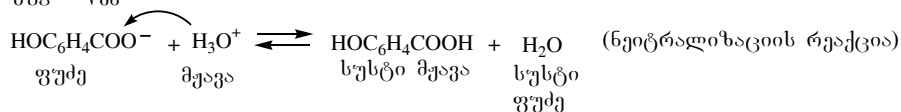


ნატრიუმსალიცილატი $\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COONa}$ – ახასიათებს გამაყუჩებელი, სიცხის დამწვევი და ანთების საწინააღმდეგო მოქმედება. ბუფერული სისტემის მოქმედების მექანიზმია:



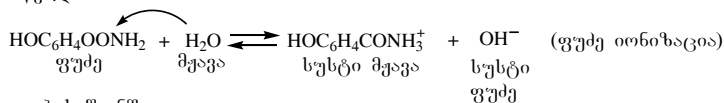


კუჭის წვენიში:

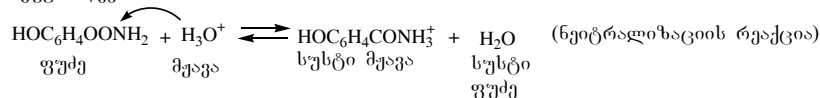


სალიცილამიდი – $\text{HOC}_6\text{H}_4\text{CONH}_2$ – გამოიყენება როგორც ტკივილგამაყუჩებელი, სიცხის დამწვევი, ანთების საწინააღმდეგო და რევმატიზმის საწინააღმდეგო საშუალება.

წყალხსნარში:



კუჭის წვენიში:



თაზი X.
კომპლექსუარმოქმნის რეაქციები
ქიმიურ ანალიზში

10.1. კომპლექსური ნივთიერებები

ქიმიური ელემენტების უმრავლესობა ადამიანის ორგანოებსა და ქსოვილებში კომპლექსური ნაერთების სახითაა, რაც ამ ნაერთების შესწავლის აქტუალობას განაპირობებს.

კოორდინაციული (კომპლექსური) ეწოდება რთულ ქიმიურ ნივთიერებას, რომელიც შეიცავს კომპლექსურ იონს ან მოლეკულას, წარმოქმნილს განსაზღვრული ჟანგვის ხარისხის მქონე ცენტრალური ატომის (ან იონის) და მასთან დაკავშირებული მოლეკულების ან იონებისაგან (აღენდების, ჩამნაცვლებლებისაგან).

გრინბერგის განმარტების თანახმად, კომპლექსური ნაერთები ეწოდებათ ცალკეული კომპონენტების შერწყმით წარმოქმნილ განსაზღვრულ რთულ მოლეკულურ ნაერთებს, რომელთაც უნარი შესწევთ იარსებონ როგორც კრისტალში, ასევე ხსნარში.

1913 წელს შვეიცარიელ მეცნიერს ალფრედ ვერნერს მიენიჭა ნობელის პრემია კომპლექსური ნაერთების დარგში ჩატარებული სამუშაოებისათვის. კომპლექსნაერთების სტრუქტურის თანამედროვე წარმოდგენებს საფუძვლად უდევს ვერნერის შემდეგი ძირითადი დებულებები:

1. ელემენტების უმრავლესობა ამჟღავნებს ორი ტიპის ვალენტობას: მთავარს და თანაურს. თანამედროვე ტერმინოლოგიით იგი შეესაბამება ელემენტის ჟანგვის ხარისხს და კოორდინაციულ რიცხვს;

2. თითოეული ელემენტი ისწრაფვის გაიჯეროს როგორც მთავარი, ასევე თანაური ვალენტობა;

3. თანაური ვალენტობა სივრცეში განლაგებულია ზუსტად განსაზღვრული მიმართულებით, მის ხარჯზე მიმდინარეობს უმაღლესი რიგის ნაერთების წარმოქმნა, რომელთაც ვერნერმა კომპლექსური ნაერთები უწოდა.

კომპლექსურ ნაერთში არჩევენ **შიგა და გარე კოორდინაციულ სფეროებს**. შიგა კოორდინაციულ სფეროში მოთავსებულ ცენტრალურ ატომს ან დადებითად დამუხტული იონს კომპლექსწარმომქმნელი ეწოდება, ხოლო მასთან კოორდინირებულ საწინააღმდეგო ნიშნის იონებს ან ნეიტრალურ მოლეკულებს – **ლიგანდები**. კომპლექსწარმომქმნელი შეიძლება იყოს ნებისმიერი ლითონი ან არალითონი, ლიგანდები – p-ელემენტები, მათი იონები ან ნაერთები. ცენტრალური იონის გარშემო არსებული ლიგანდების რიცხვს **კოორდინაციული რიცხვი** ეწოდება.

კომპლექსწარმომქმნელი იონების კოორდინაციული რიცხვებია:

$\text{Cu}^+, \text{Ag}^+, \text{Au}^+$	2
$\text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Au}^{3+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Pt}^{2+}, \text{Pd}^{2+}$	4
$\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Pt}^{4+}, \text{Pb}^{4+}$	6
$\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$	8

შიგა სფეროს კვადრატულ ფრჩხილებში ათავსებენ. იონები და მოლეკულები, რომლებიც ვერ თავსდებიან შიგა სფეროში, იმყოფებიან კომპლექსწარმომქმნელიდან მოშორებით და წარმოქმნიან გარე სფეროს. ამ სფეროს იონები ანეიტრალუბენ კომპლექსური იონის მუხტს და მას იონური ბმით უკავშირდებიან. კომპლექსური იონის მუხტი ტოლია კომპლექსწარმომქმნელისა და ლიგანდების მუხტების ალგებრული ჯამის; როცა ლიგანდები ნეიტრალური მოლეკულებია, მაშინ კომპლექსური იონის მუხტი კომპლექსწარმომქმნელის მუხტის ტოლია.



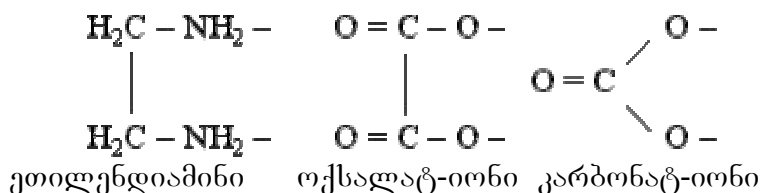
1. გარე კოორდინაციული სფერო – K;
2. შიგა კოორდინაციული სფერო – $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$;
3. კომპლექსი ანიონურია;
4. კომპლექსწარმომქმნელია რკინის ატომი – Fe;
5. კომპლექსწარმომქმნელის ჟანგვის ხარისხია – +2;
6. ლიგანდია ციანიდ-იონი – CN^- ;
7. კოორდინაციული რიცხვია – 6;
8. უმდგრადობის მუდმივა.

ქიმიური ბმების რიცხვს, რომლითაც ცენტრალური ატომი უკავშირდება ლიგანდებს – კომპლექსწარმომქმნელის კოორდინაციული რიცხვი ანუ **კოორდინაციული ვალენტობა ეწოდება**. კოორდინაციული ადგილების რიცხვს, რომელსაც თითოეული ლიგანდი იკავებს კომპლექსის შიგა სფეროში – **ლიგანდის კოორდინაციული ტევადობა ანუ დენტატობა (ლათინური სიტყვიდან dentate – კბილანური) ეწოდება**. იგი კომპლექსწარმომქმნელთან დაკავშირებული ლიგანდის დონორულ ატომთან რიცხვის ტოლია.

ლიგანდი მასში დონორული ატომების რაოდენობაზე დამოკიდებულებით შეიძლება იყოს მონოდენტატური, ბიდენტატური და პოლიდენტატური.

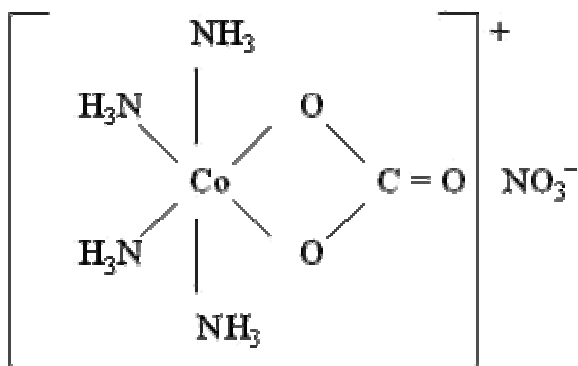
მონოდენტატურია ლიგანდი, რომელიც დაკავშირებულია ლითონის იონებთან ერთი ელექტრონდონორული ატომის მეშვეობით. ბიდენტატურია ლიგანდი, რომელიც დაკავშირებულია ცენტრალურ ატომთან ორი ელექტრონდონორული ატომის მეშვეობით.

მონოდენტატური:	
იონური	მოლეკულური
OH ⁻ – ჰიდროქსო, H ⁻ - ჰიდრიდო	H ₂ O – აკვა
CN ⁻ – ციანო , NSC ⁻ - თიოციანატო	NH ₃ – ამინ
Cl ⁻ – ქლორო, Br ⁻ – ბრომო	CO – კარბონილ
I ⁻ – იოდო, F ⁻ - ფტორო	CH ₃ NH ₂ – მეთილამინ
NO ₃ ⁻ – ნიტრატო	C ₂ H ₅ NH ₂ – ეთილამინ
NO ₂ ⁻ – ნიტრიტო	
ბიდენტატური	
იონური	მოლეკულური
C ₂ O ₄ ²⁻ – ოქსალატო	NH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –NH ₂ (en) – ეთილენდიამინ
CO ₃ ²⁻ – კარბონატო	NH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –OH (eta) – მო- ნოეთანოლაამინამინოეთა- ნოლ

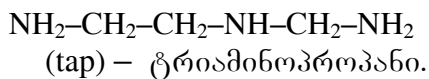
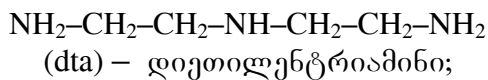


კომპლექსურ ნაერთში [Co(NH₃)₄CO₃]NO₃ ბიდენტატური ლიგანდი კარბონატ-იონი CO₃²⁻ – კომპლექსწარმომქმნელობს Co(III) წარმოქმნის ორ ბმას, ხო-

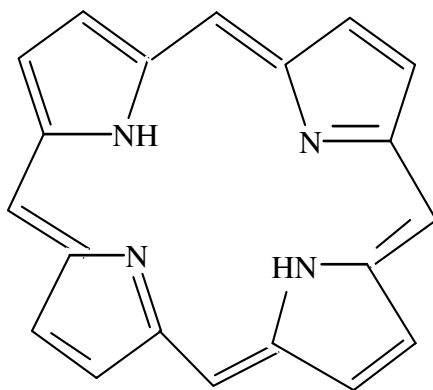
ლო ლიგანდის მოლეკულა NH_3 – მხოლოდ ერთ ბმას:



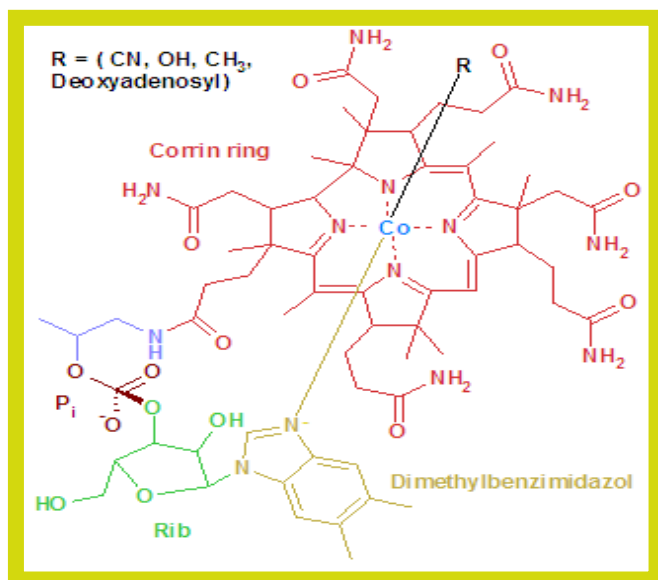
ტრიდენტატური:



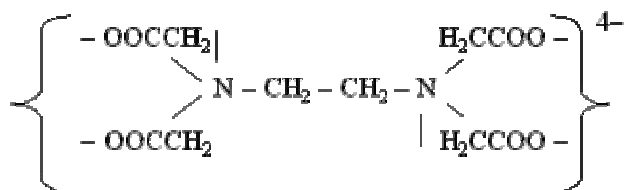
ტეტრადენტატური – პორფინი

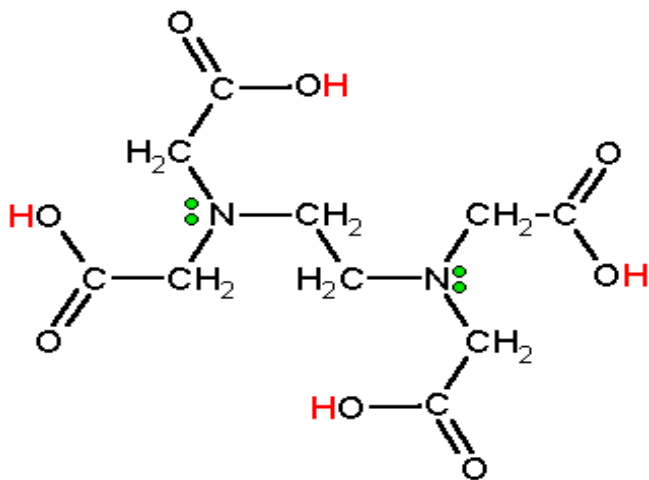


B₁₂ ვიტამინის მოლეკულური სტრუქტურა



ჰექსადენტატური – ეთილენდიამინტეტრაამარმუ-
ვას ანიონი





10.2. კომპლექსური ნაერთების ნომენკლატურა

კომპლექსური ნაერთების სახელწოდებების მიმართ სამი ძირითადი მიდგომაა:

1. ტრადიციული, სპეციფიკური ანუ არანომენკლატურული სახელწოდება:

$K_4[Fe(CN)_6]$ – სისხლის ყვითელი მარილი,

$K_3[Fe(CN)_6]$ – სისხლის წითელი მარილი;

$[Pt(NH_3)_4](OH)_2$ – ცის-ფორმა, რეიზეს პირველი ფუძე;

$[Pt(OH)_2](NH_3)_2$ – ტრანს-ფორმა, რეიზეს მეორე ფუძე;

$[PtCl_2(NH_3)_2]$ – პერონეს ქლორიდი;

$K[Co(NO_2)_4(NH_3)_2]$ – ერდმანის მარილი.

2. ნომენკლატურა, რომელიც ჩამოაყალიბა ალფრედ ვერნერმა.

3. კომპლექსური ნაერთების სახელწოდებები დამტკიცებული 1960 წელს თეორიული და გამოყენებითი

ქიმიის საერთაშორისო კავშირის კომისიის მიერ, არაორგანულ ნაერთთა ნომენკლატურის მიხედვით (IUPAC).

1. იონების ჩამოთვლის თანმიმდევრობა: პირველად ასახელებენ კატიონს, შემდეგ – ანიონს:

$\text{Na}[\text{AlCl}_4]$ – ნატრიუმ ტეტრაქლოროალუმინატი;

$\text{Ba}_2[\text{XeO}_6]$ – ბარიუმ ჰექსაოქსოქსენონატი (VIII).

2. ბევრი კომპლექსწარმომქმნელისათვის გამოიყენება ლათინური სახელწოდებები:

Ag – არგენტ- ; Au – აურ- ; Cu – კუპრ- ; Fe – ფერ- ; Hg – მერკურ- ; Mn – მანგან- ; Ni – ნიკოლ- ; Pb – პლუმბ- ; Sb – სტიბ- ; Sn – სტან-.

3. ლიგანდების ჩამოთვლის თანმიმდევრობა: ანიონური; ნეიტრალური – ერთმანეთისაგან დეფისით გამოყოფის გარეშე. კომპლექსწარმომქმნელის ჟანგვის ხარისხი გამოისახება რომაული ციფრით (ფრჩხილებში). ანიონები ჩამოითვლებიან რიგით - მარტივი, პოლიატომური, ორგანული ანიონები:

$\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_2)\text{Cl}_2]$ - კალიუმ დიქლოროდინიტრიტოპლატინატ (III);

$[\text{PtClNO}_2(\text{NH}_3)_2\text{en}]\text{SO}_4$ - ქლორონიტრიტოდიამინეთილენდიამინპლატინა(IV)-ის სულფატი;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4 \text{Br}(\text{H}_2\text{O})](\text{NO}_3)_2$ - ბრომოაკვატეტრაამინკობალტ (III)-ის ნიტრატი.

4. კოორდინაციული ჯგუფების დაბოლოება: ნეიტრალური ჯგუფების სახელწოდება იგივეა, რაც მოლეკულების, გამონაკლისს წარმოადგენს “აკვა” - H_2O , NH_3 – “ამინ”. უარყოფითად დამუხტულ იონებს ემატება დაბოლოება “ო”.

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Fe}(\text{CN})_6$ - ჰექსაამინკობალტ(III)ჰექსაციანიფერატ(III);

$\text{Na}_2\text{Pb}[\text{Cu}(\text{NO}_2)_6]$ – ნატრიუმ-ტყვიის ჰექსანიტროკუპრატი (II);

5. ლიგანდების რიცხვის მაჩვენებელი პრეფიქსი: დი-, ტრი-, ტეტრა-, პენტა-, ჰექსა- და ა.შ. აღინიშნებიან მარტივი ლიგანდების წინ:

$\text{K}_2[\text{ReH}_9]$ – კალიუმ ნონაჰიდრორენატ (VII);

$[\text{Mo}_6\text{Cl}_{14}]$ – ტეტრაქლოროჰექსამოლიბდენი

6. კომპლექსების სახელწოდების დაბოლოება. ანიონური კომპლექსის სახელწოდებაში კომპლექსწარმომქმნელის ლათინური სახელწოდების დაბოლოებაზე დამატებულია სუფიქსი “ატ“-ი.

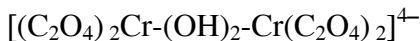
$\text{K}[\text{BeF}_4]$ - კალიუმის ტეტრაფტორობერილატი (II);

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ – ჰექსამინოსპილენძ (II)-ის ქლორიდი;

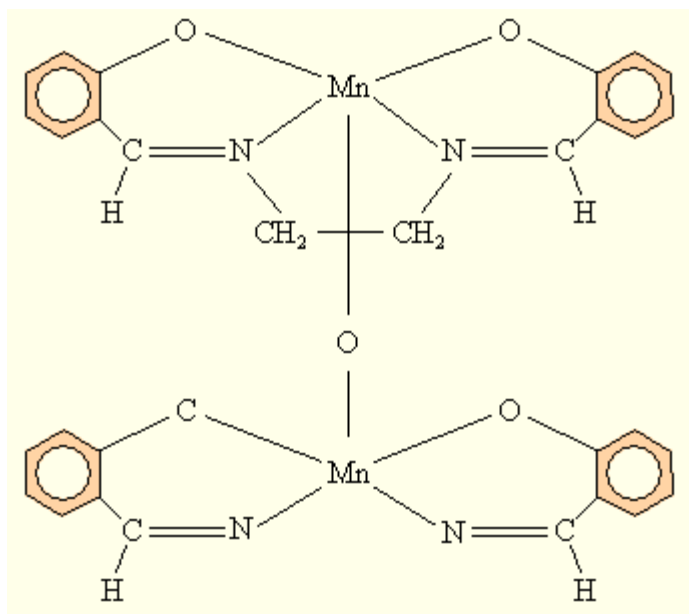
$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4] \text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – ტეტრააკვათუთიის სულფატჰიდრატი;

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – დიქლოროდიამინპლატინა (II);

7. ხიდაკური ჯგუფების სახელწოდება. თუ ლიგანდებს წარმოადგენენ რთული მრავალატომიანი მოლეკულები, მაშინ რიცხვითი მნიშვნელობების ნაცვლად იხმარება „ბის-“, „ტრის-“, „ტეტრაკის-“, „პენტაკის“- და ა. შ. ჯგუფებს, რომლებიც ასრულებენ ხიდაკების როლს კოორდინაციის ორ ცენტრს შორის, აღნიშნავენ, მათ წინ, ბერძნული ასო μ -თი, რომელიც მეორდება თითოეული ხიდაკური ჯგუფის სახელწოდების წინ:



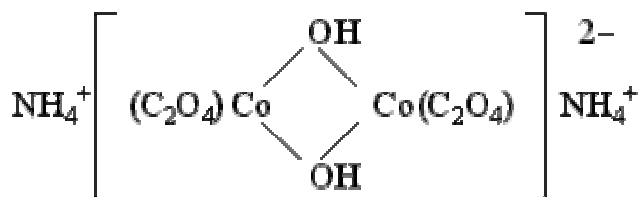
დი- μ -ჰიდროქსოტეტრაოქსალატოქრომატ (III)



II-ოქსო[N,N'-ეთილენ-ბის (სალიცილიდენიმინატ) მანგანუმ (III)]

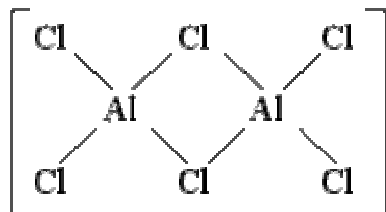


ხიდაკის როლს ასრულებენ ჰიდროქსიდის ბიდენ-ტატური ლიგანდები:



ამონიუმის დი-დ-ჰიდროქსიდოქსატოკობალტ

(II)



დი(μ-ქლორო)-ტეტრაქლოროდიალუმინი
ან დი(μ-ქლორო)-ბის(დიქლოროალუმინი)

8. ზოგჯერ ცენტრალური ატომის კოორდინაციული რიცხვის ან ლიგანდების დენტატურობის ცნება ფორმალურად განუსაზღვრელი ხდება, მაგალითად: $\text{Ni}(\text{C}_5\text{H}_5)_2$ – დი π -ციკლოპენტადიენილნიკელ (II), $\text{Fe}(\text{C}_5\text{H}_5)_2$, დი π -ციკლოპენტადიენილრკინა (II), $\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2$ π -ციკლოპენტადიენილქრომ (II). ლითონის ატომი დაკავშირებულია ლიგანდის მთელ ციკლთან. ასეთ ნაერთებს ლითონების არომატული კომპლექსები ანუ π კომპლექსები ეწოდებათ:

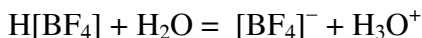


π - ციკლოპენტადიენილნიკელ (II)

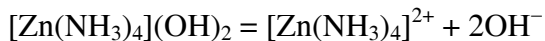
10.3. კომპლექსური ნაერთების კლასიფიკაცია

1. კომპლექსური ნაერთები განსაზღვრული კლასისადმი მიკუთვნების მიხედვით კლასიფიცირდებიან:

- კომპლექსური მჟავები – $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$, $\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$, $\text{H}_2[\text{HgCl}_4]$;



- კომპლექსური ფუძეები – $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{OH}$, $[\text{Co}(\text{en})_3](\text{OH})_3$;



• კომპლექსური მარილები – $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$.



2. კომპლექსური ნაერთები კომპლექსის მუხტის მიხედვით კლასიფიცირდებიან:

• კატიონური - $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ – დიამინვერცხლის (I) კატიონი;

$[\text{Cr}_2(\text{NH}_3)_9(\text{OH})_2]^{4+}$ – დიჰიდროქსონონამინდიქრომ (III)-ის კატიონი;

$[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ – ჰექსააკვამანგანუმ (II)-ის კატიონი;

$[\text{Pt}(\text{en})_2]^{2+}$ – ბის-(ეთილენდიამინ) პლატინა (II)-ის კატიონი კომპლექსწარმომქმნელის გაურკვეველი ჟანგვის ხარისხის შემთხვევაში არაბული ციფრებით ფრჩხილებში უთითებენ კატიონის მუხტს (ევენს-ბასეტის მეთოდით):

$[\text{Hg}_2(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$ – დიაკვადიმერკურატ (2+)-ის კატიონი;

$[\text{Nb}_6\text{Cl}_{12}]^+$ – დოდეკაქლოროჰექსანიობიუმ (I)-ის კატიონი

$[\text{Hg}_2(\text{H}_2\text{O})_2](\text{NO}_3)_2$ – დიაკვადიმერკურატ (2+)-ის ნიტრატი;

$[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6] \text{SO}_4$ – ჰექსააკვამანგანუმ (II)-ის სულფატი

$[\text{Cr}_2(\text{NH}_3)_9(\text{OH})_2]\text{Cl}_4$ – დიჰიდროქსონონამინდიქრომ (III)-ის ქლორიდი

• ანიონური – $\text{Li}[\text{AlH}_4]$, $\text{K}_2[\text{Be}(\text{CO}_3)_2]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

$[\text{BF}_4]^-$ – ტეტრაფთორობორატ (III) იონი;

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^-$ – ტეტრაჰიდროქსოდიაკვალუნიმატი-იონი;

$[\text{VS}_4]^{3-}$ – ტეტრათიოვანადატ (V) იონი;

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ – ჰექსაციანოფერატ (III) იონი;

$[\text{Ag}(\text{SO}_3\text{S})_2]^{3-}$ – ბის (თიოსულფატო)არგენტატ (I)-ის იონი;

$\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ – წყალბადის ჰექსაჰიდროქსოსტიბატ (V) ;
 $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ – ნატრიუმის დიციანოარგენტატ(I) ;
 $(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_6]$ – ამონიუმის ტეტრაქლოროპლატინატ(IV) ;

$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ – კალიუმის ტეტრაოქსოჰერკურატ(II) .

- ნეიტრალური $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – დიქლორდიამინპლატინა (II),

$[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_5)_2]$ – დიბენზოლქრომი (+2), π -ციკლოჰექსაადიენილქრომი (II).

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ - რკინის პენტაკარბონილი. დი π -პენტაკარბონილრკინა (II),

3. კომპლექსური ნაერთები ლიგანდების ბუნების მიხედვით კლასიფიცირდებიან:

- კომპლექსებს, რომლებიც ლიგანდების სახით შეიცავენ მუავათა ანიონებს **აციდოკომპლექსები** ეწოდებათ:

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$;

- კომპლექსებს, რომლებიც ლიგანდების სახით შეიცავენ წყლის მოლეკულებს **აკვაკომპლექსები** ეწოდებათ:

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$, $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$.

$[\text{PtCl}_4(\text{H}_2\text{O})_2]$ – დიაკვატეტრაქლორპლატინა (IV)

- კომპლექსებს, რომლებიც ლიგანდების სახით შეიცავენ ჰიდროქსიდის ანიონებს **ჰიდროქსოკომპლექსი** ეწოდებათ:

$\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$.

- კომპლექსებს, რომლებიც ლიგანდების სახით შეიცავენ ამიაკის მოლეკულებს **ამიაკატები** ეწოდებათ:

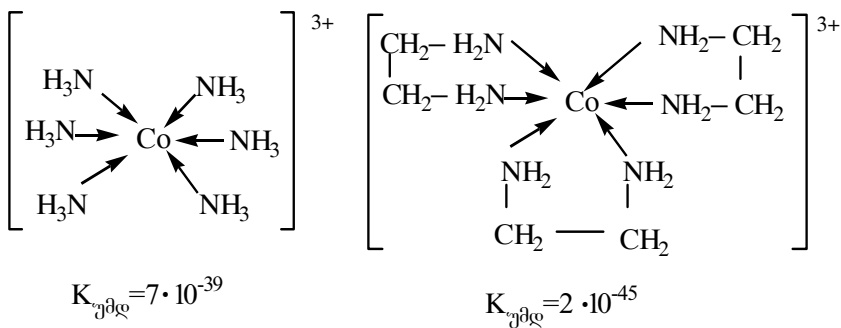
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$

- კომპლექსებს, რომლებიც ლიგანდების სახით შეიცავენ ამინის მოლეკულებს **ამინატები** ეწოდებათ:

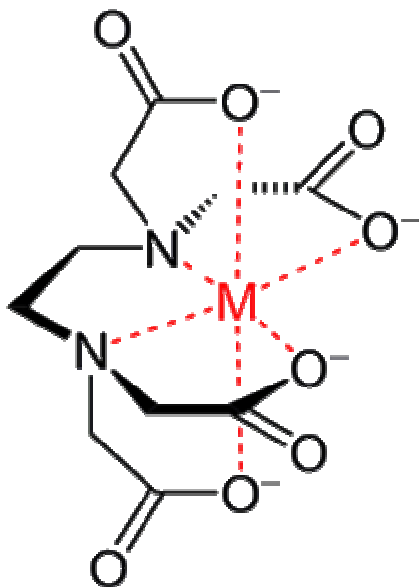
CH_3NH_2 – მეთილამინი, $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ – ეთილამინი,
 $\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—NH}_2$ (en) – ეთილენდიამინი.

4. კომპლექსური ნაერთები შინაგანი სტრუქტურის მიხედვით კლასიფიცირდებიან:

- მარტივ და ციკლურ კომპლექსურ ნაერთებად. მარტივია მონოდენტატური ლიგანდების შემცველი კომპლექსები. პოლიდენტატური ლიგანდები წარმოქმნიან **ციკლურ, ხელატურ კომპლექსებს**. ხელატებს მიეკუთვნება შიგაკომპლექსური ნაერთები, რომლებშიც ცენტრალური ატომი შედის ციკლის შედგენილობაში, წარმოქმნის რა კოვალენტურ ბმებს ლითონებთან სხვადასხვა გზებით: დონორულ-აქცეპტორული და გაუწყვილებელი ელექტრონების ხარჯზე



კობალტ (III)-ის ეთილენდიამინური კომპლექსი,
 ბის (ეთილენდიამინ) კობალტ (III) ან μ -იმიდო



კომპლექსონ (III) ორვალენტიან მეტალთან

5. კომპლექსური ნაერთები კომპლექსწარმომქმნელი ატომების რიცხვის მიხედვით იყოფიან მონო- და პოლიბირთვულ კომპლექსებად:

- ერთბირთვული – ერთი კომპლექსწარმომქმნელი:

$[\text{Fe}(\text{SCN})_6]\text{Cl}_3$ ჰექსაროდანორკინა (III)-ის ქლორიდი.

- პოლიბირთვული – ორი და მეტი კომპლექსწარმომქმნელი:

$[(\text{NH}_3)_5\text{Cr}-\text{OH}-\text{Cr}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_5$ – ორბირთვული კომპლექსია, რომელშიც ბირთვების შემაკავშირებელ ჯგუფს (-OH) – **ხიდაკი** ეწოდება. ხიდაკური ჯგუფი სტრუქტურულად განსხვავდება ერთბირთვულ კომპლექსებში შემავალი ჰიდროქსიდის ჯგუფისაგან. ორი კომპლექსწარმომქმნელი იონი დაკავშირებულია ერთმანეთთან ჰიდროქსიდის ჯგუფის მეშვეობით,

რომელშიც ჟანგბადის ატომის კოორდინაციული რიცხვი სამის ტოლია, ხოლო ერთბირთვულ კომპლექსის -OH ჯგუფში - ორის.

თუ პოლიბირთვული კომპლექსები შედგება ერთნაირი ქიმიური ბუნების მქონე ლითონის ატომებისაგან, მათ ეწოდება ჰომოლითონური, ხოლო თუ კომპლექსში არის სხვადასხვა ქიმიური ბუნების მქონე ლითონის ატომები – ჰეტეროლითონური. ზოგჯერ მრავალბირთვულ კომპლექსებში განხორციელებულია ლითონ-ლითონური ბმა. თუ ასეთი ბმების რაოდენობა სამზე მეტია, მაშინ ასეთ კომპლექსებს **კლასტერული** ნაერთები ეწოდებათ. (ინგლისურიდან **Cluster** –ნიშნავს “გროვას”).

10.4. კომპლექსური ნაერთების იზომერია

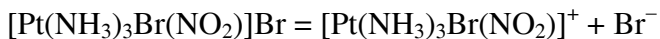
კომპლექსურ ნაერთებში განასხვავებენ ლიგანდთა აღნაგობის ან შიგა კოორდინაციული სფეროს შედგენილობის შეცვლით გამოწვეულ იზომერიას (იონიზაციური, ჰიდრატული, კოორდინაციული, ლიგანდური, ფორმალური) და კომპლექსების ჭეშმარიტ იზომერიას, რომლის დროსაც შიგა სფეროს შედგენილობა და კოორდინირებული ლიგანდების აღნაგობა არ იცვლება (გეომეტრიული, ოპტიკური, კონფორმაციული, ბმის).

იონიზაციური იზომერები განსხვავდებიან როგორც შიგა, ისე გარე სფეროს შედგენილობით; წყალში დისოციაციისას წარმოქმნიან სხვადასხვა იონებს: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Br}]\text{NO}_2$ და $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)]\text{Br}$. $\text{CoBrSO}_4 \cdot 5\text{NH}_3$ წარმოქმნის ორ იზომერს:

$[\text{CoBr}(\text{NH}_3)_5]\text{SO}_4$ – იისფერ-წითელი შეფერილობის;

$[\text{CoSO}_4(\text{NH}_3)_5]\text{Br}$ – წითელი შეფერილობის.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Br}]\text{NO}_2 = [\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Br}]^+ + \text{NO}_2^-$

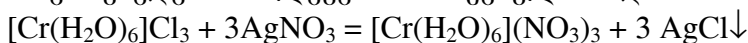


კოორდინაციული ფორმულების ჭეშმარიტება დასტურდება ნაერთთა ხსნარების ელექტროგამტარობის გაზომვით და ვერცხლის იონების მოქმედებით. პირველი ნაერთიდან შეუძლებელია ბრომიდ-იონის გამოლექვა. მეორე ნაერთიდან ვერცხლის იონების ხსნარში შეტანით გამოილექება ვერცხლის ბრომიდი, ვინაიდან ბრომიდ-იონები გარეთა სფეროშია.

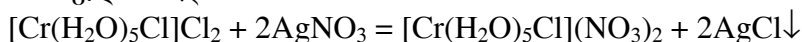
ჰიდრატული (სოლვატური) იზომერია იონიზაციური იზომერიის კერძო სახეა, ერთმანეთისაგან განსხვავდებიან ლიგანდების ანიონებისა და წყლის მოლეკულების განლაგებით გარე და შიდა სფეროებში.

მაგალითად: $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ არსებობს სამი იზომერული ფორმის სახით:

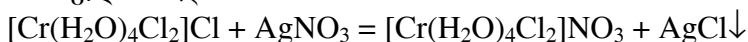
პირველი იზომერი – $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – ჰექსააკვაქრომ (III)-ის ტრიქლორიდი, მოლურჯო-იასამნისფერი შეფერილობის, წყალში გახსნისას შეიფერება იისფრად კატიონის $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ გამო. ვერცხლის იონების ზემოქმედებით ილექება სამივე ქლორიდ-იონი:



მეორე იზომერი – $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – ქლოროპენტააკვაქრომ(III)-ის დიქლორჰიდრატი, ლურჯ-მწვანე შეფერილობის, Ag^+ იონები გამოყოფენ მხოლოდ ორ ქლორიდ-იონს:



მესამე იზომერი – $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – დიქლოროტეტრააკვაქრომ(III)-ის ქლორდიჰიდრატი, მწვანე შეფერილობის, Ag^+ იონების ზემოქმედებით ილექება ერთი ქლორიდ-იონი:



ამრიგად, ყველა იზომერი განსხვავებულად რეაგირებს AgNO_3 ხსნართან. იისფერი ნაერთი გამო-

ყოფს ქლორს სრულად, ლურჯ-მწვანე – 2/3-ს, მწვანე – 1/3-ს.

კოორდინაციული იზომერები ეწოდებათ კოორდინაციულ ნაერთებს, რომლებიც შედგებიან ერთნაირი კოორდინაციული რიცხვის მქონე კომპლექსური კატიონისა და ანიონისაგან და ერთმანეთისაგან განსხვავდებიან, როგორც კომპლექსწარმომქმნელით, ისე ლიგანდებით, იძლევიან განსხვავებული შედგენილობის ნაერთებს AgNO_3 -თან:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ და $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$. I ნაერთი ვერცხლის ნიტრატთან იძლევა $\text{Ag}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ შედგენილობის ნალექს, II - $\text{Ag}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$.

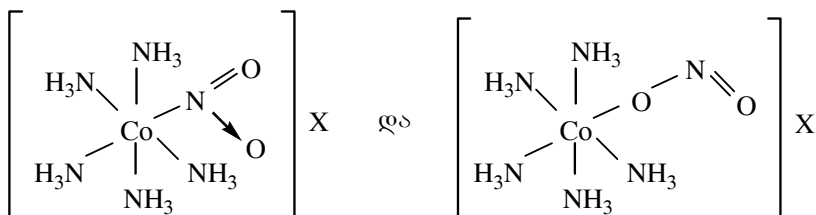
ლიგანდური იზომერია განპირობებულია ლიგანდის იზომერული ფორმების შემცველი კომპლექსების არსებობით.

მარილოვანი იზომერია განხორციელებულია ისეთ ორ ერთნაირი შედგენილობის ნაერთში, სადაც ლიგანდებად არიან არაორგანული იზომერები. მაგალითად, კობალტის ქსანტომარილი.

ფორმალური იზომერები ეწოდება ერთნაირი შედგენილობისა და მოლური მასის მქონე კოორდინაციულ ნაერთებს, რომლებიც განსხვავდებიან ლიგანდების შედგენილობით:

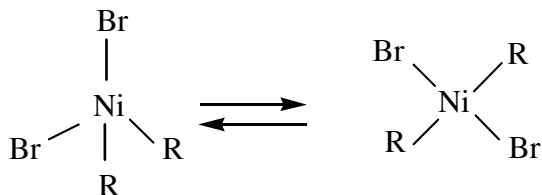
$[\text{Pt}(\text{NH}_3)(\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_5)\text{Cl}_2]$ და $[\text{Pt}(\text{NH}_3)(\text{NH}_2\text{CH}_3)_2\text{Cl}_2]$.

ბმის იზომერია შეიძლება წარმოიქმნას იმ შემთხვევაში, როდესაც მონოდენტატურ ლიგანდს გააჩნია ორი კოორდინაციის უნარის მქონე სხვადასხვა ატომი. ბმა ლითონსა და ლიგანდს შორის განსხვავებულია დაკავშირების ხერხით. ნიტრიტ-იონს ორი განსხვავებული დონორული ცენტრი აქვს (აზოტი და ჟანგბადი), რომლებსაც აქვთ გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილი, ე.ი. კოორდინირების უნარი.



დადგენილია NO_2^- ჯგუფის ლითონთან კოორდინირების 9 სხვადასხვა ხერხი. აზოტით კოორდინირებულ ნიტრიტ-იონს (ლიგანდს) „ნიტრო“, ხოლო ჟანგბადით კოორდინირებულს – „ნიტრიტო“ ეწოდება. ასევე თიოციანატ-იონს შეუძლია კოორდინირება N და S ატომებით.

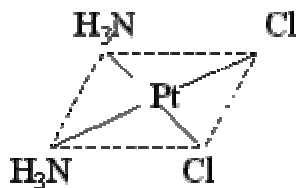
კონფორმაციული იზომერია განპირობებულია კომპლექსური ნაერთის უნარით შეიცვალოს კოორდინაციული პოლიედრის ფორმა. მაგალითად: ტეტრაედრულიდან გადავიდეს ბრტყელ კვადრატულ ფორმაში:



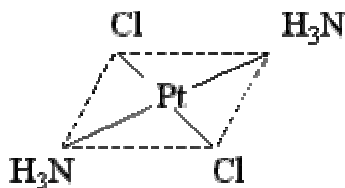
სტერეოიზომერიის (სტერეოქიმია ბერძნულიდან stereos-სივრცითი) მოვლენა მოიცავს გეომეტრიულ და ოპტიკურ იზომერიას.

გეომეტრიული (სივრცითი, ცის-ტრანს) იზომერიის დროს ცენტრალური ატომის ირგვლივ ლიგანდები განლაგებულია ერთმანეთის გვერდით „ცის“-ფორმა ან ერთმანეთის პირისპირ „ტრანს“-ფორმა. პლატინის კომპლექსის $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ იზომერები მიიღეს მე-19 სა-

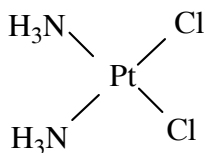
უკუნი 40-იან წლებში იტალიელმა მეცნიერმა პეი-რონემ „ცის“-ფორმა და ფრანგმა რეიზემ „ტრანს“-ფორმა. ნაერთები განსხვავდება მიღების წესით, შეფერილობით, დიპოლური მომენტის მნიშვნელობით, წყალში ხსნადლობით, რეაქციის უნარით:



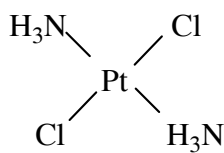
ცის-იზომერი



ტრანს-იზომერი



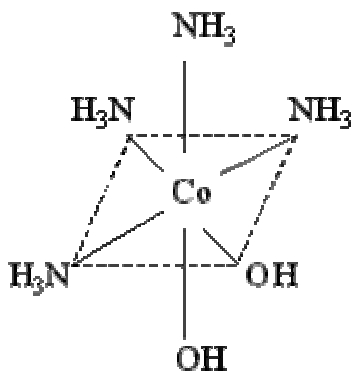
ცის-ნარინჯისფერ-ყვითელი



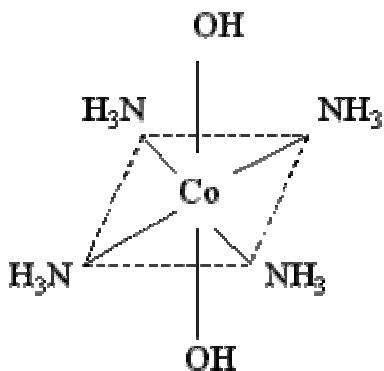
ტრანს-ყვითელი

ცის-დიქლოროდიამინპლატინა(II) ტრანს-დიქლოროდიამინპლატინა(II)

ნარინჯისფერ-ყვითელი, წყალში კარგად ხსნადი, ღია ყვითელი, წყალში ნაკლებად ხსნადი ცის-ფორმის სიმსივნის საწინააღმდეგო თვისებები დაადგინა როზენბერგმა (1969 წ.). სამკურნალო ეფექტი გამოწვეულია ამ კომპლექსის ღწმ-თან ურთიერთქმედების უნარით, რაც ტრანს-იზომერის შემთხვევაში არ ხორციელდება, ამიტომ იგი ფიზიოლოგიურად ინერტულია. კატიონს $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2]^+$ დიჰიდროქსოტეტრაამინკობალტ(III)-ს აქვს 2 იზომერი:

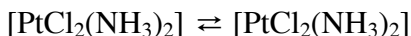


ცის-იზომერი



ტრანს-იზომერი

გეომეტრიული და ოპტიკური იზომერებისათვის დამახასიათებელია იზომერიზაციის, რაცემიზაციის მოვლენა, მარჯვნივ-D და მარცხნივმბრუნავი-L კომპლექსების ეკვიმოლური ნარევის წარმოქმნა, რომელიც ხორციელდება შემდეგი სქემით:

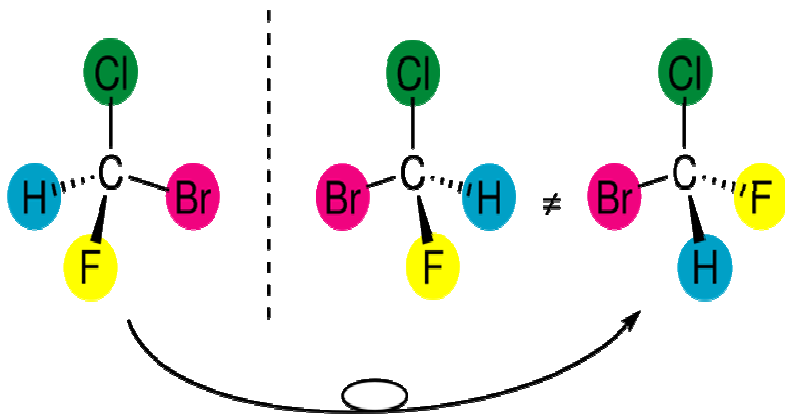


ცის-იზომერი ტრანს-იზომერი

ოპტიკური იზომერია აღმოჩენილ იქნა 1848 წელს ლუი პასტერის მიერ. ოპტიკური იზომერია ან ქირალობა ახასიათებთ ისეთ ნივთიერებებს, რომლებსაც აქვთ პოლარიზებული სინათლის სხივის შემობრუნების უნარი (ე.წ. ოპტიკური აქტივობა). იზომერს, რომელიც პოლარიზებული სინათლის სიბრტყეს აბრუნებს მარჯვნივ ეწოდა მარჯვნივმბრუნავი - **D- (deqstro)**, ხოლო მარცხნივმბრუნავი შესაბამისად აბრუნებს პოლარიზებულ სინათლის სიბრტყეს მარცხნივ - **L- (levo)** იზომერი. ნივთიერება სტერეოაქტიურია, როდესაც მის მოლეკულას არ გააჩნია სიმეტრიის სიბრტყე ან ცენტრი (მოლეკულა უნდა შეიცავდეს ე.წ. ასიმეტრიულ ნახშირბადის ატომს). ოპტიკური იზომერები ხასიათდებიან ერთნაირი ფიზიკური

და ქიმიური თვისებებით, მაგრამ განსხვავდებიან ფიზიოლოგიური აქტიურობით, ერთმანეთთან შეუთავსებელ სარკისებრ გამოსახულებებს წარმოადგენენ.

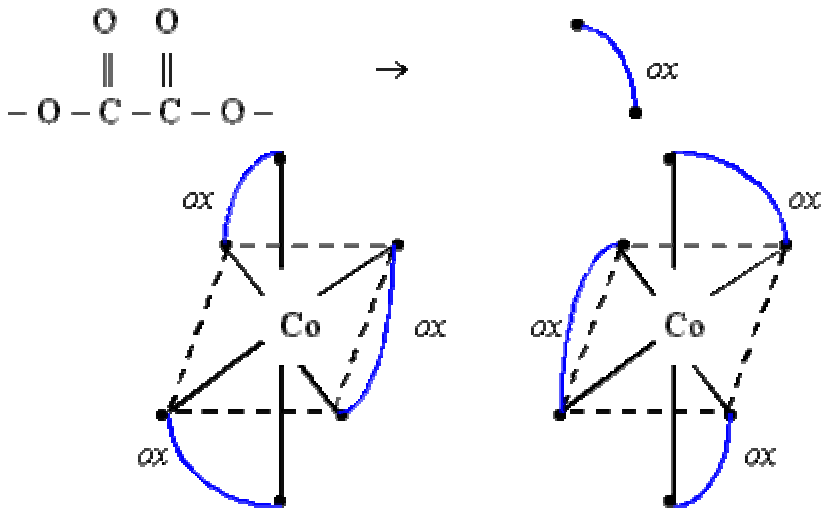
ოპტიკურად აქტიური კომპლექსის უმარტივესი მაგალითია ტეტრაედრული სტრუქტურა, რომელშიც კომპლექსწარმომქმნელი ოთხი სხვადასხვა ლიგანდით ან ორი ასიმეტრიული ბიდენტატური ლიგანდით არის გარშემორტყმული:



ბრომქლორფთორმეთანის ქირალური მოლეკულის მაგალითი

მუქი-მწვანე შეფერილობის ამონიუმის ტრიოქსალატოკობალტატ (III)-ის ტრიჰიდრატი არსებობს 2 ოპტიკური იზომერის სახით, სადაც კომპლექსურ ანიონს აქვს ოქტაედრული აღნაგობა. ვინაიდან ბიდენტატ-იონის სრული გამოსახვა მოუხერხებელია, მას ხშირად გამოსახავენ რკალით, რომელიც აკავშირებს ოქტაედრის წვეროებს ერთმანეთთან. სქემი-

დან ჩანს, რომ კომპლექსურ ანიონში $[\text{Co}(\text{ox})_3]^{3-}$ ან $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ ლიგანდების განლაგება ერთმანეთთან შეუთავსებელ სარკისებრ გამოსახულებებს წარმოადგენს:



თუ ერთ-ერთი ოპტიკური იზომერი ორგანიზმში გარკვეულ ფიზიოლოგიურ ეფექტს განაპირობებს, მისი სარკული ანტიპოდი განსხვავებულ ეფექტს იწვევს ან ინერტულია. ბიოლოგიურ ობიექტებში აქტიურია ერთი სტერეოიზომერი. მაგალითად, ამინომჟავები – მარცხნივმბრუნავია, შაქრები და ნუკლეინის მჟავები – მარჯვნივმბრუნავი იზომერებია. სტერეოიზომერიის ფენომენი დამახასიათებელია სინთეზური მოლეკულებისთვისაც. კერძოდ, სამკურნალო პრეპარატებისათვის. წამლების დამზადების ტრადიციული ტექნოლოგია საბოლოო პროდუქტის მიღებას ხშირ

შემთხვევაში ვარაუდობს განუყოფელი ქირალური მოლეკულიდან, მარცხნივ- და მარჯვნივმბრუნავი ენანტიომერების ნარევიდან თანაფარდობით 1:1 (რაცემული ნარევი ან რაცემატი). ექსპერიმენტული და კლინიკური ფარმაკოლოგიის განვითარებასთან ერთად დაგროვდა მონაცემები R- და S-ენანტიომერების განსხვავებულ როლზე პრაქტიკაში გამოყენებული რაცემატი-წამლების სასარგებლო და არასასურველი ეფექტების რეალიზაციის დროს ამ დროს შესაძლებელია შემდეგი სიტუაციების განვითარება:

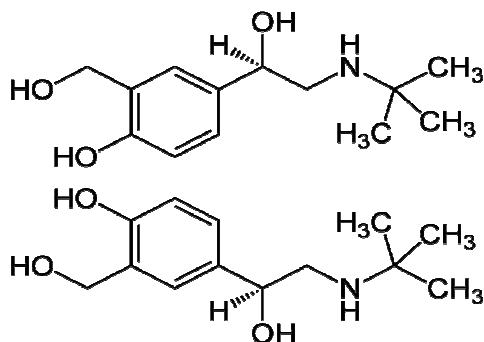
- ორივე იზომერი რაცემატში ავლენს სასარგებლო კლინიკურ თვისებებს. მაგალითად,

ნებივოლოლი, S-ენანტიომერი განსაზღვრავს მის β -მაბლოკირებელ მოქმედებას, ხოლო R-ენანტიომერი ასტიმულირებს აზოტ (II)-ის (NO) სინთეზს ენდოთელიალური უჯრედებით.

- ერთი ენანტიომერი განსაზღვრავს სასურველ ფარმაკოდინამიურ ეფექტს, მეორე – მცირედაქტიურია (მარცხნივმბრუნავი სტერეოიზომერი).

- ერთი იზომერი თერაპიულად აქტიურია, ხოლო მეორეს ახასიათებს ანტაგონისტური მოქმედება სასარგებლო ეფექტის მიმართ. მაგალითად, რაცემატული **სალბუტამოლის** ბრონქომადიტირებელ ეფექტზე პასუხისმგებელია მარცხნივმბრუნავი ენანტიომერი, მაშინ როცა მარჯვნივმბრუნავი – პაციენტების ნაწილში იწვევს ბრონქების ჰიპერაქტიურობას, რითაც ამცირებს პირველის სასარგებლო თვისებებს.

სალბუტამოლის ენანტიომერის სტრუქტურული ფორმულა



იგივე შეიძლება ითქვას **მორფინზეც**. მცენარეული ნედლეულიდან მიღებული ეს ნივთიერება წარმოადგენს “მარცხენა” იზომერს და როგორც ცნობილია ხასიათდება ძლიერი ტკივილგამაყუჩებელი მოქმედებით. სინთეზური გზით მიღებულ მორფინში კი აღმოჩნდა “მარჯვენა” იზომერი. მეცნიერებმა გამოკვლევებით დაადგინეს, რომ მას საერთოდ არ გააჩნია ტკივილგამაყუჩებელი მოქმედება. მრავალი პრეპარატი შეიცავს ქიმიური იზომერის ორივე ფორმას, ხოლო სამკურნალო ფუნქციას ასრულებს მხოლოდ ერთი მათგანი.

ეთამბუტოლი: ერთ-ერთი ენანტიომერი გამოიყენება ტუბერკულოზის სამკურნალოდ, ხოლო მეორე იწვევს სიბრმავეს.

ნაპროქსენი: ერთ-ერთი ენანტიომერი კურნავს ართრიტს, ხოლო მეორე იწვევს ღვიძლის მოწამვლას

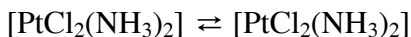
პენიცილინის აქტიურობა ასევე სტერეოიზომობით განისაზღვრულია. ანტიბიოტიკს უნდა გააჩნდეს მსგავსება **D**-ალანინურ ჯაჭვთან, რომელიც არსებობს ბაქტერიების უჯრედების კედლებში.

L-ანაპრელინი წარმოადგენს ძლიერ ადრენორეცეპტორს, ხოლო **D-ანაპრელინი** – არა. ამასთანავე ორივეს აქვს ადგილობრივი ანესთეზიკული ეფექტი.

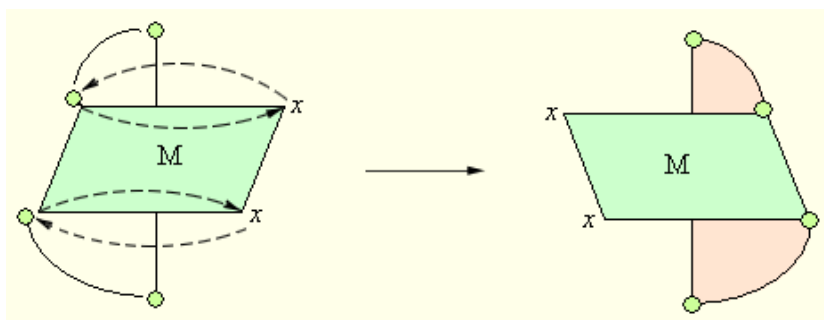
• ერთ-ერთი იზომერი განსხვავებით მეორე იზომერისაგან განაპირობებს ერთ ან რამდენიმე არასასურველ კლინიკურ ეფექტს. აქ შესაძლებელია ორი სიტუაცია: იზომერიდან ერთი ცალსახად საზიანოა. ქრესტომატული მაგალითია 1960 წელს ევროპაში ფეხმძიმე ქალებისათვის პრეპარატი **თალიდომიდის** გამოყენება ტრადიციული რაცემული ნარევის სახით, რამაც გამოიწვია მძიმე ტერატოგენური ეფექტები ფოკომელიის ფორმით (განუვითარებელი კიდურები). შემდგომში გამოირკვა, რომ ამაზე პასუხისმგებელია პრეპარატის S-იზომერი. ამავედროულად თალიდომიდის R-იზომერი არ ხასიათდება ტერატოგენური ეფექტებით და პოტენციურად თერაპიულად აქტიურია ავთვისებიანი სიმსივნეების, ლეპროზული კვანძური ერიტემის და სხვა ინფექციების მიმართ.

• კიდევ ერთი მაგალითია მძიმე გრანულოციტოპენია, განპირობებული **დოფამინის** ერთ-ერთი ენანტიომერით, მაშინ როცა მეორე ხასიათდება ანტიპარკინსონული აქტიურობით.

გეომეტრიული და ოპტიკური იზომერებისათვის დამახასიათებელია იზომერიზაციის, რაცემიზაციის მოვლენა, მარჯვნივ-D და მარცხნივმბრუნავი-L კომპლექსების ეკვიმოლური ნარევის წარმოქმნა, რომელიც ხორციელდება შემდეგი სქემით:



ცის-იზომერი ტრანს-იზომერი



ქირალური მოლეკულების ლაბორატორიული სინთეზის დროს რაცემული ნარევი მიიღება. დიდი მნიშვნელობა ენიჭება ამ ნარევის დაყოფის მეთოდებს.

რაცემატის დაყოფის ბიოქიმიური მეთოდი ხორციელდება მიკროორგანიზმებით, რომლებიც ზრდა-განვითარებისათვის იყენებენ მხოლოდ ერთ ენანტიომერს, მეორე ენანტიომერი კი თავისუფალი სახით რჩება.

დღეისათვის ოპტიკური იზომერების დაყოფის ძირითადი ქიმიური მეთოდი მდგომარეობს მათ დიასტერეომერულ ნაწარმებად გარდაქმნაში, რომელთა დაყოფა გაცილებით ადვილად ხორციელდება

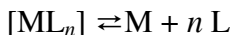
10.5. კომპლექსების დისოციაცია

კომპლექსურ ნაერთებს, რომელთაც აქვთ გარე იონური სფერო, ხსნარში დისოცირდებიან კომპლექსურ იონად და გარე სფეროს იონად. განზავებულ ხსნარებში ისინი იქცევიან როგორც ძლიერი ელექტ-

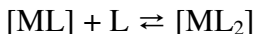
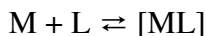
ტროლიტები. დისოციაცია მიმდინარეობს მყისიერად პრაქტიკულად სრულად:



გარე სფეროს იონების მოწყვეტით ელექტროლიტური დისოციაციის პროცესი არ სრულდება. კომპლექსური იონები განიცდიან შექცევად დისოციაციას, როგორც სუსტი ელექტროლიტები:



ასეთი დისოციაცია მიმდინარეობს საფეხურებრივად: ლიგანდები შიგა სფეროდან ერთიმეორის მიმდევრობით გამოდიან და ხდება ლიგანდის მოლეკულის ჩანაცვლება გამსხნელის მოლეკულით. ანალოგიურად მიმდინარეობს შექცევადი პროცესი – კომპლექსის წარმოქმნის პროცესი:

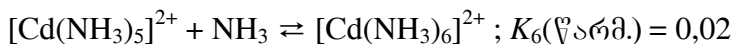
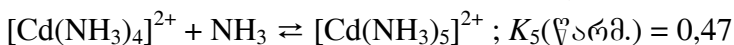
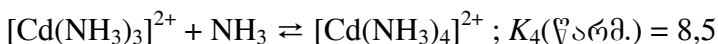
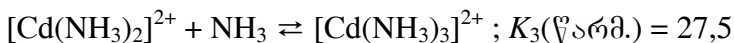
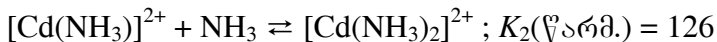
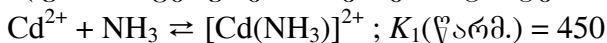


კომპლექსწარმოქმნა სრულდება, როდესაც მიერთებული მონოდენტატური ლიგანდების რიცხვი გაუტოლდება კომპლექსწარმოქმნელის კოორდინაციულ რიცხვს. ამ დროს მყარდება დინამიური წინასწორობა, ვინაიდან კომპლექსის წარმოქმნასთან ერთად მიმდინარეობს მათი დისოციაცია.

10.6. კომპლექსწარმოქმნის კონსტანტები

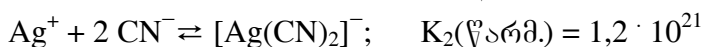
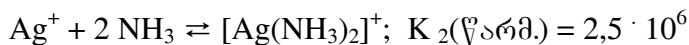
კომპლექსწარმოქმნის რეაქციები ლიგანდის კონცენტრაციაზე დამოკიდებულების მიხედვით, მიმდინარეობენ საფეხურებრივად და სხვადასხვა შედგენილობის კომპლექსების მიღებით. მაგალითად, კადმიუმ (II)-ის ამიაკთან ურთიერთქმედების დროს მიმდევ-

რობით წარმოიქმნება კადმიუმის მონო-, დი-, ტრი-, ტეტრა-, პენტა-, ჰექსა-ამიაკატები. თითოეული საფეხური ხასიათდება წარმოქმნის (მდგრადობის) ინდივიდუალური საფეხურეობრივი კონსტანტებით:

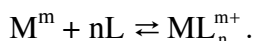


ზოგიერთი კომპლექსწარმოქმნის კონსტანტა (25 °C)

კომპლექსწარმოქმნის რეაქციები	β_c
$\text{Ag}^+ + 2\text{CH}_3\text{COO}^- \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{CH}_3\text{COO})_2]^-$	4,4
$\text{Co}^{2+} + 6 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2,5 \cdot 10^4$
$\text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$1,6 \cdot 10^7$
$\text{Cu}^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,9 \cdot 10^{12}$
$\text{Ag}^+ + 2 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$7,1 \cdot 10^{19}$
$\text{Co}^{3+} + 6 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$1,6 \cdot 10^{35}$
$\text{Fe}^{2+} + 6 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$7,9 \cdot 10^{36}$
$\text{Fe}^{3+} + 6 \text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$7,9 \cdot 10^{43}$



კომპლექსური ნაერთების ზოგადი ფორმულის სახეა: $[\text{ML}_n]\text{X}_m$, სადაც M – კომპლექსწარმოქმნელია, L – ლიგანდი, X – გარე სფეროს ნაწილაკი – მოლეკულა ან იონია. ML_n^{m+} კომპლექსის მდგრადობის განსაზღვრის მიზნით განიხილავენ მისი წარმოქმნის შექცევად რეაქციას:

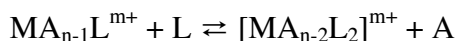
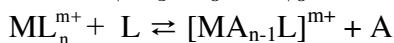


მოქმედ მასათა კანონის საფუძველზე კომპლექსის წარმოქმნის პროცესის წონასწორობის კონსტანტას - კომპლექსწარმოქმნის ანუ მდგრადობის კონსტანტა ეწოდება.

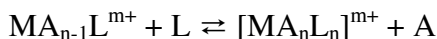
$$K_{\text{მდგ.}} = \frac{[\text{ML}_n^{m+}]}{[\text{M}^{m+}][\text{L}]^n}.$$

მდგრადობის საერთო კონსტანტა ტოლია საფეხურეობრივი წონასწორობის კონსტანტების ნამრავლის: $\beta_c = K_1 \cdot K_2 \cdot K_n$

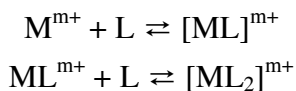
M^{m+} კატიონები ხსნარში სოლვატოკომპლექსების სახით იმყოფება. ხსნარზე L ლიგანდის დამატებისას, რომელსაც M^{m+} -თან კომპლექსწარმოქმნის უფრო დიდი ტენდენცია გააჩნია, ვიდრე A გამხსნელის მოლეკულებს, ადგილი ექნება L-ით A ლიგანდის გამოძევებას კომპლექსიდან სრულად, ან ნაწილობრივ, შერეული კომპლექსების წარმოქმნით. პროცესი გრძელდება წონასწორობის დამყარებამდე:



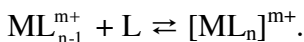
.....



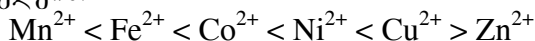
თუ გამხსნელი წყალია, რეაქციის მიმდინარეობისას წყლის კონცენტრაცია პრაქტიკულად არ იცვლება, ამიტომ კომპლექსის დეჰიდრატაცია მხედველობაში არ მიიღება:



.....



ფაიანსის წესის თანახმად, მაღალმუხტიანი იონური და პოლიდენტატური ლიგანდების შემცველი კომპლექსების მდგრადობა იზრდება ცენტრალური ატომის იონური პოტენციალის გაზრდის მიმართულებით, რომლის რიცხოვრივი მნიშვნელობის გარდა გასათვალისწინებელია, რბილ თუ ხისტ კატიონს მიეკუთვნება მოცემული იონი. პირველი გარდამავალი პერიოდის ლითონთა ორმუხტიანი კატიონების კომპლექსების მდგრადობა იცვლება ირვინგ-ვილიამსის რიგის მიხედვით:



კომპლექსის მდგრადობის გაზრდა, Mn^{2+} დან Cu^{2+} -ის მიმართულებით, შეესაბამება იონური პოტენციალის გაზრდას, ამასთანავე ეს კატიონები ხასიათდებიან მაღალი მდგრადობით იმის გამო, რომ მათი 3d-ქვედონეები მხოლოდ ნაწილობრივ არიან დაკავებული ელექტრონებით. Zn^{2+} კომპლექსები არ ხასიათდებიან ასეთი მდგრადობით, რადგან მისი 3d-ქვედონე მთლიანადაა შევსებული ელექტრონებით. კომპლექსწარმოქმნის რეაქციების თერმოდინამიკური წონასწორობის კონსტანტები დამოკიდებულია იონების აქტიურობაზე, ხსნარის იონურ ძალაზე. ანალი-

ზურ ქიმიაში მდგრადობის კონსტანტის ნაცვლად სარგებლობენ მისი შებრუნებული სიდიდით **უმდგრადობის კონსტანტატი**. კომპლექსის დისოციაციის პროცესის წონასწორობის კონსტანტას **უმდგრადობის კონსტანტა ეწოდება**:

$$K_{\text{უმდგ.}} = \frac{1}{K_{\text{მდგ.}}}; \quad K_{\text{უმდგ.}} = 1/\beta.$$

უმდგრადობის კონსტანტა აღწერს წონასწორობს მდგომარეობას ხსნარში კომპლექსსა და მის შემადგენელ ნაწილებს (მეტალ-იონებსა და ლიგანდებს) შორის. წარმოქმნის კონსტანტებით განისაზღვრება კომპლექსწარმოქმნის რეაქციის გამოყენება და მიმართულება.

10.7. კომპლექსწარმოქმნის რეაქციები

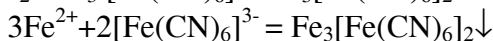
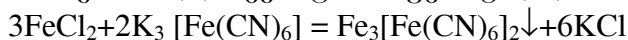
კომპლექსწარმოქმნის რეაქციებს საფუძვლად უდევს ნივთიერებების ქიმიური ანალიზის შემდეგი მეთოდები:

- აღმოჩენა;
- განსაზღვრა;
- შენიღბვა;
- გახსნა;
- დაყოფა;
- კონცენტრირება.

თვისებითი ანალიზის პრაქტიკაში კომპლექსური ნაერთები გამოიყენება მთელი რიგი კატიონებისა და ანიონების აღმოსაჩენად:

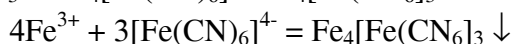
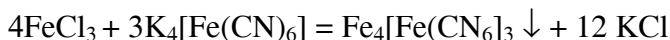
კალიუმის ჰექსაციანოფერატი (III) $K_3[Fe(CN)_6]$, ანუ სისხლის წითელი მარილი Fe^{2+} კატიონთან წარ-

მოქმნის მუქი ღურჯი ფერის ნალექს ტურნბულის ღურჯს – რკინის (II) ჰექსაციანოფერატ (III)-ს:

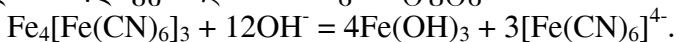


ნალექი არ იხსნება მარილმუავაში, იშლება ტუტეების მოქმედებით $\text{Fe}(\text{OH})_2$ -ის გამოყოფით.

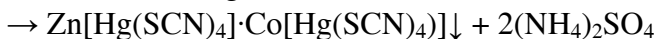
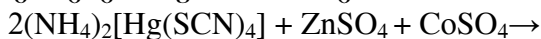
კალიუმის ჰექსაციანოფერატი (II), ანუ სისხლის ყვითელი მარილი $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ Fe^{3+} კატიონთან წარმოქმნის ღურჯი ფერის ნაერთს – „ბერლინის ლაჟვარდს“:



„ბერლინის ლაჟვარდი“ იხსნება ტუტეში:



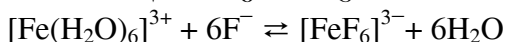
ამონიუმის ტეტრააროდანომერკურატ (II) $-(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ Co^{2+} კატიონთან იძლევა ღურჯი ფერის, წყალში უხსნად კომპლექსურ ნაერთს. ნალექის გამოყოფას აჩქარებენ თუთიის იონები:



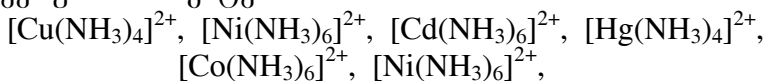
რეაქციის მიმდინარეობას ხელს უშლიან Cu^{2+} , Fe^{3+} , Ni^{2+} კატიონები.

ცდა: სინჯარაში ათავსებენ 2 წვეთ ამონიუმ ტეტრააროდანო-მერკურატის (II) ხსნარს, უმატებენ 2 წვეთ $2\text{N H}_2\text{SO}_4$, 2 წვეთ ZnSO_4 -ის და 2 წვეთ CoSO_4 -ის ხსნარებს. გამოიყოფა ღურჯი შეფერილობის მქონე ნალექი.

კალიუმის ფთორიდის გახსნისას ყვითელი შეფერილობის რკინა (III) ქლორიდში შეინიშნება ხსნარის გაუფერულება ძალიან მდგრადი ჰექსაფთოროფერატული ანიონის წარმოქმნის გამო:

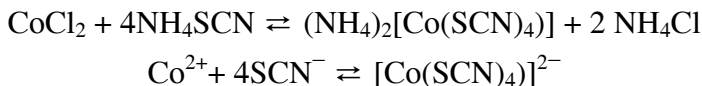


კომპლექსწარმოქმნის ამ რეაქციაში მიმდინარეობს კომპლექსწარმოქმნელთან სუსტად შეკავშირებულ აკვაკომპლექსში წყლის მოლეკულების ჩანაცვლება ფთორიდ-იონებით. თითქმის ყველა სპეციფიკური და სელექტიური, წვეთოვანი და მიკროკრისტალოსკოპური რეაქციები დაფუძნებულია შეფერილი ან მცირედხსნადი კომპლექსების წარმოქმნაზე. კომპლექსწარმოქმნის რეაქციები გამოიყენება **კატიონების ანალიზური ჯგუფების დასაყოფად, იონების დასაცილებლად**. ანალიზის ფუძე-მჟავური კლასიფიკაციის მიხედვით, კატიონების VI ანალიზური ჯგუფს გამოყოფენ V ანალიზური ჯგუფისაგან ამონიუმის ჰიდროქსიდით. ამ დროს წარმოიქმნება ხსნადი კომპლექსური ამიაკატები:

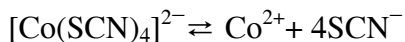


ხსნარი ადვილად გამოიყოფა V ჯგუფის კატიონების ჰიდროქსიდების ნალექისაგან. თვისებითი ანალიზის პრაქტიკაში ხშირად ერთი კატიონი ხელს უშლის მეორე კატიონის აღმოჩენას. მაგალითად, Cu^{2+} იონი ხელს უშლის Cd^{2+} იონის აღმოჩენას გოგირდწყალბადით მოქმედებისას, Fe^{3+} - Co^{2+} აღმოჩენას ამონიუმის როდანიდით მოქმედებისას.

კალიუმის ან ამონიუმის როდანიდი KSCN , NH_4SCN , Co^{2+} კატიონთან იძლევა კომპლექსურ ნაერთს:



ამონიუმის ტეტრაროდანოკობალტატი ღურჯი შეფერილობისაა, არამდგრადია და ადვილად იშლება წყალხსნარებში. თუ ხსნარს დაუმატებენ ამილის სპირტს (ან მის ნარევს ეთერთან) და შეანჯღრევენ, მაშინ ეს კომპლექსური იონი დისოცირდება:

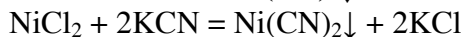
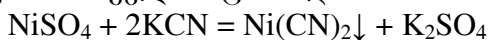


ცდა: სინჯარაში ათავსებენ 2 წვეთ კობალტის (II) ქლორიდის ხსნარს, უმატებენ 8 წვეთ ამონიუმის როდანიდის ხსნარს, 5 წვეთ ეთერის ნარევს ამილის სპირტთან და ანჯღრევენ. ზედა ფენა შეიფერება ღურჯად.

Co^{2+} კატიონის აღმოჩენას ხელს უშლიან Cu^{2+} , Fe^{2+} , Bi^{3+} კატიონები, ამიტომ ქვემოთ აღწერილი მეთოდით Co^{2+} კატიონის აღმოჩენა შეიძლება ყველა კატიონის თანაობისას.

ცდა: ფილტრის ქაღალდზე აწვეთებენ ამონიუმის როდანიდის კონცენტრირებული ხსნარის წვეთს, შემდეგ იმავე ადგილას – საკვლევი ხსნარის წვეთს. ქაღალდს ათავსებენ ამიაკის კონცენტრირებული ხსნარიანი ჭურჭლის თავზე და აშრობენ. Co^{2+} კატიონის არსებობისას წარმოიქმნება ინტენსიური ღურჯი შეფერილობის ლაქა. ასეთ შემთხვევაში მიმართავენ ხელისშემშლელი იონების მოცილებას ან შენიღბვას. საკვლევი ხსნარიდან იონების მოცილება საკმაოდ რთული და შრომატევადი სამუშაოა, ვინაიდან აუცილებელია ჯერ დალექვა და შემდეგ მიღებული ნალექის გაფილტვრა. გაცილებით იოლია იონების შენიღბვა, რომლის არსია მათი გადაყვანა მდგრად კომპლექსში, რის შედეგად ხელისშემშლელი იონების თვისებები ქრება. მაგალითად, თუ Cu^{2+} , Cd^{2+} კატიონების ნარევს დაასხამენ კალიუმის ციანიდის ჭარბ რაოდენობას, წარმოიქმნება უფერო ხსნადი ციანიდური კომპლექსები $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$ და $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$.

კალიუმის ციანიდი KCN Ni^{2+} კატიონს ლექავს ყვითელი ფერის ნიკელის ციანიდის სახით:

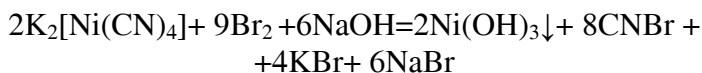


ჭარბ რეაგენტში ნალექი იხსნება ყვითელი ფერის კომპლექსური მარილის წარმოქმნით:



კალიუმის ტეტრაციანონიკელატ (II)

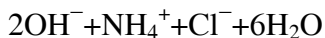
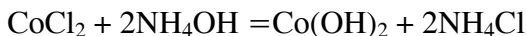
ეს კომპლექსური ნაერთი ძლიერ ტუტე გარემოში ბრომიანი წყლის მოქმედებით იშლება ნიკელ (III) ჰიდროქსიდის შავი ნალექის გამოყოფით:



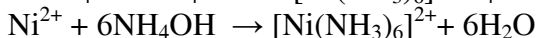
იმავე პირობებში კობალტის ციანიდური კომპლექსი არ იშლება და Co(OH)_2 არ გამოიყოფა, რადგან $[\text{Co(CN)}_6]^{3-}$ იონი უფრო მდგრადია, ვიდრე ნიკელის შესაბამისი ნაერთი. ამ რეაქციაზეა დამყარებული Ni^{2+} და Co^{2+} კატიონების დაცილება.

კომპლექსური ნივთიერებები გამოიყენება ზოგიერთი ხელისშემშლელი კატიონის გავლენის შესანიშნავად. მაგალითად, Fe^{3+} იონი ხელს უშლის მთელი რიგი კატიონების აღმოჩენას. მის მასკირებას ახდენენ კომპლექსწარმოქმნით ფთორიდ-იონებთან $[\text{FeF}_6]^{3-}$; ანალოგიური მეთოდით შენიშნავენ Fe^{3+} კატიონს, რომელიც ხელს უშლის Co^{2+} და Ni^{2+} კატიონების აღმოჩენას ამონიუმის ჰიდროქსიდის არსებობისას. Fe^{3+} კატიონების შესანიშნავად საკვლევ ხსნარს უმატებენ ამონიუმის ფტორიდის ხსნარს, რომელიც წარმოქმნის მდგრად კომპლექსს $[\text{FeF}_6]^{3-}$ $K_{\text{შედგ.}} = 7,94 \cdot 10^{-17}$ ან ნატრიუმის ოქსალატის ხსნარს $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, რომელიც წარმოქმნის Fe^{3+} იონთან კომპლექსნაერთს $[\text{Fe(C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ $K_{\text{შედგ.}} = 6,317 \cdot 10^{-22}$

NH_4OH Co^{2+} კატიონთან იძლევა ღურჯი ფერის ფუძე მარილს, რომელიც იხსნება ჭარბ ამონიუმის ტუტეში ან ამონიუმის მარილში მუქი ყვითელი ფერის კომპლექსნაერთის წარმოქმნით:



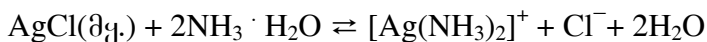
ამონიუმის ტუტე Ni^{2+} კატიონთან წარმოქმნის მწვანე ფერის ფუძე მარილს, რომელიც იხსნება ჭარბ ამონიუმის ტუტეში ლურჯი ფერის კომპლექსური მარილის წარმოქმნით:



კიდევ უფრო მდგრადი კომპლექსი წარმოიქმნება ჭარბი ეთილენდიამინტეტრაამარმუავას ან კომპლექსონ (III)-ის დამატებისას $K_{\text{უძღ.}} = 7,94 \cdot 10^{-26}$. Fe^{3+} იონები EDTA –ს თანაობისას როდანიდ-იონებთან და კომპლექსს $\text{Fe}(\text{SCN})_6^{3-}$, არ წარმოქმნიან ნალექს ტუტეებთან. ამრიგად, Fe^{3+} იონი შენიღბვის შემდეგ ხელს არ შეუშლის Co^{2+} , Al^{3+} , Ni^{2+} იონების თვისებითი რეაქციების მსვლელობას.

შენიღბვის რეაქციის დროს დიდი მნიშვნელობა აქვს როგორც შემნიღბავი, ასევე შესანიღბი იონების კომპლექსწარმოქმნის თვისებებს, ფარდობით კონცენტრაციას. ამიაკს შეუძლია ვერცხლის იონების შენიღბვა ქრომატებთან და კალიუმის ქლორიდთან რეაქციებში.

• ვერცხლის (I) ქლორიდზე ამიაკის წყალხსნარის დამატებით წარმოიქმნება მდგრადი უფერო იონი დიამინვერცხლის (I) ქლორიდი, ამ დროს ნალექი AgCl იხსნება:



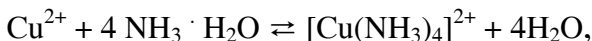
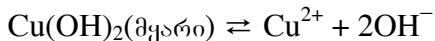
ამ შემთხვევაში AgCl ხსნარში ფაზური წონასწორობის დამყარების შედეგად წარმოქმნილი ვერცხლის იონების კონცენტრაცია $\text{AgCl}(\text{მყ.}) \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$,

მცირდება საკმაოდ მდგრადი დიამინვერცხლის (I) $\beta_2(\text{წარმ.})=1,6 \cdot 10^7$ კომპლექსური კატიონის შეკავშირების გამო. ამის შედეგად Ag^+ და Cl^- კონცენტრაციების ნამრავლი გახდება ნალექის AgCl ხსნადობის ნამრავლზე უფრო ნაკლები და ნალექი გაიხსნება.

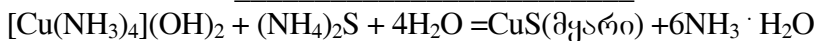
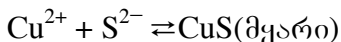
• სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდის ცისფერი ხსნარი ამიაკის წყალხსნარის ზეგავლენით გადადის ღურჯოი შეფერილობის ხსნად კომპლექსნაერთში:



ვინაიდან სპილენძ (II) წარმოქმნის ძალიან მდგრად კომპლექსურ კატიონს $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, რომლის წონასწორობის კონსტანტას მნიშვნელობაა $\beta_2(\text{წარმ.})=7,9 \cdot 10^{12}$. კომპლექსის წარმოქმნის პროცესი წარიმართება შემდეგი სქემით:



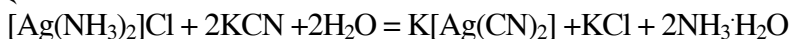
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ კატიონის შემცველ ხსნარში, Cu^{2+} იონების კონცენტრაცია ძალიან მცირეა და არ არის საკმარისი სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდის ($L=1,4 \cdot 10^{-36}$) ხსნადობის ნამრავლის ამ მნიშვნელობის მისაღწევად, მაგრამ $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ შემცველ ხსნარზე ამონიუმის სულფიდის დამატებით წარმოიქმნება შავი ნალექი CuS ($L=1,4 \cdot 10^{-36}$) და კომპლექსური იონი იშლება:



აქედან გამომდინარე, ტეტრაამინსპილენძ (II) კომპლექსური იონის დისოციაციის შედეგად წარმოქმნილი Cu^{2+} იონების კონცენტრაცია სავსებით საკმარი-

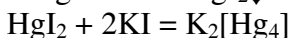
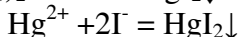
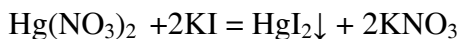
სია სპილენძ(II)-ის ხსნადობის ნამრავლის მისაღწევად. სულფიდ-იონები იკავშირებენ სპილენძის იონებს წყალში უხსნად ნალექში, Cu^{2+} იონების კონცენტრაცია მცირდება და $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ დისოციაციის წონასწორობა გადაინაცვლებს მარჯვნივ, კომპლექსის დაშლის მიმართულებით.

• ერთი უფრო მდგრადი კომპლექსის წარმოქმნამ შესაძლებელია გამოიწვიოს უფრო ნაკლებად მდგრადი კომპლექსის სრული დისოციაცია და დაშლა:



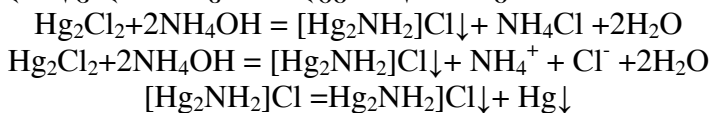
$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ დიციანოარგენტატ (I)-ის კატიონის წარმოქმნის სრული კონსტანტა ტოლია: $\beta_2(\text{წარმ.}) = 7,1 \cdot 10^{19}$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ დიამინარგენტატ (I)-იონის წარმოქმნის სრული კონსტანტა ტოლია: $\beta_2(\text{წარმ.}) = 1,6 \cdot 10^7$. ვინაიდან, დიციანოარგენტატ (I)-ის კატიონის წარმოქმნის სრული კონსტანტას რიცხვითი მნიშვნელობა მეტია, ეს ნიშნავს, რომ $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^+$ იონი, უფრო მდგრადია, ვიდრე $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ იონი და რეაქცია პრაქტიკულად შეუქცევადია

ქიმიურ ანალიზში კომპლექსწარმოქმნის რეაქციები გამოიყენება მცირედ ხსნადი ნივთივთიერების ხსნარში გადასაყვანად და იონების დასაცილებლად. მაგალითად, კალიუმის იოდидი Hg^{2+} კატიონთან იძლევა ვერცხლისწყლის (II) იოდიდის აგურისფერ-წითელი ფერის ნალექს, რომელიც იხსნება ჭარბ რეაგენტში უფრო კომპლექსური მარილის წარმოქმნით:

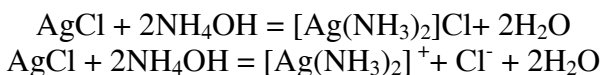


კალიუმ ტეტრაიოდოჰიდრარგენტატ (II)

ვერცხლისწყლის (I) ქლორიდი ამიაკის ხსნართან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის დიმერკურამონიუმის ქლორიდს. იგი არამდგრადია და იშლება ვერცხლისწყლის შავი ნალექის წარმოქმნით:



ამ რეაქციით $[\text{Hg}_2]^{2+}$ კატიონს აცილებენ Ag^+ კატიონისაგან. $\text{Hg}_2\text{NH}_2]\text{Cl} + \text{Hg}$ რჩებიან ნალექში, ხოლო ვერცხლის ქლორიდი იხსნება ამონიუმის ჰიდროქსიდში და გადადის ხსნარში კომპლექსური მარილის სახით:



კომპლექსწარმოქმნა ფართოდ გამოიყენება ქიმიურ ანალიზში ნივთიერებების **ექსტრაქციული კონცენტრირებისა და დაყოფისათვის**. ამ მიზნით, მიმდინარეობს ნეიტრალური კომპლექსების გადაყვანა წყლიდან წყალში შეურევად ორგანულ გამხსნელში. მაგალითად, ბევრი კატიონი ექსტრარგირდება წყლიდან ქლოროფორმში კომპლექსის სახით ციანიდ-, ქლორიდ-, ბრომიდ-იონებთან. ხშირ შემთხვევაში ექსტრაქციით აცილებენ იონებს ქლორიდული

$(\text{Co}^{2+}, \text{Sn}^{2+})$, დითიზონატური

$(\text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Hg}^{2+})$, ოქსიქინოლატური

$(\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Fe}^{2+})$, დიეთილდითიოკარბამინატური

$(\text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Mn}^{2+})$, კუბფერონატული

$(\text{Cr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Bi}^{3+}, \text{Sb}^{3+})$ და სხვა კომპლექსებით.

ამ დროს იყენებენ წყალში შეურევად ორგანულ გამხსნელებს – ბენზოლს, ჰექსანს, ქლოროფორმს, უმაღლეს სპირტებს. ექსტრაქციულ დაცილებას ახდენენ pH-ის ოპტიმალური მნიშვნელობის დროს, რო-

მელიც ხელს უწყობს ხელისშემშლელი იონების სრულ ექსტრაქციას.

არაორგანული კომპლექსები ქიმიურ ანალიზში

• **ამიაკატებს** წარმოქმნიან ძირითადად d-ელემენტების იონები. +1 ჟანგვის ხარისხის მქონე იონები კოორდინაციული რიცხვით 2 (Ag^+, Cu^+) წარმოქმნიან დიამინურ კომპლექსებს, +2, +3 ($\text{Ni}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Cd}^{2+}$) - ტეტრაამინურს და ($\text{Co}^{2+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Co}^{3+}$) - ჰექსამინურს. ამიაკატებში კოორდინაციული ბმა წარმოიქმნება აზოტის ატომის გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილის ხარჯზე. ამიაკატების მდგრადობა იზრდება კომპლექსწარმოქმნელის მუხტის გაზრდით და მისი რადიუსის შემცირებით. დაუსრულებელი d-ორბიტალების მქონე d-ელემენტების კატიონების ამიაკატები შედებილია კომპლექსწარმოქმნელის d-ორბიტალების დათიშვის გამო, რომელიც გამოწვეულია ლიგანდების ველის – ამიაკის მოლეკულებით. d-ელემენტების ამიაკატების კარგმა ხსნადობამ განსაზღვრა კატიონების კლასიფიკაციის ფუძე-მუავურ სისტემაში გამოეყოთ ცალკე კატიონების VI ანალიზური ჯგუფი. ამიაკატების წარმოქმნა ხშირად გამოიყენება ვერცხლის, მაგნიუმის, თუთიის, სპილენძის, კობალტის, ვერცხლისწყლის ნალექების გასახსნელად და დასაცილებლად სხვა კატიონებისაგან.

• აციდოკომპლექსები წარმოიქმნება ჰალოგენ-, ციანიდ-, თიოციანატ-იონებით d-ელემენტებთან და ზოგიერთ s-, p-ელემენტთან ($\text{Be}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Sb}^{3+}$). აციდოკომპლექსების უმრავლესობა არის ჰექსააციდური (+3,+4 ჟანგვის ხარისხის მქონე კატიონები) და ტეტრააციდური ტიპის (+2,3 ჟანგვის ხარისხის მქონე კატიონები) +1 ჟანგვის ხარისხის მქონე კატიონები

წარმოქმნიან დიაციდურ კომპლექსებს. თვისებით ანალიზში გამოიყენება $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_3[Fe(CN)_6]$ $Fe^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{3+}, Cu^{2+}$ კატიონების აღმოსაჩენად, $K_2[HgI_4]$ ამონიუმის იონის იდენტიფიკაციისათვის, $Na_3[Co(NO_2)_6]$, $Na_2Pd[Cu(NO_2)_6]$ კალიუმის იონის აღმოსაჩენად და სხვა.

• **იზო- და პეტეროპოლიმჟავეები** წარმოიქმნიან ძირითადად ქრომის, ფოსფორის, დარიშხანის, ვოლფრამის, მოლიბდენის ჟანგბადიანი მჟავეებით, რასაც თან ახლავს დამახასიათებელი შეფერილობის ნალექების წარმოქმნა. მნიშვნელოვანია ნარინჯისფერ-ყვითელი შეფერილობის ქრომის იზოპოლიმჟავეების ნაერთები – $K_2Cr_2O_7$, $K_3Cr_3O_{10}$ გამოიყენებიან როგორც მჟანგავები ქიმიურ ანალიზში. ბორის იზოპოლიმჟავას მარილი – ნატრიუმის ტეტრაბორატი $Na_2B_4O_7$ გამოიყენება როგორც რეაგენტი თვისებით და როგორც სტანდარტული ნივთიერება რაოდენობით ანალიზში.

• **პოლისულფიდები** რეაგენტების სახით გამოიყენებიან ელემენტების კატიონების იდენტიფიკაციისათვის თვისებითი რეაქციებში. მათ ხსნადობაზეა დაფუძნებული ანალიზის სულფიდური სისტემა.

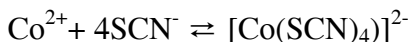
10.8. კომპლექსწარმოქმნაზე მოქმედი ფაქტორები

pH-ის გავლენა პირველ რიგში ვლინდება ლიგანდების იონიზაციის ხარისხზე. ლიგანდები ხსნარში არსებობენ სხვადასხვა ფორმით, კომპლექსწარმოქმნა შეუძლია ლიგანდის იონიზირებულ ფორმას. მაგალითად, $[AgF]$ კომპლექსწარმოქმნის რეაქციაში მონაწილეობას ღებულობს მხოლოდ F^- , რომელიც ხსნარში წონასწორობაში იმყოფება HF -თან და არ-

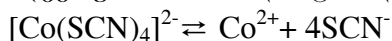
სებობს ორი ფორმით – არაიონიზირებული HF და იონიზირებული F^- , კომპლექსწარმოქმნის რეაქციაში შესული ფთორიდ-იონის კონცენტრაცია განისაზღვრება HF იონიზაციის პროცესით და ყველა მისი ფორმის საერთო კონცენტრაციით: $[F^-]=C_F \cdot \alpha_F$.

კონცენტრაციის გაზღენას დიდი მნიშვნელობა ენიჭება ნაკლებად მდგრადი კომპლექსური ნაერთების მიღების დროს. კობალტის იონის აღმოჩენა მიმდინარეობს როდანიდ-იონით.

კალიუმის ან ამონიუმის როდანიდი $KSCN$, NH_4SCN , Co^{2+} კატიონთან იძლევა კომპლექსურ ნაერთს:



ამონიუმის ტეტრაოქტანოკობალტატი ლურჯი შეფერილობისაა, არამდგრადია და ადვილად იშლება წყალხსნარებში. თუ ხსნარს დაუმატებთ ამილის სპირტს (ან მის ნარევს ეთერთან) და შეანჯღრევთ, მაშინ ეს კომპლექსური იონი დისცირდება:



მიღებული კომპლექსის $[Co(SCN)_4]^{2-}$ წარმოქმნის კონსტანტას მნიშვნელობაა ($\lg \beta=2,1$). ეფექტის საიმედოობისათვის იყენებენ ჭარბ რეაგენტს – კალიუმის ან ამონიუმის თიოციანატს. შეთანხმებული წონასწორობის დროს რეაქცია გადაინაცვლებს იმ ნაერთის წარმოქმნის მხარეს, რომელსაც მდგრადობის (წარმოქმნის) კონსტანტას მეტი ან უმდგრადობის კონსტანტას ნაკლები მნიშვნელობა აქვს.

ცდა: სინჯარაში ათავსებენ 2 წვეთ კობალტის (II) ქლორიდის ხსნარს, უმატებენ 8 წვეთ ამონიუმის როდანიდის ხსნარს, 5 წვეთ ეთერის ნარევს ამილის

სპირტთან და ანჟღრევენ. ზედა ფენა შეიფერება ლურჯად.

Co^{2+} კატიონის აღმოჩენას ხელს უშლიან Cu^{2+} , Fe^{2+} , Bi^{3+} კატიონები, ამიტომ ქვემოთ აღწერილი მეთოდით Co^{2+} კატიონის აღმოჩენა შეიძლება ყველა კატიონის თანაობისას.

ცდა: ფილტრის ქაღალდზე აწვეთებენ ამონიუმის როდანიდის კონცენტრირებული ხსნარის წვეთს, შემდეგ იმავე ადგილას – საკვლევი ხსნარის წვეთს. ქაღალდს ათავსებენ ამიაკის კონცენტრირებული ხსნარიანი ჭურჭლის თავზე და აშრობენ. Co^{2+} კატიონის არსებობისას წარმოიქმნება ინტენსიური ლურჯი შეფერილობის ლაქა.

კომპლექსურ ნაერთებში აუცილებლად არის დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით წარმოქმნილი ერთი ან მეტი ბმა.

ელექტრონული წყვილების აქცეპტორის როლს ასრულებს ცენტრალური ატომი, ხოლო დონორის - ლიგანდი. ბმა ხორციელდება აქცეპტორის თავისუფალი ორბიტალისა და დონორის ელექტრონული წყვილით დასახლებული ორბიტალების გადაფარვით. σ -ბმებთან ერთად შესაძლებელია π -ბმის წარმოქმნაც (ბმის სიმტკიცის გაზრდა), თუ კომპლექსწარმოქმნელი ცენტრალური ატომის ელექტრონული წყვილით დასახლებული ორბიტალი გადაიფარება ლიგანდის ვაკანტური ორბიტალით. ცენტრალური ატომის ორბიტალები, რომლებიც მონაწილეობენ ბმების წარმოქმნაში, განიცდიან ჰიბრიდიზაციას, რომლის ტიპი განისაზღვრება ლიგანდების რიცხვით, მათი ბუნებით და კომპლექსწარმოქმნელის ელექტრონული სტრუქტურით. ჰიბრიდიზაციის ტიპი განსაზღვრავს კომპლექსის გეომეტრიას. კომპლექსურ ნაერთებში ქიმი-

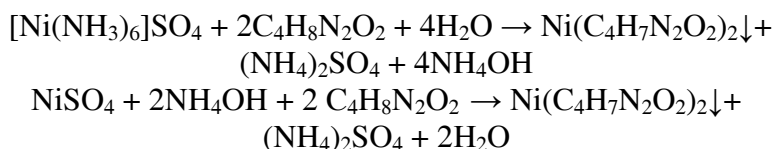
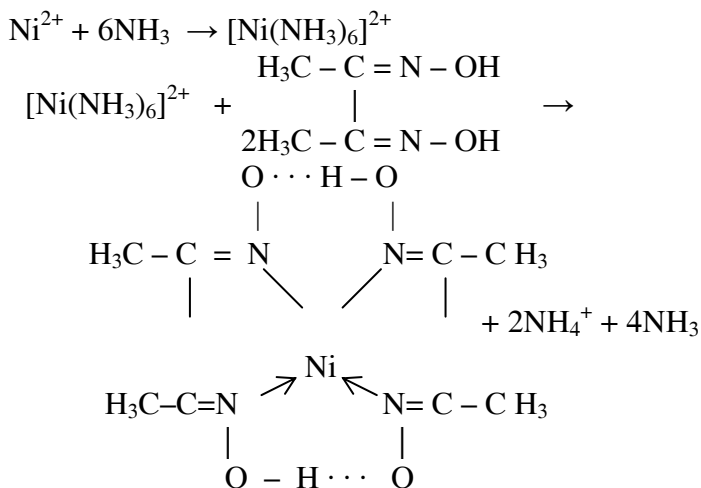
ური ბნის ბუნების ასახსნელად არსებობს რამდენიმე მეთოდი:

- **ვალენტურ ბმათა მეთოდი.**
- არსებობს კომპლექსური ნაერთების კვანტურ-მექანიკური აღწერის
- **კრისტალური ველის თეორია;**
- **მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი.** რომლებიც უფრო სრულყოფილად ხსნიან ამ ნაერთების რიგ თვისებებს.

კომპლექსებს, რომლებშიც ლიგანდების სხვა ლიგანდებით ჩანაცვლება სწრაფად მიმდინარეობს – **ლახილური ეწოდება**, ხოლო კომპლექსებს, რომელთა ლიგანდები არ ჩანაცვლება, ან ეს რეაქცია ძალიან ნელა მიმდინარეობს, **ინერტული კომპლექსები** ეწოდება. კომპლექსებს, რომლებშიც კომპლექსწარმომქმნელი და პოლიდენტატური ლიგანდი ციკლს წარმოქმნის, **ხელატური კომპლექსი** ეწოდება, ხოლო ასეთი კომპლექსების გაზრდილ სიმტკიცეს – **ხელატური ეფექტი**.

ხელატებს, რომლებშიც ერთი და იგივე ლიგანდი დაკავშირებულია კომპლექსწარმომქმნელთან, ერთდროულად, როგორც მიმოცვლითი კოვალენტური (ელექტრონების გაწყვილებით), ისე კოორდინაციული (დონორული, აქცეპტორული) ბმებით, **შიგაკომპლექსური ნაერთები** ეწოდება.

1905 წელს ლ. ჩუგაევიმ აღმოაჩინა პირველი შიგაკომპლექსური ნაერთი - **ნიკელის დიმეთილგლიოქსიმი (ჩუგაევის რეაქტივი)**, რომელმაც გამოყენება პპოვა ანალიზურ ქიმიაში ნიკელის თვისებითი და რაოდენობრივი განსაზღვრისათვის. იგი ამჟამად არეში Ni^{2+} კატიონთან იძლევა მეწამული წითელი ფერის შიგაკომპლექსურ მარილს:



რეაქციის მიმდინარეობის პირობები:

1. რეაქციის მიმდინარეობისთვის საჭიროა pH 6 - 9;

2. Fe^{2+} -ს წინასწარ უნდა გავუწიოთ Fe^{3+} -მდე.

3. Cu^{2+} და Co^{2+} იონები ხელს უშლიან რეაქციის მიმდინარეობას და ამიტომ ისინი წინასწარ უნდა მოაცილონ სარეაქციო არეს.

ცდა: სინჯარაში ათავსებენ Ni^{2+} მარილის ხსნარის 4 წვეთს, უმატებენ 1-2 წვეთ წყალბადის პეროქსიდს (Fe^{2+} -ის დასაუვნაგად Fe^{3+} -მდე) და 5 წვეთ ამიაკის ხსნარს. თუ ნალექი წარმოიქმნა, ფილტრავენ. ფილტრატის წვეთს ათავსებენ ფაიფურის ჯამზე და უმატებენ დიმეთილგლიოქსიმის წვეთს. მიიღება ინტენსიური მეწამული წითელი ფერის ნალექი.

10.9. კომპლექსური ნაერთების მნიშვნელობა

კომპლექსური ნაერთების თვისებები ფართოდ გამოიყენება ანალიზურ ქიმიაში:

- კომპლექსის შემადგენლობაში შემავალი კომპლექსწარმოქმნელი იონი და ლიგანდი პრაქტიკულად არ არსებობენ ხსნარში თავისუფალი სახით და ქიმიური რეაქციებით ყოველთვის არ შეიძლება მათი აღმოჩენა. მარტივი იონების თვისებები იცვლება შიდა სფეროში მათი შეყვანის დროს, რაც ფართოდ გამოიყენება ქიმიურ ანალიზში იონების დასაყოფად და შესანიღბად.

- კომპლექსურ ნაერთებს ხშირად აქვთ დამახასიათებელი შეფერილობა, რაზედაც დაფუძნებულია მათი აღმოჩენის ბევრი რეაქცია და რაოდენობით ანალიზში ნივთიერებების ფოტოკოლორიმეტრული განსაზღვრა.

- კომპლექსწარმოქმნის ბევრ რეაქციას ატარებენ რაოდენობრივად და შეიძლება გამოყენებულ იქნას ნაერთების რაოდენობრივი განსაზღვრისთვის.

კომპლექსწარმოქმნის რეაქციები შერჩევითია და იძლევიან რთული ნაერთების ანალიზის ჩატარების საშუალებას მათი დაყოფის გარეშე.

ცოცხალი ორგანიზმების შემადგენელი ბიოლოგიურად აქტიური ნივთიერებები: ლითონფერმენტები, ვიტამინები, ჰორმონები, წარმოადგენენ კოორდინაციულ ნაერთებს, სადაც კომპლექსწარმოქმნელის როლს ასრულებს ბიოლითონის იონი, რომელიც დონორულ ატომებთან და ზოგჯერ მთელ მაკროციკლთან ერთად წარმოქმნის კლასტერს – ბიოაქტიური ნივთიერების აქტიურ ცენტრს. დადგენილია, რომ რაც უფრო დაბალია აქტიური ცენტრის სიმეტრია, მით უფრო აქტიურია ნივთიერება.

დღეისათვის ცნობილია ათასობით ფერმენტი, რომელიც მრავალი ტიპის რეაქციას აკატალიზებს. ლითონფერმენტებით წარმართული რეაქციები იყოფა ორ დიდ ჯგუფად: ჰიდროლიზურ და ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებად.

ჰიდროლიზური რეაქციების წარმმართველი ფერმენტების შედგენილობაში შედიან ბიოლითონები: თუთია, კალციუმი, მაგნიუმი, მანგანუმი (II), კობალტი (II). ჰიდროლიზური რეაქციების დროს მიმდინარეობს ჰეტეროლიტური მექანიზმით ქიმიური ბმების რღვევა და წარმოქმნა.

ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების წარმმართველი ლითონფერმენტების შედგენილობაში შედიან: რკინა, სპილენძი, მოლიბდენი, კობალტი. ზოგიერთი ბუნებრივი კომპლექსური ნაერთი ხელატწარმომქმნელი ლიგანდის სახით პორფირინის ნაწარმებს შეიცავს. კომპლექსწარმომქმნელის ბუნებისაგან დამოკიდებულებით იცვლება მათი ბიოლოგიური ფუნქცია; რკინის კატიონით კომპლექსები **ჰემოგლობინის, მიოგლობინის, ციტოქრომების**, მაგნიუმის კატიონით – **ქლოროფილის**, რკინისა და სპილენძის იონებით – **ციტოქრომოქსიდაზის** საფუძველია.

10.10. ლითონ-ლიგანდის წონასწორობა ორგანიზმში.

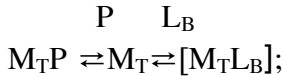
ორგანიზმის ნორმალური ცხოველქმედებისათვის აუცილებელი ბიოკომპლექსები $M_B L_B$ შედგებიან ბიოგენური კატიონებისა M_B და ბიოლიგანდებისაგან L_B . ორგანიზმში შენარჩუნებულია ლითონ-ლიგანდის წონასწორობა: $M_B + L_B \rightleftharpoons [M_B L_B]$. რომლის დარღვევა იწვევს ორგანიზმში ნივთიერებათა ცვლის პროცესების დარღვევას და პათოლოგიის განვითარებას, რაც

გამოწვეულია ორგანიზმში ბიოგენური კატიონების უკმარისობით ან სიჭარბით და დაუბალანსებული კვებით. ხელოვნურ რადიონუკლიდებს შორის გამოიყოფა განსაკუთრებით გავრცელებული 21, რომელთაგან 8 არის მოსახლეობის შინაგანი დასხივების ძირითადი წყარო: ^{14}C , ^{137}Cs , ^{90}Sr , ^{106}Ru , ^{144}Ce , ^{131}I , ^{95}Zr . მომატებული რადიოაქტიური ფონის მქონე ტერიტორიების მოსახლეობა საკვებთან ერთად ღებულობს რადიონუკლიდების განსაზღვრულ რაოდენობას, რაც საფრთხეს უქმნის ჯანმრთელობას, ზოგჯერ კი სიცოცხლეს. განსაკუთრებით საშიში ხელოვნური რადიონუკლიდებია ^{99}Sr , ^{137}Cs , ^{131}I . რადიონუკლიდებით, ტოქსიკურ ლითონთა კატიონებით – კომპლექსწარმოქმნელებით (Hg^{2+} , As^{3+} , Pb^{2+} , Pb^{2+} , Cd^{2+} , Ti^{3+}) მოწამლევა მრავალვარიანტული ხასიათისაა და გამოწვეულია ტოქსიკურ ლითონებთან მდგრადი $[\text{M}_\text{T}\text{L}_\text{B}]$ კომპლექსების წარმოქმნით.

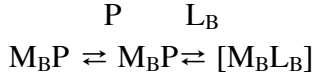
ლითონებით მოწამვლის შემთხვევაში მიმართავენ ხელატოთერაპიას, ანუ საწამლავსაწინააღმდეგო საშუალების სახით პოლიდენტატური ლიგანდ-პრეპარატების გამოყენებას, რომლებიც ტოქსიკურ ლითონებთან წარმოქმნიან მდგრად, წყალში ხსნად კომპლექსებს და ამ სახით გამოიყოფიან ორგანიზმიდან. ხელატოთერაპიისათვის აუცილებელია:

- ტოქსიკურმა ლითონმა ორგანიზმში შეყვანილ პრეპარატთან წარმოქმნას $[\text{M}_\text{T}\text{L}_\text{B}]$ -ზე უფრო მდგრადი კომპლექსი – $[\text{M}_\text{T}\text{P}]$, $K_{\text{მდგ.}}(\text{M}_\text{T}\text{P}) < K_{\text{მდგ.}}(\text{M}_\text{T}\text{L}_\text{B})$;

- შეყვანილმა ლიგანდ-პრეპარატმა ბიოლითონთა კატიონებთან არ უნდა წარმოქმნას მდგრადი $[\text{M}_\text{B}\text{P}]$ კომპლექსი, რათა არ დაშალოს მათი კომპლექსები ბიოლიგანდებთან – $[\text{M}_\text{B}\text{L}_\text{B}]$;



პირობა: $K_{\text{მდგ.}}(M_T P) < K_{\text{მდგ.}}(M_T L_B)$



პირობა: $K_{\text{მდგ.}}(M_B L_B) < K_{\text{მდგ.}}(M_B P)$

ხელატოთერაპიისას ლიგანდ-პრეპარატმა ეფექტურად უნდა დაიკავშიროს ტოქსიკური ლითონი მდგრადი $[M_T P]$ კომპლექსის წარმოქმნით და არ უნდა გამოიწვიოს სასიცოცხლოდ აუცილებელი $[M_B L_B]$ კომპლექსის რღვევა.

ლითონებით მოწამვლისას ანტიდოტად შეიძლება გამოყენებული იქნას $\text{Na}_2 \text{EDTA}$ – ეთილენდიამინტეტრაამარმჟავას ორნატრიუმიანი მარილი, მაგრამ დიდი დოზით მიღებისას ამ პრეპარატს შეუძლია კალციუმის იონების მიერთება, რაც იწვევს ორგანიზმის მრავალი ფუნქციის დარღვევას. ამიტომ, ტყვიის, ვერცხლისწყლის, კადმიუმის და ურანის ორგანიზმიდან გამოყვანის მიზნით იყენებენ პრეპარატს – **ტეტაცინს (ედტა-ეთილენდიამინტეტრაამარმჟავას კალციუმორნატრიუმიანი მარილი)**, რომელიც კალციუმის იონებისადმი დაბალი სწრაფვით ხასიათდება. ტეტაცინის ხანგრძლივი მიღების შემთხვევაში რეკომენდებულია რკინის პრეპარატებისა და B_{12} -ვიტამინის გამოყენება, რათა შემცირებული იქნას ამ პრეპარატის თანამდგევი მოქმედება, რაც დაკავშირებულია მის მიერ კომპლექსების წარმოქმნასთან მნიშვნელოვანი ბიოკომპლექსების შედგენილობაში შემავალ რკინასა და კობალტთან.

ხელატოთერაპიისათვის ეფექტურ პრეპარატებს წარმოადგენენ უნითიოლი (ნატრიუმის 2,3-დიმერკაპ-

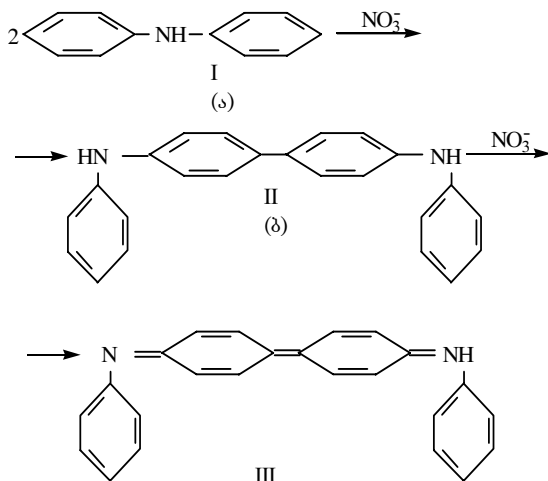
ტოპროპანსულფონატი), სუქციმერი (2,3-დიმერკაპტოქარვის მჟავა) და პენიცილამინი (2-ამინო-3-მერკაპტო-3-მეთილერბომჟავა). აღნიშნული მახელატირებელი ნივთიერებები (ლიგანდები) ეფექტურად იკავშირებენ ყველა ტოქსიკურ ლითონს და ორგანიზმიდან არ გამოჰყავთ ბიოლითონები. სხვადასხვა ნაერთებით მოწამვლისას უნივერსალურ ანტიდოტს წარმოადგენს ნატრიუმის თიოსულფატი ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), რომელიც შეიცავს თიოსულფატ-იონს, ტოქსიკური ლითონის მიმართ აქტიურ ლიგანდს.

სინთეზური ბიოკოორდინაციული ნაერთების შეყვანა ორგანიზმში ხშირად პათოლოგიურ მოვლენებს იწვევს, რაც გათვალისწინებულია სამკურნალო პრეპარატების გამოყენებისას.

თაზო XI. ორგანული რეაგენტები ქიმიურ ანალიზში

ნივთიერებებს, რომლებიც შედიან ურთიერთქმედებაში განსაზღვრულ ორგანულ და არაორგანულ ნივთიერებებთან და წარმოქმნიან ანალიზური თვისებების მატარებელ პროდუქტებს, **ორგანული რეაგენტები** ეწოდებათ. თვისებით და რაოდენობით ანალიზში ორგანული რეაგენტების გამოყენების დიაპაზონი ძალიან დიდია. ეს გამოწვეულია მათი მოქმედების სელექტიურობით, სიზუსტით და მგრძნობელობით. მათ ახასიათებთ მთელი რიგი უპირატესობა არაორგანულ ნაერთებთან შედარებით. ანალიზურ ქიმიაში კომპლექსწარმოქმნელი ორგანული რეაგენტების გამოყენებით მიმდინარეობს კატიონებისა და ანიონების აღმოჩენა:

დიფენილამინი – $(C_6H_5)_2NH$ ნიტრატ-იონთან წარმოქმნის ინტენსიურ ლურჯ შეფერილობას. დიფენილამინი (I) ნიტრატებს აღადგენს, წარმოქმნის რა დიფენილბენზიდინ (II) და შემდეგ ქინოიდურ ნაერთს (III):



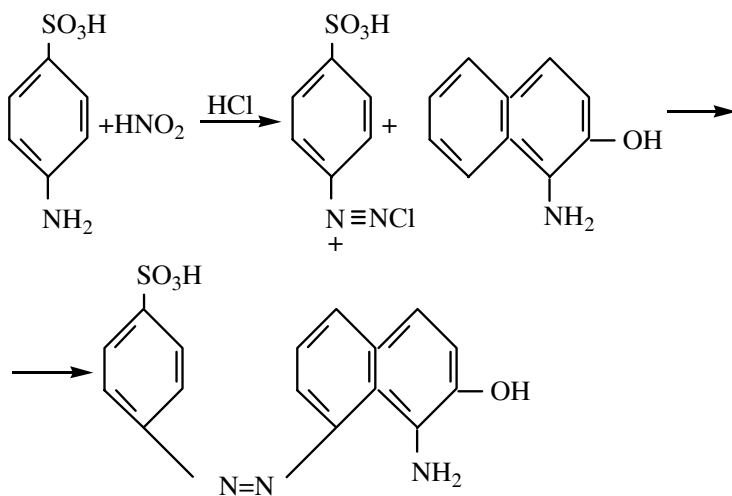
რეაქციის მიმდინარეობის პირობები:

1. მუანგავეები ხელს უშლიან NO_3^- -იონის აღმოჩენას;

2. NO_3^- -ის შემცველი ხსნარი უნდა იყოს განზავებული.

ცდა: სუფთა და მშრალ საათის მინაზე ათავსებენ 5 წვეთ დიფენილამინის ხსნარს კონცენტრირებულ გოგირდმუავაში. მინის წკირით შეაქვთ საკვლევი ხსნარი. წარმოიქმნება ინტენსიური ღურჯი შეფერილობის მქონე ნაერთი.

სულფანილმუავა და 1-ამინო-2-ნაფტოლი (გრისის რეაქტივი) ნიტრიტ-იონებთან წარმოქმნიან ღია-წითელი შეფერილობის აზონაერთს:



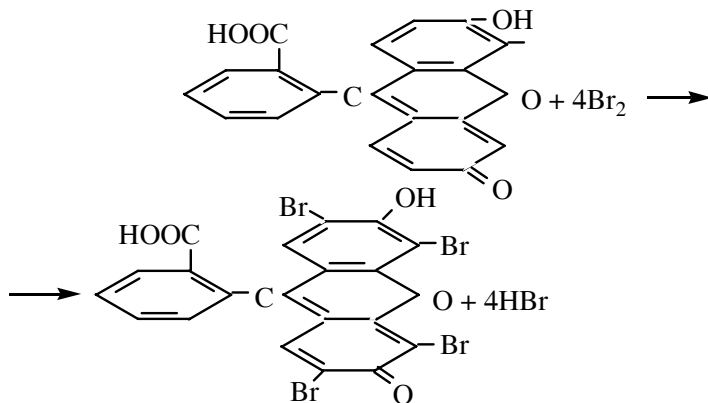
რეაქციის მიმდინარეობის პირობები:

1. მუანგავეები ხელს უშლიან რეაქციის მიმდინარეობას;

2. სასურველია საკვლევი ხსნარში NO_2^- მცირე კონცენტრაცია.

ცდა: საკვლევი ხსნარის წვეთს უმატებენ სულფანილმჟავას ხსნარის წვეთს და ნაფტილამინს. NO_2^- -ის არსებობისას ხსნარში წარმოიქმნება წითელი შეფერილობის ნაერთი.

თავისუფალი ბრომის აღმოჩენა შესაძლებელია ფლუორესცენით; წარმოიქმნება წითელი ფერის ტეტრაბრომფლუორესცენი (ეოზინი):



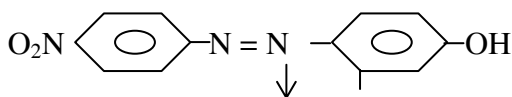
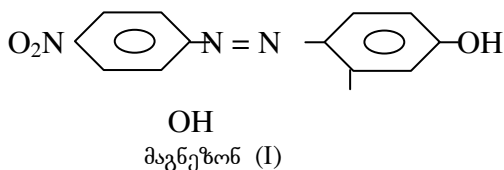
რეაქციის მიმდინარეობის პირობები:

1. რეაქცია მიმდინარეობს pH 5-7 დროს;
2. ჭარბი ქლორიანი წყალი წარმოქმნის BrCl .
3. აღმდგენი იონები ხელს უშლიან ცდის მსვლელობას, ამიტომ მათ აცილებენ ან ჟანგავენ;

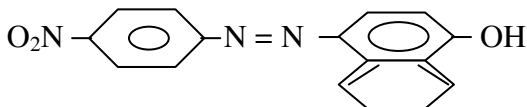
ცდა: მიხეილსაცობიან სინჯარაში ათავსებენ საკვლევი ხსნარს და შეამჯავებენ გოგირდმჟავით და უმატებენ ქლოროფორმს, ბენზინს ან გოგირდნახშირბადს, რამდენიმე წვეთ ახლად დამზადებულ ქლორიან წყალს და ანჯღრევენ. საკვლევი ხსნარში

ბრომიდების შემცველობის შემთხვევაში ქლოროფორმის, ბენზინის ან გოგირდნახშირბადის ფენა შეიფერება ყვითელ-ჩალისფრად მათში თავისუფალი ბრომის გახსნის გამო. ჭარბი რაოდენობის ქლორია-ნი წყლით მოქმედებისას ქლოროფორმის ან გოგირდნახშირბადის ფენა გაუფერულდება ბრომის ქლორიდის წარმოქმნის გამო.

მაგნეზონ (I) (პარა-ნიტრობენზოლაზორეზორცინი)
ან მაგნეზონ (II) (პარა-ნიტრობენზოლაზო- α -ნაფტო-ლი) Mg^{2+} კატიონთან ტუტე არეში იძლევა წითელ-იისფერი ან წითელი შეფერილობის ნაერთს. ეს რეაქცია დაფუძნებულია მაგნიუმის ჰიდროქსიდის თვისებაზე მოახდინოს ზოგიერთი საღებავის ადსორბცია.



H O - Mg - O
მაგნიუმის მაგნეზონატი



მაგნეზონ (II)

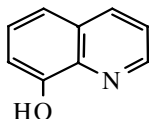
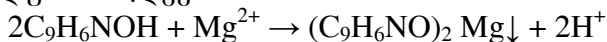
რეაქციის მიმდინარეობის პირობები:

1. რეაქცია მიმდინარეობს ტუტე არეში, როცა $\text{pH} > 10$;

2. რეაქციას ხელს უშლის ამონიუმის მარილები.

ცდა: სასაგნე მინაზე ათავსებენ Mg^{2+} კატიონის ხსნარს, უმატებენ 1-2 წვეთ რეაქტივის ტუტე ხსნარს. წარმოიქმნება ღურჯი შეფერილობის ხსნარი ან გამოიყოფა ღურჯი ნალექი. ძლიერ მუავა გარემოში წარმოიქმნება ყვითელი შეფერილობის ხსნარი. ამ დროს ხსნარს უნდა დაემატოს ტუტის რამდენიმე წვეთი.

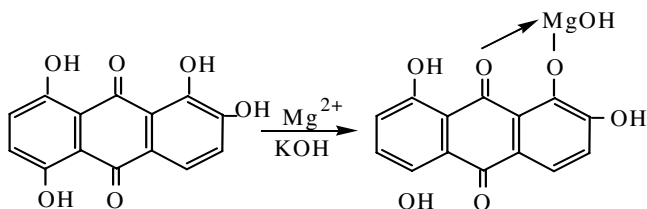
8-ოქსიქინოლინი Mg^{2+} მარილთა ამიაკური ხსნარებიდან ($\text{pH} = 9,5 - 12,5$) გამოყოფს მაგნიუმის ოქსიქინოლატს, მოყვითალო-მომწვანო შეფერილობის კრისტალური ნალექის სახით:



ნალექი იხსნება მინერალურ მუავებსა და ძმარ-მუავაში (განსხვავებით Al^{3+} -გან).

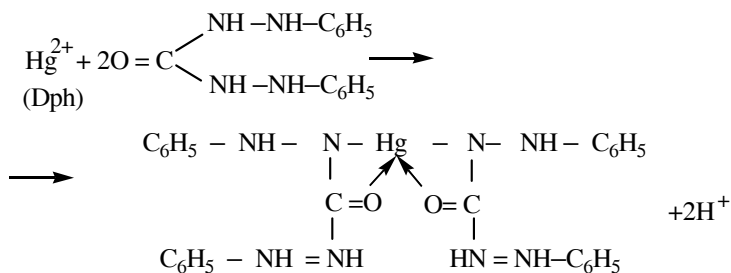
ქინალიზარინატის სპირტხსნარი ტუტე არეში Mg^{2+} კატიონთან წარმოქმნის მაგნიუმის ქინალიზარინატის მომწვანო-ღურჯი ფერის ნალექს:

დამლექავი ორგანული რეაგენტები გამოიყენება ცალკეული იონების შერჩევითი დალექვისა და კონცენტრირებისათვის, ასევე გრავიმეტრული განსაზ-



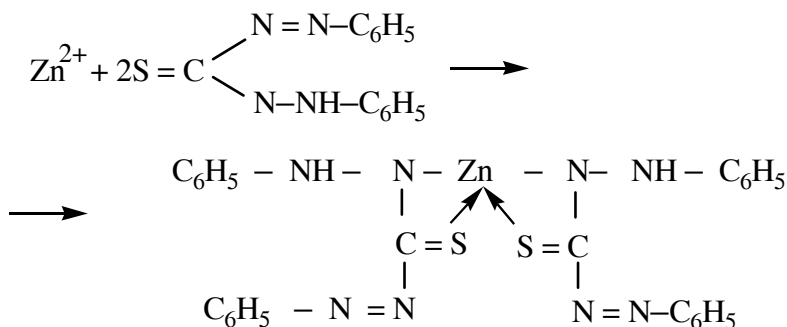
ღვრისათვის. ამ დროს რეაგენტ-დამღეპავი უნდა პასუხობდეს მთელ რიგ მოთხოვნებს – დასაღეპი ლითონის რეაგენტთან კომპლექსის დაბალი ხსნადობა, კომპლექსის მდგრადობის კონსტანტას მაღალი მნიშვნელობა, ორგანული რეაგენტის წყალში კარგი ხსნადობა, კომპლექსის მაღალი მდგრადობა გამოშრობის პროცესში (გრავიმეტრია). კატიონებისა და ანიონების დასაღეპად იყენებენ 8-ოქსიქინოლინს, ამონიუმის ბენზოატს, ანტრანილის მჟავას და სხვა.

დიფენილკარბაზიდი Hg^{2+} კატიონთან აზოტმჟავა გარემოში იძლევა მოიისფერ-მოლურჯო შეფერილობის კომპლექსურ ნაერთს:



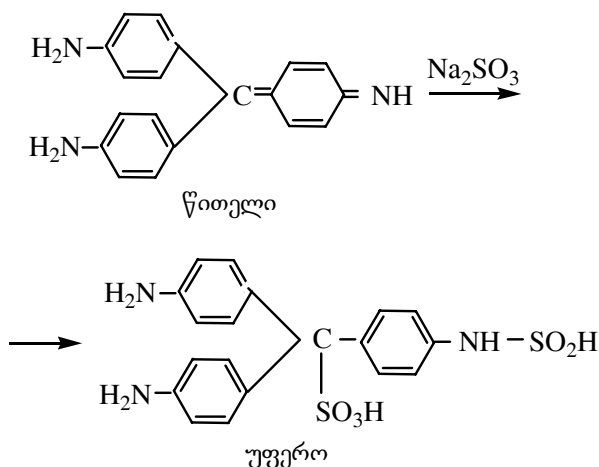
რეაქცია სპეციფიკურია Hg^{2+} კატიონისათვის.

დიფენილთიოკარბაზონის ხსნარი ქლოროფორმში ან ოთხქლორიან ნახშირბადში Zn^{2+} კატიონთან ტუტე არეში იძლევა წითელი შეფერილობის შიგაკომპლექსურ მარილს:



ცდა: სინჯარაში ათავსებენ საკვლევი ხსნარის 2-3 წვეთს, უმატებენ 5 წვეთ 2N NaOH ხსნარს, აცენტრიფუგირებენ: ცენტრიფუგატის წვეთს ათავსებენ სასაგნე მინაზე ან პატარა ფაიფურის ჯამზე და ამუშავებენ 2 წვეთი დითიზონით. Zn^{2+} კატიონის არსებობისას ხსნარი შეიფერება წითლად ან ვარდისფრად, არარსებობისას კი მიღებული ყვითელი შეფერვა გამოწვეულია ნატრიუმის დითიზონატის წარმოქმნით.

კატიონებისა და ანიონების **ექსტრაქცია** წყალ-ხსნარებიდან მათი დაყოფისა და განსაზღვრისათვის ხორციელდება ორგანული რეაგენტების მეშვეობით. ექსტრაქციის ჩასატარებლად მარილის წყალხსნარს უმატებენ მახელატირებელ ორგანულ ლიგანდს და ახდენენ მიღებული კომპლექსის ექსტრაქციას წყალ-ხსნარიდან ორგანულ ფაზაში. ძირითადი პირობაა კომპლექსის ელექტრონეიტრალურობა და კოორდინაციული გაჯერებულობა. ექსტრაგირებული იონური ასოციატები წარმოქმნიან ფუძეებს და მჟავურ საღებრებს, მჟავებს და ფუძოვან საღებრებს. მაგალითად: **საღებავების გაუფერულება**. სულფიტები ნეიტრალურ გარემოში აუფერულებენ საღებავებს (ფუქსინს, მალაქიტის მწვანე). ფუქსინი წარმოქმნის ფუქსინგოგირდოვანმჟავას, რომელიც უფეროა.

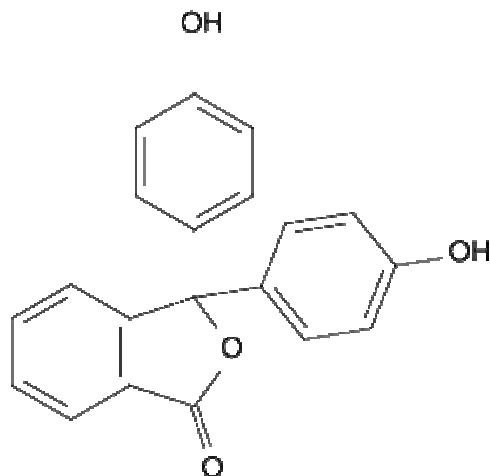


რეაქციის მიმდინარეობის პირობები:

1. რეაქცია მიმდინარეობს, როცა $\text{pH} = 7-8$;
2. მჟავა ხსნარებს წინასწარ ანეიტრალებენ ნატრიუმის ჰიდროკარბონატით;
3. S^{2-} ანიონი ხელს უშლის SO_3^{2-} ანიონის აღმოჩენას.

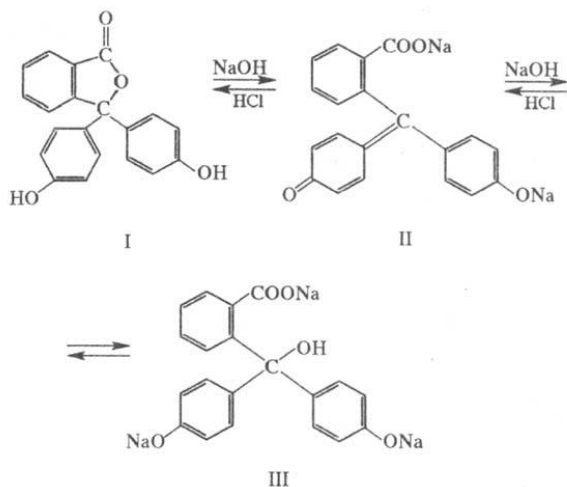
ორგანული რეაქტივების ინდიკატორული თვისებები საშუალებას იძლევა გამოიყენონ ისინი რაოდენობით ანალიზში. ქიმიური გარემო პირობების (pH , მჟანგავები, აღმდგენები, მეტალთა კატიონები) გავლენით მათ უმრავლესობას ეცვლება აღნაგობა ან წარმოიქმნება ახალი ნაერთები, რასაც თან ახლავს რეაქტივის ფერის ცვლილება. განასხვავებენ ფუძემჟავურ, ჟანგვა-აღდგენით და მეტალ-ინდიკატორებს. ხშირ შემთხვევაში განიხილება ცვლილებები, რომლებიც დაკავშირებულია ქინოიდური ჯგუფის წარმოქმნასთან ან გაქრობასთან. ამ პრინციპზეა დაფუძ-

ნებული მეთილნარინჯის, მეთილწითელის, ფენოლ-ფტალეინის და სხვა ინდიკატორების ფერის ცვლილება, რაც გამოიყენება რაოდენობით ანალიზში ეკვივალენტობის წერტილის ფიქსაციისათვის ფუძეების და მჟავების გატიტრის დროს:



ფენოლფტალეინი

ფენოლფტალეინი – 3,3-(4-ჰოდროქსიფენილ)ფტალიდი, ფუძე-მჟავური ინდიკატორი (გადასვლის ინტერვალი (pH 8,2-9,8) ტუტე არეში იძლევა მეწამულ შეფერილობას (II) და უფერულდება მჟავა არეში, ასევე ძლიერ ტურე გარემოში (III). ”პურგენი“-ს სახელწოდებით გამოიყენება მედიცინაში, როგორც სუსტი სასაქმებელი საშუალება:



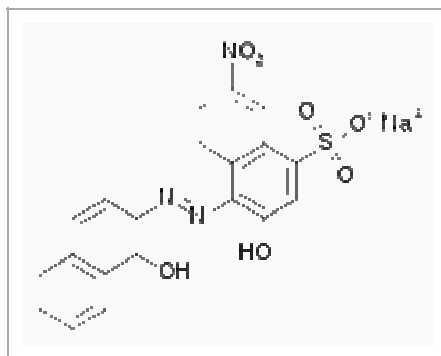
ჟანგვა-აღდგენითი ინდიკატორები ჟანგავების ან აღმდგენების მოქმედებით წარმოქმნიან ქინოიდური ან სხვა ჯგუფების შემცველ შეფერილ ნაერთებს. აქედან გამომდინარე, მათ იყენებენ თვისებით რეაქციებში ჟანგავების აღმოსაჩენად და რაოდენობით ანალიზში ჟანგავების და აღმდგენების განსასაზღვრავად.

მეტალ-ინდიკატორები, წარმოადგენენ რა ლიგანდებს, მეტალის იონებთან წარმოქმნიან კომპლექსურ ნივთიერებებს, რომელთა შეფერილობა განსხვავებულია ინდიკატორის შეფერილობისაგან. ეს თვისება გამოიყენება მეტალთა მარილების ტიტრირებულ მეთოდში. ინდიკატორები – ეოზინი, ფლუორესცეინი ადსორბირდებიან ნალექზე ფერის ცვლილებით, რაც გამოიყენება დალექვითი გატიტრის მეთოდში.

ბევრი ფოტომეტრული განსაზღვრა წყალხსნარებში მიმდინარეობს კოლმპლექსწარმოქმნელი ორგანული რეაგენტების მეშვეობით – დიაცეტილდიოქსიმი,

ანტიპირინი, დიანტიპირილმეთანი და სხვა. მითითებული რეაგენტების კომპლექსების უმრავლესობა წყალში ხსნადია, კაციონური ხასიათისაა და იძლევა მეტალების ფოტომეტრული განსაზღვრის საშუალებას.

ერიოქრომ-შავი EBT



ჰიდროქსინაფტალინ-2-ილჰიდრა-
ზინილიდენი-7-ნიტრო-3 -ოქსო- Y-
ნაფტალინ-1-ნატრიუმის სულფონა-
ტი

თაში XII.

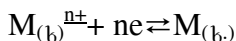
ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები ჰიმიურ ანალიზში

12.1. ჟანგვა-აღდგენითი პოტენციალები

ქიმიური ანალიზის ბევრი მეთოდი დაფუძნებულია ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებზე. იონებისა და ატომების მიერ ელექტრონების დაკარგვის და შეძენის ინტენსივობა იზომება ჟანგვა-აღდგენითი ანუ ელექტროდული პოტენციალით. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის მიმართულება განისაზღვრება ჯიბის ენერგიის ცვლილებით. წყალხსნარებში რედოქსპროცესის რაოდენობრივი მახასიათებელი რედოქს-პოტენციალი (E^0) სტანდარტული იზობარულ-იზოთერმული პოტენციალი ΔG რომელიც დაკავშირებულია სტანდარტულ-ელექტროდულ პოტენციალთან E^0 განტოლებით:

$$-\Delta G = nFE^0$$

რედოქსპროცესის რაოდენობრივ მახასიათებელს წარმოადგენს რედოქს-პოტენციალი, რომელიც აღიძვრება ფაზათა (პლატინის ფირფიტა – წყალხსნარი) გამყოფ საზღვარზე, როდესაც თხევადი ფაზა შეიცავს ერთდროულად ერთი და იგივე ნივთიერების დაჟანგულ და აღდგენილ ფორმებს. ფაზათა საზღვარზე პოტენციალის აღძვრა დაკავშირებულია ელექტრონის უნართან – თავისუფლად გადავიდეს ხსნარიდან პლატინის ფირფიტაზე და პირიქით. ფაზათა პოტენციალი აღიძვრება ფაზათა (პლატინის ფირფიტა – წყალხსნარი) გამყოფ ზედაპირზე, როდესაც თხევადი ფაზა შეიცავს ერთდროულად ერთი და იგივე ნივთიერების დაჟანგულ და აღდგენილ ფორმებს. თუ M ლითონის ფირფიტას ჩაუშვებენ ხსნარში, რომელიც შეიცავს ლითონის იონებს:

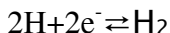


მაშინ ლითონისა და ხსნარის შეხების საზღვარზე აღიძვრება პოტენციალთა სხვაობა, რომელსაც ელექტროდული პოტენციალი ეწოდება. პოტენციალთა სხვაობა დამოკიდებულია:

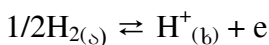
- ლითონის ბუნებაზე;
- იონების კონცენტრაციაზე (უფრო სწორედ აქტიურობაზე) ხსნარში;
- ტემპერატურაზე.

ცალკეული ელექტროდების პოტენციალის სიდიდის უშუალო გაზომვა შეუძლებელია. მას ზომავენ მეორე ელექტროდის პოტენციალის სიდიდესთან შედარებით – სტანდარტული წყალბადის ელექტროდის მიხედვით, რომლის პოტენციალის სიდიდე მიღებულია ნულის ტოლად ($E^0=0$).

წყალბადის ელექტროდი წარმოადგენს პლატინის ფირფიტას, რომელიც დაფარულია პლატინის შავით (ფხვიერი ფორებიანი პლატინით. ე.ი. ელექტროლიტურად დალექილი პლატინით) ელექტროდის ზედაპირის გასადიდებლად და ჩაშვებულია გოგირდმჟავას 1,25 M ხსნარში, იონების აქტიურობით $a_{H^+}=1$. გოგირდმჟავას ხსნარში გაატარებენ წყალბადს ატმოსფერული წნევით (101,325 კპა). პლატინით შთანთქმული წყალბადის ნაწილი გადადის ატომურ მდგომარეობაში, ამიტომ პლატინის ზედაპირულ ფენაში მყარდება წონასწორობა $1/2H_{2(g)} \rightleftharpoons H^+_{(b)} + e$, ხოლო პლატინისა და გოგირდმჟავას ხსნარის საზღვარზე – წონასწორობა:

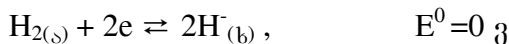


და წარმოიქმნება ჟანგვა-აღდგენითი წყვილი $2H^+/H_2$,

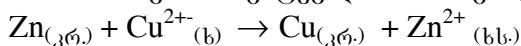


უარყოფითი პოტენციალის სიდიდის შემცირება და დადებითი პოტენციალის სიდიდის გაზრდა პასუ-

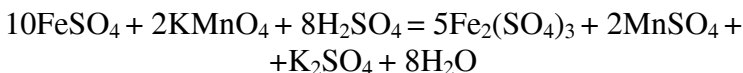
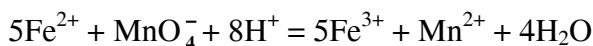
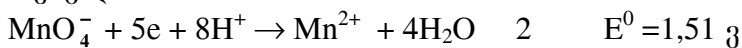
ხობს აღდგენითი აქტივობის შემცირებას და ჟანგვითი აქტივობის გადიდებას. მაგ: სტანდარტული პოტენციალების შემცირება სისტემისათვის:



გვიჩვენებს, რომ F_2 -ის მოლეკულას გააჩნია ძლიერ გამოხატული ჟანგვითი ტენდენცია, ხოლო H^- – იონს, აღმდგენი. E^0 –ის მნიშვნელობის შესაბამისად, თუთია $E^0 = -0,763$ ვ, უფრო ძლიერი აღმდგენია, ვიდრე სპილენძი $E^0 = +0,34$ ვოლტი და მაშასადამე, პირველი გამოაძეგებს მეორეს Cu^{2+} -იონების შემცველი ხსნარებიდან:



კერძო რეაქციების პოტენციალებს აქვთ შემდეგი მნიშვნელობა:



სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი პირველი სისტემისათვის უფრო მაღალია, ვიდრე მეორისათვის; მაშასადამე, მათი კონტაქტის შემთხვევაში, პირველი სისტემა გამოვა მჟანგავის როლში, ხოლო მეორე – აღმდგენის როლში. პირველი რეაქცია მიმდინარეობს მარცხნიდან მარჯვნივ, მეორე – მარჯვნიდან მარცხნივ. ე.ი. Fe^{2+} – იონები იჟანგებიან Fe^{3+} – იონებად, ხოლო MnO_4^- – იონები აღდგებიან Mn^{2+} იონებად.

სტანდარტული ჟანგვა-აღდგენითი პოტენციალები

დაჟანგული ფორმა	$+e^-$	აღდგენილი ფორმა	E° , ვოლტი
Li^+	$1e^-$	Li	-3,02
Na^+	$1e^-$	Na	-2,71
Mn^{2+}	$2e^-$	Mn	-1,05
Zn^{2+}	$2e^-$	Zn	-0,76
Cr^{3+}	$3e^-$	Cr	-0,74
Fe^{2+}	$2e^-$	Fe	-0,44
Cd^{2+}	$2e^-$	Cd	-0,40
Ti^{3+}	$1e^-$	Ti^{2+}	-0,37
Co^{2+}	$2e^-$	Co	-0,29
Ni^{2+}	$2e^-$	Ni	-0,23
Sn^{2+}	$2e^-$	Sn	-0,14
Pb^{2+}	$2e^-$	Pb	-0,13
2H^+	$2e^-$	H_2	0,00
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	$2e^-$	$\text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
Ti^{4+}	$1e^-$	Ti^{3+}	+0,04
Sn^{4+}	$2e^-$	Sn^{2+}	+0,15
$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$	$2e^-$	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,17
Cu^{2+}	$2e^-$	Cu	+0,34
MnO_4^-	$1e^-$	MnO_4^{2-}	+0,56
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$	$3e^-$	$\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
Fe^{3+}	$1e^-$	Fe^{2+}	+0,77
Ag	$1e^-$	Ag^+	+0,80
Br_2	$2e^-$	2Br^-	+1,07
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+$	$4e^-$	$2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
Cl_2	$2e^-$	2Cl^-	+1,36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+$	$6e^-$	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,37
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+$	$2e^-$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$	$5e^-$	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$2e^-$	$2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
		2F^-	+2,87

ელექტროდული პოტენციალების მნიშვნელობის დამოკიდებულება დაჟანგული და აღდგენილი ფორმების აქტიურობაზე, ტემპერატურაზე, გამოისახება **ნერნსტის** განტოლებით: ამგვარად, რედოქს-პოტენციალის სიდიდე დამოკიდებულია როგორც რედოქს-პროცესის წარმომქმნელ ნაწილაკთა ბუნებაზე, ისე მათ კონცენტრაციებზე და ტემპერატურაზე. იგი იზომება ვოლტებში და გამოითვლება ნერნსტის განტოლებით:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{\alpha(\text{Ox})}{\alpha(\text{Red})} \alpha^m(\text{H}^+)$$

$$\text{ანუ } E = E_0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg \frac{a^x \text{ დაჟანგული}}{a^y \text{ აღდგენილი}}$$

E^0 – პროცესის სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალია;

R – აირის უნივერსალური მუდმივაა;

T – აბსოლუტური ტემპერატურაა;

n – ელემენტარულ პროცესში მონაწილე ელექტრონების რიცხვია;

F – ფარადეის რიცხვია.

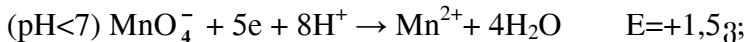
a^x დაჟანგული და a აღდგენილი – დაჟანგული და აღდგენილი აქტივობებია, x და y – რეაქციის განტოლებაში შემაჯავალი კოეფიციენტებია. 298 K-თვის მუდ-

მივი სიდიდეების მნიშვნელობების $[R = 8,31 \frac{\text{ჯოული}}{\text{მოლი.K}},$

$F = 96\,500$ კულონი]. ჩასმის შემდეგ განტოლება დებულობს სახეს:

$$E = E_0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{a^x \text{ დაჟანგული}}{a^y \text{ აღდგენილი}}$$

თუ ჟანგვა-აღდგენით რეაქციაში წყალბადის იონებიც მონაწილეობენ, მაშინ რედოქს-პოტენციალის სიდიდე დამოკიდებული იქნება აგრეთვე წყალბად-იონების აქტიურობაზე. კერძო რეაქციისათვის:



$$E = 1,51 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{\alpha_{\text{MnO}_4^-} \alpha_{\text{H}^+}^8}{\alpha_{\text{Mn}^{2+}}}$$

მხედველობაშია მისაღები ის, რომ წყლის კონცენტრაცია წარმოადგენს მუდმივ სიდიდეს. სტანდარტული პირობებისათვის, ე.ი. როდესაც

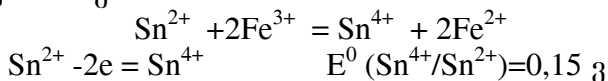
$$a_{\text{MnO}_4^-} = a_{\text{Mn}^{2+}} = a_{\text{H}^+} = 1; \quad E = E^0 = +1,51\text{ვ}$$

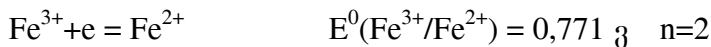
კავშირი სტანდარტული იზობარულ-იზოთერმული პოტენციალ ΔG^0 -სა და ჟანგვა-აღდგენის წონასწორობის კონსტანტას (K_T) შორის გამოისახება განტოლებით: $\Delta G = -2,3RT \lg K$ საიდანაც ვღებულობთ წონასწორობის კონსტანტას მათემატიკურ გამოსახულებას: -
 $nFE^0 = -2,3RT \lg K$;

$$\lg K = \frac{nFE^0}{2,3RT}$$

$$\lg K = \frac{nE^0}{0,059};$$

გალვანური ელემენტის სტანდარტული ე.მ.ძ. $E^0 = E_2^0 - E_1^0$, სადაც E_2^0 და E_1^0 - ურთიერთმოქმედი ელექტროქიმიური სისტემების (რედოქსწყვილების) სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალებია. წონასწორობის კონსტანტას გაანგარიშება ნაჩვენებია რეაქციისათვის:





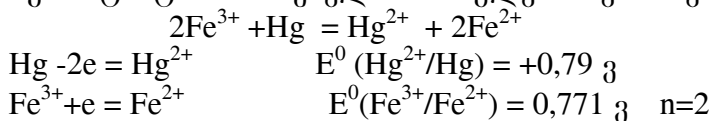
ამ მნიშვნელობების ჩასმით $\lg K$ -ს გამოსახულებაში ვღებულობთ:

$$\lg K = \frac{(0,771 - 0,15)2}{0,059} \approx 21 \quad \text{აქედან}$$

$$K = \frac{a_{\text{sn}^{4+}} a_{\text{Fe}^{2+}}^2}{a_{\text{sn}^{2+}} a_{\text{Fe}^{3+}}^2} \approx 10^{21}$$

ე.ი. წონასწორობის მდგომარეობაში, რეაქციის პროდუქტების აქტიურობების ნამრავლი აღემატება რეაქციაში შეუსვლელი საწყისი იონების აქტიურობების ნამრავლს 10^{21} -ჯერ. K -ს ასეთი დიდი მნიშვნელობა **რედოქსპროცესის მიმართულების პროგნოზირების** საშუალებას იძლევა და მიუთითებს რეაქციის **სრულ** მიმდინარეობაზე მარცხნიდან მარჯვნივ. პრაქტიკულად რეაქცია შეუქცევადია.

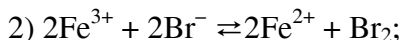
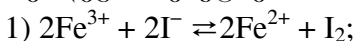
რეაქცია Fe^{3+} იონსა და მეტალურ ვერცხლის-წყალს შორის არ წარმართება, ვინაიდან წონასწორობის კონსტანტას მნიშვნელობა ნაკლებია ერთზე:



ამ მნიშვნელობების ჩასმით $\lg K$ -ს გამოსახულებაში ვღებულობთ $K=10^{-0,67}$.

სისტემის ჟანგვითი უნარი იზრდება რედოქს-პოტენციალის დადებითი მნიშვნელობის გაზრდის მიმართულებით და პირიქით.

განვიხილოთ შემდეგი რეაქციები:



$$E^0(\text{I}_2/2\text{I}^-)=0,54 \text{ ვ};$$

$$E^0(\text{Br}_2/2\text{Br}^-)=1,01 \text{ ვ};$$

$$E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})=0,77 \text{ v};$$

პირველი რეაქციისათვის

$E^0 = E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) - E^0(\text{I}_2/2\text{I}^-) = 0,77 - 0,54 = 0,23 \text{ ვ} > 0$, ამიტომ $\Delta G^0 < 0$, რეაქციას შეუძლია თვითნებური მიმდინარეობა მარცხნიდან მარჯვნივ.

მეორე რეაქციისათვის

$E^0 = E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) - E^0(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = 0,77 - 1,01 = -0,24 \text{ ვ} < 0$, ამიტომ $\Delta G^0 > 0$, ე.ი. რეაქციას შეუძლია თვითნებური მიმდინარეობა მარჯვნიდან მარცხნივ.

სტანდარტული პირობების შეცვლით, კერძოდ, კონცენტრაციათა (აქტიურობათა) და ტემპერატურის ცვლილებით, შესაძლებელია ΔG -ს მნიშვნელობის შეცვლა პროცესის მიმართულების ცვლილებამდე.

ორი რედოქს-წყვილის ჟანგვა-აღდგენითი ურთიერთქმედების მიმართულება და სისრულე განისაზღვრება წონასწორობის კონსტანტას მნიშვნელობით.

პრაქტიკულად სრულად მიმდინარე რეაქციის კონსტანტას მნიშვნელობა უნდა იყოს 10^8 -ზე მეტი (საწყისი ნივთიერებების 99,99% შებოჭვის პირობებში).

ამ დროს სხვაობა $n(E_2^0 - E_1^0)/0,059 > 8$, რაც ხორციელდება $E_2^0 - E_1^0 = 0,4 \text{ ვ}$ ($n=1$), $E_2^0 - E_1^0 = +0,2 \text{ ვ}$ ($n=2$) დროს.

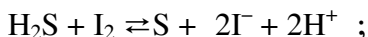
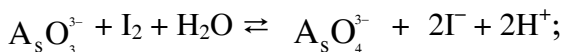
ამრიგად, თუ $E_2^0 > E_1^0$ მაშინ რეაქცია პრაქტიკულად სრულად მიმდინარეობს ბოლომდე, თუ $E_2^0 < E_1^0$

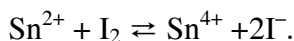
$E_2^0 < E_1^0$, მაშინ რეაქცია მიმდინარეობს საწინააღმდეგო მიმართულებით, მაგრამ თუ სხვაობა $E_2^0 - E_1^0$ ძალიან მცირეა, მაშინ $K=1$ ახლოსაა ერთთან, რეაქცია არ წავა ბოლომდე პირობების შეცვლის გარეშე. სისტემის ჟანგვითი უნარი იზრდება რედოქს-პოტენციალის დადებითი მნიშვნელობის გაზრდის მიმართულებით და პირიქით.

12.2. ნივთიერებების ჟანგვა-აღდგენითი თვისებები

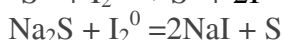
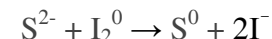
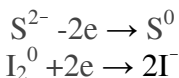
ნივთიერებები ამჟღავნებენ განსხვავებულ დამოკიდებულებას ჟანგვისა და აღდგენისადმი. ერთნი ავლენენ მხოლოდ მჟანგავ, მეორენი – მხოლოდ აღმდგენ, ხოლო მესამენი – რედოქს-ამფოტერულ თვისებებს. აღმდგენებია ის ატომები ან იონები, რომლებსაც სავალენტო შრეზე აქვთ ელექტრონების მცირე რიცხვი, შეუძლიათ ელექტრონების გაცემა. ასეთებია მეტალების ელექტრონეიტრალური ატომები (Na, K, Ca და სხვა) და IVA – VIIA ქვეჯგუფის არამეტალების ატომები უმცირესი ჟანგვის ხარისხით (I , S^{-2} , O^{-2} , N^{-3} , Br , Cl).) გასცემენ ელექტრონებს – არიან მხოლოდ აღმდგენები. ყველა ჯგუფის ელემენტების ატომები მაქსიმალური ჟანგვის ხარისხით (Mn^{+7} , Al^{+3} , Cr^{+6} , S^{+4}), ასევე ფტორისა და ჟანგბადის ატომები იერთებენ ელექტრონებს – არიან მხოლოდ მჟანგავები. IVA – VIIA ქვეჯგუფის არამეტალების ელექტრონეიტრალური ატომები, ასევე B, H, შუალედური ჟანგვის ხარისხის მქონე ელემენტები (Mn^{+4} , S^{+4} , N^{+3} , C^{+2}), პეროქსიდული ნაერთები (H_2O_2) რეაქციის კონკრეტული პირობების მიხედვით ავლენენ როგორც მჟანგავ, ასევე აღდგენით თვისებებს.

იოდი, როგორც მჟანგავი. სისტემის სტანდარტულ პოტენციალს შუალედური მდგომარეობა უჭირავს ძლიერ აღმდგენებს და მჟანგავებს შორის. ტიტვრისთვის გამოიყენება იოდისა და კალიუმის იოდიდის სტანდარტული ხსნარები. KI აუცილებელია იოდის წყალში კარგი ხსნადობის უზრუნველსაყოფად, KI_3 -ის წარმოქმნის ხარჯზე. ნაერთების იოდით გატიტვრის მაგალითებია:

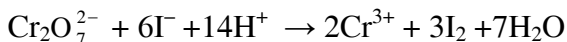
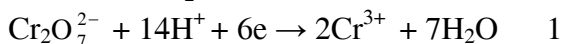
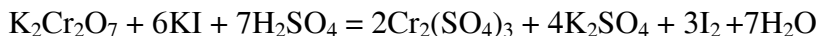
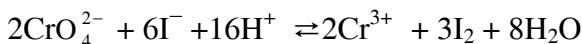
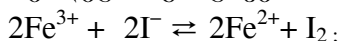




იოდმეტრული მეთოდით სულფიდ-იონების განსაზღვრა დაფუძნებულია იოდის დაჟანგვაზე თავისუფალ გოგირდამდე:



იოდინი, როგორც აღმდგენი. ტიტრისთვის გამოიყენება კალიუმის იოდიდის წყალხსნარები. ჟანგვა-აღდგენითი პოტენციალების სიდიდეების მიხედვით, შესაძლებელია შემდეგი მჟანგავების განსაზღვრა:

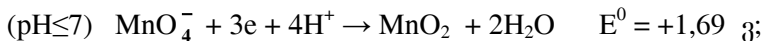
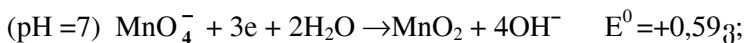
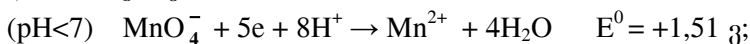


ანალიზურ ქიმიაში ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების ჩატარებისას იყენებენ მთელ რიგ მჟანგავებსა და აღმდგენებს. განვიხილოთ მათი ძირითადი თვისებები.

მჟანგავებიდან იყენებენ კალიუმის პერმანგანატს, კალიუმის ქრომატსა და ბიქრომატს, წყალბადის პეროქსიდს, ტყვიის (IV) ოქსიდს, იოდს, კალიუმის ბრომატს და სხვა.

კალიუმის პერმანგანატი – KMnO_4 ძლიერ მჟავა არეში ($\text{pH} < 7$) აღდგება Mn^{2+} – იონამდე, ნეიტრალურ

ანუ სუსტ ტუტე არეში – MnO_2 -მდე, ტუტე არეში წარმოიქმნება MnO_4^{2-} ,

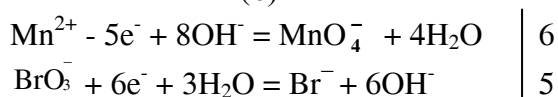
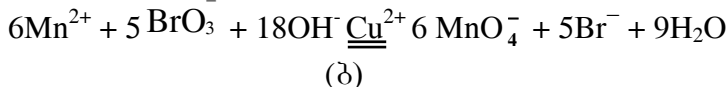
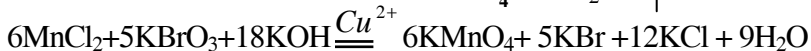
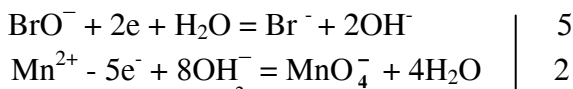
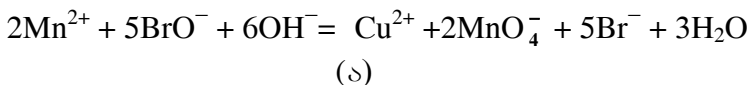
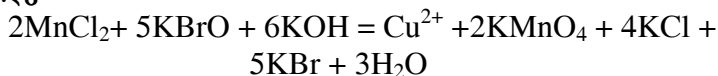


ამრიგად, რედოქს-პოტენციალის სიდიდეზე გაველენას ახდენს ხსნარის pH.

წყალხსნარებში კალიუმის პერმანგანატი არამდგრადია და იშლება, ვინაიდან მისი რედოქს-პოტენციალი მეტია წყლის რედოქს-პოტენციალის მნიშვნელობაზე.

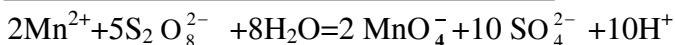
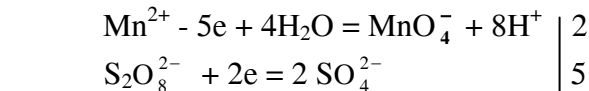
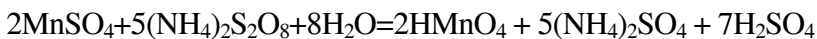
Mn^{2+} კატიონის დაჟანგვა MnO_4^- ანიონამდე ტუტე არეში.

ბევრი მჟანგავი (H_2O_2 , Cl_2 , Br_2) ჟანგავს Mn^{2+} კატიონს ტუტე არეში Mn^{+4} -მდე, მაგრამ BrO^- (ა) ან BrO_3^- (ბ) ტუტე არეში სუსტი გაცხელებისას Cu^{2+} იონების თანაობისას Mn^{2+} კატიონს ჟანგავს MnO_4^- ანიონამდე:



Cu^{2+} არის კატალიზატორი.

დაჟანგვა ამონიუმის პერსულფატით $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ ვერცხლის ნიტრატის AgNO_3 (კატალიზატორი) თანაობისას:



რეაქციის მიმდინარეობის პირობები:

1. რეაქცია ტარდება, როცა $\text{pH} < 2$.

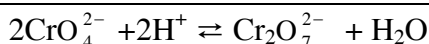
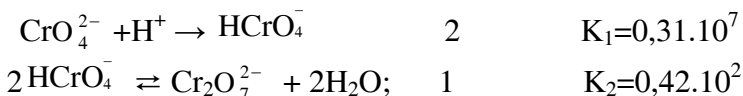
2. რეაქცია მიმდინარეობს კატალიზატორის (Ag^+) თანაობისას.

3. აღმდგენები Cl^- , Br^- , I^- ხელს უშლიან რეაქციის მიმდინარეობას.

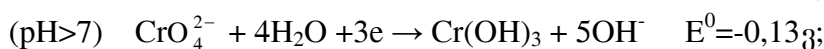
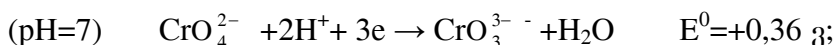
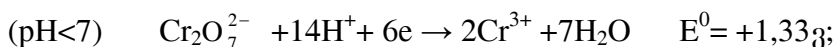
4. გაცხელება ხელს უწყობს რეაქციის მიმდინარეობას, მაგრამ ხანგრძლივი გაცხელებისას HMnO_4 მანგანუმში იშლება მანგანუმის (IV) ოქსიდის MnO_2 წარმოქმნით.

ამრიგად, რედოქს-პოტენციალის სიდიდეზე გავლენას ახდენს ხსნარის pH . კალიუმის პერმანგანატი გამოიყენება შარდმუყვას, კალციუმის, რკინა(II)-ის, სპილენძ(I)-ის მარილების, ოქსალატების, წყალბადის პეროქსიდის, სულფიტების, ნიტრიტების, მჟაუნმუყვას, ქლორიდების, იოდიდების, კალიუმის და მჟანგავი ფერმენტების რაოდენობითი განსაზღვრისათვის; სანიტარულ-ჰიგიენურ გამოკვლევებში – სასმელი და სხვა წყლების ანალიზისათვის.

კალიუმის ქრომატი და ბიქრომატი – K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ანალიზში ხშირად გამოიყენება მჟანგავებად. მჟავა არეში ქრომატები გადადიან ბიქრომატებში, ტუტე არეში – პირიქით. სისტემის წონასწორობის კონსტანტა დაკავშირებულია pH -თან:

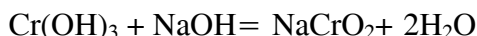
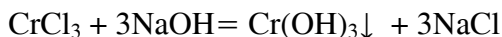


$$K = \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}{[\text{CrO}_4^{2-}][\text{H}^+]^2} = K_1^2 \cdot K_2 = 4,0 \cdot 10^{14}$$



Cr^{3+} კატიონის ჟანგვა CrO_4^{2-} -მდე შესაძლებელია როგორც ტუტე, ისე მჟავა გარემოში.

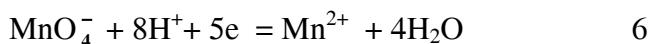
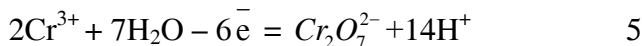
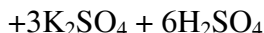
ა) ტუტე არეში მჟანგავებად ძირითადად გამოიყენება წყალბადის პეროქსიდი – H_2O_2 ან ნატრიუმის პეროქსიდი – Na_2O_2 :

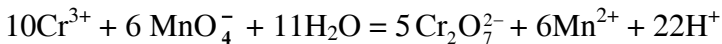
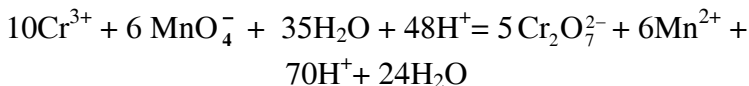


CrO_4^{2-} გადასვლა H_2CrO_6 ხდება მჟავა არეში.

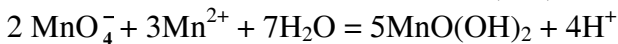
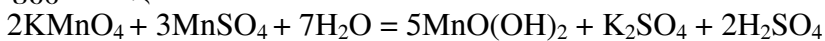
ქრომის აღმოჩენა ამ რეაქციით შესაძლებელია ყველა ანალიზური ჯგუფის კატიონების თანაობისას.

ბ) მჟავა გარემოში დაჟანგვას ახდენენ KMnO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ და სხვა ძლიერი მჟანგავებით.

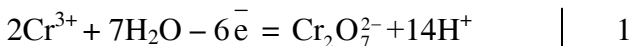
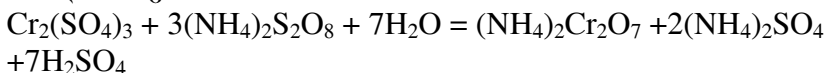




ამ რეაქციის დროს MnO_4^- ანიონის შეფერილობა ჟოლოსფერიდან გადადის მურაში $\text{MnO}(\text{OH})_2$ -მანგანუმის ჰიდროქსიდის წარმოქმნის გამო, შესაძლებელია წარმოიქმნას მანგანუმჟავა H_2MnO_3 . ნალექის წარმოქმნა შეიძლება აიხსნას კალიუმის პერმანგანატის ჭარბი რაოდენობის ურთიერთქმედებით წარმოქმნილ მანგანუმის სულფატთან. გაცხელებისას რეაქცია უკეთ მიდის:



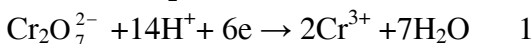
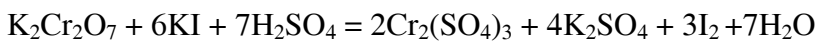
Cr^{3+} კატიონის დაჟანგვა $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ბიქრომატ-იონში ამონიუმის პერსულფატით $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ მჟავა არეში მიმდინარეობს:



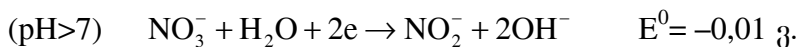
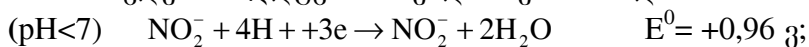
რეაქციის მიმდინარეობის პირობები:

1. რეაქციას ატარებენ მჟავა არეში ($\text{pH} = 1$) გაცხელებით.

2. აღმდგენელი იონები ხელს უშლიან რეაქციის მსვლელობას.



აზოტმჟავა – pH, კონცენტრაციის, აღმდგენის ტიპის მიხედვით აღდგება სხვადასხვანაირად:

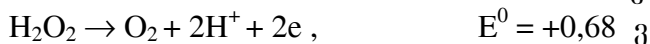
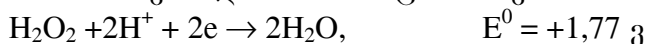


ძლიერი აღმდგენები, რომელთა რედოქს-პოტენციალები ნულზე დაბალია (Ca, Mg), აღადგენენ კონც. HNO_3 , N_2O -მდე, განზავებული – ამიაკამდე, საშუალო სიძლიერის აღმდგენები (Fe, Ni) აღადგენენ განზავებულ HNO_3 , NO -მდე.

აზოტმჟავა ანალიზში გამოიყენება მეტალების, ნაღობების, სულფიდების ტიპის ძნელად ხსნადი მარილების (HgS -გარდა) გასახსნელად. კეთილშობილი ლითონები (ოქრო, პლატინა) აზოტმჟავაში არ იხსნება. მათ გასახსნელად იყენებენ „სამეფო არაყს“ $3VHCl : 1V HNO_3$

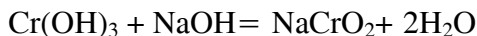
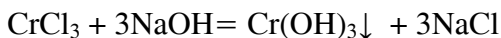


წყალბადის პეროქსიდი - H_2O_2 ნაკლები სიძლიერის მჟანგავია და იჟანგება უფრო მაღალი რედოქს-პოტენციალების მქონე მჟანგავების მოქმედებით. H_2O_2 - რედოქს-ამფოტერული ნაერთია, რის გამოც მას ახასიათებს დისპროპორციონირება.



თვისებით ანალიზში წყალბადის პეროქსიდი გამოიყენება დასაჟანგად და ზოგიერთი იონის (Cr^{3+} , Mn^{2+}) აღმოსაჩენად. Cr^{3+} კატიონის დაჟანგვა CrO_4^{2-} - მდე შესაძლებელია როგორც ტუტე, ისე მჟავა გარემოში.

ტუტე არეში მჟანგავებად ძირითადად გამოიყენება წყალბადის პეროქსიდი – H_2O_2 ან ნატრიუმის პეროქსიდი – Na_2O_2 :



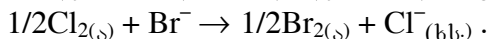
რეაქციის მიმდინარეობის პირობები:

1. Cr^{3+} კატიონის დაჟანგვა CrO_4^{2-} -მდე მიმდინარეობს ტუტე არეში.

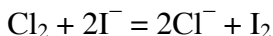
2. CrO_4^{2-} გადასვლა H_2CrO_6 ხდება მჟავა არეში.

ქრომის აღმოჩენა ამ რეაქციით შესაძლებელია ყველა ანალიზური ჯგუფის კატიონების თანაობისას.

ჰალოგენები – ქლორი, ბრომი, იოდი, ფართოდ გამოიყენება ქლორიანი, ბრომიანი წყლისა და იოდის ხსნარის სახით ბევრი ნაერთის აღმოსაჩენად და განსასაზღვრავად. აღმდგენებთან მათი მოლეკულების ურთიერთქმედებისას ისინი ღებულობენ ელექტრონს და გადადიან ჰალოგენიდ-იონებში. ქლორი $E^0(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = +1,136\text{ვ}$ – უფრო ძლიერი მჟანგავია, ვიდრე ბრომი $E^0(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = -0,763\text{ვ}$ $E^0=1,07\text{ვ}$ რედოქს-პოტენციალების დიდი სხვაობის გამო, ქლორიანი წყალი, როგორც უფრო ძლიერი მჟანგავი გამოიყენება ბრომიდებისა და იოდიდების დასაჟანგად:

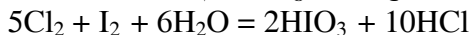


მჟანგავები: ქლორიანი წყალი, ბრომიანი წყალი, კალიუმის პერმანგანატი მჟავე და ტუტე არეში ჟანგვენ იოდიდებს თავისუფალ იოდამდე.



თავისუფალი იოდი სახამებელს აძლევს ღურჯ, ხოლო ორგანულ გამხსნელებს – იისფერ შეფერი-

ლობას. ჭარბი ქლორიანი წყალი იისფერ შეფერილობას აქრობს HIO_3 -ის წარმოქმნის გამო:



თავისუფალი ბრომის აღმოჩენა შესაძლებელია რამდენიმე ხერხით:

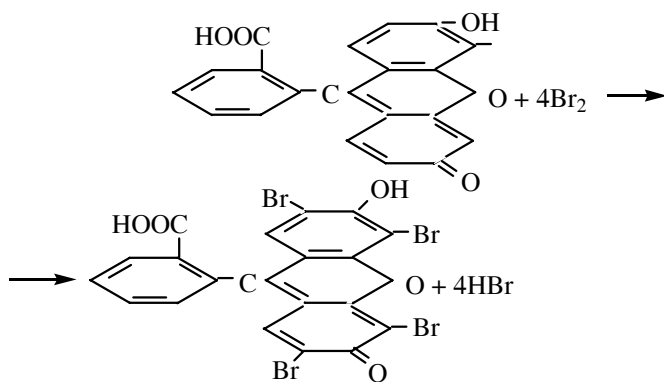
1. Br_2 ხსნარს მურა შეფერილობას აძლევს;

2. ორგანულ გამხსნელებში (ქლოროფორმი, ბენზოლი) Br_2 ნარინჯისფერია. ქლორიანი წყლის ჭარბი რაოდენობის დამატებისას ორგანული გამხსნელის ფენა შეიფერება ყვითელ-ჩალისფრად ბრომქლორიდის – BrCl -ის წარმოქმნის გამო;

3. თავისუფალი ბრომი მოქმედებს ფუქსინგოგირდოვან მჟავაზე მისი ბრომწარმოებულის წარმოქმნით, რომელიც იძლევა წითელ-იისფერ შეფერილობას. რეაქცია სპეციფიკურია და საშუალებას იძლევა აღმოჩენილ იქნეს მცირე რაოდენობის ბრომიდები Cl^- და I^- იონების თანაობისას;

4. თავისუფალი ბრომის აღმოჩენა შესაძლებელია ფლუორესცენით; წარმოიქმნება წითელი შეფერილობის

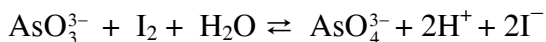
ტეტრაბრომ-ფლუორესცენი (ეოზინი):



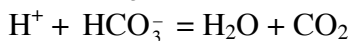
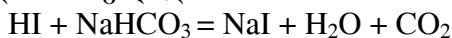
რეაქციის მიმდინარეობის პირობები

1. რეაქცია მიმდინარეობს pH 5-7 დროს;
2. ჭარბი ქლორიანი წყალი წარმოქმნის BrCl.
3. აღმდგენი იონები ხელს უშლიან ცდის მსვლელობას, ამიტომ მათ აცილებენ ან ჟანგავენ;

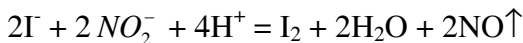
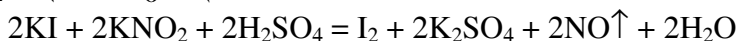
არსენიტები იჟანგებიან იოდით არსენატამდე



ამ რეაქციაში I_2 აღდგება იოდიდ-იონამდე, ხსნარის ყვითელი შეფერილობა ქრება. ეს რეაქცია შექცევადია, ამიტომ ხსნარს უმატებენ NaHCO_3 -ს H^+ იონების შესაბოჭად და სისტემის წონასწორობის მარჯვნივ გადასახრელად:

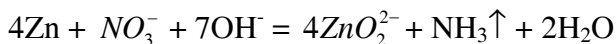
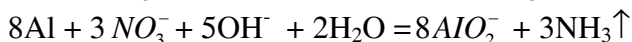
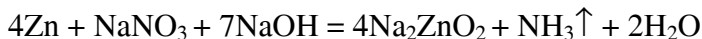
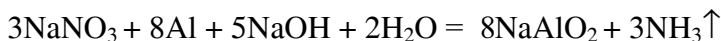


მეტალ-იონები – ტყვია (IV), რკინა (III), ცერიუმი (IV), (მაქსიმალური ჟანგვის ხარისხის მქონე), ნატრიუმის ნიტრატი და სხვა მჟანგავები გამოიყენებიან შერჩევითი დაჟანგვისათვის ცალკეული აღმდგენებისათვის. მაგალითად, ნიტრიტები შერჩევით ჟანგავენ იოდიდ-იონს თავისუფალ იოდამდე, რაც გამოიყენება NO_2^- აღმოსაჩენად:

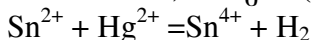
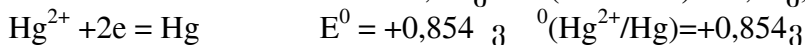
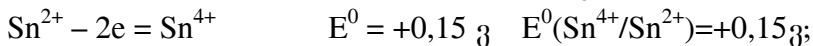
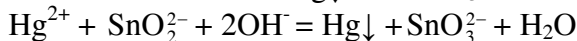
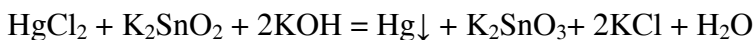
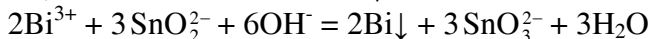
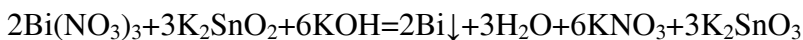
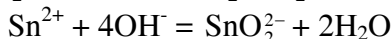


აღმდგენებიდან – ანალიზურ ქიმიაში დიდი მნიშვნელობა აქვთ წყალბადს და მეტალებს (Zn, Fe, Al) –1 და –2, დაჟანგვის ხარისხის მქონე არამეტალების იონებს (ქლორიდებს, იოდიდებს, ბრომიდებს, სულფიდებს), შუალედური ჟანგვის ხარისხის მქონე ზოგიერთ იონს (სულფიტ-ნიტრიტ-თიოსულფატ-იონებს). უმდაბლესი ჟანგვის ხარისხის მქონე მეტალების იონებს (Sn^{2+} , Fe^{2+} , Cr^{3+}). ატომურ წყალბადს შეუძლიათ

აღადგინონ დიდი რედოქს-პოტენციალის მქონე მეტალთა იონები. ატომურ წყალბადს იყენებენ თვისებით ანალიზში მეტალებისა და არამეტალების აღსადგენად. **მეტალური ალუმინი ან თუთია ძლიერ ტუტე არეში** ნიტრატებს აღადგენს ამიაკის წარმოქმნით:



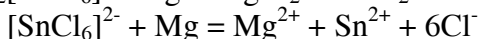
Sn კატიონის აღდგენა ბისმუტისა და ვერცხლის-წყლის მარილებით



$$E^0 = +0,854 - (+0,15) = 0,704 \text{ ვ}$$

ცდა: სინჯარაში ათავსებენ Sn^{2+} იონის შემცველი ხსნარის 4 წვეთს. უმატებენ კონცენტრირებული NaOH -ის ხსნარს გამჭვირვალე ხსნარის მიღებამდე. უმატებენ 1-2 წვეთ $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ -ის ხსნარს. გამოიყოფა ბისმუტის შავი ხავერდოვანი ნალექი, რაც Sn^{2+} -ის არსებობაზე მიუთითებს.

მეტალური მაგნიუმი და მეტალური რკინა აღადგენენ Sn^{+4} -ს Sn^{2+} -მდე.

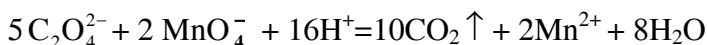
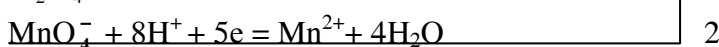
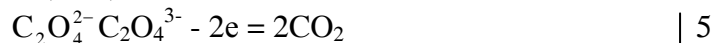
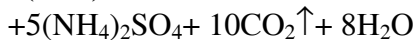
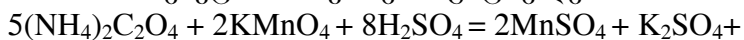


12.3. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის მიმდინარეობაზე მოქმედი ფაქტორები

ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების მექანიზმზე გავლენას ახდენს pH, გამხსნელი, ტემპერატურა, კატალიზატორი, თანაური რეაქციების არსებობა.

ელემენტის ჟანგვის ხარისხის ცვლილება ერთი და იგივე სიდიდით პოტენციალების სხვადასხვა მნიშვნელობის დროს დამოკიდებულია გარემო არეს pH-სა და მჟანგვა-აღდგენის მდგომარეობაზე. მაგ: Cr^{3+} გადადის Cr^{6+} მჟავა არეში $E^0 = -0,13$ ვ დროს. გოგირდის მიერ ელექტრონების დაკარგვა SO_3^{2-} -დან SO_4^{2-} მდე მჟავა არეში მიმდინარეობს $E^0 = +0,17$ ვ დროს, ტუტე არეში - $E^0 = -0,93$ ვ დროს. pH-ის გაზრდა ამცირებს მჟანგავის და აღდგენის პოტენციალის სიდიდის მნიშვნელობას (და შესაბამისად ჟანგვით თვისებებს), ზრდის მის აღდგენით თვისებებს.

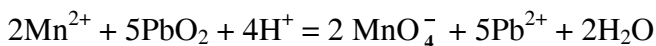
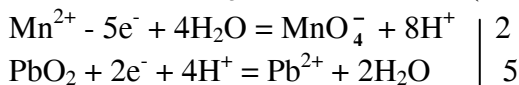
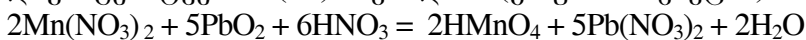
pH-ის ცვლილების შედეგად იცვლება პოტენციალის სიდიდე, მიიღება სხვა პროდუქტები, რეგულირდება რეაქციის სიჩქარის მიმართულება. ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებზე ძლიერ გავლენას ახდენს **ტემპერატურა**, რომლის გაზრდა აჩქარებს ჟანგვა-აღდგენით რეაქციას. მაგალითად: ოქსალატ-იონი მჟავა გარემოში აუფერულებს კალიუმის პერმანგანატის ხსნარს, რეაქციას აჩქარებს გაცხელება



მაღალ ტემპერატურაზე Mn^{2+} კატიონი იჟანგება MnO_4^- ანიონამდე მჟავა არეში ტყვიის (IV) ოქსიდით.

ამ რეაქციაში მჟანგავებად შეიძლება გამოიყენონ ტყვიის (IV) ოქსიდი PbO_2 , ამონიუმის პერსულფატი $(NH_4)_2S_2O_8$ და სხვა. ამ რეაქციით Mn^{2+} კატიონის აღმოჩენა შესაძლებელია ყველა ანალიზური ჯგუფის კატიონების თანაობისას.

დაჟანგვა ტყვიის (IV) ოქსიდით (კრუმის რეაქცია):



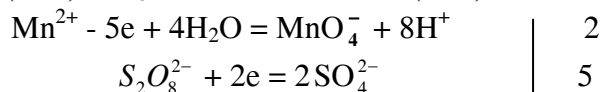
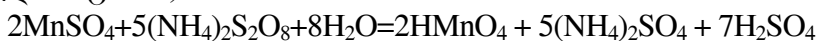
რეაქციის მიმდინარეობის პირობები:

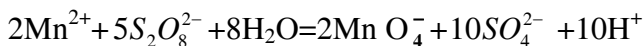
1. რეაქცია ტარდება, როცა $pH < 2$.

2. Cl^- იონები წინასწარ უნდა იქნეს მოცილებული საანალიზო ხსნარიდან. ამ მიზნით საანალიზო ხსნარი გადააქვთ ფაიფურის ჯამზე ან ტიგელში, ამოაშრობენ და გაცივებულ ნაშთს უმატებენ კონცენტრირებული გოგირდმჟავას ხსნარის რამდენიმე წვეთს. მინის წკირით კარგად აურევენ და ისევ აცხელებენ SO_3 -ის ბოლის გამოყოფამდე, გოგირდმჟავით დამუშავებას ახდენენ რამდენჯერმე, ხოლო გაცივების შემდეგ მიღებულ მშრალ ნაშთს ხსნიან გამოხდილ წყალში.

3. რეაქციის ჩასატარებლად საჭიროა ხსნარის დუღილი.

კატალიზატორები მნიშვნელოვნად აჩქარებენ რეაქციებს. მაგალითად, Mn^{2+} კატიონის დაჟანგვა MnO_4^- იონამდე მჟავა არეში ვერცხლის ნიტრატით (კატალიზატორი) თანაობისას:





რეაქციის მიმდინარეობის პირობები

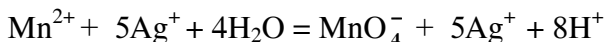
1. რეაქცია ტარდება, როცა $\text{pH} < 2$.

2. რეაქცია მიმდინარეობს კატალიზატორის (Ag^+) თანაობისას.

3. აღმდგენლები Cl^- , Br^- , I^- ხელს უშლიან რეაქციის მიმდინარეობას.

4. გაცხელება ხელს უწყობს რეაქციის მსვლელობას, მაგრამ ხანგრძლივი გაცხელებისას HMnO_4 მანგანუმჟავა იშლება მანგანუმის (IV) ოქსიდის MnO_2 წარმოქმნით.

თავდაპირველად $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ ჟანგავს Ag^+ Ag^{2+} -მდე, რომელიც ჟანგავს Mn^{2+} კატიონს MnO_4^- -მდე:



ხსნარის იონური ძალა (სხვა ელექტროლიტების არსებობა) ამცირებს ჟანგავის და აღმდგენის აქტიურობას, რამაც შეიძლება მიგვიყვანოს ჟანგვა-აღდგენითი წყვილის პოტენციალის ცვლილებამდე. ზოგადად, იონური ძალის გავლენა ძალიან მცირეა, ამიტომ შეიძლება მისი უგულებელყოფა.

დალექვის კონკურენტული რეაქციები გავლენას ახდენენ პოტენციალის სიდიდეზე, ვინაიდან წყვილის ერთ-ერთი კომპონენტის კონცენტრაცია მკვეთრად მცირდება. ამას ითვალისწინებენ მიღებული ნალექის ხსნადობის ნამრავლის გამოყენებით. ე.ი. ჟანგვა-აღდგენითი პოტენციალის მნიშვნელობა დამოკიდებულია დამლექავი იონის კონცენტრაციაზე.

დაჟანგული ან აღდგენილი ფორმების კონცენტრაციების ცვლილებით მკვეთრად იცვლება პოტენციალის სიდიდე და შესაბამისად, წყვილის ჟანგვა-აღდგენითი თვისებები.

კომპლექსწარმოქმნის კონკრეტული რეაქცია მნიშვნელოვან გავლენას ახდენს პოტენციალის სიდიდეზე, და ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის მიმდინარეობაზე.

გამხსნელის მოქმედება დაკავშირებულია რეაქციაში მონაწილე მჟანგავის და აღმდგენის სოლვატაციაზე. გამხსნელისა და ნაერთის სოლვატოკომპლექსში უფრო მტკიცე კოორდინაციული ბმა იწვევს ჟანგვის და აღდგენის შეფერხებას და შედეგად, ელექტრონული აქტიურობის შემცირებას. ნივთიერებების ჟანგვა-აღდგენითი თვისებების შედარებას ატარებენ ნულოვანი პოტენციალის მქონე რედოქს-წყვილის Rb^+/Rb^0 მიხედვით, რომელიც უმნიშვნელოდ იცვლება გამხსნელის შეცვლით. H^+/H^0 წყვილის პოტენციალი სხვადასხვა გამხსნელში ძლიერ იცვლება და ამიტომ არ შეიძლება იყოს ათვლის წერტილი რედოქს-პოტენციალის სკალაში. გამხსნელის ცვლილებით პრინციპულად იცვლება ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების ხასიათი. მაგალითად, წყალხსნარში ტყვია

$E^0(Pb^{2+}/Pb^0) = +2,80$ ვ გამოაძევეს წყალბადს

$E^0(H^+/H) = +2,43$ ვ, ჭიანჭველმჟავაში, წყალბადი

$E^0(H^+/H) = +3,45$ ვ გამოაძევეს ტყვიას

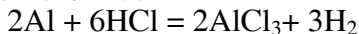
$E^0(Pb^{2+}/Pb^0) = +2,730$ ვ მისი მარილის წყალხსნარიდან.

ჟანგვა-აღდგენით პროცესში ნაერთების კონცენტრაციის ცვლილებით pH-ის რეგულირებით შესაძლებელია არა მხოლოდ რეაქციის ემპ-ის, არამედ მისი მიმართულების შეცვლაც. (თუ ორი ნახევარრეაქციის პოტენციალები მკვეთრად არ განსხვავდებიან).

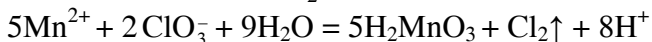
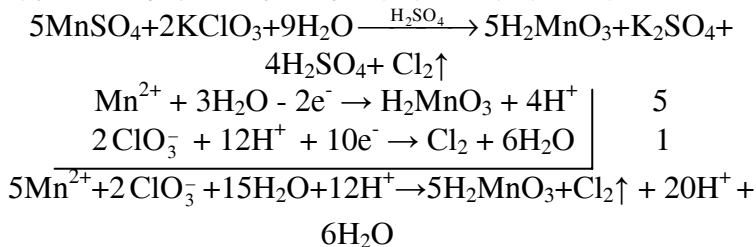
რეაქციის ემპ-ის გათვლა შესაძლებელია იზობარული პოტენციალის და წონასწორობის კონსტანტას ცვლილებით. ვისარგებლოთ ცნობილი ფორმულებით:

12.4. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების გამოყენება ქიმიურ ანალიზში

ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებს იყენებენ ნივთიერების გასახსნელად, ხსნარების სტაბილიზაციისათვის, ნარეგების დაყოფისათვის, ნაერთების აღმოჩენისა და რაოდენობრივი განსაზღვრისათვის. მეტალების, ნალღობების, ნალექების **გახსნა** ხშირად დაფუძნებულია ჟანგვა-აღდგენით რეაქციებზე. მაგალითად, შენადნობის ანალიზს ახდენენ მათი მჟავების გახსნის შემდეგ (კატიონამდე დაჟანგვა):



Mn^{2+} კატიონის დაჟანგვა H_2MnO_3 -მდე მჟავა არეში. ამ რეაქციით სარგებლობენ მანგანუმის იონების აღმოსაჩენად შენადნობებში. მანგანუმის (II) ნაერთები იჟანგებიან მჟავა არეში კალიუმის ქლორატით:



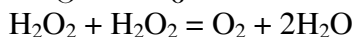
რეაქციის მიმდინარეობის პირობები

1. რეაქციას ატარებენ გოგირდმჟავა ან აზოტმჟავა არეში, როცა $\text{pH} \leq 1$.
2. საჭიროა KClO_3 ჭარბი რაოდენობა.
3. რეაქციის ჩასატარებლად აუცილებელია ღუღილი.
4. ძლიერი აღმდგენები (H_2S , H_2SO_3 , HI) ხელს უშლიან რეაქციის მსვლელობას. ამ რეაქციით სარგებლობენ მანგანუმის იონების აღმოსაჩენად შენადნობებში.

უხსნადი სულფიდები და მეტალთა ოქსიდები გადაჰყავთ ხსნარში მჟანგავების მოქმედებით:

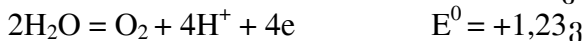
ადვილად აღსადგენი და დასაჟანგი ანალიზური რეაქტივების ხსნარების **მომზადება და სტაბილიზაცია** ხორციელდება ასევე მჟანგავებითა და აღმდგენებით. მაგალითად, Fe^{2+} მარილის ხსნარში შეყავთ აღმდგენი - ასკორბინმჟავა ან მეტალური რკინა Fe^{3+} -იონში გადასვლის ასაცილებლად.

ძლიერ მჟანგავებს (H_2O_2 , KMnO_4) ინახავენ მუქ მინის ჭურჭელში ფოტოქიმიური რეაქციის აცილების მიზნით. მაგ: H_2O_2 – სინათლის მოქმედებით განიცდის დისპროპორციონირებას.



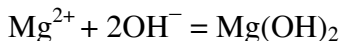
კალიუმის პერმანგანატი სინათლის მოქმედებით შედის რეაქციაში წყალთან, რომელიც გამოდის აღმდგენის როლში:

წყალი **რედოქს-ამფოტერული** ნაერთია, შეუძლია გამოვიდეს როგორც მჟანგავის, ასევე აღმდგენის როლში:



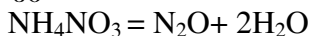
ხსნარებში მჟანგავებისა და აღმდგენების **თანაარსეობა** განისაზღვრება პოტენციალების (შესაბამისი მჟანგავებისა და აღმდგენების წყვილის) მნიშვნელობით. პოტენციალური წყვილის ემპ-ის ტოლობის პირობებში $E_1^0 \approx E_2^0$ შეუძლიათ მათ ერთდროულად იმყოფებოდნენ ხსნარში. ხსნარში აღმდგენის ყოფნა ადასტურებს მჟანგავის არ არსებობას და პირიქით, აღმდგენ იონებს Fe^{2+} , SO_3^{2-} , I^- , S^{2-} არ შეუძლიათ თანაარსეობა მჟანგავ იონებთან MnO_4^- , NO_2^- , ClO_3^- , Fe^{3+} , Sn^{4+} , რაც გასათვალისწინებელია ანალიზის ჩატარების დროს.

ნიეთიერების დაყოფა ხშირად ხორციელდება ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციებით. მაგ: Mn^{2+} და Mg^{2+} კატიონების დაყოფა OH^- -იონების მეშვეობით რთულდება $Mn(OH)_2$ და $Mg(OH)_2$ ერთნაირი ხსნადობის გამო ამონიუმის ქლორიდსა და ქლორში, მაგრამ თუ ვიმოქმედებთ $NaOH$ და H_2O_2 ნარევიტ, ვღებულობთ ნალექებს - MnO_2 და $Mg(OH)_2$:

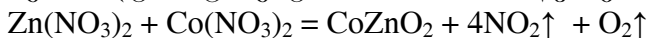


მაგნიუმის ჰიდროქსიდი ხსნადია ამონიუმის ქლორიდში, MnO_2 – არა.

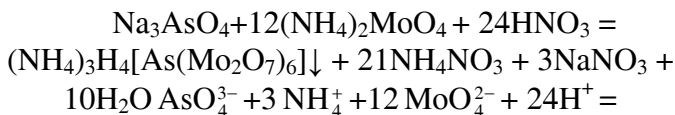
K^+ კატიონის აღმოჩენას ხელს უშლიან ამონიუმის იონები, ამიტომ შეიძლება მათი გადაყვანა ამონიუმის ნიტრატში და მოცილება შიგამოლეკულორით ჟა რეაქციის მეშვეობით:



ჟა რეაქციების მნიშვნელოვანი თვისებაა კატიონებისა და ანიონების აღმოჩენის რეაქციები, რასაც თან ახლავს ანალიზური ეფექტი. მაგალითად, კობალტის ნიტრატი თუთიის მარილში დასველებული ფილტრის ქაღალდის დაწვისას იძლევა მწვანე შეფერილობის კობალტის ცინკატს („რინმანის მწვანე“).



ამონიუმის მოლიბდატის მოქმედებით აზოტმუჟავს თანაობისას არსენატ-იონთან წარმოიქმნება ამონიუმის არსენომოლიბდატის ყვითელი კრისტალური ნალექი:



წარმოქმნილი ნალექი იხსნება ნატრიუმის არსენატში კომპლექსნაერთის წარმოქმნით, ამიტომ ამო-

ნიუმის მოლიბდატი უნდა დაემატოს ჭარბად. ნალექი იხსნება ტუტეებში, ამონიუმის ჰიდროქსიდში, არ იხსნება აზოტმჟავაში.

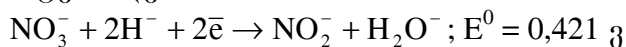
ნივთიერების რაოდენობრივი განსაზღვრის მოცულობითი ანალიზის ტიტრიმეტრულ მეთოდს საფუძვლად უდევს ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები. ჟა გატიტრება ხორციელდება განსასაზღვრავი ნაერთის ურთიერთქმედებით მჟანგავებთან და აღმდგენებთან. კერძოდ, პერმანგანატმეტრიის მეთოდებში მჟანგავი რეაგენტია კალიუმის პერმანგანატი, იოდმეტრიაში ტიტრანტებია კალიუმის იოდიდის და ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარები, ბრომატმეტრიაში ტიტრანტია $KBrO_3$. ანალიზური ქიმიის ბევრი თეორიული და პრაქტიკული საკითხი წყდება გაანგარიშებითი მეთოდების მეშვეობით, სადაც გამოიყენება სტანდარტული პოტენციალის ცნება ხსნარებში არსებული და მასთან შეხებაში მყოფი ნივთიერების ჟანგვა-აღდგენითი აქტიურობის რაოდენობრივი დახასიათებისათვის. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის მიმართულების შესახებ მსჯელობა შეიძლება სისტემის ჯიბის ენერგიის ცვლილების მიხედვით. ასევე განისაზღვრება მჟანგავებისა და აღმდგენების მდგრადობა სხვა ნივთიერებებთან თანაობისას. ანალიზური რეაქციების სრული მიმდინარეობა რეგულირდება ზემოთ მითითებული ხერხებითა და მეთოდებით.

12.5. რედოქს-პროცესების გამოყენება პათოლოგიურ მდგომარეობათა კორექციაში

მრავალი ბიოლოგიური სისტემისათვის დამახასიათებელია რედოქს-პოტენციალის დაბალი მნიშვნელობა. მათი ძირითადი ფუნქციაა აღმდგენი თვისებების გამოვლენა. მჟანგავები, ურთიერთქმედებენ რა

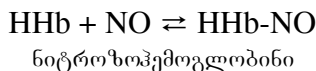
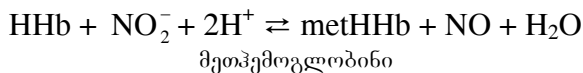
რედოქს-სისტემის აღდგენილ ფორმებთან, მნიშვნელოვნად ზრდიან მათ პოტენციალებს. ძლიერი მუანგავეები ხშირად შეუქცევადად ურთიერთქმედებენ სხვადასხვა სუბსტრატთან, რაც ზოგჯერ მძიმე შედეგით მთავრდება. ასეთი მუანგავეებია უმაღლესი ჟანგვის ხარისხის მქონე ქრომისა და მანგანუმის ნაერთები (ქრომატები, ბიქრომატები, პერმანგანატები), რომლებიც ტოქსიკურად მოქმედებენ ცოცხალ ორგანიზმებზე.

აზოტის ოქსიდებისა და ნიტრატ-იონის ტოქსიკური მოქმედება მათ ძლიერ მუანგავ უნართან არის დაკავშირებული. ნიტრატები, რომლებიც ხვდებიან საკვებ პროდუქტებში აზოტოვანი სასუქების ჭარბი რაოდენობით გამოყენების გამო, ორგანიზმში აღდგება ნიტრიტებად:



პათოლოგიურ პროცესებს მიეკუთვნება მეტჰემოგლობინის წარმოქმნა, რომელიც მიმდინარეობს ჰემოგლობინთან ანილინის, ნიტრობენზოლის ან ნიტრატების მოქმედებისას. ამ დროს ჰემოგლობინი კარგავს ჟანგბადის ტრანსპორტის უნარს. ნორმალურ მდგომარეობაში დაჟანგულ ფორმაში იმყოფება მთელი ჰემოგლობინის დაახლოებით 2%, ხოლო მძიმე მოწამვლებისას ეს მაჩვენებელი იზრდება 60-70%-მდე. სატრანსპორტო ფუნქციის დაკარგვასთან ერთად, მკვეთრად იზრდება სისტემის – მეტჰემოგლობინი/ჰემოგლობინი – რედოქს-პოტენციალი. ორგანიზმში წარმოქმნილი ნიტრატების ჰემოგლობინზე მოქმედებისას, მიმდინარეობს ჟანგვა-აღდგენის და ლიგანდმიმოცვლის ერთდროული ტოქსიკური მოქმედება, რადგან რედოქსპროცესის შედეგად წარმოქმნილი აზოტ(II)-ის ოქსიდი უკავშირდება დაუჟანგავ ჰემოგ-

ლობის სტაბილური კომპლექსის (ნიტროზოჰემოგლობინის) წარმოქმნით:



მეთემოგლობინის აღდგენას ახდენენ აღმდგენების საშუალებით – ნატრიუმის თიოსულფატით – $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, ჰიპერბარიული ოქსიგენირებით. ჟანგბადური თერაპია ტარდება მაღალი წნევის პირობებში, ეფექტურია ქსოვილური ჰიპოქსიის დროს. სისხლში ჟანგბადის პარციალური წნევის გაზრდით შესაძლებელია მასზე ქსოვილების მოთხოვნილების სრულად დაკმაყოფილება, თუნდაც ჟანგბადის ტრანსპორტის ბლოკადის შემთხვევაში. თუმცა, რიგ შემთხვევებში, ჟანგბადური თერაპია შეიძლება აღმოჩნდეს მავნე, რადგან ზოგიერთი ნივთიერება ამ პროცესის მიმდინარეობისას გარდაიქმნება მასზე უფრო ტოქსიკურ წარმოებულად. მაგალითად, მეთანოლის დაჟანგვისას წარმოიქმნება გაცილებით მაღალტოქსიკური ფორმალდეჰიდი და ჭიანჭველამჟავა, ეთილენგლიკოლის დაჟანგვისას – უფრო ტოქსიკური მჟაუნმჟავა და ა.შ.

ჟანგვა-აღდგენითი პროცესების კორექციისათვის იყენებენ ანტოქსიდანტებსაც. ნახშირწყალბადთა ჰალოგენწარმოებულებით მოწამვლისას ორგანიზმში იზრდება თავისუფალი რადიკალების და მცირდება გლუტათიონის აღდგენელი ფორმის კონცენტრაცია. რადიკალები წარმოიქმნება აღნიშნული ნაერთების ჟანგვითი დექლორირებისას მათზე ციტოქრომ P-450-ის შემცველი სისტემის მოქმედებით (განსაკუთრებით აქტიურია $-\text{CCl}_3$). ამ მოვლენების თავიდან ასაცილებლად კუნთში შეჰყავთ ანტოქსიდანტები:

E – ვიტამინი, უნითოლი, N – აცეტილცისტინი

მრავალი ნივთიერების (ოზონი, ქლორი, ქლორიანი კირი და სხვ.) ბაქტერიოციდური მოქმედებაც ჟანგვა-აღდგენითი პროცესებითაა განპირობებული.

12.6. ნორმალური ჟანგვა-აღდგენითი პოტენციალის ცხრილი

სტანდარტული ჟანგვა-აღდგენითი პოტენციალის მწკრივში ლითონის აქტიურობის საზომად მიღებულია ის მუშაობა, რომელიც საჭიროა კრისტალური მესრიდან ლითონის ჰიდრატირებული იონების გადასასვლელად ხსნარში. ეს მუშაობა სამი ენერგიის ჯამს წარმოადგენს:

1. ატომიზაციის ანუ კრისტალური მესრის ენერგია, რომელიც იხარჯება კრისტალური მესრის დასაშლელად ცალკეულ ატომებად;

2. იონიზაციის ენერგია, რომელიც საჭიროა იმისათვის, რომ ლითონის ატომს მოვხდინოთ ერთი ელექტრონი სავალენტო შრიდან და გადავიყვანოთ იონურ მდგომარეობაში;

3. ჰიდრატაციის ენერგია, რომელიც გამოიყოფა ხსნარში გადასული კატიონების მიერ წყლის მოლეკულების მიერთების შედეგად.

ჟანგვა-აღდგენითი პოტენციალის ცხრილის მიხედვით შეიძლება გაკეთდეს დასკვნები:

- ლითონები, რომელთა E^0 ნაკლებია წყალბადის ($E^0 = 0,00$) პოტენციალზე, მუავებთან ურთიერთქმედებისას გამოყოფენ მისგან წყალბადს.

- ლითონები, რომელთა სტანდარტული პოტენციალი მეტია წყალბადის ($E^0 = 0,00$) პოტენციალზე, $E^0(2H^+/H_2)$ ვერ აძევენ წყალბადს მუავადან.

▪ ნაკლები სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალის მქონე ლითონი აძევებს მეორე ლითონს მისი მარილის წყალხსნარიდან ან ადამგენს მის იონებს უმცირეს ჟანგვის ხარისხამდე.

▪ უფრო ძლიერი აღმდგენელებია ტუტე და ტუტემიწა ლითონები, უფრო სუსტი - კეთილშობილი ლითონები და ჰალოგენები.

▪ ძლიერი მჟანგავებია ჰალოგენები (ყველაზე ძლიერი – F_2), ლითონების იონები და უმაღლესი ჟანგვის ხარისხის მქონე არაღლითონები, კეთილშობილი ლითონების იონები.

▪ ელექტრონული წყვილისაგან (მჟანგავის და აღმდგენის) შემდგარი სისტემის სტანდარტული ელექტროდული ჟანგვა-აღდგენითი სიდიდის პოვნა;

• ერთი და იგივე ელემენტისაგან შემდგარი სხვადასხვა სისტემის სტანდარტული ჟანგვა-აღდგენითი პოტენციალის სიდიდეების შედარება;

• განისაზღვროს შესაძლებელი ურთიერთქმედების ხასიათი ე.ი. დადგინდეს ატომის, მოლეკულის ან იონის ჟანგვითი ან აღდგენითი უნარი;

• დადგინდეს, მოცემული ელემენტის რომელი ნაერთია უფრო ძლიერი მჟანგავი ან აღმდგენი;

• წარმოიდგინოთ, რა გავლენას მოახდენს კომპლექსწარმოქმნა ცალკეული იონის ჟანგვა-აღდგენაზე;

• რამდენ ელექტრონს კარგავს აღმდგენი ან იძენს მჟანგავი.

• იწინასწარმეტყველოთ, შესაძლებელია თუ არა რეაქციის წარმართვა და რა მიმართულებით;

• დასვათ კოეფიციენტები;

• სწორად შეადგინოთ ჟანგვა-აღდგენითი რეაქცია;

• გაიანგარიშოთ ემპ რეაქციისათვის და ა.შ.

ემბ-ის საპოვნელად მჟანგავის პოტენციალის სიდიდეს უნდა გამოაკლდეს აღმდგენის პოტენციალის სიდიდე:

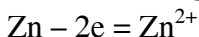
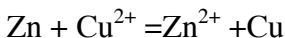
$$E = E_{\text{მჟანგავი}} - E_{\text{აღმდგენი}}$$

რატომ აძეგებს თუთია სპილენძის იონს მისი მარილის წყალხსნარიდან და რისი ტოლია ელექტრომამოძრავებელი ძალის სიდიდე?

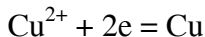
რაც უფრო მცირეა სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალის აღგებრული სიდიდე, მით უფრო მაღალია ამ ლითონის აღმდგენი უნარი. თუთიის იონისათვის ელექტროდული პოტენციალის სიდიდე ნაკლებია, ვიდრე სპილენძის იონისათვის, ამიტომ თუთია აძეგებს სპილენძის იონს მისი მარილის წყალხსნარიდან.

ემბ-ის საპოვნელად მჟანგავის პოტენციალის სიდიდეს უნდა გამოაკლდეს აღმდგენის პოტენციალის სიდიდე:

$$E^0 = E_{\text{მჟანგავი}} - E_{\text{აღმდგენი}}$$



$$E^0 = -0,762 \text{ ვ}$$

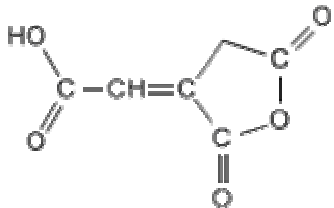
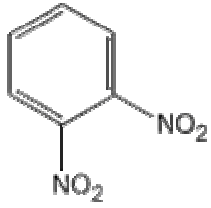
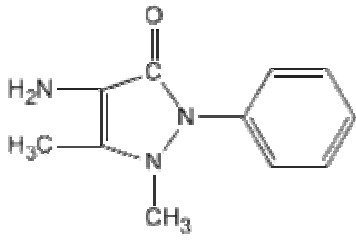
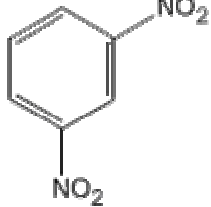
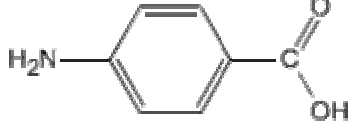


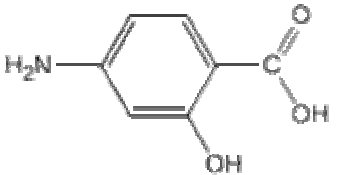
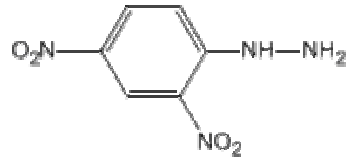
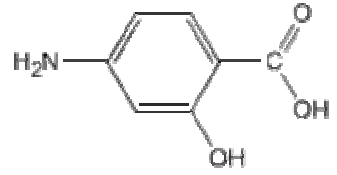
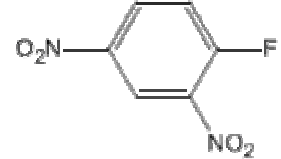
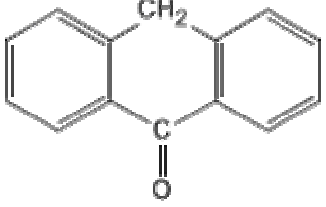
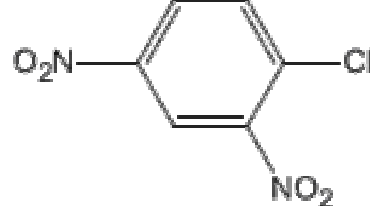
$$E^0 = +0,3448 \text{ ვ}$$

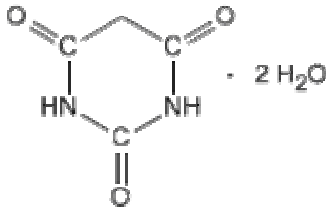
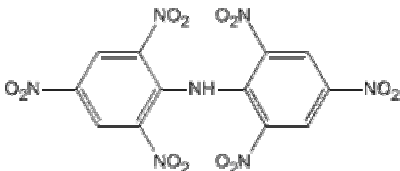
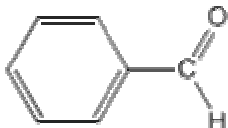
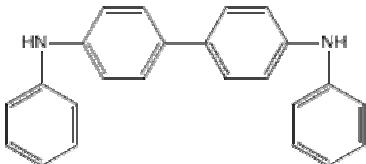
$$E^0 = +0,3448 - (-0,762) = 1,1068 \text{ ვ}$$

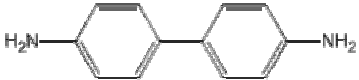
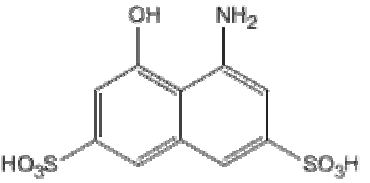
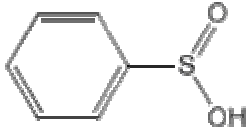
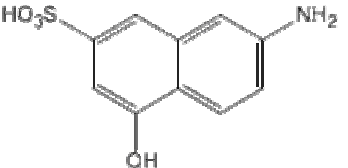
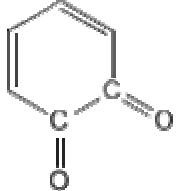
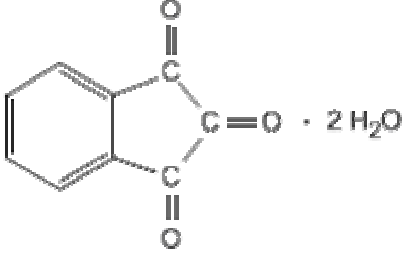
თაზი XIII
დანართი

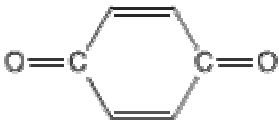
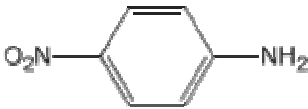
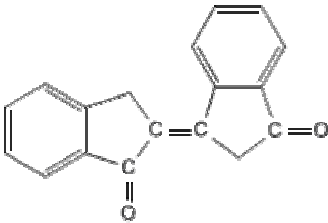
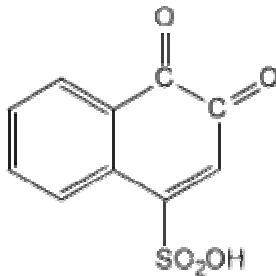
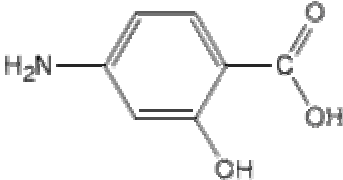
13.1. ორგანული რეაგენტები

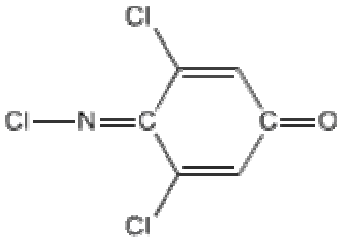
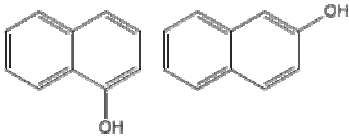
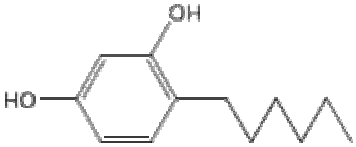
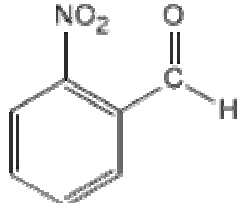
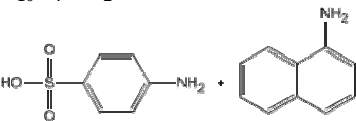
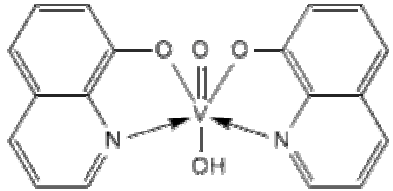
აკონიტანჰიდრიდი $C_6H_3O_5$  მოლეკულური მასა 156,09 განსასაზღვრავი ნაერთები: მესამეული ამინები	1,2-დინიტრობენზოლი $C_6H_4N_2O_4$  მოლეკულური მასა 168,11 განსასაზღვრავი ნაერთები: ციკლოპენტადიენები, ფიუორენი და მისი ჩამნაცვლებლები
4-ამინოანტიპირინი $C_{11}H_{13}ON_3$  მოლეკულური მასა 203,24 განსასაზღვრავი ნაერთები: ფენოლები, ქლორფენოლები	1,3-დინიტრობენზოლი $C_6H_4N_2O_4$  მოლეკულური მასა 168,11 განსასაზღვრავი ნაერთები: ალდეჰიდები, კეტონები
4-ამინობენზოჰმუჰა $C_7H_7NO_2$  მოლეკულური მასა 137,14 განსასაზღვრავი ნაერთები: ფლაჰინი (კეერცეტიინი, რუ-	1,4-დინიტრობენზოლი $C_6H_4N_2O_4$  მოლეკულური მასა 168,11 განსასაზღვრავი ნაერთები: ფლუორენი და მისი ჩამნაც-

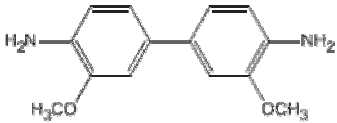
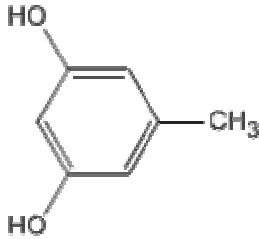
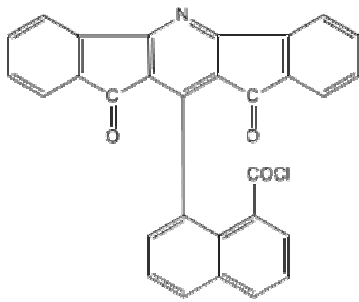
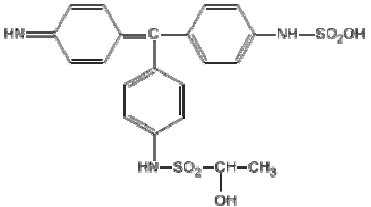
თინი) თიმოლი, მეთილე- თილკეტონი	ვლებლები
4-ამინოსალიცილმჟავა C₇H₇NO₃  მოლეკულური მასა 153,14 განსასაზღვრავი ნაერთები: აღდოზები	2,4-დინიტროფენილჰიდრაზინი C₆H₆N₄O₄  № CAS მოლეკულური მასა 198,1 განსასაზღვრავი ნაერთები: თიოლები, პირველადი და მეორეული ამინები (ფოტომეტრია, გრავიმეტრია)
ანთრანილმჟავა (ო-ამინო- ბენზო) C₇H₇O₃N  მოლეკულური მასა 137,14 განსასაზღვრავი ნაერთები: აღდეჰიდები, კეტონები, პირველადი სპირტები	2,4-დინიტროფთორბენზოლი C₆H₃N₂O₄F  მოლეკულური მასა 186,12 განსასაზღვრავი ნაერთები: პირველადი და მეორეული ამინები (ფოტომეტრია, გრავი- მეტრია)
ანთრონი C₁₄H₁₀O  მოლეკულური მასა 194,23 განსასაზღვრავი ნაერთები:	2,4-დინიტროქლორბენზოლი C₆H₃N₂O₄Cl 

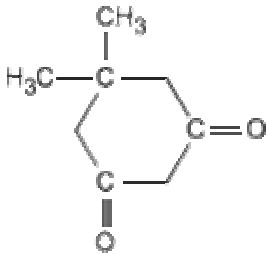
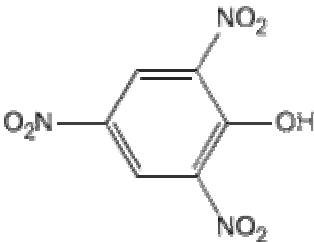
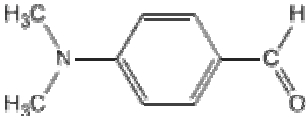
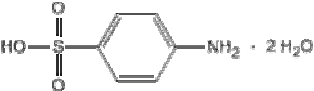
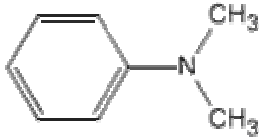
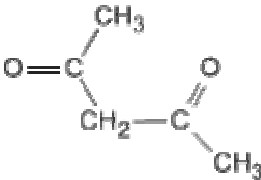
აღდეკიდები, ნახშირწყლები	მოლეკულური მასა 202,55 განსასაზღვრავი ნაერთები: პი-ველადი ალიფატური და არომატული ამინები, პირიდინი და მისი ჩამნაცვლებლები (ფოტომეტრია, გრავიმეტრია)
ბარბიტურმჟავა C₄H₄N₂O₃  მოლეკულური მასა 164,12 განსასაზღვრავი ნაერთები: ციანიდები, როდანიდები, ნიკოტინის მჟავა და მისი წარმოებულები, ფურფუროლი და პენტოზანები	დიპიკრილამინი (ჰექსანიტროდიფენილამინი) C₁₂H₅N₇O₁₂  მოლეკულური მასა 439,21 განსასაზღვრავი ნაერთები: ციკლოპენტადიენი და მისი ჩამნაცვლებლები, მეოთხეული ამინების მარილები
ბენზალდეჰიდი C₇H₆O  მოლეკულური მასა 106,12 განსასაზღვრავი ნაერთები: აცეტონი, უმაღლესი სპირტები, ინდენი, ამინები	N,N'-დიფენილბენზიდინი C₂₄H₂₀N₂  მოლეკულური მასა 336,44 განსასაზღვრავი ნაერთები: ქინონები, ნიტროზონარეთები, ორგანული პეროქსიდები, ქლორამინები, აზოტოვან და აზოტმჟავას ეთერები
4,4-დიამინოდიფენილი (ბენზიდინი) C₁₂H₁₂N₂	1-ამინო-8-ნაფტოლ-3,6-დი-სულფონმჟავა C₁₀H₉NO₇S₂

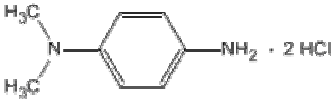
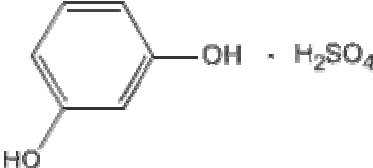
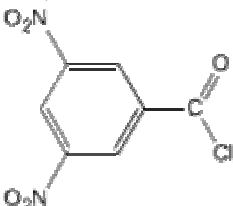
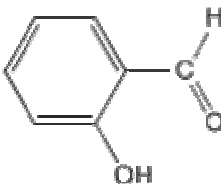
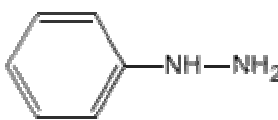
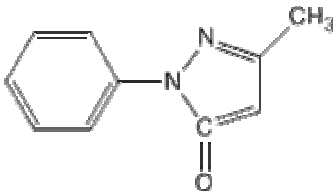
 მოლეკულური მასა 184,24 განსასაზღვრავი ნაერთები: ნიკოტინი, ამინომჟავები	 მოლეკულური მასა 319,30 განსასაზღვრავი ნაერთები: ანილინი და მისი ჩამნაცვლებ- ლები, ტოლუიდიები, კეტონე- ბი
ბენზოლსულფინმჟავა C₆H₆O₂S  მოლეკულური მასა 142,17 განსასაზღვრავი ნაერთები: ქინონები	6-ამინო-1-ნაფტოლ-3-სულფონ- მჟავა C₁₀H₉NO₄S  მოლეკულური მასა 239,25 განსასაზღვრავი ნაერთები: ფორმალდეჰიდი, გლიოქსალი, პიკერონალი, უროტროპინი
1,2-ბენზოქინონი C₆H₄O₂  მოლეკულური მასა 108,10 განსასაზღვრავი ნაერთე- ბი: 1,2-დიამინები	ნინჰიდრინი C₉H₆O₄  მოლეკულური მასა 178,14 განსასაზღვრავი ნაერთები: ამინომჟავები, ამინოფენოლე- ბი, პირველადი ამინები, მჟავა- თა ჰიდრაზიდები (გრავიმეტ-

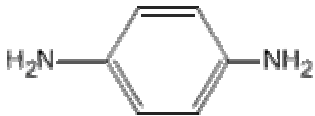
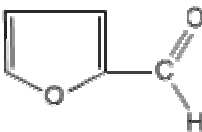
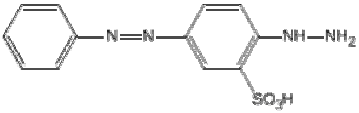
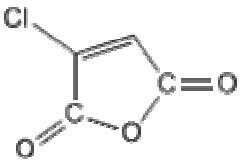
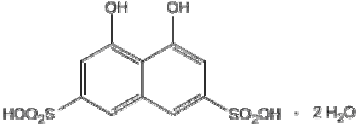
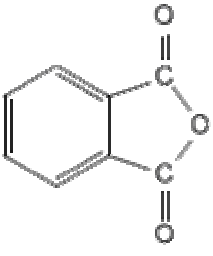
	რია, ფოტომეტრია და ტიტრ- მეტრია)
1,4-ბენზოქინონი $C_6H_4O_2$  მოლეკულური მასა 108,10 განსასაზღვრავი ნაერთები: ინდოლი, პიროლი და მისი ჩამნაცვლებლები, ამინები, ციკლოპენტადიენები	4-ნიტროანილინი $C_6H_6O_2N_2$  მოლეკულური მასა 170,55 განსასაზღვრავი ნაერთები: პირველადი ალიფატური და არომატული ამინები, პირიდი- ნი და მისი ჩამნაცვლებლები (ფოტომეტრია, გრავიმეტრია)
ბინდონი $C_{18}H_{10}O_2$  მოლეკულური მასა 258,28 განსასაზღვრავი ნაერთები: პირველადი, მეორეული და არომატული ამინები	(1,2-ნაფთოქინონ-4-სულფომჰა- ვა) ერლის-ჰერტერის რეაქტივი $C_{10}H_6O_5S$  მოლეკულური მასა 238,21 განსასაზღვრავი ნაერთები: პირველადი და მეორეული ამინები, ჰიდრაზიდები, სულ- ფანილამინები, ამინომჟავები, რეზორცინი
ვანილინი $C_8H_8O_3$  მოლეკულური მასა 152,15 განსასაზღვრავი ნაერთები:	მორფოლინი C_4H_5ON  მოლეკულური მასა 87,12 განსასაზღვრავი ნაერთები: მჟავათა ანჰიდრიდები (ტიტრი- მეტრია), ქინონები

კეტონები, ინდოლი, პიროლი, სკატოლი (2,6-დიქლორქინონქლორი-მინი), გიბსის რეაქტივი $C_6H_2ONCl_3$  მოლეკულური მასა 210,45 განსასაზღვრავი ნაერთები: ფენოლები, კუმარინი, თიო- ლები, შარდმჟავა	1-ნაფტოლი, 2-ნაფტოლი $C_{10}H_7OH$  მოლეკულური მასა 144,17 განსასაზღვრავი ნაერთები: არომატული ამინები და მისი ჩამნაცვლებლები, სულფანი- ლამიდები, ამინობენზომჟავა, ამინომჟავები
4-ჰექსილრეზორცინი $C_{12}H_{18}O_2$  მოლეკულური მასა 194,27 განსასაზღვრავი ნაერთები: აკროლები	2-ნიტრობენზალდეჰიდი $C_7H_5O_3N$  მოლეკულური მასა 151,12 განსასაზღვრავი ნაერთები: კე- ტონები
გრისის რეაქტივი (სულფა- ნილმჟავას და მშრალი 1- ნაფთილამინი) $NH_2C_6H_4SO_3H_5$ $C_{10}H_7NH_2$  მოლეკულური მასა 209,22 +143,12=352,34	ვანადიუმ (V)-ის ოქსინოლიატი $C_{18}H_{13}N_2VO_4$  მოლეკულური მასა 372,25

განსასაზღვრავი ნაერთები: აზოტოვანი მჟავას ეთერები, ნიტრო- და ნიტროზონაერ- თები	განსასაზღვრავი ნაერთები: პირველადი, მეორეული და მე- სამეული სპირტები
1,2-დიანიზინი (C_7H_8NO)₂  მოლეკულური მასა 244,29 განსასაზღვრავი ნაერთები: ფენოლები, ალდეჰიდები	ორცინი $C_7H_8O_2$  მოლეკულური მასა 124,14 განსასაზღვრავი ნაერთები: პენტოზები, პენტოზანები, ფურფუროლი
დიბეგინი $C_{30}H_{14}NO_3Cl$  მოლეკულური მასა 471,90 განსასაზღვრავი ნაერთები: პირველადი ალკილ- და არალკილამინები	ფუქსინგოგირდოვანიმჟავა (ში- ფის რეაქტივი)  მოლეკულური მასა 459,53 განსასაზღვრავი ნაერთები: ალდეჰიდები, ალანინი, ალბუ- მინი, ამინოჰმარმჟავა, მეთიო- ნინი
დიმელონი $C_8H_{12}O_2$	პიკრინმჟავა (2,4,6-ტრინიტრო- ფენოლი) $C_6H_3N_3O_7$

 მოლეკულური მასა 240,18 განსასაზღვრავი ნაერთები: აღდგენილები (გრაფიმეტრული მეთოდი)	 მოლეკულური მასა 229,11 განსასაზღვრავი ნაერთები: ალიფატური ამინები, ალკალოიდები
4-დიმეთილამინოპენზალდეჰიდი $C_9H_{11}ON$  მოლეკულური მასა 149,19 განსასაზღვრავი ნაერთები: პირველადი არომატული ამინები, სულფანილამიდები, ინდოლი და მისი ჩამნაცვლებლები, ტრიპტოფანი, უჯერი ნახშირწყალბედები	სულფანილმჟავა $NH_2C_6H_4SO_3H_5$  მოლეკულური მასა 209,22 განსასაზღვრავი ნაერთები: არომატული ამინები, ფენოლები
N,N-დიმეთილანილინი $C_8H_{11}N$  მოლეკულური მასა 121, 18 განსასაზღვრავი ნაერთები: 1,3-დინიტრონაერთები, პოლინიტრონაერთები, 4-ნიტროპენზომჟავას ეთერები	2,4-პენტადიონი $C_5H_8O_2$  მოლეკულური მასა 100,12 განსასაზღვრავი ნაერთები: პირველადი ამინები (ტიტრიმეტრია)
N,N-დიმეთილ-პარა-ფენილენდიამინის ჰიდროქლორიდი $(CH_3)_2NC_6H_4NH_2 \cdot 2HCl$	რეზორცინი $C_6H_6O_2 \cdot H_2SO_4$

 მოლეკულური მასა 209,12 განსასაზღვრავი ნაერთები: მერკაპტანები, გოგირ- დწყალბადი, დისულფიდები	 მოლეკულური მასა 110,08 განსასაზღვრავი ნაერთები: ბენზალდეჰიდი, ვალერიანის, სალიცილია და სხვა ალდეჰი- დები, ფურფუროლი, ფრუქტო- ზა
3,5-დინიტრობენზოილქლო- რიდი C₇H₃N₂O₅Cl  მოლეკულური მასა 230,56 განსასაზღვრავი ნაერთები: მეორეული არომატული ამი- ნები, ჩანაცვლებული პიდრა- ზინები	სალიცილალდეჰიდი HOC₆H₄CHO  მოლეკულური მასა 122,12 განსასაზღვრავი ნაერთე- ბი:პირველადი ალიფატური ამინები, კეტონები, სულფანი- ლამიდები, უმაღლესი სპირტე- ბი
ფენილჰიდრაზინი C₆H₅NH- NH₂  მოლეკულური მასა 108,14 განსასაზღვრავი ნაერთები: ალდეჰიდები, მონოზები (გრავიმეტრია, ფოტომეტ- რია)	1-ფენილ-3-მეთილ-5-პირაზო- ლონი  მოლეკულური მასა 174,20 განსასაზღვრავი ნაერთები: დიაზონაერთები (ტიტრიმეტ- რული)

1,4-ფენილენდიამინი და მჟანგავი  მოლეკულური მასა 108,14 განსასაზღვრავი ნაერთები: ფენოლები, პირველადი არომატული ამინები, დიოლფენინები, იზოპრენი, ქლოროპრენი	2-ფურანკარბალდეჰიდი(ფურ-ფუროლი)  მოლეკულური მასა 96,09 განსასაზღვრავი ნაერთები: აცეტონი, იზოპროპანოლი, ბორნეოლი, კეტონები, ტერპენები
2-(4-ფენილაზო) ფენილჰიდრაზინსულფონამუ- ვა  მოლეკულური მასა 292,31 განსასაზღვრავი ნაერთები: აცეტალდეჰიდი	ქლორმალეინის ანჰიდრიდი  მოლეკულური მასა 132,50 განსასაზღვრავი ნაერთები: შეუღლებული ორმაგი ბმები (ტიტრიმეტრული)
ქრომოტროპმუავა  მოლეკულური მასა 108,1 განსასაზღვრავი ნაერთები: ფორმალდეჰიდი, ნაერთები, რომლებიც წარმოქმნიან ფორმალდეჰიდს	ფთალანჰიდრიდი  C₉H₄O₃ მოლეკულური მასა 148,12 განსასაზღვრავი ნაერთები: ალიფატური სპირტები (ტიტრიმეტრული ანალიზი)

132. მჟავებისა და ფუძეების დისოციაციის კონსტანტები წყალხსნარებში 25°C ტემპერატურაზე

N ^o	სახელწოდება	ფორმულა	K	pK
1	2	3	4	
1	აზოტოვანი მჟავა	HNO ₂	$4 \cdot 10^{-4}$	3,40
2	აზოტმჟავა	HNO ₃	$4,36 \cdot 10^{-1}$	-1,64
3	აღუმინმჟავა	HalO ₂	$4,1 \cdot 10^{-13}$	12,40
4	ამონიუმის ჰიდროქსიდი	NH ₄ OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
5	ამონიუმის იონი	NH ₄ ⁺	$5,7 \cdot 10^{-10}$	9,24
6	ამიაკი	NH ₃	10^{-12}	-
7	ბორის მჟავა	H ₃ BO ₃	$K_1=5,8 \cdot 10^{-10}$	9,240
			$K_2=1,8 \cdot 10^{-13}$	12,74
			$K_3=1,6 \cdot 10^{-14}$	13,80
8	ბრომოვანი მჟავა	HBrO ₃	$2 \cdot 10^{-1}$	0,70
9	ბრომწყალბადმჟავა	HBr	$1 \cdot 10^9$	-9,00
10	გოგირდმჟავა	H ₂ SO ₄	$K_1=1 \cdot 10^3$	-3,00
			(II) $1,2 \cdot 10^{-2}$	1,90
11	გოგირდოვანი მჟავა	H ₂ SO ₃	(I) $1,58 \cdot 10^{-2}$	1,80
			(II) $6,31 \cdot 10^{-8}$	0,20
12	გოგირდწყალბადმჟავა	H ₂ S	(I) $6 \cdot 10^{-8}$	7,22
			(II) $1 \cdot 10^{-14}$	14,00
13	ერბოს მჟავა		$1,52 \cdot 10^{-5}$	4,82
14	ვალერიანის მჟავა	CH ₃ (CH ₂) ₃ C OOH	$1,4 \cdot 10^{-5}$	4,86
15	იოდოვანი მჟავა	HIO ₃	$1,9 \cdot 10^{-1}$	0,72
16	იოდწყალბადმჟავა	HI	$1 \cdot 10^{11}$	-11,00
17	ძმარმჟავა	CH ₃ COOH	$-1,76 \cdot 10^{-5}$	4,75
18	მჟაუნმჟავა	COOH	(I) $5,4 \cdot 10^{-2}$	1,27
			(II) $5,4 \cdot 10^{-5}$	4,27
19	ნახშირმჟავა	H ₂ CO ₃	$K_1(I)=4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35

			$K_2(\text{II})=4,69\cdot 10^{-11}$	10,33
20	ორთოსილიცი- უმჟეა	H_3SiO_4	$K_1=5,98\cdot 10^{-3}$	2,22
			$K_2=1,05\cdot 10^{-7}$	6,98
			$K_3=3,89\cdot 10^{-12}$	11,41
21	ორთოფოს- ფორმჟეა	H_3PO_4	$K_1=7,5\cdot 10^{-3}$	2,12
			$K_2=6,31\cdot 10^{-8}$	7,20
			$K_3=1,3\cdot 10^{-12}$	11,90
22	ორთოფოსფო- როვანი მჟეა	H_3PO_3	$K_1=1,6\cdot 10^{-2}$	1,80
			$K_2=6,3\cdot 10^{-7}$	6,20

N°	სახელწოდება	formula	K	pK
1	2	3	4	
23	პიროფოსფორმჟეა	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$K_1=1,44\cdot 10^{-1}$	0,85
			$K_2=1,1\cdot 10^{-2}$	1,95
			$K_3=2,1\cdot 10^{-7}$	6,68
			$K_4=4,1\cdot 10^{-10}$	9,39
24	პროპიონის მჟეა	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	$1,34\cdot 10^{-5}$	4,87
25	რძის მჟეა	$\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$	$1,37\cdot 10^{-4}$	3,86
26	სალიცილის მჟეა	$\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COOH}$	$K_1=1,0\cdot 10^{-3}$	3,00
			$K_2=1,5\cdot 10^{-14}$	13,82
27	მეტასილიციუმის მჟეა	H_2SiO_3	$K_1=2,2\cdot 10^{-10}$	9,66
			$K_2=1,6\cdot 10^{-12}$	11,80
28	ფტორწყალბად- მჟეა	HF	$6,6\cdot 10^{-4}$	3,1
29	ქლორის მჟეა	HClO_4	$1,7\cdot 10^{-2}$	-
30	ქლორწყალბად- მჟეა (მარილმჟეა- ვა)	HCl	$1\cdot 10^{-7}$	-7
31	ქრომის მჟეა	H_2CrO_4	$K_1=1\cdot 10^{-1}$	-1
			$K_2=3,16\cdot 10^{-7}$	6,50
32	ჰიანტეჰელამჟეა	HCOOH	$1,77\cdot 10^{-4}$	3,75
33	ციანწყალბადმჟეა- ვა	HCN	$6,2\cdot 10^{-10}$	9,10
34	წყალბადის ზეჟან- გი	H_2O_2	$2,4\cdot 10^{-12}$	11,62
35	წყალი	H_2O	$1,0\cdot 10^{-14}$	14,00
36	ალუმინის ჰიდ- როქსიდი	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$K_3=1,38\cdot 10^{-9}$	8,86
37	ბარიუმის ჰიდროქ- სიდი	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$K_2=2,3\cdot 10^{-1}$	0,64
38	ვერცხლის ჰიდ- როქსიდი	AgOH	$1,1\cdot 10^{-4}$	3,96
39	ვერცხლისწყლის-	$\text{Hg}(\text{OH})_2$	$1,5\cdot 10^{-9}$	4,40

	ჰიდროქსიდი			
40	თუთიის ჰიდროქსიდი	Zn(OH)_2	$K_1=1,5 \cdot 10^{-9}$ $K_2=4 \cdot 10^{-5}$	2,30
41	კადმიუმის ჰიდროქსიდი	Cd(OH)_2	$K_2=5,0 \cdot 10^{-3}$	1,37
42	კალციუმის ჰიდროქსიდი	Ca(OH)_2	$K_2=4,3 \cdot 10^{-2}$	2,60
43	მაგნიუმის ჰიდროქსიდი	Mg(OH)_2	$K_2=2,5 \cdot 10^{-3}$	3,30
44	მანგანუმის ჰიდროქსიდი	Mn(OH)_2	$K_2=5,0 \cdot 10^{-4}$	3,36
45	ნატრიუმის ჰიდროქსიდი	NaOH	$5,9 \cdot 10^1$	4,60
46	ნიკელის ჰიდროქსიდი	Ni(OH)_2	$K_2=2,510^{-5}$	8,85
47	პირიდინი	$\text{C}_6\text{H}_5\text{N}$	$1,4 \cdot 10^{-9}$	3,89
48	რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდი	Fe(OH)_2	$K_2=1,82 \cdot 10^{-11}$	6,67
49	სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდი	Cu(OH)_2	$3,9 \cdot 10^{-7}$	3,02
50	ტყვიის ჰიდროქსიდი	Pb(OH)_2	$K_1=9,6 \cdot 10^{-4}$ $K_2=8,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
51	ქრომის ჰიდროქსიდი	Cr(OH)_3	$K_3=1,02 \cdot 10^{-10}$	9,99
52	ჰიდრაზინი	$\text{H}_2\text{N} - \text{NH}_2$	$3 \cdot 10^{-6}$	5,52
53	ჰიდროქსილამინი	NH_2OH	$1,0 \cdot 10^{-8}$	8,00

13.3. ძირითადი სიმბოლური აღნიშვნები, მათი მნიშვნელობები

1.	აქტიურობა	a
2.	აქტიურობის კოეფიციენტი	f
3.	ბუფერული ტევადობა	β
4.	გამსხნელი	S
5.	დისოციაციის კონსტანტას მაჩვენებელი	$\text{pK}; -\lg K$
6.	დისოციაციის, იონიზაციის ხარისხი	α
7.	თერმოდინამიკური კონსტანტა	K_T
8.	კატიონი	M^{z+}
9.	მოლური კონცენტრაცია	C_M
10.	მარილი	MA
11.	მოლური კონცენტრაცია	M
12.	მჟავა, მჟავას ნაშთი, ანიონი	HA

13.	მჟავა მარილი	MHA
14.	მჟავეური ნაშთი, ანიონი	A^-
15.	მჟავეური დისოციაციის კონსტანტა	$K_A; K_{HA}$
16.	მჟავეური დისოციაციის კონსტანტას მაჩვენებელი	pK_A
17.	მჟავეური პროტონირების კონსტანტა	K_{H^+}
18.	მუხტი	z
19.	ნივთიერების წონასწორული კონცენტრაცია	$[]$
20.	პროტონი	H^+
21.	ფუძე	B, MOH
22.	ხსნარის იონური ძალა	μ
23.	ფუძური დისოციაციის კონსტანტა	$K_B;$
23.	ფუძური დისოციაციის კონსტანტას მაჩვენებელი	pK_B
24.	წონასწორობისა და დისოციაციის კონსტანტა	K
25.	წყალბად-იონის (კონცენტრაციის) მაჩვენებელი	pH; $-\lg[H^+]$
26.	წყალბადის იონის აქტიურობა	a_{H^+}
27.	წყალბადის იონის აქტიურობის მაჩვენებელი	p_aH
28.	წყლის იონური ნამრავლი	K_W
29.	ჰიდროლიზის კონსტანტა	K_h
30.	მდგრადობის კონსტანტა	$K_{მდგ.}$
31.	მჟავეური ტიპის ინდიკატორი	HInd
32.	ფუძოვანი ტიპის ინდიკატორი	I _{nd}
33.	უმდგრადობის კონსტანტა	$K_{უმდგ.}$
34.	ჰიდროლიზის ხარისხი	h
35.	ჰიდროქსიდ-იონის (კონცენტრაციის) მაჩვენებელი	pOH; $-\lg[OH^-]$
36.	ჰიდროქსონიუმის იონი	H_3O^+
37.	ეთილენდიამინტეტრაამარმჟავა	EDTA ედტა
38.	ეთილენდიამინტეტრაამარმჟავას ორნატრიუმიანი მარილი	Na_2edta
39.	ბიოგენური კატიონი	M_B
40.	ბიოლიგანდი	L_B
41.	ბიოკომპლექსი	$M_B L_B$

**13.4. X—ინდიკატორის ხასიათი,
A - მჟავა, B - ფუძე**

ინდიკატორი და გადას- ვლის ინტერ- ვალი	X	მჟავა ფორმის შეფერილობა	pH ინტერვალი და ნომერი	ტუტე ფორმის შე- ფერილობა
მეთილ-ისფე- რი		 ყვითელი	0,13–0,5 [I]	 მწვანე
კრეზოლ-წითე- ლი		 წითელი	0,2–1,8 [I]	 ყვითელი ЖЕЛТЫЙ
მეთილენის იის- ფერი		 მწვანე	1,0–1,5 [II]	 ლურჯი
თიმოლ-ლურჯი	A	 წითელი	1,2–2,8 [I]	 ყვითელი
ტროპეოლინი 00	B	 წითელი	1,3–3,2	 ყვითელი
მეთილენის იის- ფერი		 ლურჯი	2,0–3,0 [III]	 იისფერი
დიმეთილ-ყვი- თელი	B	 წითელი	3,0–4,0	 ყვითელი
ბრომფენოლ- ლურჯი	A	 ყვითელი	3,0–4,6	 ლურჯ- იის- ფერი
წითელი კონგო		 წითელი	3,0–5,2	 ლურჯი
მეთილნარინჯი	B	 წითელი	3,1–(4,0)4,4	 ნარინჯისფერ- ყვითელი
ბრომკრეზოლ- მწვანე	A	 ყვითელი	3,8–5,4	 ლურჯი
ბრომკრეზოლ- ლურჯი		 ყვითელი	3,8–5,4	 ლურჯი
ლაკმოიდი	A	 წითელი	4,0–6,4	 ლურჯი
მეთილენის წი- თელი	B	 წითელი	4,2(4,4)– 6,2(6,3)	 ყვითელი
ქლორფენოლის წითელი	A	 ყვითელი	5,0–6,6	 წითელი
ლაკმუსი აზო- ლიტმინი		 წითელი	5,0–8,0 (4,5- 8,3)	 ლურჯი
ბრომკრეზოლის	A	 ყვითელი	5,2–6,8(6,7)	 ღია-წითელი

მეწამული					
ბრომთიმოლ- ლურჯი	A		ყვითელი	6,0–7,6	ლურჯი
ნეიტრალური წითელი	B		წითელი	6,8–8,0	ქარვისფერ ყვითელი
ფენოლის წითე- ლი	B		ყვითელი	6,8–(8,0)8,4	კაშკაშა წი- თელი
კრეზოლის წი- თელი	A		ყვითელი	7,0(7,2)–8,8 [II]	მუქი წითელი
α-ნაფტოლფტა- ლენი	A		ღია ვარდის- ფერი	7,3–8,7	ლურჯი
თიმოლის ლურჯი	A		ყვითელი	8,0–9,6 [II]	ლურჯი
ფენოლფტალეი- ნი	A		უფერო	8,2–10,0 [I]	ქოლოსფერ- წითელი
თიმოლფტალეი- ნი	A		უფერო	9,3(9,4)– 10,5(10,6)	ლურჯი
ალიზარინის ყვითელი	A		ღია ლიმო- ნისფერ-ყვი- თელი	10,1–12,0	ყავისფერ-ყვი- თელი
ნილის ცისფე- რი			ლურჯი	10,1–11,1	წითელი
ღიაზოიისფერი			ყვითელი	10,1–12,0	იისფერი
ინდიგოკარმინი			ლურჯი	11,6–14,0	ყვითელი
Epsilon Blue			ნარინჯისფე- რი	11,6–13,0	მუქი-იისფერი

გამოყენებული ლიტერატურა:

1. В.Д. Пономарев, Аналитическая химия, (книга 1,2), М., 1992;
2. В.П.Васильев, Аналитическая химия, Т.1 - Титриметрические и гравиметрический методы анализа, Т.2 - Физико-химические методы анализа. Москва, 2002;
3. Ю.А.Золотов - Основы аналитической химии. Т. 1-2. М., Высшая школа, 2002
4. М. Отто - Современные методы аналитической химии. Т.1-2, Москва, Техносфера, М, 2003
5. Д. Скуг Д. Уэст, Основы аналитической химии. Т. 1-2. М., Мир , 1979
6. Н.Я. Логинов, А.Г. Воскресенский, И.С. Солодкин, Аналитическая химия, М. «Просвещение», 1979
7. Крешков А.П. - Основы аналитической химии, I-II, изд. 4. М. 1976, 1977
8. გ. სუპატაშვილი, რაოდენობითი ანალიზი, თბ., თსუ, 1992
9. მ. ჭანტურია, მ. ცინცაძე, გ. ცინცაძე, თვისებებითი ანალიზის ლაბორატორიული პრაქტიკუმი, თბ., თსუ, 2004
10. თარეშიძე, ქ. გრიგალაშვილი, ლაბორატორიული პრაქტიკუმი თვისებებით ანალიზში, თბ., თსუ, 2004
11. ო. მანჯგალაძე, გ. მახარაძე, გ. ჩიჩუა, მეავეურ-ფუძური თეორიები, (სასწავლო დამხმარე მასალა “ანალიზური ქიმიის თეორიული საფუძვლების” კურსის ნაკვეთისათვის), თბილისი, 1991;
12. მანჯგალაძე, ვ. დოლიძე, ნ. თელია, მ. გვერდწითელი, მათემატიკური სტატისტიკისა და მეტროლოგიის ელემენტები ქიმიაში, თსუ, 2002
13. ო. გაბრიჩიძე, ბ. არზიანი, სამედიცინო ქიმია, „ინტელექტი“, 2003
14. ვ. დოლიძე, ვ. ციციშვილი, რუსულ-ქართულ-ინგლისურ-გერმანული ქიმიური ლექსიკონი, თბ. 2004

15. А.Т. Пилипенко, И.В. Пятницкий - Аналитическая химия Т. 1-2 М., Химия.1990;
16. В.Н. Посипаико, Н.А. Козырева, Ю.П. Логачева - Химические методы анализа. М., Высшая школа, 1989;
17. Н.Л. Глинка, Общая химия. Из-во «Интеграл-Пресс», М. 2005
18. Боченков В., Сергеев Г. Б., «Нanomатериалы для сенсоров», Успехи химии, 76, (11) 2007, с. 1084-1093
19. ინტერნეტ-რესურსი
<http://www.nanojournal.ru>
<http://www.nanonewsnet.ru>
20. მ. ჭანტურია, ა. მსხილაძე, ნანოტექნოლოგიები მედიცინასა და ფარმაციაში საქართველოს ახალგაზრდა მეცნიერთა საზოგადოებრივი აკადემია, “ინტელექტუალი”, 2009, №9
21. Бейтс Р., Определение рН. Теория и практика, пер. с англ., 2 изд., Л., 1972

შ ი ნ ა ა რ ს ი

თაზო I ანალიზური ქიმიის განვითარების ძირითადი ეტაპები, საგანი, ამოცანები, მნიშვნელობა და მიმართულებები	3
1.1 ანალიზური ქიმიის საგანი	14
1.2. თვისებითი ანალიზის საგანი და ამოცანები	15

თაზო II. ანალიზური ქიმიის საფუძვლები	
ანალიტიკოსი – “მეცნიერ-დეტექტივი”	23
რაოდენობითი ანალიზი	23
სტრუქტურული ანალიზი	24
საწარმოო ანალიზი	26
ანალიზის პროცესი	26
სინჯის აღება	27
აირების, სითხეების და მყარი სინჯის აღება	29
სითხეების სინჯის აღება	30
მყარი სინჯის აღება	30
სინჯის და განსასაზღვრავი კომპონენტის რაოდენობების დიაპაზონები	30
სინჯის მასის მნიშვნელობის და კომპონენტის შემცველობის დიაპაზონი	32
სინჯის მომზადება საანალიზოდ სინჯის მომზადების ფიზიკური მეთოდი	33
გახსნა, დაშლა, გაღლება ან ელუირება	24
დაყოფა და კონცენტრირება	38
მატრიცის მოცილება	44
გაზომვა	44
მიღებული მონაცემების დამუშავება	45

თაზო III ანალიზურ ქიმიაში გამოყენებული ძირითადი ქიმიური თეორიები და კანონები	46
---	----

3.1. ი. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და ანალიზური ქიმია	46
3.2. მოქმედ მასათა კანონი, როგორც თვისებითი ანალიზის საფუძველი.....	57
ქიმიური რეაქციის სიჩქარე.....	60
რეაქციის მოლეკულარობა და რიგი.....	63
3.3 ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის ძირითადი დებულებები	73
3.4. ხსნარის იონური ძალა იონების აქტიურობა.....	77

თაზო IV მოქმედ მასათა კანონი და

პეტეროგენული პროცესები.....	82
4.1. ხსნადობის ნამრავლი ქიმიურ ანალიზში.....	82
4.2. ხსნადობის ნამრავლი თვისებით ანალიზში..	88
4.3. ნალექის გახსნის თერმოდინამიკური მახასიათებელი – იზობარული პოტენციალი.....	90
4.4. ნალექის ხსნადობა. ფაქტორები, რომლებიც განსაზღვრავენ ნალექის ხსნადობას.....	92
ხსნადობის გამოსათვლელი ფორმულები.....	95

თაზო V მჟავებისა და ფუძეების თანამედროვე

თეორიები.....	96
5.1. ისტორიული მიმოხილვა. არენიუს-ოსტვალდის თეორიის კრიტიკა.....	96
5.2. სუსტი ელექტროლიტების იონიზაციის კონსტანტა და ხარისხი ვ. ოსტვალდის განზავების კანონი.....	100
5.3. ფუძეები და მჟავები ქიმიურ ანალიზში ფუძეებისა და მჟავების პროტოლიტური თეორია.....	103

თაზო VI. წყალბადისა და ჰიდროქსიდის

მაჩვენებლები	111
6.1. pH-ის განსაზღვრა ხსნარებში.....	111

6.3. პროტოლიტური წონასწორობა უწყლო გამსხნელებში	120
ზოგიერთი გამსხნელის K_s მნიშვნელობა.....	121
6.4. მჟავებისა და ფუძეების ძალა მჟავური და ფუძური დისოციაციის კონსტანტები.....	123
6.5. წონასწორობა ფუძე-მჟავურ რეაქციებში	130
6.6. ფუძე-მჟავური წონასწორობის (pH) როლი ორგანიზმის ცხოველქმედებაში	133

თაზო VII. წყალბადის იონის კონცენტრაციისა და pH-ის გამოთვლის მეთოდები.....	135
7.1. სუსტი მჟავების ხსნარების წყალბადის იონის კონცენტრაციისა და pH-ის გაანგარიშება.....	135
7.2. სუსტი ფუძეების ხსნარებში ჰიდროქსიდის იონის კონცენტრაციისა და pH-ის გაანგარიშება.....	136
7.3. სუსტი პოლიპროტონული მჟავების pH-ის გაანგარიშება.....	138
7.4. სუსტი მრავალმჟავური ფუძეების pH-ის გაანგარიშება.....	139
ფუძეებისა და მჟავების წყალხსნარებში $[H^+]$ და $[OH^-]$ -ის გასაანგარიშებელი ფორმულები	140
pH-ის და pOH-ის გამოსათვლელი ფორმულები.....	140
7.5. სუსტი მჟავებისა და ფუძეების წყალხსნარებში წყალბადის იონების აქტიურობის გაანგარიშება.....	142
7.6. ძლიერი მჟავების pH-ის გაანგარიშება	143
7.7. ძლიერი ფუძეების pH-ის გაანგარიშება.....	145
7.8. ძლიერი და სუსტი მჟავების ნარევის pH-ის გაანგარიშება.....	146

თაზო VIII. მარილთა ჰიდროლიზი.....	147
8.1. ძლიერი ფუძის კაციონისა და სუსტი მჟავის ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის კონსტანტას, ხარისხისა და pH-ის გაანგარიშება	154

8.2. სუსტი ფუძის კატიონისა და ძლიერი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის კონსტანტას, ხარისხის, pH-ის გაანგარიშება.....	158
8.3. სუსტი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის კონსტანტას, ხარისხის, pH-ის გაანგარიშება.....	160
8.4. სუსტი ერთმჟავური ფუძისა და სუსტი მრავალფუძიანი მჟავებისაგან წარმოქმნილი მარილის pH-ის გაანგარიშება	163
8.5. მრავალფუძიანი მჟავების საშუალო მარილების pH-ის გაანგარიშება	164
8.6. მჟავა მარილების pH-ის გაანგარიშება	164

თაზო IX. ბუფერული ხსნარები	167
9.1. pH-ის მნიშვნელობა ბუფერულ ხსნარებში. ბუფერული ტევადობა.....	167
9.2. ბუფერული მოქმედების მექანიზმი.....	169
9.3. მჟავა ბუფერული სისტემა.....	171
9.4. ფუძე ბუფერული სისტემა.....	172
9.5. pH-ის გავლენა ფერმენტთა აქტიურობაზე.....	174
9.6. პროტოლიზური რეაქციების როლი წამლების მეტაბოლიზმში, სამკურნალო პრეპარატების ანალიზში და მედიცინაში.....	177

თაზო X. კომპლექსწარმოქმნის რეაქციები ქიმიურ ანალიზში	180
10.1. კომპლექსური ნივთიერებები	180
10.2. კომპლექსური ნაერთების ნომენკლატურა.....	186
10.3. კომპლექსური ნაერთების კლასიფიკაცია	190
10.4. კომპლექსური ნაერთების იზომერია	195
10.5. კომპლექსების დისოციაცია	206
10.6. კომპლექსწარმოქმნის კონსტანტები.....	207
10.7. კომპლექსწარმოქმნის რეაქციები	

არაორგანული კომპლექსები ქიმიურ ანალიზში.....	211
10.8. კომპლექსწარმოქმნაზე მოქმედი ფაქტორები.....	221
10.9. კომპლექსური ნაერთების მნიშვნელობა.....	226
10.10. ლითონ-ლიგანდის წონასწორობა ორგანიზმში	227

თაზო XI. ორგანული რეაგენტები ქიმიურ ანალიზში.....	231
--	------------

თაზო XII. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები ქიმიურ ანალიზში	242
12.1. ჟანგვა-აღდგენითი პოტენციალები.....	242
2.2. ნივთიერებების ჟანგვა-აღდგენითი თვისებები.....	250
12.3. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციის მიმდინარეობა- ზე მოქმედი ფაქტორები.....	261
12.4. ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების გამოყენება ქიმიურ ანალიზში.....	265
12.5. რედოქს-პროცესების გამოყენება პათოლო- გიურ მდგომარეობათა კორექციაში.....	268
12.6. ნორმალური ჟანგვა-აღდგენითი პოტენციალის ცხრილი.....	271

თაზო XIII დანართი	274
13.1. ორგანული რეაგენტები	274
13.2. მჟავებისა და ფუძეების დისოციაციის კონსტან- ტები წყალხსნარებში 25°C ტემპერატურაზე	284
13.3. ძირითადი სიმბოლური აღნიშვნები, მათი მნიშვნელობები	286
13.4. ინდიკატორები, გადასვლის ინტერვალები, pH და შეფერილობა	288

გამოყენებული ლიტერატურა	290
--------------------------------------	------------



გამომცემლობა „უნივერსალი“

თბილისი, 0179, ი. ჭავჭავაძის გამზ. 19, ☎: 22 36 09, 8(99) 17 22 30

E-mail: universal@internet.ge