

ნ. ი. ფირცხალავა

გოგადი და  
არაორგანული  
ქიმიის შესავალი

დამხ. სახელმძღვანელო შედგენილია ქიმიისა და ქიმიურ-ტექნოლოგიური ფაკულტეტების I კურსის სტუდენტებისათვის არსებული არაორგანული ქიმიის კურსის პროგრამის შესაბამისად. ნაშრომში განსაკუთრებული ყურადღება ეთმობა ატომის აღნაგობის, ქიმიური ბმის ტიპების, ატომური და მოლეკულური ორბიტალების მეთოდს, კვანტური თეორიის გამოყენებას ქიმიური ბმის არსის ახსნისათვის, ქიმიური თერმოდინამიკის საკითხებს და სხვ.

წიგნი დიდ სამსახურს გაუწევს ასპირანტებს, საშუალო სკოლისა და ტექნიკუმების მასწავლებლებს და ქიმიით დაინტერესებული უფროსი კლასის მოსწავლეებსაც.

რედაქტორი მ. უგულავა  
 რეცენზენტები: ა. შველაშვილი,  
 ი. შათირიშვილი

© თბილისის უნივერსიტეტის გამომცემლობა 1985

180200000  
 П —————  
 608 (06) 85

## ა ბ ტ ო რ ი ს ა ბ ა ნ

თანამედროვე არაორგანული ქიმიის შესწავლა სტუდენტისაგან მოთხოვს მაღალ თეორიულ მომზადებას, ქიმიური ურთიერთქმედების მექანიზმის ახსნას, რეაქციის მიმდინარეობაზე სხვადასხვა ფაქტორების გავლენის ცოდნას და სხვ.

წიგნში მოცემულია ზოგადი და არაორგანული ქიმიის ძირითადი თეორიები და დებულებები, რომლებიც აუცილებელია ქიმიური პროცესების ათვისებისათვის. მასალის განხილვას საფუძვლად უდევს დ. ი. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და პერიოდული სისტემა.

განხილულია ქიმიის კლასიკური კანონები და ის ცვლილებები, რომლებიც ამ კანონებმა განიცადა კვლევის თანამედროვე მეთოდების გამოყენების შედეგად: ატომის აღნაგობა, ქიმიური ბმის ტიპები, ელექტროვალენტური, კოვალენტური და მეტალური ბმა, დონორულ-აქცეპტორული, წყალბადური და მოლეკულურ-ვან-დერვალსური ბმის სახეობები. წიგნში მოცემულია კვანტური მექანიკის ძირითადი დებულებები და მისი გამოყენება ქიმიური ბმის საკითხების ახსნისათვის. მოცემულია ქიმიური თერმოდინამიკის ძირითადი დებულებები და ცნება ქიმიური რეაქციების მამოძრავებელი ძალის შესახებ; ხსნართა თეორია, ქიმიური კინეტიკისა და სტატიკის საკითხები და სხვ.

წიგნში მოცემული მასალა არ ამოწურავს ზოგადი და არაორგანული ქიმიის თეორიულ საკითხებს, მაგრამ შესაძლებლობას იძლევა სტუდენტმა დამოუკიდებლად დაძლიოს ის. სახელმძღვანელოში ხაზგასმით არის მოცემული, რომ უნდა განვასხვავოთ ვალენტობის ცნება დაქანგულობის ხარისხისაგან, რომ ელემენტის ვალენტობა ნაერთში უშუალოდაა დამოკიდებული ნაერთის აღნაგობაზე, მაშინ როდესაც დაქანგულობის ხარისხი არ უკავშირდება ნაერთის აღნაგობას.

წიგნის ავტორი უღრმეს მადლობას უხდის პროფ. გ. ჭილაშვილს და დოც. გ. სუბატაშვილს ხელნაწერის წაკითხვისა და საქმიანი შენიშვნებისათვის, ასევე გ. ჯიომვილს დიდი დახმარებისათვის ხელნაწერის დასაბეჭდად მომზადებისას.

შენიშვნები და სურვილები გამოგზავნეთ შემდეგი მისამართით: თბილისი, 380028, ჭავჭავაძის პროსპ., № 3, თსუ, ქიმიის ფაკულტეტი.

## შესავალი

საბუნებისმეტყველო მეცნიერების ამოცანას შეადგენს შეიცნოს ბუნების მრავალფეროვნება, აღმოაჩინოს ბუნების კანონები, დაეუფლოს მას და ბუნების მოვლენები წარმართოს მიზანდასახული მიმართულებით. ბუნების მეცნიერებას წარმოადგენს ძირითადად სამი მეცნიერება—ფიზიკა, ქიმია და ბიოლოგია, რომლებმაც განვითარების დიდი გზა განვლეს. ფიზიკა სწავლობს ნივთიერების აღნაგობას, მატერიის მოძრაობის სხვადასხვა ფორმებს, მათი ურთიერთგადასვლის კანონებს, ქიმიაც შეისწავლის ნივთიერების აღნაგობას, მაგრამ ამ შემთხვევაში მეტი ყურადღება ექცევა ნივთიერებათა დამახასიათებელ თვისებებს, ქიმია—მეცნიერება ნივთიერებისა და მათი გარდაქმნების შესახებ, მეცნიერება ნივთიერების შედგენილობის, აღნაგობისა და გარდაქმნებთან დაკავშირებული მოვლენების შესწავლის შესახებ, სხეულთა უსასრულოდ დიდი ნაირსახეობა და ბუნების მოვლენების ერთიანობა აახსნელია სამყაროს მატერიალობაში. მატერიალური სამყარო, რომელიც არსებობს ობიექტურად და ჩვენგან დამოუკიდებლად, არის მოძრავი მატერიის სხვადასხვა სახეობა, მათი გამოვლინების სხვადასხვა ფორმა.

მატერია განუწყვეტლივ მოძრაობაშია. მოძრაობა მატერიის არსებობის ფორმაა. მატერია მოძრაობის გარეშე ისევე წარმოუდგენელია, როგორც მოძრაობა მატერიის გარეშე. მატერიის მოძრაობაში იგულისხმება ბუნებაში მიმდინარე ყველა ცვლილება, დაწყებული მარტივი მექანიკური გადაადგილებიდან, დამთავრებული მოძრაობის უმაღლესი რთული ფორმით—აზროვნებით.

„ბუნება მთლიანად, დაწყებული უმცირესი ნაწილაკისაგან უდიდეს სხეულებამდე... იმყოფება განუწყვეტელ წარმოქმნისა და გაქრობის პროცესში,—განუწყვეტლივ მოძრაობასა და ცვლილებაში“\*.

ყოველი მეცნიერება უპირველესად შეისწავლის მატერიის მოძრაობის ერთ-ერთ ფორმას. ქიმია შეისწავლის მოძრაობის იმ ფორმას, რომელიც დაკავშირებულია ატომების, მოლეკულების, იონების ურთიერთქმედებით

\* К. Маркс и Ф. Энгельс. Соч., т. 20, стр. 354.

ატომის გარეთა გარსის ელექტრონების იმ გადაადგილებასთან (გადაჯგუფებასთან), რის შედეგადაც წარმოიქმნება ახალი ნივთიერება. აქედან, ქიმიას შეგვიძლია მივცეთ კიდევ ასეთი განმარტება:

ქიმია—მეცნიერებაა, რომელიც შეისწავლის ქიმიური მოძრაობის ფორმებს. აღსანიშნავია, რომ ქიმიური გარდაქმნების დროს, ახალი ქიმიური ბმების წარმოქმნის შედეგად, ვლელულობთ ახალ ნივთიერებას ახალი თვისებებით, მაგრამ ნაერთში შემავალი ქიმიური ელემენტები უცვლელი რჩება.

მეცნიერების განვითარების თანამედროვე ეტაპზე, მეცნიერული კვლევა შეიძლება წარმატებით განვითარდეს იქნალოდ იმ შემთხვევაში, თუ ბუნებაში მიმდინარე მრავალრიცხოვანი მოვლენებიდან ყურადღება გამახვილებული იქნება მათი განსაზღვრული რაოდენობის მიმართ. რა თქმა უნდა, იდეალური იქნებოდა ერთი და იმავე ადამიანის გონებას რომ შეძლებოდა ბუნების მეცნიერებების მთლიანად მოცვა, მაგრამ ეს შეუძლებელია იმდენად, რამდენადაც ბუნებაში მიმდინარე მოვლენათა რიცხვი თითქმის უსასრულოა, ამიტომ საჭიროა ვიწრო სპეციალიზაცია, რაც ცალკეული მოვლენების შესწავლის და მათზე დაკვირვების საშუალებას იძლევა.

მთელ რიგ შემთხვევებში ერთი მოვლენის შესწავლისათვის არ არის საკმარისი ერთი რომელიმე მეცნიერული დარგის კვლევის მეთოდების გამოყენება. საჭირო ხდება მომიჯნავე მეცნიერების კვლევის მეთოდებისა და თეორიის გამოყენება; წარმოიქმნება მეცნიერების ახალი დარგი, რომელიც იქნება ორი მეცნიერების მიჯნაზე. ასე მაგალითად, ქიმიისა და ფიზიკის მიჯნაზე დიდი ხანია წარმოიქმნა ფიზიკური ქიმია, ფიზიკური ქიმიიდან შემდეგში გამოიყო ელექტროქიმია, კოლოიდური ქიმია, ფოტოქიმია; ჩაისახა და განვითარდა მეცნიერების ახალი დარგი—ქიმიური ფიზიკა. არაორგანული ქიმიისა და ატომგულის ფიზიკის მიჯნაზე წარმოიქმნა მეცნიერების ახალი დარგი—რადიოქიმია, არაორგანულ და ორგანულ ქიმიათა შორის — ელემენტორგანული ქიმია, არაორგანულ ქიმიისა და გეოლოგიის შორის აღმოცენდა გეოქიმია; ბიოქიმია წარმოადგენს ბიოლოგიის, ფიზიკური და ორგანული ქიმიის სინთეზს; არაორგანული ქიმიის, ბიოლოგიის და ფიზიკური ქიმიის მიჯნაზე აღმოცენდა მეცნიერების სულ ახალი დარგი—ბიოარაორგანული ქიმია.

აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ თანამედროვე საბუნებისმეტყველო მეცნიერების დარგები განიცდიან მათემატიზაციას. მათემატიკა ღრმად იჭრება საბუნებისმეტყველო მეცნიერების სხვადასხვა დარგში, რაც უდავოდ დადებითი მოვლენაა და აღრმავეს საკითხების შესწავლას, ლოგიკურსა და სარწმუნოს ხდის მიღებულ შედეგებს. მათემატიკის შეჭრამ საბუნებისმეტყველო მეცნიერებებში გააოიწვია მთელი რივი ახალი მიმართულება.

ბის წარმოქმნა და ჩამოყალიბება. მეცნიერების განვითარება იწვევს მეცნიერული დარგების დიფერენციაციას, ერთმანეთში გადახლართვას.

ქიმია დიდი ხნის განმავლობაში აღწერილობითი მეცნიერება იყო და ამდენად იგი დამხმარე მეცნიერებას წარმოადგენდა როგორც მრეწველობისათვის, ისე მეცნიერების სხვა დარგებისათვის. თანამედროვე ქიმიური მეცნიერება თეორიულ-ექსპერიმენტული მეცნიერებაა, იგი შეუპოვრად ცდილობს შეისწავლოს მოვლენათა ის ფარული შინაგანი მიზეზები, რომლებიც აპირობებენ ქიმიურ მოვლენებს, თუ წინათ მეცნიერება წარმოადგენდა მრეწველობის განვითარებისათვის დამხმარეს, დღეს ქიმიური მეცნიერება თავად იქცა საწარმოო ძალად, ხოლო წარმოება—თეორიული ქიმიის ახალი პროგრესული იდეების ტექნიკურ გაფორმებად.

**ქ ი მ ი ა — ბ უ ნ ე ბ ი ს უ მ ც ნ ო ბ ი ს მ ე ც ნ ი ე რ ე ბ ა**

1 ქიმიის განვითარების ძირითადი ეტაპები. ქიმიის ბუნებისმეტყველების ერთ-ერთი უძველესი დარგია. ადამიანი უხსოვარი დროიდან აკვირდებოდა ბუნებაში მიმდინარე ქიმიურ მოვლენებს და ცდილობდა ისინი გამოეყენებინა თავის სასარგებლოდ. ისეთი ქიმიური გარდაქმნები როგორც არის მცენარის ნაყოფის დუღილის პროცესი, რძის დამყავება, მომწამლავი მცენარეების მოქმედება და ბუნებაში მიმდინარე სხვა მრავალი პროცესი, დიდი ხანია იქცეოდა ადამიანის ყურადღებას. უხსოვარი დროის უდიდეს აღმოჩენას ქიმიური მოვლენებიდან წარმოადგენს ცეცხლის მოპოვება. დღეისათვის უცნობია, როდის, სად და როგორ ისწავლა ადამიანმა ცეცხლის გაჩენა და წვის პროცესის ხანგრძლივად შენახვა. უცნობია აგრეთვე, როდის ისწავლა ადამიანმა ცეცხლის გამოყენება საკვების დასამზადებლად, სამეთუნეო და მინის ხარშვის საქმეში და სხვ.

ისტორიული მონაცემები ადასტურებენ, რომ ჯერ კიდევ ათასი წლის წინათ ჩვ. წ. აღრიცხვამდე ადამიანები ფართოდ იყენებდნენ ქიმიურ და ფიზიკურ მოვლენებს თავიანთი ყოველდღიური მოთხოვნილების დასაკმაყოფილებლად. იგვიბტელები, ჩვ. წ. აღრიცხვამდე ლებულობდნენ რკინას, სპილენძს, ვერცხლს, ტყვიას და სხვა მეტალებს. ისეთ ქვეყნებში, როგორცაა—ეგვიპტე, ინდოეთი, შუა აზია, ჩინეთი—მაღალ დონეზე იღვა საღებავების დამზადება, სამეთუნეო საქმე და სხვ. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ არ არსებობს არავითარი მონაცემები, რომელიც გვიჩვენებდეს მათ კვლევით საქმიანობას, მიღებულ ან აღებულ ნივთიერებათა თვისებრივ ან რაოდენობრივ დახასიათებას, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ ვერც ერთი დასახელებული ქვეყნების წარმომადგენელი ვერ ავიდა ბუნების მოვლენების ფილოსოფიურ განსჯამდე და ვერ გასცილდა მათ მითოლოგიურ წარმოდგენებს. კაცობრიობის აზროვნების ამ უმაღლეს დონეს მიაღწიეს ბერძენმა ფილოსოფოსებმა, რომლებმაც მდიდარი ფილოსოფიური მემკვიდრეობა დაგვარტოვეს ბუნებისა და ბუნების მოვლენების შესახებ.

ბუნების მოვლენების, მატერიალური სამყაროს შესწავლისას, ადამიანი ყველაზე მეტ დაბრკოლებას ხვდებოდა იმ მხრივ, რომ ის შეეგება მრავალი

ობიექტისაგან. ბუნების მოვლენები მრავალფეროვანია. ადამიანი თავის გარშემო ამჩნევდა ერთმანეთისაგან სრულიად განსხვავებულ საგნებსა და ობიექტებს. მატერიალური სამყაროს მრავალფეროვანი ნაირსახეობის შეცნობისა და შესწავლისათვის საჭირო იყო მათი კლასიფიკაცია, ძიება იმ საწყისისა, რაც საფუძვლად უდევს ყოველ არსებულს, რისგანაც შექმნილია სამყაროში არსებული ყოველი მატერიალური ობიექტი. ძველი საბერძნეთის იონიური სკოლის პირველმა ფილოსოფოსმა თალესმა (ჩვ. წ. აღ.-მდე 600 წ.) ყველაფრის საწყისად, რისგანაც წარმოქმნილია სამყაროში არსებული ყოველი ობიექტი, აღიარა წყალი, შემდეგში, იმავე სკოლის წარმომადგენელმა ანაქსიმენემ ყველაფრის საწყისად ჰაერი მიიჩნია, ხოლო ჰერაკლიტემ—ცეცხლი.

ბერძენ ფილოსოფოსთა ასეთი შეხედულებები, სამყაროს ნაირსახეობის წარმოქმნის შესახებ, შეჯამებული სახით მოგვცა ემპედოკლემ (აგრიგენტიდან, სიცილიიდან), რომელმაც სამყაროს წარმოქმნის იმ სამ საწყისს დაუმატა მეოთხე—მიწა, და სამყაროს საწყისად მიიჩნია ოთხი ელემენტი: მიწა, წყალი, ჰაერი და ცეცხლი, რომლებიც არ შეიძლება ერთიმეორეში გარდაიქმნას, მაგრამ შედიან ბუნებაში არსებული ობიექტების შემადგენლობაში სხვადასხვა რაოდენობით, რითაც იქმნება ბუნების ნაირსახეობა—მრავალფეროვნება.

ძველ ბერძენ ფილოსოფოსთა ელემენტთა თეორიაში, ნივთიერებების კლასიფიკაციაში, მოცემულია ელემენტების სიმკვრივის მიხედვით განაწილება—მიწა, წყალი, ჰაერი, ცეცხლი—ელემენტების სიმკვრივე თანდათანობით კლებულობს. აღსანიშნავია, რომ მეცნიერებაში ნივთიერებასა და ენერგიას შორის განსხვავების საკითხი მხოლოდ XVIII ს. დაისვა. სიტბო, სინათლე, ელექტრობა განიხილებოდა, როგორც მატერიალური გარემო, მხოლოდ უფრო აქროლადი, ვიდრე გაზებია. ცნებაში—ელემენტი—ბერძენი ფილოსოფოსები გულსხმობდნენ არა მარტო ნივთიერების შემადგენელ ნაწილებს, არამედ თვისების ხარისხსაც. ელემენტებად თვლიდნენ ისეთ თვისებებს, როგორცაა: ცივი, ნესტი (წყალი), მშრალი (მიწა), თბილი (ცეცხლი), რაც თანამედროვე ადამიანისათვის ძნელად წარმოსადგენია.

აღსანიშნავია, რომ ბერძნული ფილოსოფოსების ელემენტთა თეორია თითქმის უცვლელად შემორჩა მეცნიერებას XVIII საუკუნემდე.

განსაკუთრებით ყურადსაღებია მოძღვრება ატომის შესახებ, რომელიც შემოტანილი იქნა ლევიკების (450 წ. ჩვ. წ. აღ.-მდე) და მისი მოწაფის დემოკრიტეს მიერ (460—370 ჩვ. წ. აღ.-მდე): ბერძენ ფილოსოფოსთა ამ სკოლის წარმომადგენლები ამტკიცებდნენ, რომ ნივთიერების დანაწილებით, დანამცეცებით მიღებული ნაწილაკები ატარებენ იმავე თვისებას, რაც ახასიათებს ნივთიერებას, რომლის ნაწილაკსაც ის წარმოადგენს.



მაგ., მწვანე ფოთლის უმცირეს ნაწილასაც ახასიათებს მწვანე ფერი, ერთ წვეთ თაფლსაც იგივე ტკბილი გემო აქვს, რაც თაფლის მასას.

ფილოსოფოსთა ერთი ჯგუფი ამ ფაქტს ნივთიერების თვისებად თვლიდა. მეორე ჯგუფი კი იმით ხსნიდა, რომ ყოველი ნივთიერება შედგება უმცირესი ნაწილაკებისაგან, რომელთაც ატომი ეწოდება\*. ატომისტური თეორიის ავტორების აზრით, ყოველი ობიექტი შედგება უმცირესი, განუყოფელი, უცვლელი ნაწილაკებისაგან—ატომებისაგან, რომლებსაც სხვადასხვა ობიექტში გააჩნიათ სხვადასხვა სიდიდე, ფორმა და მოძრაობა, რითაც გამოწვეულია სამყაროს ობიექტთა მრავალფეროვნება. ატომისტური თეორიის წარმომადგენლობის მიერ მოცემული იქნა მეორე მნიშვნელოვანი დებულება, რომელიც დღეს მასის მუდმივობის კანონის საბუნძღოლოდებით არის ცნობილი. დემოკრატეს მიერ მოცემული დებულება გვეუბნება: „არაფერი არ წარმოიქმნება არაფრისაგან, არაფერი არ ქრება“. მიუხედავად იმისა, რომ როგორც ატომისტური თეორია, ისე მასის შენახვის კანონი წარმოადგენდა სამყაროს გაგების სწორ დებულებებს და ისინი ახლოს არიან საკითხის თანამედროვე გაგებასთან, მათ თითქმის არავითარი ვავლენა არ მოუხდენიათ ქიმიის შემდგომ განვითარებაზე და ათეული საუკუნეების განმავლობაში ძივიწყებულ იქნა.

ამ პერიოდის ფილოსოფოსებს ნატურფილოსოფოსებს უწოდებენ. აღსანიშნავია, რომ ისინი ყველაფრის საწყისად მატერიას, მატერიალურ ობიექტს თვლიან (მიწა, წყალი, ჰაერი, ცეცხლი). მათი ატომიც მატერიალურია. ის იმავე ელემენტებისაგან შედგება, რისგანაც წარმოიქმნილია ყოველივე ბუნებაში და მათი უმცირესი შემადგენელი ნაწილია.

ქიმიისა და საერთოდ ბუნებისმეტყველების განვითარებაზე შემდეგში დიდი ვავლენა მოახდინა არისტოტელეს (382—322 წ. ჩვ. წ. აღ-მდე) ფილოსოფიამ. არისტოტელეს თეორიით სამყაროს ანგებს მატერიალური ნივთიერება—ეთერი. მისი აზრით ემპედოკლეს ოთხი ელემენტი წარმოქმნილია ერთიანი საწყისი მატერიისაგან და შედის ბუნებაში არსებულ ყველა ობიექტში სხვადასხვა რაოდენობით, რითაც აიხსნება ბუნების მრავალფეროვნება. მიწისა და წყლისაგან ხანგრძლივი დროის განმავლობაში წარმოიქმნება ყოველივე ის, რასაც მიწაში ვპოულობთ—სხვადასხვა მანები, მეტალები, ქვა, მარილები და სხვ. ემპედოკლეს აზრით, მხოლოდ ოქრო არ შეიცავს მიწას. დანარჩენი მეტალები, როგორცაა: სპილენძი, ვერცხლი, ტყვია, კალა და სხვები, მეტ-ნაკლები რაოდენობით შეიცავენ მიწას, რის გამოც ისინი თერმიულად უმდგრადი არიან. მისი აზრით, მეტალებს ერთი საწყისი გააჩნიათ, რის გამოც მათ ადვილად შეუძლიათ ერთმანეთში გადასვლა, ასე მაგალითად, სპილენძის მიწასთან

\* იტალიელი პოეტი ტიტო ლუარეცია კარა (96—55 წ. ჩვ. წ. აღ-მდე).

შეღობით (როგორც ჩანს თუთიის სულფიდთან) მიიღება ახალი ყვითე-ლი ფერის მეტალი რომელიც ოქროს მოგვაგონებს. ეს იდეები, როგორც ჩანს საფუძვლად დაედო ქიმიის შემდგომ განვითარებას, რომელიც ქიმიის ისტორიაში ცხობილია ალქიმიის სახელწოდებით და რომელიც თითქმის ორი ათასი წელი გრძელდებოდა.

2. **ალქიმია.** სიტყვა „ქემია“ პირველად ნახმარი იყო იმპერატორ დიოკლეტიანის დეკრეტში ჩვ. წ. აღრიცხვის 296 წ., რომლითაც ის ბრძანებდა დაეწვით ეგვიპტური წიგნი, ე. ი. წიგნი, რომელშიც აღწერილი იყო ოქროსა და ვერცხლის „მიღების“ ხელოვნება. ამ სიტყვის წარმოქმნის არსი უცნობია. ბევრის აზრით, ის წარმოქმნილია თვით ეგვიპტის სახელიდან (ქემია), რის შესახებ იხსენიება პლუტარქეს პოემაში („De Isis et Osiris“), აქედან შეიძლება გაავკეთოთ დასკვნა, რომ სიტყვა „ქემია“ ნიშნავდა „ეგვიპტის ხელოვნებას“, ე. ი. იმას, თუ როგორ „შეიძლება“ ერთი ელემენტის მეორე ელემენტად, ოქროდ და ვერცხლად „გარდაქმნა“. არის აგრეთვე მეორე შეხედულება, რომლის თანახმად, ამ სიტყვის წარმოქმნა მიეწერება ბერძნებს, მაგალითად, ზოსიმოსის (რომელიც ეგვიპტეში ცხოვრობდა) ნაწერებში გვხვდება სიტყვა „ქიმია“—ჩამოსხმული მეტალი. ტერმინი „ქიმია“ მსოფლიოში გავრცელდა არაბეთიდან, რომლებმაც ის ალქიმიად აქციეს.

ალქიმიის პერიოდი, რომელიც თვრამეტი საუკუნის განმავლობაში გრძელდებოდა, შეიძლება დაიყოს სამ პერიოდად, ბერძნული (ალექსანდრეული), არაბული და ლათინური (დასავლეთ ევროპული) შუა საუკუნიდან. ყველა პერიოდის ალქიმია წარმოადგენდა გაურკვეველი ჩამოუყალიბებელი აზროვნების შედეგს. ფილოსოფიური, მითოლოგიური და რელიგიური წარმოდგენების ნარევს, ელემენტებიდან მადნების, მეტალების, მარილებისა და სხვათა წარმოქმნის შესახებ. ალქიმიკოსები ეყრდნობოდნენ ორ აპრიორულ პოსტულატს: მატერიის ერთიანობას და საიღუმლო (შეუცნობად) ფაქტორ — ფილოსოფიურ ქვას, რომელსაც შესწევდა უნარი გარდაქმნა ჩვეულებრივი მეტალი, როგორცაა ტყვია და კალა—ოქროდ და ვერცხლად. ჩვეულებრივ მეტალებს ისინი „ავადმყოფებად“ თვლიდნენ. იმდენად, რამდენადაც ადვილად კარგავენ თავის მეტალურ ბრჭყვიალებას ჰაერზე ოქსიდებია წარმოქმნის გამო.

ალქიმიკოსების შეხედულებით ბუნებაში არსებული ყველა ნივთიერება წარმოიქმნება ვერცხლისწყლისა და გოგირდის შეერთებით, ამასთან გოგირდი წარმოიქმნება ჰაერისა და ცეცხლისაგან, ხოლო ვერცხლისწყალი—წყლისა და მიწისაგან.

თანამედროვე მეცნიერებამ ალქიმიკოსებისაგან მემკვიდრეობად მიიღო ბუნების მეცნობის მეტად ძვირფასი მეთოდი—ექსპერიმენტი. ფილოსოფიური ქვის ძიებისას მათ დამუშავეს მთელი რიგი ნივთიერებების მიღების მეთოდები და მიიღეს მრავალი ახალი ჯერ კიდევ უცნობი ნივთიე-

რება. ქიმიასი კვლევის სპეციალური ადგილი—ლაბორატორია, დააარსეს ალქიმიკოსებმა. ზოსიმოსმა (300 წ. ჩ. წ.) მოგვცა გამოსახდელი აპარატურა და მისი ნახაზები, რომლებიც დღესაც გამოიყენება ლაბორატორიულ პრაქტიკაში.

არაბების მიერ 641 წ. ეგიპტის დაპყრობის შემდეგ ისინი გაეცნენ ეგვიპტის ალქიმიკოსთა შრომებს და თვითონ დაიწყეს ამ მიმართულებით მუშაობა. გამოჩენილი არაბი ალქიმიკოსები იყვნენ: ალ-რაზი, რომელსაც ევროპელები რაზეს უწოდებენ (866—925), იბნ-სინა, რომელიც ცნობილია ავიცენას სახელით (980—1037) და იქნალ-ზაიტანი (965—1039). ისინი ექიმები იყვნენ, მაგრამ, იმავე დროს, მუშაობდნენ ქიმიასი.

XII—XIV საუკუნის ალქიმიკოსებიდან ყველაზე უფრო გამოჩენილი იყვნენ: ალბერტ ველიკი, როჯერ ბეკონი და რაიმონდ ლული. ბეკონმა (1214—1294) განჭვრიტა მეცნიერებისა და ტექნიკის შემდგომი განვითარება და ის დიდი როლი, რომელიც ამ განვითარების პროცესში მიეკუთვნება კვლევის ექსპერამენტულ მეთოდს.

აღსანიშნავია, რომ შუა საუკუნეებს ალქიმიასათვის დამახასიათებელია აგრეთვე პრაქტიკული ქიმიის განვითარება. თუმცა მიღებული შედეგები წარმოადგენდნენ საიდუმლოებას და ფართო მასებისათვის მიუწვდომელს. XV საუკუნიდან ალქიმიას თანდათანობით ჩამოსცილდნენ იმ დროის მოწინავე მეცნიერები, თუმცა ალქიმიის ძირითადი დებულებები საბოლოოდ უარყოფილი იქნა მხოლოდ XVIII საუკუნის ბოლოს.

იატროქიმია. XV საუკუნეში ოქროსა და ვერცხლის სხვა მეტალებისაგან მიღება, რაც ალქიმიკოსების ძირითად საქმიანობას წარმოადგენდა, თანდათანობით დავიწყებას ეძლევა და ქიმიის როლი მისი პრაქტიკული გამოყენება ხდება.

პარაცელსი (1493—1541) ქიმიის როლს სამკურნალო პრეპარატების დამზადებაში ხედავს, რითაც საფუძველი ჩაეყარა იატროქიმიას (ბერძ. იატროს—ექიმი).

ქიმიის ძირითადი მიზანი გახდა სამკურნალო პრეპარატების მომზადება. ეს პერიოდი ხასიათდება პრაქტიკული ქიმიის სწრაფი განვითარებით. სინთეზირებული და შესწავლული იქნა მთელი რიგი ნივთიერებები. ვანგელმონტმა მიიღო ანთამონის ნაერთები და აღწერა მათი თვისებები. მასვე ეკუთვნის აზრი იმის შესახებ, რომ მეტალი, რომელიც იხსნება მკვავში, თუმცა გადადის თხევად მდგომარეობაში, მაგრამ არ კარგავს თავის მეტალურ თვისებებს, ისე როგორც წყალში გახსნილი მარილი არ კარგავს თავის თვისებებს.

ამავე პერიოდს მიეკუთვნება შრომები ტექნოლოგიაში, რომლებიც მიძღვნილია მანქანიდან მეტალების მსლების საკითხებისადმი, მინის ხარშ-

ვის პრაქტიკული საკითხების დამუშავება, კვამლიანი დენთის დამზადება, გამოხლდით ნარევის ერთმანეთისაგან დაცილების საკითხები და სხვ.

აგრიკოლა, ქიმიის ძირითად ამოცანად თვლიდა მეტალების მიღებას მადნებისაგან. მან შეადგინა წიგნი, რომელშიც მოცემულია მადნებისაგან მეტალების მიღების მეთოდები. უნდა აღინიშნოს, რომ მის ზოგიერთ დებულებას დღესაც არ დაუკარგავს თავისი მნიშვნელობა.

ალქიმიკოსთა მოძღვრებიდან, შედარებით თავისუფალ ქიმიკოსად შეიძლება მივიჩნიოთ რუდოლფ გლაუბერი (1604—1670), რომელიც თავისი დროის უაღრესად დახელოვნებული ქიმიკოსი იყო.

ქიმიის ისტორიაში განსაკუთრებული ადგილი უკავია რობერტ ბოილს (1627—1691), რომელმაც ქიმიაში პირველად შეგნებულად გამოიყენა კვლევის მეცნიერული მეთოდი. წიგნში „ქიმიკოსი სეკტიკოსი“, მან სასტიკად გააკრიტიკა დებულება ოთხი ელემენტის შესახებ და ალქიმიკოსების სამი პრინციპის კონცეფცია (ვერცხლსწყალი, ვაკირდი, მარილი). მან პირველად შემოიტანა ქიმიაში ცნება ელემენტის შესახებ. ელემენტის მისეული განმარტება ახლოს არის დღევანდელთან. „ელემენტის ქვეშ მყისის გარკვეული პირველადი მარტივი არა შერეული სხეული (ნაერთი) იმდენად რამდენადაც ერთი ელემენტი არ არის (გაკეთებული) წარმოქმნილი მეორესაგან, ისინი წარმოადგენენ ყველა სხეულის შემადგენელ ნაწილს, რომლებსაც ეწოდებათ შერეული (ნაერთი) სხეულები“.

ბოილიდან დაიწყო ქიმიაში გასაგებ ენაზე ლაპარაკი. ლიტერატურიდან გამოიღვენა ალქიმიური ვაუგებარი სიტყვები და გამოთქმები. მისი დიდი დამსახურება კიდევ ისაა, რომ მან საბოლოოდ უარყო ალქიმიკოსთა დებულებები და გზა გაუხსნა ქიმიის შემდგომ განვითარებას, თუმცა აქვე უნდა შევნიშნოთ, რომ ბოილმა ვერ შეძლო ქიმიის შემდგომი განვითარების გზების დასახვა.

**3. ფლოგისტონის თეორია.** მიუხედავად იმისა, რომ წვის პროცესებზე არსებობდა გარკვეული შეხედულება, XVII—XVIII საუკუნის მიჯნაზე წარმოიშვა ე. წ. ფლოგისტონის თეორია ბოილმა დაადგინა, რომ ვაკუუმში არ შეიძლება მიმდინარეობდეს წვის პროცესი, რომ ჰაერზე მეტალების გახურებით წარმოიქმნება უანგეული და მასა მატულობს და სხვ. 1700 წ. შტალის მიერ, წვის პროცესების ასახსნელად მოცემული იქნა ე. წ. ფლოგისტონის თეორია. ამ თეორიის თანახმად, მარტივი ნივთიერებები, როგორცაა გოგირდი, რკინა, ტყვია, კალა და სხვ. წარმოადგენენ რთულ ნივთიერებებს. ისინი წეიცავენ უხილავ ნივთიერებას—ფლოგისტონს, რომელიც წვის დროს გამოიყოფა თავისუფალ მდგომარეობაში.

მეტალი გახურება ხენჯი+ფლოგისტონი

მეტალის მიღების პრაქტიკიდან ცნობილი იყო, რომ მეტალის უანგეულე-

ბის ნახშირთან გახურებისას გამოიყოფა მეტალი—მიმდინარეობს აღდგენის პროცესი. აქედან ფლოგისტონის თეორიის მომხრეებმა გააკეთეს დასკვნა, რომ ნახშირი შეიცავდა ფლოგისტონის დიდ რაოდენობას. კითხვაზე, თუ რატომ არის მეტალის „ნაცრის“ (ოქსიდის) მასა მეტი აღებული მეტალის მასაზე, როდესაც ის ნაკლები უნდა იყოს, რადგანაც მეტალის გახურებისას ნაცართან ერთად გამოიყოფა ფლოგისტონი, მათი პასუხი ასეთი იყო—ფლოგისტონს გააჩნია უარყოფითი მასა და როდესაც უარყოფითი მასა აკლდება, საერთო მასა იზრდება.

მიუხედავად თეორიის მცდარობისა, ამ თეორიის მომხრეებმა მრავალი აღმოჩენა გააკეთეს. პირველად გამოყოფილი და მიღებული იქნა სუფთა სახით წყალბადი, აზოტი, ჟანგბადი, ქლორი და ნახშირორჟანგი. დაგროვილი იქნა მრავალი ექსპერიმენტული მასალა, რომელმაც დიდი სამსახური გაუწია ქიმიის შემდგომ განვითარებას. ფლოგისტონის თეორიას კი „ნენოქემედებითი შეცდომ.ს“ თეორია ეწოდა.

ფ. ენგელსი წერდა: „ქიმია განთავისუფლდა ალქიმიისაგან ფლოგისტონის თეორიის მეშვეობით“. შემდეგი ლომონოსოვმა, ლავუაზიემ და სხვებმა დაადგინეს წვის პროცესის ნამდვილი ბუნება. წვის პროცესის მეცნიერული ახსნისათვის დიდი მნიშვნელობა ჰქონდა ლომონოსოვის ცდებს, რომელიც მან ჩაატარა მეტალების გახურებით მიმდინარე პროცესების შესწავლის მიზნით. ლომონოსოვმა დაადგინა, რომ თუ დაბნულ რკინის ჭურჭელს გახურების შემდეგ ავწონით, წონა უცვლელი იქნება და ტოლი იქნება რკინით ჭურჭლის წონისა გახურებამდე. თუ ჭურჭელს გავსნით, მასში შევა ჰაერი და წონა მეტი გახდება საწყის წონაზე. აქედან ლომონოსოვი ასკვნის, რომ მეტალის გახურებისას მას უერთდება ჰაერის რაღაც შემადგენელი ნაწილი, რის გამოც რკინის წონა გახურების შემდეგ მეტია მის წონაზე გახურებამდე.

ამ ცდების შედეგებით საბოლოოდ გამოეცალა ნიადაგი ფლოგისტონის თეორიას და ის უარყოფილი იქნა.

წვის პროცესის არსი—რომ ის წარმოადგენს ნივთიერების ჟანგბადთან შეერთების პროცესს—დადგენილი იქნა ფრანგი მეცნიერის ა. ლავუაზიეს მიერ. მან მოგვცა წვის პროცესის ნათლად ჩამოყალიბებული მეცნიერული ახსნა. ფ. ენგელსი წერდა: „ლავუაზიემ ფეხზე დააყენა მთელი ქიმია, რომელიც თავისი ფლოგისტონის თეორიის ფორმით თავდაყირა იდგა“.

4. ატომური თეორიის ეპოქა. წვის პროცესის სწორად ახსნისას, ლავუაზიემ ფართოდ გამოიყენა ქიმიაში რაოდენობრივი განსაზღვრის მეთოდი და თეორიულ დებულებებს ზუსტად შესრულებული ექსპერიმენტული დასაბუთება მისცა.

წვის პროცესის შესწავლით დადგინდა, რომ ჰაერი არის გაზთა ნარევი, რომ მასში დაახლოებით 1/4 უანგბადია, რომელიც ხელს უწყობს წვას და სუნთქვას, ხოლო დანარჩენს წარმოადგენს აზოტი, რომელიც არც წვას და არც სუნთქვას ხელს არ უწყობს.

ლაფუაზიეს გამოკვლევებმა მოამზადეს ნიადაგი ქიმიის ძირითადი კლასიკური კანონების აღმოჩენისათვის.

ატომურ-მოლეკულური თეორიის ჩამოყალიბებაში გარკვეული როლი შეასრულა მ. ვ. ლომონოსოვის კორპუსკულურმა თეორიამ. ლომონოსოვის კორპუსკულა თანამედროვე გაგებით მოლეკულას წარმოადგენს, ხოლო მისი ელემენტი—ატომს. მისი თეორიით, რომელიც მოცემულია წიგნში „მათემატიკური ქიმიის ელემენტები“ (1741), ერთნაირი კორპუსკულები წარმოქმნიან მარტივ ნივთიერებებს, ხოლო სხვადასხვა—რთულ ნივთიერებებს.

ნივთიერების ყველა თვისებას, მათ ფიზიკურ და ქიმიურ ბუნებას, ლომონოსოვი ხსნიდა კორპუსკულებისა და ელემენტების მოძრაობითა და ურთიერთქმედებით. ლომონოსოვის აზრით, ქიმიის ამოცანას შეადგენს იმ უმცირესი ნაწილაკების შესწავლა, რომლებსგანაც წარმოსდგება ნივთიერება. მან საფუძველი ჩაუყარა კინეტიკურ თეორიას.

ატომისტური თეორიის ფუძემდებლად ითვლება დალტონი, რომელმაც განსაკუთრებული როლი შეასრულა ქიმიის განვითარების ისტორიაში. ფ. ენგელსი წერდა: „ქიმიის ახალი ეპოქა იწყება ატომისტიკიდან“\*. XIX საუკუნის პირველი ნახევარი წარმოადგენს თანამედროვე ქიმიის წინა პერიოდს, როდესაც მეცნიერებაში საბოლოოდ დამკვიდრდა ატომურ-მოლეკულური თეორია. სრული გარკვევა ჰპოვა ატომისა და მოლეკულის ცნებამ. ატომი მიღებული იქნა როგორც ელემენტის, ხოლო მოლეკულა, როგორც მარტივი და რთული ნივთიერების შემადგენელი ნაწილი. ამით დაძლეული იქნა დიდი წინააღმდეგობა. რომელიც ხელს უშლიდა ქიმიის განვითარებას. საბოლოოდ გაირკვა განსხვავება ატომურ და ეკვივალენტურ წონებს შორის და შემოტანილი იქნა ელემენტის ვალენტობის ცნება. ქიმიურმა ფორმულებმა და განტოლებებმა მიიღეს თანამედროვე სახე. XIX საუკუნეში აღმოჩენილი იქნა მრავალი ახალი ელემენტი, მაგალითად—ფტორი, ბრომი, იოდი, სელენი, ქრომი, ბორი, ალუმინი, მაგნიუმი, ტუტემიწა მეტალები და თითქმის მერვე ჯგუფის ყველა მეტალი.

ქიმიის თანამედროვე პერიოდი იწყება დ. ი. მენდელეევის მიერ პერიოდულობის კანონის აღმოჩენის, პერიოდული სისტემის შექმნისა და ა. ბუტლეროვის მიერ ქიმიური აღნაგობის (1861) თეორიის შექმნიდან. პერიოდულობის კანონის აღმოჩენამ და პერიოდული სისტემის შექმნამ

\* К. Маркс и Ф. Энгельс, Соч., Т. 24, стр. 19—20.

უდიდესი გავლენა მოახდინა ქიმიის და საერთოდ საბუნებისმეტყველო მეცნიერებების შემდგომ განვითარებაზე.

პერიოდულობის კანონი ემყარება იმას, რომ ყველა ელემენტი ერთმანეთთან დაკავშირებულია ერთიანი კანონზომიერებით. ყოველი ელემენტი, რომელიც წარმოადგენს ამ ერთიანობის წევრს, მასში იჭერს სრულიად გარკვეულ ადგილს. პერიოდულობის კანონზე დაყრდნობით შესაძლებელი შეიქნა ახალი გზების, მეთოდებისა და თეორიული დებულებების ძიება ელემენტებისა და მათი ნაერთების თვისებების კვლევის საქმეში.

შეიძლება ითქვას, რომ ქიმიამ—აღწერილობითი, ექსპერიმენტული მეცნიერებიდან, პერიოდულობის კანონის აღმოჩენით იქცა თეორიულ-ექსპერიმენტულ მეცნიერებად. პერიოდულობის კანონი საფუძვლად დაედო ქიმიის შემდგომ განვითარებას. მასზე დაყრდნობით შესაძლებელი გახდა საუკუნეების განმავლობაში კაცობრიობის მიერ დაგროვილი ექსპერიმენტული მასალის განზოგადება და თანამედროვე ქიმიის ძირითადი თეორიული კანონების ჩამოყალიბება. პერიოდულობის კანონის აღმოჩენამ მტკიცე საფუძველი შეუქმნა სამყაროზე მატერიალისტურ მსოფლმხედველობას. ამით აიხსნება ის მაღალი შეფასება, რომელიც მისცეს მარქსისტული ფილოსოფიის ფუძემდებლებმა დ. ი. მენდელეევის პერიოდულობის კანონს.

ქიმიის განვითარების ისტორიაში დაგროვდა დიდი რაოდენობის ექსპერიმენტული მასალა ნახშირბადის ნაერთებზე, რომლის საფუძველზეც წარმოიქმნა ქიმიური მეცნიერების ახალი დარგი—ორგანული ქიმიამ.

ორგანული ნაერთები (ნახშირბადის ნაერთები) სულ მეტ და მეტ გამოყენებას პოულობდნენ სახალხო მეურნეობაში და ადამიანის ყოველდღიურ საქმიანობაში. ამით იყო და არის განპირობებული ორგანული ქიმიის სწრაფი განვითარება, სინთეზისა და ანალიზის ახალი მეთოდების ძიება და ახალი ნაერთების სინთეზი. ქიმიის ამ დარგის სწრაფი განვითარება მოითხოვდა სახელმძღვანელო, წარმმართველი თეორიის შექმნასა და დამუშავებას, თეორიას, რომელიც ორგანული ნაერთების ბუნების გაგების საშუალებას მოგვცემდა, აგვიხსნიდა ორგანული სინთეზის რეაქციის არსს და ამით მოგვცემდა რეაქციის, სინთეზის შეგნებულად, მიზანდასახულად ჩატარების შესაძლებლობას. ასეთი თეორია შეიქმნა 1861 წ. ა. მ. ბუტლეროვის მიერ.

ა. მ. ბუტლეროვის თეორიის არსი მდგომარეობს მტკიცებაში, რომ ყოველი ნაერთის მოლეკულა წარმოადგენს არა შემთხვევით, ნებისმიერად ერთმანეთთან დაკავშირებულ ატომთა შერწყმას, არამედ ნაწილაკს, რომელსაც გააჩნია მკაცრად გარკვეული აღნაგობა, რომლისგანაც, ისე როგორც ატომების ბუნებისა და მათი რიცხვისაგან, დამოკიდებულია ქიმიური ნაერთის თვისებები. ნაერთის აღნაგობა შეიძლება დადგინდეს ქი-

ნიური გარდაქმნების გამოკვლევით, ფიზიკური და ქიმიური მეთოდების გამოყენებით. ნივთიერების თვისებების, მის აღნაგობაზე დამოკიდებულების ცოდნა იძლევა მიზანდასახული მიმართულებით პროცესის წარმართვის საშუალებას, რაც საჭირო თვისებების მქონე ახალი ნივთიერებების სინთეზის დიდ შესაძლებლობას ქმნის.

ა. მ. ბუტლეროვის ქიმიური აღნაგობის თეორია, თუ საწყისში მხოლოდ ორგანული ნაერთების მიმართ გამოიყენებოდა, შემდეგში ქიმიის განვითარების პროცესში, ის საფუძვლად დაედო ნივთიერების აღნაგობის თეორიის განვითარებას. მან განსაზღვრა თანამედროვე ქიმიის მიმართულება—ქიმიური ნაერთების აღნაგობის შესწავლა და იმ კანონზომიერების დადგენა, რომელიც არსებობს, ერთი მხრივ, აღნაგობასა და, მეორე მხრივ, ნივთიერების ქიმიურ და ფიზიკურ თვისებებს შორის. ჩვენს დროში ეს დიდი პრობლემა ფართოდ შეისწავლება და წარმოადგენს თანამედროვე ქიმიის პირველხარისხოვან ამოცანას.

რთული ქიმიური ნაერთების აღნაგობის დასადგენად, ქიმიურ მეთოდებთან ერთად, ფართოდ გამოიყენება ისეთი ფიზიკური მეთოდებიც, როგორიცაა: რენტგენოსტრუქტურული ანალიზი, სპექტროსკოპია, რადიოსპექტროსკოპია და სხვ. ფიზიკური მეთოდები ფართოდ გამოიყენებას პოულობენ აგრეთვე რეაქციის მექანიზმის შესწავლის საქმეში. მეცნიერების ერთ-ერთ მამოძრავებელ ძალას ტექნიკისა და სახალხო მეურნეობის განვითარებას მოთხოვნები წარმოადგენს. ამ მხრივ, ტექნიკის სწრაფმა განვითარებამ, ახალი პრობლემები დააყენა არაორგანული ქიმიის წინაშე. ახალმა ტექნიკამ, ატომური ენერჯის გამოყენებამ, კოსმოსის ათვისებამ და სხვა მრავალმა მოიწოდო ახალი მასალა ახალი ფიზიკურ-ქიმიური თვისებებით (აგრესიული პირობებისაღმი გამძლეობა, მაღალი ტემპერატურა და წინააღმდეგობა წინააღმდეგობა და სხვ.),

თანამ დროვე ტექნიკის ერთ-ერთი მოთხოვნაა ზესუფთა ნივთიერებების მიღება. არაორგანული ქიმიის ერთ-ერთ ამოცანას შეადგენს ახალი მეთოდების ძიება ზესუფთა ნივთიერებების მისაღებად, განსაკუთრებით იშვიათი ელემენტებისა, რომლებიც ფართოდ გამოიყენებიან ნახევრადგამტარების დასამზადებლად და ატომურ ენერჯეტიკაში. არაორგანული ქიმია წარმოადგენს მეტალურჯის მეცნიერულ ბაზას, ის მეცნიერული ბაზაა, პირველ რიგში, ძირითადი ქიმიური ტექნოლოგიის, რომლის განვითარება აუცილებელია სახალხო მეურნეობის მთელი რიგი დარგებისათვის, სოფლის მეურნეობის ქიმიზაციისათვის.

უკანასკნელ წლებში სწრაფი ტემპით წარმოებს ორგანული ქიმიის თეორიული და პრაქტიკული საკითხების დამუშავება. მიღებულია ყურადსაღები შედეგები ელემენტარული, მაღალმოლეკულური ბუნებრივი და ხელოვნური ნაერთების მიღებისა და სინთეზის, ვიტამინების, ანტიბიოტი-



კების, ჰორმონების და სხვა სასიცოცხლო და უჯრედში ნივთიერების მოქცევის პროცესების მოლეკულური ბიოლოგიის დონეზე შესწავლის და სხვ. დარგში.

თეორიული და ექსპერიმენტული ქიმიის ამ მიღწევების შედეგად შესაძლებელი გახდა სინთეზური კაუჩუკის, სხვადასხვა თვისებისა და შედგენილობის ფისების, პლასტმასების, ხელოვნური ბოჭკოს, სამედიცინო პრეპარატების, ინსექტიციდების, პერბიციდების, სარეცხი საშუალებების და სხვა მრავალი სამრეწველო დარგის განვითარება.

**5. ქიმიის მნიშვნელობა.** ქიმიის როლი სსრკ სახალხო მეურნეობის განვითარების საქმეში. კაცობრიობის განვითარების თანამედროვე ეტაპზე, ტექნიკისა და მრეწველობის მძლავრი განვითარების ეტაპზე, ქიმიის როლი უაღრესად დიდია. შეიძლება დაბეჯითებით ვთქვათ, რომ არ არსებობს მრეწველობის ისეთი დარგი, რომელსაც ქიმია მეტნაკლებად არ ემსახურებოდეს და არ სჭირდებოდეს.

ყოველივე იმას, რასაც ადამიანი იყენებს თავისი სასიცოცხლო პირობებისათვის, ის პოულობს ბუნებაში იმ მასალის სახით, რომლის უშუალოდ გამოყენება ყოველთვის არ შეიძლება. ასე მაგალითად, ბუნებაში ადამიანი პოულობს სხვადასხვა მეტალების მადნებს, ხეს, ნავთობს, გაზს, საამშენებლო მასალას და სხვ., რომელთა უშუალო გამოყენება არ შეიძლება—საჭიროა მათი გადამუშავება, გარდაქმნა და გამოყენებისათვის საჭირო შინაარსისა და ფორმის მიცემა. მეცნიერებს, რომელიც სწავლობს ნივთიერების გარდაქმნას, ქიმია ეწოდება. ქიმიური გარდაქმნებით ბუნების წიაღიდან მოპოვებული მადნებიდან ხდება სხვადასხვა მეტალების მიღება. ნავთობიდან ნავთობის პროდუქტების მიღება, სოფლის მეურნეობისათვის მეტად საჭირო ქიმიური სასუქების, პერბიციდების, საღებავების, პლასტიკური მასების და სხვა მრავალი ადამიანისათვის საჭირო საგნებისა და ნივთების მიღება.

მეფის რუსეთში არ არსებობდა მსხვილი ქიმიური მრეწველობა, რაც ხელს უშლიდა ქიმიური მეცნიერების განვითარებას. მიუხედავად ამისა, რუსმა ქიმიკოსებმა უაღრესად დიდი წვლილი შეიტანეს ქიმიური მეცნიერების განვითარების საქმეში.

ქიმიისა და ქიმიური მრეწველობის განვითარებისათვის რუსეთი უაღრესად კარგი პირობები შეიქმნა დიდი სოციალისტური ოქტომბრის რევოლუციის შემდეგ.

საბჭოთა მთავრობამ პირველი დღიდანვე განსაკუთრებული ყურადღება მიაქცია ქიმიისა და ქიმიური მრეწველობის განვითარებას. ვ. ი. ლენინის დეკრეტით შეიქმნა ქიმიის სამეცნიერო-კვლევითი ლაბორატორია, რომელიც შემდეგში სამეცნიერო-კვლევით ინსტიტუტად გაიხსნა ახალი უმაღლესი სასწავლებლები, რომლებიც ემსახურებოდნენ ქიმიის კოსთა

კადრების მომზადებას და მთელი რიგი ახალი სამეცნიერო-კვლევითი ინსტიტუტები და ლაბორატორიები, სადაც ფართოდ გაიშალა სამეცნიერო-კვლევითი მუშაობა ქიმიის ყველა დარგში.

დიდი სამამულო ომის წინა პერიოდის ხუთწლეულებში, კომუნისტური პარტიისა და საბჭოთა მთავრობის ხელმძღვანელობით, საბჭოთა ხალხმა შექმნა მძლავრი ქიმიური მრეწველობა. აშენდა და მწყობრში ჩადგა მთელი რიგი სამთო-ქიმიური კომპლექტები, მინერალური სასუქების ქარხნები, სინთეზური ამიაკის ქარხნები, სინთეზური კაუჩუკის, ნავთობგადამამუშავებელი და სხვა მრავალი ქარხანა. 1941 წ. საბჭოთა კავშირში დამზადებული და გამოშვებული ქიმიური პროდუქციის რაოდენობა 20-ჯერ აღემატებოდა რევოლუციის წინა პერიოდში გამოშვებული პროდუქციის რაოდენობას. ომის შემდეგი პერიოდი ხასიათდება ქიმიური მრეწველობის სწრაფი განვითარებით და მთელი რიგი ახალი ქიმიური მრეწველობის დარგების შექმნით. გაფართოვდა და გაიზარდა ქიმიური მრეწველობის ისეთი დარგები, როგორცაა: აზოტოვანი, ფოსფოროვანი, კალიუმისა და სხვა მინერალური სასუქების წარმოება. თითქმის ახლად შეიქმნა პლასტმასების მრეწველობა. შეიქმნა სინთეზური ბოჭკოების წარმოება, სინთეზური ეთილის სპირტის წარმოება, სოფლის მეურნეობის მავნებლების წინააღმდეგ ორგანული და არაორგანული ბრძოლის საშუალებების პრეპარატების წარმოება და სხვა მრავალი.

ქიმიური მრეწველობის განვითარება, ქვეყნის ტექნიკური პროგრესის საფუძველს წარმოადგენს. ჭიშია ემსახურება არა მარტო „თავის თავს“, არამედ სახალხო მეურნეობის თითქმის ყველა დარგს. ამით აიხსნება, რომ ჩვენს ქვეყნის სახალხო მეურნეობის განვითარების გეგმებში ყოველთვის გათვალისწინებულია ქიმიური მრეწველობის ზრდის უფრო მაღალი ტემპი, ვიდრე მრეწველობის სხვა დარგების.

სკკპ XXVI ყრილობის დირექტივებით ქიმიური მრეწველობის პროდუქცია 1980 წ. შედარებით 1,7-ჯერ გადიდდა. მარტო მინერალური სასუქების წარმოება 104 მ ტონიდან გაიზარდა 1985 წლისათვის 147—159 მ ტონამდე. საგრძნობლად გაიზარდა ქიმიური მრეწველობის მიერ გამოშვებული პროდუქტის ასორტიმენტი გაუმჯობესებული ხარისხით, რაც მიღწეული იქნა ახალი ტექნოლოგიური პროცესების წარმოებაში დანერგვით, შრომის ნაყოფიერების ზრდით და თანამედროვე ქიმიური მეცნიერების მიღწევების წარმოებაში ფართოდ დანერგვით.

## თ ა შ ი მ ე ო რ მ

### ქიმიის კლასიკური კანონები

ქიმიის კლასიკური კანონების, როგორცაა ნივთიერების მასის შენახვის, შედგენილობის მუდმივობის, ენერჯის მუდმივობისა და სხვ. ჩამოყალიბებას დიდი მნიშვნელობა ჰქონდა ქიმიის და საერთოდ საბუნებისმეტყველო მეცნიერებების შემდგომი განვითარებისათვის. ამ კანონების აღმოჩენის საფუძველზე შესაძლებელი გახდა ატომურ-მოლეკულური თეორიის ჩამოყალიბება.

**1. მასის მუდმივობის კანონი.** ცდების საფუძველზე, ჯერ ლომონოსოვმა და შემდეგ ლავუაზიემ დაადგინეს, რომ ორი ან რამდენიმე ნივთიერების შეერთებისას მათი მასების ცვლილებას ადგილი არა აქვს. ამ ფაქტმა გამოხატულება ჰპოვა კანონის სახით, რომელიც შემდგენიარად გამოითქმის:

რეაქციაში შემავალი ყველა ნივთიერების მასათა ჯამი ტოლია რეაქციის შედეგად მიღებული ნივთიერებების მასათა ჯამის.

ან კიდევ — ნებისმიერი ქიმიური პროცესებისას რეაქციაში შემავალი ნივთიერებების მასები უცვლელი რჩება.

უნდა აღინიშნოს, რომ ამ კანონის აღმოჩენით ქიმიაში საფუძველი ჩაეყარა რაოდენობით ანალიზს.

ამ კანონის მეორე ნაწილი, რომელიც ჩამოყალიბდა ლომონოსოვმა, ეხება მატერიის მოძრაობას. მისი არსი მდგომარეობდა მოძრაობის მუდმივობაში.

მოძრაობის მუდმივობის რაოდენობრივი შეფასება აისახა ენერჯის ცნებაში, რომელიც წარმოადგენს მოძრაობის საზომს ენერჯის ერთე ფორმიდან მეორეში გადასვლისას. რ. მეიერმა დაამტკიცა მატერიის მოძრაობის სხვადასხვა ფორმის ეკვივალენტობა და ჩამოაყალიბა კანონი, რომელიც ცნობილია ენერჯის გარდაქმნისა და მუდმივობის კანონის სახელწოდებით.

ენერჯია არ წარმოიქმნება არაფრისაგან და არ ქრება უკვალოდ — არამედ ის გადადის ენერჯის ერთი სახეობიდან, ფორმიდან, მეორეში,

სადაც ეს უკანასკნელი წარმოიქმნება პირველის ეკვივალენტური რაოდენობით.

ენერჯის მუდმივობის კანონის მნიშვნელოვან შედეგს წარმოადგენს ლაუჯაზიეს მიერ ქიმიური მოვლენებისათვის მოცემული პრინციპი, რომლის თანახმად, პირდაპირი და შექცევადი ქიმიური რეაქციების სითბური ეფექტები აბსოლუტური სიდიდით ტოლია ერთმანეთის და განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან ნიშნით.

მასის მუდმივობის კანონის გამოყენებით შესაძლებელი გახდა ქიმიური რეაქციების ტოლობების შედგენა. მავალითად, ქლორწყალბადის წარმოქმნის რეაქცია:

$\text{წყალბადის მასა} + \text{ქლორის მასა} = \text{ქლორწყალბადის მასა.}$

ამრიგად, ლომონოსოვის, ლაუჯაზიეს, მეიერისა და სხვების მიერ აღმოჩენილი იქნა ბუნების ორი ძირითადი კანონი—მასის მუდმივობის კანონი და ენერჯის მუდმივობის კანონი.

XX საუკუნის დასაწყისში (1905 წ.) ალბერტ აინშტაინმა (1879—1955) მოგვცა დამოკიდებულება მასასა და ენერჯიას შორის, რაც გამოიხატება აინშტაინის მეტად მნიშვნელოვანი განტოლებით

$$E = mc^2, \quad (\text{II}, 1)$$

სადაც  $E$ —ენერჯია,  $m$ —მასა,  $c$ —სინათლის გავრცელების სიჩქარე ვაკუუმში. სინათლის გავრცელების სიჩქარე  $c$  წარმოადგენს ბუნების ერთ-ერთ მუდმივას, ის ტოლია  $2,9979 \cdot 10^{10}$  სმ/სეკ.

აინშტაინის განტოლებაში შემავალ სიდიდეებს თუ გამოვსახავთ CGS სისტემაში (გ-სეკ სან), მაშინ ენერჯია  $E$  გამოისახება ერგებში. აქედან, გამომდინარე  $c^2$ -ის მნიშვნელობა ძალიან დიდი სიდიდეა.

(II · 1)-დან ჩანს, რომ მასის უმნიშვნელო მცირე ცვლილებას შეესაბამება ენერჯის დიდი რაოდენობითი ცვლილება, კერძოდ, ენერჯის 1 კკალ ცვლილებას შეესაბამება მასის  $5 \cdot 10^{-11}$  გ-ით ცვლილება. თუ მხედველობაში მივიღებთ, რომ ქიმიური რეაქციების დროს სითბური ეფექტების სიდიდე ასეული კალორიის ტოლია, მისი შესატყვისი მასის ცვლილება  $10^{-9}$  გ ფარგლებში იქნება, რომლის აღრიცხვა-დადგენა შეუძლებელია თანამედროვე ხელსაწყოების სიზუსტის ფარგლებში. მაშასადამე, შეგვიძლია ვთქვათ, რომ ქიმიური რეაქციების დროს ნამდვილად ადგილობრივად აქვს მორეაგირე ნივთიერებათა მასის ცვლილებას, მაგრამ ეს ცვლილება იმდენად მცირეა, რომ მისი ექსპერიმენტულად გაზომვა შეუძლებელია.

აქვე გვინდა აღვნიშნოთ, რომ ხშირად არასწორ ინტერპრეტაციას აძლევენ (II, 1) განტოლებას, მასისა და ენერჯის ურთიერთდამოკიდებულების გამომსახველ კანონს, თითქოსდა მასა გარდაიქმნებოდეს ენერ-

გიად, რაც მოკლებულია ჭეშმარიტებას. მასა და ენერგია მატერიის თვისებებია, მისი აუცილებელი მახასიათებელი ფაქტორებია. მასა მატერიის თვისებაა, მისი ინერციის საზომია, ხოლო ენერგია მისი მოძრაობის საზომი. აქედან გამომდინარე, მასა და ენერგია მატერიის განუყრელი თვისებებია, მაგრამ ისინი არაეკვივალენტურია და ერთმანეთში არ გარდაიქმნებიან.

მასის ენერგიაში გარდაქმნა მოსწავებდა ენერგიის მატერიის გარეშე არსებობას, რაც აბსურდს წარმოადგენს და ენერგეტიზმის აღორძინებას ნიშნავდა. ამ კანონის ჩამოყალიბების შემდეგ შესაძლებელი გახდა მასისა და ენერგიის მუდმივობის კანონების გაერთიანება მასის მუდმივობის კანონის სახელწოდებით, რომელიც მოიცავს ენერგიის მუდმივობის კანონსაც.

მოძრავი სხეულის ენერგია იზრდება სხეულის სიჩქარის ზრდასთან ერთად. ამასთან, ენერგიის ზრდასთან ერთად იზრდება მოძრავი სხეულის მასა.

ა. აინშტაინის მიერ მოცემული იქნა განტოლება, რომელიც აკავშირებს ერთმანეთთან მოძრავი სხეულის მასის ცვლილებას მისი მოძრაობის სიჩქარესთან.

მოძრავი სხეულის მასა

$$m = \frac{m_0}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}}, \quad (\text{II}, 2)$$

სადაც  $m$ —მოძრავი სხეულის მასაა,  $m_0$ —იმევე სხეულის მასა მოსვენებულ მდგომარეობაში,  $v$ —მოძრავი სხეულის სიჩქარე,  $c$ —მზის სხივების გავრცელების სიჩქარე ვაკუუმში განტოლებიდან ნათლად ჩანს, რომ სხეულის მასა მოსვენებულ მდგომარეობაში მინიმალურია და ტოლია  $m_0$ -ის, როდესაც  $v=0$ .

სხვადასხვა დისკრეტულ ნაწილაკს (პროტონს, ელექტრონს, ნეიტრონს) მოსვენებული მდგომარეობის სხვადასხვა მასა გააჩნია. მაგრამ არსებობს მატერიის მოძრაობის ისეთი ფორმები, რომელთაც მოსვენებული მდგომარეობის მასა არ გააჩნია, მათი საკუთარი მასა ნულის ტოლია. მატერიის ასეთ ფორმას ველი ეწოდება. ზღვრულ კარგად შესწავლილია ელექტრომაგნიტური ველი, რომელთა შემადგენელი ელემენტისათვის—ფოტონისათვის—მოსვენებული მდგომარეობა უცნობია, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ მოსვენებითი მასა არ გააჩნია.

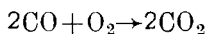
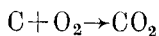
ალბათობის თეორიის თანახმად, სამყაროში ნივთიერებად ითვლება ყველაფერი, რასაც მოსვენებულ მდგომარეობაში მასა გააჩნია. ამ მასას მოსვენებითი მასა ეწოდება. იმისათვის, რომ ნივთიერებამ იმოძრაოს, საჭირო და აუცილებელია მას მივანიჭოთ გარკვეული რაოდენობის

ენერგია. აქედან გამომდინარე, მოძრავი სხეულის მასა, როგორც ეს (11,2) განტოლებიდან ჩანს, მეტი უნდა იყოს, ვიდრე მისი მასა მოსვენებულ მდგომარეობაში. იმავე განტოლებიდან ჩანს, რომ არ შეიძლება მოძრავ სხეულს (ნაწილაკს) მივანიჭოთ უფრო მეტი სიჩქარე, ვიდრე სინათლის გავრცელების სიჩქარეა.

**2. შედგენილობის მუდმივობის კანონი.** ორი ნივთიერების ურთიერთქმედებისას შეიძლება ისინი ყველა პროპორციით (0—100%) შედიოდნენ ერთმანეთთან რეაქციაში და შეიძლება სრულიად განსაზღვრული რაოდენობით. პრაქტიკაში ამ უკანასკნელ შემთხვევას უფრო მეტად აქვს ადვილი.

ორი გრამი წყალბადი უერთდება 16 გ ჟანგბადს და გვაძლევს წყლის მოლეკულას. ან კიდევ, 2 გ წყალბადი უერთდება 32 გ გოგირდს და გვაძლევს გოგირდწყალბადს. იმ შემთხვევაში, თუ ნარევი შეიცავს 2 გ წყალბადს და 18 გ ჟანგბადს, მაშინ 2 გ წყალბადი მთლიანად შედის რეაქციაში, ხოლო ჭარბი რაოდენობის 2 გ ჟანგბადი რეაქციაში შეუსვლეელი დარჩება. 24 გ მაგნიუმი რეაქციაში შედის 16 გ ჟანგბადთან. თუ ნარევი რეაქციამდე შეიცავს მეტი რაოდენობით ჟანგბადს, მაშინ ჭარბი რაოდენობის ჟანგბადი რეაქციაში შეუსვლეელი დარჩება და წარმოქმნილ ნაერთში მაგნიუმისა და ჟანგბადის წონითი რაოდენობები ისე შეეფარდებიან ერთმანეთს, როგორც 24 : 16 ან 3 : 2-ს. მაშასადამე, რეაქციას ადვილი აქვს მკაცრად განსაზღვრული მორეაგირე ნივთიერებების წონით რაოდენობებს შორის. წყალბადისა და ჟანგბადის შემთხვევაში ეს რაოდენობები ტოლია 1 : 8; წყალბადსა და გოგირდს შორის 1 : 16; მაგნიუმსა და ჟანგბადს შორის 3 : 2 და სხვ.

ექსპერიმენტული მონაცემების განზოგადების შედეგად, პრუსტმა (1799) ჩამოაყალიბა კანონი: ელემენტები ერთმანეთს უერთდებიან სრულიად გარკვეული თანაფარდობით. ან კიდევ, ყოველი ქიმიური ნაერთი, რა გზითაც არ უნდა იყოს ის მიღებული, შეიცავს შემადგენელი ნაწილების სრულიად გარკვეულ რაოდენობებს



მიუხედავად იმისა, რომ  $CO_2$  ორი სხვადასხვა მეთოდითაა მიღებული, მასში ნახშირბადისა და ჟანგბადის რაოდენობები ერთნაირია, ნახშირბადი 27,29 წ. % და ჟანგბადი 72,71 წ. %.

შედგენილობის მუდმივობის კანონი ამტკიცებს ყოველი ქიმიური ნაერთის შედგენილობის რაოდენობრივ განსაზღვრულობას. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ შებრუნებული დებულება—ყოველ განსაზღვრულ შედგენილობას უპასუხებდეს ერთი და იგივე ქიმიური ნაერთი—არ არის მართე.

ბული. ასე მაგალითად, დიმეტილის ეთერს და ეთილის სპირტს ერთნაირი ქიმიური შედგენილობა  $C_2H_6O$  გააჩნია, მაგრამ ისინი სულ სხვადასხვა ნივთიერებებს წარმოადგენენ. ნივთიერებებს, რომელთაც გააჩნიათ ერთი და იგივე შედგენილობა, მაგრამ სხვადასხვა აღნაგობა და თვისებებით ერთმანეთისაგან განსხვავდებიან — იზომერები ეწოდება.

შედგენილობის მუდმივობის კანონთან დაკავშირებით, უნდა აღვნიშნოთ, რომ სისტემებს ყოფენ ორ კლასად: დალტონილებად და ბერტოლიდებად. იმ სისტემებს, რომლებიც ემორჩილებიან შედგენილობის მუდმივობის კანონს — დალტონილებს უწოდებენ, ხოლო სისტემებს, რომლებიც ხასიათდებიან ცვლადი შედგენილობით — ბერტოლიდები ეწოდა. ბერტოლიდებს მენდელეევი მიაკუთვნებდა ხსნარებსა და მეტალთა შენადნობებს — მეტალიდებს. მეტალიდების დამახასიათებელი აღმოჩნდა შედგენილობის ცვლილება გარკვეულ ზღვრებში. ისინი ცვლადი შედგენილობის ნაერთების ტიპური წარმომადგენლები არიან.

კვლევის მეთოდების გაუმჯობესებამ და ახალმა გამოკვლევებმა აჩვენა, რომ არა მარტო ხსნარები და მეტალთა შენადნობები წარმოადგენენ ცვლადი შედგენილობის ქიმიურ ნაერთებს, არამედ თითქმის ყველა ქიმიური ნაერთიც მყარ კრისტალურ მდგომარეობაში. ცვლადი შედგენილობით ხასიათდებიან მეტალთა ოქსიდები, სულფიდები, სელენიდები, ტელურიდები, ნიტრიდები, ფოსფიდები სილიციდები და სხვ. აღმოჩნდა, რომ მეტალთა ჰალოგენიდების მყარი ფაზაც კი ცვლადი შედგენილობისაა.

მაგალითისათვის განვიხილოთ ბუნებრივი (პიროტინი) და ხელოვნურად მიღებული  $FeS$  (11), რომელიც ხასიათდება გოგირდის ჭარბი რაოდენობით ან კიდევ რკინის იონების ნაკლებობით. სტექიომეტრული კანონის საფუძველზე რკინის სულფიდი  $FeS$  (პიროტინი) უნდა შეიცავდეს 50 ატომურ პროცენტ რკინის იონებს და 50 ატომურ პროცენტ გოგირდის იონებს. სინამდვილეში აღმოჩნდა, რომ  $FeS$ -ში რკინის (11) იონებას რაოდენობა ნაკლებია 50 ატ. პროცენტზე, მაშინ როდესაც გოგირდის ატომური პროცენტული რაოდენობა 50 ატომური პროცენტია. რკინის (11) იონების პროცენტული რაოდენობა მიღების პირობების მიხედვით იცვლება 45-დან 50 ატომურ პროცენტამდე. ამრიგად რკინის სულფიდის ფორმულა შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ:  $Fe_{1-x}S$ , სადაც  $x$  წარმოადგენს სიდიდეს, რომელიც ტოლია ერთსა და იმ რიცხვს შორის სხვაობის, რომელიც სინამდვილეში განსაზღვრავს რკინის იონების (11) რაოდენობას  $FeS$ -ში. მისი მნიშვნელობა იცვლება 0,1—0,2-მდე, ე. ი. 10-დან 20%-მდე.

კარგად არის შესწავლილი რკინის მეორე ნაერთის, რკინის (11) ოქსიდის  $FeO$  ცვლადი შედგენილობა. ისე როგორც რკინის (11) სულფიდში, რკინის (11) ოქსიდშიაც შეიმჩნევა რკინის (11) იონების უკმარობა, შედარებით ჟანგბადის ატომებთან, ე. ი. რკინის ატომების პროცენტული

დაოდნობა 50%-ზე ნაკლებია. FeO-ში ჟანგბადის ატომური წილი შეიძლება იცვლებოდეს საკმაოდ დიდ ზღვარში. აღსანიშნავია, რომ იმისდა მიხედვით, თუ როგორი შედგენილობისაა რკინის (11) ოქსიდი, იცვლება მათი თვისებები, მაგ., დნობის ტემპერატურა, როდესაც შედგენილობა არის  $Fe_{0,93}O$ ,  $t_{დლ} = 1378^{\circ}$ ,  $Fe_{0,91}O$ ,  $t_{დლ} = 1382^{\circ}$ , ხოლო  $Fe_{1,89}O$ ,  $t_{დლ} = 1387^{\circ}$ . შეიძლება დავასკვნათ, რომ FeO ეკვივალენტური რაოდენობით (1 : 1) რკინისა და გოგირდის ატომების შემცველობით არ არსებობს.

ტიტანის (11) ოქსიდი, რომელიც კრისტალდება NaCl-ის კრისტალური სტრუქტურით, იძლევა სტექიომეტრული თანაფარდობის დარღვევას როგორც ტიტანის, ისე ჟანგბადის მიმართ.  $TiO$ -ში, იმისდა მიხედვით, თუ რა პირობებში მიმდინარეობს მისი მიღება, ჟანგბადის წილი ოქსიდში შეიძლება იცვლებოდეს 0,58-დან 1,33-მდე. ეს იმას გვიჩვენებს, რომ 0,58-დან 1-მდე ოქსიდი ხასიათდება ჟანგბადის უკმარობით, ე. ი. ტიტანის ჭარბი რაოდენობით, ხოლო ჟანგბადის წილი, როდესაც 1-დან 1,33-მდეა, ამ შემთხვევაში ოქსიდი ხასიათდება ტიტანის უკმარობით. ამრიგად ტიტანის (11) ოქსიდის ფორმულა შეიძლება დაიწეროს  $TiO_{0,58-1,33}$  შედგენილობას, რომელიც თავსდება სტექიომეტრული შედგენილობის დარღვევის ზღვრებში, ეწოდება ჰომოგენების გარემო ან არასტექიომეტრული გარემო. ამ შემთხვევაში სტექიომეტრული შედგენილობა (ჟანგბადი 1-ის ტოლია და Ti—ერთია) ძვეს არასტექიომეტრულ შედგენილობათა შორის (0,58—1—1,33). ასეთ ნაერთებს ორგვერდოვან ფაზებს უწოდებენ. რკინის სულფიდი და რკინის (11) ოქსიდი წარმოადგენენ ერთგვერდიან ფაზას იმდენად, რამდენადაც არასტექიომეტრული ნაერთის მდებარეობა აღწევს მხოლოდ სტექიომეტრულამდე (1 : 1, FeS, FeO).

უკანასკნელი წლების გამოკვლევებმა აჩვენეს, რომ არასტექიომეტრული ნაერთების წარმოქმნა არ წარმოადგენს გამოწვევას, რომ ასეთი ნაერთების წარმოქმნით ხასიათდებიან ატომური, მეტალური და იონური კრისტალური მესერის მქონე ნივთიერებები. აკად ნ. ნ. სემიონოვი წერს: არც ერთ კრისტალს არ ახასიათებს მკაცრად სტექიომეტრული შედგენილობა. ისეთ მარტივ კრისტალსაც კი, როგორიცაა NaF, გააჩნია ფტორის იონების უკმარობა. ცნობილია, რომ ნატრიუმის ქლორიდის (NaCl) შედგენილობა დამოკიდებულია მიღების პირობებზე. (ნატრიუმის ქლორიდი მყარ მდგომარეობაში ორგვერდიან ფაზას წარმოქმნის, გამოდინარე იქიდან, რომ არამოლეკულურ ნაერთებში დარღვეულია სტექიომეტრული შედგენილობის კანონი, მოლეკულური მასის (წონის) მაგიერ ვიხმაროთ ცნება ფორმულური მასა. ფორმულური მასა ტოლია ნაერთის შემადგენლობაში შემავალი ელემენტების ატომთა ჯამი გამრავლებული ცალკეულ ატომთა რაოდენობათა წილზე. მაგალითად,  $TiO_{0,82}$ -ის ფორმულური



მასა ტოლი იქნება:  $47,90 + 16,00 \cdot 0,82 = 61,02$ . მოლეკულური ნაერთებისათვის ფორმულური მასა მოლეკულური მასის ტოლია.

3. ქიმიური ინდივიდუმი. ქიმიური ნაერთი. ქიმიის შესწავლის ძირითადი ობიექტი ქიმიური ინდივიდუმი. ქიმიური ინდივიდუმი წარმოადგენს ფაზას, რომელიც შედგება ერთი სახის მარტივი ან რთული ნივთიერებისაგან. ყველა მარტივი და რთული ქიმიური ნაერთი ქიმიური ინდივიდუმი. რკინის, ალუმინის ნაჭერი, წყალი, სპირტი, ამიაკი, წყალბადი, ჟანგბადი და სხვ. ქიმიური ინდივიდუმებია.

ქიმიური ნაერთი — მუდმივი ან ცვლადი შედგენილობის ერთგვაროვანი ნივთიერებაა, რომელსაც ახასიათებს თვისებრივად განსხვავებული ქიმიური ანუ კრისტალოქიმიური აღნაგობა და რომელიც წარმოქმნილია ერთი ან რამდენიმე ელემენტის ატომებისაგან. ქიმიური ნაერთის განსაკუთრებული დამახასიათებელია ერთგვაროვნება. დ. ი. მენდელეევი წერდა: ქიმიის საგანს ერთგვაროვანი სხეულების შესწავლა წარმოადგენს... ქიმია შეისწავლის მხოლოდ ერთგვაროვან სხეულებს — ქიმიურ ნაერთებს საერთოდ უწოდებენ ისეთ ნაერთებს, რომლებიც მიღებულია ორი ან რამდენიმე სხეულის შეერთებით და მიღებული პროდუქტი ერთგვაროვანია. ეს არის ერთადერთი განსაზღვრა, რომელიც შეიძლება მიეცეს ქიმიურ ნაერთს და ამ მხრივ ცვლადი შედგენილობის ნაერთებიც სრულიად მას ემორჩილება\*.

როგორც მოტანილი ციტატიდან ჩანს, დ. ი. მენდელეევი ცნობდა არასტექიომეტრული ერთგვაროვანი ნაერთების არსებობას, ე. ი. ცვლადი შედგენილობის ნივთიერების არსებობას და მათ ჰომოგენობას. ქიმიური ნაერთი სინამდვილეში ფაზას წარმოადგენს, რადგანაც ის ერთგვაროვანია. აქედან გამომდინარე ის შეიძლება იყოს როგორც მუდმივი (მოლეკულური ნაერთები), ისე ცვლადი შედგენილობის.

ქიმიური ნაერთის ერთ-ერთ დამახასიათებელ თვისებას მისი კრისტალოქიმიური აღნაგობა წარმოადგენს. ამით აიხსნება ის, რომ ხსნარები არ შეიძლება განვიხილოთ, როგორც ტიპური ქიმიური ნაერთები.

ქიმიურ ნაერთებს მიეკუთვნება როგორც სხვადასხვა ელემენტების ატომებისაგან წარმოქმნილი ნაერთები (რთული ნივთიერებები), ისე ერთი და იმავე ელემენტის ატომებისაგან წარმოქმნილი ნივთიერებები (მარტივი ნივთიერებები). როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ქიმიური ნაერთისათვის ერთ-ერთ ძირითად დამახასიათებელს წარმოადგენს მხოლოდ მისთვის დამახასიათებელი კრისტალოქიმიური აღნაგობა. ქიმიური ან კრისტალოქიმიური აღნაგობისათვის ძირითადია ქიმიური ბმა, მისი ტიპი. ქიმიური ნაერთი

\* დ. ი. მენდელეევი, „Лекции по теоретической химии“, стр. 21—22.

ქიმიური ბმით განსხვავდება ნარევისაგან. ამ თვალსაზრისით, როგორც მარტივი ისე რთული ნივთიერებები ქიმიურ ნაერთებს წარმოადგენენ.

4. ეკვივალენტის კანონი. როგორც შედგენილობის მუდმივობის კანონიდან დავინახეთ, ელემენტები, ქიმიური ნაერთის წარმოქმნისას, სრულიად გარკვეული წონითი რაოდენობებით უერთდებიან ერთმანეთს. ექსპერიმენტული მასალის განზოგადების შედეგად, რიხტერი 1792—1800 წლებში მივიდა დასკვნამდე, რომ წყალბადის ერთ წონით რაოდენობას ნაერთებში უერთდება სხვადასხვა ელემენტის სხვადასხვა წონითი რაოდენობა. მაგალითად, წყალში წყალბადის ერთ წონით რაოდენობაზე მოდის ჟანგბადის 8 წონითი რაოდენობა, გოგირდწყალბადში—გოგირდის 16 წონითი რაოდენობა, ამიაკში—აზოტის 4,67 წონითი რაოდენობა. ქლორწყალბადში—ქლორის 35,5 წონითი რაოდენობა და ა. შ. ამ მონაცემების საფუძველზე მან მოგვცა კანონი, რომელიც ცნობილია ეკვივალენტების კანონის სახელწოდებით.

ქიმიური ელემენტები ერთმანეთს უერთდებიან მკაცრად განსაზღვრული წონითი რაოდენობებით ანუ ეკვივალენტებით.

სიტყვა „ეკვივალენტი“ ტოლფასს ნიშნავს.

მაშასადამე, ეკვივალენტი არის ელემენტის ან ნივთიერების ის წონითი რაოდენობა გრამობით, რომელიც ქიმიური ნაერთის წარმოქმნის დროს უერთდება ან ჩაინაცვლებს 1 წონით რაოდენობა წყალბადს.

რთული ნივთიერებების, მკვებების, ფუძეების, მარილების ეკვივალენტი. ეკვივალენტური მასა ეს არის ამ ნივთიერებების ის წონითი რაოდენობა, რომელიც შეიცავს 1,008 გ წყალბადს ან შეუძლია მიიერთოს იმავე რაოდენობის წყალბადი.

განვიხილოთ ორთოფოსფორმჟავას მაგალითი და გავიანგარიშოთ, რისი ტოლი იქნება მისი ეკვივალენტი. ქიმიური ანალიზის მონაცემებით ორთოფოსფორმჟავას ყოველი 98 წ. ნაწილზე მოდის წყალბადის 3,024 წონითი ნაწილი. მაშასადამე, 1,008 გ წყალბადზე მოსული ნაწილი, ე. ი. მისი ეკვივალენტი ტოლი იქნება

$$\vartheta = \frac{98}{3,024} = 32,7$$

მარტივი ან რთული ნივთიერების იმ წონით რაოდენობას გრამობით, რომელიც რიცხობრივად ეკვივალენტის ტოლია, გრამეკვივალენტი ეწოდება.

წყალბადის გრამეკვივალენტი ტოლია 1,008 გ-ის, ჟანგბადის—8 გ-ის, ქლორის—35,46 გ-ის, ორთოფოსფორმჟავასი—32,7 გ-ის, გოგირდმჟავასი—49 გ-ის და ა. შ.

ხსნარებს, რომლის ერთ ლიტრში გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა ერთი გრამეკვივალენტის ტოლია, ნორმალური ხსნარები ეწოდება.

**5. ჯერად ფარდობათა კანონი.** როგორც ზემოთ იყო აღნიშნული, ერთი და იგივე ელემენტი ქიმიური ნაერთის წარმოქმნისას ნაერთში შედის სხვადასხვა ეკვივალენტების რაოდენობით. მაგ., CO ნახშირბადის 12 წონით რაოდენობაზე მოდის ჟანგბადის 16 წონითი რაოდენობა, ხოლო CO<sub>2</sub>-ში 12 წონითი რაოდენობის ნახშირბადზე—ჟანგბადის 32 წონითი რაოდენობა. ცნობილია აგრეთვე მთელი რიგი ელემენტებისა როგორც მეტალებიდან, ისე არამეტალებიდან, სადაც ერთი ელემენტის ერთი და იგივე რაოდენობა იერთებს ზეორე ელემენტის ერთ ან ეკვივალენტის ჯერადი რიცხვის რაოდენობას.

როგორც ვიცით, აზოტი ჟანგბადთან წარმოქმნის რამდენიმე ოქსიდს, სადაც აზოტის სრულიად გარკვეულ წონით რაოდენობაზე ჟანგბადის სხვადასხვა წონითი რაოდენობა მოდის.

- ჟანგბადი: აზოტი = (1.8) : 14 N<sub>2</sub>O
- (2.8) : 14 NO
- (3.8) : 14 N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- (4.8) : 14 NO<sub>2</sub>
- (5.8) : 14 N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

როგორც მოყვანილი მაგალითებიდან ჩანს, აზოტის ერთი და იმავე წონით რაოდენობაზე მოსული ჟანგბადის რაოდენობები წარმოადგენენ ჟანგბადის ეკვივალენტს ან მის ჯერად სიდიდეს, სადაც ჯერადობის გამო-მხატველი რიცხვები ისე შეეფარდებიან ერთმანეთს, როგორც მცირე მთელი რიცხვები.

აქედან ჩამოყალიბდა ჯერად ფარდობათა კანონი: ერთი და იმავე ელემენტის სხვადასხვა რაოდენობები, რომლებიც უერთდება მეორე ელემენტის ერთი და იმავე რაოდენობას ისე შეეფარდებიან ერთმანეთს, როგორც მცირე მთელი რიცხვები.

თუ დავუვირდებით ზემოთ ნათქვამს, ადვილად დავინახავთ, რომ „ეკვივალენტის“ ცნება უშუალოდ ჯერად ფარდობათა კანონიდან გამომდინარეობს და მას დიდი მნიშვნელობა აქვს ქიმიური კვლევის საქმეში.

ჯერად ფარდობათა კანონი საფუძვლად დაედო დალტონის ატომურ-მოლეკულურ თეორიას. ამ კანონის ჩამოყალიბებამ ერთხელ კიდევ ნათლად დაგვანახა ნივთიერების დისკრეტული აღნაგობა.

**6. ატომი.** გამომდინარე იქიდან, რომ ქიმიურ ნაერთში შემავალი ნივთიერებების რაოდენობები სრულიად გარკვეული თანაფარდობით არიან ნაერთში, და აგრეთვე ჯერად ფარდობათა კანონის საფუძველზე, XIX

საუკუნის დასაწყისში გამოითქვა აზრი, რომ ნივთიერება შედგება უმცირესი, შეიარაღებული თვალთ შეუმჩნეველი ნაწილაკებისაგან. ამ ნაწილაკებს ატომი ეწოდა, ე. ი. ეწოდა ის სიტყვა, რომელიც გამოყენებული იყო უძველესი ბერძნული იონური ფილოსოფიური სკოლის ფილოსოფოსების მიერ ნივთიერების შედგენილობის ასახსნელად.

კვლევისათვის ფიზიკური და ქიმიური მეთოდებს გამოყენებამ შესაძლებელი გახადა ნივთიერების ატომური აგებულების იდეის ექსპერიმენტული დასაბუთება. ამრიგად, ნივთიერების ატომური აღნაგობის ჰიპოთეზა ატომურ თეორიად იქცა ფიზიკასა და ქიმიაში. დღეისათვის კარგად არის ცნობილი ატომის დამახასიათებელი მთელი რიგი თვისებები, როგორცაა — მასა, რადიუსი, მოცულობა და სხვ. აღსანიშნავია, რომ ატომი ძლიერ მცირე ნაწილაკია.

სიტყვა „ატომი“ განუყოფელს ნიშნავს, ე. ი. მაშინდელი წარმოდგენით ატომი ნივთიერების დანაწილების ზღვარია, სხვანაირად რომ ვთქვათ, ატომი ელემენტარული ნაწილაკია, რომლის შემდეგი დაყოფა უფრო მარტივ ნაწილაკებად შეუძლებელია.

მოულოდნელი და მნიშვნელოვანი შედეგები იქნა მიღებული ატომის კვლევის თანამედროვე მეთოდების გამოყენებით. აღმოჩნდა, რომ ატომი თავისთავად რთული აგებულების ნაწილაკია, რომ შესაძლებელია ატომის შემადგენელ ნაწილაკებად დაშლა, რომ ის შედგება ატომგულისა და ატომგულის ირგვლივ მიმოქცევაში მყოფი ელექტრონებისაგან, რომ ატომგული თავისთავად რთული ნაწილაკია და შედგება პროტონებისა და ნეიტრონებისაგან და სხვ., რაზედაც ქვემოთ დეტალურად გვექნება საუბარი.

**7. ცნება ქიმიური ელემენტის შესახებ.** ნივთიერებებს შედგენილობის მიხედვით ორ კლასად ყოფენ. ნივთიერებებს, რომლებიც შედგებიან სხვადასხვა სახის ატომებისაგან — რთული ნივთიერება ეწოდება, ხოლო ნივთიერებებს, რომლებიც ერთი სახის ატომებისაგან შედგებიან — მარტივი ნივთიერებები ეწოდება.

ნივთიერებას, რომელიც წარმოადგენს ერთი სახის ატომების ერთობლიობას ელემენტი ეწოდება. ატომი ელემენტის უმცირესი ნაწილაკია.

ატომისათვის დამახასიათებელია ორი ძირითადი სიდიდე — ატომური ნომერი, ე. წ. რიგობრივი რიცხვი, რომელიც აღინიშნება  $Z$  ასოთი და ატომური მასა, რომელსაც ტრადიციით ატომურ წონას ვუწოდებთ და რომელიც  $A$  ასოთი აღინიშნება.

ატომთა სახეობის ერთობლიობას, რომელთაც ახასიათებთ ერთი და იგივე რიგობრივი ნომერი  $Z$ , ელემენტი ეწოდება. გოგირდი ელემენტია, წყალბადი ელემენტია, რკინა ელემენტია, ფოსფორი ელემენტია და ა. შ. დღეისათვის ცნობილია 104 ელემენტი. ბევრი მათგანი ბუნებაში იმყოფება თავისუფალი სახით ან ნაერთების შემადგენლობაში, ზოგი მათგანი კი მიღებულია ხელოვნურად და დღეისათვის ისინი ბუნებაში არ მოიპოვებიან. ისეთი ნივთიერებები, როგორცაა: წყალი, მარილი, სოდა, შაქარი, სპირტი შედგებიან სხვადასხვა ელემენტის ატომებისაგან. მაგალითად, წყალი შედგება ელემენტ წყალბადისა და ელემენტ ჟანგბადის ატომებისაგან, სუფრის მარილი შედგება ელემენტ ნატრიუმის ატომისა და ელემენტ ქლორის ატომისაგან, სოდა კი—ელემენტ ნატრიუმის, ელემენტ ნახშირბადისა და ელემენტ ჟანგბადის ატომებისაგან. შაქარი შედგება ელემენტ ნახშირბადის, ელემენტ წყალბადის და ელემენტ ჟანგბადის ატომებისაგან, სპირტი—ელემენტ ნახშირბადის, ელემენტ წყალბადისა და ელემენტ ჟანგბადის ატომებისაგან.

ნივთიერებებს, რომლებიც შედგებიან სხვადასხვა ელემენტის ატომებისაგან, რთული ნივთიერებები ეწოდება.

ნივთიერებებს, რომლებიც შედგებიან ერთი და იმავე ელემენტის ატომებისაგან—მარტივი ნივთიერებები ეწოდება. მაგალითად, წყალბადის მოლეკულა, ჟანგბადის მოლეკულა, აზოტის მოლეკულა და სხვა წარმოადგენენ მარტივი ნივთიერებების მაგალითებს. მოლეკულა არის ნივთიერების შემადგენელი უმცირესი ნაწილაკი, რომელსაც აქვს დამოუკიდებლად არსებობის უნარი და იმ ნივთიერების დამახასიათებელი თვისებები, რომლის შემადგენელ ნაწილსაც ის წარმოადგენს.

ყოველი ელემენტი მარტივ ნივთიერებას წარმოადგენს, მაგრამ არ შეიძლება პირიქით ითქვას, რომ ყოველი მარტივი ნივთიერება წარმოადგენს ელემენტს.

მარტივ ნივთიერებათა რიცხვი ბევრად აღემატება (400-მდე) ელემენტთა რიცხვს (104).

ელემენტის ძირითადი დამახასიათებელი თვისება ის არის, რომ ნაერთის წარმოქმნისას ის უცვლელი რჩება და შეიძლება მისი თავისუფალ მდგომარეობაში ისევ გამოყოფა. მაგალითად, ელემენტების—წყალბადისა და ჟანგბადის შეერთებით რთული ქიმიური ნაერთი—წყალი მიიღება. წყლის ელექტროლიზით დაშლისას შესაძლებელია ისევ წყალბადისა და ჟანგბადის მიღება.

ქიმიური ელემენტები და მათი ატომური მასა

სახელწოდება	სიმბოლო	რიგ. №	ატომური მასა	სახელწოდება	სიმბოლო	რიგ. №	ატომური მასა
1	2	3	4	5	6	7	8
აზოტი	N	7	14,0067	კალციუმი	Ca	20	40,08
ალუმინი	Al	13	26,9815	კიურიუმი	Cm	96	247
ამერიციუმი	Am	95	243	კალა	Sn	50	118,69
არგონი	Ar	18	39,948	კობალტი	Co	27	58,9332
ასტატი	At	85	210	კრებტონი	Kr	36	138,90
აქტინიუმი	Ac	89	227	ქსენონი	Xe	54	131,50
ბარიუმი	Ba	56	137,34	კურჩატოვიუმი	Ku	104	260
ბერილიუმი	Be	4	9,0122	ლანთანი	La	57	138,91
ბერკლიუმი	Bk	97	247	ლითიუმი	Li	3	6,939
ბისმუტი	Bi	83	208,980	ლოთრენსიუმი	Lr	103	257
ბორი	B	5	10,811	ლუტეციუმი	Lu	71	174,97
ბრომი	Br	35	79,904	მაგნიუმი	Mg	12	24,312
გალიუმი	Ga	31	69,72	მანგანუმი	Mn	25	54,9380
გდოლინიუმი	Gd	64	157,25	მენდელევიუმი	Md	101	256
გერმანიუმი	Ge	32	72,59	მოლიბდენი	Mo	42	95,94
გოგირდი	S	16	32,064	ნახშირბადი	C	6	12,01115
დარიუსნი	As	33	74,9216	ნატრიუმი	Na	11	22,9898
დისპროზიუმი	Dy	66	162,50	ნეოდიმუმი	Nd	60	144,24
ევროპიუმი	Eu	63	151,96	ნეონი	Ne	10	20,183
ენშტეინიუმი	Es	99	254	ნეტუნიუმი	Np	93	237
ერბიუმი	Er	68	167,26	ნიკელი	Ni	28	58,71
ვანადიუმი	V	23	50,942	ნიობიუმი	Nb	41	92,906
ვერცხლი	Ag	47	107,868	ნობელიუმი	No	102	256
ვერცხლისწყალი	Hg	80	200,59	ოქრო	Au	79	196,967
ვოლფრამი	W	74	183,85	ოსმიუმი	Os	76	190,2
თალიუმი	Tl	81	204,37	პალადიუმი	Pd	46	106,4
თორიუმი	Th	90	232,038	პლატინა	Pt	78	195,09
თულიუმი	Tm	69	168,934	პლუტონიუმი	Pu	94	242
თუთია	Zn	30	65,37	პოლონიუმი	Po	84	210
ინდიუმი	In	49	114,82	პრაზეოდიუმი	Pr	59	140,907
იოდი	I	53	126,9044	პრომეთიუმი	Pm	61	145
ირიდიუმი	Ir	77	192,2	პროტაქტინიუმი	Pa	91	231
იტერბიუმი	Yb	70	175,04	ყვანგბადი	O	8	15,9994
იტრიუმი	Y	39	88,905	რადიუმი	Ra	88	226
კადმიუმი	Cd	48	112,40	რადონი	Rn	86	222
კალიუმი	K	19	39,102	რენიუმი	Re	75	186,2
კალციფორნიუმი	Cf	98	249	როდიუმი	Rh	45	102,905
კენი	Fe	26	55,847	რუთენი	Ru	44	101,07
რუბიდიუმი	Rb	37	85,47	ფრანციუმი	Fr	87	223
რუთენიუმი	Ru	44	101,07	ფლორი	F	9	18,9984
სამარიუმი	Sm	62	150,35	ქლორი	Cl	17	35,453
სელენი	Se	34	78,96	ქრომი	Cr	24	51,996
სილიციუმი	Si	14	28,086	ცეზიუმი	Cs	55	132,905
სკანდიუმი	Sc	21	44,956	ცერიუმი	Ce	58	140,12
სპილენძი	Cu	29	63,546	ციკონიუმი	Zr	40	91,22
სტრონციუმი	Sr	38	87,62				
სტიბიუმი	Sb	51	121,75				

1	2	3	4	5	6	7	8
ტანტალი	Ta	73	180,948	წყალბადი	H	1	1,00797
ტელური	Te	52	127,60	ჰაფნიუმი	Hf	72	178,49
ტერბიუმი	Tb	65	158,924	ჰელიუმი	He	2	4,0026
ტენეციუმი	Tc	43	99	პოლმიუმი	Po	67	164,930
ტიტანი	Ti	22	47,90				
ტყვი	Pb	82	207,19				

8. ელემენტების გავრცელება ბუნებაში. მკვლევარისათვის ხელმისაწვდომია ის ელემენტები, რომლებიც იმყოფებიან ატმოსფეროში გაზურ მდგომარეობაში, ზღვებსა, ოკეანესა და მდინარეებში, დედამიწის ქერქში, დაახლოებით 7 კმ სიღრმეზე. დედამიწაზე აღნიშნულ სიღრმემდე ელემენტების შემცველობა შეიძლება შემდეგი რიცხვებით გამოისახოს:

ცხრილი 2

ელემენტების შემცველობა დედამიწაზე

ელემენტი	შემცველობა წონით %-ში	ელემენტი	შემცველობა წონით %-ში
ჟანგბადი	50	ტიტანი	0,58
სილიციუმი	25	ქლორი	0,19
ალუმინი	7,5	ფოსფორი	0,12
რკინა	4,7	ნახშირბადი	0,09
კალციუმი	3,4	მანგანუმი	0,08
ნატრიუმი	2,6	ბარიუმი	0,05
კალიუმი	2,4	ქრომი	0,04
მაგნიუმი	1,9	აზოტი	0,03
წყალბადი	0,9	დანარჩენი	1,30

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, პირველი 10 ელემენტის შემცველობა შეადგენს თითქმის 99%-ს, დანარჩენი ელემენტების შემცველობა კი დაახლოებით 1—1,5%-ია.

ადამიანისათვის, გამოყენების თვალსაზრისით, ელემენტების გავრცელება თითქმის არაავითარ კავშირში არ არის მათ გამოყენებასთან. ასე მაგ., სილიციუმი, რომლის რაოდენობა ყველა ელემენტების რაოდენობის ერთ მეოთხედს შეადგენს, ნაკლებად გამოიყენება ისეთ ელემენტებთან შედარებით, როგორიცაა ნახშირბადი და აზოტი, რომელთა გარეშე დედა-

მიწაზე სიცოცხლე შეუძლებელია და რომელთა შემცველობა მესელი პროცენტებით გამოისახება.

აღსანიშნავია, რომ დედამიწის ქერქის საშუალო სიმკვრივე 2,5-ის ტოლია, ხოლო მთელი პლანეტის საშუალო სიმკვრივე—5.53 შეადგენს. აქედან უშუალოდ გამომდინარეობს დასკვნა, რომ დედამიწის ქერქში (ლითოსფეროში) ძირითადად მოთავსებულია მსუბუქი ელემენტები, სიღრმეში კი—მძიმე ელემენტები. მეტეორიტების ანალიზით დადგინდა, რომ ისინი შედგებიან რკინისა და ნიკელის შენადნობისაგან. თუ ჩავთვლით, რომ მეტეორიტი პლანეტის ნამსხვრევებია, მაშინ შეიძლება ვიფიქროთ, რომ დედამიწის გული ძირითადად შედგება ამ ორი ელემენტისაგან. ციური სხეულების სპექტრულმა ანალიზმა აჩვენა, რომ ისინიც იმავე ელემენტებისაგან შედგებიან, ოისგანაც დედამიწა.

9. მოცულობათა თანაფარდობის კანონი. გაზური ნივთიერებების სინთეზი და ანალიზი გვიჩვენებს, რომ რეაქციაში შენჯავალი და რეაქციის შედეგად მიღებული გაზური ნივთიერებების მოცულობები გამოიხატება მცირე მთელი რიცხვებით. ასე მაგალითად, წყალბადისა და ჟანგბადისაგან წყლის მოლეკულის სინთეზისათვის საჭიროა ორი მოცულობა წყალბადი და ერთი მოცულობა ჟანგბადი, რის შედეგად მიიღება ორი მოცულობა წყალი. ამიაკის სინთეზისათვის საჭიროა სამი მოცულობა წყალბადი და ერთი მოცულობა აზოტი, რის შედეგადაც მიიღება ორი მოცულობა ამიაკი. ქლორწყალბადის მისაღებად საჭიროა ერთი მოცულობა წყალბადი და ერთი მოცულობა ქლორი—მიიღება ორი მოცულობა ქლორწყალბადი და ა. შ. ყოველივე ზემოთქმული სქემატურად შეგვიძლია შემდეგნაირად გამოვსახოთ:

$$\begin{aligned} & \text{წყალბადი} + \text{ჟანგბადი} = \text{წყალი} \\ & 2 \text{ მოცულობა } 1 \text{ მოცულობა } 2 \text{ მოცულობა} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} & \text{წყალბადი} + \text{აზოტი} = \text{ამიაკი} \\ & 3 \text{ მოცულობა } 1 \text{ მოცულობა } 2 \text{ მოცულობა} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} & \text{წყალბადი} + \text{ქლორი} = \text{ქლორწყალბადი} \\ & 1 \text{ მოცულობა } 1 \text{ მოცულობა } 2 \text{ მოცულობა} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} & \text{წყალბადი} + \text{ბრომი} = \text{ბრომწყალბადი} \\ & 1 \text{ მოცულობა } 1 \text{ მოცულობა } 2 \text{ მოცულობა} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} & \text{ნახშიროქსიდის} + \text{ჟანგბადი} = \text{ნახშირისდიოქსიდი} \\ & 2 \text{ მოცულობა } 1 \text{ მოცულობა } 2 \text{ მოცულობა} \end{aligned}$$

მიღებული ექსპერიმენტული მასალის განზოგადების შედეგად გელუსაკმა (1808) მოგვცა მოცულობების მარტივი ჯერად თარღობათა კანონი.



რეაქციაში მონაწილე გაზის მოცულობები ეფარდებოდა ერთმანეთს და რეაქციის შედეგად მიღებულ გაზურ პროდუქტების მოცულობებს, როგორც მცირე მთელი რიცხვები.

როგორც ამ კანონიდან ჩანს, გაზურ მდგომარეობაში მყოფი ნივთიერებები ქიმიური რეაქციების დროს რეაგირებენ ერთმანეთთან არა მარტო გარკვეული წონითი რაოდენობით, არამედ გარკვეული მოცულობითი რაოდენობითაც (მოცულობები აღებული უნდა იქნას ერთი და იმავე ტემპერატურის და წნევის პირობებში).

**10. ავოგადროს კანონი.** მოცულობების წერად ფარდობათა კანონიდან გამომდინარე, რომ 1 მოცულობა წყალბადი უერთდება 1 მოცულობა ქლორს, ავოგადროს მიერ გამოთქმული იქნა ჰიპოთეზა, რომლის თანახმად, გაზების ტოლ მოცულობაში მოლეკულების ტოლი რიცხვი უნდა იმყოფებოდეს. ექსპერიმენტულმა მონაცემებმა სრულიად დაადასტურეს ავოგადროს ეს ჰიპოთეზა, რის გამოც ის თეორიად იქცა და მიიღო ასეთი ფორმულირება: გაზების ტოლ მოცულობაში, ერთი და იმავე წნევისა და ტემპერატურის პირობებში, მოლეკულების ტოლი რიცხვი იმყოფება.

ავოგადროს მიერ დადგენილი იქნა, რომ ისეთი გაზები, როგორიცაა წყალბადი, ჟანგბადი, აზოტი, ქლორი—თავისუფალ მდგომარეობაში იმყოფებიან მოლეკულების სახით და მოლეკულა შედგება ორი ატომისაგან ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$  და სხვ.).

თავის თეორიაზე დაყრდნობით ავოგადრომ დაადგინა, რომ წყლის მოლეკულა შედგება ორი ატომი წყალბადისა და ერთი ატომი ჟანგბადისაგან, ხოლო ამიაკის მოლეკულა სამი ატომი წყალბადისა და ერთი ატომი აზოტისაგან.

ავოგადროს კანონს ძალიან დიდი მნიშვნელობა ჰქონდა ისეთი რაოდენობრივი საკითხების გადაწყვეტის საქმეში, როგორიცაა ატომური და მოლეკულური წონების განსაზღვრა, რაზედაც ქვემოთ გვექნება საუბარი

## იდეალური გაზების კანონები

1. იდეალური გაზების კანონები და გაზების კინეტიკური თეორია, ნივთიერებები ბუნებაში იმყოფებიან სამ აგრეგატულ მდგომარეობაში, ესენია: გაზური, თხევადი და მყარი (აქ არ ვხილავთ ნივთიერების მეოთხე—პლაზმურ მდგომარეობას).

ნივთიერების რომელიმე მდგომარეობა დამოკიდებულია იმ პირობებზე, რომელშიაც ის იმყოფება. დაბალ ტემპერატურაზე ნივთიერება მეტწილად მყარ მდგომარეობაშია, საშუალო ტემპერატურაზე—თხევად მდგომარეობაში, ხოლო მაღალ ტემპერატურაზე და შედარებით მცირე წნევის პირობებში—გაზურ მდგომარეობაში. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ ნივთიერების ერთი მდგომარეობიდან მეორე მდგომარეობაში გადასვლის ტემპერატურის ინტერვალი დამოკიდებულია ნივთიერების გვარობაზე და მის შემადგენელ ნაწილაკებს (ატომები, მოლეკულები) შორის მოქმედ ძალებზე. ასე მაგალითად, ჰელიუმში გაზური მდგომარეობიდან თხევად მდგომარეობაში გადადის ძლიერ დაბალ ტემპერატურაზე— $268^{\circ}$ -ზე, მაშინ როდესაც ორთქლის მდგომარეობაში მყოფი წყალი თხევად მდგომარეობაში გადადის  $+100^{\circ}\text{C}$ -ზე.

ნივთიერების ერთი აგრეგატული მდგომარეობიდან მეორე აგრეგატულ მდგომარეობაში გადასვლა დაკავშირებულია მისი ზოგიერთი ფიზიკური (და ზოგ შემთხვევაში ქიმიური) თვისებების ცვლილებასთან. ნივთიერების ფაზური გარდაქმნა—ერთი აგრეგატული მდგომარეობიდან მეორეში გადასვლა მიგვანიშნებს იმაზე, რომ ნივთიერების შედგენილობა წყვეტილია, რომ ის შედგება ცალკეული დისკრეტული ნაწილაკებისაგან, რომ ნივთიერების მიერ დაკავებული მოცულობა მთლიანად არ არის შევსებული მისი შემადგენელი ნაწილაკებით, რომ ამ ნაწილაკთა შორის არსებობს თავისუფალი ადგილები—„სიცარიელე“, რომელიც იმის მიხედვით, თუ რა პირობებში იმყოფება ნივთიერება, შეიძლება გაიზარდოს ან შემცირდეს. განსაკუთრებით კარგად ჩანს ეს გაზური მდგომარეობის განხილვისას. ცნობილია ის ფაქტი, რომ გაზები მთლიანად იკავებენ იმ მოცულობას, რომელშიაც ისინი არიან მოთავსებული და წნევის შედეგად მათი

მოცულობა მცირდება, ე. ი. ადგილი აქვს შემადგენელ ნაწილაკებს შორის მანძილის შემცირებას, მათ ერთმანეთთან დაახლოებას.

აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ ნივთიერებები ერთი აგრეგატული მდგომარეობიდან მეორეში გადადიან უწყვეტლივ და პირობების მიხედვით წონასწორობა გადახრილია ან ერთი, ან მეორე მიმართულებით.

მყარი  $\longleftrightarrow$  თხევადი  $\longleftrightarrow$  გაზი

მყარ მდგომარეობაში ნივთიერებებს აქვთ საკუთარი ფორმა და საკუთარი მოცულობა. მის შემადგენელ ნაწილებს არ ახასიათებს გადატანითი მოძრაობა, ახასიათებთ რხევითი და ბრუნვითი მოძრაობა, შემადგენელ ნაწილაკებს შორის შეჭიდულობის ძალები მაქსიმალურია.

თხევად მდგომარეობაში მყოფ ნივთიერებებს აქვთ საკუთარი მოცულობა, მაგრამ არა აქვთ საკუთარი ფორმა; მის შემადგენელ ნაწილაკებს ახასიათებთ გადატანითი მოძრაობა.

გაზის მდგომარეობაში მყოფ ნივთიერებებს არ გააჩნია არც საკუთარი მოცულობა და არც საკუთარი ფორმა; მათი შემადგენელი ნაწილაკების მოძრაობა ქაოსურია.

გაზებს ნორმალურ პირობებში აქვს მცირე სიმკვრივე. ერთი ლიტრი ჰაერი იწონის 1,29 გ, მაშინ როდესაც 1 ლიტრი წყალი იწონის 1000 გ რაც შეეხება მყარ და თხევად მდგომარეობაში მყოფი ნივთიერებების სიმკვრივეს. ისინი ახლოს არიან ერთმანეთთან, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ მათ ნაწილაკებს შორის მანძილი დაახლოებით ერთი რიგისაა.

საერთოდ, შესწავლის თვალსაზრისით, აღნიშნული სამი აგრეგატული მდგომარეობიდან შედარებით მარტივს გაზური მდგომარეობა წარმოადგენს, ამიტომაც აგრეგატული მდგომარეობების შესწავლას გაზური მდგომარეობით იწყებენ.

2. იდეალური გაზების კანონები. ბოილ-მარიოტის (1662—1679) კანონი: მონაცემი მასის მქონე გაზისათვის, უცვლელი ტემპერატურის პირობებში, გაზის მოცულობა წნევის უკუპროპორციული სიდიდეა, რაც იმას ნიშნავს, რომ უცვლელი ტემპერატურის პირობებში წნევისა და მოცულობის ნამრავლი მუდმივი სიდიდეა.

$$t = \text{Const}$$

$$P_0 V_0 = PV = P_1 V_1 = \dots \text{Const}, \quad (\text{III.1})$$

სადაც  $P_0$  გაზის წნევაა, რომელსაც შეესაბამება  $V_0$  მოცულობა, შესატყვისად  $P$ ,  $P_1$  წნევებია და  $V$ ,  $V_1$  მათი შესატყვისი მოცულობები.

გაზის წნევისა და მოცულობის ასეთი დამოკიდებულება შეიძლება გამოვხატოთ გრაფიკულად ნახ. 1-ზე.

ბოილ-მარიოტის კანონიდან გამომდინარეობს ამ კანონის მეორე ნაწილი. მოცემული მასის მქონე გაზისათვის, უცვლელი ტემპერატურის

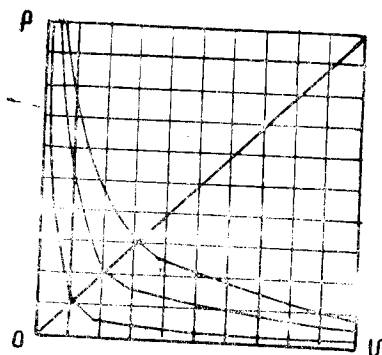
პირობებში, გაზის სიმკვრივე წნევის პირდაპირპროპორციული სიდიდეა, რაც შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ

$$t = \text{Const}$$

$$P_0 d = P d_0, \quad (\text{III. 2})$$

სადაც  $P_0$  და  $d_0$  არის გაზის წნევა და სიმკვრივე ერთ მდგომარეობაში და  $P$  და  $d$ —მეორე მდგომარეობაში.

თავისთავად ცხადია, რომ რაც მეტი იქნება წნევა, მით მცირე იქნება



ნახ. 1. იდეალური გაზის მოცულობის წნევაზე დამოკიდებულება.

მოცულობა და მით მეტი იქნება გაზის კონცენტრაცია, ე. ი, მეტი იქნება სიმკვრივე.

**მ. გეი-ლუსაკის კანონი.** თუ ბოილ-მარიოტის კანონი დამოკიდებულებას ამყარებს გაზის წნევისა და მოცულობას შორის უცვლელი ტემპერატურის პირობებში, გეი-ლუსაკის კანონი დამოკიდებულებას ამყარებს მოცულობასა და ტემპერატურას შორის უცვლელი წნევის პირობებში.

მოცემული მასის მქონე გაზისათვის, უცვლელი წნევის პირობებში, მოცულობა ტემპერატურის წრფივი ფუნქციაა.

თუ გაზის მოცულობას  $0^{\circ}\text{C}$  ტემპერატურაზე აღვნიშნავთ  $V_0$  და  $V_t$ —თი  $t^{\circ}\text{C}$  ტემპერატურაზე, მაშინ შეგვიძლია დავწვიროთ:

$$P = \text{Const}$$

$$V_t = V_0(1 + \alpha t). \quad (\text{III. 3})$$

ანალოგიურად, თუ  $v = \text{Const}$  პირობებში ტემპერატურას გავადიდებთ, მივიღებთ

$$P = P_0(1 + \alpha t) \text{ ან}$$

$$P = P_0 \left( 1 + \frac{t}{273,2} \right), \quad (\text{III. 3 ა})$$

სადაც  $1/273$  წარმოადგენს ეროვნული მოცულობის (წნევის) ნაზრდს ტემპერატურის ერთი გრადუსით შეცვლის შედეგად. მას გაზის გაფართოების (შეკუმშვის) კოეფიციენტს უწოდებენ და  $\alpha$ -თი აღინიშნება.

იმ შემთხვევაში, თუ  $P = \text{Const}$  პირობებში გაზის ტემპერატურას გცვლით არა ერთი, არამედ  $t$  გრადუსით, მაშინ განტოლება (3.3) დაიწერება

$$V_t = V_0 \left( 1 + \frac{t}{273,2} \right). \quad (\text{III. 3 ბ})$$

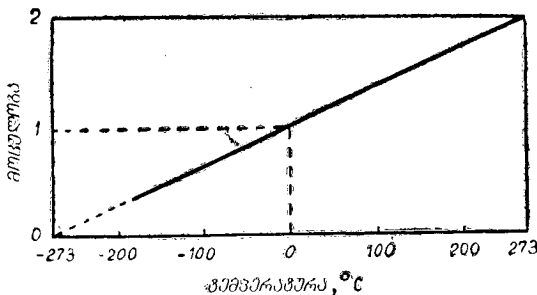
(3.3) განტოლების ანალიზი კვიჩენებს, რომ ტემპერატურის  $273^{\circ}\text{C}$  გაზრდით გაზის მოცულობა 2-ჯერ იზრდება (სურ. 2), ხოლო  $273^{\circ}\text{C}$  შემცირებით კი 2-ჯერ მცირდება, ე. ი, ტოლი ხდება ნულის,  $V = 0$ . ანალოგიურად მივიღებთ დასკვნამდე, რომ უცვლელი მოცულობის პირობებში ტემპერატურის  $273^{\circ}\text{C}$  გაზრდით წნევის მნიშვნელობა იზრდება ორჯერ, ხოლო ტემპერატურის  $273^{\circ}\text{C}$  შემცირებით კლებულობს ორჯერ, ე. ი. ტოლი ხდება ნულის ( $P = 0$ ).

ამ შედეგების საფუძველზე ტომსონის (კელვინის) ზერო წიგნმა ტემპერატურული სკალა, რომელსაც ტემპერატურის აბსოლუტური სკალა ეწოდება და აღინიშნება  $0^{\circ}\text{K}$ .

აბსოლუტურ  $T$  ტემპერატურასა და ცელსიუსის გრადუსებში გამოსახულ ტემპერატურას შორის ასეთი დამოკიდებულებაა:

$$T = t + 273,16^{\circ}$$

ერთი აბსოლუტური გრადუსი ტოლია ერთი ცელსიუსის გრადუსის.



ნახ. 2. იდეალური გაზის მოცულობის დამოკიდებულება ტემპერატურაზე.

\* უ. ტომსონის (1824—1907) პატენსაცემად, მცენიერებაში დიდი დამსახურებისათვის პროფ. ტომსონს 1892 წელს მიენიჭა ლორდ კელვინის ტიტული.

შეიძლება თუ არა რეალურად არსებული გაზის მოცულობა (წნევა) ნულის ტოლი გახდეს? გაზის მოცულობა (წნევა) ნულის ტოლია იმას ნიშნავს, რომ რეალურად არსებული გაზი გაქრა, არარაობად იქცა, რაც შეუძლებელია, რადგანაც გაზი ობიექტურ რეალობას წარმოადგენს, რომელიც არსებობს ჩვენგან დამოუკიდებლად, ჩვენ მხოლოდ მისი შეგრძნება, შემეცნება შეგვიძლია. შედეგი, რომელსაც ვღებულობთ გეი-ლუსაკის კანონიდან, ექსტრაპოლაციის შედეგია. ჩვენ ვუწვებთ, რომ თითქოს გაზები ძლიერ დაბალ ტემპერატურაზე— $273,15^{\circ}$ —ემორჩილებიან იმავე კანონებს, რომელსაც მაღალ ტემპერატურაზე, სინამდვილეში კი  $270^{\circ}\text{C}$ -ზე ყველა გაზური ნივთიერება თხევად ან მყარ მდგომარეობაში იმყოფება, რომელთა მდგომარეობა არ ემორჩილება გაზურ კანონებს.

განტოლება (3.3 ა) შეკვაძლია დაწვეროთ შემდეგნაირად:

$$V = V_0 \left( 1 + \frac{t}{273} \right) = V_0 \left( \frac{273 + t}{273} \right)$$

შემოვიღოთ აღნიშვნები:

$$T = 273 + t, \quad T_0 = 273.$$

მივიღებთ

$$VT_0 = V_0 T$$

ან

$$V' = V_0 \frac{T}{T_0}. \quad (\text{III.4})$$

რაც ნათლად გვიჩვენებს, რომ გაზის მოცულობა მუდმივი წნევის პირობებში აბსოლუტური ტემპერატურის პირდაპირპროპორციული სიდიდეა.

4. იდეალური გაზის მდგომარეობის განტოლება. კლაპეირონის განტოლება. იდეალური გაზების ბოილ-მარიოტისა და გეი-ლუსაკის კანონი ამყარებს დამოკიდებულებას ორ ცვლადს შორის, როდესაც მესამე მუდმივი სიდიდეა. გაზის მდგომარეობის სრული დახასიათებისათვის კი საჭიროა მოვნახოთ დამოკიდებულება სამ ცვლადს  $P$ ,  $V$  და  $T$ -ს შორის.

$$f(P, V, T) = 0$$

ასეთი განტოლება მიღებული იქნა კლაპეირონის მიერ. ბოილ-მარიოტისა და გეი-ლუსაკის კანონების გამოყენებით შესაძლებელი გახდა განტოლების მიღება, რომელაც ამყარებს დამოკიდებულებას  $P$ ,  $V$  და  $T$  შორის.

ბოილ-მარიოტის კანონის თანახმად, წნევისა და მოცულობის ნამრაველი, უცვლელი ტემპერატურის პირობებში მუდმივია

$$P_0 V_0 = PV = P_1 V_1 = \dots = \text{Const}$$

ანუ

$$PV = \text{Const} = P_0 V_0'$$

თუ ჩვენ ამ განტოლებაში  $V$ -ს მაგიერ შევტანთ მის მნიშვნელობას (3.4) განტოლებიდან, მივიღებთ

$$PV = V_0 P_0 \frac{T}{T_0} \quad (\text{III. 5})$$

ან კიდევ

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0} = \text{Const} \quad (\text{III. 6})$$

$$\frac{PV}{T} = \text{Const}, \quad (\text{III. 6a})$$

განტოლება (3.5) გვიჩვენებს, რომ სამი ცვლადი, რომლებიც განსაზღვრავენ გაზის მდგომარეობას, დაკავშირებული ერთმანეთთან.

(3.6) განტოლება შეიძლება წაფიკითხოთ შემდეგნაირად: წნევისა და მოცულობის ნამრავლის აბსოლუტურ ტემპერატურასთან შეფარდება მუდმივი სიდიდეა და ტოლია კონსტანტის.

იმ შემთხვევაში, როდესაც აღებულ გაზის რაოდენობა 1 გრამმოლის ტოლია, მაშინ Const -ს აღნიშნავენ  $R$ -ით

$$\frac{PV}{T} = R; \quad PV = RT \quad (\text{III. 7})$$

და  $R$ -ს გაზის უნივერსალურ მუდმივას უწოდებენ.

იმ შემთხვევაში კი როდესაც გაზის რაოდენობა  $n$  გრამმოლის ტოლია, მაშინ კლავირონის განტოლება მიიღებს ასეთ სახეს:

$$PV = nRT \quad (\text{III. 8})$$

გაზის უნივერსალურ მუდმივას  $R$ -ის ფიზიკური აზრი მდგომარეობს იმაში, რომ ის წარმოადგენს მუშაობას, რომელიც მიიღება გრამმოლი გაზის გაფართოებისას, როდესაც მისი ტემპერატურა იცვლება ერთი გრადუსით.

$R$ -ის მნიშვნელობის გაანგარიშებისათვის აუცილებელია ვიცოდეთ, თუ რა მოცულობას იჭერს გრამმოლი გაზი ნორმალურ პირობებში.

**ნ. ავოგადროს კანონი.** როგორც ზემოთ იყო ნათქვამი, მოლეკულა არის ნივთიერების შემადგენელი ნაწილაკი, რომელსაც შეუძლია თავისუფლად არსებობა და გააჩნია ამ ნივთიერების თვისებები.

მოლეკულაათვის დამახასიათებელია მოლეკულური მასა, რომელიც ტოლია მოლეკულის შექადკენელი ატომების ატომურ მასათა ჯამის.

მოლეკულური მასა არის რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ მეტია აღებულ ნივთიერების მოლეკულის მასა ნახშირბადის იზოტოპის  $C^{12}$   $1/12$  მასასთან შედარებით (ნ. ე.). ნივთიერების მოლეკულურ

მასას, გამოსახულს გრამობით, გრამმოლეკულა ეწოდება. მაგალითად, წყალბადის გრამმოლეკულა ტოლია 2,016 გ-ის, ჟანგბადის 32 გ-ის, აზოტის 28 გ-ის, ნატრიუმის ქლორიდის (NaCl) 58,5 გ-ის და ა. შ.

ატომი ელემენტის უმცირესი ნაწილაკია და ხასიათდება ატომური წონით (მასით).

ატომური მასა არის რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს თუ რამდენჯერ მეტია ამა თუ იმ ელემენტის ატომის მასა ნახშირბადის ატომის 1/12 მასასთან შედარებით (ნ. ე.).

გრამატომი არის გრამების რიცხვი, რომ ლიც ტოლია ატომური წონის (მასის).

**6. მოლური მოცულობა.** გრამმოლი გაზური ნივთიერების მიერ დაჭერილ მოცულობას მოლური მოცულობა ეწოდება. გაზების მოლური მოცულობა ემორჩილება ერთ მნიშვნელოვან კანონს: ყველა გაზის მოლური მოცულობა ერთნაირი ტემპერატურისა და წნევის პირობებში ტოლი სიდიდეა და არ არის დამოკიდებული გაზების ქიმიურ ბუნებაზე. ნორმალურ პირობებში ( $0^{\circ}\text{C}$  ტემპერატურაზე 760 მმ ატმოსფერულ წნევაზე) ყოველი გაზის მოლური მოცულობა

$$V_0 = 22,414 \text{ ლ} \quad (\text{III},9)$$

ავოგადროს კანონის თანახმად, გაზების ტოლ მოცულობაში, დაძოვკიდებლად გაზის გვარობისა, მოლეკულების ტოლი რიცხვი იმყოფება. რამდენადაც ნებისმიერი გაზის გრამმოლეკულა იჭერს მუდმივ მოცულობას 22,4 ლ, გრამმოლეკულაში მოლეკულების რიცხვი მუდმივი სიდიდე უნდა იყოს. აქედან გამომდინარე, ყოველი ნივთიერების გრამმოლეკულა, მიუხედავად მისი აგრეგატული მდგომარეობისა, შეიცავს მოლეკულების ტოლ რიცხვს და მას ავოგადროს რიცხვი ეწოდება და აღინიშნება  $N_0$ -ით.

**7. იდეალური გაზები.** გაზის იდეალური მდგომარეობა გაზის ისეთი მდგომარეობაა, როდესაც გაზი იმყოფება მაღალი ტემპერატურისა და დაბალი წნევის პირობებში, როდესაც მცირე რაოდენობის გაზს უჭირავს დიდი მოცულობა. გაზის მოლეკულებს შორის მანძილი დიდია და გამორიცხულია მათ შორის ურთიერთქმედება, მიზიდვისა და განზიდვის ძალების გამოვლინება.

იდეალური გაზები ეწოდება გაზებს, რომლებიც მკაცრად ემორჩილებიან გაზურ კანონებს.

იდეალური გაზების მდგომარეობის განტოლებიდან, კლავეირონის განტოლებიდან

$$PV = RT \quad (\text{III},10)$$

გამომდინარეობს, რომ გრამმოლი გაზისათვის  $R$ —მუდმივი სიდიდეა და, როგორც ვთქვით, მას გაზის უნივერსალური მუდმივა ეწოდება. მისი



მნიშვნელობა არ არის დამოკიდებული გაზის ქიმიურ ბუნებაზე. მოგნახოთ  $R$ -ის რიცხობრივი მნიშვნელობები. აბსოლუტურ განტოლებაში  $P_0V_0/T_0 = R$  შევიტანოთ წნევის, მოცულობისა და ტემპერატურის მნიშვნელობები

$$R = \frac{1.22,414}{273,16} = 0,082065 \text{ ლიტ-ატმ/მოლ-გრად.}$$

მიღებული შედეგი მიეკუთვნება 1 გმოლ გაზს. როგორც მიღებული შედეგიდან ჩანს,  $R$ -ის განზომილება წარმოადგენს მუშაობას, ენერგიას

$$\begin{aligned} R &= \frac{(\text{წნევა}) (\text{მოცულობა})}{(\text{ტემპერატურა})} = \frac{(\text{ძალა}) (\text{მოცულობა})}{(\text{ფართობი})} \\ &= (\text{ძალა}) (\text{სიგრძე}) (\text{სიგრძე}) = (\text{ენერჯია}) = \\ &= 76 \cdot 13,596 \cdot 980,6 = 1,01325 \cdot 10^6 \text{ დინ/სმ}^2, \end{aligned}$$

სადაც 76 ატმოსფერული წნევაა სანტიმეტრებში, 13,596 ფერცხლისწყლის ხვედრითი წონა, —980,6—მაზიდვის ძალის აჩქარება.

$$R = 0,08206 \cdot 1000 \cdot 1,01325 \cdot 10^6 = 8,315 \cdot 10^7 \text{ ერგი/მოლ-გრად.}$$

ახ

$$R = \frac{8,315 \cdot 10^7}{4,185 \cdot 10^7} = 1,985 \text{ კალ/მოლ-გრად.}$$

2 კალ/მოლ-გრად.

აქედან გამომდინარე შეგვიძლია დავწერთ იდეალური გაზის მდგომარეობის განტოლება

$$PV = 2T \quad (\text{III.11})$$

8. მოლეკულური წონის განსაზღვრა გაზურ და ორთქლის მდგომარეობაში მყოფი ნივთიერებებისათვის. იდეალური გაზის მდგომარეობის განტოლება იძლევა საშუალებას განსაზღვროთ გაზურ და ორთქლის მდგომარეობაში მყოფი ნივთიერებების მოლეკულური მასა

$$PV = nRT,$$

$n = \frac{g}{M}$  არის მოლთა რიცხვი, სადაც  $g$  აღებული ნივთიერების წონაა გრამობით, ხოლო  $M$ —მისი მოლეკულური მასა

$$P_V = \frac{g}{M} RT \quad (\text{III.12})$$

აქედან

$$M = \frac{gRT}{P_V} \quad (\text{III.13})$$

წონის მოცულობასთან შეფარდება  $\left(\frac{g}{V}\right)$  არის სიმკვრივე. თუ ამ სიდიდეს შევიტანთ ჩვენს განტოლებაში, მივიღებთ

$$M = \frac{dRT}{P}, \quad (\text{III.14})$$

აქედან გამომდინარე, იმისათვის, რომ განვსაზღვროთ საკვლევი ნივთიერების მოლეკულური წონა, საჭიროა მოვნახოთ ექსპერიმენტულად  $\rho$  წონის მქონე საკვლევი ნივთიერების მოცულობა ლიტრებში  $T$  აბსოლუტურ ტემპერატურაზე და  $P$  წნევის პირობებში. თუ ცნობილია საკვლევი გაზის, ორთქლის სიმკვრივე და  $P$  ტოლია ერთი ატმოსფეროსი, მაშინ განტოლება (3,14) მიიღებს ასეთ სახეს

$$M = 22,4d. \quad (\text{III.15})$$

ზემოთ მოყვანილი განტოლებები საფუძვლად დაედო იმ ნივთიერებების მოლეკულური წონის განსაზღვრას, რომელთა ორთქლის მდგომარეობაში გადაყვანა ადვილად შეიძლება.

გაზურ მდგომარეობაში მყოფი ნივთიერების მოლეკულური წონების განსაზღვრას შეიძლება საფუძვლად დაედოს ავოგადროს კანონი, რომლის თანახმად გაზების ტოლი მოცულობები ერთნაირ ფიზიკურ პირობებში მოლეკულების ტოლ რიცხვს შეიცავს. აქედან შესაძლებელია ტოლი მოცულობების გაზების წონათა შეფარდებით, მათი თარღობითი მოლეკულური წონის განსაზღვრა. თუ ვიცით ერთ-ერთი გაზის მოლეკულური წონა, შეგვიძლია გავიანგარიშოთ მეორე გაზის მოლეკულური წონა. რადგანაც წყალბადი ყველაზე მსუბუქ ელემენტს წარმოადგენს და მისი მოლეკულური წონა (ნ. ე.) ორის ტოლია, ცნობილი მოლეკულური წონის მქონე ელემენტად გამოყენებული იქნა წყალბადი.

დავუშვათ, რომ საკვლევი ნივთიერების წონა ერთ ლიტრში ტოლია  $m_x$  მისი მოლეკულური წონა  $M_x$ . იმავე მოცულობის წყალბადის წონა აღვნიშნოთ  $m_H$ , ხოლო მოლეკულური წონა  $M_H$ -ით. ავოგადროს კანონის საფუძველზე შეგვიძლია დავწეროთ:

$$\frac{m_x}{m_H} = \frac{M_x}{M_H} = D_x, \quad (\text{III.16})$$

ე. ი. წონები ისე შეეფარდებიან ერთმანეთს, როგორც მათი მოლეკულური წონები.

$D_x$ —საკვლევი გაზის სიმკვრივეა წყალბადის მიმართ.

აქედან შეგვიძლია დავწეროთ

$$\frac{M_x}{2} = D_x; \quad M_x = 2D_x \quad (\text{III.17})$$

მაშასადამე, საკვლევი გაზის მოლეკულური წონა ტოლია წყალბადის მიმართ საკვლევი გაზის გარკვეულ სიმკვრივისა.

დავუშვათ, რომ გარკვეული მოცულობის აზოტი იწონის 4,550 გ. იმავე მოცულობის წყალბადი კი 0,325 გ. გამოეთვალეთ აზოტის მოლეკულური წონა

$$\frac{M_N}{M^H} = \frac{m_N}{m_H} = D_H$$

$$\frac{4,550}{0,325} = 14$$

აქედან

$$M_N = 2.14 = 28.$$

იმ შემთხვევაში, თუ ცნობილი მოლეკულური წონის ნივთიერებად გამოყენებულია ჰერი, რომლის საშუალო მოლეკულური წონა ტოლია 29 ერთეულის, ფორმულა მიიღებს ასეთ სახეს:

$$\frac{M_x}{29} = D_x, \quad (III.18)$$

სადაც  $D_x$  საკვლევი გაზის სიმკვრივეა ჰერის მიმართ.

განვიხილოთ მაგალითი:

დავუშვათ, რომ გარკვეული მოცულობის ქლორი იწონის 6,125 გ. იმავე მოცულობის ჰერი კი იწონის 2,500 გ. გავიანგარიშოთ ქლორის მოლეკულური მასა

$$\frac{m_{Cl}}{m_H} = \frac{6,125}{2,5} = 2,45$$

$$\frac{M_{Cl}}{M_H} = 2,45$$

$$M_{Cl} = 29 \cdot 2,45 = 71.$$

ქლორის მოლეკულური წონა ტოლია 71 ერთეულის (ნ. ე.).

მოლეკულური წონა შეიძლება განვსაზღვროთ გაზის გრამმოლეკულის მოცულობის გამოყენებით. ამისათვის საჭიროა ვიცოდეთ მოცემული გაზის 22.4 ლიტრის წონა ნორმალურ პირობებში, ე. ი. მისი გრამ-მოლეკულის წონა.

მაგალითი: 0,2864 გ მეთანს  $0^{\circ}C$  და 760 მმ წნევაზე 0,4 ლიტრი მოცულობა უკავია. რას უდრის მეთანის მოლეკულური წონა?

$$0,2864 \text{ გ} - 0,4 \text{ ლ}$$

$$x - 22,4$$

$$x = \frac{0,2864 \cdot 22,4}{0,4} = 16,0 \text{ გ}$$

მაშასადამე,  $M_{CH_4} = 16$ .

იმ შემთხვევაში, როდესაც საკვლევი გაზის წნევა და ტემპერატურა განსხვავდება ნორმალურისაგან, უნდა განვიყენოთ კლაპეირონის განტოლება

$$PV = \frac{g}{M}RT; \quad M = \frac{gRT}{PV},$$

სადაც  $R = 62400 \text{ სმ}^3 \text{ მმ/გრად.}$

9. **გაზების კინეტიკური თეორია.** გაზების კინეტიკურმა თეორიამ, რომელიც მოწოდებული იყო ბერნულის მიერ (1788), საფუძველი შეუქმნა ატომურ-მოლეკულურ თეორიას და ახსნა წნევისა და ტემპერატურის ფიზიკური არსი. გვიჩვენა, რომ ტემპერატურა და წნევა წარმოადგენს გაზის მოლეკულების განუწყვეტელი მოძრაობის შედეგს.

ნივთიერების სრული ენერგია წარმოადგენს მისი შემადგენელი მოლეკულების პოტენციალური და კინეტიკური ენერგიების ჯამს. ენერგია, რომელიც გააჩნია ატომს, გამოვლინდება რადიოაქტიური დაშლისას, სხივური ენერგიის სახით, ატომგულური გარდაქმნების ქიმიური რეაქციების დროს და სხვ.

გაზების კინეტიკური თეორია იხილავს გაზის მოლეკულების მოძრაობის საშუალო კინეტიკურ ენერგიას, რომელიც მოლეკულის შიგა ენერგიის ნაწილია. ნივთიერების ტემპერატურის აწევით იზრდება მოლეკულის მოძრაობის სიჩქარე, იზრდება მოლეკულების კინეტიკური ენერგია (მცირდება პოტენციალური, რადგანაც მათი ჯამი მუდმივი სიდიდეა).

სხეულის ტემპერატურა წარმოადგენს ყველა მოლეკულების მოძრაობის სტატისტიკურ ჯამურ ეფექტს. აბსოლუტურ ნულზე, თერმოდინამიკის შესამე საწყისის მიხედვით, ნულის ტოლი ზდება მოლეკულების გადატანითი და ბრუნვითი მოძრაობა (კვანტური მექანიკის თეორიით მოლეკულებს კიდევ გააჩნიათ რხევითი მოძრაობა).

გაზების კინეტიკური თეორიის ძირითადი განტოლების გამოყვანისას მიღებულია შემდეგი დაშვებები:

1. გაზის მოლეკულებს შორის მანძილი იმდენად დიდია, რომ თვით მოლეკულის სიდიდე მასთან შედარებით შეგვიძლია არ მივიღოთ მხედველ რეზულტი.

2. მოლეკულების მოძრაობა მოუწესრიგებელია, მათი მოძრაობა ყოველი ი მნიშვნელობით ერთნაირად სააღბათოა.

3. გაზის მოლეკულებს აქვთ სფეროს ფორმა და მათი მოძრაობა ემორჩილება მექანიკის კანონებს.

ამ დებულებების საფუძველზე შესაძლებელია კინეტიკური თეორიის ძირითადი განტოლების გამოყვანა\*

$$P = \frac{1}{3} N_0 m u^2, \quad (\text{III}, 19)$$

სადაც  $P$ —გაზის მიერ წარმოებული წნევაა,  $N_0$ —ავოგადროს რიცხვი,  $m$ —გაზის მოლეკულის მასა,  $u$ —მისი სიჩქარე.

(3,19) განტოლება წარმოადგენს გაზის კინეტიკური თეორიის ძირითად განტოლებას და წარმოადგენს გვაძლევს წნევაზე. აქედან შეგვიძლია

\* აქ მოცემულია მხოლოდ ძირითადი განტოლება და მისი ფიზიკური აზრი განტოლების გამოყვანის გარეშე.

ნათლად დავინახოთ წნევის ფიზიკური აზრი—გაზის მიერ გამოწვეული წნევა არის გაზის მოლეკულების ჰურჭლის კედელზე დაჯახების იმპულსთა ჯამი.

იმ შეზღვევაში, თუ გაზის გრამ-მოლეკულა იმყოფება არა ერთეულ მოცულობაში, არამედ  $V$  მოცულობაში, მაშინ ჰურჭლის ერთ გვერდზე მოსული წნევის რაოდენობა  $V$ -ჯერ ნაკლები იქნება, და

$$P = \frac{1}{3} \frac{N_0}{V} m u^2 \quad (\text{III.20})$$

ან

$$PV = \frac{1}{3} N_0 m u^2$$

მაგრამ, ჩვენ ვიცით, კლასიკური განტოლებიდან, რომ

$$PV = RT,$$

მაშინ

$$\frac{1}{3} N_0 m u^2 = RT \quad (\text{III.21})$$

ტოლობის მარცხენა მხარე გავამრავლოთ და გავყოთ ორზე, მივიღებთ

$$\frac{2}{3} \frac{1}{2} N_0 m u^2 = RT$$

მაგრამ ჩვენ ვიცით, რომ  $\frac{1}{2} m u^2$  გაზის მოლეკულის კინეტიკური ენერჯია, ის აღნიშნულია  $E_3$  და შევიტანოთ (III,21) განტოლებაში, მივიღებთ

$$\frac{2}{3} N_0 E_3 = RT,$$

ანუ

$$E_3 = \frac{3}{2} \frac{R}{N_0} T$$

$\frac{R}{N_0}$  — წარმოადგენს ორი უნივერსალური მუდმივას ფარდობას და მუდმივი

ვი სიდიდეა; იგი აღნიშნება  $k$ -თი. მაშინ

$$E_3 = \frac{3}{2} k T. \quad (\text{III.22})$$

(3,22) განტოლება წარმოადგენს ერთ-ერთ ძირითად განტოლებას, რომელიც გეისის ტემპერატურის ფიზიკურ არსს, რომ ტემპერატურა არის გაზის მოლეკულების საშუალო კინეტიკური ენერჯიის საზომი.

(3,21) განტოლება საშუალებას გვაძლევს აგრეთვე, მოვხაოთ გაზის მოლეკულების სიჩქარე, რომლითაც ისინი მოძრაობენ მონაცემ ტემპერატურაზე

$$\frac{1}{3} N_0 m u^2 = RT,$$

სადაც  $N_0$  ავოგადროს რიცხვია, გრამმოლეკულაში მოლეკულების რიცხვე-  
ვი  $m$  კი—ერთი მოლეკულის მასა აქედან  $N_0 m$  გრამმოლში მოლეკულე-  
ბის რიცხვის მოლეკულის მასაზე ნამრავლი ტოლია მოლეკულური წონის.  
აქედან

$$\frac{1}{3}Mu^2 = RT \quad (\text{III.23})$$

$$u^2 = \frac{3RT}{M}$$

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M}}, \quad (\text{III.24})$$

ე. ი. მოლეკულის სიჩქარე პირდაპირპროპორციული სიდიდითაა გაზის აბ-  
სოლიტური ტემპერატურის და უკუპროპორციულია გაზის მოლეკულური  
წონის კვადრატული ფესვის.

მაგალითად, წყალბადის მოლეკულების სიჩქარე ნორმალურ პირო-  
ბებში ტოლი იქნება

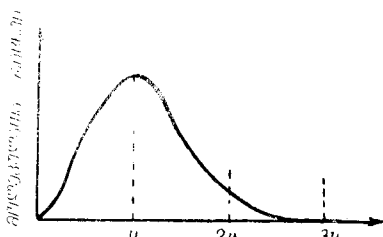
$$u_{H_2} = \sqrt{\frac{3 \cdot 8,31 \cdot 10^7 \cdot 273}{2}} = 1692 \text{ მეტ/სეკ.},$$

ჟანგბადის

$$u_{O_2} = \sqrt{\frac{3 \cdot 8,31 \cdot 10^7 \cdot 273}{32}} = 425,1 \text{ მ/სეკ.},$$

ნახშირბადის დიოქსიდის

$$u_{CO_2} = \sqrt{\frac{3 \cdot 8,31 \cdot 10^7 \cdot 273}{44}} = 362,5 \text{ მ/სეკ.}$$



ნახ- 3. მოლეკულების სიჩქარეთა მიხედვით  
განაწილების მრუდი.

(3,22) განტოლებაში  $k$ -ს  
ბოლცმანის მუდმივა ეწოდება  
და მისი ფიზიკური აზრი იმაში  
მდგომარეობს, რომ ის წარმ-  
ადგენს ერთი მოლეკულა გაზის  
უნივერსალურ მუდმივას.  $k$  იგი-  
ვეა ერთი მოლეკულა გაზისათ-  
ვის, რაც  $R$  გრამმოლეკული-  
სათვის.

### 10. პარციალური (კერძითი)

წნევების კანონი. პარციალური

(კერძითი) ის წნევა, რომელსაც მოგვეცემა გაზთა ნარევის ერთ-ერთი  
კომპონენტი, ის რომ მოგვეთავსებინა იმ მოცულობაში, რომელიც უჭი-  
რავს გაზთა ნარევს.

დალტონის თანახმად გაზების ნარევის საერთო წნევა ტოლია ნარევის შემადგენელი კომპონენტების წნევათა ჯამის:

$$P_{\text{საერთო}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots, \quad (\text{III.25})$$

სადაც  $P$ —ნარევის საერთო წნევაა,  $P_1, P_2, P_3 \dots$  —ნარევის შემადგენელი კომპონენტების პარციალური წნევებია.

დავუშვათ, რომ გაზთა ნარევი შედგება წყალბადის, ჟანგბადისა და აზოტის მოლეკულებისაგან, მაშინ

$$P_{\text{საერთო}} = P_{H_2} + P_{O_2} + P_{N_2},$$

სადაც  $P_{H_2}, P_{O_2}, P_{N_2} \dots$ —შესატყვისად წყალბადის, ჟანგბადისა და აზოტის პარციალური (კერძითი) წნევებია.

**11. ელემენტების ატომური მასის განსაზღვრის მეთოდები.** ელემენტის ატომური წონა მისი ეკვივალენტის ან ეკვივალენტის ჯერადი რიცხვის ტოლია. აქედან გამომდინარე ის შეიძლება განსაზღვროს ეკვივალენტის განსაზღვრით, რასაც ქიმიური ანალიზის გზით ახდენენ.

გასულ საუკუნეში ატომური წონის განსაზღვრისათვის ძირითადად სამ მეთოდს იყენებდნენ, რომელიც არ გამოირჩევა დიდი სიზუსტით და იძლევა ატომური მასის მიახლოებით სიდიდეს. ატომური მასის (წონის) განსაზღვრის თანამედროვე ზუსტ მეთოდს მასს-სპექტრომეტრული მეთოდი წარმოადგენს.

**12. ატომური მასის (წონის) განსაზღვრა ავოგადროს კანონის გამოყენებით.** ორატომიანი გაზების ( $H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2$ ) მოლეკულური წონა გაორკეცებული ატომური წონის ტოლია; ამიტომ, თუ ვიცით ამ გაზის მოლეკულური წონა, ადვილია ატომური წონის გაანგარიშება.

ეკვივალენტის გამოყენებით ატომური მასის გაანგარიშებისას იყენებენ იმ ძირითად პრინციპს, რომელიც საფუძვლად უდევს ეკვივალენტის გაანგარიშებას—რომ წყალბადის ეკვივალენტი ტოლია ერთის, ხოლო ჟანგბადის—8-ის. მაგალითად, წყლის მოლეკულაში გვაქვს წყალბადის ორი და ჟანგბადის ერთი ატომი, ე. ი. ნაერთში შედის ჟანგბადის ეკვივალენტის ორი ერთეული, საიდანაც ჟანგბადის ატომური მასა ტოლია  $2 \times 8 = 16$ -ის.

ამიაკი შეიცავს წყალბადის სამ და აზოტის 1 ატომს, სადაც აზოტის ეკვივალენტი ტოლია 4,67 ერთეულის, ე. ი. აზოტის ატომური მასა ტოლი იქნება  $3 \times 4,67 = 14$ -ის.

იმ შემთხვევაში, როდესაც ელემენტი ძნელად გადადის გაზურ მდგომარეობაში ან კიდევ მისი მოლეკულა შედგება მრავალ ატომისაგან (მაგ.  $N_8$ ) მაგალითად, როგორცაა გოგირდი, მაშინ ღებულობენ ამ ელ-

მენტის ატომის რამდენიმე ვაზურ ნაერთს, ადგენენ მასში შემავალი ატომების წონით რაოდენობებს და საკვლევი ელემენტის მინიმალური რაოდენობა ნაერთში ტოლი იქნება ელემენტის ატომური მასის.

ელემენტის მინიმალური რაოდენობა გრამებში, რომელსაც შეიცავს მისი რომელიმე ნაერთის ერთი მოლი, ტოლია ამ ელემენტის ატომური მასის.

№ 3 ცხრილში მოყვანილია მაგალითები, რომელთა საფუძველზე დადგენილი იქნა გოგირდისა და ნახშირბადის ატომური მასები. ეს მეთოდი ატარებს იტალიელი მეცნიერის კანიცაროს სახელს და ატომური წონის განსაზღვრის კანიცაროს მეთოდი ეწოდება.

ცხრილი 3

ნაერთები	ჩვეულებრივი	მოლეკულური წონა	1 მოლში ელემენტის რაოდენობა	ფორმულა	ატომური წონა
გოგირდის ნაერთები					
გოგირდწყალბადი	16	34	32	H <sub>2</sub> S	32
გოგირდის დიოქსიდი	8	64	32	SO <sub>2</sub>	32
გოგირდის ტრიოქსიდი	5,33	80	32	SO <sub>3</sub>	32
ნახშირბადის ნაერთები					
მეთანი	3	16	12	CH <sub>4</sub>	12
ეთანი	4	30	24	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	
ეთილენი	6	28	24	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	
აცეტილენი	12	26	24	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	
ბენზოლი	12	78	72	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	
ნახშირბადის ოქსიდი	6	28	12	CO	
ნახშირბადის დიოქსიდი	3	44	12	CO <sub>2</sub>	

13. დიულონგისა და პტის ატომწონის განსაზღვრის პრინციპი (1819). ექსპერიმენტული მონაცემების დამუშავების შედეგად დადგინდა, რომ მარტივი მყარი ნივთიერებების ატომური წონის ნამრავლი ხვედრით სითბოტევადობაზე მუდმივი სიდიდეა და არ არის დამოკიდებული ელემენტის ბუნებაზე.

ატომური წონა X ხვედრით სითბოტევადობაზე = 6,4.

$$AC = 6,4$$

(III,26)

ასე მაგალითად, რკინის ხვედრითი სითბოტევადობა ტოლია 0,111, მაშასადამე რკინის ატომური წონა ტოლი იქნება:



$$A = \frac{6,4}{0,111} = 57$$

რკინის ერთი ეკვივალენტი დაახლოებით 28-ის ტოლია. ატომური მასა ორჯერ მეტია.

დიულონგისა და პტის წესი ატომური მასების განსაზღვრისათვის შეიძლება გამოყენებული იქნეს ისეთი ელემენტებისათვის, რომელთა ატომური მასა 35 ერთეულზე მეტია. მაგალითად, ბორი და ნახშირბადი იძლევა ძალიან დიდ აცდენას (გადახვევას). ტემპერატურის გადიდებით აცდენის ხარისხი კლებულობს.

დიულონგისა და პტის წესი, როგორც აღვნიშნეთ, დადგენილი იქნა ექსპერიმენტის მონაცემების გამოყენებით; ის თეორიულ დასაბუთებას პოულობს კვანტური თეორიის საფუძველზე.

როგორც ნერნსტმა და ანშტაინმა კვანტური თეორიის გამოყენებით აჩვენეს, დიულონგისა და პტის წესიდან გადახვევა მყარი კრისტალური ნივთიერებებისათვის გამოწვეულია იმით, რომ დაბალ ტემპერატურაზე, კრისტალური ნივთიერების შემადგენელი ატომების ნაწილი რხევით მოძრაობას არ განიცდის, ე. ი. არ გააჩნია კინეტიკური ენერგია.

**14. იზომორფიზმი.** ანალოგიური ქიმიური შედგენილობის ნივთიერებებს ხშირად ახასიათებთ ერთნაირი კრისტალური ფორმა, ე. ი. იზომორფული არიან (isos—იგივე, morphe—ფორმა). მაგალითად,  $KCl$ ,  $KBz$  და  $KI$  კრისტალდებათ კუბურ სისტემაში. კალიუმის და ამონიუმის მტვევ ფოსფატი, არსენატი  $KH_2PO_4$ ,  $KH_2AsO_4$ ,  $(NH_4)H_2AsO_4$ ,  $(NH_4)H_2PO_4$  კრისტალდებიან ტეტრაგონალურ სისტემაში და იზომორფულს წარმოადგენენ.

იზომორფული ნივთიერებების კრისტალური მესერი შეიძლება ერთდროულად შეიცავდეს მეორე ელემენტის ატომებს, მიიღება ე. წ. შერეული კრისტალები.

დავუშვათ, რომ ჩვენთვის ცნობილია ქლორის ატომური მასა და არ არის ცნობილი მანგანუმის ატომური მასა. ეს ელემენტები წარმოქმნიან ორ იზომორფულ ნივთიერებას—კალიუმის პერქლორატს  $KClO_4$  და კალიუმის პერმანგანატს  $KMnO_4$ . ანალიზმა გვიჩვენა, რომ  $KClO_4$ -ში 64 გ უანვბაღზე მოდის 39 გ კალიუმი და 35,5 გ ქლორი, ხოლო  $KMnO_4$ -ში 64 გ უანვბაღზე მოდის 39 გ კალიუმი და 54,93 გ მანგანუმი, აქედან დადგენილი იქნა, რომ მანგანუმის ატომური მასა 54,93-ის ტოლია.

იზომორფიზმის მოკლენამ, რომელიც აღმოჩენილი იქნა 1819 წ. მიტჩერლიზის მიერ, დღეიდან როლი შეასრულა რიგი ელემენტების ატომური მასის დადგენის საქმეში.

**15. ატომური მასების სკალა.** როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ატომი ძლიერ მცირე ნაწილაკია და მისი მასა მცირე სიდიდეა. ამიტომ ატომუ-

რი მასის განსაზღვრისათვის შემოტანილი იქნა შეფარდებითი ატომური მასის ცნება. შეფარდებითი ატომური მასების განსაზღვრისათვის საჭირო იყო ერთი რომელიმე ელემენტის ატომური მასა მიღებული ყოველიყო ერთეულად და მასთან შედარებით განესაზღვრათ დანარჩენი ელემენტების ატომური მასები.

დალტონმა სტანდარტული ატომური მასის ელემენტად მიიღო ყველაზე მსუბუქი ელემენტი—წყალბადი და მისი ატომური მასა ერთის ტოლად— $H=1$ . პრაქტიკული თვალსაზრისით შემდეგში ეს ერთეული უარყოფილი იქნა. საქმე იმაშია, რომ წყალბადი ბევრ ელემენტთან არ იძლევა ნერთს, უანგბადი კი თითქმის ყველა ელემენტს უერთდება და ამიტომაც ბევრი ელემენტის ეკვივალენტი განსაზღვრული იქნა უანგბადის მიმართ. უანგბადის ეკვივალენტი წყალბადის მიმართ ტოლია 2, ხოლო ატომური წონა მიღებული იქნა 16-ის ტოლად და მის მიმართ დაიწყეს ატომურა მასების განსაზღვრა.

**16. იზოტოპი.** ატომური მასების ხვალა. რადიოაქტიური ელემენტების დაშლისას წარმოიქმნება ზოგიერთი ელემენტი, რომელთა მასა განსხვავდება იმ ელემენტისაგან, რომლისაგანაც ის წარმოიქმნა, მაგრამ ქიმიური თვისებებით ერთნაირი არიან. ელემენტების მას-სპექტრული გამოკვლევების შედეგად დადგინდა, რომ ბუნებრივი ელემენტების უმრავლესობა წარმოადგენს სხვადასხვა მასის მქონე ატომების ნარევეს. ატომთა სახეობებს, რომლებიც ერთმანეთისაგან განსხვავდებიან მასებით, მაგრამ ახასიათებთ ერთნაირი ქიმიური თვისებები და რიგობრივი ნომერი ( $Z$ ), იზოტოპები ეწოდება. დღეისათვის ცნობილი ელემენტების უმრავლესობა იზოტოპების ატომთა ნარევეს წარმოადგენს. ასე მაგალითად, ელემენტი წყალბადის ატომები შედგებიან წყალბადის ატომების იზოტოპებისაგან  ${}^1_1H$ ,  ${}^2_1H(D)$ ,  ${}^3_1H(T)$ , უანგბადი წარმოადგენს უანგბადის  ${}^{16}_8O$ ,  ${}^{17}_8O$  და  ${}^{18}_8O$  ატომების ნარევეს. ანალოგიურ ატომთა ნარევეს წარმოადგენს აზოტი, ქლორი, ბრომი და სხვ.

გამომდინარე იქიდან, რომ იზოტოპებს აქვთ ერთნაირი რიგობრივი ნომერი ( $Z$ ) და ერთმანეთისაგან განსხვავდებიან მხოლოდ მასით, მათი ქიმიური თვისებები თითქმის ერთნაირია, რადგანაც ქიმიური თვისებები დამოკიდებულია ატომში ელექტრონების და განსაკუთრებით სავალენტო ელექტრონების რაოდენობაზე, რომლებიც ერთი და იმავე ელემენტის ატომებში ერთი და იგივეა და ტოლია რიგობრივი ნომრის ( $Z$ ).

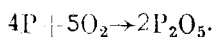
ელემენტების ატომური მასების განსაზღვრისათვის აუცილებელია მხედველობაში მივიღოთ ელემენტის ატომთა იზოტოპების საშუალო ატომური მასა. ფიზიკოსები სტანდარტულ ელემენტად უანგბადის ატომური მასის გამოყენებისას იყენებდნენ  ${}^{16}O$ , ქიმიკოსები კი უანგბადის

იზოტოპთა ატომწონათა საშუალოს, რაც ყოველთვის მოითხოვდა გადანაგარიშებას და დაკავშირებული იყო მრავალ უხერხულობასთან. ამ უხერხულობის თავიდან აცილების მიზნით 1961 წელს მიღებული იქნა ერთიანი სკალა და ატომური მასების განსაზღვრას საფუძვლად დაედო ნახშირბადის იზოტოპის  $^{12}\text{C}$ -ის ატომური მასა. ამ ერთეულით (ნ. ე.) განსაზღვრული ატომური მასები მოცემულია № 2 ცხრილში.

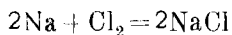
**17. ქიმიური ფორმულები. სტექიომეტრული გაანგარიშება.** ელემენტების ქიმიური სიბზოლოების გამოყენებთ შეიძლება ნაერთის ქიმიური ფორმულის დაწერა. მაგალითად,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaI}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{B}_2\text{H}_6$ ,  $\text{CH}_4$  და ა. შ. ფორმულებს, რომლებიც გამაჩატევენ მოლეკულის შედგენილობის ბუნებას და ატომთა რიცხვს, ეწოდება მოლეკულური ფორმულები.

მოლეკულურ ფორმულაში ელემენტის სიმბოლო გვიჩვენებს არა მარტო მოლეკულის თვისებრივ შემადგენლობას, არამედ მოლეკულაში შემავალი ელემენტების რაოდენობასაც. ასე მაგალითად, ფორმულა  $\text{NaCl}$  გვიჩვენებს, რომ მარილი შედგება ნატრიუმისა და ქლორის ატომებისაგან და ამავე დროს მასში ნატრიუმი იმყოფება გრამ-ატომის, ე. ი. 23 გრამის რაოდენობით და ქლორიც გრამ-ატომის 35,46 გრამის რაოდენობით.

ნაერთში შემავალი ატომების რაოდენობა საშუალებას იძლევა მოენახოთ რეაქციაში შემავალი ელემენტის ატომების სტექიომეტრული კოეფიციენტები. მაგალითად,  $\text{P}_2\text{O}_5$  ში შედის ორი ატომი ფოსფორი და 5 ატომი ჟანგბადი



ჟანგბადი, როგორც ვიკით, თავისუფალ მდგომარეობაში მოლეკულის სახით იმყოფება



მაშასადამე. ნატრიუმის ორი და ქლორის ერთი მოლეკულისაგან მიიღება ნატრიუმის ქლორიდის 2 მოლეკულა, ე. ი. 117 გრამი.

**18. ვალენტობის ცნება.** ქიმიისში რომარ არსებობდეს კანონზომიერება, რომლითაც ელემენტების ატომები ერთმანეთთან შედიან რეაქციაში, შეუძლებელი იქნებოდა არსებული ნაერთების ფორმულების დამახსოვრება და საერთოდ რეაქციების მიმდინარეობის წინასწარჭვრეტა. მაგრამ არსებობს ისეთი ფაქტორი, რომელიც იძლევა საშუალებას გავითვალისწინოთ მიმდინარე რეაქციის შედეგად წარმოსაქმნელი ნივთიერების შედგენილობა და ნაერთების კლასიფიკაცია.

ასეთი ფაქტორია ელემენტის ატომის ვალენტობა. ვალენტობის ცნება ქიმიაში შემოტანილი იქნა ე. ფრანკლანდის მიერ 1853 წ. ვალენტობაში იგულისხმება ელემენტის ატომის უნარი, რომლითაც ის უერთდება მეორე ელემენტის ატომს წაერთის წარმოქმნით (ლათინურად სიტყვა **Valentia**—

ძალა ან უნარი). ელემენტის ვალენტობა წყალბადნაერთში განისაზღვრება მიერთებული წყალბადის რაოდენობით. მაგალითად, ქლორის ატომი უერთდება ერთ ატომ წყალბადს და წარმოქმნის ქლორწყალბადს, რომელშიაც ქლორი ერთვალენტია; ჟანგბადის ატომი უერთდება წყალბადის ორ ატომს და წარმოქმნის წყლის მოლეკულას, მაშასადამე, ჟანგბადი ორვალენტია; აზოტის ატომი უერთდება წყალბადის სამ ატომს და წარმოქმნის ამიაკს—აზოტი სამვალენტია; ნახშირბადის ატომი უერთდება წყალბადს ოთხ ატომს და მიიღება მეთანი—ნახშირბადი ოთხვალენტია და ა. შ. იმ ელემენტების ატომების ვალენტობა, რომლებიც წყალბადთან ნაერთს არ იძლევიან, ისაზღვრება სხვა ელემენტების ვალენტობის მიმართ, რომელთა ვალენტობა ცნობილია წყალბადის მიმართ.

ატომის აღნაგობის თეორიის საფუძველზე ვალენტობის ცნებამ სრულიად გარკვეული მნიშვნელობა მიიღო. ელექტროვალენტობის შემთხვევაში, ატომის ვალენტობა მისი დადებითი ან უარყოფითი მუხტების რიცხვის ტოლია.

საერთოდ კი ატომის ვალენტობა მისი გაუწყვილებელი ელექტრონების რიცხვის ტოლია. უფრო დეტალურად ამის შესახებ ქვემოთ გვექნება საუბარი.

## დ. ი. მენდელეევის პერიოდული სისტემა

1. დ. ი. მენდელეევის პერიოდული სისტემა— ელემენტების ბუნებრივი კლასიფიკაცია. მეცნიერები, მკვლევარები დიდი ხანია ცდილობდნენ მოეხდინათ სხვადასხვა ქიმიური ობიექტების კლასიფიკაცია მათი სახეობისა და ოჯახის მიხედვით, დაწყებული მარტივი ობიექტებიდან— ელემენტებიდან და გათავებული რთული ნაერთებით, რაიმე ისეთ თვისებაზე დაყრდნობით, რომელიც საერთო იქნებოდა ყუიას თვის და უცვლელი ქიმიური გარდაქმნების დროს. ამ ძიებამ დ. ი. მენდელეევი მიიყვანა პერიოდულობის კანონის აღმოჩენამდე და პერიოდული სისტემას შექმნამდე.

დ. ი. მენდელეევი ელემენტების სისტემატიკას, კლასიფიკაციას საფუძვლად დაუდო ელემენტების ისეთი თვისება, როგორიცაა ატომური მასა და მათი ქიმიური თვისებები. ატომური მასა წარმოადგენს ატომის მასის გამომსახველს, ატომის „მეობის“ მაჩვენებელს, იცხვებს, რომელიც უცვლელი რჩება ქიმიური გარდაქმნების დროს. ატომური მასა გახდა ის ფუნდამენტი, საფუძველი, რომელზე დაყრდნობითაც შესაღვებელი გახდა იმ დიდი ექსპერიმენტული მასალის სისტემაში მოყვანა, რაც საუკუნეების მანძილზე დაგროვდა ქიმიაში. აქ ხაზი უნდა გავუსვათ იმასაც, რომ დ. ი. მენდელეევი შეგნებულად თუ სტიქიურად იღგა მატერიალისტური მსოფლმხედველობის პოზიციებზე. ელემენტების კლასიფიკაციისათვის ატომური მასის შერჩევს დ. ი. მენდელეევი შემდეგნაირად ასაბუთებს: „თუ მივიღებთ, რომ ნივთიერების მასა (ატომური მასა) ყველა ზუსტი მონაცემებით ბუნების ძოვლებების შესახებ არის სახელდობრ ისეთი თვისება, რომლისგანაც დამოკიდებული უნდა იყოს სხვა ყველა დანარჩენი თვისება და რომელიც უცვლელი რჩება სხეულის ყველა გარდაქმნების დროს მიღებულ ნაერთში, რომელიც ეკუთვნის ნახშირბადს და არა ალმასს, გრაფიტსა და ნახშირს. მე ცალკე ფურცლებზე დავწერე ყველა ცნობილი ელემენტის სახელწოდება და მათი ძირითადი თვისებები და

„განვალაგე ისინი ატომური მასის (წონის) ზრდის მიხედვით, შევნიშნე თვისებების განმეორება“\*.

აღსანიშნავია, რომ მენდელეევაძე არც ერთ მკვლევარს არ გამოუყენებია დიალექტიკის ერთ-ერთი ძირითადი კანონი—დაპირისპირების ერთიანობის კანონი, ე. ი. არ შეუსწავლიათ რამდენიმე ელემენტს შორის ურთიერთკავშირი, იმ ელემენტთა შორის კავშირი, რომლებიც ერთმანეთის მსგავსი არ არიან.

დ. ი. მენდელეევის წინაშე იდგა მეტად რთული ამოცანა. ელემენტების კლასიფიკაცია ატომური მასების მიხედვით მოითხოვდა, ჯერ ერთი, ბუნებაში არსებული ყველა ელემენტის ცოდნას, რაც, რა თქმა უნდა, 1868 წ. არ იყო ცნობილი და, მეორე მხრივ, აუცილებელი იყო ცნობილი ელემენტების ატომური მასების ზუსტი მნიშვნელობები, რაც ჯერ კიდევ მოითხოვდა დაზუსტებას. მხოლოდ დ. ი. მენდელეევის გენიას შეეძლო ასეთ პირობებში, ატომური მასებისა და ქიმიური თვისებების გამოყენებით განეღაცებინა ელემენტები რიგში ჯერ კიდევ უცნობი ელემენტებისათვის. თავისუფალი ადგილების დატოვებით და ზოგიერთი ელემენტის არა ატომური წონის ზრდის მიხედვით, არამედ ქიმიური თვისებების მიხედვით სისტემაში მოთავსებით.

იმისათვის, რომ დ. ი. მენდელეევის აღმოეჩინა ბუნების კანონი—პერიოდულობის კანონი, მის მიერ შეპირისპირებული იქნა მარტივ ნივთიერებათა იმ დროისათვის ცნობილი ჯგუფები. ამისათვის მან ერთმანეთს შეადარა შემდეგი ექვსი ჯგუფი:

Na=23	F=19	O=16	N=14	C=12	
Ca=40	K=39	Cl=35,5	S=32	P=31	Si=28
Sr=88,6	Rb=85,4	Br=81,0	Se=79,4	As=75	—
Ba=137	Cs=133	I=127	Te=129	Sb=122	Sn=118

სხვადასხვა თვისების მქონე ჯგუფების ელემენტების შეპირისპირებით მან გვიჩვენა „განსაკუთრებული“ ერთნაირი თვისებების მქონე ელემენტებიდან მთლიან სისტემაზე გადასვლა. მან აჩვენა აგრეთვე, რომ ელემენტების ატომწონებსა და მათ თვისებებს შორის ზუსტი თანაფარდობაა. ამ ცნობილის ერთი და იმავე ჯგუფის ელემენტები (ტუტე მეტალები, პალოგენები, ტუტეიწა მეტალები და სხვ.) განლაგებულია თითო სვეტის სახით.

„არამსგავსი ელემენტებისა და მათი ნაერთების პერიოდული დამოკიდებულება ატომწონებზე შეიძლება აღმოჩენილი ყოფილიყო მხოლოდ მას

\* Д. И. Менделеев. Периодический закон, М, Изд.-во АН СССР, 1958, стр. 4.

შემდეგ, რაც ეს მსგავსი ელემენტებისათვის იყო დამტკიცებული“—წერდა დ. ი. მენდელეევი.

არამსგავსი ელემენტების თვისებების შეპირისპირებით, ელემენტების ატომური მასის ზრდის მიხედვით განლაგებით დ. ი. მენდელეევის მიერ აღმოჩენილი იქნა ბუნების ერთ-ერთი ძირითადი კანონი—ელემენტთა თვისებების პერიოდულობის კანონი, რომლის გრაფიკულ გამოსახვას ელემენტთა პერიოდული სისტემა წარმოადგენს. პერიოდულობის კანონის არსი მდკომარეობს იმაში, რომ მარტივი ნივთიერებისა და აგრეთვე მათი ნაერთების ფორმა და თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაში იმყოფება ელემენტის ატომურ მასასთან.

დ. ი. მენდელეევი შემდეგნაირად ჩამოაყალიბა პერიოდულობის კანონი\*:

1. ელემენტების ატომური მასის ზრდის მიხედვით განლაგება, იძლევა თვისების ნათლად გამოხატულ პერიოდულობას.

2. ატომური მასის სიდიდე განსაზღვრავს ელემენტის ბუნებას, ისე აროგორც ნაწილაკის სიდიდე განსაზღვრავს რთული სხეულის თვისებას. მით აიხსნება ის განსხვავება, რომელიც მიიღება მსგავსებასთან ერთად, S, Se და Cl ნაერთებში.

3. უნდა ველოდოთ კიდევ ბევრი უცნობი მარტივი სხეულის აღმოჩენას, მაგალითად, Al-ის და Si-ის მსგავსი ელემენტებისას ატომური მასით 65 -- 75.

4. ელემენტის ატომური მასა შეაძლება შესწორებული იქნეს, თუ ვიცით მისი ანალოგები.

5. ზოგიერთი ელემენტის ანალოგი აღმოჩენილი იქნება მათი ატომური მასის მიხედვით.

6. ბუნებაში გავრცელებულ მარტივ სხეულებს გააჩნიათ მცირე ატომური მასა; მცირე ატომური მასის ელემენტები ხასიათდებიან განსხვავებული თვისებებით, ამით აიხსნება, რომ ისინი წარმოადგენენ ტიპურ ელემენტებს.

დ. ი. მენდელეევის მიერ პერიოდულობის კანონის ახსნისათვის მოცემული ეს ექვსი პუნქტი წარმოადგენს არა მარტო კანონის შინაარსის გადმოცემას, არამედ აგრეთვე მის მეორეოლოგიურ საფუძველს—შევეცნებისა და წინასწარკვრეტის მეთოდს.

პერიოდულობის კანონის აღმოჩენასთან დაკავშირებით ფ. ენგელსი წერდა: დ. ი. მენდელეევი შეუგნებლად გამოიყენა რა პეგელის რაოდენობის თვისებაში გადასვლის კანონი, ჩაიდინა მეცნიერული გმრობა,

\* Д. И. Менделеев. Периодический закон. М., Изд-во АН СССР, 1958, стр. 400.

რომელიც თამამად შეიძლება დაეყენოს ლევერიეს გვერდით, რომელმაც გაიანგარიშა ჯერ კიდევ უცნობი პლანეტის—ნეპტუნის ორბიტა.

2. დ. ი. მენდელეევის ელემენტების პერიოდული სისტემა. დ. ი. მენდელეევი ელემენტების ატომური მასების ზრდის მიხედვით განლაგების შედეგად შეამჩნია, რომ ელემენტის თვისებები პერიოდულად მეორდებოდა, რის საფუძველზე მის მიერ აღმოჩენილ კანონს პერიოდულობის კანონი ეწოდა. აქედან ჩამოყალიბებული იქნა პერიოდულობის კანონის არსი, რომ ელემენტის თვისებები და აგრეთვე მათი ნაერთების თვისებები და ფორმები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია მათ ატომურ მასებთან. დ. ი. მენდელეევის პერიოდულობის კანონის დაბადების დღე ითვლება 1869 წ. 18 თებერვალი. ამ დღეს დ. ი. მენდელეევი შეადგინა პერიოდული სისტემა, პირველი ვარიანტი, რომე უსაც უწოდა „ელემენტების სისტემის ცდა, დაფუძნებული მათ ატომურ წონებზე და ქიმიურ თვისებებზე“.

ცხრილის პირველ ვარიანტში 63 ელემენტი განლაგებული იყო ატომური მასის ზრდის მიხედვით ზემოდან ქვემოთ და მარცხნიდან მარჯვნივ. ე. ი. ვერტიკალურად და ჰორიზონტალურად.

სისტემის პირველი ვარიანტი მოცემულია ქვემოთ.

ელემენტების სისტემის ცდა დაფუძნებული მათ ატომურ მასებზე და ქიმიურ თვისებებზე

			Ti=50	Zr=90	?=180
			V=51	Nb=94	Ta=182
			Cr=52	Mo=96	W=186
			Mn=55	Ru=104,4	Pt=197,4
			Fe=56	Rh=104,4	Ir=198
			Ni=Co=59	Pd=106,6	Os=199
H=1	Be=9,4	Mg=24	Cu=63,4	Ag=108	Hg=200
	B=11	Al=27,4	Zn=65,2	Cd=112	
	C=12	Si=28	?=68	U=116	Au=197 ?
	N=14	P=31	?=70	Sn=118	
	O=16	S=32	As=75	Sb=122	Bi=210 ?
	F=19	Cl=35,5	Se=79,4	Te=128 ?	
Li=7	Na=23	K=39	Br=80	I=127	
		Ca=40	Rb=85,4	Cs=133	Tl=204
		?=45	Sr=87,6	Ba=137	Pb=207
		?Er=56	Cl=92		
		?Yt=60	Va=94		
		?In=75,6	Di=95		
			Th=118 ?		



რივი	ქალაქების კატეგორია												
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
1	—	1,008 ჰელიუმი	—	—	—	—	—	—	—				
2	He 4,0	Li 7,03	Be 9,1	B 11,0	C 12,0	N 14,01	O 16,00	F 19,0					
3	Ne 19,9	Na 23,00	Mg 24,86	Al 27,1	Si 28,2	P 31,0	S 32,06	Cl 35,45					
4	Ar 38	K 39,15	Ca 40,1	Sc 44,1	Ti 48,1	V 51,2	Cr 52,0	Mn 55,0	Fe 55,9	Co 59	Ni 59	Cu 59	
5		Cu 63,6	Zn 65,4	Ga 70,0	Ge 72,5	As 75	Se 79,2	Br 79,95					
6	Kr 81,8	Rb 85,5	Sr 87,6	Y 89,0	Zr 90,6	Nb 94,0	Mo 96,0			Ru 101,7	Rh 103,0	Pd 106,5	Ag
7		Ag 107,93	Cd 112,4	In 115,0	Sn 119,0	Sb 120,2	Te 127	J 127					
8	Xe 128	Cs 132,9	Ba 137,4	La 138,9	Ce 140,2								
9													
10				Yb 173		Ta 183	W 184						
11		Au 197,2	Hg 200,0	Tl 204,1	Pb 206,9	Bi 208,5							
12			Rd 225		Th 232,5		U 238,5						

ქალაქების მარჯვნივ მოთხოვნი

R | R<sup>2</sup>O | RO | R<sup>2</sup>O<sup>3</sup> | RO<sup>2</sup> | R<sup>2</sup>O<sup>5</sup> | RO<sup>3</sup> | R<sup>2</sup>O<sup>7</sup> | RO<sup>4</sup>

ქალაქების მარჯვნივ მოთხოვნი

RH | RH<sup>2</sup> | RH<sup>3</sup> | RH<sup>4</sup> | RH<sup>5</sup>

დ. მენდელეევი  
1869 1905

როგორც სოციალი ცხრილიდან ჩანს, მენდელეევი დაუშვა ჯერ კიდევ უცნობი ელემენტების არსებობა, ოთხი მათგანისათვის გაინგარიმა ატომური მასა და იწინასწარმეტყველა მათი თვისებები.

დ. ი. მენდელეევი 1871 წ. მოგვცა პერიოდული სისტემის მეორე ვარიანტი, რომელიც წარმოადგენს პირველი ვარიანტის სარკისებრ ანარეკლს. პერიოდული სისტემის ეს ფორმა თანამედროვე პერიოდული მჯგუფიანი მიკლე სისტემის წინამორბედა. ელემენტების ამრიგად განლაგებამ დ. ი. მენდელეევი საშუალება მისცა ეწინასწარმეტყველა ჯერ კიდევ უცნობი 11 ელემენტი და აგრეთვე უზანის შემდეგი—ტრანსურანული ელემენტების არსებობა.

ამ ცხრილში ელემენტების მჯგუფია. ელემენტების ჯგუფი—ეს არის ელემენტთა ერთობლიობა, რომელთაც უანგბადის მიმართ ახასიათებთ ერთნაირი ტიპის ნაერთები და იძლევიან მარტივს, რომლებშიაც მათი ვალენტობა ჯგუფის ნომრის ტოლია. ჯგუფის ელემენტების უანგუფულებს საერთო ფორმულები მოცემულია ჯგუფის ქვემოთ. როგორც ვიცი, შემდეგში ყოველი ჯგუფის ელემენტი დაყო ორ ქვეჯგუფად—მოხარ და თანაურ ქვეჯგუფად.

პერიოდული სისტემის პორაზონტალური რიგები, რომელიც მიღებულია ელემენტების განლაგებით ატომური მასის ზრდის მიხედვით, ქმნიან პერიოდებს. ყოველი პერიოდი იწყება ტიპური მეტალით (ტუტე მეტალით) და მთავრდება ტიპური არამეტალით (ჰალოგენით). როგორც ცნობილია, კეთილშობილი გაზები იმ დროს ჯერ კიდევ არ იყო აღმოჩენილი.

ელემენტების ატომისის ზრდის მიხედვით განლაგების შედეგად მენდელეევი მოგვცა პერიოდულობას კანონის გრაფიკული გამოსახვა. სამ შემთხვევაში პერიოდულ სისტემაში ელემენტები განლაგებული იქნა არა ატომური მასის ზრდის, არამედ მათი ქიმიური თვისებების მიხედვით, მათი ატომური მასა პირიქით, მცირდება. ეს ელემენტებია: არგონი და კალიუმი, კობალტი და ნიკელი, ტელური და იოდი. ყველა ეს ელემენტი წარმოადგენს ბუნებრივი იზოტოპების ნარეკს და დიდი რაოდენობით შეიცავს მცირე მასის მქონე იზოტოპს მეტი ატომური ნომრით. ატომური ნომრის აღმოჩენის შემდეგ ნათელი გახდა, რომ ატომური მასის მიმდევრობის შემჩნეული ცვლილება მნიშვნელოვანი არ არის.

პერიოდულობას კანონის ბრწყინვალე გამარჯვება იყო ჯერ კიდევ უცნობი 6 ელემენტის არსებობის წინასწარმეტყველება და მათი ქიმიური და ფიზიკური თვისებების დადგენა. დ. ი. მენდელეევის გენიალობა ისაა, რომ პერიოდული სისტემის შედგენისას მან თავისუფალი დატოვა უჯრედები ჯერ კიდევ უცნობი ელემენტებისათვის და მოგვცა ამ ელემენტების ფიზიკური და ქიმიური თვისებები. ეს ელემენტები შემდეგში (მენდელეევის სიცოცხლეშივე) აღმოჩენილი იქნა ბუნებაში. ეკაბორი (სკანდიუმი)

აღმოჩინა ნილსონმა (1879), ეკალუმინი (გალიუმი) აღმოჩინა ლეკოკ დე ბუაბოდრანმა (1875), ეკალიციუმი (გერმანიუმი) გერმანელმა მეცნიერმა ვინკლერმა (1886), ეკატანტალი (პოლონიუმი)—პოლონელმა მეცნიერმა მარია კიურიმ (1898). ყველა ეს ელემენტი აღმოჩენილი იქნა ჯერ კიდევ მენდელეევის სიცოცხლეში, ხოლო ეკამანგანუმი (ტენეციუმი) მიღებული იქნა ხელოვნურად 1937 წ.; დეიმანგანუმი (რენიუმი) აღმოჩენილი იქნა იდასა და ნოდაკის მიერ (1925). გასაცარი ის არის, რომ ყველა ახლად აღმოჩენილი ელემენტი მოთავსდა პერიოდული სისტემის იმ თავისუფალ უჯრედებში, რომელიც მენდელეევმა ამ ელემენტებისათვის დატოვა. აღსანიშნავია, რომ ახლად აღმოჩენილი ელემენტები არა მარტო მოთავსდა მენდელეევის მიერ მათთვის განკუთვნილი პერიოდული სისტემის უჯრედებში, არამედ მათი თვისებები სრულიად დაემთხვა იმ ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებებს, რომელიც პერიოდულ კანონზე დაყრდნობით იწინასწარმეტყველა დ. ი. მენდელეევმა.

მაგალითისათვის ქვემოთ მოგვყავს მონაცემები ორი ელემენტისათვის:

ეკალუმინისათვის Ga გაითვალისწინა დ. ი. მენდელეევმა 1871 წ.

ატომური მასა დაახლოებით 68  
ხვედრითი წონა დაახლოებით 6,0  
ხვედრითი მოცულობა 11,5  
ლობის ტემპერატურა დაბალი  
ჰაერში არ უნდა იყნაგებოდეს,  
წყალს შლის მაღალ ტემპერატურაზე  
ყანგის შედგენილობა  $\text{Ea}_2\text{O}_3$   
გოგირდმჟავამარილი  $\text{Ea}_2(\text{SO}_4)_3$   
მეტალის აქლორადობის გამო უნდა ვიფიქროთ, რომ აღმოჩენილი იქნება სპექტრული ანალიზით

ეკაბორი Eb გაითვალისწინა მენდელეევმა 1871 წ.

ატომური წონა 44  
ხვედრითი წონა 3,5  
ყანგეულის შედგენილობა  $\text{Eb}_2\text{O}_3$   
გოგირდმჟავა მარილი  $\text{Eb}_2(\text{SO}_4)_3$   
 $\text{Eb}_2\text{O}_3$  უნდა იხსნებოდეს მჟავებში  
ტუტეებში უხსნადია.

გალიუმისათვის Ga აღმოჩნდა

ატომური მასა 69,72  
ხვედრითი წონა 5,96  
ხვედრითი მოცულობა 11,7  
ლობის ტემპ-რა  $30^\circ$   
იყნაგება მხოლოდ გახურებით,  
წყალს შლის მაღალ ტემპ-ზე  
ყანგის შედგენილობა  $\text{Ga}_2\text{O}_3$   
გოგირდმჟავა მარილი  $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$   
აღმოჩენილი იქნა

სპექტრული ანალიზით.

აღმოჩნდა სკანდიუმი  
ატომური წონა 45,1  
ხვედრითი წონა 3,8  
ყანგეულის შედგენილობა  $\text{Sc}_2\text{O}_3$   
გოგირდმჟავა მარილი  $\text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3$   
ნელა იხსნება მჟავებში  $\text{Sc}_2\text{O}_3$   
არ იხსნება ტუტეებში.

როგორც აქ მოტანილი მაგალითებიდან ჩანს, ნაწინასწარმეტყველები ელემენტის თვისებები თითქმის სრულიად დაემთხვა აღმოჩენის შემდეგ ექსპერიმენტულად მიღებულ სიდიდეებს. ეს იყო დ. ი. მენდელეევის მიერ აღმოჩენილი პერიოდულობის კანონის ტრიუმფი.

**3. ელემენტების პერიოდული სისტემა.** ელემენტების ატომური მასის ზრდის მიხედვით თანმიმდევრობით განლაგების შედეგად აღმოჩნდა, რომ მესამე ელემენტი—ლითიუმი დიდ მსგავსებას იჩენდა მეთერთმეტე ელემენტთან—ნატრიუმთან, მეოთხე ელემენტი—ბერილიუმი, მეთორმეტე ელემენტთან—მაგნიუმთან, მეხუთე ელემენტი—ბორი, მეცამეტე ელემენტთან—ალუმინთან და ა. შ. თუ მწყრივს შევწყვეტთ მეორე ელემენტის (პელიუმი) შემდეგ, მერე კი მათე ელემენტით—ნეონით, და ერთნაირი თვისებებს ელემენტებს დავწერთ ერთიმეორის ქვეშ, მივიღებთ ელემენტების ასეთ განლაგებას:

პერიოდი I	H								He
პერიოდი II	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
		7	9	11	12	14	16	19	20
პერიოდი III	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
		23	24	27	28	31	32	35,5	40

ელემენტების ამ პრინციპის მიხედვით განლაგება პირველი სამი პერიოდის-ტალური მწყრივისათვის—პერიოდისათვის ერთი პერიოდისტალური მწყრივისაგან შედგება, ხოლო დანარჩენი ოთხი—ორი პერიოდისტალური მწყრივისაგან. ამ შიდა პერიოდისტალურ მწყრივს პერიოდი ეწოდება, ხოლო ვერტიკალურ მწყრივებს—ჯგუფი.

როგორც ზემოთ დავინახეთ, 4, 5, 6 და 7 პერიოდი შედგება ორი პერიოდისტალური რიგისაგან, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ პერიოდებში ელემენტთა რიცხვი სხვადასხვაა. პერიოდებში ელემენტთა რიცხვის განაწილება შემდეგ სურათს იძლევა:

პერიოდის ნომერი	1	2	3	4	5	6
ელემენტთა რიცხვი	2	8	8	18	18	32

აღსანიშნავია, რომ ელემენტების ასეთი განლაგება ემორჩილება მარტივ წესს

$$2 \cdot 1^2 = 2; 8 = 2 \cdot 2^2; 18 = 2 \cdot 3^2; 32 = 2 \cdot 4^2$$

$$n \quad N = 2n^2,$$

სადაც  $N$ —პერიოდში ელემენტთა რიცხვია,  $n$ —პერიოდის მაჩვენებელი, რომლის ფიზიკური აზრი ნაჩვენები იქნება კვანტური მექანიკის შესწავლისას.

ელემენტების ფიზიკური და ქიმიური თვისებების შესწავლამ აჩვენა, რომ რაც უფრო დაცილებულია ერთმანეთისაგან პერიოდის ელემენტები, მით მეტია განსხვავება მათ თვისებათა შორის. ყოველი პერიოდი მთავრდება კეთილშობილი გაზით. რადვანაც პერიოდულ სისტემაში ექვსი დასრულებული პერიოდი გავვარჩინა, მეშვიდე კი დაუთმავრებელია. კეთილშობილი გაზების რიგხევიც ექვსის ტოლია. ესენია: He, Ne, Ar, Kr, Xe და Rn.

როგორც ზემოთ ვთქვით, ვერტიკალურ სვეტს ჯგუფი ეწოდება. თანამედროვე პერიოდულ სისტემაში ასეთი ჯგუფების რიცხვი არის რვა (იყო ცხრა) და აღნიშნება რომაული ციფრებით I, II, III, IV, V, VI, VII და VIII. პირველი შვიდი ჯგუფის ელემენტები გაყოფილია ორ ქვეჯგუფად—მთავარ (I, II და ა. შ.) და თანაურ ქვეჯგუფად (I, II და ა. შ.). პერიოდული სისტემის ვრძელ ვარიანტში, მთავარი და თანაური ქვეჯგუფები განლაგებული არიან სხვადასხვა ადგილზე ჯგუფის ნომრის ჩვენებით. თანამედროვე პერიოდული სისტემის მოკლე ვარიანტის VIII ჯგუფში მოთავსებულია როგორც მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები, კეთილშობილი გაზები, ისე თანაური ქვეჯგუფის ცხრა ელემენტი (წინათ ჯგუფთა რიცხვი იყო 9. კეთილშობილი გაზები შეადგენდნენ 0 ჯგუფს, ხოლო VIII ჯგუფში შედიოდა ცხრა ელემენტი).

პერიოდულ სისტემაში პერიოდებში მარცხნიდან მარჯვნივ, ატომური მასის ზრდის მიხედვით გადანაცვლებიან, ელემენტის მეტალური თვისებები თანდათანობით მცირდება და არამეტალური თვისებები იზრდება. ჯგუფებში კი ჯგუფის ელემენტის ატომური მასის ზრდასთან ერთად იზრდება მეტალური თვისებები და მცირდება არამეტალური თვისებები, ე. ი. ვერტიკალურ რიგში ზემოდან ქვემოთ მეტალური თვისებები იზრდება და არამეტალური კი მცირდება.

შესანიშნავი თავისებურება აქვს პერიოდული სისტემის მეექვსე პერიოდს, სადაც 14 ელემენტი ატომური ნომრით  $Z=58-71$  სამვალენტიანია და აქვთ ისეთი მსგავსი ქიმიური თვისებები, რომ, ერთადერთი, საკითხის სწორად გადაწყვეტა მოითხოვდა მთ ერთ უჯრაში - ბარიუმსა და ჰაფნიუმს შორის, III ჯგუფში მოთავსებას, რაც გააკეთა დ. ი. მენდელეევი. ამრიგად, ისინი მოთავსებული არიან ლანთანიან ერთად და მათ ლანდანიდები ეწოდება. მეექვსე პერიოდის ასეთი შევსება დიდი ხნის განმავლობაში პერიოდული სისტემის „ანომალბად“ ითვლებოდა. მაგრამ ატომის აღნაგობის შესწავლამ, კვანტური მექანიკის გამოყენებამ და კვანტური რიცხვებით ელექტრონების მდგომარეობის დახასიათებამ, დაადასტურა ამ 14 ელემენტის ბარიუმსა და ჰაფნიუმს შორის ერთ უჯრედში მოთავსება, რაც წარმოადგენს ელემენტების ბუნებრივ კლასიფიკაციას.

ელემენტის ძირითად ქიმიურ თვისებას მისი ვალენტობა წარმოადგენს. ვალენტობა გამოიხატება რიცხვით, რომელიც გვიჩვენებს თუ წყალბადის

რამდენი ატომია შეერთება ან ჩანაცვლება შეუძლია ნაერთებში მოცემული ელემენტის ერთ ატომს.

დ. ი მენდელეევის პერიოდული სისტემის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტების ვალენტობა ემორჩილება მენდელეევის მიერ შენიშნულ კანონზომიერებას, რომელიც იმაში მდგომარეობს, რომ მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტების მაქსიმალური ვალენტობა ტოლია იმ ჯგუფის ნომრის, რომელშიაც ელემენტია მოთავსებული. ჯგუფის ნომრის ტოლ მაქსიმალურ ვალენტობას ელემენტები ჟანგბადის მიმართ ავლენენ. ეს წესი ზოგადია და გამოჩაქისები გაჩნია, მაგ., ჟანგბადი, ფტორი. I ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები ერთვალენტიანია და წარმოქმნის  $R_2O$  ტიპის ჟანგეულს. II მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები ორვალენტიანია და წარმოქმნიან  $RO$  ტიპის ნაერთებს. III მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები სამვალენტიანია და წარმოქმნის  $R_2O_3$  ტიპის ჟანგეულს, IV-სი—ოთხი და იძლევა  $RO_2$  ტიპის ჟანგეულს. V-სი— $R_2O_5$  ტიპის ჟანგეულს, VI-სი  $RO_3$ -ის ტიპის ჟანგეულს, VII-სი  $H_2O_7$  ტიპის ჟანგეულს, ხოლო VIII ჯგუფის ორი ელემენტი  $RO_4$  ტიპის ჟანგეულს.

ასეთივე ვალენტობას იჩენს მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები სხვა არამეტალებთან, რომლებიც ხასიათდებიან დიდი ელექტროუარყოფითობით; მაგალითად, ფტორთან, ქლორთან, გოჯირდთან და სხვ.

ელემენტების მაქსიმალური ვალენტობა წყალბადის მიმართ სხვა წესით იცვლება. ის I ჯგუფიდან IV ჯგუფამდე თანდათანობით იზრდება ( $RH, RH_2, RH_3, RH_4$ ), აღწევს მაქსიმალურ მნიშვნელობას—ოთხს—და შემდეგ ისევ მცირდება ერთამდე. მაგ., ჰალოგენების წყალბადის მიმართ ვალენტობა ტოლია ერთის ( $HalH$ ).

მე-4 ცხრილში მოცემულია ჯგუფების მიხედვით ელემენტების ვალენტობა წყალბადის, ჟანგბადისა და ფტორის მიმართ.

ცხრილი 4

ჯგუფები	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
პირიდები	$RH$	$RH_2$	$RH_3$	$RH_4$	$RH_3$	$RH_2$	$RH$	—
უმალესი ჟანგეულები	$R_2O$	$RO$	$R_2O_3$	$RO_2$	$R_2O_5$	$RO_3$	$P_2O_7$	$RO_4$
ფტორიდები	$RF$	$RF_2$	$RF_3$	$RF_4$	$RF_5$	$RF_5$	$RF_7$	$RF_8$

ექვსი კეთილშობილი გაზით მთავრდება ექვსი პერიოდი. თითქოს კეთილშობილი გაზები წარმოადგენდნენ გარდამცეულ პუნქტს ერთი პერიოდის მერვე პერიოდზე.

აქვე გვინდა აღვნიშნოთ, რომ პირველი და მეშვიდე ჯგუფის ელემენტების წყალბადნაერთებს შორის პრინციპული განსხვავებაა. პირველი ჯგუფის ელემენტების წყალბადნაერთებში წყალბადი უარყოფითად არის დამუხტული და ნაერთი მარილის ჯგუფს მიეკუთვნება, ხოლო VII ჯგუფის წყალბადნაერთებში წყალბადის დაუანგვლობის ხარისხი დადებითია და მათი ხსნარები მყავებს წარმოადგენენ.

თანამედროვე ქიმიაში ფართოდ გამოიყენება ცნება „ელემენტის ელექტროუარყოფითობა“; ელექტროუარყოფით ელემენტებს მიეკუთვნება არამეტალები, ე. ი. ელემენტები, რომელთაც შესწევთ უნარი შეიძინონ ელექტრონები. მაშასადამე, მით მეტია ელემენტის ელექტროუარყოფითობა, რაც მეტია მისი სწრაფვა ელექტრონის შექმნისადმი. ტერმინი „ელექტროდადებითი ელემენტები“ გამოიყენება მეტალების მიმართ. ელემენტის ელექტროდადებითობა მთი მეტია, რაც მეტია ელემენტის ატომის ელექტრონის გაცემის უნარი და დადებითად დამუხტული იონის წარმოქმნისადმი მისწრაფება. თავისთავად ცხადია, რომ ეს ცნებები შედარებითია და დამოკიდებულია ნრაველ ფაქტორზე. არსებობს ელექტროუარყოფითობის სხვადასხვა ხარისხი, რომელთა რაოდენობრივად შეფასება შეუძლებელია.

თუ განვიხილავთ პერიოდული სისტემის მხოლოდ მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებს, ელექტროუარყოფითობისა და ელექტროდადებითობის მიხედვით, დავინახავთ, რომ ელექტროდადებითი ელემენტები მოთავსებულია პერიოდული სისტემის მარცხენა მხარეს, ხოლო ელექტროუარყოფითი — მარჯვენა. მარცხნიდან მარჯვნივ, ელემენტიდან ელემენტზე გადასვლისას ელემენტის ელექტროდადებითობა მცირდება და ელექტროუარყოფითობა იზრდება. პერიოდული სისტემის შუა ნაწილში მოთავსებულ ელემენტებში ამ ორი ერთმანეთის საპირისპირო თვისება თანაბრდება. ასე მაგალითად, IV ჯგუფის ელემენტების ნახშირბადისა და სილიციუმის ატომებში ერთნაირად არის წარმოდგენილი ელექტროდადებითობა და ელექტროუარყოფითობა და მათი მნიშვნელობების მიხედვით ატომები შეიძლება ნეიტრალურად ჩაითვალოს, მიუხედავად ამისა, მათ შეიძლება პქონდეთ როგორც დადებითი, ისე უარყოფითი დაუანგვლობის ხარისხი იმიდა მიხედვით, თუ რომელი ელემენტის ატომებთან რეაგირებენ.

მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებში, ზემოდან ქვემოთ, ელემენტის ელექტროდადებითობა იზრდება. ამის დაჰდასტურებელია ამ ელემენტების ოქსიდების ფუძიანობის გადიდება. მაშასადამე, ყველაზე მეტად ელექტროდადებითი ელემენტები მოთავსებულია პერიოდული სისტემის მარცხენა ნაწილის ქვედა უბანში (ცეზიუმი, რადიუმი) ხოლო ყველაზე უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტები პერიოდული სისტემის მარჯვენა მხარის ზედა უბანში (ფტორი, ქლორი, ყანგბადი). ქვემო ცხრაღში

ზოგიერთი ელემენტის ელექტროუარყოფითობა პოლინგის მიხედვით

H						
2,1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0
K	Ca	Sc	Ti	As	Se	Br
0,8	1,0	1,3	1,6	2,0	2,4	2,8
Rb	Sr	Y	Sn	Sb	Te	I
0,8	1,0	1,3	1,7	1,8	2,2	2,4

როგორც ცხრილიდან ჩანს, პერიოდულ სისტემაში მარცხნიდან მარჯვნივ, ელემენტის ატომისასი ზრდის მიხედვით გადაადგილებისას ელემენტის ელექტროუარყოფითობა იზრდება, ხოლო ჯგუფებში ზემოდან ქვემოთ ელემენტის ატომისასი და ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად ატომის ელექტროუარყოფითობა მცირდება, ე. ი. იზრდება ელექტროდადებითობა.

თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები წარმოადგენენ მეტალებს მცირე ელექტროდადებითი ბუნებით. მათ გარდამავალ ელემენტებს უწოდებენ. მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებისაგან განსხვავებით ამ ელემენტების შემთხვევაში არ არის შემჩნეული ელემენტის ატომის რადიუსის გადიდებით ელექტროდადებითობის ზრდა. გარდამავალი ელემენტები მეტწილად იჩენენ ცვლად ვალენტობას.

**4. ელემენტების ატომების ზოგიერთი ფიზიკური და ქიმიური თვისების პერიოდულობა.** აღმოჩნდა, რომ ატომების ის ფიზიკური და ქიმიური თვისებები, რომლებიც დაპირობებულია ატომის გარეთა ელექტრონული გარსით, პერიოდულად იცვლება. თვისებები როგორცაა ატომური მასა და ნომერი, არ ამჟღავნებენ პერიოდულობას.

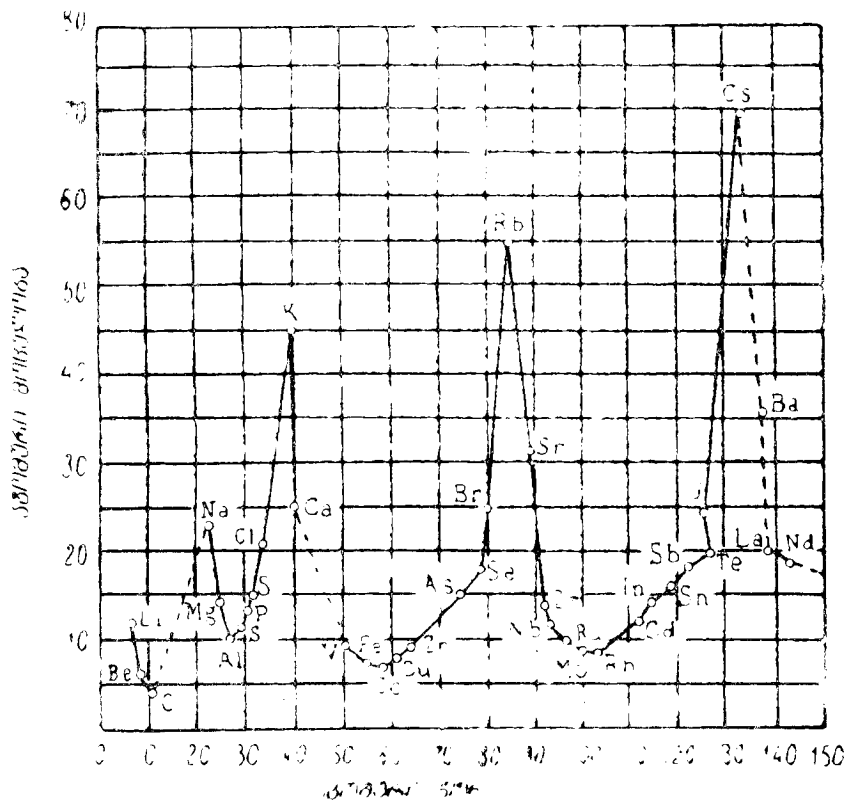
ელემენტის ფიზიკური თვისებებიდან პერიოდულობას იჩენს ატომური მოცულობა. ატომური მოცულობა წარმოადგენს ატომური მასის მის ხვედრით წონასთან შეფარდებას ( $A/d$ ), ე. ი. მოცულობას გამოსახულს კუბურ სანტიმეტრებში, რაც გვიჩვენებს, თუ რამდენ სმ<sup>3</sup> მოცულობას



დაიჭერს ამა თუ იმ ელემენტის 1 გრ-ატომი მყარ ან თხევად მდგომარეობაში

$$A = v \cdot d.$$

სადაც  $A$  ატომური მასაა,  $v$  — ატომური მოცულობა,  $d$  — ხვედრითი წონა. ნახ. 4-ზე ნახვენება ელემენტების ატომური მოცულობის დამოკიდებულება ატომურ მასაზე (ლოთარ მაიერის მრუდი).



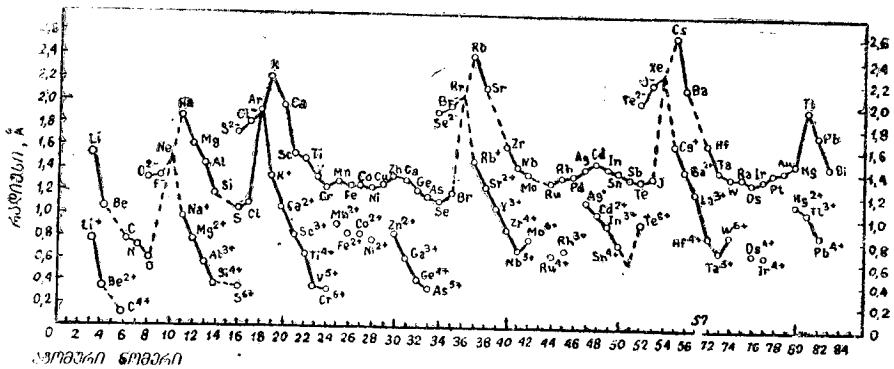
ნახ. 4. ატომურ მოცულობათა მრუდი.

ნახ. 4-დან მკაფიოდ და ნათლად ჩანს ატომური მოცულობის პერიოდულობა ატომურ წონასთან დამოკიდებულებით. ამის საფუძველზე ჩვენ შეგვიძლია ვთქვათ, რომ ელემენტის ატომური მოცულობა ელემენტის ატომური მასის პერიოდული ფუნქციაა.

როგორც ნახაზიდან ჩანს, მაქსიმალური ატომური მოცულობები აქვთ ტუტე მეტალებს (Li, Na, K, Rb, Cs). ამ უკანასკნელის ატომური მოცულობა, შედარებით ყველა პერიოდულ სისტემის ელემენტთა შორის,

მაქსიმალურია, რითაც აიხსნება მათი დიდი ელექტროდადებითობა. გრაფიკის აღმავალ ნაწილზე განლაგებულია ტიპური არამეტალები—ფტორი, ქლორი, ბრომი, იოდი, უანგბადი, ჯოჯირდი, აზოტი, ფოსფორი, დარიშხანი და სხვ. დაღმავალ ნაწილზე კი ტიპური მეტალები—კალციუმი, სტრონციუმი, ბარიუმი და სხვ. თუ დავაკვირდებით მრუდზე ელემენტების განლაგებას, ადვილად შევამჩნევთ, რომ შედარებით ადვილად აქროლადი ნივთიერებების ატომური მოცულობები მათავესებულია აღმავალ ნაწილზე, ხოლო ძნელად აქროლადების—დაღმავალ ნაწილზე.

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, რაც მეტია ატომური მოცულობა, მით მეტია ატომური რადიუსი. აქედან გამომდინარე, თუ ავაგებთ გრაფიკს, სადაც აბსცისთა ღერძზე გადაზომილი იქნება ელემენტის რიგითი ნომერი, ხოლო ორდინატის ღერძზე კი ატომის რადიუსი, მივიღებთ მრუდს (იხ. ნახ. 5).



ნახ. 5. ატომთა რადიუსების მრუდი.

მიღებული მრუდი ნათლად გვიჩვენებს, რომ ატომური რადიუსი პერიოდულ დამოკიდებულებებშია ატომურ ნომერთან.

პერიოდულობას იჩენს ატომის ისეთი ივისებაც, როგორც არის იონიზაციის პოტენციალი.

ელემენტის ატომის იონიზაციის პოტენციალი ეწოდება ენერჯის (ელექტრონვოლტებში) იმ მინიმალურ რაოდენობას, რომელიც საჭიროა ნორმალური, ძირითადი მდგომარეობიდან ელექტრონის მოსაცილებლად და ატომის დადებითად დამუხტული იონის მდგომარეობაში გადასაყვანად. აღმოჩნდა, რომ ელემენტების პირველი (ერთი ელექტრონის) იონიზაციის პოტენციალი პერიოდულ დამოკიდებულებებშია ელემენტის რიგობრივ ნომერთან. მინიმუმი შეესაბამება ტუტემეტალებს, მაქსიმუმი კი—კეთილშობილ გაზებს. კეთილშობილი გაზების შემდეგ, იონიზაციის დიდი ენერჯია საჭიროა VII ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებისათვის (ჰალოგენები).

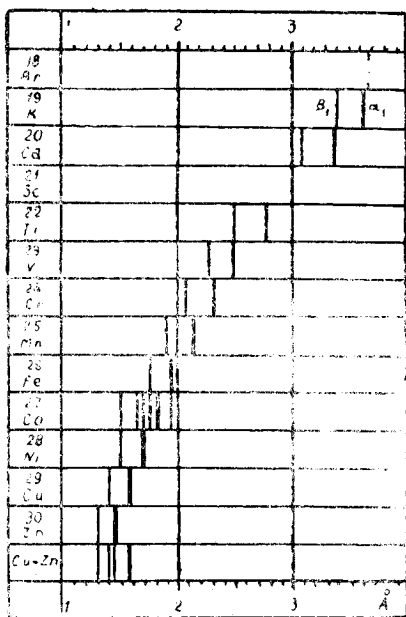
ერთი და იმავე ჯგუფის ელემენტებისათვის ფიზიკური და ქიმიური თვისებების პერიოდულობა საგრძობლად აადვილებს ელემენტების შესწავლას. ამით აიხსნება პერიოდული სისტემის ის ღიდი მნიშვნელობა, რომელიც მას აქვს ელემენტების ქიმიური და ფიზიკური თვისებების შესწავლის საქმეში.

პერიოდული კანონისა და პერიოდული სისტემის შემდგომი სრულყოფა და განვითარება შესაძლებელი გახდა ატომის აღნაგობის დადგენის შემდეგ; მოზლიმ ელემენტებს რენტგენული სხივების შესწავლით აჩვენა, რომ ატომის დადებითი მუხტი ტოლია პერიოდულ სისტემაში ელემენტის რიგობრივი ნომრის. თანამედროვე პერიოდულ სისტემაში, ელემენტის რიგობრივი ნომერი იცვლება 1-დან 105-მდე, რაც იმას ნიშნავს, რომ დღეისათვის ცნობილია 105 ელემენტი.

მოზლის გამოკვლევებმა აჩვენეს, რომ ელემენტის ქიმიური თვისებები განისაზღვრება არა ატომური მასით (წონით), არამედ ატომგულის მუხტის სიდიდით—ელემენტის რიგობრივი ნომრით.

ელემენტების თვისებების პერიოდული ცვლილება დაკავშირებული იქნა ელემენტის რიგობრივ ნომერთან—ატომგულის მუხტის სიდიდესთან.

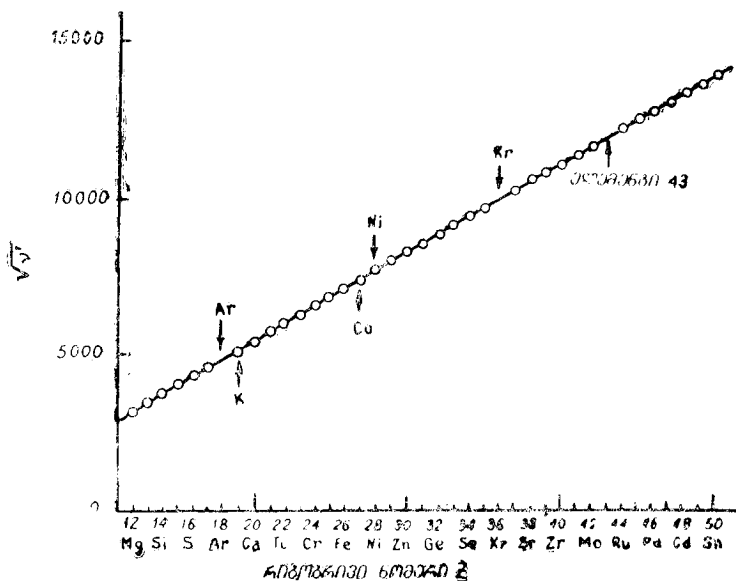
პერიოდულობის კანონმა გარკვეული ეკოლუცია განიცადა. დღეისათვის მისი ფორმულირება ასეთია: ელემენტის თვისებები ელემენტის ატომის ატომგულის დადებითი მუხტის პერიოდული ფუნქციაა. ახალი დებულების საფუძველზე შესაძლებელი გახდა იმის დადგენა, რომ პირველ პერიოდში არის მხოლოდ ორი ელემენტი—წყალბადი და ჰელიუმი, რომ მათ შორის სხვა ელემენტის არსებობა შეუძლებელია, რადგანაც ელემენტი წყალბადის ატომის ატომგულის მუხტი ერთის ტოლია, ხოლო ჰელიუმის ატომის ატომგულის მუხტი—ორის.



ნახ. 6. სხვადასხვა ელემენტის სპექტრის დამახასიათებელი K-სერების გადანაცვლება.

ელემენტის ატომგულის დადებითი მუხტის რიცხვის განსაზღვრამ სრულიად დაადასტურა დ. ი. მენდელეევის მიერ ელემენტების განლაგების ის ანომალია, რომელიც დაუშვა მენდელეევა არგონისა და კალიუმის, ტელურისა და იოდის, კობალტისა და ნიკელის განლაგებისას პერიოდულ სისტემაში.

ელემენტების ატომების გამოსხივების რენტგენული სხივების შესწავლის შედეგად ევოლუცია განიცადა ჭიშის ზოგიერთმა ძირითადმა ცნებამ. მაგალითად, ცნებამ ელემენტის შესახებ თანამედროვე განმარტებით. ელემენტი — ატომთა სახეობაა, რომელთაც ახასიათებთ ატომგულის მუხტის ერთნაირი მნიშვნელობა (ან პერიოდულ სისტემაში მოთავსებულია ერთსა და იმავე უჯრაში).



ბ. ნ. 7. მუხტის კანონის ანალიტიკური გამოსახვა.

თუ ავაგებთ გრაფიკს, სადაც ორდინატს დერძზე ვადავებთ ატომის რენტგენული სხივის რხევის სიხშირის კვადრატული ფესვის მნიშვნელობებს, ხოლო აბსცისათა დერძზე ელემენტების რიგობრივ ნომერს, მაშინ მათ შორის ფუნქციონალური დამოკიდებულება გამოიხატება სწორი ხაზით — წრფით. ამაშია მოზლის კანონის შინაარსი (ნახ. 7).

**1. ატომის აღნაგობა და პერიოდული სისტემა.** XIX საუკუნის დამლევს და XX საუკუნის დასაწყისში საბოლოოდ შეიკვალა ატომზე, როგორც განუყოფელ ნაწილაკზე, წარმოდგენა. მოვლენების რადიოაქტივობისა და რადიოაქტიური ელემენტების აღმოჩენით, ტომპსონის, ოგზერფორდისა და სხვების გამოკვლევებით აღდგენილი იქნა, რომ ატომი წარმოადგენს ნივთიერების უმცირეს ელემენტარულ ნაწილაკს, რომ ატომში რთული შედგენილობისაა და შედგება რამდენიმე ელემენტარული (აღესათვის) ნაწილაკისაგან.

პერიოდული სისტემის შესაწავნად თავისებურება ისაა, რომ ახალმა აღმოჩენებმა კიდევ უფრო განამტკიცა და გასაგები გახადა მენდელეევის მიერ ელემენტების კლასიფიკაცია. აღმოჩნდა, რომ პერიოდული სისტემა გამოხატავს ნებისმიერი ელემენტის ატომის აღნაგობას.

ელემენტების პერიოდებში, ყველგან და ქვეყნებში განაწილება ზუსტად უპასუხებს ელემენტების ატომებში ელექტრონების ენერგეტიკული დონეებისა და ქვედონეების მიხედვით განაწილებას.

ატომის აღნაგობის შესწავლით მიღებული შედეგების განზოგადებით დადგინდა, რომ ატომი შეიძლება წარმოვადგინოთ მზის სისტემის მსგავს სისტემად, სადაც ატომგულის ირგვლივ, რომელიც დამუხტულია დადებითად და რომლის რადიუსი  $10^{-13}$  სმ-ის რიგისაა, წრიულ ან ელიფსურ ორბიტებზე მოძრაობენ ელექტრონები, მსგავსად ცდომილებისა, რომლებიც მზის გარშემო მოძრაობენ. ატომგულის ირგვლივ მბრუნავი ელექტრონები ქმნიან ატომის ელექტრონულ გარსს, რომლის დიამეტრი  $10^{-8}$  სმ-ის რიგისაა და განსაზღვრავს თვით ატომის ზომას. ატომის მასას განსაზღვრავს ატომგულში მოთავსებული დადებითი დამუხტული ნაწილაკების—პროტონებისა და მათი შემაკავშირებელი ნეიტრალური ნაწილაკების—ნეიტრონების რიცხვი. ელექტრონების რიცხვი ატომში ტოლია ატომგულში არსებული დადებითად დამუხტული ნაწილაკების—პროტონების რიცხვის. ამის შედეგია, რომ ატომი ნეიტრალურ ნაწილაკს წარმოადგენს.

დიდი ხანია ფიქრობდნენ, რომ ელექტრობა შედგება ცალკეული ნაწილაკებისაგან—ელექტრონებისაგან (ელექტროლიზის მოვლენა და სხვ.), რომ ელექტრონი წარმოადგენს ელექტრობის უმცირეს, ელემენტარულ

ნაწილად და რომ ის ატომის შედგენილობის განუყოფელი ნაწილია, რომელიც თავისი მასით მრავალჯერ ნაკლებია ატომზე, მაგრამ მას შეუძლია ატომის გარეთაც დამოუკიდებელი არსებობა.

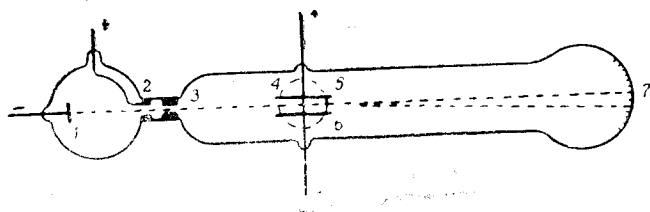
2. ატომის აღნაგობის ექსპერიმენტული საფუძვლები. ელექტრონების ატომში არსებობა პირველად ექსპერიმენტულად დადგინდა აირებში ელექტროგანმუხტვის მოვლენის შესწავლით. ამისათვის იყენებდნენ მინის მილს, რომლის ბოლოებში შეჭერწილი იყო მეტალის ელექტროდები. მილში მოთავსებული იყო გაიწვიათებული აირი (ნახ. 8).



ნახ. 8 მილი გაზებში ელექტრული განმუხტვის შესწავლისათვის.

თუ ასეთი მილის ელექტროდებს მაღალი ძაბვის ელექტროობის დენის წყაროს შევუერთებთ, შეიძლება მივიღოთ ორი სხის ელექტროგანმუხტვის მოვლენა, რომელიც დამოკიდებულია მილში გაზის წნევაზე. იმ შემთხვევაში, როდესაც მილში გაზის წნევა საკმაოდ დაბალია (0,1—1 მმ ვერ. წყ. სვ.), ელექტრობის გადატანა ერთი ელექტროდიდან მეორე ელექტროდზე ხდება გაზის მოლეკულების ან ატომების მიერ, რომლებიც ატარებენ ერთ ან რამდენიმე ლაღებით მუხტს, ე. ი. იონების მიერ. ასეთი განმუხტვის დროს მილის ვიწრო ნაწილში შესამჩნევია ცალკეული გაზისათვის დამახასიათებელი ნათება (მაგ., ნეონის შემთხვევაში—ნარინჯისფერი).

იმ შემთხვევაში, როდესაც მილში დარჩენილი გაზის წნევა ძალზე მცირეა, მაგ., ნაკლებია 0,01 მმ-ზე, ელექტრობის გადატანა ერთი ელექტროდიდან მეორე ელექტროდზე ხდება კათოდური სხივებით. კათოდური სხივების გასვლის გზა შესამჩნევი ხდება, თუ ამ გზაზე მოვათავსებთ ფოსფოროცენციის უნარის მქონე ეკრანს (ნახ. 9).



ნახ. 9. კათოდური მილი.

1—კათოდი, 2—ანოდი, 3—ნახერეტი, 4—მაგნიტის პოლუსი, 5,6—ელექტროკონდენსატორის ფირფიტები, 7—ფოსფოროცენციის ეკრანი.

კათოდურ სხივებს შეუძლიათ დატოვონ კათოდური მილი თხელი მეტალური ფირფიტის გავლით, რომელიც მირჩილულია მილის კედელზე.

კათოდური სხივების ვიწრო ზოლი, რომელიც გაივლის კონდენსატორის ფირფიტებს შორის, იცვლის მიმართულებას. კათოდური სხივები ანალოგიურ გადახრას განიცდის მაგნიტური ველის მოქმედებითაც. ეს ფაქტი მიგვანიშნებს იმაზე, რომ კათოდური სხივები შედგება მატერიალური ნაწილაკებისაგან. კათოდური სხივების მოქმედებით იზოლირებულ მეტალის გამტარი უარყოფითად იმუხტება. მაშასადამე, კათოდური სხივები შედგება ელექტრონებისაგან, უარყოფითად დამუხტული ნაწილაკებისაგან, რომელთაც გაჩნიათ მასა და ელექტრომუხტი.

ჯ. ტომსონმა 1897 წ. კათოდური სხივების ელექტრო-და მაგნიტურ ველში გადახრით განსაზღვრა მათი სიჩქარე და ელექტრომუხტის სიდიდის შეფარდება მასასთან  $e/m$ .

ელექტრონის მუხტი— $e$  წარმოადგენს ელექტრომუხტის უმცირეს სიდიდეს—ელემენტარულ ელექტრომუხტს. მუხტის სიდიდე განსაზღვრული იყო შილიკეის (1910) მიერ და აღმოჩნდა, რომ  $e = 4.802 \cdot 10^{-10}$  ელ. სტ. ერთ.  $= 1.602 \cdot 10^{-19}$  აშპ. წმ (კულონი). თუ ვიცით  $e/m$  ფარდობისა და  $e$ -ს მნიშვნელობა, შეგვიძლია მოვნახოთ  $m$ -ის, ე. ი. ელექტრონის მასის მნიშვნელობა

$$m = 9,10 \cdot 10^{-28} \text{ გ}$$

ელექტრონის მასა 1840-ჯერ ნაკლებია წყალბადის ატომის მასაზე.

3. ატომზეული. თუ კათოდურ მილს გააჩნია ნახვრეტი ან კადეე ე. წ. არხი. მაშინ ელექტროგანმუხტვის დროს წარმოიშობა არხული სხივები. არხული სხივები მოძრაობენ კათოდური სხივების მოძრაობის საწინააღმდეგო მიმართულებით, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ მ.თ გააჩნიათ ელექტრონის საპირისპირო ნიშნის მუხტი -- დადებითი მუხტი.

დადგენილი იქნა, რომ დადებითი მუხტის მნიშვნელობა  $+e$  ჯერადია. იონების ელექტრონული დადებითი მუხტი შედგება ატომის მიერ ელექტრონის დაკარგვის. აქედან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ ნეიტრალური ატომი შედგება ნაწილაკებისაგან, რომლებიც ატარებენ დადებით მუხტს და ელექტრონებისაგან, რომელთა რაოდენობა მთელი რიცხვით გამოიხატება და ტოლია დადებითად დამუხტული ნაწილაკების რიცხვის. ამით აიხსნება, რომ ატომი ნეიტრალურია. ატომის დადებით ნაწილაკს—ატომის გული ეწოდება. როდესაც ატომი გაცემს ელექტრონს, ის იმუხტება დადებითად და დადებითი მუხტის რაოდენობა ტოლია გაცემული ელექტრონების რაოდენობის.

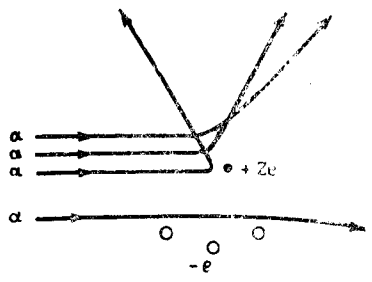
ატომის მაქიმიალური დადებითი მუხტების რაოდენობა არ შეიძლება აღემატებოდეს ატომის სავალენტო ელექტრონების რაოდენობას და ის

მეტწილად 1,2,3-ის ტოლია. წყალბადის იონის დადებითი მუხტის სიდიდე, ყველა შემთხვევაში, არ აღემატება  $+1$ , რაც იმაზე მიგვითითებს, რომ წყალბადის ატომგული შედგება მხოლოდ ერთი დადებითად დამუხტული ნაწილაკისაგან—ერთი პროტონისაგან. ჰელიუმის ატომგული—ორი დამუხტული ნაწილაკისაგან—ორი პროტონისაგან, ლითიუმის ატომგული შეიცავს დადებითად დამუხტულ სამ ნაწილაკს—სამ პროტონს და ა. შ. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ იონის მასა მცირე სიდიდით განსხვავდება ატომის მასისაგან, მათ შორის განსხვავება ტოლია გაცემული ელექტრონების მასათა ჯამის.

ატომის აღნაგობის შესწავლის საქმეში ფუნდამენტური გამოკვლევა ეკუთვნის რეზერფორდს (1911).

რეზერფორდმა შეისწავლა  $\alpha$ -ნაწილაკების გავრცელების ტრაექტორიის ცვლილება მათი მეტალის თხელ ფირფიტაში შეღწევალობისას.  $\alpha$ -ნაწილაკები შედგება ჰელიუმის დადებითი იონებისაგან  $He^{2+}$ , რომლებიც მოძრაობენ დიდი სიჩქარით. ცდების შედეგად დადგენილი იქნა, რომ  $\alpha$ -ნაწილაკების მეტალის თხელ ფირფიტაზე დაცემისას მისი დიდი რაოდენობა წინააღმდეგობის გარეშე გადის მეტალის თხელ ფირფიტაში და სწორხაზობრივად ვრცელდება; მათი შედარებით მცირე რაოდენობა იცვლის თავის მიმართულებას და ადგილი აქვს გარცვლენის გზის გარყვეული კუთხით გამრუდებას.  $\alpha$ -ნაწილაკების მხოლოდ ძალიან მცირე ნაწილი

მკვეთრად იცვლის თავის მიმართულებას და საწინააღმდეგო მიმართულებით იწყებს გავრცელებას (ნახ. 9).



ნახ. 10. რეზერფორდის ცდები.  $\alpha$ -ნაწილაკების განხვევა მეტალის ფირფიტაში გასვლისას.

დიდი რაოდენობის  $\alpha$ -ნაწილაკების სწორხაზოვანი გავრცელებიდან მცირე გადახვევა შედეგია დადებითად დამუხტული ნაწილაკების უარყოფითად დამუხტულ ელექტრონებთან ურთიერთქმედებისა. საგომწობი გამრუდება გამოწვეულია  $\alpha$ -ნაწილაკისა და მეტალის ატომგულში არსებული დადებითად და-

მუხტული ნაწილაკების—პროტონების ურთიერთგანზიდვით. ძალიან მცირე რაოდენობის  $\alpha$ -ნაწილაკების გავრცელების გზის მკვეთრი ცვლილება, საწინააღმდეგო მიმართულებით გავრცელება კი  $\alpha$ -ნაწილაკის მეტალის ატომის ატომგულთან უშუალოდ დაჯახების შედეგია. ასეთი შემთხვევების ძლიერ სიმცირე ერთხელ კიდევ მიგვახიშნებს, რომ ატომის თითქმის მთელი მასა მოთავსებულია ატომის გულში და მას ატომში ძლიერ მცირე მოცულობა უჭირავს ( $d \approx 10^{-13}$  სმ).



ა-ნაწილაკების სხვადასხვა ელემენტების ატომგულთან დაჯახებისას ა-ნაწილაკის გავრცელების გზა სხვადასხვა კუთხით იცვლება. რეზერფორდმა გაზომა ა-ნაწილაკის განზნევის კუთხეები და მისი საშუალებით გაიანგარიშა ზოგიერთი ელემენტის ატომგულის მუხტის სიდიდე. ასე მკალითად, ელემენტებისათვის Cu, Ag, Pt ნაპოვნი იყო ატომგულის მუხტის სიდიდეები, შეაატყვისად 77,4, 46,3 და 29,3, რომლებიც კარგ თანმთხვევაშია ამ ელემენტების რიგობრივ ნომერთან

ელემენტები	Pt	Ag	Cu
	Z' 77,4	46,3	28,3
რიგობრივი			
ნომერი	Z 78	47	29

ამ გზით ერთხელ კიდევ იქნა დადასტურებული ელემენტის რიგობრივი ნომრისა და ატომგულის მუხტის იგივეობა.

ელემენტის რიგობრივი ნომერი გვიჩვენებს ატომგულში ელემენტარული დადებითი მუხტების—პროტონებისა და მის ირგვლივ მიმოქცევაში მყოფი ელექტრონების რაოდენობას. მსუბუქი ელემენტებისათვის ელემენტის რიგობრივი ნომერი მასი ატომური მასის ნახევრის ტოლია, მაშინ ელემენტებისათვის—ატომური მასის ნახევარზე ნაკლებია.

**4. რეზერფორდის ატომის პლანეტარული მოდელი.** ე. რეზერფორდმა თავისი ცდების შედეგების საფუძველზე მოგვცა ატომის აღნაგობის პლანეტარული მოდელი, რომლის არსი იმაში მდგომარეობს, რომ მზის ირგვლივ მოძრაობს პლანეტების მსგავსად, ატომგულის ირგვლივ მოძრაობენ ელექტრონები. ყოველ ატომს გააჩნია ატომგული, რომელიც შედგება დადებითად დამუხტული ნაწილაკებისაგან—პროტონებისა და ნეიტრალური ნაწილაკების—ნეიტრონებისაგან. ელექტრონები ბრუნავენ ატომგულის ირგვლივ წრიულ ან ელიფსურ ორბიტებზე. შენდევმა გამოკვლევებმა აჩვენეს, რომ ელექტრონების ატომგულის ირგვლივ ბრუნვა გაცილებით უფრო რთულია, ვიდრე პლანეტების მოძრაობა მზის ირგვლივ.

რეზერფორდის ატომის პლანეტარული მოდელის თანახმად, წყალბადის ატომგულის ირგვლივ ბრუნავს ერთი ელექტრონი, ჰელიუმის ატომგულის ირგვლივ—ორი, ლითიუმის ატომგულის ირგვლივ სამი ელექტრონი, ... კალციუმის ატომგულს ირგვლივ 20 ელექტრონი და ა. შ.

ელექტრონები ატომში ატომგულის ირგვლივ შრეობრავად არიან განაწილებული—პირველ K შრეზე ორი ელექტრონია, შემდეგ L შრეზე—რვა ელექტრონი, M შრეზე—თვრამეტი და ა. შ.

ელემენტის ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებებს განაპირობებს ელექტრონულ გარსში არსებული ელექტრონები.

ელექტრონების ბრუნვა ატომგულის ირგვლივ შეგვიძლია განვიხილოთ როგორც ელექტრონების მოძრაობა წრიულ კონტურში, რითაც გაპირობებულია ატომის ელექტრული და მაგნიტური თვისებები. ელექტრონული გარსის ელექტრული ველი განსაზღვრავს ატომის ოპტიკურ თვისებებსაც.

ატომიდან იონების მიღება დაკავშირებულია ატომის ზეირ ელექტრონების დაკარგვაზე და ელექტრონების შექმნაზე. იმ შემთხვევაში, როდესაც ატომი გასცემს ელექტრონს, სიიღება დაღებიოად დამუხტული იონი, ხოლო როდესაც ატომი შეიძენს ელექტრონს, მიიღება უარყოფითად დამუხტული იონი. აქედან შეგვიძლია ვთქვათ, რომ დადებითად ან უარყოფითად დამუხტულ ატომს ან ატომთა ჯგუფს იონი ეწოდება.

ქიმიური რეაქციების დროს ადგილი აქვს ატომის გარე გარსის ელექტრონების გადაადგილებას. ქიმიურ რეაქციებში მონაწილეობს ატომის მხოლოდ ე. წ. სავალენტო ელექტრონები, გარეთა გარსების ელექტრონები. ამით აიხსნება ის, რომ თუ ვიცით ატომის აღნაგობა, მასში შრეების მიხედვით ელექტრონების განაწილება, შეგვიძლია დავასახსიოთთ ელემენტის ქიმიური თვისებები.

აღმოჩნდა, რომ ქიმიურად მსგავს ელემენტებს მსგავსი ელექტრონული აღნაგობა გააჩნია. მაგალითად, პირველი ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებს გარეთა სავალენტო შრეზე მხოლოდ ერთი ელექტრონი გააჩნია. ამით აიხსნება, რომ ქიმიური რეაქციებში ისინი ერთ ვალენტობას იჩენენ. ამასთანავე, პირველი ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებში იწყება ყოველი ახალი პერიოდი, რაც დაკავშირებულია ახალი ელექტრონული შრის წარმოქმნასთან.

პერიოდში, მარცხნიდან მარჯვნივ ელემენტიდან ელემენტზე გადასვლისას, ხდება ატომის გარეთა ელექტრონული გარსის თანდათანობით შევსება და მაქსიმუმს აღწევს კეთილშობილ გაზებში. ასე მაგალითად, მეორე პერიოდი იწყება ლითიუმით (Li), მას გარეთა გარსში ერთი ელექტრონი აქვს. მეორე ელემენტია ბერილიუმი (Be), მას გარეთა გარსში ორი ელექტრონი აქვს, მესამე ელემენტია ბორი (B), მას 3 ელექტრონი აქვს, მეოთხე ელემენტს—ნახშირბადს (C)—ოთხი. მეხუთეს—აზოტს (N)—ხუთი ელექტრონი, მეექვსეს—ჟანგბადს (O)—ექვსი, მეშვიდეს—ფტორს (F)—შვიდი და მერვე ელემენტს მეორე პერიოდისას ნეონს, კეთილშობილ გაზს (Ne) აქვს რვა ელექტრონი, რითაც ივსება მეორე ელექტრონული შრე L. ამის შემდეგ იწყება ახალი პერიოდი—მესამე პერიოდი, რომელიც იწყება ტუტე მეტალით—ნატრიუმით. ახალი პერიოდის დაწყება დაკავშირებულია ახალი ელექტრონული გარსის წარმოქმნასთან, რომელიც ელემენტიდან ელემენტზე გადასვლის პერიოდში თანდათანობით ივსება ელექტრონებით და ისევ კეთილშობილ გაზში—არგონში აღწევს მაქსიმუმს—რვას. აქედან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ ყოველი ახალი

პერიოდი იწყება ტუტე მეტალით და დაკავშირებულია ახალი ელექტრო-  
ნული გარსის წარმოქმნასთან და მთავრდება ინერტული გაზით, რომლის  
გარეთა გარსში მოთავსებულია რვა ელექტრონი.

ატომის აღნაგობის რეზერვუორდის თეორია მეტად ნაყოფიერი აღმოჩნ-  
და და მისი საშუალებით შესაძლებელი გახდა ელემენტების მრავალი ფი-  
ზიკური თა ქიმიური თვისებების ახსნა.

მიუხედავად რეზერვუორდის თეორიის დადი წარმატებისა, ის წინააღმ-  
დეგობაში აღმოჩნდა კლასიკური ფიზიკის კანონებთან. სინათლის ელე-  
ქტრომაგნიტური თეორიის თანახმად, ატომვულის ირგვლივ პერიოდული  
მოძრაობისას ელექტრონი ენერგეას უნდა ასხივებდეს, ე. ი. ელექტრონი  
მიმოქცევისას სინათლეს უნდა ასხივებდეს. რაც დაკავშირებულია ელექტ-  
რონია მიერ ენერგიის დაკარგვასთან, ენერგიის შემცირებასთან ამის შე-  
დეგად ელექტრონი თანდათან უნდა უახლოვდებოდეს ატომვულს და სა-  
ბოლოოდ მასზე უნდა დაეცეს. აქედან გამოდის, რომ ატომი უმდგრადი  
ნაწილაკი უნდა იყოს. სინამდვილეში, როგორც ამას მრავალი ცდა და  
დაკვირვება ადასტურებს, ატომი მდგრადი ნაწილაკია, რაც იმაზე მიგვა-  
ნიშნებს, რომ ატომში ელექტრონის ატომვულზე დაცემას ადგილი არა  
აქვს.

მეორე შეუსაბამოა კლასიკური ფიზიკის კანონებთან, რეზერვუორდის  
ატომის აღნაგობის თეორიისა იმაში მდგომარეობს, რომ კლასიკური ელე-  
ქტროდინამიკის თეორიიდან გამომდინარე, თუ ელექტრონი ორბიტაზე  
მიმოქცევისას თანდათან მიუახლოვდა ატომვულს, მან უწყვეტად უნდა  
გამოასხივოს ცვალებადი სიგრძის ტალღები. სინამდვილეში ატომის სპექტ-  
რი წყვეტილია და შედგება ცალკეული ხაზებისაგან

1885 წ. ბალმერმა ცდების მონაცემების გამოყენებით დაუკავშირა  
ერთმანეთს ატომური წყალბადის სპექტრული ხაზები. თუ ბალმერის  
ემპირიულ განტოლებაში ტალღის სიგრძის ნაცვლად რხევის სიხშირეს  
შევიტანთ, მივიღებთ

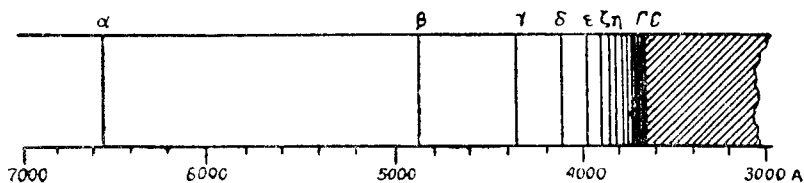
$$\nu = R \left[ \frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right], \quad (V.1)$$

სადაც  $n=2$  და  $P=3,4,5,\dots$ , ხოლო  $R$  — წარმოადგენს რიდბერგის მუდმი-  
ვას და  $R=109,679 \text{ სმ}^{-1}$ ,  $\nu$  — რხევის სიხშირეა, რომელიც ტოლია სი-  
ნათლის  $Z$  სიჩქარის, ტალღის  $\lambda$  სიგრძესთან ფარდობის

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \quad (V.2)$$

რეზერვუორდის ატომის აღნაგობის თეორიის კლასიკური ელექტროდინა-  
მიკის კანონებთან წინააღმდეგობანი დაძლია ნილს ბორმა.

5. წყალბადის ატომის სპექტრი. წყალბადის ატომები მასში ელექტროგანმუხტვის შედეგად იძლევიან ატომურ სპექტრს, რომელიც შედგება მრავალრიცხოვანი ხაზებისაგან და განლაგებული არიან ულტრაიისფერ, სილულ და ინფრაწითელ უბანში. წყალბადის სპექტრში შემჩნეულია სხვადასხვა ხაზების სხვადასხვა ჯგუფები, რომელთაც სპექტრალური სერიები ეწოდება. ასეთ სერიებს მიეკუთვნება ბალმერის სერია, რომელიც ნაჩვენებია ნახ. 11-ზე.



ნახ. 11. წყალბად ატომის სპექტრი. ბალმერის სერია.

ბალმერის სერიის პირველ ხაზს ვააჩნია ყველაზე გრძელი ტალღის სიგრძე ( $H_{\alpha}$  ხაზი), რომელიც სპექტრის წითელ უბანში მდებარეობს.  $H_{\beta}$  მოთავსებულია ლურჯ უბანში, ხოლო შემდეგი ორი ხაზი— $H_{\gamma}$  და  $H_{\delta}$  ულტრაიისფერ უბანში. რაც მეტია ხაზების დაცილება წითელი სხივების უბნიდან, მარცხნიდან მარჯვნივ, ე. ი. გრძელი ტალღის სიგრძის მქონე ხაზებიდან მოკლე ტალღის მქონე ხაზებისაკენ, მით ნაკლებია მანძილი სერიებს შორის და გარკვეული ტალღის სიგრძის შემდეგ ზღვარი სერიებს შორის თითქმის ისპობა და საზოგადო სპექტრი მთლიან სპექტრად გვევლინება.

ბალმერის სერიის პირველი ოთხი ხაზის ტალღის სიგრძეები შემდეგია:

$H_{\alpha}$	$H_{\beta}$	$H_{\gamma}$	$H_{\delta}$	$\dots$
$\lambda = 6562,8$	$4861,3$	$4370,5$	$4101,7$	$\text{Å}$

აღნიშნული ტალღის სიგრძეებს გაანგარიშება შეიძლება ბალმერის ფორმულით:

$$1/\lambda = R \left[ \frac{1}{2^2} - \frac{1}{p^2} \right] \quad p = 3, 4, 5, \dots \quad (V, 3)$$

თუ განტოლებაში  $n$ -ის მნიშვნელობა იქნება 3, მაშინ მივიღებთ ტალღის სიხშირეს  $H_{\alpha}$  სერიის ხაზებისათვის, ოთხის ჩასმით—ტალღურ რიცხვს  $H_{\beta}$  სერიის ხაზებისათვის, 5-ის ჩასმით—ტალღურ რიცხვს  $H_{\gamma}$  სერიის ხაზებისათვის, ხოლო 6-ის ჩასმით—ტალღურ რიცხვს  $H_{\delta}$  სერიის ხაზებისათვის.

რიდბერგის მუდმივა წარმოადგენს ერთ-ერთ უნივერსალურ ფიზიკურ მუდმივას. ეს აიხსნება იმით, რომ მისი განსაზღვრელი სიდიდეები მუდმივი სიდიდეებია.

წყალბადის ატომის სპექტრის შემდგომმა გამოკვლევებმა აჩვენეს, რომ წყალბადის სპექტრში, გარდა ბალმერის სერიისა, კიდევ გვაქვს სპექტრის ოთხი სერია ულტრაიისფერ უბანში; მას აღმოჩენის—ლაიმანის სერია ეწოდება, ხოლო დანარჩენებს, რომლებაც მდებარეობენ ხილულ, წითელ და ინფრაწითელ უბანში, ეწოდა მათი აღმოჩენების სახელები: პაშენის, ბრეკეტისა და პუჟენდის სერიები.

აღნიშნული სერიების მნიშვნელობები შეიძლება გამოვსახოთ ფორმულებით:

$$\text{ლაიმანის სერია } \frac{1}{\lambda} = R \left[ \frac{1}{1^2} - \frac{1}{p^2} \right] \quad p = 2, 3, 4, 5, \dots \quad (V, 4)$$

$$\text{პაშენის სერია } \frac{1}{\lambda} = R \left[ \frac{1}{3^2} - \frac{1}{p^2} \right] \quad p = 4, 5, 6, \dots \quad (V, 5)$$

$$\text{ბრეკეტის სერია } \frac{1}{\lambda} = R \left[ \frac{1}{4^2} - \frac{1}{p^2} \right] \quad p = 5, 6, 7, \dots \quad (V, 6)$$

$$\text{პუჟენდის სერია } \frac{1}{\lambda} = R \left[ \frac{1}{5^2} - \frac{1}{p^2} \right] \quad p = 6, 7, 8, \dots \quad (V, 7)$$

როგორც ამ განტოლებებიდან ჩანს, წყალბადის ატომის სპექტრის სერიები შეიძლება ბალმერის ფორმულით გამოისახოს

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[ \frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2} \right], \quad (V, 8)$$

სადაც  $\lambda$ —სინათლის ტალღის სიგრძეა,  $R$ —რიდბერგის მუდმივა,  $n$  და  $p$  მთელი რიცხვებია, სადაც  $n < p$ .

განტოლების მარჯვენა ნაწილის პირველ წევრს  $R/n^2$  მუდმივი წევრი ეწოდება და ის განსაზღვრავს სპექტრის სერიის, მეორეს— $R/p^2$ -ს ცვლადი წევრი ეწოდება და განსაზღვრავს სერიის ყოველ ხაზს. თუ განტოლებას გადავწყვეტთ  $P \rightarrow \infty$  მნიშვნელობისათვის, მიიღება სერიის ზღვრული მნიშვნელობა. ლაიმანის სერიისათვის ეს მნიშვნელობა ტოლია  $1/\lambda = R$ , ბალმერის სერიისათვის— $1/\lambda = R/4$ , პაშენის სერიისათვის— $1/\lambda = R/9$ , ზოგადად სერიის ზღვარი განისაზღვრება როგორც  $1/\lambda = R/n^2$ .

წყალბადის სპექტრის გამომსახველი განტოლება შეიძლება გამოვსახოთ დიაგრამის საშუალებით. ჰორიზონტალური ხაზები გამოსახვენ ტალღური რიცხვის  $1/\lambda$  ზღვარს შესაბამისად  $n = 1, 2, 3, \dots$  მნიშვნელობი-

სათვის. სურ. 11-ზე ვერტიკალური ხაზები გამოსახავს სპექტრალურ ხაზებს. ეს ხაზები განსაზღვრავენ აგრეთვე მიღებული სპექტრალური ხაზების ენერჯის.

დიაგრამის ფიზიკური აზრი იმაში მდგომარეობს, რომ ყოველი ჰორიზონტალური ხაზი გამოსახავს ელექტრონის ერთ შესაძლებელ ენერგეტიკულ დონეს (როგორც ეს ნაჩვენებია იქნება ქვემოთ, კვანტური თეორიის განხილვისას). ყოველი სპექტრალური ხაზი შეესაბამება ატომის ერთი ენერგეტიკული დონიდან გადასვლას მეორეზე. ატომი, რომელიც იძყოფება ნორმალურ მდგომარეობაში, ე. ი. შესაძლებელ დაბალ ენერგეტიკულ დონეზე, სხივური ენერჯის შთანთქმის შედეგად გადადის უფრო ძალად ენერგეტიკულ დონეზე—აღზნებულ მდგომარეობაში. როდესაც ატომი ასხივებს ენერჯის, სამინ იგი მაღალი ენერგეტიკული დონიდან გადადის დაბალ ენერგეტიკულ დონეზე ნორმალურ მდგომარეობაში ან კიდევ მაღალსა და დაბალ ენერგეტიკულ დონეთა შუალედურ მდგომარეობაში.

წყალბადის სპექტრის კანონზომიერება შეიძლება აიხსნას კვანტური თეორიისა და ბორის ატომის აღნაგობის თეორიით.

**6. კვანტურა თეორია.** ერთ-ერთ საინტერესო და მნიშვნელოვან პრობლემას წარმოადგენდა სხივური ენერჯის ბუნების შესწავლა. XVIII საუკუნის ფიზიკოსთა უმრავლესობა თვლიდა, რომ ხილული სინათლე შედგება სინათლის უმკირესი ნაწილაკებისაგან. რომლებიც გამოიტყორცნებიან სინათლის მოძვემ წყაროდან კუბრვის მსგავსად. ამ თეორიას კორპუსკულური თეორია ეწოდა და ის მოგვაწოდა 1675 წ. ისააკ ნიუტონმა. ამ თეორიას ჰყავდა როკორც მომხრეები, ისე მოწინააღმდეგენი. ცნობილია, რომ ჰიუგენსმა ჯერ კიდევ ნიუტონამდე წამოაყენა სინათლის ტალღური თეორია, რომელსაც მხარი დაუჭირა ჰუკმა. მათი აზრით, სინათლეს აქვს ტალღური ბუნება. მსგავსად ტალღების გავრცელებისა წყლის ზედაპირზე. მიუხედავად ამისა, XIX საუკუნემდე ბატონობდა ნიუტონის კორპუსკულური თეორია.

კორპუსკულური თეორიის წინააღმდეგ და ტალღური თეორიის სარგებლოდ 1800 წ. გამოვიდა ტომას იუნგი, რომელმაც სხივების არეკვლისა და გარდატეხის მოვლენაზე დაკვირვების საფუძველზე დაადგინა ტალღური თეორიის უპირატეობა კორპუსკულური თეორიის მიმართ. მან ტალღური თეორიის გამოყენებით ახსნა ინტერფერენციის მოვლენა.

XIX საუკუნეში სინათლის ბუნების შესწავლის მიზნით ჩაატარეს მრავალი ექსპერიმენტი, რომლებმაც საშუალება მისცა მეცნიერებს საბოლოოდ მიეღოთ სინათლის ტალღური თეორია. ამრიგად XX საუკუნის დასაწყისში, მეცნიერთა სამყაროში მტკიცედ იქნა დადგენილი სინათლის ტალღური ბუნება. თითქოსდა შეიქმნა ისეთი მდგომარეობა, რომ ყველაფერი გასაგები და ამოხსნილი იყო კლასიკური ფიზიკის კანონებით, მე-

ქანიკისა და ელექტროდინამიკის კანონებით, შესაძლებელი იყო ყველა ფიზიკური მოვლენის ახსნა და არ იყო საჭირო ახლის ძიება. მაგრამ, როგორც ცნობილია, XIX ს. დამლევს და XX ს. დასაწყისში ბუნების-მეტყველებაში იწყება ახალი ერა. განვითარების ახალი საფეხური.

1895—1898 წწ რენტგენის მიერ აღმოჩენილი იქნა X-სხივები, ბეკერელმა აღმოაჩინა რადიოაქტივობის მოვლენა, ტომსონმა — ელექტრონი. ყველა ამ მოვლენის ახსნა და აგრეთვე აბსოლუტურად წავი სხეულის გამოსხივების შესწავლის ექსპერიმენტული მასალის ტალღური თეორიით ახსნა შეუძლებელი შეიქნა და აუცილებელი გახდა ახალი თეორიის ძიება. სინათლის ტალღური თეორიით შეუძლებელია ისეთი მოვლენების ახსნა, როგორცაა სხივების შთანთქმა და თვით გამოსხივების პროცესი. ეს მოვლენები შეიძლება აიხსნას მხოლოდ იმ შემთხვევაში, თუ დავუშვებთ, რომ  $\nu$  სიხშირის სინათლის შთანთქმა და გამოსხივება ხდება წყვეტილად — კვანტის სახით, რომლის ენერგია პლანკის (1900) მიხედვით არის.  $h\nu$ .  $h$  სიდიდეს პლანკის მუდმივა ეწოდება და წარმოადგენს ერთ-ერთ ფიზიკურ უნივერსალურ მნიშვნელოვან მუდმივას

$$h = 6,63 \cdot 10^{-27} \text{ ერგ. სეკ.} = 6,63 \cdot 10^{-31} \text{ ჯოულ. სეკ.}$$

მაშასადამე, კვანტური თეორიის თანახმად, სხივური ენერგია შედგება ცალკეული ნაწილაკებისაგან, კორპუსკულებისაგან, კვანტებისაგან. ელექტრონისაგან განსხვავებით კვანტს არ გააჩნია მუდმივი მნიშვნელობა; მისი მნიშვნელობა დამოკიდებულია რხევის სიხშირეზე და მისი პროპორციული სიდიდეა.

როდესაც აღილი აქვს ენერგიის მიმოცვლას ნაწილაკსა (ატომი, მოლეკული) და ელექტრომაგნიტურ სხივოსნურ ენერგიას შორის, მაშინ კვანტური ენერგიის ცვლილება აინშტაინის თანახმად, ტოლია

$$\Delta E = h\nu \quad (V,9)$$

კვანტური თეორიით შესაძლებელი გახდა ისეთი მოვლენის ახსნა, როგორცაა ფოტოეფექტი: ფოტოელექტროეფექტი წარმოადგენს მოვლენას. როდესაც სხივური ენერგიის მოქმედებით, მეტალის (სითხის) ზედაპირიდან აღილი აქვს ელექტრონების ამოტყორცნას. ელექტრონების გაცემის შედეგად მეტალი (სითხე) იმუხტება დადებითად. აღმოჩნდა, რომ გამოტყორცნილი ელექტრონების კინეტიკური ენერგია არ არის დამოკიდებული დაცემული სხივური ენერგიის ინტენსივობაზე (იგი ცვლის მხოლოდ გამოტყორცნილი ელექტრონების რაოდენობას) და დამოკიდებულია მხოლოდ დაცემული სხივის რხევის სიხშირეზე, ე. ი. დაცემული სხივის ენერგიაზე; რაც მეტია დაცემული სხივის ენერგია, მით მეტია გამოტყორცნილი ელექტრონის კინეტიკური ენერგია.

ფოტოელექტროფექტის მოვლენის ახსნა წარმოადგენდა კვანტური თეორიის ტრიუმფს, რომელიც გახდა თანამედროვე ფიზიკისა და ქიმიის ერთ-ერთი ძირითადი თეორია. წინააღმდეგობები სინათლის ტალღურ თეორიასა და კვანტურ თეორიას შორის დაძლეული იქნა ახალი თეორიის—კვანტურ-მექანიკური თეორიის შექმნით, რომელზედაც საუბარი გვექნება ქვემოთ.

7. ატომის აღნაგობის ბორის თეორია. როგორც ზემოთ დავინახეთ, ატომის აღნაგობის ახსნისათვის მოწოდებული იყო რამდენიმე შოდელა. მათ შორის რეზერფორდის ატომის აღნაგობის პლანეტარული მოდელი, რომელსაც გააჩნდა მთელი რიგი ნაკლოვანი მხარეები.

როგორც აღნიშნული იყო, ატომი შედგება ატომგულისა და მის ირგვლივ მიმოქცევაში მყოფი ელექტრონებისაგან, სადაც ატომგული დამუხტულია დადებითად და დადებით მუხტთა რაოდენობა ტოლია რიგობრივი ნომრის  $Z$ , და მის ირგვლივ მიმოქცევაში მყოფი ელექტრონების რაოდენობაც ტოლია ატომგულში არსებული დადებითი მუხტების რიცხვის. ამრიგად, წყალბადის ატომგულში მოთავსებულია ერთი დადებითი მუხტი (ერთი პროტონი) და მის ირგვლივ მიმოქცევაში იმყოფება ერთი ელექტრონი  $e^-$ . რეზერფორდის ატომის აღნაგობის თეორიის ნაკლოვანებანი დაძლეული იქნა ნილს ბორის (1913) იერ. ბორმა წარმატებით გამოიყენა კვანტური თეორიის ძირითადი დებულებები როგორც სპექტრული ხაზების წარმოქმნის ახსნისათვის, ისე ატომის ნდგრადობის ასახსნელად.

რეზერფორდის ატომის პლანეტარული შოდელის ძირითადი ნაკლი მდგომარეობდა იმ წინააღმდეგობაში, რომელიც წარმოიქმნა ატომგულის ირგვლივ მოძრავი ელექტრონის მდგომარეობასა და ელექტროდინამიკის კლასიკურ კანონებს შორის. რეზერფორდის ატომის პლანეტარულ მოდეულში ელექტრონი მოძრაობისას ასხივებს ელექტრომაგნიტურ ტალღებს—ენერგიას, რის შედეგადაც ელექტრონი თანდათან უნდა დაუახლოვდეს ატომგულს და საბოლოოდ დაეცეს მას. ნ. ბორმა დასძლია ეს წინააღმდეგობა კვანტური ენერგეტიკული დონეების დისკრეტული კონცეფციის გამოყენებით.

ბორმა წამოაყენა სამი პოსტულატი: პირველი პოსტულატის თანახმად, ელექტრონი არ შეუძლია მოძრაობა ნებისმიერი რადიუსის მქონე ორბიტაზე, მას შეუძლია იმოდროს მხოლოდ სრულიად გარკვეულ ორბიტაზე, რომელსაც შეესატყვისება სრულიად გარკვეული ენერგია, რომელიც განისაზღვრება კვანტური თეორიით. ამ ნებადართულ ორბიტაზე მოძრაობისას ელექტრონი არ კარგავს ენერგიას, არ გამოასხივებს.

ბორის თეორიის თანახმად, ნებადართული ორბიტის რადიუსი შეიძლება განაგარიშებული იქნეს მექანიკის კანონებას გამოყენებით. ატომგულის ირგვლივ  $v$  სიჩქარით  $r$  რადიუსის წრეზე მოძრავი  $m$  მასის ელექტ-



რონზე მოქმედი  $k$  ცენტრიდანული ძალა განისაზღვრება გამოსახულებით

$$k = \frac{mv^2}{r}, \quad (V,10)$$

კულონის კანონის თანახმად, ელექტრონისა და ატომგულს შორის მოქმედი ძალა ტოლია

$$F = \frac{ec}{r^2}; \quad (V,11)$$

ცენტრიდანულ ძალასა და ელექტროსტატიკური მიზიდვის ძალას შორის წონასწორობა დამყარდება იმ შემთხვევაში, როდესაც

$$\frac{mv^2}{r} = \frac{ec}{r^2}; \quad mv^2 r = ec \quad (V,12)$$

ელექტრონს, რომელიც მოძრაობს წრიულ ორბიტაზე, გააჩნია მოძრაობის რაოდენობის მომენტი  $mvr$ ; მთელი ორბიტის მიმართ ის ტოლია  $2\pi mvr$ . ბორის პირველი პოსტულატის თანახმად ნებადართულია მხოლოდ ისეთი ორბიტები, რომლებსთვისაც ელექტრონის მოძრაობის რაოდენობა პლანკის მუდმივას  $h$ -ის ჯერადია.

$$2\pi mvr = nh; \quad mvr = n \frac{h}{2\pi} \quad (V,13)$$

$n$  კვანტური რიცხვია და მას შეიძლება ჰქონდეს 1,2,3... მნიშვნელობა. თუ (V,13) განტოლებას ავიყვანთ კვადრატში და გავყოფთ (12) განტოლებასზე, მივიღებთ

$$r_n = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m e^2}. \quad (V,14)$$

თუ ჩავსვათ  $n$ -ის მნიშვნელობას 1,2,3... ა. შ., მივიღებთ წყალბადის ატომისათვის ნებადართულ ორბიტების რადიუსის შემდეგ მნიშვნელობებს:

$$r_1 = 0,526 \cdot 10^{-8} \text{ სმ}; \quad r_2 = 2,12 \cdot 10^{-8} \text{ სმ}; \quad r_3 = 4,77 \cdot 10^{-8} \text{ სმ}$$

$$r_1 = 0,526 \overset{\circ}{\text{A}} \quad r_2 = 2,12 \overset{\circ}{\text{A}} \quad r_3 = 4,77 \overset{\circ}{\text{A}}$$

როგორც ჩანს,  $r_1 : r_2 : r_3$ , როგორც 1 : 4 : 9 ან  $1^2 : 2^2 : 3^2$ .

ძირითად მდგომარეობაში ატომის ენერგია მინიმალურია და ელექტრონები მოძრაობენ ატომგულთან ახლოს მდებარე ორბიტაზე. ამით აიხსნება ამ მდგომარეობაში ატომის მდგრადობა. როდესაც ატომი სხივურ ენერგიას შთანთქავს, ელექტრონი დაბალი კვანტური რიცხვის მქონე ორბიტიდან გადადის მაღალი კვანტური რიცხვის მქონე ორბიტაზე, ე. ი. დაბალი ენერგეტიკული დონის მქონე ორბიტიდან მაღალი ენერგეტიკული

დონის მქონე ორბიტაზე. თუ  $E_1$  და  $E_2$ -ით აღვნიშნავთ ატომის ენერჯიას, რომელთა შესაბამისი კვანტური რიცხვებია:  $n=1$  და  $n=2$ , მაშინ ენერჯია, რომელიც გამოიყოფა ელექტრონის მეორე ორბიტიდან პირველ ორბიტაზე გადასვლისას ტოლი იქნება

$$E_2 - E_1 = h\nu. \quad (V,15)$$

გამოსხივებული ენერჯიის კვანტის (ფოტონის)  $h\nu$  სიდიდე დამოკიდებულია რხევის სიხშირეზე  $\nu$ . ეს უკანასკნელი კი დამოკიდებულია კვანტური რიცხვების მნიშვნელობებზე. რაც მეტია  $n$ -სა და  $n$ -ს შორის განსხვავება, მით მეტია გამოყოფილი კვანტის ენერჯია და მით მეტია  $h\nu$  მნიშვნელობა. აღმოჩნდა, რომ რხევის სიხშირეთა შორის განსხვავება, წყალბადის ატომის მიერ გამოსხივებით მიღებულ სპექტრის ხაზებში, უშუალოდ შეესაბამება ბორის პოსტულატის დაშვებულ, ნებადართულ ორბიტების არსებობას წყალბადის ატომში. ექსპერიმენტული მონაცემების ასეთი თანმიხვევა თეორიულთან, წარმოადგენდა ბორის თეორიის ტრიუმფს.

მოვიყვანთ ამ განაგარიშების ერთ-ერთ ვარიანტს. ცნობილია, რომ ელექტრონის სრული ენერჯია ტოლია პოტენციალურ  $E_3$  და კინეტიკურ  $E_3$  ენერჯიათა ჯამის

$$E_3 = -\frac{e^2}{r}, \text{ ხოლო } E_3 = \frac{mv^2}{2}. \quad (V,16)$$

თუ (17) განტოლებაში  $r$ -ის მაგიერ შევიტანთ მის მნიშვნელობას (14), მივიღებთ

$$E_3 = -\frac{4\pi^2 m e^4}{n^2 h^2} \quad (V,17)$$

თუ მხედველობაში მივიღებთ, რომ განტოლება (12)  $v = e^2/mr$  და ჩავსვათ  $r$  ის მნიშვნელობას (14) განტოლებიდან, კინეტიკური ენერჯიის მნიშვნელობისათვის, მივიღებთ:

$$E_3 = \frac{2\pi^2 m e^4}{n^2 h^2} \quad (V,18)$$

განტოლების (16) თანახმად, როდესაც ელექტრონი მაღალი ენერჯეტიკული დონის მქონე ორბიტიდან გადადის დაბალი ენერჯეტიკული დონის მქონე ორბიტაზე, გამოსხივებული ენერჯია ტოლია ენერჯეტიკულ დონეთა სხვაობის:

$$\begin{aligned} h\nu = E_2 - E_1 &= -\frac{2\pi^2 m e^4}{n_2^2 h^2} - \left( -\frac{2\pi^2 m e^4}{n_1^2 h^2} \right) = \\ &= \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2} \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]. \end{aligned} \quad (V,19)$$

ჩვენ ვიცით, რომ  $\nu = c/\lambda$ , სადაც  $c$  სინათლის გავრცელების სიჩქარეა ვაკუუმში, ხოლო  $\nu' = 1/\lambda = \nu/c$  არის ტალღათა რიცხვი. გამოსხივებული

სინათლის ტალღათა რიცხვის საპოტენციალად ზემოთ მოყვანილი განტოლება გავყოთ  $c$ -ზე, მივიღებთ

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{2\pi^2 m c^4}{c h^3} \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \quad (V, 20)$$

თუ ფრჩხილის წინ არსებულ მამრავლს  $R$ -ით შევცვლით, მივიღებთ

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[ \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right], \text{ სადაც } R = \frac{2\pi^2 m c^4}{c h^3}.$$

ამრიგად, ჩვენ მივიღეთ ატომური წყალბადის სპექტრის ტოლობა, რომელიც ნაპოვნი იყო ექსპერიმენტული გზით რიდბერგის მიერ. მნიშვნელოვანია ის ფაქტი, რომ თეორიული გზით მიღებული  $R$ -ის მნიშვნელობა სრულიად დაემთხვა ექსპერიმენტულს.

ატომის აღნაგობის ბორის თეორიის ძირითადი არსი შეგვიძლია ჩამოვყალიბოთ შემდეგნაირად: 1) ელექტრონს ატომგულის ირგვლივ შეუძლია იმოძრაოს მხოლოდ განსაზღვრულ, „ნებადართულ“ კვანტურ ორბიტაზე. 2) კვანტურ ორბიტაზე ელექტრონის მოძრაობისას გამოსხივებას ადგილი არა აქვს და ატომგულსა და ელექტრონს შორის ელექტროსტატიკური მიზიდვის ძალა ტოლია ელექტრონის ცენტრიდანული ძალის, რის შედეგად მყარდება წონასწორობა და ატომი იმყოფება ნორმალურ მდგომარეობაში. 3) გამოსხივებას ადგილი აქვს იმ შემთხვევაში, როდესაც ელექტრონი მაღალი ენერგეტიკული დონის მქონე ორბიტიდან გადადის დაბალი ენერგეტიკული დონის მქონე ორბიტაზე. გამოსხივების შედეგად მიღებული კვანტის ენერგია დამოკიდებულია ელექტრონის ენერგეტიკულ დონეთა შორის სხვაობაზე. როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, ელექტრონები ატომში განლაგებული არიან შრეობრივად და ყოველ შრეში არსებულ ელექტრონებს ახასიათებს სრულიად გარკვეული სიდიდის ენერგია. ამის შედეგია ის, რომ ელექტრონის ერთი ორბიტიდან მეორე ორბიტაზე გადასვლისას გამოსხივების დროს მიიღება სპექტრის სხვადასხვა ხაზი სხვადასხვა ენერგიით.

ამ მსჯელობის დროს მხედველობაში მიღებული იყო, რომ ატომგულის მასა უსასრულოდ დიდია ელექტრონის მასაზე, ეს კი საშუალებას გვაძლევდა მხედველობაში არ მიგველო ატომგულის მოძრაობა და დაგვეშვა, რომ ის მოთავსებულია ატომის ცენტრში და მის ირგვლივ მოძრაობენ ელექტრონები. სინამდვილეში კი უნდა მივიღოთ, რომ ის მოძრაობს ელექტრონთან ერთად მასის საერთო ცენტრის ირგვლივ, ამას კი მიყვავართ შემდეგ გამოსახულებამდე:

$$R = \frac{2\pi^2 mc^4}{ch^3} \cdot Z \frac{1}{1 + \frac{m}{M}} \quad (V, 21)$$

თუ ამ ტოლობაში შევიტანთ  $c$ ,  $h$ ,  $m$  და  $e$  ცნობილ რიცხვით მნიშვნელობებს, მივიღებთ, რომ  $R = 109,681 \text{ სმ}^{-1}$ , რაც ბრწყინვალედ ემთხვევა  $R$ -ის ექსპერიმენტით მიღებულ მნიშვნელობას  $109,677, 58 \text{ სმ}^{-1}$ .

8. კვანტური რიცხვები. ბორის თეორია უდავოდ წარმოადგენდა დიდ მიღწევას ატომის აღნაგობის შესწავლის საქმეში. მის საფუძველზე შესაძლებელი გახდა სპექტრის წარმოქმნის ნათლად წარმოდგენა. დადგენილი იქნა, რომ ატომგულის ირგვლივ ელექტრონები განლაგებული არიან შრეობრივად. რაც უფრო შორსაა ელექტრონი ატომგულიდან, მით უფრო მეტია ენერგია, რომელიც გამოსხივდება ელექტრონის შორეული ორბიტიდან ახლომდებარე ორბიტაზე გადასვლისას. მიუხედავად ამისა, რიგ საკითხებზე შეუძლებელი გახდა ბორის თეორიაზე დაყრდნობით პასუხის გაცემა. ერთ-ერთ ასეთ საკითხს წარმოადგენდა წყალბადის მსგავსი ატომებიდან მიღებული სპექტრალური ხაზების სირთულე. კვლევის მეთოდების გაუმჯობესებამ გვიჩვენა, რომ ხაზოვანი სექტრის ხაზები შედგება მრავალი წვრილი ხაზებისაგან. ბორის თეორიით კი შესაძლებელი იყო სერიაში მხოლოდ ერთეული ხაზების არსებობა. ასეთი წვრილი ხაზების არსებობა მიგვანიშნებდა იმაზე, რომ ყოველ კვანტურ რიცხვს შეესაბამება რამდენიმე ერთმანეთთან ახლოს მყოფი ენერგეტიკული დონეები. ამან კი მოითხოვა ახალი კვანტური რიცხვების შემოტანა. ეს წინააღმდეგობა გარკვეული ხარისხით დაძლია ზომერფელდმა. მან დაუშვა, რომ ელექტრონს შეუძლია ატომგულის ირგვლივ არა მარტო წრიულ ორბიტაზე მოძრაობა, არამედ ელიფსურზედაც. ელექტრონის წრიულ ორბიტაზე მოძრაობის ერთადერთ ცვლად კოორდინატს ბრუნვის კუთხე ფ წარმოადგენს, ელიფსურ ორბიტაზე მოძრაობისას კი შეიძლება შეიცვალოს როგორც კუთხე ფ, ისე რადიუსვექტორი  $r$ , ორი თავისუფლების ხარისხი აპირობებს ორი კვანტური მდგომარეობის არსებობას. იმისათვის, რომ ორივე კვანტური მდგომარეობა გაეხადა საკვანტოდ, ზომერფელდმა განაზოგადა ბორის კვანტური პირობა  $p = nh/2\pi$  და მოგვცა შემდეგი სახით

$$\oint P_\phi dq_\phi = n_\phi h,$$

სადაც  $P_\phi$  — მომენტია შეუღლებული  $q_\phi$  მოცემულ კოორდინატთან.

ორი ცვლადისათვის შეიძლება დავწეროთ ორი ინტეგრალი:

$$\oint P_\phi d\phi = n_\phi h$$

$$\oint P_r dr = n_r h$$

რადგანაც იზოლირებული სისტემის კუთხური მომენტის სიდიდე მუდმივია, მისი ინტეგრალი გვადლევს იმავე სიდიდეს, რომელიც მიიღო ბორმა

$$P_{\phi} = n_0 \frac{h}{2\pi}$$

9. კვანტური მექანიკა. ატომის აღნაგობის თანამედროვე თეორიას წარმოადგენს თეორია, რომელიც აგვიწერს ელექტრონისა და საერთოდ მცირე მასის მქონე მიკრონაწილაკების მოძრაობას. ასეთ თეორიას კვანტური (ტალღური) მექანიკა ეწოდება. კვანტური მექანიკა ემყარება იმას, რომ სხივური ენერგიის გამოყოფა ხდება ცალკეული ულუფის—კვანტის სახით; მისი გავრცელება ტალღურია და მიკროობიექტების ქცევის აღწერა შეიძლება ალბათობის თეორიის მეთოდით.

XX საუკუნის გამოკვლევებმა აჩვენა, რომ მიკროობიექტების ქცევის აღწერისათვის არ შეიძლება გამოყენებული იქნეს კლასიკური ფიზიკის კანონები. ამ მიზნით შეიქმნა ფიზიკის ახალი ნაწილი—კვანტური მექანიკა.

კვანტური მექანიკა სწავლობს მიკროობიექტების მოძრაობას და ქცევას ატომების, მოლეკულებისა და კრისტალების მიკროველში. კვანტურმა მექანიკამ კიდევ უფრო განამტკიცა კავშირი ფიზიკასა და ქიმიას შორის.

კვანტური მექანიკის განსაკუთრებულობა, როგორც ეს ზემოთ აღვნიშნეთ, ისაა, რომ იგი ყენებს სტატისტიკურ მეთოდს. ეს საშუალებას იძლევა მოვნახოთ ამა თუ იმ ფიზიკური სიდიდის მნიშვნელობის ალბათობა. ამის საფუძველს წარმოადგენს ის, რომ მიკრონაწილაკებს ახასიათებს ორმაგი ბუნება—ტალღური და კორპუსკულური.

სხივური ენერგიის კვანტს აქვს ორმაგი—კორპუსკულური და ტალღური ბუნება. სტოლეთოვის ფოტოეფექტი და კომპტონის ეფექტი გვიმტკიცებს ხილული და რენტგენის სხივების კორპუსკულურ ბუნებას, ხოლო მათი ინტერფერენცია და დიფრაქცია კი უშუალოდ გამომდინარეობს მათი ტალღური ბუნებიდან. კვანტის ორმაგი ბუნება უშუალოდ გამომდინარეობს პლანკისა და აინშტაინის ტოლობიდან

$$\Delta E = h\nu; \quad \Delta E = \Delta mc^2$$

აქედან შეგვიძლია დავწეროთ, რომ

$$h\nu = \Delta mc^2$$

თუ ტოლობაში  $\nu$ -ს მაგიერ ჩავსვამთ მის მნიშვნელობას  $\nu = c/\lambda$ , მივიღებთ

$$hc/\lambda = mc^2$$

$$\lambda = \frac{h}{mc}, \quad (V,22)$$

სადაც  $\lambda$ —ტალღის სიგრძეა,  $h$ —პლანკის მუდმივა,  $m$ —მიკრონაწილაკის მასა,  $c$ —სინათლის გავრცელების სიჩქარე ვაკუუმში.

თუ აღვნიშნავთ  $mc = p$ , მივიღებთ  $\lambda = h/p$ , სადაც  $p$ —ფოტონის მოძრაობის რაოდენობა ან იმპულსია.

1924 წელს ფრანგმა მეცნიერმა დე-ბროილმა გამოთქვა აზრი იმის შესახებ, რომ ორმაგი ბუნება—კორპუსკულური და ტალღური—დამახასიათებელი არა მარტო სინათლის კვანტისათვის, არამედ ყველა მიკრონაწილაკისათვის და ტოლობა (V,22) გამოხატა

$$\lambda = \frac{h}{mv_i}, \quad (V,23)$$

სადაც  $v_i$  ნებისმიერი მიკრონაწილაკის სიჩქარეა. როგორც ამ განტოლებიდან ჩანს, ის აკავშირებს ერთმანეთთან მატერიის სხეულად ფორმას—მოძრაობის რაოდენობას  $mv_i$ —მატერიალური ველის დამახასიათებელ სიდიდესთან—ტალღის სიგრძესთან ( $\lambda$ ).

ელექტრონის ტალღური ბუნება მრავალჯერ იქნა ექსპერიმენტულად დადგენილი, როგორც ჩვენში (ტარტაკოვსკი), ისე უცხოეთში, ელექტრონის განხვევისა და დიფრაქციის შესწავლის მაგალითზე.

თუ (V,23) ტოლობით გავიანგარიშებთ ელექტრონისათვის ტალღის სიგრძეს, სადაც  $m_e = 9,110 \cdot 10^{-28}$  გ,  $v_e = 10^8$  სმ/სეკ,  $\lambda$ -ს მნიშვნელობა იქნება  $7,3 \cdot 10^{-8}$  სმ, დაახლოებით ატომის ზომის სიდიდისა. ამის შედეგია ის, რომ კრისტალში ელექტრონების განხვევისას ადგილი აქვს ელექტრონების დიფრაქციას.

შემდეგში მრავალი ცდებით დადგინდა ნეიტრონების, პროტონების, ჰელიუმის ატომის, წყალბადის მოლეკულისა და სხვა მიკრონაწილაკების დიფრაქცია, რის საფუძველზეც შეიქმნა მოლეკულის აღნაგობის ისეთი კვლევის მეთოდები, როგორიცაა—ელექტრონოგრაფია, ნეიტრონოგრაფია და სხვ.

დე-ბროილის კვანტური მექანიკის შექმნის იდეა საწყისი გახდა ამ თეორიის შემდგომი განვითარებისა. ის ელექტრონს განიხილავდა თავისუფალ მდგომარეობაში მოძრაობისას. სინამდვილეში კი ატომში ელექტრონი მოძრაობს ელექტროველში და განიცდის ამ ძალების გავლენას. ამ თვალაზრისით ელექტრონი ატომში მოძრაობს ცენტრალური სიმეტრიის ველში, რომლის პოტენციალური ენერგია დამოკიდებულია იმ მანძილზე, რომლითაც ის დაშორებულია ატომგულიდან.

დე-ბროილის ჰიპოთეზის საფუძველზე ავსტრიელმა მეცნიერმა შრედინგერმა (1887—1961), რომელიც ითვლება კვანტური მექანიკის ერთ-ერთ ფუძემდებლად, ატომში ელექტრონის ქცევის აღსაწერად გამოიყენა კლასიკური მექანიკის ტალღური განტოლება. რხევებისა და ტალღების სწავლებიდან ცნობილია, რომ  $\chi$  ღერძის გასწვრივ ტალღის გავრცელება აღიწერება დიფერენციალური განტოლებით:

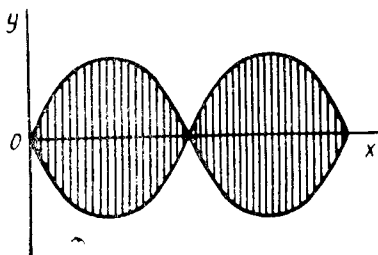
$$\frac{\partial^2 A}{\partial x^2} = \frac{1}{c^2} \frac{\partial^2 A}{\partial t^2}, \quad (V, 24)$$

სადაც  $A$ —ტალღის ამპლიტუდაა,  $c$ —ტალღის გადაადგილების სიჩქარე,  $t$ —ტალღის გადაადგილების დრო.

შრედინგერით ატომური სისტემა ჩაკეტილია, ამიტომაც მასში ელექტრონის მოძრაობა მდგარ ტალღას მოგვაგონებს (ნახ. 12).

მდგარი ტალღის გამომსახველი განტოლება გაცილებით მარტივია, ვიდრე (V, 24), რადგანაც

იგი არ შეიცვას სიჩქარეს და დროს; მხოლოდ აქ მხედველობაში უნდა მივიღოთ, რომ ატომური სისტემა, განსხვავებით მდგარი ტალღისაგან, სამგანზომილებიანია. ამის გამო მდგარი ტალღის განტოლებაში შრედინგერს შეაქვს სამივე  $x$ ,  $y$ ,  $z$  არგუმენტი და განტოლება ლებულობს ასეთ სახეს:



ნახ. 12. მდგარი ტალღა.

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{4\pi^2}{\lambda^2} \psi = 0, \quad (V, 25)$$

სადაც  $\psi$ —სამგანზომილებიანი  $A$ -ს ანალოგია. მას ტალღურ ფუნქციას უწოდებენ. თუ (V, 25)  $\lambda$ -ს მნიშვნელობას შევითანთ დე-ბროილის (V, 23) განტოლებაში, მივიღებთ:

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{m_0^2 v^2}{h^2} \psi = 0. \quad (V, 26),$$

როგორც ცნობილია, სისტემის სრული ენერგია  $E$  ტოლია პოტენციალური  $U$  და კინეტიკური  $\left(\frac{m_0 v^2}{2}\right)$  ენერგიების ჯამის, ე. ი.

$$E = U + \frac{m_0 v^2}{2},$$

საიდანაც  $v^2 = 2(E - U)m_0$ .

თუ  $v^2$ -ის ამ მნიშვნელობას შევიტანთ (V,26)-ში, მივიღებთ:

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{2m_0}{\hbar} (E - U) \psi = 0. \quad (V,27)$$

თუ შევიტანთ ლაპლასის ოპერატორს  $\nabla^2$ -ში (ნაბლა კვადრატში), შეგვიძლია დავწეროთ:

$$\nabla^2 \psi + \frac{2m_0}{\hbar} (E - U) \psi = 0, \quad (V,28)$$

სადაც

$$\nabla^2 = \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2}.$$

(V.25) და (V,28) გამოსახულება წარმოადგენს შრედინგერის ტალღურ განტოლებას სტაციონარული მდგომარეობისათვის, როდესაც სისტემის ენერჯია დამოკიდებული არ არის დროზე. უმრავლეს შემთხვევაში საქმე გვაქვს სტაციონარული მდგომარეობის მონახვასთან. შრედინგერის განტოლების სამართლიანობა მტკიცდება იმით, რომ ჩიი ამოხსნა გვაცდევს ენერჯიის  $E$  მნიშვნელობას, რომელიც ზუსტად შეესაბამება ატომური სპექტრის მნიშვნელობიდან მიღებულ სიდიდეს.

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ,  $\psi$  ს, შრედინგერის განტოლებაში, ტალღური ფუნქცია ეწოდება. ფიზიკური აზრი აქვს  $\psi^2 dv$ , რომელიც გამოხატავს ელექტრონის არსებობის ალბათობას  $dv(dx dy dz)$  მოცულობაში. როგორც აქედან ჩანს, კვანტური მექანიკა შესაძლებლობას იძლევა დადგინო იქნეს ელექტრონის არსებობის ალბათობა ატომის სისტემაში. ამიტომ ისეთ ცნებებს, როგორცაა ელექტრონის მოძრაობის ტრაექტორია, ორბიტა—კვანტურ მექანიკაში, აზრი არა აქვს.

$\psi^2$ -ს ფიზიკური აზრიდან გამომდინარე, ის უნდა აკმაყოფილებდეს რიგ პირობებს, რომლებსაც სტანდარტული პირობები ეწოდება. ამ პირობების მიხედვით: 1) ის უნდა იყოს უწყვეტი იმის გამო, რომ სისტემის კვანტური მდგომარეობა უწყვეტად იცვლება, 2) უნდა იყოს სასრულო, ე. ი. არ უნდა გადადიოდეს უსასრულობაში, 3) უნდა იყოს ცალსახა იმდენად, რამდენადაც  $\psi$  წარმოადგენს ალბათობის ამპლიტუდას, ამიტომაც მას ყოველი წერტილისათვის ატომში მხოლოდ ერთი მნიშვნელობა აქვს. 4) უნდა ვახდეს ნული უსასრულობისას. თავისთავად ცხადია, რომ ის ნულის ტოლი უნდა ვახდეს, როდესაც ელე-



ქტრონი უსასრულოდ დიდი მანძილით დაცილებული იქნება ატომგულ-  
ლიდან.

ტალღური ფუნქციის  $\psi$  სტატისტიკური ხასიათიდან გამომდინარეობს  
კითხვა—აქვს თუ არა ტალღური ბუნება ცალკეულ მიკრონაწილაკს,  
თუ ის წარმოადგენს მათი დიდი რიცხვისათვის დამახასიათებელ თვისე-  
ბას. ცდებით, რომელიც ჩატარებული იყო დეფრაქციის შესწავლის მიზ-  
ნით, ელექტრონთა კონის მიმართ, მცირე ინტენსივობის პირობებში გვი-  
ჩვენა, რომ ტალღური ბუნებითა ხასიათდება ყოველი მიკრონაწილაკი.

მიკრონაწილაკის ტალღური ბუნებიდან გამომდინარეობს მეტად მნი-  
შვნელოვანი დასკვნა, რომ მიკრონაწილაკს ერთდროულად არ გააჩნია  
ზუსტი კოორდინატი და იმპულსი. რაც უფრო ზუსტად იქნება დადგენილი  
ელექტრონის კოორდინატები, მით უფრო არაზუსტი იქნება მისი იმპულ-  
სის მნიშვნელობა და პირიქით. უზუსტობა, რომლითაც შეიძლება გაიზო-  
მოს ეს სიდიდეები, აკმაყოფილებს შემდეგ თანაფარდობას:

$$\Delta x \Delta p_x \geq h, \quad (V, 29)$$

ან

$$\Delta x \Delta v_x = \frac{h}{m}, \quad (V, 30)$$

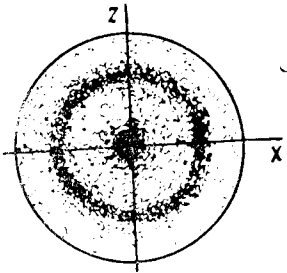
სადაც  $\Delta x$ —ნაწილაკის კოორდინატის უზუსტობის მნიშვნელობაა,  $\Delta v_x$   
და  $\Delta p_x$ —სიჩქარისა და იმპულსის უზუსტობა  $x$  კოორდინატის მიმართუ-  
ლებით. ანალოგიური თანაფარდობა შეიძლება დაწეროთ  $y$ -სა და  $z$  კო-  
ორდინატების მიმართ.

(V, 29) და (V, 30) გამოსახულებას ჰაიზენბერგის განუზღვრელობის  
პრინციები ეწოდება. იგი კვანტური მექანიკის ერთ-ერთი საფუძველია.  
განუზღვრელობის პრინციპი ზღუდავს მიკროობიექტების ფიზიკაში კლასი-  
კური ფიზიკის წარმოდგენების გადატანას და გვიჩვენებს მიკროობიექ-  
ტების სპეციფიკას.

$\psi$  ტალღური ფუნქციის ფიზიკური არსის უკეთ გაგების მიზნით, გან-  
ვიხილოთ ასეთი მაგალითი: დაფუშვით, რომ გვაქვს დიდი რაოდენობის  
წყალბად-ატომები. თავისთავად ცხადია, რომ დროის გარკვეულ მომენტ-  
ში, ელექტრონი სხვადასხვა ატომში სხვადასხვა მანძილით იქნება დაცი-  
ლებული ატომის გულიდან. თუ ჩვენ სხვადასხვა ატომში ელექტრონის  
ადგილმდებარეობას წერტილით აღვნიშნავთ და ნახაზზე გადავიტანთ,  
მივიღებთ სურათს, რომელიც მე-13 ნახაზზეა მოცემული.

შეიძლებოდა აგველო წყალბადის მხოლოდ ერთი ატომი და სხვადასხვა  
დროის მონაკვეთში დაგვედგინა ელექტრონის მდებარეობა ატომგულის  
მიმართ და როგორც პირველ შემთხვევაში, ელექტრონის ადგილმდებარე-  
ობა აღვგვნიშნა წერტილით.

ამრიგად,  $\psi^2 dx$  გვიჩვენებს დროის მოცემულ მომენტში ელექტრონის ყოფნის ალბათობას ატომგულის გარშემო არსებულ  $dx(dx dy dz)$  მოცულობაში და არაფერს გვეუბნება ელექტრონის ტრაექტორიის, მისი კოორდი-

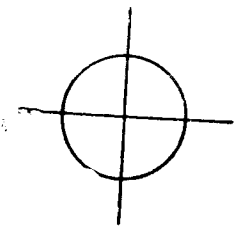


ნახ. 13. წყალბადის ატომის ელექტრონული ღრუბელი.

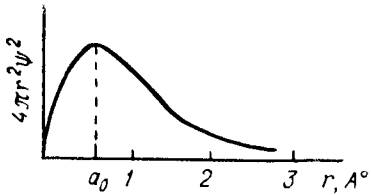
ნატების და სიჩქარის შესახებ დროის ამა თუ იმ მომენტში—ამ წარმოდგენებს კვანტურ მექანიკაში არა აქვს აზრი, მაგრამ აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ კვანტურ მექანიკაში თავის შინაარსს ინარჩუნებს ისეთი ცნებები, როგორიცაა: მასა, ენერგია, ნაწილაკის იმპულსის მომენტი, თავისთავად ცხადია, რომ რაც უფრო მეტია ატომგულის მიერ ელექტრონის მიზიდვის ძალა, მით

ნაკლებია ელექტრონული ღრუბლის მოცულობა და მეტია ელექტრონული ველის სიმკვრივე ატომგულის ირგვლივ. ელექტრონულ ღრუბელს ხშირად გამოსახავენ შემოზღუდული ზედაპირით. ატომგულის ირგვლივ სივრცეს, სადაც ელექტრონის ყოფნის ალბათობა მეტია, ორბიტალი ეწოდება.

ატომგულის ირგვლივ ელექტრონული სიმკვრივის გამოსახვისათვის გამოიყენება აგრეთვე ალბათობის რადიალური გამოსახვის მეთოდი. შემოზღუდული ზედაპირისა და სიმკვრივის ალბათობის განაწილების სქემა მოცემულია ნახ. 14, 15-ზე.



ნახ. 14. შემოზღუდული ზედაპირი.



ნახ. 15. ატომში ელექტრონის მყოფობის ალბათობის რადიალური განაწილება.

**10. შრედინგერის განტოლება. წყალბადის ატომი.** როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, შრედინგერის განტოლება აკავშირებს ერთმანეთთან  $\psi$  ტალღურ ფუნქციას, ელექტრონის პოტენციალურ  $U$  და სრულ  $E$  ენერგიას:

$$\nabla^2 \psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - U) \psi = 0, \quad (V, 31)$$

სადაც  $\nabla^2 \psi = \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2}$  ტალღური ფუნქციის  $\psi$  მეორე წარმოებულთა ჯამია კოორდინატებში  $x, y, z, m$  — ელექტრონის მასა,  $h$  — პლანკის მუდმივა.

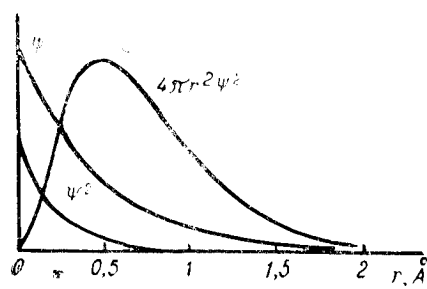
ტალღური განტოლების ამოხსნა შესაძლებელია მხოლოდ ელექტრონის ენერჯიის სრულიად გარკვეული — დისკრეტული მნიშვნელობისათვის. ტალღური განტოლების ამოხსნის თითოეული მნიშვნელობა  $\psi_1, \psi_2, \psi_3, \dots, \psi_n$  შეესაბამება ელექტრონის ენერჯიის  $E_1, E_2, E_3, \dots, E_n$  მნიშვნელობას. აქედან ნათლად ჩანს, რომ მიკროსისტემის ენერჯიის კვანტური ხასიათი უშუალოდ გამომდინარეობს ტალღური განტოლების ამოხსნიდან.

ტალღურ ფუნქციას, რომელიც შრედიინგერის განტოლების ამოხსნას წარმოადგენს, ორბიტალი ეწოდება. ტალღური ფუნქციის  $\psi$  და  $\psi^2$  და აგრეთვე  $4\pi r^2 \psi^2$  თანაფარდობა წყალბადის ატომში უმცირესი ენერჯიის მქონე ელექტრონისათვის ნაჩვენებია ნახ. 16-ზე. გასაგებია, რომ სხვა ენერჯიების მქონე ელექტრონებისათვის მრუდებს სხვა სახე ექნება.

**11. ატომური ორბიტალები.** ელექტრონის მდგომარეობა ატომში შეიძლება ცალსახად დავახასიათოდ მთელი რიცხვების წყებით, რომლებსაც კვანტური რიცხვები ეწოდება. მათ აღნიშნავენ  $n$  — მთავარი კვანტური რიცხვი,  $l$  — ორბიტალური კვანტური რიცხვი,  $m$  — მაგნიტური კვანტური რიცხვი.

კვანტური რიცხვების მნიშვნელობები უშუალოდ შედიან ტალღურ განტოლებაში, როგორც მთელ რიცხვთა პარამეტრები, რომლებიც განსაზღვრავენ განტოლების მისაღებ ამოხსნას.

**12. მთავარი კვანტური რიცხვი. ენერგეტიკული დონეები.** როგორც ბორის თეორიიდან გამომდინარეობდა, ელექტრონი გამოსხივებისას გადადის პალალი ენერგეტიკული დონიდან დაბალი ენერგეტიკული დონის მქონე ორბიტაზე. ასე მაგალითად, ტალღური ფუნქციები, რომლებიც მიიღება წყალბადის ატომის ტალღური განტოლების ამოხსნისას, შეესაბამება მხოლოდ ისეთ ენერჯიას, რომელიც განისაზღვრება ტოლობით:



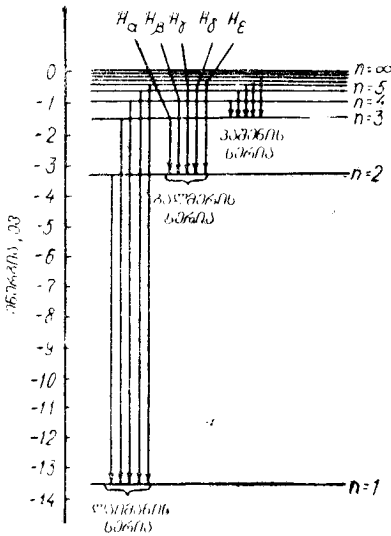
ნახ. 16. ტალღური ფუნქცია და ალბათობის სიმკვრივე წყალბადის ატომის უმცირესი ენერჯიის მქონე ელექტრონისათვის.

$$E = -\frac{2\pi^2 m e^4}{n^2 h^2}, \quad \text{ანუ } E = -13,6 \frac{1}{n^2} \text{ ევ,}$$

სადაც  $m$ —ელექტრონის მასა,  $e$ —მისი მუხტი.  $h$ —პლანკის მუდმივა,  $n$ —ნებისმიერი მთელი რიცხვი 1-დან  $\infty$ -მდე:

$$n = 1, 2, 3, 4 \dots \infty$$

ელექტრონის ერთი ენერგეტიკული დონიდან მეორეზე გადასვლა დაკავშირებულია ენერგიის ნახტომისებურ ცვლილებასთან. გრაფიკულად ენერგიების კვანტური მდგომარეობა და ელექტრონების კვანტური გადასვლები შეიძლება გამოვსახოთ ენერგიების დონეთა სქემით (ნახ. 17). სქემაზე



ნახ. 17. ენერგიების დონეთა სქემა და წყალბადის ატომის ელექტრონის კვანტური გადასვლები.

მათ შორის მანძილი და მცირდება მიზიდვის ენერგია და მათ შორის უსასრულოდ მანძილის გადიდებისას შეიძლება მოწყდეს ატომს ( $E_{\infty}$ ).

აღსანიშნავია, რომ ნორმალურ (ძირითად) მდგომარეობაში ატომს შეუძლია იმყოფებოდეს უსასრულოდ, განუსაზღვრელი დროის განმავლობაში, ალგზნებულ მდგომარეობაში კი ძლიერ მცირე დროის მონაკვეთში  $10^{-8}$ — $10^{-10}$  სეკ.

ატომის ნორმალური მდგომარეობიდან ალგზნებულ მდგომარეობაში გადაყვანა შეიძლება გახურებით, ელექტროგანმუხტვით, სხი-

ვების შთანთქმით და ა. შ. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ ყველა შემთხვევაში ატომი შთანთქმავს ენერგიის სრულიად გარკვეულ ულუფას—კვანტს, რომელიც შეესაბამება ელექტრონის ენერგეტიკულ დონეთა სხვაობას. მაგალითად, წყალბადის ატომში ელექტრონის  $E_2$  ენერგეტიკული დონიდან  $E_3$  დონეზე გადასვლას შეესაბამება 1,89 ევ ენერგიის შთანთქმა. წყალბადის ატომში ელექტრონის  $E_3$  ენერგეტიკულ დონიდან  $E_2$  დონეზე გადასვლისას ზუსტად გამოიყოფა 1,89 ევ ენერგია, ე. ი. ენერგიის ის რაოდენობა, რომელიც შთანთქმა ელექტრონის  $E_2$  დონიდან  $E_3$  დონეზე გადასვლისას. ელექტრონის კვანტური გადასვლა ერთი ენერგეტიკული დონიდან მეორეზე დაკავშირებულია ენერგიის ნახტომისებურ ცვლილებასთან, ელექტრონული დრუბლის სიმკვრივის ცვლილებასთან. ელექტრონის ატომგულთან მიზიდვის ენერგიის შემცირებას შეესაბამება ელექტრონული დრუბლის მოცულობის გადიდება და პირიქით,—როდესაც ელექტრონისა და ატომგულს შორის მიზიდვის ენერგია იზრდება, ელექტრონული დრუბლის მოცულობა მცირდება.

13. **იონიზაციის ფორმა.** როგორც ვიცით, წყალბადის ატომის აღნაგობა სხვა ელემენტების ატომებთან შედარებით მარტივია, ატომგულის ირგვლივ მიმოქცევაშია მხოლოდ ერთი ელექტრონი. ამ შემთხვევაში შრედინგერის განტოლებაში შემავალი პოტენციალური ენერგია  $U$  იღებს საყხს:

$$U = -e^2/r.$$

ჩვენ აქ განვიხილავთ მხოლოდ შრედინგერის განტოლების ამოხსნის ძირითად განსაკუთრებულობას და მიღებული შედეგების ფიზიკურ არსს.

მსგავს ამოცანებში ელექტრონის მოძრაობა მოხერხებულია განვიხილოთ კოორდინატთა პოლარულ სისტემაში, რომლის ცენტრი ემთხვევა ატომის გულს. თუ სწორკუთხოვან დეკარტის კოორდინატთა სისტემაში ნაწილაკის მდებარეობა (მდგომარეობა) მოცემულია  $x$ ,  $y$  და  $z$  კოორდინატით, პოლარულ სისტემაში ნაწილაკის მდგომარეობა განისაზღვრება რადიუს-ვექტორით (მანძილი ცენტრიდან) (ნახ. 18),  $\theta$  განედის კუთხით და  $\varphi$  გრძედის კუთხით. ნახ. 18-დან ჩანს, რომ სწორკუთხოვან კოორდინატები პოლარულთან დაკავშირებულია შემდეგი თანფარდობით:

$$x = r \sin \theta \cos \varphi; \quad Y = r \sin \theta \sin \varphi; \quad Z = r \cos \theta \quad (V,32)$$

$\psi$ —ტალღური ფუნქცია შეგვიძლია წარმოვიდგინოთ, როგორც სამი ფუნქციის ნამრავლი

$$\psi = (r, \theta, \varphi) = R(r)\Theta(\theta)\Phi(\varphi), \quad (V,33)$$

გამოსახულებას  $R(r)$ —ტალღური ფუნქციის რადიალური ნაწილი ეწოდება, სადაც ნამრავლი  $\Theta(\theta)\Phi(\varphi)$  მისი კუთხური ნაწილია.

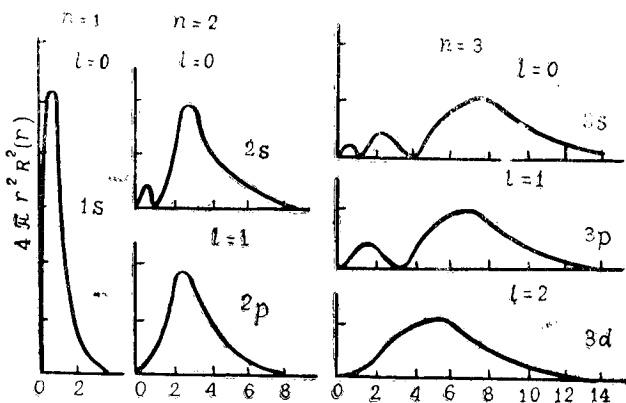
სამი თავისუფლების ხარისხის არსებობას მიეყვართ იქამდე, რომ გადაწყვეტისას აღმოჩნდება სამი სიდიდე, რომლებსაც შეუძლიათ მიიღონ მხოლოდ მთელი რიცხვების მნიშვნელობა—სამი კვანტური რიცხვი, მათ აღნიშნავენ ასობით  $n, l, m$ . ეს სიდიდეები უკლიან ტალღური ფუნქციის როგორც რადიალურ, ისე კუთხურ შემადგენელ გამოსახულებაში; შრედინგერის განტოლების ამოხსნა, წყალბადის ატომისათვის ზოგადად შეგვიძლია დავწეროთ შემდეგი სახით:

$$R(r) = f_1(n, l), \quad \Theta(\theta) = f_2(l, m); \quad \Phi(\varphi) = f_3(m), \quad (V, 34)$$

სადაც  $n, l, m$ —კვანტურმა რიცხვებმა შეიძლება მიიღონ შემდეგი მნიშვნელობა:

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots; \quad l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1); \quad m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, \dots, \pm l$$

აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ  $n, l, m$  კვანტური რიცხვები ელექტრონის მოძრაობას ახასიათებენ არა მარტო წყალბადის, არამედ ყველა ელემენტის ატომში. როგორც (V.34) ჩანს,  $n, l$  კვანტური რიცხვები შედიან  $R$  ფუნქციის განსაზღვრულ გამოსახულებაში, ამიტომაც ისინი განსაზღვრავენ ელექტრონის ატომში რადიალური განაწილების ალბათობას. წყალბადის ატომისათვის ამ ფუნქციის განაწილების გრაფიკი მოცემულია ნახ. 18-ზე, სადაც ორდინატთა ღერძზე გადაზომილია  $[R^2(r)4\pi r^2]$ .



ნახ. 18. წყალბადის ატომის სხვადასხვა მდგომარეობისათვის ელექტრონის მყოფობის ალბათობის რადიალური განაწილება.

ნახ. 18-დან გამომდინარეობს, რომ განსხვავებით ბორ-ზომერფელდის ატომის აღნაგობის თეორიიდან, რომლის თანახმად ელექტრონი ატომში ატომგულის ირგვლივ მოძრაობს სრულიად გარკვეულ კვანტურ ორბიტაზე, კვანტური მექანიკის თანახმად ელექტრონის ატომში შეუძლია იმყოფე-

ბოდეს ნებისმიერ წერტილში. მაგრამ აქვე უნდა შევნიშნოთ, რომ მისი მონვედრის ალბათობა ატომგულის ირგვლივ სივრცის სხვადასხვა ადგილას სხვადასხვაა. ჩვენ რომ შეგვქვდებოდა ელექტრონის ადგილმყოფობაზე დაკვირვება ატომში, დაენახავდით, რომ ის ხშირად იმყოფება ერთ ადგილას და იშვიათად სხვა ადგილას. ამიტომაც თანამედროვე შეხედულებით. უფრო შესატყვისი იქნება ვიხმაროთ გამოთქმა ელექტრონული დრუბელი, რომლის სიმკვრივე სხვადასხვა წერტილში განისაზღვრება  $\psi^2$ -ის სიდიდით. ამით აიხსნება, რომ თანამედროვე მეცნიერულ ლიტერატურაში იხმარება ტერმინი „ორბიტალი“ ტერმინ „ორბიტას“ მაგიერ. ტერმინ „ორბიტალი“ იგულისხმება ელექტრონის მდებარეობის ერთობლიობა ატომში.

ატომში ელექტრონის მდგომარეობის დახასიათებისას კვანტური რიცხვი  $n$  აღინიშნება არაბული ციფრებით, ხოლო  $l$  ნუსხური ასოებით

$l \quad 0 \quad 1 \quad 2 \quad 3 \quad 4 \quad 5 \dots$

აღნიშვნა  $s \quad p \quad d \quad f \quad g \quad h \dots$

პირველი ოთხი ასო შეესატყვისება სპექტრული სერების აღნიშვნებს, ხოლო ორი უკანასკნელი  $g$  და  $h$  ალფაბეტის მიმდევრობით არის აღებული.

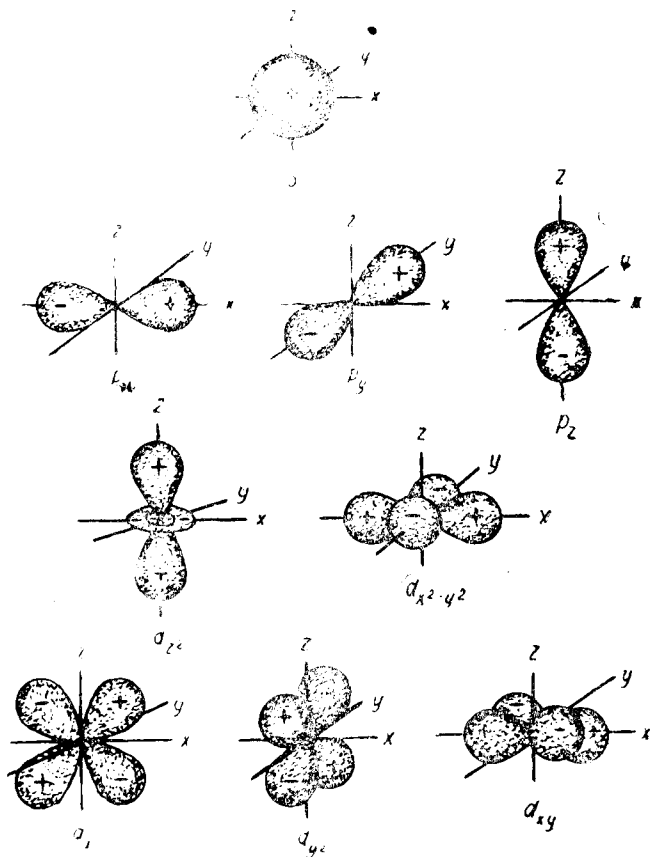
ამრიგად, აღნიშვნა 1 ნიშნავს, რომ  $n=1$  და  $l=0$ . აღნიშვნა 2 ნიშნავს, რომ  $n=2$  და  $l=1$  და ა. შ. ელექტრონების რიცხვი ატომში ამა თუ იმ კვანტური რიცხვის მნიშვნელობით, აღინიშნება რიცხვით ინდექსის ზემოთ. მაგალიცად,  $1s^2$  ნიშნავს, რომ  $1s$  ენერგეტიკულ დონეზე ორი ელექტრონია,  $2p^2$ ,  $2p^3$ ,  $2p^5$  ნიშნავს, რომ ენერგეტიკულ  $p$  დონეზე იმყოფება 2, 3 და 5 ელექტრონი შესატყვისად ( $2p^2$ ,  $2p^3$  იკითხება ორი პე ორი; ორი, პე სამი და ა. შ.).

ცხრ. 6-ში მოტანილია წყალბადის ატომში ელექტრონის ზოგიერთი მდგომარეობის ტალღური ფუნქციის გამოსახულება. ისინი მოცემულია ატომურ ერთეულებში. ცხრილში ცალ-ცალკეა მოცემული ცხად ფორმებში რადიალური და კუთხური ფუნქციების გამოსახულება. ამიტომაც სრული ტალღური ფუნქცია მიიღება როგორც რადიალურისა და კუთხური ფუნქციების ნამრავლი. ანალოგიური ტალღური ფუნქციებით ხასიათდება ყველა ის ატომი, რომელიც შეიცავს მხოლოდ ერთ ელექტრონს ( $He^+$ ,  $Li^+$  და ა. შ.).

წყალბადის ატომის ელექტრონის ორბიტალური ფუნქციებიდან სხვა ელემენტის ელექტრონის ორბიტალური ფუნქციის გამოსახულებაზე გადასვლისათვის საჭიროა მოტანილი ტალღური ფუნქციები გავამრავლოთ  $Z^{3/2}$ -ზე და ჩავსვათ  $r$ -ის მაგიერ.

ნახ. 19-ზე ნაჩვენებია ატომური ორბიტალების ელექტრონული ღრუბლის ფორმები.

**S-ორბიტალი.** ატომში ყოველი ელექტრონული შრისათვის დამახასიათებელია ერთი  $s$  ორბიტალი. ნახ. 19-დან შეგვიძლია გავაკეთოთ დასკვნა, რომ მათ გააჩნიათ სფერული სიმეტრია და აქვთ ტალღური ფუნქცია



ნახ. 19. ატომის სხვადასხვა ორბიტალების ელექტრონული ღრუბლის ფორმები.

რომელთა სიდიდე არ არის დამოკიდებული  $\theta$  და  $\varphi$  კუთხის მნიშვნელობებზე.

ორბიტალების გრაფიკული გამოსახვიდან შეიძლება გავაკეთოთ შემდეგი მნიშვნელოვანი დასკვნა;



ა) კვანძების რიცხვი. საკვანძო ზედაპირი ეწოდება ზედაპირს, რომელზედაც  $\psi$  და აგრეთვე  $\psi^2$  წულის ტოლი ხდება.  $N$  ორბიტალების რადიალური საკვანძო ზედაპირები სფერულია და მათი რიცხვი ყოველთვის ტოლია  $(n-1)$ -ის.

ბ) რაც უფრო მეტია  $n$ -ის მნიშვნელობა, მით უფრო შორ მანძილზეა ატომგულიდან ელექტრონული ღრუბელი და რადიალურ ფუნქციას მაქსიმალური სიმკვრივე უკანასკნელ საკვანძო ზედაპირზე აქვს.

მე-19 ნახაზზე ნაჩვენებია აგრეთვე ტალღური ფუნქციის ( $\psi$ ) ნიშანი.

**p ორბიტალი.**  $n=2$ -დან დაწყებული ყველა ელემენტის ატომის ელექტრონულ შრეს გააჩნია სამი  $p$  ორბიტალი. ნახ. 19-დან ჩანს, რომ ისინი დამოკიდებული არიან  $l$  და  $m$  კუთხის მნიშვნელობაზე და არა აქვთ სფერული სიმეტრია. ყოველ სისტემაში სამი  $p$  ორბიტალი ნაწილდება  $p_x$ ,  $p_y$  და  $p_z$  ორბიტალებად. განვიხილოთ ერთ-ერთი, მაგალითად  $p_z$  ორბიტალი. ის სიმეტრიულია  $Z$  ღერძის მიმართ, არ გააჩნია რადიალური კვანძური ზედაპირი და გამოისახება ისე, როგორც სურათზეა ნაჩვენები. ჰანტელის ნიშნები სხვადასხვა მხარეს სხვადასხვაა. იგივე შეგვიძლია ვთქვათ  $p_x$  და  $p_y$  ორბიტალებზე; მათაც ახასიათებთ იგივე რადიალური ფუნქცია როგორც  $p_z$  ორბიტალს. ყოველი  $p$  ორბიტალისათვის მართებულია დებულება იმის შესახებ, რომ მოცემული რადიუსისათვის ნიშანი ორი ფოთლისათვის სხვადასხვაა.

**d ორბიტალი.** დაწყებული  $n=3$ -დან ყველა ელემენტის ატომის ელექტრონული შრე შეიცავს სულ  $d$  ორბიტალს. მოცემული რიგის ყველა  $p$  ორბიტალს აქვს ერთნაირი რადიალური და სხვადასხვა კუთხური განაწილება.  $d$  ორბიტალების სივრცითი სურათი მოცემულია ნახ. 19-ზე.

$d$  ორბიტალებს აქვთ შემდეგი ძირითადი თვისებები:

1.  $d_z$  ორბიტალი შესატყვისად  $z$  ღერძის სიმეტრიულია.
2.  $dx_y$ ,  $dy_z$  და  $dx_z$ , ორბიტალები მსგავსია, ოღონდ განლაგებულია შესაბამისად  $xy$ ,  $yz$  და  $xz$  სიბრტყეში.
3.  $dx^2 - y^2$  მსგავსია  $dx_y$  ორბიტალის, იმ განსხვავებით, რომ მობრუნებულია  $z$  ღერძის მიმართ  $45^\circ$ -ით ისე, რომ მისი ფურცლები განლაგებულია  $x$  და  $y$  ღერძების გასწვრივ.  $s$ ,  $p$  და  $d$  ორბიტალების მოკლე დახასიათების შემდეგ უნდა აღვნიშნოთ მათი ერთი მნიშვნელოვანი თვისება. ამ თვისებას ორთოგონალობა ეწოდება, რაც ნიშნავს, რომ ნებისმიერ ორ ორბიტალს შორის სრული გადაფარვა წულის ტოლია. ეს კარგად ჩანს ნახ. 20-ზე. თუ დავხაზავთ  $1s$  და  $2p_z$  ორბიტალებს კოორდინატთა ერთ სისტემაში (ნახ. 20), მაშინ გასაგები ხდება, რომ  $p$  ორბიტალის ორივე ნაწილი გადაფარავს  $s$  ორბიტალს და ისინი ერთნაირი

## წყალბადმსგავსი ატომის ორბიტალები

ქვანტური რიცხვები $n \quad l \quad m$	საერთო აღნიშვნა	რადიალური ტალღური ფუნქცია*	კუთხური ტალღური ფუნქცია	საერთო მიღებული აღნიშვნა
1 0 0	1S	$2(Z/a_0)^{3/2} e^{-\rho}$	$(2/\sqrt{\pi})^{-1}$	1s
2 0 0	2S	$2^{-3/2} (Z/a_0)^{3/2} (2-\rho)e^{-\rho/2}$	$(2/\sqrt{\pi})^{-1}$	2s
2 1 0	2P	$2^{-1} \cdot 6^{-1/2} (Z/a_0)^{3/2} \rho e^{-\rho/2}$	$2^{-1} \cdot 3^{1/2} \pi^{-1/2} \cos\theta$	2p <sub>z</sub>
2 1 1		" "	$2^{-1} \cdot 3^{1/2} \pi^{-1/2} \sin\theta \cos\varphi$	2p <sub>x</sub>
2 1 -1		" "	$2^{-1} \cdot 3^{1/2} \pi^{-1/2} \sin\theta \sin\varphi$	2p <sub>y</sub>
3 0 0	3S	$2 \cdot 81^{-1/2} \cdot 3^{-1/2} (Z/a_0)^{3/2} (27-18\rho + 2\rho^2)e^{-\rho/3}$	$(2\sqrt{\pi})^{-1}$	3s
3 1 0	3P	$4 \cdot 81^{-1/2} \cdot 3^{1/2} (Z/a_0)^{3/2} (6\rho - \rho^2)e^{-\rho/3}$	$2^{-1} \cdot 3^{1/2} \pi^{-1/2} \cos\theta$	3p <sub>z</sub>
3 1 1		" "	$2^{-1} \cdot 3^{1/2} \pi^{-1/2} \sin\theta \cos\varphi$	3p <sub>x</sub>
3 1 -1		" "	$2^{-1} \cdot 3^{1/2} \pi^{-1/2} \sin\theta \sin\varphi$	3p <sub>y</sub>
3 2 0	3d	$4 \cdot 81^{-1/2} \cdot 30^{-1/2} (Z/a_0)^{3/2} \rho^2 e^{-\rho/3}$	$4^{-1} \cdot 5^{1/2} \pi^{-1/2} (3\cos^2\theta - 1)$	3d <sub>z<sup>2</sup></sub>
3 2 1		" "	$2^{-3/2} \cdot 30^{1/2} \pi^{-1/2} \sin\theta \cos\theta \cos\varphi$	d <sub>xz</sub>
3 2 -1		" "	$2^{-3/2} \cdot 30^{1/2} \pi^{-1/2} \sin\theta \cos\theta \sin\varphi$	3d <sub>yz</sub>
3 2 2		" "	$4^{-1} \cdot 15^{1/2} \pi^{-1/2} \sin^2\theta \cos 2\varphi$	3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub>
3 2 -2	" "	$4^{-1} \cdot 15^{1/2} \pi^{-1/2} \sin^2\theta \sin 2\varphi$	3d <sub>xy</sub>	

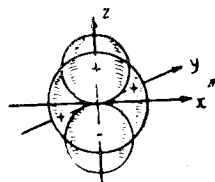
\*  $\rho = Zr/a_0$ , Z ბირთვის მუხტი

იქნება, განსხვავებული იქნებიან მხოლოდ ნიშნით. მათემატიკურად ორ-  
თოგონალობა შეიძლება გამოისახოს შემდეგნაირად:

$$\int \psi_s \psi_p d\tau = 0$$

**14. ელექტრონის სპინი.** ელემენტების ატომთა სპექტრების შესწავ-  
ლამ უჩვენა, რომ ელექტრონის ატომში მოძრაობის დახასიათებისათვის  
საკმარისი არ არის სამი კვანტური რიცხვი  $n$ ,  $l$  და  $m$ . საჭიროა მეოთხე,  
რომელიც გამოხატავს საკუთარი ღერძის ირგვლივ ბრუნვის მომენტს და  
არ არის დაკავშირებული ელექტრონის ატომგულის ირგვლივ ბრუნვასთან.

ამ კვანტურ რიცხვს სპინი\* ეწოდა; იგი გა-  
ნისაზღვრება გამოსახულებით  $\sqrt{s(s+1)}$ , სადაც  
 $s$  სპინი რიცხვია და მან შეიძლება მიიღოს მნი-  
შვნელობა:  $\pm 1/2$ . აქედან გამომდინარე, ატომ-  
ში ელექტრონის მოქცევის სრული დახასიათე-  
ბისათვის საჭიროა ოთხი კვანტური რიცხვი  $n$ ,  
 $l$ ,  $m$  და  $S$ .



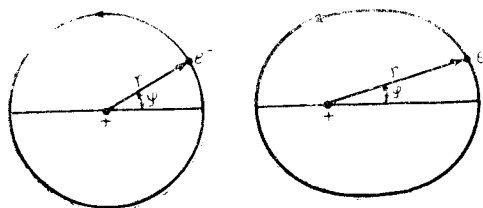
ნახ. 20. S და P ორბიტალები  
შეიკა სრული გადაფარვის  
სქემა.

სპინი აპირობებს ელექტრონის საკუთარი  
იმპულსის მომენტის არსებობას. სპინი ისეთივე  
ფუნდამენტური თვისებაა ელექტრონისათვის,  
როგორც მუხტი და მასა. სპინის პლუს (+)  $1/2$  და მინუს (—)  $1/2$   
ნიშანი შეესაბამება ელექტრონის საკუთარი ღერძის ირგვლივ ბრუნვის  
სხვადასხვა მიმართულებას. როგორც ზემოთ ვთქვით, სპინის მნიშვნე-  
ლობები, ისე როგორც სხვა კვანტური რიცხვების მნიშვნელობები, ერთმა-  
ნეთისაგან განსხვავდებიან ერთი ერთეულით.

რამდენადაც წყალბადის ატომში ელექტრონის ენერგია განისაზღვ-  
რება მხოლოდ მთავარი კვანტური რიცხვის  $n$ -ის მნიშვნელობით და არ  
არის დამოკიდებული სხვა კვანტური რიცხვების მნიშვნელობაზე, შესაძ-  
ლებელია ელექტრონის რამდენიმე მდგომარეობა ერთნაირი ენერგიით. ამ  
მდგომარეობას გადაგვარებულს უწოდებენ. გადაგვარება ისპობა ატომის  
ელექტრონ-ან მაგნიტურ ველში მოთავსებით. ელექტრონი ერთი და იმავე  
 $n$ -ის მნიშვნელობით და სხვა კვანტური რიცხვების  $l$  და  $m$  სხვადასხვა  
მნიშვნელობით, სხვადასხვანაირად განიცდის გარედან მიყენებული ელექტ-  
რო-ან მაგნიტური ველის მოქმედებას, რის შედეგადაც მათი ენერგიები  
სხვადასხვა ხდება. ამით აიხსნება სპექტრული ხაზების გახლეჩვა ელექტ-  
რო-ან მაგნიტურ ველში (შტარკისა და ზეემანის ეფექტი).

\* სპინი—ინგლისური სიტყვაა და ნიშნავს—გრეხვას, ბრუნვას.

15. ბორის თეორიის განვითარება. ატომის აღნაგობის ბორის თეორია უდავოდ წინ გადადგმული ნაბიჯი იყო ატომის აღნაგობის თეორიაში. მან საშუალება მოგვცა გავვეთვალისწინებინა ხაზობრივი სპექტრები წყალბადის მსგავსი ატომებისათვის. ამასთან ერთად ეს თეორია წააწყდა წინააღმდეგობას. ერთ-ერთ ასეთ წინააღმდეგობას წარმოადგენდა სპექტრალური ხაზების სირთულე. სპექტრალური ანალიზის კვლევის მეთოდების გაუმჯობესებით დადგინდა, რომ ხაზოვანი სპექტრი სინამდვილეში შედგება მრავალი წვრილი ხაზისაგან, ბორის თეორიით კი შესაძლებელი იყო სერიაში მხოლოდ ერთეული ხაზების არსებობა. ასეთი წვრილი ხაზების არსებობა მიგვანიშნებდა იმაზე, რომ ყოველ კვანტურ რიცხვს შესაბამება რამდენიმე ერთმანეთთან ახლოს მყოფი ენერგეტიკული დონე. ამან კი მოითხოვა ახალი კვანტური რიცხვების შემოტანის აუცილებლობა. ეს წინააღმდეგობა გარკვეულად დაძლია ზომერფელდმა, რომელმაც დაუშვა, რომ ელექტრონს შეუძლია ატომგულის ირგვლივ არა მარტო წრიულ ორბიტებზე მოძრაობა, არამედ ელიფსურზედაც.



ნახ. 21. ელიფსური ორბიტის გავლენა  $r$  და  $\varphi$  ცვლილებაზე.

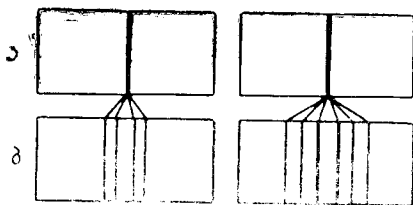
სისტემას, რომლის თავისუფლების ხარისხი ერთზე მეტია და მისი ენერგეტიკული დახასიათებისათვის საკმარისია ერთი კვანტური რიცხვი გადაგვარებული სისტემა ეწოდება. იმისათვის, რომ გასაგები ყოფილიყო სპექტრის სერიაში შემავალი ერთმანეთთან ახლოს მდებარე წვრილი ხაზების არსებობა, საჭირო იყო გადაგვარების მოქსნა, რაც იმას ნიშნავს, რომ სისტემის ენერგეტიკულ დახასიათებაში ორი კვანტური რიცხვი მაინც უნდა მონაწილეობდეს. ზომერფელდმა ელიფსური ორბიტების დაშვებით მოხსნა გადაგვარება, რადგანაც ელექტრონის ენერგია—იმისდა მიხედვით ელიფსის რა ნაწილში იმყოფება ელექტრონი, რა მანძილით ( $r$ ) არის დაცილებული ატომის გულიდან—სხვადასხვაა. მართლაც, დადგინდა, რომ ელექტრონის სიჩქარე ატომგულის ირგვლივ და მისი ენერგია ელიფსის სხვადასხვა ნაწილში სხვადასხვაა.

აქედან გასაგებია ენერგეტიკული დონეების ქვედონეებად დაყოფის ფიზიკური არსი. დადგინდა აგრეთვე, რომ სპექტრული ხაზები მაგნიტუ-

რი ველის მოქმედებით განიცდის კიდევ უფრო მეტ ხაზებად დაშლას. ეს ეფექტი ფიზიკაში ცნობილია ზეემანის ეფექტის სახელწოდებით.

აღნიშნული მოვლენის ახსნისათვის საჭირო გახდა მესამე კვანტური რიცხვის— $m$  მაგნიტური კვანტური რიცხვის შემოტანა. ეს იმაზე მიგვანიშნებს, რომ ელექტრონის მდგომარეობის აღწერისათვის საჭიროა ოთხი კვანტური რიცხვი. ამ ოთხი კვანტური რიცხვით შეიძლება ელექტრონის ენერგეტიკული დონის ატომში დახასიათება. ამრიგად, თითოეული ელექტრონი ატომში ხასიათდება ოთხი კვანტური რიცხვით: მთავარი კვანტური რიცხვით  $n$ , ორბიტალური კვანტური რიცხვით  $l$ , მაგნიტური კვანტური რიცხვით  $m$  და სპინით  $s$ .

ამგვარად, ელექტრონის ენერგეტიკული დონე და მისი მოძრაობა ატომში განისაზღვრება ოთხი კვანტური რიცხვით:  $n$ ,  $l$ ,  $m$  და  $s$ .



ნახ. 22. ზეემანის ეფექტი ნატრიუმის დუბლეტისათვის (ა) სუსტ მაგნიტურ ველში (ბ).

როდესაც  $n=1$ , მაშინ  $l=0$ ,  $m=0$  და  $m_s=+1/2$  ან  $-1/2$ .

როდესაც  $n=2$ , მაშინ  $l=0, 1$ ;  $m=-1, 0, +1$ ,  $m_s=+1/2$  ან  $-1/2$ .

როდესაც

$n=3$ , მაშინ  $l=0, 1, 2$ ,  $m=-2, -1, 0, +1, +2$ ,  $m_s=+1/2$  ან  $-1/2$  და ა. შ.

აქედან შეგვიძლია ვთქვათ, რომ მაგნიტური კვანტური რიცხვის მნიშვნელობათა რაოდენობა შეიძლება იყოს  $(2l+1)$ . მაგნიტური კვანტური რიცხვის უარყოფითი მნიშვნელობა ნიშნავს იმას, რომ  $m$ -ის შესაბამის ვექტორს მაგნიტური ველის საპირისპირო მიმართულება აქვს. როგორც ზემოთ მოყვანილ  $l$ -სა და  $m$ -ის მნიშვნელობებიდან ჩანს, ელექტრონის  $s$  მდგომარეობას უპასუხებს ერთი ორბიტალი,  $p$  მდგომარეობას—სამი ორბიტალი,  $d$  მდგომარეობას—ხუთი ორბიტალი,  $f$  მდგომარეობას—შვიდი და ა. შ.

ერთნაირი ენერგიის მქონე ორბიტალებს გადაგვარებულ ორბიტალებს უწოდებენ. ამრიგად, შეგვიძლია ვთქვათ, რომ  $p$  მდგომარეობა სამჯერ გადაგვარებულია,  $d$  მდგომარეობა—ხუთჯერ,  $f$  მდგომარეობა—შვიდჯერ და ა. შ.

განვიხილოთ ელექტრონის ენერგეტიკული დონეები ატომში.

**16. ელექტრონთა ენერგეტიკული დონეები ატომში.** ჩვენს გააზრებაში წარმოვიდგინოთ, რომ გვაქვს მრავალელექტრონიანი ატომის შიშველი გული (დადებითად დამუხტული) და მას ვუახლოებთ ელექტრონს.

გვანტერსებს, რა ადგილს დაიკავებს ელექტრონი ატომის გულის მიმართ. აღმოჩნდება, რომ ელექტრონი დაიკავებს ატომის გულის მიმართ ისეთ ადგილს, სადაც მისი ენერგია მინიმალური იქნება. ადგილი ექნება ელექტრონის პოტენციალური ენერგიის შემცირებას. პოტენციალური ენერგიის ნაწილი გადავა კინეტიკურ ენერგიაში, რის შედეგადაც ელექტრონი იწყებს მოძრაობას ატომგულის მიმართ, ხოლო ელექტრონის პოტენციალური ენერგიის ნაწილი ფოტონის სახით გამოისხივდება.

ასეთივე მდგომარეობას დაიკავებს ატომგულის მიმართ მეორე ელექტრონი, ე. ი. ისინი მოთავსდებიან ატომის  $K$  შრეში.

წარმოვიდგინოთ, რომ ატომგულის ირგვლივ ელექტრონული გარსები შედგება ცალკეული უჯრედებისაგან და ელექტრონები თავსდებიან ამ უჯრედებში. უჯრედში ელექტრონის არსებობა გამოვხატოთ ისრით. იმ შემთხვევაში, თუ ელექტრონის სპინური კვანტური რიცხვი  $m_s = +1/2$ , მაშინ ისრის მიმართულება უჯრედში იქნება ქვემოდან ზემოთ  $\left| \uparrow \right|$  და პირიქით, თუ  $m_s = -1/2$ , მაშინ ისრის მიმართულება იქნება ზემოდან ქვემოთ  $\left| \downarrow \right|$ .

როგორც ზემოთ ვთქვით, ელექტრონული გარსის ტევადობას განსაზღვრავს  $n$ -ის მნიშვნელობა. აქედან უჯრედთა რიცხვი გარსში ტოლი იქნება  $n^2$ . რადგანაც  $K$  გარსის  $n$ -ის მნიშვნელობა ერთის ტოლია, მასში გვექნება მხოლოდ ერთი უჯრედი,  $L$  გარსში—ოთხი,  $M$  გარსში—9 და ა. შ.

→ როგორც სპექტრული მონაცემები გვიჩვენებს, ატომში ყველა ელექტრონს საკუთარი მოძრაობის ფორმა ახასიათებს, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ ელექტრონები ერთმანეთისაგან კვანტური რიცხვების მნიშვნელობებით უნდა განსხვავდებოდნენ. ეს წესი ატომის აღნაგობის თეორიაში ცნობილია პაულის პრინციპის სახელწოდებით და ის შემდეგნაირად გამოითქმის: ატომში არ არსებობს ორი ელექტრონი ოთხივე კვანტური რიცხვის ერთნაირი მნიშვნელობით. დავუშვათ, რომ ორ ელექტრონს ერთნაირი  $n$ ,  $l$  და  $m$ -ის მნიშვნელობები აქვთ. მაშინ ისინი სპინის  $m_s$ -ის მნიშვნელობებით განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან, ერთს ექნება სპინის  $+1/2$  მნიშვნელობა, ხოლო მეორეს— $1/2$  მნიშვნელობა. აქედან გამომდინარე, შეიძლება დავასკვნათ, რომ ერთ უჯრედში შეიძლება გვექონდეს მხოლოდ ორი ელექტრონი, საპირისპირო ნიშნის მქონე სპინების მნიშვნელობით. სხვა სიტყვებით რომ ვთქვათ, კვანტური რიცხვების  $n$ ,  $l$ ,  $m$  და  $s$  მოცემული მნიშვნელობებით ატომში შეიძლება გვექონდეს მხოლოდ ერთი ელექტრონი. სხვა ელექტრონისათვის ატომში კვანტური რიცხვების სხვა მნიშვნელობა გვექნება.

ჰ პაულის პრინციპიდან გამომდინარე, ერთ ორბიტალზე შეიძლება გვექონდეს მხოლოდ ორი ელექტრონი სპინების  $+1/2$  და  $-1/2$ -ის მნიშვნელობით.

აქედან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ როდესაც  $n=1, l=0, m=0$ , ე. ი.  $1s$  მდგომარეობისათვის შეიძლება გვექონდეს ერთი ორბიტალი ორი ელექტრონით,  $p$  მდგომარეობისათვის—სამი ორბიტალი ექვსი ელექტრონით,  $d$  მდგომარეობისათვის—ხუთი ორბიტალი ათი ელექტრონით, მდგომარეობისათვის—შვიდი ორბიტალი თოთხმეტი ელექტრონით და ა. შ.

რადგანაც მოცემული ენერგეტიკული დონისათვის ორბიტალთა რიცხვი  $n^2$ -ის ტოლია, ელექტრონთა რიცხვი ტოლი იქნება  $2n^2$ , ე. ი. ტევადობა ატომგულიდან დაცილებით მატულობს.

თუ შევაჯამებთ ზემოთქმულს მივიღებთ, რომ ელექტრონის მდგომარეობა ატომში შეიძლება სრულიად აღვწეროთ ოთხი კვანტური რიცხვით:  $n, l, m$  და  $s$ . კვანტური რიცხვების მნიშვნელობები ახასიათებს ელექტრონის ენერჯიას, მის ფორმას სივრცეში, რომლითაც განისაზღვრება მისი არსებობის ალბათობა ატომგულთან.

მრავალელექტრონიან ატომში ელექტრონების ჩასახლება ქვედონეებზე და დონეებზე ხდება გარკვეული წესით.

როგორც ზემოთ გვექონდა აღნიშნული, ის ემორჩილებოდა პაულის პრინციპს. აღმოჩნდა, რომ პაულის პრინციპი არ არის საკმარისი ელექტრონების ატომში ჩასახლების კანონზომიერების დადგენისათვის, ეს ნათლად შეგვიძლია დავინახოთ ნახშირბადის ატომის მაგალითზე.  $L$  შრეში ნახშირბადს ოთხი ელექტრონი გააჩნია  $1s^2 2s^2 2p^2$ . სქემატურად ეს შეგვიძლია შემდეგნაირად გამოვსახოთ:



სპექტრული ანალიზის შედეგები გვიჩვენებს, რომ ამ სამი შესაძლებლობიდან ნახშირბადის ატომის ნორმალურ მდგომარეობას შეესაბამება მხოლოდ III სქემა, რომელიც უპასუხებს ატომში ელექტრონების სპინების ჯამის მაქსიმუმს (ასე ეწოდება ატომში ელექტრონების სპინების ალგებრულ ჯამს, პირველ ორ შემთხვევაში ალგებრული ჯამი ნულის ტოლია, ხოლო მესამე შემთხვევაში—ერთის (1)).

ნახშირბადის ატომში ელექტრონების ასეთი განაწილება ზოგადი კანონზომიერების კერძო შემთხვევაა, რომელიც გამოისახება ჰუნდის წესით: ატომის მდგრად მდგომარეობას შეესაბამება ელექტრონების ენერგეტიკულ დონეებზე და ქვედონეებზე

ისეთი განაწილება, რომელიც უპასუხებს სპინების ალგებრული ჯამის მაქსიმუმს.

ატომის ერთი კვანტური მდგომარეობიდან მეორე კვანტურ მდგომარეობაში გადასვლა დაკავშირებულია კვანტური რიცხვების შესატყვის ცვლილებასთან, რაც, თავის მხრივ, იწვევს ელექტრული ღრუბლის შესატყვისად გადანაცვლებას (ცვლილებას). ამის შედეგად ატომი გამოასხივებს ან შთანთქავს ენერგიის კვანტს.  $\Delta$

ვ. კლეროვსკიმ დაადგინა, რომ ატომში ელექტრონის ენერგია შემდეგნაირად არის დამოკიდებული მთავარი და თანაური კვანტური რიცხვების მნიშვნელობაზე: ელექტრონის ენერგია იზრდება ამ ორი კვანტური რიცხვის ჯამის  $(n+l)$  ზრდასთან ერთად. ამასთან დაკავშირებით, მის მიერ ჩამოყალიბებული იქნა შემდეგი წესი: ატომის ატომეულის მუხტის ზრდასთან ერთად ორბიტალებზე ელექტრონების ჩასახლებას ადგილი აქვს  $(n+l)$  ჯამის მცირე სიდიდის ორბიტალიდან, ორბიტალებზე კვანტური რიცხვების ჯამის დიდი მნიშვნელობით.

აღნიშნული წესის მაგალითს წარმოადგენს კალიუმისა და კალციუმის ატომში ორბიტალებზე ელექტრონების განაწილება. მართლაც,  $3d$  ორბიტალისათვის  $n=3$  და  $l=2$ , მათი ჯამი  $(3+2=5)$  ტოლია ხუთის, მაშინ როდესაც  $4s$  ორბიტალისათვის  $n=4$  და  $l=0$ , ჯამი  $(4+0=4)$  ტოლია ოთხის, ამიტომაც არის, რომ, პირველ რიგში, ელექტრონების ჩასახლება ხდება  $4s$  დონეზე და შემდეგ  $3d$  ორბიტალზე.

მაშასადამე, კალციუმის ატომით სრულდება  $4s$  დონის ელექტრონების შევსება. ისმის კითხვა: შემდეგ ელემენტზე—სკანდიუმზე ( $Z=21$ ) გადასვლისას, სადაც  $(n+l)$ -ის ჯამი  $3d$ -თვის ( $n=3, l=2$ ) და  $4p$ -თვის ( $n=4, l=1$ ), ან  $5s$  ( $n=5, l=0$ ), რომელი ქვედონის შევსებას ექნება ადგილი? აღმოჩნდა, რომ  $(n+l)$ -ის ჯამის ერთნაირი მნიშვნელობის შემთხვევაში, ელექტრონის ენერგია მით მეტია, რაც მეტია  $n$ -ის მნიშვნელობა. ამ შემთხვევაში რომელი ქვედონის შევსებას ექნება ადგილი, პასუხს გვაძლევს კლეროვსკის მეორე წესი, რომლის თანახმად,  $(n+l)$ -ის ჯამის ტოლობისას, ორბიტალების შევსება ელექტრონებით ხდება თანმიმდევრობით, მთავარი კვანტური რიცხვის  $n$ -ის ზრდის მიხედვით.

ამ წესის შესაბამისად, როდესაც  $(n+l)=5$ , პირველ რიგში უნდა შეივსოს  $3d$  ქვედონე ( $n=3$ ) და შემდეგ  $4p$  ქვედონე, რომლისთვისაც ( $n=4$ ) და ბოლოს  $5s$  ქვედონე ( $n=5$ ). ამ წესის მიხედვით, სკანდიუმის ელექტრონული ფორმულა იქნება ( $Z=21$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$ .



ელექტრონების კვანტური მდგომარეობა. საში შრისა და ქვეშრების ელექტრონული ტიპადობა

მთავარი კვანტური რიცხვი	1					2									
	0	1				0	1			2					
		0	+1	0	-1		0	+1	0	-1	+2	+1	0	-1	-2
ორბიტალური კვანტური რიცხვი	0					0									
მაგნიტური კვანტური რიცხვი	0	0	+1	0	-1	0	+1	0	-1	+2	+1	0	-1	-2	
სპინური კვანტური რიცხვი	+1/2 -1/2	-1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	+1/2 -1/2	
ორბიტალების სიმბოლოები	1s	2s	2p <sub>x</sub>	2p <sub>z</sub>	2p <sub>y</sub>	3s	3p <sub>x</sub>	3p <sub>z</sub>	3p <sub>y</sub>	3d <sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub>	3d <sub>xz</sub>	3d <sub>z<sup>2</sup></sub>	3d <sub>yz</sub>	3d <sub>xy</sub>	
ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვი ქვედონკზე n-ის მოცემული მნიშვნელობით	2	2	6			2	6			10					
ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვი n-ის მოცემული მნიშვნელობით	2	8					18								

**ქიმიური ბმის ტიპები**

1. ქიმიური ბმის ტიპები. ქიმიური ბმის ბუნების დადგენა და შესწავლა ქიმიის ძირითადი პრობლემაა. ცნობილია, რომ ნივთიერების თვისებები მკვეთრად არის დამოკიდებული მასში შემავალ ატომებს შორის ბმის ბუნებაზე. თუ არ ვიცით ნაერთში შემავალ ატომებს შორის ბმის ბუნება, შეუძლებელია გავიგოთ ქიმიურ ნაერთთა ის მრავალნაირობა, რომელსაც ჯგუფებით ბუნებაში, შეუძლებელია გავიგოთ მათი წარმოქმნის მექანიზმი, მათი შედგენილობა, აღნაგობა და რეაქციაში შესვლის უნარი. ატომის აღნაგობის შესწავლა, მოლეკულის წარმოქმნის მექანიზმის მოდელის გათვალისწინება, მასში ატომთა შორის ბმის ბუნების ცოდნა საშუალებას იძლევა, გავიანგარიშოთ ქიმიური ექსპერიმენტის შედეგი ექსპერიმენტის ჩატარების გარეშე.

ამით აიხსნება ის დიდი ინტერესი, რომელსაც იჩენდნენ მეცნიერები, მრავალი საუკუნის განმავლობაში, ქიმიური ბმის ბუნების შესწავლისადმი.

მრავალი ორგანული ნაერთის შესწავლის შედეგად ინგლისელმა ქიმიკოსმა ფრაკლანდმა (1852) ჩამოაყალიბა ცნება ვალენტობის შესახებ, რაც იმას ნიშნავდა, რომ ერთი ელემენტის ატომი, მეორე ელემენტის ატომთა სრულიად გარკვეულ რაოდენობას უერთდება. ტერმინი ვალენტობა მეცნიერებაში დამკვიდრდა 1868 წლიდან.

ვალენტობის ელექტროქიმიური თეორია პირველად წამოაყენა ბერცელიუსმა 1811 წ. ბერცელიუსის ელექტროქიმიური თეორიის თანახმად ნაერთში შემავალი სხვადასხვა ელემენტის ატომები სხვადასხვა რაოდენობით შეიცავენ დადებით და უარყოფით მუხტს, რის შედეგადაც ზოგ ატომს დადებითი მუხტი აქვს, ზოგს კი—უარყოფითი. დადებითად დამუხტული ელემენტის ატომები როდესაც მიუახლოვდება უარყოფითად დამუხტული ელემენტის ატომებს, ისინი ერთმანეთთან მიიზიდებიან და წარმოიქმნება ქიმიური ნაერთი, მიიღება ელექტრონეიტრალური ნივთიერება. ბერცელიუსის თეორიის თანახმად მეტალების და წყალბადის ატომებში ჰარბობს დადებითი მუხტების რაოდენობა, ხოლო არამეტალების ატომებში—უარყოფითი.

როგორც ქიმიის განვითარების ისტორიიდან არის ცნობილი, ბერცელის ქიმიური ზმის ელექტროსტატიკური თეორია უარყოფილი იქნა დიუმას მიერ, რომელმაც ორგანული ნაერთების მაგალითზე ექსპერიმენტულად დაადგინა, რომ ორგანულ ნაერთში დადებითი მუხტის მატარებელი წყალბადი შეიძლება ჩანაცვლებული იქნეს უარყოფითი მუხტის მატარებელი ქლორით. მიღებული შედეგების საფუძველზე ბერცელის ქიმიური ზმის ელექტროსტატიკური თეორია დავიწყებას მიეცა და ის აღორძინდა მხოლოდ XX ს. ოციან წლებში (ერთი საუკუნის შემდეგ).

ბერცელის თეორიის უარყოფის შემდეგ კეკულემ და კუპერმა ჩამოაყალიბეს ვალენტობის ფორმალური თეორია, რომლის არსი მდგომარეობდა იმაში, რომ წყალბადს მიაწერდნენ ერთ ხაზს, უანგბადს ორს, აზოტს სამს, ნახშირბადს ოთხს და ა. შ., სადაც ყოველი ხაზი გამოხატავდა ატომის ერთ ვალენტობას და რამდენი ხაზიც ექნებოდა ატომს, იმდენი ვალენტობის მქონედ ითვლებოდა. ამ თეორიის ფორმალური ეწოდება იმდენად, რამდენადაც ის არ ხსნის ხაზების დასმის მიზეზს, თუ რის საფუძველზე შეიძლება წყალბადის ატომს გავუკეთოთ ერთი ხაზი, უანგბადს ორი ხაზი და ა. შ. ფორმალური ქიმიური ზმის თეორიაში საკითხი ნაერთის წარმოქმნის ძალებისა და შესაძლებელი ვალენტობის შესახებ ღიად დარჩა.

ა. ბუტლეროვმა 1861 წ. ჩამოაყალიბა ორგანულ ნაერთთა ქიმიური აღნაგობის თეორია. ამ თეორიის არსი შეიძლება ჩამოვაყალიბოთ შემდეგნაირად:

1. ატომები მოლეკულაში გარკვეული თანმიმდევრობით ერთდებიან;
2. ატომთა შეერთება მათი ვალენტობის შესაბამისად ხდება;
3. ნივთიერებათა თვისებები დამოკიდებულია არა მარტო ატომთა ბუნებასა და მათ რაოდენობაზე მოლეკულაში, არამედ მათ განლაგებაზეც, ე. ი. მოლეკულათა ქიმიურ აღნაგობაზე.

ა. ბუტლეროვის აღნაგობის თეორიამ ახსნა ორგანულ ნაერთთა მრავალსახეობა. მან დაგვანახა, რომ მოლეკულის შინაგანი სტრუქტურა შეცნობადია, ხელმისაწვდომია შეგნებული აღქმისათვის, ქიმიურ გარდაქმნაში შესწავლისათვის. ამ თეორიამ გვიჩვენა ნივთიერებათა აღნაგობის გამოკვლევის ქიმიური მეთოდები. ქიმიური აღნაგობის თეორიამ მეცნიერებაში შეიტანა მოლეკულაში ატომთა ურთიერთგაფლენის შესახებ წარმოდგენა, რაც მეტად ნაყოფიერი გამოდგა. აღმოჩნდა, რომ მოლეკულაში ურთიერთგაფლენას განიცდის არა მარტო უშუალოდ დაკავშირებული ატომები, არამედ ნაერთში შემავალი ყველა ატომი.

1874 წ. ვანტ-ჰოფმა და მისგან დამოუკიდებლად ლე-ბელმა მოგვცეს თეორია, რომლის თანახმად ნახშირბადის ნაერთები ძირითადად ტეტრაედრული აგებულებისაა, სადაც ცენტრში მოთავსებულია ნახშირბადი,

ხოლო ტეტრაედრის წვეროებში კი მასთან დაკავშირებული სხვა ელემენტის ატომები (მაგ., წყალბადი). გასული საუკუნის 70-იან წლებში ვერნერმა ჩამოაყალიბა კოორდინაციული თეორია, რომელიც საფუძვლად დაედო კომპლექსნაერთების შესწავლას.

ვალენტობის თანამედროვე თეორია ჩამოყალიბებული იქნა კოსელის (1915), ლუისის (1916), ჰაიტლერისა და ლონდონის (1927) მიერ და მას საფუძვლად დაედო ატომის აღნაგობის შესწავლის შედეგები.

მოლეკულა წარმოადგენს ატომთა ერთობლიობას, რომლებიც ქიმიური ძალებით დაკავშირებულია ერთმანეთთან, ე. ი. ის რთული სისტემაა და შედგება ატომგულებისა და ელექტრონებისაგან. ქიმიური ბმის წარმოქმნაში, მოლეკულას, ნაერთის წარმოქმნაში, ბუნებაში არსებული ყველა ძალებიდან მნიშვნელოვანია მხოლოდ ელექტროსტატიკური ძალები, ე. ი. ძალები, რომლებიც გამოწვეულია ელექტრომუხტების ურთიერთქმედებით, რომლის მატარებელს წარმოადგენს ატომი ელექტრონებისა და ატომგულის სახით.

მიუხედავად იმისა, რომ ნაერთთა რაოდენობა მრავალრიცხოვანია და მრავალფეროვანია მათი წარმოქმნის ძალები, ბმის ტიპები შეიძლება დავიყვანოთ სამამდე—ელექტროვალენტური, კოვალენტური და მეტალური. სხვანაირად რომ ვთქვათ, ბუნებაში არსებულ ნივთიერებათა ნაირსახეობის წარმოქმნა შეიძლება აიხსნას ელექტროვალენტური, კოვალენტური, მეტალური და მათი ერთდროული მოქმედებით.

თავისი ფიზიკური ბუნებით ყველაზე მარტივი ელექტროვალენტური ბმაა. მისი არსი მდგომარეობს სხვადასხვა ნიშნის მუხტით დამუხტული ნაწილაკების—იონების—ელექტროსტატიკურ მიზიდვაში. იონი შეიძლება გვექნოდეს ცალკეული ატომის ან კიდევ ატომთა ჯგუფის (რთული შედგენილობის) სახით. იონები წარმოადგენენ ნივთიერების არსებობის ერთ-ერთ გავრცელებულ ფორმას, განსაკუთრებით ხსნარებში და ნაწილობრივ კრისტალურ მდგომარეობაში იონები შეიძლება ატარებდეს ერთ ან რამდენიმე დადებით ან უარყოფით მუხტს. ნაერთში დადებითი და უარყოფითი მუხტების რაოდენობა ტოლია, რის შედეგადაც ნაერთი მთლიანად ელექტრონეიტრალურ ნაწილაკს წარმოადგენს. ელექტროვალენტური ბმით წარმოქმნილ ნაერთებში შემადგენელ ნაწილაკებს შეუძლიათ გადაადგილება ელექტროსტატიკური ძალების მოქმედების მანძილზე. ამით აიხსნება ის, რომ ელექტროვალენტურ ბმას ზოგჯერ ბმის ტიპად არ თვლიან.

კოვალენტური ბმის ტიპი, განსხვავებით ელექტროვალენტურისაგან, წარმოადგენს ქიმიური ბმის ნამდვილ ტიპს. კოვალენტური ბმით წარმოქმნილ ნაერთში შემადგენელი ნაწილაკები, ატომები, გარკვეული მანძილით, კუთხით და მიმართულებით არიან ერთმანეთთან დაკავშირებული და მათ არ შეუძლიათ ნაერთში თავისუფლად გადაადგილება. კოვალენტ-

ტური ბმით ერთმანეთთან დაკავშირებული ატომები ან ატომთა ჯგუფები წარმოქმნიან მოლეკულებს. მოლეკულურ ნაერთთა რიცხვი მრავალია. მათ მიეკუთვნება ურიცხვი ორგანული ნაერთები, აგრეთვე ზოგიერთი კრისტალური ნივთიერება, როგორცაა ალმასი, ბორის ნიტრიდი, სილიციუმი, კარბიდი და სხვ. კოვალენტური ბმის ფიზიკური ბუნება გაცილებით რთულია, ვიდრე ელექტროვალენტური ბმის ბუნება, რაზედაც ქვემოთ გვექნება საუბარი.

ბმის მესამე ტიპია მეტალური ბმა. ის დამახასიათებელია მეტალებისათვის; თითქოს სპეციფიურია, მაგრამ, ამასთან ერთად, ის პოულობს მრავალ ასპექტში გამოყენებას.

ა. ბუტლეროვის თეორიიდან გამომდინარე, მოლეკულის აღნაგობას დიდი მნიშვნელობა აქვს მოლეკულის ნაერთის თვისებების წარმოქმნაზე. ამით არის განპირობებული ის დიდი ინტერესი, რომელსაც მეცნიერები იჩენენ ნივთიერების აღნაგობის შესწავლისადმი და ქიმიის ერთ-ერთ ძირითად ამოცანას წარმოადგენს ნივთიერების სხვადასხვა ფიზიკური და ქიმიური თვისებების დამოკიდებულების დადგენა მის ქიმიურ აღნაგობასთან.

თანამედროვე ქიმიური მეცნიერება ნივთიერების აღნაგობის, მისი თვისებების შესწავლისათვის ფართოდ იყენებს კვლევის ფიზიკურ, ფიზიკურ-ქიმიურ და ქიმიურ მეთოდებს. ♪

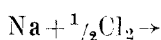
**2. ქიმიური ბმის ელექტრონული თეორია.** ელექტროვალენტური, იონური ბმა. ელექტროვალენტური ქიმიური ბმის თეორიის თანახმად, ქიმიური გარდაქმნა მორეაგირე ელემენტების ატომების სავალენტო ელექტრონების ცვლილების შედეგია. ამ თეორიის თანახმად, ნაერთის წარმოქმნა იონთა შორის ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედების, სხვადასხვა ნივთის მუხტის მქონე იონების ელექტროსტატიკური მიზიდვის შედეგია.

გამომდინარე იქიდან, რომ კეთილშობილი გაზების ატომის გარეთა გარსის ელექტრონული სტრუქტურა მტკიცეა და მდგრადი, სადაც გარეთა გარსში იმყოფება  $2(\text{He})$  და დანარჩენი ელემენტებისათვის  $n$  ელექტრონი, მიგვანიშნებს იმაზე, რომ ელემენტები, რომელთაც სავალენტო გარეთა გარსში არ გააჩნიათ კეთილშობილი გაზების ელექტრონული კონფიგურაცია, უმდგრადი არიან და მიისწრაფვიან შეიქმნან კეთილშობილი გაზების ელექტრონული კონფიგურაცია, ამ მდგომარეობას ისინი აღწევენ ელექტრონის დაკარგვით ან შექმნით, რის შედეგადაც მიიღება დადებითად ან უარყოფითად დამუხტული იონი. ელემენტის ატომის იონის მდგომარეობაში გადასვლის უნარი დამოკიდებულია ატომის იონიზაციის ენერჯიის სიდიდეზე და ატომის ელექტრონისადმი სწრაფვის უნარზე. ცხადია, რომ ყველაზე ადვილად ელექტრონებს გასცემს ის ატომები, რომელთა იონიზაციის ენერჯია მინიმალურია—ტუტე და ტუტემიწა მე-

ტალები. სხვა ელემენტების ატომების მიერ ჩვეულებრივ პირობებში კათიონის წარმოქმნა ნაკლებად სააღბათოა იმდენად, რამდენადაც მათი იონიზაციის ენერგია საკმაოდ დიდია. ატომი, ელექტრონის გაცემით ან ელექტრონის შექმნით, ე. ი. იონის მდგომარეობაში გადასვლით, ლებულობს კეთილშობილი გაზის ელექტრონულ კონფიგურაციას.

ელექტრონის გაცემის შედეგად მიიღება დადებითად დამუხტული იონი, რომელსაც ახასიათებს მის წინ მდებარე კეთილშობილი გაზის ატომის გარეთა გარსის ელექტრონული კონფიგურაცია, ხოლო ელექტრონის შექმნისას, მომდევნო კეთილშობილი გაზის ელექტრონული კონფიგურაცია

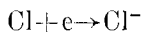
3. **ელექტროვალენტური ბმა.** ელექტროვალენტური ბმის წარმოქმნა დაკავშირებულია დამუხტული ატომების—იონების ელექტროსტატიკურ მიზიდვასთან. განვიხილოთ ნატრიუმის ქლორიდის წარმოქმნა:



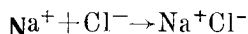
პირველ რიგში ნატრიუმის ატომი, რომელიც ორთქლის მდგომარეობაში იმყოფება, გასცემს ელექტრონს და ლებულობს მის წინ მდებარე ნეონის ელექტრონულ კონფიგურაციას



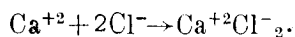
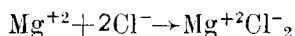
ქლორის ატომი კი შეიძენს თავისუფალ ელექტრონს და მიიღებს მის შემდეგ მოთავსებულ კეთილშობილი გაზის—არგონის კონფიგურაციას



დამუხტული იონები ერთმანეთს იზიდავს და ამის შედეგად წაიშლიან ნატრიუმის ქლორიდი



იმ შემთხვევაში, როდესაც ატომს შეუძლია გასცეს ორი ელექტრონი, მიიღება ნაერთი, სადაც ერთმანეთთან დაკავშირებული იქნება ორმუხტიანი კათიონი შესატყვის ანიონთან. მაგალითად,



ცნობილია აგრეთვე მაღალმუხტიანი იონები (სამი, ოთხი), თუმცა მათი წარმოქმნა და თავისუფლად არსებობა ნაკლებად სააღბათოა, რადგანაც მათი მდგრადობა მუხტის მნიშვნელობის ზრდასთან ერთად კლებულობს, ატომგულის მუხტის სიდიდესა და ელექტრონების რაოდენობას

შორის დისპროპორციულობის გამო. კათიონებისათვის მუხტის ზრდა იწვევს კოვალენტური ბმის წარმოქმნისადმი მისწრაფებას ცნობილია ნაერთები ( $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{VCl}_3$ ,  $\text{TaCl}_5$ ), სადაც ბმა ელექტროვალენტურია, მაგრამ ნაერთებში ( $\text{SnCl}_4$ ,  $\text{VCl}_4$ ) ბმა კოვალენტურია.

სხვა ელემენტების იონებისაგან განსხვავებით, განსაკუთრებული ადგილი უჭირავს წყალბადის იონს, რომელიც მიიღება წყალბადის ატომის მიერ ელექტრონის დაკარგვით. ის წარმოადგენს „შიშველ“ პროტონს, რომელიც ძლიერ მცირე ზომისაა; ამით აიხსნება, რომ ქიმიური ნაერთის წარმოქმნისას ის ადვილად შეიჭრება სხვა იონის ელექტრონულ გარსში და წარმოქმნის ქიმიურ ნაერთს, ამითვე აიხსნება ისიც, რომ წყალბადი სხვა ელემენტის ატომებთან წარმოქმნის მხოლოდ კოვალენტურ ბმას, თუმცა აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ პროტონს შეუძლია ერთი მოლეკულიდან მეორე მოლეკულაზე გადასვლა.

კეთილშობილი გაზის ელექტრონული კონფიგურაციით ხასიათდება მხოლოდ მთავარი ქვეჯგუფის ერთატომიანი ელემენტების იონები. გარდამავალი ელემენტების მეტალები წარმოქმნიან იონებს შეუცვებელი ელექტრონული გარსით. ასე მაგალითად, რკინის იონს  $\text{Fe}^{+2}$  გააჩნია 24 ელექტრონი, რომლებიც განაწილებული არიან შემდეგნაირად:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$ , ხოლო  $\text{Fe}^{+3}$ -ს  $3d^5$  შრეზე გააჩნია ერთი ელექტრონით ნაკლები— $3d^5$ . ამ მოვლენით აიხსნება გარდამავალი მეტალების ცვლადი და მრავალვალენტოვნება. გარდამავალი ელემენტების იონების შევსებული ელექტრონული გარსი შეიცავს 18 ელექტრონს. ასე მაგალითად,  $\text{Zn}^{+2}$ ,  $\text{Cd}^{+2}$ ,  $\text{Hg}^{+2}$ ,  $\text{Cu}^{+2}$ ,  $\text{Ag}^{+}$ ,  $\text{Au}^{+}$  და ა. შ. გარეჯა ელექტრონულ შრეში შეიცავენ 18 ელექტრონს.

იონის (კათიონის) წარმოქმნა დაკავშირებულია ელემენტის ატომის სიდიდესთან. ატომის რადიუსზე და ის ენდოთერმულ პროცესს წარმოადგენს.

**4. ატომებისა და იონების ზომა.** განვიხილოთ ატომებისა და იონების რადიუსების ცვლილების კანონზომიერება.

როგორც ცნობილია, ატომის ელექტრონულ ღრუბელს არა აქვს მკაცრად გამოკვეთილი ზღვარი. ამით აიხსნება ის, რომ ცნებას ატომის ზომის შესახებ მიახლოებითი მნიშვნელობა აქვს. მაგრამ თუ ჩვენ წარმოვიდგენთ მარტივ ნივთიერებას კრისტალურ მდგომარეობაში, რომელიც ატომებისაგან შედგება და ატომები ერთმანეთთან შეხებაში არიან, მაშინ ატომთა ცენტრებს შორის მანძილი (ე. ი. მანძილი ატომგულებს შორის) შეიძლება ჩავთვალოთ ატომის რადიუსის სიდიდის გაორგეცვებული მნიშვნელობის ტოლად. ასე მაგალითად, სპილენძში ატომთა ატომგულთა შორის უმცირესი მანძილი  $2,56 \text{ \AA}$  ტოლია. აქედან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ სპილენძის ატომის რადიუსი  $1,28 \text{ \AA}$  ტოლია, ე. ი. ატომგულთა შორის მანძილის ნახევარია.

როგორც ზემოთ იყო აღნიშნული, ატომის რადიუსის მნიშვნელობის ატომგულის Z სიდიდესთან დამოკიდებულება პერიოდული ხასიათისაა, ერთი პერიოდის ზღვარში, ატომგულის მუხტის Z ზრდის შედეგად, შემჩნევა ატომის სიდიდის შემცირების ტენდენცია, რაც განსაკუთრებით ნათლად ჩანს მცირე პერიოდების მაგალითზე:

ელემენტები	Li	Be	B	C	N	O	F
რადიუსის მნიშვნელობა $\overset{\circ}{A}$ -ში	1,55	1,13	0,91	0,77	0,71	0,66	0,64
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
	1,89	1,60	1,43	1,34	1,3	1,01	0,99

პერიოდში ატომგულის მუხტის ზრდასთან ერთად ატომის რადიუსის შემცირება აიხსნება იმით, რომ ატომგულის მუხტის ზრდით მატულობს გულის მუხტის მიერ მის გარშემო მიმოქცევაში მყოფი ელექტრონების მიზიდვა, რაც იწვევს ატომის მოცულობის შემცირებას.

პერიოდიდან პერიოდზე გადასვლისას, ჯგუფში ზემოდან ქვემოთ, ახალი ელექტრონული გარსის წარმოქმნა დაკავშირებულია ელემენტის ატომის მოცულობის ზრდასთან. ეს ნათლად შეგვიძლია დავინახოთ ქვემოთ მოტანილი მასალიდან

I ჯგუფი ელემენტები	II ჯგუფი ელემენტები	V ჯგუფი ელემენტები
$r_{1A}$ -ში	$r_{1A}$ -ში	$r_{1A}$ -ში
Li 1,55	Be 1,13	N 0,71
Na 1,89	Mg 1,60	P 1,30
K 2,36	Ca 1,97	As 1,48
Rb 2,48	Sr 2,15	Sb 1,61
Cs 2,68	Ba 2,21	Bi 1,82

როგორც ცხრილიდან ჩანს, ჯგუფში ზემოდან ქვემოთ (ვერტიკალურ მწკრივში) ატომის მოცულობა იზრდება, იზრდება მისი რადიუსი.

რაც უფრო დაცილებულია ელექტრონული გარსი ატომგულს, მით ნაკლებია ატომგულსა და ელექტრონს შორის მიზიდვის ძალა, ამით აიხსნება, რომ გარეთა გარსში, სავალენტო ელექტრონები შედარებით მცირე ენერგიით უკავშირდებიან ატომგულს და მათი მოცილებისათვის გაცილებით ნაკლები ენერგიაა საჭირო, ვიდრე შიგა შრის ელექტრონების მოცილებისათვის.

ატომი ელექტრონის დაკარგვის შემთხვევაში იმუხტება დადებითად, რადგანაც ატომგულის დადებითად დამუხტულ ნაწილაკთა რიცხვი ჭარ-



ბობს უარყოფით ელექტრონთა საერთო რაოდენობას ატომში. იმ შემთხვევაში, როდესაც ატომი მიიერთებს ელექტრონს, მიიღება უარყოფითად დამუხტული ატომი, რომელშიაც უარყოფით მუხტთა რიცხვი ჭარბობს დადებით მუხტთა რიცხვს.

ატომს ან ატომთა ჯგუფს, რომელიც დამუხტულია დადებითი ან უარყოფითი ნიშნის მუხტით—იონი ეწოდება, დადებითი ნიშნის მუხტით დამუხტულ ატომს ან ატომთა ჯგუფს—კათიონი, ხოლო უარყოფითად დამუხტულს—ანიონი.

იონები აღინიშნება იმავე სიმბოლოთი, რაც ატომები, მხოლოდ მათ ზემოთ, მარჯვენა მხარეს ეწერებათ პლუსი ან მინუსი და იმდენი პლუსის ან მინუსის ნიშანი, რამდენი ელექტრონიც დაკარგა ან მიიერთა. ასე მაგალითად,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{O}^{2-}$  და ა. შ.

ატომის მიერ ელექტრონის (ელექტრონების) დაკარგვა დაკავშირებულია მისი ეფექტური მოცულობის შემცირებასთან, ხოლო შექმნა—ეფექტური მოცულობის გადიდებასთან. ამით აიხსნება, რომ ელექტროდადებითად დამუხტული იონის რადიუსი ყოველთვის ნაკლებია, ხოლო ელექტროუარყოფითად დამუხტული იონის რადიუსი ყოველთვის მეტია იმავე ელემენტის ელექტრონეიტრალური ატომის რადიუსთან შედარებით. ასე მაგალითად, კალიუმის K ატომის რადიუსი 2,36 Å-ის ტოლია, ხოლო კალიუმის იონის ( $\text{K}^+$ ) კი 1,33 Å-ის. ქლორის ატომის რადიუსია 0,99 Å, ხოლო ქლორიონის ( $\text{Cl}^-$ ) 1,81 Å-ის ტოლია. აქვე უნდა აღინიშნოთ, რომ ატომის და იონის რადიუსებს შორის მით უფრო მეტი განსხვავებაა, რაც მეტია იონის მუხტი.

ისე როგორც ატომის რადიუსი იზრდება პერიოდული სისტემის ვერტიკალურ მწკრივში ზემოდან ქვემოთ, ასევე იზრდება იონების რადიუსებიც. მაგალითად:

I ჯგუფი	II ჯგუფი	VI ჯგუფი	VII ჯგუფი
$\text{Li}^+$ 0,68	$\text{Be}^{2+}$ 0,34	$\text{O}^{2-}$ 1,36	$\text{F}^-$ 1,33
$\text{Na}^+$ 0,98	$\text{Mg}^{2+}$ 0,74	$\text{S}^{2-}$ 1,86	$\text{Cl}^-$ 1,81
$\text{K}^+$ 1,33	$\text{Ca}^{2+}$ 1,04	$\text{Se}^{2-}$ 1,98	$\text{Br}^-$ 1,96
$\text{Rb}^+$ 1,49	$\text{Sr}^{2+}$ 1,20	$\text{Te}^{2-}$ 2,22	$\text{I}^-$ 2,20

იონების რადიუსის ასეთი ცვლილება განპირობებულია გარეთა გარსის ელექტრონების ღრუბლის მოცულობის ცვლილებით.

**5. იონიზაციის ენერჯია და ელექტრონისადმი სწრაფვა.** მეტალებისა და არამეტალების ქიმიური თვისებების განხილვისას, მეტალებისათვის ერთ-ერთ დამახასიათებელს წარმოადგენს გარეთა შრის სავალენტო ელექ-

ქტრონების გაცემა და კათიონის მდგომარეობაში გადასვლა, ხოლო არამეტალებისათვის ელექტრონების მიერთება და ანიონის მდგომარეობაში გადასვლა. მეტალის ატომიდან ელექტრონის მოწყვეტა დაკავშირებულია ენერგიის დახარჯვასთან, ის ენდოთერმულ პროცესს წარმოადგენს. ენერგიის იმ მინიმალურ რაოდენობას, რომელიც საჭიროა იმისათვის, რომ ატომს მოეწყვიტოს ელექტრონი და გადავიტანოთ ისეთ მანძილზე, რომ ატომსა და ელექტრონს შორის მიზიდვის ძალა ტოლი იყოს ნულის, იონიზაციის ენერგია ეწოდება.

იონიზაციის ენერგია შეიძლება მრავალი მეთოდით განისაზღვროს. ამ მეთოდებიდან ყველაზე მარტივს და ხელმისაწვდომ მეთოდს ატომის ელექტრონებით დაყუმბარების მეთოდი წარმოადგენს. ელექტროძაბვის პოტენციალის იმ მნიშვნელობას, რომელიც საჭიროა ატომიდან (იონიდან) ელექტრონის მოწყვეტისათვის, იონიზაციის პოტენციალი ეწოდება და განიზომება ვოლტებში ან ელექტრონვოლტებში და აღინიშნება ევ

1 ევის ენერგიაა, რომელსაც შეიძენდა ელექტრონი დამაჩქარებელ ელექტროველში, რომლის პოტენციალთა სხვაობა 1 ვოლტია (1 ევ =  $= 1,6 \cdot 10^{-12}$  ერგს = 23,069 კკალ/მოლ.).

ატომიდან სხვადასხვა რაოდენობით ელექტრონების ამოგლევისათვის საჭიროა იონიზაციის ენერგიის სხვადასხვა რაოდენობა. ამიტომაც ამბობენ: იონიზაციის პირველი პოტენციალი, იონიზაციის მეორე პოტენციალი და ა. შ. იონიზაციის პირველი პოტენციალი ნიშნავს ენერგიის იმ რაოდენობას, რომელიც საჭიროა იმისათვის, რომ ნორმალურ, ნეიტრალურ მდგომარეობაში მყოფი ატომიდან ამოგლიჯოთ პირველი ელექტრონი. იონიზაციის მეორე პოტენციალი ნიშნავს ენერგიის იმ რაოდენობას, რომელიც საჭიროა ატომიდან (იონიდან) მეორე ელექტრონის მოწყვეტისათვის და ა. შ. ატომიდან ელექტრონების თანდათანობითი გამოცილების შედეგად ატომის ატომგულის მუხტის სიდიდე, ე. ი. იონის მუხტის მნიშვნელობა, თანდათანობით იზრდება. დადებით მუხტთა რიცხვი ჰარბობს უარყოფით მუხტთა რიცხვს ატომში. ამის გამო იონიდან ელექტრონის მოწყვეტა მოითხოვს უფრო მეტი ენერგიის დახარჯვას, ვიდრე ნეიტრალური ატომიდან ელექტრონის მოწყვეტა. აქედან გამომდინარე, შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ იონიზაციის პირველი ენერგია შედარებით მცირეა, მეორე უფრო მეტი, მესამე კიდევ უფრო მეტი და ა. შ. ე. ი. ატომიდან თანმიმდევრულად ელექტრონების მოწყვეტა მოითხოვს იონიზაციის პოტენციალის (ენერგიის) თანმიმდევრულად გადიდებას.

ცხრილში № 8 მოცემულია ზოგიერთი ელემენტის იონიზაციის პოტენციალების მნიშვნელობა\*.

\* ამოღებულია მ. კარაპეტინციისა და ს. დრაკინის წიგნიდან „ნივთიერების აღნაგობა“, თსუ, 1977, გვ. 66.

ცხრილიდან ნათლად ჩანს, რომ იონიზაციის პოტენციალის მინიმალური მნიშვნელობები ახასიათებს ტუტე და ტუტემიწა მეტალებს, ხოლო მაქსიმალური — კეთილშობილ გაზებს. ცხრილიდან კარგად ჩანს ისიც, თუ როგორ იზრდება იონიზაციის ენერჯის მნიშვნელობა ელექტრონების თანდათანობით ამოგლეჯის შედეგად.

ცხრილი 8

ზოგიერთი ელემენტის ატომის იონიზაციის ენერჯია

ატომი	I ევ-ში				
	1	2	3	4	5
H	13,565				
He	24,581	54,403			
Li	5,39	75,619	122,419		
Be	9,32	18,206	153,850	217,657	
B	0,286	25,149	37,920	259,298	340,127
C	11,256	24,376	47,871	64,48	392,00
N	14,53	25,593	47,426	77,450	97,863
O	13,614	35,146	54,934	77,394	113,873
F	17,418	34,98	62,646	87,23	114,214
Ne	21,559	41,07	63,5	97,16	126,4
		47,29	71,65	93,88	138,6
Na	5,138		80,12	109,29	141,23
Mg	7,644	15,031		119,96	153,77
Al	5,984	18,823	28,44		166,73
Si	8,149	16,34	33,43		
P	10,484	19,72	30,156	45,13	65,007
S	10,357	23,41	35,0	51,354	72,5
Cl	13,01	23,80	39,9	47,29	67,80
Ar	15,755	27,62	40,9	53,50	75,0
		31,81	46,0	59,79	—
K	4,339		51,21	60,90	84,39
Ca	6,111	11,868		67	

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, სავალენტო ელექტრონების, ე. ი. გარეთა ელექტრონულ შრეში მყოფი ელექტრონების ატომიდან მოწყვეტისათვის საჭირო ენერჯის რაოდენობა მინიმალურია. შემდეგი შრიდან ელექტრონების მოწყვეტისათვის საჭიროა მკვეთრად განსხვავებული დიდი ენერჯის რაოდენობა. ასე მაგალითად, ლითიუმის ატომგულის იტგვლივ მიმოქცევაში იმყოფება სამი ელექტრონი, რომლებიც მოთავსებულია  $1s^2 2s^2$  დონეზე, სადაც სავალენტო ელექტრონს  $2s$  დონეზე მყოფი ელექტრონი წარმოადგენს; მისი მოგლეჯისათვის ენერჯის რაოდენობა ტოლია 5,35 ევ, ხოლო  $1s^2$  დონეზე მყოფი ერთი ელექტრონის მოგლეჯისათვის იონიზაციის ენერჯია ტოლია 75, 619 ევ, იმავე დონიდან ( $1s^2$ ) მეორე ელექტრონას მოგლეჯისათვის საჭირო იონიზაციის ენერჯის რაოდენო-

ნა 122, 419 ტოლია. იგივე შეგვიძლია ვთქვათ სხვა ელემენტების მიმართაც, რომ სავალენტო ელექტრონების მოგლეჩისათვის საჭირო იონიზაციის ენერგია შედარებით ნაკლებია, ვიდრე შემდეგ შრეში მყოფი ელექტრონების ამოგლეჩისათვის საჭირო ენერგიის რაოდენობა; იონიზაციის ენერგიის მნიშვნელობა დამოკიდებულია ატომის რადიუსზე (მოცულობაზე); რაც უფრო დიდია მანძილი ატომგულსა და ელექტრონს შორის, მით ნაკლებია მათ შორის მიზიდვის ძალა და მით ნაკლები ენერგიაა საჭირო მიზიდვის ძალის დაძლევისათვის და ელექტრონის ატომიდან მოგლეჩისათვის. ელემენტთა პერიოდული სისტემის ჯგუფებში, ვერტიკალურ მწკრივში, ზემოდან ქვემოთ იონიზაციის ენერგიის მნიშვნელობა მცირდება. ასე მაგალითად, ლითიუმის პირველი იონიზაციის პოტენციალი ტოლია 5,39 ევ, ნატრიუმის—5,14 ევ, ხოლო კალიუმის—4,34 ევ. როგორც ვხედავთ, ატომური მასის გაზრდასთან ერთად ერთი და იმავე ქვეჯგუფის ელემენტების იონიზაციის ენერგია მცირდება, რაც, როგორც ვთქვით, გამოწვეულია მიზიდვის ძალის შემცირებით ატომგულსა და ელექტრონს შორის, მანძილის გადიდებით ერთი მხრივ, და, მეორე მხრივ, ელექტრონული გარსების რაოდენობის გადიდებით, რომელიც ეკრანირებას ახდენს ატომგულსა და სავალენტო ელექტრონს შორის.

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, არამეტალების ატომებისათვის დამახასიათებელია ელექტრონების არა ვაცემა, არამედ მიერთება, რის შედეგადაც ისინი წარმოქმნიან იონებს—ანიონებს. არამეტალების ატომების მიერ ელექტრონების მიერთების პროცესი ეგზოთერმულია და ყოველთვის მიმდინარეობს ენერგიის გამოყოფით. ენერგიას, რომელიც გამოიყოფა ელექტრონის თავისუფალ ატომთან მიერთებისას, ატომის ელექტრონისადმი სწრაფვა ეწოდება. ელექტრონისადმი სწრაფვა, ისე როგორც იონიზაციის ენერგია, გამოისახება ელექტრონვოლტის ერთეულებში. მაგალითად, წყალბადის ატომის (H) ელექტრონისადმი სწრაფვა ტოლია 0,75 ევ-ის, ჟანგბადის ატომის—1,47 ევ, ფტორის ატომის—3,52 ევ-ის და ა. შ. ელემენტებიდან ელექტრონისადმი ყველაზე დიდი სწრაფვა ახასიათებს ფტორს, რაც იმას ნიშნავს, რომ ელექტრონის ფტორის ატომთან შეერთებისას გამოყოფილი ენერგიის რაოდენობა მაქსიმალურია.

ატომის ელექტრონისადმი სწრაფვის შეფასებისათვის შემოტანილი იქნა ცნება ელექტროუარყოფითობის შესახებ.

**6. ელემენტთა ელექტროუარყოფითობა.** დავუშვათ, რომ ერთმანეთს უერთდება ორი ელემენტის A და B ატომები. მივიღოთ, რომ მათ შორის ქიმიური ბმა ხორციელდება ელექტრონის ერთი ატომიდან მეორეზე გადასვლით ან კიდევ ერთი ატომიდან ელექტრონების მეორე ატომისაკენ გადახრით.

დავუშვათ, რომ ელექტრონები A-დან B-ზე გადადის. რადგანაც ეს

თავისთავად მიმდინარე პროცესია, მიმდინარეობს ენერჯის გამოყოფით  $(E_B - I_A)$ , სადაც  $E_B$ -ატომის ელექტრონისადმი სწრაფვის ენერჯიაა,  $I_A$ -ატომის იონიზაციის ენერჯია. იმ შემთხვევაში, თუ ელექტრონი  $B$ -დან  $A$ -ზე გადადის, მაშინ  $(E_A - I_B)$  ენერჯია გამოიყოფა. თავისთავად ცხადია, პროცესი წარმართება ენერჯის მაქსიმალური მოგებით, როგორც ვთქვით, ჩვენს შემთხვევაში ელექტრონის გადასვლა ხდება  $A$ -დან  $B$ -ზე, რაც იმას ნიშნავს, რომ

$$(E_B - I_A) > (E_A - I_B), \text{ ე. ი.}$$

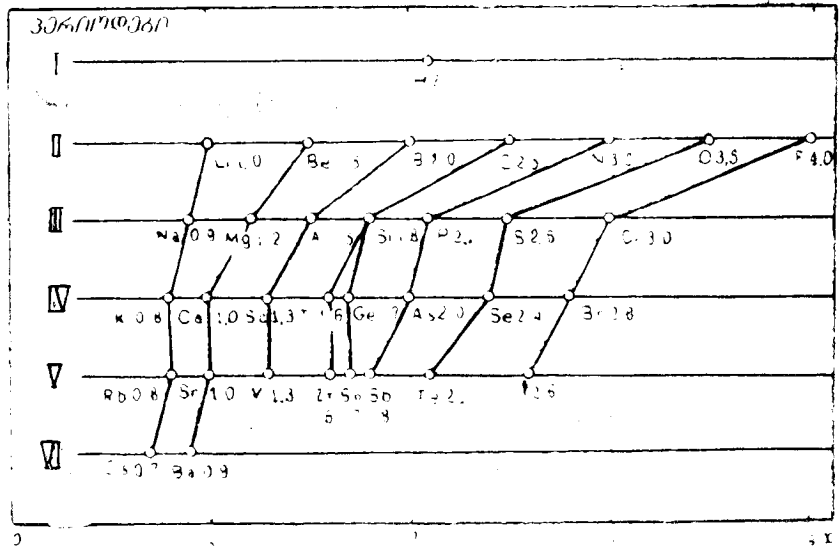
$$(I_B + E_B) > (I_A + E_A).$$

$1/2 (I + E)$  სიდიდემ მიიღო ელექტროუარყოფითობის სახელწოდება და აღინიშნება  $x$ -ით

$$x = 1/2(I + E). \quad (\text{VI}, 1)$$

აქედან გამოდინარეობს, რომ ელექტრონი იმ ატომზე გადავა, რომელსაც მეტი ელექტროუარყოფითობა ახასიათებს. ვასაგებად რომ ვთქვათ, ელექტროუარყოფითობა ახასიათებს ატომის სწრაფვას ელექტრონისადმი ქიმიური ბმის წარმოქმნისას.

ელექტროუარყოფითობის განსაზღვრის აღნიშნული მეთოდი მოგვაწოდა მილიკენმა (აშშ). ამ მეთოდის ნაკლი ისაა, რომ მხოლოდ რამ-



ნახ. 23. ელემენტთა ელექტროუარყოფითობა.

დენიმე ელემენტისათვის არის ცნობილი ელექტრონისადმი სწრაფვის ენერჯია.

პოლინგმა ელექტროუარყოფითობის განსაზღვრისათვის მოგვცა სხვა მეთოდი. ნახ. 23-ზე მოცემულია ელემენტების ელექტროუარყოფითობა პოლინგის მიხედვით.

ქვემოთ ცხრილში მოცემულია სხვადასხვა ელემენტის  $x$  შედარებითი მნიშვნელობები პოლინგის მიხედვით.

ცხრილი 9

ელემენტთა ელექტროუარყოფითობა პოლინგის მიხედვით

H						
2,1						
Li	Be	B	C	N	O	F
0,98	1,5	2,0	2,5	3,07	3,5	4,0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,93	1,2	1,6	1,9	2,2	2,6	3,0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0,91	1,04	1,8	2,0	2,1	2,5	2,8
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Tl	I
0,89	0,99	1,5	1,7	1,8	2,1	2,6

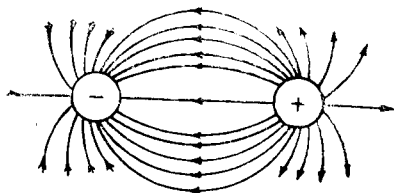
როგორც ცხრ. № 9-დან ჩანს, ელემენტების ელექტროუარყოფითობა კანონზომიერად იცვლება. იგი პერიოდებში მარცხნიდან მარჯვნივ იზრდება და მაქსიმალურ მნიშვნელობას აღწევს VII ჯგუფის ელემენტებისათვის, რაც იმავე დროს მაჩვენებელია იმისა, რომ პერიოდებში მარცხნიდან მარჯვნივ მეტალური თვისებები კლებულობს, ხოლო არამეტალური — იზრდება.

ჯგუფებში, ვერტიკალურ მწკრივში, ზემოდან ქვემოთ ელემენტების ელექტროუარყოფითობა კლებულობს, რაც იმას გამოხატავს, რომ ზემოდან ქვემოთ არამეტალური თვისებები კლებულობს და იზრდება მეტალური თვისებები.

**7. იონური ბმის გაუჯერებლობა და უმიმართულება.** როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, იონური ბმა შედგება საპირისპირო ნიშნით დამუხტული ნაწილაკების ურთიერთმიზიდვის, ე. ი. იმ ელექტროსტატიკური ველის ურთიერთქმედების, რომელიც წარმოიქმნება იონის ირგვლივ. თუ წარმოვიდგენთ, რომ იონს სფეროს ფორმა აქვს, მაშინ მის ირგვლივ ელექტროსტატიკური ველის ძალები ყველა მიმართულებით სივრცეში თანაბრად იქნება განაწილებული. ამის შედეგად, ყოველ იონს შეუძლია ყოველი მიმართულებით მიიზიდოს საპირისპირო მუხტით დამუხტული იონი. ამით აიხსნება, რომ იონურ ბმას მიმართულება არ გააჩნია.

იონის ირგვლივ ელექტროსტატიკური ველის ასეთი განაწილება მიგ-

ვანიშნებს იმაზე, რომ იონების ერთმანეთთან შეერთებისას არ შეიძლება მოხდეს საპირისპირო ნიშნის მუხტის მქონე იონების ელექტროსტატიკური ველის სრული კომპენსაცია, რაც იმას ნიშნავს, რომ მათ კიდევ შეუძლიათ სხვა მიმართულებით დაუკავშირდნენ საპირისპირო ნიშნით დამუხტულ ნაწილაკებს, ე. ი. იონურა ბმა გაუჯერებელა. აქედან შევკვიძლია დავასკვნათ, რომ იონურ ბმას არ გააჩნია მიგეზილობა (მიმართულება) და ის გაუჯერებელია.



ნახ. 24 ორი სხვადასხვა მუხტით დამუხტული იონების ირგვლივ ელექტროძალახების განლაგება.

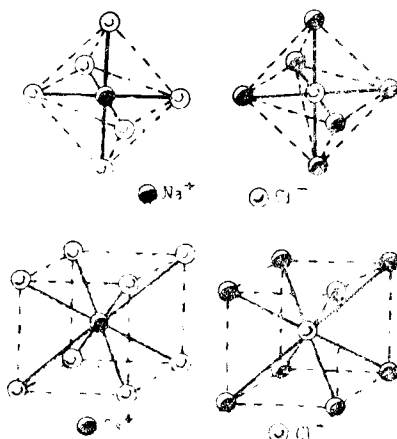
8. **იონური ნაერთების სტრუქტურა.** როგორც დავინახეთ, იონურ ბმას არ გააჩნია მიმართულება და ის გაუჯერებელია, საიდანაც გამომდინარეობს, რომ იონური ბმით მიღებული ნაერთები მით უფრო მდგრადი იქნება, რაც მეტი ნაწილაკი იქნება დაკავშირებული ერთ იონთან საწინააღმდეგო ნიშნის მუხტით. მაგრამ იმის გამო, რომ ერთნაირი ნიშნის მუხტის მქონე ნაწილაკები ერთმანეთს განიზიდავენ, ერთი იონის ირგვლივ ნაწილაკთა რიცხვი შეზღუდულია და სრულიად გარკვეული მნიშვნელობისაა. კოვალენტური ბმისაგან განსხვავებით, იონური ბმით წარმოქმნილ ნაერთებში ერთი იონის ირგვლივ ნაწილაკთა რიცხვი არ არის დამოკიდებული ელემენტების ელექტრონულ სტრუქტურაზე, დამოკიდებულია მხოლოდ იონთა სიდიდის თანაფარდობაზე, ე. ი. იმაზე, თუ რა მოცულობას დაიჭერს სივრცეში ესა თუ ის იონი.

ასე მაგალითად, პრაქტიკულად დიდგენილია, რომ თუ იონთა რადიუსების თანაფარდობა  $0,41—0,73$  ზღვარშია, მაშინ წარმოიქმნება იონების ოქტაედრული კოორდინაცია, იმ შემთხვევაში კი, თუ თანაფარდობა  $0,73—1,37$  ზღვარშია, მაშინ მიიღება კუბური კოორდინაცია და ა. შ. მაგალითად,  $\text{Na}^+$  იონის ( $r_{\text{Na}} = 0,98 \text{ \AA}$ )  $\text{Cl}^-$ -ის იონთან ( $r_{\text{Cl}} = 1,81 \text{ \AA}$ ) ურთიერთქმედებისას, რომელთა რადიუსების თანაფარდობა  $0,54$ -ის ტოლია, წარმოიქმნება ოქტაედრული კოორდინაცია (სურ. 25).

$\text{CsCl}$ -ში იონთა რადიუსების თანაფარდობა  $\text{Cs}^+$  ( $r_{\text{Cs}} = 1,65 \text{ \AA}$ ) და ( $r_{\text{Cl}} = 1,81 \text{ \AA}$ ) ტოლია  $0,91$ , რაც შეესაბამება კუბიკურ კოორდინაციას. მსგავს იონურ კოორდინაციას ადვილი აქვს ნატრიუმის ქლორიდის და ცეზიუმის ქლორიდის კუბიკური და წახნაგცენტრირებული კუბიკური კრისტალური მესერის წარმოქმნისას.

ამრიგად, როგორც დავინახეთ, იონური ნაერთები ჩვეულებრივად

კრისტალურია. აქედან არ შეიძლება გაკეთდეს დასკვნა, რომ NaCl და CsCl ორი იონისაგან წარმოქმნილი მოლეკულაა: ამ შემთხვევაში მთელი კრისტალი შეიძლება განვიხილოთ როგორც ერთი დიდი გიგანტური მოლეკულა, რომელიც შედგება ურიცხვი ნატრიუმის, ცეზიუმისა და ქლო-



ნახ. 25. NaCl და CsCl კრისტალებში იონების ურთიერთკოორდინაცია.

რის იონებისაგან, რაც შეიძლება ფორმულით შემდეგნაირად გამოვხატოთ:  $\text{Na}_n\text{Cl}_n$  და  $\text{Cs}_m\text{Cl}_m$ .

**9. იონური მესერის ენერგია.** იონური მესერის ენერგია არის იონური ნაერთების მახასიათებელი იონური მესერის ენერგია ეს არის ენერგიის ის რაოდენობა, რომელიც გამოიყოფა ერთი გრამმოლი კრისტალური ნივთიერების წარმოქმნისას მისი შემადგენელი თავისუფალი იონებისაგან ან ეს არის ენერგიის ის რაოდენობა, რომელიც საჭიროა ერთი გრამმოლი კრისტალური ნივთიერების შემადგენელი იონების ერთმანეთისაგან ისეთი მანძილით დასაცავლელად, რომ მათ შორის მიზიდვის ძალა ტოლი იყოს ნულის.

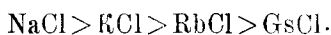
მაქს ბორნის მიხედვით კრისტალური მესერის ენერგია NaCl-ის ტიპის ნაერთებისათვის შეიძლება გავიანგარიშოთ ფორმულით

$$U = 545 \sqrt[3]{\frac{d}{M}},$$

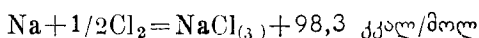
სადაც  $U$  კრისტალური მესერის ენერგიაა,  $d$ —კრისტალის სიმკვრივე,  $M$ —მოლეკულური მასა. კრისტალური მესერის ენერგიის მნიშვნელობა დამოკიდებულია კრისტალის შემადგენელი იონების რადიუსზე და მათი



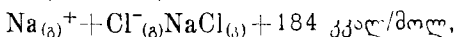
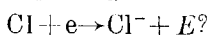
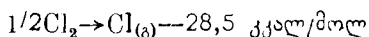
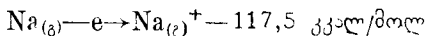
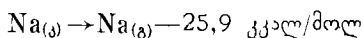
მუხტის სიდიდეზე რაც მცირეა შემადგენელი იონების რადიუსი და მეტია იონების მუხტი, მათ მეტია კრისტალური მესერის ენერგია. ასე მაგ., პირველი ჯგუფის ელემენტების ქლორიდების  $U$  იცვლება შემდეგი მიმდევრობით:



კრისტალური მესერის ენერგიის დახმარებით და ჰესის კანონის გამოყენებით, შეიძლება გამოვითვალოთ ელემენტის ატომის სწრაფვა ელექტრონისადმი. მაგალითისათვის ავიღოთ ქლორნატრიუმის წარმოქმნა ნატრიუმისა და ქლორისაგან:



ქლორნატრიუმი შეგვიძლია მივიღოთ აგრეთვე შემდეგი ციკლის ჩატარებით:



სადაც მიღებულია აღნიშვნები: (კ) — კრისტალური, (გ) — გაზური.

ჰესის კანონის თანახმად, რეაქციის სითბური ეფექტი დამოკიდებული არ არის რეაქციის გზაზე. დამოკიდებულია მხოლოდ და მხოლოდ რეაქციის საწყის და საბოლოო მდგომარეობაზე, საიდანაც შეგვიძლია დავწერთ

$$Q = S + I + D + E + U.$$

თუ შევიტანთ რიცხვით მნიშვნელობებს, გვექნება:

$$98,3 = -25,9 - 117,5 - 28,5 + E + 184,$$

აქედან

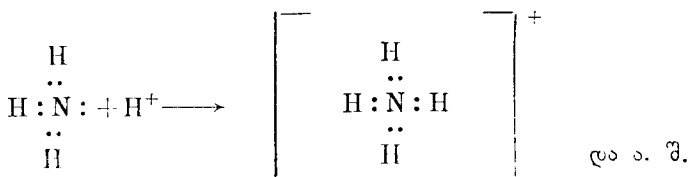
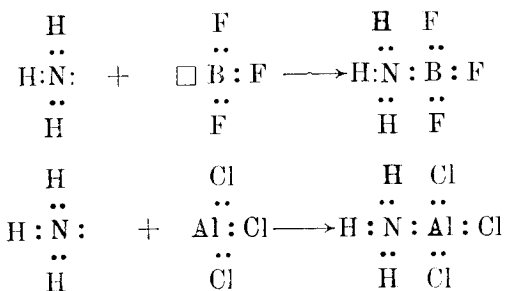
$$E = +25,9 + 117,5 + 28,5 - 184 + 98,3 = 96,2 \text{ კკალ/გ-ატ.}$$

მაშასადამე, ქლორის ატომის ელექტრონისადმი სწრაფვის ენერგია 96,2 კკალ/გ-ატ ტოლია.

**10. დონორულ-აქცეპტორული ბმა.** დონორულ-აქცეპტორული ბმა შეიძლება წარმოიქმნას იმ შემთხვევაში, თუ მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულის ერთ-ერთ ატომს გააჩნია გაუყოფელი წყვილი ელექტრონი, ხოლო მეორე მორეაგირე ნივთიერების ერთ-ერთ ატომს თავისუფალი ორბიტალი, რომელზედაც შეუძლია მიიღოს გაუყოფელი წყვილი ელექტრონი. დონორულ-აქცეპტორი ურთიერთქმედება განსაკუთრებით ვლინ-

დება ქიმიურ შუალედურ პროცესებში, როგორცაა კატალიზური მოვლენები, სოლვატების, ჰიდრატების წარმოქმნა და სხვ.

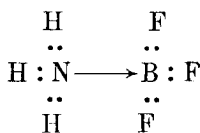
დონორულ-აქცეპტორული ურთიერთქმედებით აიხსნება მთელი რიგი მოლეკულური ნაერთების, კოორდინაციული ნაერთების წარმოქმნა. კოვალენტური ბმის წარმოქმნისაგან განსხვავებით, სადაც წყვილი ელექტრონების წარმოქმნაში მონაწილეობს მორეაგირე ელემენტების ორივე ატომი, დონორულ-აქცეპტორული ბმის წარმოქმნისას, წყვილი ელექტრონების დონორს წარმოადგენს ერთ-ერთი მორეაგირე მოლეკულის ატომი. ეს ნათლად შეგვიძლია დავინახოთ შემდეგ მაგალითებზე:



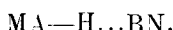
როგორც ვხედავთ, ყველა ამ ნაერთის წარმოქმნა ხდება აზოტის გაუყოფელი წყვილი ელექტრონების მეშვეობით, ე. ი. წყვილი ელექტრონების დონორს წარმოადგენს აზოტის ატომი, ხოლო აქცეპტორს B-ის, Al-ის და წყალბადის ატომები, რომელთაც გააჩნიათ p, P და s თავისუფალი ორბიტალი.

დონორულ-აქცეპტორული ბმის ენერგია მერყეობს 1,5—3 კკალ/მოლი 50 კკალ/მოლი, რის შედეგადაც ასეთი ბმით მიღებული მოლეკულების ნაერთების მდგრადობაც იცვლება დიდ ფარგლებში, ვან-დერ-ვასული ძალებით წარმოქმნილი ნაერთების მდგრადობიდან კოვალენტური ბმით წარმოქმნილი ნაერთების მდგრადობამდე.

დონორულ-აქცეპტორული ბმის გამოსახვისათვის, განსხვავებით ბმის სხვა ტიპებიდან, მას აღნიშნავენ ისრით დონორიდან აქცეპტორისაკენ. მაგალითად:



11. წყალბადური ბმა. მთელ რიგ ნაერთებში, განსაკუთრებით მაშინ, როდესაც წყალბადი დაკავშირებულია ძლიერ ელექტროუარყოფით ელემენტთან, მას გააჩნია უნარი ერთდროულად შეუერთდეს ორ ატომს, ე. ი. გამოიჩინოს დაქანგვის ხარისხი 2. მაგალითად

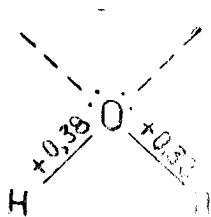


ამ ნაერთში წყალბადი ატომ A-თან დაკავშირებულია ჩვეულებრივი კოვალენტური ბმით, ხოლო B ატომთან—დამატებითი ბმით. წყალბადის ამ დამატებით ბმას—წყალბადურ ბმას უწოდებენ და გამოსახავენ წყვეტილი ხაზით.

ის ფაქტი, რომ წყალბადის ატომს შეუძლია დაიკავშიროს ორი ატომი, პირველად შემჩნეული იქნა გასული საუკუნის 80-იან წლებში მ. ილინსკისა და ნ. ბეკეტოვის მიერ.

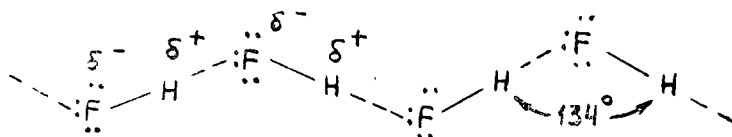
წყალბადური ბმის ენერგია აღემატება ვან-დერ-ვალსური ბმის ენერგიას და აღწევს 2-დან 14 კკალ/მოლ.

წყალბადური ბმის წარმოქმნა განპირობებულია იმით, რომ წყალბადის ატომი ელექტრონის დაკარგვის შემდეგ იძლევა ყველა ელემენტებიდან განსხვავებულ—უნიკალურ ნაწილაკს,—„შიშველ“ პროტონს, რომელსაც გარს არ აკრავს ელექტრონული გარსი და მოცულობით ძლიერ მცირეა. როდესაც ასეთი ნაწილაკი მოხვდება ელექტროუარყოფითი ატომის ელექტრონული გარსის ახლოს, ის—კი არ განიზიდება, არამედ მიიზიდება. შეიკრება ელექტრონულ გარსში, სანამ გამოვლინებას არ დაიწყებს ატომგულთაშორის განზიდვის ძალები, თითქოს და წყალბადის ატომგული „ჩაინერგება“ მეორე ელექტროუარყოფითი ატომის ელექტრონულ გარსში. ასე მაგალითად, წყლის მოლეკულას შეუძლია წარმოქმნას ოთხი წყალბადური ბმა, ორი—უანგბადის განუყოფელი წყვილი ელექტრონებით და ორი—წყალბადის ატომით



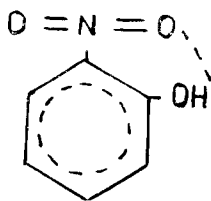
ამის შედეგია, რომ წყლის მოლეკულები იმყოფებიან ასოცირებულ მდგომარეობაში, რაც აპირობებს წყლის მთელი რიგი თვისებების ანო-მალობას (დუღილის ტემპერატურა, გამყარების ტემპერატურა, დელექტრული შეღწევადობა და სხვ.).

წყალბადური ბმით აიხსნება აგრეთვე ფტორწყალბადმჟავას მთელი რიგი თვისებები. ფტორწყალბადმჟავა ხსნარში იმყოფება ძლიერად ასოცირებული მოლეკულების სახით

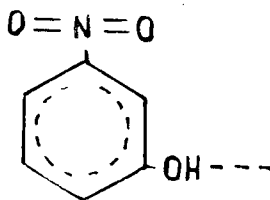


წყალბადური ბმით შეიძლება წარმოიქმნას ახალი ქიმიური ნაერთი, ასე მაგალითად, ამიაკის წყალხსნარის გაცივებით შეიძლება გამოიყოს  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (ამიაკის ჰიდრატი). ამ შემთხვევაში ჰიდრატის წარმოქმნა შედეგია წყალბადური ბმის, რომელიც აღიძვრება აზოტის განუყოფელ წყვილ ელექტრონსა და წყლის მოლეკულაში შემავალ წყალბადს შორის.

გარდა მოლეკულათშორისი წყალბადური ბმისა, ცნობილია აგრეთვე შიგამოლეკულური წყალბადური ბმა, რაც დიდ გავლენას ახდენს მოლეკულის თვისებებზე. შიგამოლეკულური წყალბადური ბმის მაგალითს წარმოადგენს ორთანიტროფენოლი



ორთანიტროფენოლი



მეტანიტროფენოლი

როგორც მოყვანილი ფორმულებიდან ჩანს, ორთანიტროფენოლში ადგილი აქვს შიგამოლეკულური წყალბადური ბმის წარმოქმნას, რაც გავლენას ახდენს მისი დუღილის ტემპერატურაზე (დაბალია,  $45^\circ\text{C}$ ). მეტანიტროფენოლში ადგილი აქვს მოლეკულათშორისი წყალბადური ბმის წარმოქმნას, რის შედეგადაც მისი დუღილის ტემპერატურა ( $97^\circ\text{C}$ ) მკვეთრად იცვლება, ( $\text{O}_2\text{NC}_6\text{H}_4\text{OH} \dots \text{O}_2\text{NC}_6\text{H}_4\text{OH} \dots$ ). შენიშნულია აგრეთვე

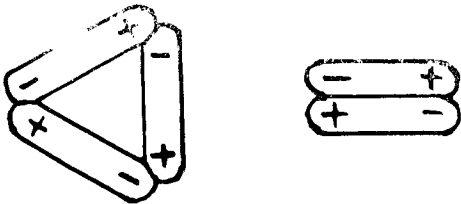
ატომთაშორისი წყალბადური ბმა, მაგალითად, იონში  $[HF_2]^-$ ,  $[H(OH_2)]_2^+$ , რაც შეიძლება გამოვხატოთ შემდეგნაირად:  $[F \dots H \dots F]^-$ ,  $[H_2O \dots H \dots OH_2]^+$ . აღმოჩნდა, რომ ამ შემთხვევაში წყალბადური ბმის ენერგია მაქსიმალურია და აღწევს 40 კკალ/მოლ.

წყალბადურ ბმას განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს ორგანული ნაერთების, პოლიმერების, ცილებისა და სხვა ნაერთების წარმოქმნისათვის.

**12. მოლეკულათაშორისი ურთიერთქმედება. ვან-დერ-ვალსური ბმა.** ისე როგორც ატომთა შორის, მოლეკულათა შორისაც შესაძლებელია წარმოიქმნას როგორც ელექტროსტატიკური, ისე დონორულ-აქცეპტორული ურთიერთქმედება და მოლეკულები დაუკავშირდნენ ერთმანეთს.

მოლეკულების ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედება. მოლეკულათაშორის ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედება შეიძლება იყოს ორიენტაციული, ინდუქციური და დისპერსული. ამ ურთიერთმოქმედებათა შორის უნივერსალურია დისპერსული ძალებით გამოწვეული ურთიერთქმედება. დისპერსული ურთიერთქმედება შედეგია იმ მიკროდიპოლური ძალების, რომლებიც წარმოიქმნება მოლეკულების ერთმანეთთან შეხვედრისას (დაჯახებისას). მიკროდიპოლების სინქრონული წარმოქმნა და გაქრობა აპირობებს მოლეკულების ურთიერთმიზიდვასა და განზიდვას. წარმოქმნილი მიკროდიპოლის შედეგად მოლეკულები განიცდიან ურთიერთორიენტაციას და ერთმანეთთან დაკავშირებას.

ორიენტაციული (დიპოლ-დიპოლური) ურთიერთქმედებას ადგილი აქვს პოლარულ მოლეკულათა შორის. დიპოლური მოლეკულების სითბური ქაოსური მოძრაობისას, მათი ერთმანეთთან შეხვედრისას, ადგილი აქვს მოლეკულების პოლუსების მუხტის შესაბამისად მოლეკულების ურთიერთორიენტაციას და ერთმანეთთან დაკავშირებას. რაც უფრო მეტია მოლეკულების პოლარობა, მით უფრო მეტია მოლეკულათა შორის ორიენტაციის ხარისხი და მით მეტი ძალებით უკავშირდება მოლეკულები ერთმანეთს.



და ა. შ.

ტემპერატურის აწევით იზრდება მოლეკულების კინეტიკური ენერგია, ქაოსური მოძრაობა და მცირდება მოლეკულების ორიენტაციის ხარისხი.

მოლეკულათაშორისი ინდუქციური ურთიერთქმედება შედეგია ინდუქციური დიპოლების წარმოქმნის. როდესაც პოლარული მოლეკულა ეჯახება არაპოლარულ მოლეკულას, ადგილი აქვს მოლეკულების დეფორმაციას, არაპოლარულ მოლეკულაში აღიძვრება პოლარობა—დიპოლი. ინდუცირებული პოლარული მოლეკულა მიიზიდება პოლარული მოლეკულით და ამის შედეგად წარმოიქმნება ბმა. ინდუცირებული დიპოლი თავის მხრივ აძლიერებს პოლარული მოლეკულის პოლარობას.

აღსანიშნავია, რომ ინდუქციური ურთიერთქმედება თითქმის არ არის დამოკიდებული ტემპერატურაზე. ის მით უფროა მეტია, რაც მეტია მოლეკულის პოლარობა, მოლეკულის დაპოლარების ხარისხი და რაც ნაკლებია მოლეკულათაშორისი მანძილი.

როგორც დავინახეთ, დისპერსული, ორიენტაციული და ინდუქციური მოლეკულათაშორისი ურთიერთქმედება დამოკიდებულია მოლეკულების პოლარობისა და დაპოლარების ხარისხზე. არც ერთ შემთხვევაში ადგილი არა აქვს ელექტრონების ერთი მოლეკულიდან მეორე მოლეკულაზე გადასვლას.

მოლეკულათაშორის ურთიერთქმედების ძალებს, რომლებიც წარმოიქმნება ატომების მიერ ელექტრონების გადაცემის გარეშე ვან-დერ-ვალსური ძალები ეწოდება. ვან-დერ-ვალსური ძალები საკმაოდ დიდ როლს ასრულებენ მოლეკულების ერთმანეთთან დაკავშირების—აგრეგაციის საქმეში, რასაც ადგილი აქვს ნივთიერების როგორც გაზურ, თხევად, ისე მყარ მდგომარეობაში. ვან-დერ-ვალსური ძალებით რამდენადმე განპირობებულია ადსორბციის მოვლენა, კატალიზური პროცესები და სხვა.

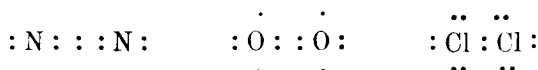
ბმების ისეთ ტიპებთან შედარებით, როგორიცაა ელექტროვალენტური (იონური) და კოვალენტური, ვან-დერ-ვალსური ძალები სუსტია, რის შედეგადაც ამ ძალებით წარმოქმნილი ნაერთები შედარებით უმდგრადია და ადვილად იშლება. მაგალითად, ქლორის მოლეკულის ატომებად დაშლისათვის საჭირო ენერგია არის 58 კკალ/მ, ქლორის მოლეკულების სუბლიმაციის ენერგია კი 6,06 კკალ/მ.

**13. კოვალენტური ბმა.** ქიმიური ბმის ძირითადი ტიპია კოვალენტური ბმა. ყველა ქიმიური ნაერთის წარმოქმნა მეტნაკლებად დაკავშირებულია კოვალენტური ბმის წარმოქმნასთან მორეაგირე ნივთიერებების ატომებს შორის.

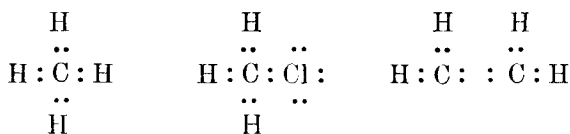
ესეთი მოლეკულების წარმოქმნა, როგორიც არის  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$  და სხვ., არ შეიძლება აიხსნას იონური ბმის თეორიით.  $H_2$ -ის მოლეკულაში წყალბადის ორივე ატომი ტალფასია და არ შეიძლება წარმოვადგინოთ, რომ ერთი ატომი თითქოს მეტ სწრაფვას იჩინდეს ელექტრონისადმი, ვიდრე მეორე, ამ შემთხვევაში წყალბადის ატომების

ელექტრონებისადმი სწრაფვა ერთნაირია და გამორიცხულია ჟანგვა-აღდგენის პროცესი, საიდანაც ნათლად ჩანს, რომ ასეთი მოლეკულების წარმოქმნა არ შეიძლება აიხსნას კოსელის ბმის ელექტროვალენტური თეორიით.

1916—1918 წწ. ლუისმა და ლენგმიურმა გამოთქვეს აზრი იმის შესახებ, რომ ასეთი მოლეკულების წარმოქმნა, ატომთაშორისი ბმა, შედეგია საერთო ელექტრონული წყვილის წარმოქმნის, რომლებიც მიეკუთვნებიან ორივე ატომს. ბმას, რომელიც წარმოიქმნება ელექტრონებით, რომლებიც მიეკუთვნება ორივე ატომს, ჰომოპოლარული ან კოვალენტური ბმა ეწოდება. თუ სავალენტო ელექტრონებს წერტილებით აღვნიშნავთ, რომლებიც გამოხატავენ ბმაში მონაწილე ელექტრონებს, მაშინ წყალბადის მოლეკულისათვის მივიღებთ: H : H, სადაც ორივე ელექტრონი ერთდროულად ეკუთვნის წყალბადის ორივე ატომს, რის შედეგადაც წარმოიქმნება კეთილშობილი გაზის, ჰელიუმის ელექტრონული გარსი. რომელიც მდგრად სისტემას წარმოქმნის. ამ თეორიის თანახმად, შეგვიძლია დავწეროთ აზოტის, ჟანგბადის, ქლორისა და სხვა გაზური მოლეკულების წარმოქმნის სქემები:



თუ ამ წარმოდგენას გავავრცელებთ მოლეკულებზე, რომლებიც შედგებიან სხვადასხვა ელემენტის ატომებისაგან, მივიღებთ



ასეთი ნაერთების რიცხვი მრავალია, განსაკუთრებით ორგანულ ქიმიაში, სადაც თითქმის ყველა ნაერთი წარმოქმნილია კოვალენტური ბმით. ამ შემთხვევაში, ისე როგორც იონური ნაერთების წარმოქმნისას, სისტემა მიისწრაფვის შეიქმნას ელექტრონულ გარეთა გარსში ოქტეტი (დუბლეტი). როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, კოვალენტური ბმა წარმოიქმნება ელექტრონების გაწყვილებით, სადაც წყვილი ელექტრონების წარმოქმნაში მონაწილეობს მორავიერე ნივთიერებათა ყველა ატომი. იმ შემთხვევაში, როდესაც ადგილი აქვს მარტივი ნივთიერებების მოლეკულების წარმოქმნას, ე. ი. მოლეკულა შედგება ერთი და იმავე ელემენტის ატომებისაგან, ელექტრონული წყვილი განლაგდება მოლეკულის წარმომქმნელ ატომთა შორის ისე, რომ ის თანაბრად არის დაცილებუ-

ლი ამ ატომებისაგან. იმ შემთხვევაში კი, როდესაც ადგილი აქვს რთული ნივთიერების წარმოქმნას, ე. ი. მოლეკულა შედგება სხვადასხვა ელემენტის ატომებისაგან, მაშინ ადგილი აქვს ელექტრონული წყვილის მოლეკულის ერთ-ერთი რომელიმე შემადგენელი ატომისაკენ გადაწევას (გადაძვრას). გადაწევა ხდება იმ ატომისაკენ, რომელიც შედარებით ელექტროუარყოფითია. ბმის ასეთ სახეობას პოლარულ-კოვალენტური ეწოდება. პოლარულ-კოვალენტური ბმის სახეობის მაგალითს წარმოადგენს HCl, HBr, HI, ClF, CF<sub>4</sub>-სა და სხვა მრავალი ნაერთის წარმოქმნა. HCl-ში წყვილი ელექტრონი გადაწეულია ქლორისაკენ, რაც იმას ნიშნავს, რომ წყველ ელექტრონსა და წყალბადს შორის მანძილი უფრო დიდია. ვიდრე წყველ ელექტრონსა და ქლორს შორის, რაც სტემატურად

შეკვიძლია გამოხატოთ შექდევნიარად: H : Cl ან ClF-ში : Cl : F : და

ა. შ. შეაძლება იგივე ვუტყვიანთ ისრათ H → Cl, Cl → F, H → Br და ა. შ. პოლარულ-კოვალენტური ბმით იხსნება მრავალი ნაერთის ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები, მაგალითად, წყლის თვისებები, განსაკუთრებით ისეთი, როგორიცაა მადისოცირებელი თვისება.

როგორც ჩანს, იონური ბმა წარმოადგენს პოლარულ-კოვალენტური ბმის ზღვრულ შემთხვევას, როდესაც ელექტრონი ერთ-ერთი ატომიდან იმდენად გადაძრულია მეორე ატომისაკენ, რომ ის მთლიანად სცილდება პირველს და გადადის მეორე ატომის ელექტრონულ შრეში.

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, მხოლოდ იონური ბმით წარმოქმნილი ნაერთები არ არსებობენ. შეზღუდულია წმინდა კოვალენტური ბმით წარმოქმნილ ნაერთთა რიცხვიც. ჩვენთვის ცნობილი ნაერთები (მათა რიცხვი დღეისათვის სამ მილიონს აღწევს) ძირითადად წარმოქმნილია პოლარულ-კოვალენტური ბმით.

**14. დიპოლური მომენტი. მოლეკულის პოლარობა.** როგორც დავინახეთ, მოლეკულა შეიძლება იყოს პოლარული და არაპოლარული. იმ შემთხვევაში, თუ მოლეკულაში დადებითი და უარყოფითი ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივეები ემთხვევა ერთ წერტილს, მაშინ მოლეკულა არაპოლარულია. თუ ეს ცენტრები არ ემთხვევა მოლეკულის ერთ წერტილს, მაშინ მოლეკულა პოლარულია. არაპოლარულ მოლეკულებს მიეკუთვნება ყველა ორატომიანი მარტივი ნივთიერებები. როგორიცაა: H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> და სხვ. ნაერთთა ამავე კლასს მიეკუთვნება აგრეთვე რთული ნივთიერებები, რომლებიც შედგებიან სამი და მეტი ატომისაგან და რომლებსაც ახასიათებთ მაღალი სიმეტრიული აღნაგობა, როგორიცაა: CO<sub>2</sub>, CS<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> და სხვ. პოლარულ მოლეკულათა რიცხვს მიეკუთვნება ნაერთების დიდი უმრავლესობა.



მოლეკულის პოლარობა ხასიათდება მოლეკულის დიპოლური მომენტი. დიპოლური მომენტი ტოლია

$$\mu = l \cdot e, \quad (\text{VI } 1.1)$$

სადაც  $\mu$  აღნიშნავს დიპოლურ მომენტს,  $l$  მანძილია უარყოფითი და დადებითი მუხტების ცენტრებს შორის,  $e$ —მუხტის სიდიდეა. მოლეკულის პოლარობა მით უფრო მეტია, რაც უფრო გადაძრულია ელექტრონული ღრუბელი ერთ-ერთი ატომისაკენ და პირიქით. დიპოლური მომენტის საზომ ერთეულს დებაი ეწოდება და იგი  $D$ -თი აღინიშნება.  $D=10^{-18}$  ელ. სტ. ერთ. დიპოლური მომენტი შეიძლება ექსპერიმენტულად გაიზომოს, თუ ვიცით ნივთიერების დიელექტრიული შეღწევადობა ( $\epsilon$ ) სხვადასხვა ტემპერატურაზე. დიელექტრიკულ შეღწევადობასა და დიპოლურ მომენტს შორის შემდეგი დამოკიდებულებაა:

$$\frac{\epsilon-1}{\epsilon+2} \cdot \frac{M}{d} = \frac{4}{3}\pi N_o \left( \alpha + \frac{N_o \mu^2}{3RT} \right), \quad (\text{VI } 2)$$

სადაც  $M$  ნივთიერების მოლეკულური მასაა,  $d$ —მისი სიმკვრივე,  $N_o$ —ავოგადროს რიცხვი,  $R$ —გაზის უნივერსალური მუდმივა,  $T$ —აბსოლუტური ტემპერატურა,  $\mu$ —დიპოლური მომენტი. (VI,2) განტოლებას ლანჯევენ-დებაის განტოლება ეწოდება.

ფრჩხილებში მოთავსებული ჯამის პირველი წევრი ( $\alpha$ ) ასახავს დეფორმაციულ ეფექტს, მეორე—ორიენტაციულ ეფექტს. ამ უკანასკნელის მნიშვნელობა დამოკიდებულია მოლეკულის დიპოლურ მომენტსა და ტემპერატურაზე, რაც მეტია  $\mu$ -ის მნიშვნელობა და ნაკლებია ტემპერატურა ( $T$ ), მით მეტია მოლეკულების ორიენტაცია.

თუ შემოვიტანთ აღნიშვნებს:

$$\frac{\epsilon-1}{\epsilon+2} \cdot \frac{M}{d} = y \quad (\text{VI } 3)$$

$$4\pi N_o \alpha / 3 = A \quad (\text{VI } 4)$$

და შევიტანთ (VI,2) განტოლებაში, მივიღებთ

$$y = A + Bx. \quad (\text{VI } 5)$$

თუ კოორდინატთა სისტემის აბსცისათა ღერძზე გადავდებთ აბსოლუტური ტემპერატურის შებრუნებულ სიდიდეს ( $1/T$ ), ხოლო ორდინატთა

ღერძზე  $\frac{\epsilon-1}{\epsilon+2} \frac{M}{d}$ , მივიღებთ მათ შორის წრფივ დამოკიდებულებას, რომ-

ლის დახრილობის კუთხის მნიშვნელობით შეგვიძლია  $\mu$  მნიშვნელობის განსაზღვრა.

როგორც (V,3) და (V,5) განტოლებებიდან ჩანს

$$\mu = \sqrt{(9RB)/4\pi N_o} = 0,01282 \cdot 10^{-18} \sqrt{B} \quad (\text{VI } 6)$$

მოლეკულები	$\mu, D$	მოლეკულები	$\mu, D$	მოლეკულები	$\mu, D$
H <sub>2</sub> O	1,84	N <sub>2</sub> O	0,17	CsF	7,9
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	2,26	NO	2,16	CsCl	10,44
HF	1,91	NO <sub>2</sub>	0,29	CsI	12,1
HC	1,03	HNO <sub>3</sub>	2,16	CH <sub>3</sub> OH	1,71
HBr	0,79	F <sub>2</sub> O	0,30	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	1,67
HI	0,38	BrF	1,29	CHCl <sub>3</sub>	1,01
NH <sub>3</sub>	1,48	O <sub>2</sub>	0,53	HCOOH	1,36
PH <sub>3</sub>	0,58	H <sub>2</sub> S	1,10	CH <sub>3</sub> COOH	1,73
AsH <sub>3</sub>	0,13	NaCl	10,00	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CH <sub>3</sub>	0,57

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, დიპოლური მომენტის მნიშვნელობა რიგში HCl, HBr, HI-თვის შესატყვისად ტოლია 1,08, 0,79 და 0,38D, ე. ი. თანდათან კლებულობს, რაც იმით აიხსნება, რომ მცირდება ქლორიდან იოდისაკენ ელექტროუარყოფითობის განსხვავება წყალბადსა და ჰალოგენს შორის (რაც უფრო მცირეა განსხვავება, მით ნაკლებია დიპოლური მომენტი).

15. ეფექტური მუხტი. ქიმიური რეაქციები მიმდინარეობს მორეაგირე ნივთიერების ატომების სავალენტო ელექტრონების ელექტრონული ღრუბლების გადაადგილებით, ღრუბლის სიმკვრივის შეცვლით. რაც უფრო მეტია მორეაგირე ატომთა ელექტროუარყოფითობათა შორის განსხვავება, მით უფრო მეტია ელექტრონული ღრუბლის გადაადგილება. მაგალითად, HCl-ში წყალბადის ელექტრონული ღრუბელი გადაწეულია ქლორისაკენ, რის შედეგადაც წყალბადის ატომგულის მუხტი არ არის კომპენსირებული, ხოლო ქლორის ატომზე ჩნდება ჭარბი ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე მისი ატომგულის მუხტთან შედარებით. სხვა სიტყვებით რომ ვთქვათ, HCl-ში წყალბადი პოლარიზებულია დადებითად, ხოლო ქლორი—უარყოფითად. წყალბადის ატომზე წარმოიქმნება დადებითი მუხტი, ხოლო ქლორის ატომზე—უარყოფითი მუხტი. ამ მუხტებს უწოდებენ ეფექტურ მუხტს, რომელიც გამოიხატება ელექტრომუხტის ერთეულებში. ეფექტური მუხტი პირობითად გამოხატავს ატომის ელექტრონული ღრუბლის ასიმეტრიას, რადგანაც ელექტრონული ღრუბელი დელოკალიზებულია.

ექსპერიმენტული მონაცემების თანახმად HCl-ში წყალბადის ატომის

ეფექტური მუხტი არის +0,2, ზოლო ქლორისა—0,2 მუხტის აბსოლუტური ერთეული; აქედან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ HCl-ში ბმა 20% იონურია და 80%—კოვალენტური. ქვემოთ მოყვანილია მე-3 პერიოდის ელემენტების ოქსიდებში უანგბადის (ბ<sub>0</sub>) ეფექტური მუხტების მნიშვნელობები

ოქსიდები	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
ეფექტური მუხტი	—0,81	—0,35	—0,31	—0,23	—0,13	—0,06	—0,01

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, რაც უფრო მცირეა მორეაგირე ატომთა შორის ელექტროუარყოფითობის გასსხვაგვება, მით ნაკლებია უანგბადის ეფექტური მუხტი, მით ნაკლებია ნაერთში იონური ბმის წილი.

ამრიგად, მორეაგირე ატომების სავალენტო ელექტრონული ღრუბლის პოლარიზაციის ხარისხის მიხედვით ბმა შეიძლება იყოს არაპოლარული, პოლარული და იონური. არაპოლარული და იონური ბმა წარმოადგენს პოლარული ბმის ზღვრულ შემთხვევებს.

ქვემო ცხრილში მოტანილია ზოგიერთ ნაერთში ატომების ეფექტური მუხტის მნიშვნელობები.

ცხრილი 11

ატომების ეფექტური მუხტი ზოგიერთ ნაერთში

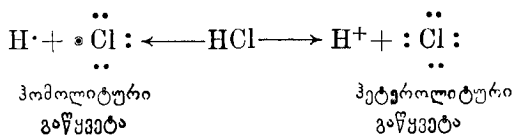
ნივთიერება	ატომი	ბ	ნივთიერება	ატომი	ბ
HCl	Cl	—0,2	GeBr <sub>4</sub>	Ge	+1,1
SO <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	Cl	—0,1	—	Br	—0,3
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> Cl <sub>2</sub>	Cl	0	ZnBr <sub>2</sub>	Zn	+0,5
KClO <sub>3</sub>	Cl	+0,7	—	Br	—0,25
LiClO <sub>4</sub>	Cl	+0,8	IEr	Br	—0,1
H <sub>2</sub> S	S	—0,2	GeH <sub>4</sub>	Ge	+0,2
SO <sub>2</sub>	S	—0,1	GeO <sub>2</sub>	Ge	+1,0
SC <sub>2</sub>	S	+0,2	K <sub>2</sub> Cr <sub>4</sub> O <sub>7</sub>	Cr	+0,1
CaSO <sub>4</sub>	S	+0,4	K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Cr	+0,2
KMnO <sub>4</sub>	Mn	+0,2	CrCl <sub>3</sub>	Cr	+1,3
CaTiO <sub>3</sub>	Ca	+1,5	CrCl <sub>2</sub>	Cr	+1,9

მიუხედავად იმისა, რომ მოტანილ სიდიდეებს მიახლოებითი და საორიენტაციო მნიშვნელობები აქვთ, მაინც შეიძლება გარკვეული დასკვნის გაკეთება. არ არის არც ერთი ნაერთი, რომელშიც ატომის ეფექტუ-

რე მუხტი 2-ზე მეტი იყოს, და მეორე—რაც მეტია ელემენტის დაქანგულობის ხარისხი, მით მეტია კოვალენტური ბმის წილი.

**16. ბმის პოლარიზაცია.** მოლეკულის რეაქციაში შესვლის უნარის დახასიათებისათვის საჭიროა არა მარტო ელექტრონების ღრუბლის სიმკვრივის განაწილების ცოდნა. არამედ აგრეთვე ისიც, თუ როგორ ადვილად ვანიცდის ის ცვლილებას. უკანასკნელის საზომს კი წარმოადგენს მასზე სხვა მოლეკულების ან ელექტროფილის მოქმედებით დაპოლარების უნარი. ცნობილია, რომ ყოველ მოლეკულას აქვს ელექტრული ველი, რომლითაც მას შეუძლია გამოიწვიოს მისი პარტნიორი მოლეკულის დაპოლარება, ე. ი. მეორე მოლეკულის ელექტრული ღრუბლის დეფორმაცია და სიმეტრიული განლაგების დარღვევა. დავუშვათ, რომ გვაქვს ნეიტრალური ატომი (მოლეკულა), რომელშიც დადებითი და უარყოფითი მუხტის ცენტრები ერთ წერტილს ემთხვევა, ე. ი. მოლეკულა არაპოლარულია. თუ ასეთ მოლეკულას მოვათავსებთ ელექტროფელში (კონდესატორში), დავინახავთ, რომ დადებითი მუხტები გადაიძვრებიან უარყოფითი ელექტროდისაკენ, ხოლო უარყოფითი—დადებითი ელექტროდისაკენ. ადგილი ექნება ელექტრონული ღრუბლის სიმეტრიის დარღვევას, არაპოლარული მოლეკულიდან მივიღებთ პოლარულს.

მთელ რიგ შემთხვევაში, მოლეკულის დაპოლარების შედეგად ადგილი აქვს ბმის გაწყვეტას, რაც იმას ნიშნავს, რომ მოლეკულაში ატომების დამაკავშირებელი წყვილი ელექტრონი გადავიდა ერთ-ერთ ატომზე და მიიღება იონები. ბმის ასიმეტრიულ გაწყვეტას და სხვადასხვა ნიშნის მუხტით იონების მიღებას ჰეტეროლიტურ გაწყვეტას უწოდებენ. მაგალითად:



ბმის გაწყვეტის პროცესს, როდესაც მოლეკულის დაშლის შედეგად წარმოიქმნება ატომი და რადიკალი, ჰომოლიტური ეწოდება. სხვანაირად, მას დისოციაციის პროცესი ეწოდება, რასაც ადგილი აქვს თერმული დისოციაციის დროს.

აქედან გამომდინარე, ერთმანეთისაგან უნდა განვასხვავოთ დისოციაციის პროცესი და იონიზაციის პროცესი. HCl-ის შემთხვევაში პირველს ადგილი აქვს თერმული დისოციაციის დროს, ხოლო მეორეს—იონიზაციას—მისი წყალში გახსნის დროს—იონებად დაშლისას.

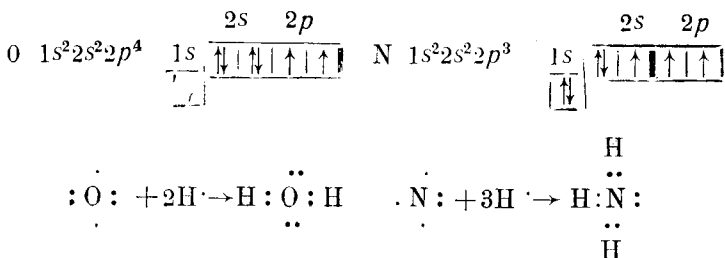
**17. კოვალენტური ბმის ნაჯერობა.** კოვალენტური ბმის ერთ-ერთ დამახასიათებელ თვისებას, ბმის ნაჯერობა წარმოადგენს. ბმის ნაჯერობა

დიდი ხანია ცნობილია ქიმიისში. ამით აიხსნება ის ფაქტი, რომ ყოველი მოლეკულის შედგენილობა სრულიად გარკვეულია და მოლეკულა არსებობს როგორც დისკრეტულ ნაწილაკი და გააჩნია სრულიად გარკვეული სტრუქტურა-აღნაგობა.

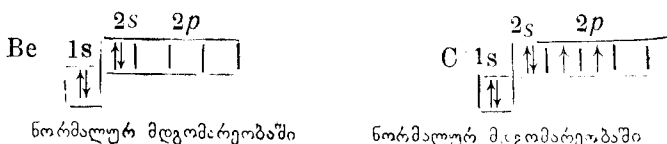
**18. ვალენტობის კვანტურ-მექანიკური თეორია.** ცნობილია, რომ ელემენტის ატომი მეორე ელემენტის ატომთან ზუსტად განსაზღვრულ რიცხვს იერთებს. ქიმიური ელემენტის ამ თვისებას ვალენტობა ეწოდება. ვალენტობაში იგულისხმება ელემენტის ატომის უნარი, წარმოქმნას ქიმიური ბმა. ვალენტური ბმის მეოთხით ვალენტობის წარმოდგენისას ელემენტის ატომის ვალენტობა რიცხობრივად კოვალენტური ბმის ტოლია.

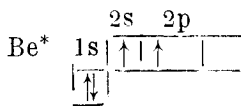
რადგანაც ორს სხვადასხვა მიმართულებების სპინის მქონე ელექტრონების ორი ატომის გულთა შორის ველში არსებობა ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელია, ვიდრე ერთი ატომის გულის ველში ერთი ელექტრონისა, კოვალენტური ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობს ატომის ერთელექტრონიანი ყველა ღრუბელი. მაგალითისათვის განვიხილოთ აზოტისა და ქანგბადის ატომების ურთიერთქმედება წყალბადის ატომებთან.

ქანგბადის ატომის ელექტრონული ფორმულაა:

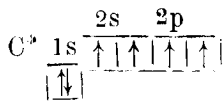


მთელ რიგ შემთხვევაში გაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობა იზრდება ატომის ალგუნების შედეგად. მაგალითად, ბერილიუმისა და ნახშირბადის შემთხვევაში. ცნობილია, რომ ბერილიუმის ატომს ნორმალურ მდგომარეობაში არ გააჩნია არც ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი, მაგრამ ჩვენ ვიცით, რომ ნაერთებში ის ორვალენტოვანია. ნახშირბადის ატომს ნორმალურ მდგომარეობაში მხოლოდ ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი გააჩნია, მაშინ, როდესაც ნახშირბადის ვალენტობა ძირითად ნაერთებში ოთხის ტოლია. მათი ელექტრონული ფორმულებია



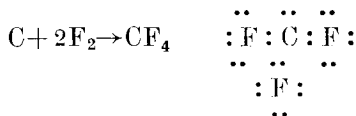
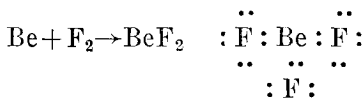


აღზნებულ მდგომარეობაში



აღზნებულ მდგომარეობაში

აღზნების შედეგად, ბერილიუმის ატომს შეუძლია შეუერთდეს ორ ფტორს, ორ ქლორს, ერთ ქანგბადს და ა. შ.



სადაც ერთი ხაზი (—) წყვილ ელექტრონს გამოსახავს.

ატომის აღზნებულ მდგომარეობაში გადაყენა მოითხოვს ენერგიის დახარჯვას, ამიტომაც ის შესაძლებელია მხოლოდ იმ შემთხვევაში, როდესაც რეაქციის შედეგად გამოყოფილი ენერგია გადაფარავს დახარჯული ენერგიის რაოდენობას.

**(19) ბმის მიკევილობა.** მეორე და შემდეგი პერიოდის ელემენტების ატომები შედგებიან მრავალი ელექტრონისაგან, რომელთა ღრუბლის ფორმა სხვადასხვაა. აქედან გამომდინარე, ნაერთის წარმოქმნისას, მათი გადაფარვა შეიძლება სხვადასხვა ხერხით მიმდინარეობდეს. გადაფარვით წარმოქმნილი ღრუბლის მიხედვით ანსხვავებენ სიგმა  $\sigma$ ,  $\pi$  (პი) და დელტა  $\delta$ —ბმას.

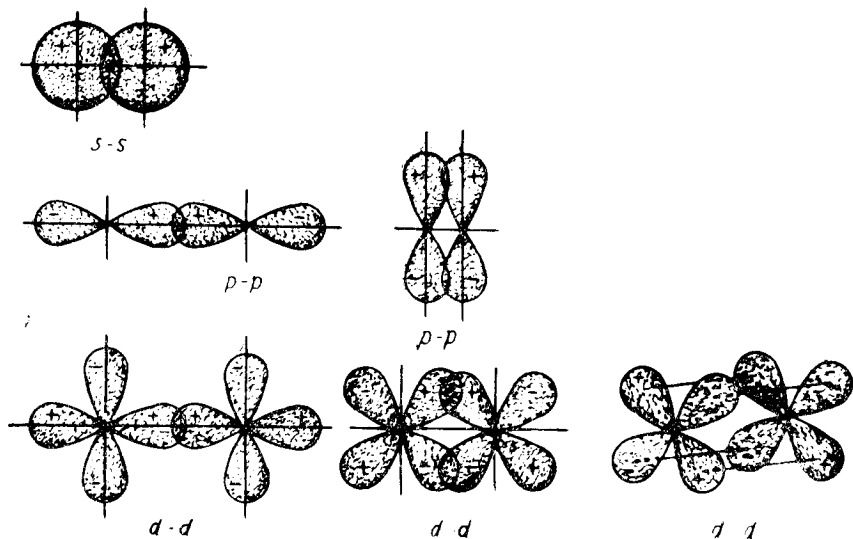
ბმას, რომელიც წარმოიქმნება ელექტრული ღრუბლებით, რომელთაც მაქსიმალური სიმკვრივე აქვთ ატომთა ცენტრების შემაერთებელ ღერძზე, ეწოდება  $\sigma$  ბმა. ბმას, რომელიც წარმოიქმნება ელექტრონებით, რომელთა ორბიტალები უდიდეს გადაფარვას იძლევიან ატომთა შემაერთებელი ღერძის ორივე მხარეს  $\pi$  ბმის პერპენდიკულარულ სიბრტყეზე,  $\pi$ - $\pi$  ბმა ეწოდება.

ბმას, რომელიც წარმოიქმნება  $d$  ელექტრონების ოთხივე ღრუბლით — დელტა  $\delta$  ბმა ეწოდება.

სამეც სახეობის ბმის სქემატური გამოსახულება მოცემულია ნახ. 26-ზე.

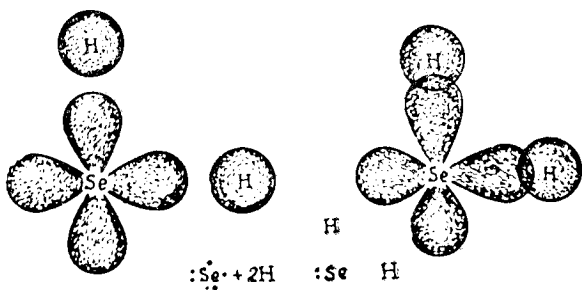
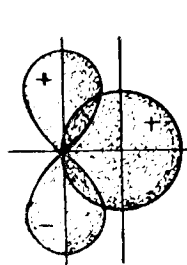
ქიმიური ბმის წარმოქმნა დაკავშირებულია ბმის წარმოქმნელი, ერთმანეთის გადამფარავი ორბიტალების სიმეტრიულ განლაგებაზე. იმ შემთხვევაში, თუ გადამფარავი ორბიტალები ბმის წარმოქმნის ხაზის სიმეტრიულია, მაშინ ადგილი აქვს  $\sigma$  ბმის წარმოქმნას. ეს უკანასკნელი პირო-

ბა მოითხოვს, რომ გადაფარვად ორბიტალებს ჰქონდეთ ერთნაირი ნიშნი ტალღური ფუნქცია, წინააღმდეგ შემთხვევაში გადაფარვას ადგილი არა



ნახ. 26  $\sigma$ ,  $\pi$ ,  $\delta$  ბმების წარმოქმნისას ორბიტალების გადაფარვის სქემა

აქვს. დადებითი გადაფარვა მთლიანად კოჰეზიონირდება უარყოფითით და ბმის წარმოქმნას ადგილი არა აქვს, როგორც ეს ნაჩვენებია ნახ. 27-ზე.



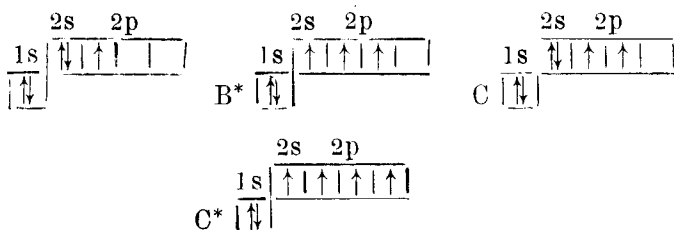
ნახ. 27. სხვადასხვა სიმეტრიის ორბიტალების კომბინაცია.

ნახ. 28.  $H_2Se$  მოლეკულის წარმოქმნისას ელექტრონული ღრუბლები ის გადაფარვის სქემა

აქედან გამოდინარე გასაგები ხდება, თუ რა დიდი მნიშვნელობა აქვს არა მარტო ელექტრონული ღრუბლის ფორმას, არამედ ორბიტალის ტალღური ფუნქციის ნიშანსაც.

სიმეტრიიდან გამომდინარე, შეგვიძლია ვაჩვენოთ, რომ  $s$  ორბიტალე-  
ბის ელექტრონებს შეუძლიათ მონაწილეობა მიიღონ მხოლოდ  $\sigma$  ბმაში,  $p$   
ელექტრონის ღრუბლებს  $\sigma$  და  $\pi$  ბმის წარმოქმნაში,  $d$  ელექტრონის  
ღრუბლებს— $\sigma$ ,  $\pi$  და  $\delta$  ბმების წარმოქმნაში, ხოლო  $f$  ელექტრონების  
მიერ წარმოქმნილი ბმის სახეობა კიდევ უფრო მრავალფეროვანია.

20. ელექტრონული ორბიტალების ჰიბრიდიზაცია. მრავალელექტრო-  
ნიან ატომებში ბმა წარმოიქმნება სხვადასხვა ენერგეტიკულ დონეზე მყო-  
ფი ელექტრონებით. მიუხედავად ამისა, წარმოქმნილ ნაერთში ატომთა  
შორის ბმის ენერგია ერთი და იგივეა, ასე მაგალითად, ბერილიუმის ფტო-  
რიდის წარმოქმნაში მონაწილეობს  $2s^1$  და  $2p^1$  ელექტრონები. მიუხედა-  
ვად ამისა, ორივე ფტორის ატომის ბერილიუმთან ბმის ენერგია, ვალენ-  
ტური კუთხეები  $\angle FBeF$  ერთნაირია. იგივე შეგვიძლია ვთქვათ ბორის,  
ნახშირბადისა და სხვ. ელემენტების ატომების ნაერთების შესახებ. ბორის  
ფტორიდის  $BF_3$ -ის წარმოქმნაში მონაწილეობს  $2s^1$  და  $2p^2$  ელექტრო-  
ნული ღრუბელი,  $CH_4$ -ის წარმოქმნაში  $2s^1$  და  $2p^3$  ელექტრონული  
ღრუბელი



ნახშირბადის შემთხვევაში სამი ბმა წარმოიქმნება  $2p^3$  ელექტრონთა  
გადაფარვის შედეგად, რომელთა შორის კუთხე  $90^\circ$  უნდა ყოფილიყო,  
მეოთხე ბმა ხორციელდება  $2s^1$  ელექტრონით, ხოლო  $s$  ელექტრონით  
წარმოქმნილ ბმას შეიძლება ნებისმიერი მიმართულება ჰქონდეს, რადგა-  
ნაც  $s$  ორბიტალს სფერული სიმეტრია აქვს. ბმებს, რომლებიც  $p$  ელე-  
ქტრონების ორბიტალებით არიან წარმოქმნილი, უნდა გააჩნდეთ მეტი  
ენერგია, ვიდრე  $s$  ელექტრონული ორბიტალით წარმოქმნილ ბმას, რად-  
განაც  $p$  ორბიტალი უფრო მეტად არის დაცილებული ატომგულიდან,  
ვიდრე  $s$  ორბიტალი. მიუხედავად ამისა, მათი ბმის ენერგია და ბმის  
კუთხის მნიშვნელობები ერთნაირია. რით უნდა აიხსნას ასეთი მდგომარე-  
ობა? რა იწვევს ბმის ენერგიების და ბმის კუთხეების გათანაბრებას?

ამ საკითხებზე პასუხი მოგვცეს სლევტერმა და პოლინგმა. მათი  
თეორიის მიხედვით, როდესაც ადგილი აქვს სხვადასხვა ორბიტალზე მყო-  
ფი და თითქმის ერთნაირი ენერგიის მქონე ელექტრონების შეხვედრას,  
მათგან წარმოიქმნება იმდენივე საერთო ორბიტალი, რამდენი ელექტრო-



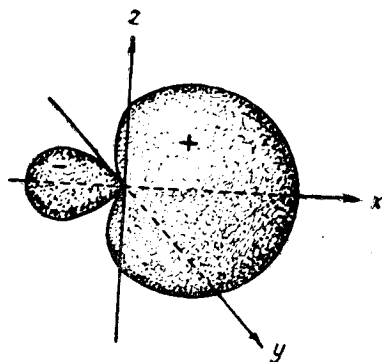
ნიც მონაწილეობს საერთო ორბიტალის წარმოქმნაში. ამ თეორიის თანახმად, ქიმიური ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობს არა „სუფთა“ ორბიტალი, არამედ „შერეული“ ორბიტალები, ე. ი. ორბიტალები, რომელთა წარმოქმნაში მონაწილეობს  $s$  და  $p$  ელექტრონები,  $s$ ,  $p$  და  $d$  ელექტრონები,  $p$  და  $d$  ელექტრონები და ა. შ., ე. წ. ჰიბრიდიული ორბიტალები. ჰიბრიდული ორბიტალები წარმოადგენენ ატომური ორბიტალების ერთმანეთთან შერწყმის შედეგს.

ჰიბრიდული ორბიტალების ტალღური ფუნქცია შედგება განსახილველი ელექტრონების ტალღური ფუნქციებისაგან, რომლებიც რაღაც კოეფიციენტებით შედიან ჯამში. მაგალითად, ნახშირბადის ატომის მიერ წარმოქმნილი ოთხი ქიმიური ბმის ელექტრონთა ჰიბრიდული ფუნქციები შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ:

$$\psi_{\text{ჰიბ.}} = a\psi_s + b\psi_x + c\psi_y + d\psi_z \quad (\text{VI}, 7)$$

ნახ. 29-ზე გამოსახულია  $sp$  ორბიტალების ჰიბრიდული ორბიტალი. როგორც 29 ნახ.-დან ჩანს, ჰიბრიდიზაციის შედეგად ელექტრონების საწყისი ღრუბლის ფორმა და ენერგია ერთმანეთის მიმართ იცვლება და წარმოიქმნება ახალი ორბიტალი (ღრუბელი), მაგრამ უკვე ერთნაირი ფორმის და ენერგიის.

ნახ. 29-ზე ნაჩვენებია ორბიტალი, რომელიც მიღებულია  $s$  და  $p$  ორბიტალების ჰიბრიდიზაციით. აღსანიშნავია, რომ ჰიბრიდულ ორბიტალს ელექტრონების უფრო მეტი სიმკვრივე ახასიათებს ატომის გულის ერთ მხარეს, ვიდრე მეორე მხარეს, ე. ი. ის არასიმეტრიულად არის განლაგებული ატომის გულის ირგვლივ. აქედან გამომდინარე, ქიმიური ბმა ხორციელდება ჰიბრიდული ორბიტალების ელექტრონებით

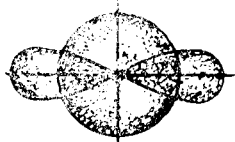


ნახ. 29.  $sp$  ჰიბრიდული ორბიტალის ფორმა

და უნდა იყოს უფრო მტკიცე, ვიდრე ბმა, რომელიც წარმოიქმნება  $s$  და  $p$  ელექტრონების ორბიტალების გადაფარვით ცალ-ცალკე ამრიგად, ჰიბრიდიზაცია დაკავშირებულია ენერგიის მოგებასთან უფრო მტკიცე და სიმეტრიული ქიმიური ბმის წარმოქმნასთან დაკავშირებით. ვასაგებია, რომ ჰიბრიდული ორბიტალების რიცხვი ტოლი უნდა იყოს გამოსავალი ორბიტალების რიცხვის.

ქვემოთ სურათებზე მოცემულია სხვადასხვა ორბიტალებიდან ჰიბრიდული ორბიტალების წარმოქმნის სქემა

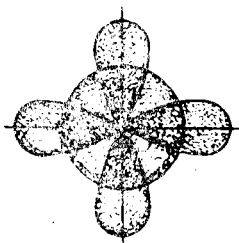
- $(s+p)$  ორბიტალები  $\longrightarrow$  ორი  $sp$  ორბიტალი
- $(s+p+p)$  ორბიტალი  $\longrightarrow$  სამი  $sp^2$  ორბიტალი
- $(s+p+p+p)$  ორბიტალი  $\longrightarrow$  ოთხი  $sp^3$  ორბიტალი



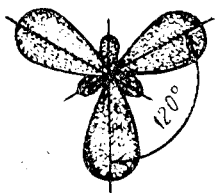
$s+p$  ორბიტალები



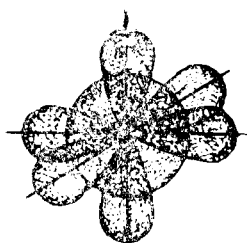
ორი  $sp$  ორბიტალი



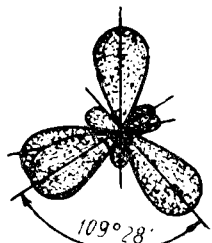
$(s+p+p)$  ორბიტალები



სამი  $sp^2$  ორბიტალი



$(s+p+p+p)$  ორბიტალები



ოთხი  $sp^3$  ორბიტალი

ნახ. 30. ვალენტური ორბიტალების ჰიბრიდიზაცია.

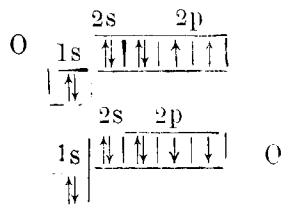
$s$  და  $p$  ელექტრონული ორბიტალების ჰიბრიდიზაციის შედეგად, რასაც ადგილი აქვს ბერილიუმის ატომში ნაერთის წარმოქმნისას, მიიღება ორი  $sp$  ჰიბრიდული ორბიტალი, რომელთა შორის კუთხე 180°-ია.  $sp^2$  ჰიბრიდიზაციის ადგილი აქვს, მაგალითად, ბორის ატომების რეაქციაში შესვლის დროს.

21. მოდევნო უფრო ორბიტალების მეთოდი. ვალენტური ბმის მეთოდის (ვბ) არსი ადგომარეობდა იმაში, რომ ის ხსნიდა ქიმიური ბმის ბუნებას

და, აქედან გამომდინარე, შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ ატომთა შორის ერთმანეთს ბმა წარმოიქმნება ორი ელექტრონით, რომლებიც ორ სხვადასხვა ატომს ეკუთვნის და გააჩნია ერთმანეთის საწინააღმდეგო მიმართულების სპინები. ე. ი. ელექტრონების გაწყვილებით ვბ მეთოდი გვაძლევს წარმოქმნილი მოლეკულის სტრუქტურისა და თვისებების აღწერის საშუალებას. ის საშუალებას გვაძლევს აგრეთვე ავხსნათ ბმის მიგეზილობა და ნაჯერობა, რომელაც დაკავშირებულია ორბიტალების განაწილებასთან  $x$ ,  $y$  და  $z$  ღერძებს შორის. ამ მეთოდის თანახმად ორბიტალი წარმოქმნის მტკიცე, მდგრად ნაერთს, რომელიც უფრო მეტად, ძლიერად გადაიფარება მეორე ატომის ორბიტალით. იმ შემთხვევაში, თუ ქიმიური ნაერთის წარმოქმნა ხდება  $p$  ელექტრონების ორბიტალების გადაფარვის შედეგად, მაშინ კუთხე მათ შორის  $90^\circ$  უნდა იყოს.

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, კოვალენტური ბმის წარმოქმნა ამ მეთოდით ელექტრონების გაწყვილების შედეგია, ე. ი. ბმა წარმოიქმნება წყვილი ელექტრონებით. ამ უკანასკნელ დებულებას საკმაოდ დიდი წინააღმდეგობა აქვს პრაქტიკაში. ჯერ კიდევ გასული საუკუნის ბოლო წლებში დადგენილი იქნა წყალბადის მოლეკულის იონის  $H_2^+$  არსებობა, რომელიც საკმაოდ მდგრადია და მისი დაშლის ენერგია  $62$  კკალ/მოლის ტოლია. ამ შემთხვევაში არავითარი ელექტრონული წყვილი არ მონაწილეობს მოლეკულის წარმოქმნაში.  $H_2^+$  იონში მხოლოდ ერთი ელექტრონია ატომების შემაკავშირებელი. ამრიგად, ვალენტური ბმის მეთოდით არ შეიძლება  $H_2^+$  მოლეკულის,  $He_2^+$  მოლეკულისა და სხვა მოლეკულების წარმოქმნის ახსნა.

ცნობილია, რომ ვალენტური ბმის თეორიის თანახმად, ჟანგბადის მოლეკულის  $O_2$ -ის წარმოქმნა ახსნილია, როგორც შედეგი ორი წყვილი ელექტრონების შექმნისა. სქემატურად ეს მდგომარეობა შეიძლება წარმოვიდგინოთ შემდეგნაირად:



როგორც ამ სქემიდან ჩანს, ჟანგბადის მოლეკულა არ შეიცავს გაუწყვილებელ ელექტრონს. მიუხედავად ამისა, ჟანგბადის მოლეკულა, თხევად და მყარ მდგომარეობაში, იჩენს მაგნიტურ თვისებას, რაც დამახასიათებელია ისეთი მოლეკულებისათვის, რომლებიც შეიცავენ გაუწყვილებელ ელექტრონებს.

ყოველი ელექტრონი, რომელსაც გააჩნია სპინი, თავისთავად წარმოადგენს მაგნიტს. იმის გამო, რომ ნაერთის წარმოქმნისას, სპინების მიმართულება ერთმანეთის საპირისპიროა, მათი საერთო მაგნიტური თვისება კომპენსირდება და მიღებული მოლეკულა დიამაგნიტურია. ისინი გამოიღვევებიან მაგნიტური ველიდან და პირიქით, ნივთიერებები, რომელთა მოლეკულები შეიცავენ გაუწყვილებელ ელექტრონებს, ხასიათდებიან საკუთარი მაგნიტური თვისებებით და მათ პარამაგნიტური ეწოდებათ.

ნივთიერება ჟანგბადი—პარამაგნიტურია, რაც ადასტურებს იმას, რომ ჟანგბადის მოლეკულაში გვაქვს გაუწყვილებელი ელექტრონები.

ვალენტური ბმის მეთოდით ძნელია იმის ახსნა, თუ რატომ ხდება მოლეკულიდან ელექტრონის მოგლეჯის შედეგად ბმის განმტკიცება, ბმის ენერჯის გაზრდა. ასე მაგალითად,  $F_2$ -ში ატომთა შორის ბმის ენერჯია 38 კკალ/მ ტოლია, ხოლო  $F_2^+$  მოლეკულის იონში კი—76 კკალ/მ. ჟანგბადის მოლეკულაში ატომთა შორის ბმის ენერჯია 118 კკალ/მ ტოლია, ხოლო ჟანგბადის მოლეკულის  $O_2^+$  იონში ატომთა შორის ბმის ენერჯია 154 კკალ/მ ტოლია.

მოტანილი მაგალითების ახსნა შესაძლებელი გახდა მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის (მო) გამოყენებით. მო მეთოდით მოლეკულა წარმოგვიდგება როგორც მთლიანი ერთეული, რომლის შექადგენელ ატომთა შორის მოძრაობს დამაკავშირებელი ელექტრონი.

როგორც ვიცით, ელექტრონის მოქცევა ატომში აღიწერება კვანტური მექანიკის ძირითადი დებულებებით, როგორც მთლიანობა ატომური ელექტრონების ორბიტალებისა, სადაც ყოველი ასეთი ორბიტალი ხასიათდება კვანტური რიცხვების ( $n, l, m, s$  წყებით. მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის საფუძველს წარმოადგენს ატომური ორბიტალების ძირითადი პრინციპი, სადაც ის გამოყენებულია უფრო რთული სისტემისათვის—მოლეკულისათვის, ე. ი. ყველა ელექტრონი ატომში განაწილებულია შესატყვის ორბიტალებზე. ატომური ორბიტალების მეთოდიდან განსხვავებით, მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის სპეციფიკა მდგომარეობს იმაში, რომ მოლეკულაში რამ ენიმე ატომგულია, ე. ი. გვაქვს რამდენიმე ატომცენტრიახი სისტემა.  $s, p, d$  და  $f$  ატომური ორბიტალების ნალოგიურად მოლეკულური ორბიტალები აღინიშნება ბერძნული ასოებით  $\sigma, \pi, \delta, \varphi$ . ისე, როგორც ყოველი მრავალელექტრონიანი სისტემისათვის, მოლეკულისათვისაც ძალაში რჩება პაულის პრინციპი, რომლის თანახმად, მოლეკულურ ორბიტალზე არ შეიძლება იმყოფებოდეს ერთნაირი კვანტური რიცხვების მქონე ორი ელექტრონი.

მოლეკულური ელექტრონული ღრუბელი შეიძლება თავმოყრილი იყოს ერთი ატომის ატომგულთან, მაშინ ის არ მონაწილეობს ქიმიური ბმის წარმოქმნაში და ერთცენტრიანია. სხვა შემთხვევაში, ელექტრონული

ღრუბელი იმყოფება ორი ატომის ატომგულთაშორის სივრცეში და წარმოადგენს ატომთა შორის ბმის წარმოქმნელს. ასეთი ღრუბლები (ორბიტალები) მრავალცენტრიანებია.

მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის ძირითადი პრობლემაა ტალღური ფუნქციის პოვნა, რომლითაც შეიძლება ელექტრონის მდგომარეობის აღწერა (დახასიათება) მოლეკულურ ორბიტალზე. მარტივად, მოლეკულური ორბიტალი შეგვიძლია წარმოვიდგინოთ, როგორც ატომური ორბიტალების ხაზობრივი კომბინაცია (მოაოხკ). სხვა სიტყვებით რომ ვთქვათ, მოლეკულური ორბიტალები მიიღება ატომური ორბიტალების აზობრივი მნიშვნელობების შეჯამებით ან სხვაობით.

დავუშვათ, რომ ურთიერთმოქმედი ატომების ელექტრონების ტალღური ფუნქციებია  $\varphi_1, \varphi_2, \varphi_3, \varphi_4$  და ა. შ. თუ მივიღებთ, რომ მოლეკულური ორბიტალი წარმოადგენს ატომური ორბიტალების ხაზობრივ კომბინაციას, მაშინ

$$\psi_+ = c_1\varphi_1 + c_2\varphi_2$$

$$\psi_- = c_3\varphi_3 - c_4\varphi_4.$$

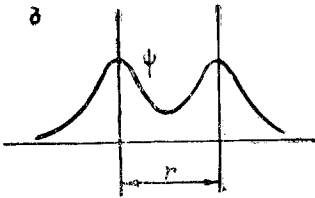
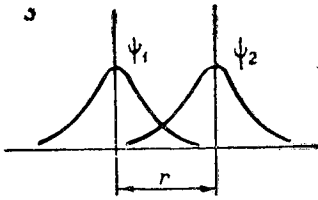
კოეფიციენტები  $c_1, c_2, c_3$  და  $c_4$  გვიჩვენებს მოლეკულური ორბიტალების წარმოქმნაში  $A$  და  $B$  ატომების ატომური ორბიტალების წილს.

ასეთი მიდგომის ფიზიკური არსის გაგებისათვის გავიხსენოთ, რომ ტალღური ფუნქცია  $\varphi$  შეესატყვისება ტალღური პროცესის ამპლიტუდას, რომელიც ახასიათებს ელექტრონის მდგომარეობას. როგორც ცნობილია, ხშიანობის ან ელექტრომაგნიტური ტალღების ურთიერთქმედებისას მათი ამპლიტუდები იკრიბება. აქედან გამომდინარე, ზემოთ მოყვანილ განტოლებაში, რომელიც შეესაბამება „მოლეკულურ ტალღებს“, აღებულია მისი შემადგენელი ატომური ტალღების ჯამი. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ ატომური ორბიტალური ტალღების მნიშვნელობები, რომელიც მოლეკულური ტალღების ჯამში შედის, არ უდრის ტალღური ფუნქციის იმ მნიშვნელობებს, რომელიც მათ გააჩნიათ ატომში თავისუფალ მდგომარეობაში. ტალღური ფუნქციის მნიშვნელობები იცვლება ატომგულის ელექტროსტატიკური ველის მოქმედებით. ამ ცვლილებას ტოლობაში ასახავს კოეფიციენტები  $c_1, c_2, c_3, c_4$  და ა. შ.

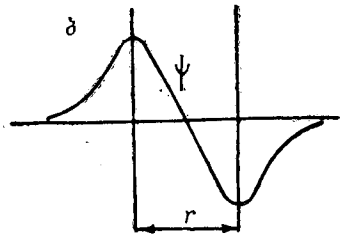
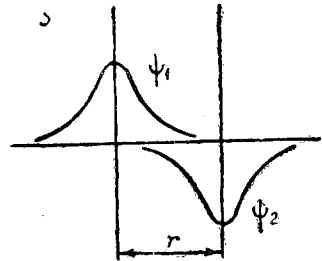
დავადგინოთ, თუ როგორი სახე ექნება მოლეკულურ ტალღურ ფუნქციას  $\varphi$ , რომელიც მიიღება ორი ერთნაირი ატომის  $1s$  ორბიტალების ტალღური ფუნქციების ურთიერთქმედების შედეგად. ამისათვის საჭიროა მოვანახოთ ტალღური ფუნქციების  $c_1\varphi_1 + c_2\varphi_2$  ჯამი. რადგანაც ორივე ატომი ერთნაირია, მათი კოეფიციენტებიც  $c_1$  და  $c_2$  ტოლი იქნება ერთმანეთის  $c_1 = c_2$  და შეგვიძლია დავწერთ:  $c(\varphi_1 + \varphi_2)$ . რადგანაც მუდმივები  $c_1, c_2, \dots$  არ ცვლის მოლეკულური ორბიტალის ტალღური ფუნქ-

ციის გამოსახულებას ა ცვლის მხოლოდ მის აბსოლუტურ მნიშვნელობას, ამიტომ საერთო გამოსახულებაში ისინი შეიძლება არ მივიღოთ მხედველობაში და ჩავწეროთ  $\psi_1 + \psi_2$  ჯამის სახით.

ამისათვის ურთიერთ მოქმედი ატომების ატომგულები მოვათავსოთ ერთმანეთის მიმართ ( $r$ ) მანძილზე, რა მანძილზედაც ისინი იმყოფებიან მოლეკულაში და გამოვსახოთ მათი  $1s$ -ის ტალღური ფუნქციები. რომ მოვნახოთ მოლეკულური ტალღური ფუნქცია  $\psi$ , შევჯამოთ  $\psi_1$  და  $\psi_2$ , რის შედეგად მივიღებთ მრუდს, რომელიც გამოსახულია ნახ. 31, 32-ზე. როგორც ნახაზიდან ჩანს, ატომგულთა შორის მოლეკულური ტალღური ფუნქციის ( $\psi$ ) მნიშვნელობა მეტია, ვიდრე გამოსავალი ატომური ტალღური ფუნქციების მნიშვნელობა. მაგრამ, როგორც ვიცით, ტალღური ფუნქციის კვადრატი ( $\psi^2$ ) ახასიათებს ელექტრონის არსებობის ალბათობას მოცულობის გარკვეულ ნაწილში, ე. ი. ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივეს. აქედან გამომდინარე,  $\psi$  მატება (გადიდება) შედარებით  $\psi_1$  და  $\psi_2$  მნიშვნელობებთან ნიშნავს იმას, რომ მო წარმოქმნის, ატომგულებს შორის მოლეკულაში ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე იზრდება.



ნახ. 31.  $1s$  ატომური ორბიტალებიდან დამაკავშირებელი მო წარმოქმნის სქემა.



ნახ. 32.  $1s$  ატომური ორბიტალებიდან გამოთიშავი მო წარმოქმნის სქემა.

ბა (მატულობს). ამის შედეგად იზრდება ატომგულთა შორის მიზიდვის ძალა, წარმოიქმნება ქიმიური ბმა. მო ასეთ ტიპს დამაკავშირებელი ეწოდება.

დამაკავშირებელი მო წარმოქმნისას ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე ძვეს ბმის ღერძის ახლოს, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ წარმოქმნილი მო მიეკუთვნება ბმის  $\sigma$  ტიპს და ბმა შეიძლება აღინიშნოს  $\sigma_{\text{ამ}} 1s$  ელექტრონებს. რომლებიც იმყოფებიან დამაკავშირებელ ორბიტალებზე, ეწოდება დამაკავშირებელი ელექტრონები.

როგორც ზემოთ გვქონდა აღნიშნული,  $1s$  ელექტრონის ტალღური ფუნქციას ახასიათებს მუდმივი ნიშანი. ზემოთ განხილულ მაგალითებში ჩვენ მას ვთვლიდით დადებითად; იმ შემთხვევაში კი, როდესაც ორი ატომის ურთიერთქმედებას აქვს ადგილი, მაშინ  $1s$  ელექტრონების ტალღური ფუნქციების ნიშანი შეიძლება სხვადასხვა იყოს—ერთს ქმონდეს დადებითი ნიშანი, ხოლო მეორეს—უარყოფითი. ეს მდგომარეობა ნაჩვენებია ნახ. 32-ზე. აქ ერთი ატომის ტალღური ფუნქცია დადებითია, ხოლო მეორის—უარყოფითი. ასეთი ფუნქციების შეჯამებით მიიღება მრუდი, რომელიც აგრეთვე ნაჩვენებია ნახ. 32-ზე.

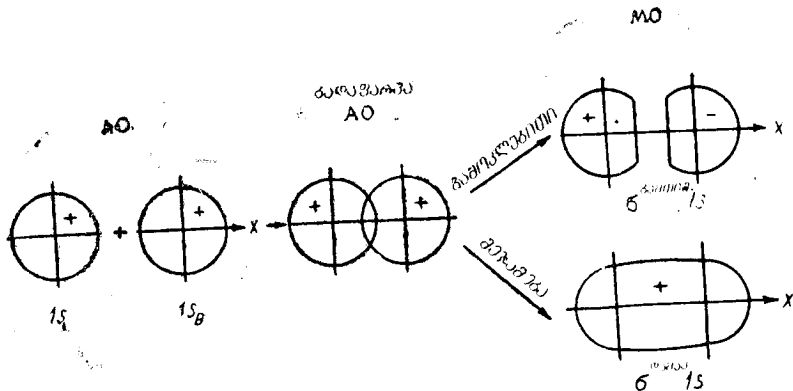
ატომური ორბიტალების შეჯამებით მიღებული მოლეკულური ორბიტალის ტალღური ფუნქციის აბსოლუტური მნიშვნელობა მცირდება გამოსავალი ატომების ტალღურ ფუნქციასთან შედარებით. მოლეკულური ორბიტალის გამომსახველ მრუდზე მიიღება წერტილი, სადაც მო ტალღური ფუნქციაა და მისი კვადრატი ნულის ტოლია. ეს კი იმას ნიშნავს, რომ ატომგულთა შორის სივრცეში მცირდება ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე, რის შედეგადაც ატომგულთა შორის მიზიდვის ძალა ნაკლებია განზიდვის ძალაზე და ცხადია, რომ ქიმიური ბმის წარმოქმნას ადგილი არ ექნება. ასეთ მოლეკულურ ორბიტალებს გამთიშავი მოლეკულური ორბიტალები ეწოდება ( $\sigma_{\text{ამ}} 1s$ ), ხოლო მათზე არსებულ ელექტრონებს—გამთიშავი ელექტრონები.

ორი ატომის ორბიტალების შეჯამებისა და გამოკლების პროცესი ნაჩვენებია ნახ-33-ზე.

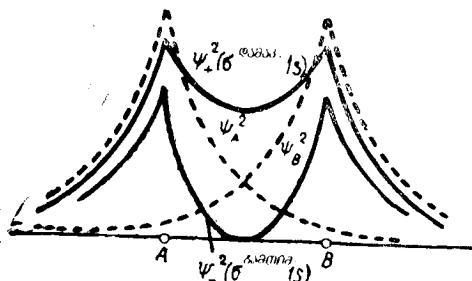
ატომური ორბიტალების (აო) გადაფარვის შედეგად წარმოიქმნება ქიმიური ბმა, ე. ი. ატომური ორბიტალების შეჯამებით ადგილი აქვს ქიმიური ბმის წარმოქმნას, ხოლო მათი გამოკლებით, ნაერთის წარმოქმნა არ ხდება. პირველ შემთხვევაში, როგორც ზემოთ ვთქვით, საქმე გვაქვს შემაკავშირებელ ელექტრონებთან, ხოლო მეორე შემთხვევაში—გამთიშავი ელექტრონის ორბიტალებთან. ელექტრონების ღრუბლის განაწილების ხასიათი, გამოსავალი ატომებისა და წარმოქმნილი მოლეკულური ორბიტალებისათვის ნაჩვენებია ნახ. 34-ზე.

ელექტრონის  $1s$  ატომური ორბიტალიდან დამაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალზე გადასვლა, რომელსაც ქიმიურ ბმამდე მივყავართ, დამაკავშირებელია ენერჯის გამოყოფასთან, წინააღმდეგ ამისა, ატომის  $1s$  ორბიტალიდან ელექტრონის გამთიშავ მოლეკულურ ორბიტალზე გადა-

სვლა მოითხოვს ენერგიის დახარჯვას. მაშასადამე, ელექტრონის ენერგია  $\sigma_{\text{სა}} 1s$  ნაკლებია, ხოლო  $\sigma_{\text{გა}} 1s$  მეტია, ვიდრე ატომის  $1s$  ორბიტალზე.



ნახ. 33. დამაკავშირებელი და გამთიშავი ორ მოლეკულური ორბიტალების წარმოქმნის სქემა.



ნახ. 34. გამოსავალი ატომების (წყვეტილი ხაზები) და მოლეკულური (მთლიანი ხაზები) ორბიტალები, რომლებზედაც შესაძლებელია ელექტრონის მყოფობა დამოკიდებულებით ატომგულთა შორის მანძილისა.

ატომური ორბიტალებიდან მოლეკულური ორბიტალების წარმოქმნის ჩვეულებრივად გამოსახვენ ენერგეტიკული დიაგრამით, სადაც ვერტიკალზე გადადებულია ენერგიის მნიშვნელობა,

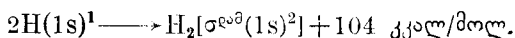
მოლეკულისა და მის ორბიტალებზე ელექტრონების ენერგეტიკული დონეების მიხედვით განაწილება, საშუალებას იძლევა ავხსნათ მოლეკულის მრავალი თვისება.

ჰუნდის წესიდან გამომდინარე ვიცით, რომ ატომი სტაციონარულ, მოსვენებულ მდგომარეობაში იმყოფება იმ შემთხვევაში, როდესაც მის



ორბიტალებზე მყოფ ელექტრონებს ენერჯის მინიმუმი გააჩნია. ზუსტად ასეთივე მდგომარეობას აქვს ადგილი მოლეკულებშიც. მოლეკულა მოსვენებულ, სტაციონარულ (არააღზნებულ) მდგომარეობაშია იმ შემთხვევაში, როდესაც მოლეკულურ ორბიტალზე მყოფ ელექტრონს გააჩნია შესაძლო ენერჯის მინიმუმი. ამით აიხსნება, რომ წყალბადის მოლეკულის წარმოქმნისას წყალბადის ატომებს 1s ელექტრონები გადავლენ მოლეკულის დამაკავშირებელ ორბიტალზე, რადგანაც მასზე მათი ენერჯია მინიმალური იქნება.

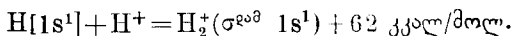
პაულის პრინციპის თანახმად, ელექტრონებს, რომლებიც იმყოფებიან ერთ მოლეკულურ ორბიტალზე, უნდა გააჩნდეს საპირისპირო სპინები. თუ წყალბადის მოლეკულის წარმოქმნას გამოვხატავთ სქემატურად, მივიღებთ



ისე როგორც ვალენტური ბმის მეთოდში, მოლეკულური ორბიტალების მეთოდშიც ბმის ხასიათი განისაზღვრება ბმაში მონაწილე წყვილი ელექტრონების რიცხვით. თუ ბმა წარმოქმნილია ერთი წყვილი ელექტრონით, მაშინ ერთმაგ ბმასთან გვაქვს საქმე, თუ ორი წყვილი ელექტრონით, მაშინ საქმე გვაქვს ორმაგ ბმასთან და ა. შ.

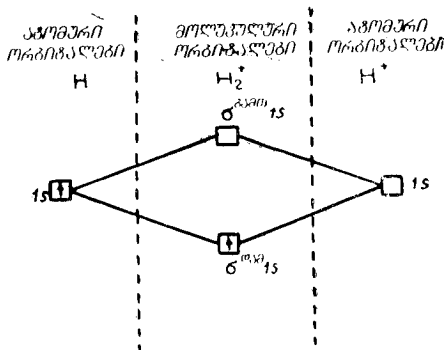
იმ შემთხვევაში, როდესაც წყვილი ელექტრონი იმყოფება შემაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალზე, ხოლო ორი ელექტრონი გამთიშავ ელექტრონულ ორბიტალზე, მაშინ ატომგულთა შორის მიზიდვის ძალა ტოლია განზიდვის ძალის და ქიმიური ბმის—მოლეკულის წარმოქმნას ადგილი არა აქვს. გამთიშავი ელექტრონული ორბიტალები წარმოადგენენ დამაკავშირებელი ელექტრონული ორბიტალების კონჰესაციას. ასე მაგალითად, თუ მოლეკულა შეიცავს 6 დამაკავშირებელ და 2 გამთიშავ ელექტრონს, მაშინ ქიმიური ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობს მხოლოდ 4 ელექტრონი, ე. ი. წარმოიქმნება ორი ორწყვილიანი ელექტრონული ბმა.

მოლეკულური ორბიტალების მეთოდით შეიძლება წყალბადმოლეკულის იონის წარმოქმნის მექანიზმის ახსნა და მისი მდგრადობა. წყალბადის მოლეკულის  $H_2^+$  იონში მხოლოდ ერთი ელექტრონია, რომელიც თავსდება მოლეკულურ ორბიტალზე ატომგულებს შორის და ერთმანეთთან აკავშირებს ორი წყალბადის ატომის ატომგულებს. ასეთი იონის წარმოქმნისას ადგილი აქვს ენერჯის გამოყოფას. ეს პროცესი შეგვიძლია წარმოვიდგინოთ შემდეგი სქემით:



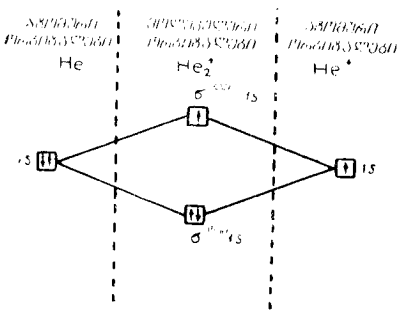
მოლეკულური ორბიტალების მეთოდით შესაძლებელი გახდა აგრეთვე იმის ახსნა, თუ რატომ არ შეიძლება არსებობდეს ჰელიუმის მოლეკულა

He<sub>2</sub> და რატომ არის შესაძლებელი ჰელიუმის მოლეკულის იონი He<sub>2</sub><sup>+</sup>. პირველ შემთხვევაში 1s<sup>2</sup> ელექტრონი თავსდება დამაკავშირებელ ორბიტალზე ხოლო მეორე—ორი ელექტრონი გამთიშავ მოლეკულურ ორბიტალზე He<sub>2</sub>[(σ<sup>აბ</sup> 1s<sup>2</sup>)(σ<sup>ბა</sup> 1s<sup>2</sup>)], სადაც მიზიდვის ძალა ტოლი ზდება განზიდვის ძალის, ე. ი. დამაკავშირებელი მოლეკულური ორბიტალის წარმოქმნისას გამოყოფილი ენერგია ტოლია გამთიშავი მოლეკულური ორბიტალის წარმოქმნაზე დახარჯული ენერგიის რაოდენობისა. ისინი ერთ-



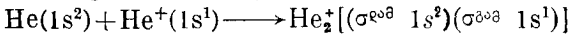
ნახ. 35. წყალბადის მოლეკულური იონის წარმოქმნის ენერგეტიკული სქემა.

მანეთს აკომპენსირებენ და მოლეკულის წარმოქმნას ადგილი არა აქვს. სულ სხვა მდგომარეობასთან გვაქვს საქმე ჰელიუმის მოლეკულის იონის წარმოქმნისას. ამ შემთხვევაში დამაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალ-



ნახ. 36. ჰელიუმის მოლეკულის იონის წარმოქმნის ენერგეტიკული სქემა.

ზე თავსდება ორი ელექტრონი, ხოლო გამთიშავზე კი ერთი. სქემატურად ეს შეგვიძლია გამოვსახოთ შემდეგნაირად:



რადგანაც ორი ელექტრონის მიერ ატომგულების მიზიდვის ძალა მეტია, ვიდრე ერთი ელექტრონის ძალხაზებით გამოწვეული ძალა, ადგილი აქვს  $He_2^+$  მოლეკულურ იონის წარმოქმნას და ეს საკმარის მდგარადა.

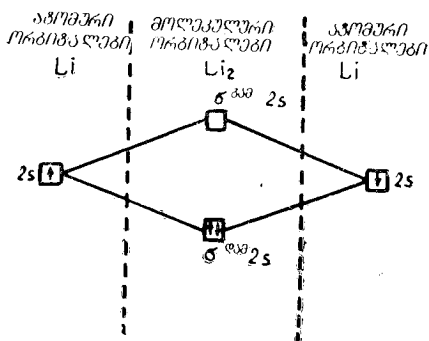
$H_2^+$  და  $He_2^+$  წარმოქმნის ენერგეტიკული დიაგრამა ნახ. 35 და 36-ზე.

მეორე პერიოდის ელემენტების მოლეკულის წარმოქმნაში მონაწილეობს 2s და 2p დონის ელექტრონები. 1s ელექტრონების მოლეკულის წარმოქმნაში მონაწილეობა უმნიშვნელოა და შეიძლება მხედველობაში არ იქნეს მიღებული. ნახ. 37-

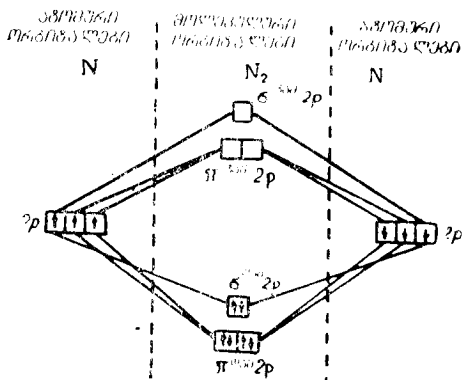
ზე მოცემულია ლითიუმის მოლეკულის  $Li_2$  ენერგეტიკული სქემა. როგორც სქემიდან ჩანს, დამაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალზე თავსდება ორი ელექტრონი, რაც განაპირობებს ლითიუმის მოლეკულაში ატომგულებს შორის ერთმანეთს წარმოქმნას, რის შედეგადაც მიიღება  $Li_2$  მოლეკულა. სულ სხვა სურათი გვაქვს ბერილიუმის შემთხვევაში.  $Be_2$  მოლეკულის წარმოქმნას ადგილი არა აქვს, რადგანაც ორი ელექტრონი თავსდება დამაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალზე, ხოლო

ორი—გამთიშავზე. ამის გამო ისინი ერთმანეთს კომპენსირებენ და მოლეკულა არ წარმოიქმნება. ლითიუმის მოლეკულის იონის წარმოქმნის ენერგეტიკული დიაგრამა მოცემულია ნახ. 37-ზე.

ნახ. 38-ზე მოყვანილია აზოტის მოლეკულის წარმოქმნის ენერგეტიკული სქემა. აზოტის მოლეკულის წარმოქმნაში მონაწილეობს ორივე ატომის ექვსი P ელექტრონი. ისინი წყვილ-წყვილად ავსებენ სამ დამაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალს. გამთიშავი მოლეკულური ორბიტალები კი ცარიელი რჩება.



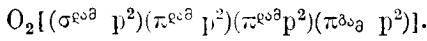
ნახ. 37. ლითიუმის მოლეკულის  $Li_2$  წარმოქმნის ენერგეტიკული სქემა.



ნახ. 38. აზოტის მოლეკულის  $N_2$  წარმოქმნის ენერგეტიკული სქემა.

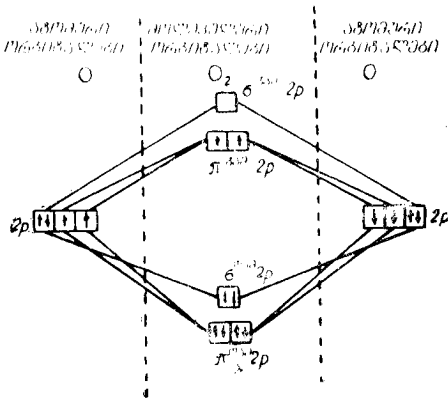
ჟანგბადის მოლეკულის  $O_2$ -ის წარმოქმნაში მონაწილეობს თითოეული ატომის ოთხ-ოთხი  $p$  ელექტრონი. მაშასადამე, მოლეკულურ ორბიტალებზე უნდა გადავიდეს სულ 8 ელექტრონი. 8 ელექტრონიდან 6 თავსდება დამაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალებზე, ხოლო ორი—გამთიშავ მოლეკულურ ორბიტალზე.

რადგანაც დამაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალებზე ელექტრონის რაოდენობა ჭარბობს გამთიშავ ორბიტალებზე ელექტრონების რაოდენობას, მიზიდვის ძალა ჭარბობს განზიდვის ძალას და ადგილი აქვს მდგრადი ნოლეკულის წარმოქმნას. სქემატურად გვექნება



ჟანგბადის მოლეკულის წარმოქმნის ენერგეტიკული დიაგრამა მოცემულია ნახ. 39-ზე.

როგორც ჟანგბადის ნოლეკულის ენერგეტიკული დიაგრამიდან ჩანს,  $\pi_{2p}^2 p^2$  ორივე ელექტრონი ენერგეტიკულად ტოლფასია და ჰუნდის წესის



ნახ. 39 ჟანგბადის მოლეკულის  $O_2$  წარმოქმნის ენერგეტიკული სქემა

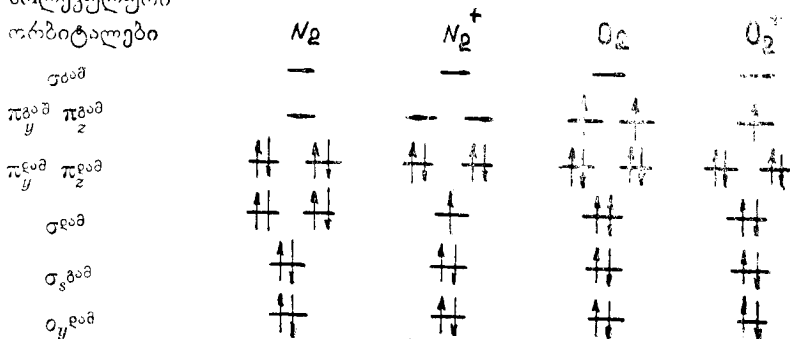
შესატყვისად განლაგდებიან. ამას გამო  $\pi_{2p}^2 p^2$  ელექტრონები მოთავსდება ცალკეულ მოლეკულურ ორბიტალზე და მიიღება ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი. ამით აიხსნება ჟანგბადის მოლეკულის პარამაგნიტური თვისება. ამრიგად მო მეთოდით შესაძლებელი გახდა ჟანგბადის მოლეკულის პარამაგნიტური თვისებების ახსნა.

მო მეთოდი საშუალებას გვაძლევს აგრეთვე აეხსნათ  $O_2^+$  მოლეკულა იონის წარმოქმნა. ამ შემთხვევაში ჭარბი რაოდენობის ენერგის ელექტრონი სცილდება ჟანგბადის მოლეკულას და მიიღება ჟანგბადის დადებითად დამუხტული მოლეკულა. გამთიშავი ელექტრონების რიცხვის შე-

მცირება დაკავშირებულია ბმის ენერჯის გადიდებასთან. ამით აიხსნება ის, რომ მოლეკულა  $O_2^+$ -ის დისოციაციის ენერჯია უფრო მეტია, ვიდრე  $O_2$  ის დისოციაციის ენერჯია.

ქვემოთ მოყვანილია ცნობები ჰომოატომგულის მქონე ზოგიერთი მოლეკულისათვის

მოლეკულური  
ორბიტალები



ბმათა რიგი

3      2,5      2      2,5

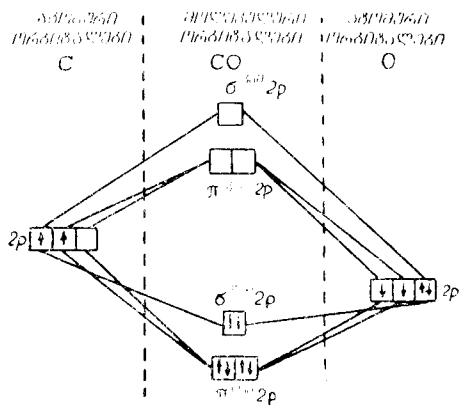
ატომგულთაშორის მანძილი  $\text{\AA}$  1.1    1.12    1,21    1,12

დისოციაციის ენერჯია კკალ/მოლ 224,3    192,6    118    150

ზემოთ ჩვენს მიერ განხილული იყო ორატომიანი ჰომოატომგულის მქონე მეორე პერიოდის ელემენტების მოლეკულის წარმოქმნა მოლეკულური ორბიტალების წარმოქმნის მეოთხით. ახლა განვიხილოთ შემთხვევა, როდესაც ადგილი აქვს ორი სხვადასხვა ელემენტის ატომებისაგან მოლეკულის წარმოქმნას. მაგალითად, CO მოლეკულის წარმოქმნას. ქვემოთ სურ. 40-ზე მოცემულია CO წარმოქმნის ენერგეტიკული სქემა. როგორც ენერგეტიკული სქემიდან ჩანს, მო გადადის ჟანგბადის ატომის ოთხი p ელექტრონი და ნახშირბადის ატომის ორი p ელექტრონი. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ მორეაგირე ატომების 2p ელექტრონების ენერჯიები განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან. ეს გამოწვეულია იმით, რომ მორეაგირე ატომების ატომგულის მუხტები სხვადასხვაა. ჟანგბადის 2p ელექტრონები უფრო მეტი ძალით მიიზიდებიან ატომგულის მიერ, ვიდრე ნახშირბადის 2p ელექტრონები. ამით აიხსნება ის, რომ ენერგეტიკულ სქემაზე (ნახ. 40) ჟანგბადის ატომის 2p ორბიტალები განლაგებული არიან უფრო ქვემოთ, ვიდრე ნახშირბადის ატომის 2p ორბიტალები.

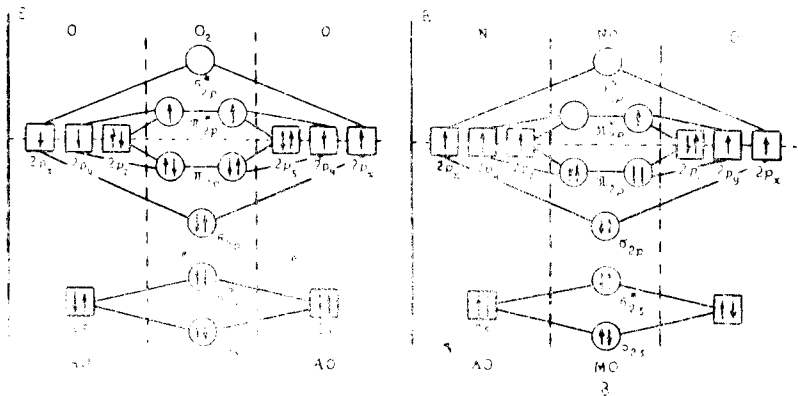
როგორც ენერგეტიკული სქემიდან ჩანს, მორეაგირე ატომების ექვსივე 2p ელექტრონები განლაგდებიან სამ დამაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალზე.

ექვსი დამაკავშირებელი ელექტრონის არსებობა CO მოლეკულაში, ისე როგორც აზოტის მოლეკულაში, ძალიან აახლოებს ამ ორი ნივთიერების მოლეკულებს ერთმანეთთან, ორივეში წარმოიქმნება სამმაგი ბმა. მათი დისოციაციის ენერგეები ძალიან ახლოს არის ერთმანეთთან —  $N_2$ -ის 226, CO-ის 256 კკალ/მოლ ატომგულთა შორის მანძილი  $N-N=1,09$ ,  $CO=1,13$  Å. დნობის ტემპერატურა  $t_N=204^\circ$ ,  $t_{CO}=210^\circ$ , დუღილის ტემპერატურა  $t_N=195$ ,  $t_{CO}=191^\circ C$ .



ნახ. 40. ნახშირბადის (11) ოქსიდის წარმოქმნის ენერგეტიკული სქემა.

ნახ. 40-ზე მოცემულია NO მოლეკულის წარმოქმნის ენერგეტიკული სქემა, რომელიც იზოელექტრონულია  $O_2^+$  მოლეკულის. როგორც  $O_2^+$  მოლეკულაში, ისე NO მოლეკულაში ელექტრონების რიცხვი ტოლია 11-ის. აღსანიშნავია,



ნახ. 41. აზოტის ოქსიდის წარმოქმნის ენერგეტიკული სქემა.

რომ აზოტის უანგის დისოციაციის ენერგია, ისე როგორც  $O_2^+$  დისოციაციის ენერგია, საკმაოდ დიდია და ის 150 კკალ/მოლის ტოლია. აქედან გამომდინარე, შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ მოლეკულა NO პარამაგნიტური იქნება; ამის საშუალებას გვაძლევს მო მეთოდი.

22. ვალენტური ბმების მეთოდისა (ვბმ) და მოლეკულური ორბიტა-

ლების მეთოდის (მომ) ერთმანეთთან შედარება\*. როგორც ვხედავთ, ისე მომ. კვანტურ-მექანიკური მეთოდია. მათ ერთმანეთთან გააჩნიათ საერთო ქიმიური ბმის ასახსნელად:

1. ორივე მეთოდი მიახლოებითია  
2. მონაცემი მოლეკულისათვის მათ მიეყვარათ ელექტრონების განაწილების მსგავს შედეგამდე.

3. ორივე მეთოდში მნიშვნელოვანია დამაკავშირებელი ელექტრონების სიმკვრივის გაერთიანება, საერთო სარგებლობაში მოქცევა ატომებებს შორის, ელექტრონული ველის სიმკვრივის გაზრდა მათ შორის. ამასთან აუცილებელია მორეაგირე ატომების ელექტრონული ღრუბლების ურთიერთგადაფარვა.

4.  $\sigma$  და  $\pi$  ბმები განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან როგორც ელექტრონული ღრუბლების გადაფარვის ხასიათით, ისე სიმეტრიის თვისებით.

ამ მეთოდთა ერთიანობა შესამჩნევია მხოლოდ ორცენტრიანი ბმების წარმოქმნისას, რადგანაც ვხედავთ არ შეიძლება აიხსნას მრავალცენტრიანი ბმების წარმოქმნა, რომლის ახსნა შეიძლება მხოლოდ მომ-ით. ორივე მეთოდს გააჩნია როგორც დადებითი, ისე უარყოფითი მხარე. მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი უფრო ზოგადი და უნივერსალურია. მისი წარმოდგენა მოლეკულური ორბიტალების სრულ დელოკალიზაციაზე, რომელიც მოიცავს სისტემის ყველა ატომებს, პროგრესული და ფიზიკურად ადეკვატურია. გარდა ამისა, მომ გვიხსნის მოლეკულის სტექიომეტრიას და გეომეტრიას. მოლეკულის სტექიომეტრია დაპირობებულია ელექტრონების მდგომარეობის კვანტურ-მექანიკური ხასიათით, რომელიც გამოვლინდება არა მარტო მაათი ენერგიების დისკრეტულობაში, არამედ აგრეთვე ელექტრონის მუხტის სივრცული განაწილების წყვეტილობაში. მოლეკულის გეომეტრია კი განისაზღვრება არა ატომური ორბიტალების (აო) ჰიბრიდიზაციით, არამედ მინიმუმის მდებარეობით ენერგეტიკულ ზედაპირზე ატომთაშორისი მანძილის, კუთხეებისა და სხვ ცვლილებისას.

როგორც აღვნიშნეთ, მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის ძირითადი იდეა—დელოკალიზებული ელექტრონული ორბიტალების არსებობა, ქიმიური აზროვნებისათვის უჩვეულოა, რადგანაც ქიმიური ბმა ლოკალიზირებულ პროცესს წარმოადგენს, ე. ი. ერთი. ორი ან სამი წყვილი ელექტრონი, რომელიც მონაწილეობას ღებულობს ორი ან სამი ატომთაშორისი ბმის დამყარებაში, არ მონაწილეობს სხვა ატომების ერთმანეთთან დაკავშირებაში. ამას გარდა მომ მოლეკულას განიხილავს მთლიანად, მაშინ როდესაც ქიმიისათვის უფრო სანტიგრესოა მოლეკულაში ცალკეუ-

\* ამოღებულია უკაის წიგნიდან „ზოგადი ქიმია“, 1977, გვ. 123—24.

Я. У г а й, Общая химия. М., „Высшая школа“, 1977, стр. 123—24.

ლი ატომებისა და ფრაგმენტების მდგომარეობის დახასიათება. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ მომ ავტომატურად ღებულობს მხედველობაში მოლექსულის აღგზნებულ მდგომარეობას.

დღევანდელ პირობებში, როგორც ჩანს, მომ და ვბმ არ გამოირჩეხავს ერთმანეთს და ისინი ერთმანეთს ავსებენ. როგორც ცნობილია, ვბმ და მომ ძირითადი ღებულებები ჩამოყალიბებული იქნა თითქმის ერთდროულად, 20-იან წლებში. მიუხედავად ამისა, მომ-ის გამოყენება და იწყო გაცილებით უფრო მოგვიანებით, ვიდრე ვბმ-ის. ეს იმით აიხსნება, რომ ის შორს არის ქიმიური სტრუქტურული ფორმულებიდან მაშინ, როდესაც მომ-ის გამოყენებით შეიძლება მთელი რიგი პრაქტიკული საკითხების გადაწყვეტა, რეაქციების მიზანწრაფულად ჩატარება.

შეგვიძლია აღვნიშნოთ, რომ ვბმ და მომ წარმოადგენს წინ გადადგმულ ნაბიჯს ქიმიური აღნაგობის თეორიაში და ბუტლეროვის ქიმიური აღნაგობის თეორიის განვთარებას წარმოადგენს.

**23 მეტალური ბმა.** მეტალები თავისი თვისებებით მკვეთრად განსხვავდებიან არამეტალებისაგან. მათთვის დამახასიათებელია გაუმჭვირვალობა. კარგი ელექტროდა სიბოგამტარობა, ჰედვადობა, მოქნილობა და სხვ. ყველა ეს თვისება მეტალებისათვის განპირობებულია მათი ატომთა შორის ბმის ბუნებით. მეტწილად, მეტალებს ატომური აღნაგობა ახასიათებთ. მეტალების აღნაგობა რომ ატომურია, ანას მრავალი ფაქტი ადასტურებს, მათ შორის, მეტალების ატომიზაციის (ატომის მდგომარეობაში გადაყვანის) ენერგია, რომელიც დიდ ფარგლებში იცვლება. მე-12 ცხრილში მოტანილია ზოგიერთი მეტალის ატომიზაციის ენერგია.

ცხრილი 12

ზოგიერთი მეტალის ატომიზაციის ენერგია 29<sup>o</sup>

მეტალები	ატომიზაციის ენერგია კკალ/გ-ატომ-	მეტალები	ატომიზაციის ენერგია კკალ/გ-ატომ	მეტალები	ატომიზაციის ენერგია კკალ/გ-ატომ.
Li	62,9	Al	122,7	V	121,9
Na	53,8	Ga	100	Nb	171,0
K	45,2	In	75,2	Ta	184,2
Rb	30,6	Tl	79,6	Cr	94,8
CS	29,9	Si	152,3	Mo	156
Cu	128	Ge	153,5	W	206
Ag	111,7	Sn	117,6	Ru	156
Au	139,1	Pb	69,6	OS	188



ცნობილია, რომ ზოგიერთი მეტალი სუბლომაციის შედეგად გადადის ორატომიანი მოლეკულის მდგომარეობაში (მაგ.  $\text{Li}_2$ ,  $\text{Cu}_2$ ,  $\text{Ga}_2$  და ა. შ.). რადგანაც ატომიზაციის ენერგია წარმოადგენს მარტივი ნივთიერების სუბლიმაციის ენერგიას ერთატომიანი ორთქლის წარმოქმნისას (ცხარ 12), ის ტოლია სუბლიმაციისა და ატომიზაციის ენერგიების ჯამის ცხრილში № 12 შედარებისათვის მოცემულია ორი კოვალენტური ბმით დაკავშირებული ელემენტის—სილიციუმისა და გერმანიუმის ატომიზაციის ენერგია.

როგორც ცხრილიდან ჩანს, შედარებით დაბალი ატომიზაციის ენერგიით ხასიათდებიან პირველი და მეორე ჯგუფის პერიოდული სისტემის მთავარი ქვეჯგუფის s, p ელემენტები. აღსანიშნავია, რომ ამ ელემენტების ატომიზაციის ენერგია, ზემოდან ქვემოთ თანდათანობით მცირდება, ე. ი. ატომური მოცულობის ზრდით ატომთა შორის ბმის ენერგია—ატომიზაციის ენერგია—მცირდება. ატომიზაციის დიდი ენერგიით ხასიათდებიან გარდამავალი ელემენტები და მთავარი ის არის, რომ მათი ატომური მასის ზრდასთან ერთად იზრდება ატომიზაციის ენერგია, განსხვავებით მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებისაგან. როგორც მონაცემებიდან ჩანს, გარდამავალი ელემენტების ატომიზაციის ენერგია ახლოს არის კოვალენტური ბმის ენერგიასთან.

როგორც ჩანს, კოვალენტურ და მეტალურ ბმას შორის დიდი მსგავსებაა. ორივე შემთხვევაში ბმის წარმოქმნა განსაზოგადოებულ (საერთო მფლობელობაში) მდგომარეობაში მყოფი სავალენტო ელექტრონებით ხდება. მიუხედავად ამისა, მათ შორის პრინციპული განსხვავებაცაა. კოვალენტური ბმის წარმოქმნაში მონაწილე სავალენტო ელექტრონების მდგომარეობა ნაერთში მკაცრად ლოკალიზებულია. ის მიეკუთვნება სრულიად გარკვეულ ატომებს—ორ ატომს, და მას ახასიათებს გარკვეული სიფეხილობა. მეტალური ბმის წარმოქმნელი სავალენტო განსაზოგადოებული ელექტრონები კი ერთდროულად მთელ კრისტალს ემსახურება, ე. ი. ბმას ამყარებს მთელ კრისტალში არსებულ ატომებს შორის, ისინი სრულიად დელოკალიზებული არიან და თავისთავად ცხადია, მათი მიგეზილობის შესახებ ლაპარაკი შეუძლებელია. ამით აიხსნება ის, რომ მათ არ ახასიათებთ სივრცული მიმართულება და ახასიათებთ მაღალი კოორდინაციული რიცხვი. კოვალენტური ბმა ვალენტურად გაჯერებულ ბმას წარმოადგენს, მაშინ როდესაც მეტალური ბმა გაუჯერებელი ბმაა. მეტალში სავალენტო ელექტრონების დელოკალიზაცია ბმის მრავალცენტრიანობის შედეგია და კარგი ელექტრო და სითბოგამტარობის მიზეზია. როგორც ცნობილია, კოვალენტური ბმით წარმოქმნილი სუფთა ნივთიერებები ელექტროგაუმტარ სისტემებს წარმოადგენენ და გამტარებად შეიძლება გახდნენ მხოლოდ იმ შემთხვევაში, თუ ხდება კოვალენტური ბმის დარღვევა (დაწყვეტა). ეს მდგომარეობა აიხსნება იმით, რომ კოვალენტური ბმა ორცენტრიანია, რაც იმას ნიშნავს, რომ ბმა მყარდება ორ მეზობ-

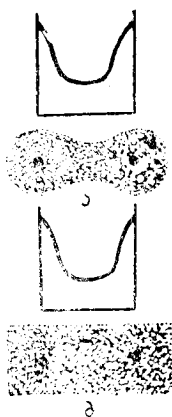
ლად მყოფ ატომებს შორის, ხოლო საერთო ელექტრონები იმყოფებიან უშუალოდ მათ ახლოს და მათთან მტკიცედ არიან დაკავშირებული.

მეტალური ბმა — მრავალცენტრიანი ბმაა მყარ ან თხევად ნივთიერებაში ელექტრონების დეფიციტით, დამყარებული ატომების სავალენტო ელექტრონების განსაზოგადოებაზე. მეტალური ბმა დამახასიათებელია მხოლოდ კონდენსირებული სისტემებისათვის. გაზის ან ორთქლის მდგომარეობაში ყველა ნივთიერების, მათ შორის მეტალების ატომებიც, ერთმანეთთან დაკავშირებულია მხოლოდ კოვალენტური ბმით, რითაც აიხსნება მათი ელექტრო- და სითბოს ცუდი გამტარობა.

კოვალენტური და მეტალური ბმების ანალოგია მტკიცდება ელექტრონული სიმკვრივის ატომთა კვანძებს შორის განაწილებით. ორივე შემთხვევაში ატომთა კვანძებს შორის სივრცეში რჩება საგრძნობი ელექტრონული სიმკვრივე, რომელიც ურთიერთქმედ ატომთა შორის წარმოქმნის შემაერთებელ ხიდს (სურ. 42). განსხვავება იმაში მდგომარეობს, რომ კოვალენტური ბმის დროს ელექტრონულ შემაერთებელ ხიდს მკაცრად გამოსახული მიმართულება გააჩნია, ხოლო მეტალური ბმის დროს შემაერთებელი ელექტრონული ხიდის სიმკვრივე თანაბრად არის განაწილებული მთელ სივრცეში ყველა მიმართულებით.

ამის შედეგად ტიპიური მეტალების მესერ-ში ყველა ატომი კრისტალოგრაფიულად ეკვივალენტურია და ატომების ეფექტური მუხტი ხულის ტოლია.

ვალენტური ბმის მეთოდს არ შეუძლია ინტერპრეტაცია გაუყეთოს მეტალურ ბმას. მეტალებში, მათი მაღალი კოორდინაციული რიცხვით შეიმჩნევა სავალენტო ელექტრონების დიდი დეფიციტი (უკმარობა). ორელექტრონიან და ორცენტრიან კოვალენტურ ბმასთან შედარებით, მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი არ არის დამყარებული წყვილი ელექტრონების წარმოქმნაზე. მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის თვალსაზრისით, მეტალური ბმა ხასიათდება ელექტრონების დეფიციტით კოვალენტურ ბმასთან შედარებით. ამიტომაც მეტალებში და მეტალთა ურთიერთნაერთებში ბმათა რიგი შე-



ნახ. 42. ელექტრონული სიმკვრივის განაწილება კოვალენტური (ა) და მეტალური (ბ) ბმების დროს.

იძლება ნებისმიერი წილადობრივი რიცხვი იყოს. აქედან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ მეტალთა ურთიერთნაერთები, ინტერმეტალური ნაერთები, არ ემორჩილებიან ვალენტობის კლასიკურ კანონს, ე. ი. კოვალენტუ-

რი ზმის კანონს. ამით აიხსნება ის, რომ ჭეშმარიტ მეტალთა შორის შეუძლებელია გავითვალისწინოთ წინასწარ მიღებული ნაერთის შედგენილობა.

მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის მკაცრად და თანმიმდევრულად მეტალური ზმის ახსნისათვის გამოყენებას მივყავართ მათში ენერგეტიკული ელექტრონების ზონურ სტრუქტურამდე. სინამდვილეში მეტალები ხასიათდებიან არა იმდენად მეტალური ბმით, რამდენადაც მეტალური ტიპის ზონური სტრუქტურით, რომელშიაც არ არის აკრძალული ზონა. ამასთან ერთად მოლეკულური ორბიტალების, როგორც ატომური ორბიტალების ხაზობრივი ფუნქციის (შო აოხფ) მეშვეობით შეიძლება ვიმსჯელოთ ქიმიური ბმის განსაკუთრებულობაზე არა მარტო მეტალებში, არამედ აგრეთვე ნახევრად გამტარებში და დიელექტრიკებში.

მეტალური ბმა არ გამოირიცხავს კოვალენტური ბმის გარკვეულ წილს. სუფთა სახით მეტალური ბმა დამახასიათებელია მხოლოდ ტუტე და ტუტემიწა მეტალებისათვის. სხვა მეტალებისათვის, განსაკუთრებით გარდამავალი მეტალებისათვის, რიგი ფიზიკური თვისებებისა (ლღობისა და დუღილის ტემპერატურა, ატომიზაციის ენერგია, სიმაგრე, ატომთაშორისის მანძილი) მოწმობს იმას, რომ მეტალებში ქიმიური ბმა არ შეიძლება დაყვანილი იქნეს მხოლოდ მეტალურ ბმამდე. თანამედროვე ფიზიკური კვლევის მეთოდების გამოყენებამ გვიჩვენა, რომ გარდამავალ მეტალებში მხოლოდ სავალენტო ელექტრონების მცირე ნაწილი იმყოფება განსაზოგადებრივ მდგომარეობაში. ელექტრონების რიცხვი, რომლებიც ეკუთვნის მთელ კრისტალს, მცირეა და დაახლოებით 1-ის ტოლია. მაგალითად, გარდამავალ ელემენტ ნიობიუმში განსაზოგადებული ელექტრონების რიცხვი ერთ ატომში 1,2-ის ტოლია. დანარჩენი ელექტრონები ახორციელებენ გარკვეული მიმართულების მქონე კოვალენტურ ბმას მგზობელ ატომთა შორის. მიმართულების მქონე ელექტრონთა დრუბლების გადაფარვა შეიმჩნევა  $sp$  ელემენტებში, გარდამავალ  $Sd$  ელემენტებში კი ის მაქსიმალური ხდება. ეს აიხსნება  $d$  ელექტრონული დრუბლების დიდი სიდიდით და მათი სირთულით.

გარდამავალ ელემენტებში, რომლებიც ხასიათდებიან მაღალი ლღობისა და დუღილის ტემპერატურით და აგრეთვე ატომიზაციის მაღალი ენერგიით, ბმის ენერგეტიკაში ძირითადი წილი შეაქვს  $d$  ორბიტალების გადაფარვას კოვალენტური ბმის წარმოქმნით. განსაკუთრებით ეს ითქმის იმ გარდამავალ ელემენტებზე, რომლებიც მოთავსებული არიან პერიოდული სისტემის შუა ნაწილში, რომელთა ატომები ხასიათდებიან უქმი ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვით. არ შეიძლება მთლიანად შევსებული  $d$  ორბიტალები განვიხილოთ როგორც შიგა ორბიტალები, რომლებიც თითქოს არ ღებულობდნენ მონაწილეობას ქიმიური ბმის წარმოქმნაში.

ეს გამოდინარეობს VI პერიოდის—ცეზიუმისა და ოქროს ატომიზაციის ენერგიების შედარებიდან. ცეზიუმის საპირისპიროდ, რომელშიაც შივა  $5p^6$  ორბიტალი არ გადაიფარება, მთლიანად შევსებული ოქროს  $d$  ელექტრონული ღრუბლები გადაიფარებიან. ამით აიხსნება ის, რომ ოქროს ატომიზაციის ენერგია თითქმის ხუთჯერ მეტია ცეზიუმის ატომიზაციის ენერგიაზე.

დღესათვის თვლიან, რომ მეტალის ყველა ძირითადი თვისება განისაზღვრება მეტალური ბმის ბუნებით. მაგრამ მეტალის ყველაზე მეტი ძირითადი თვისება, რომელიც მეტალებს თვისებრივად ანსხვავებს სხვა კონდენსირებულ მდგომარეობაში მყოფი ნივთიერებებისაგან, წარმოადგენს ელექტროგამტარობის უპროფიტი ტემპერატურული კოეფიციენტი. ეს იმას ნიშნავს, რომ მეტალებში ტემპერატურის გაზრდით ელექტროგამტარობა მცირდება. მეტალებში ელექტრობის მატარებელს კი განსაზოგადოებული ელექტრონები წარმოადგენს.

მეტალში ელექტრონის გადამტანი ელექტრონებისათვის დრუდემ და ლორენცმა გამოიყენეს გაზების კინეტიკური თეორია და შემოიტანეს ცნება ელექტრონული გაზის შესახებ.

ამ თეორიით კარგად აიხსნებოდა ომის კანონი და ელექტროგამტარობისა და სითბოგამტარობას შორის კავშირი (ვიდმანისა და ფრანცის კანონი), მაგრამ მას არ შეეძლო იმ ძირითადი განმასხვავებელი თვისებების ახსნა, რომლითაც მეტალები განსხვავდება სხვა კონდენსირებული ნივთიერებებისაგან (ელექტროგამტარობის ტემპერატურული კოეფიციენტი). მართლაც, დრუდესა და ლორენცის თავისუფალი ელექტრონების თეორიით, ელექტრონის კინეტიკური ენერგია ტოლია

$$\frac{m_0 v^2}{2} = 3/2 kT, \quad (VI, 8)$$

სადაც  $k$ —ბოლცმანის მუდმივაა. როგორც განტოლებიდან (VI,8) გამოდინარეობს, ტემპერატურის გაზრდით ელექტრონის სიჩქარე ( $v$ ) უნდა იზრდებოდეს და მასთან ერთად ელექტროგამტარობაც. მაგრამ სინამდვილეში საწინააღმდეგო მოვლენასთან გვაქვს საქმე—ტემპერატურის გადიდებაზე მეტალის ელექტროგამტარ ბა მცირდება.

გამტარი ელექტრონების ქცევა მეტალში კარგად აიწერება მეტალის კვანტური თეორიით, რომელიც წარმოადგენს კვანტური სტატისტიკის მიყენებას მეტალებისადმი მისი ძირითადი წარმოდგენებით: 1) სისტემის ელექტრონების განურჩევლობა; 2) პაულის პრინციპის აუცილებელი დამკაყოფილება; 3) ელექტრონის მდგომარეობის ცვლილება განისაზღვრება თუნდაც ერთი (ოთხიდან) კვანტური რიცხვის ცვლილებით.

განგარიშებებს, კვანტური სტატისტიკის ძირითადი დებულებების გამოყენებით შეტალებისათვის, მიყვარათ გამოსახულებამდე

$$E_0 = 36,1(n_0/v_0)^{2/3}, \quad (\text{VI}, 9)$$

სადაც  $E_0$ —ფერმის ენერგია\*,  $v_0$ —გრამატომი მეტალს მიერ დაკავებული მოცულობა,  $n_0$ —ერთ ატომში ელექტრონების გამტარი ელექტრონების რიცხვი

გამოსახულება (V 9) საშუალებას გვაძლევს გავიანგარიშოთ ფერმის ენერგია პერიოდული სისტემის პირველი ჯგუფის ელემენტებისათვის ( $n_0 = 1$ ).

მეტალები	Li	Na	K	Rb	Cs	Cu	Ag	Au
E ევ-ში	4,74	3,16	2,06	1,96	1,53	7,10	5,52	5,56

კვანტური თეორიის თანახმად  $T=0$  მეტალებში ელექტრონების ენერგია რამდენიმე ელექტრონვოლტით იზომება. კლასიკური თეორიის თანახმად კი  $293^{\circ}K$  ტოლი უნდა იყოს  $3/2 kT=0,03$  ევ.

როგორც მოტანილი სიდიდეებიდან ჩანს, ელექტრონის ენერგია  $T=0$ . გაანგარიშებული კვანტური თეორიით, თითქმის ორჯერ მეტია, ვიდრე გაანგარიშებული კინეტიკური თეორიით. ამით აიხსნება, რომ ტემპერატურის გადიდება თითქმის არავეითარ გავლენას არ ახდენს ელექტრონის სიჩქარეზე. სისტემის ასეთ მდგომარეობას გადაგვარებულს უწოდებენ. მაშასადამე, ნიუთონების მეტალურ მდგომარეობაში გამტარი ელექტრონები ენერგეტიკულად გადაგვარებულია.

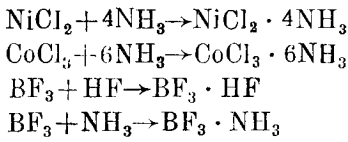
გადაგვარებული ელექტრონები წარმოადგენენ მთავარ მიზეზს იმისას, რომ მეტალებში ტემპერატურის გადიდებით ელექტროგამტარობა მცირდება. ტემპერატურის გადიდებით კრისტალური მესერის კვანძებში არსებული ატომების რხევის ამპლიტუდა იზრდება, რასაც მიყვარათ ელექტრონების გაბნევის ინტენსივობის მატებამდე. ამის შედეგად ელექტრონების თავისუფალი გარბენის მანძილი მცირდება, რაც იწვევს მათი მოძრაობის შემცირებას. კრისტალური მესერის კვანძებში ატომების რხევა თანამედროვე ფიზიკაში განიხილება, როგორც ხშიანობის მდგარი ტალღა. ხშიანობის ტალღის კვანტები წოდებულია ფონონებად. ტემპერატურის გადიდებით ფონონების ენერგია იზრდება და მასთან ერთად იზრდება ფონონებზე ელექტრონების განბნევა.

ამრიგად, ელექტროგამტარობის შემცირება მეტალებში ტემპერატურის გადიდებით, განპირობებულია ელექტრონების მოძრაობის შემცირებით,

\* ფერმის ენერგია წარმოადგენს სიდიდეს, რომელიც ტოლია მეტალში ელექტრონების მაქსიმალური ენერგიისა, როდესაც  $T=0$ .

გამტარი ელექტრონების კონცენტრაციის პრაქტიკულად უცვლელობისას. იმისთვის, რომ მოვხსნათ ელექტრონების გადაგვარება, საჭიროა ძალიან მაღალი ტემპერატურა, მაგალითად, სპილენძისათვის ეს ტემპერატურა  $80.000^{\circ}\text{C}$  უნდა იყოს. როგორც ჩანს, სპილენძისათვის ეს მდგომარეობა შესაძლებელია მხოლოდ ორთქლის ფაზაში, რადგანაც მისი ლღობის ტემპერატურა ტოლია  $1083^{\circ}$ -ის, ხოლო დუილის —  $2595^{\circ}\text{C}$ . ასეთივე მდგომარეობაა სხვა ტიპურ მეტალებშიც.

**1. კოორდინაციული ნაერთები.** გასული საუკუნის 90-იან წლებში, ქიმიაში დაგროვდა მრავალი ექსპერიმენტული მასალა ისეთი მოლეკულური ნაერთების შესახებ, რომლებიც არ ემორჩილებოდნენ კლასიკური ვალენტობის თეორიას და მათი შედგენილობის ახსნა შეუძლებელი გახდა არსებული ვალენტობის თეორიით. ისეთი ტიპის ნაერთებს, როგორცაა  $BaCl_2$ ,  $BF_3$ ,  $NH_3$ ,  $H_2O$ ,  $CO_2$  და ა. შ., რომლებშიაც ელემენტების მიერ გამოვლენილია მაქსიმალური ვალენტობა, ვალენტურად გაჯერებული ნაერთები ან კიდევ პირველი რიგის ნაერთები ეწოდება. პირველი რიგის ნაერთების ერთმანეთთან ურთიერთქმედებით მიიღება ნაერთები, რომლებსაც მაღალი რიგის ნაერთები ეწოდება. მაღალი ტიპის ნაერთებს მიეკუთვნება—ჰიდრატები, ამოკატები, მეჯვების მიერთების, ორგანული მოლეკულების მიერთების პროდუქტები და სხვა. მოვიყვანოთ მაღალი რიგის ნაერთების წარმოქმნის ზოგიერთი მაგალითი:

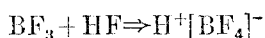
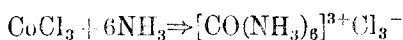
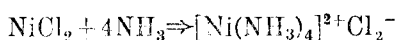


მაღალი რიგის ნაერთებს შესახებ წარმოდგენები ქიმიაში პირველად შემოიტანა შვეიცარიელმა მეცნიერმა ალფრედ ვერნერმა (1898). მან ამ ტიპის ნაერთებს—კომპლექსური უწოდა. კომპლექსური ნაერთების ქიმიის განვითარებაში დიდი წვლილი შეიტანეს რუსმა მეცნიერებმა ლ. ჩუგაევი და მისმა მოწაფეებმა ი. ჩერნიაევი, ა. გრინბერგი, ვ. ლებეჯინსკი და სხვ.

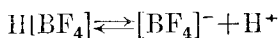
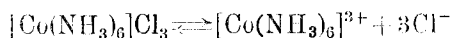
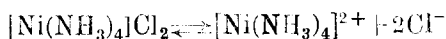
ალფრედ ვერნერმა კომპლექსურ, მაღალი რიგის ნაერთებს მიაკუთვნა ნაერთები, რომლებიც როგორც კრისტალურ მდგომარეობაში, ისე ხსნარში იმყოფება კომპლექსურ მდგომარეობაში ან სულ არ განიცდის დაშლას, ან კიდევ ძალიან მცირედ იშლება.

ჯერ კიდევ 1893 წ. ა. ვერნერმა გამოთქვა აზრი იმის შესახებ, რომ ყოველ ელემენტს თავისი ძირითადი ვალენტობის გაჯერების შემდეგ აქვს უნარი გამოავლინოს დამატებითი კოორდინაციული ვალენტობა, ამ კოორდინაციული, დამატებითი ვალენტობით არის განპირობებული უმაღლეს-

სი ტიპის კოორდინაციული ნაერთების წარმოქმნა. ა. ვერნერის კოორდინაციული თეორიის თანახმად, კოორდინაციული ნაერთები შედგება ორი ნაწილისაგან, ორი — ფერთსაგან—შიგა და გარეოა სფეროსაგან. შიგა სფეროში—კომპლექსში—ნაწილაკები უფრო მტკიცედ არიან ერთმანეთთან დაკავშირებული, ვიდრე გარე სფეროში არსებული ნაწილაკები შიგა სფეროს ნაწილაკებთან. შიგა სფეროში მოთავსებულ იონს ან ნაერთს ეწოდება კომპლექსი, შიგა და გარე სფეროს ერთად—კოორდინაციული ნაერთი. კოორდინაციული ნაერთის დაწერისას შიგა სფეროს—კომპლექსს—ათავსებენ კვადრატულ ფრჩხილებში, ხოლო გარე სფეროს შედგენილობას წერენ კვადრატული ფრჩხილებს გარეთ. ამის მიხედვით ჩვენს მიერ ზემოთ მოყვანილი კოორდინაციული ნაერთები შეიძლება დავწეროთ შემდეგნაირად:



ქიმიურ რეაქციებში. გახსნისას, კრისტალურ მდგომარეობაში კომპლექსის შიგა სფეროს შედგენილობა გამოდის  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]$  როგორც დამოუკიდებელი ნაწილაკი. გარეთა სფეროს შემადგენელი ნაწილაკები, როგორც ეს ზემოთ აღვნიშნეთ, უფრო სუსტად არიან დაკავშირებული ნაერთის წარმომქმნელ ნაწილაკთან და ანის გამო აღვიღად შედიან ქიმიურ რეაქციაში და აგრეთვე გახსნისას გადადიან იონის მდგომარეობაში. ასე-მაგალითად,



კომპლექს-ნაერთის იმ შემადგენელი ელემენტის ატომს (იონს), რომლის ირგვლივ ხდება ატომების, მოლეკულების, იონების მიერთება (დაჯგუფება)—კომპლექსწარმომქმნელი, კომპლექსის გული ეწოდება. კომპლექსწარმომქმნელად მეტწილად გვევლინება გარდამავალი მეტალის იონი, ატომი, იშვიათად—არამეტალის იონი ან ატომი. იონებს. ატომებს ან ნეიტრალურ მოლეკულებს, რომლებიც კოორდინაციული ნაერთის შიგა სფეროში უკავშირდებიან კომპლექსწარმომქმნელს, ადენდები ანუ ლიგანდები ეწოდება. ლიგანდები შეიძლება იყოს იონები:— $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{SCN}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$  და სხვ. მოლეკულები:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$  (ეთალენდიამინი) და სხვ.



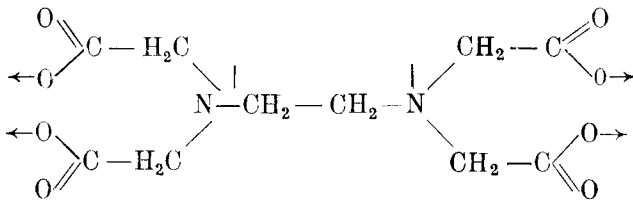
კომპლექსწარმომქმნელი ატომისათვის, იონისათვის ერთ-ერთი დამახასიათებელია კოორდინაციული რიცხვი (კრ), კოორდინაციული ვალენტობა (კვ). კომპლექსწარმომქმნელის კოორდინაციული რიცხვი განისაზღვრება ადგილის იმ რიცხვით, რომელიც შეიძლება დაიკავოს ლიგანდებმა კოორდინაციული ნაერთის შიგა სფეროში. კოორდინაციული რიცხვი, ჩვეულებრივად, მეტია კომპლექსწარმომქმნელი იონის დაქანგულობის ხარისხზე. კრ საკმაოდ დიდ ფარგლებში იცვლება. ის შეიძლება ტოლა იყოს: 1-დან 12-მდე და ზოგიერთ შემთხვევაში 13 და 14-ის. პრაქტიკაში, მეტწილად კომპლექსწარმომქმნელის კრ 2, 4, 6 და 8-ის ტოლია. ეს რიცხვები შეესატყვისება კომპლექსნაერთების გეომეტრიულ კონფიგურაციებს. როდესაც კომპლექსწარმომქმნელის კრ ტოლია 2-ის—გვაქვს ხაზობრივი კონფიგურაცია, როდესაც 4-ის—ტეტრაედრული კონფიგურაცია და როდესაც ექვსის—ოქტაედრული კონფიგურაცია.

კომპლექსწარმომქმნელის კრ დამოკიდებულია თვით კომპლექსწარმომქმნელისა და ლიგანდის ბუნებაზე. რაც მეტია კომპლექსწარმომქმნელის დაქანგულობის ხარისხი და ნაკლებია მისი რადიუსი, მით მეტია მისი კრ.

კოორდინაციული რიცხვი დამოკიდებულია აგრეთვე ლიგანდის მოცულობაზე. მაგალითად,  $Cl^-$ ,  $Br^-$  და  $I^-$ -იონის შემთხვევაში  $Al^{3+}$  იონის კოორდინაციული რიცხვი 4-ის ტოლია  $[AlCl_4]^-$ , ხოლო  $F^-$ -იონის შემთხვევაში კი 6-ის ტოლია  $[AlF_6]^{3-}$ .

დადგენილია, რომ ნეიტრალური ლიგანდები მეტი რაოდენობით უერთდება კომპლექსწარმომქმნელს, ვიდრე დამუხტული (ნაწილაკები) ლიგანდები. მაგალითად:  $[Co(H_2O)_6]^{3+}$  და  $[CoCl_4]^{2-}$ .

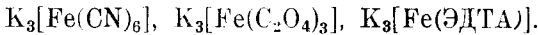
2. ლიგანდ-ის კოორდინაციული ტევადობა ლიგანდია კოორდინაციული ტევადობა ეწოდება ადგილთა იმ რიცხვს, რომელსაც ლიგანდი იჭერს კომპლექსწარმომქმნელთან, კომპლექსნაერთის შიგა სფეროში. კომპლექსნაერთებში მეტწილად ლიგანდების კოორდინაციული ტევადობა ერთის ტოლია. უფრო იშვიათად ორისა და მეტის. ისეთ ანიონებში, როგორიცაა  $CN^-$ ,  $CNS^-$ . ჰალოგენების იონების კოორდინაციული ტევადობა ერთის ტოლია, რადგანაც ისინი კომპლექსში კომპლექსწარმომქმნელთან იჭერენ ერთ კოორდინაციულ ადგილს. ლიგანდებს, რომელთაც ახასიათებთ ერთი კოორდინაციული ტევადობა—მონოდენტატური ლიგანდები ეწოდება. ეთილენდიამინის მოლეკულა,  $H_2N-CH_2-CH_2-NH_2$ , იონები— $C_2H_4^{2+}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $C_2O_4^{2-}$  და სხვ. კომპლექსწარმომქმნელის ირგვლივ იკავებენ ორ ადგილს—მათ ბიდენტატური ლიგანდები ეწოდება. ლიგანდებს, რომელთაც ახასიათებთ 3, 4, 5, 6... ტევადობა—პოლიდენტატური ლიგანდები ეწოდება. პოლიდენტატური ლიგანდების მაგალითს წარმოადგენს ეთილენდიამინტეტრაამარეჟავა, რომელსაც გააჩნია 6 კოორდინაციული ტევადობა



შემოკლებით ამ ანიონს  $\text{EDTA}^-$ -ს უწოდებენ.

ლიგანდებს, რომლებიც ერთდროულად შეიცავს თავის შემადგენლობაში პოტენციალურად რამდენიმე ისეთ ატომს, რომელსაც შეუძლია მიიღოს მონაწილეობა კომპლექსის წარმოქმნაში, ამ ბიდეენტური ლიგანდები ეწოდება.

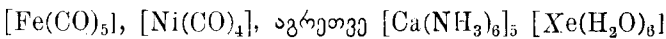
ერთი და იგივე კომპლექსწარმომქმნელი სხვადასხვა ლიგანდთან წარმოქმნის სხვადასხვა სახის კოორდინაციულ ნაერთს. მაგალითად,  $\text{Fe}^{3+}$  იონი წარმოქმნის:



როგორც მოტანილი მაგალითებიდან ჩანს, იონი  $\text{CN}^-$  კომპლექსწარმომქმნელთან იჭერს ერთ კოორდინაციულ ადგილს (მთავრად ერთი ტოლია),  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  იონი იჭერს ორ ადგილს, ხოლო  $\text{EDTA}^-$  ახასიათებს ექვსი კოორდინაციული ტევადობა. კომპლექსის მუხტი ტოლია გარეთა სფეროს მუხტთა ჯამის და საპირისპიროა მუხტთა ნიშნით. კომპლექსის მუხტი წარმოადგენს კომპლექსწარმომქმნელისა და მასთან დაკავშირებული ლიგანდების მუხტთა ალგებრულ ჯამს, სადაც კომპლექსწარმომქმნელსა და ლიგანდს გააჩნია ერთმანეთის საპირისპირო ნიშნის მუხტი.

კომპლექსწარმომქმნელის მუხტი კოორდინაციული ნაერთის ყველა დანარჩენი იონის მუხტის ალგებრული ჯამის ტოლია და ნიშნით საწინააღმდეგო, მაგალითად,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  რკინის იონის დაქანგულობის ხარისხი  $+3$ -ის ტოლია ( $-6 + 3 = -3$ ).

აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ გვაქვს ისეთი კომპლექსური ნაერთები, რომლებშიც კომპლექსწარმომქმნელის დაქანგულობის ხარისხი ნულის ტოლია. ასეთი კოორდინაციული ნაერთებია, მაგალითად, კარბონილები:



და სხვ. რკინის, ნიკელის, კალციუმისა და ქსენონის დაქანგულობის ხარისხი ნულის ტოლია. მათ არ გააჩნიათ გარეთა სფერო და შიგა სფეროში არსებული ატომები და მოლეკულები ნეიტრალურია.

**3. კოორდინაციული ნაერთების ნომენკლატურა.** კოორდინაციული ნაერთების ნომენკლატურა, რომელიც დღეისათვის ხმარებაშია, დამტკიცებულია არაორგანული ნაერთების ნომენკლატურის დამდგენელი საერთა-

შორისო კომისიის მიერ (IIPAC). ამ ნომენკლატურის მიხედვით პირველად ასახელებენ კათიონს, ხოლო შემდეგ ანიონს. მაგალითად,  $K_2[Cu(Cl_3)]$  კალიუმტრიქლორსპილენძი,  $[Ag(NH_3)_2]Cl$ —დიამინვერცხლისქლორიდი.

4. ლიგანდების ჩამოთვლის წესი. კომპლექსში ლიგანდები ჩამოითვლება შემდეგი წესის მიხედვით: ა) ანიონური, ბ) ნეიტრალური, გ) კათიონური.

განვიხილოთ რამდენიმე მაგალითი:

$K_2[Pt(NO_2)_2Cl_2]$ —კალიუმის დიქლორდინიტრიტოპლატინატი

$K_2[UO_2Cl_4]$ —კალიუმის დიოქსოტეტრაქლორურანატი

$[Pt(Cl)(NO_2)(NH_3)_2En]SO_4$  — ქლორონიტროდიამინოეთილენდიამინპლატინა-სულფატი

პირველი და მეორე წარმოადგენს ანიონური კომპლექსური ნაერთის მაგალითს, ხოლო მესამე—კათიონურისას.

5. კომპლექსნაერთების სახელწოდების დაბოლოება. ანიონური კომპლექსნაერთების დასახელების დაბოლოების დამახასიათებელია „ატ“-ი ან „ოვია“. მაგალითად,

$K_4[Fe(CN)_6]$ —კალიუმის ჰექსაციანოფერატი

$H_2[Pt(CN)_6]$ —ჰექსაციანოპლატანის მჟავა

რაც შეეხება ნეიტრალურსა და კათიონურ კომპლექსნაერთების სახელწოდების დაბოლოებას—მათ სპეციფიური დაბოლოებები არ ახასიათებთ და იწოდებიან შედგენილობის მიხედვით.

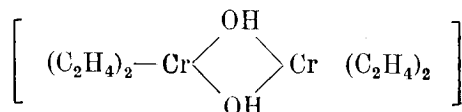
კომპლექსწარმომქმნელის დაყენებულობის ხარისხი აღინიშნება არაბული ციფრით და იწერება ნაერთის მარჯვნივ ფრჩხილებში. მაგალითად:

$K_4[Ni(CN)_4]$ —კალიუმის ტეტრაციანატნიკელი (0)

$K_4[Fe(CN)_6]$ —კალიუმის ჰექსაციანოფერატი (+2)

$[Cu(NH_3)_2]OH$ —დიამინსპილენძის (1+) ჰიდროქსიდი.

ხილური ჯგუფების სახელწოდება. კოორდინაციულ ნაერთში ორი ცენტრის შემაერთებელ ჯგუფს ხილური ჯგუფი ეწოდება და აღინიშნება ბერძნული ასოთი  $\mu$ . მაგალითად, კოორდინაციულ ნაერთში



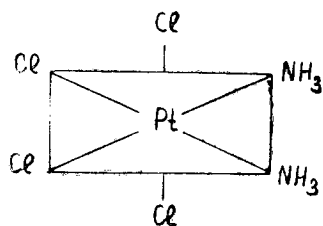
ჰიდროქსიდის ჯგუფები წარმოადგენენ ხილურ ჯგუფებს.

6. კოორდინაციული ნაერთების იზომერია. იზომერია არის მოვლენა, რთდესაც ნაერთებს აქვს ერთი და იგივე შედგენილობა, მაგრამ ერთმა-

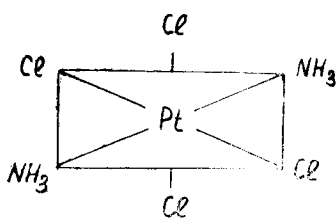
წეთისაგან განსხვავდებიან აღნაგობით და აქედან, თავისთავად ცხადია, თავისი თვისებებით, იზომერიის მოვლენა ფართოდ არის გავრცელებული ორგანულ ნაერთებში.

იზომერიის მოვლენა საკმაოდ გავრცელებულია აგრეთვე კოორდინაციულ ნაერთებში, რათაც აიხსნება კოორდინაციული ნაერთების სიმრავლე. არსებობს იზომერიის მრავალსახეობა, ჩვენ განვიხილავთ ამ მოვლენის მხოლოდ ერთ სახეობას—გეომეტრიულ იზომერიას (ცის- და ტრანს-იზომერიას).

კოორდინაციულ ნაერთებში იზომერიას ადგილი აქვს მხოლოდ მაშინ, თუ კომპლექსის წარმოქმნაში მონაწილეობს სხვადასხვა ლიგანდი. მაგალითად,  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ ,  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ , სადაც ლიგანდების როლს  $NH_3$  ნეიტრალური მოლეკულა და  $Cl$ -ის იონი ასრულებს. ტეტრაკლორდიამინოპლატინატი შეიძლება გვექონდეს ორი ოქტაედრული იზომერის სახით.



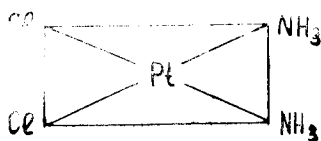
ცის-იზომერი



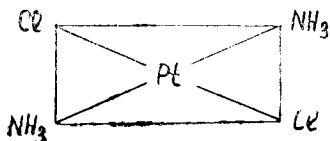
ტრანს-იზომერი  
ყვითელი ფერი

როგორც ნახაზიდან ჩანს, პირველ შემთხვევაში ამიაკის მოლეკულები განლაგებულია ოქტაედრში ერთმანეთის მეზობლად. ასეთ განლაგებას ცის-იზომერია ეწოდება. მეორე შემთხვევაში, ოქტაედრში ამიაკის მოლეკულები განლაგებულია ოქტაედრის ერთმანეთის საპირისპირო კვანძებში დიაგონალურად, ლიგანდების ასეთი განლაგების შედეგად მიიღება ტრანს-იზომერი.

დიკლორდიამინოპლატინატში  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ —კვადრატულ კომპლექსში, შეიძლება გვექონდეს აგრეთვე ორი—ცის- და ტრანს-იზომერი, რომელიც შევევიძლია გამოვხატოთ შემდეგნაირად:



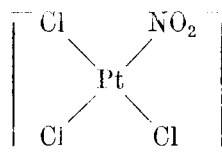
ცის-იზომერი



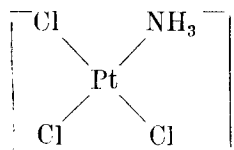
ტრანს-იზომერი  
მკრთალი ყვითელი

7. ტრანსგავლენა. კოორდინაციული ნაერთების იზომერიდან გამო-  
მდინარე, 1926 წ. ი. ჩერნიაევის მიერ აღმოჩენილი იქნა კანონზომიერება,  
რომელიც ცნობილია ტრანსგავლენის სახელწოდებით. ორვალენტური  
პლატინის  $Pt^{2+}$  კომპლექსნაერთების ფაზიკურ-ქიმიური თვისებების შეს-  
წავლისას, როდესაც კომპლექსნაერთი წარმოქმნილია სხვადასხვა ლიგან-  
დისაგან და ისინი იმყოფებიან ერთმანეთის მიმართ ტრანსმდგომარეობა-  
ში, ახდენენ ერთმანეთზე გავლენას, რაც გამოიხატება ამ ლიგანდების  
მეტი ან ნაკლები მიმოცვლის, ანუ ჩანაცვლების რეაქციაში შესვლის უნა-  
რით. შემდეგმა გამოკვლევებმა დაადასტურეს, რომ ეს მოვლენა არ წარ-  
მოადგენს ორვალენტურ პლატინის  $Pt^{2+}$  კომპლექსნაერთებისათვის  
კერძო შემთხვევას, არამედ ის საერთო მოვლენაა და ვრცელდება რო-  
გორც პლატინის, ისე სხვა გარდამავალი მეტალების კომპლექსნაერთების  
მიმართაც, ე. ი. ის წარმოადგენს ზოგად კანონზომიერებას ყველა კომპ-  
ლექსნაერთისათვის.

ტრანსგავლენის ძალის მიხედვით ლიგანდები შეიძლება განვალაგოთ  
შედეგი თანმიმდევრობით:  $CN^-$ ,  $CO$ ,  $NO$ ,  $NO_2^-$ ,  $I^-$ ,  $CNS^-$ ,  $Br$ ,  $Cl^-$ ,  
 $NH_3$ ,  $OH^-$ ,  $H_2O$ , სადაც მარცხნიდან მარჯვნივ გავლენის ძალა თანდათან  
კლებულობს. მარცხნივ მდგომი ლიგანდი ხელს უწყობს მარჯვნივ მდგომი  
ლიგანდის გამოძევებას, აქტიურს ქმნის მას რეაქციისაღმის, ხოლო მარჯვ-  
ნივ მდგომი ლიგანდი აძლიერებს მარცხნივ მდგომი ლიგანდის ბმის ენერ-  
გიას კომპლექსწარმომქმნელთან, ამცირებს მისი რეაქციაში შესვლის უნარს,  
განვიხილოთ კონკრეტულ მაგალითზე ტრანსგავლენის მოვლენა. და-  
ვუშვათ გვაქვს  $[PtCl_3 NO_2]$ , რომელიც შეგვიძლია სტრუქტურად გავ-  
სახოთ:



ქლორის სამი ატომიდან ის უფრო ადვილად ჩაენაცვლება, რომელიც  
ტრანსმდგომარეობაში იმყოფება  $NO_2^-$  იონის მიმართ და პირიქით, კომპ-  
ლექსში  $[PtCl_3 NH_3]$  ქლორი, რომელიც  $NH_3$  ის მიმართ ტრანსმდგომარე-  
ობაშია, ძნელად შედის რეაქციაში, რადგანაც მასზე გავლენას ახდენს  
შედარებით ნაკლები ძალით ტრანსმომქმედი  $NH_3$ -ის მოლეკულა.



ტრანსგავლენის მოვლენის აღმოჩენამ დიდი გავლენა მოახდინა კოორდინაციული ქიმიის შემდგომ განვითარებაზე. შესაძლებელი გახდა იმის დადგენა, თუ რა მიმართულებით წარიმართება რეაქცია. დაფუძვით, რომ რეაქცია მიმდინარეობს  $K_2[PtCl_4]$ -სა და  $NH_3$ -ს შორის. ცდა გვიჩვენებს, რომ მიიღება ცის-იზომერი.

8. კომპლექსნაერთების კლასიფიკაცია. კომპლექსნაერთების კლასიფიკაცია დაფუძნებულია სხვადასხვა პრინციპზე და რამდენადაც პირობით ნიშანს ატარებს. კომპლექსნაერთები შეიძლება კლასიფიცირებულ იქნეს:

ა) მათი ქიმიური ნაერთების რომელიმე კლასზე მიკუთვნებით. ამისდა მიხედვით ანსხვავებენ:

კომპლექსურ მყავებს  $H_2[PtCl_6]$ ,  $H_2[SiF_6]$ ;  $H[AuCl_4]$

კომპლექსურ ფუძეებს  $Ag[NH_3]_2OH$ ,  $Cu[NH_3]_2OH$ ,  $[Co(En)_2](OH)_2$ .

კომპლექსურ მარილებს  $K_4[Fe(CN)_6]$ ,  $K_3[Fe(CN)_6]$ ,  $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$

ბ) ლიგანდების ბუნების მიხედვით. თუ ლიგანდებად ამიაკი გვაქვს, მაშინ მიღებულ კომპლექსნაერთებს ამიაკატებს უწოდებენ. მაგალითად:  $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$  ნიკელის ამიაკატი,  $[Co(NH_3)_6]Cl_3$  კობალტის ამიაკატი,  $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$  სპილენძის ამიაკატი და ა. შ.

იმ შემთხვევაში, როდესაც ლიგანდად წყლის მოლეკულები გვაქვს, მაშინ მიღებულ კომპლექსნაერთს აქვოკომპლექსს უწოდებენ. მაგალითად,  $Al(H_2O)_4Cl_3$  აქვოალუმინოქლორიდი,  $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$  ჰექსააქვოქრომისიონი,  $[Co(H_2O)_6]SO_4$ ,  $[Cu(H_2O)_4]Cl_2$  და სხვ.

კომპლექსებს, რომელიც შეიცავს სხვადასხვა მყავას ნაშთს ლიგანდად, როგორცაა  $CO_3^{2-}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $(CN)^-$ ,  $(CNS)^-$  და ა. შ., აცილოკომპლექსები ეწოდება. მაგალითად:  $K_4[Fe(CN)_6]$ ,  $K_3[Fe(CN)_6]$ ,  $K_2[HgI_4]$ ,  $K_2[PtF_6]$ ,  $M[AuCl_4]$ ,  $[Ni(CNS)_4]^{2-}$  და ა. შ.

გ) კომპლექსის მუხტას ნიშნის მიხედვით ანსხვავებენ

კათაონურა  $[Ni(NH_3)_4]^{2+}$ ,  $[Co(NH_3)_6]^{3+}$

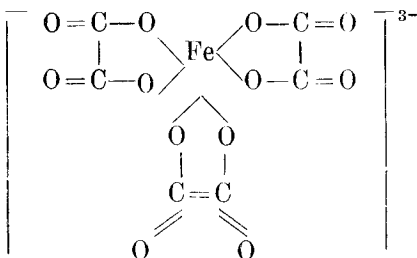
ნეიტრალურს  $[Ni(NH_3)Cl_2]$ ,  $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ ,  $[Co(NH_3)_3Cl_3]$

ანიონურს  $Li[AlH_4]$ ,  $K_2[Be(CO_3)_2]$  და ა. შ.

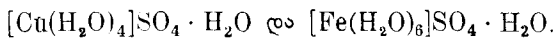
დ) კომპლექსნაერთის შიგა აკვებულების მიხედვით, თუ რაღვენ ბირთვს (კომპლექსწარმოქმნელს) შეიცავს კოორდინაციული ნაერთი, არჩევენ მონო-, დი- და პოლიბირთვიან კომპლექსნაერთებს. ზემოთ ჩვენს მიერ დასახელებული კომპლექსური ნაერთები ერთ (მონო) ბირთვიან კომპლექსნაერთებს მიეკუთვნება. ორ (დი) ბირთვიან კომპლექსური ნაერთის მაგალითს  $[(H_3N)_5CrOHCr(NH_3)_5]Cl_5$  წარმოადგენს. ამ ნაერთში ორი ქრომი ერთმანეთთან დაკავშირებულია OH-ის ჰიდროქსიდის ჯგუფის საშუალებით. ასეთ ნაერთებს ხიდური ნაერთები ეწოდება. მრავალ (პოლი)

ბირთვანი კომპლექსური ნაერთები დღეისათვის ნაკლებადაა შესწავლილი და სცილდება ამ წიგნის ფარგლებს.

ე) ციკლური კომპლექსური ნაერთები. არჩევენ მარტივ და ციკლურ კომპლექსურ ნაერთებს, კომპლექსებს, რომელშიაც ლიგანდს ერთი კომპლექსური ტევადობა უკავია, მარტივი კომპლექსები ეწოდება. პოლიდენტანტური ლიგანდები, რომლებიც კომპლექსწარმომქმნელთან წარმოქმნის ორ ან მეტ ბმას, იძლევიან ციკლურ კომპლექსებს. ამის მაგალითს წარმოადგენს მეთუნ მეთვას რკინის კომპლექსი



გარდა აღნიშნული კომპლექსნაერთების სახეობებისა, არ სეზობს აგრეთვე ე. წ. ზ. კომპლექსნაერთები ზეკომპლექსნაერთების ამ ჯგუფს მიეკუთვნება ნაერთები, რომელშიაც ლიგანდების რიცხვი აღემატება კომპლექსწარმომქმნელის კოორდინაციულ რიცხვს. მაგალითად,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  სპილენძის კოორდინაციული რიცხვი ოთხის ტოლია, მასთან კი დაკავშირებულია 5 მოლეკულა წყალი, რკინის (II) კრ 6-ის ტოლია, მასთან კი დაკავშირებულია შვიდი მოლეკულა წყალი. როგორც ჩანს, მეხუთე მოლეკულა წყალი დანარჩენთან დაკავშირებულია წყალბადური ბმით. იგივე შეიძლება ვთქვათ მეშვიდე მოლეკულა წყლის შესახებ  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ -ში. ორივე შემთხვევაში ერთი მოლეკულა წყალი იმყოფება კომპლექსის გარეთა სფეროში და შეიძლება დაეწეროს შემდეგნაირად:

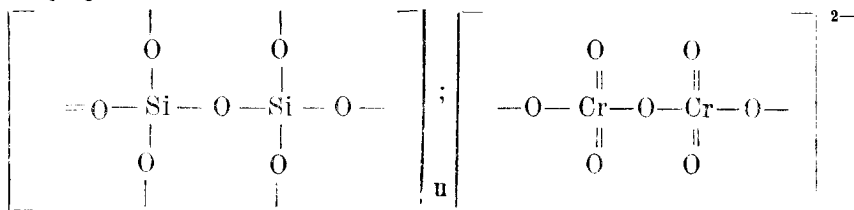


მრავალცენტრიან კომპლექსნაერთებს მიეკუთვნება პოლიმეჩაეები, სადაც ხიდი ცენტრებს შორის მყარდება ქანგბადის საშუალებით. პოლიმეჩავას ერთ-ერთი მაგალითია ორქრომმეჩევა  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , რომელიც შეგვიძლია შემდეგნაირად გამოვსახოთ:

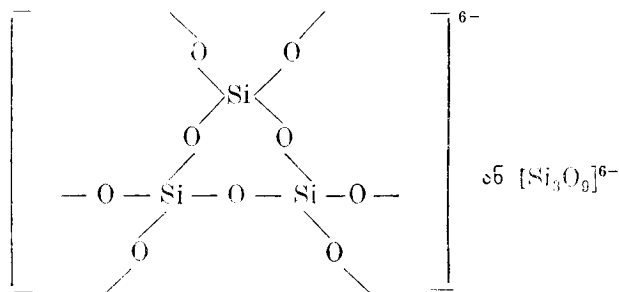


უნდა აღვნიშნოთ, რომ პოლიმეჩაეები უფრო ძლიერი მეჩაეებია, ვიდრე იმავე ელემენტის ნორმალური მეჩაეები. დღეისათვის გარკვევით შეგვიძლია ვთქვათ, რომ ყველა ისინი მიეკუთვნებიან კომპლექსნაერთებს.

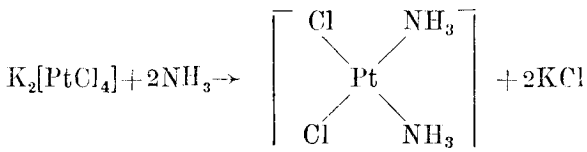
რთულ კომპლექსურ მრავალცენტრიან ნაერთებს წარმოადგენს აროგანული პოლიმერული ნაერთები, მაგალითად, სილიციუმის ოქსიდის პოლიმერი



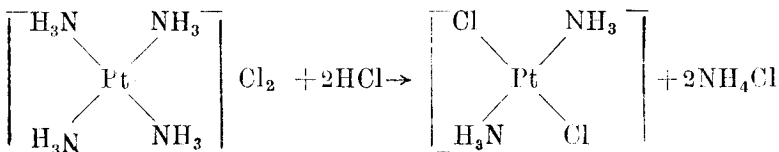
სამცენტრიან პოლიმელებს შეუძლიათ წარმოქმნან ციკლური კომპლექსი. ამის მაგალითს წარმოადგენს სამსილიციუმის შემცველი სილიკატი



როგორც მოტანილი მაგალითიდან ჩანს, დიდი რაოდენობის მონოცენტრის მქონე კომპლექსნაერთებს, ხილური ბმების საშუალებით შეუძლიათ წარმოქმნან უსასრულოდ დიდი ჯაჭვი. ჯაჭვი შეიძლება იყოს ხაზოვანი ზოლივით და სივრცული (სამი მიმართულებით).



მეორე მხრივ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ -ის მარილმეჯავათი დამუშავებით მიიღება ტრანს-იზომერი



ამრიგად, თუ გამოსავალ ნივთიერებას წარმოადგენს  $[\text{PtCl}_4]^{2-}$  შეგვიძლია მივიღოთ მხოლოდ ცის-, ხოლო  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ -დან ტრანსიზომეტი.

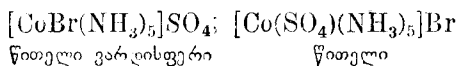


ი. ჩერნიავის ტრანსგვალენის თვალსაზრისით, აღვილია ზემოთ მოყვანილი მაგალითების ასხნა.  $[\text{PtCl}_4]^{2-}$  მოლეკულაში ქლორის იონის  $\text{NH}_3$ -ით ჩანაცვლება იწვევს  $\text{NH}_3$ -ის მიმართ ტრანსმდგომარეობაში მყოფი ქლორ-იონის დამაგრებას, მისი აქტივობის შემცირებას; ამის გამო ამიაკის მეორე მოლეკულა ჩანაცვლებს მის მიმართ ცის მდგომარეობაში მყოფ ქლორის იონს, ე. ი. ქლორის იმ იონს, რომლის ზმის ენერგია კომპლექს-წარმომქმნელთან ნაკლებია. ამის შედეგად ამიაკის მოლეკულები ერთმანეთის მიმართ ცის მდგომარეობაში იქნებიან.

თოხლიგანდიან  $\text{AX}_2\text{Y}_2$  კომპლექსნაერთებს შეიძლება ჰქონდეს კვადრატულ სიბრტყული ან კიდევ ტეტრაედრული აღნაგობა. გამომდინარე იქიდან, რომ კვადრატული აღნაგობისას შესაძლებელია ორი გეომეტრიული იზომერის არსებობა და ისინი ნამდვილად არსებობენ, ხოლო ტეტრაედრული აღნაგობის ორი იზომერის არსებობა შეუძლებელია, ვერნერმა დაადგინა, რომ  $\text{AX}_2\text{Y}_2$  ტიპის კომპლექსნაერთებს შეიძლება ჰქონდეს მხოლოდ კვადრატული აღნაგობა. ვერნერის ასეთი დასკვნა შემდეგში დადასტურდა როგორც ექსპერიმენტულად, ისე თეორიულად კვანტური მექანიკის გამოყენებით.

გარდა გეომეტრიული იზომერიისა კოორდინაციულ ნაერთებში არსებობს აგრეთვე კოორდინაციული იზომერია, მაგალითად  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{CN})_6]$ ;  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{CN})_6]$  და სხვ.

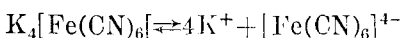
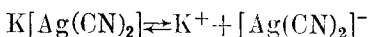
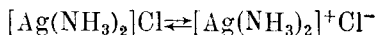
9. იონიზაციური იზომერია, რომელიც ელინდება, მაგალითად, ნაერთისათვის— $\text{CuSO}_4 \cdot \text{Br} \cdot 5\text{NH}_3$ —ანიონების არაეზონაირი განაწილებით, კოორდინაციული ნაერთის შიგა და გარეთა სფეროში



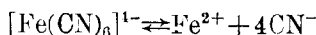
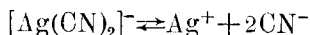
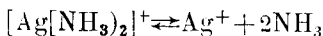
პირველი ნაერთიდან შეუქმნებელია  $\text{Br}^-$  იონის გამოლექვა, მაგრამ ხსნარზე  $\text{Ba}^{+2}$  დამატებით მიიღება თეთრი  $\text{BaSO}_4$ -ის ნალექი. მეორე ნაერთიდან ვერცხლის იონების ხსნარში შეტანით გამოილექება  $\text{AgBr}$ , მაგრამ ხსნარზე  $\text{Ba}^{+2}$  იონების დამატებით აღვილი არა აქვს  $\text{BaSO}_4$  ის თეთრი ნალექის წარმოქმნას. ეს მარტივი ცდები იმას გვიჩვენებს, რომ პირველ შემთხვევაში  $\text{Br}^-$  შედის კომპლექსის შიგა სფეროს შემადგენლობაში, ხოლო  $\text{SO}_4^{2-}$  იონები გარეთა სფეროშია, მეორე შემთხვევაში კი პირიქით— $\text{SO}_4^{2-}$  იონები შიგა სფეროშია, ხოლო  $\text{Br}^-$  იონები—გარეთა სფეროში.

10. კომპლექსნაერთების მდგრადობა. უმდგრადობის მუდმივა. კომპლექსნაერთების დამახასიათებელია ის, რომ კომპლექსნაერთი როგორც კრისტალურ მდგომარეობაში, ისე ხსნარში, იშვოფება რთული ნაერთის

(იონის, მოლეკულის) სახით. შიგა სფეროს—კომპლექსის შედგენილობის ცვლილებას ადგილი არა აქვს. ასე მაგალითად:



მიუხედავად ამისა, ხსნარში ადგილი აქვს თვით კომპლექსის, შიგა სფეროს, ცოტად თუ ბევრად, შემადგენელ ნაწილებად დაშლას—დისოციაციას. ასე მაგალითად, კომპლექსი



და ა. შ.

თუ ამ იონური წონასწორული რეაქციებისათვის გამოვიყენებთ მოქმედ მასათა კანონს, მაშინ შეგვიძლია დავწეროთ:

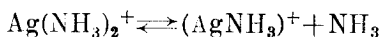
$$K_{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = \frac{C_{\text{Ag}^+} \cdot C_{\text{NH}_3}^2}{C_{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}} \sim 10^{-3}$$

$$K_{\text{Ag}(\text{CN})_2} = \frac{C_{\text{Ag}^+} \cdot C_{\text{CN}^-}^2}{C_{\text{Ag}(\text{CN})_2^-}} \approx 10^{-22}$$

$$K_{\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}} = \frac{C_{\text{Fe}^{2+}} \cdot C_{\text{CN}^-}^4}{C_{\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}}} = 10^{-37}$$

კომპლექსნაერთების დისოციაციის შემთხვევაში დისოციაციის მუდმივას  $K$  კომპლექსის უმდგრადობის კოეფიციენტს უწოდებენ. უმდგრადობის კოეფიციენტის  $K$  ფიზიკური აზრი იმაში მდგომარეობს, რომ ის გვიჩვენებს, თუ რამდენად მდგრადია კომპლექსნაერთი. რაც უფრო მცირეა უმდგრადობის კოეფიციენტის მნიშვნელობა, მით უფრო მდგრადია კომპლექსნაერთი. უმდგრადობის კოეფიციენტი წარმოადგენს კომპლექსნაერთის მდგრადობის საზომს. ხშირად უმდგრადობის კოეფიციენტის მაგიერ იყენებენ ცნებას—მდგრადობის მუდმივას, რომელიც უმდგრადობის კოეფიციენტის შებრუნებული სიდიდეა:  $K_{\text{მდგ}} = 1/K_{\text{უმდგ}}$ . გამოიყენება ნეტწილად კომპლექსის წარმოქმნის წონასწორობის პროცესის აღწერისას. მდგრადობის მუდმივას დიდ მნიშვნელობას ხსნარისათვის შეესატყვისება კომპლექსის დიდი კონცენტრაცია. ისე როგორც მრავალფუძიანი

მეყვების, მრავალმეყვიანი ფუძეების, მარილების დისოციაცია, კომპლექს-ნაერთების დისოციაცია საფეხურებრივად მიმდინარეობს. მაგალითად



ამ იონური წონასწორობის უმდგრადობის კოეფიციენტი

$$K_{\text{უმდგ}} = \frac{C_{(\text{AgNH}_3)^+} \cdot C_{\text{NH}_3}}{C_{\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+}} = 6 \cdot 10^{-4}$$

შემდეგ ხდება ამიაკის მეორე მოლეკულის მოცილება

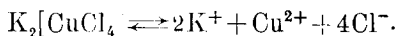
$$K_{\text{2უმდგ}} = \frac{C_{\text{Ag}^+} \cdot C_{\text{NH}_3}}{C_{(\text{AgNH}_3)^+}} = 1 \cdot 10^{-4},$$

საფეხურებრივი დისოციაციის უმდგრადობის კოეფიციენტების ნამრავლი გვაძლევს კომპლექსის უმდგრადობის კოეფიციენტის მნიშვნელობას

$$K_{\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+} = 6 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-4} = 6 \cdot 10^{-8}.$$

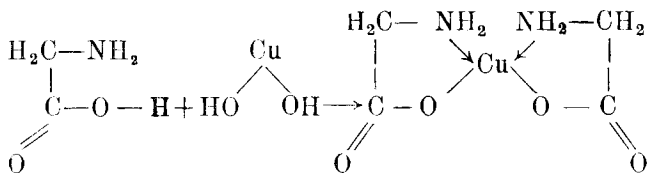
კომპლექსის უმდგრადობის კოეფიციენტის მნიშვნელობაზე გავლენას ახდენს ტემპერატურა, რომლის მოქმედება განისაზღვრება ლე-შატელიეს მოძრავი წონასწორობის პრინციპით.

ნაერთებს, რომლებიც კრისტალურ მდგომარეობაში მიეკუთვნებიან კოორდინაციულ ნაერთებს, ხოლო ხსნარებში ელექტროლიტებს, ორმაგი მარილები ეწოდება. მაგალითისათვის განვიხილოთ კალიუმტეტრაქლორ-სპილენძი  $\text{K}_2[\text{CuCl}_4]$ . კრისტალურ მდგომარეობაში კრისტალის საკვანძო წერტილებში გვაქვს  $(\text{CuCl}_4)^{2-}$  იონები, კრისტალის წყალში გახსნისა და განზავების შედეგად ადგილი აქვს მარილის სრულ დისოციაციას

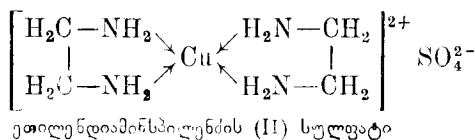


**11. ხელატები\* და შიგაკომპლექსური ნაერთები.** კომპლექსნაერთთა საინტერესო სახეობას წარმოადგენს ე. წ. ხელატური, ანუ მარწუხისებრი კომპლექსური ნაერთები. რომელთა რიცხვი საკმაოდ დიდია და რომელიც წარმოქმნილია პოლიდენტატური ლიგანდებისა და კომპლექსწარმომქმნელის ურთიერთქმედებით. მაგალითად, სპილენძის (II) ჰიდროქსიდსა და ამინომმარმეავეს (გლიკოკოლი) შორის რეაქციის შედეგად მიიღება ნეიტრალური კომპლექსი

\* ხელატი—კიბოს მარწუხი.



როგორც სქემიდან ჩანს, გლიკოკოლის ყოველი მოლეკულა იყენებს მასში შემავალ ფუნქციონალურ ჯგუფებს ბმის დასამყარებლად. ასეთ ფუნქციონალურ ჯგუფებს წარმოადგენს ამინოჯგუფის აზოტი, რომელთაც გააჩნიათ განუყოფელი წყვილი ელექტრონები და კარბოქილის ჯგუფის უანგბადი, რომლებთანაც წარმოქმნის ჩვეულებრივ კოვალენტურ ბმას. ამ შემთხვევაში კომპლექსწარმოქმნელი სპილენძის იონი, მოქცეულია ლიგანდებს შორის და მას ყოველი მხრიდან მარწუხისამებრ გარს ეხვევა ლიგანდები. ხელატური ნაერთი შეკვიძლია მივიღოთ აგრეთვე ეთილენდიამინის სპილენძის (II) ან როჰელიძე სხვა გარდავაკალა ელემენტის მაილიზე მოქმედებით



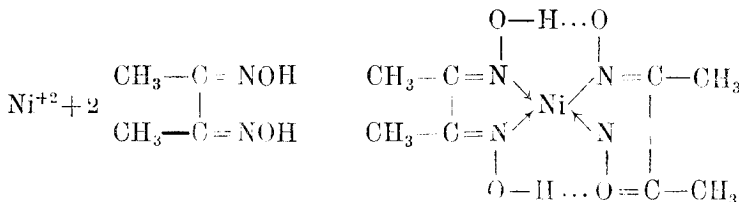
როგორც წესი, ხელატები უფრო კარგად იხსნებიან ორგანულ გამხსნელებში, ვიდრე წყალში, ხასათლებიან შედარებით მაღალი თერმომდგრადობით და ახასათებთ უმდგრადობის კოეფიციენტის მცირე მნიშვნელობა. ამით აიხსნება ის, რომ სპილენძის გლიკოკოლიატი წყალხსნარზე გოგირდწყალბადის მოქმედებით ადგილი არა აქვს ხსნარიდან სპილენძის სულფიდა  $\text{CuS}$ -ის გამოყოფას, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ მისი უმდგრადობის კოეფიციენტის მნიშვნელობა ძლიერ მცირეა

ხელატების მდგრადობა ბევრად არის დამოკიდებული ლიგანდის სტრუქტურაზე. მასში ციკლის წარმოქმნეულ ჯგუფთა მდებარეობაზე. ექსპერიმენტულად დადგინდა, რომ ლიგანდებისათვის, რომლებიც არ შეიცავენ ორმაგ ბმას, უფრო მეტად დამახასიათებელია ხუთწევრიანი ციკლი, ხოლო ლიგანდები, რომლებიც შეიცავენ ორმაგ ბმას, დამახასიათებელია ციკლი ექვსი ატომისაგან.

ხელატური კომპლექსური ნაერთების ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი სახესხვაობაა შიგაკომპლექსური ნაერთები. შიგაკომპლექსური ნაერთები ეწოდება ისეთ კომპლექსურ ნაერთებს, რომელშიაც ერთი და იგივე ლიგანდი კომპლექსწარმოქმნელთან დაკავშირებულია როგორც კოორდინაციული, ისე ჩვეულებრივი (იონური, კოვალენტური) ბმით. შიგაკომპლექსური

ნაერთის მაგალითს წარმოადგენს სპილენძის გლიკოკოლატი, რომელშიაც გლიკოკოლი სპილენძთან დაკავშირებულია აზოტის დონორულ-აქცეპტორული (კოორდინაციული) ბმით, ხოლო ყანგბადთან-კოვალენტური ბმით.

პირველ შიგაკომპლექსურ ნაერთს, რომელმაც დიდი გამოყენება პოვა ქიმიასში, წარმოადგენს ლ. ა. ჩუგაევის ოქტედი—დიმეთილგლიოქსიმში ნიკელის აღმოჩენისა და მისი რაოდენობრივად განსაზღვრისათვის. ნიკელის დიმეთილგლიოქსიმთან ნაერთი წყალში უხსნადია და ხასიათდება მკვეთრი წითელი ფერით. ნიკელის იონებთან დიმეთილგლიოქსიმის რეაქცია ძლიერ მგრძნობიარეა და მიმდინარეობს შემდეგა სქემით:



ნიკელის დიმეთილგლიოქსიმში საქმე გვაქვს ოთხ ციკლთან, რომელთაგან ორი ზეთწვევრიანია და ორი ექვსწვევრიანი; ამ უკანასკნელთა წარმოქმნა განპირობებულია წყალბადური ბმით.

ამ უკანასკნელ წლებში დიდი პრაქტიკული გამოყენება პოვა შიგაკომპლექსურმა ნაერთებმა, რომლებიც მიღებულია ეთილენდიამინტეტრამარმეაფასთან (EDTA). ანალიზურ ქიმიასში შეიქმნა მიმართულება, რომელსაც კომპლექსომეტრია ეწოდება და რომელიც ძირითადად დაყარებულია EDTA გამოყენებაზე. შიგაკომპლექსურ ნაერთებს წარმოადგენენ ისეთი სასიცოცხლო ნაერთები, როგორცაა ქლოროფილი და ჰემოგლობინი. ქლოროფილში კომპლექსწარმომქმნელს მაგნიუმში წარმოადგენს, ხოლო ჰემოგლობინში კი—რკინა.

**12. ქიმიური ბმის ბუნება კოორდინაციულ ნაერთებში.** კოორდინაციული ნაერთები მეტად საინტერესო ნაერთებია ბმის ბუნების თვალსაზრისით. ერთდროულად ერთი და იმავე ნაერთში შეიძლება გვქონდეს ბმების როგორც ყველა ტიპი, ისე მისი სახეობები. კოორდინაციულ ნაერთთა ქიმიას განვითარება უშუალოდ დაკავშირებულია ქიმიური ბმის თეორიის განვითარებასთან, განსაკუთრებით კვანტური მექანიკის განვითარებასთან, იმ მ თოდების დამუშავებასთან, რომლებიც საფუძვლად უდევს თანამედროვე ქიმიური ბმის თეორიას.

კოორდინაციული ნაერთების ბმის ბუნების ახსნისათვის გამოიყენება: ვალენტური ბმის მეთოდი (ვბმ), კრისტალური ველის თეორია (კვთ) და მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი (მომ). აღნიშნული მეთოდები არ

გამორიცხავენ და არ ეწინააღმდეგებიან ერთმანეთს, პირიქით ისინი ერთმანეთს ავსებენ და დღეისათვის წარმოადგენენ ყველაზე სრულყოფილ მეთოდებს. თუმცა აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ ყველა მათგანს ცალკე და აგრეთვე ერთად ახასიათებთ ნაკლოვანებანი, რომელთა დაძლევა და სრულყოფა მომავლის საქმეა.

1. ვალენტური ბმის მეოთხედი. ვალენტური ბმის მეთოდი ერთ-ერთი თვალსაჩინო მეთოდია. რომლითაც შეიძლება ავსხნათ კოორდინაციული ნაერთის წარმოქმნა. ვბმ დამუშავებული და მოცემული იქნა XX საუკუნის 30-იან წლებში პოლინგის მიერ კვანტური მექანიკის შექმნის შემდეგ. ვბმ ემყარება შემდეგ ძირითად დებულებებს:

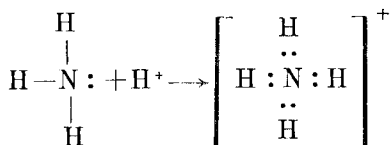
1. კომპლექსწარმომქმნელსა და ლიგანდს შორის ბმა დონორულ-აქცეპტორულია. ლიგანდები წარმოადგენენ ელექტრონული წყვილის დონორებს, ხოლო კომპლექსწარმომქმნელი, კომპლექსის გული—წყვილი ელექტრონის აქცეპტორს—მიძღვება, რისთვისაც მას უნდა გააჩნდეს თავისუფალი ორბიტალი, ე. ი. თავისუფალი ადგილი ელექტრონების მისაღებად.

2. ცენტრალური ატომის ორბიტალი, რომელიც მონაწილეობს ქიმიური ბმის წარმოქმნაში, განიცდის ჰიბრიდიზაციას. ჰიბრიდიზაციის ტიპი განისაზღვრება ლიგანდის რიცხვით, ბუნებით და ელექტრონული სტრუქტურით. კომპლექსწარმომქმნელის ელექტრონული ორბიტალების ჰიბრიდიზაციის ხასიათი განსაზღვრავს მიღებული კომპლექსნაერთის გეომეტრიას.

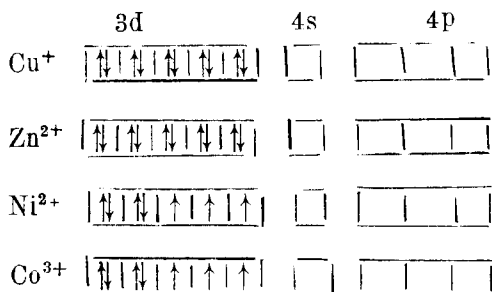
3. კომპლექსის დამატებითი სიმდგრადე შეიძლება განპირობებული იყოს  $\sigma$ -ბმისთან ერთად  $\pi$ -ბმის წარმოქმნით. ამას ადგილი აქვს იმ შემთხვევაში, თუ კომპლექსწარმომქმნელის ატომის ელექტრონებით დაკავებული ორბიტალის გადაფარვა ხდება ლიგანდის ვაკანტური ორბიტალით,  $\sigma$  და  $\pi$  ბმების წარმოქმნისას ელექტროველის სიმკვრივის გადანაწილება ხდება ერთმანეთის საპირისპირო მიმართულებით.  $\sigma$ -ბმის წარმოქმნისას ელექტროველის სიმკვრივე გადანაცვლებულია კომპლექსწარმომქმნელზე, ხოლო  $\pi$ -ბმის წარმოქმნისას—კომპლექსწარმომქმნელიდან ლიგანდზე.

4. კომპლექსის მაგნიტური თვისებები განისაზღვრება ორბიტალებზე ელექტრონების ჩასახლებათ. არაწყვილი ელექტრონების არსებობისას, კომპლექსური ნაერთი პარამაგნიტურია, გაწყვილებულ ელექტრონების არსებობა აპირობებს კომპლექსის დიამაგნიტურ თვისებებს.

განვიხილოთ მაგალითებზე, თუ როგორ ხსნის ვბმ კომპლექსნაერთის წარმოქმნას. ზემოთ ჩვენ ავხსენით  $NH_4^+$  იონის წარმოქმნა და ვთქვით, რომ მოლეკულა  $NH_3$  აზოტის წვრილი ელექტრონის საშუალებით უერთდება წყალბადის იონს



ასეთივე მდგომარეობას აქვს ადგილი სხვა კათიონების მიმართაც, მაგალითად, პირველი გარდამავალი ჯგუფის—სპილენძის, ცინკუმის, ნიკელის და კობალტისათვის. მათი ელექტრონული სტრუქტურებია:



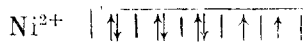
აღებული ელემენტების კომპლექსნაერთების წარმოქმნისას 3d შრის ელექტრონები უცვლელი რჩება, რადგანაც თავისუფალია 4s და 4p ორბიტალები და ლიგანდის წყვილელექტრონს თავისუფლად შეუძლია ჩასახლდეს ამ თავისუფალ ორბიტალებზე, რის შედეგადაც წარმოიქმნება σ ბმ. დონორულ-აქცეპტორული ბმის წარმოქმნისას კომპლექსებში შეიძლება გამოყენებულ იქნეს არა მარტო s, p ორბიტალები, არამედ d ორბიტალიც. ამ შემთხვევაში ვბმ გამოდინარე, ადგილი აქვს ჰიბრიდიზაციას d ორბიტალების მონაწილეობით. ქვემოთ ცხრილში მოცემულია ჰიბრიდიზაციის ზოგიერთი სახეობა და მათი შესატყვისი სტრუქტურები.

ცხრილი 13

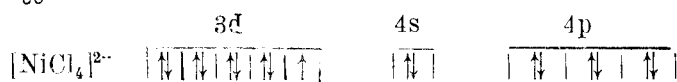
ჰიბრიდიზაციის სახეობა და კომპლექსის შესატყვისი სტრუქტურა

ჰიბრიდიზაცია	სტრუქტურა	იონები
sp	ხაზობრივი	Ag <sup>+</sup> , Hg <sup>2+</sup>
sp <sup>3</sup>	ტეტრაედრული	Al <sup>3+</sup> , Zn <sup>2+</sup> , Co <sup>2+</sup> , Ni <sup>2+</sup> , Fe <sup>2+</sup>
sp <sup>2</sup> d	ბრტყელი კვადრატული	Pt <sup>2+</sup> , Pd <sup>2+</sup> , Cu <sup>2+</sup> , Ni <sup>2+</sup> , Au <sup>3+</sup> .
sp <sup>2</sup> d <sup>2</sup>	ოქტაედრული	Cr <sup>3+</sup> , Co <sup>3+</sup> , Pd <sup>4+</sup> , Pt <sup>4+</sup> .

ნიკელის  $Ni^{2+}$  იონისათვის ელექტრონების განიწილება ორბიტალებზე მოცემულია ზედა სქემაზე. საიდანაც ჩანს, რომ  $d$  ორბიტალზე იმყოფება 8 ელექტრონი ( $d^8$ ); ჰუნდის წესის მიხედვით ეს 8 ელექტრონი განაწილებულია



ქლორიდანთან ( $Cl^-$ ) კომპლექსის წარმოქმნისას წყვილი ელექტრონი სახლდება შემდეგ ელექტრონულ შრეზე, რაც შეიძლება გამოვსახოთ სქემით:



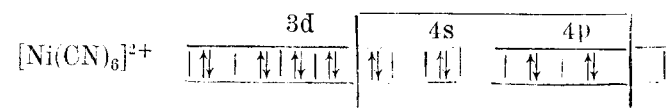
$sp^3$  ჰიბრიდიზაცია, ტეტრაედრული აღნაგობა.

ნიკელის იონის  $Ni^{2+}$  ამიაკის მოლეკულასთან ურთიერთქმედებისას მიიღება კომპლექსნაერთი  $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ , რომლის აღნაგობა შეგვიძლია წარმოვიდგინოთ სქემით:



$sp^3d^2$  ჰიბრიდიზაცია, ოქტაედრული აღნაგობა.

ნიკელის  $Ni^{2+}$  იონი კიდევ უფრო ძლიერად ურთიერთქმედებს  $(CN)^-$  იონებთან. ამ შემთხვევაში ნაერთის წარმოქმნაში მონაწილეობას ღებულობს ნიკელის იონის  $3d$  გაუწყვილებელი ელექტრონებიც და მიიღება:



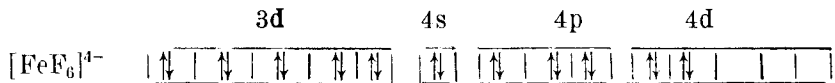
$sp^2d$  ჰიბრიდიზაცია, ბრტყელი კვადრატული აღნაგობა.

როგორც დაინახეთ, ერთი და იმავე მეტალის გაუწყვილებელ ელექტრონების რაოდენობა, იმისდა მიხედვით, თუ რომელ ლიგანდთან არის დაკავშირებული კომპლექსწარმოქმნელი, შეიძლება სხვადასხვა იყოს. ჩვენს მიერ განხილულ მაგალითებში, ორ პირველ შემთხვევაში ნიკელის იონს ორ-ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი გააჩნია, ქლორთან და  $NH_3$ -თან, მიღებული კომპლექსები პარამაგნიტურია, ხოლო  $CN^-$  იონთან წარმოქმნილი კომპლექსი გაუწყვილებელ ელექტრონს არ შეიცავს, მიღებული კომპლექსი დიამაგნიტურია.

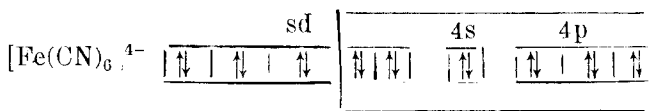
განხილული მაგალითიდან ჩანს აგრეთვე, რომ ჰიბრიდიზაცია შეიძლება მოხდეს სხვადასხვა შრეში არსებულ ელექტრონებს შორის, რო-



გორც შიგა, ისე გარეთა d შრის ელექტრონების მონაწილეობით. პირველ ორ (Cl, NH<sub>3</sub>) შემთხვევაში მონაწილეობს 4d შრის ელექტრონები, ხოლო მესამე შემთხვევაში (CN<sup>-</sup>)=3d შრის ელექტრონები. შიგა და გარეთა d შრის ელექტრონების ჰიბრიდიზაციის მაგალითს წარმოადგენს აგრეთვე რკინის იონების კომპლექსნაერთები ფტორისა და CN<sup>-</sup> იონებთან [FeF<sub>6</sub>]<sup>4-</sup> და [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>4-</sup>. ქვემოთ მოცემულია მათი ელექტრონული სტრუქტურები.

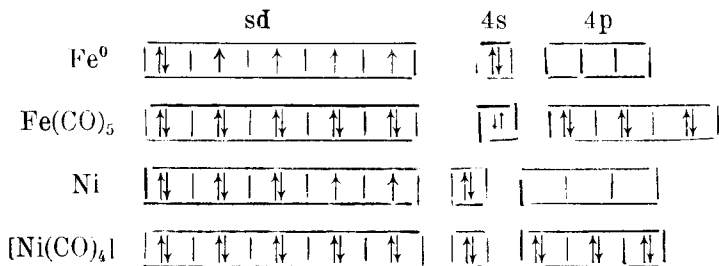


გარეთა sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup> ჰიბრიდიზაცია. კომპლექსი პარამაგნიტურია.



შიგა sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup> ჰიბრიდიზაცია. კომპლექსი დიამაგნიტურია.

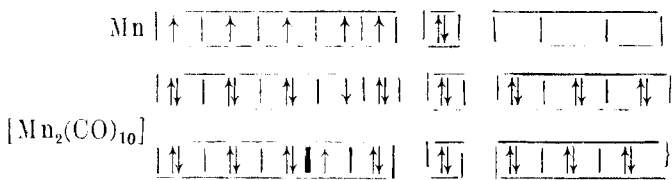
ვალენტური ბმის მეთოდი საშუალებას იძლევა ავსხნათ კომპლექსნაერთის წარმოქმნა ნეიტრალური კომპლექსწარმომქმნელი ატომის მიერ. როგორც ცნობილია, კარბონილებში, კომპლექსწარმომქმნელია გარდამავალი ელემენტების ატომები, რომელთა დაეანგულობის ხარისხი ნულის ტოლია. ლიგანდებს წარმოადგენს CO ნეიტრალური მოლეკულა. კარბონილები დიამაგნიტური ნივთიერებებია. რაც იმით აიხსნება, რომ მეტალის ატომში, კომპლექსწარმომქმნელში, ყველა ელექტრონი გაწყვილებულია. ქვემოთ მოცემულია რკინისა და ნიკელის ნეიტრალურ ატომებში და მათ კარბონილებში ელექტრონების ჩასატლების სქემა ორბიტალებზე:



როგორც მოცემულია სქემებიდან ჩანს, ორივე შემთხვევაში, ნაერთების გარეთა ორბიტალებზე ელექტრონების საერთო რაოდენობა 1s ერთეულის ტოლია. რკინის ატომში ჩვენ გვქონდა ოთხი გაუწყვილებელი ელექტრონი და სამი 4p თავისუფალი ორბიტალი. ყველა ორბიტალში

ელექტრონების გაწყვილებისათვის საჭიროა 10 ელექტრონი, რომელსაც გვაძლევს 5CO (ერთი უანგბადი ორ გაუწყვილებელ ელექტრონს). ნიკელის ატომის შემთხვევაში, ჩვენ გვაქვს 3d დონეზე ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი და სამი 4p თავისუფალი ორბიტალი, რისთვისაც წყვილი ელექტრონული 18 ელექტრონიანი გარსის მისაღებად საჭიროა რვა ელექტრონი, რასაც იძლევა ოთხი მოლეკულა 4CO (ერთი უანგბადი ორ ელექტრონს).

იმ შემთხვევაში, როდესაც კომპლექსწარმოქმნილი ნეტალის ატომი შეიცავს არაწყვილ (კენტ) ელექტრონთა რიცხვს. მაშინ წარმოიქმნება ვ. წ. კლასტერი, სადაც მეტალი დაკავშირებულია მეტალთან. ამის მაგალითს წარმოადგენს მანგანუმის კარბონილი  $[Mn_2(CO)_{10}]$ , რომლის ელექტრონული სქემა შეგვიძლია გამოვსახოთ შემდეგნაირად:



როგორც ატომის აღნაგობის თეორიიდან არის ცნობილი, მწკრივში  $[Ti(CO)_4]$ ,  $[Cr(CO)_6]$ ,  $[Ni(CO)_4]$ ,  $[Fe(CO)_5]$  — მეტალებში არსებული ყველა სავალენტო ელექტრონები მოთავსებულია d ორბიტალზე თავისუფლად დარჩენილი (n-1)d, s და p ორბიტალები კომპლექსნაერთის წარმოქმნისას გამოიყენება დონორულ-აქცეპტორული ბმისათვის.

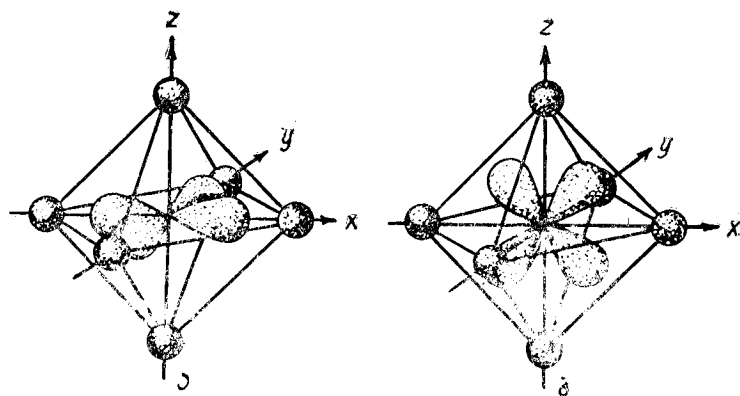
როგორც დავინახეთ, ვალენტური ბმის მეოთხედი საკმაოდ კარგად ხსნის როგორც მარტივი—პირველი რიგის, ისე მალალი რიგის—კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნის პროცესს. მიუხედავად ამისა, ამ ეტოდს გააჩნია ბევრი ნაკლოვანებანი აღმოჩნდა, რომ ვებ შეუძლებელია მრავალვალენტოანი კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნის მექანიზმის ახსნა, კომპლექსნაერთების სპექტრის ბუნების დადგენა, მაგნიტური თვისებების ახსნა და სხვ. ასეთ საკითხებზე პასუხს იძლევა კრისტალური ველის თეორია.

**14. კრისტალური ველის თეორია.** კრისტალური ველის თეორია (კვთ) შექმნილი იყო კრისტალური ნივთიერებების თვისებებისა და დახასიათებისათვის. აქედან მიიღო მან სახელწოდება. შემდეგში კი ის გამოყენებული იქნა კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნის მექანიზმისა და თვისებების შესწავლისათვის და დღეისათვის კომპლექსნაერთთა ქიმიის წარმოადგენს ძირითად თეორიას. კრისტალური ველის თეორიას საფუძვლად უდევს ელექტროსტატიკური ურთიერთქმედება კომპლექსწარმოქმნელსა და ლიგანდს შორის. ამ თვალსაზრისით კვთ წარმოადგენს კოსელისა და

მაგნუბის ელექტროსტატიკური თეორიის განვითარებას კვანტური მექანიკის საფუძველზე. კვთ საფუძველზე, კომპლექსწარმომქმნელსა და ლიგანდს შორის ბმა იონური ან კიდევ იონდიპოლურია. კვთ-ში განსხვავებით კლასიკური ელექტროსტატიკური თეორიიდან მსუდველობაშია მიღებული ლიგანდის ელექტროსტატიკური ველის გავლენა კომპლექსწარმომქმნელის ელექტრონების ენერგეტიკულ დონეზე.

კომპლექსწარმომქმნელის  $d$  ორბიტალების ფორმა და განლაგება, აგრეთვე ელექტრონების ენერგია ნეიტრალურ ატომში ან იონში ერთი და იგივეა. ატომში (იონში) ერთ და იმავე ორბიტალებზე ერთი და იმავე ენერგიის მქონე ელექტრონებს გადაგვარებული ელექტრონები ეწოდება. კრისტალური ველის თეორიის არსი სახელდობრ იმაში მდგომარეობს, რომ ლიგანდის ელექტრონების მოქმედებით კომპლექსწარმომქმნელის  $d$  ორბიტალებზე მყოფი გადაგვარებული ელექტრონები სხვადასხვა ენერგიის დებულობს და იმის შედეგად იხსნება (ისპობა) გადაგვარება. აქედან ნათლად ჩანს, თუ რა დიდი გავლენა აქვს კომპლექსწარმომქმნელის ელექტრონების სტრუქტურას.

ნახ. 43-ზე ნაჩვენებია კომპლექსწარმომქმნელის  $d$  ორბიტალების განლაგება ოქტაედრული კომპლექსისათვის.



ნახ 43.  $d_{x^2 - y^2}$  (a) და  $d_{xy}$  (b) ორბიტალები ლიგანდების ოქტაედრულ ველში.

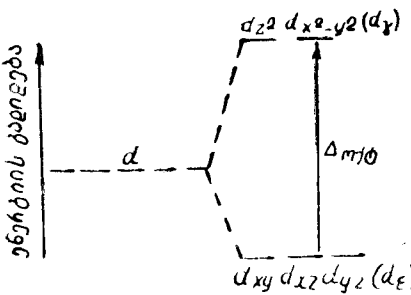
ცნობილია, რომ  $d$  ორბიტალები სხვადასხვა მიმართულებით არიან განლაგებული ატომში ატომგულის ირგვლივ. ორბიტალი  $d_{z^2}$  კონცენტრირებულია  $z$  ღერძის გასწვრივ,  $d_{x^2 - y^2}$ ,  $x$  და  $y$  ღერძის გასწვრივ, ხოლო ორბიტალები  $d_{xy}$ ,  $d_{xz}$  და  $d_{yz}$  განლაგებულია ღერძებს შორის ბისექტორის მიმართულებით. ორბიტალებს  $d_{z^2}$  და  $d_{x^2 - y^2}$  ჩვეულებრივად

აღნიშნავენ  $d_x$ , ხოლო ორბიტალებს  $d_{xy}$ ,  $d_{xz}$  და  $d_{yz}$ -ს აღნიშნავენ  $d_\varepsilon$ -თი.

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, თავისუფალ ატომში ან იონში ერთი და იმავე ორბიტალზე მყოფ ელექტრონებს ახასიათებს ერთი და იგივე ენერგია — გადაგვარებულია. თუ ასეთი  $d$  ელემენტის იონს შევიტანთ უარყოფითი ელექტროვნის მქონე გარემოში, მაშინ ყველა ხუთივე ელექტრონულ ორბიტალზე ერთი და იმავე განმზიდავი ძალის მოქმედებას ექნება ადგილი. განზიდვის შედეგად ხუთივე ელექტრონი ერთნაირი ხარისხით აღიზნება, გადაგვარება ისევე რჩება.

სულ სხვა სურათთან გვაქვს საქმე, როდესაც იონი ხვდება ოქტაედრულ, ტეტრაედრულ ან რომელიმე სხვა გეომეტრიული სხეულის გარემოში.

დავუშვათ, რომ რომელიმე  $d$  ელემენტის დადებითად დამუხტული იონი მოთავსებულია ოქტაედრულად განლაგებულ უარყოფითად დამუხტულ იონთა შორის. ნახ. 44-დან ჩანს, რომ  $d_{z^2}$  და  $d_{x^2-y^2}$  ელექტრონები განიცდიან უფრო მეტ ელექტროსტატიკურ განზიდვას ლიგანდისაგან, ვიდრე  $d_{xy}$ ,  $d_{yz}$  და  $d_{zx}$  ელექტრონები. მაშასადამე,  $d_{z^2}$  და  $d_{x^2-y^2}$  ელექტრონების ენერგეები სხვადასხვა იქნება და ელექტრონების გადაგვარება დაირღვევა,  $d_{xy}$  ელექტრონების ენერგია მეტი იქნება  $d_{yz}$  ელექტრონების ენერგიაზე. ამრიგად, თუ ნეიტრალურ ან სფერულ ელექტრონულ ელექტროველში  $d$  ორბიტალზე არსებული ხუთივე ელექტრონის ენერგია



ნახ. 44. დონის გახლეჩა ოქტაედრულ კომპლექსის ლიგანდთა ველში

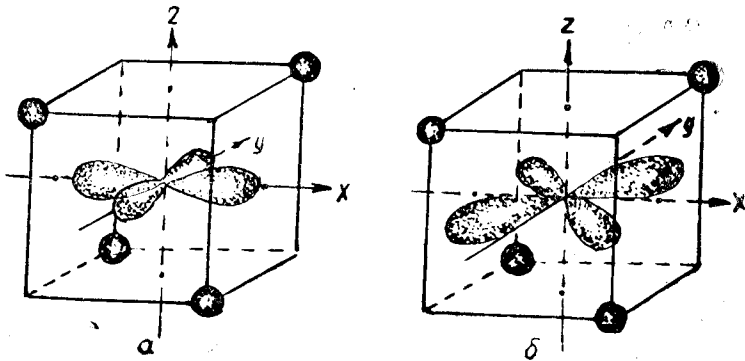
ერთნაირია, ოქტაედრში ისინი განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან და ორ ჯგუფად განიყოფიან, რომელთაც სხვადასხვა ენერგეები ახასიათებთ. ნახ. 44-ზე მოცემულია სქემა ელექტრონების ენერგეტიკული დონეების განაწილების მიხედვით.

$d_\varepsilon$  და  $d_x$  შორის ენერგეტიკულ სხვაობას გახლეჩის ენერჯიის უწოდებენ და აღნიშნება  $\Delta$ -თი,

ტეტრაედრული გარემოცვისა.

თვის შებრუნებულ სურათთან გვაქვს საქმე. ნახ. 44-დან ჩანს, რომ ამ შემთხვევაში ლიგანდთან უფრო ახლოს იქნება  $d_x$  ორბიტალები. მაშასადამე,  $d_{xy}$ ,  $d_{yz}$ ,  $d_{xz}$  ელექტრონები განიცდიან ლიგანდის უარყოფითი მუხტის მეტ მოქმედებას, ვიდრე  $d_{z^2}$  და  $d_{x^2-y^2}$  ელექტრონები. ამის შედეგად  $d_x$  ორბიტალს ახასიათებს უფრო დაბალი, ხოლო  $d_\varepsilon$  — უფრო მაღალი ენერგია.

კომპლექსწარმოქმნელის  $d$  შრის ელექტრონების გახლეჩვა დამოკიდებულია კომპლექსის კონფიგურაციაზე. ლიგანდისა და კომპლექსწარმოქმნელის ბუნებაზე, როგორც ზემოთ განხილული მაგალითებიდან ჩანს, კომპლექსის სხვადასხვა გეომეტრიულ კონფიგურაციას  $\Delta$ -ს სხვადასხვა



ნახ. 45.  $d_{x^2-y^2}$  და  $d_{xy}$  ორბიტალები ლიგანდების ტეტრაედრულ ველში.

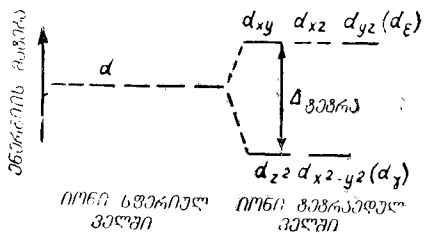
მნიშვნელობა შეესატყვისება. ტეტრაედრული გარემოცვისათვის  $\Delta$  მნიშვნელობა უფრო მცირეა, ვიდრე კვადრატულიათვის. თუ ლიგანდი და მათი მანძილი კომპლექსწარმოქმნელიდან ერთი და იგივეა, მაშინ ტეტრაედრული გარემოცვის  $\Delta$ -ს მნიშვნელობა შეადგენს  $4/9$  ოქტაედრული გარემოცვის მნიშვნელობისას ( $\Delta_{tet} = 4/9 \Delta_{okt}$ ).

ერთი და იმავე კომპლექსწარმოქმნელის შემთხვევაში და კომპლექსების კონფიგურაციის იგივობისას  $\Delta$  მნიშვნელობა მით მეტა, რაც

მეტია ლიგანდის მიერ შექმნილი ელექტროფელის სიდიდე.  $d$  დონის გახლეჩვის უნარის მიხედვით ლიგანდები შეგვიძლია განვალაგოთ შემდეგ თანმიმდევრობით:



ამ მწკრივს სპექტროქიმიური მწკრივი ეწოდება, ის ნაპოვნი იყო კომპლექსნაერთების სპექტრის ექსპერიმენტული შესწავლის შედეგად და კვანტური მექანიკური გაანგარიშებით.



ნახ. 46.  $d$ -დონის გახლეჩვა ტეტრაედრული კომპლექსის ლიგანდთა ველში.

კრისტალური ველის გახლეჩვის ენერჯის დონის სიდიდეზე გავლენას ახდენს ცენტრალური ატომის დაჟანგვის ხარისხი და მასში არსებული ელექტრონების ტიპი.  $d$  ელემენტის დაჟანგულობის ხარისხის გაზრდით  $\Delta$ -ს მნიშვნელობაც იზრდება. ამ შემთხვევაში ლიგანდები ახლოს მიდიან ცენტრალურ ატომთან და კრისტალური ველის გავლენა  $d$  დონის ელექტრონებზე ვაცილებით მეტია. რაც უფრო მეტია „ მთავარი კვანტური რიცხვი, მით მეტია  $d$  დონის ელექტრონების ატომგულიდან დაკლება და მით მეტია მათზე ლიგანდის ელექტრონების გავლენა.

კრისტალური ველის თეორია საშუალებას იძლევა ავსნათ  $d$  ელემენტების ნაერთების შეფერილობა. როგორც ვიცით, შთანთქმის სპექტრის წარმოქმნა დაკავშირებულია ელექტრონების გადასვლასთან ერთი ენერგეტიკული დონიდან მეორე ელექტრონულ დონეზე. ნივთიერება შთანთქმავს სპექტრის იმ კვანტს, რომლის ენერჯია ტოლია ელექტრონის გადასვლის შესატყვისი ენერჯის.  $d$  ელემენტების უმრავლესი კომპლექსნაერთების შთანთქმის სპექტრი (და, მაშასადამე, შეფერილობა) დაპირობებულია მცირე ენერჯის მქონე  $d$  ელექტრონების გადასვლით მაღალი ენერჯის მქონე  $d$  ორბიტალზე. ასე მაგალითად,  $[Ti(OH_2)_6]^{3+}$  კომპლექსს შთანთქმის მაქსიმუმი ახასიათებს, როდესაც ტალღური რიცხვი  $\bar{\nu} = 20300 \text{ სმ}^{-1}$ . ეს კი აბირობებს იასამნისფერ შეფერვას.  $Ti^{3+}$ -ს აქვს მხოლოდ ერთი  $d$  ელექტრონი. ოქტაედრულ კომპლექსში ამ ელექტრონს შეუძლია  $d_z$  ორბიტალიდან გადავიდეს  $d_{xy}$  ორბიტალზე. კვანტის ენერჯია, რომელიც ტოლია  $\bar{\nu} = 20300 \text{ სმ}^{-1}$  (რაც გ-იონზე გადაანგარიშებით 75 კკალ შეადგენს), უპასუხებს გახლეჩვის ენერჯიას  $\Delta$ .

ამრიგად, კრისტალური ველის თეორია გვიხსნის ქიმიკოსებისათვის კარგად ცნობილ ფაქტს, რომ გარდამავალი ელემენტების უმრავლესობის იონები ხსნარში შეფერილია, მაშინ, როდესაც იონები, რომელთაც ინერტული გაზების კონფიგურაცია გააჩნიათ—შეუფერავია. გასაგებია აგრეთვე, რატომ არის  $Cu^+$  შეუფერავი, ხოლო  $Cu^{2+}$ — შეფერილი. როგორც სპილენძის ატომის აღნაგობიდანაა ცნობილი,  $Cu^+$  ახასიათებს  $d^{10}$  ელექტრონული კონფიგურაცია. აქ ყველა  $d$  ორბიტალი დაკავებულია, ამიტომაც ელექტრონების ერთი ორბიტალიდან მეორე ორბიტალზე გადასვლა გამორიცხებულია, ხოლო იონი  $Cu^{2+}$   $d$  ორბიტალზე იმყოფება ცხრა ელექტრონი, მას შეესატყვისება  $d^9$ , ერთი  $d$  ორბიტალი თავისუფალია. იმავე მიზეზით, რომ მათ გააჩნიათ ელექტრონული კონფიგურაცია  $d^9$ , შეუფერავი იონებია:  $Ag^+$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$  და  $Hg^{2+}$ .

15. კრისტალური ველის თეორიის ღირსება და ნაკლი. როგორც დავინახეთ, კვთ თვისებრივად გვიხსნის კომპლექსნაერთების ისეთ თვისებებს, როგორიცაა: კოორდინაციული რიცხვი, სივრცული სტრუქტურა,

მაგნიტური და ოპტიკური თვისებები. იქიდან გამომდინარე, რომ ის ეწყარება კომპლექსნაერთების წარმოქმნისას მხოლოდ იონური ბმის დამყარებას, ამ თეორიით გაანგარიშებული სიდიდეები კარგად ემთხვევა ექსპერიმენტულ მონაცემებს იმ შემთხვევაში, როდესაც ნამდვილად გვაქვს იონური ბმა და ადგილი არა აქვს ლიგანდების დეფორმაციას. იმ შემთხვევაში კი, როდესაც ადგილი აქვს ლიგანდების დეფორმაციას და საქმე გვაქვს არაპოლარული ან მცირედპოლარული ლიგანდების რეაქციაში მონაწილეობასთან, ე. ი. კომპლექსურნაერთის წარმოქმნაში მონაწილეობას ლებულობს კოვალენტური ბმა, ადგილი აქვს თეორიით გაანგარიშებულ და ექსპერიმენტულად მიღებულ სიდიდეებს შორის განსხვავებას.

კომპლექსური ნაერთებს შესწავლა კვთ ცალმხრივია. ცენტრალური ატომის დეტალურად შესწავლასთან ერთად, კვთ სრულიად არ ლებულობს მხედველობაში ლიგანდების სტრუქტურულ თავისებურებას, ზოგიერთის მიღრეკალებას წარმოქმნას  $\pi$  ბმა და სხვ.

კრისტალური ველის თეორიის გამოყენება შეიძლება ისეთი კომპლექსნაერთებისათვის, რომელშიაც კომპლექსწარმოქმნელი შეიცავს თავისუფალ ელექტრონებს. ამით აიხსნება, რომ ამ თეორიის გამოყენებით არ შეიძლება შევისწავლოთ ისეთი ელემენტების კომპლექსწარმოქმნა, როგორცაა B, Si, Sn, Sb და აგრეთვე რიგი გარდამავალი ელემენტების კომპლექსწარმოქმნის საკითხები. გარდა ამისა, გახლეჩვის ენერგეტიკული ეფექტი შედარებით კომპლექსწარმოქმნის საერთო ენერგია ასთან მცირეა (არ აღემატება 10%-ს).

კრისტალური ველის თეორიის ძირითადი ნაკლი მაინც ისაა, რომ ის მხედველობაში არ ლებულობს კოვალენტურ ბმის (მეტალი—ლიგანდი) წარმოქმნას კომპლექსწარმოქმნელსა და ლიგანდ შორის. ამით აიხსნება ის, რომ კოვალენტური ბმით გამოწვეული ყველა ეფექტი შეესწავლი, უყურადღებოდ რჩება.

კრისტალური ველის თეორიის გაუმჯობესებულ თეორიის წარმოდგენს ლიგანდების ველის თეორია (ლვთ), რომელიც ელექტროსტატიკური ძალების მოქმედებასთან ერთად მხედველობაში ლებულობს ორბიტალების გადაფარვას. იქ, სადაც გადაფარვა ძირითადია, არ შეიძლება გამოყენებული იქნეს არც კვთ და არც ლვთ; ამ შემთხვევებისათვის უნდა გამოვიყენოთ მონლეკულური ორბიტალების მეთოდი (მომ).

**16. დაბალი და მაღალი სპინური კომპლექსები.** იმისდა მიხედვით კომპლექსწარმოქმნელი კომპლექსში შეიცავს თუ არა ან რამდენ გაუწყვილებელ ელექტრონს შეიცავს, კომპლექსნაერთებს ორ ჯგუფად ყოფენ—დაბალ სპინურ და მაღალ სპინურ კომპლექსნაერთებად. ელექტრონების განაწილებაზე კომპლექსში მიღებულია კომპლექსნაერთის მთელი რიგი თვისებები და მათ შორის მაგნიტურიც. ამისათვის საჭიროა ვიცოდეთ ლი-

განდთა ველში არსებული კომპლექსწარმოქმნელი იონის  $d$  ორბიტალზე ელექტრონების განაწილების ხასიათი. ეს უკანასკნელი კი დაზოკიდებულია გახლეჩვის ენერჯისა და ელექტრონების განზიდვის ენერჯიათა თანფარლობაზე.

თუ ელექტრონთა შორის განზიდვის ენერჯია ( $p$ ) მეტია, ვიდრე გახლეჩვის ენერჯია ( $\Delta$ ), მაშინ ხუთი  $d$  ორბიტალი თანმიმდევრობით ივსება ჯერ ერთი ელექტრონით და შემდეგ მეორეთი. შედეგად მიიღება სუსტი ველი.

თუ გახლეჩვის ენერჯია ( $\Delta$ ) მეტია ელექტრონთა შორის განზიდვის ენერჯიაზე, მაშინ პირველად მთლიანად ივსება მცირე ენერჯის ორბიტალები, ხოლო შემდეგ ორბიტალები დიდი ენერჯით. ეს ხდება ძლიერი ველის შემთხვევაში.

ცხრილი 14

კომპლექსწარმოქმნელი იონის  $d_x$  და  $d_y$  ორბიტალების შევსება ლიგანდების სუსტ და ძლიერ ოქტაედრულ ველში

ელექტრონების რიცხვი	სუსტი	ველი	ძლიერი ველი	
	$d_x$	$d_y$	$d_x$	$d_y$
1	+	---	+	---
2	+	+	+	+
3	+	+	+	+
4	+	+	+	+
5	+	+	+	+
6	+	+	+	+
7	+	+	+	+
8	+	+	+	+
9	+	+	+	+
10	+	+	+	+



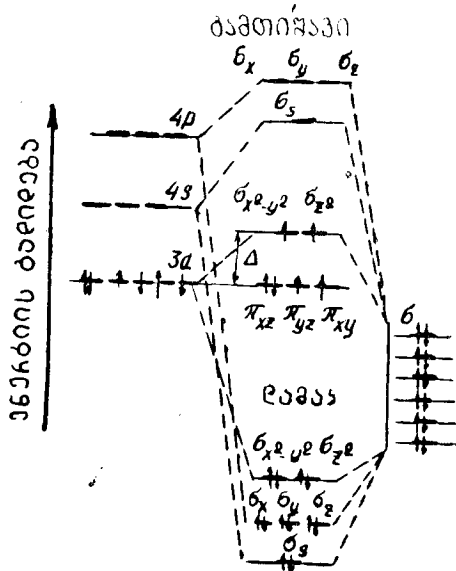
მაგალითისათვის განვიხილოთ ელექტრონების განაწილების ხასიათი  $Co^{3+}$  იონის  $d$  ორბიტალზე  $[CoF_6]^{3+}$  და  $[Co(NH_3)_6]^{3+}$  ოქტაედრულ კომპლექსებში. თავისუფალი  $Co^{3+}$  ( $3d^6$ ) ელექტრონების განაწილება ასეთია:



განგარიშებულია, რომ ერთი და იმავე ორბიტალიდან, ელექტრონთა შორის განზიდვის ძალა კობალტის  $Co^{3+}$  იონში ტოლია 60 კკალ/გ-იონისათვის, გახლეჩის ენერგია  $F^-$  იონების ოქტაედრულ ველში კი ტოლია 37,2 კკალ/გ-იონისათვის, ხოლო  $NH_3$ -ის ველში 63 კკალ/გ-იონისათვის.

როგორც ჩანს,  $F^-$  იონების ველში გახლეჩის ენერგია შედარებით მცირეა და ელექტრონთა შორის განზიდვის ენერგია წარმოებს გახლეჩის ენერგიას.  $NH_3$ -ის ველში კი პირიქით—გახლეჩის ენერგია წარმოებს ელექტრონთა შორის განზიდვის ენერგიას. ეს უკანასკნელი უფრო ხელსაყრელია. ამ შემთხვევაში  $d$  ელექტრონები ჩასახლდებიან მხოლოდ  $d$  ორბიტალზე.

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს,  $Co^{3+}$  იონში ელექტრონების  $d$  ორბიტალზე განაწილების ხასიათის მიხედვით  $[CoF_6]^{3+}$ -ში კობალტის იონი წარმოადგენს მაღალ სპინურ კომპლექსს (4 გაუწყვილებელი ელექტრონი), ხოლო  $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ —დაბალ სპინურ იონს (გაუწყვილებელი ელექტრონები არ არის).  $[Co(OH_2)_6]^{3+}$  და  $[Co(CN)_6]^{4+}$  ოქტაედრულ კომპლექსებში, სადაც  $d$  ორბიტალზე შეიძლება



ნახ. 47-ა  $Co^{3+}$  იონში  $d$  ელექტრონების განაწილება  $[Co(NH_3)_6]^{3+}$  ოქტაედრულ კომპლექსებში

ელექტრონი ( $d^7$ ) იმყოფება, პირველი წარმოადგენს მაღალ სპინურს, ხოლო მეორე—დაბალ სპინურს (პირველში—სამი, ხოლო მეორეში ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონია). ელექტრონების კომპლექსებში განაწილე-

ბის მიხედვით  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  დიამაგნიტურია, ხოლო კომპლექსები  $[\text{CoF}_6]^{3-}$ ,  $[\text{Co}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$  და  $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$  პარამაგნიტური.

პერიოდულ სისტემაში პერიოდის  $n$  გადიდებით  $d$  ელემენტების სპინტრობა კლებულობს და  $5d$  და  $6d$  ელემენტების კომპლექსნაერთებში მეტალ-იონი დაბალსპინურია.

**17. მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის გამოყენება კომპლექსური ნაერთებისათვის.** როგორც კრისტალური ველის თეორიის განხილვიდან დავინახეთ, ის ემყარება იონური ბმის წარმოქმნას და მხედველობაში ღებულობს მხოლოდ კომპლექსწარმომქმნელი იონის აღნაგობას, რაც არ შეესაბამება სინამდვილეს. კომპლექსნაერთებში ბმა მეტწილად არა-იონურია, ერთი მხრივ, და, მეორეც, ბმის წარმოქმნაზე დიდ გავლენას ახდენს თვით ლიგანდის ბუნება, მისი ელექტრონული აღნაგობა.

მომ მხედველობაშია მიღებული როგორც კომპლექსწარმომქმნელის, ისე ლიგანდის ელექტრონული აღნაგობა. მომ მონაცემებით კომპლექსნაერთის წარმოქმნისას ცვლილებას განიცდის არა მარტო კომპლექსწარმომქმნელი, არამედ ლიგანდიც. ეს მეთოდი კომპლექსს განიხილავს როგორც მთლიან კვანტურ-მექანიკურ სისტემას. რომელშიაც ცალკეული ატომი, მოლეკულა კარგავს თავის ინდივიდუალობას. სისტემის სავალენტო ელექტრონები განლაგდებიან მრავალცენტრიან მოლეკულურ ორბიტალებზე, რომლებიც მოიცავენ კომპლექსწარმომქმნელის გულს და ყველა კომპლექსში შემავალ ლიგანდს. ცალკეული ელექტრონის მოძრაობა განისაზღვრება გულის მდგომარეობით და სხვა ელექტრონების მოძრაობის ხასიათით. ასეთი ამოცანის ამოხსნა დაკავშირებულია დიდ სიძნელესთან, ამიტომაც ამოხსნა ხდება მიახლოებითი მეთოდით. მთავარი შედეგები მიღებულია ერთ ელექტრონულ მიახლოებაში, რომელიც გულისხმობს ყოველი ელექტრონის დამოუკიდებელ მოძრაობას ყველა ატომგულისა და ელექტრონების მიერ წარმოქმნილ ნებისმიერ საშუალო სიდიდის ელექტროველში.

მოლეკულური ორბიტალების აგებისათვის გამოიყენება კომპლექსწარმომქმნელისა და ლიგანდების ატომური ორბიტალები, რომლებიც უნდა აკმაყოფილებდნენ მთელ რიგ მოთხოვნებს. ნაერთის წარმომქმნელი მოლეკულური ორბიტალის წარმოქმნისას ადგილი აქვს მაქსიმალურ გადაფარვას ენერჯიის მოგებით, ხოლო გამთიშავი მოლეკულური ორბიტალის წარმოქმნისას—ენერჯიის შთანთქმას. თუ კომპლექსწარმომქმნელის ან არ გადაიფარება ან ძალიან სუსტად გადაიფარება ლიგანდების ორბიტალით, მაშინ მათი ენერჯია არ იცვლება და არ გარდაიქმნება მო-ის იმავე ენერჯიით. შემავარაუბელი და გამთიშავი ორბიტალების ანალიზური გამოხატვის ფორმულებს ასეთი სახე აქვს:

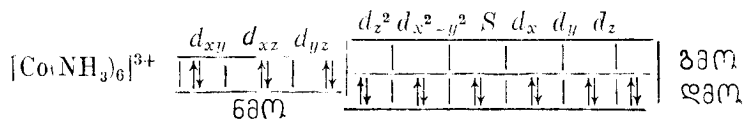
$$\text{შმმ} = \frac{\alpha\psi_H + \sqrt{(-\alpha)^2\Phi}}{1 + 2\alpha\sqrt{1 - \alpha^2S}}$$

$$\text{გმმ} = \frac{\sqrt{1 - \alpha^2 \psi_{\mu} - \alpha \Phi}}{\sqrt{1 - 2\alpha \sqrt{\quad} - \alpha^2 \psi}}$$

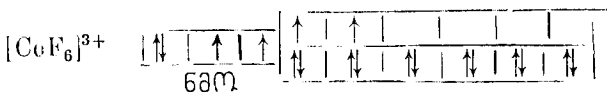
სადაც  $\psi$  — ტალღური ფუნქციაა კომპლექსწარმოქმნელის ატომური ორბიტალის, რომელიც წარმოადგენს ქიმიური ბმის ძირითად შემადგენელ ნაწილს;  $\Phi$  — ლიგანდების ჯგუფური ტალღური ფუნქცია;  $\alpha$  არის კომპლექსწარმოქმნელის აო-სა და ლიგანდების მო-ის გადაფარვის რიცხობრივი დამახასიათებელი. კოეფიციენტი  $\alpha$  განსაზღვრავს მო-ს პოლარობას, ელექტრონული სიმკვრივის გადაძვრის ხარისხს ლიგანდებისაკენ ან კომპლექსწარმოქმნელისაკენ. იმ შემთხვევაში, როდესაც დამაკავშირებელი ელექტრონები ლიგანდებს ეკუთვნით. ხოლო გამთიშავი — კომპლექსწარმოქმნელს — მაშინ ბმა იონურია\*. თეორიულად ეს შესაძლებელია მხოლოდ იმ შემთხვევაში, როდესაც  $\alpha = 0$ . ბმა იონური იქნება აგრეთვე, როდესაც  $\alpha = 1$ . როდესაც პირიქით მიხდება, დამაკავშირებელი ელექტრონები გეჭეება კომპლექსწარმოქმნელზე, ხოლო გამთიშავი — ლიგანდებზე. მაშინ, როდესაც  $\alpha^2 = 0,5$  ელექტრონი შეიძლება გვეკონდეს როგორც კომპლექსწარმოქმნელზე, ისე ლიგანდზე, რაც შეესატყვისება კოვალენტურ ბმის წარმოქმნას. ამით აიხსნება, რომ მილეკულური ორბიტალების მეთოდი საშუალებას იძლევა ბმის იონური თუ კოვალენტური ბუნების ხარისხის დასახასიათებლად.

განვიხილოთ მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის გამოყენებით, გარდამავალი მეტალის ოქტაედრული კომპლექსის წარმოქმნა  $ML_6$ , როდესაც ადგილი არა აქვს  $\pi$  ბმას. ლიგანდის ექვსი ატომური ორბიტალიდან და კომპლექსწარმოქმნელის 9 ატომური ორბიტალიდან წარმოიქმნება 15 მოლეკულური ორბიტალი. ექვსი  $\sigma$  ბმის წარმოქმნისათვის გამოისაყენებელია 6 ორბიტალი:  $d_z^2, d_{x^2-y^2}, S, P_x, P_y, P_z$ , რადგანაც მათი განშტოება ძვეს ლიგანდთან შემაერთებელი სწორის გასწვრივ. დანარჩენი სამი ორბიტალი ( $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}$ ) წარმოადგენს გამთიშავ ორბიტალს, რადგანაც მათი ელექტრონული ღრუბელი ძვეს ლიგანდებს შორის და მათი ენერგია პრაქტიკულად უცვლელია.

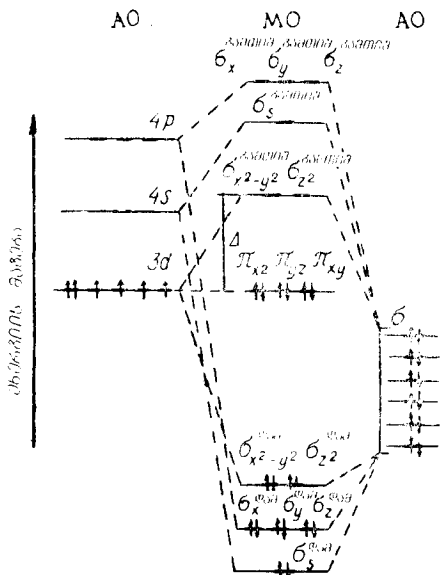
თუ გამოვიყენებთ ვალენტური ბმის მეთოდით ორბიტალების გამოსახვის სქემას და მას დავუმატებთ გამთიშავ ორბიტალებს  $[Co(NH_3)_6]^{3+}$  და  $[CoF_6]^{3-}$ , მივიღებთ:



\* პრაქტიკაში არასდროს არ ხორციელდება.



პირველ კომპლექსში ექვსი ელექტრონი იჭერს ნორმალურ მოლეკულურ ორბიტალს, რომელიც პოლინგის  $d^2sp^2$  მოდელს შეესაბამება. ორბიტალები ივსება ლიგანდების ელექტრონებით (ყოველი ლიგანდიდან ორი ელექტრონი). დაბლოს, 6 გათიშავი ორბიტალი ვაკანტური რჩება, კომპლექსი დიამაგნიტურია. მაღალ სპინურ  $[CoF_6]$  კომპლექსში ვბმ ხასიათდება გარეთა ელექტრონების  $sp^3d^2$  ჰიბრიდიზაციით, რადგანაც ყველა  $3d$  ორბიტალი დაკავებულია. როგორც სქემიდან ჩანს, მომ გამოყენებისას არ არის საჭირო  $4d$  ორბიტალის გამოყენება, რადგანაც თავისუფალია გამთიშავი ორბიტალები და საჭიროების შემთხვევაში ელექტრონებს შეუძლიათ მასზე ჩასახლება.



ნახ. 48. ოქტაედრული  $[Co(NH_3)_6]^{3+}$  კომპლექსის ენერგეტიკული დონეების დიაგრამა.

მომ მხედველობაში იღებს 15 ორბიტალს, მაშინ, როდესაც კვთ ემყარება მხოლოდ  $sd$  ორბიტალის ენერგეტიკულ დონეს. დაგრამაზე კვთ ით  $d_x$  ორბიტალზე მომ-ით შეესაბამება სამჯერ გადაგვარებული ნმო  $t_{2g}$ , ხოლო  $d_y$  ორბიტალებს ორჯერ გადაგვარებული  $t_{2g}$  გმო ენერგიათა სხვა-

ქვემოთ, ნახ. 48-ზე მოცემულია ოქტაედრული  $[Co(NH_3)_6]$  კომპლექსის ენერგეტიკული სქემა, ავბუღლი მომ-ის გამოყენებით. შმო და გმო თვის მოცემულია მათი სიმბოლოები ( $t_{2g}$  და  $e_g$ ). მოცემული ენერგეტიკული დიაგრამა გვიჩსნის მიღებული კომპლექსანერთის მაგნიტურ და ოპტიკურ თვისებებს და აგრეთვე კომპლექსის მთელრიც თვისებებს. როგორც ნახ. 48 დან ჩანს კომპლექსის სურათი მომ უფრო ნათლად გვიჩვენებს მის თვისებებს, ვიდრე სურათი, რომელიც გამოხატავდა კომპლექსის წარმოქმნას კვთ გამოყენებით. ოქტაედრული კომპლექსისათვის

ბას  $l_k$  და  $t_{2g}$  შორის განსხვავების ენერგია  $\Delta$  ეწოდება. ისე როგორც კრისტალური ველის თეორიაში, მოლეკულური ორბიტალების მეთოდში ელექტრონების  $t_{2g}$  და  $l_k$  განაწილება განიხილება განსხვავებისა და დაწყვილების ენერგიების თანაფარდობასთან დამოკიდებულებით. ეს სიდიდეები კი დამოკიდებულია ცენტრალური ატომისა და ლიგანდების ბუნებაზე.

როგორც მომ ცნობილი, ყოველ ელექტრონს გამო შეესაბამება ელექტრონი დმო. ამ ელექტრონების ენერგია ერთმანეთს აკომპენსირებს; ასე რომ, მათი ჯამური მნიშვნელობა ბმის წარმოქმნაში ნულის ტოლია. ნორმალურ მოლეკულურ ორბიტალებზე (ემო) მყოფი ელექტრონები ენერგეტიკულ ბალანსში არ მონაწილეობენ. აქედან გამომდინარეობს, რომ ქიმიური ბმის წარმოქმნა დაპირობებულია მხოლოდ არაკომპენსირებული ელექტრონებით. ბმის ენერგია შეიძლება შეფასდეს მხოლოდ სავალენტო მოლეკულური ორბიტალიდან ელექტრონის მოწყვეტის ენერგიის სიდიდით. ენერგიის მოგება  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  კომპლექსის წარმოქმნისას მეტია, ვიდრე  $[\text{CoF}_6]^{3+}$  კომპლექსის წარმოქმნისას. ეს იმით აიხსნება, რომ პირველში დმო-ზე გვაქვს 12 გაუწყვილებელი ელექტრონი, ხოლო მეორეზე—ათი.

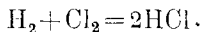
მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის მნიშვნელოვან განსაკუთრებულობას წარმოადგენს ის, რომ ის საშუალებას იძლევა  $\pi$  ბმის ეფექტის გავლენისას წარმოქმნილი კომპლექსის მდგრადობაზე. ლიგანდების  $\sigma$  ბმის თავისუფალი  $\pi$  ორბიტალების ურთიერთქმედებას და კომპლექსის გამთიშავ  $t_{2g}$  ორბიტალებს მიეყვარათ განსხვავების პარამეტრის  $\Delta$  ვალიდებისაკენ განზარბიშება გვიჩვენებს, რომ  $\pi$  ბმა ეფექტური ხდება, თუ ლიგანდების  $p$  ორბიტალების ენერგია უფრო მაღალია, ვიდრე  $t_{2g}$  დონეები.

რიგ შემთხვევებში  $\pi$  ბმა იმდენად ეფექტურია, იმდენად აღიღებს განსხვავების ენერგიას, რომ მიზეზი ხდება დაბალსპინური კომპლექსის წარმოქმნის. ამრიგად, მომ საფუძველზე განსხვავების პარამეტრის ზრდა განპირობებულია კოვალენტური ბმის დამატებითი განმტკიცებით და არა კრისტალური ველის ძალის ვალიდებით, როგორც ამ ს ამტკიცებს კრისტალური ველის თეორია.

**ქიმიური თერმოდინამიკაში**

თერმოდინამიკა—მეცნიერებაა ენერგიის სხვადასხვა ფორმების და მათი ურთიერთგარდაქმნების შესახებ. ბუნებაში მიმდინარე ყველა პროცესი მიმდინარეობს ენერგეტიკული ცვლილებით, ენერგიის ერთი ფორმის სხვა ფორმაში გადასვლით. თერმოდინამიკის იმ ნაწილს, რომელიც შეისწავლის ქიმიური რეაქციების დროს მიმდინარე ენერგეტიკულ ცვლილებებს, ქიმიური თერმოდინამიკა ეწოდება. ქიმიური თერმოდინამიკა ქიმიური რეაქციების მიმდინარეობისა და გარდაქმნების ახსნისათვის იყენებს თერმოდინამიკის ძირითად კანონებს.

**1. ცნება შიგა ენერგიისა და ენთალპიის შესახებ.** ყველა სხეულში, ყოველ ნივთიერებაში მოთავსებულია გარკვეული რაოდენობის ენერგია, რომლის სიდიდე დამოკიდებულია სხეულის მასაზე. შედგენილობასა და ძდგომარეობაზე. ნივთიერების, სხეულის ენერგიის ამ ფარულ სახეს შიგა ენერგია ეწოდება და აღინიშნება  $U$  ასოთი. შიგა ენერგიის მნიშვნელობა განსაზღვრავს სისტემის ენერგიის მარაგს (სისტემის ცნებაში ვგულისხმობთ ჩვენს გააზრებაში გარემოდან იზოლირებულ სხეულს ან სხეულთა ჯგუფს). შიგა ენერგია წარმოადგენს ატომის მოძრაობის ყველა სახის ენერგიას (წინსვლითი, ბრუნვითი, რხევითი), ელექტრონისა და ატომგულის ურთიერთქმედების ენერგიას, ენერგიას, რომელიც მოთავსებულია ატომგულში, და სხვა სახის ენერგიას მიზიდვის ველში, მთელი სხეულის კინეტიკური და პოტენციალური ენერგიის გამოკლებით. ჩვენ არ შეგვიძლია გავიანგარიშოთ (განვსაზღვროთ) შიგა ენერგიის აბსოლუტური მნიშვნელობა, მაგრამ შეგვიძლია განვსაზღვროთ შიგა ენერგიის ცვლილება, რომელსაც ადგილი აქვს სისტემის ერთი მდგომარეობიდან მეორე მდგომარეობაში გადასვლისას, როდესაც სისტემა გარემოს გადასცემს ან შეიძენს ენერგიას. დაეუშვათ, რომ რეაქცია მიმდინარეობს წყალბადსა და ქლორს შორის



როგორც ტალობიდან ჩანს, რეაქციის შედეგად მოცულობის ცვლილებას ადგილი არა აქვს. მორეაგირე ნივთიერებათა მოცულობათა ჯამი იყო

2.22,4 ლ და მიღებული ნივთიერების მოცულობაც არის 2.22,4 ლ, რაც იმას ნიშნავს, რომ რეაქციის შედეგად ადგილი არა აქვს მოცულობის ცვლილებით მუშაობის შესრულებას და რეაქციის შედეგად გამოყოფილი ენერგია გარემოს გადაეცემა.

თუ ცდას ვატარებთ კალორიმეტრში, დაგინახავთ, რომ რეაქციის ჩატარებისას კალორიმეტრის ტემპერატურა აიწევს, მიაღწევს რაღაც მაქსიმუმს, რომლის შემდეგ ტემპერატურა თანდათანობით დაეცემა და გაუთანაბრდება გარემოს ტემპერატურას. თუ ვიცით კალორიმეტრის წყლის ეკვივალენტი, ტემპერატურის ცვლილება რეაქციამდე და რეაქციის შემდეგ, შეგვიძლია გავინაგარიშოთ რეაქციის შედეგად გამოყოფილი სითბოს რაოდენობა, რომელიც იანგარიშება 1 მოლი წარმოქმნილი ნივთიერების რაოდენობაზე.

აღვნიშნოთ ერთი მოლი წყალბადისა და ერთი მოლი ქლორის შიგა ენერგია რეაქციამდე  $U_1$ -ით, ხოლო რეაქციის შედეგად მიღებული 2 მოლი ქლორწყალბადის ენერგია  $U_2$ -ით. რადგანაც მორეაგირე ნივთიერებათა მოცულობების ჯამი ტოლია მიღებული ნივთიერების მოცულობისა  $\nu = \text{const}$ , რეაქციის შედეგად გამოყოფილი სითბური ენერგია გადაეცემა გარემოს. რეაქციის შედეგად მიღებული ნივთიერებისა და მორეაგირე ნივთიერებების შინაგანი ენერგიების სხვაობა აღინიშნება  $\Delta$ -თი. გვექნება;

$$U_{2\text{HCl}} - (U_{\text{H}_2} + U_{\text{Cl}_2}) = U_{\text{მთლ}} - U_{\text{მთრ}} = \Delta U \quad (\text{VIII}, 1)$$

რადგანაც რეაქციის დროს სითბო გამოიყო,  $U_{\text{მთლ}} < U_{\text{მთრ}}$  სხვაობა უარყოფითი მნიშვნელობის იქნება. ვინაიდან პროცესი მიქდინარეობს მუდმივი მოცულობის პირობებში (პროცესი იზოქორულია  $\nu = \text{const}$ ), გამოყოფილი სითბოს რაოდენობა  $\Delta U$  ტოლი იქნება შიგა ენერგიის ცვლილების

$$\Delta U = -Q_V T, \quad (\text{VIII}, 2)$$

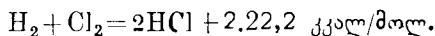
სადაც ქვედა ინდექსები ( $\nu$ ,  $T$ ) გვიჩვენებს, რომ პროცესი მიმდინარეობს უცვლელი მოცულობისა და ტემპერატურის (იზოქორულ-იზოთერმულ) პირობებში.

შემდეგისათვის, სიმარტივის მიზნით, რადგანაც პროცესები ძირითადად მიმდინარეობს იზოთერმულ ( $T = \text{const}$ ) პირობებში, შეიძლება ვწეროთ ინდექსის გარეშე

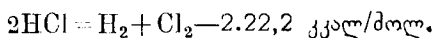
$$\Delta U = -Q. \quad (\text{VIII}, 3)$$

რეაქციის სითბურ ეფექტს ( $Q$ ), გაზომილს მუდმივი მოცულობის პირობებში, ეწოდება იზოქორული სითბური ეფექტი.

რეაქციის შედეგად გამოყოფილი სითბური ენერგია შეიძლება ჩაითვალოს რეაქციის სითბოდ. ასე მაგალითად,

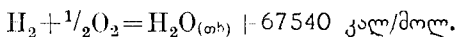
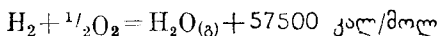


ქიმიური რეაქციის განტოლებას, სადაც მარცხენა ნაწილში მოცემულია მორეაგირე ნივთიერებები, მარჯვენაში კი რეაქციის პროდუქტები და რეაქციის სითბური ეფექტი, თერმოქიმიური განტოლება ეწოდება. თერმოქიმიური რეაქციები შეგვიძლია შებრუნებულადაც დავწეროთ. ამ შემთხვევაში გამოსავალ ნივთიერებას წარმოადგენს პირველ განტოლებაში მიღებული ნივთიერება, ხოლო სითბოს გამოყოფის მაგიერ სითბოს შთანთქმას ექნება ადგილი



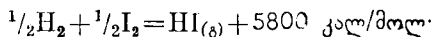
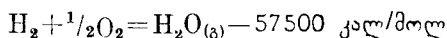
გამოყოფილი სითბოს რაოდენობა დამოკიდებულია რეაქციაში მონაწილე ნივთიერების რაოდენობაზე. როგორც ზემოთ მოტანილი განტოლებიდან ჩანს, წარმოიქმნება ორი მოლი ქლორწყალბადი და გამოყოფილი სითბოს რაოდენობაც ორჯერ მეტია, ვიდრე ერთი მოლი ქლორწყალბადის წარმოქმნისას.

გამოყოფილი სითბოს რაოდენობა დამოკიდებულია აგრეთვე რეაქციაში მონაწილე და რეაქციის პროდუქტების აგრეგატულ მდგომარეობაზე. ასე მაგალითად:



რეაქციის შედეგად სითბოს გამოყოფა შედეგია იმისა, რომ მორეაგირე ნივთიერებათა შიგა ენერგიებს ჩამო მეტია რეაქციის პროდუქტების შიგა ენერგიათა ჩამო და მათ შორის სხვაობა ტოლია გამოყოფილი ენერგიის რაოდენობის.

აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ დღეისათვის მიღებულია სითბური ენერგიის ნიშნის თერმოდინამიკური აღნიშვნა, რაც იმას ნიშნავს, რომ თუ რეაქცია ეგზოთერმულია, გამოყოფილი სითბო აღინიშნება მინუს ნიშნით, ხოლო თუ ენდოთერმულია, შთანთქმული სითბო აღინიშნება პლუს (+) ნიშნით. მაგალითად:



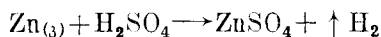
რეაქციები მეტწილად მიმდინარეობენ მუდმივი წნევის პირობებში, იზობარულად და ხშირად იცვლება მოცულობა. განსაკუთრებით იმ შემთხვევაში, როდესაც რეაქციაში მონაწილეობას ღებულობს გაზური ნივთიერებები, ხოლო რეაქციის პროდუქტებს წარმოადგენს თხევადი ან მყარი ნივთიერება ან კიდევ გაზური ნივთიერება, მაგრამ ნაკლები ან მეტი მო-



ლების რიცხვით, ვიდრე მორეაგირე ნივთიერების მოლთა რიცხვია, ეს იმას ნიშნავს, რომ სისტემა აწარმოებს მუშაობას ან სისტემაზე წარმოებს მუშაობა.

დავუშვათ, რომ 1 გ. ატომი თუთია იხსნება ცილინდრში მოთავსებულ განზავებულ გოგირდმჟავაში. ცილინდრში მოძრაობს დგუში, რომელიც გადაადგილება ხახუნის გარეშე.

რეაქცია ასე წარმართება:



წყალბადის გამოყოფის გამო მოცულობა იზრდება, რაც იწვევს დგუშის მაღლა აწევას, მის გადაადგილებას. რეაქციამდე დგუშის მდგომარეობა გეჰონდა  $h_1$  დანაყოფზე. 1 გ. ატომი თუთიას სრულად გახსნის შედეგად გამოიყოფა 1 გ. მოლი წყალბადი, რის გამოც  $p = \text{const}$  პირობებში დგუში გადაადგილება  $h_2$  სიმაღლემდე, ე. ი. გადაადგილება  $h_2 - h_1 = \Delta h$  სიმაღლეზე. დგუშის ასეთი გადაადგილება დაკავშირებულია წინააღმდეგობის ძალას დაძლევათა, სადაც ამ ძალას ამ შემთხვევაში გარეგანი წნევა წარმოადგენს.

შესრულებული მუშაობა

$$A = F \Delta h \quad (\text{VIII}, 4)$$

დავუშვათ, რომ  $p$  არის ის გარეგანი წნევა, რომელსაც დაძლევს დგუში, რომლის ზედაპირი  $S$  ტოლია, მაშინ

$$F = pS \quad (\text{VIII}, 5)$$

შესრულებული მუშაობა ტოლი იქნება ძალისა და მანძილის  $\Delta h$  ნაპრაფლის

$$A = P \cdot S \Delta h = P \Delta V \quad (\text{VIII}, 6)$$

კლაპეირონის განტოლების თანახმად

$$P \Delta V = \Delta n RT, \quad (\text{VIII}, 7)$$

სადაც  $\Delta n$  რეაქციის შედეგად მოლელების რიცხვის ცვლილებაა, ე. ი. ის წარმოადგენს მიღებული გაზური ნივთიერებების მოლელების რიცხვის და მორეაგირე გაზურ ნივთიერებათა მოლელების რიცხვის სხვაობას. აქედან შეგვიძლია დავწეროთ:

$$A = \Delta n RT. \quad (\text{VIII}, 8)$$

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, მუშაობა დადებითად ითვლება იმ შემთხვევაში, თუ ჩვენ ვაწარმოებთ სისტემაზე მუშაობას და პირიქით — უარყოფითად, თუ სისტემა აწარმოებს გარემოსადმი მუშაობას.

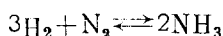
ლოგიკურად გამომდინარეობს, რომ რეაქციის სითბური ეფექტი იზოქორული ( $v = \text{const}$ ) პროცესის დროს მეტი იქნება, ვიდრე იზობარული პროცესის დროს ეს აიხსნება იმით, რომ იზობარული პროცესის დროს გამოყოფილი ენერგიის ნაწილი მუშაობის შესრულებაზე იხარჯება. იზოქორული პროცესის დროს გაფართოებით მუშაობას ადგილი არა აქვს

$$Q_p = Q_v - P\Delta V = Q_v - \Delta nRT \quad (\text{VIII}, 9)$$

აქედან

$$Q_v = Q_p + \Delta nRT. \quad (\text{VIII}, 10)$$

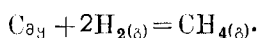
განტოლებაში შედის გაზის უნივერსალური მუდმივა  $R$ . მისი განზომილება უშუალოდ გამომდინარეობს სითბოს განზომილების ერთეულიდან.  $R$ -ის განზომილება იქნება კალ. ( $R \approx 2$  კალ), ამიაკის სინთეზის მაგალითზე განვიხილოთ  $Q_v$ -სა და  $Q_p$ -ს შორის განსხვავება



$$\Delta n = 2 - (3 + 1) = -2$$

$$Q_v - Q_p = (-2) \cdot 2 \cdot 300 = -1200 \text{ კალ/მოლ.}$$

განვიხილოთ მეორე მაგალითი



რეაქციაში მონაწილეობას ღებულობს მყარი ნივთიერება ნახშირბადი და გაზური ნივთიერება წყალბადი. რეაქციის პროდუქტია გაზური ნივთიერება—მეთანი

$$\Delta n = +1 - 2 = -1$$

$$Q_v - Q_p = 1 \cdot 2 \cdot 300 = -600 \text{ კალ/მოლ.}$$

$1000^\circ\text{K}$  სხვაობა ტალი იქნება

$$Q_v - Q_p = -1 \cdot 2 \cdot 1000 = -2000 \text{ კალ/მოლ.}$$

$\Delta n$  ნიშანი მოქმედებს  $Q_v$  და  $Q_p$  თანაფარდობაზე, როდესაც  $Q_p > Q_v$  მაშინ ადგილი აქვს რეაქციის შედეგად გაზური ნივთიერებების მოლთა რიცხვის შემცირებას და იზობარული სითბური ეფექტი მეტია იზოქორულზე

$$Q_v - Q_p < 0; \quad Q_p > Q_v$$

როდესაც  $\Delta n > 0$  რეაქციის შედეგად მიღებული გაზური პროდუქტების მოლთა რიცხვი მეტია რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებათა მოლთა რიცხვზე, მაშინ იზოქორული სითბური ეფექტი მეტია იზობარულზე

$$Q_v - Q_p > 0; \quad Q_v > Q_p$$

თუ თერმოდინამიკის პირველი კანონის ანალიზურ გამოსახულებაში შევიტანთ  $A$  მნიშვნელობას:  $\Delta nRT$  მივიღებთ

$$-Q_p = \Delta U + \Delta nRT, \quad (\text{VIII}, 11)$$

ე. ი. რეაქციის იზობარული სითბური ეფექტი, აღებული შებრუნებულ ნიშნით, ტოლია შიგა ენერჯიის ცვლილებისა და გაფართოებით მიღებული მუშაობის ჯამის.

ჯამს  $\Delta U + P\Delta V$  უწოდებენ ენტალპიის ცვლილებას და აღნიშნავენ

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V. \quad (\text{VIII}, 12)$$

ამრიგად, ენტალპიის ცვლილება ტოლია შიგა ენერჯიის ცვლილებისა და გაფართოებით მიღებულ მუშაობათა ჯამის

$$\Delta H = \Delta H + P\Delta V \quad (\text{VIII}, 13)$$

ან კიდევ, ენტალპიის ცვლილება ტოლია რეაქციის იზობარული სითბური ეფექტის შებრუნებული ნიშნით.

თერმოდინამიკაში და, საერთოდ, საცნობარო ლიტერატურაში რეაქციების სითბური ეფექტების დახასიათებისათვის მოცემულია ენტალპიების მნიშვნელობები რეაქციისათვის



ენტალპიის მნიშვნელობა იწერება რეაქციის მარჯვნივ.

ისეთ გაზურ რეაქციებში, სადაც რეაქციის შედეგად ადგილი არა აქვს მოლთა რიცხვის ცვლილებას, აგრეთვე მყარ ფაზათა შორის და ხსნარებში მიმდინარე რეაქციებისათვის, სადაც მოცულობის ცვლილება უმნიშვნელოა, რეაქციის იზოქორული სითბური ეფექტი ტოლია იზობარული სითბური ეფექტისა და ენტალპიის ცვლილების:

$$\Delta H = \Delta U \quad (V = \text{Const})$$

2. თერმოდინამიკის პირველი კანონი. თერმოდინამიკის პირველი კანონი წარმოადგენს ენერჯიის მოუხსობადობისა და ეკვივალენტობის კანონს. იზოლირებულ სისტემაში, ე. ი. სისტემაში, სადაც შეუძლებელია მატერიალური, ანუ ენერგეტიკული მიმოცვლა გარემოსთან, ყველა სახის ენერჯიის ჯამი მუდმივი სიდიდეა. ნებისმიერი პროცესის დროს სისტემის შიგა ენერჯიის ცვლილება ტოლია სისტემაზე მიწოდებული ენერჯიის რაოდენობისა და სისტემის მიერ შესრულებულ მუშაობათა სხვაობის:

$$\Delta U = Q - A. \quad (\text{VIII}, 14)$$

თერმოდინამიკის პირველი კანონი წარმოადგენს ენერგიების ეკვივალენტობის კანონს, რაც იმას ნიშნავს, რომ თუ ერთი სახის ენერგია გადადის მეორე სახის ენერგიაში, მაშინ ეს უკანასკნელი წარმოიქმნება პირველის ეკვივალენტური (ტოლფასი) რაოდენობით.

თერმოდინამიკაში სისტემაზე მიწოდებული სითბო ითვლება დადებითად. ხოლო სისტემის მიერ გამოყოფილი სითბო—უარყოფითად. თერმოდინამიაში პირიქით. სისტემას მიერ შთანთქმული სითბო ითვლება უარყოფითად, ხოლო გამოყოფილი სითბო—დადებითად.

თერმოდინამიკის პირველი კანონის ანალიზური გამოსახულება შეგვიძლია დავწეროთ შემდეგნაირად:

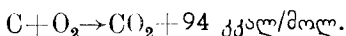
$$\Delta Q = \Delta U + \Delta A,$$

ხადაც  $\Delta Q$  არის სისტემაზე მიწოდებული სითბოს მცირე რაოდენობა, რომელიც იხარჯება სისტემის შიგა ენერგიის ცვლილებაზე ( $\Delta U$ ) და გარეობითი სისტემის მიერ მუშაობის შესრულებაზე ( $\Delta A$ ).

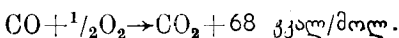
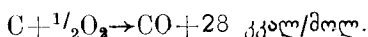
თერმოდინამიკის იმ ნაწილს, რომელიც შეისწავლის ქიმიური რეაქციების სითბურ ეფექტებს—თერმოქიმია ეწოდება. თერმოქიმიური გაანგარიშებები ემყარება თერმოქიმიის ორ კანონს—ჰესისა და ბუნზენლაპლასის კანონს.

**ჰესის კანონი.** ეს კანონი ფორმულირებული იქნა ჰესის მიერ 1840 წელს და გვეუბნება, რომ რეაქციის სითბური ეფექტი დამოკიდებულია არა რეაქციის გზაზე, არამედ რეაქციის საწყის და საბოლოო მდგომარეობაზე ან კიდევ, თანმიმდევრულად მიმდინარე ქიმიური რეაქციების ჯამური სითბურა ეფექტი ტოლია ნებისმიერი იმ სხვა რეაქციების სითბური ეფექტების ჯამის, რომელთა საწყისი და საბოლოო პროდუქტები ერთნაირია.

განვიხილოთ ჰესის კანონის გამოყენება ზოგიერთი რეაქციის მაგალითზე. ავიღოთ გრაფიტის წვა უანგბადში



მეორე შემთხვევაში, ჯერ მივიღოთ ნახშირბადის ოქსიდი და შემდეგ დიოქსიდი



ჯამური სითბური ეფექტი იქნება  $28 + 68 = 94$  კკალ/მოლ.

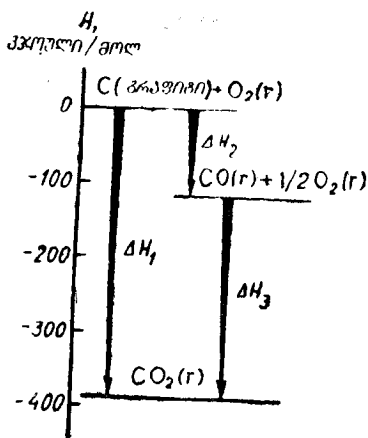
ჰესის კანონის თანახმად

$$Q = q_1 + q_2.$$

თუ ვიცით ტოლობაში შემავალი ორი სიდიდე, შეიძლება გამოვიანგარიშოთ მესამე. ასე მაგ.,  $Q = 94$  კკალ/მოლ,  $q_2 = 68$  კკალ/მოლ, მაშინ

$$q_1 = 94 - 68 = 26 \text{ კკალ/მოლ.}$$

4. ნივთიერების წარმოქმნის (სითბო) ენტალპია. ნივთიერების წარმოქმნის სითბო ეწოდება სითბოს იმ რაოდენობას, რომელიც გამოიყოფა (შთაინთქმება) ერთი მოლი ნივთიერების წარმოქმნისას მისი შემადგენელი თავისუფალი მარტივი ნივთიერებებიდან. ნივთიერების წარმოქმნის სტანდარტული სითბო აღინიშნება  $\Delta H_{298}^{\circ}$ . მარტივი ნივთიერების წარმოქმნის სითბო, როგორცაა: გოგირდი, ჟანგბადი, ფოსფორი, რკინა, სილიციუმი და სხვ., მიღებულია ნულის ტოლად



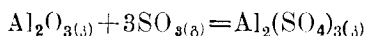
ნახ. 49. გრაფიტისა და CO დაქანგვის პროცესის ენტალპიის დიაგრამა.

ცხრილი 15

ზოგიერთი ნივთიერების წარმოქმნის სტანდარტული ( $\Delta H_{298}^{\circ}$ ) სითბო

ნივთიერება	$\Delta H_{298}^{\circ}$ კკალ/მოლ	ნივთიერება	$\Delta H_{298}^{\circ}$ კკალ/მოლ
HF(გ)	-64,2	CO(გ)	-26,44
HCl(გ)	-22,06	CO <sub>2</sub> (გ)	-94,01
HBr(გ)	-8,6	SO <sub>2</sub> (გ)	-70,96
HI(გ)	+6,2	SO <sub>3</sub> (გ)	-94,45
H <sub>2</sub> O(გ)	-57,2	NO(გ)	+21,06
H <sub>2</sub> O(თ)	-68,32	NO <sub>2</sub> (გ)	+8,09
H <sub>2</sub> O(ვ)	-69,75	N <sub>2</sub> F(ვ)	-136,3
H <sub>2</sub> S(გ)	-20,16	NaCl(ვ)	-93,21
H <sub>3</sub> N(გ)	-11,04	NaBr(ვ)	-86,0
CH <sub>4</sub> (გ)	-17,89	NaI(ვ)	-63,8
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (თ)	-193,92	CaF <sub>2</sub> (ვ)	-290,2
HNO <sub>3</sub> (თ)	-41,35	CaCl <sub>2</sub>	-157,8
		CaO(ვ)	-151,2
		Ca(OH) <sub>2</sub> (ვ)	-235,7

ჰესის კანონის თანახმად, რეაქციის სითბური ეფექტი ტოლია რეაქციის შედეგად მიღებულ ნივთიერებათა წარმოქმნის სითბოთა ჯამისა და მორეაგირე ნივთიერებათა წარმოქმნის სითბოთა ჯამის სხვაობის. რეაქციისათვის



სითბური ეფექტი განისაზღვრება ტოლობით

$$\Delta H_{298}^0 = \Delta H_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} - (\Delta H_{\text{Al}_2\text{O}_3} + 3\Delta H_{\text{SO}_3}).$$

ასე მაგალითად, რეაქციისათვის  $\text{Al}_2\text{O}_3$ -სა და  $\text{SO}_3$  შორის, გვექნება

$$\Delta H_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = -3434 \text{ კკალ/მოლ}; \Delta H_{\text{Al}_2\text{O}_3} = -1675,1 \text{ კკალ/მოლ};$$

$$\Delta H_{\text{SO}_3} = -395,2 \text{ კკალ/მოლ}.$$

რეაქციის სითბური ეფექტი  $\Delta H_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}$  ტოლი იქნება

$$\Delta H_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = -3434 - (-1675,1 - 3 \cdot 395,2) = -573,3 \text{ კ. კალის}.$$

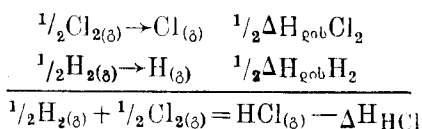
რეაქციის სითბური ეფექტი შეიძლება გავიანგარიშოთ წვის სითბოს საშუალებით, სადაც რეაქციის სითბური ეფექტი ტოლია მორეაგირე ნივთიერებათა წვის სითბოთა ჯამისა და მიღებული ნივთიერებებისათვის სითბოთა ჯამის სხვაობის.

თერმოქიმიური მონაცემებით შეიძლება გავიანგარიშოთ ქიმიური ბმის ენერგია, კრისტალური მესერის ენერგია, გახსნის სითბო, ჰიდრატიციის ენერგია, ფაზური გარდაქმნის სითბური ეფექტები და სხვ.

**5. ბმის ენერგია.** ხშირად ბმის ენერგიის მნიშვნელობის დახმარებით ანგარიშობენ რეაქციის სითბურ ეფექტს ან პირიქით, სითბური ეფექტის გამოყენებით ანგარიშობენ ბმის ენერგიას.

გავიანგარიშოთ  $\text{H}-\text{Cl}$  ბმის ენერგია. ქლორწყალბადის წარმოქმნის რეაქციის სითბური ეფექტი ტოლია 22 კკალ/მოლ, წყალბადის მოლეკულის  $\text{H}_2$  დისოციაციის ენერგია ( $\Delta H_{\text{დის}} = 104$  კკალ/მოლ),  $\text{Cl}_2 \Delta H_{\text{დის}} = 58$  კკალ/მოლ).

ქლორწყალბადის წარმოქმნის რეაქცია შეგვიძლია წარმოვიდგინოთ შემდეგნაირად:



ჰესის კანონის თანახმად,  $\Delta H_{\text{H}-\text{Cl}}$ -ის შუალედური პროცესებით წარ-

მოქმნის სითბოთა ჯამი ტოლია მარტივი ნივთიერებებიდან HCl-ის წარმოქმნის სითბოსი  $\Delta H_{H-Cl} = \Delta H_{HCl} - 1/2 \Delta H_{\text{გის}} Cl_2 - 1/2 \Delta H_{\text{გის}} H_2$

$$\Delta H_{HCl} = \Delta H_{H-Cl} - (+52 + 29) = -22 \text{ კკალ/მოლ},$$

ე. ი. H—Cl ბმის ენერგია ტოლია 103 კკალ/მოლ.

როგორც მოტანილი მაგალითიდან ჩანს, ქლორწყალბადის წარმოქმნის რეაქცია ეგზოთერმულია და ამ რეაქციის დროს გამოყოფილი სითბოს რაოდენობა ფარავს როგორც წყალბადის, ისე ქლორის მოლეკულის დისოციაციის ენერგიას და, გარდა ამისა, კიდევ გამოიყოფა 22 კკალ/მოლი.

NO-ს წარმოქმნის რეაქცია ენდოთერმულია. აზოტისა და ჟანგბადის შეერთებისას გამოყოფილი ენერგია ნაკლებია აზოტის N<sub>2</sub> მოლეკულის დაშლაზე და ჟანგბადის მოლეკულის დაშლაზე დახარჯული ენერგიის რაოდენობაზე. აზოტის მოლეკულის დაშლაზე იხარჯება 224 კკალ/მოლი, ჟანგბადის მოლეკულის დისოციაციაზე კი—118 კკალ/მოლი, ხოლო N-ის ჟანგბადთან შეერთებისას გამოიყოფა მხოლოდ 162 კკალ/მოლი.

აქედან NO-ს წარმოქმნისას შთანიტქმება  $224 + 118 - 162 = 180$  კკალ/მოლ სითბო.

**6. თერმოდინამიკის მეორე კანონი. ენტროპია.** თერმოდინამიკის პირველი კანონის თანახმად ენერგიის ერთი ფორმის მეორე ფორმაში გადასვლა ხდება ეკვივალენტობის კანონის შესატყვისად, როდესაც ენერგიის ერთი ფორმა ქრება, წარმოიქმნება ენერგიის მეორე ფორმა პირველს ეკვივალენტური რაოდენობით. მიუხედავად ამისა, ცდა გვიჩვენებს, რომ როცა ენერგიის ყველა ფორმას (მექანიკური, ელექტრული, სხივური, ქიმიური და ა. შ.) შეუძლია მთლიანად სითბურ ენერგიაში გადასვლა, სითბო არ შეიძლება მთლიანად გადავიდეს მექანიკურ, სხივურ, ქიმიურ და სხვა სახის ენერგიაში. ამრიგად, სითბური ენერგია, გარკვეული გაგებით, წარმოადგენს ენერგიის დაბალ ფორმას, რადგანაც ნაწილობრივ, გარკვეულ პირობებში შეუძლია გადავიდეს ენერგიის სხვა ფორმაში.

თერმოდინამიკის მეორე კანონი შეიძლება ჩამოვაყალიბოთ სხვადასხვა ფორმით. თერმოდინამიკის მეორე კანონის ყველაზე მიღებული ფორმულირებაა შემდეგი: სითბო არ შეიძლება თავისთავად (ე. ი. ენერგიის შთანიტქმის გარეშე) გადავიდეს ცივი სხეულიდან სხვა უფრო თბილ სხეულზე.

თუ გავათხოვთ მეტალის ღეროს ერთ ბოლოს, რამდენიმე ხნის შემდეგ დაკინხავთ, რომ სითბო თანაბრად განაწილდება ღეროს მთელ მასაში და ღეროს ყოველი ნაწილი თანაბრად იქნება გამთბარი, დამყარდება თერმული წონასწორობა. შექცევად პროცესს არასდროს არა აქვს ადგილი. მიუხედავად იმისა, რომ ზღვები, ოკეანეები თითქმის ამოუწურავი სითბური ენერგიის წყაროს წარმოადგენენ, ეს ენერგია გამოუყენებელია, რადგანაც ენერგიის დახარჯვის გარეშე შეუძლებელია მათი სასარგებლო

ენერგიად გადაქცევა, მექანიკურ მუშაობად გარდაქმნა. ისეთი მანქანა, რომელიც მოგვცემდა ზღვის სითბური ენერჯის უშუალოდ სასარგებლო მუშაობაში გადაყვანის საშუალებას, მეორე რიგის პერპეტუუმ მობილე იქნებოდა. აქედან ჩამოყალიბდა თერმოდინამიკის ერთ-ერთი ფორმულირება: მეორე რიგის პერპეტუუმ მობილე შეუძლებელია, ე. ი. შეუძლებელია ისეთი ძრავას აკება, რომელიც ენერჯის დახარჯვის გარეშე ცივ სხეულს წაართმევდა სითბოს და გადასცემდა თბილ სხეულს.

მოპოვებული ექსპერიმენტული მასალის განზოგადების შედეგად შეგვიძლია გავაკეთოთ დასკვნა, რომ პროცესები, რომლითაც რომელიმე სისტემა გარდაიქმნება და ერთი მდგომარეობიდან გადადის მეორე მდგომარეობაში, იყოფა ორ ჯგუფად: შექცევად პროცესებად (რომლის დროსაც სისტემა თანმიმდევრულად გაივლის საწყის მდგომარეობასთან ახლოს მდგომ პროცესებს და უბრუნდება საწყის მდგომარეობას) და შეუქცევად პროცესებად, რომლებიც მიმდინარეობენ თავისთავად და აღწევენ წონასწორულ მდგომარეობას. შექცევადად ასეთი პროცესების ჩატარება მოითხოვს ენერჯის დახარჯვას. სისტემის წონასწორული მდგომარეობა ისეთი მდგომარეობაა, რომელიც დროთა განმავლობაში უცვლელი რჩება.

თერმოდინამიკის მეორე კანონის ანალიზური გამოსახვაა

$$dQ_p = TdS, \quad (\text{VIII}, 15)$$

სადაც  $Q_p$ —იზობარული პროცესის დროს სისტემაზე მიწოდებული სითბოს რაოდენობაა,  $T$ —აბსოლუტური ტემპერატურა.  $S$ —ენტროპია,  $dS$ —სისტემის ენტროპიის ცვლილება. თერმოდინამიკის მეორე კანონი შეგვიძლია გამოვსახოთ ენტალპიის საშუალებით ( $dQ_p = dH$ )

$$dS = \frac{dH}{T} \quad (\text{VIII}, 16)$$

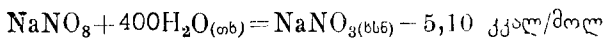
(ამ შემთხვევაში ჩვენ მტკიცების გარეშე მოკვყავს თერმოდინამიკის მეორე კანონის ანალიზური გამოსახულება მხოლოდ იმისათვის, რომ შემოგვეტანა ცნება ენტროპიის შესახებ).

თერმოდინამიკის მეორე კანონის ერთ-ერთმა აღმომჩენმა, კლაუზიუსმა, მას ასეთი ფორმულირებაც მისცა: „სამყაროს ენტროპია მიისწრაფვის მაქსიმუმისაკენ“.

**7. ენტროპია.** ბუნებაში ან ტექნოლოგიურ პრაქტიკაში თავისთავად მიმდინარე პროცესების უმრავლესობა მიმდინარეობს ენტალპის შემცირებით და სისტემის შედარებით მოწესრიგებული მდგომარეობიდან მოუწესრიგებელ მდგომარეობაში გადასვლით.

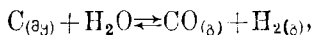


ცნობილია, რომ ბურთს, რომელიც დახრილი სიბრტყის ზედა ნაწილშია, მეტი პოტენციალური ენერგია გააჩნია, ვიდრე მაშინ, როდესაც ის სიბრტყის ჩაღრმავებულ ნაწილში ამყოფება. ამით აიხსნება, რომ ბურთი, დამრეცილი სიბრტყის ზედა ნაწილიდან თავისთავად მოძრაობს და ჩაგორდება ქვედა ნაწილში. ასე წარმოედგინათ ბერტლოსა და ტომსონს ქიმიური პროცესებიც. მათი აზრით, თავისთავად მიმდინარე ქიმიური პროცესების მიმდინარეობისას ადგილი უნდა ჰქონდეს პოტენციალური ენერგიის შემცირებას, სისტემის წონასწორობაში გადასვლას და ენერგიის გამოყოფას სითბოს სახით. ამით აიხსნება ბერთლოსა და ტომსონის თეორია, რომლის თანახმად მათ მიერ ქიმიური სწრაფვის საზომად გამოყენებული იქნა გამოყოფილი სითბოს მაქსიმალური რაოდენობა. მათ მიერ მხედველობაში არ იქნა მიღებული ის რეაქციები, რომლებიც მიმდინარეობენ სითბოს, ენერგიის შთანთქმით. მაგალითად, მთელი რიგი ნივთიერებების წყალში გახსნის პროცესი მიმდინარეობს ენერგიის შთანთქმით, სისტემის გაცივებით



$$\Delta H_{\text{ხსნ-ის}} = 5100 \text{ კკალ/მოლ.}$$

მნიშვნელოვანი ტექნოლოგიური პროცესის წყალგაზის მიღების რეაქცია წარმოადგენს ენდოთერმულ რეაქციას



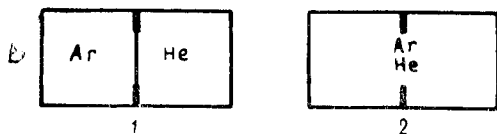
სადაც  $\Delta H = 0$ , ე. ი. რეაქცია ენდოთერმულია და მყარდება წონასწორობა, რომლის შემდეგ ენერგიის ცვლილებას ადგილი არა აქვს.

მიღებული გაზების ერთმანეთისაგან დაცილების პროცესი, ეგზოთერმულ პროცესს წარმოადგენს; მიუხედავად ამისა, გაზის დაყოფა არ ხდება, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ რეაქციის მამოძრავებელ ძალად არ შეიძლება ენერგია ჩაითვალოს. აქედან გამომდინარე, რეაქციის დროს აღნიშნული სითბური ეფექტი არ შეიძლება რეაქციის მიმართულების წინასწარ გათვალისწინებისათვის იქნეს გამოყენებული.

მაშინ ისმის საკითხი, რით უნდა განისაზღვროს პროცესის მიმართულება? რა გვიჩვენებს რეაქციის მიმდინარეობის მიმართულებას? პროცესის, რეაქციის მიმდინარეობისას ადგილი აქვს ერთდროულად ორ მოვლენას, ერთი მხრივ, ხდება ენერგეტიკული ცვლილება მეორე მხრივ, სისტემა შედარებით მოწესრიგებული მდგომარეობიდან გადადის შედარებით მოუწესრიგებელ მდგომარეობაში. დაეუშვათ, რომ გვაქვს ორი გაზი ერთ დიდ ჭურჭელში, რომელსაც შუაზე ტიხარი აქვს (ნახ. 50). ერთ ნახევარში მოვათავსეთ ჰელიუმი, ღოლო მეორეში — აზონი, ე. ი. გაზები, რომ-

ლებიც შერევისას ერთმანეთზე ქიმიურად ან ფიზიკურად არ მოქმედებენ.

გაზები ორივე ნახევარში იმყოფებიან ერთი და იმავე ტემპერატურაზე და ერთი და იმავე წნევის ქვეშ. სისტემის ამ მდგომარეობას ეწოდოთ 1 მდგომარეობა. ამის შემდეგ გავხსნათ ტიხარი და გაზებს მივცეთ



ნახ. 50 ორი გაზის შერევის პროცესი.

მთელი ჭურჭლის მოცულობაში თავისუფლად მოძრაობის საშუალება. რამდენიმე ხნის შემდეგ მთელ ჭურჭელში გაზების კონცენტრაცია მოცულობის ყველა ნაწილში ერთნაირი იქნება. ამ მდგომარეობას ბოლო—2 მდგომარეობა ეწოდოთ.

თავისთავად ცხადია, რომ გაზები 1 მდგომარეობაში, შერევამდე უფრო მოწესრიგებულ მდგომარეობაში იმყოფებოდნენ, ვიდრე შერევის შემდეგ 2 მდგომარეობაში. როგორც ჩანს, მათი ერთმანეთში შერევის მამოძრავებელ ძალას, მათი ნაკლებად მოწესრიგებულ მდგომარეობაში გადასვლის სწრაფვა წარმოადგენს.

2 რიგის მოწესრიგების ხარისხი  $< 1$  რიგის მოწესრიგების ხარისხზე. აქედან შეიძლება გავაკეთოთ ასეთი დასკვნა: თავისთავად მიმდინარე პროცესი, სადაც ადგილი არა აქვს ენერგეტიკულ ცვლილებას, წარიმართება მხოლოდ სისტემის წესრიგის შემცირების მიმართულებით. თერმოდინამიკაში არ არსებობს ტერმინი „წესრიგი“, არამედ გამოიყენება ტერმინი „მოუწესრიგებლობა“ ან „მოუწესრიგებლობის ხარისხი“. თავისთავად ცხადია, რომ ცნებები „მოწესრიგებული“ და „მოუწესრიგებელი“ ერთმანეთის საპირისპირო ცნებებია.

აქედან შეგვიძლია გავაკეთოთ დასკვნა, რომ თავისთავად მიმდინარე პროცესი, სადაც არ ხდება ენერგეტიკული ცვლილება, წარიმართება იმ მიმართულებით, რა მიმართულებითაც სისტემაში იზრდება მოუწესრიგებლობის ხარისხი.

სისტემაში მოუწესრიგებლობის ხარისხი უფრო საალბათოა, ვიდრე მოწესრიგების ხარისხი. ძნელია წარმოვიდგინოთ ორი გაზი ერთმანეთთან შეხებაში ისე, რომ ისინი ერთმანეთს არ ერეოდეს და არ ხდებოდეს მათი კონცენტრაციების გათანაბრება მთელ მოცულობაში ან კიდევ, ნატრიუმის ქლორიდის კრისტალს თუ დავსხამთ წყალს, დავინახავთ, რომ ნატრიუმის ქლორიდის დისოციაციის შედეგად ადგილი ექნება იონების თანაბრად განაწილებას ხსნარის მთელ მოცულობაში, ისე როგორც წყლის მოლეკულების წარმოქმნილ იონთა შორის თანაბრად განაწილე-

ბას, ე. ი. ადგილი ექნება სისტემაში მოწესრიგებული მდგომარეობიდან მოუწესრიგებელ მდგომარეობაში გადასვლას. ასეთი მდგომარეობა უფრო მეტად სააღბათოა. აქედან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ სისტემაში, სადაც ადგილი არა აქვს ენერგეტიკულ ცვლილებას, პროცესი წარმართება ნაკლებად სააღბათო მდგომარეობიდან უფრო მეტად სააღბათო მდგომარეობისაკენ.

თუ გვაქვს ორი სისტემა, რომელთა ალბათობა არის  $W_1$  და  $W_2$ , მაშინ მათი ერთიანი ალბათობა გამოიხატება არა მათი ჯამით, არამედ მათი ნამრავლით

$$W = W_1 W_2.$$

ალბათობის ფუნქციას, რომელიც რაოდენობრივად გამოსახავს სისტემის მოუწესრიგებლობის ხარისხს, ენტროპია ეწოდება

$$\Delta S = R \ln \frac{\text{უწესრიგობა მდგომარეობა 2}}{\text{უწესრიგობა მდგომარეობა 1}} = R \ln \frac{W_2}{W_1},$$

ანუ

$$\Delta S = R \ln W. \quad (\text{VIII}, 17)$$

იმისათვის, რომ შევადგინოთ ენტროპიის ცვლილება პროცესების საწყისი მდგომარეობიდან საბოლოო მდგომარეობაში გადასვლისას, საჭიროა საბოლოო მდგომარეობის ენტროპიას დავაკლოთ საწყისი მდგომარეობის ენტროპია

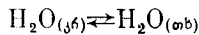
$$\Delta S = S_2 - S_1 = R \ln W_2 - R \ln W_1 = R \ln \frac{W_2}{W_1}. \quad (\text{VIII}, 18)$$

თვითმიდინარე პროცესები, სადაც ენერგეტიკულ ცვლილებას არა აქვს ადგილი, წარმართება ენტროპიის ზრდის მიმართულებით ( $\Delta S > 0$ ).

რადგანაც სისტემის ალბათობა და მისი მოწესრიგების ხარისხი უშუალოდ დაკავშირებულია ერთმანეთთან. ამიტომ ენტროპიაც სისტემის მოუწესრიგებლობის ხარისხის საზომია. ისეთი სისტემები, რომლებიც ხასიათდებიან მაღალი მოწესრიგების ხარისხით, ხასიათდებიან დაბალი ენტროპიის მნიშვნელობით. კრისტალურ ნივთიერებას კრისტალურ მდგომარეობაში ახასიათებს ენტროპიის მინიმუმი, მოწესრიგების მაღალი ხარისხი. კრისტალური ნივთიერების თხევად მდგომარეობაში გადაყვანით იზრდება მოუწესრიგებლობის ხარისხი, მასთან ერთად იზრდება ენტროპია.

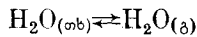
კრისტალურ წყალს—ყინულს—გააჩნია მაღალი მოწესრიგებულობის ხარისხი და ენტროპიის მცირე მნიშვნელობა—10,5 კალ/მოლ გრად., უფრო მეტია ენტროპია თხევად მდგომარეობაში 16 კალ/მოლ გრად., ხოლო გაზურ მდგომარეობაში ენტროპია არის 45,1 კალ/მოლ გრად.

აქედან შეგვიძლია გავიანგარიშოთ ენტროპიის ცვლილება  $\Delta S$  ყინულის მდგომარეობიდან თხევად მდგომარეობაში გადასვლისას



$$\Delta S_{298}^\circ = S_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) - S_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) = 16,0 - 10,5 = 5,5 \text{ კალ/მოლ გრად.}$$

ამავე დროს, ენტროპიის მნიშვნელობები გვიჩვენებს, რომ ყინულს არ შეუძლია თავისუფლად არსებობა სტანდარტულ ( $25^\circ\text{C}$  და 1 ატმ. წ) მდგომარეობაში, ის გადადის თხევად მდგომარეობაში, თხევად მდგომარეობაშიც შეუძლებელია წყლის სტანდარტულ მდგომარეობაში არსებობა და თავისთავად გადადის გაზურ მდგომარეობაში.



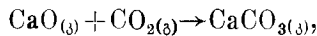
$$\Delta S_{298}^\circ = \Delta S_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) - \Delta S_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = 45,1 - 16 = 29,1 \text{ კალ/მოლ გრად.}$$

მაშასადამე, ენტროპიის ცვლილება წყლის მყარი მდგომარეობიდან გაზურ მდგომარეობაში გადასვლისას იქნება:

$$\Delta S_{298}^\circ = \Delta S_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) - S_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(s)}) = 5,5 + 29,1 = 34,6 \text{ კალ/მოლ გრად.}$$

იმ შემთხვევაში, თუ სისტემის საწყისი მდგომარეობიდან საბოლოო მდგომარეობაში გადასვლისას ნივთიერების მდგომარეობა უცვლელი რჩება, მაშინ, ისე როგორც ენტალპიის მნიშვნელობა, ენტროპიის მნიშვნელობაც არ არის დამოკიდებული შუალედი პროცესების მიმდინარეობაზე და დამოკიდებულია მხოლოდ სისტემის საწყის და საბოლოო მდგომარეობაზე, საიდანაც გამოდინარეობს, რომ ენტროპია სისტემის მდგომარეობის ფუნქციაა.

ზოგიერთ შემთხვევაში ენტროპიის ცვლილებით შეუძლებელია ვიწინასწარმეტყველოთ რეაქციის მიმდინარეობა, განსაკუთრებით იმ შემთხვევაში, თუ რეაქციის შედეგად ადგილი აქვს მოცულობის ცვლილებას. მაგალითად, კრისტალური კალციუმის ოქსიდზე ნახშირბადის დიოქსიდის მოქმედებით მიიღება კალციუმის კარბონატი



ამ შემთხვევაში ადგილი აქვს ენტროპიის შემცირებას, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ რეაქცია თავისთავად არ უნდა წარიმართოს

$$S_{\text{CaCO}_3} < S_{\text{CaO}} + S_{\text{CO}_2}$$

$$S^\circ_{\text{CaCO}_3} = 21,2; S^\circ_{\text{CaO}} = 9,5; S^\circ_{\text{CO}_2} = 51,1 \text{ კალ/მოლ გრად.}$$

აქედან, რეაქციის შედეგად ენტროპიის ცვლილება იქნება:

$$\begin{aligned} \Delta S^\circ &= S^\circ_{\text{CaCO}_3} - (S^\circ_{\text{CaO}} + S^\circ_{\text{CO}_2}) = 21,2 - (9,5 + 51,1) = \\ &= -39,4 \text{ კალ/მოლ გრად.} \end{aligned}$$

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, ენტროპიის მნიშვნელობა რეაქციის შედეგად მცირდება და თითქოს რეაქცია თავისთავად არ უნდა წარიმართოს, რაც არ შეესაბამება სინამდვილეს.

ნივთიერებების სტანდარტული ენტროპიები განისაზღვრება სითბოტევადობის მნიშვნელობიდან, როცა ტემპერატურა იცვლება  $0^{\circ}$ -დან  $298^{\circ}$ -მდე. ამასთან, ითვლება, რომ  $0^{\circ}$ -ზე ენტროპია ტოლია ნულის. როგორც ვხედავთ, აბსოლუტურ ნულზე, კრისტალში, მაქსიმალური მოწესრიგების ხარისხი გვაქვს, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ აბსოლუტურ ნულზე კრისტალში, ატომები და მოლეკულები უძრავია. ტემპერატურის გადიდებით იზრდება ატომების, მოლეკულების მოძრაობა როგორც რხევითი, ისე ბრუნვითი.

რხევითი და ბრუნვითი მოძრაობის ზრდასთან ერთად იზრდება ენტროპია, რაც შედეგია მოუწესრიგებლობის ხარისხის ზრდის. აბსოლუტურ ნულზე ენტროპიის ნულთან ტოლობა წარმოადგენს ნერნსტის თეორიის ძირითად არსს. თერმოდინამიკის მესამე პრინციპის არსი მდგომარეობს იმაში, რომ აბსოლუტურ ნულზე სისტემის ენტროპია ტოლია ნულის.

**8. ზოგიერთი კანონზომიერებანი.** უნდა აღინიშნოს, რომ ნივთიერების შემადგენელი მოლეკულების შედგენილობის გართულებასთან ერთად იზრდება ენტროპია. ასე მაგალითად,  $(S^{\circ}_{298})_1 = 38,47$  კალ/მოლ გრად.  $(S^{\circ}_{298})_2 = 49,00$  კალ/მოლ გრად.  $(S^{\circ}_{298})_3 = 57,08$  კალ/მოლ გრად. ცნობილია, რომ მოლეკულის შედგენილობის გართულებასთან ერთად იზრდება მასში შემავალი მოლეკულების, ატომების მოძრაობის ხარისხი. მაგალითად, თუ ქლორის ატომურ მდგომარეობაში წინსვლითი მოძრაობა ახასიათებს, მოლეკულური ქლორის შემადგენელ ატომებს ახასიათებთ როგორც წინსვლითი, ისე რხევითი და ბრუნვითი მოძრაობა. მოძრაობის თავისუფლების ხარისხის ზრდასთან ერთად იზრდება ენტროპიაც. ასეთივე კანონზომიერება შეიმჩნევა რთულ ნაერთებშიაც. მაგალითისათვის მოვიყვანთ ვოლფრამის ქლორიდებს:

	$WCl_2(36)$	$WCl_4(8)$	$WCl_5(36)$	$WCl_6(36)$
S კალ/მოლ გრად.	31	50	66	75

	$NaClO_2(36)$	$NaClO_3(36)$	$NaClO_4(36)$
S კალ/მოლ გრად.	26,7	30,2	33,5

აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ რაც უფრო მტკიცეა ნივთიერება, მით ნაკლებია მისი ენტროპია, ე. ი. მაღალია მოწესრიგების ხარისხი.

აღსანიშნავია ისიც, რომ ენტროპია გარკვეულ დამოკიდებულებაში იმყოფება ელემენტების პერიოდულ სისტემასთან; ეს ნათლად ჩანს შემდეგი მონაცემებიდან:

S კალ/მოლ გრად.  $F_{2(g)}$   $Cl_{2(g)}$   $Br_{2(g)}$   $I_{2(g)}$   
 48,44 53,29 58,65 62,23

9. იზობარულ-იზოთერმული პოტენციალი. ბუნებაში მიმდინარე პროცესებისათვის დამახასიათებელია ერთდროულად მიმდინარე ორი ფაქტორის მოქმედება. პირველი, რომ პროცესი მიმდინარეობს იმ მიმართულე-ბით, რა მიმართულებითაც ადგილი ექნება სისტემის ენტალპიის შემცირებას, ე. ი. პროცესის შედეგად ადგილი აქვს ენერჯიის გამოყოფას და მეორე—ხდება სისტემის შემადგენელი ნაწილაკების შედარებით მოწესრიგებული მდგომარეობიდან შედარებით მოუწესრიგებელ მდგომარეობაში გადასვლა, ე. ი. ადგილი აქვს ენტროპიის გაზრდას—სისტემის ბოლო მდგომარეობის ენტროპია მეტია მისი საწყისი მდგომარეობის ენტროპიაზე ( $S_2 > S_1$ ;  $\Delta S > 0$ ).

მაშასადამე, თავისთავად მიმდინარე ქიმიური პროცესების მამოძრავებელ ძალას წარმოადგენს ერთდროულად ენერჯიის შემცირება და ენტროპიის გადიდება. ამ ორი ერთმანეთის საპირისპირო პროცესის ჯამური ეფექტი, როდესაც რეაქცია მიმდინარეობს უცვლელი წნევისა და უცვლელი ტემპერატურის ( $P, T = \text{Const}$ ) პირობებში, გამოიხატება იზობარულ-იზოთერმული პოტენციალის  $G$  ცვლილებით ( $G$ -ს იზობარულ ან კიდევ, ჯიბსის პოტენციალს უწოდებენ). იზობარული პოტენციალის ცვლილება, ქიმიური რეაქციების დროს, წარმოადგენს მიღებული პროდუქტებისა და მორეაგირე ნივთიერებათა იზობარულ პოტენციალთა სხვაობას.

$$\Delta G = G_{\text{პროდ}} - G_{\text{მორე. ნ.}} \quad (\text{VIII}, 19)$$

რადგანაც სისტემის ენერჯიის მარაგი გამოიხატება სისტემის ენტალპიით, იზობარული პოტენციალი უშუალოდ დაკავშირებულია სისტემის სრულ ენერჯიასთან—ენტალპიასთან

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S. \quad (\text{VIII}, 20)$$

იზობარული პოტენციალის ცვლილების ხასიათი საშუალებას<sup>1</sup> გვაძლევს ვიხსჯელოთ ამა თუ იმ რეაქციის შესაძლებლობის შესახებ. პროცესის პრინციპული შესაძლებლობის პირობას წარმოადგენს

$$\Delta G < 0, \quad (\text{VIII}, 21)$$

ე. ი. თუ პროცესის რეაქციის შედეგად იზობარული პოტენციალის მნიშვნელობა მცირდება, მაშინ რეაქციის მიმდინარეობა შესაძლებელია. იზობარული პოტენციალის მნიშვნელობის ზრდა, პროცესის მიმდინარეობის შედეგად,

$$\Delta G > 0 \quad (\text{VIII}, 22)$$

გამორიცხავს რეაქციის თავისთავადი მიმდინარეობის შესაძლებლობას. რე-

აქციის თავისთავად მიმდინარეობა შეუძლებელია იმ შემთხვევაშიც, როდესაც იზობარული პოტენციალის ცვლილება ნულის ტოლია

$$\Delta G = 0$$

ამ დროს სისტემა წონასწორულ მდგომარეობაშია.

10. ენტალპიისა და ენტროპიის ცვლილება და პროცესების მიმდინარეობა. თერმოდინამიკაში, განტოლება

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

ერთ-ერთი ძირითადი განტოლებაა, რომელიც პასუხს გვაძლევს მთელ რიგ საკითხებზე და განსაკუთრებით რეაქციის მიმდინარეობის შესაძლებლობაზე და მის შეუძლებლობაზე.

აქედან გამომდინარე, საჭიროა (VIII, 21) ტოლობის ანალიზი. როგორც ტოლობიდან ჩანს, იზობარული პოტენციალის მნიშვნელობა მცირდება იმ შემთხვევაში, როდესაც

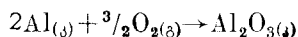
$$\Delta H < 0 \text{ და } \Delta S > 0.$$

ამ შემთხვევაში შესაძლებელია რეაქციის თავისთავად წარმართვა, რადგანაც

$$\Delta G < 0.$$

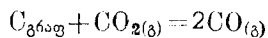
სხვა სიტყვებით რომ ვთქვათ, თუ რეაქციის შედეგად  $\Delta G$  მცირდება რეაქცია შესაძლებელია და მიმდინარეობს ენერჯიის დახარჯვის გარეშე. სხვა თანაფარდობის შემთხვევაში დამოკიდებულია  $\Delta H$  და  $\Delta S$  ცვლილებაზე.

განვიხილოთ ალუმინისა და ნახშირბადის ოქსიდის წარმოქმნის რეაქცია



$$\Delta H = -400 \text{ კკალ/მოლი } \Delta S = -19 \text{ კკალ/მოლ გრად.}$$

$$\Delta G = -400 + 5,66 = -394,34 \text{ კკალ/მოლ.}$$



$$\Delta G = -13,6 \text{ კკალ/მოლ.}$$

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, ორივე რეაქცია შესაძლებელია, რადგანაც  $\Delta G$  უარყოფითა ნიშნით გვაქვს, ე. ი. რეაქციები მიმდინარეობს იზობარული პოტენციალის შემცირებით. ამ შემთხვევაში, თუ რეაქცია მიმდინარეობს პირობებში, სადაც ენტალპიის მნიშვნელობა ნულის ტოლია  $\Delta H = 0$ ,  $\Delta G$ -ს მნიშვნელობა უარყოფითი იქნება, როდესაც  $\Delta S > 0$  და შესაძლებელია რეაქციის მიმდინარეობა.

განტოლებიდან

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

გამომდინარეობს:

1. თუ  $\Delta H < 0$  (ეგზოთერმული რეაქცია) და  $\Delta S > 0$ , ამ შემთხვევაში  $\Delta G$  ყოველთვის უარყოფითია და რეაქცია შესაძლებელია ყველა ტემპერატურაზე.

2. თუ  $\Delta H > 0$  და  $\Delta S < 0$ , მაშინ  $\Delta G$ -ც დადებითია და რეაქციის მიმდინარეობა შეუძლებელია ნებისმიერ ტემპერატურაზე.

3. დანარჩენ შემთხვევებში ( $\Delta H < 0$ ,  $\Delta S < 0$ ,  $\Delta H > 0$ ,  $\Delta S > 0$ )  $\Delta G$  მნიშვნელობა დამოკიდებულია  $\Delta H$ -სა და  $\Delta S$ -ის თანფარდობაზე და შეიძლება მიიღონ როგორც დადებითი, ისე უარყოფითი მნიშვნელობა.

იმ შემთხვევაში, როდესაც პროცესი მიმდინარეობს მუდმივი მოცულობის პირობებში—იზოქორული პროცესი, შეიძლება გამოყენებული იყოს იზოქორულ-იზოთერმული პოტენციალი ან, როგორც მას უწოდებენ,—თავისუფალი ენერგია

$$\Delta F = \Delta U - T\Delta S. \quad (\text{VIII}, 23)$$

აქაც, ისე როგორც იზობარული პოტენციალის შემთხვევაში, თავისთავად მიმდინარე პროცესი შესაძლებელია იმ შემთხვევაში, თუ  $\Delta F < 0$ .

იზობარულ-იზოთერმული და იზოქორულ-იზოთერმული პოტენციალები დაკავშირებულია ერთმანეთთან შემდეგი განტოლებით:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = \Delta U + P\Delta v - T\Delta S = \Delta F + P\Delta v = \Delta F + nRT$$

$$(\Delta H = \Delta U + P\Delta v; F = \Delta U - T\Delta S).$$

$\Delta G$  თავისთავად წარმოადგენს ქიმიური პროცესის მიერ შესრულებულ მუშაობას, მუდმივი წნევის პირობებში, აღებული შებრუნებული ნიშნით.

$$\Delta G = -A_p \quad (\text{VIII}, 24)$$

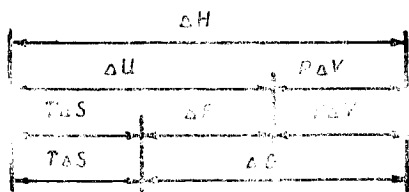
$$\Delta F = -A_v \quad (\text{VIII}, 25)$$

გიბსის წინადადებათა დადგინდა, რომ თვისება, რომელიც განსაზღვრავს პროცესის თავისთავად მიმდინარეობას, არის სისტემის უნარი შეასრულოს სასარგებლო მუშაობა მუდმივი წნევის მოცულობის და ტემპერატურის პირობებში.

იმ შემთხვევაში, როდესაც  $\Delta G$  და  $\Delta H$  უარყოფითი ნიშნითაა (ე. ი. მიღებული სისტემის  $\Delta G$  და  $\Delta H$  ნაკლებია საწყისი სისტემის  $\Delta G$  და  $\Delta H$ -ზე), რეაქცია შესაძლებელია და ის მიმდინარეობს მუშაობის შესრულებით. წინააღმდეგ შემთხვევაში, რეაქცია თავისთავად არ მიმდინარეობს და მოითხოვს მუშაობის დახარჯვას. როდესაც  $\Delta G = 0$  ან  $\Delta H = 0$ , სარეაქციო სისტემა იმყოფება წონასწორობაში.



ზემოთ ნათქვამი უშუალოდ გამომდინარეობს თერმოდინამიკის მეორე კანონიდან, რომლის თანახმად, სითბოს თავისთავად არ შეუძლია ცივი სხეულიდან გადავიდეს თბილ სხეულზე. იზო-



ნახ. 51. თერმოდინამიკური ფაქტორების თანაჯარღობების სქემა.

ლირებულ სისტემაში შესაძლებელია სითბო თავისთავად გადავიდეს მაღალი ტემპერატურის მქონე სხეულიდან დაბალი ტემპერატურის მქონე სხეულზე.

**წყალბადი და ჰანგბადი**

წყალბადი მეტად გავრცელებული ელემენტია სამყაროში. ის დიდი რაოდენობითაა კოსმოსში. სპექტრული ანალიზით დადგენილია, რომ ის არის მზეზე, ვარსკვლავების ზედაპირზე და მათ შორის არსებულ სივრცეში.

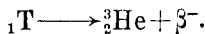
ცხელი ვარსკვლავების ზედაპირზე, სადაც ტემპერატურა 5000°-ზე ეტია, წყალბადი ატომურ, პლაზმის მდგომარეობაშია, ცივი ვარსკვლავების ატმოსფეროში კი—მოლეკულურ მდგომარეობაში. დედამიწის ზედაპირზე წყალბადი თავისუფალ მდგომარეობაში იშვიათად გვხვდება. მას შეიცავს ვულკანიდან ამოფრქვეული აირები. დედამიწაზე წყალბადი ძირითადად ნაერთების სახითაა, მათგან პირველ რიგში აღსანიშნავია წყალი (რომლის შემადგენლობაში წყალბადის რაოდენობა 11,1% შეადგენს), ნავთობი და ბუნებრივი საწვავი გაზები, ქვანახშირი, მცენარეული და ცხოველური ორგანიზმები და სხვ.

წყალბადის შემცველობა დედამიწის ზედაპირზე (ატმოსფეროში, ლითოსფეროში და ჰიდროსფეროში) ატომურ 17 პროცენტს შეადგენს, სართო მასის 1%-ს. წყალბადი ბუნებაში გვხვდება სამი იზოტოპის სახით:  ${}^1_1\text{H}$ —პროტიუმი,  ${}^2_1\text{D}$ —დეიტერიუმი და  ${}^3_1\text{T}$ —ტრიტიუმი. მათი მასური რიცხვები შესატყვისად არის 1, 2 და 3.

${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{D}$	${}^3_1\text{T}$
(p)e	(p+n)e	(p+2n)e
პროტიუმი	დეიტერიუმი	ტრიტიუმი

ამ სამი იზოტოპიდან ორი—პროტიუმი და დეიტერიუმი, მდგრადი იზოტოპებია, ტრიტიუმი კი რადიოაქტიური ( $\beta$ ) იზოტოპია, რომლის დაშლის ნახევარი პერიოდი  $t_{1/2} = 12,26$  წლის ტოლია. პროტიუმისა და დეიტერიუმის ატომების (მოლეკულების) რაოდენობების თანაფარდობაა  $\text{H} : \text{D} = 6800 : 1$ .

ტრიტიუმის  $\beta$  გარდაქმნის შედეგად მიიღება ჰელიუმის იზოტოპი მასური რიცხვით სამი



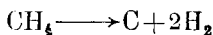
როგორც ჩანს, ატმოსფეროს ზედა ფენებში ჰელიუმის  $^3\text{He}$  იზოტოპის წარმოქმნა ამ რეაქციით უნდა ხდებოდეს.

წყალბადი მიეკუთვნება s ელემენტებს. მას 1s ქვედონეზე გააჩნია მხოლოდ ერთი ელექტრონი, რომელიც უშუალოდ დაკავშირებულია ატომ-გულთან—პროტონთან. წყალბადი პერიოდული სისტემის ერთადერთი ელემენტია. რომლის ატომი შედგება მხოლოდ ერთი პროტონისა და ერთი ელექტრონისაგან. მისი ატომის ასეთი განსაკუთრებული აღნაგობა აპირობებს წყალბადის ატომის და იონის მრავალ თვისებას, რაზედაც ქვემოთ გვექნება საუბარი.

1. წყალბადის ილევა, გამოყენება. წყალბადის ატომური მასა (წონა) 1,00797 ტოლია (ნ. ე.). თავისუფალი წყალბადის მიღება შეიძლება ელექტროლიზის, ნაერთების თერმული დაშლისა და ჩანაცვლების რეაქციებით.

ელექტროლიზი. მყავებისა და ტუტეების წყალხსნარების ელექტროლიზის დროს კათოდზე გამოიყოფა წყალბადი, ხოლო ანოდზე ჟანგბადი. ასეთ ხსნარებში ფაქტიურად ადგილი აქვს წყლის მოლეკულების დაშლას წყალბადად და ჟანგბადად. მყავა და ტუტე საჭიროა იმისათვის, რომ გავზარდოთ წყლას ელექტროგამტარობა, მათი რაოდენობა (კონცენტრაცია) ხსნარში თითქმის უცვლელი რჩება. მრეწველობაში წყალბადს ღებულობენ აგრეთვე ნატრიუმის ტუტის ელექტროლიზის დროს, როგორც თანაურ პროდუქტს. თუჯის ელექტროდების გამოყენებით. საწარმოო პირობებში ის, როგორც თანაური პროდუქტი, მიიღება აგრეთვე ნატრიუმის ქლორიდის წყალხსნარის ელექტროლიზის დროს ქლორის მიღებისას.

თერმული დაშლა. ყველა ქიმიური ნაერთი გარკვეულ ტემპერატურამდე გახურებისას თერმულად იშლება. თერმულ დაშლას განიცდის წყალბადშემცველი ქიმიური ნაერთებიც, რომლის დროსაც გამოიყოფა წყალბადი. ასეთი ნაერთებია: ამიაკი  $\text{NH}_3$ , არსინი  $\text{AsH}_3$ , ალუმინის ჰიდრიდი  $\text{AlH}_3$  და სხვ. საწარმოო მასშტაბით წყალბადი მიიღება ნახშირბად ნაერთების თერმული დაშლით, რის შედეგად მიიღება წყალბადი და ნახშირბადი. მაგალითად, მეთანის  $700-1000^\circ\text{C}$  ტემპერატურამდე გახურებით გამოიყოფა ნახშირბადი და წყალბადი

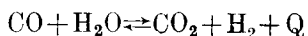


წყალბადს ღებულობენ აგრეთვე გავარვარებულ ნახშირზე წყლის ორთქლის გატარებით

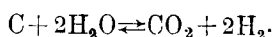


ნახშირქანგისა და წყალბადის ნარევეს წყალგაზი ეწოდება. წყალგაზი დიდ გამოყენებას პოულობს ენერგეტიკაში, რადგან მისი წვის დროს გა-

მოიყოფა დიდი რაოდენობის სითბო. წყალგაზში შემავალი ნახშირბადის ოქსიდი შეიძლება გამოყენებული იქნეს აგრეთვე წყალბადის მისაღებად. ამისათვის წყალგაზს წყლის ორთქლთან ერთად ატარებენ რკინის ან კობალტის ოქსიდის კატალიზატორზე, რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება ნახშირბადის დიოქსიდი და წყალბადი



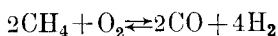
რეაქცია ეგზოთერმულია, რის გამოც დაბალ ტემპერატურაზე მიმდინარეობს მარცხნიდან მარჯვნივ. ხოლო მაღალ ტემპერატურაზე—მარჯვნიდან მარცხნივ. რეაქციას ატარებენ წყლის ორთქლის სიჭარბის პირობებში და შედარებით დაბალ ტემპერატურაზე. რეაქცია შეიძლება ჩატარდეს ერთ სტადიად



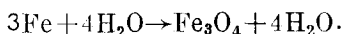
როგორც რეაქციიდან ჩანს, მიიღება ნარევი, რომელიც შეიცავს  $\text{CO}_2$ -სა და  $\text{H}_2$ -ს.  $\text{CO}_2$ -ის მოცილებისათვის ნარევს ჩარეცხავენ წყლით. როგორც ცნობილია, წყალბადი წყალში ძალიან მცირე რაოდენობით იხსნება. ნარევი საკმაო რაოდენობით შეიცავს აზოტს, რომელიც წყალბადთან ერთად რჩება, ამიტომაც ნარევს იყენებენ ამიაკის სინთეზისათვის.

ნახშირებიდან კოქსის მიღებისას წყალბადთან ერთად გამოიყოფა ორგანული ნაერთები, აზოტი და სხვა გაზები. წყალბადის გამოსაყოფად ნარევს აციებენ იმ ტემპერატურაზე, რომელზეც ყველა გაზი, გარდა წყალბადისა, თხევად (მყარ) მდგომარეობაში გადადის და შემდეგ მოაცილებენ წყალბადს.

წყალბადი შეიძლება მიღებულ იქნეს ნახშირწყალბადების არასრული დაქანგვის შედეგად

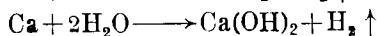
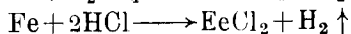
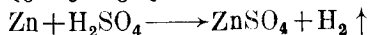


გავარვარებულ რკინაზე წყლის ორთქლის გატარებით

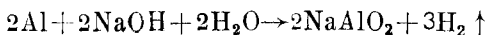


ჩვენ აღვნიშნეთ ის რეაქციები, რომლებიც ფართოდ გამოიყენება მრეწველობაში წყალბადის დიდი რაოდენობით მისაღებად. ლაბორატორიულ პრაქტიკაში წყალბადის მცირე რაოდენობის მისაღებად ჩანაცვლების რეაქციები გამოიყენება.

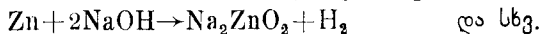
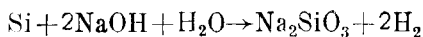
ჩანაცვლების რეაქციები. ჩანაცვლების რეაქციებიდან მეტწილად გამოიყენება მყავში წყალბადის მეტალით ჩანაცვლების რეაქციები. მოვიყვანოთ რამდენიმე მაგალითი:



წყალბადის მიღება ტუტე მეტალების ჰიდროქსიდებზე ზოგიერთი ელემენტის მოქმედებით. ასეთ რეაქციათა რიცხვს მიეკუთვნება ალუმინისა და ნატრიუმის ჰიდროქსიდის წყალხსნარის რეაქცია



სილიციუმზე ნატრიუმის ჰიდროქსიდის წყალხსნარის მოქმედება



როგორც რეაქციებიდან ჩანს, რეაქციის შედეგად წყალბადთან ერთად მიიღება მარილები: ალუმინატი, ცინკატი, სილიკატი და სხვ.

წყალბადი ფართოდ გამოიყენება თანამედროვე მრეწველობაში. წყალბადის ქანგბადში წვის დროს მიიღება მაღალი ტემპერატურა ( $2500^{\circ}C$ ) რომელიც გამოიყენება ძნელად მლღობადი ნივთიერების გასაღვობად (კვარცი, ზოგიერთი მეტალები, მეტალთა ოქსიდები და სხვ.).

წყალბადი ფართოდ გამოიყენება არორგანული და ორგანული ნერთების სინთეზისათვის, ცხიმების ჰიდროგენიზაციისა და ნახშირიდან სინთეზური საწვავის მისაღებად. წყალბადის გარეშე შეუძლებელია სახალხო მეურნეობისა და სოფლის მეურნეობისათვის ისეთი ნივთიერების მიღება, როგორცაა ამიაკი. წყალბადის დიდი რაოდენობა მეტწილად გამოიყენება ამიაკის სინთეზისათვის. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ ამიაკის სინთეზისათვის საჭიროა მეტად სუფთა წყალბადი; ის არ უნდა შეიცავდეს CO-ს და სხვა მინარევებს. წყალბადი გამოყენებულია დაბალი ტემპერატურების მისაღებად ის გამოყენებას პოულობს ატომურ ენერგეტიკაში, როგორც ბირთვული საწვავი.

ამჟამად დიდი მუშაობა წარმოებს შიგაწვის ძრავას საწვავად წყალბადის გამოყენების მიმართულებით.

**2. წყალბადის ფიზიკური თვისებები.** წყალბადი უფერო, უსუნო გაზია. ჰელიუმის შემდეგ ყველა გაზზე უფრო ძნელად გადადის თხევად მდგომარეობაში. მისი ფიზიკური მახასიათებლები შემდეგია:

$$t_{დღ} = -257,3^{\circ}C \quad (15,9^{\circ}K)$$

$$t_{დღ} = -252,8^{\circ}C \quad (29,4^{\circ}K)$$

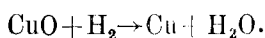
$$d(0^{\circ}C, 760 \text{ მმ ვ. სვ}) 0,08987.$$

წყალბადი ყველაზე მსუბუქი გაზია. მისი მოლეკულური მასა (წონა) 2-ის ტოლია (ნ. ე.). ის 14,4-ჯერ მსუბუქია ჰაერზე (28,8).

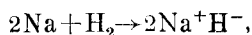
აღსანიშნავია, რომ სხვა გაზურ ნივთიერებებთან შედარებით წყალბადს ახასიათებს მაღალი სითბოგამტარობა, რაც იმით აიხსნება, რომ მისი ხვედრითი სითბოტევადობა უფრო დიდია, ვიდრე სხვა გაზების.

იმის გამო, რომ წყალბადის მოლეკულის მასა ყველა დანარჩენი გაზური ნივთიერების მასაზე მცირეა, მისი დიფუზიის კოეფიციენტი მაქსიმალურია. წყალბადი ძალიან მცირე რაოდენობით იხსნება წყალში და სხვა თხევად გამხსნელებში.  $0^{\circ}\text{C}$  და ატმოსფერული წნევის პირობებში 1 ლ წყალში იხსნება 21,5 სმ<sup>3</sup> წყალბადი. წყალბადი კარგად იხსნება მთელ რიგ მეტალებში მძალ ტემპერატურაზე. 1 მოცულობა რკინაში იხსნება 19, ხოლო პალადიუმში 875 მოცულობა წყალბადი.

**3. წყალბადის ქიმიური თვისებები.** წყალბადი ქიმიურ რეაქციებში იჩენს როგორც აღმდგენელის, ისე დამჟანგველის უნარს. ჩვეულებრივ პირობებში წყალბადის მოლეკულა საკმაოდ მდგრადია და მხოლოდ ფტორთან შედის რეაქციაში. ვაცხელებით ის რეაქციაში შედის თითქმის ყველა არამეტალთან. წყალბადი აღმდგენელის თვისებას იჩენს ისეთი მეტალების მიმართ, რომლებიც მასზე ელექტროდადებითია. ამ თვისებას იყენებენ სუფთა მეტალების მისაღებად. მაგალითად, წყალბადით შეგვიძლია აღვადგინოთ სპილენძი მისი ოქსიდიდან



წყალბადი დამჟანგველის როლში გამოდის აქტიური მეტალების მიმართ. მაგალითად, ნატრიუმის მიმართ



სადაც წყალბადის დაჟანგულობის ხარისხი არის  $-1$ .

საერთოდ ნაერთებში წყალბადი შეიძლება შედიოდეს დაჟანგულობის ხარისხით  $-1$  და  $+1$ . განვიხილოთ ნაერთები, რომელშიაც მისი დაჟანგულობის ხარისხი  $-1$ -ის ტოლია.

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, იმისდა მიხედვით, თუ რომელ ელემენტთან არის წყალბადი დაკავშირებული, მისი დაჟანგულობის ხარისხი შეიძლება ტოლი იყოს  $+1$  ან  $-1$ . აქტიურ მეტალებთან შეერთებისას მისი დაჟანგულობის ხარისხი არის  $-1$ . ასეთ ნაერთებს მიეკუთვნებიან მეტალთა ჰიდრიდები, როგორიცაა:  $\text{LiH}$ ,  $\text{NaH}$ ,  $\text{KH}$ ,  $\text{RbH}$ ,  $\text{CsH}$ ,  $\text{BeH}_2$ ,  $\text{MgH}_2$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{SrH}_2$ ,  $\text{BaH}_2$ ,  $\text{AlH}_3$ ,  $\text{GaH}_3$ ,  $\text{InH}_3$ .

წყალბადი ნაერთებს წარმოქმნის აგრეთვე IV, V, VI და VII ჯგუფის ელემენტებთან. მიღებულ ნაერთებში წყალბადის დაპოლარების ხარისხი ტოლია ნულის ან კიდევ დადებითია. მაგალითად, ისეთ ნაერთებში, როგორცაა  $\text{CH}_4$ ,  $\text{SiH}_4$ ,  $\text{SnH}_4$ ,  $\text{GeH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$  და  $\text{SbH}_3$ -ში მისი დაპოლარების ხარისხი თითქმის ნულის ტოლია და მიღებული ჰიდრიდების დიპოლური მომენტიც ნულს უახლოვდება. ჰიდრიდებში, როგორცაა:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  და  $\text{HI}$  წყალბადი დაპოლარე-

ბულია დადებითად; მისი ატომის ელექტრონი გადაძრულია მასთან დაკავშირებული ელემენტის ატომისაკენ.

ნ. ახმეტოვის თანახმად, ელემენტთა ჰიდრიდები შეგვიძლია შევძვეგნაირად განვალავოთ:

LiH	BeH <sub>2</sub>	B <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	HF
NaH	MgH <sub>2</sub>	AlH <sub>3</sub>	SiH <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S	HCl
KH	CaH <sub>2</sub>	GaH <sub>3</sub>	GeH <sub>4</sub>	AsH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> Se	HBr
RbH	SrH <sub>2</sub>	InH <sub>3</sub>	SnH <sub>4</sub>	SbH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> Te	HI
CsH	BaH <sub>2</sub>					

ნაერთები H<sup>-</sup>-ით

შუალედური ნაერთები

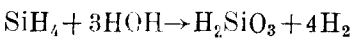
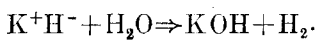
ნაერთები წყალბადის H<sup>+</sup>-ით,

ნაერთებში, სადაც წყალბადი გამოდის დამყანგავის როლში, ის ასრულებს ჰალოგენის როლს და მიღებული ჰიდრიდები შეგვიძლია განვიხილოთ როგორც მარილი, რომელშიაც ჰალოგენის მავიერ წყალბადის იონია. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ H<sup>-</sup> იონის H<sub>2</sub> მოლეკულიდან წარმოქმნის პროცესი ენდოთერმულია, მისი ენტალპია ΔH = +35,9 კკალ, საიდანაც ჩანს, რომ დამყანგავი უნარით წყალბადი დიდად ჩამოუვარდება ჰალოგენებს.

აქტიური მეტალების იონური ჰიდრიდები თეთრი ფერის მაღალი ლღობის ტემპერატურის მქონე კრისტალური ნივთიერებებია; ისინი თავისი ბუნებით მარილებს მიეკუთვნება. მათი გამღვალი მასის ელექტროლიზისას კათოდზე გამოიყოფა მეტალი, ხოლო ანოდზე წყალბადი. ამით აიხსნება, რომ წყალბადს პერიოდული სისტემის VII ჯგუფის ელემენტებთან ათავსებენ. I ჯგუფის S ელემენტების ჰიდრიდებს ნატრიუმის ქლორიდის (NaCl) კრისტალური სტრუქტურა ახასიათებს. ქიმიური თვისებებით ისინი ფუძე თვისების მქონე ნაერთებს მიეკუთვნებიან.

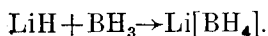
კოვალენტური ნაერთების ტიპს მიეკუთვნება IV ჯგუფის ელემენტების ჰიდრიდები, როგორცაა CH<sub>4</sub>, SiH<sub>4</sub>, GeH<sub>4</sub>. მესამე ჯგუფის ელემენტებიდან—ბორის წყალბადნაერთები B<sub>2</sub>H<sub>6</sub> და სხვ. არამეტალების ჰიდრიდები თავისი ბუნებით მკავურ ნაერთებს მიეკუთვნება (H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, HF, HCl, HBr და სხვ.)

ჰიდრიდებისათვის დამახასიათებელია ჰიდროლიზის რეაქციები, რომლის დროსაც ადგილი აქვს თავისუფალი წყალბადის მოლეკულის გამოყოფას

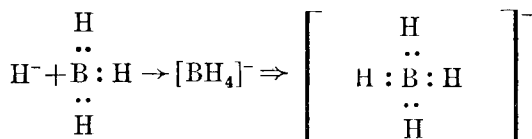


როგორც ტოლობიდან ჩანს, ადგილი აქვს წყალბადის იონებს შორის ჟანგვა-აღდგენას, რის შედეგადაც ხდება თავისუფალი წყალბადის მოლეკულის გამოყოფა.

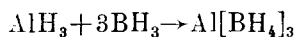
ფუძური და მჟავური ჰიდრიდების ურთიერთქმედებით მიიღება კომპლექსური ნაერთი



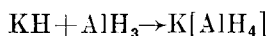
ფუძე თვისების LiH ჰიდრიდის მჟავური ( $(\text{B}_2\text{H}_6)$ ) მოქმედებით მიიღება ლითიუმის ტეტრაჰიდრიდობორატი



თავისთავად ცხადია, რომ ეს რეაქცია შეიძლება წარმართოს მხოლოდ უწყლო გარემოში; წყალში ადგილი ექნება ჰიდრიდების ჰიდროლიზს და არა ჰიდრიდებს შორის ურთიერთქმედებას. ამფოტერული ჰიდრიდის მაგალითია ალუმინის ჰიდრიდი



ფუძე მჟავა



ფუძე მჟავა

აღსანიშნავია, რომ  $1/2 \text{H}^2/\text{H}^-$  პოტენციალი  $-2,23$  ვ-ია, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ  $\text{H}^-$  ერთ-ერთი ძლიერი აღმდგენელია. ამით ახსნება, რომ მისი იონური ან კომპლექსური ნაერთები ძლიერ აღმდგენელს წარმოადგენს. ჰიდრიდები ფართო გამოყენებას პოულობენ ორგანულ სინთეზში, გამოიყენებიან როგორც გამშრობი ნივთიერებები და სხვ.

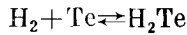
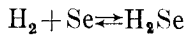
ახლა განვიხილოთ ნაერთები, რომლებშიაც წყალბადი იჩენს  $+1$  და ჟანგულობის ხარისხს. წყალბადი უშუალოდ უერთდება ჟანგბადს, რის შედეგადაც მიიღება წყლის მოლეკულა



როგორც ჩანს, წყალბადი ჟანგბადს უერთდება დიდი ენერჯის გამოყოფით და რეაქცია პრაქტიკულად ბოლომდე მიდის. წყალბადისა და ჟანგბადის ნარევის ( $2 : 1$ ) მგრგვინავ ვაზს უწოდებენ. წყალბადი უერთდება გოგირდს, სელენს, ტელურს; V ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებთან წარმოქმნის ამიაკს, ფოსფინს, არსინს და სხვ. ( $\text{H}_2\text{S}$ ) სახით.

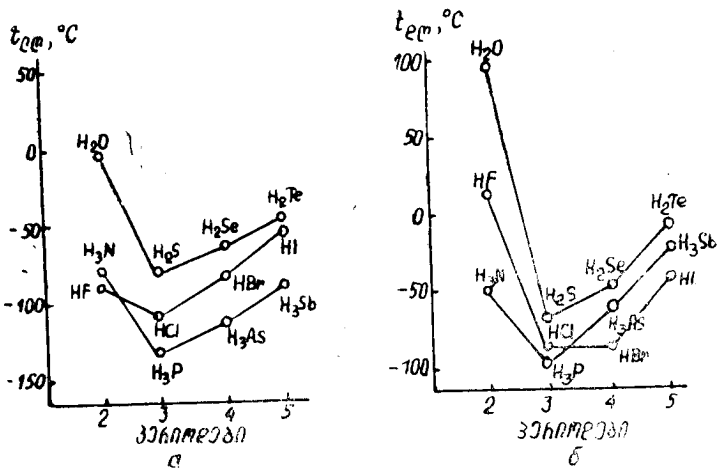


გოგარდის, სელენის, ტელურის ორთქლთან წარმოქმნის ნაერთებს



მიუხედავად იმისა, რომ სტეჟიომეტრულად ერთი და იმავე ტიპის  $\text{H}_2$  ნაერთები გვაქვს, თავისი თვისებებით ისინი მკვეთრად განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან. მწკრივში  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$  მდგრადობა თანდათანობით მცირდება.

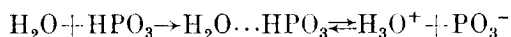
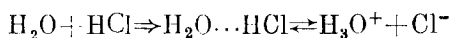
აღსანიშნავია, რომ VI ჯგუფის ელემენტების ჰიდრიდები—წყალბად-ნაერთები—თვისებებით განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან. მათი თვისება განისაზღვრება იმ ელემენტის თვისებით, რომელთანაც წყალბადია დაკავშირებული. ცნობილია, რომ ისეთი ნაერთები, როგორცაა  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  ხასიათდებიან ანომალური მაღალი დნობისა და დუღილის ტემპერატურით. ამ ნაერთების ანომალური თვისებები განპირობებულია წყალბადური ბმის წარმოქმნით წყალბადსა და ფტორს, წყალბადსა და აზოტს შორის. ასეთი ნაერთების მოლეკულები ასოცირებულ მდგომარეობაში იმყოფებიან. ქვემოთ სურათზე მოცემულია დნობისა და დუღილის ტემპერატურები V, VI და VII ჯგუფის p ელემენტებისათვის



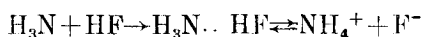
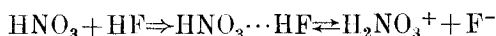
ნახ. 52. VII, VI და V ჯგუფის P ელემენტების წყალბადნაერთების ლობის (ა) და დუღილის (ბ) ტემპერატურების დიაგრამა.

აღსანიშნავია, რომ წყალბადური ბმით ასოცირებული სითხეები კარგ მაიონიზირებელ გარემოს წარმოადგენს.

განვიხილოთ წყალი როგორც მაიონიზირებელი გარემო ქლორწყალბადისა და  $\text{HPO}_3$ -თვის



მადისოცირებელი თვისებები დამახასიათებელია არა მარტო წყლისათვის, არამედ სხვა ასოცირებული სითხეებისთვისაც. მაგალითად, როგორცაა ფტორწყალბადი



წყალბადის ატომები შედიან მეჯე მარილების შემადგენლობაში, მაგალითად,  $\text{NaHS}$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{NaHSO}_4$  და სხვ. რადიკალები— $\text{H}^+$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HSO}_4^-$  და სხვ. შეიძლება არსებობდნენ წხოლოდ ხსნარში და მათ ეწოდება: ჰიდროსულფატი, ჰიდროკარბონატი, დიჰიდროფოსფატი და ა. შ. წყალბადისათვის დამახასიათებელია აგრეთვე ნაერთების წარმოქმნა მეტალური ბმით.

**4. წყალბადის ნაერთები მეტალური ბმით.** აღმოჩნდა, რომ  $d$  და  $f$  ელემენტების წყალბადთან ნაერთები ხასიათდებიან მეტალური თვისებებით. წყალბადის ამ ელემენტებთან ნაერთები არის მეტალის მსგავს მუქი ფხვნილის სახის, რომელთაც აქვთ კარგი ელექტრო- და სითბოგამტარობა.  $d$  და  $f$  ელემენტებისათვის დამახასიათებელია არასტეკიომეტრული შედგენილობის ჰიდრიდების წარმოქმნა. უფრო ხშირად, მიღებული ჰიდრიდების შედგენილობაა  $\text{MeH}(\text{VH}, \text{NbH}, \text{TaH})$ ,  $\text{MeH}_2$  ( $\text{TiH}_2$ ,  $\text{ZrH}_2$ ,  $\text{HfH}_2$ ,  $\text{ScH}_2$  და  $\text{MeH}_3$  ( $\text{UH}_3$ ,  $\text{PdH}_3$ ).

ამ ტიპის ჰიდრიდებში წყალბადსა და მეტალს შორის ბმის ბუნების შესახებ დღესაც გარკვევით არაფერია ცნობილი. არსებობს ორი შეხედულება—პირველის თანახმად, წყალბადი მეტალს გადასცემს თავის ელექტრონს გამტარიანობის ზონაში და მესერში რჩება  $\text{H}^+$ -ის სახით. მეორე თეორიის თანახმად, პირიქით—წყალბადის ატომი მეტალის გამტარი ზონიდან მიიერთებს ელექტრონს და ჰიდრიდის მესერში რჩება  $\text{H}^-$  იონის სახით.

აღსანიშნავია, რომ ყოველი  $d$  ოჯახის სამი ელემენტი ( $\text{Sc}$ ,  $\text{Ti}$  და  $\text{V}$ ;  $\text{Y}$ ,  $\text{Zr}$  და  $\text{Nb}$ ;  $\text{La}$ ,  $\text{Hg}$  და  $\text{Ta}$ ) შთანთქავს წყალბადს მნიშვნელოვანი სითბური ეფექტით. პროცესი ეგზოთერმულია. მაგალითად, ზოგიერთი მათგანის წარმოქმნის ენტალპიის მნიშვნელობები შემდეგია:

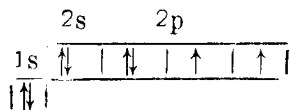
	$\text{ScH}_2$	$\text{YH}_3$	$\text{LaH}_2$	$\text{TiH}_2$	$\text{ZrH}_2$
კკლ/მოლ—	16,56	—44,3	—50	—34,4	—40,4

VI—VIII ჯგუფის d ელემენტების წყალბადნაერთების წარმოქმნა სხვადასხვანაირად მიდის. რკინის ჰიდრიდის  $FeH_2$  წარმოქმნისას გამოიყოფა ძლიერ მცირე რაოდენობის სითბო  $\Delta H = -0,2$  კკალ, ხოლო პალადიუმის ჰიდრიდის წარმოქმნისას გამოიყოფა დიდი რაოდენობის სითბო, რასაც ხსნიან პალადიუმის ელექტრონული კონფიგურაციის სპეციფიურობით (5s დონედან 2 ელექტრონის „ჩავარდნით“ 4d დონეზე).

მეტალური ჰიდრიდები გამოიყენება როგორც აღმდგენლები და ფხვნილისებრი მეტალების მისაღებად.

## შ ა ნ ზ ბ ა დ ი

უანგბადი VI ჯგუფის სათაო ელემენტია. მისი რიგობრივი ნომერი Z არის 3, ატომური მასა არის 15,999 (6. ე.), მოლეკულური მასა 31,998 (6. ე.). მისი ელექტრონული ფორმულაა  $1s^2 2s^2 2p^4$ , რაც შეიძლება გამოვხატოთ შემდეგნაირად



საიდანაც ნათლად ჩანს, რომ მას 2P ქვედონეზე გააჩნია ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი და ის ორვალენტოვანია.

უანგბადი ბუნებაში მეტად გავრცელებული ელემენტია. ის გვხვდება როგორც თავისუფალი  $O_2$ -ის სახით, ისე მინერალებისა და მცენარეული და ცხოველური ორგანიზმების შემადგენლობაში. მისი შემცველობა ლითოსფეროში, ჰიდროსფეროში და ატმოსფეროში შეადგენს 50%-ზე მეტს. თავისუფალი მოლეკულური უანგბადის რაოდენობა ატმოსფეროში არის 20,94% მოცულობით ან 23,14% წონით. შეკავშირებული სახით წყალში მისი რაოდენობა შეადგენს 89%-ს. უანგბადი შეკავშირებული სახით გვაქვს ნიადაგის, ქანების, მადნებისა და თითქმის ყველა მყარი ბუნებრივი სხეულის შემადგენლობაში.

უანგბადი ბუნებაში გვხვდება სამი მდგრადი იზოტოპის სახით:  $^{16}O$  (99,759%),  $^{17}O$  (0,037%),  $^{18}O$  (0,204%). ხელოვნურად მიღებულია აგრეთვე უანგბადის იზოტოპები, მასით  $^{14}O$ ,  $^{15}O$  და  $^{19}O$ , რომელთა სიცოცხლის ხანგრძლივობა არ აღემატება ათეულ სეკუნდს.

**1. უანგბადის ფიზიკური თვისებები.** უანგბადი უფერო, უსუნო და უგემო გაზია. თხევად მდგომარეობაში მუქი ლურჯი ფერი აქვს და მეტი სიმკვრივე, ვიდრე წყალს. უანგბადის კრისტალები თოვლის მსგავსია, რომელსაც მკრთალი ლურჯი ფერი ახასიათებს.

$$t_{\text{ანგზადის}} \text{ } t_{\text{ღ}}^{\circ}\text{C} = -218,9^{\circ}$$

$$t_{\text{ღ}}^{\circ}\text{C} = -183,0$$

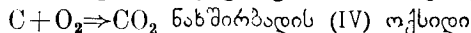
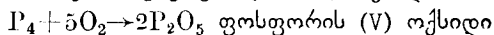
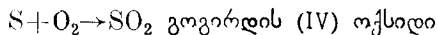
$$d_{\text{გ}} = 1,4289$$

$$d_{(\text{თ})} - 1,118$$

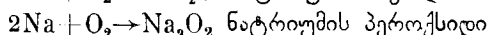
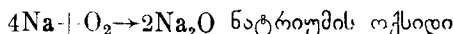
ჟანგბადი მცირედ იხსნება წყალში, მაგრამ უკეთ, ვიდრე ჰაერის შემადგენელი სხვა გაზები. 1ლიტრ წყალში  $20^{\circ}$  ტემპერატურაზე ატმოსფერული წნევისას იხსნება 31 სმ<sup>3</sup> ჟანგბადი. ტემპერატურის შემცირებით ხსნადობა იზრდება. წყალში გახსნილი ჟანგბადით არის დაპირობებული წყლის ცხოველებისა და მცენარეულობის არსებობა. მოლეკულური ჟანგბადი თხევად და მყარ მდგომარეობაში პარამაგნიტურია, რაც გამოწვეულია თვისებაა მთავარი ჯგუფის ელემენტებისათვის. ჟანგბადის პარამაგნიტური თვისება ახსნილი იყო ქიმიური ზმის განხილვისას. აქ მაინც მოკლედ შევხებით პარამაგნიტური თვისებების გამომწვევ მიზეზებს. ჟანგბადის მოლეკულის  $O_2$  წარმოქმნაში მონაწილეობას ლებულობს თითო ატომის 4 ელექტრონი, ე. ი. სულ 8 ელექტრონი. აქედან დამაკავშირებელ ორბიტალებზე თავსდება 6 ელექტრონი, ხოლო გამთიშავ ორბიტალებზე კი 2 ელექტრონი, რომლებიც განლაგდებიან ჰუნდის წესის მიხედვით და იკავებენ ცალკეულ ორბიტალს და მიმართული არიან პარალელურად, რაც აპირობებს ჟანგბადის მოლეკულის პარამაგნიტურ თვისებას. ექვსი ელექტრონი კი განლაგდება დამაკავშირებელ ორბიტალებზე სამი წყვილი ელექტრონის სახით საპირისპირო მიმართულების სპინებით, საიდანაც ოთხი (ორი წყვილი) აპირობებს ჟანგბადის ატომებს შორის ბმას, ხოლო მესამე წყვილი აკომპენსირებს გამთიშავი წყვილი ელექტრონის მოქმედებას. სქემატურად მოლეკულური მეთოდით ჟანგბადის მოლეკულის წარმოქმნა მოცემულია ნახ. 41-ზე.

2. ჟანგბადის ქიმიური თვისებები. ჟანგბადი მეტად აქტიური ელემენტია და პერიოდული სისტემის თითქმის ყველა ელემენტთან წარმოქმნის ნაერთს—ოქსიდებს. მხოლოდ ჰალოგენები და კეთილშობილი მეტალები არ შედიან უშუალოდ რეაქციაში მოლეკულურ ჟანგბადთან. ელემენტების ჟანგბადთან შეერთების რეაქციას დაჟანგვის რეაქცია ეწოდება და ის კერძო შემთხვევას წარმოადგენს ამ კლასის ჟანგვა-აღდგენის რეაქციებისას. ჟანგბადთან შეერთების რეაქცია არის აგრეთვე წვის რეაქცია და იგი თითქმის ყოველთვის მიმდინარეობს სითბოს დიდი რაოდენობის გამოყოფით—ეგზოთერმულად. ჟანგბადთან შეერთების რეაქცია გაცილებით ინტენსიურად მიმდინარეობს სუფთა ჟანგბადში, ვიდრე ჰაერში. ამ უკანასკნელ შემთხვევაში რეაქციის შედეგად გამოყოფილი სითბოს რაოდენობის ნაწილი იხარჯება ჰაერის შემადგენელი სხვა გაზების გათბობაზე.

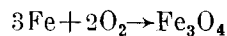
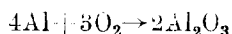
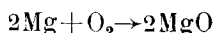
არამეტალებიდან უანგბადი რეაქციაში ადვილად შედის გოგირდთან, ფოსფორთან და ნახშირბადთან.



მთელი რიგი მეტალები უშუალოდ იწვიან უანგბადში ოქსიდის წარმოქმნით



მეტალური ფხვნილები უანგბადში კაშკაშა ალით იწვის და წარმოიქმნება მანგიუმისა და სხვა მეტალების ოქსიდები

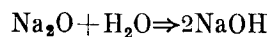


მოუხედავად იმისა, რომ მთელი რიგი ელემენტები უანგბადთან წარმოქმნიან ოქსიდებს, რეაქციის გამოწვევისათვის საჭიროა საწყისი ენერჯიის მიწოდება. ისინი არ შედიან რეაქციაში უანგბადთან დაბალ ტემპერატურაზე, აუცილებელია მათი აალების ტემპერატურამდე გახურება. აალების ტემპერატურა კი სხვადასხვა ელემენტისათვის სხვადასხვაა და დამოკიდებულია ელემენტის გვარობაზე. აალების ტემპერატურამდე გახურების შემდეგ ტემპერატურის აწევა საჭირო არ არის, რადგანაც რეაქციის შედეგად გამოყოფილი სითბო საკმარისია რეაქციის წარმართვისათვის.

აღსანიშნავია, რომ ელემენტის ბუნების შესატყვისად, მათი დადებითი ხარისხით უანგვისას ოქსიდების ხასიათი პერიოდებში და ჯგუფებში კანონზომიერად იცვლება. ჯგუფიდან ჯგუფზე გადასვლისას უანგბადის უარყოფითი ეფექტური მუხტის სიდიდე თანდათანობით მცირდება და მიღებული ოქსიდის ბუნებაც იცვლება, ფუძე თვისებებიდან გადავლივართ მჟავურზე. მაგალითად:

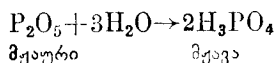
	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
უანგბადის უარყოფითი ეფექტური მუხტი σ	-0,81	-0,35	-0,31	-0,23	-0,06	-0,01
ოქსიდის ქიმიური ბუნება	ფუძე ძლიერი	სუსტი	ამფოტერული	სუსტი	მჟავური საშუალო	ძლიერ მჟავური

სხვადასხვა ტიპის ოქსიდს შორის განსხვავება ნათლად ჩანს მათი წყალთან მოქმედების რეაქციებში

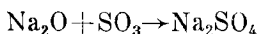
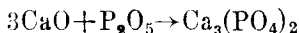


ფუძური

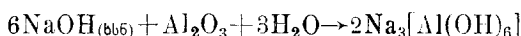
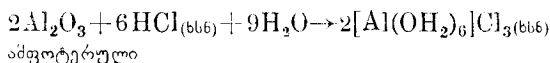
ფუძე



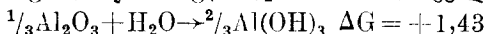
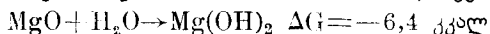
აღსანიშნავია, რომ ერთი და იმავე ტიპის ოქსიდები ერთმანეთთან რეაქციაში არ შედიან. მაგალითად,  $\text{Na}_2\text{O}$  არ შედის რეაქციაში  $\text{CaO}$ -თან, მაგრამ სხვადასხვა ტიპის ოქსიდები ადვილად შედიან რეაქციაში ერთმანეთთან. მაგალითად,



ამფოტერული ოქსიდები წყალთან რეაქციაში არ შედიან, მაგრამ რეაქციაში შედიან როგორც მჟავებთან, ისე ტუტეებთან. მაგალითად:

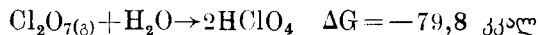


შეუღობით ისინი რეაქციაში შედიან როგორც მჟავურ, ისე ფუძე თვისების ოქსიდებთან. მჟავურ-ფუძეური ოქსიდების აქტივობის რაოდენობრივი მიახლოებითი დახასიათება შეიძლება მივიღოთ  $\Delta G$  მნიშვნელობიდან ერთნაირი ტიპის რეაქციებისათვის



როგორც  $\Delta G$  მნიშვნელობები გვიჩვენებს, რიგში  $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ , ფუძეური თვისებები და მათი წყალთან ურთიერთქმედების რეაქციები თანდათანობით მცირდება და  $\text{Al}_2\text{O}_3$ -თვის შეუძლებელიც არის ( $\Delta G$  მნიშვნელობა დადებითია).

მჟავური ოქსიდებისათვის, რიგში  $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7$ , წყალთან ურთიერთქმედებისას  $\Delta G$ -ს მნიშვნელობები შემდეგნაირად იცვლება:



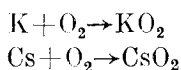
ამ შემთხვევაში, განსხვავებით ტუტე (ფუძე) ოქსიდებიდან,  $\Delta G$ -ს მნიშვნელობა თანდათანობით მცირდება და მაქსიმალური (უარყოფითი) მნიშვნელობა მიიღება  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ -თვის, რაც იმას ნიშნავს, რომ  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ -ის წყალთან შეერთების რეაქცია სიმდინარეობს გაცილებით უფრო ენერგიულად, ვიდრე  $\text{P}_2\text{O}_5$  და  $\text{SO}_3$ -ის.

3. ზეჟანგური ტიპის ნაერთები. ჟანგბადის მოლეკულის ელექტრონისაღ-  
მი სწრაფვის ენერგია შეადგენს 0,8 ევ, ხოლო მისი ( $O_2$ ) იონიზაციის  
ენერგია კი — 12,2 ევ. აქედან გამომდინარე, ქიმიური გარდაქმნების დროს,  
ჟანგბადის მოლეკულას უფრო ადვილად შეუძლია შეიძინოს ელექტრონი,  
ვიდრე გასცეს, თუმცა არც ეს უკანასკნელია გამორიცხული. ერთი ელექ-  
ტრონის შექენისას მიიღება ( $O_2$ )<sup>-</sup>, ორი ელექტრონის შექენისას ( $O_2$ )<sup>2-</sup>,  
ხოლო ელექტრონის გაცემისას მიიღება დადებითად დამუხტული ჟანგბა-  
დის მოლეკულა ( $O_2$ )<sup>+</sup>.

ჟანგბადის მოლეკულის მოლეკულური  $\pi$  ანტი ორბიტალებიდან ელექტ-  
რონის გაცემისას იზრდება  $O_2^+$  ბმის რიგი, ხოლო ელექტრონის გამთი-  
შავ ( $\pi$  ანტი) ორბიტალზე ელექტრონის მიღება იწვევს ბმის რიგის შემცი-  
რებას. შესაბამისად ამისა, რიგში  $O_2^+ \rightarrow O_2 \rightarrow O_2^- \rightarrow O_2^{2-}$ , ატომთა შორის  
იონურ მოლეკულაში მანძილი თანდათანობით იზრდება და ბმის ენერგია  
თანდათანობით მცირდება.

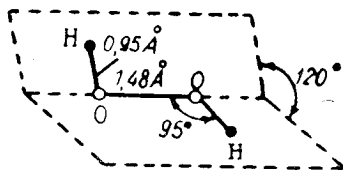
ჟანგბადის მოლეკულის  $\dot{O} \vdots \vdots \dot{O} + e = \left[ \vdots \dot{O} \vdots \dot{O} \vdots \right]^-$  მიერ ელექტრო-  
ნის მიერთებით წარმოიქმნება ჟანგბადის მოლეკულის ზეჟანგური იონი  
 $O_2^-$ , ელექტრონის მიერთების ენტალპია  $\Delta H_{298} = -20$  კკალ.

$O_2^-$ -ის ნაწარმებს მეტზეჟანგებს უწოდებენ\* მეტზეჟანგები ცნობილია  
ტუტე აქტიური ძეტალებისათვის ( $KO_2$ ,  $RbO_2$ )

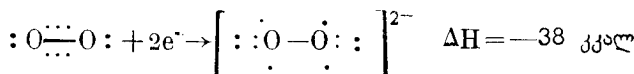


აღსანიშნავია, რომ  $O_2^-$  (არაწყვილი) კენტი ელექტრონი აპირობებს  
მიღებული ნაერთის პარამაგნიტურ  
თვისებას და აგრეთვე მიღებული ნა-  
ერთის შეფერვას. მეტზეჟანგები მე-  
ტად ძლიერი დამჟანგველებია.

იმ შემთხვევაში, როდესაც ჟანგ-  
ბადის მოლეკულა იერთებს ორ  
ელექტრონს, მიიღება ზეჟანგური  
ჟანგბადის მოლეკულა

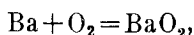


ნახ. 53.  $H_2O_2$  მოლეკულის აღნაგობა.

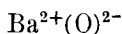


ზეჟანგური ნაერთები უფეროა და მეტწილად დიამაგნიტური.

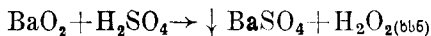
რიგი ზეჟანგებისა მიიღება მეტალების უშუალოდ ჟანგბადში დაწვი-  
სას. მაგალითად,



რომელიც შეიძლება წარმოვიდგინოთ შემდეგნაირად:



ზეჟანგებიდან მნიშვნელოვანია წყალბადის ზეჟანგი (პეროქსიდი), რომელსაც მეტწილად ღებულობენ ბარიუმის ზეჟანგზე გოგირდმეყავას მოქმედებით



გოგირდმეყავას და წყალს იღებენ ისეთი თანაფარდობით, რომ ფილტრატში  $\text{H}_2\text{O}_2$ -ის კონცენტრაცია შეესაბამებოდეს 3%-ს.

წყალბადის ზეჟანგის მიღება მსგავსი რეაქციით შეიძლება აგრეთვე ნატრიუმის ზეჟანგიდან, მაგრამ არ შეიძლება ისეთი დიოქსიდებიდან, როგორცაა  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{PbO}_2$  და ა. შ. მრეწველობაში წყალბადის ზეჟანგს ღებულობენ ზეგოგირდმეყავიდან  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ -დან, რომელიც წყალთან მოქმედებით იძლევა გოგირდმეყავასა და წყალბადის ზეჟანგს.

აღწერილი მეთოდებით მიღებული წყალბადის ზეჟანგის წყალხსნარი შეიცავს დაახლოებით 3% წყალბადის ზეჟანგს. ხსნარის კონცენტრაციისათვის ახდენენ განზავებული ხსნარის გამოხდას შემცირებული წნევის ქვეშ, რის შედეგადაც ღებულობენ წყალხსნარს წყალბადის ზეჟანგის შემცველობით 33%-მდე. ასეთ ხსნარს პერჰიდროლს უწოდებენ. პერჰიდროლის განზავებით ღებულობენ სასურველი კონცენტრაციის წყალბადის ზეჟანგის წყალხსნარს.

**4. წყალბადის ზეჟანგის ფიზიკური თვისებები.** სუფთა წყალბადის ზეჟანგი უფერო სითხეა

$$t_{\text{ღ}}^{\circ}\text{C} = -0,46^{\circ}$$

$$t_{\text{ღ}}^{\circ}\text{C} = +69,7^{\circ} \text{ (23 მმ ატ. წ.)}$$

$$d_{(\text{თხ})} = 1,4649$$

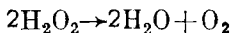
$$d_{(g)} = 1,4637$$

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, წყალბადის ზეჟანგის ლღობის ტემპერატურა უფრო დაბალია, ვიდრე სუფთა წყლის ლღობის ტემპერატურა. წყალბადის ზეჟანგის (100%) დუღილის ტემპერატურის განსაზღვრა ატმოსფერული წნევის პირობებში შეუძლებელია, რადგანაც  $90^{\circ}\text{C}$  ტემპერატურის ზემოთ წყალბადის ზეჟანგი იწყებს დაშლას.

წყალბადის ზეჟანგის კრისტალების მოლეკულის რენტგენოსტრუქტურულმა შესწავლამ გვიჩვენა, რომ მანძილი  $\text{O}-\text{O}$  ტოლია  $1,49\text{Å}$ , ხოლო კუთხე  $\text{O}-\text{O}-\text{H}$  შეადგენს  $95^{\circ}$ -ს,  $\text{O}-\text{H}$  შორის ბმა მდებარეობს ორ სხვადასხვა სიბრტყეზე.

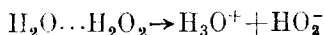


5. ქიმიური თვისებები. წყალბადის ზეჟანგი უმდგრადი ნაერთია და ადვილად განიცდის გაცხელებით თერმულ დაშლას

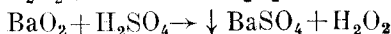


გამოიყოფა ქანგბადი და წყალი. დაბალ ტემპერატურაზე დაშლა მიმდინარეობს უფრო ნელა და მცირე სიჩქარით. წყალბადის ზეჟანგის კონცენტრული ხსნარების დაშლა მიმდინარეობს ენერგიულად და, რიგ შემთხვევაში, აფეთქებით. წყალბადის ზეჟანგის დაშლა კიდევ უფრო სწრაფად მიმდინარეობს კატალიზატორის თანდასწრებით, მაგალითად,  $\text{MnO}_2$ , რომელიც კატალიზატორს წარმოადგენს დაშლის რეაქციისათვის.

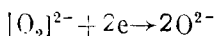
წყალხსნარში წყალბადის ზეჟანგი სუსტ მჟავას წარმოადგენს ( $K = 2,24 \cdot 10^{-12}$ )



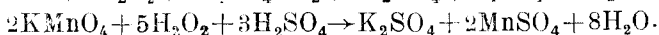
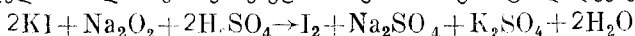
ქიმიური რეაქციების დროს პეროქსიდ-რადიკალი ( $\text{O}_2$ )<sup>2-</sup> ნაერთებში გადადის უცვლელად



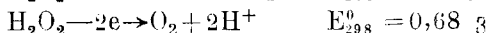
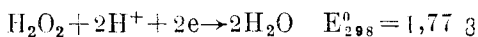
ხშირად ქიმიური რეაქციების დროს ადგილი აქვს პეროქსიდის ( $\text{O}_2$ )<sup>2-</sup> რადიკალის ცვლილებას. პეროქსიდის ( $\text{O}_2$ )<sup>2-</sup> რადიკალი იერთებს 2 ელექტრონს



ამ რეაქციის შედეგად პეროქსიდის რადიკალი ( $\text{O}_2$ )<sup>2-</sup> გამოდის როგორც დამჟანგველი. ხოლო მეორე რეაქციაში კი — როგორც აღმდგენელი

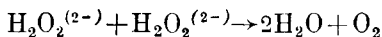


პეროქსიდებს ჟანგვის უნარი უფრო ძლიერად აქვთ გამოხატული, ვიდრე აღმდგენის. ეს ნათლად ჩანს შათი ქანგვა აღმდგენის პოტენციალის მნიშვნელობიდან



წყალბადის პეროქსიდის დამჟანგავი თვისება იმდენად ძლიერად არც გამოხატული, რომ კონცენტრული წყალბადის ზეჟანგში თვით აალებს განიცდის ქალაღი, ბამბა, ნახერხი და სხვ. აღმდგენის თვისებას ის იჩენს ნხოლოდ ძლიერი დამჟანგველების მიმართ, როგორცაა  $\text{MnO}_4^-$  ქრომატისა და ბიქრომატის იონები და სხვ.

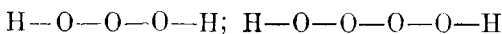
წყალბადის ზეჟანგისათვის დამახასიათებელია აგრეთვე თვითდამჟანგვა თვითაღმდგენის რეაქცია



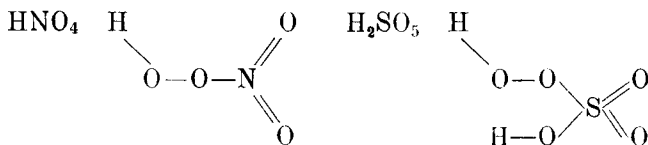
ამ რეაქციით აიხსნება წყალბადის ზეჟანგის თვითდაშლა ხანგრძლივად მისი შენახვის პროცესში.

წყალბადის ზეჟანგის თავისთავად დაშლა ჩქარდება მინარევების თანაობისას, გათბობით, სხივური ენერგიის მოქმედებით და შეიძლება წარმართოს აფეთქებით. წყალბადის ზეჟანგს ინახავენ ბნელ და ცივ ადგილას. მდგრადობის გადიდების მიზნით უმატებენ ინგიბიტორებს. მას, როგორც ძლიერ დამჟანგველს, იყენებენ სარაკეტო საწვავის დანამატად.

უკანასკნელ ხანებში მიღებულია წყალბადის პოლიოქსიდები, როგორიცაა  $\text{H}_2\text{O}_3$  და  $\text{H}_2\text{O}_4$ , რომლებიც ძლიერ უმდგრად ნაერთებს წარმოადგენენ და სწრაფად იშლებიან პოლისულფიდების ანალოგიურად, გრაფიკულად შეგვიძლია გამოვსახოთ შემდეგნაირად:



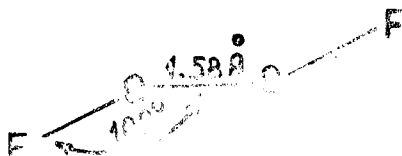
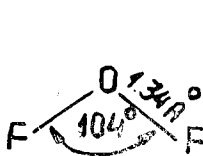
მეყვეს, რომლებიც შეიცავენ  $\text{IO}_2^{1-}$  ჯგუფს, ზემოყვეები ეწოდება. ზემოყვეებია:  $\text{HNO}_4$ —ზეაზოტმეყეა,  $\text{H}_2\text{SO}_5$ —ზეოგოგირდმეყეა (კაროს მეყეა)



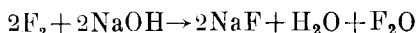
ზემეყეების ჰიდროლიზის შედეგად წყალბადის ზეჟანგი წარმოიქმნება. ზემეყეების გარდა ცნობილია ზეფუძეები, მაგალითად:  $\text{NaOOH}$ .

ქანგბადი უმრავლეს ნაერთებში ამჟღავნებს დაქანგულობის ხარისხს—2. დადებითად მისი დაპოლარება შეიძლება მხოლოდ იმ შემთხვევაში, თუ ის უერთდება მასზე უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტის ატომებს. ქანგბადზე უფრო ელექტროუარყოფით ელემენტს პერიოდული სისტემის ელემენტებიდან მხოლოდ ერთადერთი ელემენტი—ფტორი წარმოადგენს ( $X=4$ ), ქანგბადისათვის კი ( $X=3,5$ ).

ქანგბადი ფტორთან იძლევა ორ ნაერთს  $\text{F}_2\text{O}$  და  $\text{F}_2\text{O}_2$ . პირველ ნაერთში ( $\text{F}_2\text{O}$ ) ქანგბადის დაქანგულობის ხარისხი იქნება +2, ხოლო მეორეში ( $\text{F}_2\text{O}_2$ ) +1.



ქანგბადის დიფტორიდი მიიღება ფტორის ქაველის სწრაფი გატარებით ნატრაუმის ტუტის 3%-იან ხსნარში



$F_2O$  — კუთხური ფორმა აქვს  $d_{OF} = 1,39A^\circ$ .  $\angle FOF = 104,16^\circ$ ,  $\mu = 0,39D$ . ქანგბადის დიფტორიდი მომწამლავე მკრთალი-ყვითელი ფერის გაზია. თერმულად მდგრადია  $200—250^\circ C$ . მისი წარმოქმნის სითბო  $\Delta H \approx 6$  კკალ/მოლ.  $OF_2$  ძლიერი დამქანგველია.

სპექტრული მონაცემების თანახმად  $O_2F_2$  ის აღნაგობა მსგავსია  $H_2O_2$ -ის აღნაგობისა. უნდა ვიფიქროთ, რომ როგორც დიფტორიდში, ისე  $O_2F_2$ -ში ბმა პოლარულ-კოვალენტურია და არა იონური.

ამ ბოლო დროს არის მონაცემები, რომ თითქოს უნდა არსებობდეს ფტორის პოლიოქსიდები  $F_2O_n$  ( $n = 3—6$ ), რომლებიც შეიძლება წარმოვიდგინოთ  $F—O—O—O—O—F$  და ა. შ. ჯაჭვის ზრდასთან ერთად ნაერთის მდგრადობა მცირდება.

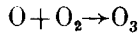
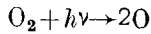
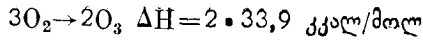
ქანგბადისათვის ცნობილია აგრეთვე ბუნებრივი მარტავე ნივთიერება, რომელშიაც მისი დაქანგულობის ხარისხი ტოლია  $+4$ . მაგალითად, ოზონი.

**6. ოზონი.** ოზონი ქანგბადის ალოტროპიაა — სახეცვლილებაა. ოზონის მოლეკულა შედგება ქანგბადის სამი ატომისაგან და მისი მოლეკულა გამოისახება  $O_3$ . ოზონი აღმოჩენილი იქნა 1839 წელს შეინზენინის მიერ.

ოზონი წარმოიქმნება ატმოსფეროს ზედაფენებში მზის ულტრაიისფერი სხივების ქანგბადზე მოქმედებით. დედამიწის ზედაპირიდან 22 კმ სიმაღლეზე ოზონის კონცენტრაცია ნოცულობის მიხედვით შეადგენს  $1 \cdot 10^{-6}\%$ -ს. დედამიწაზე ოზონის რაოდენობა იმდენად მცირეა, რომ მისი რაოდენობრივი ქიმიური მეთოდებით განსაზღვრა დიდ სიძნელესთან არის დაკავშირებული. აზრი, თითქოს წიწვიანი ტყის მიდამოებში ოზონის რაოდენობა მეტი იყოს, ვიდრე სხვა ადგილებში, არ შეესაბამება სინამდვილეს.

მიუხედავად იმისა, რომ ატმოსფეროში ოზონის რაოდენობა მცირეა, ის დიდ გავლენას ახდენს კლიმატზე. ატმოსფეროს ზედაფენებში ოზონი შთანთქავს ულტრაიისფერ სხივებს  $2200—3200A$  ტალღის სიგრძით და არ აძლევს საშუალებას მოაღწიოს დედამიწის ზედაპირს. აღსანიშნავია, რომ ულტრაიისფერი სხივების მოქმედებით ატმოსფეროს ზედაფენებში ოზონის დაშლის შედეგად გამოიყოფა დიდი რაოდენობის სითბო, რაც ხელს უწყობს ტემპერატურის რეგულაციას დედამიწაზე.

**7. ოზონის მიღება.** ოზონის მიღების რეაქცია ენდოთერმულია და მიმდინარეობს დიდი რაოდენობის სითბოს შთანთქმით  $\Delta H = +33,9$  კკალ/მოლ.

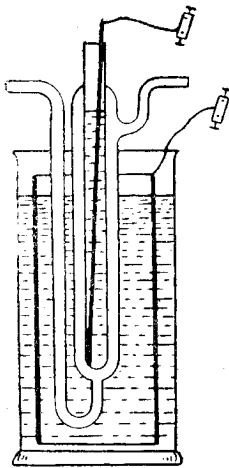


აქედან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ ყველა ქიმიური და ფიზიკური პროცესების დროს, სადაც კი ადგილი აქვს ატომური ქანგბადის გამოყოფას, შესაძლებელია ოზონის წარმოქმნა.

ოზონი მიიღება ქანგბადში ან ჰაერში ელექტროგანმუხტვის დროს. ელექტრონაპერწყლის წარმოქმნის ადგილზე შეიმჩნევა ოზონისათვის დამახასიათებელი სუნი.

ოზონი შეიძლება მივიღოთ აგრეთვე ქანგბადის მაღალ ტემპერატურაზე გახურებით, რომლის დროსაც ხდება ქანგბადის მოლეკულის თერმული დისოციაცია და ატომური ქანგბადის წარმოქმნა, რომელიც უერთდება მოლეკულურ ქანგბადს და წარმოიქმნება ოზონის მოლეკულა. ლეშატელიეს პრინციპის თანახმად მაღალი ტემპერატურა ხელს უწყობს ენდოთერმული რეაქციების წარმართვას.

ოზონი მიიღება, როგორც ზემოთ იყო ნათქვამი, ულტრაიისფერი სხივების ქანგბადის მოლეკულებზე მოქმედებით, რომლის დროსაც წარმოიქმნება ატომური ქანგბადი, რომელიც შედის რეაქციაში ქანგბადის მოლეკულასთან ოზონის წარმოქმნით.



ნახ. 54. ბერტლოს ოზონატორი.

ოზონი გამოიყოფა აგრეთვე მყაეების წყალხსნარების ელექტროლიზის დროს ინერტული ელექტროდების გამოყენებისას. ანოდზე მიიღება ქანგბადი (O), რომლის ნაწილი წარმოქმნის ქანგბადის მოლეკულას, ხოლო ქანგბადის ატომების ნაწილი უერთდება წარმოქმნილი ქანგბადის მოლეკულას და მიიღება ოზონი.

ლაბორატორიულ პრაქტიკაში ოზონს ლებულობენ ე. წ. ოზონატორებში (ნახ. 54).

ოზონატორი შედგება ორი მინის მილისაგან, რომლებიც ერთმანეთშია ჩადგმული, რომელთა შორის ატარებენ ქანგბადს, ხოლო მილების კედელთა შორის ადგილი აქვს ნელ ელექტროგანმუხტვას. ოზონატორის შიგა მინის მილი სავსეა წყლით და ხელსაწყო მთლიანად წყალშია მოთავსებული. ოზონატორში

ჩაშვებული ელექტროდები დაკავშირებულია მუდმივი დიდი ძაბვის დენის წყაროსთან. ასეთი რამდენიმე მილის თანმიმდევრობით შეერთების შედეგად შეიძლება მივიღოთ გაზთა ნარევი 10—12 მოც. % ოზონის შე-

მცველობით, უფრო მეტი კონცენტრაციით ოზონის შემცველი ნარევი არ მიიღება, ადგილი აქვს წარმოქმნილი ოზონის დაშლას, წონასწორობის დამყარებას.

8. ოზონის ფიზიკური თვისებები. სუფთა ოზონს ლებულობენ ოზონისა და ჟანგბადის ნარევის თხევად მდგომარეობაში გადაყვანით, თხევადი ჰაერის გამოყენებით.

მარტივი ნივთიერება ოზონი გაზურ მდგომარეობაში ლურჯი ფერისაა, თხევად მდგომარეობაში კი მუქი-ლურჯი ფერის. განსხვავებით ჟანგბადისაგან, ოზონის მოლეკულას ახასიათებს მეტი პოლარობა და შედარებით მაღალი დუდილის ტემპერატურა ( $-112,5^{\circ}\text{C}$ ), რის შედეგადაც ის გაცილებით მეტი რაოდენობით იხსნება წყალში, ვიდრე ჟანგბადი.

ოზონის ფიზიკური კონსტანტები

$$t_{\text{ელ}}^{\circ}\text{C} = -251,1$$

$$t_{\text{დელ}}^{\circ}\text{C} = -112,5$$

$$d_{(20)} = 1,73$$

ოზონს ახასიათებს მკვეთრი გამაღიზიანებელი სუნი, ძლიერ ტოქსიკურია. ოზონი სპექტრის შთანთქმის ზოლს იძლევა სპექტრის წითელ უბანში და აგრეთვე ულტრაიისფერ უბანში  $2500\text{Å}$ . მყარ კრისტალურ მდგომარეობაში ოზონს თითქმის მუქი შავი ფერი აქვს.

9. ოზონის აღნაგობა. ოზონის მოლეკულა დიამაგნიტურია. მას აქვს კუთხური ( $000=116^{\circ}$ ) ფორმა და ხასიათდება მცირე პოლარობით ( $\mu = 0,52D$ ). ჟანგბადთა შორის ბმის სიგრძე ( $O-O$ )  $r = 1,25\text{Å}$ , ხოლო გვერდების ბოლოზე მოთავსებულ ჟანგბადთა შორის მანძილი (ფუძის)  $2,26\text{Å}$ . ჟანგბადის ატომთა შორის ბმის სიგრძე  $1,25\text{Å}$  წარმოადგენს საწინააღმდეგო სიდიდეს ერთმანეთს ( $1,49\text{Å}$ ) და ორმანეთს ( $1,206\text{Å}$ ) ბმების სიგრძეთა შორის. ოზონის მოლეკულის ( $O_3$ ) აღნაგობა შეიძლება გრაფიკულად გამოვსაზოთ შემდეგნაირად



მოტანილი აღნაგობების მიხედვით თუ ვიმსჯელებთ, გავიხსენოთ, რომ ცენტრალური ჟანგბადის ატომი იმყოფება  $sp^2$  ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაში. ორი ჰიბრიდული  $sp^2$  ორბიტალი მონაწილეობას ლებულობს ორი  $\sigma$ -ბმის წარმოქმნაში. მესამე  $sp^2$  ორბიტალი შეიცავს ორ განუყოფელ ელექტრონს. ცენტრალური ატომის  $2p_z$  და გვერდითი ჟანგბადის ატომების  $2p_z$  ორბიტალები მონაწილეობენ დილოკალიზებული  $\pi$  ბმის

წარმოქმნაში. ამრიგად, არაღზნებულ მდგომარეობაში  $O_3$ -ის მოლტეკულას უპასუხებს მოლეკულური ორბიტალების შემდეგი შევსება:

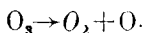
$$(\sigma_{ab})^4 (\pi_{ab})^2 (\tau)^2$$

დანარჩენი ელექტრონები ავსებენ გამოთიშავ ორბიტალებს, რომლებიც ლოკალიზებულია პერიფერიულ ჟანგბადის ატომებში.

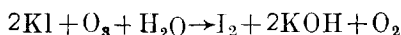
ექვს დამაკავშირებელ ელექტრონს შეესაბამება 1,5 რივის ბმა.

**10. ოზონის ქიმიური თვისებები.** ოზონის წარმოქმნის რეაქცია, როგორც ზემოთ გვქონდა აღნიშნული, ენდოთერმულია; მისი დაშლის რეაქცია ეგზოთერმულია, მიმდინარეობს სითბოს გამოყოფით. ამით აიხსნება, რომ ოზონი ძლ იერი ფეთქებადი ნივთიერებაა განსაკუთრებით თხევად მდგომარეობაში. ეს მოითხოვს თხევად ოზონთან მუშაობისას ღიდ სიფრთხილეს და სიფაქიზეს.

ოზონი, განსხვავებით მოლეკულური ჟანგბადისაგან, ძლიერ დამჟანგავს წარმოადგენს დაბალ ტემპერატურაზედაც კი. ჟანგვა-აღდგენის რეაქციებში ოზონი იშლება მოლეკულურ ჟანგბადად და ატომურ ჟანგბადად. ჟანგვის რეაქციაში მინაწილეობას ღებულობს, პირველ რიგში, ატომური ჟანგბადი

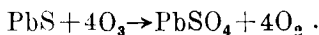


ოზონის რაოდენობრივად განსაზღვრისათვის იყენევენ რეაქციას კალიუმის იოდიდსა და ოზონს შორის



გამოყოფილი თავისუფალი იოდის რაოდენობას საზღვრავენ თიოსულფატის ხსნარით გატიტვრით.

ოზონით იჟანგება ტყვიის სულფიდი, რის შედეგადაც მიიღება ტყვიის სულფატი



ოზონი ენერგიულად შედის რეაქციაში მრავალ ორგანულ ნაერთთან, რის შედეგადაც წარმოიქმნება შესატყვისი დაჟანგვის პროდუქტები. ბამბის ნაჭერი, რომელიც დასველებულია სპირტში ან ეთერში, ან კიღვე სხვა რომელიმე აალებადი ნივთიერებით მოთავსებული ოზონის გარემოში, განიცდის აალებას.

ოზონი ერთ-ერთი საღეზინფექციო საშუალეებაა, ის სპობს ბაქტერიებს როგორც ჰაერში, ისე წყალში. ამის გამო ის ფართოდ გამოიყენება სასამელი წყლის საღეზინფექციოდ.

წყალბადის ოქსიდს ( $H_2O$ ) წყალი ეწოდება. წყალი ყველაზე მეტად გავრცელებული ნივთიერებაა დედამიწაზე. დედამიწის ზედაპირის თითქმის  $3/4$  წყლით არის დაფარული, იგი წარმოქმნის ოკეანეებს, ზღვებს, ტბებს და მდინარეებს. წყალი დიდი რაოდენობითაა ორთქლის სახით ატმოსფეროში, ნიადაგში, მთის ქანებში, თოვლისა და ყინულის სახით, მაღალ მთებზე და დედამიწის ჩრდილოეთისა და სამხრეთ პოლუსების კონტინენტზე, ცხოველებისა და მცენარეულობის ორგანიზმში და სხვ.

ბუნებრივი წყალი ყოველთვის შეიცავს მინარევებს, მასში გახსნილი ან შეწონილ მდგომარეობაში მყოფ ნივთიერებებს. შედარებით სუფთაა წვიმის წყალი, თუმცა ისიც შეიცავს ჰაერში მყოფ სხვადასხვა ნივთიერებებს.

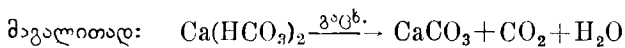
სამეღ წყალში მინარევების (გახსნილი ნივთიერებების) რაოდენობა შეიძლება იცვლებოდეს 0,01-დან 0,1 წონით პროცენტამდე. ზღვის წყალი შეიცავს 3,5% მდე გახსნილ ნივთიერებას, რომლის ძირითად მასას მარილები (ქლორიდები) წარმოადგენს.

წყალს, რომელიც შეიცავს კალციუმის, მაგნიუმის და რკინის იონების საგრძნობ რაოდენობას, ხისტი წყალი ეწოდება. ამ მეტალების იონების წყალში არსებობა არ არის სასურველი, რადგანაც ისინი საპონთან და აგრეთვე ამოშრობისას იძლევიან ნალექს, რაც იწვევს მთელი რიგი ტექნოლოგიური პროცესების გართულებას.

იმისათვის, რომ ბუნებრივი წყალი გავათავისუფლოთ მასში შეწონილი ნაწილაკებისაგან, საჭიროა ბუნებრივი წყლის გაფილტვრა. ფილტრად შეიძლება გამოყენებული იქნეს ფორიანი ნივთიერებები, მაგალითად, ნახშირები, გამომწვარი თიხა და ა. შ. დიდი რაოდენობის წყლის გაფილტვრისას იყენებენ სილას, ქვიშას. ფილტრზე რჩება შეწონილ მდგომარეობაში მყოფი ნივთიერება და ნაწილობრივ აგრეთვე წყალში არსებული ბაქტერიები. გარდა ამისა, სასმელი წყლის უვნებელყოფისათვის ახდენენ მის ქლორირებას, ოზონირებას. 1 ტ წყლის ქლორირებისათვის საკმარისია არაუმეტეს 0,7 გ ქლორი.

წყლიდან კალციუმის, მაგნიუმისა და რკინის იონების მდცილებას წყლის დარბილება ეწოდება. წყლის სიხისტეს ყოფენ ორ ჯგუფად—კარბონატული და არაკარბონატური, პირველი მათგანი განპირობებულია წყალში კალციუმის, მაგნიუმისა და რკინის ჰიდროკარბონატების არსებობით, მეორე კი—წყალში დასახელებული კათიონების და ძლიერი მჟავების ანიონების (ქლორის, სულფატის) მარილებით. ჰიდროკარბონატული მარილებით გამოწვეულ წყლის სიხისტეს დროებით სიხისტეს უწოდებენ, მისი თავიდან აცილება შეიძლება წყლის ადუღებით, რომლის დროსაც

ჰიდროკარბონატი კარბონატში გადადის და გამოილეკება ჭურჭლის ფსკერზე.

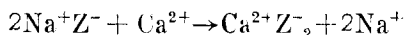


არაკარბონატულ სიხისტეს მუდმივ სიხისტეს უწოდებენ და მისი გაცილება—წყლის დარბილება მოითხოვს წყლის სპეციალურ დამუშავებას.

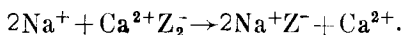
წყლის სიხისტეს გამოსახევენ კალციუმისა და მაგნიუმის იონების მილიგრამ-ეკვივალენტთა ჯამით 1 ლ წყალში. სიხისტის 1 მილიგრამ-ეკვივალენტი უბასუხებს 20,04 მლ/კლ კალციუმის იონებს, ანუ 12,16 მლ/კლ მაგნიუმის იონებს.

მუდმივი სიხისტის თავიდან ასაცილებლად ფართოდ იყენებენ ე. წ. იონიტებს, ცეოლიტებს და სხვ. ეს ნივთიერებები თავის შეზღვევლობაში შეიცავენ ნატრიუმის იონებს და მასში ხისტი წყლის გატარებისას ადგილი აქვს მიმოცვლით ადსორბციას, რის შედეგადაც იონიტის, ცეოლიტის ზედაპირზე რჩება ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ) იონები, ხოლო ხსნარში გადადის ნატრიუმის იონები.

მაგალითად, ცეოლიტის ფორმულა, როგორც ალუმინოსილიკატის, შეგვიძლია ასე გამოვსახოთ:  $\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_4\text{O}_{12}$ . ასეთი ცეოლიტის ზედაპირზე თუ გვატარებთ ხისტ წყალს, ადგილი ექნება მიმოცვლით ადსორბციას. რადიკალი  $\text{Al}_2\text{Si}_4\text{O}_{12}^-$  აღნიშნოთ  $\text{Z}^-$ , მაშინ შეგვიძლია დავწერთ:



იონიტების, ცეოლიტების გამოყენებას წყლის დასარბილებლად ის უპირატესობა აქვს, რომ ისინი შეიძლება აღვადგინოთ, მოვახდინოთ მათი ეგენერირება და დავუბრუნოთ წარმოებას. ასე მაგალითად, თუ ცეოლიტზე, რომელზედაც ადსორბებულია კალციუმის იონები, დავახსამთ ნატრიუმის ქლორიდის კონცენტრირებულ ხსნარს, ისევ მივღებთ ცეოლიტის ნატრიუმის იონებით



იონიტების გამოყენებით, შეიძლება წყლიდან მოცილებული იქნეს როგორც კათიონები, ისე ანიონები, იმისდა მიხედვით ვიყენებთ კათიონიტებს თუ ანიონიტებს.

სრულიად სუფთა წყალს ღებულობენ გამოხდით, წყლის დესტილიაციით, გადაღწევით და ორთქლის კონდენსაციით. გამოხდისათვის გამოყენებული აპარატის მასალის კარგად შერჩევის შედეგად მიიღება წყალი, რომელსაც გამოხდილი—დისტილირებული წყალი ეწოდება.

**1. წყლის ფიზიკური თვისებები.** სუფთა წყალი გამჭვივრვალე, უფერო სითხეა. წყლის სიმკვრივე მისი მყარი მდგომარეობიდან თხევად



მდგომარეობაში გადასვლისას იზრდება, მაქსიმალური სიმკვრივე (ერთი) აქვს  $+4^{\circ}\text{C}$ -ზე. ტემპერატურის შემდგომი ზრდა იწვევს სიმკვრივის თანდათანობით შემცირებას. ის რომ წყლის სიმკვრივე ყინულის მდგომარეობაში უფრო მცირეა, ვიდრე თხევად მდგომარეობაში, აპირობებს ოკეანეებში, ზღვაში, ტბებსა და მდინარეებში ცხოველთა და მცენარეთა სიცოცხლეს. წყლის გაყინული რასა, რომელიც უფრო მსუბუქია, ვიდრე თხევადი მასა, ექცევა წყლის ზედაპირზე და ქვედა ფენები კი თხევადი რჩება.

ბუნებისათვის ძალიან დიდი მნიშვნელობა აქვს იმ ფაქტს, რომ წყლის სითბოტევადობა ანომალურად დიდია,  $14,5—15,5^{\circ}$ -ზე ტოლია 1 კალ. გრ/გრად., რაც არეგულირებს კლიმატს და გადამწყვეტი მნიშვნელობა აქვს ატმოსფერული მოვლენებისათვის. წყალი დღის განმავლობაში თანდათანობით თბება, აგროვებს დიდი რაოდენობით სითბურ ენერგიას და ღამის განმავლობაში თანდათანობით გადაცემს სითბურ ენერგიას გარემოს. იგივე პროცესს აქვს ადგილი ზაფხულიდან ზამთარში გადასვლისას.

იმის გამო, რომ წყლის კრისტალური მდგომარეობიდან თხევად მდგომარეობაში გადასვლისას მოცულობა მცირდება, წნევის გადიდებათ მცირდება ყინულის დნობის ტემპერატურა, რაც უშუალოდ გამომდინარეობს ლემატელიეს მოძრავი წონასწორობის პრინციპიდან.

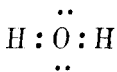
წყალს ახასიათებს დნობისა და დუღილის ანომალურად მაღალი ტემპერატურა. ნორმალურ პირობებში  $t_{\text{დნ}} = 0^{\circ}\text{C}$  და  $t_{\text{დუ}} = 100^{\circ}\text{C}$ . წყლის ასეთი ანომალობა გამოწვეულია წყალბადური ბმით და წყლის მოლეკულების ასოციაციით.

წყლის მოლეკულას ახასიათებს დიპოლური მომენტი და ის ტოლია  $1,8 \text{ D}$ . აქედან გამომდინარე, პოლინგის სონაცემებით, O—H ბმის იონური ხასიათი ტოლი უნდა იყოს 33%-ის.

წყლის მოლეკულა კუთხური აღნაგობა ( $\text{<HOH}$ ) ახასიათებს.

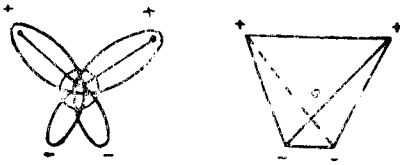
ატომგულთა შორის მანძილი უანგბადსა და წყალბადს შორის O—H ტოლია  $0,9584 \text{ \AA}$ -ს და კუთხე ბმათა შორის ტოლია  $104,54^{\circ}$ -ის. მანძილი წყალბადის ატომგულთა შორის  $1,5 \text{ \AA}$ , წყლის მოლეკულის რხევის სიხშირე ტოლია 3657, 3756 და  $1595 \text{ სმ}^{-1}$ . დაბალი სიხშირე უპასუხებს დეფორმაციულ რხევას, რომლის დროსაც შეიძლება ადგილი ჰქონდეს ბმათა შორის კუთხის როგორც შემცირებას, ისე გადიდებას და აგრეთვე ბმის სიგრძის ცვლილებას. დანარჩენი ორი რხევა ეკუთვნის ბმების სიმეტრიულ და არასიმეტრიულ ცვლილებას.

წყლის მოლეკულის ელექტრონული სტრუქტურა შეგვიძლია გამოვსახოთ შემდეგნაირად:



წყლის მოლეკულაში არსებული ჟანგბადის ატომის გარეთა შრის ექვსი ელექტრონიდან ორი წარმოქმნის წყალბადთან კოვალენტურ ბმას, ხოლო დანარჩენი ოთხი ელექტრონი წარმოადგენს ორ განუყოფელ ელექტრონულ წყვილს.

როგორც მოლეკულის აღნაგობის განხილვისას აღვნიშნეთ, წყლის მოლეკულაში ჟანგბადის ატომი  $sp^3$  ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაში იმყოფება, რაც აახლოებს წყლის მოლეკულის აღნაგობას ტეტრაედრულ ( $109^\circ$ ) სტრუქტურასთან. ელექტრონები, რომლებიც აპირობებენ

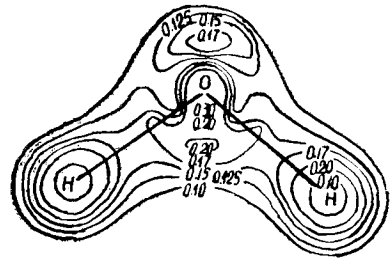


ნახ. 55. წყლის მოლეკულის აღნაგობის სქემა.

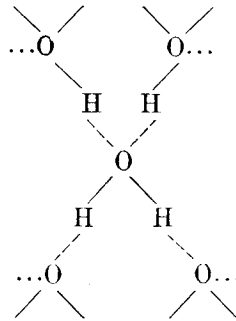
O—H ბმას, გადაწყველი არიან ჟანგბადისაკენ; ამის შედეგად წყალბადის ატომები იძენენ ეფექტურ, დადებით მუხტს, ხოლო ჟანგბადის ატომი ეფექტურ, უარყოფით მუხტს. როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ამის შედეგია O—H

ნაწილობრივი (33%) იონური ბმის ხასიათი. განუყოფელი ორი წყვილი ჟანგბადის ელექტრონები იმყოფება  $sp^3$  ჰიბრიდულ ორბიტალებზე. გადაძრულია ჟანგბადის ატომკულისაკენ და წარმოქმნის უარყოფით პოლუსს.

კრისტალურ წყალში ჟანგბადის ატომი მონაწილეობს ორი წყალბადური ბმის წარმოქმნაში მეზობელ წყლის მოლეკულებთან. სქემატურად ეს შეგვიძლია შემდეგნაირად გამოვსახოთ:



ნახ. 55 ა. წყლის მოლეკულის აღნაგობის სქემა.

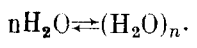


სადაც წყალბადური ბმა ნაჩვენებია წყვეტილი ხაზით. წყალბადური ბმით წყლის მოლეკულების ერთმანეთთან დაკავშირებისას მოლეკულების ორი-

ენტაცია ისეთია, რომ ერთის დადებითი პოლუსი მიმართულია მეორის უარყოფითი პოლუსისაკენ. მოლეკულებისაგან წარმოიქმნება შრე, ისე რომ ერთი მოლეკულა დაკავშირებულია მის ახლო მყოფ სამ მოლეკულასთან, რომლებიც იმყოფებიან იმავე შრეში და მეოთხე წყლის მოლეკულასთან, რომელიც იმყოფება მეორე შრეში. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ ყინულის სტრუქტურა მიეკუთვნება მოლეკულების წყობის არამკვრივ სტრუქტურას. მოლეკულათა შორის საკმაოდ დიდია თავისუფალი ადგილები, რომელთა ზომა აღემატება თვით წყლის (H<sub>2</sub>O) მოლეკულის მოცულობის სიდიდეს.

წყლის მყარი მდგომარეობიდან თხევად მდგომარეობაში გადასვლისას ადგილი აქვს მოლეკულათა შორის წყალბადური ბმების ნაწილობრივ დაწყვეტას. წყალი თხევად მდგომარეობაში შეიცავს როგორც წყალბადური ბმებით ურთიერთდაკავშირებულ ასოცირებულ მოლეკულებს, ისე მათგან მოწყვეტილ ცალკეულ მოლეკულებს. ამ უკანასკნელთ შეუძლიათ მოთავსდნენ იმ „ცარიელ“ ადგილებში, რომელიც არსებობს ასოცირებულ მოლეკულათა შორის. შეიძლება ამით აიხსნებოდეს ის ფაქტი, რომ მყარი მდგომარეობიდან თხევად მდგომარეობაში გადასვლისას წყლის მოცულობა მცირდება.

ტემპერატურის გაზრდის შედეგად წყლის მოლეკულათა შორის წყალბადური ბმა თანდათანობით მცირდება, მცირდება ასოცირებული მოლეკულების რაოდენობა; მოლეკულების ურთიერთორიენტაცია და მათი მოძრაობა ქაოსური ხდება, ამის შედეგად წყლის მოცულობაც იზრდება. თხევად წყალში ადგილი აქვს მოლეკულების ასოციაციას—წყლის მოლეკულების წარმოქმნას და მათ დაშლას, რაც განუწყვეტელ პროცესს წარმოადგენს.



თხევადი წყლის მოლეკულების ასოციაციით არის გამოწვეული მისი თვისებების ანომალიობა. მაგალითად, დაბალ ტემპერატურაზე მისი ორთქლის წნევა შედარებით მცირეა, ტემპერატურის გადიდებით კი—სწრაფად იზრდება. ეს კარგად ჩანს შემდეგი მოხაცემებიდან:

ტემპერატურა °C	0	5	10	15	20	25	30	40	50	75	100
ორთქლის წნევა მმ. ვ. წ. სუ.	4,5	6,5	9,2	12,8	17,5	23,8	31,8	55,3	92,5	289,1	760

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, ასოცირებული აგრეგატების დაშლა, წყალბადური ბმების დაწყვეტა ძირითადად ხდება შედარებით მაღალ ტემპერატურაზე, 75°-ზე და ზევით, რაც გამოიხატება ორთქლის წნევის თითქმის ნახტომისებური მატებით. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ თუ რო-

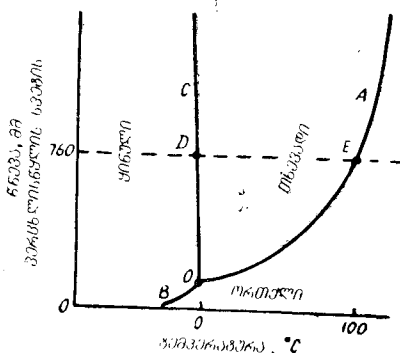
მელიე დახშულ კუთრკლში მოთავსებულია წყალი და ჰაერი, მაშინ წყლის ზედაპირზე ორთქლის პარციალური წნევა ტოლი იქნება ზემოთ მოტანილი შესაბამისი სიდიდის. სხვანაირად რომ ვთქვათ, მოტანილი სიდიდეები წარმოადგენენ წონასწორულ წნევებს შესატყვის ტემპერატურაზე.

წყლის დუღილის მაღალი ტემპერატურა აიხსნება იმით, რომ მიწოდებული სითბური ენერგიის ნაწილი იხარჯება ასოცირებული აგრეგატების დაშლაზე, წყალბადური ბმების დაწყვეტაზე (წყალბადური ბმის დაწყვეტაზე საჭირო ენერგიის რაოდენობა დაახლოებით 6 კკალ/მოლ ტოლია), იგივე ფაქტორი აპირობებს წყლის მაღალ სითბოტევადობას.

**2. წყლის მდგომარეობის დიაგრამა.** სისტემის მდგომარეობის დიაგრამა არის სისტემის მდგომარეობის გრაფიკული გამოსახვა, რომელზედაც მოცემულია სისტემის მდგომარეობის განმსაზღვრელი ფაქტორების ფუნქციონალური დამოკიდებულება. ერთკომპონენტური სისტემისათვის ჩვეულებრივად გამოიყენება მდგომარეობის დიაგრამა, რომელზედაც გამოსახულია  $P-T$  შორის დამოკიდებულება.

ნახ. 57-ზე მოცემულია წყლის მდგომარეობის დიაგრამის სქემატური გამოსახულება.

დიაგრამაზე ყოველი წერტილი უპასუხებს წნევისა და ტემპერატურის სრულიად გარკვეულ მნიშვნელობას. აბსცისის ღერძზე, ჩვეულებრივად, გადადებენ ტემპერატურას, ხოლო ორდინატის ღერძზე — წნევას. დიაგრამა გვიჩვენებს წყლის ისეთ მდგომარეობას, რომელიც თერმოდინამიკურად მდგრადია განსაზღვრულ ტემპერატურაზე და წნევაზე. დიაგრამა ელგება სამი მრუდისაგან, რომლებიც გამიჯნავენ ერთმანეთისაგან შესაძლებელ ტემპერატურას და წნევას სამ უზნადაცინულო, თხევადი და ორთქლი.



ნახ. 56. წყლის მდგომარეობის დიაგრამა საშუალო წნევების პირობებში.

ნახ. 56-ზე მრუდი OA გვიჩვენებს ორთქლისა და თხევადი

ფაზის გამყოფ ზედაპირს და თხევადი წყლის ორთქლის წნევის ცვლილებას ტემპერატურის ცვლილებასთან დამოკიდებულებით. OB გვიჩვენებს ყინულის ორთქლის წნევას, OC — ყინულის დნობის ტემპერატურის წნევასთან დამოკიდებულებას და წარმოადგენს გამყოფ ზედაპირს თხევადსა და მყარ ფაზას შორის.

როგორც ნახ, 56-დან ჩანს, მთელი ფართი გაყოფილია სამ ნაწილად, თითოეული მათგანი შეესაბამება ჰომოგენურ ფაზის მდგრად მდგომარეობას. ამ ფაზების ერთმანეთისაგან გამყოფი ხაზები უპასუხებს ტემპერატურისა და წნევის იმ მნიშვნელობებს, რომელზედაც მდგრად მდგომარეობაში იმყოფება ორი ფაზა, ასე მაგალითად:

ხაზი OA	წონასწორობას წყალი-ჰორთქლი
" OB	" " " " ცინული-ჰორთქლი
" OC	" " " " ცინული-წყალი

სამივე მრუდი თავს იყრის O წერტილში, რომელსაც შეესაბამება  $+0,01^{\circ}$  ტემპერატურა და 4,6 მმ ვ. წ. სვ. წნევა. O წერტილში აღნიშნულ პირობებში შეიძლება იარსებოს განუსაზღვრელი დროის განმავლობაში სამივე ფაზამ. ამიტომაც O წერტილს სამმავე წერტილს უწოდებენ.

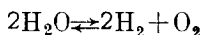
სანმაგი წერტილი სანი ფაზის, წყლის ხაზი მდგომარეობის-კრისტალური, თხევადი და გაზური მდგომარეობის წონასწორობის წერტილია და განსაზღვრავს მის მდგომარეობას. თუ O წერტილი 760 მმ წნევის ქვემოთ გვექნება, მაშინ სისტემის გათბობის შედეგად მყარი ფაზა თანდათანობით გადავა ჯერ თხევად ფაზაში, ხოლო შემდეგ ორთქლის მდგომარეობაში, დაირღვევა წონასწორობა და, პირიქით, თუ O წერტილი ძეგს 760 მმ წნევს ზევით, მაშინ მყარი ნივთიერება უშუალოდ კრისტალური მდგომარეობიდან გადადის ორთქლის მდგომარეობაში; აქაც აღვილი აქვს წონასწორობის დარღვევას, ფაზის მოსპობას.

ამრიგად, ერთკომპონენტიანი სამფაზიანი სისტემის სამმაგი O წერტილი წარმოადგენს ინვარიანტულ სისტემას, რაც იმას ნიშნავს. რომ ჩვენ არ გავაჩნია არც ერთი დამოუკიდებელი ცვლადი, რომლის შეცვლა არ იწვევდეს სისტემის წონასწორობის დარღვევას, სისტემაში ფაზის მოსპობას.

მდგომარეობის დიაგრამა შეიძლება აიგოს ყოველი ნივთიერებისათვის. ის ძლიერ მოსახერხებელია, რადგანაც მისი საშუალებით თვალსაჩინოდ გამოჩნაქება: სისტემის წონასწორობის მდგომარეობა, ფაზური მდგომარეობის საზღვრები, სისტემის მდგომარეობის განმსაზღვრელ ფაქტორთა შორის დამოკიდებულება.

ხაზი უნდა გავუსვათ იმ მდგომარეობას, რომ წნევის გადიდებით წყლის ლღობის ტემპერატურა დაბლა იწევს, რაც კარგად ჩანს OC ხაზის მიმართულებიდან; ის გადახრილია მარცხნივ დაბალი ტემპერატურისაკენ. ეს მდგომარეობა, როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, გამოწვეულია იმით, რომ წყალი კრისტალურ-ცინულის მდგომარეობაში უფრო მეტ მოცულობას იკავებს, ვიდრე თხევად მდგომარეობაში.

3. წყლის ქიმიური თვისებები. წყლის მოლეკულა მეტად მდგრადი ნაერთია და მისი თერმული დაშლა იწყება მხოლოდ 1000 და მეტ გრადუს ტემპერატურაზე, რომელზედაც წყლის ორთქლი განიცდის თერმულ დისოციაციას წყალბადად და ჟანგბადად



წყლის თერმული დისოციაცია ენდოთერმული პროცესია. ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, ტემპერატურის გადიდებით პროცესი ძლიერდება და დისოციაციის ხარისხი იზრდება. მიუხედავად ამისა, 2000°C ტემპერატურაზე წყლის თერმული დისოციაციის ხარისხი 2%-ს არ აღემატება, რაც იმას გვიჩვენებს, რომ წონასწორობა წყლის ორთქლსა და მისი დაშლის პროდუქტებს, წყალბადას და ჟანგბადს შორის გადახრილია წყლის ორთქლისაკენ. 1000°C და უფრო დაბალ ტემპერატურაზე წონასწორობა თითქმის მთლიანად გადახრილია წყლის ორთქლისაკენ, ე. ი. დისოციაციას თითქმის ადგილი არა აქვს.

წყალი საკმაოდ რეაქციისუნარიანი ნივთიერებაა. ცნობილია, რომ მთელი რიგი ელემენტების (როგორც მეტალების, ისე არამეტალების) ჟანგეულები, წყალთან რეაქციის შედეგად წარმოქმნიან ფუძეებსა და მჟავებს. რიგი მარილებისა, წყალთან რეაქციის შედეგად განიცდიან ჰიდროლიზს და წარმოქმნიან მჟავებსა და ფუძეებს. წყალი უერთდება მარილებს, შედის უშუალოდ კრისტალურ მესერში და გლებულობთ კრისტალ-ჰიდრატებს. აქტიური მეტალების წყალთან ურთიერთქმედების შედეგად გამოიყოფა წყალბადი და წარმოიქმნება შესატყვისი ნაერთები. წყალი მონაწილეობს მთელ რიგ ორგანულ რეაქციებში. ის კარგი კატალიზატორია ზოგიერთი რეაქციისათვის და სხვ.

წყალს შეუძლია წარმოქმნას ნაერთი ისეთ ნივთიერებებთან, რომლებსაც არ ახასიათებთ დიდი ქიმიური აქტივობა, იმყოფებიან გაზურ მდგომარეობაში. ამის მაგალითს წარმოადგენს ჰიდრატები, როგორცაა:  $\text{Xe} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5 \cdot 15\text{H}_2\text{O}$  და სხვ. ასეთი ნაერთები წარმოიქმნება გაზის მოლეკულების მიერ გამხსნელის მოლეკულათა შორის „ცარიელი“, „შუქვსებელი“ ადგილების შევსების შედეგად. გაზის მოლეკულები გარშემორტყმული არიან გამხსნელის მოლეკულებით. ასეთ ნაერთებს, ჩანერგვით მიღებულ ნაერთებს, ანუ კლატრატულ ნაერთებს უწოდებენ. კლატრატები უმდგრადი ნაერთებია და შეუძლიათ იარსებონ მხოლოდ დაბალი ტემპერატურის პირობებში.

4. მძიმე წყალი. მძიმე წყალი ეწოდება წყალს, რომელიც თავის შემადგენლობაში ჩვეულებრივი წყალბადის  $^1\text{H}$  მაგიერ შეიცავს მძიმე წყალბადს  $^2\text{H}(\text{D})$ —დეიტერიუმს. ბუნებრივი წყალი ყოველთვის შეიცავს ჩვეულებრივი  $\text{H}_2\text{O}$  და მძიმე წყლის  $\text{D}_2\text{O}$  მოლეკულებს. ელექტროლიზის დროს პირველ რიგში ელექტროლიზს—დაშლს განიცდის ჩვეულებრივი

წყლის მოლეკულები, ხოლო  $D_2O$  მოლეკულების კონცენტრაცია ხსნარში იზრდება. ამ გზით შეიძლება მივიღოთ თითქმის სუფთა 100%-იანი მძიმე წყალი.

თავისი თვისებებით მძიმე წყალი საკმაოდ განსხვავდება ჩვეულებრივი წყლისაგან. რეაქციები მძიმე წყალში წარიმართება უფრო ნელა, ვიდრე ჩვეულებრივ წყალში. მძიმე წყალი ძლიერ ბიოლოგიურ გავლენას ახდენს ზოგიერთ ორგანიზმზე. ქვემოთ ცხრილში მოცემულია ჩვეულებრივი და მძიმე წყლის ზოგიერთი თვისება.

ცხრილი 16

ჩვეულებრივი და მძიმე წყლის ზოგიერთი კონსტანტები

კონსტანტი	$H_2O$	$D_2O$
მოლეკულური მასა	18	20
გამყარების ტემპერატურა	0	3,8
დუღილის ტემპერატურა	100	101,4
სიმკვრივე $20^{\circ}C$ გ/სმ <sup>3</sup>	0,9982	1,1950
მაქსიმალური სიმკვრივის ტემპერატურა	4	11,6

მძიმე წყალი გამოყენებას პოულობს ატომგულურ რეაქტორებში როგორც ნეიტრონების შემაკავებელი ნივთიერება.

## დისპერსიული სისტემები

მიკროპეტეროგენულ სისტემებს, რომელშიაც ერთი ნივთიერების ნაწილაკები განაწილებულია მეორე ნივთიერების ნაწილაკებს შორის— დისპერსიული სისტემები ეწოდება. დისპერსიული სისტემის იმ შემადგენელ ნაწილს, რომლის ნაწილაკთა შორის განაწილებულია მეორე ნივთიერების ნაწილაკები— დისპერსიის გარემო ეწოდება, ხოლო განაწილებულ ნივთიერებას— დისპერსებული ფაზა.

დისპერსიულ სისტემაში მყოფი ნივთიერებების ნაწილაკებს სიდიდის მიხედვით ყოფენ სამ კლასად. დისპერსიულ სისტემებს, რომელშიაც დისპერსებული ფაზის ნაწილაკის სიდიდე ნეტია  $1 \text{ მკ} (10^{-4} \text{ სმ})$ -ზე, უხეში დისპერსიები, (სუსტენზიები, ემულსიები) ეწოდება. სისტემებს, რომელშიაც ნაწილაკის სიდიდე არის  $1-0,1 \text{ მკ}$ , კოლოიდური ხსნარები ეწოდება. თუ სისტემაში ნაწილაკის სიდიდე, დისპერსიის ხარისხი დიდია და აღწევს მოლეკულის ან ატომის სიდიდეს, მიიღება ჰომოგენური სისტემა. რომელსაც ჰემმარიტი ხსნარი ეწოდება.

დისპერსიული სისტემის რომელიმე კლასის წარმოქმნა დამოკიდებულია იმ ძალების მოქმედებაზე, რომელსაც ადგილი აქვს მის შემადგენელ ნაწილაკებს შორის და რომლებიც საერთოდ აპირობებენ ნივთიერების აგრეგატულ მდგომარეობას— მოლეკულათა შორისი, ატომთა შორისი, იონთა შორისი და სხვა ძალების მოქმედებით. მათ შორის განსხვავება მხოლოდ ისაა, რომ ნივთიერების აგრეგატული მდგომარეობის წარმოქმნისას ადგილი აქვს ერთი სახის, ერთი ელემენტის ნაწილაკებს შორის ურთიერთქმედებას, მაშინ როდესაც დისპერსიული სისტემის წარმოქმნისას ადგილი აქვს სხვადასხვა ნივთიერების ნაწილაკებს შორის ურთიერთქმედებას.

დისპერსიული სისტემები შეიძლება გვექონდეს გაზურ, თხევად და მყარ მდგომარეობაში. დისპერსიის გარემოსა და დისპერსებული ფაზის აგრეგატული მდგომარეობის მიხედვით შეიძლება მივიღოთ ცხრა დისპერსიული სისტემა, სადაც სამ შემთხვევაში ერთი აგრეგატული მდგომარეობა გვექნება დისპერსიის გარემოდ, ხოლო სამ შემთხვევაში— დისპერსირებულ ფაზად.



(გ—გაზი, თ—თხევადი, მ—მყარი)

- |        |        |        |
|--------|--------|--------|
| 1. გ+გ | 4. თ+გ | 7. მ+გ |
| 2. გ+თ | 5. თ+თ | 8. მ+თ |
| 3. გ+მ | 6. თ+მ | 9. მ+მ |

დისპერსიულ სისტემებში განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს ჭეშმარიტ ხსნარებს. ამიტომაც ჩვენ ჭეშმარიტ ძირითადად საუბარი გვექნება ჭეშმარიტი ხსნარების შესახებ.

ცვლადი შედგენილობის ჰომოგენურ სისტემას, რომელიც შედგება ორი ან რამდენიმე ნივთიერების ნაწილაკებისაგან, ჭეშმარიტი ხსნარი ეწოდება. ყოველი ხსნარი შედგება გამხსნელისა და გახსნილი ნივთიერებისაგან. გამხსნელს უწოდებენ ხსნარის იმ შემადგენელ ნაწილს, რომელიც მეტი რაოდენობითაა ხსნარში. იმ შემთხვევაში, თუ ხსნარის ერთ-ერთი შემადგენელი ნაწილი გაზური ან მყარი ნივთიერებაა, ხოლო მეორე—თხევადი ნივთიერება, მაშინ მიუხედავად რაოდენობისა, თხევად შემადგენელ ნაწილს გამხსნელს უწოდებენ.

გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა (კონცენტრაცია) ხსნარში შეიძლება გამოისახოს:

1. გახსნილი ნივთიერების წონითი პროცენტული რაოდენობით, რაც ნიშნავს გახსნილი ნივთიერების რაოდენობას გრამობით 100 გ ხსნარში.

2. მოცულობითი პროცენტული რაოდენობით, რაც ნიშნავს გახსნილი ნივთიერების მილილიტრების რაოდენობას 100 მლ ხსნარში.

3. გახსნილი ნივთიერების მოლების რიცხვით ერთ ლიტრ ხსნარში—მოლური ხსნარი. მაგალითად, ქლორწყალბადმქავას (მარლმქავას) მოლური ხსნარი შეიცავს 36,46 გ ქლორწყალბადს, ნახევარმოლური ხსნარი შეიცავს 18,23 გ ქლორწყალბადს. ხსნარის მოლურობა აღინიშნება მ-ით. 1 მ—ერთი მოლური, 0,5 მ—ნახევარმოლური და ა. შ.

4. ხსნარის ნორმალობით. ნორმალური ხსნარი ეწოდება ისეთ ხსნარს, რომლის ერთ ლიტრში გახსნილია ნივთიერების რაოდენობა ტოლია ერთი გრამეკვივალენტის. მაგალითად, გოგირდმქავას ნორმალური ხსნარი ერთ ლიტრში შეიცავს გოგირდმქავას 49 გ-ს. ე. ი. 2-ჯერ ნაკლებ გოგირდმქავას, ვიდრე მოლური ხსნარი. ხსნარის ნორმალობას აღნიშნავენ ნ. 15—ერთი ნორმალობის; 0,5 ნ ნახევარი ნორმალობის და ა. შ.

5. ხსნარის მოლალობით. მოლალური ხსნარი ეწოდება ისეთ ხსნარს, რომელიც მიღებულია 1 გ-მოლი ნივთიერების 1000 გ გამხსნელში გახსნით. 1 მოლალური ქლორწყალბადის წყალხსნარი ნიშნავს, რომ ის შეიცავს 1000 გ წყალს და 36,46 გ ქლორწყალბადს. 1 მოლალური გოგირდმქავას წყალხსნარში გვექნება 1000 გ წყალი და 98 გ გოგირდმქავა და ა. შ.

6. მოლური წილადის (წილის) საშუალებით. მოლური წილი წარმოადგენს წესიერ წილადს და გვიჩვენებს, თუ მოლეების რა ნაწილს შეადგენს გახსნილი (გამხსნელი) ნივთიერების მოლეების რიცხვი, ხსნარის შემადგენელ გახსნილი და გამხსნელის საერთო მოლეების რიცხვთან შედარებით.

დავუშვათ, რომ გახსნილი ნივთიერების მოლეების რიცხვი ტოლია  $n$ -ის, გამხსნელის მოლეების რიცხვი  $n_0$ -ის, მაშინ გახსნილი ნივთიერების მოლური წილი

$$\gamma = \frac{n}{n+n_0}, \quad (X,1)$$

ხოლო გამხსნელის მოლური წილი

$$\gamma_0 = \frac{n_0}{n+n_0}, \quad (X,2)$$

დავუშვათ, რომ გვაქვს ნატრიუმის ქლორიდის წყალხსნარი, სადაც 29,25 გ ნატრიუმის ქლორიდი გახსნილია 144 გ წყალში. გამოვიანგარიშოთ ნატრიუმ-ქლორიდისა და წყლის მოლური წილი ხსნარში.

ამისათვის საჭიროა მოვინახოთ ნატრიუმის ქლორიდისა და წყლის მოლეების რიცხვი ( $n$  და  $n_0$ ) ხსნარში.

მოლეების რიცხვი

$$n = \frac{g}{M}, \quad (X,3),$$

სადაც  $g$ —აღებული ნივთიერების რაოდენობა გრამობით,  $M$ —მისი მოლეკულური მასა.

აქედან

$$n = \frac{29,25}{58,5} = 0,5; \quad n_0 = \frac{144}{18} = 8.$$

მაშასადამე, ნატრიუმქლორიდის წყალხსნარი შეიცავს 0,5 მ NaCl-ს და 8 მ წყალს. აქედან

$$\gamma = \frac{0,5}{0,5+8} = \frac{0,5}{8,5}; \quad \gamma_0 = \frac{8}{0,5+8} = \frac{8}{8,5}$$

მოლურ წილადთა ჯამი ერთის ტოლია

$$\gamma = \frac{0,5}{8,5} + \frac{8}{8,5} = 1.$$

აქვე უნდა ითქვას, რომ გარდა აღნიშნულისა, კონცენტრაციის გამოსახვისათვის არსებობს აგრეთვე სხვა ხერხებიც, თუმცა თეორიული განგა-

რიშებისას ძირითადად გამოიყენება აღნიშნულიდან ორი უკანასკნელი— მოლალური კონცენტრაცია ან კიდევ მოლური წილი.

**1. ხსნადობა.** როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ხსნარი წარმოადგენს ცვლადი შედგენილობის ჰომოგენურ სისტემას, რაც იმას ნიშნავს, რომ ერთი და იმავე რაოდენობის გამხსნელში, მოცემულ ტემპერატურაზე შეიძლება გაიხსნას სხვადასხვა რაოდენობის ერთი და იგივე ნივთიერება. მაგრამ ყოველ ნივთიერებას, მოცემულ ტემპერატურაზე აღებულ გამხსნელში ახასიათებს სრულად გარკვეული ხსნადობა. თუ ჩვენ ავიღებთ გარკვეული რაოდენობით რომელიმე გამხსნელს, მაგალითად წყალს და მასში უცვლელი ტემპერატურის პირობებში ( $20^{\circ}\text{C}$ ) თანდათანობით შევიტანთ ნატრიუმის ქლორიდს, დავინახავთ, რომ 100 გ წყალში ნატრიუმის ქლორიდი გაიხსნება 35,8 გ რაოდენობით, ჭარბი რაოდენობის NaCl გამოიყოფა კრისტალების სახით და დამყარდება წონასწორობა გახსნილ NaCl-სა და მის გაუხსნელ ნაწილს შორის. მიღებულ ხსნარს ნაჯერი ხსნარი ეწოდება. ნაჯერ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა წარმოადგენს ამ ნივთიერების ხსნადობას აღებულ გამხსნელში. აქედან შეგვიძლია ვთქვათ, რომ ხსნადობა არის ნივთიერების მაქსიმალური რაოდენობა გრამობით, რომელიც მოცემულ ტემპერატურაზე იხსნება 100 გ გამხსნელში.

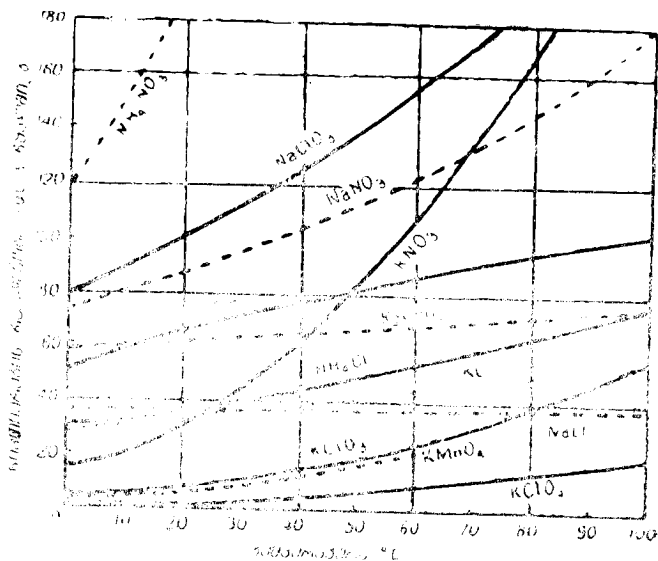
როგორც ვთქვით, ნატრიუმის ქლორიდის ხსნადობა წყალში  $20^{\circ}\text{C}$  ტემპერატურაზე შეადგენს 35,8 გ, ვერცხლის იოდიდისა (AgI) კი  $3 \cdot 10^{-6}$  გ/ლ.

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, სხვადასხვა ნივთიერების ხსნადობა ერთ და იმავე გამხსნელში და ერთ და იმავე ტემპერატურაზე მკვეთრად განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან. იგივე შეგვიძლია ვთქვათ ტემპერატურის მიმართ. კრისტალური ნივთიერების ხსნადობა ტემპერატურის გადიდებით მატულობს, მაგრამ სხვადასხვა ნივთიერებისათვის მატების ტემპერატურული კოეფიციენტი სხვადასხვააა (ნახ. 56).

ისმის საკითხი, რით არის გამოწვეული, რომ ზოგიერთი ნივთიერება დიდი რაოდენობით იხსნება აღებულ გამხსნელში, ხოლო ზოგიერთი კი ძალიან მცირე რაოდენობით?

პირველი მიახლოებით, გახსნის პროცესი უნდა წარმოვიდგინოთ, როგორც ყოველი ნივთიერების მისწრაფება გადავიდეს ისეთ მდგომარეობაში, რომ დაიკავოს მაქსიმალური მოცულობა მსგავსად გაზურ მდგომარეობაში მყოფი ნივთიერებისა. ნივთიერების ეს თვისება, მსგავსად თხევადი ნივთიერების ზედაპირიდან აორთქლებისა, უდავოდ ასრულებს გარკვეულ როლს, მაგრამ მართლაც ამით არ შეიძლება აიხსნას სხვადასხვა ნივთიერების ხსნადობათა შორის ის მკვეთრი განსხვავება, რომელსაც ჩვენ პრაქტიკაში ვხვდებით, ამ ფაქტის ახსნისათვის აუცილებელია მხედველობაში

მივიღოთ გასახსნელი ნივთიერებისა და გამხსნელის ურთიერთქმედება, რომ გამხსნელი გახსნის პროცესის აქტიური მონაწილეა და გახსნა უშუალოდ დაკავშირებულია გასახსნელი ნივთიერებისა და გამხსნელის ურთიერთქმედებაზე.



ნახ. 57. ზოგიერთი მარილის წყალში ხსნადობის დამოკიდებულება ტემპერატურაზე.

ცნობილია, რომ ნივთიერების გახსნა ყოველთვის მიმდინარეობს გარკვეული ენერგეტიკული ცვლილებებით—სითბოს შთანთქმით ან გამოყოფით, ენდოთერმულად ან ეგზოთერმულად, რაც შედეგადად იმ ურთიერთქმედების, რომელსაც ადგილი აქვს გახსნისას გასახსნელ ნივთიერებასა და გამხსნელს შორის. ეს პროცესი ეგზოთერმული პროცესია და მით მეტია გამოყოფილი სითბოს რაოდენობა, რაც მეტია ბმის ენერგია გამხსნელისა და გასახსნელი ნივთიერების ნაწილაკებს შორის. გამხსნელის მოლეკულების გახსნილი ნივთიერების შემადგენელი ნაწილების ირგვლივ დაკავშირებას სოლვატაცია ეწოდება. იმ შემთხვევაში, თუ გამხსნელად წყალია, მაშინ ამ პროცესს ჰიდრატაციის პროცესი ეწოდება.

იმ შემთხვევაში, როდესაც იონური ნაერთი იხსნება წყალში, წყლის დიპოლურ მოლეკულებსა და იონებს შორის წარმოიქმნება მიზიდვის ძალები, რაც ამცირებს კრისტალური ნივთიერების შემადგენელ იონებს შორის მიზიდვას და ხელს უწყობს იონების ხსნარში გადასვლას—გახსნას. გახსნის პროცესი შეიძლება წარმოვიდგინოთ ენერგეტიკული თვალსაზრისით, როგორც ორი ერთდროულად მიმდინარე პროცესთა ჯამი კრის-

ტალური მესერის დაშლა, რაც დაკავშირებულია ენერჯის დახარჯვასთან და სოლვატაცია ჰიდრატაცია, რომელიც ყოველთვის მიმდინარეობს სითბოს გამოყოფით, წარმოადგენს ეგზოთერმულ პროცესს, იმისდა მიხედვით, თუ რომელი მათგანი ჭარბობს, გახსნის პროცესი მიმდინარეობს ენდოთერმულად ან ეგზოთერმულად. იმ შემთხვევაში, თუ კრისტალური მესერის დაშლის ენერჯია აღემატება ჰიდრატაცია სოლვატაციის ენერჯიას, მაშინ გახსნის პროცესი მიმდინარეობს ენდოთერმულად და პირიქით, როდესაც კრისტალური მესერის დაშლის ენერჯია ნაკლებია სოლვატაცია-ჰიდრატაციის ენერჯიაზე, მაშინ გახსნის პროცესი ეგზოთერმულად მიმდინარეობს. ხსნადობაზე ტემპერატურის გავლენა დამოკიდებულია გახსნის პროცესის ენერგეტიკულ ეფექტზე. იმ შემთხვევაში, როდესაც გახსნის პროცესი ენდოთერმულია, მაშინ ტემპერატურის გადიდებით ხსნადობა იზრდება და პირიქით, ეგზოთერმული პროცესის დროს ტემპერატურის გადიდებით ხსნადობა მცირდება (ლე-შატელის მოძრავი წონასწორობის პრინციპი).

ახლა ჩვენ შეგვიძლია პასუხი გავცეთ კითხვაზე, თუ რით აიხსნება ხვადასხვა ნივთიერების ერთი და იმავე გამხსნელში ხსნადობის ერთმანეთისაგან მკვეთრი განსხვავება. იმ შემთხვევაში, როდესაც კრისტალური ნივთიერების შემადგენელ ნაწილაკთა შორის ბმის ენერჯია მკვეთრად აღემატება სოლვატაცია-ჰიდრატაციის ენერჯიას, ნივთიერებას ხსნადობა მცირეა და, პირიქით, როდესაც სოლვატაცია-ჰიდრატაციის ენერჯია დიდია, ხოლო კრისტალის შემადგენელი ნაწილაკების ურთიერთბმის ენერჯია მცირეა, მაშინ ხსნადობა დიდია.

ატომური კრისტალური ნივთიერებები, როგორიცაა ალმასი, გრაფიტი არ იხსნებიან არც ერთ ჩვეულებრივ გამხსნელში, რადგანაც არც ერთ გამხსნელს არ შეუძლია ნახშირბადის ატომებთან წარმოქმნას ისეთი მტკიცე სოლვატი, რომელიც დაგლეჯდა ნახშირბადის ატომებს შორის კოვალენტურ ბმებს. ამიტომ აიხსნება მეტალების უხსნადობა სხვადასხვა გამხსნელში და მათი ხსნადობა დაკავშირებულია ტიპურ ქიმიურ რეაქციაზე. რომელსაც ადგილი აქვს მეტალსა და გამხსნელს შორის.

**2. გაზის თხევად გამხსნელში ხსნადობა.** ჰენრიის კანონი. გაზის ხსნადობა თხევად გამხსნელში დამოკიდებულია ტემპერატურასა და წნევაზე. ტემპერატურის გადიდებით გაზის თხევად გამხსნელში ხსნადობა კლებულობს. ეს იმიტომ არის გამოწვეული, რომ გაზის თხევად გამხსნელში გახსნა ნიშნავს გაზის თხევად მდგომარეობაში გადასვლას, მის კონდენსაციას, რაც ყოველთვის დაკავშირებულია სითბოს გამოყოფასთან, ე. ი. ეგზოთერმული პროცესია და თავისთავად ცხადია, რომ კონდენსაციის პროცესი ტემპერატურის გადიდებით მცირდება.

სითხეების მიერ გაზის შთანთქმის კოეფიციენტი (ბუნზენი, 1857)

ეწოდება გაზის მოცულობას (ნ. პ.), რომელსაც შთანთქავს სითხის ერთეული მოცულობა. მაგალითად, შთანთქმული გაზის მოცულობა ლიტრობით ერთ ლიტრ თხევად გამხსნელში.

ქვემოთ მოყვანილი მონაცემები გვიჩვენებს სხვადასხვა გაზის ხსნადობას წყალში და მის ტემპერატურასთან დამოკიდებულებას.

ზოგიერთი გაზის შთანთქმის კოეფიციენტი წყალში  
(გაზის ლიტრების რაოდენობა 1 ლ წყალში)

	H <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	NH <sub>3</sub>
0°C	0,017	0,023	0,049,	1,71	58,2
30°C	0,006	0,013	0,023	0.66	8,6

როგორც მოყვანილი მონაცემებიდან ჩანს, სხვადასხვა გაზის ერთი და იმავე გამხსნელში შთანთქმის კოეფიციენტები მკვეთრად განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან და აგრეთვე შთანთქმის კოეფიციენტის მნიშვნელობა ძლიერ არის დამოკიდებული ტემპერატურაზე.

გაზის თხევად გამხსნელში ხსნადობის წნევესთან დამოკიდებულება შესწავლილი იქნა ჰენრის (1803) მიერ. მან აღმოაჩინა კანონი, რომელიც გვეუბნება, რომ გაზის რაოდენობა, რომელიც იხსნება გარკვეული რაოდენობის თხევად გამხსნელში, მოცემულ ტემპერატურაზე პროპორციულია გაზის იმ წნევის, რომელიც ახასიათებს მას გახსნელის ზედაპირზე. იმ შემთხვევაში, როდესაც თხევად გამხსნელში იხსნება არა ერთი გაზი, არამედ გაზთა ნარევი, მაშინ ცალკეული გაზის ხსნადობა დამოკიდებულია ნარევეში მათ პარციალურ წნევაზე და მისი პროპორციული სიდიდეა. სხვანაირად რომ ვთქვათ, ჰენრის კანონი გამოსაყენებელია ყველა შემთხვევისათვის—გაზი გვექნება ცალკე თავისუფალ მდგომარეობაში, თუ ნარევის სახით.

დავუშვათ, რომ გაზის წნევა გამხსნელის ზედაპირზე არის  $p$ , გახსნილი გაზის რაოდენობა მილმოლოლებში კი— $q$ , მაშინ ჰენრის კანონი გამოისახება ტოლობით:

$$\frac{q}{p} = \text{const.} \quad (X, 4)$$

ჰენრის კანონი კარგ თანმთხვევაშია ექსპერიმენტულ მონაცემებთან შედარებით დაბალი და საშუალო წნევებზე პირობებში. მაღალი წნევების პირობებში ადგილი აქვს მისგან აცდენას.

ჰენრის კანონის მეორე ნაწილის თანახმად—თხევად გამხსნელში გახსნილი გაზის მოცულობა არ არის დამოკიდებული იმ წნევაზე, რომელიც გასახსნელ გაზს აქვს გამხსნელის ზედაპირზე.

გაზების თხევად გამხსნელში ხსნადობაზე—შთანთქმის კოეფიციენტის სიდიდეზე—შეგვიძლია ვიმსჯელოთ აგრეთვე, მათი ფაზური გარდაქმნის ტემპერატურის მიხედვით, როგორც ვთქვით, გაზის გახსნა თხევად გამხსნელში იგივე პროცესია, რაც გაზის კონდენსაცია, ე. ი. ერთი აგრეგატული მდგომარეობიდან სხვა აგრეგატულ მდგომარეობაში გადასვლა. რაც უფრო დაბალია გაზის ფაზური გადასვლის ტემპერატურა, მით ნაკლებია გაზის თხევად გამხსნელში ხსნადობა. ასე მაგალითად, წყალში ყველაზე მცირე რაოდენობით იხსნება ჰელიუმი, შემდეგ წყალბადი, აზოტი, უანგბადი, ნახშირის დიოქსიდი და ამიაკი. ამავე თანმიმდევრობით იცვლება მათი ფაზური გარდაქმნის ტემპერატურები. ყველაზე დაბალი ფაზური გარდაქმნის ტემპერატურა ახასიათებს ჰელიუმს ( $-269^{\circ}\text{C}$ ), ყველაზე მაღალი (შედარებით)—ამიაკს ( $-78^{\circ}\text{C}$ ).

აღსანიშნავია, რომ გაცხელებით, ტემპერატურის გადიდებით, ხსნარიდან შეიძლება მთელი რიგი გაზების სრული გამოძევება. მაგრამ არ შეიძლება ხსნარის განთავისუფლება ისეთი გაზებისაგან, რომლებიც მჭიდროდ უკავშირდებიან გამხსნელის მოლეკულებს, მაგალითად, შეუძლებელია ხსნარიდან დუღილით სრულად გამოვყოთ  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  და  $\text{HI}$ . ეს იმით აიხსნება, რომ წარმოქმნილი იონები ხსნარში მტკიცედ არიან დაკავშირებული გამხსნელის—წყლის მოლეკულებთან.

**3. ხსნარის ორთქლის წნევა, რაულის კანონი.** ხსნარის ორთქლის წნევა უფრო მცირეა, ვიდრე სუფთა გამხსნელის (მიღებულია, რომ გახსნილი ნივთიერების ორთქლის წნევა ნულის ტოლია).

მრავალი ცდების შედეგების განზოგადებით რაული (1887) მივიდა იმ დასკვნამდე, რომ ხსნარის ორთქლის წნევის შემცირება დამოკიდებულია გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაციაზე. აღმოჩენილი კანონზომიერება მან შემდეგი კანონის სახით ჩამოაყალიბა: ხსნარის ორთქლის წნევის ფარდობითი დეპრესია, შედარებით სუფთა გამხსნელის ორთქლის წნევასთან, პირდაპირ პროპორციული სიდიდითაა გახსნილი ნივთიერების მოლური წილადის.

თუ სუფთა გამხსნელის ორთქლის წნევას აღვნიშნავთ  $P_0$ -ით, ხსნარის ორთქლის წნევას  $P$ -ით, გახსნილი ნივთიერების მოლთარიცხვს  $n$ -ით, ხოლო გამხსნელის მოლთა რიცხვს  $n_0$ . მაშინ რაულის კანონი შეგვიძლია გამოვსახოთ:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n}{n + n_0} \quad (\text{X}, 5)$$

$$1 - \frac{P}{P_0} = \frac{n}{n + n_0}; \quad \frac{P}{P_0} = 1 - \frac{n}{n + n_0}$$

აქედან

$$P = P_{\circ} \gamma_{\circ}$$

(X,6)

ხსნარის ზედაპირზე ორთქლის წნევა ტოლია სუფთა გამხსნელის ორთქლის წნევისა და გამხსნელის მოლური წილადის ნამრავლის. ხსნარებს, რომლებიც ემორჩილებიან რაულის კანონს, იდეალური ხსნარები ეწოდება.

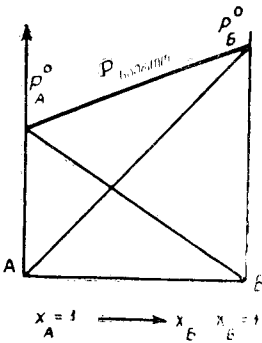
იდეალური ეწოდება ისეთ ხსნარს, რომლის შემადგენელი ნივთიერებების ნაწილაკებს შორის ურთიერთმოქმედების ძალები ტოლია სუფთა ნივთიერების შემადგენელ ნაწილაკებს შორის ურთიერთმოქმედების ძალის. დავუშვათ, რომ ხსნარი შედგება  $A$  და  $B$  ნივთიერებისაგან. იდეალურ ხსნარში  $A$  ნივთიერების ნაწილაკებს შორის  $A-A$  ურთიერთმოქმედების ძალები ტოლია  $A-B$  და  $B-B$ —შორის ურთიერთმოქმედების ძალების. იდეალური ხსნარების მოდელირება საჭირო შეიქმნა საკითხის გამარტივებისათვის, რომ გამოვრიცხოთ ნაწილაკთა შორის ურთიერთმოქმედება. იდეალური ხსნარების წარმოქმნა თერმონეიტრალური პროცესი უნდა იყოს, ე. ი.  $\Delta H = 0$  იდეალური ხსნარის მოცულობა ტოლი უნდა იყოს შემადგენელი კომპონენტების მოცულობათა ჯამის.

იდეალური ხსნარის მდგომარეობას შეიძლება მივაღწიოთ იმ შემთხვევაში, თუ გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაცია ხსნარში ძლიერ მცირეა ( $\gamma \rightarrow 0$ ). ასეთ პირობებში გახსნილი ნივთიერების ნაწილაკებს შორის მანძილი იმდენად დიდი იქნება, რომ მათ შორის მოქმედების ძალა შეიძლება ნულის ტოლად მივიღოთ.

იდეალურ ხსნარებში, ხსნარის ზედაპირზე არსებული ორთქლის წნევა ხსნარის შედგენილობის წრფივი ფუნქციაა (ნახ. 58).

მთელ რიგ შემთხვევაში ადგილი აქვს რაულის კანონიდან გადახრას. გადახრა შეიძლება იყოს დადებითი და უარყოფითი (ნახ. 59).

დადებით გადახრას იძლევიან ხსნარები, რომელთა წარმოქმნა მიმდინარეობს



ნახ. 58. ხსნარის ორთქლის წნევის შედგენილობაზე დამოკიდებულების მრუდები.

ენდოთერმულად,  $\Delta H$  უარყოფითია. ასეთი ხსნარის საერთო მოცულობა მეტია, ვიდრე ხსნარის შემადგენელი სუფთა კომპონენტების მოცულობათა ჯამი, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ ხსნარის შემადგენელი კომპონენტების ნაწილაკებს შორის ხსნარში მანძილი უფრო მეტია, ვიდრე



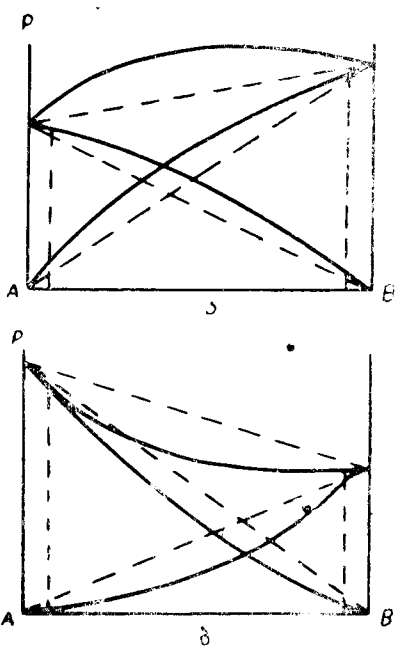
სუფთა კომპონენტების ნაწილაკთა შორის მანძილი. ამით აიხსნება ის, რომ სითხის შემადგენელი ნაწილაკები ადვილად შორდებიან ერთმანეთს და გადაიან ზედაპირიდან გაზურ ფაზაში, რის შედეგადაც ასეთი ხსნარის ზედაპირზე ორთქლის წნევა მეტია, ვიდრე იდეალური ხსნარის ზედაპირზე. უარყოფით გადახვევას იძლევიან ისეთი ხსნარები, რომელთა წარმოქმნა დაკავშირებულია სითხის გამოყოფასთან—ეგზოთერმულია. ასეთი ხსნარების საერთო მოცულობა ნაკლებია სუფთა შემადგენელი კომპონენტების მოცულობათა ჯამზე. რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ ხსნარის შემადგენელი კომპონენტების ნაწილაკთა შორის მიზიდვის ძალები ჭარბობს სუფთა კომპონენტების ნაწილაკთა შორის მიზიდვას, რის გამოც ხსნარის ზედაპირიდან მოლეკულის მოგლეჩისათვის და გაზურ მდგომარეობაში გადაყვანისათვის მეტი ენერგიაა საჭირო, ვიდრე იდეალური ხსნარის ზედაპირიდან.

დადებით გადახრას იძლევიან ისეთი ხსნარები როგორცაა: ოთხქლორიანი ნახშირბადი—ბენზოლი, ეთილის სპირტი—ეთილის ეთერი და სხვ. უარყოფით აცდენას იძლევიან ხსნარები: გოგირდმყავა—წყალი, ეთილის სპირტი—წყალი,  $\text{CH}_3\text{Cl}-(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ ,  $\text{HNO}_3-\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}-\text{H}_2\text{O}$  და სხვ.

პრაქტიკაში მეტწილად საქმე გვაქვს ხსნარებთან, რომლებიც იძლევიან დადებით ან უარყოფით გადახვევას რაულის კანონიდან, ე. ი. საქმე გვაქვს არა იდეალურ ხსნარებთან, არამედ რეალურთან.

ზოგიერთ შემთხვევაში რაულის კანონის გამომსახველ განტოლებას (X,5) და (X,6) აძლევენ სახეს, სადაც ორთქლის წნევა დაკავშირებულია კომპონენტების მოლეკულურ მასასთან. მართლაც, თუ  $n$ -ის მაგიერ შევიტანთ მის მნიშვნელობას (X,5) ტოლობაში, სადაც  $n = \frac{g}{M}$ , მივიღებთ

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{g/M}{g/M + g_0/M_0} \quad (\text{X}, 7)$$



ნახ 59. იდეალურიდან დადებითი და უარყოფითი გადახრის მაჩვენებელი მრუდები.

თუ მნიშვნელში მხედველობაში არ მივიღებთ  $g/M$ -ს შედარებით  $g_0/M_0$ -თან, რადგანაც ხსნარი განზავებულია, მაშინ გვექნება:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n}{n_0} = \frac{gM_0}{g_0M} \quad (X,8)$$

ეს განტოლება საშუალებას გვაძლევს მოვნახოთ გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური მასა  $M$ . ამისათვის საჭიროა მოვნახოთ ექსპერიმენტულად ორთქლის წნევა  $P$  ხსნარის ზედაპირზე.  $g$  და  $g_0$  ცნობილია ხსნარის დამზადებიდან,  $M_0$  — კი გამხსნელის მოლეკულური მასაა. აქედან ადვილად შეიძლება გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური მასის  $M$ -ის ექსპერიმენტულად განსაზღვრა.

**4. ხსნარების დუდილის ტემპერატურა. ებულიოსკოპია.** მრავალი ცდებით დადგენილია, რომ აუქროლადი ნივთიერების ხსნარების დუდილის ტემპერატურა უფრო მაღალია, ვიდრე სუფთა გამხსნელის დუდილის ტემპერატურა. თეორიულად ეს მდგომარეობა უშუალოდ გამომდინარეობს რაულის კანონიდან. რაულის კანონიდან ვიცით, რომ ერთი და იმავე ტემპერატურაზე ხსნარის ორთქლის წნევა უფრო დაბალია, ვიდრე სუფთა გამხსნელის, დუდილის ტემპერატურა კი ის ტემპერატურაა, რომელზედაც სითხის ორთქლის წნევა ტოლი ხდება ატმოსფერული წნევის. მაშასადამე, იმისათვის, რომ ხსნარის ორთქლის წნევამ მიაღწიოს ატმოსფერულ წნევას, აუცილებელია ხსნარის ტემპერატურა უფრო მაღალი იყოს, ვიდრე სუფთა გამხსნელის ტემპერატურა.

მუდმივი წნევის (მაგ. 760 მმ გ. ს.) პირობებში განზავებული ხსნარების დუდილის ტემპერატურის აწევა ხსნარის კონცენტრაციის პროპორციულია. ასეთი გაზომვებისას კონცენტრაციებს გამოსახავენ 1000 გ გამხსნელში გახსნილი ნივთიერების მოლების რაოდენობით, ე. ი. ხსნარის მოლალობით.

დავუშვათ, რომ ჩვენს მიერ მომზადებული ხსნარის დუდილის ტემპერატურაა  $t'$ , ხოლო სუფთა გამხსნელისა კი  $t$  მათ შორის სხვაობა აღვნიშნოთ  $\Delta t$ -თი

$$t'_{\text{დუღ}} - t_{\text{დუღ}} = \Delta t_{\text{დუღ}}$$

მაშინ შეგვიძლია დავწეროთ:

$$\Delta t_{\text{დუღ}} = EC, \quad (X,9)$$

სადაც  $E$  — პროპორციულობის კოეფიციენტი. რომ გავიგოთ  $E$  — პროპორციულობის კოეფიციენტის ფიზიკური აზრი, დავუშვათ, რომ  $C = 1$  მოლს, მაშინ ტოლობა (X,9) მიიღებს ასეთ სახეს:

$$\Delta t'_{\text{დუღ}} = E \cdot 1 = E, \quad (X,9 \text{ ა})$$

ე. ი.  $E$ -ს ფიზიკური აზრი მდგომარეობს იმაში, რომ ის წარმოადგენს მოლალური დუდილის ტემპერატურის აწევას, გვიჩვენებს თუ რა სიდიდით აიწია ხსნარის დუდილის ტემპერატურამ, როდესაც 1000 გ გამხსნელში გახსნილია 1 გ-მოლი რომელიმე ნივთიერება. როგორც ვიცით, წყლის დუდილის ტემპერატურა (ნ. პ.) უდრის  $100^{\circ}\text{C}$ . ხსნარი, რომელიც 1000 გ წყალში შეიცავს 34,2 გ შაქარს ( $1/10$  მ) დუღს  $100,052^{\circ}\text{C}$ -ზე, თუ კონცენტრაციას გავაორკეცებთ (68,4), მიღებული ხსნარის დუდილის ტემპერატურა ტოლი იქნება  $100,104^{\circ}\text{C}$  თუ ჩვენ გვაქვს შარდოვანას  $1/10$  მოლი (6 გ 1000 გ  $\text{H}_2\text{O}$ ), ხსნარის დუდილის ტემპერატურა ტოლი იქნება  $100,052^{\circ}\text{C}$ , კონცენტრაციის გაორკეცების შემთხვევაში, მიღებული ხსნარის დუდილის ტემპერატურა ტოლი იქნება  $100,104^{\circ}\text{C}$ , ხოლო თუ ავიღებთ ხსნარს, რომელიც შედგება 1000 გ  $\text{H}_2\text{O}$  და 60 გ შარდოვანასაგან, ასეთი ხსნარის დუდილის ტემპერატურა ტოლი იქნება  $100,52^{\circ}\text{C}$  და ა. შ.

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, იმ შემთხვევაში. თუ გამხსნელად აღებული გვაქვს წყალი და 1000 გ წყალში გახსნილია რომელიმე არაელექტროლიტის 1 გ-მოლი, მიუხედავად გახსნილი ნივთიერების ბუნებისა, დუდილის ტემპერატურის აწევა ყველა შემთხვევაში ერთი და იგივეა, საიდანაც ნათელია, რომ მოლეკულური ტემპერატურის აწევა წარმოადგენს გამხსნელის მუდმივას და არ არის დამოკიდებული გახსნილი ნივთიერების გვარობაზე.  $E$ -ს ებულოსკოპურ მუდმივას უწოდებენ. ქვემოთ მოგვყავს ზოგიერთი გამხსნელის ებულოსკოპური მუდმივას მნიშვნელობები.

გამხსნელი: წყალი. ეთილის ეთერი. ქლოროფორმი. ეთილის სპირტი.

$E$	0,52	2,11	3,88	1,15
ბენზოლი				
	2,57			

ხსნარისა და სუფთა გამხსნელის დუდილის ტემპერატურების განსაზღვრა და  $\Delta t'$  დუღ. პოვნა საშუალებას გვაძლევს ვიპოვოთ გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური მასა ფორმულიდან:

$$\Delta t'_{\text{ვლ}} = EC,$$

სადაც

$$C = \frac{g}{M},$$

მაშინ

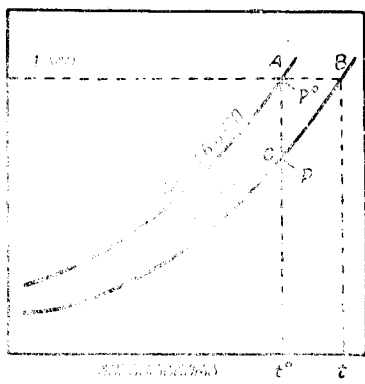
$$\Delta t' = \frac{E \cdot g \cdot 1000}{M \cdot G} \tag{X,10}$$

აქედან

$$M = \frac{E \cdot g \cdot 1000}{\Delta t' \cdot G}, \tag{X,10 ა}$$

სადაც  $g$  გახსნილი ნივთიერების მასაა გრამობით, 1000 გ. გამხსნელის რაოდენობა მოლაღურ ხსნარში,  $G$ —ცდისათვის აღებული გამხსნელის რაოდენობა გრამობით.

დუღილის ტემპერატურის გამოყენებით, გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური მასის განსაზღვრის მეთოდს — ებულოსკოპური მეთოდი ეწოდება. ხსნარის დუღილის ტემპერატურის აწვევა გრაფიკულად ნაჩვენებია ნახ. 60-ზე.



ნახ. 60. ხსნარის დუღილის ტემპერატურის აწვევა.

როგორც ნახაზიდან ჩანს, ხსნარის ორთქლის წნევა ყველა ტემპერატურაზე ნაკლებია სუფთა გამხსნელის ორთქლის წნევაზე და იმისათვის, რომ ხსნარის ორთქლის წნევა გაუთანაბრდეს სუფთა გამხსნელის ორთქლის წნევას, საჭიროა ტემპერატურის  $t^{\circ}$ -დან გავზარდოთ  $t$  გრადუსამდე, სადაც მათ შორის სხვაობა ტოლია  $\Delta t_{დუღ.}$ .

**5. გამყარების ტემპერატურის შემცირება. კრიოსკოპია.** ცდებით დადგინდა, რომ ხსნარის გამყარების (დნობის) ტემპერატურა უფრო დაბალია, ვიდრე სუფთა გამხსნელის გამყარების (დნობის) ტემპერატურა. ისე როგორც განზავებული ხსნარების დუღილის ტემპერატურის აწვევა, გამყარების (დნობის) ტემპერატურის დაწვევაც დამოკიდებულია ხსნარის კონცენტრაციაზე და, შეიძლება ვთქვათ, რომ გამყარების (დნობის) ტემპერატურის დაწვევა პროპორციულია გახსნილი ნივთიერების მოლაღურ კონცენტრაციაზე. აქედან შეგვიძლია დავწეროთ:

$$\Delta t_{გაბ} = KC, \quad (X,11)$$

სადაც  $\Delta t_{გაბ}$ —გამყარების (დნობის) ტემპერატურათა შორის სხვაობა სუფთა გამხსნელსა და ხსნარს შორის,  $K$ —პროპორციულობის კოეფიციენტი,  $C$ —ხსნარის მოლაღური კონცენტრაცია.

თუ დავუშვებთ, რომ  $C=1$  მ, ე. ი. 1000 გ გამხსნელში გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა ტოლია 1 გ-მოლის, მაშინ მივიღებთ:

$$\Delta t_{გაბ} = K \cdot 1 = K \quad (X,11 \text{ ა})$$

აქედან ნათლად ჩანს  $K$ -ს ფიზიკური აზრი, რომ ის წარმოადგენს ხსნარის გაყინვის ტემპერატურის მოლაღურ დეპრესიას და გვიჩვენებს თუ რა სიდიდით შემცირდება ხსნარის გაყინვის ტემპერატურა,

როდესაც 1000 გ გამხსნელში გახსნილია 1 გ-მოლი რომელიმე ნივთიერება.

ასე მაგალითად, თუ 1000 გ წყალში გახსნილია 34,2 გ საქაროზა, ხსნარი იყინება— $0,186^{\circ}\text{C}$ , თუ კონცენტრაციას გავადიდებთ ორჯერ, ხსნარი გამყარდება— $0,372^{\circ}\text{C}$ ; იმ შემთხვევაში, თუ ხსნარის კონცენტრაცია ტოლი იქნება ერთი გრამმოლის (342 გ 1000 გ წყალში), მაშინ ხსნარი გაიყინება— $1,86^{\circ}\text{C}$ , შაქრის მაგიერ თუ ავიღებთ შარდოვანას წყალხსნარს, სადაც შარდოვანას კონცენტრაცია ტოლი იქნება  $1/10$  მოლალობის (6 გ შარდოვანა 1000 გ წყალში), მისი გამყარების ტემპერატურაც ტოლი იქნება— $0,186^{\circ}\text{C}$ . ხოლო მოლალური ხსნარის (60 გ 1000 გ წყალში) გაყინვის ტემპერატურა ტოლი იქნება— $1,86^{\circ}\text{C}$ .

აქედან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ მოლალური გამყარების ტემპერატურული დეპრესია  $K$  არ არის დამოკიდებული გახსნილი არაელექტროლიტი ნივთიერების ბუნებაზე და დამოკიდებულია მხოლოდ და მხოლოდ გამხსნელის გეარობაზე, რომ ყოველ გამხსნელს ახასიათებს თავისი გამყარების ტემპერატურული დეპრესია.

ქვემოთ მოგვყავს ზოგიერთი გამხსნელის მნიშვნელობები.

გამხსნელი:	წყალი.	ბენზოლი.	ნაფტალინი.	ციკლოპექსანი.	ქაფური
$K$	1,86	5,12	7,0	20,8	40,0

ისე როგორც დუდილის ტემპერატურის აწვევა, გამყარების ტემპერატურის დაწვევაც შეიძლება გამოყენებული იქნეს გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური წონის განსაზღვრისათვის.

$$M = \frac{K \cdot g \cdot 1000}{\Delta t \cdot G} \quad (X, 12)$$

პრაქტიკულად ჩვენ ვსაზღვრავთ  $\Delta t$  გამ., რისთვისაც ჯერ განვსაზღვრავთ სუფთა გამხსნელის გამყარების ტემპერატურას, შემდეგ ვამზადებთ ზუსტი კონცენტრაციის ხსნარს ( $G$  ვგრებულობთ წონითი როდენობით) და ვსაზღვრავთ მიღებული ხსნარის გამყარების ტემპერატურას. მიღებული სიდიდეების სხვაობით ვგებულობთ  $\Delta t$  გამ.; განტოლებაში შემავალი დანარჩენი სიდიდეები ცნობილია და შეიძლება მოვნახოთ გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური წონა.

ხსნარის გამყარების ტემპერატურის დაწვევით მოლეკულური წონის განსაზღვრის მეთოდს კრიოსკოპული მეთოდი ეწოდება (ლათინურად—*ebullio*—დაღლილი, ბერძნულად—*Κρυσις*—სიცივე).

ებულოსკოპური და კრიოსკოპული მეთოდი ფართოდ გამოიყენება პრაქტიკაში უცნობი ნივთიერების მოლეკულური მასის განსაზღვრისას, განსაკუთრებით ორგანული ნერთების შესწავლის დროს. ეს მეთოდები

კარგ შედეგს იძლევა იმ შემთხვევაში, როდესაც გახსნილი ნივთიერება აღებულ გამხსნელში გახსნისას არ განიცდის მოლეკულურ ცვლილებას— დისოციაციას ან ასოციაციას. დისოციაციის შემთხვევაში, კრიოსკოპული ან ებულოსკოპული მეთოდით განსაზღვრული გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური მასა ნაკლებია ჰეშმარიტ მოლეკულურ წონასთან შედარებით. ასოციაციის შემთხვევაში კი პირიქით, ექსპერიმენტული გზით მიღებული მოლეკულური მასა მეტია ჰეშმარიტ მოლეკულურ მასაზე.

ებულოსკოპული და კრიოსკოპული მუდმივები  $E$ ,  $K$  რომ არ არის დამოკიდებული გახსნილი ნივთიერების გვარობაზე და დამოკიდებულია მხოლოდ გამხსნელის ბუნებაზე და წარმოადგენენ მხოლოდ გამხსნელის მუდმივებს, შეიძლება დავამტკიცოთ თერმოდინამიკური გზით. თერმოდინამიკის კანონიდან გამოდინარე

$$E = \frac{RT_{\text{ფლ.}}^2}{1000 \cdot \frac{\Delta H_{\text{ორ.}}}{M}}, \quad K = \frac{RT_{\text{გაყ.}}^2}{1000 \cdot \frac{\Delta H_{\text{გაყ.}}}{M}},$$

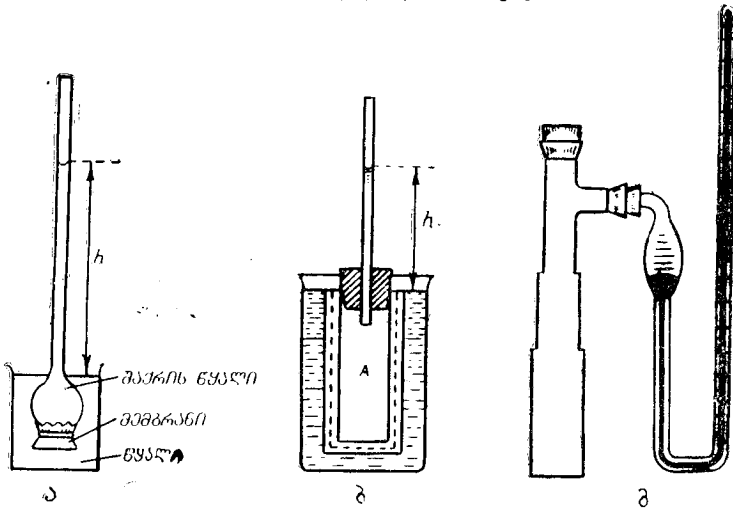
სადაც  $t_{\text{ფლ.}}$  და  $t_{\text{გაყ.}}$  არის გამხსნელის დუღილისა და გაყინვის ტემპერატურები,  $\Delta H_{\text{ორ.}}$  და  $\Delta H_{\text{გაყ.}}$ —გამხსნელის აორთქლებისა და გამყარების ფარული სითბო, ხოლო  $M$ —გამხსნელის მოლეკულური მასა. როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, განტოლებაში შემავალი ყველა სიდიდე მიეკუთვნება გამხსნელს და არა გახსნილ ნივთიერებას.

**6. ოსმოსი და ოსმოსური წნევა.** თუ ნახევრადგამტარი ტიხაბის საშუალებით შენებაში მოვიყვანთ ერთმანეთთან ორი სხვადასხვა კონცენტრაციის მქონე ხსნარებს ან კიდევ ხსნარსა და სუფთა გამხსნელს, მაშინდაბალი კონცენტრაციის მქონე ხსნარიდან ადგილი ექნება მაღალი კონცენტრაციის ხსნარში გამხსნელის მოლეკულების გადასვლას, რის შედეგადაც მაღალი კონცენტრაციის მქონე ხსნარის დონე ზემოთ აიწევს, ხოლო დაბალი კონცენტრაციის მქონე ხსნარის დონე დაბლა დაიწევს. ეს მოვლენა პირველად შემჩნეული იყო 1748 წ. და მას ოსმოსის მოვლენა ეწოდა.

ოსმოსის მოვლენას ადგილი აქვს მაშინ, როდესაც ნახევრადგამტარი ტიხარი ატარებს გამხსნელის მოლეკულებს და არ ატარებს გახსნილი ნივთიერების ნაწილაკებს. ოსმოსის მოვლენა ცალმხრივი დიფუზიის მოვლენაა, რადგანაც გამხსნელის მოლეკულები მხოლოდ მათი მაღალი კონცენტრაციიდან იწყებენ მოძრაობას დაბალი კონცენტრაციისაკენ.

ოსმოსის მოვლენის ილუსტრირება შეიძლება შემდეგი ხელსაწყოთა საშუალებით (ნახ. 61): ეს ხელსაწყო შედგება ორი ჭურჭლისაგან. შიგა ჭურჭელს ძაბრის ფორმა აქვს, რომლის ფართო ზედაპირზე (ფსკერი) გადაკრულია ცხოველური, ნახევრადგამტარი ტიხარის თვისების მქონე

აფსკი. მეორე ბოლო გრძელ, ვიწრო მილს წარმოადგენს (აფსკად შეიძლება გამოვიყენოთ ღორის საშარდე ბუშტი). ძაბრში ასხამენ შაქრის ხსნარს და ფართო ბოლოთი უშვებენ წყლიან კიქაში.



ნახ. 61. ოსმოსური წნევა.

ცდის დასაწყისში ორივე ტურქელში სითხე ერთ და იმავე დონეზეა. რამდენიმე ხნის შემდეგ, ხელსაწყოს მოსვენებულ მდგომარეობაში დატოვებისას, შევამჩნევთ, რომ შიგა ტურქელში ხსნარის დონე მაღლა აიწევს და მილში გარკვეულ სიმაღლეს მიაღწევს, რის შემდეგაც სითხის დონე უცვლელი დარჩება. ეს კი მოხდება მაშინ, როდესაც მილში ასული სითხის სვეტის ჰიდროსტატიკური წნევა გაუთანაბრდება იმ ძალას, რომელიც გამხსნელის მოლეკულებს აიძულებს გარეთა ტურქლიდან გადავიდეს შიგა ტურქელში. იმ წნევას, რომელიც წარმოიქმნება ჰიდროსტატიკური წნევის სახით და რომელიც ოსმოსის მოვლენას შეწყვეტს, ოსმოსური წნევა ეწოდება.

მაშასადამე, ოსმოსურია ის წნევა, რომელმაც უნდა იმოქმედოს ნახევრადგამტარ ტიხარზე კონცენტრირებული ხსნარის მხრიდან, იმისათვის, რომ შეწყდეს ოსმოსის მოვლენა.

როდესაც ჰიდროსტატიკური წნევა გაუთანაბრდება იმ ძალას, რომელიც აიძულებს გამხსნელის მოლეკულებს სუფთა გამხსნელიდან (განზავებული ხსნარიდან) გადავიდეს კონცენტრირებულ ხსნარში — დამყარდება დინამიკური წონასწორობა, რაც იმას ნიშნავს, რომ ღროის ერთეულში განზავებული ხსნარიდან კონცენტრირულ ხსნარში გადასული გამხსნელის

მოლეკულების რაოდენობა ტოლია კონცენტრული ხსნარიდან განზავებულ ხსნარში გადასული გამხსნელის მოლეკულების რაოდენობის.

წონასწორობის დამყარებისათვის აუცილებელია ნახევრადგამტარი ტიხარების ორივე მხარის ერთეულ ფართზე, გამხსნელისა და გახსნილი ნივთიერების ნაწილაკების რიცხვი დაახლოებით ერთი და იგივე იყოს. მხოლოდ ამ შემთხვევაში შეიძლება დამყარდეს წონასწორობა.

ისმის საკითხი, როგორია ოსმოსის მოვლენის მექანიზმი? რა იწვევს ოსმოსის მოვლენას? რა აძლევს გამხსნელის მოლეკულებს გადავიდნენ ერთი ხსნარიდან მეორეში?

ოსმოსის მოვლენის მექანიზმის ასხნისათვის მხედველობაში უნდა მივიღოთ ის ზოგადი დებულება, რომელიც გვეუბნება, რომ ყოველი ნივთიერება მიისწრაფვის დაიკავოს ნოცულობის მაქსიმუმი და მთელ მოცულობაში განაწილდეს თანაბრად. მისწრაფება, რომელიც შეიძლება შევადაროთ გაზის მოლეკულების თანაბრად განაწილებას დაკავებულ მთლიან ნოცულობაში, უშუალოდ განომდინარეობს ბუნების საერთო პრინციპიდან, რომ მოლეკულური სისტემები მიისწრაფიან თანაბარი განაწილებისაკენ ანუ მოუწესრიგებლობისაკენ.

თუ ჩვენ ცილინდრში შევტანთ პერმანგანატის ხსნარს და შემდეგ ძალიან ფრთხილად, პიპეტით ისე რომ არ მოხდეს შერევა გამხსნელისა და ხსნარის, შევიტანთ გაბზნულს—წყალს, მივიღებთ ორფერიან სისტემას. თუ ასეთ სისტემას დაულოებებთ მოსვენებულ მდგომარეობაში, დავინახავთ, რომ ხსნარი მთლანურად ერთნაირ შეფერილობას მიიღებს, რაც შედეგია იმ მისწრაფების, რომელიც ახასიათებს გამხსნელისა და გახსნილი ნივთიერების მოლეკულებს, დაიკავონ რაც შეიძლება მეტი მოცულობა. ამ სწრაფვის შედეგად გამხსნელის მოლეკულები გადაადგილდებიან ზემოდან ქვემოთ და, ირჩეოთ, გახსნილი  $KMnO_4$ -ის შექადგენელი ნაწილაკები ქვერიდან ზემოთ. ამ მოვლენას დიფუზიის მოვლენა ეწოდება და ის გაპირობებულია ნაწილაკების სითბური მოძრაობით. დიფუზიას ადგილი აქვს ორი საპირისპირო მიმართულებით: გახსნილი ნივთიერების მოლეკულები დიფუზიას ვანიც დიან წყლის ფენაში, ხოლო წყლის მოლეკულები—ხსნარის ფენაში, რომელიც თანდათანობით განზავდება. მაშასადამე, არსებობს დიფუზიის წნევა და არსებობს განზავების წნევა, რომლებიც ერთმანეთის საპირისპიროდაა მიმართული. იმ შემთხვევაში, თუ გამხსნელი და ხსნარი ნახევარდამტარი ტიხარით ეხება ერთმანეთს, მაშინ ადგილი აქვს მხოლოდ გამხსნელის მოლეკულების გადასვლას გამხსნელიდან ხსნარში, განზავების წნევს გამოვლენას, რომელიც შეიძლება გავზომოთ და რომელსაც ოსმოსური წნევა ეწოდება. ხსნარის განზავების აღმი სწრაფვის ტენდენცია შეიძლება გაიზომოს ნახევრადგამტარი ტიხარის გამოყენების გარეშე, გამხსნელისა და ხსნარის ორთქლის წნევების მაგალითზე.



თუ ჭიქით ხსნარს და სუფთა გამხსნელს მოვთავსებთ ჰერმეტიკულად დახურულ ჭურჭელში (ხუფის ქვეშ) და დავტოვებთ მოსვენებულ მდგომარეობაში, დაეინახავთ, რომ სუფთა გამხსნელის დონე ჭიქაში თანდათანობით ქვემოთ დაიწევს, ხოლო ხსნარის დონე ზემოთ აიწევს, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ სუფთა გამხსნელი, რომელიც ორთქლის მდგომარეობაში გადადის, კონდენსირდება ხსნარში, ადგილი აქვს ხსნარის განზავებას. იმ შემთხვევაში, თუ ორივე ჭიქაში მოვთავსებთ სხვადასხვა კონცენტრაციის ხსნარს, მაშინ განზავებული ხსნარიდან ადგილი ექნება გამხსნელის იზოთერმულ აორთქლებას მანამდე, სანამ ორივე ხსნარის კონცენტრაციები არ გათანაბრდება, შემდეგ კი დამყარდება წონასწორობა და ხსნარების ზედაპირზე გვექნება უღნითილი ორთქლი.

**7. ოსმოსური წნევის კანონები.** მრავალი ექსპერიმენტული ცდის მონაცემების საფუძველზე, 1887 წ., პვეფერმა დაადგინა, რომ ხსნარის ოსმოსური წნევის სიდიდე პროპორციულია გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაციის, ე. ი. რაც მეტია შეხებაში მყოფ ორ ფენათა შორის კონცენტრაციათა სხვაობა, მით მეტია ოსმოსური წნევა. ვანტ-ჰოფმა კი დაადგინა, რომ ერთი და იმავე კონცენტრაციის პირობებში, ხსნარის ოსმოსური წნევა პირდაპირპროპორციული სიდიდეა ხსნარის აბსოლუტური ტემპერატურის.

პვეფერის კანონი შეგვიძლია გამოვსახოთ ტოლობით:

$$\pi_{osm} = K_1 C, \quad (X, 13)$$

ვანტ-ჰოფის:

$$\pi_{osm} = K_2 T, \quad (X, 14)$$

ვანტ-ჰოფმა განაზოგადა მიღებული შედეგები და მოგვცა საერთო განტოლება, რომლის თანახმად:

$$\pi_{osm} = CRT, \quad (X, 15)$$

სადაც  $\pi_{osm}$ —ოსმოსური წნევაა,  $C$ —ხსნარის კონცენტრაცია,  $R$ —გაზის უნივერსალური მუდმივა,  $T$ —აბსოლუტური ტემპერატურა. მორჩესა და ფრეზერის მონაცემების მიხედვით აღმოჩნდა, რომ შაქრის წყალხსნარის ოსმოსური წნევა, მუდმივი ტემპერატურის პირობებში, პროპორციულად იზრდება კონცენტრაციის ზრდასთან ერთად და ოსმოსური წნევის კონცენტრაციასთან ფარდობა (განზავებული ხსნარებისათვის) მუდმივი სიდიდეა.

კონცენტრაცია C მოლების რიცხვი 1000 გ წყალში	ოსმოსური წნევა $\pi$ ატმ-ში 25°	ფარდობა $\pi/C$
0,1	2,63	26,3
0,2	5,15	25,7
0,3	7,73	25,8
0,4	10,30	25,7
0,5	12,94	25,9

საიდანაც შეგვიძლია დავწერთ:

$$\pi/C = \text{Const.} \quad (X,16)$$

თუ ტოლობაში  $C$ -ს მაგიერ შევიტანთ მის მოცულობით მნიშვნელობას, მივიღებთ:

$$\pi v = \text{Const.} \quad (X,17)$$

როგორც ვანტოლებიდან ჩანს, ის სრულიად ანალოგიურია იდეალური გაზების ბოილ-მარიოტის კანონის

ტემპერატურის გავლენა ოსმოსურ წნევაზე შეგვიძლია დავინახოთ 0,1 მოლალობის შაქრის წყალხსნარის მაგალითზე.

ცხრილი 17

ტემპერატურის გავლენა ოსმოსურ წნევაზე

ტემპერატურა		ოსმოსური წნევა $\pi$ ატმ-ში	ფარდობა $\pi/T$
$^{\circ}\text{C}$	$^{\circ}\text{K}$		
0	273,16	2,462	0,009
10	283,16	2,498	0,0088
20	293,16	2,590	0,0088
25	298,16	2,634	0,0088

ამ მონაცემებიდან გამომდინარეობს, რომ განზავებული ხსნარებისათვის შეიძლება გამოვიყენოთ იდეალური გაზების მერაყე კანონი—გეი-ლუსაკის კანონი

$$\pi/T = \text{Const} \quad (X,18)$$

ამ მონაცემების განზოგადების შედეგად, ვანტ-ჰოფი მივიდა დასკვნამდე, რომ იდეალურ გაზებსა და განზავებულ ხსნარებს შორის არსებობს სრული ანალოგია, რომ განზავებული ხსნარების ოსმოსური წნევის განსაზღვრისათვის შეიძლება გამოვიყენოთ იდეალური გაზების მდგომარეობის ვანტოლება:

$$\pi_{\text{ოსმ}} = CRT \quad (X,19)$$

$$\pi v = RT, \quad (X,20)$$

საიდანაც მან მოგვცა კანონი:

განზავებული ხსნარის ოსმოსური წნევა ტოლია იმ წნევის, რომელიც ექნებოდა გახსნილ ნივთიერებას, ის რომ გადაგვეყვანა გაზურ მდგომარეობაში და მოგვეთავსებინა იმ მოცულობაში, რომელიც უჭირავს ხსნარს.

აქედან გამომდინარე, განტოლება (X,17)—იდეალური გაზის მდგომარეობის განტოლება—შეიძლება გამოყენებული იქნეს ვახსნილი ნივთიერების მოლეკულური წონის განსაზღვრისათვის. მას განსაკუთრებით დიდი მნიშვნელობა აქვს მაღალმოლეკულური ნივთიერების მასის (მოლეკულური წონის) განსაზღვრისათვის

ვახსნილი მაღალმოლეკულური ნივთიერების ხსნარის ოსმოსური წნევის დამოკიდებულება მის კონცენტრაციაზე გამოისახება განტოლებით:

$$\pi_{\text{ოსმ}} = \frac{gRT}{M} + Ag^2,$$

ან კიდევ

$$\frac{\pi_{\text{ოსმ}}}{g} = \frac{RT}{M} + A \cdot g, \quad (X,21)$$

სადაც  $g$ —საკვლევი ნივთიერების წონაა გრამობით.

( $A \cdot g^2$ ) წევრი ასახავს მაღალმოლეკულური ნივთიერების აღნაგობას.

ოსმოსის მოვლენას დიდი მნიშვნელობა აქვს ცხოველთა და მცენარეთა სამყაროსათვის. უჯრედის პროტოპლაზმის გარსი წარმოადგენს იდეალურ ნახევრადგამტარს, რომელიც გარედან ატარებს ისეთ ნივთიერებებს, რომელიც აუცილებელია ცოცხალი ორგანიზმის არსებობისათვის, ასე მაგალითად, ერთროციტების აპსკი კარგად ატარებს წყალს, მაგრამ არ ატარებს ნატრიუმის ქლორიდს. თუ ერთროციტებს შევიტანთ ნატრიუმის ქლორიდის ხსნარში, რომლის ოსმოსური წნევა მეტია, ვიდრე უჯრედის შიგნით მოთავსებული ხსნარის ოსმოსური წნევა (ჰიპერტონიული ხსნარი), მაშინ უჯრედიდან წყალი დაიწყებს დიფუზიას მარილის ხსნარში და უჯრედი შეიკუმშება. ხსნარში, რომლის ოსმოსური წნევა ნაკლებია უჯრედის შიგნით (ჰიპოტონური ხსნარი) ადგილი აქვს ხსნარიდან უჯრედში წყლის დიფუზიას, რის შედეგადაც ხდება უჯრედის გაჭირვება. უჯრედის მოცულობა იზრდება და შეიძლება მოხდეს მისი გახეთქვა. ორ ხსნარს, რომელსაც ახასიათებს ერთნაირი ოსმოსური წნევა, მიუხედავად მათში ვახსნილი ნივთიერების გვარობისა, იზოტონური ხსნარები ეწოდება.

როდესაც სამკურნალო მიზნებისათვის ორგანიზმში წყალხსნარების შეყვანა გვიხდება, ამ ხსნარებს უნდა გააჩნდეს ისეთივე ოსმოსური წნევა, როგორც სისხლის პლაზმას, ე. ი. უნდა იყოს იზოტონური. ადამიანის ორგანიზმში სითხის ოსმოსური წნევა 0,86%-იანი ნატრიუმის ქლორიდის ხსნარის ოსმოსური წნევის ტოლია.

ცივისსხლიანი ცხოველების ორგანიზმის სითხის ოსმოსური წნევა ნაკლებია და დაახლოებით ტოლია 0,6%-ნატრიუმის ქლორიდის ხსნარის ოსმოსური წნევის.

ცხოველთა სამყაროს ორგანიზმში ოსმოსური წნევა მუდმივია და მას არეგულირებს თირკმლები, რომლის მუშაობის შედეგად ორგანიზმიდან გამოიყოფა წყალი ან მარილი.

ოსმოსის მოვლენას დიდი მნიშვნელობა აქვს მცენარეთა კვების საქმეში. ოსმოსის საშუალებით ხდება მცენარის უჯრედის მიერ საკვების მიღება და ორგანიზმში განაწილება.

**8. აქტივობა და აქტივობის კოეფიციენტი.** როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, რაულის კანონი და მისგან გამომდინარე შედეგები—ხსნარის დუღილის ტემპერატურის აწევა, მისი გამყარების ტემპერატურის დაწევა, ვანტ-ჰოლის ოსმოსური წნევის თეორია, გამოიყენება და კარგ თანმთხვევას იძლევა ექსპერიმენტულ მონაცემებთან მხოლოდ იმ შემთხვევაში, თუ ხსნარი განზავებულია და გახსნილი ნივთიერება გახსნის შედეგად არ განიცდის მოლეკულურ ცვლილებას (დისოციაციას, ასოციაციას). კონცენტრირებულ ხსნარებში ადგილი აქვს აღნიშნული კანონებრივ გადახვევას და გადახვევის ხარისხი მით მეტია, რაც მეტია ხსნარის კონცენტრაცია. სხვაწარად რომ ვთქვათ, იდეალური ხსნარების კანონების გამოყენება რეალური ხსნარებისათვის, ისე როგორც იდეალური გაზის განტოლების გამოყენება რეალური გაზებისათვის, მოითხოვს გარკვეული შესწორების შეტანას.

ლიუსმა (1907) გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაციისა— $c$  და გამხსნელის კონცენტრაციის— $c_0$  მაგიერ შემოიტანა ცნება გახსნილი ნივთიერების აქტიური კონცენტრაციის— $a$  და გამხსნელის აქტიური კონცენტრაციის— $a_1$ -ის შესახებ. აქტიური კონცენტრაცია (აქტივობა) და ანალიზური კონცენტრაცია ერთმანეთთან დაკავშირებულია შემდეგი განტოლებით.

$$a = f \cdot c, \quad (X, 22)$$

სადაც  $a$ —აქტივობაა,  $f$ —აქტივობის კოეფიციენტი,  $c$ —გახსნილი ნივთიერების ანალიზური კონცენტრაცია ხსნარში.

აქტივობის კოეფიციენტი  $f$  ტოლია

$$f = \frac{a}{c}, \quad (X, 23)$$

საიდანაც ჩანს, რომ აქტივობის კოეფიციენტი  $f$  ნაკლებია ერთზე. ის შეიძლება ერთის ტოლი გახდეს იმ შემთხვევაში, როდესაც  $a = c$ —ეს კი შესაძლებელია მხოლოდ იმ შემთხვევაში, თუ ხსნარი ძლიერ განზავებულია, ამ შემთხვევაში  $a \rightarrow c$ ,

ისმის საკითხი, რას ეწოდება აქტივობა, რა არის აქტიური კონცენტრაცია? აქტივობის, აქტიური კონცენტრაციის ქვეშ გულისხმობენ გახს-

ნილი (გამხსნელი) ნივთიერების ანალიზური კონცენტრაციის იმ ნაწილს, რომელიც უშუალო მონაწილეობას ღებულობს სისტემაში მიქნარე პროცესებში. ეს გახსნილი (გამხსნელის) ნივთიერების ის კონცენტრაციაა, რომლის შეტანით იდეალური ხსნარების კანონების გამომსახველ განტოლებაში შეიძლება ეს კანონები გამოყენებული იქნეს რეალური, კონცენტრირებული ხსნარებისათვის.

აქტივობა. აქტიური კონცენტრაცია თერმოდინამიკური კონცენტრაციაა და მისი შეტანა განზავებული ხსნარების განტოლებაში საშუალებას იძლევა არაელექტროლიტების განზავებული ხსნარების კანონები გამოყენებული იქნეს კონცენტრირებული ხსნარებისათვის.

იდეალური ხსნარების კანონებიდან გადახვევის მიზეზები რთულია. აქ მხედველობაში უნდა იქნეს მიღებული ყველა ის ურთიერთქმედება, რომელსაც ადგილი აქვს გახსნილი ნივთიერებისა და გამხსნელის ნაწილაკებს შორის, ელექტროლიტთა ხსნარებში წარმოქმნილ დამუხტულ ნაწილაკებს შორის, დამუხტულ ნაწილაკებსა და გამხსნელის მოლეკულებს შორის და სხვ.

9. ელექტროლიტთა ხსნარები. განზავებული ხსნარების კანონებიდან გადახვევას ადგილი აქვს არა მარტო ხსნარის კონცენტრაციის ზრდის შედეგად, არამედ თუნდაც ისეთი განზავებული ხსნარებისათვის, როგორცაა მჟავების, ფუძეების, მარილთა ხსნარები.

როგორც ზემოთ აღნიშნეთ,  $\text{NaCl}$  წყალ ხსნარისათვის დუღილის ტემპერატურის აწევა  $\Delta t_{\text{დუღ}}$ , გამყარების ტემპერატურის დაწევა  $\Delta t'_{\text{გაყ}}$ . მეტი იმ მნიშვნელობაზე, რომელიც შეესაბამება გახსნილი ნივთიერების ( $\text{NaCl}$ ) კონცენტრაციას და აქედან გაანგარიშებული მოლეკულური მასა ნაკლებია ჰემმარიტ მოლეკულურ მასაზე.

ცდებით დადგენილი იქნა უშუალო კავშირი ვანტ-ჰოფის იზოტონური კოეფიციენტისა, დუღილისა და გამყარების ტემპერატურასა, ორთქლის წნევასა და სხვა სიდიდეებს შორის. აღმოჩნდა, რომ იზოტონური კოეფიციენტის მნიშვნელობა შეიძლება მოინახოს ზემოთ დასახელებული სიდიდეებიდან, რომ

$$\Delta P = iC \quad (X, 24)$$

$$\Delta T_{\text{დუღ}} = iEC \quad (X, 25)$$

$$\Delta T_{\text{გაყ}} = iKC \quad (X, 26)$$

სადაც  $i > 1$  და განისაზღვრება ტოლობით:

$$i = \frac{\Delta P'}{\Delta P''} \quad (X, 27)$$

$$i = \frac{\Delta T'_{\text{ფულ}}}{\Delta T^0_{\text{ფულ}}} \quad (X,28)$$

$$i = \frac{\Delta T'_{\text{გამყ}}}{\Delta T^0_{\text{გამყ}}} \quad (X,29)$$

$$i = \frac{P'_{\text{ოსმ}}}{P^0_{\text{ოსმ}}} \quad (X,30)$$

აქ  $\Delta P'$ ,  $\Delta t'_{\text{ფულ}}$ ;  $\Delta t'_{\text{გამყ}}$  და  $P'$  ექსპერიმენტულად მიღებული სიდიდეებია, ხოლო  $\Delta t^0_{\text{ფულ}}$ ,  $\Delta t^0_{\text{გამყ}}$ ,  $\Delta P^0$  და  $\Delta T^0$  გაანგარიშებულია (X,29) და (X,30) ფორმულებით.

ისეთი მარილებისათვის, როგორცაა: NaCl, KBr, NaNO<sub>3</sub> და სავრ-თოდ ბინარული ნაერთების უსასრულოდ განზავებული ხსნარებისათვის  $i$  ორის ტოლი უნდა იყოს ( $i \rightarrow 2$ ). ისეთი მარილების ხსნარებისათვის, როგორცაა: MgCl<sub>2</sub>, BaCl<sub>2</sub> და სხვა უსასრულოდ განზავებულობის პი-რობებში  $i$  ტოლი ხდება სამს.

ორი და სამი ზღვრული სიდიდეებია და მიღწეული იქნება მხოლოდ იმ შემთხვევაში, როდესაც  $a=c$ , ე. ი. აქტივობა ტოლია ანალიზური კონცენტრაციის:

$$f = \frac{i}{n} \quad (X,31)$$

სადაც  $f$  აქტივობის კოეფიციენტი,  $i$  — იზოტონური კოეფიციენტი, ხო-ლო  $n$  — ნაერთში შემავალი იონთა რიცხვი. აქედან შეგვიძლია მოვნა-ხოთ იზოტონური კოეფიციენტის (ოსმოსური კოეფიციენტის) ფიზიკური აზრი, რომ იზოტონური კოეფიციენტი წარმოადგენს ხსნარში არსებული ნივთიერების თავისუფალი იონების სავრთო რაოდენობას, რომლებსაც შესწევთ უნარი გამოიწვიონ ხსნარის ორთქლის წნევისა და ოსმოსური წნევის ცვლილება. ხსნარში არსებული იონების ნაწილს არ შეუძლია გა-მოიწვიოს ხსნარის ორთქლის წნევის, ოსმოსური წნევის ცვლილება, რად-განაც ისინი დაკავშირებული არიან ერთმანეთთან იონური წყვილების, სამშავი იონებისა და სხვა წარმოქმნათა გამო.

**10. ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია.** ხსნარში იონების წარ-მოქმნა და გახსნილი ნივთიერების დამუხტულ ნაწილაკებად დაშლა, ჯერ კიდევ XIX საუკუნის დასაწყისში (1805) მოგვცა იურიევის (ტარტუს) უნივერსიტეტის პროფესორმა ფ. ი. გროტუსმა, რომელმაც გამოთქვა აზრი, რომ ხსნარში ელექტროდენის ვატარების შედეგად გახსნილი ნივ-თიერება იშლება დამუხტულ ნაწილაკებად, რომლებიც ელექტროდებზე იქცევიან ნეიტრალურ ნაწილაკებად. 1833 წ. ფარადეიმ ამ დამუხტულ

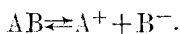
ნაწილაკებს იონები უწოდა (ბერძნულად „Ion“ ზოდრაფი, მოხეტიალე). როგორც გროტუსი, ისე ფარადეი და სხვები თვლიდნენ, რომ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების დამუხტულ ნაწილაკებად დაშლა თითქოს შედეგი იყოს ხსნარში დენის გავლის. ასეთი იდეა მეცნიერებაში არსებობდა არენიუსის (1887) გამოკვლევამდე.

გასული საუკუნის ოთხმოციან წლებში დაიწყო ფართო გამოკვლევები ხსნართა თვისებების შესწავლის დარგში. ს. არენიუსი სწავლობდა სხვადასხვა ნივთიერებების წყალხსნარების ელექტროგამტარობას. მან დაადგინა, რომ რიგი ნივთიერებების წყალხსნარები წარმოადგენს ელექტრობის გამტარს, ხოლო რიგი ნივთიერებების წყალხსნარები არაგამტარს.

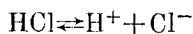
ამრიგად, ნივთიერებები დაყოფილი იქნა ორ კლასად: ელექტროლიტებად და არაელექტროლიტებად. აღმოჩნდა, რომ ელექტროლიტებს მიეკუთვნება ძირითადად არაორგანული ნაერთები, მჟავები, ფუძეები და მარილები, ხოლო არაელექტროლიტებს ძირითადად — ორგანული ნაერთები. ელექტროლიტების ეკვივალენტური ელექტროგამტარობის, ხსნარის განზავებასთან დაშორებულების შესწავლით დადგინდა, რომ განზავებით ხსნარის ელექტროგამტარობა იზრდება. აქედან გამოტანილი იქნა დასკვნა, რომ ხსნარში იონების წარმოქმნა გახსნილი ნივთიერების მოლეკულებზე გამხსნელის მოქმედების შედეგია.

აღსანიშნავია, რომ ელექტროგამტარის ელექტროლიზის თვისებებს იჩენს იმ ნივთიერებათა ხსნარები, რომლებიც არ ემორჩილებიან რაულსის, ვანტ-ჰოფის კანონებს, დულილისა და გამყარების ტემპერატურის აწევისა და დაწევის კანონებს. აქედან გამომდინარე, გაკეთდა დასკვნა, რომ მიზეზი ამ მოვლენებასა ერთი და იგივე უნდა იყოს, რომ ასეთი ნივთიერებები, გამხსნელში გახსნისას უნდა განიცდიდნენ შემადგენელ დამუხტულ ნაწილებად — იონებად დაშლას.

არენიუსმა დაადგინა, რომ მარილები, მჟავები და ფუძეები, რომელთათვისაც  $i > 1$ , წარმოადგენენ ელექტროლიტებს, ხოლო ნივთიერებები, რომელთა წყალხსნარის  $i = 1$  — არაელექტროლიტებს. ყოველივე ეს იქნა ვერიფიცირებული, რომ ელექტროლიტთა ხსნარებში ნაწილაკების რიცხვ ადამატება ხსნარში შეტანილი ნივთიერების მოლეკულების რიცხვს, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ ერთი მოლეკულიდან წარმოიქმნება ორი ან რამდენიმე დამუხტული ნაწილაკი



ქლორწყალბადის პოლარული მოლეკულის პოლარულ გამხსნელში — წყალში გახსნისას ადგილი აქვს დისოციაციას:



ელექტროლიტის ელექტროლიტური დისოციაციის უნარის რაოდენობრივი დახასიათება გამოისახება დისოციაციის ხარისხით  $\alpha$ . დისოციაციის ხარისხი  $\alpha$  გვიჩვენებს, თუ გახსნილი ნივთიერების მოლეკულების რა ნაწილი იშუფება დისოცირებულ მდგომარეობაში და გამოისახება ასე:

$$\alpha = \frac{\text{დისოცირებული მოლეკულების რიცხვი}}{\text{გახსნილი ნივთიერების მოლეკულების საერთო რიცხვთან}}$$

ნივთიერების დისოციაციის ხარისხი  $\alpha$  წარმოადგენს ელექტროლიტის, გამხსნელის, ხსნარის კონცენტრაციის, წარმოქმნილი იონების გვარობისა და სხვ. ფაქტორების ფუნქციას.

ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხს მეტწილად საზღვრავენ ხსნარის ელექტროგამტარობის მონაცემებით. ცნობილია, რომ ხსნარებში ელექტრობის გადამტანს, გამტარს, დამუხტული ნაწილაკები—იონები წარმოადგენენ და რომ ხსნარის ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა ხსნარში იონების პროპორციულია (არენიუსი)

$$\lambda_{\infty} = \alpha \cdot c \quad (X,32)$$

ხსნარის უსასრულო განზავებისას, დისოციაციის ხარისხი ტოლი ხდება ზღვრული სიდიდის ერთს ( $\alpha = 1$ ), რაც იმას ნიშნავს, რომ გახსნილი ნივთიერებების ყველა მოლეკულა დისოცირებულ მდგომარეობაში იშუფება და ეკვივალენტური ელექტროგამტარობა ტოლი იქნება

$$\lambda_{\infty} = 1 \cdot c = c \quad (X,33)$$

თუ ავიღებთ (X,32) ფარდობას (X,33)-თან. მივიღებთ

$$\frac{\lambda_i}{\lambda_{\infty}} = \frac{\alpha \cdot c}{c} = \alpha \quad (X,34)$$

ე. ი. დისოციაციის ხარისხი უდრის—ელექტროგამტარობას ნებისმიერი განზავებისას, გაყოფილს ელექტროგამტარობაზე უსასრულო განზავების პირობებში.

განზავების შედეგად სუსტი ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი თანდათანობით იზრდება და უსასრულოდ განზავების პირობებში ტოლი ხდება მისი ზღვრული მნიშვნელობის—ერთის, შესატყვისად იზრდება ეკვივალენტური ელექტროგამტარობაც და მისი მნიშვნელობაც აღწევს ზღვრულ სიდიდეს—ელექტროგამტარობას უსასრულოდ განზავებისას. ზოგიერთი ელექტროლიტების დისოციაციის ხარისხის მნიშვნელობა მოცემულია ქვემოთ, როდესაც ხსნარების კონცენტრაცია 0,001 მ ტოლია.

მარილმჟავა HCl 0,993



აზოტმჟავა  $\text{HNO}_3$  0,997

გოგირდმჟავა  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,960

დასახელებული მჟავები მიეკუთვნება ძლიერ მჟავეებს. სუსტი მჟავეებისა-

კიანჭველმჟავა  $\text{HCOOH}$  0,368

ძმარმჟავა  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,126

ციანწყალბადმჟავა  $\text{HCN}$  0,0011

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, ერთი და იმავე ვანზაიების პირობებში სხვადასხვა ელექტროლიზის დისოციაციის ხარისხი სხვადასხვაა და იცვლება საკმაოდ დიდ ფარგლებში.

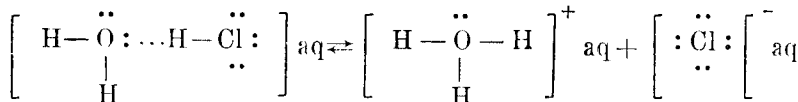
დისოციაციის ხარისხის მნიშვნელობის მიხედვით ელექტროლიტებს ყოფენ ძლიერ, საშუალო და სუსტ ელექტროლიტებად.

ძლიერ ელექტროლიტებს მიეკუთვნება მრავალი არაორგანული მჟავა, ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$  და სხვ.) ტუტე და ტუტემიწა მეტალების ჰიდროქსიდები, მარილები, საშუალო სიძლიერის ელექტროლიტებს—ზოგიერთი ორგანული და არაორგანული მჟავეები (მეთანმჟავა  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , კიანჭველმჟავა  $\text{HCOOH}$ , გოგირდოვანი მჟავა  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , ფოსფორის მჟავეები და სხვა. სუსტ ელექტროლიტებს მიეკუთვნება:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , ზოგიერთი  $d$  ელემენტების ჰიდროქსიდები  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  და აგრეთვე ზოგიერთი მარილები:  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{CdCl}_2$ ,  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  და სხვ.

ამ ბოლო წლებში დისოციაციის ხარისხის მაგიერ შემოტანილია იქნა ცნება—იონიზაციის ხარისხი, რაც იგივეს ნიშნავს. მაგრამ უფრო ზუსტად გამოხატავს პროცესის არსს და მიგვანიშნებს იმაზე, რომ ამ პროცესის დროს წარმოიქმნება დამუხტული ნაწილაკები—იონები.

იონიზაციის პროცესი, მისი ხარისხი ძირითადად განისაზღვრება გახსნილი ნივთიერებისა და გამხსნელის ელექტრონ-დონორული და ელექტრონ აქცეპტორული უნარით. ის გამხსნელები, რომლებიც ხასიათდებიან მაღალი დიპოლური მომენტით, ელექტროლიტებისათვის წარმოადგენენ კარგ მაიონირებელ გარემოს, რაც აიხსნება მათი დიდი ელექტრონ-დონორული, ელექტრონ-აქცეპტორული უნარით.

ცნობილია, რომ ქლორწყალბადი  $\text{HCl}$  წყალში კარგად განიცდის დისოციაციას—იონიზაციას, რაც დაკავშირებულია წყალბადური ბმის  $\text{H}_2\text{O} \dots \text{H}_2\text{O}$  დონორულ-აქცეპტორულში გადასვლასთან. სქემატურად ეს პროცესი შეგვიძლია შემდეგნაირად გამოვხატოთ:



ამავე მიზეზით ქლორწყალბადი კარგად განიცდის იონიზაციას სპირტში, ამიაკში და, პირიქით, ნიტრობენზოლში და მთელ რიგ ორგანულ გამხსნელებში იონიზაციას ადვილი არა აქვს, რადგანაც არ ხდება ელექტრონების დონორულ-აქცეპტორული მიმოცალა.

როგორც დავინახეთ, ელექტროლიტთა ხსნარები მკვეთრად განსხვავდებიან არაელექტროლიტთა ხსნარებისაგან. ელექტროლიტთა ხსნარები შეიცავენ დამუხტულ ნაწილაკებს, რომლებიც მკვეთრად ახსნავენ ასეთი ხსნარების თვისებებს არაელექტროლიტთა ხსნარებისაგან. ამ შემთხვევაში აუცილებელია მხედველობაში იქნეს მიღებული ურთიერთქმედება დამუხტულ ნაწილაკთა შორის, დამუხტულ ნაწილაკებსა და განხსნეულ მოლეკულებს შორის, დამუხტულ ნაწილაკებსა და დაუშლელ მოლეკულებს შორის და სხვ.

**11. ხსნარის წარმოქმნა.** როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ელექტროლიტთა ხსნარები შეიცავენ სხვადასხვა ნიშნით დამუხტულ ნაწილაკებს—იონებს, რომელთა მოქცევა აპირობებს ელექტროლიტთა ხსნარების თვისებებს. ელექტროლიტის იონიზაციის შედეგად წარმოქმნილი იონები გავლენას ახდენენ გამხსნელის მოლეკულაზე, იწვევენ გამხსნელის მოლეკულების პოლარიზაციას, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ინდუცირებული დიპოლი, რაც იწვევს გამხსნელის მოლეკულების გააქტივებას და მათ მონაწილეობას ელექტრონულ დონორულ-აქცეპტორულ პროცესში. აქვე უნდა შევნიშნოთ, რომ იონის მოქმედება არ აბიოჭურება მარტო გამხსნელის მოლეკულებზე მოქმედებით.

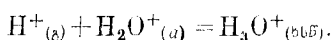
გახსნილი ნივთიერების დიდი კონცენტრაციის შემთხვევაში, როდესაც გამხსნელის დიელექტრული შეღწევადობა მცირეა, შეიძლება იონური წყვილების წარმოქმნა და აგრეთვე რთული კომპლექსისა, რომელიც შედგება იონებისა და მოლეკულებისაგან. ხაზი უნდა გავუსვათ იმ ვარაუდობას, რომ იონი ხსნარში თავისი თვისებებით მკვეთრად განსხვავდება იმავე ელემენტის ატომისაგან. იონსა და ატომს შორის ასეთი განსხვავება გამოწვეულია იმით, რომ ატომს გააჩნია სავალენტო თავისუფალი ელექტრონი, რომელიც შეუძლია გასცეს ან კიდევ მიიერთოს თავისუფალი ელექტრონი სხვა ატომიდან და ამით დაამყაროს ვარკვეული ტიპის ბმა. რაც შეეხება იონს, იქ ეს პროცედურა დამთავრებულია და თავისთავად ცხადია, მისი თვისებები მკვეთრად განსხვავდება ატომის თვისებებისაგან.

ამის მაგალითს წარმოადგენს თუნდაც ნატრიუმის ატომი, რომელიც წყალთან შეერთებით გასცემს ელექტრონს, ადადგენს წყალბადს და შედის რეაქციაში ნატრიუმის ტუტის წარმოქმნით. ნატრიუმის იონს არ შეუძლია ელექტრონის გაცემა და ქიმიურად უმოქმედოა. ქლორის ატომს შეუძლია ელექტრონის მიერთება, ამდენად ის ქიმიურად აქტიურია, იონს კი ელექტრონი მიერთებული აქვს, ამდენად მას არ შეუძლია ელექტრო-

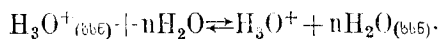
ების მიმოცვლის პროცესში მონაწილეობა. ამასთან დაკავშირებით, იონის გამსხვლელთან დაკავშირება შეიძლება მოხდეს სხვადასხვა ძალებით, როგორცაა: დისპერსული, წყალბადური ბმა, ელექტროსტატიკური და დონორულ აქცეპტორული და სხვ.

ხაზი უნდა გავუსვათ იმ გარემოებას, რომ იონი ხსნარში ყოველთვის დაკავშირებულია გამსხვლელის მოლეკულებთან—სოლვატირებულია, ჰიდრატირებულია. ასე მაგალითად, ქრომის იონი წყალში გვაქვს არა მიშველი იონის  $Cr^{3+}$  სახით, არამედ კომპლექს იონის სახით— $[Cr(OH_2)_6]^{3+}$ , პილენძის იონი— $[Cu(OH_2)_4]^{2+}$  სახით და სხვ. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ ზოგიერთი ასეთი ჰიდრატი, სოლვატი საკმაოდ მდგრადია, მაგ.,  $AlCl_3 \cdot 6H_2O$ ,  $MgCl_2 \cdot 6H_2O$  და სხვ.

განსაკუთრებული ყურადღების ღირსია წყალბადიონის ჰიდრატაცია. ამ შენახევაში საქმე გვაქვს წყალბადის იონის წყლის მოლეკულასთან შეერთებასთან, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ე. წ. ოქსონიუმის იონი

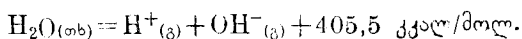


ქვე უნდა აღინიშნოს, რომ ოქსონიუმის იონში ყველა პროტონი ტოლ-დასაბუთებულია:

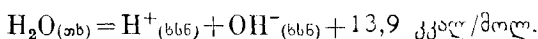


პექტრალური ანალიზის შედეგები გვიჩვენებენ, რომ წყალბად-იონების ჰიდრატაციის შედეგად წარმოქმნილი ჰიდრატიდან ყველაზე მდგრადი უნდა იყოს  $H_9O_4^+$ . ასეთი იონის წარმოქმნა შეიძლება დავამტკიცოთ აგრეთვე თერმოქიმიური მონაცემებით.

წყლის მოლეკულის თავისუფალ გაზურ იონებად დაშლა ენდოთერმული პროცესია



წყლის დისოციაცია ხსნარში, ჰიდრატირებული იონების წარმოქმნით



ქედან წყლის იონების ჰიდრატაციის სითბო ტოლი იქნება

$$\Delta H_{ჰიდრატ.} = 13,9 - 405,5 = -391,6 \text{ კკალ/მოლ}$$

როგორც ამ მონაცემიდან ჩანს, წყლის იონების ჰიდრატაციის სითბო საკმაოდ დიდი სიდიდეა და წარმოქმნილი ჰიდრატები მდგრადია.

ცნობილია, რომ თხევად მდგომარეობაში მყოფი ყოველი ნივთიერება ასიათდება გარკვეული სტრუქტურით და რომ სითხის სტრუქტურა მით უფრო ახლოა მყარი კრისტალური ნივთიერების სტრუქტურასთან, რაც უფრო დაბალია სითხის ტემპერატურა. სითხეში რომელიმე ნივთიერების გახსნა

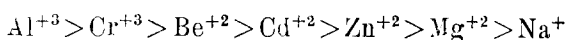
დაკავშირებულია სითხის სტრუქტურის დარღვევასთან, მის ცვლილებასთან იონის ველის მოქმედებით. გამოკვლევები გვიჩვენებენ, რომ იონის ირგვლივ უახლოეს მანძილზე განლაგდება სტრუქტურის მქონე გამხსნელი. გამხსნელის ნაწილაკების რიცხვს, რომელიც იმყოფება იონის ახლოს სოლვატირებულ შრეში, სოლვატაციის კოორდინაციული რიცხვი ეწოდება. ქვემოთ მოგვყავს ზოგიერთი იონის ჰიდრატაციის კოორდინაციული რიცხვის მნიშვნელობები. კ. მიშჩენკოს მონაცემებით:

იონი	Na <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Rb <sup>+</sup>	Cs <sup>+</sup>	F <sup>-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>
კოორდ. რიცხ.	6	8	8	8	6	8	8	8

ჰიდრატაციის, სოლვატაციის ამ ზონას კ. მიშჩენკომ და ა. სუხოტინმა ჰიდრატაციის, სოლვატაციის პირველადი ზონა უწოდეს. ამ ზონის ფორმირება იონის ირგვლივ ხდება ელექტროსტატიკური, იონ-დიპოლური ძალებით. გარდაამავალი *d* ელემენტებისათვის პირველი ზონის წარმოქმნაში გარკვეულ როლს ასრულებს ქიმიური ძალები. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ ჰიდრატაციის—სოლვატაციის პროცესი არ მთავრდება ჰიდრატაციის პირველადი შრის (ზონის) წარმოქმნით, მის გარეთ წარმოიქმნება—მეორეული, მესამეული შრე. ასეთ შრეში არსებული გამხსნელის მოლეკულები უფრო სუსტი ძალებით არიან დაკავშირებული იონთან და პირველად შრესთან, რას გამოც მათ ახასიათებთ შედარებით თავისუფალი წინსვლითი მოძრაობის უნარი. მაგრამ აქვე უნდა აღვნიშნოს, რომ იონის მუხტის გავლენით მათ დაკარგული აქვთ სტრუქტურული კავშირი გამხსნელის სხვა მოლეკულებთან.

კ. მიშჩენკომ და ა. სუხოტინმა შემოიტანეს ცნება სრული სოლვატაციის ზღვარის შესახებ, რომლის ქვემოთ იცულისხმება მდგომარეობა, როდესაც გამხსნელის მოლეკულები მთლიანად ჩაბმული არიან იონების ჰიდრატაციის ზონაში

სრული სოლვატაციის ზღვარში ხსნარი კარგავს გამხსნელის სტრუქტურას და მისი სტრუქტურა სოლვატირებული იონების სტრუქტურით განისაზღვრება იონების სოლვატაცია, ჰიდრატაცია დამოკიდებულია იონის ბუნებაზე, მისი მუხტის სიდიდეზე, იონის რადიუსზე, ელექტრონის გარსზე. ხსნარის კონცენტრაციაზე, ტემპერატურაზე და სხვა ფაქტორებზე. იონების ჰიდრატაციის უნარი კლებულობს რიგში



იონების ჰიდრატაცია, სოლვატაცია ყოველთვის მიმდინარეობს ეგზოთერმულად, სითბოს გამოყოფით. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ ჰიდრატაციის სითბოს ექსპერიმენტულად განსაზღვრა დღეისათვის თითქმის შეუძლებელია. მას ანგარიშობენ მარილების ჰიდრატაციის სითბოს განსაზღვრით

მარილის ჰიდრატაციის სითბოს— $\Delta H$ —უწოდებენ სითბოს იმ რაოდენობას, რომელიც გამოიყოფა 1 მოლი გაზურ მდგომარეობაში მყოფი მარილის უსასრულოდ განზავებული ხსნარის მდგომარეობაში გადასვლისას.

სითბოს იმ რაოდენობას, რომელიც გამოიყოფა გაზურ მდგომარეობაში მყოფი იონის გადასვლისას უსასრულოდ განზავებულ ხსნარში, იონის ჰიდრატაციის სითბო ეწოდება.

ქვემოთ ცხრილში მოცემულია სხვადასხვა იონების ჰიდრატაციის სითბო კ. მიშჩენკოსა და ა. სუტოტენის მონაცემების მიხედვით.

ცხრილი 18

ჰიდრატაციის სითბო კკალ-ში გ-იონისათვის

იონი	ჰიდრატაციის სითბო	იონი	ჰიდრატაციის სითბო	იონი	ჰიდრატაციის სითბო
H <sup>+</sup>	263	Mg <sup>+2</sup>	470	F <sup>-</sup>	113
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	110	Ca <sup>+2</sup>	575	Cl <sup>-</sup>	79
Li <sup>+</sup>	121	Sr <sup>+2</sup>	538	Br <sup>-</sup>	72
Na <sup>+</sup>	98	Ba <sup>+2</sup>	512	I <sup>-</sup>	110
K <sup>+</sup>	80	Zn <sup>+2</sup>	—	OH <sup>-</sup>	72
Rb <sup>+</sup>	74	Cd <sup>+2</sup>	109	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	72
Cs <sup>+</sup>	63	Ag <sup>+</sup>	109	SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	243

მოტანილი ცხრილიდან ნათლად ჩანს, თუ როგორ ფართო ინტერვალში იცვლება იონების ბუნების მიხედვით ჰიდრატაციის სითბოს  $\Delta H$ -ის მნიშვნელობა. იონების ჰიდრატაციის  $\Delta H$  გამოყოფასთან ერთად იცვლება ხსნარის ენტროპიაც  $\Delta S$ . აღსანიშნავია, რომ რაც უფრო ძლიერად ხდება გამსხვლელის სტრუქტურის დარღვევა, მასში ნივთიერების გახსნის შედეგად, მით მეტია  $\Delta S$ -ის მნიშვნელობა, ე. ი. რაც მეტი იქნება მოუწყვრიველობის ხარისხი, მით მეტია  $\Delta S$ -ის მნიშვნელობა.

ჰიდრატაციის, სოლვაციის მოვლენა, კიდევ ერთი დადასტურებაა დ. ი. მენდელეევის გახსნის პროცესის ქიმიური არსისა, რომ გახსნის შედეგად ცვლილებას განიცდის როგორც გახსნილი ნივთიერების, ისე გამხსნელის მოლეკულები ცნობილია, რომ ჰიდრატირებული მოლეკულების, იონების თვისებები მკვეთრად განსხვავდება არაჰიდრატირებული იონების თვისებებისაგან. ამის მკაფიო მაგალითს წარმოადგენს იონების ელექტროგამტარობა, არაჰიდრატირებული იონების ელექტროგამტარობა ბევრად მეტია ჰიდრატირებული იონების ელექტროგამტარობაზე და სხვ. მეორე მხრივ, გამხსნელში ნივთიერების გახსნა იწვევს გამხსნელის მოლეკულების

თვისებების ცვლილებას. ასე მაგალითად, იონის გარემოს პირველ ზონაში არსებული გამხსნელის მოლეკულები მოკლებული არიან გახსნის უნარს, იცვლება მათი პოლარობა და დიელექტრული შედწვევალობა და სხვ. ასე რომ, გახსნისას იცვლება არა მარტო გასახსნელი ნივთიერებების თვისებები, როგორც ამას ამტკიცებენ ფიზიკური თეორიის მომხრეები, არამედ იცვლება როგორც გახსნილი ნივთიერების, ისე გამხსნელის თვისებებიც, აქედან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ გახსნის პროცესი წარმოადგენს არა ფიზიკურ და არა ქიმიურ პროცესს. არამედ ფიზიკურ-ქიმიურ პროცესს, რომ ერთდროულად ადგილი აქვს როგორც ფიზიკურს (კრისტალური მესერების რღვევა), ისე ქიმიურ პროცესს (ჰიდრატაცია-სოლივაცია).

გახსნის პროცესის ქიმიური თეორიის მამამთავარმა დ. ი. მენდელეევიმა, რომელმაც გახსნის პროცესს საფუძვლად დაუდო გასახსნელი და გამხსნელი ნივთიერების ურთიერთქმედება, ხსნარს შემდეგი განმარტება მისცა: ჰომოგენურ სისტემას, რომელიც შედგება გამხსნელისა და გახსნილი ნივთიერებების ურთიერთქმედების შედეგად მიღებული ლაბილური ქიმიური ნაერთებისაგან და რომლებიც წონასწორობაში არიან თავისი დაშლის პროდუქტებთან — ხსნარი ეწოდება. თანამედროვე ხსნარში თეორია ეყარება მენდელეევის ამ განმარტებას.

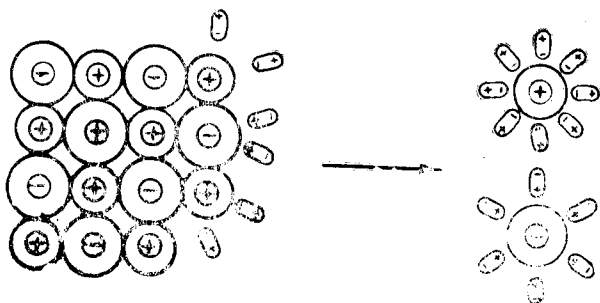
აღსანიშნავია, რომ ჰიდრატაციის შედეგად განსაკუთრებით მკვეთრ ცვლილებას განიცდის წყალბადის იონი.  $H^+$ -ის თვისებები მკვეთრად განსხვავდება ჰიდროქსონიუმის  $H_3O^+$ -ის თვისებებისაგან. სოლვაციის, ჰიდრატაციის, სოლვატების, ჰიდრატების წარმოქმნას ხსნარში დიდი მნიშვნელობა აქვს ყველა იმ პროცესების მიმართ, რომლებიც მიმდინარეობენ ხსნარში, განსაკუთრებით ელექტროლიტური დისოციაციის პროცესებისათვის.

თუ როგორია ელექტროლიტური დისოციაციის პროცესზე გამხსნელის მოლეკულების გავლენა, ეს ნათლად ჩანს 62 ნახაზიდან.

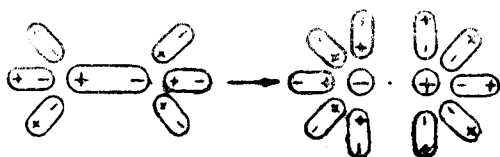
როგორც 62 ნახაზიდან ჩანს, კრისტალურ მესერში არსებული იონები იზიდავენ გამხსნელის პოლარულ მოლეკულებს საპირისპირო ნიშნის მუხტის პოლუსით. გამხსნელის მოლეკულების იონებთან მიახლოებისას პოტენციალური ენერჯია კლებულობს — იონი გადადის ხსნარში, ცხადია, რაც მეტი იონები გადავა ხსნარში, ე. ი. იონების კონცენტრაცია მეტი იქნება ხსნარში, მით მეტია იონების სწრაფვა შეერთებისადმი და კრისტალების წარმოქმნისადმი. სხვანაირად რომ ვთქვათ, დისოციაციის სიჩქარეების გათანაბრებით მყარდება დინამიური წონასწორობა.

**12. მჟავების და ტუტეების იონიზაცია.** ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად მჟავა ეწოდება ისეთ რთულ ქიმიურ ნაერთს,

რომელიც ხსნარში დისოციაციის შედეგად კათიონის სახით წარმოქმნის მხოლოდ და მხოლოდ წყალბად-იონებს და მყავურ ნაშთს.



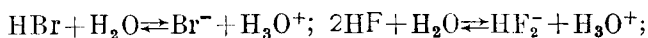
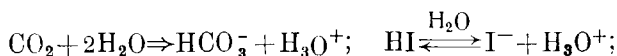
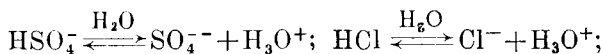
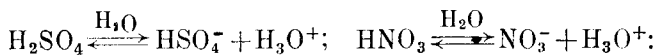
ნახ. 62. კრისტალური ნივთიერების იონებად დაშლის პროცესის მექანიზმი.



ნახ. 63. პოლარული მოლეკულების ხსნარში იონებად დისოციაციის სქემა.

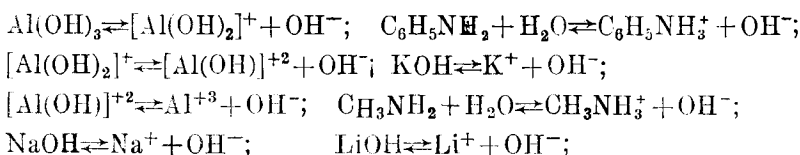
ბრენსტედის თეორიის თანახმად, მყავა ისეთი ქიმიური ნაერთთა, რომელიც შეიძლება იყოს წყალბადის იონების დონორი, ხოლო ფუძე— წყალბადის იონების აქცეპტორს წარმოადგენს.

მყავებს წარმოადგენენ:



ფუძე ეწოდება ისეთ რთულ ქიმიურ ნაერთს, რომელიც დისოციაციის შედეგად ანიონის სახით წარმოქმნის ჰიდროქსილის იონს და კათიონის სახით —მეტალის იონებს.

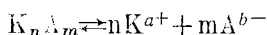
ფუძეები:



ძლიერი მჟავები და ძლიერი ფუძეები თითქმის მთლიანად დისოცირებულ მდგომარეობაში იმყოფებიან. როგორც ზემოთ მოტანილი მაგალითებიდან ჩანს, მრავალფუძიანი მჟავების და  $\text{Al(OH)}_3$ -ის ტიპის ფუძეების დისოციაცია საფეხურებად მიმდინარეობს. უფრო ძლიერად დისოციაცია მიმდინარეობს პირველ საფეხურზე, შემდეგ კი თანდათანობით მცირდება. დისოციაციის შემცირებას ნათლად გვიჩვენებს დისოციაციის (იონიზაციის) მუდმივას მნიშვნელობა.

როგორც ზემოთ მოტანილი მაგალითებიდან დავინახეთ, დისოციაცია შექცევადი-წონასწორული პროცესია და მისთვის შეიძლება გამოვიყენოთ მოქმედ მასათა კანონი.

ასე მაგალითად, პროცესისათვის:



განტოლება, რომელიც გამოხატავს იონური რეაქციის წონასწორობის მუდმივას, შეიძლება დაიწეროს ასე:

$$K_{\text{გის}} = \frac{[K^{a+}]^n [A^{b-}]^m}{[K_n A_m]} \quad (a)$$

აქვე უნდა აღვნიშნათ, რომ მოტანილი განტოლება მართებულია სუსტი ელექტროლიტის განხაეხებული ხსნარებისათვის. კონცენტრირებული და ძლიერი ელექტროლიტის ხსნარებისათვის გამოყენებისას აუცილებელია შესწორების შეტანა, აკტივობისა და აქტივობის კოეფიციენტის მხედველობაში მიღებით. სუსტი ელექტროლიტის განხაეხებული ხსნარებისათვის ვ. ოსტვალდმა (a) განტოლებას შემდეგი სახე მისცა:

ელექტროლიტის დაუდისოცირებელი [აწილის კონცენტრაცია  $[KA]$  აღინიშნა

$$\begin{aligned} [KA] &= (1-\alpha)/\nu; & [K^+] &= \frac{\alpha}{\nu}, & [A^-] &= \frac{\alpha}{\nu} \\ K_{\text{გის}} &= \frac{\frac{\alpha}{\nu} \cdot \frac{\alpha}{\nu}}{\frac{1-\alpha}{\nu}} = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)\nu} = \frac{\alpha^2 c}{1-\alpha} \quad (b) \end{aligned}$$



(ბ) განტოლებას ოსტვალდის განზავების კანონი ეწოდება და ის გამოხატავს სუსტი ელექტროლიტის დისოციაციის მუდმივას, (ბ) განტოლება გვიჩვენებს ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხის  $\alpha$  ხსნარის კონცენტრაციასთან დამოკიდებულებას იმ შემთხვევაში, თუ  $\alpha \ll 1$ , მაშინ (ბ)-დან გამომდინარე

$$\alpha = \sqrt{K/C}.$$

$K$ -ს სიდიდე დამოკიდებულია ნაერთის შემადგენელ ელემენტთა შორის ბმის ბუნებაზე, ქვემოთ მოტანილი  $K$  მნიშვნელობები გაანგარიშებულია ოსტვალდის განზავების კანონის გამოყენებით.

მაგალითად,  $H_2SiO_3$ -ის იონიზაციის პირველი მუდმივა  $K_1 = 10^{-10}$ , ხოლო  $K_2 = 10^{-12}$ ;  $H_2SO_3$ -ის  $K_1 = 2 \cdot 10^{-2}$ ;  $K_2 = 6 \cdot 10^{-5}$  და ა. შ.

დისოციაციის ხარისხი, როგორც ზემოთ გვეჩვენა აღნიშნული, სუსტი ელექტროლიტებისათვის იზრდება აგრეთვე ხსნარის განზავებით.

ცხრილში № 19 მოცემულია ზოგიერთი ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხის დამოკიდებულება განზავებასთან.

#### ცხრილი 19

განზავების კანონის შემოწმება ძმარმუავას მაგალითზე  
18°C ტემპერატურაზე

C მოლი/ლ-ში	$\alpha$	K
0,000028	0,539	$1,77 \cdot 10^{-5}$
0,00111	0,328	$1,78 \cdot 10^{-5}$
0,000218	0,248	$1,78 \cdot 10^{-5}$
0,001030	0,124	$1,80 \cdot 10^{-5}$
0,05	0,019	$1,84 \cdot 10^{-5}$
0,10	0,0135	$1,85 \cdot 10^{-5}$

მოტანილი მონაცემები ნათლად გვიჩვენებს, თუ როგორ იცვლება დისოციაციის ხარისხი ხსნარის განზავების შედეგად და აგრეთვე იმას, რომ იონიზაციის მუდმივა თითქმის არ არის დამოკიდებული ხსნარის განზავებაზე.

ქვემოთ მოყვანილია ცხრილი № 20, რომელიც გვიჩვენებს ზოგიერთი სუსტი ელექტროლიტის იონიზაციის მუდმივას მნიშვნელობებს. იონიზაციის მუდმივა ( $K$ ), ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი რაოდენობრივი მახასიათებელია სუსტი მჟავებისა და ფუჭებისათვის. ის საშუალებას გვაძლევს

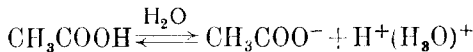
ზოგიერთი ელექტროლიტის იონიზაციის მუდმივა 25°C

ნივთიერებები	მ ქ ა ვ ე ბ ი			ნივთიერებები	ფ უ ჯ ე ბ ი	
	K <sub>1</sub>	K <sub>2</sub>	K <sub>3</sub>		K <sub>1</sub>	K <sub>2</sub>
H <sub>2</sub> S	8,9.10 <sup>-8</sup>	—	—	NH <sub>3</sub> .H <sub>2</sub> O	1,76.10 <sup>-5</sup>	—
HCN	6,2.10 <sup>-10</sup>	—	—	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>	5,25.10 <sup>-3</sup>	—
CH <sub>3</sub> COOH	1,74.10 <sup>-5</sup>	—	—		1,5.10 <sup>-5</sup>	—
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	7,6.10 <sup>-3</sup>	6,2.10 <sup>-8</sup>	4,4.10 <sup>-13</sup>	Pb(OH) <sub>2</sub>	1,96.10 <sup>-4</sup>	3.10 <sup>-8</sup>
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	—	1,8.10 <sup>-1</sup>	—	Zn(OH) <sub>2</sub>	4.10 <sup>-5</sup>	1,5.10 <sup>-9</sup>
<sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	5,6.10 <sup>-2</sup>	5,4.10 <sup>-5</sup>	—			
HNO <sub>2</sub>	5.10 <sup>-4</sup>	—	—			
CHCl <sub>2</sub> COOH	5.10 <sup>-2</sup>	—	—			
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	1,7.10 <sup>-2</sup>	6,2.10 <sup>-8</sup>	—			
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH	1,3.10 <sup>-10</sup>	—	—			

გავიანგარიშოთ წყალბად (ჰიდროქსიდ)-იონების კონცენტრაცია ხსნარში, მათი აქტივობის ცვლილება ელექტროლიტის დამატების შედეგად, გვეხმარება გატიტრის მრულების შედგენაზე და სხვ.

გავიანგარიშოთ, თუ როგორ შეიცვლება 0,1 მ CH<sub>3</sub>COOH ხსნარის წყალბად-იონების კონცენტრაცია მასზე 0,005 გ-ეკვ. CH<sub>3</sub>COONa მარილის დამატებით. ვიცით, რომ K<sub>CH<sub>3</sub>COOH</sub> = 1,74 · 10<sup>-5</sup>

ამოხსნა:



$$K = \frac{A_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot A_{\text{H}^+}}{A_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot A_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot f_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot f_{\text{H}_3\text{O}^+}}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot f_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}} \cdot f_{\text{H}_2\text{O}}}$$

წყლისათვის a=1 და ნეიტრალური მოლეკულებისათვის f=1 აქედან

$$K_C = \frac{C_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot f_{\text{CH}_3\text{COO}^-} \cdot C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot f_{\text{H}_3\text{O}^+}}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot f_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} = a_{\text{H}_3\text{O}^+} = \sqrt{1,74 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = 1,32 \cdot 10^{-3}$$

ოქმედ მასათა კანონის თანახმად, თანასახელოვანი იონების მქონე მარილის ხსნარში შეტანის შედეგად CH<sub>3</sub>COOH-ის იონიზაციის პროცესი შე-

მცირდება. დაეუშვათ, რომ მარლის თანაობისას ძმარმჟავა განიცდის დისოციაციას

$$C_{H_3O^+} = C_{CH_3COO^-} = x(\text{გ-იონი/ლ}).$$

დაუდისოცირებელი  $CH_3COOH$  კონცენტრაცია ტოლი იქნება

$$(0,1-x) \quad (\text{გ-მ/ლ})$$

ხსნარში ძმარმჟავას დისოციაციის შედეგად წარმოქმნილი  $CH_3COO^-$  იონების გარდა გვექნება მარლის დისოციაციის შედეგად მიღებული  $CH_3COO^-$  იონები.  $0,005$  გ-მ/ლ. მათი საერთო კონცენტრაცია ტოლი იქნება  $0,005 + x$ . თუ ამ მნიშვნელობებს შევიტანთ იონიზაციის მუდმივას მნიშვნელობაში, მივიღებთ;

$$K = \frac{(0,005+x) f_{CH_3COO^-} \cdot x_{H_3O^+} \cdot f_{H_3O^+}}{(0,1-x)} = 1,74 \cdot 10^{-5}$$

თუ  $x$  სიდიდეს მრიცხველიდან და მნიშვნელიდან გამოვრიცხავთ და მივიღებთ, რომ  $x_{H_3O^+} \cdot f_{H_3O^+} = a_{H_3O^+}$ , მაშინ

$$\frac{0,005 \cdot f_{CH_3COO^-} \cdot a_{H_3O^+}}{0,1} = 1,74 \cdot 10^{-5}.$$

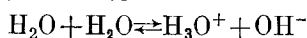
იმისათვის, რომ მოვნახოთ  $f_{CH_3COO^-}$  საჭიროა გავიანგარიშოთ ხსნარის იონური ძალა, რომელიც პრაქტიკულად ტოლი იქნება მარლის შემადგენელი იონების კონცენტრაციისა და მათი მუხტის მნიშვნელობიდან განგარიშებული სიდიდის

$$I = -\frac{1}{2}(0,005 \cdot 1 + 0,005 \cdot 1) = 0,005.$$

იონური ძალის ამ მნიშვნელობას შეესაბამება  $f = 0,92$  მნიშვნელობა. აქედან

$$a_{H_3O^+} = \frac{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1}{0,005 \cdot 0,92} = 3,8 \cdot 10^{-4}.$$

13. წყლის იონური ნაშრავლი და ხსნარის pH. წყალი წარმოადგენს სუსტ ელექტროლიტს, რაც იმას ნიშნავს, რომ წყლის მოლეკულა განიცდის დისოციაციას წყალბადისა და ჰიდროქსიდის იონებად. წყლის მოლეკულის წყალბად-და ჰიდროქსიდ-იონებად დისოციაცია შეგვიძლია სქემატურად შემდეგნაირად წარმოვიდგინოთ:



როგორც მოტანილი სქემიდან ჩანს, იონიზაციის შედეგად ერთდროულად წარმოიქმნება წყალბადისა და ჰიდროქსიდის იონი, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ წყალი ტიპიური ამფოტერული ნივთიერებაა. მარტივად შეგვიძლია დავწეროთ:  $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ . მოკმედ მასათა კანონის გამოყენებით იონიზაციის მუდმივა შეგვიძლია დავწეროთ:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \quad (d)$$

$$K = \frac{a_{H^+} \cdot a_{OH^-}}{a_{H_2O}} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

$$K = \frac{a_{H^+} \cdot a_{OH^-}}{a_{H_2O}} = \frac{C_{H^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{H_2O}} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

განტოლებებში კონცენტრაციები გაძოსახულია გ-მ/ლ. ( $X$ ,  $d$ ) განტოლებიდან შეგვიძლია დავწეროთ:

$$K[H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$[H_2O]$  მოლ/ლიტრში ტოლი იქნება  $\frac{1000}{18,0} = 55,55$ , რაც იმას ნიშნავს,

რომ 1000 გ წყალში იმყოფება 55,55 გ მოლეკულა წყალი. აქედან

$$K \cdot 55,55 = [H^+] [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

ნამრავლს— $[H^+][OH^-]$ —წყლის იონურ ნამრავლს უწოდებენ. მაშასადამე, წყლის იონური ნამრავლი ტოლია:

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

წყალში წყალბად-იონების კონცენტრაცია ტოლია ჰიდროქსიდ-იონების კონცენტრაციის

$$[H^+] = [OH^-]$$

აქედან შეგვიძლია დავწეროთ:

$$[H^+]^2 = 1 \cdot 10^{-14}$$

და

$$[H^+] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$$

ე. ი. წყალში, წყალბად-იონების კონცენტრაცია ტოლია  $10^{-7}$  გ-ატ/ლ. მაგრამ, როგორც ვთქვით, წყალში წყალბად-იონების კონცენტრაცია ტოლია ჰიდროქსიდის იონების კონცენტრაციის, ე. ი. ჰიდროქსიდ-იონების კონცენტრაციაც

$$[OH^-] = 10^{-7} \text{ გ-ატ/ლ.}$$

წყლის იონურ ნამრავლს— $[H^+] [OH^-]$  აღნიშნავენ  $K_E$ -თი, მაშასადამე,

$$K = [H^+] [OH^-] = 10^{-14}.$$

წყლის იონური ნამრავლის მნიშვნელობა საგრძნობლადაა დამოკიდებული ტემპერატურაზე:

t°C	0	15	25	50	100
K	1,4.10 <sup>15</sup>	5,702.10 <sup>15</sup>	1,008.10 <sup>-14</sup>	5,474.10 <sup>-14</sup>	5,9.10 <sup>-13</sup>

როგორც მოტანილი მონაცემებიდან ჩანს, ტემპერატურის გადიდებით წყლის იონური ნამრავლი იზრდება, ე. ი. იზრდება წყლის მოლეკულულების დისოციაცია.

წყალში, როგორც ვთქვით, წყალბად-იონების კონცენტრაცია ტოლია ჰიდროქსიდის იონების კონცენტრაციის და ამიტომაც წყალი წარმოადგენს ნეიტრალურ ნივთიერებას, ე. ი. წყლის გარემოში თუ წყალბად-იონების კონცენტრაცია ტოლია 10<sup>-7</sup> ის, მაშინ გარემო ნეიტრალურია. იმ შემთხვევაში კი, თუ გარემოში წყალბად-იონების კონცენტრაცია მეტია ჰიდროქსიდ იონების კონცენტრაციაზე, მაშინ გვექნება მჟავა გარემო და, პირიქით, თუ გარემოში წყალბად იონების კონცენტრაცია ნაკლებია ჰიდროქსიდ იონების კონცენტრაციაზე, მაშინ გარემოს ფუძის თვისებები გააჩნია. მოვიტანოთ რამდენიმე მაგალითი. დავუშვათ, რომ ადებულ გარემოში [H<sup>+</sup>]=10<sup>-3</sup>, მაშინ ჰიდროქსიდ იონების კონცენტრაცია [OH<sup>-</sup>]=10<sup>-11</sup> (მათი ნამრავლი ტოლია 10<sup>-14</sup>) და გარემოს მჟავას თვისებები ექნება, რადგანაც წყალბად-იონების კონცენტრაცია მეტია ჰიდროქსიდ-იონების კონცენტრაციაზე იმ შემთხვევაში კი, თუ [H<sup>+</sup>]=10<sup>-12</sup>, ჰიდროქსიდ-იონების კონცენტრაცია ტოლი იქნება [OH<sup>-</sup>]=10<sup>-2</sup> და გარემოს ექნება ფუძის თვისებები.

ზოხერხებულობისათვის. წყალბად-იონების კონცენტრაციის უარყოფითი ხარისხის მაჩვენებლის მაგიერ, 1913 წ. ზორენსენმა შემოიტანა pH ის ცნება.

pH წარმოადგენს წყალბად იონების კონცენტრაციის ლოგარითმს უარყოფითი ნიშნით

$$pH = -\log[H^+]$$

და მას წყალბად იონების კონცენტრაციის მაჩვენებელი ეწოდება. დავუშვათ, რომ [H<sup>+</sup>]=10<sup>-4</sup>, მაშინ

$$pH = -\log 10^{-4} = -(-4)\log 10 = 4,$$

ე. ი. მჟავა გარემო გვაქვს.

თუ წყალბად-იონების კონცენტრაციას აქტივობით გამოვხატავთ, მაშინ

$$pH = -\log a_{H_3O^+},$$

როცა pH ტოლია 7-ის, გვაქვს ნეიტრალური გარემო, როცა pH < 7 - მჟავა გარემო, ხოლო როცა pH > 7 - ფუძე გარემო.

აქედან შეიძლება გარემოს მჟავიანობის ასეთი სკალის აგება:

0,25 0,5 3,5 4 5 6 7 8 9 11 12 13,5

---

მჟავიანობა იზრდება

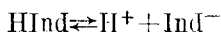
ფუძიანობა იზრდება

როგორც წყლის იონური ნამრავლის ცნებიდან გამოდინარეობს,  $[H^+]$  ან  $[OH^-]$  იონების კონცენტრაციები არ შეიძლება ტოლი იყოს ნულის.

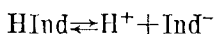
pH ხსნარის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი მახასიათებელია. pH-ის ცოდნას და მის ცვლილებას დიდი მნიშვნელობა აქვს მთელი რიგი საწარმოო პროცესებისათვის, განსაკუთრებით კვების მრეწველობაში.

ხსნარის pH-ზე არის დამოკიდებული ხსნარიდან გახსნილი ნივთიერების იონების გამოლექვა. მაგ., ცნობილია, რომ  $Mg^{++}$ -ის იონის ჰიდროქსიდის სახით  $Mg(OH)_2$ -ის ხსნარიდან გამოლექვა შესაძლებელია მხოლოდ იმ შემთხვევაში, თუ ხსნარის  $pH > 10$ . თუ pH ტოლია 9-ის ან ნაკლებია 9-ზე, ნალექის გამოყოფას ადგილი არა აქვს.

წყალბად-იონების კონცენტრაციის, მისი მაჩვენებლის pH-ის განსაზღვრისათვის არსებობს რამდენიმე მეთოდი. ამ მეთოდებიდან ყველაზე ხელმისაწვდომი ინდიკატორული მეთოდია. ამ მეთოდის არსი იმაში მდგომარეობს, რომ ამ კლასის (ინდიკატორი) ნაერთები ხსნარში ფერს იცვლიან pH-ის სხვადასხვა მნიშვნელობაზე. ინდიკატორება ისეთი ნაერთებია, რომელთაც ახასიათებთ სუსტი მჟავას, ანუ სუსტი ფუძის თვისებები. იმის მიხედვით, თუ როგორ გარემოა შევქმნით, ადგილი აქვს ინდიკატორის დისოციაციას და წარმოიქმნება მჟავა-ფუძე წყვილი, რომელიც წონასწორობაში იმყოფება დაუდისოცირებელ ნაწილაკთან. ინდიკატორის დისოცირებული ნაწილი შეფერილია გარკვეული ფერით, ხოლო დაუდისოცირებელი ნაწილი უფეროა. მჟავური თვისების მქონე ინდიკატორები დისოციაციას განიცდიან ფუძე გარემოში და პირიქით. ფუძე თვისებების მქონე—მჟავურ გარემოში



მაგალითად, ფენოლფტალეინი



მჟავა წითელი ფუძე  
უფერო ფერი

ე. ი. ის დისოციაციას განიცდის ფუძე გარემოში და ლებულობს წითელ ფერს.

მოქმედ მასათა კანონიდან გამომდინარე მჟავა გარემოში ფენოლფტალეინის დისოციაცია შეიძლება ნულამდე დავიყვანოთ, ხოლო ფუძე გარემოს შექმნით—გავაძლიეროთ. აღსანიშნავია, რომ ერთი შეფერილი (შეუფერავი) ფორმიდან მეორე შეფერილ ფორმაში გადასვლა ხდება სრულიად გარკვეული pH-ის მნიშვნელობის ინტერვალში, რომელიც გადასვლის ინტერვალის სახელწოდებით არის ცნობილი.

ინდიკატორის დისოციაციის მოძრავი წონასწორობა შეიძლება რაოდენობრივად დავახასიათოთ განტოლებით:

$$K = \frac{a_{H^+} \cdot a_{Ind^-}}{a_{HInd}}$$

ამ განტოლების გარდაქმნით მივიღებთ:

$$\frac{K_{Ind}}{a_{H^+}} = \frac{a_{Ind^-}}{a_{HInd}} = \frac{\text{ინდიკატორის ფუძე ფორმა}}{\text{ინდიკატორის მკვეთრი ფორმა}}$$

აქედან ნათლად ჩანს, რომ ფარდობა  $\frac{a_{Ind^-}}{a_{HInd}}$  დამოკიდებულია წყალ-

ბაღ-იონების აქტივობაზე ხსნარში.

pH-ის განსაზღვრისათვის თანამედროვე ტექნიკაში იყენებენ სხვადასხვა მარკის pH მეტრებს, რომლითაც ძალიან სწრაფად, ზუსტად და მობრუნებულად საზღვრავენ გარემოს pH-ს.

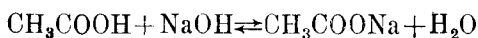
აქვე უნდა დავძინოთ, რომ pH ის ამა თუ იმ მეთოდით განსაზღვრისას საჭიროა ყურადღება მიექცეს იმას. თუ რა გარემოში გვიხდება pH-ის განსაზღვრა.

**14. მარილების ჰიდროლიზი.** ზოგადად, ჰიდროლიზი ეწოდება ისეთი მიმოცვლის რეაქციებს, რომელშიაც მონაწილეობას ლებულობს წყლის მოლეკულები გახსნილი ნივთიერების მოლეკულებთან. ჰიდროლიზი, სოლვეოლიზის კერძო შემთხვევაა, ე. ი. მოვლენის, როდესაც ადგილი აქვს მიმოცვლის რეაქციას გამხსნელსა და გახსნილი ნივთიერების მოლეკულებს შორის.

ჰიდროლიზის რეაქცია შეიძლება წარმართოს სხვადასხვა კლასის ნაერთებსა და წყლის მოლეკულებს შორის. ჰიდროლიზს განიცდიან მარილები, ნახშირწყლები, ცილები, ეთერები, ცხიმები და ა. შ.

ჩვენ აქ განვიხილავთ ჰიდროლიზის კერძო შემთხვევას, როდესაც რეაქციას ადგილი აქვს მარილის მოლეკულებსა და წყლის მოლეკულებს შორის.

ჰიდროლიზის რეაქცია ნეიტრალიზაციის რეაქციის შექცეული რეაქციაა თუ ნეიტრალიზაციის რეაქციის პროდუქტს წყალი და მარილი წარმოადგენს, ჰიდროლიზის რეაქციის დროს რეაქცია მიმდინარეობს მარილისა და წყლის მოლეკულებს შორის.

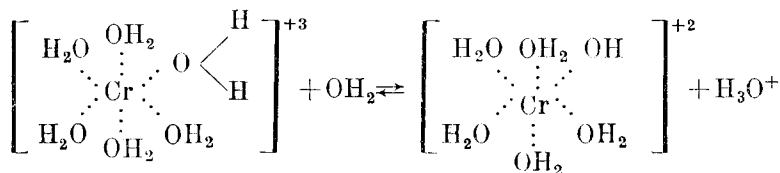


(ჩვეულებრივად  $\text{Na}^+$  არ იწერება, რამდენადაც ის არ ლებულობს რეაქციაში მონაწილეობას. როგორც რეაქციაზე, ისე რეაქციის შემდეგ ის რჩება იონის მდგომარეობაში).

პირდაპირი რეაქცია წარმოადგენს ნეიტრალიზაციის რეაქციას, წარმოიქმნება წყალი და მარილი, ხოლო შექცეული რეაქცია, რომელშიაც მო-

ნაწილებს მარილისა და წყლის მოლეკულები, რის შედეგადაც წარმოიქმნება მჟავა და ფუძე—ჰიდროლიზის რეაქცია.

ჰიდროლიზის რეაქცია შედეგია მარილის შემადგენელი იონების მაპოლარიზებელი მოქმედებისა ჰიდრატულ შრეში არსებულ წყლის მოლეკულებზე. რაც მეტია ასეთი მოქმედება, მით მეტია ჰიდროლიზის ხარისხი, ე. ი. რაც უფრო მეტია კათიონის ელექტრონ-აქცეპტორული უნარი, მით მეტია ჰიდროლიზის ხარისხი. როგორც ცნობილია, ჰიდრატაცია დაპირობებულია დონორულ-აქცეპტორული ძალებით. სადაც ელექტრონების დონორი წყლის მოლეკულების უნებელია. აქცეპტორი კი—მარილის შემადგენლობის კათიონი, რომელთაც გააჩნიათ ელექტრონებისაგან თავისუფალი ორბიტალი. რაც მეტია კათიონის მუხტი და ნაკლებია მისი რადიუსი, მით მეტია მისი მაპოლარიზებელი უნარი. ანიონი ჰიდრატულ შრეში მყოფ წყლის მოლეკულებს წყალბადური ბმით უკავშირდება. იმ შემთხვევაში, თუ წყალბადური ბმის ენერგია ანიონთან საკმაოდ დიდია, მაშინ შესაძლებელია წყლის მოლეკულის გახლეჩა წყალბადისა და ჰიდროქსიდის იონებად. ცნობილია, რომ გარდამავალი ელემენტების იონები ხსნარში იმყოფებიან აქვაკომპლექსის სახით (დაკავშირებული წყლის მოლეკულებთან), სადაც ბმა დონორულ-აქცეპტორულია. აქვაკომპლექსში შემავალი წყლის მოლეკულები, თავის მხრივ წყალბადური ბმით დაკავშირებულია გარეთა შრეში მყოფ წყლის მოლეკულებთან, მაგალითად, ქრომის იონი წყალში იმყოფება



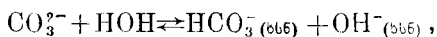
1. მოტანილი მაგალითებიდან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ იმ შემთხვევაში, როდესაც კათიონისა და ანიონის მუხტი მცირეა, ხოლო რადიუსი საკმაოდ დიდია, მაშინ იონების წყლის მოლეკულებისადმი მაპოლარიზებელი უნარი მცირეა, ადგილი არა აქვს დონორულ-აქცეპტორულ პროცესს და მარილის ჰიდროლიზი არ ხდება.

$\text{Na}^+ \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$  რეაქციას პრაქტიკულად ადგილი არა აქვს.  $\text{Na}^+$ -ის მსგავსად იქცევიან ელექტრონების სუსტი აქცეპტორები, პირველი და მეორე ჯგუფის ტუტე და ტუტემიწა მეტალების იონები. სხვა სიტყვებით რომ ვთქვათ—კათიონები, რომლებიც წარმოქმნიან ტუტეებს.

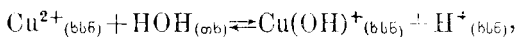
2. თუ კათიონები, როგორც პირველ შემთხვევაში, წარმოადგენენ წყვილი ელექტრონების სუსტ აქცეპტორს, ანიონები კი წყვილი ელექტრონების ძლიერ დონორებს ( $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ) მაშინ ადვილი აქვს ანიონ-



ნით ჰიდროლიზს. ამ ტიპის ჰიდროლიზის მაგალითს წარმოადგენს  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ -ის წყალთან ( $\text{H}_2\text{O}$ ) მოქმედების რეაქცია:

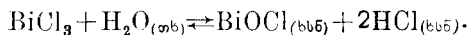
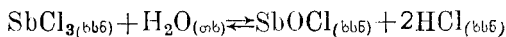
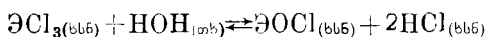


რომელიც მიმდინარეობს ძნელად დისოცირებადი ანიონის  $\text{HCO}_3^-$  და ჰიდროქსილ-იონების წარმოქმნით და გარემო, რომელიც მიიღება. ხასიათდება ტუტე რეაქციით. ამ მაგალითის განზოგადებით შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ ანიონური ჰიდროლიზით მიმდინარეობს ისეთი მარილების ჰიდროლიზი, რომლებიც წარმოქმნილია ძლიერი ტუტისა და სუსტი მჟავას ურთიერთქმედებით ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{KCNS}$  და ა. შ.), რაც მეტია ანიონების მაპოლარიზებელი უნარი, მით უფრო ენერგიულად მიმდინარეობს ჰიდროლიზი. იმ შემთხვევაში კი, როდესაც ანიონი ელექტრონების სუსტი დონორებია, ხოლო კათიონები წარმოადგენენ წყლის მოლეკულების საკმაოდ ძლავრ მაპოლარიზებელ აგენტს ( $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Gr}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$  და ა. შ.), მაშინ წყლის მოლეკულებზე მოქმედება დაპირობებულია კათიონებით ე. ი. ადგილი აქვს კათიონურ ჰიდროლიზს. მაგალითისათვის შეგვიძლია მოვიყვანოთ ორვალენტური სპილენძის რომელიმე მარილის ჰიდროლიზი:



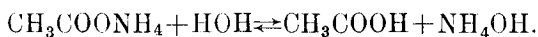
ჰიდროლიზის რეაქციის მიმდინარეობა დაპირობებულია ძნელად დისოცირებადი  $\text{Cu}(\text{OH})^+$  წარმოქმნით. ამ შემთხვევაში ხსნარში ჭარბობს წყალბადის იონები  $\text{pH} > 7$ -ზე და ხსნარს მჟავას თვისებები ახასიათებს. თავისთავად ცხადია, რომ რაც უფრო სუსტი იქნება წარმოქმნილი ფუძის დისოციაცია, ხსნადობა, მით უფრო ენერგიულად წარიმართება ჰიდროლიზის რეაქცია.

რიგ შემთხვევებში, სუსტი ფუძისა და ძლიერი მჟავას მარილის ჰიდროლიზის შედეგად ადგილი აქვს ოქსიმარილის წარმოქმნას:

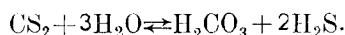
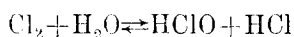
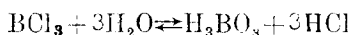
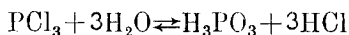


3. როდესაც ადგილი აქვს სუსტი მჟავასა და სუსტი ფუძის ურთიერთქმედებით მიღებული მარილის ჰიდროლიზს, მაშინ, მარილის როგორც კათიონი, ისე ანიონი მონაწილეობს წყლის მოლეკულების პოლარიზაციაში და ერთდროულად ადგილი აქვს როგორც კათიონურ, ისე ანიონურ ჰიდროლიზს და მიიღება ძნელად დისოცირებადი მჟავა და ფუძე. მიღებული სუსტი მჟავასა და სუსტი ტუტის დისოციაციის ხარისხის შესატყ-

ვისად. ვარემოს ექნება სუსტი მჟავას ან სუსტი ფუძის თვისება. მაგალითისათვის ავიღოთ ძმარმჟავა ამონიუმის მარილი:



4. როდესაც წყლის მოლეკულასთან ურთიერთქმედებს ისეთი ნივთიერების მოლეკულა, რომლის შემადგენლობაში შედის ელემენტი, რომლის მაპოლარიზებელი უნარი ძალიან დიდია, მაგ.,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{PBr}_3$ ,  $\text{CS}_2$  და ა. შ., მაშინ ზემოთ განხილული შემთხვევებიდან განსხვავებით, წარმოიქმნება ორი მჟავა:



თუ ზემოთქმულს შევაჯამებთ, შევვიძლია დავასკვნათ, რომ ჰიდროლიზს არ განიცდის მარილი, რომელიც მიღებულია ძლიერი მჟავისა და ძლიერი ტუტის მიერ. ჰიდროლიზს განიცდიან მარილები, რომლებიც მიღებულია სუსტი მჟავისა და სუსტი ტუტის, სუსტი მჟავისა და ძლიერი ტუტის, ძლიერი მჟავისა და სუსტი ტუტის ურთიერთქმედების შედეგად. ჰიდროლიზს განიცდის აგრეთვე ზოგიერთი ნაერთი, რომლებიც ერთდროულად წარმოქმნიან ორ მჟავას.

როგორც დ ვინახეთ, ჰიდროლიზის რეაქცია ბოლომდე არ მიდის; ის შექცევადი რეაქციაა და წონასწორობა მყარდება ჰიდროლიზის პროდუქტებსა და მორეაგირე ნივთიერებებს შორის, ჰიდროლიზის რეაქციის რაოდენობრივ გამოსახელებას გვიჩვენებს ჰიდროლიზის ხარისხი.

ჰიდროლიზის ხარისხი წარმოადგენს ჰიდროლიზირებული მარილის კონცენტრაციის ფარდობას, ხსნარში მარილის საერთო კონცენტრაციასთან:

$$\beta = \frac{\text{ჰიდროლიზებული მარილის კონცენტრაცია}}{\text{მარილის საერთო კონცენტრაცია ხსნარში}}$$

ჰიდროლიზის ხარისხი დამოკიდებულია მარილის გვარობაზე, ხსნარის განზავებაზე და ტემპერატურაზე

ხსნარის განზავებით იზრდება ჰიდროლიზის ხარისხი. ჰიდროლიზის ხარისხი იზრდება აგრეთვე ტემპერატურის გადიდებით, რაც დაკავშირებულია იმასთან, რომ ჰიდროლიზის რეაქცია, როგორც ნეიტრალიზაციის შექცევადი რეაქცია, ენდოთერმული რეაქციაა და, ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, ტემპერატურის გადიდებით ძლიერდება.

ჰიდროლიზის რეაქციისათვის შეგვიძლია გამოვიყენოთ მოქმედ მასათა კანონი და მოვინახოთ ჰიდროლიზის მუდმივა  $K_3$ . ამისათვის დავწეროთ ჰიდროლიზის რეაქციის ზოგადი ფორმულა:



ამ წონასწორობას უპასუხებს მუდმივა

$$K = \frac{[\text{MOH}][\text{HA}]}{[\text{MA}][\text{H}_2\text{O}]} \quad (\text{X}, 35)$$

განზავებულ ხსნარებში წყლის კონცენტრაცია თითქმის მუდმივი სიდიდეა და შეგვიძლია დავწეროთ:  $K[\text{H}_2\text{O}] = K_3$   
მაშინ

$$K_3 = \frac{[\text{MOH}][\text{HA}]}{[\text{MA}]}, \quad (\text{X}, 36)$$

სადაც  $K_3$  ჰიდროლიზის მუდმივაა,  $[\text{MOH}]$ —წარმოქმნილი ფუძის კონცენტრაცია  $[\text{HA}]$ —წარმოქმნილი მჟავას კონცენტრაცია, ხოლო  $[\text{MA}]$ —ჰიდროლიზის რეაქციაში შეუსვლელი მარილის კონცენტრაცია,

ჰიდროლიზის მუდმივას  $K_3$  ფიზიკური აზრი მდგომარეობს იმაში, რომ ის გვიჩვენებს აღებულ მარილის ჰიდროლიზის უნარს—რაც მეტია მისი მნიშვნელობა, მით უფრო მეტია ჰიდროლიზის რეაქციაში შესული მარილის რაოდენობა.

თუ (X,35)  $[\text{MOH}]$  შევცვლით მისი მნიშვნელობის ეკვივალენტური სიდიდით  $K[\text{H}^+]$  და მას შევტანთ (X,36) განტოლებაში, მივიღებთ:

$$K_3 = \frac{[\text{HA}]K_3}{[\text{HA}][\text{H}^+]} = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} \quad (\text{X}, 37)$$

ეს ის შემთხვევაა, როდესაც ჰიდროლიზს განიცდის მარილი, რომელიც მიღებულია სუსტი მჟავისა და ძლიერი ტუტის ურთიერთქმედებით იმ შემთხვევაში. როდესაც ადგილი აქვს მარილის ჰიდროლიზს, რომელიც მიღებულია ძლიერი მჟავისა და სუსტი ფუძის ურთიერთქმედებით, ჰიდროლიზის მუდმივა ტოლია

$$K_3 = \frac{K_F}{K_B} \quad (\text{X}, 38)$$

აქედან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ რაც უფრო სუსტი ფუძის მარილი განიცდის ჰიდროლიზს, მით მეტი იქნება ჰიდროლიზის მუდმივა, ე. ი. მით მეტი მარილი განიცდის ჰიდროლიზს.

იმ შემთხვევაში კი, როდესაც ჰიდროლიზს განიცდის მარილი, რომე-

ლიც მიღებულია სუსტი მჟავასა და სუსტი ფუძის ურთიერთქმედებით, ჰიდროლიზის მუდმივას მნიშვნელობა იქნება

$$K = \frac{K_E}{K_{აჟ} \cdot K_{ფ}} \quad (X,39)$$

ჰიდროლიზის მუდმივას, მჟავას და ფუძის დისოციაციის მუდმივებთან დაკავშირებისათვის, განვიხილოთ შემთხვევა, როდესაც გვაქვს მარილი, რომელიც მიღებულია სუსტი მჟავასა და ძლიერი ფუძისაგან, მივიღოთ, რომ ძლიერი ფუძე  $[MOH]$  დისოცირებულია მთლიანად და

$$[MOH] = [OH^-].$$

აღებულნი მარილიც  $[MA]$  დისოცირებულია მთლიანად, მაშინ

$$[MA] = [A^-].$$

მჟავას კონცენტრაცია, თუ მხედველობაში არ მივიღებთ მის დისოცირებულ ნაწილს, გამოვსახოთ მისი დისოციაციის მუდმივით

$$K_{აჟ} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \text{ანუ} \quad [HA] = \frac{[H^+][A^-]}{K_{აჟ}}.$$

თუ ჩავსვამთ მჟავას, ფუძისა და მარილის მიღებულ მნიშვნელობებს შევიტანთ ჰიდროლიზის მუდმივას განტოლებაში, მივიღებთ:

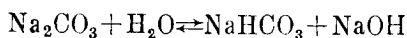
$$K_{ჰ} = \frac{[HA][MOH]}{[MA]} = \frac{[H^+][A^-][OH^-]}{K_{აჟ}[A^-]} = \frac{[H^+][OH^-]}{K_{აჟ}}.$$

თუ  $[H^+][OH^-] = K$ -ს მაგიერ შევიტანთ მის მნიშვნელობას  $K_E$ -ს, მივიღებთ:

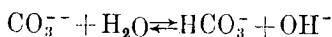
$$K_{ჰ} = \frac{K_E}{K_{აჟ}}$$

სრულიად ანალოგიურად მიიღება:  $K_{ჰ} = \frac{K_E}{K_{ფ}}$ .

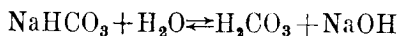
**15. საფეხურეობრივი ჰიდროლიზი.** იმ შემთხვევაში, როდესაც ჰიდროლიზს განიცდის მარილი, რომელიც შედგება ერთვალენტური მეტალისა და მრავალვალენტური მჟავური ნაშთისაგან, მაშინ ჰიდროლიზის პროცესი მიმდინარეობს საფეხურებად. თუმცა აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ მეორე და მესამე საფეხური გაცილებით ძნელად მიმდინარეობს, ვიდრე პირველი, რაც დაკავშირებულია მჟავას დისოციაციის მუდმივებზე. დისოციაციის პირველი მუდმივა  $K_1$  მეტია  $K_2$ -ზე —  $K_1 > K_2$ , ასე მაგალითად, ნატრიუმის კარბონატის ჰიდროლიზი მიმდინარეობს:



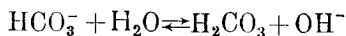
ან იონურ-მოლეკულური ფორმით:



მიღებული მყავე მარილი განიცდის ჰიდროლიზს, მაგრამ  $\text{HCO}_3^-$ -ის დისოციაციის ხარისხი გაცილებით მცირეა, ვიდრე სრული მარილის



ანუ



როგორც ვხედავთ, ჰიდროლიზის პირველი საფეხურის შედეგად წარე მოიქმნება  $\text{HCO}_3^-$ , რომლის დისოციაცია გაცილებით ძნელად ხდება, ვიდრე პირველი  $K_1 > K_2$

$$K_{3,1} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{23,1}}; \quad K_{3,2} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{13,2}}$$

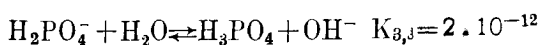
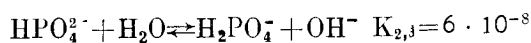
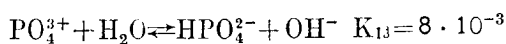
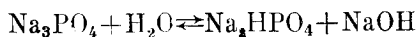
როგორც აქედან ჩანს, ჰიდროლიზის პირველი მუდმივას მნიშვნელობა დამოკიდებულია ნახშირმყავას მეორე საფეხურის დისოციაციის მუდმივას მნიშვნელობაზე და მეორე მუდმივას მნიშვნელობა კი მყავას პირველი დისოციაციის მუდმივაზე  $K_{1,2}$ .

რადგანაც მყავას დისოციაციის პირველი მუდმივა თავისი მნიშვნელობით ყოველთვის მეტია მყავას დისოციაციის მეორე მუდმივაზე, ჰიდროლიზის პირველი მუდმივა  $K_{3,1}$  ყოველთვის მეტია ჰიდროლიზის მეორე მუდმივაზე

$$K_{13} > K_{21}.$$

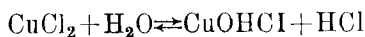
ამის შედეგად ჰიდროლიზის პირველი საფეხური მიმდინარეობს გაცილებით ინტენსიურად, ვიდრე მეორე საფეხური. ამ მდგომარეობას ხელს უწყობს ისიც, რომ პირველი საფეხურის ჰიდროლიზის შედეგად წარმოქმნილი ჰიდროქსილის იონების მოქმედება მიმართულია წონასწორობის მარჯვნიდან მარცხნივ გადახრისაკენ, რაც აგრეთვე აბრკოლებს ჰიდროლიზის მეორე და მესამე საფეხურს.

განვიხილოთ საფეხურებრივი ჰიდროლიზის ზოგიერთი მაგალითი:

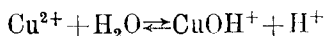


ეს მონაცემები ნათლად გვიჩვენებს, რომ მეორე და მესამე საფეხურის ჰიდროლიზის მუდმივას მნიშვნელობები იმდენად მცირეა, რომ შეიძლება არ მივიღოთ მხედველობაში.

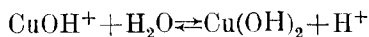
სრულიად ანალოგიურად მიმდინარეობს მარილების ჰიდროლიზი, რომლებიც მიღებულია სუსტი ფუძისა და ძლიერი მჟავისაგან, მაგალითად,  $\text{CuCl}_2$ -ის ჰიდროლიზი



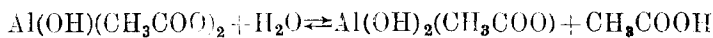
იონურ მოლეკულურად



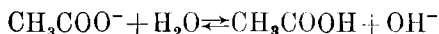
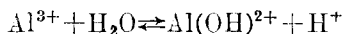
მეორე საფეხურით ჰიდროლიზი მიმდინარეობს ძლიერ უმნიშვნელო ხარისხით



საერთოდ უნდა აღვნიშნოთ, რომ ჰიდროლიზის რეაქცია თითქმის ბოლომდე მიდის ისეთი მარილებისათვის, რომლებიც მიღებულია სუსტი მჟავასა და სუსტი ფუძის ურთიერთქმედებით. მაგალითისათვის შეგვიძლია განვიხილოთ ალუმინის აცეტატის ჰიდროლიზი



ძირითადად მიიღება ალუმინის აცეტატის ფუძე მარილი. თუ განვიხილავთ აღებული მარილის კათიონითა და ანიონით ჰიდროლიზს, მივიღებთ შემდეგ სურათს:

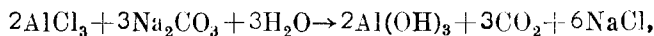


როგორც აქედან ჩანს, რეაქციის ორივე პროდუქტი წარმოადგენს ძნელად დისოცირებად ნივთიერებებს, რაც აპირობებს რეაქციის თითქმის ბოლომდე მიმდინარეობას. რეაქციის წარმართვას ხელს უწყობს აგრეთვე წარმოქმნილი წყალბადისა და ჰიდროქსიდის იონების შეერთება და დაუდისოცირებელი წყლის მოლეკულების წარმოქმნა.

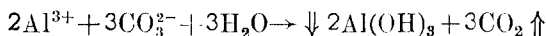
იმ შემთხვევაში, როდესაც რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება გაზური ნივთიერება, ანუ ნივთიერება, რომელიც უმდგრადია და ადვილად იშლება გაზური და სხვა პროდუქტების გამოყოფით, ჰიდროლიზის რეაქცია შეუქცევადია და პრაქტიკულად მიმდინარეობს ბოლომდე.

მაგალითად, ალუმინის ქლორიდის მოქმედებით ნატრიუმის კარბონატზე მიიღება უხსნადი ალუმინის ჰიდროქსიდი, რომელიც ძნელად ხსნადია.

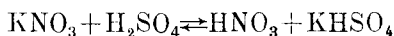
და ნახშირის დიოქსიდი, რომელიც სცილდება სარეაქციო გარემოს, გა-  
ლადის გაზურ ფაზაში.



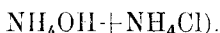
ანუ



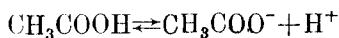
სოლვოლიზი ჰიდროლიზი ძლიერ არის დამოკიდებული გამხსნელის ბუნე-  
ბაზე, ასე მაგ.,  $\text{KNO}_3$  წყალში არ განიცდის ჰიდროლიზს, მაგრამ თუ  
გამხსნელად ავიღებთ გოგირდმჟავას  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ადგილი აქვს სოლვოლიზის  
პროცესს



**16. ბუფერული ხსნარები.** პრაქტიკაში ხშირად აუცილებელია ხან-  
გრძლივად გვექონდეს ხსნარები მდგრადი წყალბადის კონცენტრაციის მა-  
ჩვენებლით, რომელიც საგრძობლად არ შეიცვლება მცირე რაოდენობით  
მასზე მჟავას ან ფუძის დამატებით. ასეთი თვისებებით ხასიათდება ე. წ.  
ბუფერული ხსნარები. ხსნარებს, რომლებსაც შესწევთ უნარი პრაქტიკუ-  
ლად უცვლელად შეინარჩუნონ pH-ის გარკვეული მნიშვნელობა, ბუფე-  
რული ნარევეები ეწოდება. ბუფერული ნარევეები, როგორც წესი, შედგე-  
ბიან სუსტი მჟავასა (ფუძის) და ამ მჟავას მარილისაგან, რომელიც ძლიერ  
ელექტროლიტს წარმოადგენს (მაგ.,  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$ ), ან სუსტა-  
ფუძისა და ამ ფუძისა და ძლიერი მჟავას მარილისაგან (მაგალითად,



მაგალითისათვის განვიხილოთ ძმარმჟავას და ძმარმჟავა ნატრიუმის ბუფე-  
რული ხსნარი და მის მაგალითზე ვნახოთ, თუ როგორ ინარჩუნებს ხსნა-  
რი pH-ის გარკვეულ მნიშვნელობას



$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]},$$

საიდანაც

$$[\text{H}^+] = \frac{K[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

ასეთ ხსნარში თუ შევიტანთ ძმარმჟავა ნატრიუმის მარილს, რომელიც  
ძლიერი ელექტროლიტია და მთლიანად დისოცირებულია, მაშინ ხსნარში  
წარმოიქმნება თანასახელოვანი აცეტატის იონები და ძმარმჟავას დისოცია-  
ცია კიდევ უფრო შემცირდება. ამიტომაც ხსნარში არსებული აცეტატის  
იონების კონცენტრაცია შეიძლება ჩაითვალოს დამატებული მარილის

კონცენტრაციის ტოლად, ხოლო ძმარმჟავას კონცენტრაცია შეიძლება მისი საწყისი კონცენტრაციის ტოლად მივიჩნიოთ, მაშინ

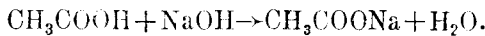
$$[H^+] = \frac{K_{\text{ონ}}[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

ამ თანაფარდობიდან ნათლად ჩანს, რომ ბუფერულ ხსნარში, წყალბად-იონების კონცენტრაცია დამოკიდებულია არა მჟავას ან მარილის აბსოლუტურ კონცენტრაციებზე, არამედ მათ კონცენტრაციათა ფარდობაზე.

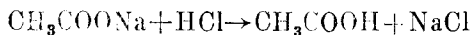
აქედან შეგვიძლია დავწეროთ pH-ის წნიშვნელობა

$$pH = pK - \log \frac{C_{\text{მჟ}}}{C_{\text{მარ}}}$$

ხსნარის ბუფერული მოქმედება გამოიხატება იმაში, რომ თუ ბუფერულ  $CH_3COOH + CH_3COONa$  ხსნარს დაეუმატებო მცირეოდენა რაოდენობით  $NaOH$ , ადგილი ექნება რეაქციას



როგორც ჩანს, ძმარმჟავას კონცენტრაცია კლებულობს, ხოლო მარილის ძმარმჟავა ნატრიუმის კონცენტრაცია მატულობს. ძლიერი მჟავას ( $HCl$ ) შეტანით. პირიქით, მჟავას კონცენტრაცია მატულობს, ხოლო მარილი კონცენტრაცია (აცეტატის) კლებულობს



განვიხილოთ ერთი მაგალითი.

დავუშვათ, რომ გვაქვს ბუფერული ნარევი, რომელიც შედგება 0,2 მ  $CH_3COOH$  და 0,2 მ  $CH_3COONa$ -გან და ხსნარს დაეუმატეთ 0,005 მ  $NaOH$ . გვინტერესებს, თუ როგორ შეიცვლება ხსნარის წყალბად-იონების კონცენტრაცია?

ამოხსნა

გავიანგარიშოთ  $[H^+]$  კონცენტრაცია ტუტის დამატების გარეშე

$$[H^+] = K_{\text{მჟ}} \frac{C_{\text{მჟ}}}{C_{\text{მარ}}} = K_{\text{მჟ}} \frac{0,2}{0,2} = K_{\text{მჟ}} = 1,85 \cdot 10^{-5}$$

მაშასადამე, ტუტის დამატებამდე წყალბად-იონების კონცენტრაცია ბუფერულ ხსნარში ტოლია  $[H^+] = 1,85 \cdot 10^{-5}$  გ-იონის/ლიტრში. გავიანგარიშოთ  $[H^+]$  ტუტის დამატების შემდეგ

$$[H^+] = K_{\text{მჟ}} = \frac{0,2 - 0,005}{0,2 + 0,005} = \frac{0,195}{0,205} = 1,85 \cdot 10^{-5} \cdot 0,92 = 1,705 \cdot 10^{-5} \text{ გ-იონი/ლიტ.}$$



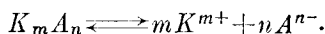
აქედან ნათლად შეგვიძლია დავინახოთ, თუ როგორ მცარედ იცვლება წყალბად-იონების კონცენტრაცია ბუფერულ ხსნარზე ძლიერი ტუტის დამატების შედეგად.

ბუფერული ხსნარების განზავება უმნიშვნელოდ მოქმედებს ხსნარის წყალბად-იონების კონცენტრაციის მნიშვნელობაზე.

ქვემოთ მოგვყავს პრაქტიკაში უფრო ხშირად გამოყენებული ბუფერული ნარევი და მათი pH-ის სიდიდე

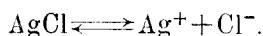
ნარევის შემადგენლობა	pH
ფორმიატული $\text{HCOOH} + \text{HCOONa}$	3,7
ბენზოატური $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$	4,2
აცეტ-ტური $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$	4,7
ფოსფატური $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$	0,8

**17. ხსნადობის ნამრავლი** განვიხილოთ პეტროგენული სისტემა, რომელიც წარმოადგენს ნაჯერ ხსნარს, სადაც წონასწორობაში იმყოფება ძნელად ხსნადი მარილის კრისტალები მის გახსნილ ნაწილთან და გამოვიყენოთ ასეთი სისტემებისათვის მოქმედ მასათა კანონი. დავუშვათ, რომ ხსნარში გვაქვს ძნელად ხსნადი მარილი, რომელიც ნაწილობრივ ხსნად მდგომარეობაშია, ნაწილი კი გამოყოფილია კრისტალების სახით და მივიღოთ. რომ ხსნადი ნაწილი დისოცირებულ მდგომარეობაშია.



წონასწორობის დამყარების შემდეგ ხსნად, დისოცირებულ მდგომარეობაში გადავა გაუხსნელი კრისტალების ისეთივე რაოდენობა, რამდენიც იმავე დროის მონაკვეთში იონების შეერთების შედეგად წარმოიქმნება უხსნადი მარილი.

ავიღოთ კონკრეტული მაგალითი—ვერცხლის ქლორიდი<sup>1</sup> ხსნადობა წყალში



ხსნადობა წყალში ძლიერ მცირეა და გახსნილი ნაწილი მთლიანად იონიზირებულია. იონიზებულ ნაწილსა და უხსნად კრისტალებს შორის მყარდება დინამიური წონასწორობა. ეს წონასწორობა ხასიათდება წონასწორობის მუდმივას გარკვეული მნიშვნელობით, რომელსაც ხსნადობის ნამრავლს უწოდებენ და აღინიშნება  $K_{\text{ხს-იონ}}(\text{ხნ})$ .

$$b_n = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = a_{\text{Ag}} f_{\text{Ag}} \cdot a_{\text{Cl}} \cdot f_{\text{Cl}}$$

რადგან ხსნარი ძლიერ განზავებულია  $f_{\text{Ag}^+} = f_{\text{Cl}^-}$  და მივიღებთ

$$L_p(b_n) = a_{\text{Ag}} a_{\text{Cl}}$$

$$L_p(b_n) = a_{m+} + a^n$$

ამრიგად, ძნელადხსნადი ნივთიერების ნაჯერ ხსნარში მისი უმაღლესი იონების კონცენტრაციების (აქტივობის) ნაძრავლი, მოცემული ტემპერატურის პირობებში მუდმივი სიდიდეა.

ზოგიერთი ძნელადხსნადი მარილის ხსნადობის ნაძრავლის მნიშვნელობები მოცემულია ქვემოთ მოტანილ ცხრილში.

ც ხ რ ი ლ ი 21

ზოგიერთი მცირედხსნადი ნაერთების ხსნადობის ნაძრავლი წყალში 25°C ტემპერატურაზე

ნაერთები	ხსნადობის ნაძრავლი	$P_{\text{ხნ}} = -I, \text{გხ}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	9,75
AgBr	$5,36 \cdot 10^{-13}$	12,28
AgI	$8,30 \cdot 10^{-17}$	16,08
AgCN	$1,40 \cdot 10^{-16}$	15,84
AlPO <sub>4</sub>	$5,75 \cdot 10^{-19}$	18,21
BaCO <sub>3</sub>	$5,10 \cdot 10^{-9}$	8,29
BaSO <sub>4</sub>	$1,1 \cdot 10^{-10}$	9,97
CaCO <sub>3</sub>	$4,8 \cdot 10^{-9}$	8,32
CuF <sub>2</sub>	$4,0 \cdot 10^{-11}$	10,40
Cu <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$2,0 \cdot 10^{-29}$	28,70
CuSO <sub>4</sub>	$9,1 \cdot 10^{-6}$	5,04
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	35,20
PbSO <sub>4</sub>	$1,6 \cdot 10^{-27}$	26,60

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, სხვადასხვა ნაერთის ხსნადობის ნაძრავლი მკვეთრად განსხვავდება ერთმანეთისაგან და იცვლება ძალიან დიდ ინტერვალში.

ნივთიერების ხსნადობის ნაძრავლი ამ ნივთიერების ხსნადობის მახასიათებელია. რაც მეტია ნივთიერების ხსნადობის ნაძრავლი, მით მეტია ამ ნივთიერების ხსნადობა აღებულ გამხსნელში. როგორც ცხრილიდან (№ 21) ჩანს, როგორც AgCl, AgBr, AgI ხსნადობის ნაძრავლი მცირდება, ხსნადობაც შესატყვისად მცირდება. ვერცხლის ქლორიდის ხსნადობა მრავალჯერ აღემატება ვერცხლის იოდიდის ხსნადობის წყალში.

ვერცხლის ქლორიდის ხსნადობის ნაძრავლი, როგორც ზემოთ დავინახეთ ხნ<sub>AgCl</sub> =  $1,78 \cdot 10^{-10}$ , ხსნადობა ლიტრში კი ტოლი იქნება ცალკეული იონების კონცენტრაციის, თუ

$$x_{\text{ხნ}} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] = 1,78 \cdot 10^{-10}$$

მაშინ, ხსნადობა ტოლი იქნება

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$$

$$S = \sqrt{1,78 \cdot 10^{-10}} = 1,33 \cdot 10^{-5}$$

ვერცხლის იოდიდისათვის ხსნადობა ერთ ლიტრ წყალში ტოლი იქნება

$$S_{AgI} = \sqrt{8,3 \cdot 10^{-17}} = 0,9 \cdot 10^{-9} \text{ მ/ლიტრში}$$

წონასწორობიდან, რომელიც მყარდება მარილის გახსნილსა და გაუხსნელ ნაწილს შორის ხსნარში

$$[K^{n+}]^m [A^{m-}]^n = \text{ხნ} \quad (\text{ხსნადობის ნამრაველი}).$$

უშუალოდ გამომდინარეობს, რომ სხვადასხვა ფაქტორების გავლენით, წონასწორობა შეიძლება გადაიხაროს როგორც მარჯვნივ, ასე მარცხნივ, ე. ი. ხსნადობა შეიძლება შემცირდეს და შეიძლება გადიდდეს. ასე მაგალითად, თუ ვერცხლის იოდიდის ხსნარში შევიტანთ ელექტროლიტს, რომელსაც ექნება საერთო იონი ვერცხლის იოდიდთან, ადგილი ექნება ვერცხლის იოდიდის ხსნადობის შემცირებას, ხოლო იმ შემთხვევაში, თუ შევიტანთ ელექტროლიტს, რომელსაც საერთო იონი არ გააჩნია ვერცხლის იოდიდთან, ხსნადობა  $AgI$  გაიზარდება.

მაგალითი: გამოვიანგარიშოთ, თუ რამდენად შემცირდება  $AgI$  ხსნადობა 0,1 მ  $KI$  ხსნარში სუფთა წყალთან შედარებით

$$\text{ხნ}_{AgI} = 8,3 \cdot 10^{-17}$$

ხსნადობა წყალში  $S = [Ag^+] = [I^-] = 0,9 \cdot 10^{-9}$  მ/ლიტრში, დაეუშვათ, რომ ვერცხლის იოდიდის ხსნადობა ხსნარში ტოლია  $0,9 \cdot 10^{-9}$  მ/ლ, მაშინ  $[Ag^+]$  კონცენტრაცია ტოლი იქნება  $x$  გ იონის (ლიტრში), ხოლო  $[I^-]$ -ის კონცენტრაცია ტოლი იქნება  $x$ -ს და  $KI$  იონების კონცენტრაციითა ჯამის.

$$[I^-] = x + 0,1$$

აქედან

$$\text{ხნ} = [I^-][Ag^+] = (x + 0,1)x\gamma^2$$

ხსნარის იონური ძალა პრაქტიკულად განისაზღვრება  $KI$  იონების კონცენტრაციით

$$\gamma = 1/2[0,1 + 0,1] = 0,1.$$

მაშასადამე

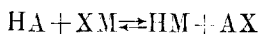
$$\text{ხნ} = (x + 0,1)x(0,78)^2$$

$$\text{ხნ} = 0,1x(0,78)^2 = 0,1 \cdot S_{AgI}(0,78)^2$$

$$S_{AgI} = \frac{8,3 \cdot 10^{-17}}{0,1 \cdot (0,78)^2} = 2,5 \cdot 10^{-15}$$

$$\frac{S_{H_2O}}{S_{KI}} = 5 \cdot 10^6 \text{-ჯერ.}$$

18. არაწყალხსნარები. იმის მიხედვით, თუ როგორ მონაწილეობს ლებულობს გამხსნელი გახსნის პროცესში, გამხსნელებს ყოფენ ორ კლასად—პროტოლიტურ და აპროტოლიტურ გამხსნელებად.



მოტანილი რეაქცია წარმოადგენს პროტოლიტური რეაქციის მაგალითს, სადაც HA გამხსნელია და მისი პროტონი ( $H^+$ ) რეაქციაში შედის გახსნილ ნივთიერებასთან M-თან.

აპროტოლიტური გამხსნელი არ შედის რეაქციაში გახსნილ ნივთიერებასთან. ასეთ გამხსნელებს მიეკუთვნება ბენზოლი, ტოლუოლი, ოთხქლორიანი ნახშირბადი და სხვ.

გამხსნელების დაყოფა პროტოლიტურ და აპროტოლიტურ გამხსნელებად რამდენადმე პირობითია. მაგალითად, ცნობილია, რომ ბენზოლი ფტორწყალბადში  $BF_3$ -ის თანდასწრებით იჩენს ფუძის თვისებებს, ხოლო ნატრიუმის ამიდის ხსნარში—მჟავას თვისებას. გამხსნელის პროტოლიტური თვისება, თავის მხრივ, დამოკიდებულია გახსნილი ნივთიერების ბუნებაზე და მის თვისებაზე, მისი სოვლატაციის უნარზე. გამხსნელის პროტოლიტურ თვისებაზე გავლენას ახდენს თვით გამხსნელის დისოციაციის უნარი. თვითიონიზაციის მუდმივას ავტოპროტოლიზის  $K_s$  მუდმივას უწოდებენ. ცხრილში № 22 მოყვანილია ზოგიერთი გამხსნელის თვითიონიზაციის მუდმივას მნიშვნელობები.

ცხრილი 22

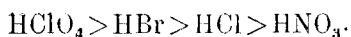
ავტოიონიზაციის კონსტანტები,  $20^\circ C$  ტემპერატურაზე

გამხსნელი	თვითიონიზაციის განტოლებები	$K_s$
გოგირდმჟავა	$2H_2SO_4 \rightleftharpoons H_3SO_4^+ + HSO_4^-$	$1 \cdot 10^{-5}$
ჭინჭველმჟავა	$2HCOOH \rightleftharpoons HCOOH_2^+ + HCOO^-$	$5 \cdot 10^{-7}$
ძმარმჟავა	$2CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COOH_2^+ + CH_3COO^-$	$2,5 \cdot 10^{-13}$
წყალი	$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$	$1 \cdot 10^{-14}$
მეთილის სპირტი	$2CH_3OH \rightleftharpoons CH_3OH_2^+ + CH_3O^-$	$2 \cdot 10^{-17}$
ეთილის სპირტი	$2C_2H_5OH \rightleftharpoons C_2H_5OH_2^+ + C_2H_5O^-$	$8 \cdot 10^{-20}$
ამიაკი ( $-50^\circ C$ )	$2NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + NH_2^-$	$3 \cdot 10^{-32}$

ცნობილია, რომ გამხსნელებს შეუძლიათ მიიღონ მონაწილეობა გახსნილ ნივთიერებასთან ურთიერთქმედებაში და გამოავლინონ როგორც მჟავას, ისე ფუძის თვისება, აგრეთვე ორივე ერთად—ამფოტერული გამხსნელები. ამ მაჩვენებლების მიხედვით მათ ყოფენ: პროტოგენურ (მჟა-

ეური), პროტოფილურ (პროტონის მიმღები ფუძური) და ამფოტერულ გამხსნელებად. გამხსნელების ამდაგვარი დაყოფაც პირობითია. გახსნილი ნივთიერების გვარობის მხედვეთ გამხსნელის პროტოლიტური თვისებები შეიძლება მკვეთრად შეიცვალოს. წყალი ძმარმჟავას მიმართ პროტოფილურ გამხსნელს წარმოადგენს, რამდენადაც მისი სწრაფვა პროტონისადმი მეტია, ვიდრე  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ -ს სწრაფვა წყალბადის იონისადმი. ამიაკისათვის კი წყალი პროტოგენური გამხსნელია და მიიღება  $\text{NH}_4^+$  და  $\text{OH}^-$ . პროტოლიტურ გამხსნელებს გააჩნიათ უნარი შეცვალონ მჟავას ძალა წყალხსნარებთან შედარებით. ამ მაჩვენებლის მიხედვით გამხსნელებს ყოფენ მადიფერენცირებულ და მანიველირებულ გამხსნელებად. მადიფერენცირებელი გამხსნელები ახდენენ გახსნილი ნივთიერების მჟავურ-ფუძური თვისებების ცვლილებას, მჟავურ-ფუძური თვისებების მიხედვით მათ დიფერენციაციას, მანიველირებელი გამხსნელები კი—პირიქით, ათანაბრებენ გახსნილი ნივთიერების ძალათა შორის სხვაობას.

მჟავური გამხსნელები, როგორც წესი, ახდენენ მჟავას ძალის დიფერენცირებას და ფუძის ძალის ნიველირებას. მაგალითად, წყალხსნარში არაორგანული მინერალური მჟავები თითქმის ერთნაირად განიცდიან დისოციაციას. ძმარმჟავაშიც კი მათი დისოციაცია მჟავას ძალის მიხედვით ხდება.  $\text{CH}_3\text{COOH}$ -ის გარემოში მინერალური მჟავების ძალა კლებულობს შემდეგი რიგის მიხედვით:



ამ შემთხვევაში ძმარმჟავა ასრულებს ფუძის ფუნქციას. ამასთან ერთად, აძლიერებს ფუძის დისოციაციას იმდენად, რამდენადაც შეუძლია იყოს წყალბადის პროტონის დონორი. მის გარემოში ბევრი ფუძე განიცდის ნიველირებას.

პროტოფილურ გამხსნელებში, როგორცაა ამიაკი, პირიდინი და ა. შ., რომლებშიაც პროტონისადმი აქცეპტორული თვისებები უფრო ძლიერია, ვიდრე წყლის, შეიმჩნევა საპირისპირო სურათი. ისინი ახდენენ ფუძეების ძალის დიფერენციაციას და მჟავების ძალის ნიველირებას წყალხსნარებთან შედარებით.

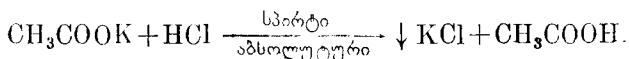
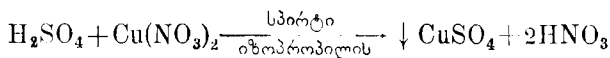
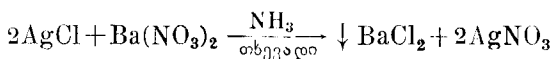
ამფოტერულა გამხსნელების (სპირტების, ფენოლების და ა. შ.) მოქმედება გახსნილი ნივთიერების მჟავურ-ფუძური თვისებებზე მცირედ განსხვავდება ამავე თვისებებზე წყლის მოლეკულების მოქმედებისაგან.

გამხსნელის მადიფერენცირებელი მოქმედება ძირითადად დამოკიდებულია თვით გამხსნელის დისოციაციის უნარზე და გახსნილი ნივთიერების უნარზე წარმოქმნას იონებთან ასოციაცი, რაც იწვევს იონების რაოდენობის ხსნარში შემცირებას.

გამხსნელების მაიონიზებული ფუნქციების სიახლოვისას, მადიფერენცირებელი უნარი იმ გამხსნელისა მეტია, რომელსაც ახასიათებს მცირე დიელექტრული შეღწევადობა. მაგალითად, ორი პროტოგენური გამხსნელიდან, როგორცაა ჰიანჰველმჟავა  $\text{HCOOH}$  და ძმარმჟავა  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , უკანასკნელს გააჩნია მეტი მადიფერენცირებელი უნარი. გამხსნელების მადიფერენცირებელი უნარი ფართოდ გამოიყენება პრაქტიკაში. ის საშუალებას გვაძლევს შევარჩიოთ პირობები ნივთიერებების ერთმანეთისაგან დაცილებისათვის, რომელთა წყალხსნარებიდან ერთმანეთისაგან დაცილება გაძნელებულია და სხვ.

მადიფერენცირებელი მოქმედება საგრძნობლად დამოკიდებულია აგრეთვე გამხსნელის უნარზე—წარმოჩნდა გახსნილ ნივთიერებასთან წყალბადური ბმა, იმდენად, რამდენადაც გახსნილი ნივთიერების დისოციაცია დამოკიდებულია ბმის იმ ბუნებაზე და ენერგიაზე რომელიც წარმოიქმნება წყალბადური ბმის დროს.

არაწყალხსნარებში გამხსნელების დიელექტრული შეღწევადობის სიმცირის გამო სოლვატაციის პროცესი ხორციელდება ან წყალბადური ბმის ხარჯზე, ან კიდევ დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით პროლუქტების წარმოქმნით. ასეთი ხსნარებისათვის დამახასიათებელია ასოციაციის პროცესი. არაწყალხსნარებში ძლიერი ელექტროლიტები ხდებიან სუსტი ელექტროლიტები მაგალითად,  $\text{LiBr}$  ის თხევად  $\text{SO}_2$ -ში  $K_{\text{გის}} = 3 \cdot 10^{-5}$ , სპირტში  $K_{\text{გის}} = 7 \cdot 10^{-9}$ . აღსანიშნავია აგრეთვე, რომ სულ სხვაგვარად მიმდინარეობს მიმოცვლის რეაქცია. ასე მაგალითად,  $\text{AgCl}$  და  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ -ის ურთიერთქმედებისას თხევად ამიაკში ნალექის სახით წარმოიქმნება  $\text{BaCl}_2$ , ხოლო უწყლო ძმარმჟავაში შეიძლება დავლექოთ  $\text{CuSO}_4$  და ა. შ. ქვემოთ მოტანილია უწყლო ვარემოში მიმდინარე რეაქციები:



ეს უკანასკნელი რეაქცია საფუძვლად უდევს კალიუმის იონების რაოდენობრივ განსაზღვრას.

არაწყალხსნარები ფართოდ გამოიყენებიან პრაქტიკაში. მათი საშუალებით შეგვიძლია გავადიდოთ ან შევამციროთ ამა თუ იმ ნივთიერების ხსნადობა, მყავიანობა და ფუძიანობა, გადავიყვანოთ ნივთიერება იონიზებული მდგომარეობიდან მოლეკულურ მდგომარეობაში, მათში შეიძლება პრინციპულად ახალი რეაქციების ჩატარება და სხვ.

1. ნივთიერების კოლოიდური მდგომარეობა. დისპერსიული სისტემები, იმის მიხედვით, თუ როგორია გახსნილი (განაწილებული) ნივთიერების დისპერსიულობის ხარისხი, იყოფა სამ კლასად: ჭეშმარიტი ხსნარები, კოლოიდური ხსნარები და უხეში დისპერსიები—ემულსიები. როცა გახსნილი ნივთიერება ხსნარში იმყოფება მოლეკულურ, ატომურ, იონურ მდგომარეობაში, სადაც ნაწილაკის სიდიდე არ აღემატება 1 მმკ ( $10^{-7}$  სმ)—ხსნარი ჭეშმარიტია. თუ ხსნარში განაწილებული ნივთიერების ნაწილაკის სიდიდე 1 მმკ-დან 100 მმკ-ის ტოლია, ხსნარი კოლოიდურია, ხოლო, როცა ხსნარში ნაწილაკის სიდიდე 100 მმკ ს აღემატება, მაშინ საჭმე გვაქვს სუსპენზიებთან, ემულსიებთან.

როგორც დაკინახეთ, კოლოიდურ სისტემებს უჭირავთ შუალედური, გარდამავალი მდგომარეობა ჭეშმარიტ ხსნარებსა და უხეშ დისპერსიებს შორის. კოლოიდურ ხსნარებს ზოლი ეწოდება. ამ სისტემების ნაწილაკების სიდიდე იმდენად მცირეა, რომ ისინი თავისუფლად გადიან ჩვეულებრივ ფილტრში. ამით აიხსნება ის, რომ კოლოიდური ხსნარები ჩვეულებრივად ჰომოგენურ სისტემებად გვევლინება, მაშინ როდესაც განსხვავებით ჭეშმარიტ ხსნარებისაგან, ჰეტეროგენულ სისტემებს წარმოადგენენ. კოლოიდურ სისტემებში რომ ნაწილაკის სიდიდე მეტია ჩვეულებრივი მოლეკულის სიდიდეზე, ნათლად ჩანს მათი დიფუზიის კოეფიციენტის მნიშვნელობიდან, რამელიც ძლიერ მცირეა შედარებით ჭეშმარიტ ხსნარებში ნაწილაკების დიფუზიის კოეფიციენტთან; ისინი არ გადიან მემბრანებში. დიფუზიის კოეფიციენტის შესწავლის შედეგად (გრემი, 1861 წ.) შემოვიდა ცნება „კოლოიდი“. დიფუზიის კოეფიციენტის სიდიდე და მემბრანებში შეუღწევადობა ის ძირითადი თვისებებია, რომლითაც კოლოიდური ხსნარები განსხვავდებიან მოლეკულური, ატომური, იონური ხსნარებისაგან და აგრეთვე ის, რომ კოლოიდური ხსნარი ჰეტეროგენული სისტემაა, მაშინ როდესაც ჭეშმარიტი ხსნარი ჰომოგენურ სისტემას წარმოადგენს. უფრო სწორად, ის მიკროჰეტეროგენული სისტემაა. კოლოიდური საატეპები შედგება დისპერსიის გარემოსა და დისპერსებული ფაზისაგან. დისპერსიის გარემო შეესაბამება ჭეშმარიტ ხსნარებში—გამხსნელს, ხოლო დისპერსიული ფაზა—გახსნილ ნივთიერებას.

ქვეშარიტი ხსნარების მიღება დაკავშირებულია ნივთიერების გახსნასთან გამხსნელში. კოლოიდური ხსნარების მიღება კი დაკავშირებულია დისპერგირებული, (დანამცეცებული, დაქუცმაცებული) ფაზის დისპერსიის გარემოში განაწილებასთან.

კოლოიდური ხსნარების ძირითადი დამახასიათებელი ნიშნებია:

1. კოლოიდური ხსნარები მიკროპეტეროგენული, არაერთგვაროვანი სისტემებია.

2. კოლოიდური ხსნარებისათვის დამახასიათებელია ოპალესცენციის მოვლენა, რაც დაკავშირებულია სხივების განხრევასთან. ოპალესცენციის მოვლენა განსაკუთრებით შესაჩნვეია, თუ სინათლის წყაროდან მიღებულ სხივთა კონასა და ხსნარით კივუეტას შორის დავაყენებთ ლინზას და დაკვირვებას ვაწარმოებთ სხივების გავლის გზის მართებულ მდგომარეობიდან, როგორც ეს ტინდალის მიერ იყო ნაჩვენები.

3. კოლოიდურ ხსნარებში დისპერსებული ფაზის ნაწილაკების დიფუზიის სიჩქარე ძლიერ მცირეა.

4. კოლოიდური ხსნარების ოსმოსური წნევა ძლიერ მცირე სიდიდეა, რაც ძირითადად გამოწვეულია იმით, რომ კოლოიდურ ხსნარებში დისპერსებული ფაზის კონცენტრაცია მცირეა. კონცენტრაციის გაზრდით ხსნარის მდგრადობა მცირდება და ადგილი აქვს კოაგულაციის მოვლენას.

5. კოლოიდური ხსნარებისათვის დამახასიათებელია დიალიზის მოვლენა, რაც გამოიხატება იმაში, რომ ნახევრად გამტარი ტიხარის საშუალებით ხსნარი შეიძლება განთავისუფლდეს მასში არსებული ელექტროლიტებისა და, საერთოდ, მცირე მოლეკულური წონის მქონე მინარევებისაგან. დიალიზის დროს ელექტროლიტები და საერთოდ მცირე მოლეკულური წონის მქონე მინარევები ადვილად გადიან ნახევრად გამტარ ტიხარში და გადადიან გამხსნელში, რომელშიაც ჩაშვებულია დიალიზატორი (ხელსაწყო, რომელშიაც მიმდინარეობს დიალიზი).

6. ქვეშარიტი ხსნარებისაგან განსხვავებით, კოლოიდური ხსნარები უმდგრადი სისტემებია, ლაბილურ სისტემებს წარმოადგენენ. მათი მდგრადობის დარღვევა ადვილია და ადგილი აქვს დისპერსებული ფაზის დისპერსიის გარემოდან გამოყოფას. ნაწილაკების კოაგულაციას, რის შედეგად ხდება კოაგულატის (კოაგულაციის შედეგად მიღებულ ნალექს კოაგულატი ეწოდება) ნალექის სახით გამოყოფა. კოაგულაციის პროცესი მეტწილად ფიზიკური პროცესია.

7. კოლოიდური ხსნარებისათვის, უმეტეს შემთხვევაში, დამახასიათებელია ელექტროფორეზის მოვლენა, რაც იმაში გამოიხატება, რომ ელექტროველში კოლოიდური ნაწილაკები მოძრაობენ დისპერსიის ფაზის საპირისპირო მიმართულებით. დისპერსიის ფაზის მოძრაობას კი დისპერსებული ფაზის საპირისპირო მიმართულებით, ელექტრო ოსმოსი ეწოდება.



კოლოიდური სისტემები, ისე როგორც ჭეშმარიტი ხსნარები შეიძლება გვექნოდეს—გაზურ, თხევად და მყარ მდგომარეობაში.

კოლოიდური სისტემების მაგალითებად შეგვიძლია მოვიყვანოთ, წყლის წვრილი წვეთებით გამოწვეული ღრუბელი. კვამლი, მეტალბის კოლოიდური ხსნარები (ოქროს კოლოიდური ხსნარი წყალში), აეტალის სულფიდების, მეტალთა ჰიდროქსიდების, საპნის ხსნარი და სხვ. კოლოიდურ მდგომარეობაში შეიძლება მივიღოთ როგორც არაორგანული, ისე ორგანული ნივთიერებები, გარკვეული პირობების შექმნის შედეგად.

დისპერსიის გარემოს და დისპერსიული ფაზის აგრეგატული მდგომარეობის მიხედვით, დისპერსიული სისტემები შეიძლება ცხრა კლასად დავყოთ, სადაც სამ შემთხვევაში ერთი აგრეგატული მდგომარეობა გვექნება დისპერსიის გარემოდ, ხოლო სამ შემთხვევაში დისპერსიულ ფაზად. ეს შეიძლება გამოიხატოს შემდეგი ცხრილის სახით

ცხრილი 23

დისპერსიის ფაზის აგრეგატული მდგომარეობა	დისპერსიული ფაზის აგრეგატული მდგომარეობა		
	გაზი	თხევადი	მყარი
გაზი	კოლოიდური სისტემა შეუძლებელია	ღრუბელი	კვამლი, მტვერი
თხევადი	ქაფი	ემულსიები	სუსპენზიები
მყარი	გაზის მოლეკულები მყარ ნივთიერებაში (მყარი ქაფები)	თხევადი ნივთიერების ნაწილაკები იყარ მაშაში (მყარი ემულსიები)	მყარი ნივთიერების ნაწილაკები მყარ მასაში, შენაღობები

**2. კოლოიდური სისტემების კლასიფიკაცია.** როგორც დავინახეთ, კოლოიდური სისტემებისათვის დამახასიათებელია ნაწილაკის სიდიდე და არა მისი ქიმიური ბუნება. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ მიღებული კოლოიდური სისტემების თვისებები საგრძნობლად დამოკიდებულია დისპერსიის გარემოს თვისებებზე. ცნობილია, რომ დიფუზიის კოეფიციენტის მნიშვნელობა დამოკიდებულია როგორც ნაწილაკის სიდიდეზე, ისე იმ დისპერსიის გარემოს სიბლანტის კოეფიციენტზე და სხვა თვისებებზე, რომელიც მას ახასიათებს.

დისპერსებული ფაზის აგრეგატული მდგომარეობისა და მათი წარმოქმნის ბუნების მიხედვით, კოლოიდებს სამ ძირითად ტიპად ყოფენ:

1) დისპერსიული კოლოიდები ან სუსპენზიონები. შესატყვისი პირობების შექმნის შედეგად, ყოველი ნივთიერება შეიძლება გადაყვანილი იქნეს კოლოიდურ მდგომარეობაში. კოლოიდური სისტემის

მიღების ძირითადი პირობაა ის, რომ არ უნდა იხსნებოდეს აღებულ დისპერსიის გარემოში ჭეშმარიტი ხსნარის წარმოქმნით და ადგილი არ უნდა ჰქონდეს დისპერსებული ფაზისა და დისპერსიის გარემოს ქიმიურ ურთიერთქმედებას. მაგალითად, შეუძლებელია ნატრიუმის ან კალციუმის ჰიდროზოლის მიღება, რადგანაც როგორც ნატრიუმი, ისე კალციუმი რეაქციაში შედის წყალთან შესატყვისი ჰიდროქსიდების წარმოქმნით. არ შეიძლება აგრეთვე მივიღოთ კოლოიდური სისტემა ისეთი ნივთიერებებისა, რომლებიც დისპერსიის გარემოში შეტანის შედეგად იხსნებიან და იძლევიან მოლეკულურ ხსნარებს ან ვანიცლიან დისოციაციას. ასე მაგალითად, შაქრის წყალში შეტანით ადგილი აქვს გახსნას და მოლეკულური ხსნარის წარმოქმნას. მოლეკულების სიდიდე კი ნაკლებია კოლოიდური ნაწილაკების სიდიდეზე, რის შედეგადაც მიიღება ჭეშმარიტი ხსნარი. არ შეიძლება აგრეთვე  $KNO_3$ -ის ან მსგავსი ნაერთების ჰიდროზოლებს მიღება, რადგანაც მისი წყალში გახსნით ადგილი აქვს იონებად დისოციაციას და ჭეშმარიტი—იონური ხსნარის წარმოქმნას.

სუსპენზიების მისაღებად გამოიყენება ორი მეთოდი. იმ შემთხვევაში, თუ ჩვენ გვაქვს მოლეკულური ჭეშმარიტი ხსნარი, მაშინ გარკვეული პირობებზე შექმნით საჭიროა მოლეკულებს აგრეგაცია კოლოიდური ნაწილაკების სიდიდემდე, რაც შეიძლება გამოვიწვიოთ გახსნილი ნივთიერების ნაწილობრივი გამოლექვით. იმ შემთხვევაში, თუ ჩვენ გვაქვს ნივთიერება კომპაქტური მასის სახით და გვინდა მისგან მივიღოთ კოლოიდური სისტემა, ახდენენ სხვადასხვა ხერხით ამ ნივთიერებების დისპერსიის გარემოში დისპერგირებას (დაჭრუცმაცებას, დანამცეცებას). დისპერგირება შეიძლება მივიღოთ „კოლოიდური წისქვილით“ მექანიკური მოქმედებით—როდენში და სხვ., ან კიდევ ელექტრული გამტეგირების ეოლტას რკალში. ეს უკანასკნელი ფართოდ გამოიყენება მეტალების ზოლების მისაღებად.

აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ ჩამოთვლილი მეთოდებით მიღებული მეტალების სუსპენზიების კონცენტრაცია არ აღემატება 0,1%-ს, ხოლო სულფიდების 10%-ს. სუსპენზიებში კონცენტრაციის ვადრება იწვევს ზოლის—კოლოიდური სისტემის—მდგრადობის შემცირებას. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ სუსპენზიებში თითქმის არ არსებობს კავშირი დისპერსებულ ფაზასა და დისპერსიის გარემოს შორის. აქედან გამომდინარე, ასეთ კოლოიდებს ჰიდროფობურ კოლოიდებს უწოდებენ (როდესაც დისპერსიის გარემოდ წყალია), ზოგადად კი ლიოფობური კოლოიდები ეწოდება. ასეთი კოლოიდური სისტემები ლაბილურ სისტემებს წარმოადგენენ და გათბობით ან კიდევ მასში მცირე რაოდენობით ელექტროლიტის შეტანით ადვილად გამოილექება დისპერსებული ფაზა დისპერსიის გარემოდან. აღსანიშნავია, რომ ასეთი კოლოიდების ხსნარიდან ერთხელ

გამოლექვის შემდეგ, მათ კოლოიდურ მდგომარეობაში დაბრუნება-გადაყვანა შეუძლებელია, ამიტომაც ასეთ კოლოიდებს შეუქცევად კოლოიდებს უწოდებენ.

ქვემარტი ხსნარის კოლოიდურ მდგომარეობაში გადაყვანა დაკავშირებულია ატომების ერთმანეთთან შეერთებასთან. ატომების შეერთება შეიძლება მოხდეს კოვალენტური, მეტალური, ვან-დერვალსური და სხვა ძალებით, რომელთაც კოლოიდური ნაწილაკის მდგომარეობისათვის არსებითი მნიშვნელობა არა აქვს, რადგანაც ისინი დიოფობურ ნაწილაკებს წარმოადგენენ და ამდენად ამოირიცხულია დისპერსიის გარემოს მოლეკულების შუგრა ერთმანეთთან დაკავშირებულ ატომებს შორის. ნაწილაკებს შორის ბმის ბუნებას დიდი მნიშვნელობა აქვს მოლეკულურ კოლოიდურ სისტემებში, რაზედაც ქვემოთ გვექნება საუბარი.

2) მოლეკულური კოლოიდური სისტემები. ამ კლასის დისპერსიულ სისტემებში, დისპერსიზებული ფაზის მოლეკულები წარმოქმნილია შემადგენელ ნაწილაკთა შორის კოვალენტური ბმის შედეგად. ამ ტიპის კოლოიდურ სისტემებს მიეკუთვნება მაღალმოლეკულური ნაერთების კოლოიდები, სადაც ცალკეული მოლეკულა მაკრონაწილაკს წარმოადგენს. ასეთი კოლოიდური სისტემები მკვეთრად განსხვავდებიან სუსპენზიებისაგან, დისპერსიის გარემოსთან თავისი დამოკიდებულებით. ისინი გარკვეულ კავშირში არიან დისპერსიის გარემოსთან და მათ ჰიდროფილური (როდესაც წყალია დისპერსიის გარემო) ან ზოგადად ლიოფილური კოლოიდები ეწოდება (გამხსნელის მოყვარული).

როგორც აღვნიშნეთ, მოლეკულურ კოლოიდურ სისტემებს წარმოქმნიან ორგანული, მაღალმოლეკულური მაკრომოლეკულები, სადაც დისპერსიის გარემოთ შეიძლება გვექონდეს როგორც წყალი, ისე ორგანული გამხსნელები. წყალში კოლოიდური ხსნარი შეიძლება მივიღოთ ცილების, სახამებლის და სხვ. ორგანული ნაერთების შეტანით და განაწილებით. კაუჩუკი კოლოიდურ ხსნარს იძლევა მხოლოდ ორგანულ გამხსნელებში.

ამ ტიპის კოლოიდური სისტემების მიღება არ მოითხოვს სპეციალურ მცოდნეს. საკმარისია მაკრომოლეკულა შევიტანოთ გამხსნელში, სადაც ადგილი აქვს შეტანილი ნივთიერების გახსნას, მოლეკულურ მდგომარეობაში გადასვლას და კოლოიდური სისტემის წარმოქმნას. ასე მაგალითად, სახამებლის ან ცილების წყალში შეტანისას ხდება მათი გახსნა და მოლეკულურ მდგომარეობაში გადასვლა, სადაც წარმოქმნილი მოლეკულები დაკავშირებულია წყლის მოლეკულებთან, ე. ი. ისინი წარმოადგენენ ჰიდროფილურ კოლოიდებს (შედიან კავშირში გამხსნელის—წყლის მოლეკულებთან). სახამებლის მოლეკულები წყლის მოლეკულებს უკავშირდება  $\text{OH}^-$ -ის ჯგუფების საშუალებით, სადაც  $\text{OH}^-$ -ის ჯგუფებსა და წყლის მოლეკულებს შორის წარმოიქმნება წყალბალური ბმა. რაც შეეხება ცილებს,

ისინი წყალში გახსნის შედეგად იძლევიან დამუხტულ ნაწილაკებს, ე. ი. ადგილი აქვს მყავური ფუნქციის მატარებელი კარბოქსილის ჯგუფის დისოციაციას ან კიდევ ამინოჯგუფის მიერ პროტონის მიერთებას და ხსნარში იონების წარმოქმნას. ასეთი კოლოიდები გაცილებით მდგრადნი არიან, ვიდრე სუსპენზიები. იმისათვის, რომ ასეთი კოლოიდური სისტემებიდან დისპერსებული ფაზა გამოვეყოთ დისპერსიის გარემოდან, საჭიროა ხსნარს დავემატოთ დიდი რაოდენობა ელექტროლიტის, რომელიც ერთდროულად კოლოიდურ ნაწილაკს წაართმევს გამხსნელის მოლეკულებს და განმუხტავს კოლოიდურ ნაწილაკს. ცალკეულ შემთხვევაში კოლოიდური ნაწილაკების გამოლექვა შეიძლება გამოვიწვიოთ ხსნარის გაცივებით. ასეთ პირობებში მიღებულ ნალექს გელს უწოდებენ. გელი დიდი რაოდენობით შეიცავს გამხსნელს.

აღსანიშნავია, რომ მოლეკულური კოლოიდური სისტემები, უმრავლეს შემთხვევაში, ხსნარიდან ერთჯერ გამოყოფის შემდეგ, ისევ გამხსნელთან შენებაში მოყვანიტ შეიძლება კოლოიდურ მდგომარეობაში გადავიყვანოთ. ამიტომაც ამ ტიპის კოლოიდებს შექცევად კოლოიდებს უწოდებენ.

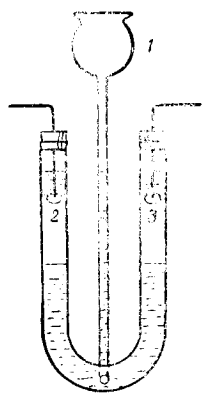
განსხვავებით სუსპენზიებისაგან, მოლეკულური კოლოიდები თავის მოლეკულურ მდგომარეობას ინარჩუნებენ თავისუფალ მდგომარეობაშიც და მათ ამ შემთხვევაშიც კოლოიდის თვისებები ახასიათებთ. ამიტომაც არ იქნება შეცდომა, თუ მათ „კოლოიდურ ნივთიერებებს“ ვუწოდებთ, განსხვავებით ნივთიერების კოლოიდური მდგომარეობისაგან.

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, მოლეკულური კოლოიდური სისტემებისათვის მდგრადობის ფაქტორია ერთი მხრივ, ის კავშირი, რომელიც მათ ახასიათებთ დისპერსიის გარემოს მოლეკულებთან და, მეორე მხრივ, მუხტი, რომელიც კოლოიდურ ნაწილაკს გააჩნია. ამიტომაც გამოლექვისათვის საჭიროა როგორც ერთის, ისე მეორის მოსპობა, რაც სხვადასხვა გზით მიიღწევა.

3) მიცერალური, ანუ ასოცირებული კოლოიდები. ამ ტიპის კოლოიდური სისტემები თავისი ბუნებით მკვეთრად განსხვავდებიან როგორც სუსპენზიებისაგან, ისე მოლეკულური კოლოიდებისაგან. მიცერალურ კოლოიდებს მიეკუთვნება, მაგალითად, საპონი, რომელიც ორგანული მკვას მარილს წარმოადგენს  $\text{RCOOX}$ , სადაც R ორგანული რადიკალია და შედგება 12—18 ნახშირბად ატომის შექცეული ჯაჭვისაგან, X—მეტალის Na, K, Ca-ის იონებია. მოლეკულა შედგება ორი სხვადასხვა თვისების მქონე ნაწილისაგან. ორგანული ნაწილი ჰიდროფობური ნაწილია, ხოლო კარბოქსილის ჯგუფი—ჰიდროფილურია. საპნის წყალში გახსნით ადგილი აქვს მარილის დისოციაციას მეტალის იონად და ორგანული რადიკალის— $\text{RCOO}^-$  იონად. საპნის სპირტში გახსნისას მიიღება მილეკულური, ჭეშმარიტი გამკვირვალე ხსნარი, ხოლო წყალში გახსნი-

სას—კოლოიდური ხსნარი, სადაც ორგანული რადიკალები ერთმანეთთან დაკავშირებულია ვან-დერვალსის ძალებით, რომლებიც წარმოქმნიან კოლოიდურ ნაწილაკებს ასეთ ნაწილაკებს მიცელას უწოდებენ, ხსნარს კ—მიცელარულ ხსნარს. მიცელას შედგენილობა და ფორმა დამოკიდებულია მრავალ ფაქტორზე, მათ შორის ისეთ ფაქტორებზე, როგორცაა ტემპერატურა, ხსნარის კონცენტრაცია და სხვ. ისე როგორც მოლეკულური კოლოიდები, მაღალი კონცენტრაციის შემთხვევაში საპონიც წარმოქმნის გელს, რომელიც დიდი რაოდენობით შეიცავს წყლის მოლეკულებს. მიცელარული კოლოიდებიც განიცდიან ხსნარიდან მათზე ელექტროლიტების დამატებით კოაგულაციას. მიცელარული კოლოიდების კლასს მიეკუთვნება აგრეთვე ალუმინის ჰიდროქსიდი  $Al(OH)_3$ , რკინის ჰიდროქსიდი  $Fe(OH)_3$ , რომელთა ნაწილაკები, მოლეკულები ერთმანეთთან დაკავშირებულია წყალბადური ბმებით.

მ კოლოიდური ნაწილაკის მუხტი. თუ კოლოიდურ ხსნარს მოვათავსებთ ნახ. 64-ზე ნაჩვენებ ხელსაწყოში და ელექტროდებზე მოვდებთ მაღალ ძაბვას (200 ვ), დავინახავთ, რომ კოლოიდური ნაწილაკები დაიწყებენ მოძრაობას ერთ-ერთი ელექტროდისაკენ, ხოლო დისპერსიის გარემო მოძრაობას დაიწყებს მეორე ელექტროდისაკენ. იმ შემთხვევაში, თუ იონები შეფერილია, მაშინ ადვილია იონების ვადადგილებზე შეუიარაღებელი თვალით დაკვირვება. აქედან შეგვიძლია გავაკეთოთ დასკვნა, რომ კოლოიდური ნაწილაკები ელექტროველში განიცდიან მოძრაობას. ვადადგილებას გარკვეული ელექტროდისაკენ. ამ მოვლენას ელექტროფორეზი ეწოდება, ხოლო დისპერსიის გარემოს მოძრაობას დისპერსებული ფაზის მოძრაობის საპირისპირო მიმართულებით—ელექტროოსმოსი ეწოდება. დისპერსებული ფაზისა და დისპერსიის გარემოს ელექტროველში ერთმანეთის საპირისპირო მიმართულებით მოძრაობა მიგვანიშნებს იმაზე, რომ ისინი დამუხტული არიან საპირისპირო ნიშნის მუხტით.

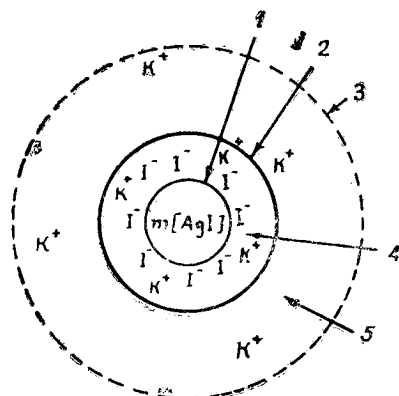


ნახ. 64. ხელსაწყო იონების ელექტროველში მიგრაციის დასადგენად.

კოლოიდური ნაწილაკის ზედაპირზე მუხტის წარმოქმნა დაპირობებულია მათ ზედაპირზე იონებისაგან შემდგარი ორმაგი ელექტროლიტური შრის არსებობით, რომლებიც წარმოიქმნებიან ან ხსნარში არსებული იონების შერჩევითი ადსორბციით ნაწილაკის ზედაპირზე, ან კიდევ ზედაპირზე არსებული მოლეკულების იონიზაციის შედეგად.

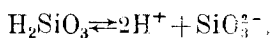
ორმაგი ელექტროლიტური შრის წარმოქმნა ნაჩვენებია ნახ. 65-ზე, სადაც მოცემულია ვერცხლის იოდიდის კოლოიდური ნაწილაკის აღნაგობა.

ვერცხლის იოდიდის კოლოიდურ ნაწილაკზე ხდება იოდ-იონების აღსორბცია, ხოლო კალიუმის იონები გადადიან ხსნარში. ამის შედეგად



კოლოიდური ნაწილაკი იმუხტება უარყოფითად, ხოლო ხსნარი—დადებითად.

მოლეკულის იონიზაციის შედეგად ორმაგი ელექტროლიტური შრის წარმოქმნა შეიძლება განვიხილოთ სილიციუმის დიოქსიდის წყალხსნარის მაგალითზე, სადაც სილიციუმის დიოქსიდი, სილიციუმის შეყვას სახით გვაქვს



ნახ. 65. ვერცხლის იოდიდის ნაწილაკის ირგვლივ, რომელიც იმყოფება კალიუმის იოდიდის ხსნარში, ორმაგი ელექტროლიტური შრის წარმოქმნის სქემა.

სადაც სილიკატის იონი  $SiO_3^{2-}$  აღსორბირებულია სილიციუმის დიოქსიდის ნაწილაკებზე,

ხოლო წყალბადის იონები გადადიან ხსნარში. ორივე შემთხვევაში როგორც ვერცხლის იოდიდის, ისე სილიციუმის დიოქსიდის კოლოიდური ნაწილაკები დამუხტული არიან უარყოფითად, ხოლო დისპერსიის გარემო დადებითად.

#### ცხრილი 24

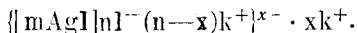
##### ზოგიერთი კოლოიდის მუხტი წყალხსნარებში

დადებითად დამუხტული ნაწილაკები	უარყოფითად დამუხტული ნაწილაკები
Fe(OH) <sub>3</sub>	Au, Ag, Pt
Al(OH) <sub>3</sub>	S, As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
Cr(OH) <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub> , SnO <sub>2</sub> , V <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
TiO <sub>2</sub>	გუმირაბიკი
ფუფე საღებავები	ხსნადი სახამებელი
	მკავეური საღებავები

ცდებით დადგენილია, რომ არ შეიძლება ფარადის კანონის გამოყენება კოლოიდური ხსნარების ელექტროლიზისას. ხსნარში 1 ფარადე დენის გავლისას ელექტროდებზე გამოყოფილი ნივთიერების რაოდენობა მრავლად აღემატება ნივთიერების 1 ეკვივალენტს, ასე მაგალითად, ოქროს ზოლში ელდენის გატარებით გამოიყოფა 300—400-მდე ოქროს ატომი.

ნეიტრალურ კოლოიდურ ნაწილაკებს მიცელა ეწოდება. მიცელა შეიძლება დავახასიათოთ სიდიდით, აღნაგობით, შედგენილობით, რომლებიც დამოკიდებულია ნივთიერების ბუნებაზე, კოლოიდური მდგომარეობის მიღების პირობებზე და გარემოს პირობებზე.

ზემოთ დასახელებული ვერცხლის იოდიდის მიცელა შეგვიძლია წარმოვიდგინოთ შემდეგნაირად:



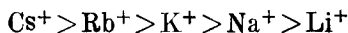
როგორც სქემიდან და ჩანაწერიდან ჩანს, კოლოიდური ნაწილაკის ვერცხლის იოდიდის ზედაპირზე ადსორბებულია იოდის იონები (პირველი შრე), შემდეგ გვაქვს კალიუმის იონები (მეორე შრე), რომელთა რიცხვი ნაკლებია ადსორბირებული იოდის იონების რიცხვზე და დანარჩენი კალიუმის იონები იმყოფება ხსნარში.

როგორც ვთქვით, ხსნარში მყოფ კოლოიდურ ნაწილაკს, მისი საპირისპირო ნიშნით დამუხტულ იონთან ერთად—მიცელა ეწოდება. კოლოიდურ ნაწილაკს, რომელიც ატარებს გარკვეული ნიშნის მუხტს—გრანულა ეწოდება. გრანულას იმ შემადგენელ ნაწილს, რომელიც კოლოიდის თვისების მატარებელია, გრანულას გული ეწოდება (ჩვენს შემთხვევაში  $mAgI$ ). გრანულას საპირისპიროდ დამუხტულ იონს ანტიონი ეწოდება ( $xk^+$ ).

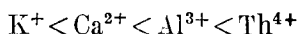
აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ კოეფიციენტები  $m$ ,  $n$ ,  $x$  შეიძლება დიდ ფარგლებში იცვლებოდეს.

კოლოიდურ ნაწილაკებზე იონების ადსორბცია განისაზღვრება ფაიანსის წესით, რომლის თანახმად, პირველ რიგში, მყარ ზედაპირზე ადსორბირდება ის ნივთიერება, რომელსაც გააჩნია მოცემული ზედაპირის შედგენილობის მქონე ჯგუფი. ამით აიხსნება, რომ  $AgI$  ზედაპირზე ადსორბირდება  $I^-$  და არა  $K^+$ .

იონის სიდიდისა და მათი ჰიდრატაციის ხარისხის მიხედვით, მსგავსი იონები ადსორბციის უნარით შეიძლება განვალაგოთ შემდეგ მწკრივში:



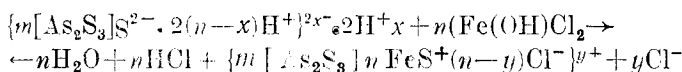
კათიონების აღსორბციის უნარი დამოკიდებულია აგრეთვე კათიონის მუხტზე. ამისდა მიხედვით, კათიონები შეგვიძლია განვალაგოთ რიგში



იონები მაღალი ვალენტობით აღსორბირდებიან უკეთესად, ვიდრე იონები დაბალი ვალენტობით.

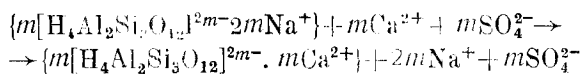
აღსორბირებული იონების მუხტის ნიშანი განაპირობებს კოლოიდური ნაწილაკის მუხტს, დადებითად იქნება ის დამუხტული თუ უარყოფითად.

მოელ რიგ შემთხვევებში შესაძლებელი ხდება მიმოცვლითი აღსორბციის შედეგად კოლოიდური ნაწილაკის მუხტის შეცვლა, კოლოიდური ნაწილაკის გადამუხტვა. ამის მაგალითია



როგორც ამ მაგალითიდან ჩანს, ადგილი აქვს მიმოცვლით აღსორბცას, რის შედეგადაც ხდება კოლოიდური ნაწილაკის — რანულას მუხტის შეცვლა. დარიშხანის სულფატის კოლოიდური ნაწილაკი დამუხტული იყო უარყოფითი ნიშნის მუხტით; მასზე რკინის ქლორპიროფოსფატის დამატებით მოხდა მისი მუხტის შეცვლა, დაიმუხტა დადებითად. გაცვლითი აღსორბცია ხასიათდება განსაკუთრებულობით — დამოკიდებულია მყარი ფაზის ბუნებაზე. ფაზას, რომელსაც გააჩნია უნარი კათიონების გაცვლის — კათიონიტები ეწოდება. ხილავს ფაზას, რომელსაც გააჩნია ანიონების გაცვლის უნარი — ანიონიტები ეწოდება.

ანიონიტება და კათიონიტები ფართოდ გამოიყენებიან პრაქტიკაში, მათი საშუალებით ხდება ხსნარებიდან იშვიათი და განზნეული ელემენტების ამოკრეფა. განსაკუთრებით დიდი მნიშვნელობა აქვს გაცვლითი აღსორბცას წყლის „დარბილების“ საქმეში, სადაც წყალში  $Ca^{2+}$  იონების შეცვლა ხდება ნატრიუმის იონებით, რაც შეგვიძლია შეზღვევი სქემით წარმოვიდგინოთ



ფართოდ არის ცნობილი ნახშირის აღსორბციული თვისებები, რომელიც გამოიყენება სახალხო მეურნეობის სხვადასხვა დარგში.

**4. კოაგულაცია და კოლოიდური ხსნარების სტაბილიზაცია.** ლიოფობურ კოლოიდურ სისტემებში მდგრადობის ძირითად ფაქტორს კოლოიდურ ნაწილაკის მუხტი წარმოადგენს. როგორც ვიცით, კოლოიდური ნაწილაკები დამუხტული არიან ერთნიშნა მუხტით; ამის გამო ნაწილაკების განუწყვეტელი მოძრაობისას ერთმანეთთან ახლო მანძილზე შეხვედრისას ისინი ერთმანეთს განიზიდავენ და რჩებიან შეწონილ კოლოი-



დური ნაწილაკების ერთმანეთთან შეწყობებას უფრო მსხვილი აგრეგატების წარმოქმნით. გარეგნულად კოაგულაცია შეიმჩნევა კოლოიდური ხსნარის ამღვრევით, შეფერილობის შეცვლით, დისპერსებული ფაზის დისპერსიის გარემოდან განცალკევებით—გამოლექვით ან კიდევ ზედაპირზე ამოტივტივებით.

კოლოიდური ხსნარიდან კოაგულირებული დისპერსებული ფაზის ნალექის სახით გამოყოფის პროცესს სენდიმენტაცია ეწოდება, მიღებულ ნალექს კი—კოაგულატი.

ლიოფობური კოლოიდური სისტემების კოაგულაცია შეიძლება სხვადასხვა გზით გამოიწვიოს. ყველაზე მოხერხებულ და ხელსაყრელ მეთოდს კოაგულაციისათვის, კოლოიდურ ხსნარზე ელექტროლიტის დამატების მეთოდი წარმოადგენს.

ნებისმიერი ელექტროლიტის მინიმალურ რაოდენობას, გამოსახულს მოლეზში, რომელიც იწვევს 1 ლიტრი კოლოიდური ხსნარის კოაგულაციას, ეწოდება კოაგულაციის ზღვარი I. 1 სიდიდე დამოკიდებულია ზოლის ბუნებაზე, კონცენტრაციაზე და ელექტროლიტის ბუნებაზე.

კოაგულაციის წესები შეიძლება ჩამოვაყალიბოთ შემდეგნაირად:

1. კოაგულაციას იწვევს ის იონები, რომელთაც გააჩნიათ კოლოიდური ნაწილაკის საპირისპირო ნიშნის მუხტი.

2. რაც მეტია იონის მუხტი, მით ძლიერია მისი მაკოაგულირების უნარი (მით ნაკლები რაოდენობით არის საჭირო კოაგულაციისათვის).

მაკოაგულირებელი იონის ვალენტობა Z რაოდენობრივად I-თან დაკავშირებულია შემდეგი თანაფარდობით

$$f = \alpha \frac{1}{Z^2},$$

სადაც  $\alpha$ —მამრავლია, აქედან კოაგულაციის ზღვის სიდიდე ერთი, ორი და სამვალენტიანი იონებისათვის ისე შეეფარდებიან ერთმანეთს, როგორც

$$\frac{1}{Z_1^2} : \frac{1}{Z_2^2} : \frac{1}{Z_3^2} = 1 : \frac{1}{64} : \frac{1}{729} = 730 : 11 : 1$$

მეშასადამე, ერთი და იმავე კოლოიდური ხსნარის კოაგულაციისათვის, ერთ, ორ და სამვალენტიანი იონების რაოდენობები ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც

$$730 : 11 : 1,$$

რაც იმას ნიშნავს, რომ კოაგულაციის ერთი და იგივე ეფექტისათვის საჭიროა 730 ერვალენტიანი იონი, 11 ორვალენტიანი იონი და 1 სამვალენტიანი იონი.

კოაგულაცია რთული მოვლენაა. კოაგულაციის ზღვარი დამოკიდებულია ელექტროლიტის დამატების სიჩქარეზე, მორვეის ინტენსივობაზე და აგრეთვე სხვა ელექტროლიტების თანაარსებობაზე ხსნარში.

კოლოიდური ხსნარის კოაგულაცია შეიძლება გამოვიწვიოთ კოლოიდურა ხსნარით, რომელსაც გააჩნია პირველის საპირისპირო ნიშნის ელექტრომუხტი. ასე მაგალითად, დარიშხანის სულფიდის ჰიდროზოლის კოაგულაცია შეიძლება გამოვიწვიოთ რკინის ჰიდროქსიდის კოლოიდური ხსნარის გარკვეული რაოდენობის დამატებით.

კოლოიდურ ხსნარზე მეორე კოლოიდური ხსნარის ერთბაში და ჭარბი რაოდენობის დამატებით, შეიძლება ადგილი ექნეს კოლოიდური ნაწილაკის გადამუხტვას, რაც დაპირობებულია საპირისპირო ნიშნის მუხტის მქონე კოლოიდური ნაწილაკის აღსორბერით პირველის ზედაპირზე.

კოლოიდური ნაწილაკების კოაგულაციიდან დაცვის მიზნით კოლოიდურ ხსნარს უმატებენ ე. წ. დამცველ კოლოიდებს დამცველ კოლოიდებად მეტწილად გამოიყენება კოლოიდები, რომლებიც ლიოფობური კოლოიდური ნაწილაკის ირგვლივ წარმოქმნის თხელ აფსკს, რომელიც მკოაგულირებელ დამუხტულ ნაწილაკებს არ აძლევს საშუალებას უშუალოდ ნაწილაკთან შეხებისას. დამცველ კოლოიდებად მეტწილად იყენებენ: ევლათინს, გუმიარაბიკს, დექსტრინს, სახამებელს და სხვ.

ლიოფილური კოლოიდური სისტემების კოაგულაციისათვის გაცილებით მეტი ელექტროლიტია საჭირო, ვიდრე დიოფობური კოლოიდებისათვის. როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ლიოფილური კოლოიდების მდგრადობის ძირითადი ფაქტორია როგორც კოლოიდური ნაწილაკის მუხტი, ისე (გამხსნელის) დისპერსიის გარემოს ის გარსი, რომელიც მას შრის საღით გარს ეკვრის. ამიტომაც იმისათვის, რომ გამოვიწვიოთ კოაგულაცია, დავარდვით კოლოიდური სისტემის მდგრადობა, საჭიროა კოლოიდურ ნაწილაკზე როგორც მუხტის, ისე გარსის მოსპობა, რაც მოითხოვს ელექტროლიტის ჭარბი რაოდენობით დამატებას.

ლიოფილური კოლოიდური სისტემების ელექტროლიტებით კოაგულაციას გამომარჩილებას პროცესს უწოდებენ.

კოაგულაციის ფიზიკური თეორიის არსი მდგომარეობს იმაში, რომ ელექტრომუხტის მატარებელ გრანულებს შორის, დისპერსიის გარემოში, მოქმედებს მოლეკულათა შორის მიზიდვის ვან-დერ-ვალსის ძალები და განზიდვის ელექტროსტატიკური ძალები, რომლებიც აბრკოლებენ ნაწილაკების ერთმანეთთან შეწყებებას.

ამ საკითხების უფრო დეტალური განხილვა მოცემულია კოლოიდური ქიმიის კურსში.

**5. კოლოიდური ხსნარების ელექტრული თვისებები და მათი გასუფთავება.** 1807 წ. მოსკოვის უნივერსიტეტის პროფესორმა რეისმა შეამჩნია

ახალი მოვლენა—ხსნარში შეწონილ მდგომარეობაში მყოფი ნაწილაკების ელექტროველში გადაადგილება გარკვეული მიმართულებით. ამ მოვლენის დასამტკიცებლად მან აიღო თიხის ნაჭერი, რომელშიაც მოათავსა ორი მინის მცლი; მინის მილში ჩაასხა წყალი და მასში ჩაუშვა ელექტროდები, რომელთა ბოლოები დაუკავშირა მუდმივი დენის წყაროს.

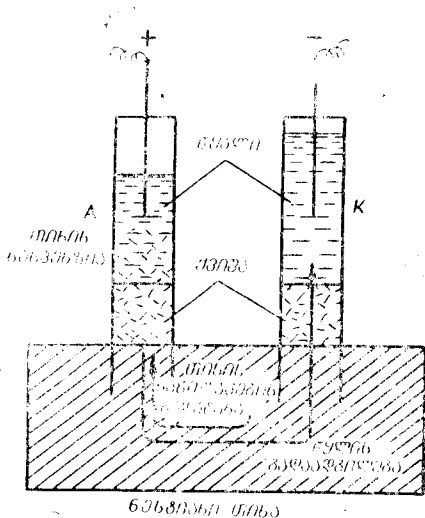
დენის გატარების შედეგად, მან დაინახა, რომ ანოდის არეში თავი მოიყარა თიხის ნაწილაკებმა და ხსნარი ძლიერად აიძვრა, ამავე დროს, ხსნარის დონემ მილში ქვემოთ დაიწია, კათოდის არეში კი—ხსნარის დონემ მაღლა აიწია და უფრო გამჭვირვალე გახდა. ცდიდან გამომდინარეობდა, რომ თიხის ნაწილაკები დამუხტული იყო უარყოფითად, ხოლო მათთან შეხებაში მყოფი წყლის შრე—დადებითად.

როგორც ზემოთ გვქონდა აღნიშნული, თანამედროვე ტერმინოლოგიით, ელექტროველში ნაწილაკების გადაადგილებას—ელექტროფორეზი ეწოდება, ხოლო დისპერსიის გარემოს ელექტროველში პოტენციალთა სხვაობით გადაადგილებას—ელექტროოსმოსი ეწოდება.

კოლოიდური ნაწილაკის ზედაპირზე მუხტის სიმკვრივე მეტია, ვიდრე მიცელს დიფუზურ შრეში. ნაწილაკის ადსორბციულ შრეს გააჩნია მცირე, მაგრამ გარკვეული სისქე  $\delta$ , რომელიც შესატყვისობაშია  $K^+$  და  $A^-$  იონების ეფექტურ რადიუსებთან. გრანულას გულსა და გრანულას ზედაპირს შორის წარმოქმნილ პოტენციალთა სხვაობას გააჩნია სრულიად გარკვეული მნიშვნელობა  $\phi_1$  და გრანულას ადსორბციული შრის პოტენციალი ეწოდება.

გრანულას ზედაპირზე

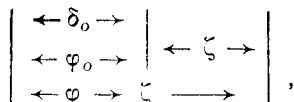
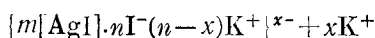
მუხტის სიმკვრივე მეტია, ვიდრე იონების ზედაპირზე მუხტის სიმკვრივე დისპერსიის გარემოში; ამით აიხსნება ე. წ. ელექტროკინეტიკური პოტენციალის  $\zeta$  (ზეტას) არსებობა გრანულასა და მიცელას პირობით ზედაპირს შორის. (ზეტა)  $\zeta$  პოტენციალის მნიშვნელობა ცვლადია დიფუზურ შრეში, იონების დიფუზიისა და სხვა ფაქტორების გავლენის შედეგად. მიცე-



ნახ. 66. ელექტროოსმოსისა და ელექტროფორეზის კდის სქემა.

ლას გულის ადსორბციულ და დიფუზურ შრეს ორმაგ ელექტროლიტური შრეს უწოდებენ. ელექტრულ პოტენციალთა ჯამს ორმაგი ელექტროლიტური შრის პოტენციალი ეწოდება.

ქვემოთ ვერცხლის იოდიდის მავალითზე ნაჩვენებია ცალკეული შრის, პოტენციალის და  $\zeta$  (ზეტა) პოტენციალის მნიშვნელობები



სადაც  $\varphi$ —ფაზათა შორის საერთო პოტენციალთა სხვაობაა;  $\varphi_0$ —პოტენციალთა ნახტომი ორმაგი ელექტროლიტური შრის ადსორბციულ ნაწილში;  $\delta$ —ორმაგი ელექტროლიტური შრის დიფუზურ ნაწილში აღძრული პოტენციალის ნახტომი.

25-ე ცხრილში მოყვანილია პოტენციალის  $\zeta$  მნიშვნელობები ელექტროლიტის სხვადასხვა კონცენტრაციისა და სხვადასხვ. პირობისათვის.

ც ხ რ ი ლ ი 25

ელექტროლიტი	ელექტროლიტის კონცენტრაცია მოლ/ლ			
	10 <sup>-7</sup>	10 <sup>-6</sup>	10 <sup>-5</sup>	20 <sup>-4</sup>
	$\zeta$ —პოტენციალი მვ-ში			
KCl	-32	-84	-63	-56
BaCl <sub>2</sub>	-120	-108	-103	-92
La(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	-89	-64	-56	-38
Th(NO <sub>3</sub> ) <sub>4</sub>	-134	-120	-88	-46
	$\zeta$ -ის მნიშვნელობა მვ-ში			
KCl	-95	-38	-2	-4
BaCl <sub>2</sub>	-29	-26	-17	-3
La(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	-11	-7	-1	-0,5
Th(NO <sub>3</sub> ) <sub>4</sub>	-3	-21	-16	+4

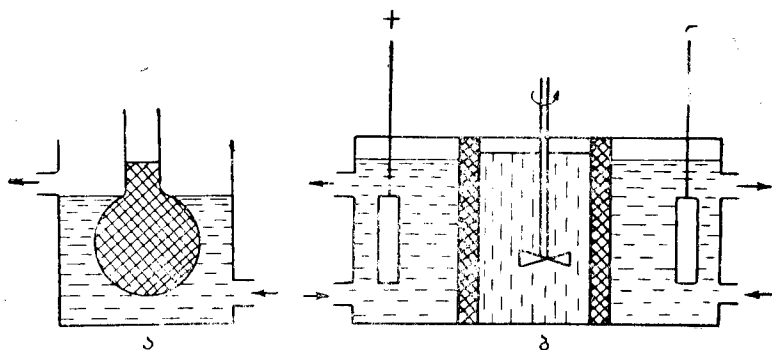
კოლოიდური სისტემები, რა გზითაც არ უნდა იყოს ის მიღებული, ყოველთვის შეიცავს მინარევებს მოლეკულების ან იონების სახით. მეტოდს, რომლის საშუალებითაც შეიძლება კოლოიდური ხსნარების ელექტროლიტური მინარევებისაგან განთავისუფლება, დიალიზი ეწოდება, ხოლო ხელსაწყოს, რომელიც გამოიყენება, დიალიზატორი ეწოდება. დიალიზატორად შეიძლება გამოვიყენოთ მემბრანები, რომლებიც შეიძლება

დამზადდეს როგორც ცხოველური, ისე მცენარეული მასალისაგან, აფს-  
კები ნიტრო- და აცეტილცელულოზისაგან, კოლოდიუმისა და პერგამენ-  
ტის ქაღალდისაგან და აგრეთვე კერამიკული ფორებიანი მასალისაგან.

ნახ. 67-ზე მოცემულია მარტივი და ელექტროდიალიზატორის სქემა.

კოლოიდურ ხსნარს ათავსებენ ნახევრად გამტარ თვისების მქონე A პარკში. რომელსაც ჩაუშვებენ გამდინარე წყლიან კუბრქველში. ოსმოსის მოვლენის შედეგად კოლოიდურ ხსნარში მყოფი იონები გადადიან პარკი-  
დან (კოლოიდური ხსნარიდან) გამდინარე წყალში, რომელიც თან წარ-  
ტაცებს მათ. ამის შედეგად ელექტროლიტის რაოდენობა ხსნარში თანდა-  
თანობით მცირდება და კოლოიდური ხსნარი ელექტროლიტისაგან შეიძ-  
ლება სრულიად გავანთავისუფლოთ.

დიალიზის პროცესის დაჩქარება შეიძლება ელექტროდიალიზატორის  
გამოყენებით. ელექტროდიალიზატორის სქემა მოცემულია ნახ. 67-ზე.  
სადაც იონები ძუხტის ნიშნის მიხედვით გადაადგილდებიან ანოდისა და  
კათოდის მიმართულებით.



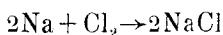
ნახ. 67. დიალიზისა და ელექტროდიალიზის ხელსაწყოთა სქემა.

აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ კოლოიდური ხსნარების დიალიზის შე-  
დეგად, კოლოიდური სისტემების მდგრადობა მცირდება და ხანგრძლივი  
დიალიზი იწვევს კოლოიდური სისტემის დარღვევას და ნაწილაკების შე-  
წყობას — კოაგულაციას.

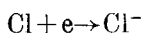
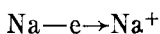
ამ საკითხების დაწვრილებით განხილვა მოცემულია კოლოიდური  
იმაის სახელმძღვანელოში.

1. რეაქციები დაჟანგვის ხარისხის ცვლილებით. ელემენტების დაჟანგულობის ხარისხი იცვლება ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების დროს. ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომელშიც ერთი ატომი, მოლეკულა ან იონი სავალენტო ელექტრონების ნაწილს ან ყველა სავალენტო ელექტრონს გადასცემს მეორე ატომს, მოლეკულას ან იონს, რაც იწვევს მათი დაჟანგულობის ხარისხის—მუხტის ცვლილებას.

ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები ერთდროული პროცესებია. ჟანგვის რეაქცია ყოველთვის მიმდინარეობს აღდგენის რეაქციასთან ერთდროულად. მაგალითად, რეაქცია ნატრიუმსა და ქლორს შორის:

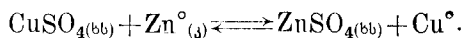


მეტალური ნატრიუმი გასცემს ელექტრონს და იჟანგება, ხოლო ქლორი იძენს ელექტრონს და აღდგება

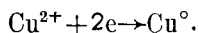
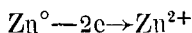


რის შედეგადაც მიიღება ნატრიუმის დადებითად დამუხტული იონი და ქლორის უარყოფითად დამუხტული იონი.

დაჟანგვის პროცესი წარმოადგენს ატომის ან ატომთა ჯგუფის მიერ ელექტრონების გაცემის პროცესს, აღდგენა კი ატომის ან ატომთა ჯგუფის მიერ ელექტრონების მიერთების პროცესს. ჟანგვა-აღდგენის პროცესი შეიძლება მიმდინარეობდეს ნივთიერების ყველა აგრეგატულ მდგომარეობაში. მაგალითად, რეაქცია სპილენძის იონსა და მეტალურ თუთიას შორის მიმდინარეობს ხსნარში

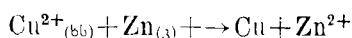


ელექტრონები მეტალური თუთიიდან გადადიან იონ სპილენძზე. თუთია იჟანგება, ხოლო სპილენძი აღდგება



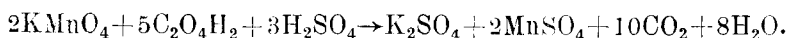
როგორც ვთქვით, ჟანგვა-აღდგენის პროცესი ერთდროულია და ერთიმეორის საპირისპირო პროცესს წარმოადგენს—ერთი კარგავს ელექტრონებს, მეორე—იძენს.

ნივთიერებებს, რომლებიც იძენენ ელექტრონებს—დამჟანგველები ეწოდება, ხოლო ნივთიერებებს, რომლებიც ვასცემენ ელექტრონებს—აღმდგენელები. ჟანგვა-აღდგენის პროცესი თავისთავად მიმდინარე ეგზოთერმული პროცესია და მიმდინარეობს ენერგიის გამოყოფით, სპილენძის იონსა და თუთიის ატომს შორის რეაქციისას.



გამოიყოფა სითბო  $\Delta G = -98,4$  კკალ.

ზოტანილი მაგალითი წარმოადგენს ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების მართივ შებენვევებს, რომლებიც შეიძლება ადვილად ახსნას კლასიკური ქიმიის თეორიის გამოყენებით. მაგრამ არის რიგი ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები, რომელთა ახსნა შეუძლებელია კლასიკური ქიმიის თეორიებით. ასეთ რეაქციათა რიგს მიეკუთვნება ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია კალიუმის პერმანგანატსა და მჟაუნის მჟავას შორის გოგირდმჟავას გარემოში



ნახშირბადის ვალენტობა, როგორც ნახშირბადის დიოქსიდში, ისე მჟაუნის მჟავაში, ტოლია 4-ის. მიუხედავად ამისა, ნახშირბადის მდგომარეობა ამ ორ ნაერთში სხვადასხვაა. ატომის მდგომარეობა ხასიათდება დაჟანგულობის ხარისხით.

ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების განხილვისას ერთმანეთისაგან უნდა განვასხვაოთ ატომის ვალენტობა, ანუ კოვალენტობა და ატომის დაჟანგვის ხარისხი, ანუ ატომის ელექტრო-ქიმიური ვალენტობა.

ელემენტის ატომის ვალენტობა ან კოვალენტობა განისაზღვრება ატომში გაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობით, რომლებიც ნაერთის წარმოქმნისას მონაწილეობენ საერთო ელექტრონული წყვილის წარმოქმნაში. ვალენტობა ან კოვალენტობა მხედველობაში არ ლებულობს მეორე ატომის ელექტროუარყოფითობას და არ გააჩნია მუხტი, მაგრამ იმის გამო, რომ ელექტრონები, რომლებიც წარმოქმნიან ბმას, გადაიწევა იმ ატომისაკენ, რომლის ელექტროუარყოფითობა მეტია, ამიტომ მოცემული ატომი ელექტრონული სიმკვრივის გადანაწილების გამო დაიმუხტება გარკვეული ნიშნის მუხტით. ელექტრონული სიმკვრივის ასეთი გადანაწილების შემდეგ ატომის მიერ მიღებულ მუხტს უწოდებენ მისი დაჟანგულობის ხარისხს ან ელექტრო-ქიმიურ ვალენტობას. ატომის დაჟანგულობის ხარისხს უწოდებენ ელექტრომუხტს (ელექტრონის მუხტის ერთეულებში), რომელსაც მიიღებდა მოცემული ატომი, თუ ყველა საერთო წყვილი

ელექტრონი, რომელიც მას აკავშირებს მეორე ელემენტის ატომთან, მთლიანად გადავიდოდა ელექტროუარყოფით ატომზე.

ატომის დაქანგულობის ხარისხი ატომის მოჩვენებითი მუხტია, რომელიც წარმოიქმნება ელექტრონების გაცემით ან შექმნით იონურ ნაერთებში, ან კიდევ ელექტრონული წყვილის მიზიდვით ან განზიდვით პოლარულ ნაერთებში. სხვა სიტყვებით რომ ვთქვათ, ეს ატომის ის პირობითი მუხტია, რომელსაც ანგარიშობენ იმ დაშვებიდან, რომ მოლეკულა შედგება იონებისაგან. მჟაუნის მჟავაში ნახშირბადის დაქანგულობის ხარისხი ტოლია  $+3$ , ხოლო ნახშირბადის დიოქსიდში ტოლია  $+4$ -ის.

მოვიყვანოთ ზოგიერთი მაგალითი, რომელიც გვიჩვენებს ვალენტობასა და დაქანგულობის ხარისხს შორის განსხვავებას.

1. აზოტის მოლეკულაში ( $N_2$ ) აზოტი სამვალენტოვანია ( $N \equiv N$ ), რადგანაც მოლეკულის წარმოქმნაში ზონაწილებას ღებულობს სამი წყვილი (თითო ატომიდან სამი ელექტრონი). აზოტის მოლეკულაში აზოტის ატომის დაქანგულობის ხარისხი ტოლია ნულის, რადგანაც მოლეკულაში ორივე ატომი ერთნაირია და ელექტრონული ველის სიმკვრივე თანაბრად არის მათ შორის განაწილებული.

2. ჰიდრაზინის  $N_2H_4$  მოლეკულაში აზოტი სამვალენტოვანია, მაგრამ დაქანგულობის ხარისხი ტოლია 2-ის.

3. ეთილის სპირტის მოლეკულაში ნახშირბადის ორივე ატომი ოთხვალენტოვანია  $CH_3CH_2OH$ , მაგრამ ჰიდროქსილის ჯგუფთან დაკავშირებული ნახშირბადის ატომის დაქანგულობის ხარისხი არის—1, ხოლო მეორე ნახშირბადის ატომისა—3.

ნაერთებში, ატომთა დაქანგვის ხარისხის (დაქანგვის რიცხვის) განსაზღვრისას, პირობითად მიღებულია: 1) ატომის დაქანგულობის ხარისხი, იონურ ნაერთებში ტოლია ელექტრონული მუხტის სიდიდის; 2) მარტივი ნივთიერების შემადგენელი ატომების დაქანგულობის ხარისხი ტოლია ნულის; 3) კოვალენტურ ნაერთებში. რომელთა სტრუქტურა ცნობილია, ნაერთის შემადგენელი ყოველი ატომის დაქანგულობის ხარისხი ტოლია იმ მუხტის სიდიდის, რომელიც დარჩება ატომს მას შემდეგ, რაც წყვილი ელექტრონების რიცხვი მიკუთვნებული იქნება შედარებით ელექტროუარყოფით ატომზე; 4) ამა თუ იმ ელემენტის ატომის დაქანგულობის რიცხვი ისეთ მოლეკულაში, რომლის სტრუქტურა უცნობია, შეიძლება დადგენილი იქნეს ნაერთში შემავალი სხვა ცნობილი დაქანგულობის რიცხვის მქონე ატომების მიხედვით; 5) ყველა ერთატომიანი იონის დაქანგულობის ხარისხი ტოლია მისი მუხტის, მაგალითად:  $Li^+$ ,  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Mg^{++}$ ,  $Ca^{++}$  და ა. შ.; 6) ქანგბადის დაქანგულობის ხარისხი ყოველთვის ტოლია 2-ის (გარდა ზეუქანგური ნაერთებისა). წყალბადის დაქანგულობის ხარისხი მეტალთან ნაერთებში (ჰიდრიდებში) ტოლია —1-ის.



განვიხილოთ რამდენიმე ნაერთში შემავალი ატომების დაქანგულობის ხარისხი. ავიღოთ ისეთი კოვალენტური ნაერთები, როგორცაა:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ,  $\text{CH}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{CO}_2$  რომელ ნაერთებშიც ნახშირბადის ვალენტობა 4-ის ტოლია, რამდენადაც ნახშირბადის ოთხი გაუწყვილებელი ელექტრონი ლეზულობს კიმიურ ბმაში მონაწილეობას.

თუ გამოვიანგარიშებთ ალებულ ნაერთებში ნახშირბადის ატომის მუხტს, მივიღებთ:  $\text{CH}_4$ -ში ტოლი იქნება—4-ის,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ -ში ერთი ნახშირბადის მუხტი იქნება—3, ხოლო მეორის—1,  $\text{CH}_2\text{O}$ -ში ნახშირბადის მუხტი ტოლი იქნება 0 ის,  $\text{HCOOH}$ -ში +2-ის და  $\text{CO}_2$ -ში +4-ის.

თუ მივიღებთ, რომ ნაერთებში  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{HNO}_2$ -სა და  $\text{HNO}_3$ -ში წყალბადის დაქანგულობის ხარისხი აღნიშნულ ნაერთებში ტოლია +1, ხოლო ჟანგბადის —2, მაშინ, ალებულ ნაერთებში ატომის დაქანგვის ხარისხი შესატყვისად ტოლი იქნება: —3, —2, —1, +3, +5-ის, რამდენადაც მუხტების ალგებრული ჯამი მოლეკულაში ტოლია ნულის.

ზოგიერთ შემთხვევაში ელემენტის ატომის დაქანგულობის ხარისხი შეიძლება წილად მნიშვნელობის იყოს. მაგალითად, კალიუმის ზეჟანგში  $\text{K}_2\text{O}_2$  კალიუმის დაქანგულობის ხარისხი ტოლია 1/2-ის.

დაქანგულობის ხარისხის ინიშის დაცდენად გამოიყენება ისეთი ფიზიკური მახასიათებლები. როგორცაა იონიზაციის ენერჯია I და ატომის ელექტრონისადმი სწრაფვა E; ორივე ეს ფიზიკური მახასიათებელი წარმოადგენს ელემენტის რიგობრივი ნომრის პერიოდულ ფუნქციებს, საიდანაც ნათლად ჩანს ამ მახასიათებლების უშუალო კავშირი ელემენტის ძირითად თვისებებთან. ელემენტის ატომის ერთ-ერთი მახასიათებელია აგრეთვე თვისება, რომელიც ელექტროუარყოფითობის ცნებით არის ცნობილი. ელექტროუარყოფითობის ცნების ფიზიკური არსი მიახლოებით შეიძლება გამოვსახოთ ელემენტის ატომის ელექტრონისადმი სწრაფვით. თავისთავად ელექტროუარყოფითობა X (პოლინგი) ტოლია

$$X = I + E.$$

ორი ატომის შეერთებისას ელექტრონული ველის სიკვრივის გადანაცვლება ხდება იმ ატომისაკენ, რომლის ელექტროუარყოფითობა მაქსიმალურია. უმძლესი დაქანგულობის ხარისხის ატომები ამჟღავნებენ მხოლოდ დამქანგველის თვისებას, დაბალი (მინიმალური) დაქანგულობის ხარისხის მქონე ატომები—აღმდგენელის თვისებას.

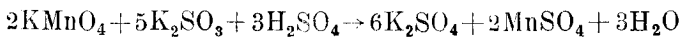
პერიოდული სისტემის ელემენტთა შორის ყველაზე მეტად ელექტროუარყოფით ელემენტს ფტორი წარმოადგენს ( $x=3,98$  4), ხოლო ყველაზე ნაკლებად—ფრანციუმი.

ტიპიური დამჟანგველებია: ფტორი, ჟანგბადი, ქლორი, ბრომი, იოდი, ქლორინი და ბრომინი წყალი და სხვ.

ტიპიური აღმდგენლებია მეტალები და აგრეთვე წყალბადი, გოგირდ-წყალბადი, იოდწყალბადმჟავა და მისი მარილები, მარილმჟავა და სხვ.

ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების დროს დამჟანგველი აღმდგენელთან რეაქციაში შედის ეკვივალენტური რაოდენობით. დამჟანგველის ეკვივალენტი დამჟანგველის ის წონითი რაოდენობაა, რომელიც იერთებს ერთ ელექტრონს. დამჟანგველის ეკვივალენტი რომ გავიგოთ, დამჟანგველის მოლეკულური წონა უნდა გავყოთ მოლეკულის მიერ მიღებული ელექტრონების რიცხვზე.

აღმდგენელს ეკვივალენტი არის აღმდგენელის ის წონითი რაოდენობა, რომელიც უპასუხებს ერთ გაცემულ ელექტრონს, მოცემულ რეაქციაში რომ განვსაზღვროთ აღმდგენლის ეკვივალენტი, მისი მოლეკულური წონა უნდა გავყოთ გაცემული ელექტრონების რიცხვზე. განვიხილოთ მაგალითი:



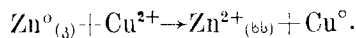
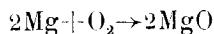
დამჟანგველის ეკვივალენტი  $\Theta_{\text{KMnO}_4} = \frac{158}{5}$

აღმდგენელის ეკვივალენტი  $\Theta_{\text{K}_2\text{SO}_3} = \frac{158}{2}$

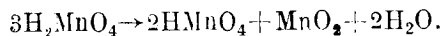
ყველა ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები შეიძლება დავყოთ სამ ჯგუფად:

- 1) ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები ატომებს ან მოლეკულებს შორის;
- 2) დისპროპორცირების (თვით დაჟანგვის თვითაღდგენის) რეაქციები;
- 3) შიგამოლეკულური ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები.

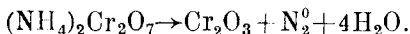
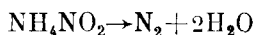
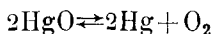
ჟანგვა-აღდგენის პირველი ჯგუფის მაგალითს წარმოადგენს რეაქცია



მეორე ჯგუფის ჟანგვა-აღდგენის რეაქციებს მიეკუთვნება ისეთი რეაქციები, რომელშიაც მონაწილე ნივთიერების მოლეკულები შეიცავს ატომს სხვადასხვა ხარისხის დაჟანგულობით, მაგალითად



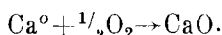
რეაქციათა მესამე ჯგუფს მიეკუთვნება რეაქციები, რომელშიაც დამჟანგველი და აღმდგენელი მოთავსებულია ერთ მოლეკულაში



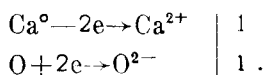
2. **ქანგვა-აღდგენის რეაქციების განტოლების შედგენა.** ქანგვა-აღდგენის რეაქციების შედგენა და მორეაგირე და მიღებული ნივთიერებებისათვის სტექიომეტრული კოეფიციენტების დაწერა დაფუძნებულია იმ დებულებაზე, რომ ელექტრონების საერთო რაოდენობა, რომელსაც გასცემს აღმდგენელი, ტოლია ელექტრონების რაოდენობისა, რომელსაც შეიერთებს დამჟანგველი. ქანგვა-აღდგენის რეაქციების შედგენისათვის ორ მეთოდს იყენებენ—ელექტრონების ბალანსის მეთოდს და ელექტრონულ-იონურ მეთოდს. ორივე მეთოდი ემყარება ზემოთ მოყვანილ დებულებას.

3. **ელექტრონული ბალანსის მეთოდი.** ქანგვა-აღდგენის რეაქციის განტოლების შედგენის მეთოდი ემყარება მორეაგირე ნივთიერებების დაქანგვლობის ხარისხის ცვლილებას. ამ მეთოდის გამოყენებისას საჭიროა ვიცოდეთ, თუ როგორია მორეაგირე ნივთიერებების დაქანგვლობის ხარისხი რეაქციამდე და რეაქციის შემდეგ.

ქანგვა-აღდგენის რეაქციების მაგალითად განვიხილოთ შემდეგი რეაქციები

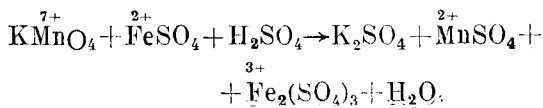


გამოსავალი ნივთიერებები—კალციუმი და ქანგბადი ელექტრონიტრალურია. კალციუმის ატომი გასცემს ორ ელექტრონს და გადადის დამუხტული იონის მდგომარეობაში ( $\text{Ca}^{2+}$ ), ე. ი. ის აღმდგენელია (თვით იჟანგება). ქანგბადის ატომი იძენს ორ ელექტრონს, ე. ი. ის დამჟანგველია (თვით აღდგება) და გადადის ორი უარყოფითი მუხტით დამუხტული იონის მდგომარეობაში ( $\text{O}^{2-}$ ). ამ ელემენტების დაქანგვლობის ხარისხის ცვლილება შეგვიძლია გამოვსახოთ შემდეგი ელექტრონული განტოლებით



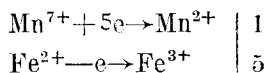
მაშასადამე, მათი სტექიომეტრული კოეფიციენტები იქნება ერთი და ერთი. რამდენი ელექტრონიც გასცა კალციუმის ერთმა ატომმა, იმდენივე ელექტრონი მიიერთა ქანგბადის ერთმა ატომმა.

სტექიომეტრული კოეფიციენტები ათანაბრებენ დამჟანგველისა და აღმდგენელის გაცემული და მიერთებული ელექტრონების რაოდენობას

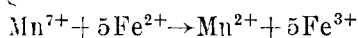


როგორც ამ რეაქციიდან ჩანს, მანგანუმის დაქანგულობის ხარისხი 7 ერთეულიდან იცვლება 2 ერთეულამდე, ხოლო რკინის დაქანგულობის ხარისხი 2 ერთეულიდან 3 ერთეულამდე. ამ რეაქციაში პერმანგანატი წარმოადგენს დამქანგველს, ხოლო რკინის სულფატი—აღმდგენელს.

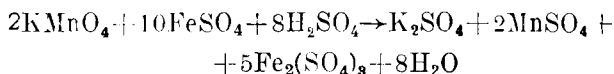
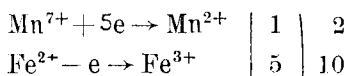
დავწეროთ ელექტრონული ცვლილებების გამომხატველი ფორმულები



მაშასადამე, რეაქციაში მონაწილე კომპონენტების ძირითადი კოეფიციენტები იქნება 1 და 5



ამდსთან ერთად, შესეჯლობაში უნდა მივიღოთ, რომ რეაქციის შედეგად მიიღება  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  და  $\text{H}_2\text{O}$  წყალი. მაშასადამე, რეაქციისათვის აუცილებელია მორეაგირე ნივთიერება შეიცავდეს კალიუმს ჭერადი რაოდენობით და, იმავე დროს, შესაძლებლობა იყოს გოგირდმქაფას რაოდენობის მხრივ სრულად წარმოიქმნას რეაქციის პროდუქტები. ამიტომაც



ტოლობის სწორად დაწერის შემოწმებისათვის ითვლიან რეაქციაში მონაწილე უანგბადისა და წყალბადის რაოდენობებს და რეაქციის შედეგად მიღებულ პროდუქტებში მათ რაოდენობას. თუ ტოლობის ორივე მხარეს მათი რაოდენობები ერთმანეთის ტოლია, მაშინ რეაქციის კოეფიციენტები სწორად არის შერჩეული.

უანგვა-აღდგენის რეაქციების განტოლების შედგენისას სასარგებლოა გამოვიყენოთ შემდეგი პრაქტიკული მითითებები:

1. დავწეროთ რეაქციის იონური სქემა; ამისათვის საჭიროა ვიცოდეთ რეაქციაში მონაწილე და რეაქციის შედეგად მიღებული პროდუქტები, დამქანგველი და აღმდგენელი.

2. შევადგინოთ იონური რეაქციის სქემა. სქემის შედგენისას გამოვიყენოთ ის კანონები, რომლებიც ვრცელდება ძლიერ და სუსტ ელექტროლიტებზე. იონური რეაქციის სქემაში შევიტანოთ ის ნაწილაკები, რომლებიც განიციდან ცვლილებებს, ე. ი. ასრულებენ დამქანგველისა და აღმდგენელის ფუნქციას და აგრეთვე  $\text{H}^+$  და  $\text{OH}^-$ , რომლებიც გარემოსათვის არის დამახასიათებელი.

3. შევადგინოთ ელექტრონ-იონური განტოლება ცალკე აღდგენის პროცესისათვის და ცალკე დაქანგვის პროცესისათვის.

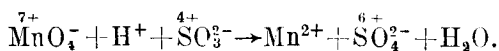
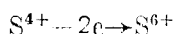
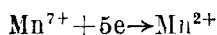
განვიხილოთ რამდენიმე მაგალითი აღნიშნული მითითებების გამოყენებით.

დავუშვათ, რომ აღვილი აქვს პერმანგანატის აღდგენას სხვადასხვა გარემოში.

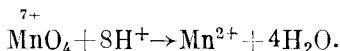
1. მჟავა გარემოში:



განვსაზღვროთ მჟანგავი და აღმდგენი. როგორც რეაქციიდან ჩანს, მანგანუმის დაჟანგულობის ხარისხი რეაქციაში არის +7, რეაქციის შემდეგ კი +2. მაშასადამე, ის იერთებს 5 ელექტრონს და წარმოადგენს მჟანგველს. გოგირდის დაჟანგულობის ხარისხი რეაქციაში +4-ის ტოლია, რეაქციის შემდეგ კი +6-ის. მაშასადამე, ის აღმდგენია

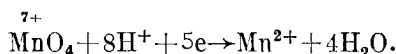


ჟანგვისა და აღდგენის პროცესი დავწეროთ ცალ-ცალკე

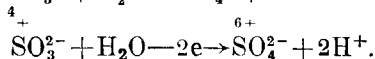
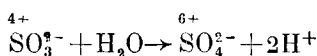


აღდგენის პროცესი

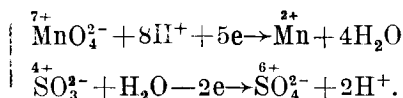
როგორც ტოლობიდან ჩანს, აღდგენამდე მანგანუმის დაჟანგულობის ხარისხი +7 იყო, აღდგენის შემდეგ ტოლია +2-ის, მაშასადამე მან მიერთა 5 ელექტრონი



$\text{SO}_3^{4+}$  ჟანგვის პროცესის შედეგად ნაერთის შემადგენლობაში იზრდება ჟანგბადის რაოდენობა, რაც დაკავშირებულია გოგირდის ჟანგვის ხარისხის ზრდასთან

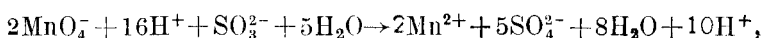


შემდეგ დავწეროთ ორივე ელექტრო-იონური რეაქცია ერთმანეთის ქვევით და მოვწინააღმდეგოთ კოეფიციენტები მჟანგვისა და აღმდგენისათვის

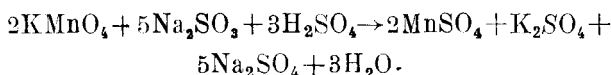


იქიდან ვამომდინარე, რომ მჟანგველის მიერ მიღებული ელექტრონების რაოდენობა ტოლი უნდა იყოს აღმდგენის მიერ გაცემული ელექტ-

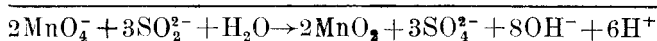
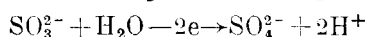
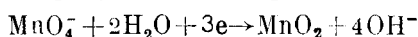
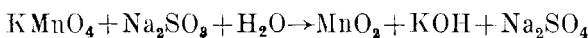
რონების რაოდენობის, პირველი უნდა გავამრავლოთ 2-ზე, ხოლო მეორე 5-ზე, ე. ი. პირველი უნდა ავიღოთ 2 მოლეკულის რაოდენობით, ხოლო მეორე 5 მოლეკულის რაოდენობით და საერთო რეაქცია დაიწერება:



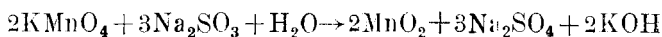
ანუ მოლეკულური ფორმით რეაქცია შეგვიძლია დავწეროთ:



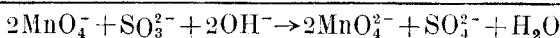
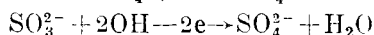
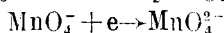
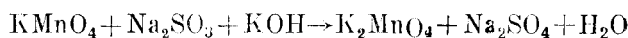
2. განვიხილოთ ჟანგა-აღდგენის რეაქცია ნეიტრალურ გარემოში



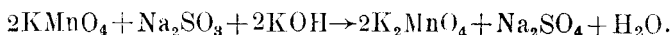
ანუ



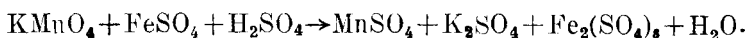
ძლიერ ტუტე გარემოში



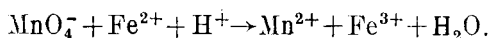
ან



4. იონურ-ელექტრონული მეთოდი. იონურ-ელექტრონული მეთოდის არსი მდგომარეობს იმაში, რომ აღდგენენ აღდგენის იონურ რეაქციას ცალკე და ჟანგვის პროცესის იონურ რეაქციას ცალკე, ხოლო შემდეგ ჯამურ რეაქციას. ამისათვის საჭიროა შევადგინოთ იონური რეაქციის სქემა იონური რეაქციების შედგენის საერთო წესის გამოყენებით, ე. ი. ძლიერი ელექტროლიტი დავწეროთ იონური ფორმით, ხოლო სუსტი ელექტროლიტები, ძნელადხსნადი ნივთიერებები და გაზურ მდგომარეობაში მყოფი ნივთიერებები—მოლეკულური სახით. ავიღოთ ზემოთ განხილული მაგალითი

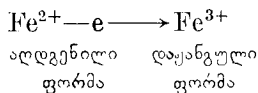


რეაქციის იონური სქემა იქნება

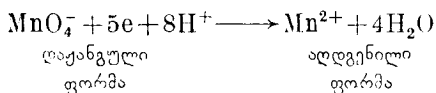


როგორც ჩანს,  $Fe^{2+}$  იჟანგება, ხოლო  $MnO_4^-$  — აღდგება მანგანუმის  $Mn^{2+}$  იონამდე.

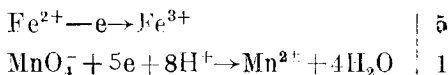
აღმდგენის დაჟანგვის კერძო რეაქცია იქნება



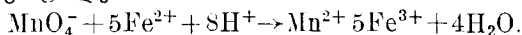
მჟანგველის  $MnO_4^-$  აღდგენის რეაქციის კერძო განტოლების შედგენისას, რეაქციის სქემაში საჭიროა წყალბადიონების მონაწილეობა, რადგანაც მანგანუმი  $Mn^{2+}$  სახით მხოლოდ მჟავა გარემოში მიიღება და მეორე, რომ საჭიროა რეაქციის დროს გამოყოფილი ჟანგბადის შეკავშირება. ამიტომაც რეაქცია დაიწერება შემდეგნაირად:



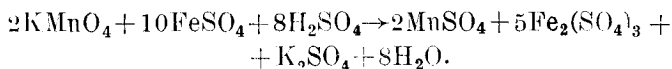
საერთო განტოლების შედგენისას კერძო განტოლებები უნდა გავამრავლოთ ისეთ კოეფიციენტებზე, რომლებიც გაატოლებს დაკარგული ელექტრონებისა და შექნილი ელექტრონების რაოდენობებს.



დაწერილი განტოლების სისწორე მოწმდება ატომებისა და მუხტების ბალანსით საერთო განტოლებაში



ამ რეაქციის მოლეკულური განტოლება იქნება:

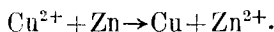


**5. ჟანგვა-აღდგენის პოტენციალი.** ცნობილია, რომ სხვადასხვა სისტემაში სხვადასხვა ნივთიერებათა შორის ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები სხვადასხვა სიჩქარით მიმდინარეობენ, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ ელექტრონის გაცემისა და ელექტრონისაღმი სწრაფვა, სხვადასხვა ელემენტის, ატომის, იონის, მოლეკულებისა სხვადასხვაა. რაც უფრო მეტია ატომის ელექტრონის გაცემისა და ელექტრონის მიერთებისაღმი სწრაფვა, მით მეტია ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის სიჩქარე. რაც მეტია ელემენტის ატომის სწრაფვა ელექტრონის შექენისაღმი, მით მეტია მისი მჟანგავი უნარი და პირიქით, რაც მეტია ელემენტის ატომის ელექტრონის გაცემის უნარი, მით მეტია ელემენტის აღმდგენის უნარი.

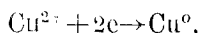
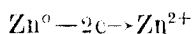
თავისთავად ცხადია, რომ ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის მიმართულებას, მის ინტენსივობას, ისე როგორც სხვა ტიპის რეაქციებში, განსაზღვრავს

სისტემის იზოთერმულ-იზობარული პოტენციალის ცვლილება. გარდა ამისა, ჟანგვა-აღდგენის რეაქციებში მონაწილე ნივთიერებების აქტივობის რაოდენობრივად დახასიათებისათვის შეიძლება გამოყენებული იქნეს ე. წ. ელექტროდის პოტენციალი, ანუ, როგორც მას უწოდებენ, ჟანგვა-აღდგენის პოტენციალი.

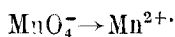
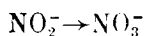
როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, თუთიასა და სპილენძის იონებს შორის მიმდინარე რეაქცია ჟანგვა-აღდგენის რეაქციაა. ამ ელემენტების გამოყენებით შეიძლება გალვანური ელემენტის შედგენა, რომელშიაც მიმდინარეობს ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია, რის ხარჯზეც მიიღება ელექტრომამოძრავებელი ძალა (ემძ)



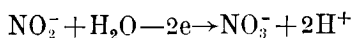
ეს რეაქცია ჟანგვა აღდგენის რეაქციაა, სადაც სპილენძის იონები წარმოადგენს მქანგველს (თვითონ აღდგება), თუთია კი—აღდგენს (თვითონ იქანგება)



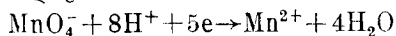
ელექტროდული ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები მიმდინარეობენ ელექტროდისა და მისი მარილის ხსნარის გამყოფ ზედაპირთან. აქვე უნდა აღვნიშნოთ, რომ შეიძლება გალვანური წრედი შეექმნათ ისეთი ელექტროდების გამოყენებით, რომლებიც უშუალოდ არ ღებულობენ მონაწილეობას ჟანგვა-აღდგენის რეაქციაში. მაგალითად, პლატინისა და გრაფიტის ელექტროდები. ასეთი ელექტროდების გამოყენებისას, ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის პროდუქტები რჩება ხსნარში, მათი ელექტროდებზე გამოყოფას აღვილი არა აქვს. ასე მაგალითად, თუ ერთი ელექტროდის ჭურჭელში ჩავსახამთ ნატრიუმის ნიტრატის ხსნარს, ხოლო მეორე ელექტროდის ჭურჭელში გოგირდმჟავათი შემთავებულ კალიუმის პერმანგანატის ხსნარს და წრედს შევკრავთ, დავინახავთ, რომ აღიძვრება ემძ და ელექტრონები ნიტრატის ხსნარადან დაიწყებენ მოძრაობას პერმანგანატის ხსნარისაკენ. ნიტრატის ხსნარში მიმდინარეობს ჟანგვის რეაქცია, ხოლო პერმანგანატის ხსნარში, აღდგენის რეაქცია, რაც სქემატურად შეიძლება გამოვხატოთ შემდეგნაირად



მაშასადამე, ანოდზე ელექტროდზე მიმდინარეობს ჟანგვის რეაქცია

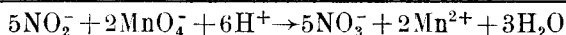
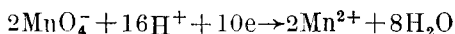
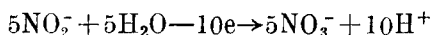


კათოდზე ელექტროდზე





ჯამური რეაქცია იქნება



ქანგვა-აღდგენის პოტენციალი უშუალოდ დაკავშირებულია სისტემის თავისუფალი ენერჯის ცვლილებასთან. ეს კავშირი შემდეგი განტოლებით გამოიხატება

$$-\Delta G = nFE, \quad (\text{XII}, 1)$$

სადაც  $\Delta G$  იზობარული პოტენციალის ცვლილებაა ქანგვა-აღდგენის რეაქციის დროს,  $n$ —გაცემული ან შექმნილი ელექტრონების რაოდენობა,  $F$ —ფარადეის რიცხვი,  $E$ —ემძ.

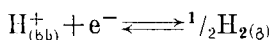
ელექტრომაგობრავებელი ძალა წარმოადგენს პოტენციალთა სხვაობას. პოტენციალი აღიძვრება, როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, მეტალური ელექტროდის თავისივე მარილის ხსნართან შეხების ადგილზე. თუ ჩვენ მეტალს (ელექტროდს) ჩავუშვებთ თავისივე მარილის ხსნარში, მაშინ მეტალსა და ხსნარს შორის წარმოიქმნება პოტენციალი, რომელსაც მეტალხსნარის პოტენციალი ეწოდება



წარმოქმნილი მეტალხსნარის პოტენციალის სიდიდე დამოკიდებულია მეტალის გვარობაზე და ხსნარის კონცენტრაციაზე.

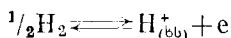
მეტალხსნარის პოტენციალს, რომელიც მიიღება მეტალის ისეთ მარილხსნარში ჩაშვებით, რომლის იონების აქტივობა  $25^\circ$  ტემპერატურაზე ერთის ტოლია, ნორმალური პოტენციალი ეწოდება. მათ კიდევ სტანდარტულ პოტენციალს უწოდებენ.

ნორმალურ, სტანდარტულ პოტენციალს აღნიშნავენ  $E^\circ$ -ით. ელემენტების სტანდარტულ პოტენციალს საზღვრავენ წყალბადის სტანდარტული პოტენციალის მიმართ, რომლის ნორმალური პოტენციალი, ე. ი. პოტენციალი, რომელიც მიიღება წყალბადის ელექტროდის ჩაშვებით მყავას ხსნარში, სადაც წყალბადიონების კონცენტრაცია, აქტივობა ერთის ტოლია  $a_{\text{H}^+} = 1$  მიღებული ნულის ტოლად ( $E_{\text{H}^+}^\circ = 0$ )



წყალბადის ელექტროდი პლატინის ფირფიტაა, რომლის ზედაპირი დაფარულია პლატინის შავით, რის შედეგადაც ფირფიტის ზედაპირი მრავალჯერ იზრდება. ამ შემთხვევაში გამოყენებულია სხვადასხვა მეტალებში და მათ შორის პლატინაში წყალბადის დიდი რაოდენობით გახსნის

თვისება. მოპლატინებულ ფირფიტას ჩაუშვებენ გოგირდმქაფავში, რომელშიც წყალბად-იონების აქტივობა ერთის ტოლია. გოგირდმქაფავს ხსნარში გაატარებენ წყალბადის ნაკადს ატმოსფერული წნევის ქვეშ. პლატინის ზედაპირზე ადგილი აქვს წყალბადის შთანთქმას, გახსნას, შთანთქმული წყალბადის მოლეკულების ნაწილი გადადის ატომის მდგომარეობაში  $1/2\text{H}_2 \rightarrow \text{H}$  და მყარდება წონასწორობა ზედაპირზე მყოფ ატომებსა და ხსნარში არსებულ წყალბად იონებს შორის



ზოგიერთი მქანგველისა და აღმდგენის ნორმალურ პოტენციალთა მნიშვნელობები მოცემულია 26-ე ცხრილში.

ც ხ რ ი ლ ი 26

ზოგიერთი მქანგველისა და აღმდგენის ნორმალური პოტენციალების  $E_{298}^0$  მნიშვნელობები წყალხსნარებში

ელექტროდა	სტანდარტული პოტენციალი	ელექტროდი	სტანდარტული პოტენციალი
Li <sup>+</sup> /Li	-3,02	Ni <sup>2+</sup> /Ni	-0,25
Rb <sup>+</sup> /Rb	-2,99	Sn <sup>2+</sup> /Sn	-0,14
K <sup>+</sup> /K	-2,92	Pb <sup>2+</sup> /Pb	-0,13
Ba <sup>2+</sup> /Ba	-2,90	H <sup>+</sup> /1/2H	0,00
Sr <sup>2+</sup> /Sr	-2,89	Sb <sup>3+</sup> /Sb	+0,20
Ca <sup>2+</sup> /Ca	-2,87	Bi <sup>3+</sup> /Bi	+0,23
Na <sup>+</sup> /Na	-2,71	Cu <sup>2+</sup> /Cu	+0,34
La <sup>3+</sup> /La	-2,37	Cu <sup>+</sup> /Cu	+0,52
Mg <sup>2+</sup> /Mg	-2,34	Hg <sup>2+</sup> /Hg	+0,79
Al <sup>3+</sup> /Al	-1,67	Ag <sup>2+</sup> /Ag	+0,80
Mn <sup>2+</sup> /Mn	-1,05	Pd <sup>2+</sup> /Pd	+0,83
Zn <sup>2+</sup> /Zn	-0,76	Hg <sup>2+</sup> /Hg	+0,86
Cr <sup>3+</sup> /Cr	-0,71	Pt <sup>2+</sup> /Pt	+1,20
Fe <sup>2+</sup> /Fe	-0,44	Au <sup>3+</sup> /Au	+1,42
Cd <sup>2+</sup> /Cd	-0,40		
Co <sup>2+</sup> /Co	-0,28		

როგორც ცხრილის მონაცემებიდან ჩანს, იმ ელემენტების ელექტროდების სტანდარტული პოტენციალები, რომლებიც ელექტრონებს გადასცემენ წყალბადის ელექტროდს, აქვთ პოტენციალის „მინუს“ მნიშვნელობა, ხოლო იმ ელექტროდებს, რომლებიც ღებულობენ წყალბადის ელექტროდიდან ელექტრონებს, გააჩნიათ წყალბადის მიმართ „პლუს“ პოტენციალი.

თუ მეტალებს განცალაგებთ მათი პოტენციალების ზრდის მიხედვით, მივიღებთ ძაბვათა რიგს:

Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.

ცხრილში № 25 ელემენტები განლაგებულია პოტენციალების ზრდის მიხედვით, რაც შეესაბამება აღდგენითი აქტივობის შემცირებას და უანგეთი აქტივობის ზრდას.

თუ განვიხილავთ დანიელის ელემენტს, რომელიც შედგება თუთიისა და სპილენძის ელექტროდებისაგან და ჩაშვებული არიან თავისივე სულფატ მარილების წყალხსნარებში, რომელთა კონცენტრაციები ტოლია ერთის, მივიღებთ ემძ, რომელიც ტოლი იქნება 1,1 ვ. ემძ წარმოადგენს პოტენციალთა სხვაობას

$$E = e_1^0 - e_2^0, \quad (\text{XII}, 2)$$

სადაც  $e_1^0$  და  $e_2^0$  პირველი და მეორე ელექტროდის ნორმალური პოტენცილებია.

როგორც ზემოთ მოყვანილი ცხრილიდან ვიცი,  $e_{Zn}^0 = -0,76$  ვ, ხოლო  $e_{Cu}^0 = +0,34$

$$E = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ ვ.}$$

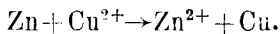
ნერსტის თეორიის თანახმად, მეტალხსნარის პოტენციალი ტოლია

$$e = e^0 + RT \ln C. \quad (\text{XII}, 3)$$

იმ შემთხვევაში, როდესაც  $C=1$ , მაშინ მეტალ-ხსნარის პოტენციალი ტოლია ნორმალური პოტენციალის

$$e = e^0.$$

როგორც დავინახეთ, თუთიას ნორმალური პოტენციალია  $-0,76$  ვ და სპილენძის იონებთან რეაქციის დროს ის აღმდგენს წარმოადგენს, ხოლო სპილენძის იონები კი მჟანგავია



ამრიგად, ჩვენ შეგვიძლია ვთქვათ, რომ რაც უფრო უარყოფითია ელემენტის პოტენციალი, მეტია მისი აღდგენითი აქტივობა და პირიქით. თუ ჩვენ ემძ განტოლებაში შევიტანთ მუდმივების მნიშვნელობებს, მივიღებთ:

$$E = \frac{2,3 RT}{nF} \lg \frac{C_1}{C_2}, \quad (\text{XII}, 4)$$

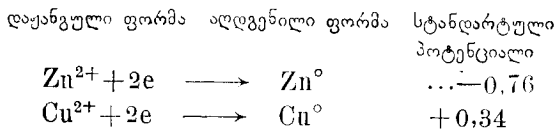
სადაც  $R=8,31$  ჯოულ/მოლ-გრად,  $F=96500$  კ/გ-ეკვივალენტს მივიღებთ;

$$E = e^0 + \frac{0,058}{n} \lg \frac{C_1}{C_2}. \quad (\text{XII}, 5)$$

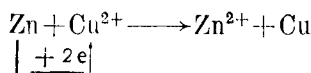
**6. დენის ქიმიური წყაროები.** უანგვა-აღდგენის პროცესის და აღდგენა-უანგვის პროცესის სივრცითი გაყოფის შედეგად შეიძლება მივიღოთ ელექტ-

რო-ენერგია. ამ შემთხვევაში ჟანგვა-აღდგენის პროცესები, მიმდინარეობს ელექტროდებზე და ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის ქიმიური ენერგია უშუალოდ გარდაიქმნება ელექტროენერგიად.

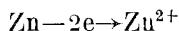
განვიხილოთ დანიელის ელემენტი, სადაც ჟანგვა აღდგენის რეაქცია მიმდინარეობს თუთიისა და სპილენძის ელექტროდებზე, თუთია იჟანგება, ხოლო სპილენძი აღდგება



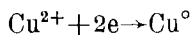
როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, სპილენძის იონები დანიელის ელემენტში მჟანგველია ( $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^{\circ}$ ), ხოლო თუთია—აღმდგენი ( $Zn - 2e \rightarrow Zn^{2+}$ )



აღმდგენელის ჟანგვა და მჟანგველის აღდგენა მიმდინარეობს ელექტროდებზე. ვალვანური ელემენტი (ნახ. 68) შედგება თუთიისა და სპილენძის ელექტროდებისაგან, რომლებიც ჩაშვებულა  $ZnSO_4$ -სა და  $CuSO_4$ -ის ნორმალურ ხსნარში. ხსნარიანი კუთრკლები შეერთებულია U-ს მაგვარი მილით; მილი ავსებულია ელვატინის ხსნარით, რომელშიც გახსნილია რომელიმე ელექტროლიტი (მაგ.,  $KCl$ -დი). ელექტროდებს შორის აღიძვრება ემძ, რადგანაც თუთიის ელექტროდი კარგავს ელექტრონებს—თუთია დაიჟანგება



სპილენძის ელექტროდებზე ხდება სპილენძის იონების აღდგენა



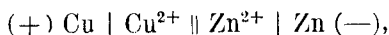
ჯამური რეაქცია  $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$ .

ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის შედეგად გარეთა წრედში (მეტალურ გამტარში) მიედინება ელექტრონები თუთიიდან სპილენძისაკენ, ხოლო შიგა წრედში (ხსნარში) ადგილი აქვს იონების გადაადგილებას. ელემენტის მუშაობის შედეგად თუთიის იონები გადადის ხსნარში და ელექტროდი თანდათანობით იხსნება, ხოლო სპილენძის ელექტროდზე ხდება თავისუფალი სპილენძის გამოყოფა. ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის პოტენციალების ჯამური სიდიდე ტოლი იქნება

$$ემძ = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ ვ.}$$

დანიელის ელემენტში მიმდინარე ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის იზობარული პოტენციალის ცვლილება ტოლია  $\Delta G = -50,8$  კკალ, ხოლო ენტალპიის ცვლილება  $\Delta H = -56,8$  კკალ.

ჯიბს-ჰელმჰოლცის განტოლებით გაანგარიშებული მაქსიმალური მუშაობა გვიჩვენებს, რომ ქიმიური ენერგიის ელექტროენერგიაში გარდაქმნის მარტივი ქმედების კოეფიციენტი მაღალია და უახლოვდება ერთს. ამით აიხსნება ის დიდი ინტერესი, რომელსაც იჩენს თანამედროვე ენერგეტიკა ელექტროენერგიის ქიმიური წყაროებისადმი. დანიელის გალვანური ელემენტი შეგვიძლია სქემატურად ჩავწეროთ შემდეგნაირად:



სადაც ერთი ხაზი გვიჩვენებს მეტალსა და ხსნარს შორის გამყოფ ზედაპირს, ხოლო ორი ხაზი ხსნარებს შორის ზღვარს, ფრჩხილებში მოცემულია ელექტროდების მუხტის ნიშანი. ტრადიციულად ანოდი იწერება მარცხნივ, კათოდი—მარჯვნივ. ემდ გაანგარიშებისას პირიქით, დადებითი პოტენციალის მქონე ელექტროდის პოტენციალი იწერება პირველად, უფრო უარყოფითის—მეორედ ( $E = +0,34 - (-0,76) = 1,1$ )

სტანდარტული პოტენციალების მნიშვნელობა და ნერნსტის განტოლება საშუალებას იძლევა გავიანგარიშოთ გალვანური ელემენტის ემძ. ელექტროლიტების სხვადასხვა კონცენტრაციის პირობებში ნერნსტის განტოლებით

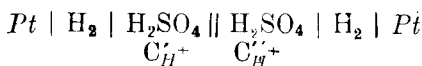
$$E = \varepsilon_1^0 - \varepsilon_2^0 + RT \ln \frac{C_2}{C_1},$$

სადაც  $C_1$  და  $C_2$  ელექტროლიტების კონცენტრაციებია. იმ შემთხვევაში, თუ ელექტროდად განოყენებულა ერთი და იგივე მეტალი, რომლებიც ჩაშვებულია სხვადასხვა კონცენტრაციის მარცხის ხსნარებში, მაშინ  $\varepsilon_1^0 = \varepsilon_2^0$ , ე. ი. ორივე ელექტროდის ნორმალური პოტენციალები ტოლია და წრედში ემძ აღიძვრება კონცენტრაციების სხვაობის შედეგად, და

$$E = RT \ln \frac{C_2}{C_1}$$

გალვანურ წრედს, სადაც ემძ წარმოქმნა ხდება ელექტროლიტის კონცენტრაციათა სხვაობის შედეგად—კონცენტრაციული წრედი ეწოდება.

ასეთი ელემენტები პოულობენ გამოყენებას პრაქტიკაში ხსნარში იონების კონცენტრაციის განსაზღვრისათვის. კონცენტრაციული წრედის მაგალითად შეიძლება გამოვიყენოთ ორი წყალბადის ელექტროდი, რომლებიც ჩაშვებულია გოგირდმჟავას ხსნარში



დავუშვათ, რომ  $P_{\text{H}_2} = 1$  ატმ და  $C'_{\text{H}^+} > C''_{\text{H}^+}$ , მაშინ ემძ

$$E = RT \ln \frac{C_{H^+}''}{C_{H^+}}$$

თუ მივიღებთ, რომ ცდის ტემპერატურა  $25^{\circ}\text{C}$  და ნატურალური ლოგარითმის მაგიერ ავიღებთ ათეული ფუძით ლოგარითმს, მივიღებთ:

$$E = 0,058 \lg \frac{C_{H^+}''}{C_{H^+}} \quad (\text{XII}, 6)$$

ან იგივე შეგვიძლია დაწეროთ:

$$E = 0,058 \lg C_{H^+}'' - 0,058 \lg C_{H^+}'$$

თუ დაუშვებთ, რომ  $C_{H^+}' = 1$ , მაშინ მივიღებთ:

$$E = 0,058 \lg C_{H^+}''$$

ანუ

$$E = -0,058 pH$$

ამრიგად, შესაძლებელი ხდება ემპ გაზომვის საშუალებით ხსნარის  $pH$ -ის განსაზღვრა.

გალვანური ელემენტის ემპ გაზომვის გზით ხსნარის წყალბად-იონების კონცენტრაციის, ანუ მისი მაჩვენებლის  $pH$ -ის განსაზღვრის მეთოდს პოტენციომეტრული მეთოდი ეწოდება.

**7. ელექტროლიზი.** ელექტროლიზი ეწოდება ელექტროდებზე მიმდინარე ჟანგვა-აღდგენის პროცესს, რომელსაც ადგილი აქვს ხსნარში ან გამლვალ ელექტროლიტში დენის გავლისას.

ელექტროლიზის დროს კათოდზე მიმდინარეობს აღდგენითი პროცესები, ხოლო ანოდზე ჟანგვითი პროცესები; როგორც კათოდური, ისე ანოდური პროცესები მიმდინარეობს ელექტროენერგიის გამოყენებით (კათოდი ეწოდება იმ ელექტროდს, რომელზედაც მიმდინარეობს აღდგენის რეაქცია, ხოლო ანოდი იმ ელექტროდს, რომელზედაც მიმდინარეობს ჟანგვის რეაქცია).

კათოდი გადასცემს იონებს ელექტრონებს, რის შედეგადაც ხდება იონის აღდგენა და თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფა. ანოდი ლებულობს ატომიდან ელექტრონებს და ატომი გადადის იონის მდგომარეობაში.

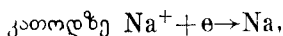
ელექტროქიმიური ჟანგვა-აღდგენის პროცესები, ე. ი. ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები, რომლებიც მიმდინარეობენ ელექტროდების გამოყენებით, წარმომარობიან გაცილებით უფრო ენერგიულად, ვიდრე ჩვეულებრივი ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები.

აღსანიშნავია, რომ ელექტროლიზის მოვლენაზე დიდი გავლენა აქვს ელექტროლიტის შემადგენლობას, გამხსნელს, ელექტროდების მასალას, ელექტროლიზის რეჟიმს და სხვ.

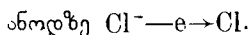
ცნობილია, რომ ერთი და იმავე ნივთიერების ელექტროლიზი გამლვალ მდგომარეობაში და ხსნარში სულ სხვადასხვა პროდუქტების გამოყოფით მიმდინარეობს.

მაგალითისათვის განვიხილოთ ნატრიუმის ქლორიდის ელექტროლიზი გამლვალ მდგომარეობაში და ხსნარში.

ნატრიუმის ქლორიდის გამლვალ მდგომარეობაში ელექტროლიზის დროს კათოდზე აღვილი აქვს ნატრიუმის იონების განმუხტვას—აღდგენას და მეტალური ნატრიუმის თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფას

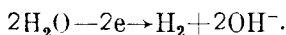


ანოდზე კი ხდება ქლორის ენგვა, ქლორის იონის ელექტრონი გადაეცემა ანოდს

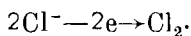


ამრიგად, ტექნიკური პირობების დაცვით (დიაფრაგმის გამოყენებით) მიიღება მეტალური ნატრიუმი და გაზურ მდგომარეობაში ქლორი.

ნატრიუმის ქლორიდის წყალხსნარის ელექტროლიზის დროს კი ენგვა-აღდგენის პროცესში მონაწილეობას ეტბულობს წყლი. ნატრიუმის ქლორიდის წყალხსნარში ნატრიუმისა და ქლორის იონები იმყოფებიან ჰიდრატირებულ მდგომარეობაში. ხსნარში ელექტროდების გავლის შედეგად, ნატრიუმის ჰიდრატირებული იონი მოძრაობს კათოდისაკენ, ხოლო ქლორის იონი—ანოდისაკენ. იმისათვის, რომ მოხდეს ელექტროდზე ნატრიუმის იონების განმუხტვა, საჭიროა ელექტროდზე ძაბვა ტოლი იყოს—2,71 ვ, წყლის მოლეკულის აღდგენისათვის კი საკმარისია—0,83 ვ. რადგანაც წყლის მოლეკულის აღდგენისათვის საჭიროა ნაკლები ძაბვა, პირველ რიგში განიმუხტება წყლის შემადგენელი ნაწილაკები

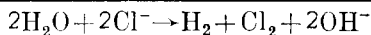
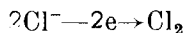
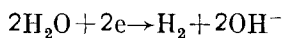


ანოდზე აღვილა ექნება ქლორის იონების განმუხტვას

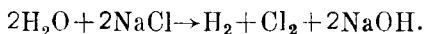


ენგვა-აღდგენის შედეგად კათოდზე გამოიყოფა წყალბადი, ხოლო ანოდზე ქლორი. იმის გამო, რომ კათოდის გარემოში იზრდება ნატრიუმის იონებისა და ჰიდროქსილის იონების კონცენტრაცია, წარმოიქმნება ნატრიუმის ტუტე.

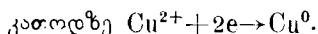
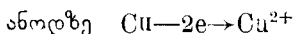
თუ შევაჯამებთ ორივე ელექტროდზე მიმდინარე პროცესებს, მივიღებთ:



ან მოლეკულური ფორმით



ელექტროლიზის პროცესებს ჩატარებისას იყენებენ ხსნად და უხსნად ანოდს. უხსნად ანოდს ამზადებენ ნახშირის, გრაფიტის და პლატინისაგან. უხსნადი ელექტროდი-ანოდი წარმოადგენს ელექტრონების მიმღებსა და გადამცემს, რის შედეგადაც ანიონები კარგავენ ელექტრონებს, იუანგებიან ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  და სხვ.). თუ ხსნარი ანიონების სახით შეიცავს უანგბადიანი მჟავების რადიკალებს (მაგალითად  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  და სხვ.), მაშინ ანოდზე ხდება არა ამ იონების უანგვა, არამედ წყლის მოლეკულის უანგვა. ხსნადი ანოდის შემთხვევაში გარეთა წრედში ელექტრონები გადაეცემა თვით ანოდიდან, რის შედეგადაც ანოდი იხსნება და ხსნარში გადადის იონების სახით. მაგალითისათვის განვიხილოთ სპილენძის კლორიდის ელექტროლიზი სპილენძის ანოდის გამოყენებით



ამ შემთხვევაში, პროცესის არსი მდგომარეობს ანოდთან სპილენძის იონების ხსნარში გადასვლაში (უანგვა), ხოლო კათოდზე სპილენძის იონების აღდგენაში (თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფა).

**8. დაშლის პოტენციალი.** გალვანურ ელემენტებში მიმდინარე პროცესები, როგორც ეს ზემოთ აღვნიშნეთ, შექცევადი პროცესებია, ე. ი. იმისათვის, რომ სისტემა დაუბრუნოთ მის საწყის მდგომარეობას, საჭირო უქდა იყოს ენერგიის ის რაოდენობა, რომელიც დავხარჯეთ პროცესის პირდაპირი გზით ჩატარებისას. პრაქტიკაში პროცესის ჩატარებისას საჭირო ენერგიის რაოდენობა აღემატება თვორიულს, რაც გამოწვეულია ელექტროლიზის პროცესთან თანდაყოლილი პროცესებით.

პოტენციალთა სხვაობის ამ მინიმალურ სიდიდეს, რომელიც საჭიროა მოცემული ელექტროლიზის პროცესის ჩატარებლად, ეწოდება დაშლის პოტენციალი.

შექცევადი პროცესის დროს დაშლის პოტენციალის სიდიდე ტოლია სისტემაზე მოდებული ემძ. პრაქტიკაში, როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ეს სიდიდეები ერთმანეთისაგან განსხვავდებიან. მაგალითად, უანგბადიანი მჟავების  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  და სხვა ელექტროლიზის დროს საბოლოოდ ხდება მხოლოდ წყლის მოლეკულების დაშლა, სადაც კათოდზე წყალბა-



დი გამოიყოფა, ანოდზე კი—ჟანგბადი. აღნიშნული ელექტროლიტის დაშლის პოტენციალის სიდიდეა 1,70 ვ, მაშინ როდესაც წრედის Pt, H<sub>2</sub> (მჟავა) O<sub>2</sub>, Pt ემძ არის 1,07 ვოლტი, სხვაობა 0,63 ვს შეადგენს. ამ მოვლენას ზედაბვის მოვლენას უწოდებენ. ზედაბვის პოტენციალი ტოლად ელექტროლიზისათვის საჭირო პოტენციალისა და ამ პროცესის შექცევადი პროცესის ემძ შორის სხვაობის

$$\eta_o = E_{\text{ფაქტის}} - E,$$

სადაც  $\eta$ —ზედაბვის პოტენციალის სიდიდეა,  $E_{\text{ფაქტის}}$ —დაშლის პოტენციალის სიდიდე,  $E$ —შესატყვისი ვალვანური ელემენტის ემძ.

კათოდის ზედაბვა კათოდზე დამატებით მოდებული ძაბვად, ანოდის ზედაბვა—ანოდზე მოდებული დამატებითი ძაბვა (ანოდის პოტენციალი გადაინაცვლებს დადებითი მნიშვნელობისაკენ).

**9. ელექტროლიზის კანონები. ფარადეის კანონები.** ელექტროლიზის პროცესი ემორჩილება ფარადეის კანონებს, რომელიც ამყარებს დამოკიდებულებას ხსნარში გავლილი დენის რაოდენობასა და ელექტროდებზე გამოყოფილი ნივთიერების რაოდენობას შორის.

ფარადეის I კანონი: ნივთიერების მასა, რომელიც ელექტროლიზის დროს ელექტროდებზე გამოიყოფა, პირდაპირპროპორციულია ხსნარში გავლილი ელექტრობის რაოდენობის.

ფარადეის II კანონი: ელექტრობის ერთი და იგივე რაოდენობა, ელექტროლიზის დროს, ხსნარიდან გამოყოფს სხვადასხვა ნივთიერებების მასის ეკვივალენტურ რაოდენობებს. ხსნარიდან ელექტროლიზით სხვადასხვა ნივთიერების ერთი გრამ-ეკვივალენტის გამოყოფისათვის საჭირო ელექტრობის რაოდენობა მუდმივი სიდიდეა და ტოლია 96493,1 ან 96500 კულონის, რომელსაც ფარადეის რიცხვი ეწოდება და აღინიშნება 1 ფ ( $F$ ).

ასე მაგალითად, თუ CuCl2-ია ხსნარში გავატარებთ 96500 კ რაოდენობის დენს, ელექტროდზე გამოყოფილი სპილენძის რაოდენობა ტოლი იქნება 31,77 გ, რაც მისი გრამ-ეკვივალენტის მასაა, გამოყოფილი ქლორის რაოდენობა კი ტოლი იქნება ქლორის გრამ-ეკვივალენტის—35.46 გ.

ფარადეის კანონიდან გამომდინარეობს:

$$m = \frac{\vartheta Q}{F} = \vartheta \frac{it}{96500},$$

სადაც  $m$  აღდგენილი ან დაჟანგული ნივთიერების მასაა,  $\vartheta$ —ნივთიერების გრამ-ეკვივალენტი,  $Q$ —ელექტრობის რაოდენობა კულონებში, რომელმაც ხსნარში გაიარა ( $Q = I \cdot t$ ) კულონი—ამპერი. წმ.

რადგანაც  $\vartheta = \frac{A}{n}$ ,  $A$ —ელემენტის ატომური წონაა,  $n$ —მისი ვალენტობა მოცემულ ნაერთში, აქედან შეგვიძლია დავწეროთ:

$$m = \frac{Ait}{n \cdot 96500}$$

თუ  $it=1$ , მაშინ გამოყოფილი ნივთიერების მასა ტოლი იქნება:

$$m = \frac{A}{n \cdot 96500} \text{ ან } m = \frac{\vartheta}{96500} = E,$$

სადაც  $E$ -ს ნივთიერების ელექტროქიმიური ეკვივალენტი ეწოდება და ახასიათებს ნივთიერების იმ რაოდენობას, რომელიც იყენება ან აღდგება ელექტროდზე, როდესაც ხსნარში გაივლის ელექტრობა 1 კულონის რაოდენობით. ქიმიური ეკვივალენტი ნივთიერების ელექტროქიმიურ ეკვივალენტთან დაკავშირებულია ტოლობით

$$\vartheta = EF.$$

ამრიგად, ნივთიერების ელექტროქიმიური ეკვივალენტი ქიმიური ეკვივალენტის პროპორციულია, საიდანაც უშუალოდ გამომდინარეობს, რომ ფარადის მუდმივა  $F$  ტოლია ავოგადროს რიცხვისა და ელექტრონის მუხტის სიდიდის ნაპრავლის

$$N_0 = \frac{F}{e} = \frac{96493,1}{1,601860 \cdot 10^{-19}} = 6,02380 \cdot 10^{23}$$

$$F = N \cdot e.$$

ეს უკანასკნელი ტოლობა საშუალებას იძლევა პრაქტიკულად განვსაზღვროთ გრამატომში ატომების რიცხვი, გრამმოლეკულაში მოლეკულების რიცხვი.

ელექტროლიზის პროცესს დიდი პრაქტიკული გამოყენება აქვს სახალხო მეურნეობაში. ელექტროლიზის გზით იძლევა მთელი რიგი მეტალებისა, განსაკუთრებით ტუტე და ტუტემიწა მეტალები. ისეთი მეტად საჭირო და ფართოდ გავრცელებული მეტალის მიღება, როგორცაა ალუმინი, ხდება კრიოლიტის  $3NaF \cdot AlF_3$  ნალღობიდან ალუმინის კათოდზე აღდგენით. ელექტროლიზით ღებულობენ ნატრიუმის ტუტეს, წყალბადს, ქლორს და სხვა.

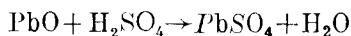
**10. დენის ქიმიური წყაროები. აკუმულატორები.** გაღვანური ელემენტის ერთ-ერთ სახეობას, რომელიც ფართოდ გამოიყენება პრაქტიკაში. აკუმულატორი წარმოადგენს. მრავალჯერადი მოხმარების შექცევადი მოქმედების გაღვანურ ელემენტებს, აკუმულატორი ეწოდება. მათ გააჩნიათ

უნარი დაგროვილი ქიმიური ენერგია გარდაქმნან ელექტროენერგიად და პირიქით—ელექტროენერგია ქიმიურ ენერგიად, რომლის მარაგს ქმნის დატვირთვის დროს.

პრაქტიკაში მეტწილად ორი ტიპის მყავური ანდა ტუტე აკუმულატორები გამოიყენება.

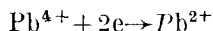
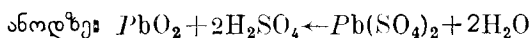
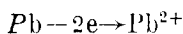
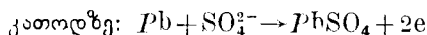
**11. ტყვიის აკუმულატორი.** მარტივი სახის ტყვიის (მყავური) აკუმულატორი შედგება ორი დასვრეტილი ტყვიის ფირფიტისაგან, რომლებიც ჩაშვებულა 25—30% გოგირდმჟავას ხსნარში.

დატვირთვის წინ, დასაწყისში, ელექტროდების ხვრელიანი ადგილები ივსება პასტიტა და შემკვრელი ნივთიერებით. პასტა ძირითადად შედგება ტყვიის ოქსიდისაგან  $PbO$ . ტყვიის ოქსიდის გოგირდმჟავასთან ურთიერთქმედების შედეგად მიიღება ძნელად ხსნადი მარილი:

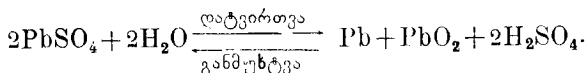


აკუმულატორის განმუხტვისას ორივე ელექტროდზე წარმოიქმნება ტყვიის სულფატი  $PbSO_4$ , რაზედაც იხარჯება გოგირდმჟავა. დატვირთვისას სულფატი ერთ ელექტროდზე გამოყოფს ღრუბლისებრ ტყვიას, ხოლო მეორე ელექტროდზე—ტყვიის დიოქსიდს— $PbO_2$ . ტყვიის აკუმულატორის განტვირთვა-დატვირთვის რეაქციები შეიძლება გამოვსახოთ შემდეგი სქემით:

განტვირთვის პროცესი



ჯამური რეაქცია, რომელსაც ადგილი აქვს აკუმულატორის განტვირთვისას და დატვირთვის დროს, შეგვიძლია გავწავსოთ შემდეგნაირად:

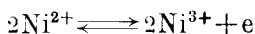


ტყვიის აკუმულატორის ელექტრომომძრავებელი ძალა ტოლია 2,04 ვ. იმ შემთხვევაში, როდესაც სურთ დიდი ძაბვის მიღება, აერთებენ ერთმანეთთან ნებისმიერი რაოდენობის აკუმულატორებს და ლეხულობენ საჭირო ძაბვას.

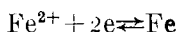
ტყვიის აკუმულატორის ღირსება ისაა, რომ მისი ტევადობა საკმაოდ დიდია და დაცლა ხდება არა ერთბაშად, არამედ თანდათანობით. მისი უარყოფითი მხარეა ის, რომ მძიქეა, მოიარხოვს მუშაობისას დიდ სიფრთ-

ხილეს გოგირდმქავეს გამოყენების გამო და ყურადღებას, რომ ელექტროდები ყოველთვის დაფარული იყოს გოგირდმქავეთი.

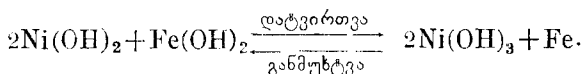
პრაქტიკაში ფართოდ არის გავრცელებული აგრეთვე ტუტე აკუმულატორი. ტუტე აკუმულატორებიდან ყველაზე მეტი გავრცელება პოვარკინა-ნიკელის აკუმულატორში. ელექტროდებად გამოყენებულია რკინისა და ნიკელის ჰიდროქსიდები, რომლებიც მოთავსებულია კალიუმის ტუტის ხსნარში. დადებით ელექტროდზე მიმდინარეობს ქანკვის რეაქცია



კათოდზე—აღდგენის რეაქცია



აკუმულატორის დატვირთვა-განტვირთვის ჯამური რეაქცია იქნება:



ტუტე აკუმულატორის ელექტრომაგნიტური ძალა ტოლია 1,33—1,35 ვ. ტუტე აკუმულატორის უპირატესობა ტყვიის აკუმულატორთან მდგომარეობს იმაში, რომ ისინი უფრო მსუბუქია, მარტივია გამოყენების თვალსაზრისით და არ მოითხოვს განსაკუთრებულ ყურადღებას. მიუხედავად ამისა, გააჩნიათ რიგი უარყოფითი მხარეები, როგორცაა ძაბვის ვარდნა მუშაობის დროს, მცირე ელექტროტევადობა, ელექტროენერჯის მცირე რაოდენობით დაბრუნება და სხვ.

**12. მეტალთა კოროზია.** გარემოს მოქმედებით მეტალების თავისთავად რღვევის პროცესს კოროზია ეწოდება. კოროზიის მაგალითებია: რკინის ჰაერზე დაქანკვა, მეტალების ოქსიდების წარმოქმნა მაღალ ტემპერატურაზე, მეტალების განხნა აგრესულ გარემოში და სხვ. კოროზია დიდ ზიანს აყენებს სახალხო მეურნეობას. კოროზიის შედეგად მეტალები კარგავენ იმ ძვირფას თვისებებს, რომლებიც დამახასიათებელია მათთვის—მცირდება სიმკვრივე, პლასტიკურობა, იცვლება მანქანის ნაწილების ზომა და სხვ. სტატისტიკა გვიჩვენებს, რომ კოროზიის შედეგად წწყობრიდან გამოდის და გამოუყენებელი ხდება მოპოვებული მეტალის საგრძნობი რაოდენობა.

კოროზია, როგორც თავისთავად მიმდინარე პროცესი, მიმდინარეობს იზობარული პოტენციალის შემცირებით ( $\Delta G$ —უარყოფითია) და მეტალი ატომურ მდგომარეობიდან გადადის იონურ მდგომარეობაში. როგორც დავინახეთ, კოროზია თერმოდინამიკურად შესაძლებელი, თავისთავად მიმდინარე, მეტად გავრცელებული მოვლენაა.

არჩევნ კოროზიის ორ სახეობას—ქიმიურ და ელექტროქიმიურ კოროზიას.

**13. ქიმიური კოროზია.** ქიმიური კოროზია დაპირობებულია მეტალების ჰაერის, სითხეების უშუალო მოქმედებით. ამ მოქმედების შედეგად მეტალი რეაქციაში შედის უანგბადთან ან წყალთან, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ოქსიდები ან ჰიდროოქსიდები. ოქსიდების წარმოქმნას ადგილი აქვს აგრეთვე მეტალების მძალ ტემპერატურაზე გახურებით ელექტროლიტების მონაწილეობის გარეშე.

მყარი რკინის ჰაერის გარემოში, 250—300°C გახურებით რკინის ზედაპირზე უკვე წარმოიქმნება რკინის ოქსიდი. 600°C გახურებით წარმოიქმნება რკინის ოქსიდის ყველა ოქსიდი.

აღსანიშნავია, რომ ზედაპირზე წარმოქმნილი ოქსიდი არ იცავს მეტალს შემდეგი დაუანგვისაგან, რადგანაც ის შედგება ცალკეული ნაწილაკებისაგან, რომელთა შორის თავისუფლად შეუძლია უანგბადს შეადწინოს მეტალის ზედაპირს. ამით აიხსნება, რომ რკინის 800°C გახურებით მისი უანგვის სიჩქარე სწრაფად იზრდება.

ზოგიერთ შემთხვევაში მეტალის ზედაპირზე წარმოქმნილი ოქსიდი წარმოადგენს საფარს და უანგბადს არ აძლევს მეტალთან უშუალოდ შეხების საშუალებას. წარმოიქმნება ე. წ. დამცველი აფსკი. იმისათვის, რომ ოქსიდი გახდეს დამცველი აფსკი, საჭიროა მეტალის ზედაპირი მთლიანად და თანაბრად დაიფაროს მეტალის ოქსიდით. ამ შემთხვევაში, ოქსიდის საერთო ზედაპირი მეტი უნდა იყოს მეტალის ზედაპირზე

$$\frac{S_{\text{ოქს}}}{S_{\text{მეტ}}} > 1,$$

ისეთ მეტალებში, როგორცაა ტუტე და ტუტემიწა მეტალები, პირიქით ხდება —  $\frac{S_{\text{ოქს}}}{S_{\text{მეტ}}} < 1$ . ამით აიხსნება, რომ ეს მეტალები მთლიანად ადვილად გადადიან ოქსიდის მდგომარეობაში.

კოროზიის პროცესი დიდად არის დამოკიდებული დიფუზიის მოვლენაზე. რამდენადაც მეტია უანგბადის დიფუზიის სიჩქარე, მით მეტია კოროზია.

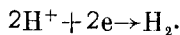
**14. ელექტროქიმიური კოროზია.** მეტალის დაშლა-დარღვევას ელექტროლიტთან შეხებით, სისტემაში ელექტროდების აღძვრით, ეწოდება ელექტროქიმიური კოროზია.

ატმოსფერულ პირობებში ელექტროლიტის როლს ასრულებს წყლის ფენა, რომლითაც იფარება მეტალის ზედაპირი. ბუნებაში არსებული წყალი ყოველთვის შეიცავს გახსნილ ნივთიერებებს, მინარევებს, რის შედეგადაც ის ხსნარს წარმოადგენს. ამ შემთხვევაში ელექტროდებია თვით მეტალი და მასში არსებული მინარევები. მაგალითისათვის განვიხილოთ რკინის კოროზია, როდესაც ის კონტაქტშია სპილენძთან და ელექტრო-

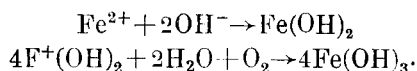
ლიტად აღებულია მარილმჟავა. ასეთი შეხების შედეგად წარმოიქმნება რედი



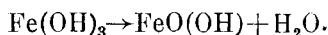
ამ შემთხვევაში რკინა, როგორც უფრო აქტიური მეტალი, დაიჟანგება, გასცემს ელექტრონებს და  $Fe^{2+}$  იონების სახით გადადის ხსნარში, ხოლო წყალბადის იონები განიმუხტება სპირენძის ელექტროდზე



ხსნარში გადასული რკინის იონები მიიერთებს თავისუფალ მდგომარეობაში დარჩენილ  $OH^-$  იონებს

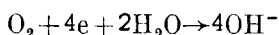


მოლეკულა წყლის დაკარგვით მიიღება რკინის ოქსიჰიდროქსიდი:



ელექტროქიმიური კოროზიის პროცესის თეორიის თანახმად, მეტალის ელექტროლიტის ხსნართან შეხებისას, მეტალისა და ხსნარის შეხების ზედაპირზე წარმოიქმნება მრავალი მიკროგალვანური ელემენტი, სადაც ანოდს წარმოადგენს მეტალის ნაწილაკები, რომლებიც იონის მდგომარეობაში გადადიან ხსნარში, კათოდს კი — ნაკლებად აქტიური მეტალის მინარევები, რომელზედაც ჯდება ხსნარში არსებული წყალბადიონების განმუხტვა.

რიგ შემთხვევაში, კათოდზე წყალბადით განმუხტვის მაგიერ ადგილი აქვს ჟანგბადის მოლეკულის აღდგენას რეაქციით



ამ პროცესს კათოდის ჟანგბადით დეპოლარიზაციის პროცესი ეწოდება. პროცესის მიმდინარეობის ხასიათი დამოკიდებულია გარემოს მდგომარეობაზე. მჟავე გარემოში ადგილი აქვს წყალბადის იონების განმუხტვას. ნეიტრალურ და სუსტ ფუძე გარემოში ადგილი აქვს ჟანგბადის აღდგენას, ჟანგბადით კათოდის დეპოლარიზაციას.

ელექტროქიმიური კოროზიის დროს ელექტრონთა ნაკადი მიედინება უფრო მეტად აქტიური მეტალიდან უფრო ნაკლებად აქტიური მეტალი-საკენ, რის შედეგად უფრო აქტიური მეტალი განიცდის კოროზიას ისე, როგორც ჩვეულებრივი ბრეჟციების დროს. კოროზიის სიჩქარე მით უფრო მეტია, რაც მეტია მეტალთა შორის პოტენციალთა სხვაობა. ტემპერატურის გაზრდით კოროზიის სიჩქარე მატულობს.

აღსანიშნავია ისიც, რომ მიკროგალვანური ელემენტის წარმოქმნისათვის არ არის საჭირო მეტალში მინარევების არსებობა. ცნობილია, რომ

მეტალის მექანიკური დამუშავებისას მეტალის ზედაპირზე წარმოიქმნება არაერთგვაროვანი ზედაპირი, რის შედეგად ზედაპირზე არსებულ ნაწილაკებს ახასიათებთ სხვადასხვა აქტივობა (ზედაპირული ენერგია). ასეთი ნაწილაკების ხსნართან შეხებისას წარმოიქმნება პოტენციალთა სხვაობა, რაც იწვევს კოროზიას. პირველ რიგში კოროზიას განიცდის ის ნაწილაკები, რომლებიც უფრო აქტიურ მდგომარეობაშია.

**15. მიწისქვეშა კოროზია.** მიწაში მეტალის კოროზია შეიძლება განვითარდეს ან ნიადაგში გახსნილი ნივთიერებების მოქმედებით, ან „მოხეტიალე“ დენის მოქმედებით.

რღვევას განიცდიან წყლის, გაზის, ნავთობგამტარი და სხვა მილები და კონსტრუქციები.

მოხეტიალე დენის კოროზია ელექტროქიმიური კოროზიის ერთ-ერთი სახეობაა და გამოწვეულია ნიადაგში მუდმივ დენზე მომუშავე ტრამვაიდან, მეტროდან, ელექტრიფიცირებული რკინიგზის და სხვადასხვა ელექტროდამულობიდან გადასული დენის მოქმედებით. ისინი დამანგრეველად მოქმედებენ მიწაში მოთავსებულ მეტალურ კონსტრუქციებზე. ამიტომ საჭიროა მათგან მიწისქვეშა მეტალური ნაგებობების დაცვა.

**16. კოროზიისაგან დაცვის მეთოდები.** კოროზიისაგან დაცვის რადიკალური საშუალება, შეიძლება ითქვას, რომ დღეისათვის თითქმის არ არსებობს. ამიტომაც კოროზიის პროცესის შენელებისათვის, მეტალური კონსტრუქციების სიცოცხლის გახანგრძლივებისათვის იყენებენ რამდენიმე მეთოდს, ასეთი მეთოდებია:

- 1, კოროზიის საწინააღმდეგოდ მეტალების ლეგირება
2. ელექტროქიმიური დაცვა
3. დაცვა არამეტალური დაფარვით
4. დაცვა კოროზიის გარემოს შეცვლით
5. მეტალური დაფარვა

აქ ჩვენ ძალიან მოკლედ შევჩერდებით ცალკეული მეთოდის არსზე. ძირითადად ეს საკითხები განხილული იქნება ფიზიკური ქიმიის კურსის შესწავლისას,

1. მაღალტემპერატურული ლეგირების არსი იმაში მდგომარეობს, რომ მაღალ ტემპერატურაზე მეტალში შეყავთ მეორე ისეთი მეტალი, რომელიც ამცირებს მაღალ ტემპერატურაზე მიღებული შენადნობის კოროზიისადმი სწრაფვას. მალეგირებელი მეტალის მოქმედების შესახებ არსებობს მთელი რიგი შეხედულებები.

მკავეების მოქმედებით გამოწვეული კოროზიის შემცირებისათვის იყენებენ სხვადასხვა ინჰიბიტორების დამატებას, რომლებიც ანელებენ კოროზიის პროცესს. ინჰიბიტორი ეს ისეთი ნივთიერებებია, რომელთა მცირე

რაოდენობით გარემოში შეტანა იწვევს კოროზიის საგრძნობლად შენელებას.

კოროზიის პროცესის სიჩქარის შემცირებისათვის იყენებენ მეტალის მეტალით დაფარვას—გალვანოტეგიას, მოოჭვრას, მონიკელებას, მოჭრომვას და სხვ. დაფარვას აწარმოებენ აგრეთვე ორგანული ნივთიერებებით—ლაქებით, რომლებიც გაშრობის შემდეგ თხელი აფსკის სახით ეკვრის მეტალის ზედაპირს და არ აძლევს უშუალოდ გარემოსთან შეხების საშუალებას. დაფარვისათვის იყენებენ სხვადასხვა საღებავებს, რომლებიც წარმოადგენენ ლაქში მინერალური ნივთიერებების ხსნარს.



### ქიმიური კინეტიკა

ქიმიის იმ ნაწილს, რომელიც შეისწავლის ქიმიური რეაქციების სიჩქარეს, მექანიზმს და სხვადასხვა ფაქტორების გავლენას სიჩქარეზე და მექანიზმზე—ქიმიური კინეტიკა ეწოდება.

ქიმიის ერთ-ერთ ძირითად ამოცანას წარმოადგენს იმის დადგენა, თუ როგორი დამოკიდებულება არსებობს ნივთიერების აღნაგობასა, ქიმიური ბმის ენერგეტიკულ სიდიდესა და რეაქციის უნარს შორის, მისი ამოცანაა აგრეთვე შეისწავლოს სხვადასხვა ფაქტორების გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე და მის მექანიზმზე.

როგორც თერმოდინამიკის ნაწილში დავინახეთ, რეაქციის შესაძლებლობაზე პასუხს გვაძლევს იზობარული პოტენციალისა და ენტროპიის ცვლილება. მაგრამ როგორც ერთი, ისე მეორე განეკუთვნება რეაქციის საწყის და საბოლოო მდგომარეობას და არაფერს გვეუბნება იმაზე, თუ როგორი ვხით, რა სიჩქარით და როგორი მექანიზმით გადავიდა რეაქცია საწყისი მდგომარეობიდან საბოლოო მდგომარეობაში.

ასე მაგალითად, რეაქცია



მიმდინარეობს ძალიან სწრაფად და ოთახის ტემპერატურაზე მაშინ, როდესაც რეაქცია



ზასიათდება იზობარული პოტენციალის გაცილებით მეტი სიდიდის შემცირებით. მიუხედავად ამისა, რეაქცია ოთახის ტემპერატურაზე პრაქტიკულად არ მიმდინარეობს და მოითხოვს გარედან ენერჯიის მიწოდებას. როგორც ვიცით, წყალბადისა და ჟანგბადის ნარევი, ოთახის ტემპერატურაზე შეიძლება ძალიან დიდი ხნის განმავლობაში შევიინახოთ, მაგრამ კატალიზატორის შეტანით ან ტემპერატურის 700°C აწევით რეაქცია მყისიერად, აფეთქებით მიმდინარეობს.

აქედან გავომდინარე ნათლად ჩანს, რომ რეაქციის მიმდინარეობის დასახასიათებლად აუცილებელია ვიცოდეთ მთელი რიგი ფაქტორების

გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე და მის მექანიზმზე, ვიცოდეთ, თვით რეაქციის მექანიზმი და მისი სიჩქარე.

რეაქციის სიჩქარე განისაზღვრება მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციის შემცირებით ერთეულ მოცულობაში, დროს ერთეულში ან კიდევ, რეაქციის სიჩქარე განისაზღვრება ერთეულ მოცულობაში დროის ერთეულში გარდაქმნილი, ანუ წარმოქმნილი ნივთიერების რაოდენობით.

ქიმიური რეაქციის სიჩქარეს მეტწილად გამოხატავენ მოლ/სმ<sup>3</sup>. რეაქციის სიჩქარეზე შეიძლება წარმოდგენა ვიქონიოთ რომელიმე თვისების ცვლილებით, მაგალითად, ფერის, ელექტროგამტარობის, წნევის, სპექტრის ცვლილებით და სხვ.

ქიმიური რეაქციები შეიძლება იყოს ჰომოგენური და ჰეტეროგენული. ჰომოგენური რეაქციები მიმდინარეობენ ერთგვაროვან გარემოში, გაზურ ფაზაში ან კიდევ ჭეშმარიტ ხსნარებში. ჰეტეროგენული რეაქციები კი არაერთგვაროვან გარემოში ან კიდევ მყარი სხეულებს ზედაპირზე (მყარი—თხევადი, მყარი—გაზი, თხევადი—გაზი). აქედან განზომილწარე შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ ჰომოგენური რეაქციები მიმდინარეობენ მთელ მოცულობაში, მაშინ როდესაც ჰეტეროგენური რეაქციები მიმდინარეობენ მხოლოდ ზედაპირზე—მორეაგირე ნივთიერებების შეხების ადგილზე. ჰომოგენურ რეაქციებში რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციებზე. თუ მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციას  $c_1$ -ით აღვნიშნავთ, რეაქციის შემდეგ მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციას  $c_2$ -ით, საწყის დროს  $t_1$ -ით, ხოლო რეაქციის მიმდინარეობის დროს  $t_2$ -ით, მაშინ რეაქციის სიჩქარე ტოლი იქნება

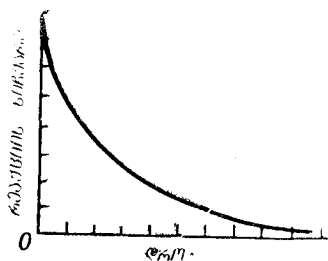
$$v = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = - \frac{\Delta c}{\Delta t} \quad (\text{XIII, 1})$$

განტოლების მარჯვენა მხარეს მინუს ნიშანი აუცილებელია, მიუხედავად იმისა, რომ რეაქციის სიჩქარე ყოველთვის დადებითია. მინუს ნიშანი აიხსნება იმით, რომ  $c_2 < c_1$  და წით წილის სეცობა უარყოფითი ნიშნელობისაა. მეორეც ის, რომ რეაქციის მიმდინარეობის შედეგად, მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაცია თანდათანობით მცირდება. რაც მცირეა რეაქციის მიმდინარეობის დრო, მით მცირეა გარდაქმნილი ნივთიერების რაოდენობა. თუ დროის მცირე  $dt$  მონაკვეთში გარდაქმნილი, ანუ წარმოქმნილი ნივთიერების რაოდენობას  $dc$  აღვნიშნავთ, მაშინ მივიღებთ რეაქციის ჭეშმარიტ სიჩქარეს

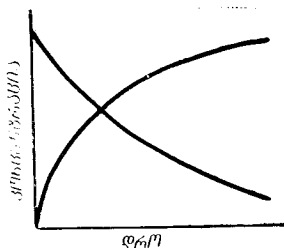
$$v = - \frac{dc}{dt} \quad (\text{XIII, 2})$$

ქიმიური გარდაქმნების სიჩქარე დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერებების ბუნებაზე, მათ კონცენტრაციაზე და სხვა ფაქტორებზე, ქიმიურ

კინეტიკაში, იმის მიხედვით, თუ რამდენი ერთი და იმავე ნივთიერების ან კიდევ სხვადასხვა ნივთიერების მოლეკულა ლეზულობს რეაქციაში მონაწილეობას, ახდენენ რეაქციების კლასიფიკაციას.

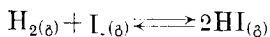


ნახ. 68. რეაქციის სიჩქარის დროსთან დამოკიდებულება.

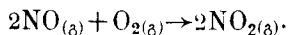


ნახ. 69. რეაქციის სიჩქარის მრუდები კონცენტრაციის მაგნიტით და შემცირებით.

თუ რეაქციაში მონაწილეობს ერთი მოლეკულა, ასეთ რეაქციებს მონომოლეკულურ რეაქციებს უწოდებენ, თუ ორი მოლეკულა—ბიმოლეკულურს, თუ მეტი—პოლიმოლეკულურს. ბიმოლეკულური რეაქციის მაგალითს წარმოადგენს რეაქცია:

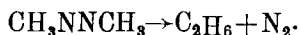


ტრიმოლეკულური რეაქციის მაგალითს კი—რეაქცია:



**1. მონომოლეკულური რეაქციები.** მონომოლეკულურ რეაქციათა რიცხვი არც ისე ბევრია. ამ რიგის რეაქციებს მიეკუთვნება რადიოაქტიური დაშლის რეაქციები. როგორც ცნობილია, რადიოაქტიური ელემენტის ატომის გული განიცდის გარდაქმნას, მიუხედავად იმისა, გვაქვს რადიოაქტიური ელემენტი სუფთა სახით თუ ნაერთებში. მათი ატომგულის დაშლა არ არის დამოკიდებული გარეშე პირობებზე და დამოკიდებულია მხოლოდ და მხოლოდ თვით რადიოაქტიური ელემენტის ბუნებაზე.

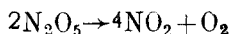
მონომოლეკულური ქიმიური რეაქციის ტიპურ მაგალითს წარმოადგენს აზომეთანის  $CH_3-N=N-CH_3$  გაზურ ფაზაში დაშლა ეთანად და აზოტად:



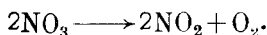
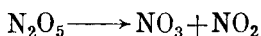
აზომეთანის მოლეკულებს ძირითადად ტრანს-აღნავობა ახასიათებს და მხოლოდ მოლეკულების მცირე რაოდენობა ხასიათდება ცის-აღნავობით. ცის-მდგომარეობაში მყოფი მოლეკულები მოძრაობისას ერთმანეთს ეჯახებიან და იმ შემთხვევაში, თუ დაჯახების ენერგია საკმარისი აღმოჩნ-

დება და, მეორე მხრივ, ნახშირბადთა ურთიერთსფერული განლაგება ხელსაყრელია, მაშინ C—N ბმა წყდება და წარმოიქმნება C—C ბმა და N≡N ბმა.

პირველი რიგის ქიმიურ რეაქციას მიეკუთვნება აგრეთვე აზოტის (V) ოქსიდის დაშლის რეაქცია



როგორც აზოტის (V) ოქსიდის დაშლის რეაქციიდან ჩანს, რეაქციაში მონაწილეობს ორი მოლეკულა. მიუხედავად ამისა, რეაქცია პირველი რიგისაა, რაც იმაზე მიგვანიშნებს, რომ რეაქცია სტადიურად, შუალედი პროცესების გავლით მიმდინარეობს



გაზური რეაქციების კინეტიკის შესწავლის მარტივი მეთოდი, რომლის დროსაც წარმოქმნილი მოლეკულების რიცხვი მეტი ან ნაკლებია მორეაგირე მოლეკულების რიცხვზე, ემყარება რეაქციის პროცესში წნევის ცვლილების განსაზღვრას. მორეაგირე ნივთიერებას ათავსებენ ჭურჭელში, ჭურჭელს კი—თერმოსტატში. ჭურჭელი დაკავშირებულია მანომეტრთან, რომელზედაც ახდენენ დაკვირვებას რეაქციის მიმდინარეობის პროცესში და წნევის ცვლილებით აკეთებენ დასკვნას რეაქციის მიმდინარეობაზე.

მონომოლეკულური რეაქციის კინეტიკური განტოლება შეიძლება გამოვხატოთ შემდეგნაირად. როგორც ვთქვით

$$v = -\frac{dc}{dt}.$$

მოქმედ მასათა კანონის თანახმად, რეაქციის სიჩქარე

$$v = kc$$

აქედან ჩვენ შეგვიძლია დავწეროთ:

$$-\frac{dc}{dt} = kc, \quad (\text{XIII}, 3)$$

ანუ

$$kdt = -\frac{dc}{c}.$$

თუ გავანტეგრალებთ მიღებულ განტოლებას, მივიღებთ

$$kt = -\ln c + \text{const.}$$

დავუშვათ. რომ  $t=0$ , მაშინ

$$kt = -\ln c + \ln C_0,$$

მაშინ მივიღებთ:

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{C_0}{c}. \quad (\text{XIII}, 4)$$

ეს განტოლება წარმოადგენს მონომოლეკულური რეაქციის კინეტიკურ განტოლებას, სადაც  $K$ —რეაქციის სიჩქარის მუდმივაა;  $t$ —დრო, რომლის განმავლობაში მიმდინარეობდა რეაქცია;  $C_0$ —მორეაგირე ნივთიერების საწყისი კონცენტრაცია;  $c$ —მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაცია  $t$  დროის მომენტისათვის.

რადიოაქტიური ნივთიერებების დახასიათებისათვის შემოტანილი იქნა ცნება—დაშლის ნახევარი პერიოდი. დაშლის ნახევარი პერიოდი დროის ის მონაკვეთია, რომლის განმავლობაში ხდება აღებული ნივთიერების ნახევრის გარდაქმნა.

განტოლება (XIII, 4) შეგვიძლია დავწეროთ:

$$t^{1/2} = \frac{1}{k} \ln \frac{1}{1/2} = \frac{1}{k} \ln 2 \quad (\text{XIII}, 5)$$

$$t^{1/2} = \frac{0,693}{k}. \quad (\text{XIII}, 5a)$$

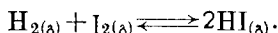
როგორც განტოლებიდან ჩანს, დაშლის ნახევარი პერიოდი აღებული ნივთიერებისათვის მუდმივი სიდიდეა და დამოკიდებულია რადიოაქტიური ელემენტის ბუნებაზე.

**2. მოქმედ მასათა კანონი.** ჰომოგენური რეაქციების სიჩქარე დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერებების ატომების, მოლეკულების, იონების დაჯახების სიხშირეზე ერთეულ მოცულობაში ერთეული დროის მონაკვეთში. დაჯახების სიხშირე კი დამოკიდებულია ერთეულ მოცულობაში მორეაგირე ნივთიერების ატომების, მოლეკულების, იონების კონცენტრაციაზე.

ამრიგად, რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციების ნამრავლზე.

ამ დამოკიდებულებას მოქმედ მასათა კანონი ეწოდება და ის ფორმულირებული იყო გულდბერგისა და ვააგეს მიერ და მათ სახელს ატარებს.

განვიხილოთ ზოგიერთი მაგალითი. დავუშვათ, რომ გვაქვს ბიმოლეკულური რეაქცია, წყალბადსა და იოდს შორის

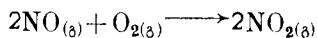


მოქმედ მასათა კანონით მიმდინარე რეაქციის კინეტიკური განტოლება გამოისახება:

$$v = K C_{H_2} C_{I_2},$$

სადაც  $v$  — რეაქციის სიჩქარე,  $K$  — რეაქციის სიჩქარის მუდმივა,  $C_{H_2}$  — წყალბადის მოლეკულების კონცენტრაცია სარეაქციო გარემოში,  $C_{I_2}$  — იოდის მოლეკულების კონცენტრაცია სარეაქციო გარემოში. ✓

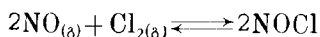
რეაქციისათვის



გვექნება

$$v = K C^2 NO \cdot C O_2.$$

რეაქციისათვის



$$v = K C^2 NO \cdot C Cl_2$$

და ა შ.

მოტანილი ორი უკანასკნელი რეაქცია წარმოადგენს ტრიმოლეკულური რეაქციების მაგალითს,  $K$  არის რეაქციის სიჩქარის მუდმივა, რომლის ფიზიკური აზრი, როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, მდგომარეობს იმაში, რომ ის რიცხობრივად ტოლია რეაქციის სიჩქარის, როდესაც მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციები ტოლია ერთის.

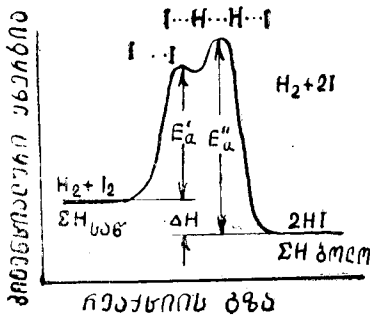
რეაქციის სიჩქარის მუდმივა  $K$  დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერების ბუნებასა და ტემპერატურაზე.

**3. აქტივაციის ენერგია.** მონომოლეკულური რეაქციის შესაძლებლობა ახსნილი იქნა იმით, რომ მორეაგირე მოლეკულათა შორის არის ისეთი მოლეკულები, რომელთაც გააჩნიათ ჭარბი რაოდენობის ენერგია. როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, რეაქციისათვის ყველა აუცილებელ პირობასთან ერთად აუცილებელია მორეაგირე მოლეკულების ერთმანეთთან დაჯახება, ისეთი მანძილით ერთმანეთთან მიახლოება, რომ შესაძლებელი იქნეს მოლეკულათა შორის ელექტრონების სიმკვრივის გადანაწილება, ახალი ბმის წარმოქმნა. მაგრამ იმავე დროს ცნობილია, რომ ყოველ დაჯახებას არ მივყავართ ქიმიურ რეაქციამდე. დაჯახება აუცილებელია, მაგრამ ყოველი დაჯახების შედეგად არ ხდება ქიმიური აქტი, ქიმიური რეაქცია; გარდაქმნას განიცდიან ის მოლეკულები, რომლებსაც გააჩნიათ ჭარბი რაოდენობის ენერგია. მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულები, ატომები, როდესაც ერთმანეთს უახლოვდებიან, აუცილებელია დასძლიონ გარკვეული ენერგეტიკული ბარიერი, რომელიც გამოწვეულია მათი ელექტრონული გარსით. იმ მოლეკულებს, რომლებსაც გააჩნიათ ჭარბი ენერგია, აქტიური მოლეკულები ეწოდება, ხოლო ჭარბ ენერგიას — აქტივაციის ენერგია ეწოდება. მაშასადამე, აქტივაციის ენერგია არის ენერგიის ის მი-

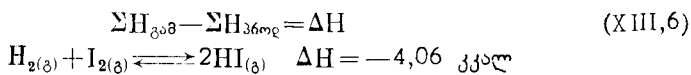
ნიმალური რაოდენობა, რომელიც საჭიროა მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულების, ატომების ნორმალური მდგომარეობიდან აქტიური რეაქციისათვის საჭირო მდგომარეობაში გადასაყვანად.

მდგომარეობას, რომელშიაც იმყოფება ნაწილაკთა ჯგუფი ურთიერთმოქმედებისას (ე. ი. ბმის გადანაწილებისას), აქტიური კომპლექსის მდგომარეობა ეწოდება.

ნახ. 70 ვეიჩვენებს, რომ სისტემის საწყისი მდგომარეობიდან  $H_2 + I_2$  საბოლოო მდგომარეობაში  $2HI$  გადასვლისას ადგილი აქვს სისტემის ენერგეტიკული დონის ცვლილებას  $\Sigma H_{გამ}$ , საბოლოო მდგომარეობაში  $\Sigma H_{პროდ}$  საწყისი და საბოლოო მდგომარეობათა შორის ენერგიების სხვაობა წარმოადგენს რეაქციის სითბურ ეფექტს



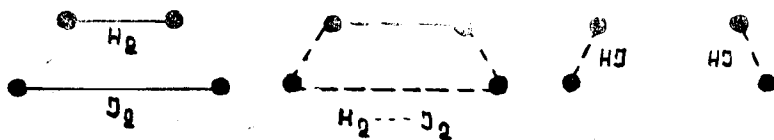
ნახ. 70. (600—800°) რეაქციის მსვლელობის ენერგეტიკული სქემა.



ნახ. 70-ზე ორდინატის ღერძზე გადაზომილია სისტემის პოტენციალური ენერგიის მნიშვნელობა, აბსცისათა ღერძზე ე. წ. რეაქციის კოორდინატი (რეაქციის მიმდინარეობის გზა და მორეაგირე ნივთიერების მდგომარეობა რეაქციის მიმდინარეობის სხვადასხვა პერიოდში), რომელიც პირველი მიახლოებით ახასიათებს მორეაგირე ნაწილაკების ატომგულთა შორის მანძილის ცვლილებას.

როგორც ნახ. 70 ვეიჩვენებს, რეაქცია  $H_2$  და  $I_2$  შორის მიმდინარეობს შემდეგნაირად. აქტიური  $H_2$ -სა და  $I_2$ -ის მოლეკულები ერთმანეთთან დაჯახებისას ერთიანდებიან და წარმოქმნიან აქტიურ კომპლექსს  $H_2 \cdots I_2$ . ამ მდგომარეობაში იწყება  $H-I$  შორის ბმის წარმოქმნა და  $H \cdots H$  და  $I \cdots I$  შორის ბმის დაწყება.

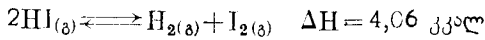
სქემატურად ეს შეგვიძლია წარმოვიდგინოთ შემდეგნაირად:



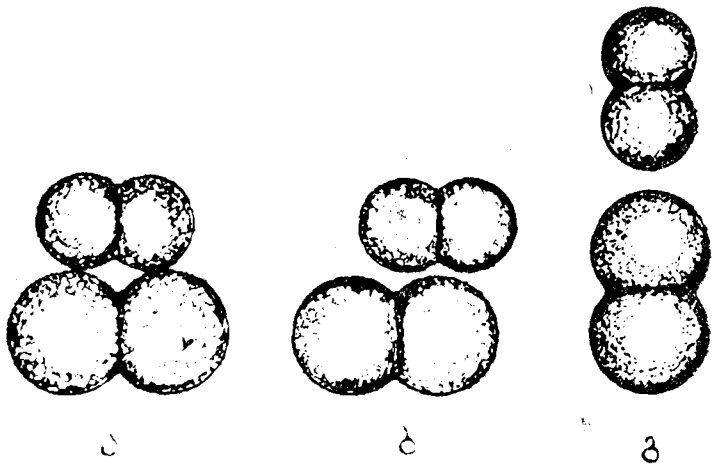
აქტიური კომპლექსი

იმისათვის, რომ წყალბადისა და იოდის მოლეკულები აქტიურ მდგომარეობაში გადავიყვანოთ, საჭიროა დავხარჯოთ 40 კკალ, რომელიც ნაკლებია იმ ენერგიაზე, რაც საჭიროა წყალბადისა და იოდის მოლეკულების უშუალოდ ატომებად დასაშლელად (136 კკალ). ამიტომაც რეაქცია მეტწილად წარიმართება აქტიური კომპლექსის წარმოქმნით. მაშასადამე, აქედან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ აქტივაციის ენერგია წარმოადგენს ენერგიას, რომელიც საჭიროა აქტიური კომპლექსის წარმოქმნისათვის.

იმისათვის, რომ იოდწყალბადის მოლეკულა დაიშალოს წყალბადად და იოდად, ე. ი. რეაქცია შექცევადი მიმართულებით წარმართოს, რეაქციამ უნდა გაიაროს იგივე გზა, რაც პირდაპირი მიმართულებით. ამ შემთხვევაში რეაქცია ენდოთერმული იქნება და შთანთქმული სითბოს რაოდენობა ტოლი იქნება პირდაპირი რეაქციის დროს გამოყოფილი სითბოს რაოდენობის



**4. აქტივაციის ენტროპია.** ქიმიური რეაქციის აქტისათვის, გარდა აქტივაციის ენერგიისა, აუცილებელი პირობაა დაჯახებისას მორეაგირე



ნახ. 71.  $\text{H}_2$  და  $\text{I}_2$  მოლეკულების ორიენტაცია დაჯახებისას ხელსაყრელი (ა), არახელსაყრელი (ბ) და (გ).

ნაწილაკების ურთიერთისაღმე გარკვეული ორიენტაცია. იმისათვის, რომ მოხდეს ქიმიური რეაქცია, ელექტრონული ველის სიმკვრივის გადანაწილება და ქიმიური ბმის ნაწილაკებს შორის წარმოქმნა, აუცილებელია მორეაგირე ნაწილაკების ერთმანეთისაღმე გარკვეული ორიენტაციით დაჯახება.



წყალბადსა და იოდს შორის რეაქციისას, როდესაც წარმოიქმნება აქტიური  $H_2 \dots I_2$  კომპლექსი, ხელსაყრელია ის მდგომარეობა, რომელიც მოცემულია ნახ. 71(ა)-თი, მაშინ როდესაც (ბ) მდგომარეობისას ნაკლებად მოსალოდნელია ბმის დამყარება. რეაქციის ალბათობა კიდევ უფრო ნაკლებია (გ) მდგომარეობაში.

წყალბადისა და იოდის მოლეკულებს შორის რეაქციისათვის ხელსაყრელ დაჯახებათა ალბათობა შეადგენს საერთო დაჯახებათა რიცხვის 0.1-ს, ამით აიხსნება ის, რომ მიუხედავად აქტივაციისათვის ენერგიის მცირე რაოდენობისა, წყალბადისა და იოდის მოლეკულებს შორის რეაქცია მიმდინარეობს შედარებით ნელა.

ნათქვამიდან შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ რეაქციისათვის აუცილებელი პირობაა დაჯახებისას მოლეკულების გარკვეული ორიენტაცია და აქტივაციის ენერგიის საჭირო რაოდენობა.

დაჯახებისას საჭირო ორიენტაციის ალბათობას ახასიათებს აქტივაციის ენტროპია  $\Delta S_{აქტ}$ . აქტივაციის ენტროპიის მნიშვნელობა განისაზღვრება ფარდობით. რეაქციისათვის ხელსაყრელი ორიენტაციის მოლეკულების რიცხვის შეფარდებით შესაძლებელი ორიენტაციის საერთო რიცხვთან.

$$\Delta S_{აქტ} = \frac{\text{ხელსაყრელი ორიენტაციის რიცხვი}}{\text{შესაძლებელი ორიენტაციის საერთო რიცხვი}} \quad (\text{XIII}, 7)$$

როგორც ტოლობიდან ჩანს, რაც მეტია ორიენტაციისადმი მოთხოვნა, მით უარყოფითია  $\Delta S_{აქტ}$ . მნიშვნელობა.

5. ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე. რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურასთან დამოკიდებულება შესწავლილი იყო ვანტ-ჰოფის მიერ, რომელმაც მიღებული ექსპერიმენტული მასალის განზოგადების შედეგად დაადგინა, რომ რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტი საშუალოდ ტოლია სამის (3).

$$\frac{K_{t+10}}{K_t} \approx 3 \quad (\text{XIII}, 8)$$

რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტი ის რიცხვია, რომელიც გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ შეიცვლება რეაქციის სიჩქარე (მუდმივა), თუ ტემპერატურა იცვლება 10 გრადუსით. არენიუსმა, თერმოდინამიკის კანონებზე დაყრდნობით, მოგვცა დამოკიდებულება რეაქციის სიჩქარის მუდმივასა და ტემპერატურას შორის

$$K = Z e^{-\frac{E_{აქტ}}{RT}} \quad (\text{XIII}, 9)$$

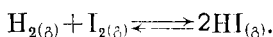
თუ მხედველობაში მივიღებთ ორიენტაციის ფაქტორს, რომელიც გა-

მოიხატება აქტივაციის ენტროპიის ცვლილებით, მაშინ რეაქციის სიჩქარის მუდმივას ტემპერატურასთან დამოკიდებულება გამოიხატება განტონლებით:

$$K = Z e^{-\frac{E_{აქტ}}{RT}} \cdot e^{-\frac{\Delta S_{აქტ}}{R}} \quad (\text{XIII}, 10)$$

$K$ —რეაქციის სიჩქარის მუდმივა,  $Z$  არის დაახლოებით მოლეკულათა საერთოდ დაჯახებათა რიცხვი ერთ სეკუნდში,  $T$ —აბსოლუტური ტემპერატურა,  $e$ —ნატურალური ლოგარითმის ფუნქცია,  $R$ —გაზის უნივერსალური მუდმივა.

განტონლებიდან ნათლად ჩანს, თუ როგორ არის დამოკიდებული რეაქციის სიჩქარის მუდმივა ტემპერატურაზე.  $T$  შედის ხარისხის მაჩვენებლის მნიშვნელში, სადაც ხარისხის მაჩვენებელი უარყოფითი ნიშნითაა, ამით აიხსნება რეაქციის სიჩქარის დიდი მგრძობიარობა ტემპერატურის მიმართ. მაგალითად, რეაქციისათვის



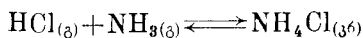
ტემპერატურის  $100^{\circ}$ -ით ცვლილება იწვევს რეაქციის სიჩქარის მუდმივას  $100$ -ჯერ გადიდებას.

$T^{\circ}K$	550	575	629	666	700	781
$K$	$4,45 \cdot 10^{-5}$	$1,37 \cdot 10^{-4}$	$2,52 \cdot 10^{-3}$	$1,41 \cdot 10^{-2}$	$6,43 \cdot 10^{-2}$	1,34

განტონლებიდან (XIII,10) გამომდინარეობს აგრეთვე, რომ რაც მეტია აქტივაციის ენერჯიის  $E$  მნიშვნელობა. მით მეტია ტემპერატურის რეაქციის სიჩქარეზე გავლენა.

აქტივაციის ენერჯიის წყაროდ შეიძლება გამოყენებული იქნეს ენერჯიის სხვადასხვა ფორმა: სითბური, სხივური, ელექტრული, სხვადასხვა ელემენტარული ნაწილაკები მაღალი ენერჯიით და სხვ.

პრაქტიკიდან ცნობილია, რომ პოლარულ მოლეკულებს შორის რეაქცია მიმდინარეობს გაცილებით უფრო სწრაფი ტემპით, ვიდრე არაპოლარულ მოლეკულებს შორის. მაგალითად, რეაქცია ამიაკსა და ქლორწყალბადს შორის



მიმდინარეობს მყისიერად იმის გამო, რომ პოლარული მოლეკულები ერთმანეთს იზიდავენ, იზრდება დაჯახების სიხშირე, რაც იწვევს რეაქციის სიჩქარის ზრდას.

იონებს შორის რეაქციები მყისიერად მიმდინარეობენ. ისინი არ მოითხოვენ აქტივაციის ენერჯიას. იონური რეაქციებისათვის საკმარისია იონების ერთმანეთთან ისეთი მანძილით დაახლოება, სადაც შესაძლებელი

იქნება საპირისპირო ნიშნის მუხტით დამუხტული ნაწილაკების ერთმანეთისადმი ელექტროსტატიკური მიზიდვა.

როგორც ჩანს, ყოველი ქიმიური რეაქციის დროს, მორეაგირე ნივთიერებების მოლეკულებს უხდებათ წინააღმდეგობის დაძლევა. რაც მეტია წინააღმდეგობა, მით მეტი ენერჯის დახარჯვაა საჭირო მოლეკულების აქტივაციისათვის.

**6. მარტივი და რთული რეაქციები.** რეაქციის მექანიზმის მიხედვით არჩევენ მარტივ და რთულ რეაქციებს.

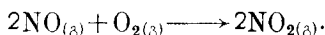
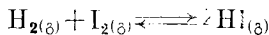
მარტივ რეაქციებს უწოდებენ ისეთ რეაქციებს, რომლებიც მიმდინარეობენ ერთ სტადიად სტექიომეტრული კანონების შესაბამისად. მარტივი რეაქციების კინეტიკური ვანტოლება შეიცავს მხოლოდ რეაქციის ერთი სიჩქარის მუდმივას.

რთული რეაქციები ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომლებიც მიმდინარეობენ რამდენიმე საფეხურით, სტადიების გაზლით და მათი კინეტიკური განტოლება შეიცავს ერთზე მეტი რეაქციის სიჩქარის მუდმივას.

რთულ რეაქციებს მიეკუთვნება ისეთი რეაქციები, როგორცაა: შექცევადი რეაქციები, პარალელური, შეუღლებული, ჯაჭვური რეაქციები და სხვ.

რეაქციების კლასიფიკაციას ახდენენ აგრეთვე იმის მიხედვით, თუ რა სახის ნაწილაკი მონაწილეობს რეაქციაში. რეაქციის მექანიზმის მიხედვით არჩევენ მარტივ, იონურ და რადიკალურ რეაქციებს.

მარტივი რეაქციების განმარტება მოტანილია ზემოთ და ასეთ რეაქციებს მიეკუთვნება მოლეკულებს წორის რეაქცია, როგორცაა:

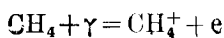
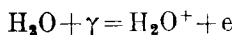


ასეთი რეაქციები მოითხოვენ საკმაოდ დიდი რაოდენობის აქტივაციის ენერჯიას (40—100 კკალ/მოლ).

ბუნებაში, ყოველდღიურ პრაქტიკაში მეტად გავრცელებულია რეაქციები, რომელშიაც მონაწილეობს ებულობენ იონები, რადიკალები. ეს რეაქციები მიეკუთვნებიან რთულ რეაქციათა ჯგუფს.

იონური რეაქციები არ მოითხოვენ აქტივაციის ენერჯიას; მათი აქტივაციის ენერჯია მცირე სიდიდეა (0—20 კკალ/მ).

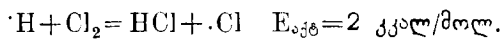
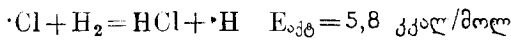
იონები შეიძლება წარმოიქმნან არა მარტო ხსნარში, არამედ აგრეთვე გაზურ და მყარ მდგომარეობაში



შესაძლებელია აგრეთვე უარყოფითად დამუხტული მოლეკულების წარმოქმნა რადვანაც მოლეკულურ იონებს გააჩნიათ გაუწყვილებელი ელექტრონები, ისინი ხასიათდებიან რეაქციაში შესვლის დიდი უნარით. მათი სიცოცხლის ხანგრძლივობა ძლიერ მცირეა (სეკუნდის მემილიონედი).

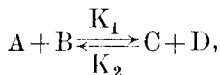
რადიკალურ რეაქციებს უწოდებენ ისეთ რეაქციებს, რომელშიაც მონაწილეობს რადიკალი, რომელიც წარმოიქმნება როგორც შუალედური პროდუქტი. თავისუფალი რადიკალი ვალენტურად უნაჯერი ნაწილაკია. ის შეიძლება წარმოვიდგინოთ როგორც მოლეკულის ნამსხვრევი. მაგალითად,  $\cdot\text{OH}$  (წყლის  $\text{H}_2\text{O}$  ნაწილი),  $\cdot\text{NH}_2$  (ამიაკის  $\text{NH}_3$ -ის ნაწილი)  $\text{HS}$  (გოგირდწყალბადის  $\text{H}_2\text{S}$ —ნაწილი) და ა. შ. თავისუფალ რადიკალებს მიეკუთვნება თავისუფალი ატომები.

თავისუფალი რადიკალები მეტისმეტად რეაქციისუნარიანი არიან და ადვილად შედიან რეაქციაში. მათი აქტივაციის ენერგია უმნიშვნელოა და არ აღემატება 10 კკალ/მოლს. მაგალითად, რეაქციებისათვის

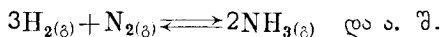
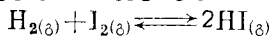


თავისუფალი რადიკალების წარმოქმნა ხდება ნივთიერების დაშლისას მაღალ ტემპერატურაზე. განათებით, აფეთქებით რეაქციების მიმდინარეობისას და სხვ. თავისუფალი რადიკალები წარმოიქმნება აგრეთვე რეაქციის მიმდინარეობისას, როგორც შუალედი პროდუქტები.

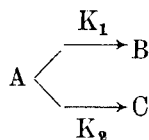
**7. შექცევადი რეაქციები.** როგორც რეაქციებს მიეკუთვნება შექცევადი რეაქციები. შექცევადია ისეთი რეაქციები, რომლის პროდუქტები შედიან რეაქციაში და ისევ წარმოიქმნიან გაწოსავალ ნივთიერებებს



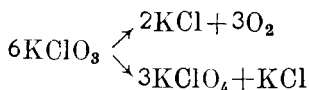
სადაც  $\text{K}_1$  და  $\text{K}_2$  პირდაპირი და შექცეული რეაქციების სიჩქარის მუდმივებია. შექცევად რეაქციებს მიეკუთვნება:



**8. პარალელური რეაქციები.** პარალელური რეაქციები ეწოდება ისეთ რეაქციებს, როგორცა საწყისი ნივთიერებებიდან ერთდროულად მიმდინარეობს ორი ან რამდენიმე რეაქცია სხვადასხვა პროდუქტების წარმოქმნით.

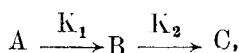


პარალელური რეაქციის მაგალითს წარმოადგენს ბერთოლეს მარილის დაშლის რეაქცია



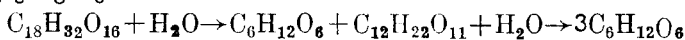
პარალელური რეაქციების დროს, რეაქციის სიჩქარე განისაზღვრება იმ რეაქციის სიჩქარით, რომელიც მაქსიმალურია.

9. **თანმიმდევრული რეაქციები.** ეს ისეთი რეაქციებია, რომლებიც მიმდინარეობენ შუალედი პროდუქტების წარმოქმნით

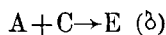
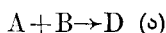


სადაც A—გამოსავალი ნივთიერებაა, B—შუალედი პროდუქტი, C—რეაქციის პროდუქტი.

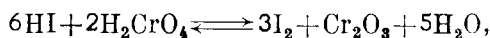
ასეთი რეაქციის მაგალითს წარმოადგენს ტრისახარიდების პიდროლიზი მჟავა გარემოში



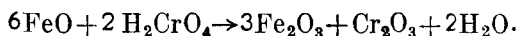
10. **შეუღლებული რეაქციები.** შეუღლებული რეაქციები ისეთი რთული რეაქციებია, სადაც ერთი მიმდინარეობს მხოლოდ მეორის თანდასწრებით და ერთდროულად, მაგალითად,



(ა) რეაქცია მიმდინარეობს თავისთავად, ხოლო (ბ) რეაქცია მიმდინარეობს იმ შემთხვევაში, თუ ადგილი აქვს (ა) რეაქციას. მაგალითისათვის ავიღოთ ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია. ცნობილია, რომ იოდწყალბადმჟავა უშუალოდ არ განიცდის დაჟანგვას ქრომის მჟავათი



მაგრამ თუ სარეაქციო არეში შევიტანთ FeO, რომელიც უშუალოდ შედის ჟანგვა-აღდგენის რეაქციაში ქრომმჟავასთან, მაშინ ადგილი აქვს ჟანგვა-აღდგენის რეაქციას იოდწყალბადმჟავასა და ქრომმჟავას შორისაც



11. **ჩაჭვური რეაქციები.** ჩაჭვური რეაქციები ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომელთა გამოსავლიანობა აღემატება ერთს. ამ რეაქციების გან-

საკუთრებულობა მდგომარეობს იმაში, რომ რეაქციის ერთხელ დაწყებულ აქტს მიყვავართ მრავალი მოლეკულის გარდაქმნამდე. ჯაჭვური რეაქციები ჩვეულებრივ დანახასიათებელია რადიკალების მონაწილეობით მიმდინარე რეაქციებისათვის.

ჯაჭვური რეაქციების მექანიზმით მიმდინარეობს ისეთი რეაქციები, როგორცაა: დაჟანგვის ჰომოგენური რეაქციები, ჰალოგენ ნაერთების წარმოქმნის, გაყვარების, პოლიმერიზაციის და სხვ., რომლებიც ხასიათდებიან ისეთი განსაკუთრებულობით, რომ შეუძლებელია მათი მექანიზმის ახსნა კლასიკური კინეტიკის კანონებით.

რეაქციის ჯაჭვური მექანიზმი აღმოჩენილი იქნა ნ. ა. შილოვის მიერ (1905), შემდეგ შეისწავლეს მ. ბოდენშტეინმა, ნერსტმა, ნ. ნ. სემინოვმა და ჰინშელუდმა.

ჯაჭვური რეაქციის მაგალითია წყალბადსა და ქლორს შორის რეაქცია.

საერთოდ, ჯაჭვური რეაქციები შეიცავს ელემენტარული რეაქციების სამ ტიპს:

ა) ძირითადი რეაქციები, რომლის შედეგად წარმოიქმნება თავისუფალი ატომები, რადიკალები. ეს რეაქციები ენდოთერმული რეაქციებია იმდენად, რამდენადაც მოლეკულის ატომებად, თავისუფალ რადიკალებად დაშლა მოითხოვს ენერგიის დახარჯვას, ენერგიის მიწოდებას. მაგალითად, ქლორის მოლეკულის ატომებად დაშლა მოითხოვს 57,2 კკალ/მ სითბოს დახარჯვას.

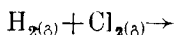
ბ) თავისუფალი ატომები, რადიკალები მოქმედებენ მოლეკულებზე, რის შედეგადაც წარმოიქმნება სხვა თავისუფალი ატომები, რადიკალები, რომლებიც მყისეულად იმეორებენ ელემენტარული რეაქციების აქტს მოლეკულებთან და ა. შ. გრძელდება ჯაჭვური რეაქცია.

გ) ჯაჭვის სიგრძეს განსაზღვრავს ჯაჭვის გაწყვეტა, რაც შედეგია თავისუფალი ატომების, რადიკალების მოსპობისა. ჯაჭვის გაწყვეტა, რეაქციის შეჩერება შედეგია ჭურჭლის კედელზე თავისუფალი ატომების რეკომბინაციის ან რეაქციისა, რომელსაც შეიძლება ადგილი ჰქონდეს თავისუფალ ატომებსა, რადიკალებსა და მინარევების სახით სარეაქციო გარემოში მყოფი ნივთიერების მოლეკულებს შორის.

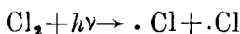
ჯაჭვის ჩასახვა შეიძლება მოხდეს სხივური ენერგიის მოქმედებით, როგორც ამას ადგილი აქვს ზოგიერთი ჰალოიდწყალბადნაერთების წარმოქმნისას.

როგორც ცნობილია, წყალბადსა და ქლორის ნარევეში რეაქცია არ მიმდინარეობს სიბნელეში და რეაქცია იწყება მხოლოდ ნის შემდეგ, რაც ხდება ნარევის დასხივება. დასხივების შედეგად ადგილი აქვს ქლორის მოლეკულების დახლეჩვას, რაზედაც იხარჯება გარკვეული რაოდენობის ენერგია, რის შედეგადაც წარმოიქმნება თავისუფალი, რეაქციის უნარის

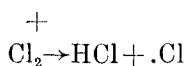
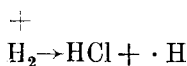
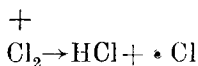
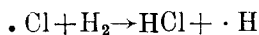
მქონე ქლორის ატომები. ამ რეაქციის მიმდინარეობის სქემა შეგვიძლია გამოვსახოთ:



ქლორის მოლეკულა შთანთქავს სხივური ენერგიის კვანტს

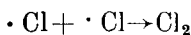
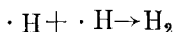


ვლენტურად გაუჯერებელი ქლორის ( $\cdot Cl$ ) ატომ-რადიკალი წყალბადის მოლეკულასთან დაჯახებისას იწვევს რეაქციას



და ა. შ.

ელემენტარული ქიმიური რეაქციის ჯაჭვის სიგრძე აღწევს ასეულათას აქტს. ყოველი შთანთქმული კვანტის მიერ გამოწვეული ელემენტარული ქიმიური რეაქციის აქტის რიცხვი შეადგენს ასიათას  $HCl$ -ის მოლეკულას. ჯაჭვის გაწყვეტას ადგილი აქვს იმ შემთხვევაში, როდესაც

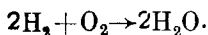


როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ასეთ პროცესს ადგილი აქვს იმ შემთხვევაში, როდესაც რეაქციის შედეგად გამოყოფილი ენერგია გადაეცემა გარემოს, ჭურჭლის კედელს ან კიდევ იმ ნივთიერების მოლეკულებს, რომლებიც, როგორც მინარეები, არის სარეაქციო გარემოში

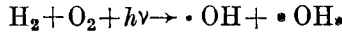


ამით აიხსნება ის დიდი მგრძობიარობა ჯაჭვური რეაქციებისა, რომელიც მათ ახასიათებთ მინარეებისადმი.

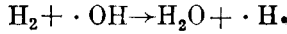
აღმოჩნდა, რომ წყლის მოლეკულების წარმოქმნა წყალბადისა და ჟანგბადისაგან წარიმართება ჯაჭვური მექანიზმით



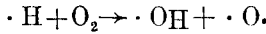
გახურებით, ელექტროგანმუხტვისას გაჯერებულ მოლეკულებს შორის ადგილი აქვს რეაქციას



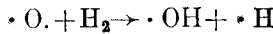
თავისუფალი  $\cdot\text{OH}$  რადიკალი რეაქციაში შედის წყალბადის  $\text{H}_2$  მოლეკულასთან, რის შედეგადაც ადგილი აქვს ისევ თავისუფალი ატომის (რადიკალის) წარმოქმნას



რადიკალი  $\cdot\text{H}$  რეაქციაში შედის ჟანგბადის  $\text{O}_2$  მოლეკულასთან, რის შედეგადაც იძლევა ორ თავისუფალ, რეაქციისაღმის დიდი უნარის მქონე რადიკალს



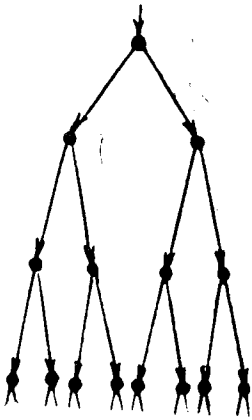
ორი რადიკალი წარმოიქმნება აგრეთვე რადიკალი  $\cdot\text{O}$ . წყალბადის მოლეკულასთან მოქმედებით



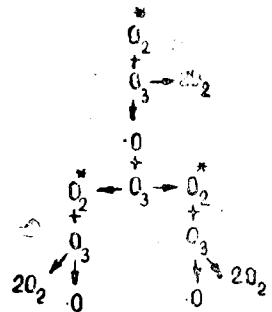
და ა. შ.

ისეთ ქიმიურ აქტს, როდესაც ერთი რადიკალის მოქმედებით წარმოიქმნება ორი თავისუფალი რადიკალი—განშტოებული ჯაჭვური რეაქციები ეწოდება.

განშტოებული რეაქციის სქემა მტკიცებულება ქვემოთ.



ნახ. 72. განშტოებული ჯაჭვური რეაქციის სქემა.



ნახ. 73. ოზონის დაშლის რეაქცია.



წყალბადის ჰალოგენებთან რეაქციის აქტივაციის ენერგია

რეაქცია	აქტივაციის ენერგია კკალ/მოლ		
	X=Cl	X=Br	X=I
$H_2 + X_2$	50	45	40
$\frac{1}{2}X_2 \rightarrow X$	}	}	}
$X + H_2 \rightarrow HX + H$			

**12. ფოტოქიმიური რეაქციები.** რეაქციებს, რომლებიც მიმდინარეობენ სხივური ენერგიის შთანთქმის შედეგად, ფოტოქიმიური რეაქციები ეწოდება. ქიმიის იმ ნაწილს, რომელიც შეისწავლის სხივური ენერგიის გავლენას ქიმიური რეაქციის მიმდინარეობაზე, ფოტოქიმიის ეწოდება. ფოტოქიმიური პროცესები საკმაოდ მრავალფეროვანია.

მოლეკულის მიერ სინათლის კვანტის შთანთქმა აძლიერებს მოლეკულის ბრუნვით მოძრაობას. მოლეკულაში ატომების რხევით მოძრაობას შეუძლია გამოიწვიოს მოლეკულის შემადგენელი ატომების სავალენტო ელექტრონების აღგზნება, ძლიერი რხევის შედეგად შეიძლება გამოიწვიოს იონის წარმოქმნა ატომიდან ელექტრონის ამოგლეჯით.

ინშტაინის კანონის თანახმად, ყოველ შთანთქმულ კვანტს შეუძლია გამოიწვიოს ელემენტარული ქიმიური აქტი. ზოგიერთ შემთხვევაში, ქიმიურ ელემენტარულ აქტს, რეაქციას შეუძლია გამოიწვიოს თანდაყოლილი პროცესები, რაც გამოიხატება ისეთი მოლეკულების გარდაქმნაში, რომლებიც უშუალო მონაწილეობას არ ღებულობენ სინათლის კვანტის შთანთქმაში. ამით აიხსნება, რომ ფოტოქიმიური რეაქციების გამოსავლიანობა მეტწილად განსხვავდება ერთისაგან, ე. ი. გარდაქმნილი მოლეკულების რიცხვი არ უდრის შთანთქმული კვანტების რიცხვს\* კვანტური გამოსავლიანობა ეწოდება ფარდობას

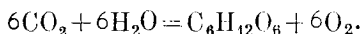
$$\varphi = \frac{\text{გარდაქმნილი მოლეკულების რიცხვი}}{\text{შთანთქმული კვანტების რიცხვი}} = \frac{n}{N}$$

ინშტაინის ეს კანონი წარმოადგენს ეკვივალენტობის კანონს შთანთქმულ ენერგიასა და ნივთიერების გარდაქმნის ხარისხს შორის.

ქიმიური ბუნების მიხედვით, ფოტოქიმიური რეაქციები შეიძლება იყოს სინთეზის, დაშლის, ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები და სხვ.

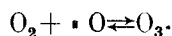
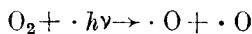
ზოგადად ანსხვავებენ ორი რიგის ფოტოქიმიურ რეაქციებს. ერთი რიგის რეაქციებში, გარდაქმნილი ნივთიერების მოლეკულების რიცხვი პროპორციულია შთანთქმული კვანტების რიცხვის. ამ რეაქციათა ჯგუფს მიეკუთვნება, მაგალითად, ვერცხლის ჰალოგენიდების დაშლა სხივური ენერჯის მოქმედებით. მეორე რიგის რეაქციებში სხივური ენერჯია წარმოადგენს ნხოლოდ ზორეაგირე ნივთიერების მოლეკულების აღმგზნებს. შემდეგ რეაქცია მიმდინარეობს თავისთავად, დამოუკიდებლად იმისა, თუ რამდენი კვანტის შთანთქმას ჰქონდა ადგილი. ასეთ რეაქციათა რიცხვს მიეკუთვნება ჯაჭვური რეაქციები, მაგალითად, ქლორწყალბადის წარმოქმნის რეაქცია წყალბადისა და ქლორის მოლეკულებისაგან. ფოტოქიმიურ რეაქციათა რიცხვი საკმაოდ დიდია. ფოტოქიმიურ რეაქციაზე არის დამყარებული ფოტოგრაფია—სინათლის მოქმედება სინათლისადმი მგრამობიარე მასალაზე. ფართოდ გამოიყენება პრაქტიკაში ისეთი რეაქციები, როგორცაა: ფოტოქლორობის, ფოტოსულფიდების რეაქციები. ფოტოქიმიური რეაქციების შექმნიზმით მიმდინარეობს ზოგიერთი პოლიმერული აფსკების წარმოქმნა და სხვ. მეცნიერების განვითარების თანამედროვე დონე ფართოდ იყენებს მზის სხივოსნურ ენერჯიას ტენეიკის სტედასხვა დარგში.

მნიშვნელოვან ფოტოქიმიურ რეაქციას წარმოადგენს ფოტოსინთეზის რეაქცია, რომლის გარეშე შეუძლებელი იქნებოდა სიცოცხლის არსებობა. ფოტოსინთეზის რეაქცია, რომელსაც ადგილი აქვს მცენარეში, ჯამურად შეიძლება ასე გამოვსახოთ:



როგორც ამ რეაქციიდან ჩანს, მცენარის ორგანიზმში ნახშირბადის ორჟანგიდან და წყლის მოლეკულიდან ხდება გლუკოზას სინთეზი და გამოიყოფა თავისუფალი ჟანგბადი.

ფოტოქიმიური რეაქციით უნდა აიხსნას ოზონის წარმოქმნა ატმოსფეროს ზედა ფენებში. ჟანგბადის მოლეკულების ბიერ ადგილი აქვს მზის რადიაციის მოკლელტალდიანი კვანტების შთანთქმას ჟანგბადის მოლეკულების ბიერ, რის შედეგადაც ხდება ჟანგბადის მოლეკულიდან ჟანგბადის რადიკალების ბილება



ქიმიაში ახალ მიმართულებას წარმოადგენს ლაზერული სხივების ნივთიერებაზე მოქმედებით ქიმიური რეაქციების წარმართვა.

ლაზერული სხივების მოქმედება შეიძლება იყოს როგორც ფოტოქიმიური, ისე სუფთა თერმული. ლაზერულ გამოსხივებას გააჩნია ისეთი

უნიკალური თვისებები, რასაც მოკლებულია ჩვეულებრივი სინათლის წყაროები. ამ უნიკალურ თვისებათა რიცხვს მიეკუთვნება ისეთი თვისება, როგორცაა მძლავრი ნაკადის სხივური ენერჯის მიღება ვიწრო სპექტრალურ ინტერვალში ლაზერული სხივების გამოყენებით შეიძლება სელექტიური რეაქციების წარმართვა.

გაუმჯობესებლად მყარი სხეულების იმპულსური ლაზერული სხივების დასხივებით აღვილი აქვს მყისეულად სხეულის გაცხელებას, ნივთიერების აორთქლებას, ხოლო დიდი სიმძლავრეების გამოყენებისას—პლაზმის წარმოქმნას. ამრიგად, ლაზერული სხივური ენერჯია შეიძლება გამოყენებული იქნეს მაღალტემპერატურული, პლაზმოქიმიური რეაქციების ინიცირებისათვის. ლაზერული გამოსხივების გამოყენებით განზორციელებული იქნა ალმასის სინთეზი გრაფიტიდან. როგორც ცნობილია, გრაფიტის ალმასში გადასვლისათვის აუცილებელია ძლიერ მაღალი ტემპერატურა და ზემაღალი წნევა. მაღალი ტემპერატურა შეიძლება მიღებულ იქნეს ლაზერის სინათლის ლინზის ფოკუსში შეკრებით.

**13. კატალიზი.** ქიმიური რეაქციების დაჩქარების გავრცელებულ მეთოდს კატალიზი წარმოადგენს

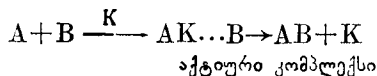
კატალიზატორები ის ნივთიერებებია, რომლებიც სარეაქციო გარემოში თანდასწრებისას აჩქარებენ ქიმიურ რეაქციას, შედიან ქიმიურ რეაქციაში როგორცაა ნივთიერებების მოლეკულებთან შუალედური პროდუქტების წარმოქმნით. მაგრამ რეაქციის შემდეგ გამოიყოფიან ქიმიურად და ოდენობრივად უცვლელი.

ნივთიერებებს, რომლებიც თავისი თანდასწრებით სარეაქციო გარემოში ამცირებენ რეაქციის სიჩქარეს და არ შედიან რეაქციის სტექიომეტრულ განტოლებაში—ინჰიბიტორები ეწოდება.

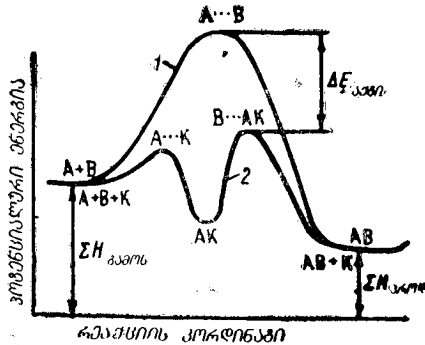
კატალიზატორის თანდასწრებით იცვლება რეაქციის ჯამური გზა, რაც იწვევს რეაქციის დაჩქარებას. კატალიზატორის თანდასწრებით მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულების აქტივაციისათვის საჭირო ენერჯის რაოდენობა ნაკლებია, ვიდრე კატალიზატორის გარეშე.

ყოველი კატალიზატორი ამცირებს აქტივაციის ენერჯიას. სქემატურად, აქტივაციის ენერჯიის შემცირება ნაჩვენებია ნახ. 74-ზე.

კატალიზატორის კატალიზური მოქმედება, მისი გავლენა რეაქციის აქტივაციის ენერჯიის სიდიდეზე, განვიხილოთ შემდეგ მაგალითზე. დავუშვათ, რომ რეაქციაში მონაწილეობას ლებულობს A და B ნივთიერების მოლეკულები, რომელთა მოქმედებით შესაძლებელია ნაერთის AB წარმოქმნა ( $\Delta G < 0$ ).

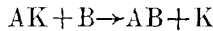


როგორც რეაქციის მექანიზმიდან ჩანს,  $A \cdots K$  წარმოადგენს რეაქციის უზღველ პროდუქტს—აქტიურ კომპლექსს, რომელიც ადვილად შედის

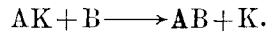
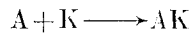
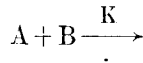


ახ. 74. რეაქციის მიმდინარეობის ენერგეტიკული სქემა კატალიზატორით და უკატალიზატოროდ.

რეაქციაში B ნივთიერების მოლეკულებთან AB ნივთიერების წარმოქმნით და კატალიზატორის K თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფით

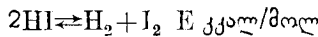


თავიდან თუ დავწერთ რეაქციის მიმდინარეობას სქემატურად, მივიღებთ:



როგორც ვხედავთ, რეაქციის შედეგად, კატალიზატორი K ქიმიურად უცვლელი სახით გამოიყო.

აქტივაციის ენერჯიის შემცირება უშუალოდ შეგვიძლია დავინახოთ იოდწყალბადის (HI) დაშლის მაგალითზე, კატალიზატორით და უკატალიზატოროდ



უკატალიზატოროდ 40

კატალიზატორი Au 25

კატალიზატორი Pt 14,1

როგორც ამ მონაცემებიდან ჩანს, კატალიზატორის გამოყენებით მკვეთრად მცირდება აქტივაციის ენერჯია. ეს მონაცემები გვიჩვენებს აგრეთვე იმას, რომ სხვადასხვა კატალიზატორის აქტივაციის ენერჯიაზე გავლენა სხვადასხვაა,

რეაქციის კინეტიკური განტოლებიდან

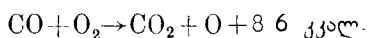
$$K = Z e^{-\frac{E_{აქტ}}{RT}} \cdot e^{\frac{\Delta S_{აქტ}}{R}}$$

ჩანს, რომ აქტივაციის ენერგია შედის ხარისხის მიჩვენებელში უარყოფითი ნიშნით. ამიტომაც აქტივაციის ენერგიის თუნდაც მცირედ შემცირება იწვევს რეაქციის სიჩქარის მუდმივას მკვეთრ ცვლილებას. ასე მაგალითად, განხილულ რეაქციაში (2HI-ის დაშლა) აქტივაციის ენერგიის დაახლოებით 10 კკალ შემცირება 500°C იწვევს რეაქციის სიჩქარის მუდმივას 30000-ჯერ გადიდებას.

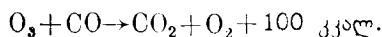
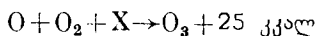
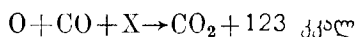
კატალიზურ რეაქციებს ყოფენ ჰომოგენური და ჰეტეროგენული კატალიზურ რეაქციებად.

ჰომოგენური კატალიზური რეაქციები ეწოდება ისეთ რეაქციებს, როდესაც მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულები და კატალიზატორი ერთ ფაზაში იმყოფება და არ არსებობს მათ შორის გამყოფი ზედაპირი.

ჰომოგენური კატალიზის მოვლენებს მიეკუთვნება გაზურ და თხევად ფაზაში მიმდინარე რეაქციები, როდესაც კატალიზატორიც იმყოფება გაზურ ან თხევად ფაზაში. ასეთი რეაქციების რიცხვი საკმაოდ ბევრია, გაზურ ან თხევად ფაზაში მიმდინარე კატალიზური რეაქციები შეიძლება მიმდინარეობდეს როგორც ჩვეულებრივი მოლეკულური, ისე ჯაჭვური რეაქციების მექანიზმით. განვიხილოთ ზოგიერთი მათგანი

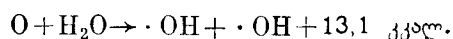


წარმოქმნილი ენგბადის ატომის რადიკალი შედის რეაქციაში CO-სთან, რის შედეგადაც ადგილი აქვს ჯაჭვის გაწყვეტას

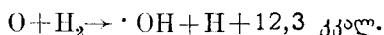
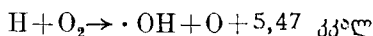
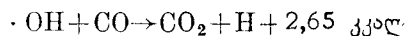


ტოლობაში X მესამე ინერტულ ნივთიერებას წარმოადგენს, მაგალითად, ჭურჭლის კედელს, რომელსაც გადაეცემა რეაქციის შედეგად გამოყოფილი ენერგია.

თუ  $\text{CO} + \text{O}_2$  ნარევი შევიყვანთ მცირე რაოდენობის წყლის ორთქლს, მაშინ რეაქციის შედეგად

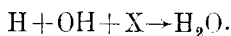
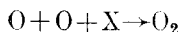
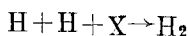


რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება რეაქციის ორი აქტიური ცენტრი, რომლებიც იძლევიან განშტოებულ ჯაჭვურ რეაქციას



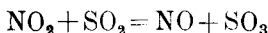
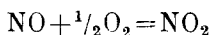
როგორც ამ რეაქციებიდან ჩანს, ჯერ წარმოიქმნება აქტიური ცენტრი—ჟანგბადი, რომელიც არ ქრება და დასაწყისს აძლევს ახალი აქტიური ცენტრის წარმოქმნას.

ჯაჭვის გაწყვეტას ადგილი აქვს



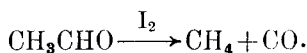
მაგრამ ჯაჭვის გაწყვეტა იშვიათად ხდება იმის გამო, რომ აქტიური ცენტრების კონცენტრაცია სარეაქციო არეში მცირეა და მათი დაჯახების ალბათობაც მცირეა. ამ რეაქციაში კატალიზატორს წყალი წარმოადგენს, რომელიც რეაქციის დამთავრების შემდეგ ისევ გამოიყოფა თავისუფალი სახით.

ახლა მოვიყვანოთ მაგალითი, როდესაც რეაქცია მიმდინარეობს ჰომოგენურ-კატალიზის მოლეკულური მექანიზმით.



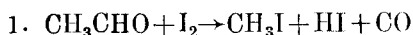
აქ კატალიზატორს NO წარმოადგენს, ხოლო NO<sub>2</sub>—შუალედური პროდუქტია.

აცეტალდეჰიდის თერმული დაშლის რეაქცია, სადაც კატალიზატორს იოდის ორთქლი წარმოადგენს, არის:



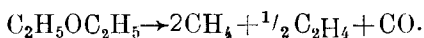
განგარიშებულია, რომ ამ რეაქციის აქტივაციის ენერჯია 518°C კატალიზატორის გარეშე ტოლია 48 კკალ/მოლ. იოდის ორთქლის, როგორც კატალიზატორის თანდასწრებით, აქტივაციის ენერჯია მცირდება 32,6 კკალ/მოლ-ზე, ხოლო რეაქციის სიჩქარის მუდმივა დაახლოებით იზრდება 10.000-ჯერ.

რეაქცია, კატალიზატორის იოდის ორთქლის თანდასწრებით, შეიძლება წარმოვიდგინოთ შემდეგი მექანიზმით:

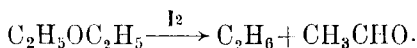


ზოგიერთ შემთხვევაში კატალიზატორი არა მარტო აჩქარებს რეაქციას, არამედ ცვლის რეაქციის მიმართულებას.

კატალიზატორის გარეშე ღეთილის ეთერის დაშლა მიმდინარეობს რეაქციით:

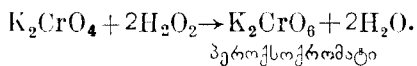


იოდის, როგორც კატალიზატორის, მონაწილეობით რეაქცია მიმდინარეობს შემდეგი სქემით:

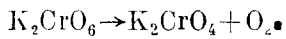


როგორც ჩანს, რეაქცია მიმდინარეობს შუალედი პროდუქტის იოდთან ნაერთის წარმოქმნით.

წყალბადის ზეჟანგის ხსნარში კატალიზური დაშლა, ქრომატის კატალიზატორის გამოყენებით, მიმდინარეობს შემდეგი სქემით:

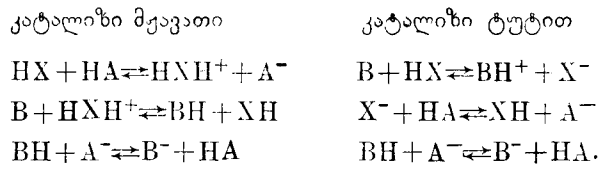


შუალედი პროდუქტის წარმოქმნა შეიძლება ხსნარის შეფერვის ცვლილებით. კალიუმის ქრომატის ხსნარი ყვითელი ფერისაა. ზეჟანგთან მოქმედების შედეგად ხსნარი ღებულობს მუქ-იისფერ შეფერვას, რომლის შემდეგ ისევ ყვითელ ფერს ღებულობს



ასეთი რეაქციების მოტანა მრავლად შეიძლება, როდესაც კატალიზურ-ჰომოგენური რეაქცია მიმდინარეობს ხსნარებში.

საინტერესოა, რომ კატალიზურ-ჰომოგენური რეაქციები ხსნარებში მიმდინარეობს მკვავას, ტუტის, როგორც კატალიზატორების თანდასწრებით. ასეთი რეაქციებს მექანიზმი შეგვიძლია შემდეგნაირად გამოვსახოთ:



ამ რეაქციაში HX—მორეაგირე ნივთიერებაა, HA—მკვავა, B და A<sup>-</sup>—ფუჭე, HXH<sup>+</sup> და X<sup>-</sup>—მორეაგირე ნივთიერებები იონიზებულ მდგომარეობაში, HX—რეაქციის პროდუქტი.

**14. ჰეტეროგენული კატალიზი.** ჰეტეროგენული კატალიზი, ეს კატალიზის ისეთი მოვლენაა, როდესაც კატალიზატორი და მორეაგირე ნივ-

თიერებების მოლეკულები წარმოადგენენ ცალკეულ ფაზებს და მათ შორის არსებობს გამყოფი ზედაპირი. მაგალითად, მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულები იმყოფებიან გაზის ან თხევად მდგომარეობაში, კატალიზატორი კი იმყოფება მყარ მდგომარეობაში.

კატალიზური ურთიერთქმედება მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულებსა და კატალიზატორს შორის მიმდინარეობს კატალიზატორის ზედაპირზე. აქედან თავისთავად ცხადია, რომ კატალიზატორის კატალიზური მოქმედება დიდად არის დამოკიდებული ზედაპირის სიდიდეზე, მის მდგომარეობაზე, აქტიური ცენტრების რაოდენობაზე, კატალიზატორის სტრუქტურის დეფექტურობაზე და სხვ.

რადგანაც ჰეტეროგენული კატალიზის მოვლენა მიმდინარეობს კატალიზატორის ზედაპირზე, დიდი მნიშვნელობა აქვს ისეთ მოვლენებს, როგორცაა: დიფუზია, ადსორბცია და დესორბცია.

დიფუზიის მამოძრავებელ ძალას წარმოადგენს კონცენტრაციის გრადიენტი  $\frac{dc}{dx}$  — კონცენტრაციათა განსხვავება  $dx$  მანძილზე.

გადატანილი ნივთიერების რაოდენობა  $dm$  პროპორციულია იმ გარემოს განიკვეთის, რომელშიაც უჭდება გადაადგილება  $d\tau$  დროის მონაკვეთში. აქედან შეგვიძლია დავწეროთ:

$$dm = -D \frac{dc}{dx} S d\tau$$

ან აქედან დიფუზიის სარქარე ტოლი იქნება:

$$\frac{dm}{dx} = -DS \frac{dc}{dx}$$

მოტანილ განტოლებას ფიკის განტოლება ეწოდება.

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ჰეტეროგენული კატალიზი უშუალოდ დაკავშირებულია აგრეთვე ადსორბციასთან. ადსორბცია არის თავისთავად მიმდინარე ევზოთერმული მოვლენა, როდესაც ადგილი აქვს გამყოფი ფაზის ზედაპირზე ნივთიერების კონცენტრაციის ცვლილებას.

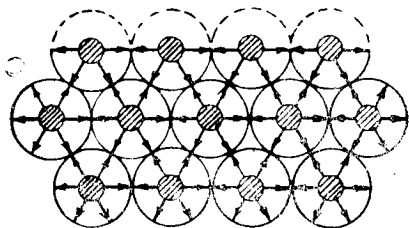
ნივთიერებას, რომლის ზედაპირზეც ხდება მეორე ნივთიერების დაგროვება, ადსორბენტი ეწოდება. ხოლო იმ ნივთიერებას, რომლის დაგროვებაც ხდება — ადსორბატი ეწოდება. ნაწილაკები, რომლებიც ზედაპირზე იმყოფებიან, ხასიათდებიან ჭარბი რაოდენობის ენერგიით, რომელსაც ზედაპირული ენერგია ეწოდება. ზედაპირული ენერგია იმის შედეგია, რომ ზედაპირზე მყოფი მოლეკულების ენერგია, განსხვავებით სიღრმეში მყოფი მოლეკულებისაგან, არ არის კომპენსირებული იმავე ნივთიერების



მოლეკულების ენერგიით. ამ ჭარბი ზედაპირული ენერჯის საშუალებით: ზედაპირზე მყოფ მოლეკულებს შეუძლიათ მიიზიდონ სხვა ნივთიერების მოლეკულები, რაც აპირობებს ადსორბციის მოვლენას ადსორბციის შედეგად, ადსორბენტის ზედაპირზე ხდება ადსორბატის მონო- ან პოლიმოლეკულური შრის წარმოქმნა.

ნახ. 75-ზე ნაჩვენებია ადსორბენტის ზედაპირის შრის სქემა.

ადსორბირებელი ნივთიერების რაოდენობის კონცენტრაციასთან დამოკიდებულების მაჩვენებელ ძრუდს ადსორბციის იზოთერმი ეწოდება. როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ადსორბცია თავისთავად მიმდინარე ევზოთერმული პროცესია, ლე-შატელეს პრინციპის თანახმად, ტემპერატურის გადიდებით ადსორბცია მცირდება, ადგილი აქვს ადსორბებული ნივთიერების დესორბციას. დესორბცია ადსორბციის საპირისპირო პროცესია



ადსორბცია ↔ დესორბცია

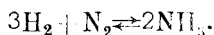
ნახ. 75. ადსორბენტის ზედაპირული შრის სქემა.

როდესაც ხდება ადსორბენტის ზედაპირის ადსორბატით გაჯერება, მყარდება დინამიკური წონასწორობა ადსორბციასა და დესორბციას შორის. იმ შემთხვევაში, როდესაც კატალიზატორი ადსორბენტია და მის ზედაპირზე ადგილი აქვს მორეაგირე ნივთიერებების მოლეკულების ადსორბციას, ერთი მხრივ, ზედაპირზე იზრდება მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაცია, რაც ხელს უწყობს რეაქციის სიჩქარის ზრდას და, მეორე მხრივ, - ადსორბციის დროს ადგილი აქვს ადსორბატის მოლეკულების დეფორმაციას, მათ შედარებით აქტიურ მდგომარეობაში გადაყვანას. წარმოიქმნება ადსორბენტსა და ადსორბტის შორის გარდამავალი შუალედური აქტიური კომპლექსი, რაც ხელს უწყობს რეაქციის დაჩქარებას და, რაც მთავარია, აქტივაციის ენერჯის შემცირებას.

კატალიზური რეაქციების ახსნისათვის არსებობს მრავალი თეორია, რაც თავისთავად მოწმობს ამ მოვლენის მექანიზმის დღეისათვის შეუცნობადობას. ნიუხედავად კატალიზის თეორიების სიმრავლისა, დღეისათვის შეუძლებელი ხდება ზოგიერთი გამონაკლისის გარეშე. რეაქციებისათვის წინასწარ მიზანდასახულად შევარჩიოთ კატალიზატორი. ამით აიხსნება ის, რომ ამა თუ იმ რეაქციისათვის კატალიზატორის შერჩევა, ისე როგორც 10) წლის წინათ, ხდება ემპირიულად, ცდის ჩატარების საფუძველზე

15. კატალიზატორის მოწამვლა. პრომოტორები. ჰეტეროგენულ და ჰომოგენურ კატალიზურ მოვლენებს შორის ერთ-ერთი განსხვავება კიდევ ის არის, რომ ჰეტეროგენული კატალიზის დროს ადგილი აქვს კატალიზატორის მოწამვლას, რაც იმაში გამოიხატება. რომ ზოგიერთი მინარევის თანდასწრებით სარეაქციო გარემოში, კატალიზატორი კარგავს კატალიზის უნარს, თითქოს ისპობა კატალიზატორის ზედაპირზე არსებული აქტიური ცენტრები. ამ მოვლენას კატალიზატორის მოწამვლის მოვლენას უწოდებენ. ზოგიერთ შემთხვევაში ადგილი აქვს კატალიზატორის სელექტიურ მოწამვლას. მაგალითად, ქლოროფორმი  $PCl_3$ -ს ზედაპირზე იწვევს იმ აქტიური ცენტრების დაფარვას, რომლებიც ხელს უწყობენ დეჰიდრატაციას, ე. ი. ქლოროფორმით კატალიზატორის ზედაპირის დაფარვის შემდეგ კატალიზატორი არ აჩქარებს დეჰიდრატაციის რეაქციას, მაგრამ არ მოქმედებს დეჰიდრირების რეაქციის სიჩქარეზე.

ანსხვავებენ შექცევად მოწამვლას, რომლის არსი იმაშია რომ სარეაქციო არეში საწამლავის შეტანის შეწყვეტის შემდეგ კატალიზატორი ისევ აღიდგენს კატალიზის უნარს—და შეუქცევად მოწამვლას, რაც იმაში მდგომარეობს, რომ კატალიზატორი მოწამვლის შემდეგ თავისთავად ვერ აღიდგენს კატალიზურ უნარს და საჭიროა სპეციალური ჩარევა, კატალიზატორის ზედაპირიდან თერმული დამუშავებით ან სხვა მეთოდებით აღსორბირებული მოწამლავი ნივთიერების დესორბცია.  $O_2$ ,  $H_2O$ ,  $CO$  მოწამვლელ ნივთიერებების რკინის კატალიზატორზე მოქმედება ამიაკის სინთეზის დროს წარმოადგენს შექცევადი მოწამვლის მაგალითს



წყალბადისა და აზოტის ახალი ულუფის შეტანა სარეაქციო გარემოში იწვევს კატალიზატორის ზედაპირის აქტიური ცენტრებიდან მოწამვლელი ნივთიერების დესორბციას, აქტიური ცენტრების განთავისუფლებას, რის შედეგადაც კატალიზატორი აღიდგენს კატალიზურ უნარს, მაგრამ ამ შენთხვევაში, თუ რკინის კატალიზატორის მოწამვლა ხდება  $H_2S$ ,  $CS_2$ -ით, მაშინ მოწამვლის პროცესი თავისთავად შეუქცევადი პროცესია და კატალიზატორის კატალიზური უნარის აღდგენისათვის საჭიროა სპეციალური ჩარევა, აღსორბებული ნივთიერებების დესორბცია და აქტიური ცენტრების განთავისუფლება. ჰომოგენური კატალიზის დროს, კატალიზატორის მოწამვლა შეიძლება მოხდეს მხოლოდ იმ შემთხვევაში, თუ კატალიზატორი რეაქციაში შედის მინარევებთან და წარმოქმნის შენაერთს, რომელსაც კატალიზური უნარი არ გააჩნია.

რიგ შემთხვევებში მინარევები იწვევენ კატალიზატორის კატალიზური უნარის გაძლიერებას. მოვლენას, როდესაც მინარევი ნივთიერებები თავისთავად კატალიზატორს არ წარმოადგენენ მიმდინარე რეაქციისათვის,

მაგრამ თავისი არსებობით აძლიერებენ კატალიზატორის კატალიზურ მოქმედებას, პრომოტორები ეწოდება. მინარევების პრომოტორული მოქმედება კატალიზატორზე შეიძლება აიხსნას კატალიზატორის „მუშა ზედაპირის“ აქტიური ცენტრების რაოდენობის გადიდებით, ზედაპირის გააქტივებით, აქტიური ცენტრების რაოდენობის გაზრდით. მინარევის პრომოტირული მოქმედების მაგალითია  $Al_2O_3$ -ის პრომოტორული მოქმედება რკინის კატალიზატორზე ამიაკის სინთეზის დროს.

მინარევების მოქმედება კატალიზურ რეაქციებზე არ განისაზღვრება მათი კატალიზატორზე მოქმედებით. ისინი, როგორც ჩანს, მოქმედებენ მთელ სისტემაზე. არ არის გამორიცხული მათი ქიმიური მოქმედება მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულებთან, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ახალი ნივთიერებები, რომელიც შეიძლება წარმოადგენდეს მიმდინარე რეაქციის კატალიზატორს.

თანამედროვე ქიმიაში მეტწილად გამოიყენება კატალიზატორების ნარევი და არა სუფთა კატალიზატორი. აღმოჩნდა, რომ კატალიზატორების ნარევის კატალიზური მოქმედება მეტია, ვიდრე ნარევის შემადგენელი კატალიზატორების ინდივიდუალური მოქმედებათა ალგებრული ჯამი. ხშირად, იმისათვის, რომ გაზარდონ კატალიზატორის ზედაპირი, თავიდან აიცილონ რეკრისტალიზაციის პროცესი და სხვ., იყენებენ ე. წ. „მატარებლებს“, რომელთა ზედაპირზე აფენენ კატალიზურად აქტიურ ნივთიერებებს.

სარჩულები გარკვეულ ურთიერთობაში შედის კატალიზატორთან, რითაც აძლიერებს კატალიზატორის კატალიზურ მოქმედებას.

პრომოტორული პროცესების ახსნას იძლევა თანამედროვე მყარი ტანის ფიზიკა, რომელიც ამ საკითხს უკავშირებს დამატებითი „ხვრელების“ წარმოქმნას ძირითადი მეტალის  $d$  ელექტრონულ ზონაში.

ორიოდე სიტყვით ფერმენტატული კატალიზის შესახებ. ფერმენტატული, ანუ ბიოორგანული კატალიზის მოვლენს დიდი მნიშვნელობა აქვს ბიოლოგიურ პროცესებში და მცენარეული და ცხოველური ნივთიერების ტექნოლოგიასა და მედიცინაში. ასმულოზი ფერმენტი მიღებულია ზესუფთა სახით, კრისტალურ მდგომარეობაში.

აღსანიშნავია, რომ დღემდე ცნობილი ფერმენტები ცილოვან ნივთიერებებს წარმოადგენენ.

ფერმენტები შეიძლება დავყოთ ორ დიდ კლასად:

1. სუფთა ცილოვანი ფერმენტები, რომელთა კატალიზური მოქმედება დაპირობებულია მხოლოდ მათი მოლეკულების აღნაგობით (პეპსინი, ტრიპსინი, ქიმიტრიპსინი, ურეაზა, პაპაინი და სხვ.).

2. რთული ფერმენტები, რომლებიც შედგება ცილოვანი და არაცილოვანი ნივთიერებებისაგან, რომლის შემადგენლობაში შედიან ისეთი

ნივთიერებები, როგორცაა ნუკლეოტიდი, გემინი, მეტალის ატომი და სხვა.

რთული ფერმენტების არაცილოვან შემადგენელ ნაწილს პროსტეტიკურ ჯგუფებს უწოდებენ, ხოლო ცილოვან კომპონენტს—აპოფერმენტს.

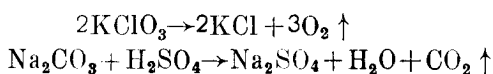
ფერმენტები მაღალმოლეკულურ ნაერთებს მიეკუთვნებიან. მათი მოლეკულური მასა იცვლება 30.000-დან 80.000-მდე. ფერმენტატიული კატალიზი თავისი მექანიზმით უახლოვდება ჰეტეროგენულ კატალიზს. კატალიზური რეაქცია მიმდინარეობს ფერმენტების ზედაპირზე, მას კიდეც „მიკროჰეტეროგენულ“ კატალიზს უწოდებენ.

ფერმენტები წარმოადგენენ ბი-ფუნქციონალურ. პოლი-ფუნქციონალურ კატალიზატორებს. ეს აიხსნება ფერმენტების რთული აგებულებით, რის შედეგადაც კატალიზურ რეაქციაში, ერთდროულად სუბსტრატის აქტივაციაში რამდენიმე აქტიური ცენტრი დებულობს მონაწილეობას. ფერმენტების სხვა კატალიზატორებისაგან განსხვავება მდგომარეობს იმაში, რომ მათ ახასიათებთ მაღალი აქტივობა და მკვეთრად გამოსახული სელექტური მოქმედება.

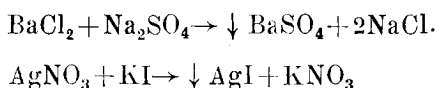
საერთოდ, კატალიზატორები ფართოდ გამოიყენება თანამედროვე ქიმიურ მრეწველობაში და ლაბორატორიულ პრაქტიკაში. საკმარისია დავასახელოთ ისეთი ქიმიური პროდუქტების მიღება, როგორცაა ამიაკი, გოგირდმჟავა, ნავთობის პროდუქტების მიღება, სხვადასხვა ორგანული სინთეზი და სხვა მრავალი.

**ქიმიური სტატიკა. ქიმიური წონასწორობა**

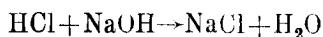
1. შექცევადი და შეუქცევადი რეაქციები. ქიმიური რეაქციები არის შექცევადი და შეუქცევადი. შექცევადი ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომლებიც ერთდროულად ორივე მიმართულებით მიმდინარეობენ, შეუქცევადი კი ისეთ რეაქციებს, რომლებიც მხოლოდ ერთი მიმართულებით მიმდინარეობენ. შეუქცევადად მიმდინარეობენ ისეთი რეაქციები, რომლის შედეგად გამოიყოფა გაზური ნივთიერება (ზოგიერთი გამონაკლისის გარდა)



ძნელად ხსნადი ნივთიერებები:



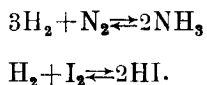
ძნელად დისოცირებადი ნივთიერებები:



საერთოდ, მკაცრად რომ ვთქვათ, შეუქცევადი რეაქციები არ არსებობენ, ყველა რეაქცია სხვადასხვა ხარისხით შექცევადია.

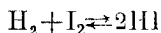
რეაქციების უმრავლესობა შექცევადია, ე. ი. ისინი მიმდინარეობენ ერთმანეთის საპირისპირო მიმართულებით; ეს იმას ნიშნავს, რომ მორეაგირე ნივთიერების მხოლოდ ნაწილი შედის რეაქციაში, ნაწილი კი რეაქციაში შეუსვლელი რჩება. რეაქციის შექცევადობის გამოსახვისათვის იყენებენ ისრებს პირდაპირი და შექცევადი მიმართულებით.

შექცევად რეაქციებს მიეკუთვნებიან:



განვიხილოთ ერთ-ერთი შექცევადი რეაქციის მაგალითი.

როგორც ვიცით, მოქმედ მასათა კანონის თანახმად, რეაქციის სიჩქარე პირდაპირპროპორციულია მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაცი-ათა ნამრავლის. რეაქციისათვის:



პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე პროპორციული იქნება მორეაგირე წყალბადისა და იოდის კონცენტრაციების ნამრავლის

$$v_1 = K_1[\text{H}_2][\text{I}_2]. \quad (\text{XIV}, 1)$$

თუ  $[\text{H}_2]$  და  $[\text{I}_2]$  შესატყვისად აღვნიშნავთ  $C_{\text{H}_2}$  და  $C_{\text{I}_2}$ -ით, მივიღებთ

$$v_1 = K_1 C_{\text{H}_2} \cdot C_{\text{I}_2}. \quad (\text{XIV}, 2)$$

რეაქციის სიჩქარე, რეაქციის მიმდინარეობის შედეგად, თანდათანობით მცირდება, რაც გამოწვეულია მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციების შემცირებით, ხოლო შექცეული რეაქციის სიჩქარე, რომელიც ტოლია

$$v_2 = K_2 C_{\text{HI}}^2, \quad (\text{XIV}, 3)$$

თანდათანობით იზრდება, რადგანაც რეაქციის შედეგად იზრდება მიღებული ნივთიერების კონცენტრაცია.

რეაქციის მსვლელობისას დადგება ისეთი მომენტი, როდესაც პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე გაუტოლდება შექცეული რეაქციის სიჩქარეს

$$v_1 = v_2. \quad (\text{XIV}, 4)$$

რეაქციის იმ მდგომარეობას, როდესაც პირდაპირი და შექცეული რეაქციების სიჩქარეები ტოლი ხდება ერთმანეთის, რეაქციის წონასწორული მდგომარეობა ეწოდება.

წონასწორულ მდგომარეობაში, როდესაც  $v_1 = v_2$

$$K_1 \overline{C_{\text{H}_2}} \cdot \overline{C_{\text{I}_2}} = \overline{K_2 C_{\text{HI}}^2} \quad (\text{XVI}, 5)$$

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{C_{\text{HI}}^2}{C_{\text{H}_2} \cdot C_{\text{I}_2}} \quad (\text{XIV}, 5a)$$

თუ ფარდობას  $\frac{K_1}{K_2}$  აღვნიშნავთ  $K$ -თი, მაშინ

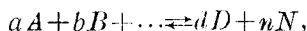
$$K = \frac{C_{\text{HI}}^2}{C_{\text{H}_2} \cdot C_{\text{I}_2}}, \quad (\text{XIV}, 6)$$

სადაც  $K$ -ს რეაქციის წონასწორობის მუდმივა ეწოდება.

რეაქციის წონასწორობის მუდმივა წარმოადგენს მიღებული ნივთიერებების კონცენტრაციების ნამრავლის ფარდობას მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციების ნამრავლთან წონასწორობის დროს.

რეაქციის წონასწორობის  $K$  მუდმივას ფიზიკური აზრი იმაში მდგომარეობს, რომ ის გვიჩვენებს რეაქციის გამოსავლიანობას, გვიჩვენებს თუ რამდენად შორს მიდის რეაქცია მორეაგირე ნივთიერებათა შორის, ე. ი. მორეაგირე ნივთიერების რა ნაწილი გარდაიქმნება და შედის რეაქციაში და რა ნაწილი რჩება რეაქციაში შეუსვლელი. რაც უფრო დიდია  $K$ -ს რიცხობრივი მნიშვნელობა, მით მეტია რეაქციის გამოსავლიანობა.

თუ ავიღებთ ზოგად რეაქციას, რომელშიც მონაწილეობს რამდენიმე ნივთიერების რამდენიმე მოლეკულა და რეაქციის შედეგად მიიღება რამდენიმე ნივთიერება



რეაქციის წონასწორობის მუდმივა ტოლი იქნება

$$K = \frac{[D]^d \cdot [N]^n}{[A]^a \cdot [B]^b}, \quad (\text{XIV}, 7)$$

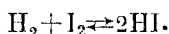
ან კიდევ

$$K = \frac{C_D^d \cdot C_N^n}{C_A^a \cdot C_B^b}, \quad (\text{XIV}, 7a)$$

სადაც  $a$ ,  $b$ ,  $d$ ,  $n$  სტექიომეტრული კოეფიციენტებია.

რეაქციის წონასწორობის დამყარებამდე, რეაქცია თავისთავად მიმდინარეობს ( $\Delta G < 0$ ), წონასწორობის მდგომარეობაში იზობარულ-იზოთერმული პოტენციალის ცვლილება ტოლია ნულის ( $\Delta G = 0$ ).

განვიხილოთ იოდწყალბადის წარმოქმნის წონასწორობის რეაქცია



დავუშვათ, რომ წონასწორობა დამყარდა მორეაგირე და მიღებული ნივთიერების შემდეგი კონცენტრაციის პირობებში:

$$[\text{H}_2] = 0,004 \text{ მოლ/ლ}, [\text{I}_2] = 0,025 \text{ მოლ/ლ}, [\text{HI}] = 0,08 \text{ მოლ/ლ}.$$

განვსაზღვროთ რეაქციის წონასწორობის მუდმივა და წყალბადისა და იოდის საწყისი კონცენტრაციები

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}.$$

ჩავსვათ კონცენტრაციებს რიცხვითი მნიშვნელობები

$$K = \frac{0,08^2}{0,04 \cdot 0,025} = 64.$$

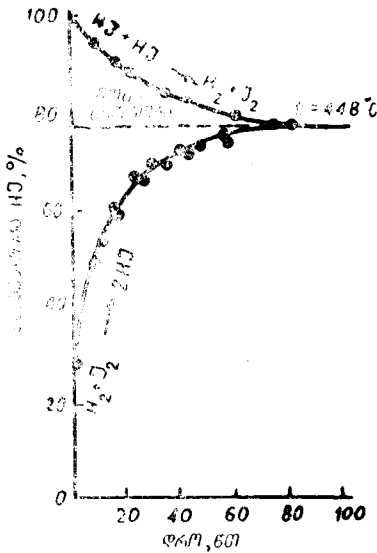
როგორც რეაქციის განტოლებიდან ჩანს, ერთი მოლეკულა წყალბადისა და ერთი მოლეკულა იოდისაგან მიიღება ორი მოლეკულა იოდ-

წყალბადი. 0,08 მ/ლ იოდწყალბადის მისაღებად საჭირო იქნებოდა 0,04 მ/ლ წყალბადი და 0,04 მ/ლ იოდი.

აქედან წყალბადისა და იოდის საწყისი კონცენტრაციები იქნება:

$$[H_2] = 0,004 + 0,04 = 0,044$$

$$[I_2] = 0,025 + 0,04 = 0,065.$$



ნახ. 76. იოდწყალბადის წარმოქმნის (ზედა) და დაშლის მრუდები.

$\Delta G$ -ს მნიშვნელობა ( $\Delta G \ll 0$ ), მით მეტია მორეაგირე ნივთიერებათა შორის სწრაფვა და რეაქციის გამოსავლიანობა. იმ შემთხვევაში, როდესაც  $\Delta G$  მნიშვნელოვანად დიდია და დადებითი, მაშინ წონასწორული ნარევი დიდი რაოდენობით შეიცავს მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულებს—რეაქციის გამოსავლიანობა მცირეა. (XIV,8) განტოლება საშუალებას იძლევა  $\Delta G$  მნიშვნელობიდან მოვნახოთ რეაქციის წონასწორობის  $K$  მუდმივას მნიშვნელობა და წონასწორული კონცენტრაციები.

როგორც ვიცით

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S, \quad (XVI,9)$$

ხოლო

$$\Delta G = -RT \ln K.$$

აქედან, ზოგიერთი გარდაქმნის შემდეგ, მივიღებთ:

$$K = e^{-\frac{\Delta H^0}{RT}} \cdot e^{\frac{\Delta S^0}{R}}, \quad (XIV,10)$$

2. რეაქციის წონასწორობის მუდმივას კავშირი იზობარულ პოტენციალთან, ენტალპიასა და ენტროპიასთან. რეაქციის წონასწორობის მუდმივა დაკავშირებულია იზობარულ-იზოთერმული პოტენციალის ცვლილებასთან შემდეგი განტოლებით:

$$\Delta G = -RT \ln K \quad (XIV,8)$$

და ის გამოხატავს სისტემის მიერ შესრულებულ მაქსიმალურ მუშაობას იზობარულ-იზოთერმული პროცესის დროს. აღსანიშნავია, რომ ამ სიდიდით განისაზღვრება ქიმიური სწრაფვა, ე. ი. ის ძალა, ის უნარი, რომლითაც ერთი ნივთიერება მეორეს უერთდება.

(XIV,8) განტოლებიდან ჩანს, რომ რაც უფრო უარყოფითია

$\Delta G$ -ს მნიშვნელობა ( $\Delta G \ll 0$ ), მით მეტია მორეაგირე ნივთიერებათა შორის სწრაფვა და რეაქციის გამოსავლიანობა. იმ შემთხვევაში, როდესაც  $\Delta G$  მნიშვნელოვანად დიდია და დადებითი, მაშინ წონასწორული ნარევი დიდი რაოდენობით შეიცავს მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულებს—რეაქციის გამოსავლიანობა მცირეა. (XIV,8) განტოლება საშუალებას იძლევა  $\Delta G$  მნიშვნელობიდან მოვნახოთ რეაქციის წონასწორობის  $K$  მუდმივას მნიშვნელობა და წონასწორული კონცენტრაციები.

როგორც ვიცით

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S, \quad (XVI,9)$$

ხოლო

$$\Delta G = -RT \ln K.$$

აქედან, ზოგიერთი გარდაქმნის შემდეგ, მივიღებთ:

$$K = e^{-\frac{\Delta H^0}{RT}} \cdot e^{\frac{\Delta S^0}{R}}, \quad (XIV,10)$$



სადაც  $\Delta H^0$  და  $\Delta S^0$  სტანდარტული ენტალპიის და სტანდარტული ენტროპიის ცვლილებებია რეაქციის შედეგად.

როგორც განტოლებიდან (XIV,10) ჩანს,  $K$  დიდად არის დამოკიდებული ტემპერატურაზე. ტემპერატურა შედის ხარისხის მაჩვენებლის მნიშვნელში და ტემპერატურის მცირე ცვლილებაც კი იწვევს რეაქციის წონასწორობის მკვეთრ ცვლილებას.

**3. ლე-შატელიეს მოძრავი წონასწორობის პრინციპი.** წონასწორობა უცვლელობას ნიშნავს. ქიმიური წონასწორობა, ქიმიური სისტემის უცვლელობას ნიშნავს და ის უცვლელი რჩება განუზღვრელი დროის განმავლობაში, თუ არ ხდება პირობების შეცვლა და ადვილი არა აქვს ტემპერატურის, კონცენტრაციისა და წნევის (გაზურ რეაქციებში) ცვლილებას. სისტემის პირობების ცვლილებით სისტემა შეიძლება გადაყვანილი იქნეს ერთი წონასწორობის მდგომარეობიდან სხვა წონასწორობის მდგომარეობაში.

პირობების შეცვლით, ქიმიური წონასწორობის დარღვევა და ერთი წონასწორობის მდგომარეობიდან მეორე წონასწორობის მდგომარეობაში გადასვლა გამოწვეულია იმით, რომ პირობების შეცვლა სხვადასხვა ხარისხით მოქმედებს პირდაპირი და შექცევადი რეაქციის სიჩქარეზე. რეაქციის დამთავრებისას პირდაპირი და შექცევადი რეაქციების სიჩქარეები ისევ ტოლი ხდება და მყარდება ახალი წონასწორობა, რომლის  $K_2$  მნიშვნელობა განსხვავდება საწყისი წონასწორობის  $K_1$ -ის მნიშვნელობიდან.

წონასწორობის მდგომარეობის გადანაცვლება, პირობების შეცვლის შედეგად, განისაზღვრება ლე-შატელიეს მოძრავი წონასწორობის პრინციპით, რომელიც შემდეგში მდგომარეობს: თუ სისტემა იმყოფება წონასწორობაში და მასზე გარედან მოქმედებით რაიმე ძალით, მაშინ სისტემაში აღიძვრება ისეთი პროცესი, რომელიც მიმართული იქნება ჩვენი მოქმედების საწინააღმდეგოდ.

ასე მაგალითად, თუ პირდაპირი რეაქცია ეგზოთერმულია და დამყარდა წონასწორობა და ამ მდგომარეობაში სისტემას ვაწოდებთ სითბოს, ე. ი. ვზრდით მის ტემპერატურას, სისტემაში აღიძვრება რეაქცია, რომელიც მიმართული იქნება პირდაპირი რეაქციის საპირისპირო მიმართულებით, აღიძვრება ენდოთერმული რეაქცია, რომელიც შთანთქმავს ჩვენს მიერ მიწოდებულ სითბოს და პროცესი გაგრძელდება მანამდე, სანამ არ დამყარდება ახალი წონასწორობა. იმ შემთხვევაში კი, თუ პირდაპირი რეაქცია ენდოთერმულია და სისტემაში დამყარდა წონასწორობა და სისტემას ვაწოდებთ სითბოს, წარიმართება ის პროცესი, რომელიც შთანთქმავს მიწოდებულ სითბოს, ე. ი. რეაქცია წავა პირდაპირი მიმართულებით, რეაქციის წონასწორობის მუდმივა იზრდება.

აქედან გამომდინარე შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ ეგზოთერმულ წონასწორულ რეაქციებში ტემპერატურის გაზრდით რეაქციის წონასწორობის მუდმივა მცირდება, ხოლო ენდოთერმულ წონასწორულ რეაქციებში ტემპერატურის გაზრდით რეაქციის წონასწორობის მუდმივა იზრდება.

რეაქციის წონასწორობის მუდმივას ტემპერატურასთან დამოკიდებულება, თერმოდინამიკის კანონების გამოყენებით, მოგვცა ვანტ-ჰოფმა მათემატიკური განტოლების სახით, რომელსაც იზობარის განტოლება ეწოდება

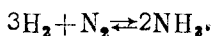
$$\frac{d \ln K}{dT} = - \frac{Q}{RT^2}, \quad (\text{XIV}, 11)$$

სადაც ტოლობის მარცხენა ნაწილი გვიჩვენებს, თუ როგორ იცვლება რეაქციის წონასწორობის მუდმივა ( $d \ln K$ ) ტემპერატურის ( $dT$ ) ცვლილებით.  $Q$ —რეაქციის სითბური ეფექტია,  $R$ —გაზის უნივერსალური მუდმივა.

განტოლების (XIV,11) ანალიზს მივყავართ იმ დასკვნამდე, რომელიც ზემოთ გვექონდა მოცემული.

4. რეაქციის წონასწორობის მუდმივაზე წნევის გავლენა. ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად, წნევის გადიდება ხელს უწყობს ისეთი გაზური რეაქციების წარმართვას, რომლებიც მიმდინარეობენ მოცულობის შემცირებით, ე. ი. ისეთი რეაქციებისას, რომელთა შედეგად ადგილი აქვს გრამ-მოლთა რიცხვის შემცირებას. წნევის გავლენა განსაკუთრებით დიდია ისეთი გაზური რეაქციებისათვის, რომლებიც მიმდინარეობენ საერთო მოლთა რიცხვის შემცირებით.

განვიხილოთ ამიაკის მოლეკულის სინთეზი წყალბადისა და აზოტისაგან

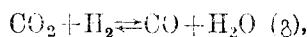
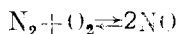


რეაქცია მიმდინარეობს მოცულობის შემცირებით, მორეაგირე ნივთიერებათა გ-მოლეკულათა რიცხვის შემცირებით. მორეაგირე ნივთიერებების გ-მოლეკულათა რიცხვი, მათი სტექიომეტრულ კოეფიციენტთა ჯამით ტოლია 4-ის, ხოლო მიღებული ნივთიერებისა 2-ის, რას შედეგადაც მიღებული ნივთიერების მოცულობა ო რჯერ ნაკლებია აღებულ მორეაგირე ნივთიერებათა მოცულობათა ჯამზე. ამით აიხსნება, რომ ამ რეაქციის დროს წნევის გადიდება ხელს უწყობს წონასწორობის მარცხნიდან მარჯვნივ გადაძვრას, ამიაკის გამოსავლიანობა იზრდება, წონასწორობის მუდმივა იზრდება.

წნევის შემცირება კი—პირიქით, იწვევს წონასწორობის მარჯვნიდან მარცხნივ გადაძვრას, წარმოქმნილი ამიაკის დაშლას, რეაქციის წონასწო-

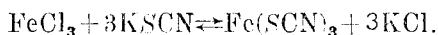
რობის მუდმივას შემცირებას ამით აიხსნება, რომ ამიაკის სინთეზს ატარებენ მაღალი წნევის პირობებში.

ისეთ გაზურ რეაქციებში, რომლებიც მიმდინარეობენ მოლეკულების რიცხვის შეუცვლელად, წნევის შეცვლით ერთნაირად იცვლება პირდაპირი და შუქცევალი რეაქციების სიჩქარე და წნევის გაღება რეაქციის წონასწორობის მუდმივაზე ნულის ტოლია. ასეთ რეაქციათა რიცხვს მიეკუთვნება, მაგალითად:



სადაც მორეაგირე ნივთიერებათა მოლეკულების რიცხვი ტოლია რეაქციის შედეგად მიღებულ ნივთიერებათა მოლეკულების რიცხვის.

ა. კონცენტრაციის გავლენა რეაქციის წონასწორობის მუდმივაზე. წონასწორულ სარეაქციო გარემოში რომელიმე მორეაგირე ნივთიერების შეტანა ხელს უწყობს იმ რეაქციის წარმართვას, რომელიც დაკავშირებულია ამ ნივთიერების რეაქციაში შესვლასთან. აქედან გამომდინარეობს, რომ მორეაგირე რომელიმე ნივთიერების კონცენტრაციის გაზრდა სარეაქციო გარემოში, ხელს უწყობს რეაქციის წონასწორობის გადაადგილებას მარცხნიდან მარჯვნივ. წონასწორობის გადაქერის ხარისხი, მოცემული რეაგენტის რაოდენობით, დამოკიდებულია სტექიომეტრულ კოეფიციენტთან. ასე მაგალითად, წონასწორული სისტემისათვის



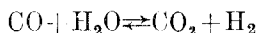
თუ წონასწორულ სისტემაში შევტანო  $\text{FeCl}_3$  ან  $\text{KSCN}$ , ეს გამოიწვევს წონასწორობის გადაინაცვლებას მარჯვნივ, რაც შეიძლება შეფერილობის ინტენსივობის შეცვლით და, პირიქით, თუ სარეაქციო გარემოში შევიტანო  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  ან  $\text{KCl}$ -ს, მაშინ წონასწორობა გადაინაცვლებს მარცხნიდან მარცხნივ, რაც შესაძლებელია შეფერილობის ინტენსივობის შესუსტებით და გვიჩვენებს  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ -ის კონცენტრაციის შემცირებას.

ამ რეაქციის წონასწორობის მუდმივა იქნება

$$K = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})_3] [\text{KCl}]^3}{[\text{FeCl}_3] [\text{KSCN}]^3}. \quad (\text{XIV}, 12)$$

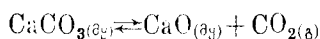
ეს განტოლება გვიჩვენებს არა მარტო მიმართულებას, არამედ გადაინაცვლების ხარისხს. როგორც განტოლებიდან ჩანს,  $\text{KCl}$ -ის, ანუ  $\text{KSCN}$  შეტანა სარეაქციო გარემოში გაცილებით მეტი ხარისხით მოქმედებს რეაქციის გადაინაცვლებაზე, ვიდრე  $\text{FeCl}_3$ , ანუ  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ -ის შეტანა. როგორც განტოლებიდან ჩანს,  $\text{KCl}$ -ის ან  $\text{KSCN}$ -ის კონცენტრაცია აღის მესამე ხარისხში, მაშინ როდესაც რკინის მარილების კონცენტრაცია პირველ ხარისხშია.

რეაქციისათვის



CO-ს ან H<sub>2</sub>O-ს ორთქლის სარეაქციო გარემოში შეყვანიტ, წონასწორობა გადაინაცვლებს მარჯვნივ. წონასწორობის გადაინაცვლებას მარჯვნივ ადგილი ექნება იმ შემთხვევაშიაც, თუ შევამცირებთ მარჯვენა მხარეს CO<sub>2</sub>-ის ან H<sub>2</sub>-ის კონცენტრაციას, ხოლო იმ შემთხვევაში, თუ გავზრდით მათ, (CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>) კონცენტრაციას, მაშინ წონასწორობა გადაინაცვლებს მარჯვნიდან მარცხნივ. წონასწორობა გადაინაცვლებს მარცხნივ იმ შემთხვევაშიაც, თუ შევამცირებთ CO-ს ან H<sub>2</sub>O-ს კონცენტრაციას.

6. წონასწორობა ჰეტეროგენულ სისტემებში. ჰეტეროგენული ან არაერთგვაროვანი სისტემები ეწოდება ისეთ სისტემებს, რომელც შედგება რამდენიმე ფაზისაგან — (მყარი—თხევადი—გაზი; მყარი—გაზი, თხევადი—გაზი). ნაჯერი ორთქლის წნევა მყარი, ანუ თხევადი ნივთიერების ზედაპირზე, მოცემულ ტემპერატურაზე მუდმივ სიდიდეს წარმოადგენს და არ არის დამოკიდებული მყარი ან თხევადი ნივთიერების რაოდენობაზე. განვიხილოთ კალციუმის კარბონატის თერმული დაშლის რეაქცია



წონასწორობის მუდმივა შეგვიძლია დავწეროთ:

$$K = \frac{C_{\text{CaO}} \cdot C_{\text{CO}_2}}{C_{\text{CaCO}_3}} \quad (\text{XIV}, 13)$$

რადგანაც წონასწორობის მუდმივას მნიშვნელობაში შედის მყარი ნივთიერებების კონცენტრაციები და მათ რაოდენობებზე არ არის დამოკიდებული CO<sub>2</sub>-ის კონცენტრაცია, შეგვიძლია დავწეროთ:

$$K_C = C_{\text{CO}_2}, \text{ ანუ } K_P = P_{\text{CO}_2} \quad (\text{XIV}, 14)$$

ამ განტოლებიდან ნაილად ჩანს, რომ წონასწორობისას ნახშირბადის დიოქსიდის კონცენტრაცია (წნევა) მოცემულ ტემპერატურაზე მუდმივი სიდიდეა. აქედან ჩანს, რომ მოცემულ ტემპერატურაზე კალციუმის კარბონატის დაშლას ადგილი ექნება მანამდის, სანამ CO<sub>2</sub>-ის წნევა არ მიადწევს გარკვეულ მუდმივ სიდიდეს. მაგალითად,

ტემპერატურა °C	762	808	870	904
P <sub>CO<sub>2</sub></sub> მმვ სვ.	100	200	500	800

ანალოგიური მდგომარეობა გვაქვს ყველა იმ შემთხვევაში, როდესაც წონასწორობის დამყარებაში მონაწილეობასღებულობს მყარი ფაზები და ერთი გაზური ნივთიერება.

7. ჯიბსის ფაზათა წესი. ჰეტეროგენული სისტემები, მიუხედავად იმისა, წონასწორობაშია მყარი ნივთიერება და მის ზედაპირზე არსებული ვაზი, ან თხევადი ნივთიერება და ორთქლი, თუ სხვა კონდენსირებული სისტემები, ისინი ემორჩილებიან ერთ წესს, ჯიბსის ფაზათა წესს. ჯიბსის ფაზათა წესი ამყარებს დამოკიდებულებას, სისტემის შემადგენელ ფაზათა რიცხვს, კომპონენტთა რიცხვსა და სისტემის დამოუკიდებელ ფაქტორთა შორის.

არაერთგვაროვანი სისტემის ერთგვაროვან ნაწილს, რომელსაც განინა გამოყოფი ზედაპირი, ერთნაირი ქიმიური შემადგენლობა და ერთნაირი თერმოდინამიკური თვისებები--ფაზა ეწოდება.

სისტემის შემადგენელ უმცირეს ნაწილს, რომლის საშუალებით შესაძლებელია სისტემაში მიმდინარე ქიმიური რეაქციის გამოსახვა, რომელიც მონაწილეობს სისტემის წონასწორობაში და წყუძლია სისტემის გარეთ თავისუფლად არსებობა--კომპონენტი ეწოდება.

სისტემის დამოუკიდებელ ფაქტორებს მიეკუთვნება წნევა, ტემპერატურა და კონცენტრაცია, ე. ი. ის ფაქტორები, რომლებიც განსაზღვრავენ სისტემის წონასწოვრულ მდგომარეობას და რომელთა შეცვლა შეიძლება გარკვეულ ინტერვალში ისე, რომ სისტემის წონასწორობის დარღვევას არ ექნეს ადგილი. ამ ფაქტორებს თავისუფლების ხარისხი ეწოდება.

ჯიბსმა დაადგინა, რომ ყოველი სისტემისათვის, რომელიც წონასწორობაში იმყოფება, ფაზათა რიცხვის და თავისუფლების ხარისხის რიცხვთა ჯამი 2-ით მეტია კომპონენტების რიცხვზე.

ფაზათა რიცხვი + თავისუფლების ხარისხთა რიცხვი = კომპონენტების რიცხვი + 2

თუ ფაზათა რიცხვს აღვნიშნავთ  $F$ -ით, თავისუფლების ხარისხთა რიცხვს  $F'$ -ით, ხოლო კომპონენტთა რიცხვს  $K$ -ით, მაშინ

$$F + F' = K + 2 \quad (XIV, 15)$$

აქედან

$$K + 2 - F = F' \quad (XI, 16)$$

მიღებულ განტოლებას ჯიბსის ფაზათა წესი ეწოდება.

განვიხილოთ რომელიმე სისტემა, რომელიც შედგება სხვადასხვა ფაზათა რიცხვისაგან. მაგალითისათვის ავიღოთ წყალი.

წყალი ერთკომპონენტიანი, ერთი, ორი და სამფაზიანი სისტემაა, დავუშვათ, რომ წყალი გვაქვს როგორც ერთფაზიანი სისტემა, მაშინ თავისუფლების ხარისხი ტოლი იქნება ორის

$$K + 2 - F = F' \\ 1 + 2 - 1 = 2$$

რაც იმას ნიშნავს, რომ ჩვენ ერთდროულად, როგორც დამოუკიდებელი ცვლადები, ვცვალოთ გარკვეულ ინტერვალში წნევა და ტემპერატურა ისე, რომ სისტემაში ფაზის მოსპობას ადგილი არ ექნება. მაგ., თხევადი წყალი შეიძლება გვექონდეს გაყინვის ტემპერატურიდან ღუღილის ტემპერატურამდე. იმ შემთხვევაში კი, როდესაც სისტემა შედგება ორი ფაზისა და ერთი კომპონენტისაგან, მაშინ სისტემის თავისუფლების ხარისხი წონასწორობაში ტოლია ერთის

$$K + 2 - \Phi = F$$

$$1 + 2 - 2 = 1$$

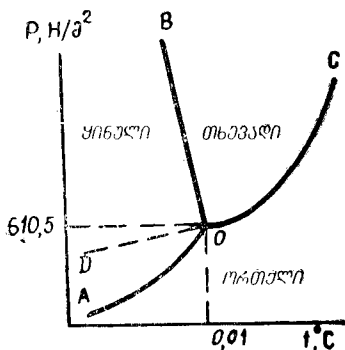
ამ შემთხვევაში წნევა ავტომატურად განისაზღვრება ტემპერატურით და დამოუკიდებელ ცვლადს წარმოადგენს მხოლოდ ტემპერატურა. წონასწორობაში თხევადი წყალი-ჰორთქლი, ყოველ ტემპერატურაზე არსებობს წონასწორობა თხევად წყალსა და მის ნაჯერ ორთქლს შორის, სადაც ორთქლის წნევა სრულიად გარკვეული მნიშვნელობისაა ყოველ ტემპერატურაზე. დაბოლოს, განვიხილოთ შემთხვევა, როდესაც წონასწორობაში იმყოფება სამი ფაზა

ყინული-წყალი თხევადი-ჰორთქლი.

ამ შემთხვევაში თავისუფლების ხარისხი ტოლია ნულის

$$1 + 2 - 3 = 0.$$

0,0099°C-ზე შეიძლება წონასწორობაში იმყოფებოდეს სამივე ფაზა, რომელსაც შეესაბამება 4,56 მმ ვ. სვ. წნევა.



ნახ 77. წყლის მდგომარეობის დიაგრამა.

თავისუფლების ხარისხი ტოლია ნულის; ეს ნიშნავს, რომ ჩვენ არ გავვაჩნია არც ერთი დამოუკიდებელი ცვლადი, რომლის შეცვლა არ გამოიწვევდეს სისტემის წონასწორობის დარღვევას, ფაზის მოსპობას. 77-ე ნახაზზე მოცემულია წყლის მდგომარეობის დიაგრამა.

დიაგრამაზე O წერტილი წარმოადგენს სამი ფაზის წონასწორობის წერტილს, რომელსაც შეესაბამება 0,0099°C და 4,56 მმ. ვ. სვ. წნევა.

დიაგრამაზე ფაზათა შორის ზღვარს მრუდი გეიჩვენებს, ხოლო ფაზის მდებარეობის მდგომარეობას მრუდთა შორის — ფართი.

დიაგრამაზე OA მრუდი შეესაბამება—ყინული—ორთქლი სისტემის წონასწორობას; მრუდი OC—წყალი—ორთქლი. სისტემის წონასწორობას; მრუდი OB—ყინული—წყალი სისტემის წონასწორობას; მრუდი OD—გადაცივებული წყალი—ორთქლი სისტემის წონასწორობას. ყოველი მრუდი ეკუთვნის ორფაზიან სისტემას ( $\Phi=2$ ,  $K=1$ ,  $F=1$ ). ყველა ეს სისტემა მონოვარიანტულია ( $F=1$ ). O წერტილი წარმოადგენს ყველა მრუდის გადაკვეთის წერტილს. ამიტომაც O წერტილი სამივე ფაზის წონასწორობის წერტილია: ყინული—წყალი—ორთქლი და ეწოდება სამმაგი წერტილი ( $\Phi=3$ ,  $K=1$ ,  $F=0$ ). ამ წერტილში სისტემა ნონ-ან ნულ-ვარიანტულია, რაც იმას ნიშნავს, რომ ჩვენ არ შეგვიძლია შევცვალოთ ტემპერატურა ან წნევა ისე, რომ არ მოხდეს სისტემის წონასწორობის დარღვევა, ფაზის მოსპობა.

**ატომგულური პროცესები**

ატომგული შედგება პროტონებისა და ნეიტრონებისაგან, რომელთაც ნუკლონები ეწოდება. აღსანიშნავია ატომგულის ნივთიერების განსაზღვრებულად დიდი სიმკვრივე ( $d \approx 10^{14}$  გ/სმ<sup>3</sup>), რაც იმაზე მიკვანიშნებს, რომ ნუკლონებს შორის მიზიდულობის ძალები უაღრესად დიდია. ატომგულური ძალები მოქმედებენ ძლიერ მცირე მანძილზე—მათი მოქმედების მანძილი 1 ფერმის ( $\approx 10^{-19}$  სმ) რიგისაა. ვარაუდობენ, რომ ატომგულური ძალების ველის კვანტს წარმოადგენს  $\pi$  მეზონები (ელემენტარული ნაწილაკები, რომელთა მასაც მოსვენებულ მდგომარეობაში 270 ელექტრონის მასის ტოლია— $\pi^+$ ,  $\pi^0$ ,  $\pi^-$ ). ატომგულში განუწყვეტილად მიმდინარეობს ურთიერთგარდაქმნა პროტონი-ნეიტრონი ნუკლონებს შორის  $\pi$ -მეზონების მიმოცვლით. ერთი ნუკლონი გამოტყორცნის  $\pi$  მეზონს, მეორე შეთანქვავს მას

$$n + p \rightleftharpoons p + \pi^- + p \rightleftharpoons p + n$$

$$p + n \rightleftharpoons n + \pi^+ + n \rightleftharpoons n + p$$

ატომგულის თვისებები ძირითადად განისაზღვრება პროტონებისა და ნეიტრონების რიცხვით. როგორც ცნობილია, პროტონების რიცხვი ატომგულში განსაზღვრავს მის მუხტს. ატომგულის მეორე დამახასიათებელი სიდიდეა მასური რიცხვი  $A$ , რომელიც პროტონების ( $Z$ ) და ნეიტრონების ( $N$ ) რიცხვის ჯამის ტოლია:

$$A = N + Z$$

ატომებს პროტონებისა ( $Z$ ) და ნეიტრონების ( $N$ ) სხვადასხვა მნიშვნელობით, მაგრამ ნუკლონების ჯამის ( $A$ ) ერთი და იმავე მნიშვნელობით, იზობარები ეწოდება. ატომებს ( $Z$ )-ის ერთი და იმავე მნიშვნელობით და სხვადასხვა მასით ( $A$ ) იზოტოპები ეწოდება, ხოლო ნეიტრონების ( $N$ ) ერთნაირი მნიშვნელობით—იზოტონები.

იზოტოპების, იზობარებისა და იზოტონების მავალითები მოცემულია ქვემოთ:



იზოტოპები	იზობარები	იზოტონები
$^{40}_{20}\text{Ca}$ (20 <i>p</i> , 20 <i>n</i> )	$^{40}_{18}\text{Ar}$ (18 <i>p</i> , 22 <i>n</i> )	$^{133}_{54}\text{Xe}$ (54 <i>p</i> , 82 <i>n</i> )
$^{42}_{20}\text{Ca}$ (20 <i>p</i> , 22 <i>n</i> )	$^{40}_{19}\text{K}$ (19 <i>p</i> , 21 <i>n</i> )	$^{138}_{56}\text{Ba}$ (56 <i>p</i> , 82 <i>n</i> )
$^{43}_{20}\text{Ca}$ (20 <i>p</i> , 23 <i>n</i> )	$^{40}_{20}\text{Ca}$ (20 <i>p</i> , 20 <i>n</i> )	$^{139}_{57}\text{La}$ (57 <i>p</i> , 82 <i>n</i> )

ატომგულის მასა უოველთვის ნაკლებია მასში შემავალი პროტონებისა და ნეიტრონების მასათა ალგებრულ ჯამზე. ამ ორ სიდიდეთა შორის სხვაობას მასის დეფექტი ეწოდება. მაგალითად, ჰელიუმის იზოტოპის  $^4_2\text{H}(2*p*, 2*n*)$  ატომგულის მასა ტოლია 4,001506 მ. ა. ე., მაშინ როდესაც ორი პროტონისა და ორი ნეიტრონის მასათა ჯამი 4,031882 მ. ა. ე. ტოლია, ე. ი. მასის დეფექტი 0,030276 მ. ა. ე. ტოლია.

მასის დეფექტი განსაზღვრავს მიღებული ატომგულის მდგრადობას—რაც მეტია ატომგულის მასის დეფექტი, მით უფრო მდგრადია მიღებული ატომგული. მასის დეფექტი შეესაბამება ატომგულის წარმოქმნისას გამოყოფილ ენერგიას. მათ შორის კავშირი აინშტაინის ტოლობით გამოიხატება

$$E = mc^2,$$

სადაც  $E$ —ენერგიაა,  $m$ —მასა,  $c$ —სინათლის გავრცელების სიჩქარე ვაკუუმში ( $c = 3 \cdot 10^{10}$  სმ/სეკ). ჰელიუმის ატომგულის მასის დეფექტი შედგენს 0,030276 მ. ა. ე. მისი წარმოქმნისას გამოიყოფა დიდი რაოდენობის ენერგია—28,2 მეგ (1 მეგ =  $10^6$  ევ). რადგან ჰელიუმის ატომგული შედგება ოთხი ნუკლონისაგან, ცხადია, რომ საშუალოდ ერთ ნუკლონზე მოსული ბმის ენერგია იქნება  $\approx 7$  მეგ.

დღეისათვის ცნობილია 300-მდე მდგრადი და 1400-ზე მეტი რადიოაქტიური ატომგულია შემჩნეულია, რომ ატომგულები, რომელთა პროტონებისა და ნეიტრონების რიცხვია 2, 8, 14, 20, 28, 82, 126, 152, თვისებებით შესაძრწნევად განსხვავდება დანარჩენი ატომგულებისაგან. ამ ელემენტებს მაგიურ ელემენტებს უწოდებენ. იმ შემთხვევაში, როდესაც პროტონებისა და ნეიტრონების რიცხვი ერთმანეთს ემთხვევა, ასეთ ატომგულებს ორმაგ მაგიურს უწოდებენ, ესენია:  $^4_2\text{He}(2*p*, 2*n*)$ ;  $^{16}_8\text{O}(8*p*, 8*n*)$ ;  $^{28}_{14}\text{Si}(14*p*, 14*n*)$ ;  $^{40}_{20}\text{Ca}(20*p*, 20*n*)$ . პროტონების რიცხვით მაგიურ ელემენტებს მიეკუთვნებიან:  $^{28}_{28}\text{Ni}$ ,  $^{50}_{50}\text{Sn}$ ,  $\text{Pb}_{82}$ , ხოლო ნეიტრონების რიცხვით მაგიური ელემენტებია:  $^{88}_{38}\text{Sr}(38*p*, 50*n*)$ ;  $^{90}_{40}\text{Zr}(40*p*, 50*n*)$ ;  $^{138}_{56}\text{Ba}(56*p*, 82*n*)$  და სხვა.

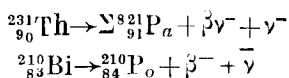
1. ქიმიური ელემენტების გარდაქმნა. რადიოაქტიური გარდაქმნები. ა. ბეკერელის (1896), მ. სკლოდოვსკაია-კიურის, პ. კიურის აღმოჩენებმა და რადიოაქტიური ელემენტების შესწავლამ აჩვენა, რომ ქიმიური ელემენტები არ წარმოადგენენ მუდმივსა და უცვლელს და მათ შეუძლიათ ერთმანეთში გარდაქმნა. ელემენტების ატომგულის გარდაქმნის კანონზომიერებას სწავლობს ატომგულის ქიმია. ატომგულის სიცოცხლის ხანგრძლივობის დამახასიათებელია მისი დაშლის ნახევარპერიოდი ( $\pi_{1/2}$ ), ე. ი. დრო, რომლის განმავლობაში აღებული ნივთიერების ნახევარი იშლება. დაშლის ნახევარი პერიოდი სხედასხვა ელემენტისა და იზოტოპისათვის ძალიან დიდ ინტერვალში იცვლება წაძის მეთასედიდან ათასეულ მილიონ წლამდე.

მეტწილად ადგილი აქვს ატომგულის  $\beta$ -გარდაქმნას, ე. ი. ატომგულიდან  $\beta$ -ნაწილაკი გამოიტყორცნება, რის შედეგადაც ატომგულში ხდება ნეიტრონის პროტონად გარდაქმნა

$$n \rightarrow p + \beta + \bar{\nu}$$

$\beta$  გარდაქმნის დროს გამოყოფილი ნეიტრონის ნაწილს თან წარიტაცებს  $\bar{\nu}$  ანტინეიტრინო. ნეიტრინო  $\nu$  და ანტინეიტრინო  $\bar{\nu}$  ელემენტარული ნაწილაკებია, რომელთაც არ გააჩნიათ მოსვენებულ მდგომარეობაში მასა და ერთმანეთისაგან განსხვავდებიან სპინებით. ისინი უმუხტო ნაწილაკებია.

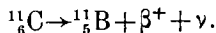
$\beta$  გამოსხივებისას ატომგულის მუხტის მნიშვნელობა ერთი ერთეულით იზრდება (მასა უცვლელი რჩება), ე. ი. წარმოიქმნება ელემენტის იზობარი, რომლის რიგობრივი ნომერი ერთით მეტია



$\beta$  დაშლა წარმოადგენს ერთი პროტონის ნეიტრონის მდგომარეობაში გადასვლის შედეგს

$$P \rightarrow n + \beta^+ + \nu.$$

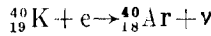
პოზიტრონული დაშლისას ატომგულის მუხტი მცირდება ერთი ერთეულით, მასური რიცხვი (როგორც  $\beta$  დაშლისას) უცვლელი რჩება. მაგალითად,



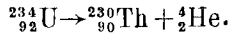
ასეთივე შედეგი მიიღება ატომგულის მიერ ელექტრონის მიტაცებისას. ეს პროცესი იმაში მდგომარეობს, რომ ელექტრონი, რომელიც იმყოფება ატომგულის ახლოს მდებარე ქვედონეზე, მიიტაცება ატომგულის მიერ. ამის შედეგად ერთი პროტონი ნეიტრონის მდგომარეობაში გადადის

$$p + e^- \rightarrow n$$

მაგალითად:



ატომგულის საგრძნობ ცვლილებას ადგილი აქვს  $\alpha$ -გარდაქმნის დროს. ამ შემთხვევაში აღებული ელემენტის ატომის ატომგულის მუხტი და მისი რიგობრივი ნომერი მცირდება ორი ერთეულით და წარმოქმნილი ელემენტი პერიოდულ სისტემაში გადაადგილდება ორი უჯრით მარცხნივ. მაგალითად,

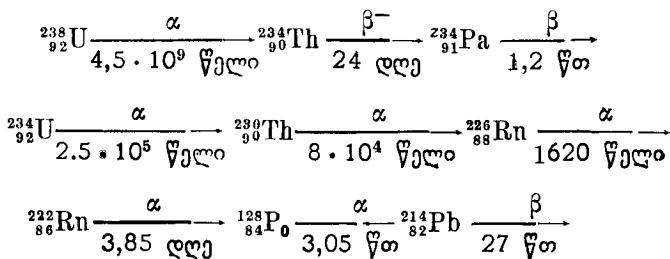


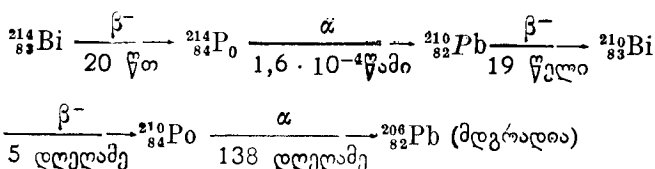
მაშასადამე,  $\beta^-$  გარდაქმნის დროს ელემენტის რიგობრივი ნომერი იზრდება ერთით და მიღებული ელემენტი დაიჭერს გამოსავალი ელემენტიდან მარჯვნივ შემდეგ უჯრას, ხოლო  $\alpha$ -გარდაქმნისას გადაადგილდება მარცხნივ ორი უჯრით. ეს სოვლენა შემჩნეული იყო ფაიანსისა და სოდის მიერ და ცნობილია ფაიანს-სოდის წესის სახელწოდებით.

მძიმე ელემენტებისათვის  $\beta^-$  და  $\alpha$  დაშლასთან ერთად შესაძლებელია ატომგულის ორ ნაწილად გახლეჩა თავისთავად. ასეთ მოვლენას სპონტანური დაშლის მოვლენა ეწოდება. ასეთი გარდაქმნა პირველად შემჩნეული იყო ურანის იზოტოპის  ${}_{92}^{234}\text{U}$  მაგალითზე; იგი დამახასიათებელია ტრანსურანის ელემენტებისათვის. ელემენტის ატომგულის სპონტანური გარდაქმნის შესაძლებლობა მით უფრო მეტია, რაც მეტია ატომგულში პროტონებისა და ნეიტრონების რიცხვებს შორის სხვაობა. ატომგულის გახლეჩის შედეგად წარმოიქმნება „ნამსხვრევები“ — ელემენტები, რომლებიც ხასიათდებიან დაახლოებით 60 და 40% გამოსავალი ელემენტის მასითა და რიგობრივი ნომრით.

პერიოდული სისტემის ქვედა ნაწილში მოთავსებულ ელემენტებს არ გააჩნიათ მდგრადი იზოტოპები და ისინი ადვილად განიცდიან თავისთავად გარდაქმნას, ამ ელემენტებს რადიოაქტიურ მწკრივს უწოდებენ.

ცნობილია რადიოაქტიური გარდაქმნის სამი მწკრივი (ოჯახი): ურანის  ${}^{238}\text{U}(4n)$ , თორიუმის  ${}^{232}\text{Th}(4n+1)$  და აქტინიუმის  $\text{Ac}(4n+2)$ . ურანის ოჯახის  ${}^{238}\text{U}$  რადიოაქტიური გარდაქმნის მიმდინარეობის სქემა შემდეგ სახისაა:

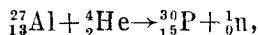




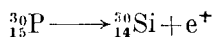
რადიოაქტიური გარდაქმნის სამივე მწკრივის (ოჯახის) საბოლოო პროდუქტია ტყვიის მდგრადი იზოტოპები, მასით—206, 207, 208.

2. ხელოვნური რადიოაქტივობა. ატომგულური რეაქციები. 1933 წელს ირენ კიურიმ და ფრედერიკ ჟოლიო-კიურიმ აღმოაჩინეს ახალი მოვლენა—ხელოვნური რადიოაქტივობა. თუ მსუბუქი ელემენტების—ბორის, მაგნიუმის, ალუმინის ატომების  $\alpha$ -ნაწილაკებით დაბომბვისას ადგილი აქვს ატომებიდან პოზიტრონების გაშორებულად დასხვავებას და ეს მოვლენა არ წყდება გარკვეული დროის მონაკვეთში ბომბარდირების შეწყვეტის შემდეგაც, გამთიბყორცნება არა  $\alpha$ -ნაწილაკი, არა ელექტრონი, არამედ პოზიტრონი.

ირენ კიურიმ და ფრედერიკ ჟოლიო-კიურიმ ეს მოვლენა ასე ახსნეს:—ატომგულის მიერ  $\alpha$ -ნაწილაკების შთანთქმის შედეგად წარმოიქმნება ახალი შუალედური რადიოაქტიური ელემენტი, რომელიც ასხივებს პოზიტრონებს, მაგალითად,



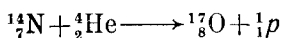
სადაც  ${}_{15}^{30}\text{P}$ —ხელოვნურად მიღებული ფოსფორის რადიოაქტიური იზოტოპია, რომელიც უმდგრადია და იშლება მდგრადი ატომგულის წარმოქმნით



მარი კიურისა და ფრედერიკ ჟოლიო-კიურის აღმოჩენებმა გზა გაუხსნა ახალი დარგის აღმოცენებას და მის განვითარებას.

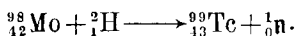
დღეისათვის ხელოვნურად მიღებულია სხვადასხვა ელემენტის ასეული იზოტოპი. ქიმიის იმ ნაწილს, რომელიც სწავლობს რადიოაქტიურ ელემენტებს და მათ ქცევას რადიოქიმიის ეწოდება.

ალუმინის ატომებზე  $\alpha$ -ნაწილაკის დაბომბვით ფოსფორის  ${}_{15}^{30}\text{P}$  იზოტოპის მიღება წარმოადგენს ატომგულური რეაქციის ერთ-ერთ მაგალითს. ატომგულური რეაქციები ეს ისეთი რეაქციებია, როდესაც ატომგულთან ურთიერთმოქმედებს ელემენტარული ნაწილაკები (ნეიტრონები  $n$ , პროტონები  $p$ , ფოტონები და სხვ.) ან სხვა ატომის ატომგულები (მაგ.  $\alpha$ -ნაწილაკები, დეიტრონები  ${}^2_1\text{H}$  და სხვ.). პირველი ხელოვნური ატომგულური რეაქცია განხორციელებული იყო 1919 წელს რეზერფორდის მიერ. მან აზოტის ატომი დაბომბა  $\alpha$ -ნაწილაკებით

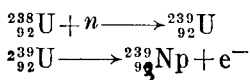


რეზერვორდის ეს ცდა საფუძვლად დაედო ატომგულური რეაქციების შემდეგ გამოკვლევებს. სამიზნე ელემენტის ატომგულში შეჭრისათვის დაბომბვისათვის გამოყენებულ ნაწილაკს უნდა ჰქონდეს დიდი ენერგია. ნაწილაკების აჩქარება საჭირო ენერგიამდე ხდება სპეციალური დანადგარებით—ამაჩქარებლებით (ციკლოტრონი, სინქროფაზოტრონი და სხვ.).

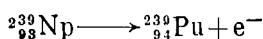
1937 წ. ატომგულური რეაქციის გამოყენებით ხელოვნურად მიღებული იქნა პერიოდული სისტემის ჯერ კიდევ უცნობი ელემენტი—ტექნეციუმი ( $Z=43$ ):



განსაკუთრებულ ინტერესს იწვევს ტრანსურანების, ე. ი. ურანის შემდეგ არსებული ელემენტების სინთეზი. პირველი ასეთი ელემენტი ნეპტუნიუმი ( $Z=93$ ) სინთეზირებულ იქნა 1940 წ. რეაქციით:



მიღებული ნეპტუნიუმი თავისთავად რადიოაქტიურ ელემენტს წარმოადგენს, განიცდის  $\beta$ -გარდაქმნას, რა შედეგადაც მიიღება ახალი ელემენტი ( $Z=94$ ) პლუტონიუმი

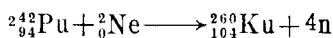


ამრიგად, ურანის ატომების ნეიტრონებით დასხივების შედეგად მიიღეს ორი ახალი ტრანსურანული ელემენტი—ნეპტუნიუმი ( ${}_{93}\text{Np}$ ) და პლუტონიუმი ( ${}_{94}\text{Pu}$ ).

ელემენტი მენდელეევი ( $Z=101$ ,  ${}_{101}^{256}\text{Md}$ ) მიღებული იქნა აინშტაინუმზე ანაწილაკების მოქმედებით



1964 წ. ფლეროვის ლაბორატორიაში პლუტონიუმზე ( ${}_{94}\text{Pu}$ ) ნეონის ( $\text{Ne}$ ) მოქმედებით სინთეზირებული იქნა ახალი ელემენტი ( $\text{Ku}$ ), რომელსაც კურჩატოვიუმი უწოდა



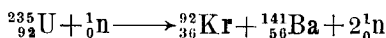
1970 წელს გ. ფლეროვის ხელმძღვანელობით სინთეზირებული იქნა ახალი ელემენტი რიგობრივი ნომრით  $Z=105$ .

ამ მიმართულებით მუშაობა გრძელდება და მოსალოდნელია ახალი ტრანსურანული ელემენტების აღმოჩენა.

ატომგულური რეაქციების (გარდაქმნების) შესწავლით შესაძლებელი გახდა ატომგულის შიგა ენერგიის გამონათვისუფლება და გამოყენება. აღმოჩნდა, რომ ერთ ნუკლონზე მოსული ბმის ენერგია მაქსიმალურია პერიოდული სისტემის შუანაწილში მოთავსებული ელემენტების ნუკლეო-

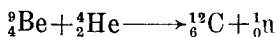
ნებისათვის. ეს კი იმას ნიშნავს, რომ როგორც მძიმე ელემენტების ატომ-გულის უფრო მსუბუქ ატომგულებად დაშლისას (ატომგულის გახლეჩვა), ისე მსუბუქი ელემენტების ატომგულების შეერთებისას უფრო მძიმე ატომ-გულის წარმოქმნისას (თერმოატომგულური რეაქციები) გამოიყოფა დიდი რაოდენობის ენერგია.

გადამწყვეტი როლი ატომგულური ქიმიის განვითარების საქმეში შეასრულა 1939 წ. სითბური ნეიტრონებით ურანის ატომგულზე მოქმედებით ჩატარებულმა რეაქციამ

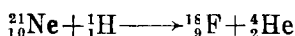


განვიხილოთ ატომგულური რეაქციები სხვადასხვა ნაწილაკების ატომ-გულთან მოქმედებით

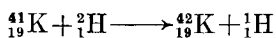
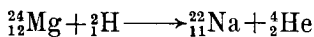
1. რეაქციები  $\alpha$  ( ${}^4_2\text{He}$ ) ნაწილაკების მოქმედებით:



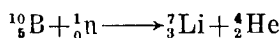
2. რეაქციები პროტონების ( ${}^1_1\text{H}$ ) მოქმედებით:



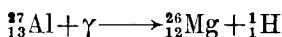
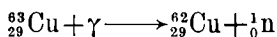
3. რეაქციები დეიტრონების ( ${}^2_1\text{H}$ ) მოქმედებით:



4. რეაქციები ნეიტრონების ( ${}^1_0\text{n}$ ) მოქმედებით:



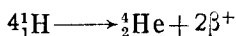
5. რეაქციები ფოტონების ( $\gamma$ ) მოქმედებით:



აღსანიშნავია, რომ ატომგულის ნეიტრონით გახლეჩვისას, გახლეჩვაზე დახარჯულ ერთი ნეიტრონის მაგიერ წარმოიქმნება 2—3 ნეიტრონი, რომელთაც შეუძლიათ გააგრძელონ ახალი ატომგულების გახლეჩვა. ამრიგად, შესაძლებელია ატომგულური რეაქციის თავისთავად გაგრძელება — ჯაჭვური რეაქცია, თუ არ ხდება რეაქციის მიმდინარეობის რეგულირება

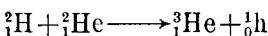
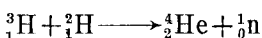
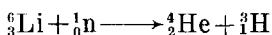
(რაც ბევრ სიძნელესთან არის დაკავშირებული), რეაქცია მიმდინარეობს მყისველად—აფეთქებით. ამაზეა დაფუძნებული ატომური ყუმბარის მოქმედება.

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ატომგულურ რეაქციათა შორის გარკვეული ადგილი უჭირავს თერმოატომგულურ რეაქციებს, რომელთა არსი მდგომარეობს იმაში, რომ უფრო მსუბუქი ატომგულების შეერთების შედეგად მიიღება უფრო რთული შედგენილობის ატომგული. მაგალითად,



თერმობირთული რეაქციები მიმდინარეობენ კოლოსალური ენერჯის გამოყოფით. ზემოთ მოყვანილი რეაქციის დროს გამოყოფილი ენერჯის რაოდენობა ტოლია 6.87 მევ, ანუ 644 მილიონი ჯოულის (154 მილიონი კკალორიის) 1 გრ წყალბადზე; ის 15 მილიონჯერ მეტია, ვიდრე მაღალკალორიული ნახშირის წვის დროს გამოყოფილი ენერჯია. თერმოატომგულური რეაქციების მიმდინარეობაზე არის დამყარებული წყალბადური ყუმბარების მოქმედება.

ქვემოთ მოყვანილია წყალბადური თერმოატომგულური რეაქციების სქემა



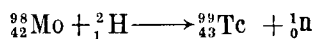
ამ რეაქციებისათვის საჭიროა მაღალი საწყისი ტემპერატურა ( $\sim 10^7\text{K}$ ) და ნეიტრონი, რომლებიც მიიღება  ${}^{235}_{92}\text{U}$ -ის ან  ${}^{239}_{94}\text{Pu}$ -ის, სპონტანური აფეთქების შედეგად.

ენერჯის რაოდენობა, რომელიც გამოიყოფა მძლავრი წყალბადური ყუმბარის აფეთქებისას ( $10^{24}$  ერგ), აღემატება მთელ მსოფლიოში ერთი კვირის განმავლობაში გამომუშაებული ენერჯის რაოდენობას.

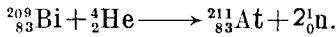
ატომგულური რეაქციების შესწავლას მეტად დიდი თეორიული და პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს.

**3. ახალი ელემენტების სინთეზი.** დ. ი. მენდელეევის მიერ პერიოდულობის კანონის აღმოჩენისას (1869) ცნობილი იყო მხოლოდ 63 ელემენტი. ნახევარ საუკუნეში (1875—1925) აღმოჩენილი იქნა ბუნებაში არსებული თითქმის ყველა ელემენტი ურანამდე, თავისუფალი დარჩა მხოლოდ 43, 61, 85 და 87 ადგილი.

1937 წ. ხელოვნურად სინთეზირებული იქნა  $Z=43$  ელემენტი ტექნეციუმი



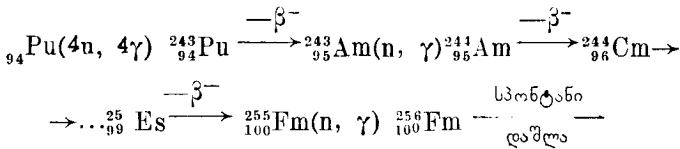
1940 წ. Z-85 ელემენტი ასტატი (At)



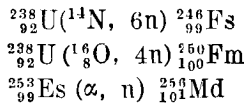
რაც შეეხება 61 (პრომეთიუმს) და 87 (ფრანციუმს) ელემენტებს, ისინი აღმოჩენილი იქნენ ურანის ატომგულური დაშლის პროდუქტებში.

ტრანსურანის ელემენტების მისაღებად გამოყენებული იყო რეაქციები, რომელშიაც მონაწილეობდნენ ნეიტრონები, დეიტრონები,  $\alpha$ -ნაწილაკები დიდი ენერგიით და მრავალმუხტიანი იონები.

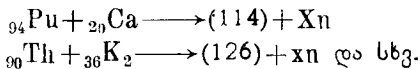
მოვიტანოთ რამდენიმე მაგალითი:



შედარებით მძიმე ხელოვნური ელემენტები შეიძლება მიღებულ იქნას რეაქციებით, რომლებშიც მონაწილეობას ღებულობს მძიმე  $\alpha$ -ნაწილაკები და მალალმუხტიანი იონები ძლიერი დამაჩქარებლების გამოყენებით, მაგალითად:



თეორიული გაანგარიშების საფუძველზე შესაძლებელია შედარებით მდგრადი მძიმე ელემენტების, (Z—114 და 126 და 184) მაგალითად,  ${}_{114}^{298}\text{M}(114p, 184n)$  და  ${}_{126}^{310}\text{M}(126p, 184n)$  სინთეზი. აღნიშნული მძიმე ელემენტების სინთეზი შეიძლება შემდეგი ელემენტების ატომგულების შერწყმის შედეგად:



სხვადასხვა საზომი ერთეულის CU ერთეულთან თანაფარდობა

სიდიდე	ერთეული	CU ერთეულებში
სიგრძე	მიკრონი, ანუ მიკრომეტრი	$1 \cdot 10^{-6}$ მ
	ანგსტრემი (Å)	$1 \cdot 10^{-10}$ მ
წნევა	ატმოსფერა (ატმ)	$1,01325 \cdot 10^5$ პა
	ვერ. წყლის სვეტის წნევა მმ-შიან ტორი ბარი	133,322 პა 1.10 <sup>5</sup> პა
ენერგია, მუშაობა, სითბოს რაოდენობა	ელექტრონვოლტი (ევ)	$1,6021 \cdot 10^{-19}$ ჯოული
	კალორია (კალ)	4,1868 ჯოული
	კილოკალორია (კკალ)	4186,8 ჯოული



ფუნდამენტური კონსტანტების მნიშვნელობები

სინათლის სიჩქარე ვაკუუმში	$C = 2,9979260 \cdot 10^8$ მ/ს
ელექტრონის მუხტი	$e = 1,6021913 \cdot 10^{-19}$ კლ
პლანკის მუდმივა	$h = 6,626189 \cdot 10^{-34}$ ჯოული
ავოგადროს რიცხვი	$N = 6,022035 \cdot 10^{23}$ მოლი <sup>-1</sup>
ფარადეის რიცხვი	$F = 9,648452 \cdot 10^4$ კლ/მოლი
გაზური მუდმივა	$R = 8,31434$ ჯოული/მოლ-კ

CH ზოგიერთი ერთეული

ს ი დ ი დ ე ე ბ ა	ერთეულები	
	სიდიდე	აღნიშვნა
ძირითადი ერთეულები		
სიგრძე	მეტრი	მ
მასა	კილოგრ.მი	კგ
დრო	სეკუნდი	ს
ელექტროდენის ძალა	ამპერი	ა
ტემპერატურა	კელვინი	კ
ნივთიერების რაოდენობა	მოლი	მოლი
ნაწარმი ერთეულები		
ძალა	ნიუტონი	ნ
წნევა	პასკალი	პა
ენერგია, მუშაობა, სითბოს რაოდენობა	ჯოული	ჯოული
სიმძლავრე	ვატი	ვტ
ელექტროობის რაოდენობა	კულონი	კლ
ელექტრული ძაბვა, ელექტრული პოტენციალი	ვოლტი	ვ
ელექტროწინალობა	ომი	ომ
ელექტროგამტარობა	სიმენსი	სმ

## შ ი ნ ა ა რ ს ი

ავტორისაგან . . . . .	3
შესავალი . . . . .	4

### თ ა ვ ი პ ი რ ვ ე ლ ი

<b>ქიმია — ბუნების შეცნობის მეცნიერება</b> . . . . .	7
ქიმიის განვითარების ძირითადი ეტაპები . . . . .	7
ალქიმია . . . . .	10
ფლოგისტონის თეორია . . . . .	12
ატომური თეორიის ეპოქა . . . . .	13
ქიმიის მნიშვნელობა. ქიმიის როლი სსრკ სახალხო შეურწმობის გან- ვითარების საქმეში . . . . .	17

### თ ა ვ ი მ ე ო რ ე

<b>ქიმიის კლასიკური კანონები</b> . . . . .	19
მასის მუდმივობის კანონი . . . . .	19
შედგენილობის მუდმივობის კანონი . . . . .	22
ქიმიური ინდივიდუმი. ქიმიური ნაერთი . . . . .	25
ეკვივალენტის კანონი . . . . .	26
ჯერად ფარდობათა კანონი . . . . .	27
ატომი . . . . .	27
ცნება ქიმიური ელემენტის შესახებ . . . . .	28
ელემენტების გავრცელება ბუნებაში . . . . .	31
მოცულობათა თანაფარდობის კანონი . . . . .	32
ავოგადროს კანონი . . . . .	33

### თ ა ვ ი მ ე ს ა მ ე

<b>იდეალური გაზების კანონები</b> . . . . .	34
იდეალური გაზების კანონები და გაზების კინეტიკური თეორია . . . . .	34
იდეალური გაზების კანონები . . . . .	35
გეი-ლუსაკის კანონი . . . . .	36
იდეალური გაზის მდგომარეობის განტოლება. კლაპეირონის განტოლება . . . . .	38
ავოგადროს კანონი . . . . .	39
მოლური მოცულობა . . . . .	40
იდეალური გაზები . . . . .	40
მოლეკულური წონის განსაზღვრა, გაზურ და ორთქლის მდგომარეობა- ში მყოფი ნივთიერებებისათვის . . . . .	41
გაზების კინეტიკური თეორია . . . . .	44

პარციალური (კერძოთი) წნევების კანონი . . . . .	46
ელემენტების ატომური მასის განსაზღვრის მეთოდები . . . . .	47
ატომური მასის (წონის) განსაზღვრა ავოგადროს კანონის გამოყენებით	47
დიულონგისა და პტის ატომწონის განსაზღვრის პრინციპი . . . . .	43
იზომორფიზმი . . . . .	49
ატომური მასების სკალა . . . . .	49
იზოტოპი. ატომური მასების სკალა . . . . .	50
ქიმიური ფორმულები. სტექიომეტრული გაანგარიშება . . . . .	51
ვალენტობის ცნება . . . . .	51

**თ ა ვ ი მ ე ო თ ხ ე**

<b>დ. ი. მენდელეევის პერიოდული სისტემა . . . . .</b>	<b>53</b>
დ. ი. მენდელეევის პერიოდული სისტემა — ელემენტების ბუნებრივი კლასიფიკაცია . . . . .	53
დ. ი. მენდელეევის ელემენტების პერიოდული სისტემა . . . . .	56
ელემენტების პერიოდული სისტემა . . . . .	60
ელემენტების ატომების ზოგერთი ფიზიკური და ქიმიური თვისებების პერიოდულობა . . . . .	64

**თ ა ვ ი მ ე ხ უ თ ე**

ატომის აღნაგობა და პერიოდული სისტემა . . . . .	69
ატომის აღნაგობის ექსპერიმენტული საფუძვლები . . . . .	70
ატომგული . . . . .	71
რეზერფორდის ატომის პლანეტარული მოდელი . . . . .	73
წყალბადის ატომის სპექტრი . . . . .	76
კვანტური თეორია . . . . .	78
ატომის აღნაგობის ბორის თეორია . . . . .	80
კვანტური რიცხვები . . . . .	84
კვანტური მექანიკა . . . . .	85
შრედინგერის განტოლება . . . . .	90
ატომური ორბიტალები . . . . .	91
მთავარი კვანტური რიცხვი. ენერგეტიკული დონეები . . . . .	91
ორბიტალების ფორმა . . . . .	93
S ორბიტალი . . . . .	96
P ორბიტალი . . . . .	97
d ორბიტალი . . . . .	97
ელექტრონის სპინი . . . . .	99
ბორის თეორიის განვითარება . . . . .	100
ელექტრონთა ენერგეტიკული დონეები ატომში . . . . .	101

**თ ა ვ ი მ ე მ ე მ ხ ს ე**

<b>ქიმიური ბმის ტიპები . . . . .</b>	<b>106</b>
ქიმიური ბმის ტიპები . . . . .	106
ქიმიური ბმის ელექტრონული თეორია. ელექტროვალენტური იონური ბმა . . . . .	109
ელექტროვალენტური ბმა . . . . .	110

ატომებისა და იონების ზომა	111
იონიზაციის ენერჯია და ელექტრონისადმი სწრაფვა	113
ელემენტთა ელექტროუარყოფითობა	116
იონური ბმის გაუჯერებლობა და უშიშართულება	113
იონური ნაერთების სტრუქტურა	119
იონური მესერის ენერჯია	120
დონორულ-აქცეპტორული ბმა	121
წყალბადური ბმა	123
მოლეკულათაშორისი ურთიერთქმედება. ვან-დერ-ვალსური ბმა	125
კოვალენტური ბმა	126
დიპოლური მომენტი. მოლეკულის პოლარობა	128
ეფექტური მუხტი	130
ბმის პოლარიზაცია	132
კოვალენტური ბმის ნაჯერობა	132
ვალენტობის კვანტურ-მექანიკური თეორია	133
ბმის მიგეზილობა	134
ელექტრონული ორბიტალების ჰიბრიდიზაცია	136
მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი	133
ვალენტური ბმების მეთოდისა (ვბმ) და მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის (მომ) ერთმანეთთან შედარება	150
მეტალური ბმა	152

### თ ა ზ ი მ ი ზ ვ ი დ ე

კოორდინაციული ნაერთები	159
ლიგანდის კოორდინაციული ტევადობა	161
კოორდინაციული ნაერთების ნომენკლატურა	162
ლიგანდების ჩამოთვლის წესი	163
კომპლექსნაერთების სახელწოდების დაბოლოება	163
კოორდინაციული ნაერთების იზომერია	163
ტრანსგავლენა	165
კომპლექსნაერთების კლასიფიკაცია	166
იონიზაციური იზომერია	169
კომპლექსნაერთების მდგრადობა. უმდგრადობის მუდმივა	169
ხელატები და შიგაკომპლექსური ნაერთები	171
ქიმიური ბმის ბუნება კოორდინაციულ ნაერთებში	173
ვალენტური ბმის მეთოდი	174
კრისტალური ველის თეორია	173
კრისტალური ველის თეორიის ღირსება და ნაკლი	182
დაბალი და მაღალი სპინური კომპლექსები	183
მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის გამოყენება კომპლექსური ნაერთებისათვის	186

### თ ა ზ ი მ ი რ ვ ი

<b>ძირითადი წარმოდგენები ქიმიურ თერმოდინამიკაზე</b>	<b>190</b>
ცნება შიგა ენერჯიასა და ენტალპიის შესახებ	190
თერმოდინამიკის პირველი კანონი	195

პესის კანონი	196
ნიეთიერების წარმოქმნის (სითბო) ენტალპია	197
ბმის ენერჯია	198
თერმოდინამიკის მეორე კანონი. ენტროპია	199
ენტროპია	200
ზოგიერთი კანონზომიერებანი	205
იზობარულ-იზოთერმული პოტენციალი	206
ენტალპიისა და ენტროპიის ცვლილება და პროცესების მიმდინარეობა	207

თ ა ვ ი მ ე ც ხ რ მ

<b>წყალბადი და უანგბადი</b>	210
წყალბადის მიღება, გამოყენება	211
წყალბადის ფიზიკური თვისებები	213
წყალბადის ქიმიური თვისებები	214
წყალბადის ნაერთები მეტალური ბმით	213
<b>უ ა ნ გ ბ ა დ ი</b>	219
უანგბადის ფიზიკური თვისებები	219
უანგბადის ქიმიური თვისებები	220
ზეუანგური ტიპის ნაერთები	223
წყალბადის ზეუანგის ფიზიკური თვისებები	224
ქიმიური თვისებები	225
ოზონი	227
ოზონის მიღება	227
ოზონის ფიზიკური თვისებები	229
ოზონის აღნაგობა	229
ოზონის ქიმიური თვისებები	230
<b>წყ ა ლ ი</b>	231
წყლის ფიზიკური თვისებები	232
წყლის მდგომარეობის დიაგრამა	236
წყლის ქიმიური თვისებები	238
მძიმე წყალი	238

თ ა ვ ი მ ე ა თ ი

<b>დისპერსიული სისტემები</b>	240
ხსნადობა	243
გაზის თხევად გამხსნელში ხსნადობა. ჰენრის კანონი	245
ხსნარის ორთქლის წნევა. რაულის კანონი	247
ხსნარების დუღილის ტემპერატურა. ებულიოსკოპია	250
გამყარების ტემპერატურის შემცირება. კრიოსკოპია	252
ოსმოსი და ოსმოსური წნევა	254
ოსმოსური წნევის კანონები	257
აქტივობა და აქტივობის კოეფიციენტი	260
ელექტროლიტთა ხსნარები	261
ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია	262
ხსნარის წარმოქმნა	266

მკავეებისა და ტუტეების იონიზაცია . . . . .	270
წყლის იონური ნაშრავლი და ხსნარის	275
მარილების ჰიდროლიზი pH	279
საფეხურებრივი ჰიდროლიზი . . . . .	284
ბუფერული ხსნარები . . . . .	287
ხსნადობის ნაშრავლი . . . . .	289
არაწყალხსნარები . . . . .	292

**თ ა ვ ი მ ე თ ი რ თ მ ე ტ ე**

ნიეთიერების კოლოიდური მდგომარეობა . . . . .	295
კოლოიდური სისტემების კლასიფიკაცია . . . . .	297
კოლოიდური ნაწილაკის მუხტი . . . . .	301
კოაგულაცია და კოლოიდური ხსნარების სტაბილიზაცია . . . . .	304
კოლოიდური ხსნარების ელექტრული თვისებები და მათი გასუფთავება	306

**თ ა ვ ი მ ე თ ო რ მ ე ტ ე**

რეაქციები დაქანგვის ხარისხის ცვლილებით . . . . .	310
ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების განტოლების შედგენა	315
ელექტრონული ბალანსის მეთოდი . . . . .	315
იონურ-ელექტრონული მეთოდი . . . . .	318
ჟანგვა-აღდგენის პოტენციალი . . . . .	319
დენის ქიმიური წყაროები . . . . .	323
ელექტროლიზი . . . . .	326
დაშლის პოტენციალი . . . . .	328
ელექტროლიზის კანონები. ფარადეის კანონები	329
დენის ქიმიური წყაროები. აკუმულატორები	330
ტყვიის აკუმულატორი . . . . .	331
მეტალთა კოროზია . . . . .	332
ქიმიური კოროზია . . . . .	333
ელექტროქიმიური კოროზია . . . . .	333
მიწისქვეშა კოროზია . . . . .	335
კოროზიისაგან დაცვის მეთოდები . . . . .	335

**თ ა ვ ი მ ე ც ა მ ე ტ ე**

<b>ქიმიური კინეტიკა . . . . .</b>	<b>337</b>
მონომოლეკულური რეაქციები . . . . .	339
მოქმედ მასათა კანონი . . . . .	341
აქტივაციის ენერჯია . . . . .	342
აქტივაციის ენტროპია . . . . .	344
ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე . . . . .	345
მარტივი და რთული რეაქციები . . . . .	347
შექცევადი რეაქციები . . . . .	348
პარალელური რეაქციები . . . . .	348
თანმიმდევრული რეაქციები . . . . .	349

შეუღლებული რეაქციები . . . . .	349
ჯაჭვური რეაქციები . . . . .	349
ფოტოქიმიური რეაქციები . . . . .	353
კატალიზი . . . . .	355
ჰეტეროგენული კატალიზი . . . . .	359
კატალიზატორის მოწამვლა. პრომოტორები . . . . .	362

**თ ა ვ ი მ ე თ ო თ ხ მ მ ტ მ**

<b>ქიმიური სტატეკა. ქიმიური წონასწორობა . . . . .</b>	<b>365</b>
შექცევადი და შეუქცევადი რეაქციები . . . . .	365
რეაქციის წონასწორობის მუდმივას კავშირი იზობარულ პოტენციალ- თან, ენტალპიასა და ენტროპიასთან . . . . .	368
ლე-შატელიეს მოძრავი წონასწორობის პრინციპი . . . . .	369
რეაქციის წონასწორობის მუდმივაზე წნევის გავლენა . . . . .	370
კონცენტრაციის გავლენა რეაქციის წონასწორობის მუდმივაზე . . . . .	371
წონასწორობა ჰეტეროგენულ სისტემებში . . . . .	372
ჯიბსის ფაზათა წესი . . . . .	373

**თ ა ვ ი მ ე თ ხ უ თ მ მ ტ მ**

<b>ატომგულური პროცესები . . . . .</b>	<b>376</b>
ქიმიური ელემენტების გარდაქმნა . . . . .	378
ხელოვნური რადიოაქტივობა. ატომგულური რეაქციები . . . . .	380
ახალი ელემენტების სინთეზი . . . . .	383
შინაარსი . . . . .	385