

შაკ 546

განხილულია ქიმიის ძირითადი ცნებები და კანონები, ქიმიურ ელემენტთა პერიოდული სისტემა და არაორგანულ ნაერთთა ძირითადი კლასები. მოცემულია თანამედროვე შეხედულებები ატომის აღნაგობასა და ქიმიურ ბმებზე. საფუძვლიანად არის ჩამოყალიბებული კინეტიკის, ხსნარის, ჟანგვა-აღდგენისა და ელექტროქიმიური პროცესების საკითხები.

განკუთვნილია ტექნიკური უნივერსიტეტის ქიმიის სპეციალობების პროფესიული სწავლების სტუდენტებისთვის, ასევე ზოგადი ქიმიის საკითხებით დაინტერესებულ პირთათვის.

რეცენზენტები: პროფ. ა. ლეჟავა,

პროფ. ნ. კილასონია

თავი 1. ქიმიის ძირითადი ცნებები და კანონები

1.1. ქიმიის საგანი და ამოცანები

ქიმია არის საბუნებისმეტყველო მეცნიერება, რომელიც შეისწავლის ნივთიერებას, მის შედგენილობას, აღნაგობას, თვისებებს, მისი მიღებისა და გარდაქმნის მეთოდებს, ამ გარდაქმნათა თანხლებ მოვლენებს. ნივთიერების გარდაქმნას თანახლავს მაგ.: სინათლის გამოსხივება, სითბოს გამოყოფა ან შთანთქმა და სხვ.

თანამედროვე ქიმიის ამოცანაა ქიმიური მრეწველობისთვის ბუნებრივი ნედლეულის გადამუშავება, ახალი ნივთიერების მიღებისა და გასუფთავების ახალი მეთოდების შემუშავება და ა.შ. ურთულესი ქიმიური პროცესების საშუალებით ხდება ქვანახშირის, ბუნებრივი აირის, ნავთობის გადამუშავება, მადნიდან ლითონის გამოდნობა და სხვ.

იშვიათი ელემენტებისა და ნახევარგამტარების საფუძველზე მზადდება უზუსტესი ხელსაწყოები, რომლებიც გამოიყენება კოსმონავტიკაში, მანქანათმშენებლობასა და კომპიუტერულ ტექნიკაში. მრეწველობისათვის დიდი მნიშვნელობა აქვს ფერად ლითონებს. ახალი სამკურნალო პრეპარატების მიღებამ შესაძლებელი გახადა მრავალი მძიმე დაავადების დამარცხება. ქიმიის დახმარებით ხდება ნიადაგის განაყოფიერებისთვის საჭირო სასუქების, კაუჩუკის, პლასტმასების, ხელოვნური ბოჭკოს, საღებავების წარმოება და სხვ. სასოფლო-სამეურნეო და სამრეწველო წარმოების განვითარება დიდ გავლენას ახდენს გარემოზე: ხდება ატმოსფეროსა და ბუნებრივი წყლების დაბინძურება, ნიადაგის გამოფიტვა, მწვანე მასივების ფართობის შემცირება და სხვ.

ქიმიის ამოცანაა უნარჩენო ტექნოლოგიური პროცესების შექმნით აღმოფხვრას ეს ხარვეზები.

1.2. ფიზიკური და ქიმიური მოვლენები

ყველა სახის ცვლილებას, გარდაქმნას, რაც ბუნებაში ხდება მოვლენა ეწოდება. არსებობს ფიზიკური და ქიმიური მოვლენა. ფიზიკური მოვლენის დროს არ წარმოიქმნება ახალი ნივთიერება, მაგრამ იცვლება მისი აგრეგატული მდგომარეობა ან ფორმა (წყლის აორთქლება, წყლის გაყინვა, ყინულის დნობა და სხვ.).

ქიმიური მოვლენის დროს ხდება ნივთიერების შედგენილობის შეცვლა. ამ დროს წარმოიქმნება ახალი ნივთიერება (ჰაერზე სპილენძის ფირფიტა გახურებით იფარება შავი ნაფიფქით, მარმარილოს ნატეხის გახურებით მიიღება კირი და ნახშირორჟანგი).

1.3. ქიმიური რეაქციის ძირითადი ტიპები

ქიმიური მოვლენა ქიმიური განტოლებით – რეაქციით ჩაიწერება.

ქიმიური რეაქციების დაჯგუფება ხდება სხვადასხვა პრინციპის მიხედვით.

ესაა:

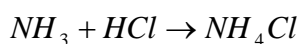
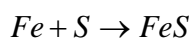
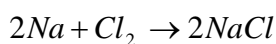
ა) მორეაგირე ნაერთებისა და რეაქციის შედეგად მიღებული ნივთიერებების რაოდენობის მიხედვით;

ბ) სითბური ეფექტის მიხედვით;

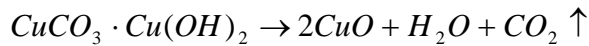
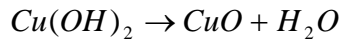
გ) შექცევადობის მიხედვით.

ა) მორეაგირე ნაერთებისა და პროდუქტების რაოდენობის მიხედვით რეაქციებს ყოფენ ოთხ ჯგუფად: შეერთების, დაშლის, ჩანაცვლებისა და მიმოცვლის რეაქციებად.

1. შეერთების ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომლის მიმდინარეობისას ორი ან რამდენიმე ნივთიერებისგან ერთი, შედარებით რთული ნივთიერება მიიღება.

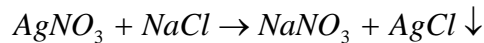
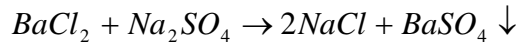


2. დაშლის ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც ერთი რთული ნივთიერებისგან ორი ან რამდენიმე შედარებით მარტივი ნივთიერება მიიღება:

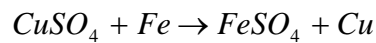
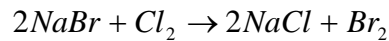
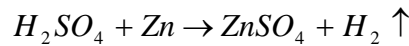


მალაქიტი

3. რეაქციას, რომელთა მიმდინარეობისას რთული ნივთიერების მოლეკულების შემადგენელი ნაწილები მიმოიცვლებიან, მიმოცვლის რეაქცია ეწოდება:

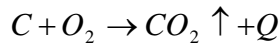


4. ჩანაცვლების რეაქციის მიმდინარეობისას მარტივი ნივთიერების ატომი ჩანაცვლებს რთული ნივთიერებაში შემავალ ატომს:

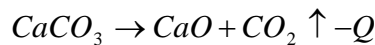


ბ) სითბური ეფექტის მიხედვით რეაქცია ან ეგზოთერმულია, ან - ენდოთერმული.

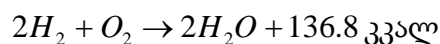
ეგზოთერმულია რეაქცია, რომლის მიმდინარეობისას სითბო გამოიყოფა. მაგალითად: ნახშირის წვა ეგზოთერმული პროცესია



ენდოთერმულია რეაქცია, რომლის მიმდინარეობისას სითბო შთანთქმდება. მაგალითად: კალციუმის კარბონატის თერმული დაშლა ენდოთერმული პროცესია:

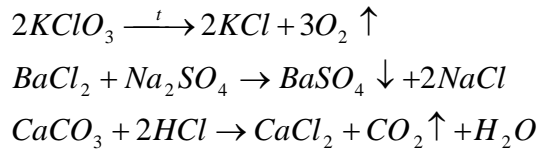


რეაქციის მიმდინარეობისას გამოყოფილ ან შთანთქმულ სითბოს რაოდენობას რეაქციის სითბური ეფექტი ეწოდება. რეაქციის სითბური ეფექტი (Q) იწერება რეაქციის მარჯვენა მხარეს. მისი განზომილებაა კკალ ან კჯოული. მაგალითად:

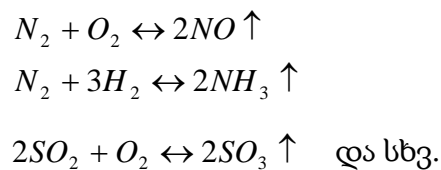


(1კკალ = 4,1840 კჯ)

გ) მიმართულების მიხედვით რეაქციები ორ ჯგუფად იყოფა: შექცევად და შეუქცევ რეაქციებად. შეუქცევი ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომელიც მიმდინარეობს ერთი მიმართულებით. მაგალითად:



შექცევადია რეაქცია, რომელიც ერთსა და იმავე პირობებში ერთდროულად მიმდინარეობს ორი ურთიერთსაპირისპირო მიმართულებით. შექცევადი რეაქცია ორმხრივი ისრით გამოისახება. მაგალითად:



1.4. ატომურ-მოლეკულური მოძღვრება

ნივთიერება მატერიის კონკრეტული გამოსახულებაა. ატომურ-მოლეკულური მოძღვრების განვითარებაში დიდი წვლილი მიუძღვით ცნობილ მეცნიერებს: ლომონოსოვს, ლავუაზიეს, პრუსტს, დალტონს, ავოგადროს, კანიცაროს, ბერცელიუსს, მენდელეევს, ბუტლეროვს. ატომურ-მოლეკულური მოძღვრება, როგორც სამეცნიერო თეორია საბოლოოდ დამკვიდრდა XIX საუკუნის შუა ხანებში. მისი ძირითადი დებულებებია:

1. ნივთიერება იყოფა არა უსასრულოდ, არამედ მხოლოდ მოლეკულამდე;
2. მოლეკულა არის ნივთიერების უმცირესი ნაწილაკი, რომელსაც შენარჩუნებული აქვს ამ ნივთიერების შედგენილობა და ქიმიური თვისებები.
3. ფიზიკური მოვლენისას მოლეკულა არ იცვლება, ქიმიური მოვლენისას კი გარდიქმნება;
4. მოლეკულა შედგება კიდევ უფრო მცირე ნაწილაკებისაგან, რომლებსაც ატომები ეწოდება; ატომი ელექტრონეიტრალური ნაწილაკია, რომელიც შედგება ატომბირთვისა და ელექტრონული გარსისგან.

5. ქიმიური რეაქციის დროს ატომი არ იცვლება. ამ დროს ახალი მოლეკულები იმავე ატომებისგან წარმოიქმნება, რომლებისგანაც შედგებოდა საწყისი ნივთიერებების მოლეკულები;

6. ატომები და მოლეკულები განუწყვეტლივ და ქაოსურად მოძრაობენ. ქიმიური რეაქცია ატომთა მოძრაობის ერთ-ერთი ფორმაა.

1.5. ქიმიური ელემენტი

ატომის გარკვეულ სახე, რომელსაც ერთნაირი დადებითი ატომბირთვის მუხტი აქვს ქიმიური ელემენტი ეწოდება. დღეისათვის ცნობილია 118 ქიმიური ელემენტი. აქედან ბუნებაში გავრცელებულია მხოლოდ 94, დანარჩენი მიღებულია ხელოვნურად. თითოეულ ელემენტს თავისი სიმბოლო აქვს.

ცხრილი 1.1

ქიმიური ელემენტის სახელწოდება		სიმბოლო
ქართული	ლათინური	
ჟანგბადი	ოქსიგენიუმ	O
წყალბადი	ჰიდროგენიუმ	H
ალუმინი	ალუმინიუმ	Al
ნახშირბადი	კარბონიუმ	C
აზოტი	ნიტროგენიუმ	N
ოქრო	აურუმ	Au
ვერცხლისწყალი	ჰიდრარგირუმ	Hg
სპილენძი	კუპრუმ	Cu
სილიციუმი	სილიციუმ	Si
ვერცხლი	არგენტუმ	Ag
რკინა	ფერუმ	Fe
თუთია	ცინკუმ	Zn
ტყვია	პლუმბუმ	Pb

ელემენტებს პირობითად ყოფენ ლითონებად და არალითონებად. ლითონს ახასიათებს: ბზინვარება, პლასტიკურობა (ჭედადობა, გრეხადობა, გლინვადობა და სხვ.), კარგი თბო- და ელექტროგამტარობა. ოთახის ტემპერატურაზე ვერცხლისწყლის გარდა ყველა ლითონი მყარ აგრეგატულ მდგომარეობაშია. ატომის ელექტრონული ადნაგობის თვალსაზრისით ელემენტი, რომლის გარე სავალენტო შრე ერთიდან ოთხამდე ელექტრონს შეიცავს ლითონია, არალითონის ატომის გარე სავალენტო შრეზე კი ოთხიდან რვა ელექტრონია.

არალითონთა უმეტესობა არ ბზინავს, არ ახასიათებს პლასტიკურობა, ელექტრულ დენს მხოლოდ ზოგიერთი მათგანი ატარებს. არალითონები ოთახის ტემპერატურაზე გვხვდება სამ აგრეგატულ მდგომარეობაში : აირადში (ინერტული აირი, ფთორი, ქლორი, წყალბადი, ჟანგბადი, აზოტი), თხევადსა (ბრომი) და მყარში (ბორი, ნახშირბადი, ფოსფორი და სხვ.).

არსებობს ელემენტები, რომლებიც ამჟღავნებენ როგორც ლითონის, ისე არალითონის თვისებებს. მათ ამფოტერული ელემენტები ეწოდება (Be, Zn, Al).

არსებობს ელემენტები, რომლებსაც არ გააჩნიათ არც ლითონის და არც არალითონის თვისებები. ასეთი ელემენტებია ინერტული აირები.

1.6. მარტივი და რთული ნივთიერებები

შედგენილობის მიხედვით ნივთიერებები იყოფა მარტივ და რთულ ნივთიერებებად. მარტივია ნივთიერება, რომლის მოლეკულებიც შედგება ერთი და იმავე ელემენტის ატომებისაგან. მაგ., მარტივი ნივთიერებებია: ალუმინი, წყალბადი, ჟანგბადი, აზოტი და სხვ. რთული ნივთიერებების მოლეკულები კი სხვადასხვა ელემენტის ატომებისაგან შედგება (მაგ., მარილმჟავა შედგება ელემენტ წყალბადისა და ელემენტ ქლორის ატომებისაგან, კალციუმის ქლორიდი - ელემენტ კალციუმისა და ელემენტ ქლორის ატომებისაგან და ა. შ.).

საჭიროა განვასხვაოთ ცნებები: მარტივი ნივთიერება და ქიმიური ელემენტი. მაგალითად: ნახშირი და ნახშირბადი. ნახშირბადი ელემენტია, რომელიც თავისუფალ მდგომარეობაში მარტივი ნივთიერებაა, რომელსაც ნახშირს

ვუწოდებთ. ქიმიური ელემენტისგან განსხვავებით მარტივი ნივთიერება ხასიათდება განსაზღვრული სიმკვრივით, ხსნადობით დუდილისა და დნობის ტემპერატურით. ელემენტი არ იცვლება ქიმიურ რეაქციებში. იგი ელემენტად რჩება. მარტივი ნივთიერება კი ქიმიური რეაქციების დროს გარდაიქმნება და რთული ნივთიერების კომპონენტი ხდება.

1.7. ალოტროპია

ელემენტის თვისებას, წარმოქმნას რამდენიმე თვისებებით განსხვავებული მარტივი ნივთიერება, ალოტროპია ეწოდება.

ალოტროპია გამოწვეულია ორი მიზეზით:

1. მოლეკულაში ატომთა სხვადასხვა რიცხვით. მაგალითად: ელემენტი ჟანგბადი წარმოქმნის ორ მარტივ ნივთიერებას – ჟანგბადს (O_2) და ოზონს (O_3). ჟანგბადი სიცოცხლისთვის აუცილებელი უფერო, უსუნო აირია. ხოლო ოზონი ტოქსიკური, ცისფერი, დამახასიათებელი სუნის აირია.

2. განსხვავებული კრისტალური აგებულებით. მაგალითად: ელემენტი ნახშირბადი წარმოქმნის რამდენიმე ალოტროპიულ სახეცვლილებას: ალმასი, გრაფიტი, კარბინი, ფულერენ-60. გრაფიტი ნაცრისფერი, მყარი ფხვნილია, კრიალა ზედაპირით. რომელშიც ნახშირბადის ატომები იმყოფებიან sp^2 ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაში. ალმასი მტკიცე ნაერთია, რაც გამოწვეულია ნახშირბადის ატომების sp^3 ჰიბრიდიზაციით. კარბინი შავი ფერის ფხვნილია, სადაც თითო ნახშირბადის ატომი sp ჰიბრიდიზაციის მდგომარეობაშია.

1.8. სუფთა ნივთიერება და ნარევი

სუფთა ნივთიერებას აქვს მისთვის დამახასიათებელი მუდმივი ფიზიკური თვისებები. მაგალითად: სუფთა ნივთიერება ლღვება და დუღს ერთსა და იმავე ტემპერატურაზე. ასევე ახასიათებს სიმკვრივის განსაზღვრული მნიშვნელობა.

ნივთიერებათა უმრავლესობა ბუნებაში ნარევების სახით გვხვდება.

ორი ან მეტი ნივთიერების შერევით მიღებულ სისტემას, რომელშიც ყოველ კომპონენტს შენარჩუნებული აქვს თავისი თვისებები ნარევი ეწოდება. ნარევის კომპონენტებად დაყოფა შესაძლებელია ფიზიკური მეთოდებით (გაფილტვრა, გამოკრისტალება, გამოხდა და სხვ.).

არსებობს ორი სახის ნარევი - ერთგვაროვანი (ჰომოგენური) და არაერთგვაროვანი (ჰეტეროგენული).

ერთგვაროვანია ნარევი, თუ მისი თვისებები მთელ მასაში ერთნაირია. ერთგვაროვან ნარევიში მისი შემადგენელი ნივთიერებების დანახვა მიკროსკოპითაც კი შეუძლებელია (მაგ., ჰაერი).

არაერთგვაროვანია ნარევი, თუ მისი თვისებები მთელ მასაში ერთნაირი არ არის. არაერთგვაროვან ნარევიში მისი შემადგენელი ნივთიერებების დანახვა შესაძლებელია როგორც თვალით, ისე მიკროსკოპითაც (მაგ., ცარცისა და სუფრის მარილის ნარევი).

1.9. ფარდობითი ატომური მასა

ატომი ძალიან მცირე ზომისაა. მისი მასაც ძალიან მცირეა. მაგალითად, წყალბადის- (H) ატომის მასა $1,67 \cdot 10^{-27}$ კგ-ია, ჟანგბადისა $-26,67 \cdot 10^{-27}$ კგ, ნახშირბადის კი $-1,99 \cdot 10^{-26}$ კგ. ასეთი მცირე სიდიდეებით გამოთვლების ჩატარება მოუხერხებელია, ამიტომ მეცნიერებმა შემოიღეს სიდიდე ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა $-A_r$. ატომის მასის გამოსახვისათვის მიღებულია მასის ატომური ერთეული (მე), რომელიც არის ნახშირბადის ^{12}C იზოტოპის ატომის მასის $1/12$ ნაწილი ანუ $1,66 \cdot 10^{-27}$ კგ-ის ტოლი. ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა გვიჩვენებს, რამდენჯერ აღემატება ამ ელემენტის ატომის აბსოლუტური მასა ნახშირბადის ^{12}C იზოტოპის ატომის მასის $1/12$ ნაწილს.

$$A_r(\text{H}) = \frac{1,67 \cdot 10^{-27} \text{ კგ}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ კგ}} = 1$$

$$A_r(\text{O}) = \frac{26,67 \cdot 10^{-27} \text{ კგ}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ კგ}} = 16$$

აღნიშნული ფორმულის გამოყენებით შეიძლება ვიპოვოთ ელემენტის აბსოლუტური ატომური მასა:

$$m(E) = A_r(E) \cdot 1 \text{ მაე}$$

$$m(H) = 1 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ კგ} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ კგ.}$$

$$m(O) = 16 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ კგ} = 26,67 \cdot 10^{-27} \text{ კგ}$$

1.10. ფარდობითი მოლეკულური მასა

მოლეკულის მასაც, ატომის მასის მსგავსად, ძალიან მცირეა. ამიტომ ამ შემთხვევაშიც გამოიყენება ფარდობითი სიდიდე – ფარდობითი მოლეკულური მასა – M_r .

ნივთიერების ფარდობითი მოლეკულური მასა გვიჩვენებს, რამდენჯერ აღემატება ამ ნივთიერების მოლეკულის მასა ნახშირბადის ^{12}C ატომის $1/12$ ნაწილს.

ნივთიერების ფორმულის მიხედვით შესაძლებელია მისი ფარდობითი მოლეკულური მასის გამოთვლა. ამისათვის მოლეკულაში არსებული თითოეული ატომის რიცხვი (ინდექსი) უნდა გავამრავლოთ შესაბამისი ელემენტის ფარდობით ატომურ მასაზე და შედეგები შევკრიბოთ.

მაგალითად:

$$M_r(HNO_3) = A_r(H) + A_r(N) + 3 \cdot A_r(O) = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63$$

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$$

1.11. მოლი

ქიმიურ რეაქციებში მორეაგირე ნივთიერებათა ატომების და მოლეკულების რიცხვის გამოსათვლელად იყენებენ განსაკუთრებულ სიდიდეს – ნივთიერების რაოდენობას. ნივთიერების რაოდენობის ერთეულს მოლი (n) ეწოდება.

მოლი ნივთიერების ის რაოდენობაა, რომელიც შეიცავს იმდენ სტრუქტურულ ერთეულს (მოლეკულას, ატომს, იონს, ელექტრონს და სხვას),

რამდენ ატომსაც შეიცავს 12 გ მასის მქონე ნახშირბადის $^{12}_6C$ იზოტოპი. 12 გ მასის მქონე ნახშირბადში $6,022 \cdot 10^{23}$ ატომია. ამ რიცხვს ავოგადროს რიცხვი ეწოდება. აქედან გამომდინარე, მთლიანი ნივთიერების ის რაოდენობაა, რომელიც შეიცავს ავოგადროს რიცხვის შესაბამის ნაწილაკთა რაოდენობას.

1 მთლიანი ნივთიერების მასას, მოლური მასა ეწოდება. იგი გამოისახება კგ/მოლ-ით ან გ/მოლ-ით და აღინიშნება M ასოთი.

$$M = \frac{m}{n},$$

სადაც m არის ნივთიერების მასა, გ;

N - ნივთიერების რაოდენობა, მოლი.

$$\text{მაგალითად: } M_{H_2O} = \frac{18}{1} = 18 \text{ გ/მოლი.}$$

ნივთიერების მასა და ნივთიერების რაოდენობა სხვადასხვა ცნებებია. მასა გამოისახება გრამით, კილოგრამით, ხოლო ნივთიერების რაოდენობა – მოლით. მოლური მასა თითოეული ნივთიერებისათვის მუდმივი სიდიდეა და მისი მნიშვნელობა ემთხვევა ელემენტის ფარდობით ატომურ მასას ან ნივთიერების ფარდობით მოლეკულურ მასას.

1.12. ავოგადროს კანონი, ავოგადროს რიცხვი

სხვადასხვა აირის ტოლი მოცულობები ერთნაირი ტემპერატურისა და წნევის დროს შეიცავენ სტრუქტურული ერთეულების (მოლეკულების ან ატომების) ტოლ რიცხვს.

ამ კანონიდან გამომდინარეობს, რომ სხვადასხვა აირის ტოლი მოცულობების მასები ერთნაირი ტემპერატურისა და წნევის პირობებში ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც ამ აირების მოლური მასები.

$$M_1 : M_2 = m_1 : m_2$$

სადაც M_1 და M_2 არის ორი სხვადასხვა აირის მოლური მასა, m_1 და m_2 არის აირების ტოლი მოცულობების მასები, რომლებიც გაზომილია ერთნაირ

პირობებში. თუ $m_1 : m_2 = D$. (სადაც D ფარდობითი სიმკვრივეა პირველი აირისა მეორე აირის მიმართ), მაშინ $D = M_1 : M_2$ ან $M_1 = D \cdot M_2$ თუ მეორე აირად აღებულია წყალბადი, მაშინ $M_1 = 2,016 \cdot D$, თუ ჰაერია, მაშინ $M_1 = 29 D$ (სადაც 29 არის ჰაერის „მოლის“ საშუალო მასა).

ამ განტოლების გამოყენებით გამოითვლება აირების მოლური მასები. ერთნაირ პირობებში, იდეალური აირების მოლური მოცულობების მუდმივობის საფუძველზე, კლაპეირონის განტოლებიდან გამოყვანილია აირის მდგომარეობის განტოლება ერთი მოლისათვის.

$$\frac{pV}{T} = n,$$

სადაც p არის აირის წნევა,

V - მოცულობა,

T - აბსოლუტური ტემპერატურა,

R - აირის მუდმივა n მოლისათვის.

$$pV = nRT \quad \text{ან} \quad pV = \frac{m}{M} RT \quad \text{აქედან} \quad M = \frac{m}{pV} RT$$

სადაც m არის მასა (გ)9

M არის ამ აირის ერთი მოლის მასა გ-ობით.

ავოგადროს კანონის თანახმად, ნებისმიერი აირის ერთი მოლის მოცულობა ნორმალური ტემპერატურისა და წნევის პირობებში (ნორმალური პირობებია 0°C და 760 მმ ვწყ.სვ. წნევა) მუდმივია და შეადგენს $22,414$ ლ-ს. მას გრამ-მოლეკულური ან მოლური მოცულობა ეწოდება. ნებისმიერი აირის მოლეკულური მასის გამოსათვლელად საკმარისია მისი ერთი მოლის მოცულობა გავამრავლოთ მოცემული აირის აბსოლუტურ სიმკვრივეზე $M = V\rho$.

ავოგადრომ აგრეთვე დაადგინა გრამ-მოლეკულაში მოლეკულათა რიცხვის მუდმივობა.

გრამ-მილეკულა ანუ მოლი ეწოდება ნივთიერების მასას, რომელიც რიცხობრივად მისი მოლეკულური მასის ტოლია.

თითოეული ნივთიერების გრამ-მოლეკულა, მიუხედავად მისი ბუნებისა და აგრეგატული მდგომარეობისა, შეიცავს $6,023 \cdot 10^{23}$ მოლეკულას. ეს რიცხვი ცნობილია N_0 ავოგადროს რიცხვის სახელწოდებით და ფრიად საყურადღებო მუდმივაა, როგორც ქიმიაში, ისე ფიზიკაში.

1.13. ქიმიურ ელემენტთა მუდმივობის კანონი

სხვადასხვა ნივთიერების შედგენილობის შესწავლით დადგინდა, რომ ქიმიურ რეაქციაში მუდმივი რჩება, როგორც ნივთიერების საერთო მასა, ისე მასში შემავალი თითოეული ელემენტის მასაც. შესაბამისად შეიძლება ჩამოვაყალიბოთ ელემენტთა მუდმივობის კანონი:

ქიმიური რეაქციის დროს არ ხდება ქიმიურ ელემენტთა ურთიერთ-გარდაქმნა და მათი ბუნება უცვლელი რჩება.

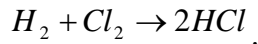
1.14. მასის მუდმივობის კანონი

მასის მუდმივობის კანონი აღმოაჩინეს რუსმა მეცნიერმა ლომონოსოვმა და ფრანგმა ქიმიკოსმა ლავუაზიემ. ეს კანონი დამტკიცებულია ექსპერიმენტულად.

ქიმიურ რეაქციაში შესული ნივთიერებების მასა რეაქციის შედეგად მიღებულ ნივთიერებათა მასის ტოლია.

ატომურ-მოლეკულური მოძღვრების თვალსაზრისით ნივთიერების მუდმივობის კანონის არსი არის ის, რომ ქიმიური რეაქციის დროს ატომები არ ქრება და არ წარმოიქმნება არაფრისგან – რეაქციამდე და რეაქციის შემდეგ მათი რაოდენობა უცვლელი რჩება. ვინაიდან ატომებს აქვს მუდმივი მასა და მათი რაოდენობა რეაქციის შედეგად არ იცვლება, ნივთიერების მასა რეაქციამდე და რეაქციის შემდეგ ტოლია. მასის მუდმივობის კანონი ნივთიერებებს შორის მიმდინარე რეაქციების შესწავლის საფუძველია. მისგან გამომდინარე, შეიძლება შევადგინოთ ქიმიური განტოლებები და ვაწარმოოთ გაანგარიშებანი.

მაგალითად: მოლეკულა H_2 შედგება ორი ატომი H-საგან, რომლებიც ბმულია ერთმანეთთან. მოლეკულა Cl_2 ერთმანეთთან ბმულ Cl-ის ატომებისგან შედგება:



რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება HCl, სადაც ერთი ატომი წყალბადი ერთ ქლორის ატომთანაა ბმული. H-სა და Cl-ის ატომთა საერთო რიცხვი რეაქციამდე და რეაქციის შემდეგ ერთნაირი უნდა იყოს. ვინაიდან, რეაქციაში შესული ნივთიერებების მასა უდრის რეაქციის შედეგად მიღებულ ნივთიერებათა მასას.

მასის მუდმივობის კანონის გარდა ლომონოსოვმა აღმოაჩინა ენერგიის მუდმივობის კანონიც:

ენერგია არ იქმნება არაფრისაგან და არც იკარგება უკვალოდ, ერთი სახის ენერგია გარდაიქმნება სხვა სახის ენერგიად.

ა. აინშტაინმა დაამტკიცა, რომ სხეულის მასას (m) და მის ენერგიას (E) შორის არსებობს კავშირი, რომელიც გამოისახება განტოლებით:

$$E = mc^2 ,$$

სადაც c არის სინათლის გავრცელების სიჩქარე ვაკუუმში ($3 \cdot 10^8$ მ/წმ);

M – მასა გრამებით

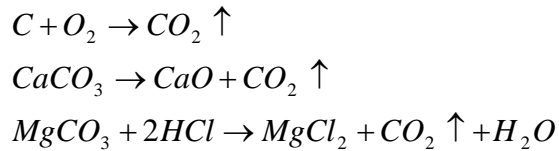
E – ენერგია ჯოულებით.

მასის მუდმივობის კანონი რაოდენობითი ქიმიური ანალიზის საფუძველია.

1.15. ნივთიერების შედგენილობის მუდმივობის კანონი

ეს კანონი 1799 წელს აღმოაჩინა ფრანგმა მეცნიერმა ჟოზეფ ლუი პრუსტმა, რომლის მიხედვით, ყოველ ქიმიურად სუფთა ნივთიერებას აქვს ერთი და იგივე წონითი შედგენილობა, მიუხედავად იმისა, თუ რა გზით არის მიღებული ეს ნივთიერება.

მაგალითად, CO_2 – ნახშირორჟანგი, შეიძლება მრავალი ხერხით მივიღოთ:



და სხვ. მაგრამ ნახშირბადის მასის (წონის) ფარდობა ჟანგბადის მასასთან CO_2 -ში მუდამ 3 : 8-ის ტოლია.

წვიმის წყალი, წყაროს წყალი, თოვლის დნობით მიღებული წყალი, ზღვის წყალი პოლუსთან და ეკვატორთან რომ გამოვიკვლიოთ, დავრწმუნდებით, რომ მისი თვისებრივი შედგენილობა მუდმივია და გამოისახება ფორმულით H_2O . ამასთან, წყალბადის მასური წილი (წყალბადის მასის შეფარდება წყლის ფარდობით მოლეკულურ მასასთან) პროცენტობით

$$\omega\% (H) = m(H)/M(H_2O) \cdot 100\% = 2/18 \cdot 100\% = 11,11\%$$

ხოლო ჟანგბადის მასური წილი პროცენტობით

$$\omega\% (O) = m(O)/M(H_2O) \cdot 100\% = 16/18 \cdot 100\% = 88,89\%$$

(რაოდენობრივი შედგენილობა)

შედგენილობის მუდმივობის კანონს შეიძლება შემდეგი ფორმულირება მივცეთ: **მოცემული ნაერთის თვისებრივი და რაოდენობრივი შედგენილობა მუდმივია.**

1.16. ეკვივალენტა კანონი

ეკვივალენტა კანონი, რომელიც პრუსტის ნივთიერების შედგენილობის მუდმივობის კანონიდან გამომდინარეობს, 1803 წელს დაადგინა ბ. რიხტერმა: ქიმიურ რეაქციაში ნივთიერებები ურთიერთქმედებენ ეკვივალენტური რაოდენობით ან მათი ეკვივალენტების პროპორციული რაოდენობით.

ელემენტის ეკვივალენტი ეწოდება მის ისეთ რაოდენობას, რომლითაც იგი უერთდება ან ჩაენაცვლება ქიმიურ რეაქციაში წყალბადის ატომის ერთ მოლს.

ეკვივალენტის ცნების ლოგიკურ შედეგად ითვლება ქიმიის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი კანონი – ეკვივალენტა კანონი: მარტივი და რთული ნივთი-

ერებები ერთმანეთთან ურთიერთქმედებენ ისეთი რაოდენობებით, რომლებიც მათი ეკვივალენტების პროპორციულია.

აქედან გამომდინარეობს, რომ ერთმანეთთან უნაშთოდ მორეაგირე ელემენტები აღებული უნდა იყოს მათი ეკვივალენტური რაოდენობებით. მაგალითად: 1,008 გ წყალბადი უნაშთოდ უერთდება 8 გ ჟანგბადს, 35,5 გ ქლორს და 23გ ნატრიუმს.

რაოდენობრივი გამოთვლებისათვის შემოღებულია გრამ-ეკვივალენტის ცნება: გრამ-ეკვივალენტი არის ნივთიერების ეკვივალენტური მასა, გამოსახული გრამებით. შესაძლოა ნივთიერების რაოდენობის სხვა გამოსახულებებითაც სარგებლობა, მაგალითად კგ-ეკვივალენტი, მილიგრამ-ეკვივალენტი და სხვა.

ამრიგად, ქიმიური ელემენტები ერთმანეთს უერთდებიან მათი ეკვივალენტების პროპორციული წონითი რაოდენობებით. ეკვივალენტების სიდიდე დამოკიდებულია ნაერთზე. თუ ორი ელემენტი სხვადასხვა თანაფარდობით უერთდება ერთმანეთს, მათი ეკვივალენტები განსხვავებული იქნება. მაგ: აზოტის (II) ოქსიდი NO-ს შემთხვევაში აზოტის ეკვივალენტი არის აზოტის 7 წონითი ნაწილის ტოლი. აზოტის (I) ოქსიდის N_2O -ს შემთხვევაში აზოტის ეკვივალენტი უდრის აზოტის 14 წონით ერთეულს.

ელემენტის E ეკვივალენტი, A ატომური მასა და V ვალენტობა შემდეგი ფორმულით შეიძლება დავაკავშიროთ ერთმანეთთან:

$$E = \frac{A}{V}$$

ანუ ეკვივალენტური მასა = ატომური მასა/ვალენტობა

$$\text{მაგალითად, } E_{Na} = \frac{23}{1} = 23 \quad E_{Ca} = \frac{40}{2} = 20$$

ელემენტის რაოდენობას, გამოსახულს გრამებით, რომელიც რიცხობრივად მის ეკვივალენტს უდრის, გრამ-ეკვივალენტი ეწოდება.

1.17. ქიმიური ნაერთის ეკვივალენტი

ცნება ქიმიური ეკვივალენტის შესახებ ვრცელდება მჟავების, ფუძეებისა და მარილების ტიპის ნივთიერებებზეც.

მჟავას ეკვივალენტი ტოლია მჟავას მოლეკულური მასა გაყოფილი მის ფუძიანობაზე. მჟავას ფუძიანობა განისაზღვრება მის მოლეკულაში ლითონის ჩანაცვლების უნარის მქონე წყალბადის ატომთა რიცხვით. მაგალითად:

$$E_{HCl} = \frac{M_{HCl}}{1} = \frac{36,5}{1} = 36,5$$

$$E_{H_2SO_4} = \frac{M_{H_2SO_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49$$

$$E_{H_3PO_4} = \frac{M_{H_3PO_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,4$$

ფუძის ეკვივალენტი ტოლია ფუძის მოლეკულური მასა გაყოფილი მისი მოლეკულის OH ჯგუფების რიცხვზე ანუ ლითონის ვალენტობაზე. მაგალითად:

$$E_{NH_4OH} = \frac{M_{(NH_4OH)}}{1} = \frac{35}{1} = 35$$

$$E_{Ca(OH)_2} = \frac{M_{Ca(OH)_2}}{2} = \frac{74}{2} = 37$$

$$E_{Al(OH)_3} = \frac{M_{Al(OH)_3}}{3} = \frac{78}{3} = 26$$

მარილის ეკვივალენტი ტოლია მარილის მოლეკულური მასა გაყოფილი ლითონის ატომების რიცხვისა და მათი ვალენტობის ნამრავლზე. მაგალითად:

$$E_{NaCl} = \frac{M_{(NaCl)}}{1} = \frac{58,5}{1} = 58,5$$

$$E_{CaCl_2} = \frac{M_{CaCl_2}}{2 \cdot 1} = \frac{111}{2} = 55,5$$

$$E_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{M_{Al_2(SO_4)_3}}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57$$

1.18. ჯერად ფარდობათა კანონი

ჯონ დალტონმა 1803 წ. დაადგინა ჯერად ფარდობათა კანონი: თუ ორი ელემენტი წარმოქმნის რამდენიმე ქიმიურ ნაერთს, მაშინ ერთი ელემენტის სხვადასხვა მასა, რომელიც მოდის მეორე ელემენტის ერთსა და იმავე მასაზე ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც მთელი რიცხვები.

ამ კანონის მკაფიოდ გასაგებად გამოყენებულია აზოტის ოქსიდების რაოდენობით ანალიზზე დაფუძნებული მაგალითი (იხ.ცხრ.1.2)

ცხრილი 1.2

აზოტის ოქსიდი	პროცენტული შედგენილობა		ჟანგბადის წონითი რაოდენობა, რომელიც მოდის აზოტის შვიდ წონით ნაწილზე
	N	O	
N_2O	63,7	36,3	4
NO	46,7	53,3	8
N_2O_3	36,8	63,2	12
NO_2	30,4	69,6	16
N_2O_5	25,9	74,1	20

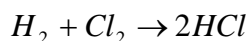
ამ მონაცემებით ადვილია განისაზღვროს ჟანგბადის ის წონითი რაოდენობა, რომელიც მოდის აზოტის გარკვეულ რაოდენობაზე, ცხრილის თანახმად, აზოტის შვიდ წონით ნაწილზე. ამ რიცხვების გაყოფით უმცირესზე, ე.ი. 4-ზე მიიღება:

$$\frac{4}{4} : \frac{8}{4} : \frac{12}{4} : \frac{16}{4} : \frac{20}{4}, \quad 1 : 2 : 3 : 4 : 5.$$

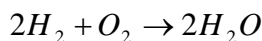
1.19. მოცულობათა ფარდობის კანონი

რეაქციაში შესული აირებისა და რეაქციის შედეგად მიღებული აირადი პროდუქტების მოცულობები, ერთნაირი ტემპერატურისა და წნევის პირობებში, ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც მცირე მთელი რიცხვები. მაგალითად:

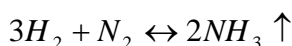
ერთი მოცულობა წყალბადი და ერთი მოცულობა ქლორი წარმოქმნის ორ მოცულობა ქლორწყალბადს:



ორი მოცულობა წყალბადი და ერთი მოცულობა ჟანგბადი წარმოქმნის ორ მოცულობა წყლის ორთქლს:



სამი მოცულობა წყალბადი და ერთი მოცულობა აზოტი წარმოქმნის ორ მოცულობა ამიაკს



1.20. ვალენტობა

რომელიმე ელემენტის ატომის თვისებას, მიიერთოს ან ჩაანაცვლოს ნაერთში მეორე ელემენტის ატომთა გარკვეული რაოდენობა, ვალენტობა ეწოდება. ვალენტობის ერთეულად პირობითად მიჩნეულია წყალბადის ვალენტობა. ამის მიხედვით წყალბადის ატომთა რიცხვი, რომელსაც იერთებს ან ანაცვლებს რომელიმე ელემენტის ატომი, გამოსახავს მისი ვალენტობის სიდიდეს მოცემულ ნაერთში. მაგალითად: ნაერთებში HCl , H_2O , NH_3 , CH_4 ქლორი ერთვალენტიანია, ჟანგბადი – ორვალენტიანი, აზოტი – სამვალენტიანი, ხოლო ნახშირბადი – ოთხვალენტიანი.

ელემენტები წყალბადნაერთებში ამჟღავნებენ 1-დან 4-მდე ვალენტობას. წყალბადნაერთებში გამომჟღავნებულ ელემენტის ვალენტობას ეწოდება ვალენტობა წყალბადის მიმართ.

ელემენტის ვალენტობა შეიძლება განისაზღვროს ჟანგბადის ატომის ვალენტობის მიხედვითაც, რადგან ჟანგბადის ვალენტობა მიჩნეულია ორის ტოლად. მაგალითად, ნაერთებში: N_2O_3 , CO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 აზოტი სამვალენტიანი, ნახშირბადი – ოთხვალენტიანი, ფოსფორი – ხუთვალენტიანი, გოგირდი – ექვსვალენტიანი, ხოლო ქლორი – შვიდვალენტიანი. ელემენტები ჟანგბადნაერთებში ამჟღავნებენ 1-დან 8-ის ჩათვლით ვალენტობას.

ელემენტის ვალენტობა მუდმივი რიცხვი არ არის. თუმცა ზოგიერთი ელემენტი ამჟღავნებს მუდმივ ვალენტობას. მაგალითად, წყალბადი 1- ვალენტია, ჟანგბადი - 2, ნატრიუმი - 1, კალციუმი - 2, ალუმინი - 3 ვალენტია და ა.შ. ზოგიერთი ელემენტი ამჟღავნებს ცვალებად ვალენტობას. მაგალითად, ნახშირბადი ამჟღავნებს 2 და 4 ვალენტობას, გოგირდი - 2, 4, 6 ვალენტობას. ქლორი - 1, 3, 5, 7 ვალენტობას, რკინა - 2, 3 ვალენტობას, აზოტი - 1, 2, 3, 4, 5 ვალენტობას და ა.შ.

დ. მენდელეევი დაადგინა, რომ ელემენტის უმაღლესი ვალენტობა ჟანგბადის მიმართ უდრის ჯგუფის ნომერს, ხოლო ელემენტის ვალენტობა წყალბადის მიმართ ტოლია 8-ს გამოკლებული ჯგუფის ნომერი. მაგალითად, ფოსფორის უმაღლესი ვალენტობა ჟანგბადის მიმართ არის 5 (p_2O_5), ხოლო წყალბადის მიმართ არის $8-5=3$ (PH_3).

თანამედროვე წარმოდგენებით ვალენტობის ცნება ძალიან გაფართოვდა, რადგან იგი დაკავშირებულია ატომის ელექტრონული შრეების აღნაგობასა და ატომებს შორის წარმოქმნილი ქიმიური ბმების ბუნებასთან.

როგორც ცნობილია, ატომის უნარი აქვს გასცეს ან მიიერთოს ელექტრონი, ან წარმოქმნას საზიარო ელექტრონული წყვილები. იმ ელექტრონებს, რომლებიც განაპირობებენ ქიმიური ბმების წარმოქმნას, სავალენტო ელექტრონები ეწოდება. მათი რიცხვი მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტთა ატომებში ამ ელემენტთა ჯგუფების ნომრის ტოლია. მაგალითად, გოგირდი მეექვსე ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტია, და მის ატომს გარე შრეზე აქვს ექვსი სავალენტო ელექტრონი.

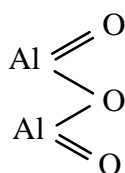
სავალენტოს უმთავრესად მიეკუთვნება ატომების გარე დაუმთავრებელი შრეების ელექტრონები, მაგრამ სავალენტო შეიძლება იყოს გარედან მეორე (d-ელემენტებისათვის) და გარედან მესამე (f - ელემენტებისათვის) ენერგეტიკული შრის ელექტრონებიც. სავალენტო ელექტრონები ატომბირთვთან სუსტად ბმული ელექტრონებია.

ვალენტობას ნიშანი არ გააჩნია. იგი არ შეიძლება იყოს არც დადებითი, არც უარყოფითი და არც ნულოვანი. ვალენტობა როგორც ქიმიური ბმების რიცხვი ყოველთვის მთელი რიცხვებით გამოისახება.

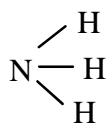
ნაერთის სტრუქტურულ ფორმულაში ვალენტობა აღინიშნება ხაზების საშუალებით, რომელთა რაოდენობა ვალენტობას შეესაბამება. თუ მოლეკულაში შემავალი ელემენტების ვალენტობას ხაზებით გამოვსახავთ, მივიღებთ მოლეკულის სტრუქტურულ ფორმულას.

მაგ. CaO სტრუქტურულად ასე ჩაიწერება: Ca = O

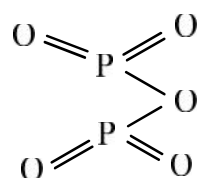
Al_2O_3 – ასე



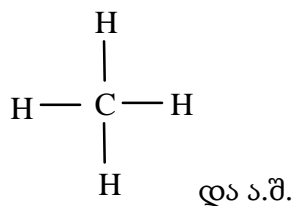
NH_3 – ასე



P_2O_5 – ასე



CH_4 – ასე



სტრუქტურული ფორმულა გამოსახავს მოლეკულაში ატომთა დაკავშირების თანამიმდევრობას, მაგრამ არ გამოსახავს მოლეკულის სივრცით აღნაგობას, რომელიც გვიჩვენებს მოლეკულაში არა მარტო დაკავშირების თანამიმდევრობას, არამედ სივრცეში ატომთა რეალურ განლაგებას, სავალენტო ბმებს შორის არსებულ კუთხეებს, ბმის ელექტრონულ ბუნებას და ა.შ.

ვალენტობის თანამედროვე თეორიას განვიხილავთ ატომის აღნაგობაში.

თავი 2. დ.ი. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და ელემენტთა პერიოდული სისტემა

2.1. დ.ი. მენდელეევის მიერ პერიოდულობის კანონის აღმოჩენა

ატომურ-მოლეკულური მოძღვრების აღიარების შემდეგ ინტენსიურად წარიმართა ექსპერიმენტული მუშაობა. ქიმიაში აღმოჩენილ იქნა მრავალი ახალი ელემენტი. XIX საუკუნის 60-იან წლებში უკვე ცნობილი იყო 63 ქიმიური ელემენტი. ელემენტების აღმოჩენასთან ერთად საჭირო გახდა მათი დაჯგუფება ანუ კლასიფიკაცია.

ელემენტების დაჯგუფების ცდები იყო ადრეც – დ. მენდელეევამდე. ჯერ კიდევ ბერცელიუსმა დაყო ელემენტები ორ დიდ ჯგუფად: ლითონებად და არალითონებად (1818 წ). დ. მენდელეევის წინამორბედი დებერეინერი, ნიულენდსი, მეიერი, შანკურტუა და სხვები ცდილობდნენ ელემენტთა კლასიფიკაციას თვისებების მიხედვით, მაგრამ მეცნიერულად დასაბუთებული კლასიფიკაციის ჩამოყალიბება წილად ხვდა დ. მენდელეევს, რომელმაც აღმოაჩინა ბუნების ერთ-ერთი ფუნდამენტური კანონი – პერიოდულობის კანონი (1869 წ).

დ. მენდელეევმა ელემენტთა კლასიფიკაციას საფუძვლად დაუდო ფარდობითი ატომური მასა, რადგან იგი თვლიდა, რომ „ნივთიერების მასა არის სწორედ მისი ისეთი თვისება, რომელზეც უნდა იყოს დამოკიდებული ყველა დანარჩენი თვისება. ამიტომ ბუნებრივია, ვეძებოთ დამოკიდებულება ელემენტების თვისებებსა და მსგავსებებს შორის, ერთი მხრივ და მათ ატომურ წონებს შორის, მეორე მხრივ.”

დ. მენდელეევმა იმ დროისათვის ყველა ცნობილი ელემენტი განალაგა ფარდობითი ატომური მასის ზრდის მიხედვით. შეისწავლა მათი ოქსიდების და ჰიდროქსიდების თვისებები და დაადგინა, რომ ქიმიურად მსგავსი ელემენტები გვხვდება გარკვეული ინტერვალების შემდეგ, და, მაშასადამე, მათი ქიმიური თვისებები პერიოდულად მეორდება.

ყოველივე ამან დ. მენდელეევს საშუალება მისცა მის მიერ აღმოჩენილი კანონის ფორმულირებისა: მარტივ ნივთიერებათა თვისებები, აგრეთვე ელემე-

ნტა ნაერთების ფორმები და თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია ელემენტთა ატომური მასების სიდიდესთან”.

2.2. ელემენტთა პერიოდული სისტემა

პერიოდულობის კანონის საფუძველზე დ. მენდელეევი შეადგინა ელემენტთა პერიოდული სისტემა. პერიოდული სისტემა პერიოდულობის კანონის გრაფიკული გამოსახულებაა. არსებობს პერიოდული სისტემის რამდენიმე ვარიანტი. მათ შორის ყველაზე მიღებულია მოკლე და გრძელპერიოდური ფორმები, რომლებიც ერთმანეთს ავსებენ.

პერიოდულ სისტემაში ელემენტი მოთავსებულია უჯრედში, რომელშიც მოცემულია მისი ქიმიური სიმბოლო (ამ ელემენტის ლათინური დასახელების პირველი ან პირველი და მომდევნო რომელიმე ასო), სახელწოდება, რიგითი ნომერი (Z) და ფარდობითი ატომური მასა (Ar). დღეისთვის ცნობილია 118 ელემენტი. ორივე პერიოდულ სისტემაში ელემენტები განლაგებულია ჰორიზონტალურ მწკრივებში, რომელთაც პერიოდები ეწოდება და ვერტიკალურ მწკრივებში, რომელთაც ჯგუფები ეწოდება.

პერიოდული სისტემის მოკლეპერიოდური ვარიანტი შედგება პერიოდების, რიგებისა და ჯგუფებისგან.

ქიმიური ელემენტის ჰორიზონტალურ მწკრივს, რომელიც იწყება ტუტე ლითონით (პირველი მწკრივი > წყალბადით) და მთავრდება ინერტული აირით პერიოდი ეწოდება.

პერიოდულ სისტემაში სულ 7 პერიოდია, აქედან 1, 2 და 3 მცირე პერიოდებია, 4, 5, 6 და 7 – დიდი პერიოდები. მცირე პერიოდები შედგება თითო-თითო რიგისგან, ხოლო დიდი პერიოდები – ორ-ორი რიგისგან. პირველი პერიოდი შედგება 2 ელემენტისგან. მე-2 და მე-3 პერიოდი – 8-8 ელემენტისგან. მე-4 და მე-5 პერიოდები – 18-18 ელემენტისგან, მე-6 და მე-7 პერიოდები – 32-32 ელემენტისგან (118 ელემენტის გათვალისწინებით). მე-6 პერიოდის პირველი რიგის 14 ელემენტი, რომლებიც ლანთანის (La) შემდეგაა განლაგებული, გამოტანილია

სისტემის ქვემოთ ცალკე მწკრივად და ლანთანოიდები ეწოდება. ანალოგიურად მე-7 პერიოდის პირველი რიგის 14 ელემენტი, რომლებიც აქტინიუმის შემდეგაა განლაგებული, გამოტანილია სისტემიდან ლანთანოიდების ქვემოთ ცალკე მწკრივად და აქტინოიდები ეწოდება.

პერიოდულ სისტემაში რვაწევრიანმა პერიოდებმა განაპირობა რვა ვერტიკალური ჯგუფის ჩამოყალიბება. ჯგუფებში განლაგებულია ერთგვარად მსგავსი თვისებების მქონე ელემენტები (ჯგუფს ნომრავენ რომაული ციფრით). პერიოდული სისტემა შედგება 8 ჯგუფისგან. ყოველი ჯგუფი იყოფა ორ ნაწილად: მთავარ და თანაურ ქვეჯგუფებად. მთავარ ქვეჯგუფს (A) ასოთი აღნიშნავენ, ხოლო თანაურს – (B)-თი. სვეტს, რომელიც შედგება მცირე და დიდი პერიოდის ელემენტებისგან მთავარი ანუ A ჯგუფი ეწოდება, ხოლო სვეტს, რომელიც შედგება მხოლოდ დიდი პერიოდის ელემენტებისგან – თანაური ანუ B ჯგუფი.

ზოგიერთი ჯგუფის ელემენტებს საერთო სახელწოდებაც აქვს, მაგალითად:

I A ჯგუფის ელემენტებს (Li – Fr) ტუტე ლითონები ეწოდება;

II A ჯგუფის ელემენტებს (Ca – Ra) – ტუტემიწათა ლითონები;

V A ჯგუფის ელემენტებს (N – Bi) – პნიკტოგენები (P და N სიმბოლოებიდან გამომდინარე);

VI A ჯგუფის ელემენტებს (S – Te) – ქალკოგენები;

VII A ჯგუფის ელემენტებს (F – At) – ჰალოგენები;

VIII A ჯგუფის ელემენტებს (He – Rn) – ინერტული ანუ კეთილშობილი აირები;

III B ჯგუფის ელემენტებს (La – Lu) – ლანთანოიდები;

III B ჯგუფის ელემენტებს (Ac – Lc) – აქტინოიდები;

VIII B ჯგუფის ელემენტებს (Fe, Co, Ni) – რკინის ოჯახი;


VIII B ჯგუფის ელემენტებს (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt) – პლატინის ოჯახი.

მთავარი და თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები ერთმანეთისგან განსხვავდებიან ქიმიური თვისებებით. მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტები ქიმიური თვისებების მიხედვით ერთმანეთის მსგავსია და რადიკალურად განსხვავდებიან თანაური ქვეჯგუფის ელემენტებისგან. მაგალითად, I ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში

მოთავსებულია ყველაზე აქტიური ლითონი – ცეზიუმი (Cs), ხოლო I ჯგუფის თანაურ ქვეჯგუფში – ყველაზე პასიური ლითონი – ოქრო (Au). VII ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფს შეადგენენ არალითონები (F, Cl, Br, I, At), ხოლო თანაურს – ლითონები (Mn, Tc, Re).

მთავარ ქვეჯგუფებში ზევიდან ქვევით, რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად ლითონური თვისებები ძლიერდება და სუსტდება არალითონური თვისებები. ეს კანონზომიერება კარგად ჩანს VII A ჯგუფის ელემენტების თვისებების შედარებისას. ამ ჯგუფში მოთავსებულია აქტიური არალითონები – ჰალოგენები (F-დან At-მდე). რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად ზევიდან ქვევით არალითონური თვისებები სუსტდება და ძლიერდება ლითონური, რაც მჟღავნდება მათ ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებებში. ფთორი (F), ქლორი (Cl) აირია, ბრომი (Br) თხევადია, იოდი (I) კი მყარი ნივთიერებაა, რომელიც ლითონს არა მარტო გარეგნულად (მუქი, ლითონური ბზინვარების მქონე კრისტალები), არამედ ქიმიური თვისებებითაც ჰგავს. თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები კი მხოლოდ ლითონებია და მათი აქტიურობა იზრდება ქვევიდან ზევით. მანგანუმი (Mn) უფრო აქტიურია, ვიდრე რენიუმი (Re).

ამრიგად, პერიოდში ელემენტების რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად (მარცხნიდან მარჯვნივ) სუსტდება ლითონური თვისებები და ძლიერდება არალითონური თვისებები, ხოლო მთავარ ქვეჯგუფში ელემენტის რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად (ზევიდან ქვევით) ძლიერდება ლითონური თვისებები. პერიოდული სისტემის მთავარ ქვეჯგუფში დიაგონალის – Be, Al, Ge, Sb, Po (ამფოტერული ელემენტები) ქვევით მოთავსებულია ლითონები, ზევით კი – არალითონები. ყველაზე აქტიური ლითონებია I A ჯგუფის ლითონები, ყველაზე აქტიური არალითონებია VII A ჯგუფის არალითონები. ყველაზე აქტიური ლითონია ცეზიუმი (Cs). (ფრანციუმი (Fr) ცეზიუმის ანალოგიურია და ხელოვნურად არის მიღებული). ყველაზე აქტიური არალითონია ფთორი (F). რაც უფრო ძლიერია ელემენტის თვისებები მით უფრო მდგრადია მისი ჟანგბადნაერთი (R_xO_y) და რაც უფრო ძლიერია ელემენტის არალითონური თვისებები მით უფრო მდგრადია მისი წყალბადნაერთი (H_nR).

		ქიმიურ ელემენტთა პერიოდული სისტემა						VII	VIII				
1	H ¹ წყალბადი			IV	V	VI	(H)	He ² ჰელიუმი					
2	Li ³ ლითიუმი	Be ⁴ ბერილიუმი	5 B ბორი	6 C ნახშირბადი	7 N აზოტი	8 O ჟანგბადი	9 F ფთორი	10 Ne ნეონი					
3	Na ¹¹ ნატრიუმი	Mg ¹² მაგნიუმი	13 Al ალუმინი	14 Si სილიციუმი	15 P ფოსფორი	16 S ბოზირი	17 Cl ქლორი	18 Ar არგონი					
4	K ¹⁹ კალიუმი	Ca ²⁰ კალციუმი	Sc ²¹ სკანდიუმი	Ti ²² ტიტანი	V ²³ ვანადიუმი	Cr ²⁴ ქრომი	Mn ²⁵ მანგანუმი	Fe ²⁶ რკინა	Co ²⁷ კობალტი	Ni ²⁸ ნიკელი			
	29 Cu სპილენძი	30 Zn თუთია	31 Ga გალიუმი	32 Ge გერმანიუმი	33 As ვარცხანა	34 Se სელენი	35 Br ბრომი	36 Kr კრიპტონი					
5	Rb ³⁷ რუბიდიუმი	Sr ³⁸ სტრონციუმი	Y ³⁹ იტრიუმი	Zr ⁴⁰ ციროკონიუმი	Nb ⁴¹ ნიობიუმი	Mo ⁴² მოლიბდენი	Tc ⁴³ ტექნეციუმი	Ru ⁴⁴ რუთენიუმი	Rh ⁴⁵ როდიუმი	Pd ⁴⁶ პალადიუმი			
	47 Ag ვერცხლი	48 Cd კადმიუმი	49 In ინდიუმი	50 Sn კალა	51 Sb სტიბიუმი	52 Te ტელური	53 I იოდი	54 Xe ქსენონი					
6	Cs ⁵⁵ ცეზიუმი	Ba ⁵⁶ ბარიუმი	La ^{* 57} ლანთანი	Hf ⁷² ჰაფნიუმი	Ta ⁷³ ტანტალი	W ⁷⁴ ვოლფრამი	Re ⁷⁵ რენიუმი	Os ⁷⁶ ოსმიუმი	Ir ⁷⁷ ირიდიუმი	Pt ⁷⁸ პლატინა			
	79 Au ოქრო	80 Hg პრაცხლზნაული	81 Tl თალიუმი	82 Pb ტყვი	83 Bi ბისმუტი	84 Po პოლონიუმი	85 At ასტატი	86 Rn რადონი	რიგიითი ნობერი	ქიმიური ნობანი			
7	Fr ⁸⁷ ფრანსიუმი	Ra ⁸⁸ რადიუმი	Ac ^{** 89} აქტინიუმი	(Ku) ¹⁰⁴ კუროვიუმი	(Ns) ¹⁰⁵ ნილსბორგიუმი	106	107	<div style="display: flex; flex-direction: column; gap: 5px;"> <div>■ f-ელემენტი</div> <div>■ d-ელემენტი</div> <div>■ p-ელემენტი</div> <div>■ s-ელემენტი</div> </div>	79 Au ოქრო				
* ლანთანოიდები													
Ce ⁵⁸ ცერიუმი	Pr ⁵⁹ პრომიტიუმი	Nd ⁶⁰ ნეოდიმი	Pm ⁶¹ პრომიტიუმი	Sm ⁶² სამარიუმი	Eu ⁶³ ევროპიუმი	Gd ⁶⁴ გადოლინიუმი	Tb ⁶⁵ თერბიუმი	Dy ⁶⁶ დისპროსიუმი	Ho ⁶⁷ ჰოლიმიუმი	Er ⁶⁸ ერბიუმი	Tm ⁶⁹ თულმიუმი	Yb ⁷⁰ იბერიუმი	Lu ⁷¹ ლუთეციუმი
** აქტინოიდები													
Th ⁹⁰ თორიუმი	Pa ⁹¹ პრომიტიუმი	U ⁹² ურანი	Np ⁹³ ნეპტუნიუმი	Pu ⁹⁴ პლუტონიუმი	Am ⁹⁵ ამერიციუმი	Cm ⁹⁶ კურნიუმი	Bk ⁹⁷ ბერკლიუმი	Cf ⁹⁸ კალიფორნიუმი	Es ⁹⁹ ეისენსტაინი	Fm ¹⁰⁰ ფერმიუმი	Md ¹⁰¹ მდოვალევიუმი	(No) ¹⁰² ნობელიუმი	(Lr) ¹⁰³ ლორენსიუმი

ელემენტთა პერიოდული სისტემა

	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	----	VIIIB	----	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
																	2	
												5	6	7	8	9		He
4												B	C	N	O	F		10
Be												13	14	15	16	17		Ne
12												Al	Si	P	S	Cl		18
Mg												21	22	23	24	25	26	Ar
20	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	31	32	33	34	35		36
38	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	49	50	51	52	53		38
56	Ba	*	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	(85)		54
88	Ra	**	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	89	90	91	92	93		56
			(104)	(105)	(106)	(107)	(108)	(109)	(110)	(111)	(112)	(113)	(114)	(115)	(116)	(117)		86
			Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	119	120	121	122	123		88
												Uut	Fl	Uup	Lv	Uus		90
																		92
																		94
																		96
																		98
																		100
																		102
																		104
																		106
																		108
																		110
																		112
																		114
																		116
																		118
																		120
																		122
																		124
																		126
																		128
																		130
																		132

ლანთანოიდები *

57	58	59	60	(61)	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

აქტინოიდები **

89	90	91	92	(93)	(94)	(95)	(96)	(97)	(98)	(99)	(100)	(101)	(102)	(103)
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

ერთ ჯგუფში გაერთიანებული A და B ჯგუფის ელემენტები, მიუხედავად განსხვავებული ქიმიური თვისებებისა, ამჟღავნებს ერთნაირ მაქსიმალურ ვალენტობას (დადებით ჟანგვის რიცხვს), რომელიც ჯგუფის ნომრის ტოლია. გამოწვეულია I B ჯგუფის ორი ელემენტი – სპილენძი (Cu) და ოქრო (Au), რომელთა უმაღლესი ჟანგვის რიცხვია Cu^{2+} და Au^{3+} , VI A ჯგუფიდან გამოწვეულია ჟანგბადი, რომლის ვალენტობა ყოველთვის II-ის ტოლია, არ ახასიათებს დადებითი ჟანგვის რიცხვი (გამოწვეულია OF_2 , სადაც მისი ჟანგვის რიცხვია +2), VII A ჯგუფში მოთავსებული ფთორის (F) ვალენტობა ყოველთვის 1-ია და ჟანგვის რიცხვი (-1) და VIII ჯგუფის ელემენტები, რომელთაგან მხოლოდ სამი ელემენტი: ოსმიუმის (Os), რუთენიუმისა (Ru) და ქსენონის (Xe) ჟანგვის რიცხვია, +8, დანარჩენი ან არ წარმოქმნის ნაერთებს (He, Ne, Ar) ან ძირითადად ამჟღავნებს +2-ის და +3-ის ტოლ ჟანგვის რიცხვს (Fe, Co, Ni, Pt).

პერიოდული სისტემის მეშვეობით შეგვიძლია დავწეროთ ელემენტის ოქსიდის (ჟანგბადნაერთის) ფორმულა, მაქსიმალური ვალენტობით, რომელიც ჯგუფის ნომრის ტოლია.

პირველი ჯგუფის ელემენტები წარმოქმნის R_2O ტიპის ოქსიდებს, სადაც R-ით ქიმიური ელემენტი ადნიშნული, მეორე ჯგუფის ელემენტები – RO-ს ტიპის ოქსიდებს, მესამე ჯგუფისა – R_2O_3 , მეოთხის – RO_4 -ის ტიპის, მეხუთის – R_2O_5 -ის ტიპის, მეექვსის – RO_3 -ის ტიპის, მეშვიდის – R_2O_7 -ის ტიპის და მერვის RO_4 -ის ტიპის. აქედან ჩანს, რომ თითოეული ჯგუფის ელემენტების მაქსიმალური ვალენტობა შეესაბამება ჯგუფის ნომერს, რომელიც რვამდე იზრდება.

ცხრილი 2.1

პერიოდული სისტემის ჯგუფი	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
ოქსიდის ფორმულა	R_2O	RO	R_2O_3	RO_4	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
მაგალითი	K_2O	CaO	Al_2O_3	CO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	R_4O_4

პერიოდული სისტემის მეშვეობით ასევე შესაძლებელია ელემენტის წყალბადნაერთის (ჰიდრიდის) ფორმულის დადგენა. წყალბადის ვალენტობა

მუდმივია და ყოველთვის 1-ის ტოლია. პერიოდული სისტემის მთავარი ქვეჯგუფების ელემენტების ვალენტობა წყალბადის მიმართ I ჯგუფიდან IV-მდე 1-დან 4-მდე იზრდება, IV-დან VII ჯგუფის ჩათვლით კი 4-დან 1-მდე მცირდება. I ჯგუფის A ქვეჯგუფის ვალენტობა წყალბადის მიმართ ერთია, ამიტომ მათი წყალბადნაერთების ტიპი იქნება RH . II ჯგუფის ელემენტების ვალენტობა წყალბადის მიმართ ორია (RH_2), III ჯგუფის – სამია (RH_3) და მეოთხე ჯგუფისა – ოთხი (RH_4). ამის შემდეგ ვალენტობა წყალბადის მიმართ მცირდება. V ჯგუფისთვის სამის ტოლი ხდება (RH_3), VI ჯგუფისთვის ორია (RH_2) და VII-სთვის - ერთი (RH). ჰიდრიდებში I, II, III ჯგუფებში ელემენტის ვალენტობა წყალბადის მიმართ ემთხვევა ჯგუფის ნომერს (ამ შემთხვევაში ელემენტის ჟანგვის რიცხვი დადებითია, ხოლო წყალბადის – უარყოფითი (-1)), ხოლო მომდევნო ჯგუფებში (IV, V, VI, VII) ელემენტის ვალენტობა ტოლია რვას გამოკლებული ჯგუფის ნომერი (ამ შემთხვევაში ელემენტის ჟანგვის რიცხვი უარყოფითია, ხოლო წყალბადის – დადებითი (+1)).

ცხრილი 2.2.

პერიოდული სისტემის ჯგუფი	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
წყალბადნაერთების ფორმულა	RH	RH_2	RH_3	RH_4	RH_3	RH_2	RH	
მაგალითი	NaH	CaH_2	AlH_3	CH_4	PH_3	H_2S	HCl	

პერიოდული სისტემის გრძელი ვარიანტი პერიოდული სისტემის მოკლეპერიოდის ვარიანტის მსგავსად შედგება 7 პერიოდისაგან, მაგრამ თითოეული პერიოდი, მოკლე პერიოდისგან განსხვავებით შედგება მხოლოდ ერთი მწკრივისგან. აქაც 1, 2 და 3 მცირე პერიოდებია, 4, 5, 6, 7 – დიდი პერიოდები. 1-ელი პერიოდი შედგება 2 ელემენტისაგან. მე-2 და მე-3 8-8 ელემენტისაგან, მე-4 და მე-5 პერიოდები 18-18 ელემენტისაგან, მე-6 და მე-7 პერიოდები – 32-32 ელემენტისაგან (118 ელემენტის გათვალისწინებით). მეექვსე პერიოდის პირველი რიგის 14 ელემენტი, ლანთანოიდები, რომლებიც ლანთანის შემდეგაა განლაგებული, გამოტანილია სისტემის ქვემოთ ცალკე მწკრივად. ანალოგიურად

მეშვიდე პერიოდის პირველი რიგის 14 ელემენტი, აქტივობები, რომლებიც აქტიუნიუმის შემდეგაა განლაგებული, გამოტანილია ლანთანობების ქვემოთ, ცალკე მწკრივად.

პერიოდული სისტემის გრძელი ვარიანტი შედგება 18 ჯგუფისაგან, მათგან I, II და XIII-დან XVIII-მდე წარმოადგენენ მთავარ ქვეჯგუფს, ხოლო III-დან XII-ის ჩათვლით თანაურ ქვეჯგუფს.

როგორც ცნობილია დ. მენდელეევმა ელემენტთა პერიოდულ სისტემას საფუძვლად დაუდო ატომური მასის ზრდის მიხედვით ელემენტთა განლაგების პრინციპი, მაგრამ ზოგ შემთხვევაში თან დაუშვა ამ პრინციპიდან გადახრები. კერძოდ არგონი (ატომური მასა 39,96) მოთავსებულია კალიუმამდე (ატომური მასა 39,09), კობალტი (58,93) – ნიკელამდე (58,70), ტელური (127,00) – იოდამდე (126,90) და თორიუმი (232,04) – პროტაქტინიუმამდე (231,04). აღნიშნული გადახრები გამოწვეულია იმ გარემოებით, რომ დ. მენდელეევი ატომურ მასასთან ერთად ითვალისწინებდა ქიმიურ ელემენტთა თვისებებს, რომელიც მოითხოვდა ზემოთ დასახელებული ელემენტების სწორედ ასეთი თანამიმდევრობით განლაგებას.

ამრიგად, დ. მენდელეევი ელემენტის ატომურ მასას არ ანიჭებდა განსაკუთრებულ მნიშვნელობას და პერიოდულ სისტემაში, აუცილებლობის შემთხვევაში, ელემენტს ათავსებდა მისი თვისებების გათვალისწინებითაც. შემდგომი გამოკვლევებით დადასტურდა, რომ დ. მენდელეევის მიერ ელემენტების ასეთნაირი განლაგება პერიოდულ სისტემაში სავსებით სწორი აღმოჩნდა და შეესაბამება ატომის აღნაგობას.

პერიოდულ სისტემაში ქიმიური ელემენტის თვისებები, მისი ატომური მასა, ვალენტობა და სხვა იცვლება გარკვეული თანამიმდევრობით, როგორც ჰორიზონტალურად, ისე ვერტიკალურად ელემენტთა არა მარტო ქიმიური თვისებები, არამედ მარტივ ნივთიერებათა ბევრი ფიზიკური თვისებაც იცვლება პერიოდულად, თუ მათ განვიხილავთ, როგორც ატომური მასის ფუნქციას.

დ. მენდელეევმა პერიოდულ სისტემაში განლაგებულ ელემენტებს მიუწერა ნომრები, წყალბადს – 1, ჰელიუმს – 2, ლითიუმს – 3 და ა.შ. ამ რიცხვებს, მან რიგობრივი ნომრები უწოდა. იგი აღინიშნება Z ასოთი.

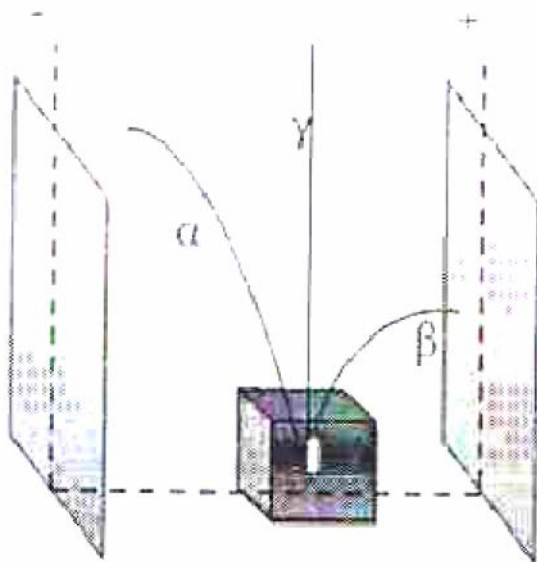
თავი 3. ატომის აღნაგობა. პერიოდულობის კანონის განვითარება

3.1. რადიოაქტიურობა

XIX ს-ის ბოლოს დადგინდა, რომ ატომი არ არის განუყოფელი. ატომის აღნაგობის შესწავლას ხელი შეუწყო რადიოაქტიურობის აღმოჩენამ.

1896 წ. ფრანგმა ფიზიკოსმა ანრი ბეკერელმა ურანის მადნის შესწავლისას აღმოაჩინა რადიოაქტიურობის მოვლენა. უხილავი სხივების თვითნებურ უწყვეტ გამოსხივებას რადიოაქტიურობა ეწოდება (ლათინური სიტყვიდან „რადიუს“ სხივი). შემდეგ კი პიერ და მარია კიურებმა ურანის მადნისგან გამოყვეს ორი ახალი ელემენტი. პოლონიუმი (Po) და რადიუმი (Ra). რადიუმი რადიოაქტიური ელემენტია, რომელსაც უფრო ძლიერი რადიაცია ახასიათებს, ვიდრე ურანის მადანს.

რადიოაქტიური გამოსხივება შეისწავლეს მარია და პიერ კიურებმა და ერნესტ რეზერფორდმა. მათ რადიოაქტიური ნივთიერება რადიუმი მოათავსეს ელექტრომაგნიტურ ველში და დაადგინეს, რომ რადიოაქტიური გამოსხივება შედგება სამი – ალფა (α), ბეტა (β) და გამა (γ) გამოსხივებისგან (სურ.3.1.), რომლებიც მკვეთრად განსხვავდებიან ერთმანეთისგან.



სურ.3.1.

α -სხივები ელექტრულ ველში გადაიხრება უარყოფითად დამუხტული ფირფიტისაკენ, რაც იმას ნიშნავს, რომ ისინი დადებითადაა დამუხტული. α -

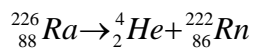
ნაწილაკი ჰელიუმის ატომის ბირთვია, მისი მასა არის $6,64 \cdot 10^{-24}$ გ, ხოლო მუხტი $+2 (He^{2+})$.

β -სხივები ელექტრულ ველში გადაიხრება დადებითად დამუხტული ფირფიტისაკენ, რაც მიუთითებს იმაზე, რომ ის უარყოფითად დამუხტული ნაწილაკების (-1) ელექტრონების ნაკადია, რომლის მასაა $9,11 \cdot 10^{-28}$ გ.

γ - სხივები, ისევე როგორც რენტგენის სხივები, არ იცვლის მიმართულებას ელექტრულ და მაგნიტურ ველებში. ხილული სინათლისა და რენტგენის სხივების მსგავსად გამა-გამოსხივება ძალიან მოკლე ტალღის სიგრძის მქონე ელექტრომაგნიტური ტალღაა, ამიტომ გამა სხივები ადვილად გადის სხვადასხვა სხეულში. γ - სხივებს არც მუხტი აქვს და არც მასა.

α -სხივების გამჭოლუნარიანობა ძალიან მცირეა, ისინი ქაღალდშიც კი ვერ გადიან. ჰაერში 7 სმ მანძილის გავლის შემდეგ გადაიქცევა ჰელიუმის ნეიტრალურ ატომებად. β -სხივების გამჭოლუნარიანობა დაახლოებით 100-ჯერ უფრო მეტია, ვიდრე α -სხივებისა, γ -სხივებისა კი 1000-ჯერ მეტია. γ -სხივები თავისუფლად გადის 30 სმ-ის სისქის რკინის ფირფიტაში.

რადიუმის თვისებების შესწავლისას აღმოჩნდა, რომ რადიოაქტიური გამოსხივების პროცესში რადიუმი (Ra) იშლება ჰელიუმის გამოყოფით და წარმოქმნის ახალ რადიოაქტიურ ელემენტ რადონს.



ამრიგად, რადიოაქტიურობის მოვლენამ მეცნიერებს დაანახა, რომ ატომი დაუშლელი ნაწილაკი არ არის და შედგება დადებითად და უარყოფითად დამუხტული ნაწილაკებისაგან.

3.2. ატომის აღნაგობა

1903 წელს ინგლისელმა მეცნიერმა ჯ. ტომსონმა წამოაყენა ატომის აღნაგობის ე.წ. სტატიკური ან ელექტრონულ-იონური თეორია. ამ თეორიის თანახმად ატომი შედგება დადებითი მუხტისაგან, რომლებიც თანაბრადაა განაწილებული ატომის

მთელ მოცულობაში და ატომის შიგნით არსებული ელექტრონებისაგან (ამ მოდელს უწოდებენ „ქიმიშიან პუდინგს“).

მაგრამ, უკვე 1911 წელს ცნობილმა ინგლისელმა მეცნიერმა ერნესტ რეზერფორდმა დაასაბუთა ატომის აღნაგობის დინამიკური ანუ ატომბირთვული თეორია, რომლის მიხედვით ატომის ცენტრში არის დადებითად დამუხტული ბირთვი, ხოლო მის გარშემო, ისევე როგორც მზის გარშემო პლანეტები, ბრუნავენ ელექტრონები. ატომის ბირთვში მოთავსებულია ატომის თითქმის მთელი მასა. ბირთვის დადებითი მუხტი განეიტრალებულია ელექტრონის უარყოფითი მუხტების ჯამით. ამიტომ ატომი ელექტრონეიტრალური ნაწილაკია.

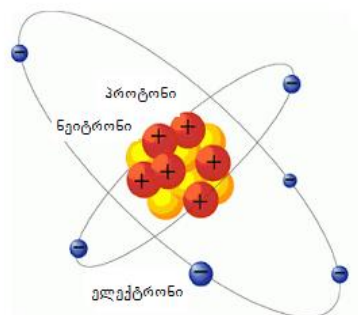
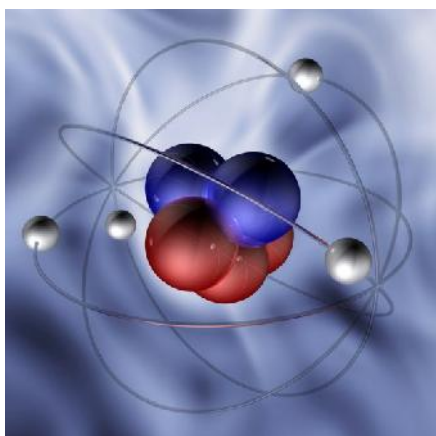
გამოკვლევებმა დაამტკიცა, რომ ატომბირთვის დადებითი მუხტი რიცხობრივად ტოლია ელემენტის რიგობრივი ნომრისა დ. მენდელეევის პერიოდულ სისტემაში. ე.ი. ელემენტის რიგობრივი ნომერი გვიჩვენებს ატომბირთვის დადებითი მუხტის სიდიდეს და ასევე ბირთვის გარშემო მბრუნავი ელექტრონების რიცხვს, სწორედ აესაა რიგობრივი ნომრის ფიზიკური არსი.

ეს აღმოჩენა გვაძლევს დ. მენდელეევის პერიოდულ სისტემაში ქიმიურ ელემენტთა განლაგებისა და თანამიმდევრობის ახსნას. სწორედ ამის გამო უსწრებს დიდი ატომური მასის მქონე ელემენტები ნაკლები ატომური მასის მქონე ელემენტებს (ტელური – იოდს, არგონი – კალიუმს, კობალტი – ნიკელს და თორიუმი – პროტაქტინიუმს). პერიოდულ სისტემაში ელემენტის ადგილი განისაზღვრება არა ატომური მასის მიხედვით, არამედ ატომბირთვის მუხტით.

აქედან გამომდინარე, ელემენტის თვისებები და მისი ადგილი დამოკიდებულია ატომბირთვის მუხტის სიდიდეზე, ამიტომ დ. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი ატომის აღნაგობის ფონზე შეიძლება ჩამოყალიბდეს შემდეგნაირად: მარტივ ნივთიერებათა ფორმები და თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია ელემენტთა ატომბირთვის მუხტის სიდიდესთან.

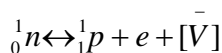
3.3. ატომბირთვის აღნაგობა

ატომბირთვი რთული აღნაგობისაა. იგი შედგება პროტონებისა და ნეიტრონებისაგან. პროტონი დადებითად დამუხტული ნაწილაკია, რომლის ფარდობითი ატომური მასა დაახლოებით 1-ის ტოლია და 1_1P -ით აღინიშნება (ზედა ინდექსად იწერება ფარდობითი ატომური მასა, ქვედა ინდექსად კი დადებითი მუხტის რაოდენობა). ნეიტრონს მუხტი არ აღმოაჩნდა. იგი ნეიტრალური ნაწილაკია, რომლის ფარდობითი ატომური მასა 1-ის ტოლია და აღინიშნება 1_0n -ით. უფრო ზუსტად პროტონის მასა უდროს 1,007277 მაე-ს ანუ 1836 ელექტრონის მასას. ხოლო ნეიტრონის მასა 1,008665 მაე-ს ანუ 1840 ელექტრონის მასას.



სურ.3.2.

პროტონები და ნეიტრონები ატომბირთვის შემადგენელი ელემენტარული ნაწილაკებია. მათი საერთო სახელწოდებაა ნუკლონი. ატომბირთვს კი ნუკლიდი ეწოდება. ნუკლონს შეუძლია იყოს როგორც პროტონის, ისე ნეიტრონის მდგომარეობაში. ნუკლონები ურთიერთგარდაიქმნება.



$[\bar{V}]$ არის ნაწილაკი, რომელსაც ნეიტრინო ეწოდება. მისი მასა დაახლოებით 0-ის ტოლია. ნეიტრონის გარდაქმნა პროტონად და ელექტრონად შექცევადი პროცესია და ატომბირთვში მიმდინარეობს განუწყვეტლივ. ეს გარდაქმნა პროტონებს და ნეიტრონებს შორის განაპირობებს მათ შორის ურთიერთ-შეჭიდულობის ძალებს, რომლებსაც ბირთვული ძალები ეწოდება.

1932 წელს რუსმა მეცნიერებმა დ. ივანენკომ და ე. გაპონმა, ასევე მათგან დამოუკიდებლად გერმანელმა მეცნიერმა ჰაიზენბერგმა შექმნეს პროტონ-ნეიტრონული მოდელი. ყველა ელემენტის ატომის ბირთვი შედგება პროტონებისა და ნეიტრონებისაგან. ბირთვში პროტონების რიცხვი განსაზღვრავს ატომბირთვის დადებითი მუხტის სიდიდეს, რომელსაც დ. მენდელეევის პერიოდულ სისტემაში შეესაბამება რიგობრივი ნომერი (Z). მთელ რიცხვს, რომელიც მოცემულ ატომბირთვში პროტონების და ნეიტრონების ჯამის ტოლია, მასური რიცხვი (A) ეწოდება. ატომბირთვში ნეიტრონების რიცხვი (n) შეიძლება ვიპოვოთ მასურ რიცხვსა და რიგობრივ ნომერს შორის სხვაობით:

$$A = p + n, \quad n = A - p \quad \text{ან} \quad A = Z + n, \quad n = A - Z$$

ნეიტრონი ელემენტის ქიმიურ თვისებებზე არავითარ გავლენას არ ახდენს, მონაწილეობს მხოლოდ მასური რიცხვის (A) განსაზღვრაში.

3.4. იზოტოპები, იზობარები და იზოტონები

ელემენტის ბუნება განისაზღვრება ბირთვში პროტონების რიცხვით. ისეთ ატომებს, რომლებსაც ერთნაირი რაოდენობის პროტონები აქვთ, მაგრამ მასური რიცხვებით განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან იზოტოპები ეწოდება. იზოტოპები ისეთი ნუკლიდებია, რომელთა შედგენილობაში შედის ერთნაირი რაოდენობის პროტონები. იზოტოპები ერთსა და იმავე უჯრედშია მოთავსებული (იზო ნიშნავს იგივეს, ტოპოს - ადგილს).

ელემენტთა უმრავლესობას აქვს იზოტოპები, იზოტოპები იწერება შემდეგნაირად: ელემენტის სიმბოლოს მარცხენა ზედა ინდექსად იწერება მასური რიცხვი, ხოლო მარცხენა ქვედა ინდექსად – რიგობრივი ნომერი.

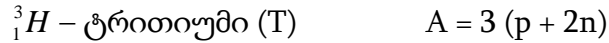
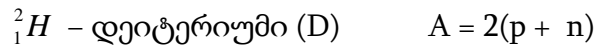
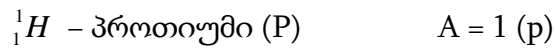
მაგ. ელემენტი ჟანგბადს აქვს სამი იზოტოპი, რომელთა მასური რიცხვებია 16, 17, 18 ($^{16}_8O, ^{17}_8O, ^{18}_8O$), სადაც 8 ატომბირთვში არსებული პროტონების რაოდენობაა

$$^{16}_8O - A = 16 (8p + 8n)$$

$$^{17}_8O - A = 17 (8p + 9n)$$

$$^{18}_8O - A = 18 (8p + 10n)$$

არსებობს ისეთი იზოტოპები, რომელთაც განსაზღვრული სახელწოდება აქვთ



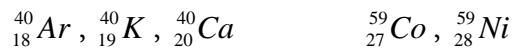
პერიოდული სისტემის ელემენტების ატომთა უმრავლესობა ბუნებაში ამ ელემენტის იზოტოპთა ნარევის სახით არსებობს, რომელშიც თითოეული მათგანი განსაზღვრული მასური წილით შედის. ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა შემადგენელი იზოტოპების მასური რიცხვებისა და მასური წილის ნამრავლის ჯამის ტოლია და გამოითვლება ფორმულით

$$Ar = \frac{A_1\check{S}_1\% + A_2\check{S}_2\%}{100\%} = A_1\check{S}_1 + A_2\check{S}_2,$$

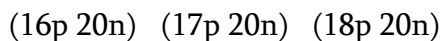
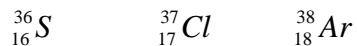
სადაც A_1 და A_2 იზოტოპების მასური რიცხვებია, ხოლო \check{S}_1 და \check{S}_2 – მათი მასური წილი ელემენტებში. მაგალითად, ქლორი შედგება 75,77% ${}^{35}_{17}Cl$ და 24,23% ${}^{37}_{17}Cl$ -ისაგან და მისი ფარდობითი ატომური მასა ტოლია

$$Ar(Cl) = 35 \cdot 0,7577 + 37 \cdot 0,2423 = 35,45$$

სხვადასხვა ელემენტის ატომების მასური რიცხვები შეიძლება ერთნაირი იყოს, მაგრამ ისინი განსხვავდებოდნენ პროტონებისა და ნეიტრონების რაოდენობით, ასეთ ელემენტებს იზობარები ეწოდება:



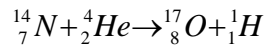
სხვადასხვა ელემენტის ატომებს, რომელთაც ერთნაირი რაოდენობის ნეიტრონები აქვთ, პროტონები და მასური რიცხვი კი – სხვადასხვა იზოტონები ეწოდება.



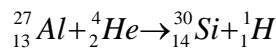
3.5. ატომბირთვული რეაქცია

ატომბირთვული რეაქცია ეწოდება ატომის ბირთვის გარდაქმნას მათ ელემენტარულ ნაწილაკებთან ან ერთმანეთთან ურთიერთქმედების შედეგად.

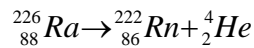
პირველი ხელოვნური ბირთვული რეაქცია განახორციელა რეზერფორდმა 1919 წ. აზოტის ატომბირთვის α ნაწილაკებით დაბომბვით.



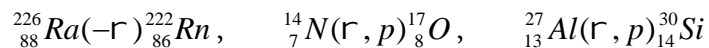
ატომბირთვული რეაქციის ჩაწერისას დაცული უნდა იყოს მასის და მუხტის მუდმივობის კანონები. ეს ნიშნავს, რომ მასების ჯამი და ასევე მუხტების ჯამი რეაქციის მარცხენა ნაწილში ტოლი უნდა იყოს შესაბამისად რეაქციის მარჯვენა ნაწილში მასების და მუხტების ჯამისა. მაგალითად,



ეს რეაქცია გვიჩვენებს, რომ ალუმინის ატომის α ნაწილაკთან ურთიერთქმედებით წარმოიქმნება სილიციუმის ატომი და პროტონი. რადიუმის რადიოაქტიური დაშლა რადონისა და ჰელიუმის წარმოქმნით ასე ჩაიწერება:



ატომბირთვული რეაქციების მოკლე ჩანაწერი ასეთია: ჯერ წერენ საწყისი ელემენტის ქიმიურ ნიშანს, შემდეგ ფრჩხილებში აღნიშნავენ ნაწილაკს, რომელიც იწვევს ბირთვულ რეაქციას და ნაწილაკს, რომელიც წარმოიქმნება ბირთვული რეაქციის შედეგად. ბოლოს წერენ წარმოქმნილ ქიმიურ ელემენტს. მოკლე ჩანაწერი ასეთია:



სადაც α არის α – ნაწილაკის (${}_{2}^{4}\text{He}$) აღნიშვნა, p – პროტონის (${}_{1}^{1}\text{H}$).

ატომბირთვული რეაქციებით ღებულობენ რადიოაქტიურ იზოტოპებს. ისინი არამდგრადია და რადიოაქტიური დაშლის შედეგად გარდაიქმნება სხვა სახის ელემენტების იზოტოპებად.

ატომბირთვული რეაქციის შედეგად მიღებულია ახალი ქიმიური ელემენტები. ტექნეციუმი ($Z=43$), პრომეთიუმი ($Z = 59$), ასტატი ($Z=85$), ფრანციუმი ($Z=87$), ასევე ტრანსურანული ელემენტები რიგობრივი ნომრით 93-დან 105-მდე.

3.6. ატომის კვანტურ-მექანიკური მოდელი

ფრანგი ფიზიკოსის დე ბროილის აზრით, მატერიას უნდა ჰქონოდა როგორც ტალღის, ისე კორპუსკულის (ნაწილაკის) თვისებები, რაც მან გამოსახა განტოლებით (1924 წ.). დე-ბროილის განტოლების თანახმად:

$$\lambda = \frac{h}{mV},$$

აქედან ჩანს, რომ m მასის ნაწილაკი მოძრაობს V სიჩქარით და შეესაბამება λ სიგრძის ტალღა. h არის პლანკის მუდმივა.

მოგვიანებით, 1927 წ. დე-ბროილის მოსაზრებანი ექსპერიმენტულადაც დამტკიცდა, როდესაც აღმოჩენილ იქნა ელექტრონის ტალღურ-კორპუსკულური თვისებები. კრისტალში ელექტრონის გავლისას დაფიქსირდა ისეთივე დიფრაქციული სურათი, როგორც კრისტალურ მესერში რენტგენის სხივის გავლისას. რენტგენის სხივები ტალღური ბუნებისაა, ტალღური მოვლენებისთვის კი დამახასიათებელია დიფრაქცია.

ელექტრონის შესახებ ახალმა კვლევებმა დაამტკიცა, რომ ელექტრონი მოძრაობს არა გარკვეული ტრაექტორიის მქონე ბრტყელ ორბიტაზე, არამედ მისი ტალღური თვისებებიდან გამომდინარე, ის მოძრაობს ატომის მთელ მოცულობაში და წარმოქმნის ე.წ. ელექტრონულ ღრუბელს. ელექტრონული ღრუბელი კვანტურ-მექანიკური მოდელია, რომელიც აღწერს ელექტრონის მდგომარეობას ატომში. ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე არათანაბარია. მაქსიმალური სიმკვრივე არის იქ, სადაც მეტია ელექტრონის არსებობის ალბათობა.

ატომბირთვის გარემომცველ სივრცეს, სადაც ყველაზე უფრო დიდია ელექტრონის არსებობის ალბათობა ორბიტალი ეწოდება.

1927 წელს გერმანელმა მეცნიერმა ვ.ჰაიზენბერგმა ჩამოაყალიბა განუზღვრელობის პრინციპი, რომლის მეშვეობით შესაძლებელია ელექტრონის ორგვარი ბუნების ახსნა. ამ პრინციპის თანახმად შეუძლებელია ერთდროულად განისაზღვროს სივრცეში ელექტრონის კოორდინატი და იმპულსი. განუზღვრელობის თანაფარდობას შემდეგი სახე აქვს.

$$\Delta q \cdot \Delta p \geq h,$$

სადაც Δq არის განუსაზღვრელობა ელექტრონის განსაზღვრის სივრცეში,

Δp – განუსაზღვრელობა მისი იმპულსის განსაზღვრისას,

h – პლანკის მუდმივა.

შეიძლება ზუსტად განვსაზღვროთ ელექტრონის კოორდინატი ($\Delta q \rightarrow 0$), მაგრამ ამ შემთხვევაში იმპულსის ერთდროული გაზომვა პრაქტიკულად ვერ მოხერხდება ($\Delta p \rightarrow \infty$). ამიტომ არ შეიძლება დავუშვათ, რომ ელექტრონი ატომბირთვის გარშემო მოძრაობს განსაზღვრულ წრიულ ორბიტაზე, რომლის რადიუსი მუდმივაა.

განუსაზღვრელობის პრინციპის თანახმად არ შეიძლება წარმოვიდგინოთ ელექტრონი, როგორც ნაწილაკი, რომელიც წერტილიდან წერტილამდე ინაცვლებს განსაზღვრული იმპულსით ყოველ წერტილში, არამედ შეიძლება ვიმსჯელოთ სივრცის მოცემულ წერტილში ელექტრონის ყოფნის ალბათობაზე, ამიტომ უნდა მივიღოთ, რომ ელექტრონი ერთდროულად ნაწილაკიცაა და ტალღაც.

განუსაზღვრელობის პრინციპი საერთოდ გამომდინარეობს ნივთიერების კორპუსკულური და ტალღური თვისებების ერთობლიობიდან და გამოსახავს კლასიკური მიკროსკოპული სისტემების შედეგად მიღებული წარმოდგენების გავრცელების შესაძლებლობას მიკროსისტემებზე.

ელექტრონის ტალღური თვისებებიდან გამომდინარე, მისი მოძრაობა ატომში აისახება ტალღის განტოლებით, რომელიც 1926 წ. მიიღო ავსტრიელმა მეცნიერმა შრედინგერმა და მას „შრედინგერის განტოლება“ ეწოდება. ეს არის დიფერენციალური განტოლება კერძო წარმოებულებისა ერთი ელექტრონისათვის სამგანზომილებიანი სისტემის მიმართ:

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0,$$

სადაც h არის პლანკის მუდმივა, m – ელექტრონის მასა, E – სისტემის სრული ენერგია, V – ელექტრონის პოტენციური ენერგია, (x, y, z კოორდინატების მიმართ), Ψ – „ფსი“ ფუნქცია რაოდენობრივად ახასიათებს ელექტრონთან დაკავშირებული სამგანზომილებიანი ტალღის ამპლიტუდას. Ψ – ტალღურ ფუნქციას, ისევე როგორც ტალღას, არ გააჩნია ფიზიკური აზრი. ფიზიკურ აზრს იძენს

მხოლოდ E^2 სიდიდე, რომელიც ახასიათებს ელექტრონული სიმკვრივის არსებობის ალბათობას ატომის სივრცის რომელიმე წერტილში ანუ სიდიდე $E^2 dV$ არის ელექტრონის ყოფნის ალბათობა ატომის $dV(dx dy dz)$ უბანში. შრედინგერის განტოლება გვამღევს ψ -ფუნქციის მნიშვნელობის პოვნის საშუალებას. ეს იქნება ატომბირთვის გარშემო არსებული სივრცე, რომელშიც ელექტრონის ყოფნის ალბათობაა მოსალოდნელი, რომელსაც ატომური ორბიტალი ეწოდება.

ელექტრონის მოძრაობის დახასიათება თავისი დიდი სიჩქარის გამო შეუძლებელია. მისი ძირითადი დამახასიათებელია E ენერგია. ელექტრონის ენერგია იღებს განსაზღვრულ დისკრეტულ (კვანტურ) მნიშვნელობებს.

ატომური ანუ ელექტრონული ღრუბელი, ისევე როგორც ნებისმიერი გეომეტრიული ფიგურა ხასიათდება სამი კოორდინატით. მას ემატება მე-4 კოორდინატი საკუთარი მექანიკური და მაგნიტური მომენტით, რაც გამოწვეულია ელექტრონის მოძრაობით საკუთარი ღერძის გარშემო. ამ პარამეტრს კვანტური რიცხვი ეწოდება.

3.7. კვანტური რიცხვები

კვანტური რიცხვი ახასიათებს ნებისმიერი ელემენტის ატომში ელექტრონის მდგომარეობას. ესაა: n – მთავარი, l – ორბიტალური, m – მაგნიტური და s – სპინური კვანტური რიცხვები.

მთავარი კვანტური რიცხვი. მთავარი კვანტური რიცხვი (n) განსაზღვრავს ელექტრონის ენერგიას და ელექტრონული ღრუბლის ზომას. იგი დადებითი მთელი რიცხვია და იღებს მნიშვნელობებს $n = 1, 2, 3, 4, 5 \dots 7$, რაც უფრო ახლოს არის ელექტრონი ატომბირთვთან, მით უფრო მცირეა მისი ენერგია. მთავარი კვანტური რიცხვის (n) გაზრდით ელექტრონის ენერგია იზრდება.

ელექტრონული ღრუბლის დიდ ზომებს შეესაბამება ატომში ელექტრონის უფრო დიდი ენერგია და, შესაბამისად, დიდი მთავარი კვანტური რიცხვი.

ატომში ელექტრონის მდგომარეობას, რომელიც ხასიათდება მთავარი კვანტური რიცხვის გარკვეული მნიშვნელობით ეწოდება ენერგეტიკული დონე. როდესაც $n = 1$, ელექტრონი არის პირველ ენერგეტიკულ დონეზე, როცა $n = 2$, ელექტრონი არის მეორე ენერგეტიკულ დონეზე და ა.შ.

ატომში ელექტრონის ენერგეტიკული დონეებისათვის (ელექტრონული შრეებისათვის) შემოღებულია შემდეგი აღნიშვნები.

მთავარი კვანტური რიცხვი $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$

ენერგეტიკული დონე (გარსი) K, L, M, N, O, P, Q

ატომში ენერგეტიკული დონეების რიცხვი ანუ მთავარი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობა შეესაბამება დ. მენდელეევის ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში პერიოდის ნომერს, რომელშიც მდებარეობს მოცემული ელემენტი.

თითოეულ ენერგეტიკულ დონეზე ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვი გამოითვლება შემდეგი ფორმულით

$$N = 2n^2,$$

სადაც N ელექტრონების რიცხვია, n – პერიოდის ნომერი ანუ მთავარი კვანტური რიცხვი.

ორბიტალური კვანტური რიცხვი. ორბიტალური კვანტური რიცხვი l ახასიათებს ელექტრონული ღრუბლის ფორმას და, შესაბამისად, ორბიტალის ფორმას. l ღებულობს მნიშვნელობებს 0-დან $(n-1)$ -მდე, სადაც n მთავარი კვანტური რიცხვია. ორბიტალების სხვადასხვა ფორმა განაპირობებს ელექტრონის ენერჯის ცვლილებას ერთ ენერგეტიკულ დონეზე, ე.ი. მის გახლეჩას ენერგეტიკულ ქვედონეებად. მთავარი კვანტური რიცხვის სხვადასხვა მნიშვნელობას შეესაბამება ორბიტალური კვანტური რიცხვის სხვადასხვა მნიშვნელობა. მაგალითად: როდესაც $n = 1$, მაშინ ორბიტალური კვანტური რიცხვი $l = 0$. როდესაც $n = 2$, მაშინ $l = 0$ და 1 . როდესაც $n = 3$, მაშინ l -ის მნიშვნელობებია $0, 1$ და 2 . ელექტრონის მდგომარეობას, რომელიც ხასიათდება ორბიტალური კვანტური რიცხვის სხვადასხვა მნიშვნელობით ეწოდება ენერგეტიკული ქვედონე. ეს ქვედონეები ასოებით აღინიშნება.

ორბიტალური კვანტური რიცხვი $l = 0, 1, 2, 3, 4, 5$ ენერგეტიკული ქვედონეების აღნიშვნაა: s p d f g h.

თითოეულ ენერგეტიკულ დონეზე ქვედონეების რაოდენობა და მათი აღნიშვნა მოცემულია ცხრილში (3.1.).

ცხრილი 3.1

ენერგეტიკული დონე	მთავარი კვანტური რიცხვი n	ორბიტალური კვანტური რიცხვი l	ქვედონეების რაოდენობა ენერგეტიკულ დონეზე	ენერგეტიკულ დონეზე ქვედონეების აღნიშვნა
K	n = 1	l = 0	1	1s
L	n = 2	l = 0, 1	2	2s, 2p
M	n = 3	l = 0, 1, 2	3	3s, 3p, 3d
N	n = 4	l = 0, 1, 2, 3	4	4s, 4p, 4d, 4f

s-ორბიტალებს სფეროს ფორმა აქვთ, p-ორბიტალებს – ჰანტელის ფორმა, d-ორბიტალებს და f-ორბიტალებს აქვთ უფრო რთული ფორმები (სურ. 3.3.).

მაგნიტური კვანტური რიცხვი. მაგნიტური კვანტური რიცხვი m ახასიათებს ორბიტალის ორიენტაციას, მიმართულებას ატომბირთვის გარემომცველ სივრცეში, მაგნიტური კვანტური რიცხვი დამოკიდებულია ორბიტალურ კვანტურ რიცხვზე და იცვლება +l-დან -l-მდე. ამრიგად, მაგნიტური კვანტური რიცხვის მნიშვნელობები ტოლია $m = 2l + 1$:

როცა $l = 0$, მაშინ $m = 0$

როცა $l = 1$, მაშინ $m = +1, 0, -1$

როცა $l = 2$, მაშინ $m = +2, +1, 0, -1, -2$

როცა $l = 3$, მაშინ $m = +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3$

მაგნიტური კვანტური რიცხვის მნიშვნელობა არის ენერგეტიკული მდგომარეობის რიცხვი, რომელშიც შეიძლება არსებობდეს მოცემული ქვედონის ელექტრონები, ენერგეტიკულ მდგომარეობებს სქემატურად გამოსახვენ კვანტური უჯრედით □. ეს არის ატომური ორბიტალის სქემატური გამოსახვა. ატომური ორბიტალები ეწოდება ატომში ელექტრონის მდებარეობათა

ერთობლიობას, რომლებიც ხასიათდებიან n , l , m კვანტური რიცხვების გარკვეული მნიშვნელობებით.

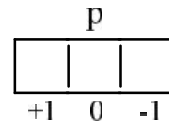
$$l = 0$$

$m = 1$ ორბიტალს აქვს ერთი ორიენტაცია, რაც სქემატურად ასე აღინიშნება



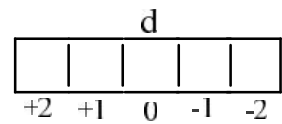
$$l = 1$$

$m = (2 \cdot 1 + 1) = 3$, p ორბიტალებს აქვთ 3 ორიენტაცია სივრცეში



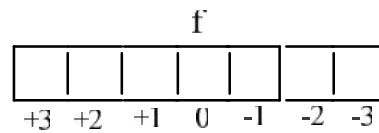
$$l = 2$$

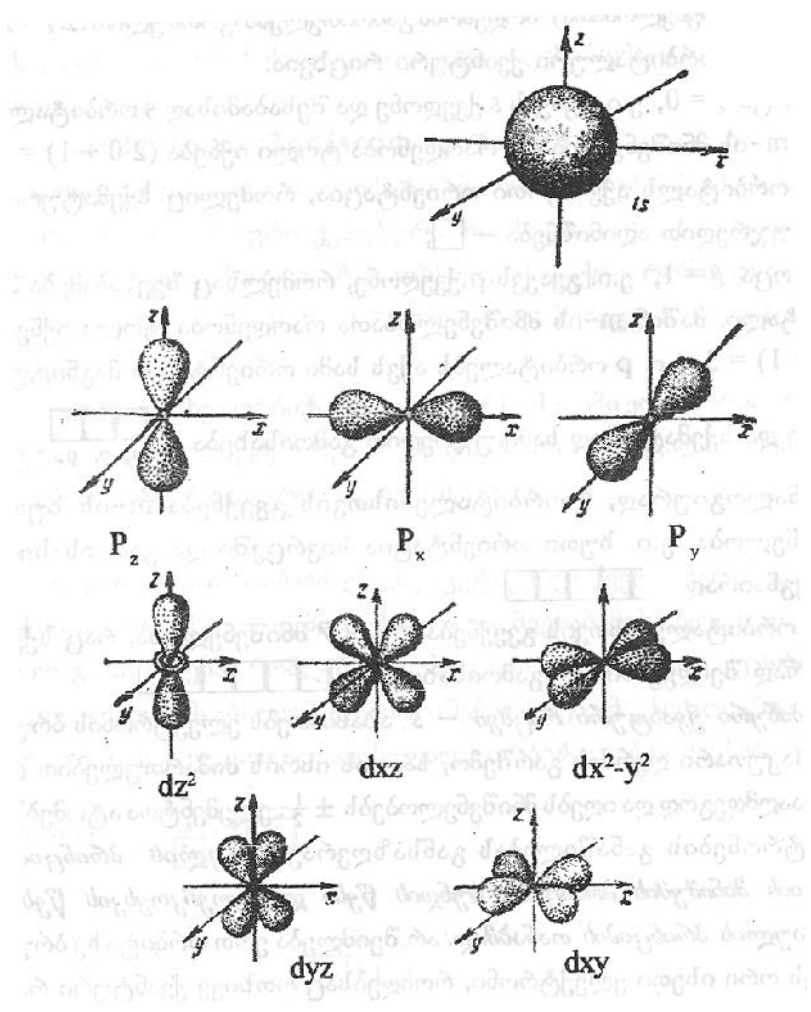
$m = (2 \cdot 2 + 1) = 5$, d ორბიტალებს აქვთ 5 ორიენტაცია სივრცეში



$$l = 3$$

$m = (2 \cdot 3 + 1) = 7$, f ორბიტალებს აქვთ 7 ორიენტაცია სივრცეში





სურ.3.3. s, p, d, ორბიტალების ფორმები და ორიენტაცია სივრცეში

სპინური კვანტური რიცხვი. ზემოთ განხილული სამი კვანტური რიცხვი n , l , m არ არის საკმარისი ელექტრონის მდგომარეობის განსასაზღვრავად ატომში. ელექტრონებს, რომლებიც ერთმანეთისგან განსხვავდებიან ღრუბლის ზომით, ფორმით და ორიენტაციით, აქვს საკუთარი მოძრაობის რაოდენობის მომენტი. ამ სიდიდეს სპინური კვანტური რიცხვი ეწოდება. სპინური კვანტური რიცხვი - s გვიჩვენებს ელექტრონის მოძრაობის მაგნიტურ მომენტს თავისი ღერძის გარშემო. ის ღებულობს მხოლოდ ორ მნიშვნელობას $+\frac{1}{2}$ და $-\frac{1}{2}$.

სპინი ინგლისური სიტყვაა და ნიშნავს ბრუნვას. რადგანაც სპინი ვექტორული სიდიდეა მას აღნიშნავენ ისრით, რომელიც მიმართულია ზემოთ ან ქვემოთ: \uparrow ან \downarrow .


ელექტრონებს, რომლებსაც აქვთ ერთნაირი მიმართულების სპინები $\uparrow\uparrow$ ეწოდება პარალელური, ხოლო საპირისპირო მნიშვნელობების დროს ანტიპარალელური $\uparrow\downarrow$.

ელემენტთა ატომებში ელექტრონების განაწილება ენერგეტიკულ შრეებზე ხდება სამი პრინციპით: პაულის პრინციპით, უმცირესი ენერგიის პრინციპით (კლეჩკოვსკის წესის გათვალისწინებით) და ჰუნდის წესით.

3.8. პაულის პრინციპი

პაულის პრინციპის თანახმად, რომელიც მან 1925 წელს დაასაბუთა, როგორც ექსპერიმენტულად, ისე თეორიულად, ნებისმიერ ატომურ ან მოლეკულურ სისტემაში შეუძლებელია იყოს ორი ელექტრონი ოთხივე კვანტური რიცხვის ერთნაირი მნიშვნელობით.

აქედან გამომდინარე, ორი ელექტრონის მდგომარეობა ატომში, თუნდაც ერთი კვანტური რიცხვით უნდა განსხვავდებოდეს ერთმანეთისაგან. თუ ორი ელექტრონის კვანტური რიცხვები n , l და m ერთნაირია, მათი სპინი ერთმანეთის საპირისპირო უნდა იყოს, ე.ი. ერთ უჯრედში ანუ ორბიტალში თავსდება მხოლოდ

ორი ელექტრონი საპირისპირო მიმართულების სპინით . შესაბამისად, s – მდგომარეობაში (ერთი ორბიტალი) შეიძლება იყოს მხოლოდ ორი ელექტრონი, p – მდგომარეობაში (სამი ორბიტალი) – ექვსი ელექტრონი, d – მდგომარეობაში (ხუთი ორბიტალი) – ათი ელექტრონი, f – მდგომარეობაში (შვიდი ორბიტალი) – თოთხმეტი ელექტრონი. თითოეულ ენერგეტიკულ დონეზე ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვია: $N = 2n^2$, სადაც N არის ელექტრონების რიცხვი, n – მთავარი კვანტური რიცხვი ანუ იმ პერიოდის ნომერი, რომელშიც იმყოფება მოცემული ელემენტი.

ელექტრონის მდგომარეობის ჩაწერისას მთავარ კვანტურ რიცხვს არაბული ციფრით ჩაწერენ ორბიტალური კვანტური რიცხვის სიმბოლოს წინ. მაგალითად, $3d$ ეკუთვნის ელექტრონს, რომლის $n = 3$ და $l = 2$; $2p$ ეკუთვნის იმ ელექტრონს,

რომლის $n = 2$ და $l = 1$. ელექტრონების რიცხვი ჩაიწერება ხარისხის სახით. მაგალითად, $3s^2$ (სამი ეს ორი) ნიშნავს რომ ატომში არის ორი ელექტრონი $n = 3$ და $l = 0$ მნიშვნელობებით.

3.9. უმცირესი ენერჯის პრინციპი

უმცირესი ენერჯის პრინციპის თანახმად ატომში ელექტრონების უფრო მდგრად მდგომარეობას შეესაბამება მათი შესაძლო მინიმალური ენერჯია. მაშასადამე, ორბიტალებზე ელექტრონების განაწილება ხდება შემდეგნაირად, ჯერ ივსება ის ორბიტალი, რომელსაც მინიმალური თავისუფალი ენერჯია აქვს ანუ უფრო ახლოსაა ატომბირთვთან, ე.ი. ელექტრონის ენერჯის ძირითად ნაწილს განსაზღვრავს n მთავარი კვანტური რიცხვი. შევსება ელექტრონებით ხდება მთავარი კვანტური რიცხვის ზრდის მიხედვით – K დონე, L დონე, M დონე და ა.შ. თუმცა მაღალი ენერჯეტიკული დონეების შევსებისას უმცირესი ენერჯის რაოდენობა განპირობებულია არა მარტო მთავარი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობით, არამედ ორბიტალური კვანტური რიცხვითაც.





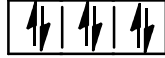


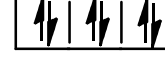

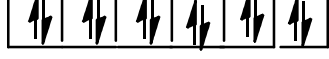
ზოგიერთი ორბიტალის ენერჯეტიკული მდგომარეობის ასახსნელად რუსმა მეცნიერმა ვ. კლერკოვსკიმ ჩამოაყალიბა წესი, რომელიც ითვალისწინებს შევსების მიმდევრობას $(n + l)$ -ის მიხედვით.

კლერკოვსკის წესის თანახმად, შევსება ხდება იმ ორბიტალებიდან, რომელსაც შეესაბამება მთავარი და ორბიტალური კვანტური რიცხვების $(n + l)$ ჯამის უფრო ნაკლები მნიშვნელობა. $(n + l)$ ჯამების ტოლობის შემთხვევაში კი ჯერ შეივსება ის ელექტრონული ორბიტალი, რომელსაც უფრო მაღალი ორბიტალური კვანტური რიცხვი l აქვს.

ელექტრონული ორბიტალების შევსება ხდება შემდეგი თანამიმდევრობით:

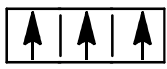
$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$$

ცხრილი 3.2. ელექტრონების განაწილება ენერგეტიკულ დონეებსა და ენერგეტიკულ ქვედონეებზე

ენერგეტიკული დონე (n)	ენერგეტიკული ქვედონე (l)	ატომური ორბიტალი	ატომური ორბიტალების რაოდენობა	ელექტრონების მაქსიმალური რაოდენობა	
				ქვედონეზე	დონეზე
1	$l = 0$ s	$m = 0$ 	1	2	2
2	$l = 0$ s	$m = 0$ 	1 } 4 3 }	2	8
	$l = 1$ p	$m = +1, 0, -1$ 		6	
3	$l = 0$ s	$m = 0$ 	1 } 9 3 } 5 }	2	18
	$l = 1$ p	$m = +1, 0, -1$ 		6	
	$l = 2$ d	$m = +2, +1, 0, -1, -2$ 		10	
4	$l = 0$ s	$m = 0$ 	1 } 16 3 } 5 } 7 }	2	32
	$l = 1$ p	$m = +1, 0, -1$ 		6	
	$l = 2$ d	$m = +2, +1, 0, -1, -2$ 		10	
	$l = 3$ f	$n = +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3$ 		14	

3.10. ჰუნდის წესი

ჰუნდის წესის მიხედვით ენერგეტიკული ქვედონის ფარგლებში ატომის მდგრად მდგომარეობას შეესაბამება, ელექტრონთა ისეთი განაწილება, რომლის დროსაც ატომის სპინური კვანტური რიცხვის აბსოლუტური მნიშვნელობა მაქსიმალურია, ე.ი. თუ ერთსა და იმავე ორბიტალზე არსებობს თავისუფალი ორიენტაციები, მათზე მოთავსდება კენტი ელექტრონი, ხოლო ელექტრონის მომატებისას უკვე უჯრედებში ჩნდება ორი ელექტრონი საპირისპირო სპინით. მაგალითად, როცა ქვედონებზე ელექტრონები შემდეგნაირადაა განაწილებული,



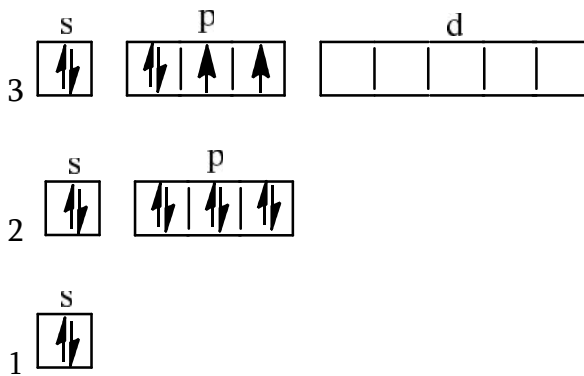
, მაშინ სპინური კვანტური რიცხვის აბსოლუტური მნიშვნელობა მაქსიმალურია $\Sigma s = 1/2 + 1/2 + 1/2 = 1,5$ თუ ქვედონებში ელექტრონები სხვანაირადაა

განაწილებული, მაგალითად, ან ორივე შემთხვევაში ჯამური სპინური კვანტური რიცხვების აბსოლუტური მნიშვნელობები ნაკლებია $\Sigma s = 1,2 - 1$.

ზემოთ აღნიშნულის საფუძველზე შეიძლება დავწეროთ ელემენტების ელექტრონული და გრაფიკული ფორმულები. მაგალითად, ფოსფორის ატომს აქვს 15 ელექტრონი. ფოსფორი არის მესამე პერიოდში, ე.ი. მას აქვს სამი ენერგეტიკული დონე K, L და M. K ენერგეტიკული დონე ყოველთვის ერთი ქვედონისგან (s) შედგება. s ქვედონეს აქვს მაგნიტური კვანტური რიცხვის ერთი მნიშვნელობა, ე.ი. იგი გრაფიკულად ერთი უჯრედით გამოისახება, რომელშიც პაულის პრინციპის თანახმად შეიძლება მოთავსდეს ორი ურთიერთსაწინააღმდეგოდ მიმართული ელექტრონი. L ენერგეტიკულ დონეზე ორი ქვედონეა s და p ქვედონეები. s ქვედონეზე, როგორც ზემოთ განვიხილეთ თავსდება ორი ელექტრონი. p ქვედონეს მაგნიტური კვანტური რიცხვის სამი მნიშვნელობა შეესაბამება ანუ სამი უჯრედი აქვს და მასზე ორ-ორი ურთიერთ-საწინააღმდეგოდ მიმართული ექვსი ელექტრონი შეიძლება მოთავსდეს. ელექტრონებით შევსება უნდა მოხდეს ჰუნდის წესის გათვალისწინებით. M ენერგეტიკულ დონეზე სამი ქვედონეა s, p, d ქვედონეები. d ქვედონის მაგნიტურ

კვანტურ რიცხვს აქვს 5 მნიშვნელობა ანუ გამოისახება ხუთი უჯრედით, სადაც შეიძლება მოთავსდეს 10 ურთიერთსაწინააღმდეგოდ მიმართული ელექტრონი. ელექტრონებით ქვედონეების შევსების თანამიმდევრობა ექვემდებარება უმცირესი ენერგიის პრინციპს და მიმდინარეობს კლექკოვსკის წესის დაცვით. ზემოთქმულის თანახმად ფოსფორის ელექტრონულ ფორმულას აქვს შემდეგი სახე: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

ფოსფორის ელექტრონულ-გრაფიკული ფორმულა კი ასე გამოისახება:



3.11. ელემენტების ელექტრონული კონფიგურაცია

ატომში ელექტრონების განაწილებას ენერგეტიკული დონეებისა და ქვედონეების მიხედვით ელემენტის ელექტრონული კონფიგურაცია ეწოდება. ელექტრონული კონფიგურაციის შედგენისას აუცილებელია უმცირესი ენერგიის პრინციპის, პაულის პრინციპისა და ჰუნდის წესის გათვალისწინება.

მივყვეთ ელემენტთა ატომების ელექტრონული შრეების თანამიმდევრობით შევსებას დ. მენდელეევის ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში ელემენტების მდებარეობის მიხედვით.

პირველ ენერგეტიკულ დონეზე, K დონეზე, ($n = 1$) $N = 2n^2$ ფორმულის თანახმად შეიძლება განლაგდეს მხოლოდ ორი ელექტრონი. პირველი ელემენტია, წყალბადი, რიგობრივი ნომერია 1, ე.ი. ატომბირთვის გარშემო, პირველ ენერგეტიკულ დონეზე, s ორბიტალზე მოძრაობს 1 ელექტრონი. სქემატურად წყალბადის ელექტრონული კონფიგურაცია კვანტური უჯრედების საშუალებით ასე გამოისახება:

${}^1\text{H}$ $n = 1$ $\begin{array}{|c|} \hline \text{S} \\ \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$ ხოლო ელექტრონული კონფიგურაციის ფორმულა ასეთია $1s^1$.

მეორე ელემენტის ჰელიუმის რიგობრივი ნომერია 2. ვინაიდან ერთ ორბიტალზე შეიძლება იმყოფებოდეს ორი ელექტრონი, ამიტომ ჰელიუმის ატომის ორივე ელექტრონი თავსდება $1s$ ორბიტალზე. ამ ელექტრონებს სხვადასხვა სპინი აქვს. ჰელიუმი ინერტული აირია, მისი ელექტრონული ღრუბელი მდგრადია

${}^2\text{He}$ $n = 1$ $\begin{array}{|c|} \hline \text{S} \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $1s^2$

მეორე პერიოდის ელემენტებისთვის ივსება L დონე ($n = 2$). ჯერ ივსება s-ქვედონის ერთი ორბიტალი, ხოლო შემდეგ p-ქვედონის სამი ორბიტალი. II პერიოდის პირველი ელემენტია Li. ლითიუმის ატომში მესამე ელექტრონი იკავებს $2s$ ორბიტალს

${}^3\text{Li}$ $n = 2$ $\begin{array}{|c|} \hline \text{S} \\ \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \text{P} \\ \hline | | | \\ \hline \end{array}$ $1s^2 2s^1$

$n = 1$ $\begin{array}{|c|} \hline \text{S} \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$

Be-ის ელექტრონულ კონფიგურაციაში $2s$ ორბიტალზე ელექტრონები გაწყვილდება

${}^4\text{Be}$ $n = 2$ $\begin{array}{|c|} \hline \text{S} \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \text{P} \\ \hline | | | \\ \hline \end{array}$ $1s^2 2s^2$

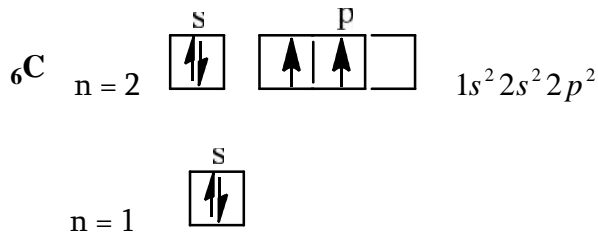
$n = 1$ $\begin{array}{|c|} \hline \text{S} \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$

B- დან იწყება $2p$ ორბიტალის შევსება

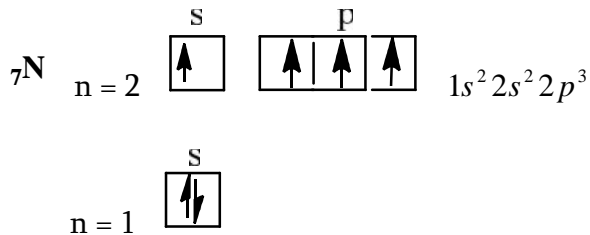
${}^5\text{B}$ $n = 2$ $\begin{array}{|c|} \hline \text{S} \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \text{P} \\ \hline \uparrow | | \\ \hline \end{array}$ $1s^2 2s^2 2p^1$

$n = 1$ $\begin{array}{|c|} \hline \text{S} \\ \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$

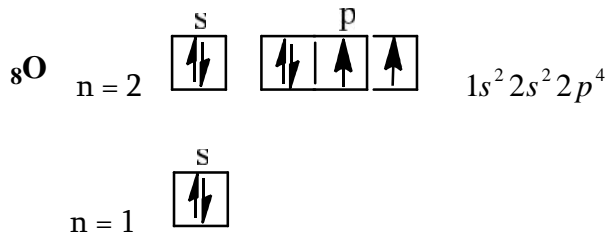
ნახშირბადის ატომში ელექტრონი დაიკავებს მომდევნო თავისუფალ p_x ორბიტალს



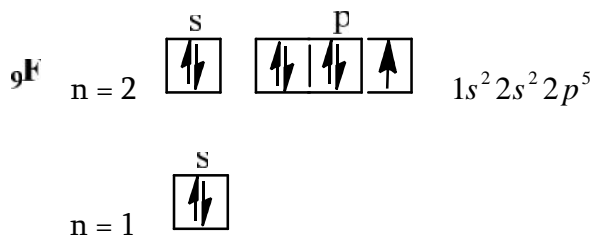
აზოტის ატომში ელექტრონი დაიკავებს მესამე თავისუფალ p_x ორბიტალს



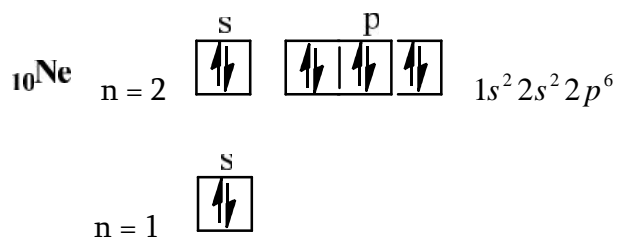
ჟანგბადიდან იწყება p_x ორბიტალზე მოთავსებული ცალკეული ელექტრონების გაწყვილება საპირისპირო სპინის მქონე ელექტრონით



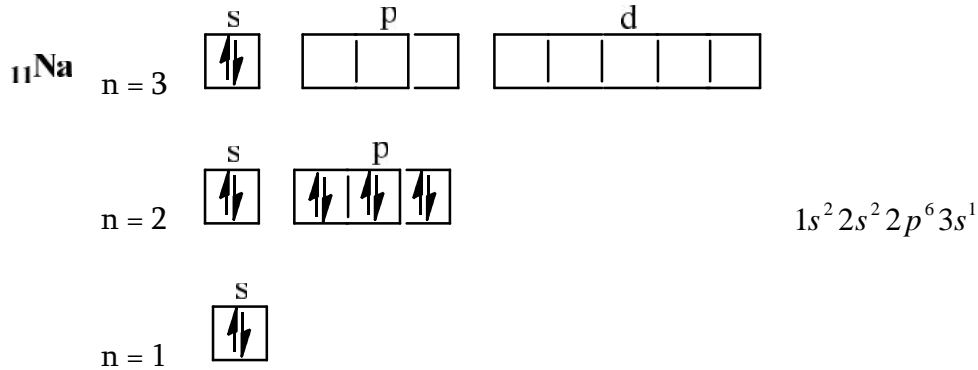
ფთორის ელექტრონული სტრუქტურა ასეთია:



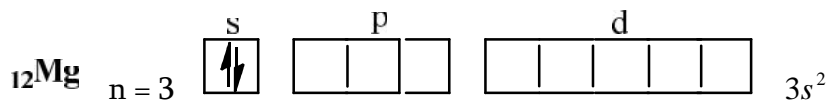
ნეონის შემთხვევაში $2p$ ორბიტალები შევსებულია ელექტრონებით



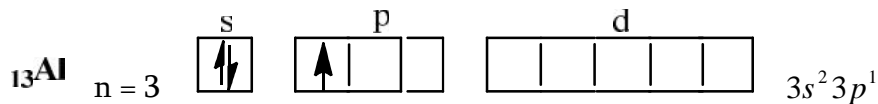
მესამე პერიოდის ელემენტებიდან, ატომებში მიმდინარეობს მესამე M – დონის ($n = 3$) შეფასება, რომელიც შედგება 3s, 3p და 3d ქვედონეებისგან. ნატრიუმის ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:



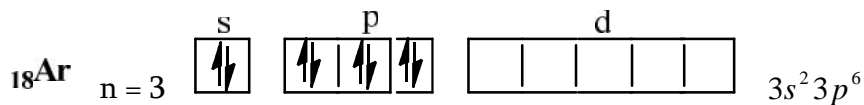
მესამე შრის s ორბიტალზე მოთავსებულია ერთი ელექტრონი. ამრიგად, ელექტრონული სტრუქტურა შემოკლებით ასე ჩაიწერება $3s^1$. ასევე შეგვიძლია ჩავწეროთ მომდევნო ელემენტის მაგნიუმის ელექტრონული კონფიგურაცია:



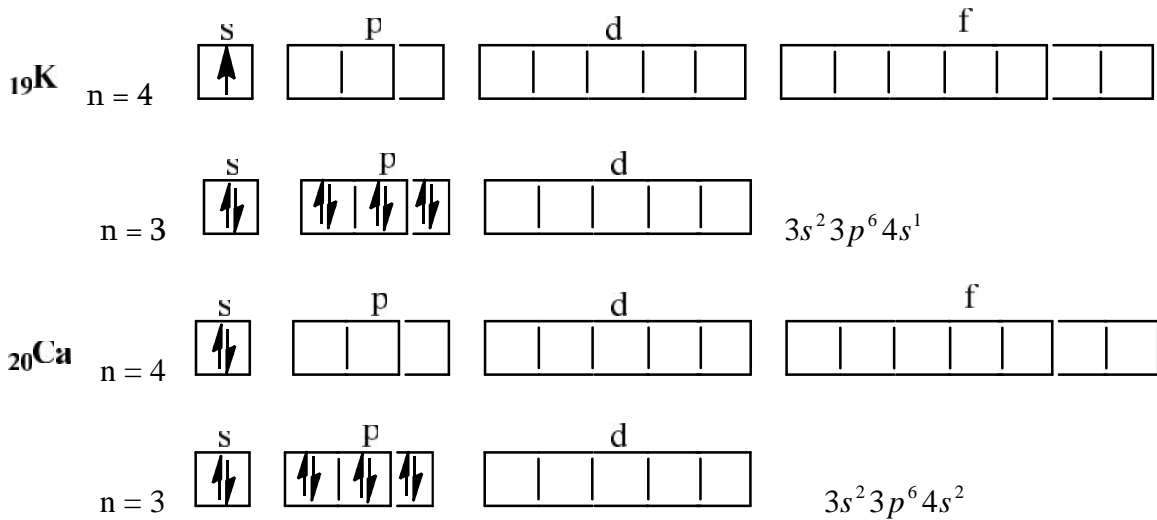
ალუმინით დაიწყება 3p ორბიტალების შევსება



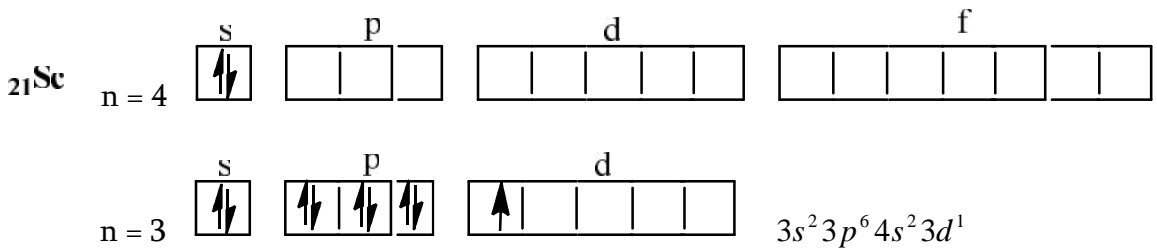
არგონის ატომით მთავრდება 3p ორბიტალების შევსება მაქსიმალური ექვსი ელექტრონით



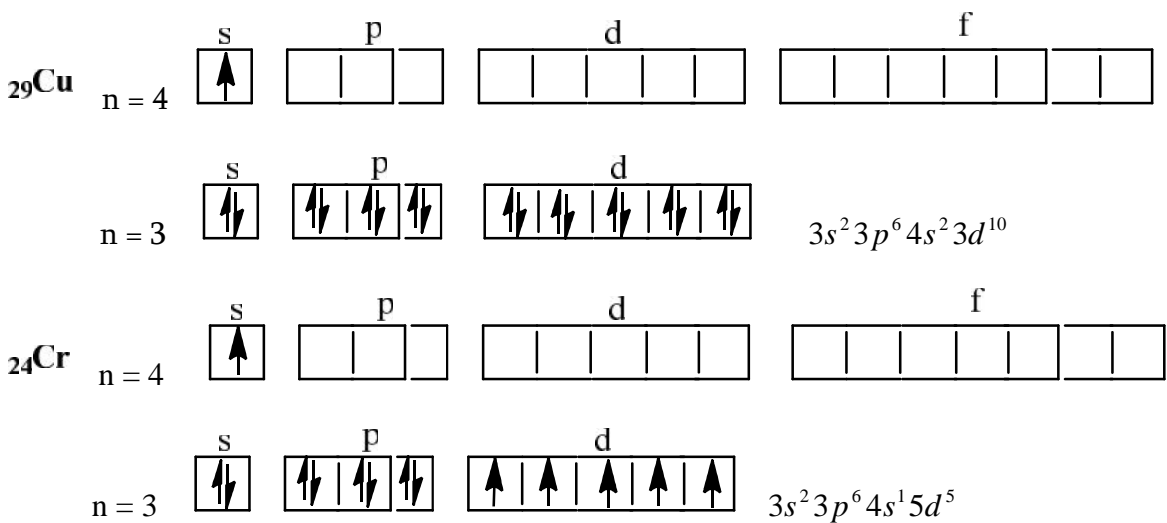
მეოთხე პერიოდი ($n=4$) იწყება კალიუმით, რომლის რიგობრივი ნომერია 19 და მთავრდება ელემენტ კრიპტონით რომლის რიგობრივი ნომერია 36. ეს არის დიდი პერიოდი, შედგება ორი მწკრივისაგან და შეიცავს 18 ელემენტს. კალიუმსა და კალციუმში, კლერკოვსკის წესის თანახმად, იწყება 4s ქვედონის შევსება.



კალციუმის შემდეგ მოთავსებულ ათ ელემენტში (თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები) სკანდიუმით დაწყებული, ხდება 3d ქვედონის შევსება. სკანდიუმის ელექტრონული კონფიგურაციაა:

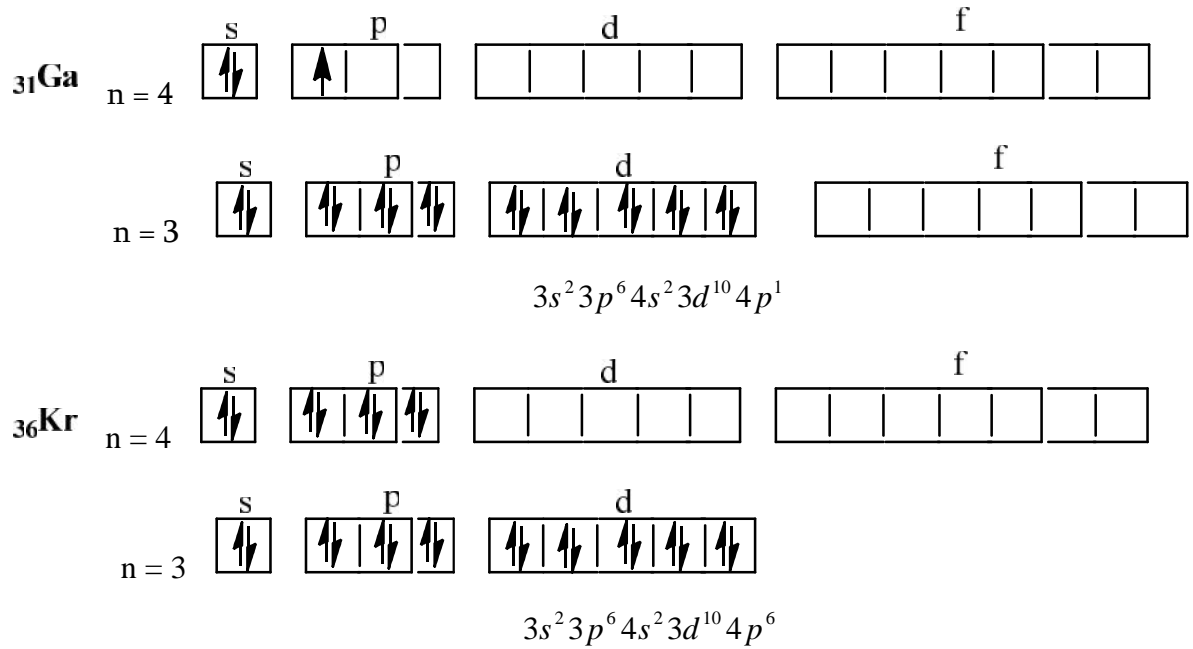


d - ორბიტალების სკანდიუმ-თუთიის დეკადების ელექტრონებით შევსება არ ხორციელდება რეგულარულად. მაგალითად, ქრომისა და სპილენძის ატომებში ხდება s - ელექტრონების „ჩავარდნა“ d - ქვედონეზე სპილენძის და ქრომის ელექტრონული კონფიგურაციები:



ანალოგიური ჩავარდნა ხდება სხვა ელემენტის ატომებშიც. ${}_{24}Cr, {}_{29}Cu, {}_{25}Mn, {}_{47}Ag, {}_{31}Ga, {}_{79}Au$ ატომებში ხდება ერთმაგი ჩავარდნა ${}_{46}Pd$ -ში – ორმაგი ჩავარდნა.

მეოთხე ენერგეტიკული დონის 3d – ქვედონის მაქსიმალური ათი ელექტრონით შევსების შემდეგ იწყება 4p – ქვედონის შევსება ექვსი ელექტრონით იწყება გალიუმით და მთავრდება ინერტული აირით – კრიპტონით.



მეხუთე პერიოდის აგრეთვე იწყება s - ელემენტებით – რუბიდიუმით და სტრონციუმით. მათ მოჰყვება 10 ელემენტი, რომელთა ატომებში ივსება 4d – ქვედონე. მეხუთე პერიოდის ბოლო ექვსი ელემენტის ატომებში ივსება 5 p - ქვედონე. ე.ი. მეოთხე და მეხუთე პერიოდები შეიცავს 18-18 ელემენტს.

მეექვსე პერიოდში 6s (n=6) ორბიტალების ორი ელექტრონით შევსების შემდეგ დაიწყება 4f – ქვედონის შევსება 14 ელექტრონით. ამ ელემენტებს f – ელემენტები ეწოდება. მეექვსე პერიოდის f – ელემენტებს ლანთანოიდებსაც უწოდებენ. ისინი ხასიათდებიან მსგავსი ქიმიური თვისებებით. ლანთანოიდების შემდეგ ივსება 5d – ქვედონე 10 ელექტრონით და ბოლოს 6p – ქვედონის შევსებით იკეტება პერიოდი ინერტული აირით (Rn).

ანალოგიურად ივსება მეშვიდე პერიოდის (n=7) ელემენტთა ატომების ენერგეტიკული დონეები. იწყება 7s – ქვედონის ორი ელექტრონით შევსება, შემდეგ 5f – ქვედონის შევსება 14 ელექტრონით (თორიუმიდან ლორენსიუმამდე). ამ

ელემენტებს აქტივობები ეწოდება. მათ ლანთანობების მსგავსად ერთნაირი ქიმიური თვისებები ახასიათებთ.

5f – ქვედონის შევსების შემდეგ იწყება 6d – ქვედონის შევსება ათი ელექტრონით. დასასრულ მეშვიდე ენერგეტიკული დონე იკეტება 7p – ქვედონის შევსებით.

ქიმიური ელემენტების ელექტრონული კონფიგურაცია ზუსტად ხსნის ჯგუფების დაყოფას მთავარ და თანაურ ქვეჯგუფებად. მთავარი ქვეჯგუფის ელემენტებში ელექტრონებით ივსება s – და p – ქვედონეები. შესაბამისად მათ s – და p – ელემენტები ეწოდება. ხოლო თანაური ქვეჯგუფის ელემენტებში ივსება (n – 1)d და (n – 2)f ქვედონეები, შესაბამისად მათ d – და f – ელემენტები ეწოდება. აქედან გამომდინარე თითოეულ ჯგუფში გაერთიანებულია ის ელემენტები, რომელთა ატომებს აქვთ გარე ენერგეტიკული დონის მსგავსი აღნაგობა. ჯგუფის ნომერი გვიჩვენებს იმ ელექტრონების რიცხვს, რომლებიც მონაწილეობენ ქიმიური ბმების წარმოქმნაში. სწორედ ესაა ჯგუფის ფიზიკური არსი.

3.12. პერიოდულობის კანონი და ატომის აღნაგობა

ატომის აღნაგობამ პერიოდულობის კანონსა და პერიოდულ სისტემას ახალი შინაარსი შესძინა. ატომბირთვის აღნაგობის შესწავლისას აღმოჩნდა, რომ ატომის მთავარი მახასიათებელია არა ატომური მასა, არამედ ატომგულის დადებითი მუხტის სიდიდე და აქედან გამომდინარე ელემენტის ყველა თვისება და მისი მდგომარეობა პერიოდულ სისტემაში. დამოკიდებულია ატომბირთვის დადებითი მუხტის სიდიდეზე. ცვლილება განიცადა პერიოდულობის კანონმაც.

დ. მენდელეევის პერიოდულობის კანონის თანამედროვე ფორმულირება ასეთია: ქიმიურ ელემენტთა თვისებები, აგრეთვე ელემენტთა ფორმები და თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია ატომის მუხტის სიდიდესთან.

ატომის აღნაგობამ ახსნა ის გამონაკლისები, რომლებიც მენდელეევმა დაუშვა პერიოდულ სისტემაში, როცა ოთხ შემთხვევაში დაარღვია ატომური მასის ზრდის პრინციპი. ${}_{18}^{40}Ar$ და ${}_{19}^{39}K$, ${}_{52}^{128}Te$ და ${}_{53}^{127}I$, ${}_{27}^{59}Co$ და ${}_{28}^{58}Ni$, ${}_{90}^{232}Th$ და ${}_{91}^{231}Pa$. აქედან ჩანს, რომ

ეს ელემენტები განლაგებული არიან ატომბირთვის დადებითი მუხტის ზრდის მიხედვით.

Ar ($z = 18$) და K ($Z = 19$); Te ($z = 52$) და I ($z = 53$); Co ($z = 27$) და Ni ($Z = 28$);
Th ($z = 90$) და Pa ($z = 91$).

პერიოდის ნომერი გვიჩვენებს მთავარი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობებს და ენერგეტიკული დონეების რიცხვს. ჯგუფის ნომერი გვიჩვენებს გარე შრეზე სავალენტო ელექტრონების რაოდენობას (მთავარი – A ჯგუფის ელემენტებისთვის). გარე შრეს სავალენტო შრეც ეწოდება, რადგან მასზე არსებული ელექტრონები განაპირობებს ელემენტის ვალენტობას. A ჯგუფის ელემენტების სავალენტო ელექტრონები მოთავსებულია გარე შრეზე, ხოლო B ჯგუფის ელემენტებისა – გარე და გარესწინა ($n - 1$) შრეებზე.

ინერტული აირების გარე სავალენტო შრე მთლიანად შევსებულია. ასეთი შრე ყველაზე მდგრადია. ინერტული აირების გარე შრეზე რვა ელექტრონია $s^2 p^6$. ამიტომ 8-ელექტრონიან შრეს მდგრადი ელექტრონული შრე ეწოდება. ჰელიუმის შემთხვევაში მდგრადი ელექტრონული შრე ორელექტრონიანია, რადგან პირველ პერიოდში მხოლოდ ორი ელემენტია წყალბადი და ჰელიუმი. სწორედ გარე სავალენტო შრეზე ელექტრონების რაოდენობის პერიოდული ცვლილება განაპირობებს ელემენტთა თვისებების პერიოდულობას.

მცირე პერიოდებში s – ორბიტალების შევსების შემდეგ (1-დან 2 ელექტრონამდე), იწყება p – ორბიტალების შევსება (1-დან 6 ელექტრონამდე). s-ელემენტები აქტიური ლითონებია. P – ორბიტალების თანდათანობით შევსებასთან ერთად ლითონური თვისებები კლებულობს და იზრდება არალითონური თვისებები. P – ორბიტალის მთლიანად შევსებისას პერიოდი იკეტება ინერტული აირით. დიდ პერიოდებში 4s – და 5s – ორბიტალების შემდეგ იწყება 3d – და 4d – ქვედონეების შევსება ათ-ათი ელექტრონით (10d – ელემენტი). ყველა d ელემენტი ლითონია, რადგან მათ გარე სავალენტო შრეზე ორ-ორი ელექტრონია. d-ქვედონეების შევსების შემდეგ იწყება 4p – და 5p – ქვედონეების შევსება. შევსების დაწყებასთან ერთად მცირდება ლითონური თვისებები და იზრდება არალითონური თვისებები.

გარე შრე კვლავ იკვებება ინერტული აირებით. ინერტულ აირებს არც ლითონური და არც არალითონური თვისებები არ აქვს.

მე-6 და მე-7 პერიოდებიც იწყება s – ქვედონის შევსებით. შემდეგ გრძელდება ორი ერთეულით დაბალი ენერგეტიკული დონის (n-2)f ორბიტალების შევსება 14-14 ელექტრონით. f – ელემენტები მოთავსებულია მესამე თანაურ ქვეჯგუფში, რის გამოც მათი ვალენტობა სამის ტოლია. f – ორბიტალების შევსების პროცესში ელემენტები ინარჩუნებენ თვისებებს და ვალენტობას. f – ორბიტალების შემდეგ იწყება (n-1)d – ორბიტალების შევსება 10-10 ელექტრონით. ისინი ინარჩუნებენ ლითონურ თვისებებს, მაგრამ იცვლიან ვალენტობას. შემდეგ კვლავ იწყება p – ორბიტალების შევსება და შემდეგ ელემენტებს არალითონური თვისებები აქვს. P – ორბიტალების ჩაკეტვა კვლავ ინერტული აირით ხდება.

3.13. ატომების პერიოდული თვისებები

ელექტრონული კონფიგურაცია განაპირობებს ატომის ისეთ თვისებებს, როგორცაა ატომის რადიუსი, იონიზაციის ენერგია, ელექტრონისადმი სწრაფვა, ელექტროუარყოფითობა, ჟანგვის რიცხვი.

რადიუსი ატომის მნიშვნელოვანი მახასიათებელია, რაც მეტია ატომის რადიუსი, მით უფრო სუსტად მიიზიდავს ატომბირთვი გარე ელექტრონული შრის ელექტრონებს და, პირიქით, ატომის რადიუსის შემცირებით ატომბირთვთან გარე ელექტრონების მიზიდვა ძლიერდება.

პერიოდში ატომის რადიუსი მარცხნიდან მარჯვნივ მცირდება, ატომბირთვის დადებითი მუხტის ზრდასთან ერთად. ჯგუფში ატომის რადიუსი იზრდება ზევიდან ქვევით ენერგეტიკული დონეების ზრდასთან ერთად.

ქიმიური ელემენტების ერთ-ერთი ძირითადი მახასიათებელია იონიზაციის ენერგია.

იონიზაციის ენერგია ეწოდება ენერგიას, რომელიც საჭიროა იმისთვის, რომ ატომს მოვაცილოთ ელექტრონი და გადავიყვანოთ დამუხტულ მდგომარეობაში.



პერიოდში მარცხნიდან მარჯვნივ, ატომბირთვის მუხტის ზრდასთან ერთად იონიზაციის ენერგია მატულობს. ჯგუფში იგი მცირდება ზემოდან ქვემოთ ატომბირთვიდან ელექტრონის დაშორების მანძილის გაზრდის გამო.

იონიზაციის ენერგია განაპირობებს ელემენტის ქიმიურ თვისებებს. მაგალითად, მცირე იონიზაციის ენერგიის მქონე ელემენტებს ტუტე ლითონებს აქვთ მკვეთრად გამოხატული ლითონური თვისებები. ინერტული აირების ინერტულობა კი გამოწვეულია იონიზაციის ენერგიის მაღალი მაჩვენებლით.

ატომების დამახასიათებელი თვისებებიდან აღსანიშნავია, აგრეთვე, ელექტრონისადმი სწრაფვა. ეს არის ის ენერგია, რომელიც გამოიყოფა ატომის მიერ ელექტრონის მიერთების დროს. ელექტრონისადმი სწრაფვა იზრდება მარცხნიდან მარჯვნივ და ჰალოგენებში მაქსიმუმს აღწევს. ინერტულ აირებს დასრულებული ელექტრონული კონფიგურაციის გამო არ ახასიათებთ ელექტრონისადმი სწრაფვა.

ჯგუფში ელექტრონისადმი სწრაფვა ზევიდან ქვევით მცირდება. რაც უფრო ძლიერია ელემენტის ლითონური თვისებები, მით ნაკლებია მისი ელექტრონისადმი სწრაფვის ენერგია, ხოლო, რაც უფრო ძლიერი არალითონია ელემენტი, მას ახასიათებს ელექტრონისადმი სწრაფვის დიდი ენერგია.

ელემენტის ატომის უნარს გარე ენერგეტიკული დონის დასრულებისათვის თავისკენ მიიზიდოს სხვა ელემენტის ატომების ელექტრონები ელექტროუარყოფითობა ეწოდება. ელექტროუარყოფითობა არის იონიზაციის ენერგიის (I) და ელექტრონისადმი სწრაფვის ენერგიის (E) ჯამი:

$$X = I + E$$

ჩვეულებრივ ელექტროუარყოფითობას გამოსახავენ განყენებული რიცხვით, რომელსაც ფარდობითი ელექტროუარყოფითობა ეწოდება (X_r) და გამოითვლება ელემენტის ელექტროუარყოფითობის შეფარდებით ლითიუმის ელექტროუარყოფითობასთან

$$X_r = \frac{X}{X(Li)}$$

ელემენტის ფარდობითი ელექტროუარყოფითობა იცვლება 0,7-დან 4,0-მდე. რაც უფრო მაღალია ელექტროუარყოფითობის სიდიდე, მით მეტი უნარი აქვს ელემენტის ატომს მიერთოს ელექტრონები და ამის შესაბამისად გამოამჟღავნოს

არალითონური თვისებები. პერიოდებში მარცხნიდან მარჯვნივ იზრდება ელექტროუარყოფითობა. ყველაზე ელექტროუარყოფითი ელემენტია ფთორი ($X = 4,0$), ყველაზე ნაკლები ელექტროუარყოფითობა აქვს ცეზიუმს ($X = 0,7$). ჯგუფებში ზევდან ქვევით ელექტროუარყოფითობა მცირდება. მაღალი ელექტროუარყოფითობა არალითონებს ახასიათებს. დაბალი ელექტროუარყოფითობა კი ახასიათებს ლითონებს.

თავი 4. არაორგანული ნაერთების ძირითადი კლასები

ქიმიური ელემენტები უერთდებიან ერთმანეთს და წარმოქმნიან ქიმიურ ნაერთებს (რთულ ნივთიერებებს). არაორგანული ნაერთების ძირითადი კლასებია: ოქსიდები, ჰიდროქსიდები (ფუძეები), მჟავები და მარილები.

4.1. ოქსიდი

ორი ელემენტისგან შემდგარ ნაერთს, სადაც ერთი ელემენტი ჟანგბადია და მისი დაჟანგვის ხარისხი (-2)-ია, ოქსიდი ეწოდება. ამიტომ ისეთი ბინარული ჟანგბადშემცველი ნაერთები, როგორცაა Na_2O_2, CaO_2, BaO_2 და ა.შ. არ არის ოქსიდები, ვინაიდან ამ ნაერთებში ჟანგბადის ჟანგვის ხარისხი (-1)-ია. OF_2 - ჟანგბადის დიფტორიდია, სადაც ჟანგბადის ჟანგვის რიცხვი (+2)-ია.

საერთაშორისო ნომენკლატურის მიხედვით ოქსიდის სახელწოდება შედგება სიტყვა ოქსიდისა და მოცემული ელემენტის სახელწოდებისაგან. ამასთან თუ ელემენტი წარმოქმნის რამდენიმე ოქსიდს, მაშინ ელემენტის სახელწოდების შემდეგ ფრჩხილებში ჩაიწერება მოცემული ელემენტის ვალენტობა. მაგალითად:

N_2O - აზოტ (I)-ის ოქსიდი;

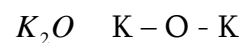
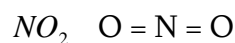
NO – აზოტ (II)-ის ოქსიდი;

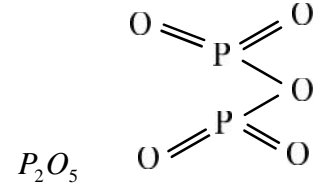
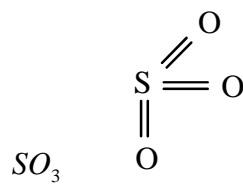
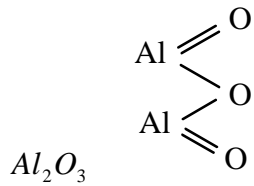
N_2O_3 - აზოტ (III)-ის ოქსიდი;

NO_2 - აზოტ (IV)-ის ოქსიდი;

N_2O_5 – (V) - ის ოქსიდი.

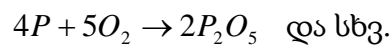
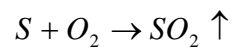
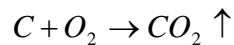
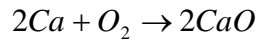
ოქსიდების ფორმულები გრაფიკულად შეიძლება შემდეგნაირად გამოვსახოთ:



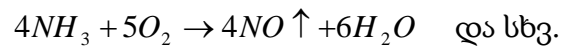
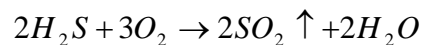
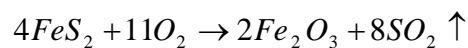
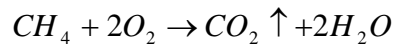


ოქსიდის მიღების ხერხები. ოქსიდი მიიღება:

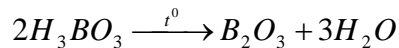
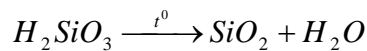
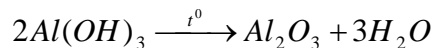
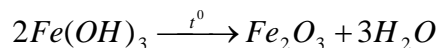
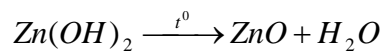
1. მარტივი ნივთიერებების უშუალო შეერთებით:



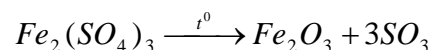
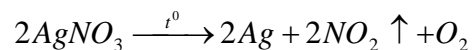
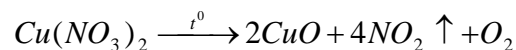
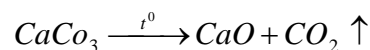
2. ზოგიერთი რთული ნივთიერების დაწვით:



3. ზოგიერთი ფუძის, მჟავას გახურებით:

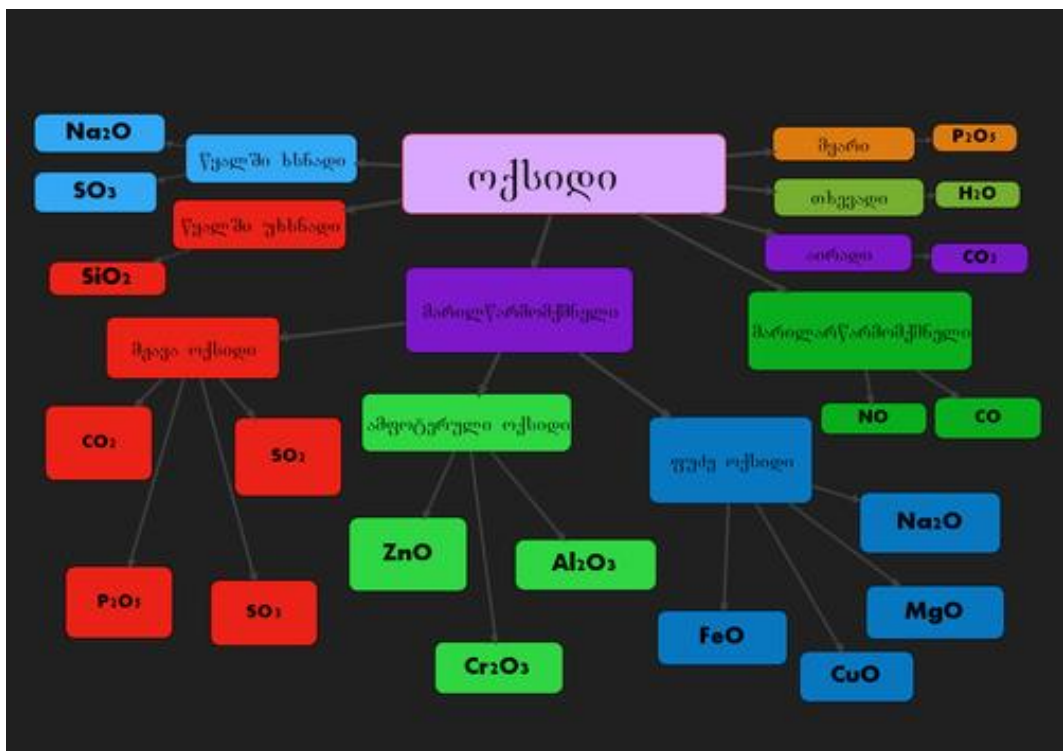
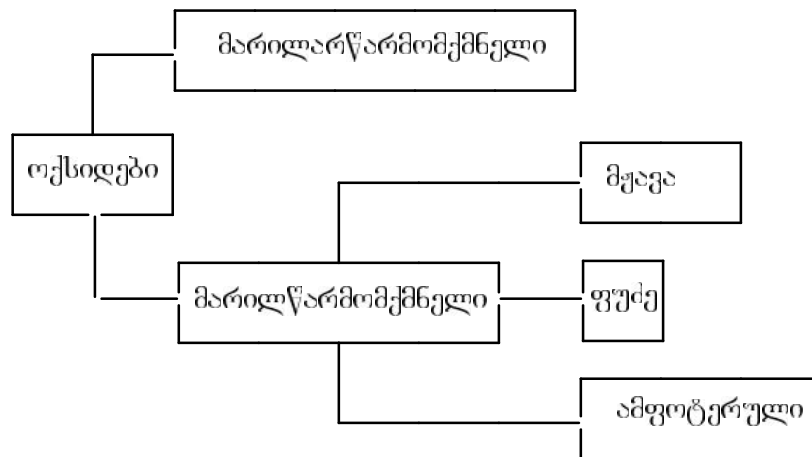


4. მარილის – კარბონატის, ნიტრატის, სულფატის გახურებით დაშლით:



ოქსიდის ფიზიკური თვისებები: ლითონის ოქსიდი მყარი ნივთიერებაა, არალითონისა კი – აირადი, თხევადი ან მყარი.

ქიმიური თვისებები: ქიმიური თვისებების მიედვით ოქსიდები იყოფა ორ დიდ ჯგუფად: მარილწარმომქმნელ და მარილარწარმომქმნელ ოქსიდებად. მარილარწარმომქმნელი ოქსიდი არც მჟავას, არც ფუძეს და არც მარილს არ წარმოქმნის. ასეთებია: N_2O (დიაზოტის ოქსიდი), NO (აზოტის ოქსიდი), CO (ნახშირბადის ოქსიდი), SiO (სილიციუმის ოქსიდი), SO (გოგირდის ოქსიდი). მარილწარმომქმნელი ოქსიდები, თავის მხრივ იყოფა მჟავა, ფუძე და ამფოტერულ ოქსიდებად.

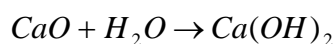
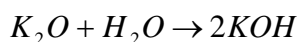
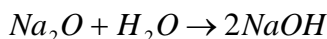


ფუძე ოქსიდი: ოქსიდს, რომელსაც შეესაბამება ფუძე და მჟავა ოქსიდები ან მჟავებთან ურთიერთქმედების დროს წარმოქმნის მარილს, ფუძე ოქსიდი

ეწოდება. ფუძე ოქსიდი წარმოიქმნება მხოლოდ ლითონისგან. ყველა ფუძე ოქსიდი მყარი ნივთიერებაა. ფუძე ოქსიდი იონური ნაერთია.

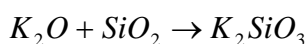
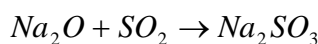
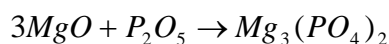
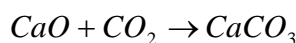
ფუძე ოქსიდის ქიმიური თვისებები:

1. ტუტე და ტუტემიწათა ლითონების ფუძე ოქსიდები წყალთან რეაქციაში წარმოქმნიან ტუტეებს:

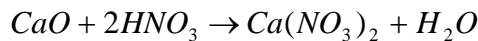
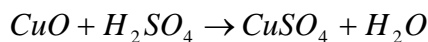
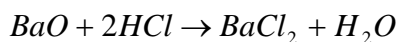
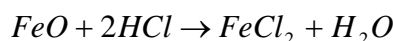
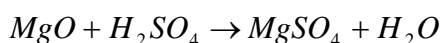
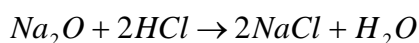


ფუძე ოქსიდისა და წყლის ურთიერთქმედებით ზოგი ფუძე არ მიიღება.

2. ფუძე ოქსიდი ურთიერთქმედებს მჟავა ოქსიდთან და წარმოქმნის მარილს:



3. ფუძე ოქსიდი ურთიერთქმედებს მჟავასთან, მარილისა და წყლის წარმოქმნით:

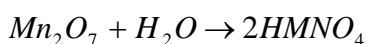
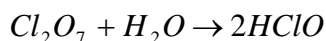
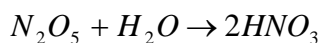
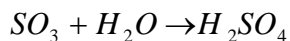
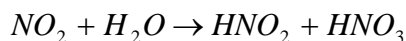


მჟავა ოქსიდი. არალითონის ჟანგბადნაერთი მჟავა ოქსიდია. ის წყალთან მჟავას წარმოქმნის. ამ ოქსიდს ანჰიდრიდსაც უწოდებენ. სიტყვა „ანჰიდრიდი“ უწყლოს ნიშნავს. მჟავა ოქსიდია ლითონის ისეთი ოქსიდიც, რომელშიც ლითონი ამჟღავნებს მაღალ ჟანგვის რიცხვს (+6, +7) მაგ: CrO_3 , MnO_3 , Mn_2O_7 .

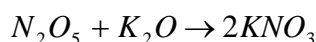
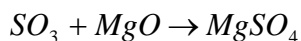
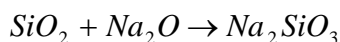
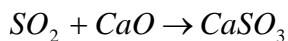
მჟავა ოქსიდი კოვალენტური ნაერთია.

ქიმიური თვისებები.

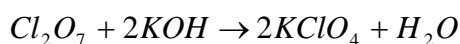
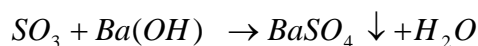
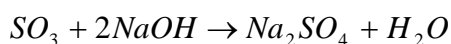
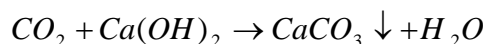
1. მჟავა ოქსიდი ურთიერთქმედებს წყალთან და წარმოქმნის მჟავას გარდა SiO_2 -ისა.



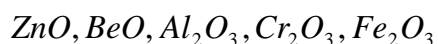
2. მჟავა ოქსიდი ურთიერთქმედებს ფუძე ოქსიდთან მარილის წარმოქმნით



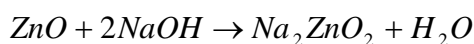
3. მჟავა ოქსიდი რეაქციაში შედის ტუტესთან და წარმოქმნის მარილსა და წყალს:



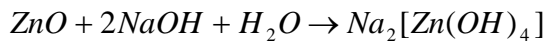
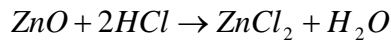
ამფოტერული ოქსიდი. ოქსიდს, რომელსაც აქვს როგორც ფუძე, ისე მჟავა ოქსიდის ქიმიური თვისებები და რეაქციაში შედის როგორც მჟავასთან ისე ტუტესთან, ამფოტერული ოქსიდი ეწოდება. ასეთია:



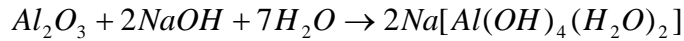
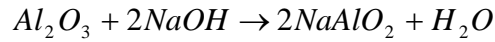
ქიმიური თვისებები:



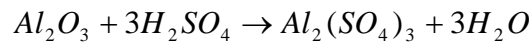
ნატრიუმის ცინკატი



ნატრიუმის ტეტრაჰიდროქსოციკატი



ნატრიუმის დიაკვატეტრაჰიდროქსოალუმინატი



4.2. ფუძე

ფუძე რთული ნივთიერებაა, რომელიც შედგება ლითონის ატომისა და ერთი ან რამდენიმე ჰიდროქსილის (OH) ჯგუფისაგან.

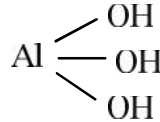
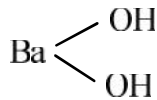
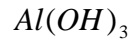
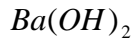
ჰიდროქსილის ჯგუფი წყლის ნაშთია (H-OH) და ერთვალენტია, ამიტომ ფუძის მოლეკულაში ლითონის ატომთან დაკავშირებულია იმდენი ჰიდროქსილის ჯგუფი რამდენ ვალენტობასაც ამჟღავნებს ლითონი. ფუძეებს ახასიათებენ წყალში ხსნადობის, სიძლიერის და მჟავურობის მიხედვით. მჟავურობა განისაზღვრება ჰიდროქსილის ჯგუფის რაოდენობით. მაგალითად, ნატრიუმის ჰიდროქსიდში (NaOH) შედის ერთი OH – ჯგუფი და ერთმჟავურია. კალციუმის ჰიდროქსიდში – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ორი და – ორმჟავურია, ალუმინის ჰიდროქსიდში – $\text{Al}(\text{OH})_3$ - სამი და სამმჟავურია.

ჰიდროქსიდები იყოფა ორ ჯგუფად: წყალში ხსნად და წყალში უხსნარ ჰიდროქსიდებად. წყალში ხსნად ლითონის ჰიდროქსიდს ტუტე ეწოდება. ესაა I და II ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ჰიდროქსიდები (Be-ისა და Mg-ის გარდა) და ამონიუმის ჰიდროქსიდი NH_4OH . სიძლიერის მიხედვით არჩევენ ძლიერ და სუსტ ფუძეებს. ყველა ტუტე ძლიერია NH_4OH -ის გარდა.

ჰიდროქსიდის სახელწოდება წარმოდგება ლითონის სახელწოდებისგან, რომელსაც ემატება სიტყვა ჰიდროქსიდი. მაგ. NaOH – ნატრიუმის ჰიდროქსიდი, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ – სპილენძის ჰიდროქსიდი.

თუ ერთი და იგივე ლითონი წარმოქმნის რამდენიმე ჰიდროქსიდს, მაშინ სახელწოდებაში მისი ვალენტობა აღინიშნება: $Fe(OH)_2$ – რკინა (II)-ის ჰიდროქსიდი $Fe(OH)_3$ – რკინა (III)-ის ჰიდროქსიდი.

გრაფიკულად ფუძეები შემდეგნაირად გამოისახება:

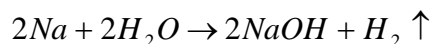


ფიზიკური თვისებები: ყველა ლითონის ჰიდროქსიდი მყარი ნივთიერებაა. ტუტე წყალში ხსნადია, ხოლო ფუძე - უხსნარი. ტუტის დამახასიათებელი თვისებებია - ლაკმუსის გალურჯება, ფენოლფთალეინის გაწითლება და მეთილნარინჯის გაყვითლება.

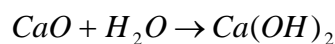
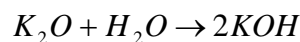
ფუძე წყალში არ იხსნება და ინდიკატორს (ლაკმუსს, ფენოლფთალეინს, მეთილნარინჯს) ფერს არ უცვლის. ზოგიერთი ფუძე შეფერილია: $Zn(OH)_2$ – თეთრი, $CuOH$ – ყვითელი, $Cu(OH)_2$ – ცისფერი, $Cr(OH)_3$ – მომწვანო, $Fe(OH)_2$ – თეთრი, $Fe(OH)_3$ – მურა წითელი, $Al(OH)_3$ – თეთრი.

ფუძის მიღება:

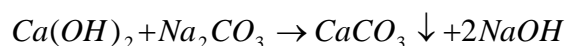
1. ტუტე მიიღება ლითონისა და წყლის ურთიერთქმედებით:

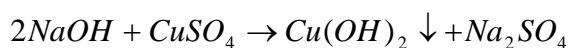


2. ტუტე წარმოიქმნება ტუტე და ტუტემიწათა ლითონების ოქსიდების ურთიერთქმედებით წყალთან

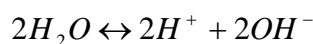
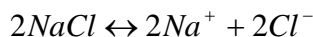


3. ტუტის ურთიერთქმედებით ზოგიერთ მარილთან წარმოიქმნება ახალი ტუტე და ახალი მარილი



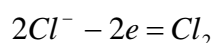
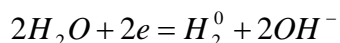


4. მრეწველობაში ტუტეს ღებულობენ ნატრიუმისა და კალიუმის მარილთა წყალხსნარების ელექტროლიზით.

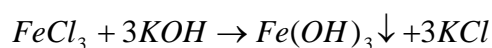
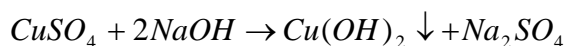


კათოდი (-)

ანოდი (+)

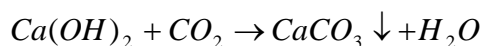
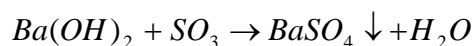


წყალში უხსნარი ფუძე მიიღება შესაბამისი ხსნადი მარილის ურთიერთქმედებით ტუტესთან:

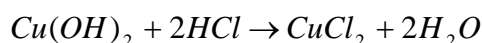
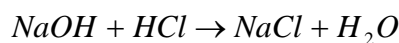


ქიმიური თვისებები:

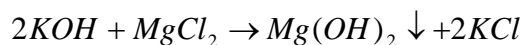
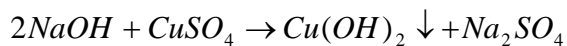
1. ტუტე ურთიერთქმედებს მჟავა ოქსიდთან



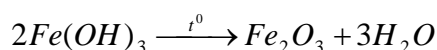
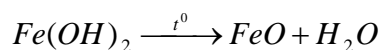
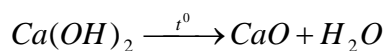
2. ტუტე ურთიერთქმედებს მჟავასთან (ნეიტრალიზაციის რეაქცია)



3. ტუტე ურთიერთქმედებს ზოგიერთ მარილთან

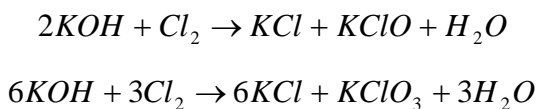


4. ფუძე ტუტისგან განსხვავებით გაცხელებით იშლება ოქსიდად და წყლად:

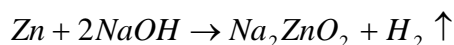


ტუტე გაცხელებით არ იშლება. მაგალითად, NaOH გაცხელებით ჯერ გათხევადდება, შემდეგ 1400°C-ზე დაიწყებს დუღილს, მაგრამ არ იშლება.

5. ტუტე ურთიერთქმედებს ზოგიერთი არალითონის წყალხსნართან

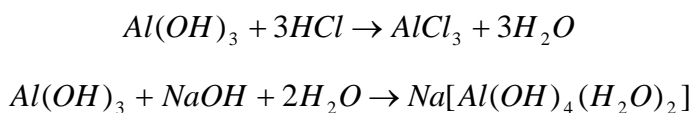


6. ტუტე ურთიერთქმედებს ამფოტერულ ელემენტთან



ამფოტერული ჰიდროქსიდი. ამფოტერული ოქსიდის შესაბამისი ფუძეც ამფოტერულია. ის ამჟღავნებს როგორც ფუძის, ისე მჟავას თვისებებს.

$Al(OH)_3, Zn(OH)_2, Cr(OH)_3, Be(OH)_2, Ge(OH)_2, Sn(OH)_2, Pb(OH)_2$ და სხვ.



4.3. მჟავა

მჟავა ეწოდება რთულ ნივთიერებას, რომელიც შედგება ლითონით ჩანაცვლების უნარის მქონე წყალბადის ატომებისა და მჟავას ნაშთისაგან.

მჟავას მოლეკულაში ლითონით ჩანაცვლების უნარის მქონე წყალბად-ატომის რაოდენობის მიხედვით, მჟავები იყოფა ერთფუძიან (მარილმჟავა HCl, აზოტმჟავა HNO_3), ორფუძიან (გოგირდმჟავა H_2SO_4 , გოგირდწყალბადმჟავა H_2S), სამფუძიან (ფოსფორმჟავა H_3PO_4 , დარიშხანმჟავა H_3AsO_4) მჟავებად.

სიძლიერის მიხედვით არსებობს სუსტი და ძლიერი მჟავები. ძლიერი მჟავებია HCl, HNO_3 , H_2SO_4 .

ჟანგბადის შემცველობის მიხედვით არსებობს ჟანგბადიანი და უჟანგბადო მჟავები. უჟანგბადო მჟავებია HCl, HBr, H_2S . ჟანგბადიანი მჟავებია H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 და ა.შ.

უჟანგბადო მჟავას სახელწოდება იწარმოება არალითონის სახელწოდებაზე სიტყვა წყალბადის დართვით:

HF – ფტორწყალბადმჟავა ანუ მლღობი მჟავა;

HCl – ქლორწყალბადმჟავა;

H_2S – გოგირდწყალბადმჟავა და ა.შ.

ჟანგბადიანი მჟავას სახელწოდება წარმოიქმნება იმ ელემენტის სახელწოდებისგან, რომლისგანაც ის წარმოიქმნა და მჟავაწარმოქმნელი ელემენტის დაჟანგულობის რიცხვის მიხედვით ელემენტის სახელწოდებას დაემატება „ის“ ან „ოვანი“, ზოგჯერ „ქვე“ ან „ქვე“ და „ოვანი“ ერთად:

H_2SO_3 – გოგირდოვანი მჟავა

HNO_2 – აზოტოვანი მჟავა

H_2SO_4 – გოგირდმჟავა

$HClO$ – ქვექლოროვანი მჟავა

HNO_3 – აზოტმჟავა,

$HClO_2$ – ქლოროვანი მჟავა

$HClO_3$ – ქვექლორმჟავა

HPO_3 – მეტაფოსფორმჟავა

$HClO_4$ – ქლორმჟავა

H_2SiO_3 – მეტასილიციუმმჟავა

H_3PO_4 – ორთოფოსფორმჟავა

H_4SiO_4 – ორთოსილიციუმმჟავა

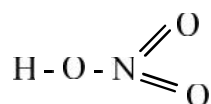
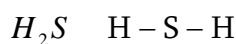
ცხრილი 4.1.

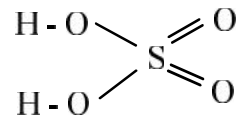
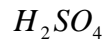
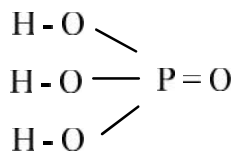
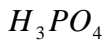
მჟავა	სახელწოდება	მჟავას ნაშთი	სახელწოდება
HF	ფტორწყალბადმჟავა	F^1	ფტორიდი
HCl	ქლორწყალბადმჟავა	Cl^1	ქლორიდი
HBr	ბრომწყალბადმჟავა	Br^1	ბრომიდი
HI	იოდწყალბადმჟავა	I^1	იოდიდი
H_2S	გოგირდწყალბადმჟავა	HS^1	ჰიდროსულფიდი
		S^{11}	სულფიდი
HNO_2	აზოტოვანი მჟავა	$(NO_2)^1$	ნიტრიტი
HNO_3	აზოტმჟავა	$(NO_3)^1$	ნიტრატი
H_2SO_3	გოგირდოვანი მჟავა	$(HSO_3)^1$	ჰიდროსულფიტი
		$(SO_3)^{11}$	სულფიტი
H_2SO_4	გოგირდმჟავა	$(HSO_4)^1$	ჰიდროსულფატი
		$(SO_4)^{11}$	სულფატი

გაგრძელება

H_3PO_4	ორთოფოსფორმჟავა	$(H_2PO_4)^1$	დიჰიდროფოსფატი
		$(HPO_4)^{11}$	ჰიდროფოსფატი
		$(PO_4)^{111}$	ფოსფატი
H_2CO_3	ნახშირმჟავა	$(HCO_3)^1$	ჰიდროკარბონატი
		$(CO_3)^{11}$	კარბონატი
$HClO$	ჰიპოქლოროვანი მჟავა	$(ClO)^1$	ჰიპოქლორატი
$HClO_2$	ქლოროვანი მჟავა	$(ClO_2)^1$	ქლორიტი
$HClO_3$	ჰიპოქლორმჟავა	$(ClO_3)^1$	ქლორატი
$HClO_4$	ქლორმჟავა	$(ClO_4)^{11}$	პერქლორატი
H_2CrO_4	ქრომმჟავა	$(CrO_4)^{11}$	ქრომატი
$H_2Cr_2O_7$	ორქრომმჟავა	$(Cr_2O_7)^{11}$	ბიქრომატი
$HMnO_4$	მანგანუმჟავა	$(MnO_4)^1$	პერმანგანატი
H_2MnO_4	ჰემანგანუმჟავა	$(MnO_4)^{11}$	მანგანატი
H_2SiO_3	მეტასილიციუმმჟავა	$(SiO_3)^{11}$	მეტასილიკატი
H_4SiO_4	ორთოსილიციუმმჟავა	$(SiO_4)^{1V}$	ორთოსილიკატი

მჟავების გრაფიკული ფორმულები. ჟანგბადიანი მჟავას ფორმულის გრაფიკული გამოსახვისას უნდა გვახსოვდეს, რომ წყალბადისა და არალითონის ატომები დაკავშირებულია ჟანგბადის მეშვეობით. უჟანგბადო მჟავებში წყალბადი დაკავშირებულია არალითონთან:





ფიზიკური თვისებები. წყალში მჟავა კარგად იხსნება (უხსნარია H_2SiO_3) და ერევა მას ნებისმიერი თანაფარდობით. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ბევრი მჟავა თხევად მდგომარეობაშია: H_2SO_4 , HNO_3 , $HClO_4$ და ა.შ. ხოლო ზოგიერთი – მყარ მდგომარეობაში: H_2SiO_3 , H_3BO_3 , H_3PO_4 .

წყალბადიონი (წყალბადის კათიონები H^+) განაპირობებს მჟავას საერთო თვისებებს, მჟავას წყალხსნარს აქვს მჟავე გემო, იწვევს ტყავის, ქსოვილის ამოჭმას. მჟავა ისე, როგორც ტუტე, ინდიკატორს ფერს უცვლის.

ცხრილი 4.2.

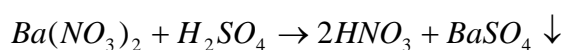
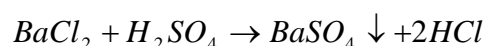
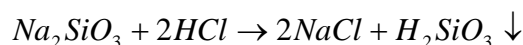
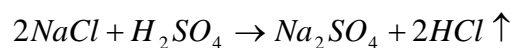
ინდიკატორი	ფერი, pH = 7	pH < 7	pH > 7
ლაკმუსი	იისფერი	წითელი	ლურჯი
ფენოლფთალეინი	უფერო	უფერო	ჟოლოსფერი
მეთილნარინჯი	მეწამული	ვარდისფერი	ყვითელი

მჟავას მიღების ხერხები

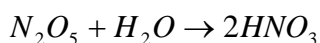
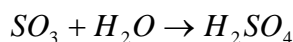
1. ჟანგბადიანი მჟავა მიიღება არალითონის უშუალო შეერთებით წყალბადთან



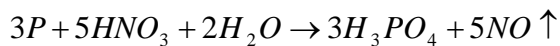
2. როგორც ჟანგბადიანი, ისე უჟანგბადო მჟავა შეიძლება მივიღოთ შესაბამის მარილზე სხვა მჟავას მოქმედებით.



3. ჟანგბადიან მჟავათა უმრავლესობა შეიძლება მივიღოთ ზოგიერთი ანჰიდრიდის წყალში გახსნით.

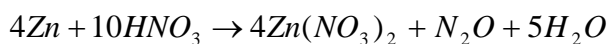
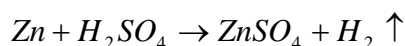
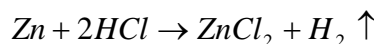


4. ზოგიერთი ჟანგბადშემცველი მჟავას მიღება შეიძლება არალითონზე ძლიერი მჟანგავი მჟავას მოქმედებით:

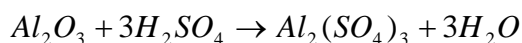
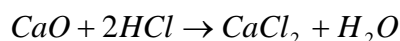
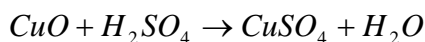
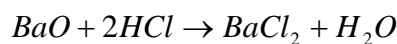


მჟავას ქიმიური თვისებები

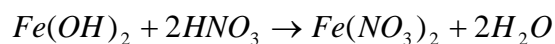
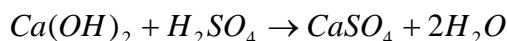
1. მჟავა ურთიერთქმედებს ლითონთან (ლითონი, რომელიც ძაბვათა აქტიურობის მწკრივში წყალბადის მარჯვნივ მდებარეობს, მჟავადან წყალბადს ვერ აძევენ).



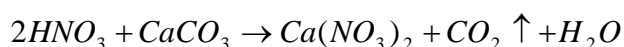
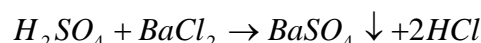
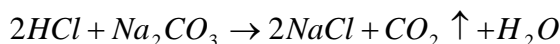
2. მჟავა ურთიერთქმედებს ფუძე და ამფოტერულ ოქსიდებთან



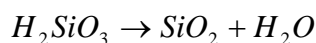
3. მჟავა ურთიერთქმედებს ფუძესთან (ნეიტრალიზაციის რეაქცია)



4. მჟავა ურთიერთქმედებს მარილთან



5. ზოგიერთი მჟავა გახურებით იშლება:

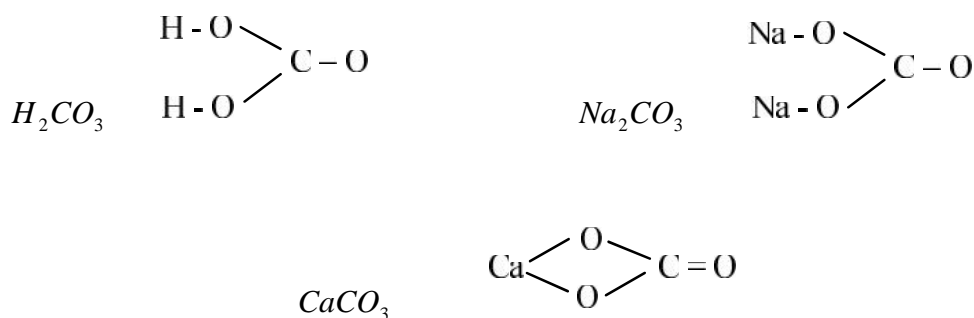


4.4. მარილი

მარილი რთული ნივთიერებაა, რომელიც შედგება ლითონის ატომებისა და მჟავას ნაშთისგან.

სახელწოდება: მარილის სახელწოდება წარმოდგება ლითონისა და მჟავას ნაშთის სახელწოდებისგან. მაგალითად, მარილმჟავას მჟავურ ნაშთს ეწოდება ქლორიდი, მის მარილებს – ქლორიდები. აზოტმჟავას მჟავური ნაშთის სახელწოდებაა ნიტრატი – მის მარილებს ნიტრატები ეწოდება. გოგირდმჟავას მჟავურ ნაშთს – SO_3 -ს სულფატი ეწოდება, მის მარილებს – სულფატები და ა.შ.

მარილის ფორმულის გრაფიკული გამოსახვისათვის გამოდიან შესაბამისი მჟავას ფორმულიდან. მასში წყალბადის ატომი იცვლება ლითონის ატომით ვალენტობის გათვალისწინებით. მაგალითად,



ფიზიკური თვისებები. ყველა მარილი კრისტალური ნივთიერებაა. ხასიათდება დაბალი დნობისა და დუღილის ტემპერატურით. წყალში ხსნადობის მიხედვით ისინი იყოფა: წყალში ხსნად და უხსნარ მარილებად: HNO_3 -ისა და CH_3COOH -ის ყველა მარილი ხსნადია. HCl -ის ყველა მარილი ხსნადია, გარდა $AgCl$ -ისა, H_2SO_4 -ის ყველა მარილი ხსნადია $BaSO_4$ -ის და $PbSO_4$ -ის გარდა. H_2SO_3 -ის, H_2CO_3 -ის, H_2SiO_3 -ის და H_3PO_4 -ის ყველა მარილი უხსნარია, გარდა Na -ის, K -ის და NH_4 -ის მარილებისა.

შედგენილობის მიხედვით მარილები იყოფა ექვს ჯგუფად: საშუალო მარილები, მჟავა მარილები, ფუძე მარილები, ორმაგი მარილები, შერეული მარილები და კომპლექსური მარილები.

საშუალო ანუ ნეიტრალურია მარილი, რომელშიც ყველა წყალბადი ჩანაცვლებულია ლითონის ატომებით. $Na_2SO_4, Na_2SO_3, Na_3PO_4, Na_3PO_3$ მჟავა მარილს აქვს, როგორც მარილის, ისე მჟავას ქიმიური თვისებები. მაგ. $NaHSO_4, NaH_2PO_4, Na_2HPO_4$.

ორმაგი მარილი შედგება სხვადასხვა ლითონის ატომებისა და მჟავას ნაშთისგან: $NaKSO_4, KAl(SO_4)_2$

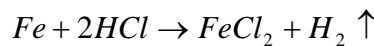
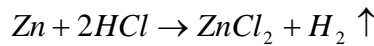
ფუძე მარილი შედგება ლითონის ატომის, ჰიდროქსიდისა და მჟავას ნაშთისგან: $MgOHCl$

შერეული მარილი შედგება ლითონის ატომისა და სხვადასხვა მჟავას ნაშთისგან: $MgNO_3Cl, CaOCl_2$

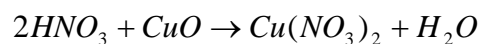
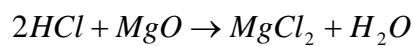
კომპლექსური მარილი შედგება ლითონისა და რთული კომპლექსური იონისგან $Na[Al(OH)_4]$. $K_4[Fe(CN)_6]$ – სისხლის ყვითელი მარილი. $K_3[Fe(CN)_6]$ – სისხლის წითელი მარილი და სხვ.

მარილის მიღების ხერხები:

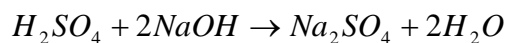
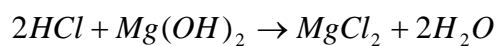
1. მჟავასა და ლითონის მოქმედებით



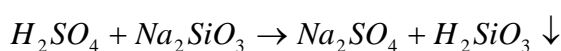
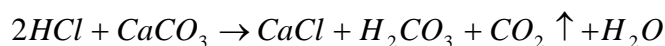
2. მჟავას მოქმედებით ფუძე ოქსიდთან



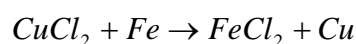
3. მჟავასა და ფუძის ურთიერთქმედებით

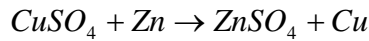


4. მჟავას მოქმედებით მარილზე

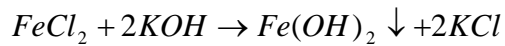
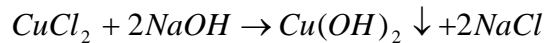


5. მარილისა და აქტიური ლითონის ურთიერთქმედებით

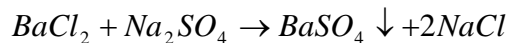
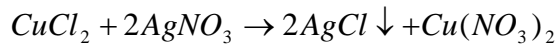




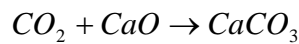
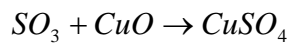
6. მარილისა და ტუტის ურთიერთქმედებით



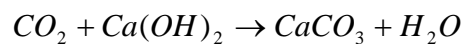
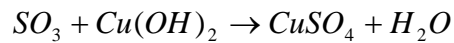
7. მარილისა და მარილის ურთიერთქმედებით



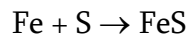
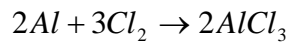
8. მჟავა ოქსიდისა და ფუძე ოქსიდის ურთიერთქმედებით



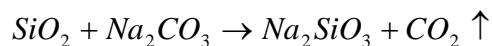
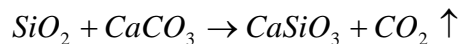
9. მჟავა ოქსიდისა და ლითონის ჰიდროქსიდის ურთიერთქმედებით



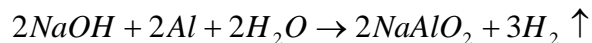
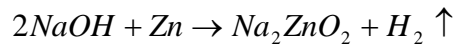
10. ლითონისა და არალითონის ურთიერთქმედებით



11. ანჰიდრიდის მოქმედებით მარილზე



12. ტუტის მოქმედებით ამფოტერულ ლითონზე

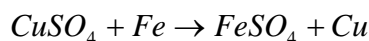


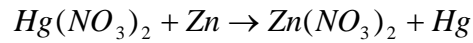
13. ამიაკისა და ქლორწყალბადის ურთიერთქმედებით



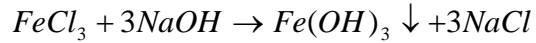
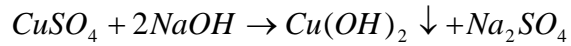
მარილის თვისებები:

1. მარილი რეაქციაში შედის აქტიურ ლითონთან

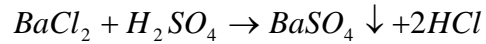
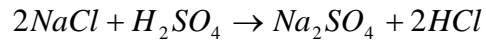




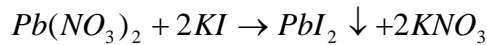
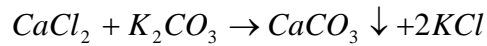
2. მარილი ურთიერთქმედებს ტუტესთან



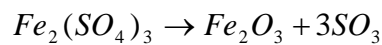
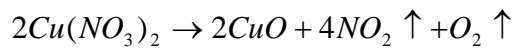
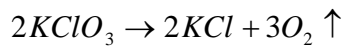
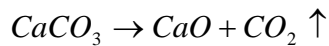
3. მარილი ურთიერთქმედებს მჟავასთან



4. მარილების ერთმანეთთან ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება ახალი მარილები



5. ჟანგბადიანი მჟავას ზოგიერთი მარილი გახურებით იშლება.



თავი 5. ქიმიური ბმა

ქიმიური ბმა ელექტროსტატიკური ბუნებისაა და განპირობებულია დადებითად დამუხტულ ბირთვსა და უარყოფითად დამუხტულ ელექტრონებს შორის ელექტროსტატიკური მიზიდვის ძალებით.

ქიმიური ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობას იღებენ ატომის გარე შრის არაგაწყვილებული ელექტრონები. თუ ატომის გარე შრეზე, რომელსაც სავალენტო შრე ეწოდება ელექტრონების რაოდენობა მაქსიმალურია, მას დასრულებული შრე ეწოდება. მაგალითად, დასრულებული შრე აქვს ინერტულ აირებს. ჰელიუმის (He) დასრულებულ შრეზე 2 ელექტრონია, ხოლო დანარჩენებზე (Ne, Ar, Kr ...) 8-8. 8 – ელექტრონიან შრეს მდგრადი ელექტრონული შრე ან მდგრადი ელექტრონული ოქტეტი ეწოდება. თუ ატომის გარე შრეზე ელექტრონების რაოდენობა მაქსიმუმზე ნაკლებია, ასეთ შრეს დაუმთავრებელი შრე ეწოდება.

ყველა იმ შემთხვევაში, როცა ატომს დაუმთავრებელი გარე შრე აქვს, ის მიისწრაფვის გარე შრის დასრულებისაკენ (წყალბადის გარდა, რომელიც ცდილობს წარმოქმნას 2-ელექტრონიანი შრე).

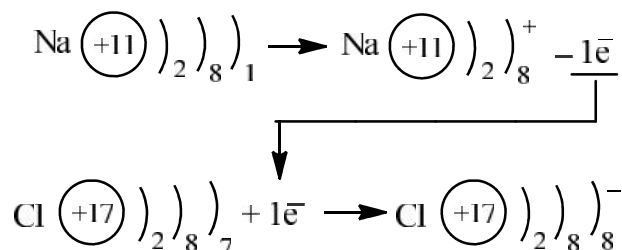
ატომის უნარს წარმოქმნას ქიმიური ბმა, ვალენტობა ეწოდება, ხოლო ქიმიურ ბმაში მონაწილე ელექტრონებს – სავალენტო ელექტრონები.

5.1. იონური ბმა

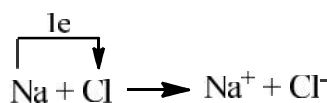
იონური ბმა მყარდება თუ ორი ელემენტის ატომების ელექტრო-უარყოფითობა ძლიერ განსხვავებულია, მაგალითად ლითონისა და არალითონის ატომებს შორის. ამ დროს ელექტრონული ღრუბელი გადაინაცვლებს უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტისკენ იმდენად, რომ ერთი ატომი კარგავს თავის სავალენტო ელექტრონს და გარდაიქმნება დადებითად დამუხტულ იონად, ხოლო მეორე იძენს ამ ელექტრონს და გარდაიქმნება – უარყოფითად დამუხტულ იონად.

როცა ელექტრონეიტრალური ატომი იონად იქცევა, უჩნდება მუხტი, იცვლება მისი რადიუსი და ელექტრონული გარსის ტიპი.

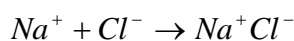
ქიმიურ ბმას, რომელსაც იონების ურთიერთმიზიდვა განაპირობებს, იონურს უწოდებენ. განვიხილოთ ნატრიუმისა და ქლორის შორის იონური ბმა, რომელიც მყარდება ნატრიუმის ატომიდან ქლორის ატომზე ერთი ელექტრონის გადასვლით:



ნატრიუმის ნეიტრალური ატომი გარე შრეზე მოთავსებულ ელექტრონს გადასცემს ქლორის ნეიტრალურ ატომს, რომელსაც მდგრადი ელექტრონული ღრუბლის მისაღწევად ერთი ელექტრონი აკლია. ქლორი იმუხტება 1 უარყოფითი მუხტით, ხოლო ნატრიუმი – 1 დადებითი მუხტით.



ნატრიუმისა და ქლორის სხვადასხვასახელიანი იონები, რომლებიც ნატრიუმის ატომიდან ქლორის ატომზე ელექტრონის გადასვლის შედეგად წარმოიქმნება, ურთიერთმიზიდულობის გამო წარმოქმნიან იონური ტიპის ნაერთს. საპირისპირო იონებით წარმოქმნილ მოლეკულას კი იონური მოლეკულა ეწოდება.



იონის მუხტს არსებითი მნიშვნელობა აქვს ქიმიური თვისებებისათვის, რადგან იონის მუხტის შეცვლისას იცვლება იონის გარეგანი სტრუქტურა, იონის რადიუსი და სხვა თვისებები. მაგ.: მნიშვნელოვნად განსხვავდება ერთმანეთისგან Cu^+ და Cu^{2+} ან Fe^{2+} და Fe^{3+} თვისებები. ორვალენტიათი Mn უფრო ჰგავს ორვალენტიათი Cr და Fe-ს, ვიდრე შვიდვალენტიათი Mn -ს. აქ იცვლება როგორც იონის მუხტი, ისე მისი რადიუსი.

იონების ერთნაირი მუხტები განაპირობებს ამ ელემენტების ქიმიურ თვისებების მსგავსებას. მაგ.: ერთი და იმავე ჯგუფის ერთნაირი მუხტის იონები $Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Ra^{2+}$ ემსგავსებიან ერთმანეთს: მათი სულფატები, ქრომატები, ფოსფატები წყალში უხსნარია.

იონის რადიუსის ცვლილება დიდ გავლენას ახდენს ნაერთის ფიზიკურ თვისებებზე. განვიხილოთ მარილების ლღობის ტემპერატურის ცვლილება კატიონის რადიუსის და ანიონის რადიუსის გადიდებასთან დაკავშირებით.

	NaCl	KCl	RbCl	CsCl
T _{ლ.}	800	768	717	638
	NaF	NaCl	NaBr	NaI
T _{ლ.}	995	800	740	661

ამ მონაცემებიდან ჩანს, რომ იონის რადიუსის მატებისას ნაერთის ლღობის ტემპერატურა მცირდება. ე.ი. იონური ნაერთის თვისებები დამოკიდებულია როგორც იონის მუხტზე, ისე მის რადიუსზე.

მეტად საინტერესოა ფერების ცვლილება შემდეგ მწკრივში.

NiF_2	$NiCl_2$	$NiBr_2$	NiI_2
მოყვითალო	მუქი ყვითელი	მუქი ყავისფერი	შავი
CuF_2	$CuCl_2$	$CuBr_2$	CuI_2
უფერო	მუქი ყვითელი	მოშავო-ყავისფერი	არამდგრადი

ანიონების ფერის გამუქებას განაპირობებს მისი ელექტრონული ღრუბლის დეფორმაცია, რომელიც იზრდება ანიონის რადიუსის გაზრდის მიხედვით F^-, Cl^-, Br^-, I^- მწკრივში. ძლიერი დეფორმაციის გამო იოდ-იონი კარგავს ელექტრონს, რომელიც გადაეცემა Cu^{2+} -ს, რის გამოც CuI_2 იშლება და მიიღება CuI და I_2 .

ასევე შეიძლება ავხსნათ CuO -ს შავი ფერი NiO -ს მუქი მწვანე ფერი და სხვა ნაერთების შეფერილობაც.

როდესაც ბმა ხორციელდება ატომებს შორის, რომელთა ელექტრო-უარყოფითობა ერთნაირია (ზემოთ განხილული მაგალითები), მიიღება სიმეტრიული მოლეკულა. სადაც დადებითი და უარყოფითი მუხტების „სიმძიმის“ ცენტრები ერთ წერტილშია განლაგებული. აქედან გამომდინარე, ამ მოლეკულებს არაპოლარული მოლეკულები ეწოდება, რასაც არაპოლარული კოვალენტური ბმა განაპირობებს.

იმ შემთხვევაში, როდესაც ატომებს შორის აღიმკვრება ერთი კოვალენტური ბმა (ერთი საერთო ელექტრონული წყვილი), მას ეწოდება ერთმაგი ბმა, ხოლო ორის ან მეტის შემთხვევაში: ჯერადი-ორმაგი, სამმაგი და ა.შ. ერთმაგი ბმა გამოისახება ერთი ხაზით, ორმაგი – ორით, სამმაგი – სამი ხაზით. მაგ.: $H - H$, $F - F$, $N \equiv N$.

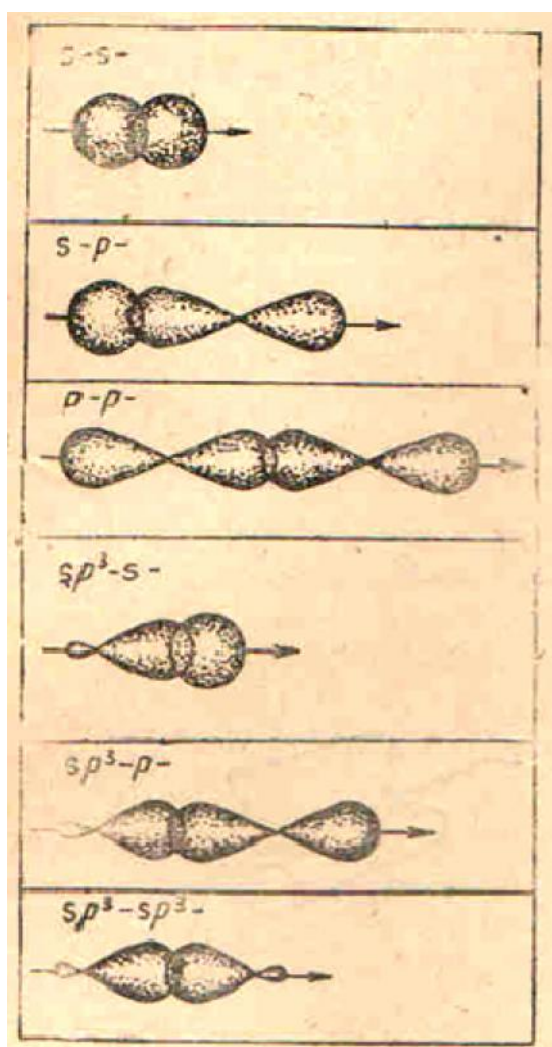
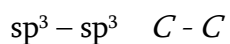
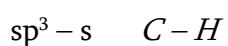
ელექტრონული ღრუბლის გადანაცვლება იწვევს მოლეკულის პოლარიზაციას. ცალმხრივი პოლარიზაციის შედეგად მოლეკულაში დადებითი და უარყოფითი ელექტრონების სიმძიმის ცენტრები აღარ ძეგს ერთ წერტილში, არამედ დაცილებულია ერთმანეთს. ასეთ მოლეკულებს პოლარული მოლეკულები ეწოდება. პოლარულ მოლეკულებს პოლარული კოვალენტური ბმა განაპირობებს. პოლარული მოლეკულები მიიღება არაერთნაირი ელექტროუარყოფითობის მქონე ატომების ბმისას. მაგალითად: HCl , HF , HBr , HI , H_2O , H_2S , NH_3 და ა.შ.

ატომური ორბიტალების გადაფარვის შედეგად წარმოიქმნება მოლეკულური ორბიტალი, რომელიც საზიარო ელექტრონულ წყვილს ეკუთვნის. მოლეკულური ორბიტალის წარმოქმნა ეგზოთერმული პროცესია ე.ი. ენერგიის გამოყოფით მიმდინარეობს. ამ ენერგიას ბმის ენერგია ეწოდება. მისი ერთეულია კჯ/მოლი. მოლეკულის შინაგანი ენერგია ნაკლებია შემადგენელი ატომების ენერგიაზე. ამიტომ მოლეკულა შემადგენელ ატომებთან შედარებით თერმოდინამიკურად უფრო მდგრადი სისტემაა.

ელექტრონული ღრუბლები სხვადასხვა ფორმისაა (s, p, d, f). მათი გადაფარვის ხასიათის მიხედვით არსებობს σ (სიგმა), π (პი) და δ (დელტა) ბმები.

ორბიტალების გადაფარვას მათი ატომბირთვების შემაერთებელი ღერძის გასწვრივ, ღერძული გადაფარვა ეწოდება, ხოლო დამყარებულ ზმას – მარტივი ანუ σ (სიგმა) ზმა.

σ - ზმები წარმოიქმნება შემდეგი ორი ორბიტალის გადაფარვით. მაგალითად:



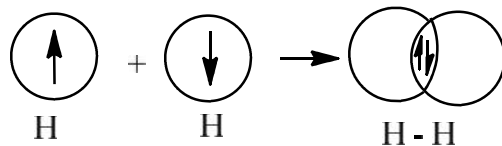
სურ. 5.1. σ -ს ზმის სახეები

ორბიტალების გადაფარვა შესაძლებელია, როგორც ატომბირთვების შემაერთებელი ღერძების გასწვრივ, ისე ატომთა შემაერთებელი ღერძის ზედა და ქვედა სიბრტყეებში. P - ორბიტალების ასეთ გადაფარვას გვერდული გადაფარვა ეწოდება, ხოლო გვერდული გადაფარვით დამყარებულ ბმას - π (პი) ბმა.

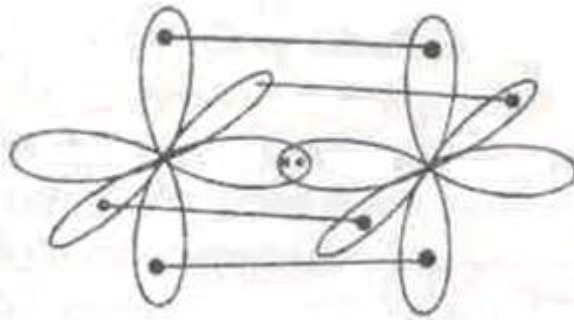
δ (დელტა) ბმა ხორციელდება d ელექტრონული ღრუბლების სუსტი ელექტროსტატიკური მიზიდულობის შედეგად.

კოვალენტური ბმის მდგრადობას განსაზღვრავს ორბიტალების გადაფარვის ფართობი. რაც უფრო მეტი იქნება ეს ფართობი, მით უფრო მდგრადია წარმოქმნილი ბმა. კოვალენტური ბმის საზომია მისი სიგრძე. რაც უფრო მოკლეა ბმა, მით უფრო მდგრადია იგი.

წყალბადის მოლეკულაში კოვალენტური ბმა მყარდება s - ორბიტალების s - s გადაფარვით



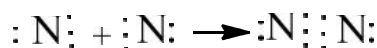
აზოტის მოლეკულაში ერთი ბმა მყარდება p - ორბიტალების ღერძული გადაფარვით, ხოლო ორი ბმა p - ორბიტალების გვერდული გადაფარვით (სურ.5.2).

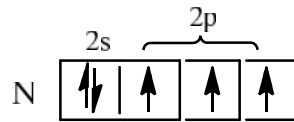


სურ. 5.2

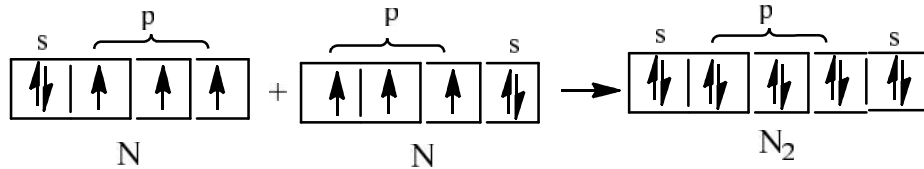
ამრიგად, აზოტის მოლეკულაში ერთი σ -ბმაა (px - px ღერძული გადაფარვა) და ორი π - ბმა (py - py და pz - pz გვერდული გადაფარვა).

განვიხილოთ აზოტის მოლეკულის წარმოქმნა $N \ 1s^2 2s^2 2p^3$

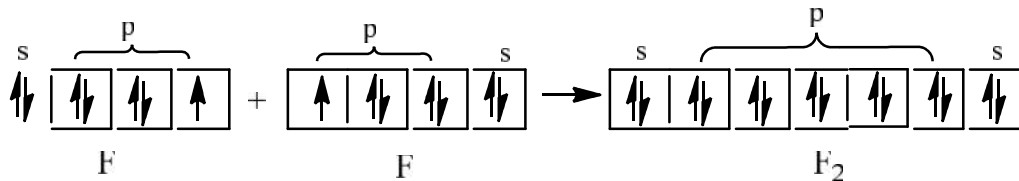
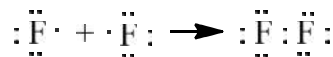
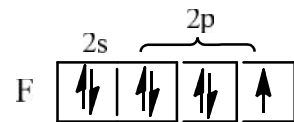
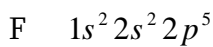




აზოტის მოლეკულის წარმოქმნისას წარმოიქმნება 3 ელექტრონული წყვილი, რომელიც ორივე ატომს ერთნაირად ეკუთვნის



ფთორის მოლეკულაში p - ორბიტალების დერძული (p - p) გადაფარვით

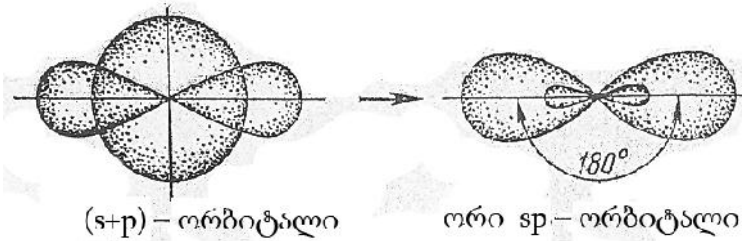


კოვალენტურ ბმას იონურისაგან განსხვავებით გაჯერების უნარი და სივრცეში გარკვეული მიმართულება აქვს. ეს მიმართულება ემთხვევა ორბიტალების ორიენტაციას სივრცეში. კოვალენტურ მოლეკულაში სავალენტო ბმებს შორის იქმნება გარკვეული კუთხე, ე.წ. კოვალენტური კუთხე, რომელიც განაპირობებს მოლეკულის გეომეტრიას.

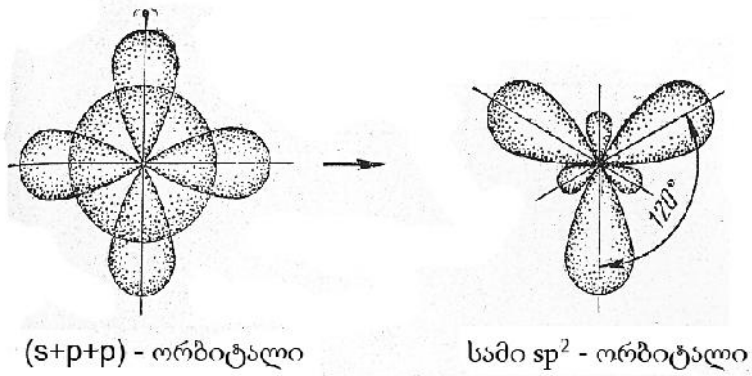
მცირედ განსხვავებული ენერგიების მქონე სხვადასხვა რაოდენობის ჰიბრიდულ ორბიტალებს. ატომურ ორბიტალებთან შედარებით ისინი უფრო გაჭიმულია ქიმიური ბმების წარმოქმნის მიმართულებით, რაც განაპირობებს ელექტრონული ღრუბლების უკეთეს გადაფარვას. ჰიბრიდული ორბიტალები რიცხობრივად ჰიბრიდიზაციაში მონაწილე ატომური ორბიტალების ტოლია.

ჰიბრიდიზაცია ეწოდება ფორმითა და ენერგიით განსხვავებული ორბიტალების შერწყმას, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ფორმითა და ენერგიით

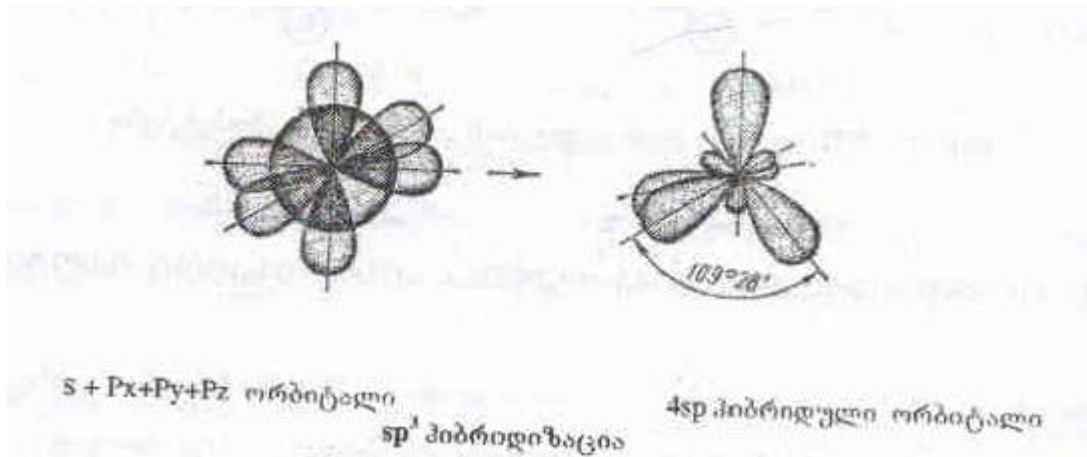
ერთნაირი ორბიტალების იგივე რაოდენობა. ჰიბრიდულ ორბიტალს აქვს ცალმხრივ გაწეული რვიანის ფორმა. იმის მიხედვით, თუ რომელი და რამდენი ორბიტალი იღებს მონაწილეობას ჰიბრიდიზაციაში. განასხვავებენ sp , sp^2 , sp^3 და ა.შ. ჰიბრიდიზაციას. განვიხილოთ თითოეული ცალცალკე (სურ.5.3).



sp - ჰიბრიდიზაცია



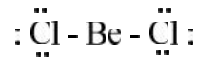
sp^2 - ჰიბრიდიზაცია



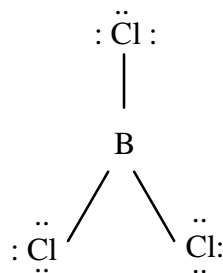
სურ. 5.3. ჰიბრიდიზაციის ტიპები

sp - ჰიბრიდიზაცია. ერთი s- და p- ორბიტალების კომბინაციით (ჰიბრიდიზაციით) წარმოიქმნება ორი ჰიბრიდული sp - ორბიტალი, რომლებიც ერთმანეთის მიმართ განლაგებულია 180° კუთხით. მაგ., ბერილიუმის ატომის sp -ჰიბრი-

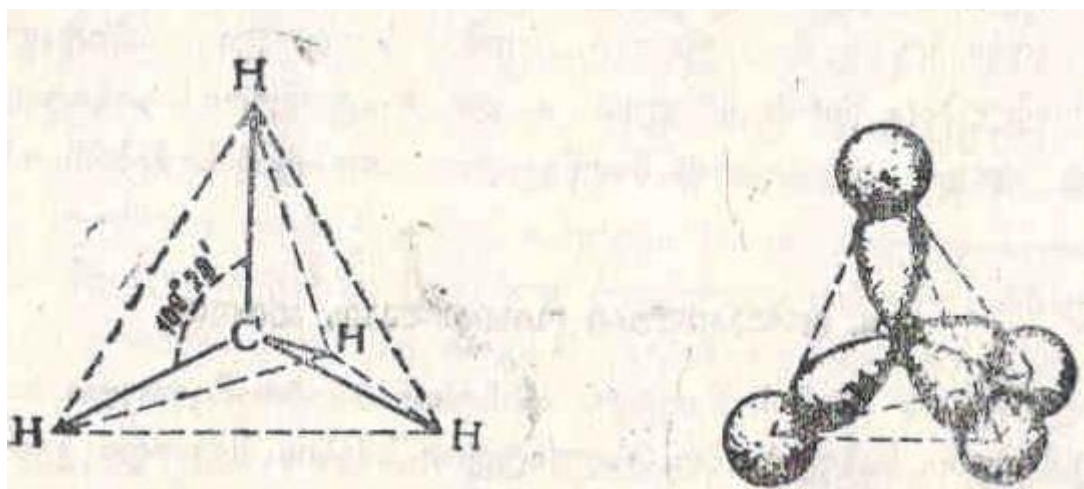
დიზაცია ადგილი აქვს სწორხაზოვანი $BeCl_2$. მოლეკულაში, რომელსაც ამის გამო აქვს სწორხაზოვანი ფორმა:



sp^2 – ჰიბრიდიზაცია. ერთი s - და ორი p - ელექტრონული ღრუბლების ჰიბრიდიზაციით წარმოიქმნება სამი ჰიბრიდული ორბიტალი, რომლებიც ერთმანეთის მიმართ განლაგებულია 120° კუთხით. მაგალითად ბორის ატომის BCl_3 ჰიბრიდიზაციის შედეგად sp^2 – მოლეკულას აქვს სამკუთხედის ფორმა.



sp^3 – ჰიბრიდიზაცია. ერთი s - და სამი p - ელექტრონული ღრუბლების კომბინაცია იწვევს sp^3 – ჰიბრიდიზაციას, რომლის დროსაც ოთხი ჰიბრიდული ორბიტალი სიმეტრიულად არის ორიენტირებული ტეტრაედრის ოთხივე წვეროს მიმართ. ე.ი. $109^\circ29'$ კუთხით. sp^3 – ჰიბრიდიზაცია დამახასიათებელია შემდეგი მოლეკულებისთვის CH_4, H_2O, NH_3



სურ.5.4 CH_4 მოლეკულა

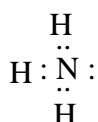
ექსპერიმენტულად დადგენილია, რომ ჰიბრიდული ორბიტალებისათვის, რომლებიც წარმოქმნილია s და p ატომური ორბიტალებით, ყველაზე დიდი გადაფარვა მიღწეულია sp ტიპის ჰიბრიდიზაციის დროს.

5.3. კოორდინაციული ანუ დონორულ-აქცეპტორული ბმა

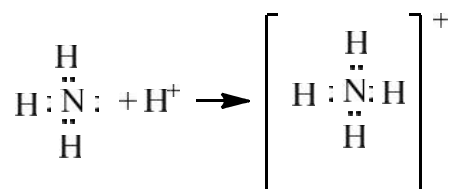
კოორდინაციული ანუ დონორულ-აქცეპტორული ბმა იგივე კოვალენტური ბმაა, მაგრამ მისი წარმოქმნის მექანიზმი განსხვავდება კოვალენტური ბმის წარმოქმნის მექანიზმისაგან.

როგორც ზემოთ განვიხილეთ კოვალენტური ბმა მყარდება საზიარო ელექტრონული წყვილების საშუალებით, რომელთა წარმოქმნაში თანაბრად მონაწილეობს როგორც ერთი, ისე მეორე ატომი. დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით კოვალენტური ბმა ხორციელდება სხვადასხვა მოლეკულაში შემავალ ნეიტრალურ ან დამუხტულ ატომებს (მოლეკულებს) შორის. მაგალითისათვის განვიხილოთ ამონიუმის იონის (NH_4^+) წარმოქმნის მექანიზმი.

ამიაკის მოლეკულაში აზოტის ატომს აქვს გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილი

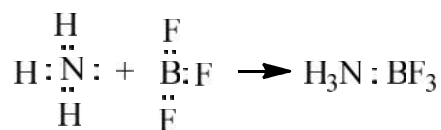


წყალბადის იონს კი თავისუფალი ვაკანტური $\square H^+$ ორბიტალი წყალბადის იონისა და ამიაკის მოქმედების შემდეგ აზოტის ატომის ელექტრონული წყვილი იკავებს წყალბადის თავისუფალ ორბიტალს და წარმოიქმნება მეოთხე დონორულ-აქცეპტორული ბმა.



ამონიუმის კათიონში კოვალენტური ბმიდან სამი წარმოქმნილია კენტი ელექტრონების გაწყვილებით, ხოლო მეოთხე დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით. ოთხივე ბმას ერთნაირი ბმის სიგრძე და ენერგია ახასიათებთ.

ატომს, რომელიც გაუყოფელ წყვილს საზიაროდ გასცემს, დონორი ეწოდება, ხოლო ატომს, რომელიც გაუყოფელ წყვილს იძენს - აქცეპტორი. დონორულ-აქცეპტორული ბმის წარმოქმნის მაგალითია:



დონორულ-აქცეპტორული ბმები გვხვდება ჰიდრატებშიც.

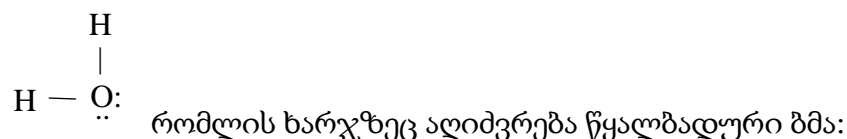
5.4. წყალბადური ბმა

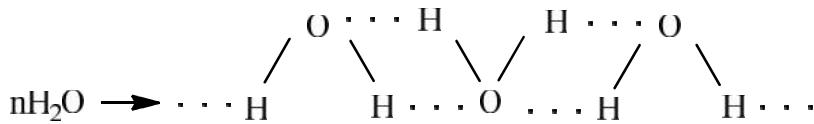
წყალბადური ეწოდება ბმას, რომელიც ხორციელდება წყალბადის ატომისა და ძლიერ ელექტროუარყოფითობის მქონე ელემენტის ბმის ატომებს შორის, როგორცაა ფთორი, ჟანგბადი, აზოტი, იშვიათად ქლორი და გოგირდი.

წყალბადურ ბმას სამი წერტილით აღნიშნავენ.

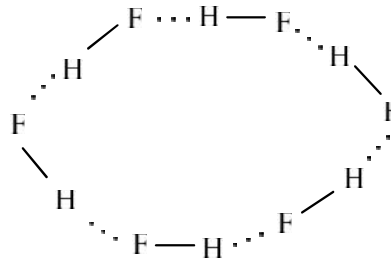
დადებითად პოლარიზებულ წყალბადის პროტონს ძალიან მცირე ზომასთან ერთად არ გააჩნია შიგა ელექტრონული შრეები და ამიტომ შეუძლია შეაღწიოს სხვა მოლეკულების უარყოფითად დამუხტული ატომების ელექტრონულ გარსებში. ორ მოლეკულას შორის ელექტროსტატიკური მიზიდვითა და დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით წარმოიქმნება წყალბადური ბმა. რომლისთვისაც დამახასიათებელია სივრცეში მიმართულება და ნაჯერობა. იგი ბევრად სუსტია კოვალენტურ ბმაზე (15 - 20-ჯერ). მაღალტემპერატურაზე წყალბადური ბმა პრაქტიკულად არ არსებობს.

განვიხილოთ წყალბადური ბმის წარმოქმნა წყლის მოლეკულის მაგალითით. წყლის მოლეკულები პოლარულია. წყალბადს წყლის მოლეკულაში მცირე დადებითი მუხტი აქვს, ჟანგბადს კი - მცირე უარყოფითი. მას ორი გაუყოფელი წყვილი ელექტრონი აქვს.

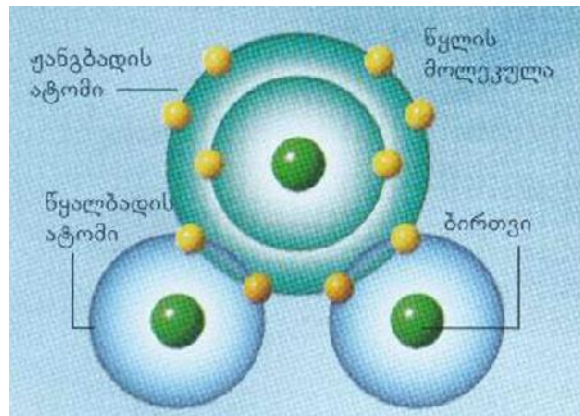




საკმაოდ მტკიცე წყალბადური ბმა აკავშირებს ერთმანეთთან ფტორწყალბადის მოლეკულებს:



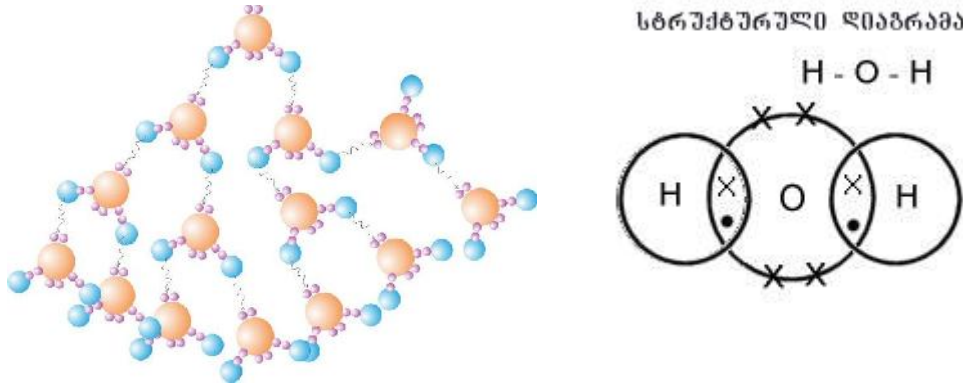
წყალბადური ბმა გვხვდება არაორგანულ და ორგანულ ნაერთებში. იგი ხშირად განსაზღვრავს ნივთიერების სტრუქტურას და მნიშვნელოვან გავლენას ახდენს ფიზიკურ-ქიმიურ თვისებებზე. მაგალითად, წყალბადური ბმა განაპირობებს წყლის, სპირტისა და მრავალი სხვა ნივთიერებების მდგომარეობას. წყალბადური ბმის გარეშე ეს ნივთიერებები აირები იქნებოდნენ.



სურ.5.5

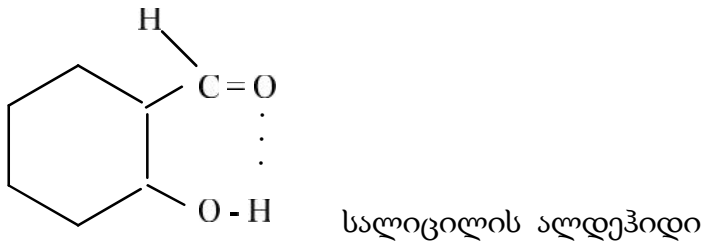
წყალბადური ბმის ენერგია გაცილებით ნაკლებია (3-8 კკალ/მოლი) ვიდრე კოვალენტური ბმის ენერგია (საშუალოდ 100 კკალ/მოლი). წყალბადური ბმა დიდ როლს ასრულებს კრისტალიზაციისა და ნივთიერების გახსნისას, კრისტალჰიდრატების წარმოქმნისა და მოლეკულების ასოციაციის პროცესებში. მაგალითად, წყალბადური ბმის არსებობით აიხსნება წყლის დუღილის ტემპერატურის (100°C)

გადიდება ჟანგბადის ქვეჯგუფის ელემენტთა წყალბადნაერთებთან (H_2S, H_2Se) შედარებით. ამ შემთხვევაში დამატებითი ენერგია იხარჯება წყალბადური ბმის გასაწყვეტად.



სურ.5.6

წყალბადური ბმა შეიძლება განხორციელდეს ერთი მოლეკულის ატომებს შორისაც. მაგალითად,



ასეთ შემთხვევებში მოლეკულები კარგავენ ასოციაციის უნარს. შიგამოლეკულური წყალბადური ბმის მქონე იზომერს ახასიათებს დიდი აქროლალობა და ხსნადობა ორგანულ გამხსნელებში.

წყალბადური ბმა დიდ როლს ასრულებს ორგანულ ქიმიაშიც. წყალბადური ბმები განაპირობებენ ცილების მეორეულ სტრუქტურას, რადგან ცილების მოლეკულათა სპირალად შეგრანა გამოწვეულია მაკრომოლეკულების მეზობელ ხვეულებზე განლაგებულ

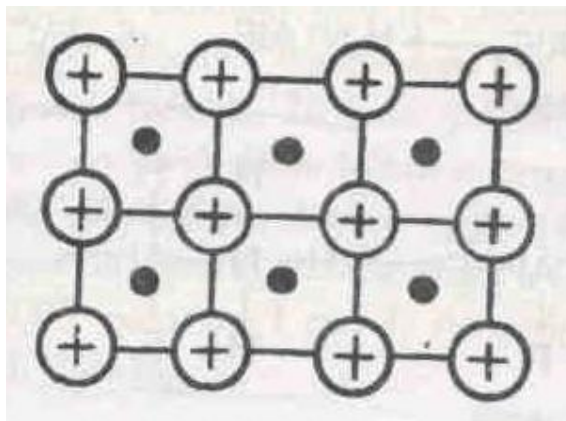
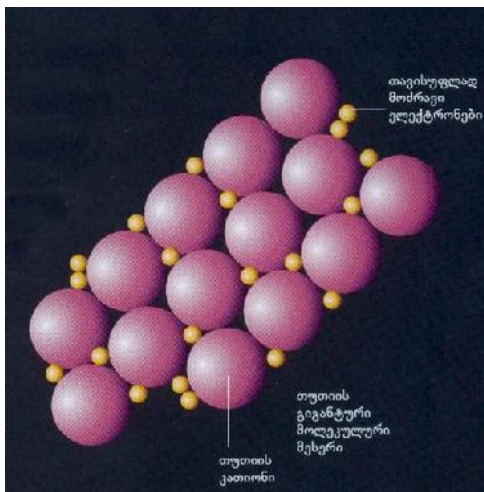


წყალბადური ბმა მნიშვნელოვან როლს ასრულებს ბიოლოგიურ პროცესებშიც (მემკვიდრეობის მექანიზმში, ინფორმაციის შენახვისა და გადაცემის პროცესებში).

5.5. ლითონური ბმა

ცნობილია, რომ ლითონებს გარე ენერგეტიკულ დონეზე აქვთ ელექტრონების მცირე რაოდენობა, დაბალი იონიზაციის ენერგიის გამო ლითონში ელექტრონები ადვილად შორდებიან ცალკეულ ატომებს, გადადიან საერთო მდგომარეობაში და წარმოქმნიან „ელექტრონულ აირს“, რომელიც ძალიან მოძრავია. ეს სავალენტო ელექტრონები თავისუფლად მოძრაობენ ლითონის მთელ მასაში. ელექტრონების ასეთ გადანაწილებას დელოკალიზაცია ეწოდება. ელექტრონები მოძრაობენ ქაოსურად, მაგრამ პოტენციალთა სხვაობის შექმნისას, ელექტრონები იწყებენ მოწესრიგებულ მოძრაობას, რაც განაპირობებს ლითონების ელექტროგამტარობას.

ლითონის კრისტალური მესრის კვანძებში მოთავსებულია დადებითად დამუხტული იონები, რომელთა შორის ქაოსურად მოძრაობენ ელექტრონები:



სურ. 5.7

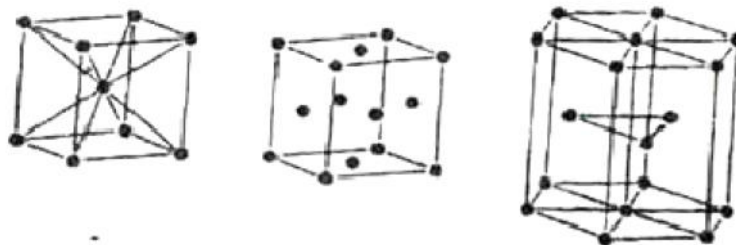
ქაოსურად მოძრავი ელექტრონები ეჯახება ლითონის იონს და წარმოქმნის ნეიტრალურ ატომს, მაგრამ ნეიტრალური ატომი ისევ კარგავს ელექტრონს დაბალი იონიზაციის ენერჯის გამო და ატომი კვლავ იონად გარდაიქმნება .

ქიმიურ ბმას, რომელიც წარმოიქმნება ლითონის კრისტალის კვანძებში არსებულ დადებით იონებსა და თავისუფალ ელექტრონებს (ელექტრონულ აირს) შორის ლითონური ბმა ეწოდება.

ლითონური ბმა დამახასიათებელია ლითონებსა და მათი შენადნობებისთვის. ლითონურ ბმას თავისი ბუნებით შუალედური ადგილი უჭირავს კოვალენტურ და იონურ ბმებს შორის. იონური ბმის მსგავსად ლითონურ ბმაშიც არსებობს ელექტროსტატიკური მიზიდვა, კრისტალური მესრის კვანძებში განლაგებულ დადებითად დამუხტულ იონებსა და თავისუფალ ელექტრონებს შორის, მაგრამ იონური ბმისაგან განსხვავებით, აქ უარყოფითად დამუხტულია არა ატომი, არამედ ელექტრონი. კოვალენტური ბმის მსგავსად ლითონური ბმაც განპირობებულია საზიარო ელექტრონებით, მაგრამ იმ განსხვავებით, რომ ლითონურ ბმაში საზიარო ელექტრონები აკავშირებს არა ორ, არამედ უამრავ ატომს, რომლებიც კრისტალური მესრის კვანძებშია მოთავსებული. კოვალენტური ბმისაგან განსხვავებით ლითონური ბმა დელოკალიზირებულია. ლითონური ბმა კოვალენტურთან შედარებით 3-4-ჯერ უფრო სუსტია.

ლითონებში ძირითადად სამი ტიპის კრისტალური მესერი გვხვდება:

1. მოცულობაცენტრირებული კუბური;
2. წახნაგცენტრირებული კუბური;
3. ჰექსაგონალური მესერი.



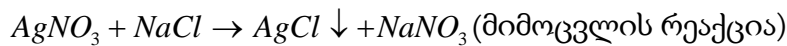
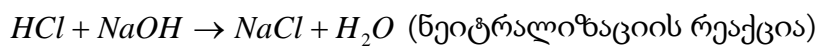
სურ. 5.8

პირველ შემთხვევაში თითოეული ატომი გარშემორტყმულია 8 სხვა ატომით. მეორე შემთხვევაში – 12 ატომით, მესამე შემთხვევაშიც – 12 ატომით.

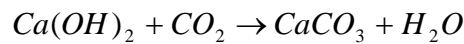
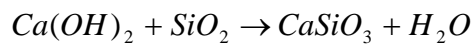
თავი 6. ქიმიური რეაქციის სიჩქარე და წონასწორობა

6.1. ქიმიური რეაქციის სიჩქარე

ქიმიური რეაქცია მიმდინარეობს დროში, ამიტომ რეაქციას ახასიათებს სიჩქარე. ზოგიერთი რეაქცია ძალიან სწრაფად მიმდინარეობს. მაგალითად, ფეთქებადი ნივთიერების დაშლის რეაქცია წამებში ხდება. სწრაფად მიმდინარეობს ნეიტრალიზაციის და ასევე მიმოცვლის რეაქციები, რომლის შედეგადაც გამოიყოფა ნალექი:



ზოგიერთი რეაქცია ნელა მიმდინარეობს. მაგალითად, ძალიან ნელა მიმდინარეობს კალციუმის სილიკატისა და კალციუმის კარბონატის წარმოქმნა კირის დულაბში. ამიტომაც არის, რომ ახალაშენებული სახლის კედლების გაშრობას დიდი დრო სჭირდება:



ქიმიური რეაქციის სიჩქარე არის, დროის მოცემულ ინტერვალში და გარკვეულ ტემპერატურაზე მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციის ცვლილება სისტემის უცვლელი მოცულობის დროს. რეაქციაში მონაწილე ყველა ნივთიერება დაკავშირებულია ერთმანეთთან და ამიტომ არ აქვს მნიშვნელობა თუ რეაქციაში მონაწილე რომელ ნივთიერებაზეა საუბარი. კონცენტრაციას გამოსახვენ მოლი/ ლ-ით, ხოლო დროს წუთებით ან წამებით. აქედან გამომდინარე ქიმიური რეაქციის სიჩქარის განზომილებაა მოლი/ლ.წმ ან მოლი/ლ.წთ.

$$V = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

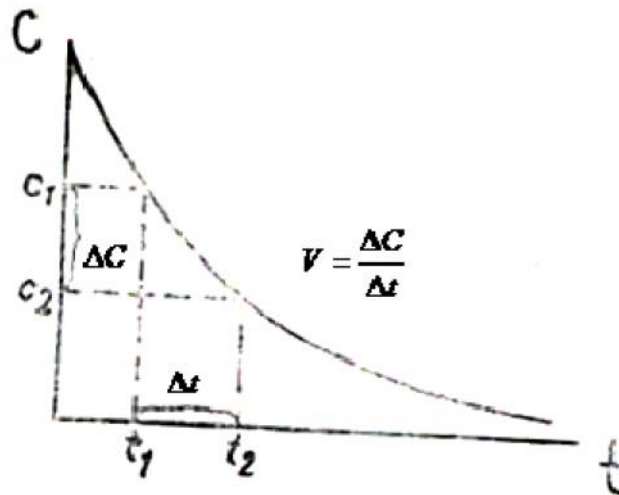
Δc - მორეაგირე ნივთიერებისმოლური კონცენტრაციების ცვლილებაა

Δt - დროის მონაკვეთი, რომლის განმავლობაშიც მოხდა კონცენტრაციის ცვლილება. მაგალითად, თუ ერთ-ერთი მორეაგირე ნივთიერების საწყისი

კონცენტრაცია არის 1 მოლი/ლ ხოლო რეაქციის დაწყებიდან 5 წმ-ში, იგი გახდა 0,4 მოლი/ლ, მაშინ რეაქციის საშუალო სიჩქარე ტოლია

$$V_{\text{საშ.}} = \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = \frac{1 - 0,4}{5} = 0,12 \text{ მოლი /ლ.წმ}$$

გრაფიკულად რეაქციის სიჩქარე გამოისახება შემდეგი მრუდით (სურ.6.1).



სურ.6.1

იმ შემთხვევაში, როდესაც ქიმიური რეაქციის სიჩქარეს ანგარიშობენ საწყის ნივთიერებათა კონცენტრაციების ცვლილების მიხედვით, მაშინ $\Delta c = c_2 - c_1 < 0$, რადგან საწყის ნივთიერებათა კონცენტრაციები რეაქციის დროს კლებულობს, სიჩქარეს მივიღებთ უარყოფითს, რადგან ქიმიური რეაქციის სიჩქარე შეიძლება იყოს უარყოფითი, განტოლებაში შემოაქვთ „±“ ნიშანი

$$V_{\text{საშ.}} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

„+“ ნიშანი იწერება მაშინ, როცა ($c_2 > c_1$), ხოლო „-“ ნიშანი, როცა ($c_1 > c_2$)

ქიმიური რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია ნივთიერებათა ბუნებაზე, კონცენტრაციაზე, ტემპერატურაზე, კატალიზატორზე, შეხების ზედაპირის სიდიდეზე, წნევაზე (აირადი ნივთიერებების შემთხვევაში).

6.2. რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება მორეაგირე ნივთიერებათა

კონცენტრაციაზე

მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციის გაზრდით, ქიმიური რეაქციის სიჩქარე იზრდება, რადგან მორეაგირე ნივთიერებათა შორის ურთიერთქმედების დაწყებისთვის, მათი მოლეკულები უნდა შეეჯახონ ერთმანეთს, ხოლო დაჯახებათა რიცხვი მით მეტია, რაც უფრო მაღალია მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაცია.

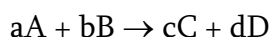
ქიმიური რეაქციის სიჩქარეზე მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციის გავლენის მიხედვით ფორმულირებულია ქიმიური კინეტიკის კანონი: **რეაქციის სიჩქარე მუდმივი ტემპერატურის პირობებში მორეაგირე ნივთიერებების მოლური კონცენტრაციების ნამრავლის პროპორციულია.** ეს კანონი გამოსახავს მოქმედ მასათა კანონს.

თუ რეაქციას ზოგადად ჩავწერთ $A + B \rightarrow AB$, მაშინ რეაქციის სიჩქარე ტოლია

$$V = K[A][B]$$

სადაც $[A]$ და $[B]$ ნივთიერებათა მოლური კონცენტრაციებია, K პროპორციულობის კოეფიციენტი ანუ ქიმიური რეაქციის სიჩქარის მუდმივა. თუ მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციები ტოლია 1 მოლი/ლ ან მათი ნამრავლი ერთის ტოლია, მაშინ $V = K$. სწორედ ამაში მდგომარეობს რეაქციის სიჩქარის მუდმივას ფიზიკური არსი. K განისაზღვრება მორეაგირე ნივთიერებათა ბუნებით, დამოკიდებულია ტემპერატურასა და კატალიზატორზე და არ არის დამოკიდებული რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებათა კონცენტრაციაზე.

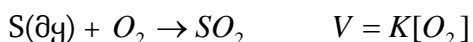
თუ რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებები აღებულია ორი ან მეტი მოლის რაოდენობით, მაშინ მოქმედ მასათა კანონი, იგივე სიჩქარის კანონი შემდეგნაირად ფორმულირდება: ქიმიური რეაქციის სიჩქარე, მუდმივი ტემპერატურის დროს მოცემული განტოლების სტექიომეტრიული კოეფიციენტების ტოლ ხარისხში აყვანილი მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციების ნამრავლის პირდაპირპროპორციულია. მაგალითად, რეაქციისათვის



სიჩქარე გამოისახება შემდეგნაირად

$$V = K[A]^a[B]^b$$

მოქმედ მასათა კანონი არ ითვალისწინებს მყარ მდგომარეობაში მყოფ მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციებს, ვინაიდან მათი კონცენტრაციები მუდმივია და ისინი რეაგირებენ მხოლოდ ზედაპირით. მაგალითად,



6.3. ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე

რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება ტემპერატურაზე ჩამოაყალიბა ჰოლანდიელმა მეცნიერმა ვანტ-ჰოფმა. ვანტ-ჰოფის წესის მიხედვით ტემპერატურის ყოველი 10°C-ით გაზრდისას რეაქციის სიჩქარე 2-4-ჯერ იზრდება. მათემატიკურად ეს წესი ასე ჩაიწერება:

$$V_{t_2} = V_{t_1} Y^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

სადაც V_{t_1} და V_{t_2} რეაქციის სიჩქარეებია t_1 (საწყისი) და t_2 (საბოლოო) ტემპერატურებზე, Y რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტი, რომელიც გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ გაიზარდა რეაქციის სიჩქარე მორეაგირე ნივთიერებათა ტემპერატურის 10°C-ით გაზრდისას.

რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურაზე დამოკიდებულება შეიძლება ასე ჩაიწეროს:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = Y^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

ტემპერატურის გაზრდა იწვევს მოლეკულების კინეტიკური ენერჯისა და მოლეკულების შეჯახების რიცხვის ზრდას. მაგრამ მოლეკულების ყველა შეჯახება რეაქციის პროდუქტს არ წარმოქმნის. მხოლოდ აქტიური მოლეკულების შეჯახების დროს ხდება მოლეკულებში ბმების გახლეჩა და ახალი მოლეკულების წარმოქმნა.

ჭარბ ენერგიას, რომელიც უნდა ჰქონდეს მოლეკულას იმისათვის, რომ შეჯახებამ გამოიწვიოს ახალი ნივთიერებების წარმოქმნა, მოცემული რეაქციის აქტივაციის ენერგია ეწოდება. მოლეკულას, რომელსაც აქვს ასეთი ენერგია, აქტიური მოლეკულა ეწოდება. რაც მცირეა აქტივაციის ენერგია, მით უფრო ადვილად მიმდინარეობს იგი და პირიქით.

თუ აქტიური მოლეკულების რეაქციაში შესვლისას უფრო მეტი სითბო გამოიყო, ვიდრე მის აქტიურ მდგომარეობაში გადასაცვანად დაიხარჯა, რეაქცია ეგზოთერმულია, თუ უფრო ნაკლები - რეაქცია ენდოთერმულია.

6.4. რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება კატალიზატორზე

კატალიზატორი არის ნივთიერება, რომელიც ცვლის რეაქციის სიჩქარეს, მაგრამ თვითონ უცვლელი რჩება, პროდუქტის შედგენილობაში არ შედის და ამის გამო, რეაქციის ტოლობაში არ იწერება. არსებობს ჰომოგენური, ჰეტეროგენული და ბიოლოგიური კატალიზატორი ანუ ფერმენტი.

ჰომოგენური ეწოდება კატალიზატორს, რომელიც იმავე აგრეგატულ მდგომარეობაშია, რომელშიც მორეაგირე ნივთიერებები. ჰეტეროგენული ეწოდება კატალიზატორს, რომლის აგრეგატული მდგომარეობა განსხვავდება მორეაგირე ნივთიერებათა აგრეგატული მდგომარეობისაგან.

რეაქციას, რომელიც მიმდინარეობს კატალიზატორის თანაობისას, კატალიზური რეაქცია ეწოდება.

კატალიზატორის გავლენას რეაქციის სიჩქარეზე კატალიზი ეწოდება.

ძირითად შემთხვევებში კატალიზატორი ამცირებს რეაქციის აქტივაციის ენერგიას, რაც იწვევს რეაქციისუნარიანი ნაწილაკების რიცხვის გაზრდას და შესაბამისად, ურთიერთქმედების პროცესის დაჩქარებას. კატალიზატორს, რომელიც აჩქარებს რეაქციის სიჩქარეს - დადებითი კატალიზატორი ეწოდება, ხოლო კატალიზატორს, რომელიც ანელებს რეაქციის სიჩქარეს უარყოფითი კატალიზატორი ანუ ინჰიბიტორი ეწოდება. ის ხელს უშლის რეაქციის მიმდინარეობას, რადგან იზრდება აქტივაციის ენერგია.

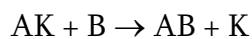
კატალიზატორის აქტიურობა ძალზე სპეციფიკურია და შეიძლება ითქვას, რომ არსებობს ყოველი რეაქციის შესაბამისი კატალიზატორი. განსაკუთრებით საინტერესოა ბიოლოგიური კატალიზატორის – ფერმენტების მოქმედება. მაგალითად, ერთი ფერმენტი გლუკოზას გარდაქმნის ღვინის სპირტად, ხოლო მეორე კი რძემჟავად.

არსებობს ისეთი ნივთიერებები, რომლებიც კატალიზატორის აქტივობას ამცირებენ, მათ კატალიზურ შხამებს უწოდებენ.

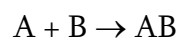
არსებობენ ისეთი ნივთიერებებიც, რომლებიც პირიქით ამლიერებენ კატალიზატორის აქტივობას, ასეთ ნივთიერებებს პრომოტორები ეწოდება.

ჩვეულებრივ, კატალიზატორის მოქმედების მექანიზმს ხსნიან შუალედური ნაერთის წარმოქმნით რომელიმე მორეაგირე ნივთიერებასთან. მაგალითად, თუ $A + B \rightarrow AB$ ნელა მიმდინარე რეაქციას ჩავატარებთ კატალიზატორის K მონაწილეობით, მაშინ კატალიზატორი რეაქციაში შედის ერთ-ერთ მორეაგირე ნივთიერებასთან არამდგრადი შუალედური პროდუქტის წარმოქმნით $A + K = AK$.

რეაქცია წარიმართება სწრაფად, რადგანაც მცირდება აქტივაციის ენერგია. შემდეგ შუალედური ნაერთი AK ურთიერთქმედებს მეორე მორეაგირე ნივთიერებასთან თავისუფალ მდგომარეობაში კატალიზატორის (K) გამოყოფით:



ამ პროცესის აქტივაციის ენერგია მცირეა, ამიტომ რეაქცია მიდის სათანადო სიჩქარით. თუ ორივე პროცესს შევაჯამებთ, მივიღებთ რეაქციის საბოლოო განტოლებას:



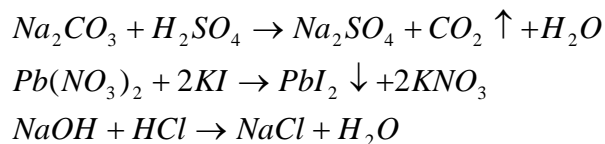
კატალიზატორის ზედაპირი არაერთგვაროვანია. მათ აქვთ აქტიური ცენტრები, რომლებზეც უმთავრესად მიმდინარეობს კატალიზური რეაქციები. მორეაგირე ნივთიერებები ადსორბირდებიან ამ ცენტრებზე და მათი კონცენტრაცია იზრდება, რაც ნაწილობრივ აჩქარებს რეაქციის სიჩქარეს. თუმცა რეაქციის სიჩქარის გაზრდის მთავარი მიზეზია ადსორბირებული მოლეკულების ქიმიური

აქტიურობის გაძლიერება. კატალიზატორის მოქმედებით მოლეკულებში ხდება ატომებს შორის ბმების შესუსტება და ისინი ხდებიან უფრო რეაქციისუნარიანი. რეაქცია ჩქარდება აქტივაციის ენერგიის შესუსტების ხარჯზე.

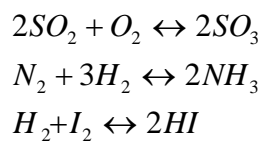
6.5. შექცევადი და შეუქცევი რეაქციები

ქიმიურ რეაქციებს მიმდინარეობის მიმართულების მიხედვით ყოფენ შექცევად და შეუქცევად რეაქციებად.

რეაქციას, რომელიც მხოლოდ ერთი მიმართულებით მიმდინარეობს და მთავრდება საწყის მორეაგირე ნივთიერებათა სრული გარდაქმნით საბოლოო პროდუქტებად, შეუქცევი ეწოდება. რეაქცია ბოლომდე მიმდინარეობს მაშინ, როდესაც მიიღება აირადი ნივთიერება, ნალექი ან მცირედ დისოცირებადი ნივთიერებები. მაგალითად:



ქიმიური რეაქციების უმრავლესობა შექცევადია. შექცევადი ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომლებიც ერთდროულად ორი ურთიერთსაპირისპირო მიმართულებით მიმდინარეობს, ამიტომაც რეაქციაში იწერება შექცევადობის ნიშანი - ორი ისარი ურთიერთსაპირისპირო მიმართულებით „ \rightleftharpoons ” ან „ \leftrightarrow ”.



რეაქციას, რომელიც მიმდინარეობს მარცხნიდან მარჯვნივ, ეწოდება პირდაპირი რეაქცია, ხოლო მარჯვნიდან მარცხნივ მიმდინარე რეაქციას - შებრუნებული რეაქცია ეწოდება.

6.6. ქიმიური წონასწორობა

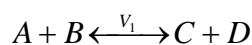
შექცევადი რეაქციები ბოლომდე არ მიდის და მთავრდება ქიმიური წონასწორობის დამყარებით. დასაწყისში პირდაპირი რეაქციის სიჩქარეს აქვს მაქსიმალური

მნიშვნელობა, ხოლო პროდუქტის წარმოქმნასთან ერთად ანუ მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციების შემცირებასთან ერთად, პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე მცირდება.

პროდუქტის კონცენტრაციის გაზრდასთან ერთად იზრდება შებრუნებული რეაქციის სიჩქარე. მაგრამ სისტემაში დგება მომენტი, როცა პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციის სიჩქარეები ერთმანეთს უტოლდება და ნარევეში არსებული ნივთიერებების კონცენტრაციები აღარ იცვლება. ამ დროს მყარდება წონასწორობა.

შექცევადი პროცესის ისეთ მდგომარეობას, რომლის დროსაც რეაქციის პროდუქტების წარმოქმნის სიჩქარე (პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე - V_1) საწყის ნივთიერებებზე მათი გარდაქმნის სიჩქარის (შებრუნებული რეაქციის სიჩქარე - V_2) ტოლია ქიმიური წონასწორობა ეწოდება.

წონასწორობის მდგომარეობაში პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციები არ წყდება. მიმდინარეობს როგორც პირდაპირი ისე შებრუნებული რეაქცია, მაგრამ თანაბარი სიჩქარით - რამდენი მოლეკულაც შედის რეაქციაში იმდენი მოლეკულა წარმოიქმნება. ამიტომ ასეთ წონასწორობას მოძრავი ან დინამიკური წონასწორობა ეწოდება. წონასწორობის დამყარების დროს მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციას წონასწორული კონცენტრაცია ეწოდება. განვიხილოთ შემდეგი შექცევადი რეაქცია.



დასაწყისში, როცა $[A]$ და $[B]$ კონცენტრაციები მაქსიმალურია, პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე V_1 მაქსიმალურია

$$V_1 = K_1[A][B]$$

რეაქციის მსვლელობის პერიოდში $[A]$ და $[B]$ კონცენტრაციები მცირდება და შესაბამისად V_1 -იც მცირდება. შესაბამისად იზრდება $[C]$ და $[D]$ კონცენტრაციები და იწყება შებრუნებული რეაქციის სიჩქარე V_2 .

$$V_2 = K_2[C][D]$$

როცა პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეები ერთმანეთს გაუტოლდება დამყარდება ქიმიური წონასწორობა

$$V_1 = V_2$$

შესაბამისად

$$K_1[A][B] = K_2[C][D]$$

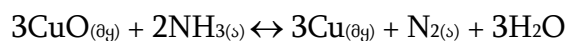
ამ განტოლების გარდაქმნით მივიღებთ

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

K_1 და K_2 სიდიდეების შეფარდებით მიიღება წონასწორობის კონსტანტა $K_{\text{წ}}$, რომელიც განისაზღვრება მორეაგირე ნივთიერებათა ბუნებით, დამოკიდებულია მხოლოდ ტემპერატურაზე და არ არის დამოკიდებული მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციაზე.

$$K_{\text{წ}} = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

ჰეტეროგენული რეაქციისას წონასწორობის მუდმივას განტოლებაში, მოქმედ მასათა კანონის მიხედვით, შედის მხოლოდ იმ ნივთიერებათა კონცენტრაციები, რომლებიც იმყოფებიან აირად ან თხევად მდგომარეობაში. მაგალითად შემდეგი რეაქციისათვის:



$$K = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2\text{O}]^3}{[\text{NH}_3]^2}$$

როცა $K > 1$, მაშინ წონასწორობა გადაწეულია პირდაპირი რეაქციისაკენ და პროდუქტის კონცენტრაცია აღემატება მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციას. ხოლო როცა $K < 1$, მაშინ წონასწორობა გადაწეულია მარცხნივ, შებრუნებული რეაქციისაკენ და მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაცია აღემატება პროდუქტების კონცენტრაციას. როცა $K = 1$, მაშინ მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციები და პროდუქტების კონცენტრაციები ერთნაირია.

6.7. ქიმიური წონასწორობის გადახრა ლე-შატელიეს პრინციპი

შექცევადი რეაქცია ტემპერატურის, წნევისა და კონცენტრაციის მუდმივობისას განსაზღვრული დროით ინარჩუნებს წონასწორობას, რომელსაც შეესა-

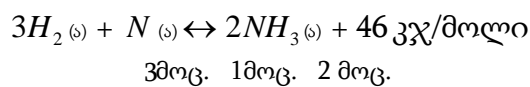
ბამება პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეთა ტოლობა ($V_1 = V_2$). მაგრამ ერთ-ერთი ამ ფაქტორის შეცვლით, გარკვეული პერიოდით წონასწორობა ირღვევა და პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეები სხვადასხვანაირად იცვლება, რაც გამოიწვევს წონასწორობის გადახრას ამა თუ იმ მხარეს.

წონასწორობის გადანაცვლების მიმართულება განისაზღვრება ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად: თუ რაიმე ფაქტორი არღვევს წონასწორობას, სისტემაში აღიძვრება ისეთი პროცესი, რომელიც მიმართული იქნება წონასწორობის დამრღვევი ფაქტორის მოქმედების შემცირების მიმართულებით.

1. რომელიმე ნივთიერების კონცენტრაციის გაზრდისას წონასწორობა გადაიხრება ამ ნივთიერებების კონცენტრაციის შემცირების მიმართულებით, ხოლო კონცენტრაციის შემცირებისას - კონცენტრაციის გაზრდის მიმართულებით.

2. ტემპერატურის გაზრდისას წონასწორობა გადაიხრება ენდოთერმული რეაქციის მიმართულებით, ხოლო ტემპერატურის შემცირებისას - ეგზოთერმული რეაქციის მიმართულებით.

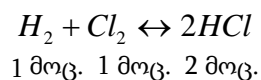
3. წნევის გაზრდისას წონასწორობა გადაიხრება წნევის შემცირების ანუ მოცულობის შემცირების მიმართულებით, ხოლო წნევის შემცირებისას - წნევის გაზრდის მიმართულებით ან მოცულობის გაზრდის მიმართულებით (წნევის ცვლილება გავლენას ახდენს მხოლოდ აირადი ნივთიერების შემთხვევაში). განვიხილოთ ამიაკის სინთეზის რეაქცია და ავხსნათ წონასწორობის გადახრა ამ ფაქტორების ცვლილების დროს.



თუ წონასწორულ სისტემაში გავზრდით წყალბადის ან აზოტის კონცენტრაციას სისტემაში გაძლიერდება ის პროცესი, რომელიც მიმართული იქნება მათი კონცენტრაციების შემცირების მიმართულებით, ანუ ამიაკის კონცენტრაციის გადიდების მიმართულებით და წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნივ, პირდაპირი რეაქციის მიმართულებით. სისტემაში ამიაკის კონცენტრაციის გაზრდა წონასწორობას გადახრის მარცხნივ, მისი შემცირების მიმართულებით, ანუ წყალბადისა და აზოტის კონცენტრაციის გაზრდის მიმართულებით.

რადგან ამიაკის სინთეზი მიმდინარეობს სითბოს გამოყოფით, ანუ პირდაპირი რეაქცია ეგზოთერმულია, მაშინ შებრუნებული რეაქცია იქნება ენდოთერმული. თუ ამ რეაქციაში ტემპერატურას გავზრდით, წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ ენდოთერმული რეაქციისაკენ, ხოლო თუ ტემპერატურას შევამცირებთ წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნივ, ეგზოთერმული რეაქციისაკენ.

იმისათვის, რომ განვსაზღვროთ წნევის გავლენა წონასწორობის გადანაცვლებაზე, საჭიროა დავითვალოთ აირადი ნივთიერებების მოლეკულების რიცხვი მარცხენა და მარჯვენა ნაწილში. ამიაკის სინთეზის რეაქციაში მარცხენა ნაწილში 4 მოლია, ხოლო მარჯვენა ნაწილში 2 მოლი. ამ სისტემაში წნევის გაზრდა წონასწორობას გადახრის მარჯვნივ, მოცულობის შემცირების მიმართულებით, ხოლო წნევის შემცირება გამოიწვევს წონასწორობის გადახრას მარცხნივ, მოცულობის გაზრდის მიმართულებით. თუ შექცევად რეაქციაში მოლთა რიცხვი მარცხენა და მარჯვენა ნაწილში თანაბარია, მაშინ ესეთ სისტემაში წნევის ცვლილება არ იწვევს წონასწორობის გადანაცვლებას, მაგალითად,



თავი 7. დისპერსიული სისტემები

სისტემას, რომელშიც ერთი ნივთიერება დანაწევრებულია და განაწილებულია მეორეში დისპერსიული სისტემა ეწოდება. დისპერსიული სისტემა შედგება დისპერსიული ფაზისა და დისპერსიული გარემოსაგან. დისპერსიულ სისტემაში დანაწევრებულ ნივთიერებას დისპერსიული ფაზა ეწოდება, ხოლო ნივთიერებას, რომელშიც ის არის განაწილებული - დისპერსიული გარემო. აგრეგატული მდგომარეობის მიხედვით დისპერსიული გარემო არის თხევადი, მყარი და აირადი.

სისტემას, რომელშიც დისპერსიული ფაზა და დისპერსიული გარემო ერთნაირ აგრეგატულ მდგომარეობაში იმყოფება ჰომოგენური სისტემა ეწოდება, ხოლო თუ დისპერსიული ფაზა და დისპერსიული გარემო სხვადასხვა აგრეგატულ მდგომარეობაშია სისტემას ეწოდება ჰეტეროგენული.

ჰომოგენურ დისპერსიულ სისტემას ჭეშმარიტი ხსნარი ეწოდება. ჭეშმარიტ ხსნარში დისპერსიული ფაზის ნაწილაკების ზომა 1 ნმ-ზე ნაკლები უნდა იყოს. ჭეშმარიტ ხსნარში დისპერსიული ფაზის ნაწილაკები თვალით და ულტრამიკროსკოპითაც კი უხილავია. ასეთ ხსნარში გახსნილი ნივთიერება დისპერსირებულია მოლეკულეზად ან იონეზად.

ჰეტეროგენული დისპერსიული სისტემები იყოფა მსხვილდისპერსიულ და წვრილდისპერსიულ სისტემებად. მსხვილდისპერსიულ სისტემას მიეკუთვნება სუსპენზიები და ემულსიები. სუსპენზიასა და ემულსიაში დისპერსიული ფაზის ნაწილაკების ზომა აღემატება 100 ნმ-ს. წვრილდისპერსიულ ანუ კოლოიდურ ხსნარში ნაწილაკების ზომები შეიძლება იცვლებოდეს 1-დან 100 ნმ-მდე.

სუსპენზია არის დისპერსიული სისტემა, სადაც სითხეში შეტივტივებულია მყარი ნივთიერების მცირე ზომის ნაწილაკები. მაგალითად, სუსპენზიაა ამღვრეული მდინარე. ემულსია არის დისპერსიული სისტემა, სადაც სითხეში

შეტივტივებულია სხვა სითხის ნაწილაკები მაგალითად, ემულსიაა რძე, ზეთიანი წყალი და სხვ.

კოლოიდურ ხსნარში დისპერსიული ფაზის ნაწილაკები შეუიარაღებელი თვალთ არ ჩანს, მაგრამ მათი დანახვა შესაძლებელია ულტრამიკროსკოპით. კოლოიდური ხსნარის მაგალითია კვერცხის ცილის წყალხსნარი.

სუსპენზიები და ემულსიები არაერთგვაროვანი სისტემებია, ხოლო ჭეშმარიტი და კოლოიდური ხსნარები - ერთგვაროვანი.

დისპერსიული გარემოსა და დისპერსიული ფაზის აგრეგატული მდგომარეობის მიხედვით არსებობს დისპერსიული სისტემების სხვადასხვა ტიპები:

ცხრილი 7

დისპერსიული გარემო	დისპერსიული ფაზა	მაგალითი
აირი	აირი	ატმოსფერო
	სითხე	ნისლი, ღრუბელი
	მყარი	კვამლი, მტვერი
სითხე	აირი	საპნის ქაფი
	სითხე	მაიონეზი, რძე
	მყარი	კირ-რძე, ბუნებრივი წყლები
მყარი	აირი	კორპი, პემზა
	სითხე	ნიადაგი, სითხე ფოროვან ქსოვილებში
	მყარი	მინერალები, შენადნობები

7.1. ხსნარი

ხსნარი ეწოდება ორი ან რამდენიმე ნივთიერებისაგან შემდგარ ცვლადი შედგენილობის ერთგვაროვან სისტემას. იგი შედგება გამხსნელის, გახსნილი ნივთიერებისა და მათი ურთიერთქმედების პროდუქტებისგან. გამხსნელად თვლიან იმ კომპონენტს, რომელიც ხსნარის დამზადებამდე ისეთივე აგრეგატულ მდგომარეობაში იყო, როგორშიც არის ხსნარი. თუ გამხსნელი და გახსნილი

ნივთიერება ერთნაირ აგრეგატულ მდგომარეობაშია, მაშინ გამხსნელად ითვლება ის ნივთიერება, რომელიც მეტი რაოდენობითაა ხსნარში.

გამხსნელისა და გახსნილი ნივთიერებების ურთიერთქმედების პროდუქტს წყალხსნარში ეწოდება ჰიდრატი, არაწყალხსნარში კი – სოლვატი.

ხსნარი შეიძლება იყოს სხვადასხვა აგრეგატულ მდგომარეობაში (აირადში, მყარსა და თხევადში).

აირადი ხსნარის მაგალითია ჰაერი, მყარი ხსნარის – კრისტალები. თხევადი ხსნარი ყველაზე გავრცელებულია, სადაც გამხსნელი სითხეა, რომელშიც შეიძლება გახსნილი იყოს ნივთიერებები აირად, თხევად ან მყარ მდგომარეობაში.

საუკეთესო გამხსნელად ითვლება წყალი, თხევადი ამიაკი, ბენზოლი, ეთანოლი და სხვ.

ხსნარი, როგორც ერთგვაროვანი ნარევი, ჰგავს ქიმიურ ნაერთსაც და მექანიკურ ნარევსაც. მექანიკური ნარევის მსგავსად ხსნარის დაყოფა შემადგენელ კომპონენტებად შეიძლება მხოლოდ ფიზიკური მეთოდებით. ქიმიური ნაერთის მსგავსად ხსნარიც ერთგვაროვანია, მაგრამ ნაერთისგან განსხვავებით ხსნარის შედგენილობა ცვალებადია. ამრიგად, ხსნარს გარდამავალი ადგილი უჭირავს მექანიკურ ნარევსა და ქიმიურ ნაერთს შორის.

7.2. ხ ს ნ ა დ ო ბ ა

ნივთიერების თვისებას თანაბრად განაწილდეს გამხსნელის მთელ მოცულობაში ხსნადობა ეწოდება. ხსნადობის მიხედვით ნივთიერებები შეიძლება დაიყოს კარგად ხსნად, მცირედ ხსნად და პრაქტიკულად უხსნარ ნივთიერებებად, მაგრამ აბსოლუტურად უხსნარი ნივთიერება არ არსებობს.

ხსნადობის დამახასიათებელია ხსნადობის კოეფიციენტი, რომელიც რაოდენობრივად ტოლია ნივთიერების მაქსიმალური მასისა (გრამობით), რომელიც შეიძლება გაიხსნას 100 გრამ გამხსნელში მოცემულ ტემპერატურაზე. ნივთიერება კარგად ხსნადია, თუ ოთახის ტემპერატურაზე 100 გრამ გამხსნელში იხსნება მისი

10 გრამზე ნაკლები, მცირედ ხსნადია თუ იხსნება 1 გ-ზე ნაკლები, პრაქტიკულად უხსნარი – 0,01 გ-ზე ნაკლები.

ზოგი ნივთიერება წყალში იხსნება განუსაზღვრელად (ნებისმიერი თანაფარდობით). ბევრი მყარი და აირადი ნივთიერება შეიძლება გაიხსნას გარკვეულ ზღვრამდე.

მყარი ნივთიერების ხსნადობა სითხეებში დამოკიდებულია:

1. გამხსნელისა და გახსნილი ნივთიერების ბუნებაზე;
2. მყარი ნივთიერების ზედაპირზე. რაც უფრო დაქუცმაცებულია ნივთიერება, მით მეტია შეხების ზედაპირი გამხსნელთან და მით უფრო სწრაფად ხდება მისი გახსნა;
3. ტემპერატურაზე. ზოგი მყარი ნივთიერების ხსნადობა ტემპერატურის გაზრდით იზრდება, ზოგიერთისა კი მცირდება.

მყარი ნივთიერების ხსნადობაზე წნევა უმნიშვნელო გავლენას ახდენს, რადგან გახსნის დროს არ ხდება სისტემის მოცულობის შესამჩნევი ცვლილება.

ხსნარების თანამედროვე თეორიის თანახმად გახსნა ფიზიკურ-ქიმიურ პროცესს წარმოადგენს, რომელიც მიმდინარეობს სითბური ეფექტის თანხლებით. გახსნის დროს ხდება:

ა) მყარი ნივთიერების დაშლა იონებად ან მოლეკულებად. ამ ფიზიკური პროცესის დროს ადგილი აქვს ენერგიის დახარჯვას (Q_1);

ბ) იონების ან მოლეკულების ურთიერთქმედება გამხსნელთან (სოლვატაცია ან ჰიდრატაცია). ამ ქიმიური პროცესის დროს ენერგია გამოიყოფა (Q_2);

გ) გახსნილი ნივთიერებისა და გამხსნელის ურთიერთქმედების შედეგად მიღებული პროდუქტების თანაბარი განაწილება გამხსნელში, რომელიც დაკავშირებულია დიფუზიასთან და მოითხოვს ენერგიის ხარჯვას.

ამრიგად, მყარი ნივთიერების გახსნისას გვაქვს სითბურ ეფექტი:

$$Q = Q_1 + Q_2.$$

თუ $Q_1 < Q_2$, მაშინ $Q > 0$ გახსნის პროცესი ეგზოთერმულია. (NaOH , H_2SO_4 , KOH - გახსნა). თუ $Q_1 > Q_2$, მაშინ $Q < 0$ გახსნის პროცესი ენდოთერმულია (NaNO_3 , KCl - გახსნა).

თხევად ნივთიერებასაც შეუძლია სითხეში გახსნა. ზოგიერთი ნივთიერება ერთმანეთს შეერევა ნებისმიერი თანაფარდობით. მაგალითად, სპირტი და წყალი. სითხეების ერთმანეთში გახსნას არ ახლავს მოცულობის მნიშვნელოვანი ცვლილება, ამიტომ სითხეების ერთმანეთში გახსნა უმნიშვნელოდ არის დამოკიდებული წნევაზე. მხოლოდ მაღალი წნევის დროს ხდება ურთიერთხსნადობის მნიშვნელოვნად გაზრდა.

აირის ხსნადობა სითხეში დამოკიდებულია მის ბუნებაზე, ტემპერატურასა და წნევაზე. აირის ხსნადობა ეგზოთერმული პროცესია. ტემპერატურის გაზრდისას ლე-შატელიეს პრინციპის თანახმად აირის ხსნადობა მცირდება.

ორგანულ სითხეში აირის გახსნისას ხშირად ხდება სითხოს შთანთქმა. ამ შემთხვევაში აირის ხსნადობა იზრდება ტემპერატურის გაზრდით.

სითხეში აირის ხსნადობა დამოკიდებულია წნევაზე. ჰენრის კანონის თანახმად: გახსნილი აირის რაოდენობა დამოკიდებულია ამ აირის წნევაზე სითხის ზემოთ:

$$N=kP$$

N – გახსნილი აირის მოლური წილი, P – პარციალური წნევა, k – პროპორციულობის კოეფიციენტი, რომელიც დამოკიდებულია აირის ბუნებასა და ტემპერატურაზე. აირის ხსნადობა წნევის გაზრდით იზრდება. დალტონის კანონის თანახმად, თუ სითხეში იხსნება აირების ნარევი, მაშინ ამ ნარევის საერთო წნევა ტოლი იქნება მასში შემავალი აირების პარციალური წნევების ჯამისა.

ჰენრისა და დალტონის კანონებს აირი ემორჩილება დაბალი წნევის შემთხვევაში, როდესაც ის გამხსნელთან არ ურთიერთქმედებს. მაღალი წნევის დროს ადგილი აქვს ამ კანონებიდან გადახრას.

7.3. ნაჯერი, უჯერი და ზენაჯერი ხსნარები.

ხსნარის კონცენტრაცია

ხსნარს, რომელშიც აღებული ნივთიერება მოცემულ ტემპერატურაზე მეტად აღარ იხსნება ნაჯერი ხსნარი ეწოდება.

ხსნარს, რომელშიც აღებული ნივთიერება მოცემულ პირობებში შეიძლება კიდევ გაიხსნას უჯერი ხსნარი ეწოდება.

ხსნარს, რომელიც შეიცავს უფრო მეტ გახსნილ ნივთიერებას, ვიდრე ეს შეესაბამება ნივთიერების ხსნადობას მოცემულ ტემპერატურაზე ზენაჯერი ხსნარი ეწოდება.

ხსნარში გახსნილი ნივთიერების რაოდენობას განსაზღვრავს კონცენტრაცია. ხსნარის კონცენტრაცია არის გახსნილი ნივთიერების მასა ან რაოდენობა ხსნარის მოცულობის ან მასის ერთეულში.

ხსნარს, რომელიც დიდი რაოდენობით შეიცავს გახსნილ ნივთიერებას, კონცენტრირებული ეწოდება.

ხსნარს, რომელიც მცირე რაოდენობით შეიცავს გახსნილ ნივთიერებას განზავებული ეწოდება.

ხსნარების კონცენტრაციის გამოსახვის სხვადასხვა ფორმა არსებობს:

1. გახსნილი ნივთიერების მასური წილი (წონითი პროცენტებით) გამოითვლება გახსნილი ნივთიერების მასის ფარდობით ხსნარის მასასთან. გამოისახება მასური წილებით ან პროცენტებით.

$$\omega_{(ნივთ.)} = \frac{m_{(ნივთ.)}}{m_{(ხსნ.)}} ; \quad \omega_{(ნივთ.)} = \frac{m_{(ნივთ.)}}{m_{(ხსნ.)}} \cdot 100\%$$

$\omega_{(ნივთ.)}$ - გახსნილი ნივთიერების მასური წილი;

$m_{(ნივთ.)}$ - გახსნილი ნივთიერების მასა (გ);

$m_{(ხსნ.)}$ - ხსნარის მასა (გ).

პროცენტული კონცენტრაცია არის მასური წილი გამოსახული პროცენტებში, რომელიც გვიჩვენებს 100 გ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების რაოდენობას (გრამობით). მაგალითად, $\omega = 20\%$ ნიშნავს, რომ 100 გ ხსნარი შეიცავს 20 გ გახსნილ ნივთიერებას.

2. მოლური კონცენტრაცია (მოლარობა) გვიჩვენებს 1 ლ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების მოლების რიცხვს. ის გამოითვლება გახსნილი ნივთიერების რაოდენობის (მოლი) ფარდობით ხსნარის მოცულობასთან:

$$C = \frac{n}{V}$$

C - მოლური კონცენტრაცია (მოლი/ლ),

n - გახსნილი ნივთიერების მოლების რაოდენობა (მოლი),

V - ხსნარის მოცულობა (ლ).

ხსნარი, რომლის ერთი ლიტრი შეიცავს ერთ მოლ გახსნილ ნივთიერებას ერთმოლურია (1M).

ხსნარი რომლის ერთი ლიტრი შეიცავს 0,1 მოლ გახსნილ ნივთიერებას, დეციმოლურია (0,1 M); 0,01 მოლს - სანტიმოლური (0,01 M); 0,001 მოლს - მილიმოლური (0,001 M).

3. მოლალი კონცენტრაცია გვიჩვენებს 1000 გ გამხსნელში გახსნილი ნივთიერების მოლების რიცხვს. მაგალითად, 1 მოლალი NaOH ხსნარის დასამზადებლად უნდა ავწონოთ 40 გ. NaOH ($M_{\text{NaOH}} = 40$) და გავხსნათ 1000 გ გამხსნელში.

4. ნორმალური კონცენტრაცია (ნორმალობა) გვიჩვენებს ერთ ლიტრ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების ეკვივალენტების რიცხვს (N). ხსნარს, რომლის ერთი ლიტრი შეიცავს გახსნილი ნივთიერების ერთ ეკვივალენტს ეწოდება ერთნორმალური (1 N), თუ 1 ლ ხსნარში არის გახსნილი ნივთიერების 0,1 ეკვ. დეცინორმალური (0,1 N); 0,01 ეკვ. სანტინორმალური (0,01 N); 0,001 ეკვ: მილინორმალური (0,001 N). მაგ., გოგირდმჟავას (H_2SO_4) ნორმალური ხსნარის (1 N) 1 ლ შეიცავს 1 ეკვ-ს, ე.ი. 49 გ.

$$(\vartheta_{H_2SO_4} = \frac{M_{H_2SO_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49).$$

5. ხსნართან მუშაობისას საჭიროა ხსნარის ტიტრის ცოდნა, რომელიც გვიჩვენებს გახსნილი ნივთიერების გრამების რიცხვს ხსნარის 1 მლ-ში:

$$T = N \vartheta / 1000$$

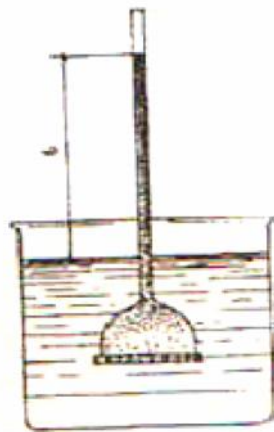
N - ხსნარის ნორმალობა, ϑ - ეკვივალენტი.

7.4. ოსმოსი. ოსმოსური წნევა. ვანტ-ჰოფის კანონი

განზავებულ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების მოლეკულები არ ურთიერთქმედებენ ერთმანეთთან მათ შორის დიდი მანძილის გამო. ამით ხსნარი ემსგავსება იდეალურ აირს.

ხსნარი და სუფთა გამხსნელი წონასწორობაში იქნებიან, თუ ხსნარზე იმოქმედებს წნევა. ხსნარში მოვათავსოთ მილი, რომელსაც გამხსნელისგან გამოვყოფთ ნახევრადშეღწევადი მემბრანით, რომელიც ატარებს გამხსნელის (მაგალითად, წყლის) მოლეკულებს, მაგრამ არ ატარებს გახსნილი ნივთიერების (მაგალითად, შაქრის) მოლეკულებს. ნახევრადშეღწევადი მემბრანის გავლით გამხსნელის მოლეკულები დიფუნდირებენ მილში მოთავსებულ შაქრის ხსნარში. ხსნარის მოცულობა მილში თანდათანობით გაიზრდება, ხოლო შაქრის კონცენტრაცია შემცირდება. ასეთ ცალმხრივ დიფუზიას, ნახევრადშეღწევადი მემბრანის გავლით **ოსმოსი** ეწოდება.

მილში ხსნარის დონის აწევის გამო წარმოიქმნება წყლის სვეტის ჭარბი წნევა - ჰიდროსტატიკური წნევა, რომელიც ეწინააღმდეგება გამხსნელის (წყლის) მოლეკულების შეღწევას ხსნარში და იზომება სითხის დონეების სხვაობით. როდესაც ჰიდროსტატიკური წნევა მიაღწევს განსაზღვრულ სიდიდეს ოსმოსი შეწყდება - მყარდება წონასწორობა.



სურ. 7.1 ოსმოსური წნევის გამოზომის ხელსაწყო

ჰიდროსტატიკური წნევა გაუტოლდება ოსმოსურ წნევას, რომელიც ოსმოსის რაოდენობრივი მაჩასიათებელია. ასეთი წონასწორობის დროს ჰიდროსტატიკური წნევის გაზომვით შესაძლებელია ოსმოსური წნევის სიდიდის განსაზღვრა (სურ. 7.1). ოსმოსის მოვლენა მნიშვნელოვან როლს ასრულებს ცხოველურ და

მცენარულ ორგანიზმებში. უჯრედის გარსი არის ნახევრად შეღწევადი მემბრანა, რომელიც წყლისთვის იოლად შეღწევადია, მაგრამ თითქმის შეუღწევია ნივთიერებისთვის, რომელიც გახსნილია შიგაუჯრედულ სითხეში. ოსმოსით განპირობებულია მცენარის ღეროში წყლის შეღწევა, უჯრედის კვება და სხვა მოვლენები.

სხვადასხვა ხსნარის ოსმოსური წნევის გაზომვის შედეგად დადგინდა, რომ ოსმოსური წნევის სიდიდე დამოკიდებულია ხსნარის კონცენტრაციასა და მის ტემპერატურაზე, მაგრამ არ არის დამოკიდებული გახსნილი ნივთიერებისა და გამხსნელის ბუნებაზე.

ოსმოსური წნევის გაზომვაზე დაყრდნობით ვანტ-ჰოფმა 1886 წელს დაადგინა, რომ დაბალი კონცენტრაციის მქონე არაელექტროლიტების ხსნარებისთვის ოსმოსური წნევის დამოკიდებულება ხსნარის კონცენტრაციასა და ტემპერატურაზე გამოისახება განტოლებით:

$$P = CRT$$

სადაც P – ოსმოსური წნევა (კპა);

C – მოლური კონცენტრაცია (მოლურობა), მოლი/ლ;

R – აირის უნივერსალური მუდმივა (8,314 ჯ/მოლი · K);

T - ხსნარის აბსოლუტური ტემპერატურა.

ხსნარის მოლურობა C წარმოადგენს n გახსნილი ნივთიერების რაოდენობის ფარდობას ხსნარის V (ლ) მოცულობასთან:

$$C = \frac{n}{V}$$

თავის მხრივ, n ნივთიერების რაოდენობა ტოლია მისი m მასა შეფარდებული

M მოლურ მასასთან. აქედან გამომდინარე, ვღებულობთ, რომ:

$$C = \frac{m}{MV}$$

თუ C -ის ამ მნიშვნელობას ჩავსვამთ ვანტ-ჰოფის განტოლებაში, მაშინ:

$$PV = \frac{mRT}{M}$$

ამ ფორმულიდან შესაძლებელია გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური მასის განსაზღვრა.

მიღებული განტოლება ფორმით მოგვაგონებს კლაპეირონ-მენდელეევის იდეალური აირების მდგომარეობის განტოლებას.

ოსმოსური წნევისა და აირის კანონებს შორის მსგავსება აღმოაჩინა ვანტ-ჰოფმა. მან ჩამოაყალიბა ხსნართა თეორია, რომლის ძირითად შედეგს მისცა შემდეგი ფორმულირება: **ხსნარის ოსმოსური წნევა ტოლია იმ წნევისა, რომელსაც მოახდენდა გახსნილი ნივთიერება, თუ იგი იმავე ტემპერატურაზე აირად მდგომარეობაში იქნებოდა და ხსნარის მოცულობის ტოლ მოცულობას დაიკავებდა.**

7.5. ხსნარის გაყინვისა და დუდილის ტემპერატურები.

ეზულიოსკოპიური და კრიოსკოპიული მუდმივები

გამხსნელში არააქროლადი ნივთიერების გახსნისას გამხსნელის ორთქლის წნევა ხსნარის ზემოთ მცირდება. ამის შედეგად ხსნარის დუდილის ტემპერატურა მატულობს, ხოლო ხსნარის გაყინვის ტემპერატურა კლებულობს. სუფთა წყალი ნორმალური ატმოსფერული წნევის (101,3 კპა) დროს დულს 100°C-ზე, რადგან ამ ტემპერატურაზე წყლის ორთქლის წნევა გარე წნევის ტოლია. რომელიმე არა-აქროლადი ნივთიერების წყალში გახსნისას, წყლის ორთქლის წნევა დაიწევს. მიღებული ხსნარის ორთქლის წნევის 101,3 კპა-მდე ასაწევად ხსნარი უნდა გავახუროთ 100°C-ის ზემოთ. აქედან გამომდინარეობს, რომ ხსნარის დუდილის ტემპერატურა ყოველთვის მაღალია, ვიდრე სუფთა გამხსნელის დუდილის ტემპერატურა. ხსნარის დუდილის ტემპერატურა არის ის წერტილი, რომელზეც სითხის ორთქლის წნევა უტოლდება ატმოსფერულ წნევას.

ხსნარის გაყინვის ტემპერატურა ყოველთვის უფრო დაბალია, ვიდრე სუფთა გამხსნელის გაყინვის ტემპერატურა. ხსნარის გაყინვის ტემპერატურა არის ის წერტილი, რომლის დროსაც გამოყოფილი ყინული წონასწორობაშია ხსნართან. გახსნილი ნივთიერების მოლეკულები ამცირებენ გამხსნელის კონცენტრაციას,

ამიტომ მცირდება მისი აორთქლების სიჩქარე და შესაბამისად წნევაც. ნაჯერი ორთქლის წნევის შემცირების შედეგად ადგილი აქვს დუდილის ტემპერატურის აწევას და გაყინვის ტემპერატურის დაწევას.

ხსნარების დუდილისა და გაყინვის ტემპერატურების შესწავლისას რაულმა დაადგინა, რომ არაელექტროლიტების განზავებული ხსნარების დუდილის ტემპერატურის აწევა - $\Delta t_{დუღ.}$ და ხსნარების გაყინვის ტემპერატურის დაწევა - $\Delta t_{გაყ.}$ პირდაპირპროპორციულია ხსნარის კონცენტრაციისა და არ არის დამოკიდებული გახსნილი ნივთიერების ბუნებაზე.

თუ ხსნარის კონცენტრაცია გამოსახულია მოლალი რაოდენობით (მოლების რიცხვი გახსნილი 1000 გ გამხსნელში), მაშინ:

$$\Delta t_{დუღ.} = K_{გბ.} \cdot m$$

$$\Delta t_{გაყ.} = K_{კრ.} \cdot m$$

$K_{გბ.}$ – ებულისკოპიური მუდმივა;

$K_{კრ.}$ – კრიოსკოპიული მუდმივა. ეს მუდმივები დამოკიდებულია მხოლოდ გამხსნელის ბუნებაზე და არ არის დამოკიდებული გახსნილი ნივთიერების ბუნებაზე;

m – არაელექტროლიტის ხსნარის მოლალობა.

გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური მასის გამოთვლა შესაძლებელია ებულისკოპიური და კრიოსკოპიული მეთოდებით, რომლებიც დაფუძნებულია ხსნარების დუდილისა და გაყინვის ტემპერატურების გაზომვებზე:

$$\Delta t_{დუღ.} = K_{გბ.} \frac{1000g}{MG}$$

საიდანაც:

$$M = K_{გბ.} \frac{1000g}{\Delta t_{დუღ.} \cdot G}$$

$$\Delta t_{გაყ.} = K_{კრ.} \frac{1000g}{MG}$$

საიდანაც:

$$M - K_{\text{კრ}} \frac{1000g}{\Delta t_{\text{გაყ}} G}$$

M – გახსნილი ნივთიერების მოლეკულური მასა;

G – გამხსნელის მასა; g – გახსნილი ნივთიერების მასა.

თავი 8. ელექტროლიტთა ხსნარები

XIX ს-ის პირველ ნახევარში ფარადეიმ შემოიტანა ცნება ელექტროლიტებისა და არაელექტროლიტების შესახებ. ნივთიერებას, რომლის ხსნარი ან ნალღობი ელექტრულ დენს ატარებს ელექტროლიტი ეწოდება. მათ მიეკუთვნება ტუტეები, მჟავები, მარილები და სხვა ნივთიერებები, რომელთა მოლეკულებში არის იონური ან პოლარულ-კოვალენტური ბმები.

ნივთიერებას, რომლის ხსნარი ან ნალღობი ელექტრულ დენს არ ატარებს არაელექტროლიტი ეწოდება. არაელექტროლიტებია ორგანული ნაერთების უმრავლესობა და ყველა ის ნივთიერება, რომელთა მოლეკულებში არის არაპოლარული ან მცირედ პოლარულ - კოვალენტური ბმა (ბენზოლი, ღვინის სპირტი, გლიცერინი და სხვ.).

ელექტროლიტის წყალხსნარებსა და ნალღობებში მუხტის გადამტანის იონებია, არაელექტროლიტთა ხსნარებში კი - ნეიტრალური მოლეკულები. ამიტომ ელექტროლიტის წყალხსნარი და ნალღობი დენს ატარებს, არაელექტროლიტისა კი - არა.

არაელექტროლიტების ერთნაირი მოლეკულების ხსნარები ვანტ-ჰოფის გამოკვლევების თანახმად იზოტონურია, ე.ი. მათ ერთნაირი ოსმოსური წნევა აქვთ..

ელექტროლიტის ხსნარში ხდება რაულისა და ვანტ-ჰოფის კანონებიდან გადახრა. კერძოდ, ელექტროლიტის ხსნარი ხასიათდება მაღალი ოსმოსური წნევით, იყინება უფრო დაბალ ტემპერატურაზე, ხოლო დუღს უფრო მაღალ ტემპერატურაზე. ვიდრე ასეთივე მოლური კონცენტრაციის არაელექტროლიტთა ხსნარები. ეს აიხსნება იმით, რომ გამხსნელში მაგალითად, წყალში გახსნისას ელექტროლიტების მოლეკულები დისოცირდება იონებად, რის გამოც

ელექტროლიტის წყალხსნარში მოცულობის ერთეულში ნაწილაკთა საერთო რიცხვი მეტია, ვიდრე ტოლი მოცულობის არაელექტროლიტის ხსნარში.

იმისათვის, რომ ელექტროლიტთა ხსნარებიც მოქცეულიყო თეორიის ჩარჩოებში ვანტ-ჰოფმა არაელექტროლიტთა განზავებული ხსნარების ოსმოსური წნევის განტოლებაში შემოიღო i შესწორების კოეფიციენტი, რომელსაც იზოტონური კოეფიციენტი ეწოდება. ის საშუალებას იძლევა ვანტ-ჰოფის განტოლება გამოვიყენოთ ნებისმიერი ხსნარისთვის:

$$P_{\text{ოსმ.}} = iCRT$$

8.1. ელექტროლიტური დისოციაცია

შვედი მეცნიერის სვანტე არენიუსის მიერ ელექტროლიტური დისოციაციის ჩამოყალიბების შემდეგ ახსნილ იქნა ელექტროლიტური ხსნარებისა და ნალღობების ელექტროგამტარობის მიზეზი.

გამხსნელის მოქმედებით ელექტროლიტის იონებად დაშლას ხსნარში ან ნალღობში ელექტროლიტური დისოციაცია ეწოდება.

ელექტროლიტური დისოციაცია დამოკიდებულია როგორც ელექტროლიტის, ასევე გამხსნელის აგებულებაზე. მნიშვნელოვანია გამხსნელის დიელექტრიკული შეღწევადობა. რაც უფრო დიდია ეს სიდიდე, მით უფრო ნაკლებია ელექტროლიტის იონებს შორის მოქმედი ელექტროსტატიკური ძალა. კულონის კანონის თანახმად:

$$F = \frac{e_1 \cdot e_2}{Dr^2}$$

F – მუხტებს შორის ურთიერთქმედების ძალა;

r – მანძილი იონის ცენტრებს შორის;

D - გამხსნელის დიელექტრიკული შეღწევადობა;

e_1 და e_2 - ელექტრული მუხტები.

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია სვანტე არენიუსმა ჩამოაყალიბა შემდეგი დებულებების სახით:

1. ელექტროლიტი წყალში გახსნისას დისოცირდება დადებით და უარყოფით იონებად. იონები შეიძლება იყოს მარტივი (ერთი ატომის მიერ წარმოქმნილი) და რთული (რამდენიმე ატომის მიერ წარმოქმნილი).

2. იონები ხსნარში ქაოსურად მოძრაობენ, მაგრამ ელექტროდების გატარებისას მოძრაობა მოწესრიგებული ხდება. დადებითად დამუხტული იონები მიემართებიან კათოდისკენ, უარყოფითად დამუხტული – ელექტროდისკენ, ამიტომ მათ კათიონები ეწოდება. უარყოფითად დამუხტული იონები კი მიემართება ანოდისკენ - დადებითად დამუხტული ელექტროდისკენ, ამიტომ მათ ანიონები ეწოდება.

3. ელექტროლიტური დისოციაცია შექცევადი პროცესია. დისოციაციის პარალელურად მიმდინარეობს საწინააღმდეგო პროცესი – ასოციაცია. ხსნარში იონები ეჯახება ერთმანეთს და წარმოქმნის ნეიტრალურ მოლეკულას.

კათიონებია წყალბადის $-H^+$, ამონიუმისა $-NH_4^+$ და ლითონების $-Me^{n+}$ იონები. ანიონებია ჰიდროქსიდისა $-OH^-$ და მჟავას ნაშთის $-R^{n-}$ იონები.

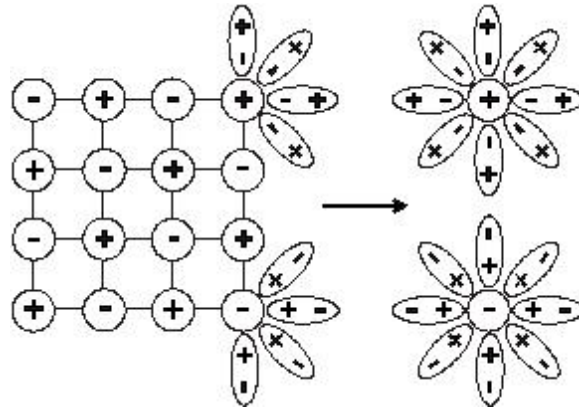
თუ კათიონებისა და ანიონების მუხტების რაოდენობა ხსნარში თანაბარია, ე.ი. მათი ალგებრული ჯამი ნულის ტოლია, ამიტომ ხსნარი ელექტრონეიტრალურია.

იონების თვისებები განსხვავებულია მარტივი ნივთიერების თვისებებისგან. მაგალითად, სპილენძი წითელი ფერის ლითონია, ხოლო სპილენძის ჰიდრატირებული იონი $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ - ლურჯია. ქლორი- Cl_2 მომწვანო-მოყვითალო აირია, ხოლო ქლორის იონი- Cl^- უფეროა და მარტივი ნივთიერებისაგან განსხვავებით მომწამლავი არ არის. ზოგიერთი იონი უფეროა, ზოგი კი - შეფერილი. მაგ., MnO_4^- - იისფერია, MnO_4^{2-} - მწვანე და ა.შ. მათი მარილებიც შეფერილია. საერთოდ, მარილის ფერს იონის ფერი განაპირობებს.

8.2. ელექტროლიტური დისოციაციის მექანიზმი

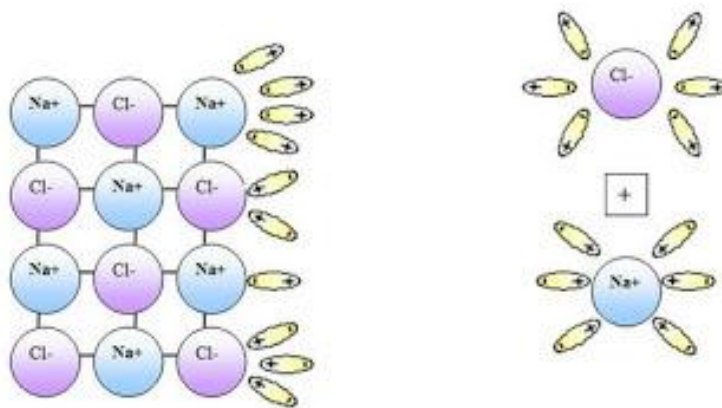
ელექტროლიტური დისოციაცია არის ელექტროლიტისა და გამხსნელის მოლეკულების ურთიერთქმედების პროცესი.

ყველაზე იოლად დისოცირდებიან იონური ბმის მქონე მოლეკულები, რომლებიც შეიცავენ ელემენტთა არა ნეიტრალურ ატომებს, არამედ მათ იონებს (სურ. 8.1). ელექტროლიტები მყარ მდგომარეობაში არ ატარებენ ელექტრულ დენს, რადგან იონებს მყარ მდგომარეობაში თავისუფლად გადაადგილება არ შეუძლიათ.



სურ. 8.1 იონური ნაერთის ელექტროლიტური დისოციაციის სქემა

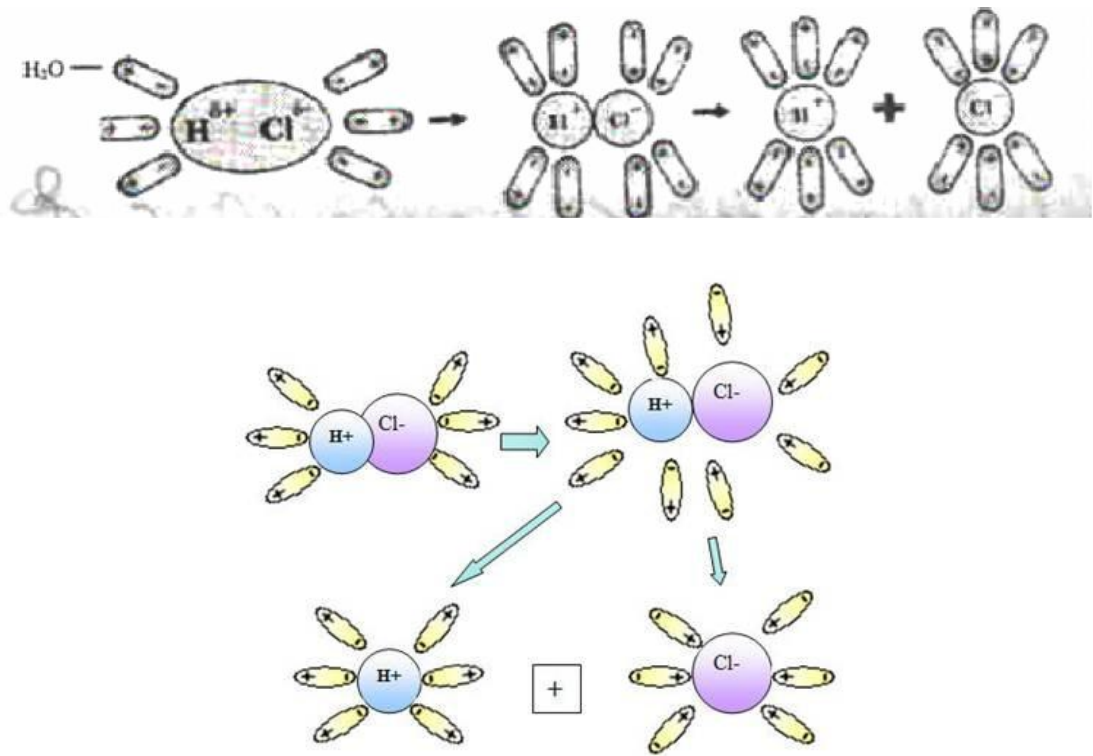
განვიხილოთ NaCl-ის დისოციაცია (სურ. 8.2). წყალში მოვათავსოთ NaCl-ის კრისტალი. წყლის პოლარული მოლეკულები კრისტალს გარშემოერტყმიან. ნატრიუმის დადებითი იონისკენ წყლის დიპოლი მიმართული იქნება უარყოფითი პოლუსით, ხოლო ქლორის უარყოფითი იონისკენ კი-დადებითი პოლუსით. იონებსა და წყლის დიპოლებს შორის წარმოქმნილი ელექტროსტასტიკური მიზიდულობის გამო კრისტალში იონური ბმა გაწყდება, წარმოიქმნება ჰიდრატირებული იონები, რომლებიც გადადიან ხსნარში.



სურ. 8.2 ნატრიუმის ქლორიდის ელექტროლიტური დისოციაციის სქემა

იონების ურთიერთქმედებას წყლის მოლეკულებთან, რომლის დროსაც წარმოიქმნება ჰიდრატული გარსი იონების ჰიდრატაცია ეწოდება. დისოციაციას განიცდის არა მარტო იონური, არამედ კოვალენტურ-პოლარული ბმით წარმოქმნილი ნაერთებიც (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 და სხვ.). მათი წყალში გახსნისას პოლარული მოლეკულა იხლიჩება იონებად (პოლარული ბმა გადადის იონურში), შემდეგ წარმოიქმნება ჰიდრატირებული იონები.

მაგალითად, HCl პოლარული მოლეკულის წყალში გახსნისას წყლის მოლეკულები შეაღწევენ H^+ და Cl^- იონებს შორის სივრცეში და აცალკევებენ მათ.



სურ. 8.3 მარილმჟავას ელექტროლიტური დისოციაციის სქემა

წყალბადის და ქლორის ატომებს შორის არსებული პოლარული ბმა გადადის იონურში. ამ დროს საერთო ელექტრონული წყვილი მთლიანად გადაიხრება ქლორის ატომისკენ, რის შედეგადაც ხდება HCl -ის მოლეკულის გახლეჩა. ქლორის იონი გარდაიქმნება ჰიდრატირებულ ქლორის იონად, ხოლო წყალბადის იონი-პროტონი წყლის მოლეკულასთან წარმოქმნის $[H_3O]^+$ ჰიდროქსონიუმის იონს, რომელსაც გამარტივების მიზნით აღნიშნავენ $-H^+$ - ით.

8.3. დისოციაციის ხარისხი.

ძლიერი და სუსტი ელექტროლიტები

სვანტე არენიუსის თეორიის თანახმად, სხვადასხვა ელექტროლიტი სხვადასხვა ოდენობით დისოცირდება ხსნარში. ზოგიერთი ელექტროლიტი მთლიანად დისოცირდება, ზოგიერთი კი – ნაწილობრივ. ელექტროლიტის იონებად დაშლის რაოდენობითი მახასიათებელია დისოციაციის ხარისხი – α .

დისოციაციის ხარისხი ეწოდება იონებად დაშლილი მოლეკულების რიცხვის (n) შეფარდებას გახსნილი მოლეკულების საერთო რიცხვთან (N):

$$r = \frac{n}{N}$$

დისოციაციის ხარისხი იცვლება 0-დან 1-მდე. შეიძლება მისი პროცენტებით გამოსახვაც: $r = \frac{n}{N} 100\%$. მაგ., $\alpha = 20\%$ ნიშნავს, რომ ელექტროლიტის ყოველი 100 მოლეკულიდან იონებად დაშლილია 20 მოლეკულა. ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია: ტემპერატურაზე, კონცენტრაციაზე, თანამოსახელე იონების არსებობაზე, გამხსნელის ბუნებაზე, გახსნილი ნივთიერების ბუნებაზე.

ტემპერატურის გაზრდით იზრდება სუსტი ელექტროლიტების დისოციაციის ხარისხი, ხოლო ძლიერი ელექტროლიტების შემთხვევაში – კი პირიქით, მცირდება.

ელექტროლიტის კონცენტრაციის გაზრდა ამცირებს დისოციაციის ხარისხს, ხოლო ხსნარის განზავებით დისოციაციის ხარისხი იზრდება. განზავებულ ხსნარში ელექტროლიტი მთლიანადაა დაშლილი იონებად.

თანამოსახელე იონები ამცირებენ დისოციაციის ხარისხს. მაგალითად $CuCl_2$ -ის დისოციაციის ხარისხი ($CuCl_2 \leftrightarrow Cu^{2+} + 2Cl^-$) HCl-ის დამატებისას მცირდება

წონასწორობის მარცხნივ გადაწევის გამო, რასაც Cl^- იონების კონცენტრაციის გაზრდა იწვევს.

დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია გამხსნელის ბუნებაზე. სხვადასხვა გამხსნელი სხვადასხვა დიელექტრიკული მუდმივით ხასიათდება. რაც მეტია გამხსნელის დიელექტრიკული მუდმივა (D), მით ნაკლებია იონებს შორის მოქმედი ელექტროსტატიკური ძალა და მით მაღალია ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი.

ელექტროლიტები დისოციაციის ხარისხის მიხედვით იყოფა ძლიერ და სუსტ ელექტროლიტებად. ძლიერი ელექტროლიტი წყალხსნარში პრაქტიკულად მთლიანად დისოცირდება შემადგენელ იონებად. სუსტი ელექტროლიტი წყალხსნარში ნაწილობრივ დისოცირდება და ხსნარში მყარდება დინამიკური წონასწორობა არადისოცირებულ მოლეკულებსა და იონებს შორის.

ძლიერი ელექტროლიტია: თითქმის ყველა ხსნადი მარილი, მრავალი მინერალური მჟავა ($HNO_3, H_2SO_4, HCl, HBr, HI, HMnO_4, HClO_4$ და სხვ.), ტუტე და ტუტემიწათა ლითონების ჰიდროქსიდები ($NaOH, KOH, Ca(OH)_2, Ba(OH)_2$ და სხვ.).

სუსტი ელექტროლიტია: თითქმის ყველა ორგანული მჟავა და ზოგიერთი მინერალური მჟავა ($H_2CO_3, H_2S, HNO_2, HClO_2, HCN, H_2SiO_3$ და სხვ.), წყალში უხსნადი ფუძეები, NH_4OH და სხვ.

საშუალო ელექტროლიტებია: HF, H_3PO_4, H_2SO_3 და სხვ.

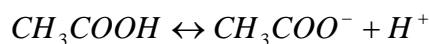
ძლიერია ელექტროლიტი, თუ მისი $\alpha > 30\%$, საშუალო ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხი მერყეობს 3 – 30% შორის, სუსტია ელექტროლიტი თუ მისი $\alpha < 3\%$.

8.4. დისოციაციის მუდმივა

ელექტროლიტის სიძლიერე ხსნარში მის კონცენტრაციაზეა დამოკიდებული. ამიტომ ელექტროლიტის სიძლიერის შედარება დისოციაციის ხარისხის საშუალებით მოუხერხებელია. ელექტროლიტის დისოციაციის უნარის დახასი-

ათებისთვის უფრო მოხერხებულია დისოციაციის მუდმივას გამოყენება, რომელიც ხსნარის კონცენტრაციაზე არ არის დამოკიდებული.

სუსტ ელექტროლიტის ხსნარში დისოციაციის პროცესი შექცევადია. მის მიმართ შეიძლება ქიმიური წონასწორობის კანონის გამოყენება. მაგალითად, მმარმჯავას დისოციაციისათვის:



წონასწორობის მუდმივა ტოლია:

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

დისოციაციის პროცესისათვის წონასწორობის მუდმივა ეწოდება დისოციაციის მუდმივას, რომელიც ახასიათებს ელექტროლიტების იონებად დაშლის უნარს. რაც მეტია $K_{\text{დ}}$, მით უფრო ადვილად დისოცირდება ელექტროლიტი და მით მეტია ხსნარში იონების რაოდენობა. $K_{\text{დ}}$ დისოციაციის მუდმივა დამოკიდებულია ელექტროლიტისა და გამხსნელის ბუნებაზე, ასევე ტემპერატურაზე, მაგრამ არ არის დამოკიდებული ხსნარის კონცენტრაციაზე.

თუ ელექტროლიტის კონცენტრაციას, რომელიც იშლება ორ იონად, აღვნიშნავთ C -თი, მის დისოციაციის ხარისხს α , მაშინ თითოეული იონის კონცენტრაცია იქნება $C\alpha$, ხოლო $C - C\alpha = C(1 - \alpha)$ იქნება არადისოცირებული მოლეკულების კონცენტრაცია. ამ მნიშვნელობების ჩასმით დისოციაციის მუდმივას განტოლებაში მივიღებთ:

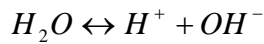
$$K_{\text{დ}} = \frac{(Cr)^2}{C(1-r)} = \frac{r^2 \cdot C^2}{C(1-r)} = \frac{r^2 C}{1-r}$$

ეს ტოლობა გამოხატავს ოსტვალდის განზავების კანონს. მცირე განზავებისას სუსტი ელექტროლიტების დისოციაციის ხარისხი მცირეა და მიღებულია, რომ

$1 - \alpha \approx 1$ ტოლია, მაშინ გამოსახულება გამარტივდება $K_{\text{დ}} = r^2 C$, საიდანაც $r = \sqrt{\frac{K}{C}}$. აქედან ჩანს, რომ ხსნარის განზავებისას დისოციაციის ხარისხი იზრდება.

8.5. წყლის დისოციაცია. წყალბადის მაჩვენებელი

წყალი სუსტი ელექტროლიტია, რომელიც მცირედ დისოცირდება H^+ - წყალბადის კატიონად და OH^- - ჰიდროქსილის ანიონად:



თუ ამ შექცევადი პროცესის მიმართ გამოვიყენებთ მოქმედ მასათა კანონს, მაშინ გვექნება:

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

წყლის დისოციაციის მუდმივა ძალიან მცირეა ($1,8 \cdot 10^{-16}$). წყლის მოლური კონცენტრაცია პრაქტიკულად მუდმივი სიდიდეა და რიცხობრივად ტოლია $[H_2O] = 1000 : 18 = 55,56$ მოლი/ლ, ამიტომ გვექნება:

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

K_{H_2O} - წყლის იონური ნამრავლი, რომელიც გვიჩვენებს, რომ წყლისა და განზავებული ხსნარებისთვის მუდმივი ტემპერატურის დროს H^+ და OH^- - იონების კონცენტრაციების ნამრავლი მუდმივი სიდიდეა.

წყლის დისოციაციის მუდმივასა და წყლის კონცენტრაციის მნიშვნელობების ჩასმით მიიღება წყლის იონური ნამრავლის რიცხვითი მნიშვნელობა ($22 - 25^{\circ}\text{C}$):

$$K_{H_2O} = [H^+][OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$$

ე.ი. როგორც არ უნდა შევცვალოთ H^+ და OH^- იონების კონცენტრაცია, წყალხსნარებში მათი ნამრავლი ყოველთვის მუდმივი სიდიდეა. განტოლების მიხედვით მათი კონცენტრაციები ტოლია: $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, აქედან $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ მოლი/ლ.

ამრიგად, სუფთა წყალს აქვს ნეიტრალური გარემო. ხსნარს, რომელშიც წყალბადიონების კონცენტრაცია $[H^+] = 10^{-7}$ მოლი/ლ ტოლია ნეიტრალური ხსნარი ეწოდება. თუ $[H^+] > 10^{-7}$ მოლი/ლ - ხსნარი მჟავურია, ხოლო თუ $[H^+] < 10^{-7}$ მოლი/ლ - ტუტე ხსნარებია. ნებისმიერი ხსნარის რეაქცია რაოდენობრივად

ხასიათდება მასში მხოლოდ H^+ -იონების კონცენტრაციით, მაგრამ უარყოფითი ხარისხის მაჩვენებლიანი რიცხვის გამოყენება მოუხერხებელია. ხსნარის მჟავურობის ხარისხის დასახასიათებლად H^+ -იონების კონცენტრაციის ნაცვლად გამოიყენება მისი უარყოფითი ათობითი ლოგარითმი, რომელსაც ეწოდება წყალბადის მაჩვენებელი და pH-ით აღინიშნება:

$$pH = -\lg[H^+]$$

ნეიტრალურ გარემოში $pH = 7$; მჟავა გარემოში $pH < 7$, ტუტე გარემოში $pH > 7$.

pH-ის მნიშვნელობების სკალა იცვლება 1-დან 14 - მდე:



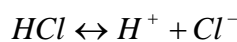
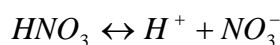
ხსნარის pH-ის დასადგენად გამოიყენება ინდიკატორი, რომლებიც შეიძლება იყოს ბუნებრივი ან სინთეზით მიღებული ნივთიერება. ისინი წარმოადგენენ სუსტ მჟავას ან სუსტ ფუძეს.

8.6. მჟავების, ფუძეების, მარილების ელექტროლიტური დისოციაცია

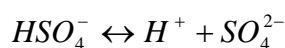
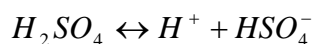
ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თვალსაზრისით მჟავა ელექტროლიტია, რომელიც დისოციაციის დროს წარმოქმნის მხოლოდ წყალბადის - H^+ (ჰიდროქსონიუმის - $[H_3O]^+$) იონებს.

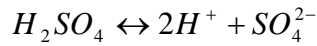
მჟავას ფუძიანობა განისაზღვრება H^+ -იონების რიცხვით, რომლებიც წარმოიქმნებიან ელექტროლიტური დისოციაციის დროს.

ერთფუძიანი მჟავების დისოციაცია ერთსაფეხურიანია:

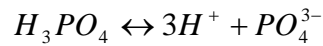
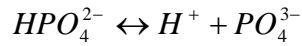
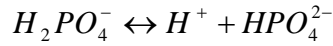
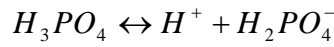


მრავალფუძიანი მჟავების დისოციაცია საფეხურებრივად მიმდინარეობს. მაგალითად, H_2SO_4 - გოგირდმჟავას დისოციაცია მიმდინარეობს ორ საფეხურად:





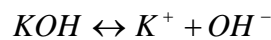
H_3PO_4 – ფოსფორმჟავას დისოციაცია მიმდინარეობს სამ საფეხურად:



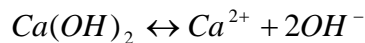
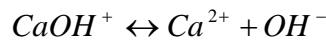
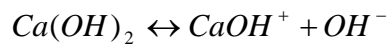
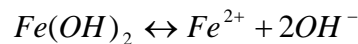
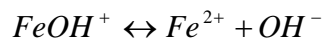
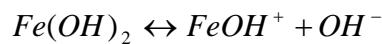
მჟავური ნაშთის იონებთან წყალბადის პროტონის ბმა მით უფრო მტკიცეა, რაც მეტია მჟავური ნაშთის მუხტის სიდიდე და რაც ნაკლებია მისი რადიუსი.

ფუძე ელექტროლიტია, რომელიც დისოციაციის დროს ანიონის სახით წარმოქმნის მხოლოდ ჰიდროქსილის OH^- - იონს. ფუძეების მჟავურობა განისაზღვრება მათში OH^- - ჰიდროქსილ იონების რიცხვით.

ფუძე, რომელიც შეიცავს ერთ OH^- -ჰიდროქსილის ჯგუფს განიცდის ერთსაფეხურიან დისოციაციას:

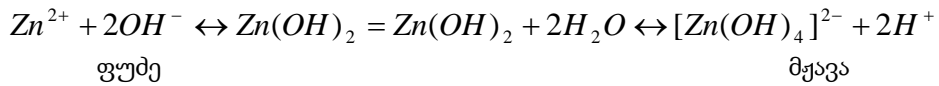


ხოლო ფუძე, რომელიც თავის მოლეკულაში შეიცავს ერთ ჰიდროქსილიონზე მეტს, განიცდიას საფეხურებრივ დისოციაციას:

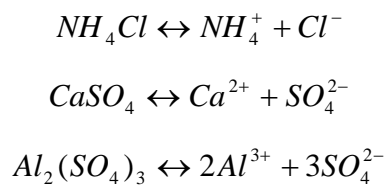


ფუძეში ჰიდროქსილიონების (OH^-) ბმა ლითონის იონთან მით უფრო სუსტია და მაშასადამე, ფუძე მით უფრო ძლიერია, რაც უფრო ნაკლებია ლითონის იონის მუხტი და რაც უფრო მეტია მისი რადიუსი.

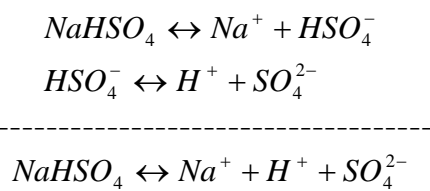
ზოგიერთი ჰიდროქსიდის მახასიათებელი თვისებაა ის, რომ გახსნილი მოლეკულების ნაწილს ერთდროულად მოწყდება H^+ -კათიონიც და OH^- ანიონიც. ასეთი ჰიდროქსიდებია ამფოტერული ჰიდროქსიდები (ამფოლიტები), რომლებიც პირობების მიხედვით დისოცირდებიან როგორც მჟავა ან როგორც ფუძე. მაგალითად, განვიხილოთ $Zn(OH)_2$ დისოციაცია:



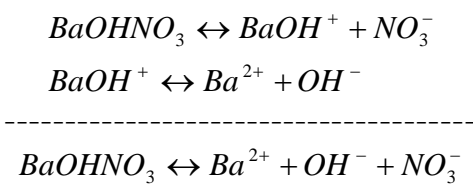
საშუალო (სრული) მარილი ელექტროლიტია, რომლის დისოციაციის დროს წარმოიქმნება ლითონის (ან NH_4^+) კათიონები და მჟავას ნაშთის ანიონები:



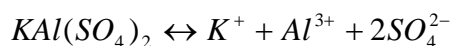
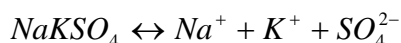
მჟავა მარილი ელექტროლიტია, რომლებიც დისოცირდება წყალბადისა და ლითონის (ან NH_4^+) კათიონებისა და მჟავას ნაშთის ანიონების წარმოქმნით. მჟავა მარილში ლითონისა და ჟანგბადის ატომებს შორის ბმა იონურია, ხოლო წყალბადსა და ჟანგბადის ატომებს შორის პოლარულ-კოვალენტური. პირველ რიგში იშლება იონური ბმა, ე.ი. პირველ საფეხურზე ვღებულობთ ლითონის დადებით იონს და რთულ იონს. შემდეგ კი ადგილი აქვს რთული იონის დისოციაციას:



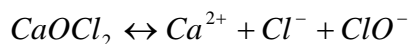
ფუძე მარილი ისეთი ელექტროლიტია, რომელიც დისოციაციის დროს წარმოქმნის ლითონის კათიონს, ჰიდროქსიდისა და მჟავას ნაშთის ანიონს:



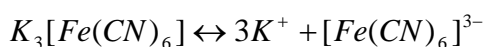
ორმაგი მარილი დისოცირდება სხვადასხვა ლითონის კათიონებად და მჟავური ნაშთის ანიონად:



შერეული მარილი დისოცირდება ლითონის კათიონად და სხვადასხვა მჟავას ნაშთის ანიონად:

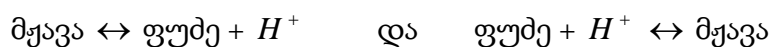


კომპლექსური მარილი დისოცირდება კომპლექსური იონის წარმოქმნით:



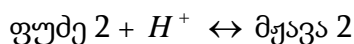
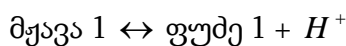
8.7. მჟავასა და ფუძის პროტოლიტური (პროტონული) და ელექტრონული თეორია

1923 წელს დანიელმა მეცნიერმა ბრენსტედმა და ინგლისელმა მეცნიერმა ლოურიმ წამოაყენეს მჟავასა და ფუძის პროტოლიტური (პროტონული) თეორია, რომლის მიხედვითაც მჟავა ეწოდება ისეთ ნივთიერებას (მოლეკულას ან იონს), რომელსაც შეუძლია გასცეს წყალბადის იონი (პროტონი), ე.ი. არის დონორი, ხოლო ფუძე ისეთი ნივთიერებაა (მოლეკულა ან იონი), რომელიც იერთებს წყალბადის იონს (პროტონს), ე.ი. აქცეპტორია. ასეთ მჟავასა და ფუძეს შეუღლებული ეწოდება.

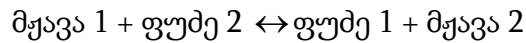


თითოეული მჟავა გარდაიქმნება თავის შესაბამის ფუძედ - პროტონის დაკარგვის შედეგად, ხოლო თითოეული ფუძე პროტონის მიერთების შედეგად გარდაიქმნება თავის შესაბამის მჟავად. პროტოლიტური თეორიის მიხედვით მჟავასა და ფუძეს აქვს საერთო დასახელება – პროტოლიტები.

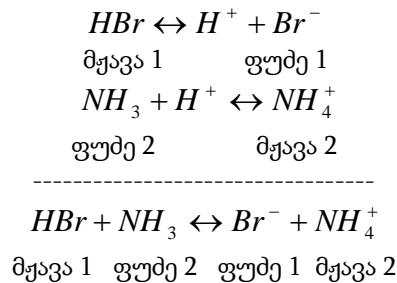
თუ ხსნარში არის მჟავა და ფუძე, რომლებიც არ არიან შეუღლებული, მაშინ მიმდინარეობს შემდეგი პროცესი:



მიმდინარე რეაქციების შეჯამებული განტოლება მიიღებს სახეს:

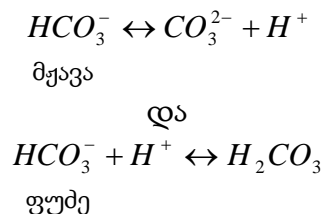


მაგალითად, ამიაკის ურთიერთქმედება ბრომწყალბადთან შეიძლება ასე ჩაიწეროს:



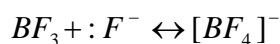
პროტოლიტური თეორიის თანახმად, მჟავა და ფუძე შეიძლება იყოს არა მხოლოდ მოლეკულები, არამედ იონებიც. ელექტროლიტური თეორია შეიძლება განხილულ იქნას, როგორც პროტოლიტური თეორიის კერძო შემთხვევა.

ერთი და იგივე ნივთიერება, გამხსნელსა და იმ ნაწილაკებზე დამოკიდებულებით, რომლებთანაც ის ურთიერთქმედებს, შეიძლება იყოს როგორც მჟავა, ისე ფუძე (ე.ი. ავლენს ამფოტერულ თვისებებს). მაგალითად:

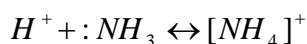


პროტოლიტურ თეორიას აქვს ნაკლოვანი მხარეებიც. ის არ გამოიყენება სისტემებში, რომლებშიც რეაქციები მიმდინარეობს წყალბადის პროტონის გარეშე. ამ ნაკლოვანებების აღმოსაფხვრელად წამოყენებული იყო მჟავასა და ფუძის განსაზღვრის სხვა მეთოდები.

აღსანიშნავია ლუისის თეორია, რომლის მიხედვითაც მჟავა (ლუისის მჟავა) წარმოადგენს ნივთიერებას, რომელიც იღებს ელექტრონულ წყვილს, ე.ი. აქცეპტორია. ფუძე (ლუისის ფუძე) ეწოდება ნივთიერებას, რომელიც გასცემს ელექტრონულ წყვილს, ე.ი. დონორია. მაგალითად, რეაქციებში:



BF_3 მჟავაა, ხოლო F^- – ფუძე.



H^+ წარმოადგენს მჟავას, $:NH_3$ - ფუძეს.

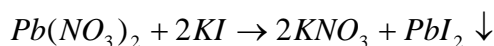
პროტოლიტური და ელექტრონული თეორიები ერთმანეთს ავსებენ, მათი დახმარებით უფრო სრულყოფილი ხდება ჩვენი წარმოდგენები მჟავასა და ფუძის, ასევე მათი ურთიერთქმედების შესახებ.

8.8. ქიმიური რეაქციების იონური ტოლობა

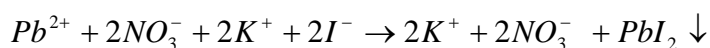
ელექტროლიტური დისოციაციის თანახმად ელექტროლიტთა წყალხსნარში მიმდინარეობს იონური რეაქციები. იონური რეაქციის ტოლობას იონური ტოლობა ეწოდება. იონური ტოლობების შედგენისას უხსნადი (ნალექი), მცირედ დისოცირებადი, მცირედხსნადი ან აირადი ნივთიერებების ჩაწერა ხდება მოლეკულური, ხოლო კარგად დისოცირებადის - იონური ფორმით.

1. რეაქცია, რომლის დროსაც გამოიყოფა უხსნარი ნივთიერება (ნალექი).

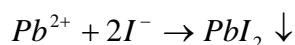
რეაქციის მოლეკულური ფორმა:



რეაქციის სრული იონური ფორმა

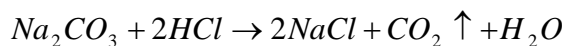


რეაქციის შეკვეცილი იონური ფორმა

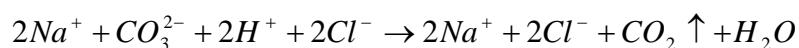


2. რეაქცია, რომლის დროსაც გამოიყოფა აირადი ნივთიერება.

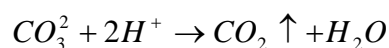
რეაქციის მოლეკულური ფორმა



რეაქციის სრული იონური ფორმა

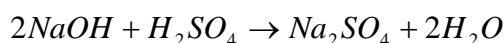


რეაქციის შეკვეცილი იონური ფორმა

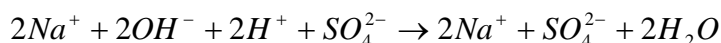


3. რეაქცია, რომლის დროსაც გამოიყოფა მცირედ დისოცირებადი ნივთიერება.

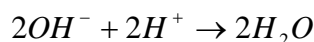
რეაქციის მოლეკულური ფორმა



რეაქციის სრული იონური ფორმა

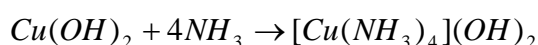


რეაქციის შეკვეცილი იონური ფორმა

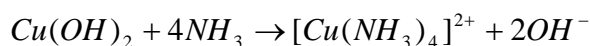


4. რეაქცია, რომლის დროსაც წარმოიქმნება კომპლექსური ნივთიერება.

რეაქციის მოლეკულური ფორმა



რეაქციის სრული იონური ფორმა



8.9. მარილის ჰიდროლიზი

მარილის იონებსა და წყალს შორის მიმდინარე მიმოცვლის რეაქციას, რომლის დროსაც წარმოიქმნება თუნდაც ერთი სუსტი ელექტროლიტი (სუსტი ფუძე, სუსტი მჟავა, ან ორივე ერთად) მარილის ჰიდროლიზი ეწოდება. ჰიდროლიზი ნეიტრალიზაციის შებრუნებული პროცესია. ჰიდროლიზს განიცდიან მხოლოდ წყალში ხსნადი მარილები.

სიძლიერის მიხედვით ფუძეები და მჟავები შეიძლება დავყოთ შემდეგ ჯგუფებად:

ძლიერი მჟავები: $HNO_3, H_2SO_4, HCl, HClO_4, HBr, HI$ და სხვ.

სუსტი მჟავები: $H_2CO_3, H_2SO_3, HF, H_2S, HNO_2, CH_3COOH$ და სხვ.

ძლიერი ფუძეები: $KOH, NaOH, Ca(OH)_2, Sr(OH)_2, Ba(OH)_2$ და სხვ.

სუსტი ფუძეები: $Cu(OH)_2, Mn(OH)_2, Fe(OH)_2, Al(OH)_3, Be(OH)_2$ და სხვ.

მარილის წყალში გახსნისას წყალბადის კათიონისა და ჰიდროქსიდის ანიონის თანაბარი კონცენტრაცია ირღვევა. ხსნარში მარილის იონები ეჯახება წყლიდან წარმოქმნილ იონებს და წარმოქმნის ლითონის ჰიდროქსიდს და მჟავას. თუ წარმოქმნილი ლითონის ჰიდროქსიდი და მჟავა ძლიერი ელექტროლიტებია,

მაშინ ისინი მთლიანად იშლებიან იონებად. თუ ელექტროლიტი სუსტია, მაშინ ის ნაკლებად დისოცირდება და მისი წარმოქმნა ამცირებს წყალბადის კათიონის ან ჰიდროქსილის ანიონის კონცენტრაციას ხსნარში. წყალბადის მაჩვენებელი შეიძლება მეტი ან ნაკლები იყოს 7-ზე. ხსნარს ექნება ან მჟავა ($H^+ > OH^-$, ე.ი. $pH < 7$) ან ტუტე ($H^+ < OH^-$, ე.ი. $pH > 7$) რეაქცია.

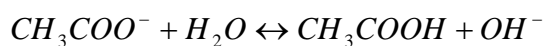
თუ მარილს განვიხილავთ, როგორც ფუძისა და მჟავას ურთიერთქმედების პროდუქტს, მაშინ ისინი შეიძლება დავყოთ ოთხ ჯგუფად:

1. სუსტი მჟავასა და ძლიერი ფუძის მარილი;
2. ძლიერი მჟავასა და სუსტი ფუძის მარილი;
3. სუსტი მჟავასა და სუსტი ფუძის მარილი;
4. ძლიერი მჟავასა და ძლიერი ფუძის მარილი.

განვიხილოთ მარილთა ჰიდროლიზი მჟავასა და ფუძის ბუნებაზე დამოკიდებულებით.

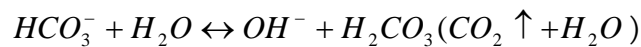
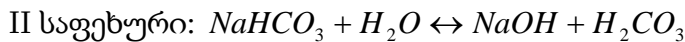
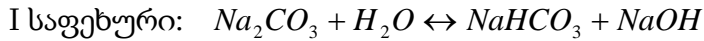
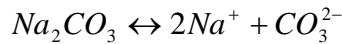
1. ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავასაგან წარმოქმნილი მარილი - CH_3COONa ძლიერი ელექტროლიტია. წყალში გახსნისას მთლიანად დისოცირდება Na^+ და CH_3COO^- -ის იონებად.
 $CH_3COONa \leftrightarrow CH_3COO^- + Na^+$

Na^+ - იონებს არ შეუძლია წყლიდან OH^- - იონების შეკავშირება და ვერ წარმოქმნიან - $NaOH$, ვინაიდან $NaOH$ ძლიერი ელექტროლიტია და ხსნარში არსებობს იონების სახით, ხოლო CH_3COO^- -იონები წყლიდან იკავშირებენ წყალბადის იონებს და წარმოქმნიან CH_3COOH - ძმარმჟავას მოლეკულებს, რომელიც სუსტი ელექტროლიტია. გამოთავისუფლებული OH^- ჰიდროქსილიონების სიჭარბის გამო ხსნარს ექნება ტუტე გარემო $pH > 7$



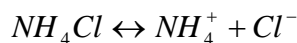
სუსტი მრავალფუძიანი მჟავასა და ძლიერი ფუძისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი მიმდინარეობს საფეხურებად - მჟავა მარილებისა და ბოლოს - სუსტი

მჟავას წარმოქმნით. მაგალითად, განვიხილოთ Na_2CO_3 -ის ჰიდროლიზი, რომელიც ორ საფეხურად მიმდინარეობს

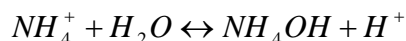
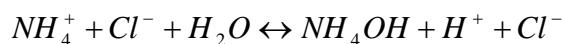


OH^- -იონების სიჭარბის გამო ხსნარს ექნება ტუტე გარემო - $pH > 7$. I საფეხური უფრო ძლიერად მიმდინარეობს, ვიდრე II საფეხური. ძლიერი განზავებისა და ტემპერატურის გაზრდით შეიძლება მოხდეს მჟავა მარილის ჰიდროლიზიც.

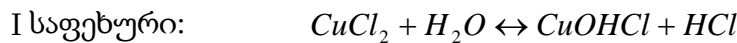
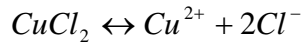
2. განვიხილოთ ძლიერი მჟავასა და სუსტი ფუძისგან წარმოქმნილი მარილის NH_4Cl ჰიდროლიზი. ის ძლიერი ელექტროლიტია და წყალში გახსნისას მთლიანად დისოცირდება NH_4^+ და Cl^- -ის იონებად:



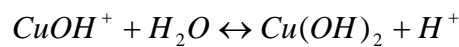
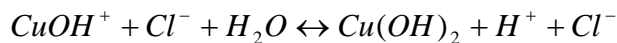
Cl^- - იონებს არ შეუძლიათ წყლიდან H^+ - იონების შეკავშირება, რადგან წარმოქმნილი HCl ძლიერი ელექტროლიტია და ხსნარში არსებობს იონების სახით, ხოლო NH_4^+ - იონები წყლიდან იკავშირებენ OH^- -ის იონებს სუსტი ელექტროლიტის NH_4OH -ის წარმოქმნით. გამოთავისუფლებული H^+ -ის იონების სიჭარბის გამო ხსნარს ექნება მჟავა გარემო - $pH < 7$.



სუსტი მრავალმჟავური ფუძისა და ძლიერი მჟავასაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი მიმდინარეობს საფეხურებად-ფუძე მარილებისა და ბოლოს სუსტი ფუძის წარმოქმნით. ჰიდროლიზის I საფეხური უფრო ძლიერად მიმდინარეობს, ვიდრე მომდევნო საფეხურები. განვიხილოთ $CuCl_2$ ჰიდროლიზი.

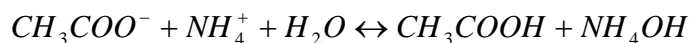


ხსნარის განზავებისა და ტემპერატურის გაზრდით შეიძლება მოხდეს ფუძე მარილის ჰიდროლიზი:



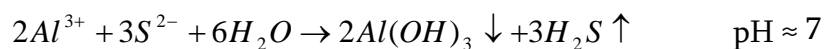
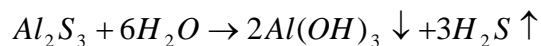
H^+ -იონების სიჭარბის გამო ხსნარს ექნება მჟავა გარემო - $pH < 7$

3. განვიხილოთ სუსტი ფუძისა და სუსტი მჟავასგან წარმოქმნილი მარილის, მაგალითად, CH_3COONH_4 ჰიდროლიზი. ამ მარილის იონები წყლიდან ერთდროულად იერთებენ როგორც H^+ -ის ისე OH^- -იონებს:



ხსნარს ექნება ნეიტრალური გარემო $pH \approx 7$

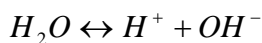
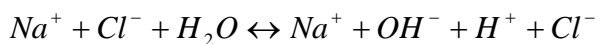
სუსტი მრავალფუძიანი მჟავასა და სუსტი მრავალმჟავური ფუძის ურთიერთქმედების შედეგად მიღებული მარილები: ალუმინის, ქრომის (III) და რკინის (III) სულფიდები, სულფიტები და კარბონატები განიცდიან სრულ ჰიდროლიზს წყალში უხსნარი ფუძეებისა და აქროლადი ნაერთების სახით:



ამ ტიპის მარილის ჰიდროლიზის შედეგად მიღებულ ხსნარს შეიძლება ჰქონდეს სუსტი მჟავა, სუსტი ფუძე ან თითქმის ნეიტრალური გარემო. ეს დამოკიდებულია მიღებული მჟავასა და ფუძის დისოციაციის ხარისხზე.

4. ძლიერი ფუძისა და ძლიერი მჟავასგან წარმოქმნილი მარილები ჰიდროლიზს არ განიცდიან. ჰიდროლიზის შედეგად მიღებული ფუძე და მჟავა

ძლიერია და წყლიდან ვერც ერთი ვერ იკავშირებს H^+ და OH^- იონებს, ამიტომ ხსნარს ექნება ნეიტრალური გარემო - $pH = 7$.



ჰიდროლიზის რაოდენობრივი დახასიათებისათვის შემოღებულია ჰიდროლიზის ხარისხის (α_3) ცნება. ჰიდროლიზებული მარილის რაოდენობის (n) შეფარდება გახსნილი მარილის საერთო რაოდენობასთან (N) წარმოადგენს ჰიდროლიზის ხარისხს.

$$r_3 = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

α_3 - დამოკიდებულია მარილის ბუნებაზე, ხსნარის ტემპერატურასა და კონცენტრაციაზე. ტემპერატურის გაზრდით და კონცენტრაციის შემცირებით ჰიდროლიზის ხარისხი იზრდება.

თავი 9. ჟანგვა - აღდგენის რეაქცია

9.1. ცნება ნაერთში ელემენტის ჟანგვის რიცხვის შესახებ

მრავალ ქიმიურ პროცესში ხდება ელექტრონების გადანაცვლება მორეაგირე ნივთიერების ერთი იონიდან, ატომიდან ან მოლეკულიდან მეორე იონზე, ატომზე ან მოლეკულაზე. ეს პროცესები არის ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები.

ჟანგვის რიცხვი ეწოდება ატომის პირობით მუხტს მოლეკულაში, იმ დაშვებიდან გამომდინარე, რომ მოლეკულა შედგება დადებითად და უარყოფითად დამუხტული იონებისგან.

ჟანგვის რიცხვი შეიძლება იყოს დადებითი, უარყოფითი ან ნულოვანი მნიშვნელობის. ლითონის ატომები ელექტრონებს გასცემენ, ამიტომ მისი ჟანგვის რიცხვი ყოველთვის დადებითია. მაგალითად: Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} და სხვ.

არალითონის ატომი, ფტორის გარდა, ავლენს როგორც დადებით, ასევე უარყოფით ჟანგვის რიცხვს. მაგალითად: S^{2-} , S^{4+} , S^{6+} და სხვ.

ატომთა ჟანგვის რიცხვი ნულის ტოლია. მაგალითად, Na^0 , Fe^0 , Ca^0 და სხვ.

მარტივი ნივთიერებების მოლეკულების ჟანგვის რიცხვი ნულის ტოლია. მაგალითად, H_2^0 , F_2^0 , O_2^0 და სხვ. იონურ ნაერთებში იონების ჟანგვის რიცხვი განისაზღვრება გაცემული ან შეძენილი ელექტრონების რიცხვით. მაგალითად, $H^+ Cl^-$, $Ca^{2+} O^{2-}$, $Al_2^{3+} O_3^{2-}$ და სხვ.

რთულ ნივთიერებებში ატომის ჟანგვის რიცხვის განსაზღვრავად უნდა გავითვალისწინოთ, რომ ამ ნივთიერებაში შემავალი ყველა ელემენტის ატომთა ჟანგვის რიცხვის ალგებრული ჯამი ნულის ტოლია. მაგალითად, H_2SO_4 - განვსაზღვროთ გოგირდის ჟანგვის რიცხვი. ის აღვნიშნოთ X-ით, წყალბადის ჟანგვის რიცხვი +1-ის ტოლია, ხოლო ჟანგბადისა -2. მათი ჟანგვის რიცხვები გავამრავლოთ ატომების რიცხვზე (ინდექსზე) და ჯამი გავუტოლოთ ნულს:

$(+1) \cdot 2 + X + (-2) \cdot 4 = 0$, $X = +6$ ე.ი. გოგირდის ჟანგის რიცხვია +6. რთული იონის შემთხვევაში, ატომების ჟანგის რიცხვების ალგებრული ჯამი ამ იონის მუხტის ტოლია. მაგალიად, გამოვთვალოთ $(MnO_4)^-$ რთულ იონში მანგანუმის ჟანგის რიცხვი: $X + (-2) \cdot 4 = -1$; $X = +7$, ე.ი. მანგანუმის ჟანგის რიცხვია +7.

პერიოდული სისტემის მთავარი ჯგუფების მიხედვით თუ ელემენტი მდებარეობს ლუწ ჯგუფში, მაშინ მისი დადებითი ჟანგის რიცხვი ლუწია. ჟანგის რიცხვის მაქსიმალური მნიშვნელობა კი ჯგუფის ნომრის ტოლია.

კენტი ჯგუფის ელემენტების დადებითი ჟანგის რიცხვი კენტია, ხოლო ჟანგის რიცხვის მაქსიმალური მნიშვნელობა შეესაბამება ჯგუფის ნომერს. ჟანგის რიცხვის უარყოფითი მნიშვნელობის მისაღებად რვას უნდა გამოვაკლოთ ჯგუფის ნომერი. მაგალითად, ელემენტი გოგირდი მდებარეობს VI ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში. მისი დადებითი ჟანგის რიცხვები იქნება: +2, +4, +6, უარყოფითი კი -2. ელემენტი ქლორი მდებარეობს VII ჯგუფის მთავარ ქვეჯგუფში. მისი დადებითი ჟანგის რიცხვები იქნება: +1, +3, +5, +7, უარყოფითი კი - (-1). გამონაკლისია ფთორი, რომლის ჟანგის რიცხვი ყოველთვის -1. ჟანგბადი, რომელიც უმეტესად ამჟღავნებს -2-ს, იშვიათად -1-ს და მხოლოდ ფთორთან +2-ს (OF_2). ელემენტი აზოტი კენტთან ერთად ამჟღავნებს ლუწ დადებით ჟანგის რიცხვებს: +1, +2, +3, +4, +5.

პერიოდული სისტემის თანაური ჯგუფის ელემენტებს ახასიათებთ ცვალებადი ჟანგის რიცხვი. ჟანგის რიცხვის მაქსიმალური მნიშვნელობა ჯგუფის ნომრის ტოლია. უმრავლეს შემთხვევაში ჟანგის რიცხვი არ ემთხვევა ვალენტობას, ე.ი. ატომის მიერ წარმოქმნილ ბმების რიცხვს.

9.2. ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია

ელექტრონული თეორიის მიხედვით ჟანგვა-აღდგენა ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც მორეაგირე ნივთიერებებში შემავალი იონების ან ატომების ჟანგის რიცხვი იცვლება. ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის პროცესში ერთი ელემენტის იონი ან ატომი გასცემს ელექტრონს, მეორისა კი იერთებს. ელემენტის

იონის ან ატომის მიერ ელექტრონის მიერთების პროცესს აღდგენა ეწოდება, ხოლო მათ მიერ ელექტრონების გაცემას – ჟანგვა. ელემენტის დადებითი მუხტი განისაზღვრება ამ ელემენტის იონის ან ატომის მიერ გაცემული ელექტრონების რიცხვით:



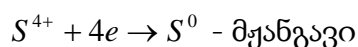
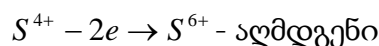
ელემენტის უარყოფითი მუხტი განისაზღვრება ამ ელემენტის იონის ან ატომის მიერ შეძენილი ელექტრონების რიცხვით:



იონი ან ატომი, რომელიც გასცემს ელექტრონებს იჟანგება, სხვას აღადგენს და აღმდგენია. ამ დროს მისი ჟანგვის რიცხვი იზრდება. მნიშვნელოვან აღმდგენებად ითვლება I, II, და III ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის ლითონები, წყალბადი, $CO, H_2S, HCl, NH_3, Na_2SO_3, Fe^{2+}$ -ის შემცველი მარილები და სხვ.

იონი და ატომი, რომელიც იძენს ელექტრონებს აღდგება, სხვას ჟანგავს და მჟანგავია. ამ დროს მისი ჟანგვის რიცხვი მცირდება. მნიშვნელოვან მჟანგავებად ითვლება: არალითონების ატომები, Fe^{3+} -ის შემცველი მარილები, ნაერთები, რომლებიც შეიცავენ ლითონებისა და არალითონების იონებს უმაღლესი ჟანგვის რიცხვით: $KMn^{7+}O_4, K_2Cr_2^{6+}O_7, KCl^{5+}O_3$ და სხვ.

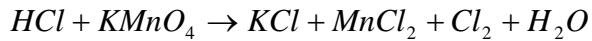
პირობების მიხედვით ზოგი ნაერთი შეიძლება იყოს როგორც აღმდგენი, ისე მჟანგავიც: HNO_2, H_2SO_3 და მათი მარილები. განვიხილოთ H_2SO_3 -ის მაგალითი:



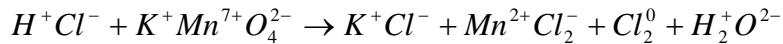
ელემენტის ელექტროუარყოფითობის ზრდასთან ერთად კლებულობს მისი აღმდგენი თვისებები და პირიქით, მატულობს მჟანგავი თვისებები.

9.3. ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის განტოლების შედგენა

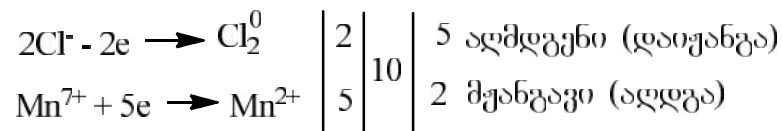
ჟანგვა-აღდგენის ელექტრონული ბალანსის მეთოდის მიხედვით აღმდგენის მიერ გაცემული ელექტრონების საერთო რიცხვი მჟანგავის მიერ შეერთებული ელექტრონების საერთო რიცხვის ტოლი უნდა იყოს. განვიხილოთ რეაქცია:



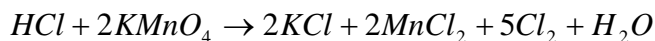
1. დავწეროთ რეაქციის განტოლება, რომლის მარცხენა და მარჯვენა ნაწილში აღვნიშნოთ თითოეული ელემენტის ჟანგვის რიცხვი:



2. ამოვწეროთ ის ელემენტები, რომლებსაც ეცვლებათ ჟანგვის რიცხვი და გამოვსახოთ ელექტრონების გაცემისა და შეერთების პროცესი (აღმდგენის მიერ გაცემული ელექტრონებისა და მჟანგავის მიერ შეერთებული ელექტრონების რიცხვი ერთმანეთის ტოლია). მჟანგავისა და აღმდგენის მიერ შეერთებული და გაცემული ელექტრონებისთვის ვიპოვოთ უმცირესი საერთო ჯერადი, რომელსაც გავყოფთ გაცემული და შეძენილი ელექტრონების რიცხვებზე:



3. მიღებული რიცხვები წარმოადგენს ჟანგვა-აღდგენის რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებების კოეფიციენტებს, რომლებიც შესაბამისად უნდა დავწეროთ ამ ნივთიერებების მოლეკულების წინ, ე.ი. მანგანუმი უნდა ავიღოთ ორი, ქლორი კი ხუთი მოლეკულა.



4. ვინაიდან, რეაქციის მარჯვენა ნაწილში ქლორის რიცხვი 16-ია, ამიტომ მარცხენა ნაწილში მარილმჟავას კოეფიციენტი იქნება 16, ხოლო გამოყოფილი წყლის მოლეკულების რაოდენობა - 8.

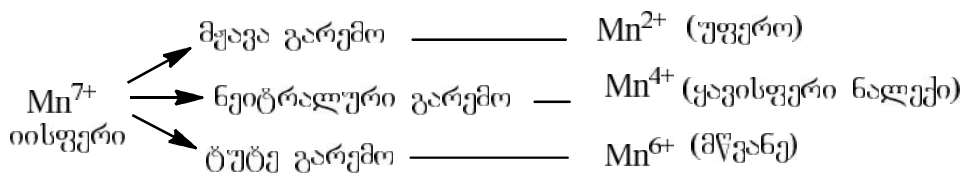


5. საბოლოოდ, ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის განტოლება შევამოწმოთ ჟანგბადის ატომების რაოდენობის მიხედვით.

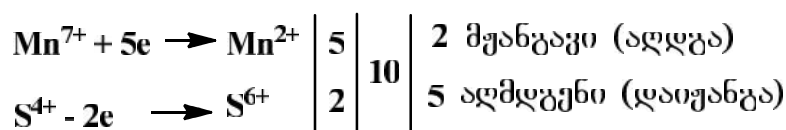
9.4. გარემოს გავლენა ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის მიმდინარეობაზე

ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის მიმდინარეობაზე დიდ გავლენას ახდენს გარემო. მჟავა, ტუტე ან ნეიტრალურ გარემოში ერთი და იგივე ნივთიერების მჟანგავი

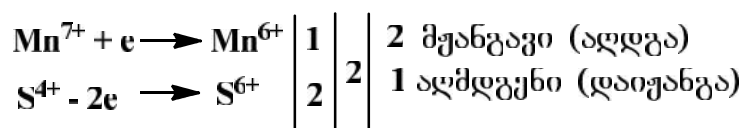
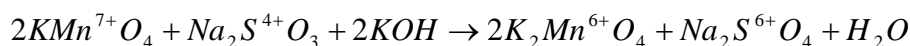
თვისებები სხვადასხვაგვარია. მაგალითისთვის განვიხილოთ კალიუმის პერმანგანატის - $KMnO_4$ აღდგენა ნატრიუმის სულფიტით - Na_2SO_3 :



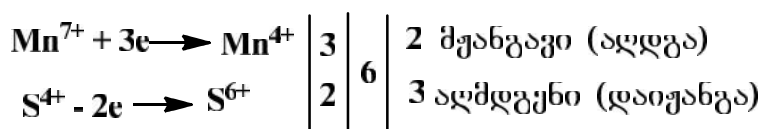
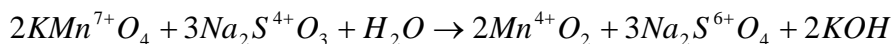
1. მჟავა გარემოს შესაქმნელად დავუმატოთ კონც. გოგირდმჟავა:



2. ტუტე გარემოს შესაქმნელად დავუმატოთ კალიუმის ტუტე:



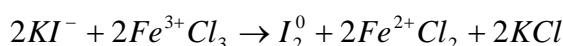
3. ნეიტრალური გარემოს შესაქმნელად დავუმატოთ გამოხდილი წყალი:

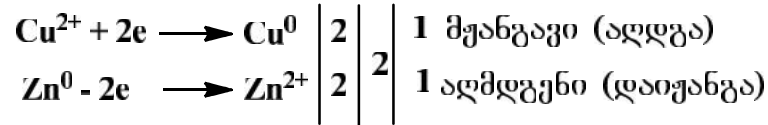
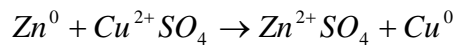
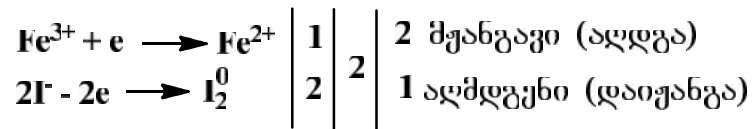


9.5. ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების კლასიფიკაცია

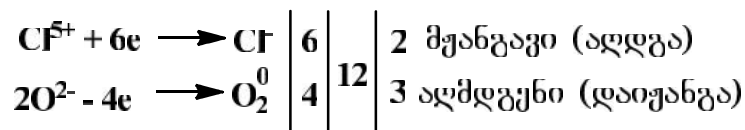
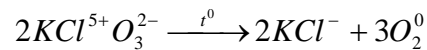
არსებობს სამი სახის ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია: მოლეკულათშორისი, შიგა-მოლეკულური და თვითჟანგვა-თვითაღდგენის (დისპროპორციონირების ანუ დი-სმუტაციის).

1. მოლეკულათშორისი ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია მიმდინარეობს სხვადასხვა ნივთიერების მოლეკულებს შორის:

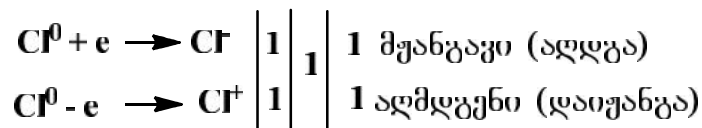
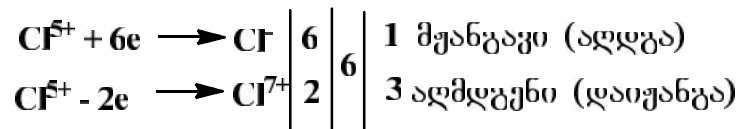




2. შიგამოლეკულური ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია მიმდინარეობს ერთი ნივთიერების მოლეკულაში შემავალი სხვადასხვა ელემენტის ატომებს შორის:



3. თვითჟანგვა-თვითაღდგენა (დისპროპორციონირების) რეაქციის მიმდინარეობისას ხდება ერთი და იგივე ელემენტის ჟანგვის რიცხვის ცვლილება:



თავი 10. ელექტროქიმიური პროცესები

10.1. ლითონების ძაბვათა მწკრივი

როგორც ცნობილია ლითონის კრისტალური მესრის კვანძებში დადებითი იონებია, რომლებიც ერთმანეთთან დაკავშირებულია საერთო ელექტრონებით. აქტიური ლითონის ფირფიტის წყალში მოთავსებისას მისი ზედაპირული იონები წყლის პოლარული მოლეკულების მოქმედებით, მოწყდებიან და გადადიან წყალში ჰიდრატირებულ მდგომარეობაში. ე.ი. ლითონის ფირფიტის სიახლოვეს ხსნარი დაიმუხტება დადებითად. ლითონში კი დარჩება ელექტრონების სიგრძე, რაც ლითონის ფირფიტას უარყოფით მუხტს ანიჭებს.

ლითონის ფირფიტაზე უარყოფითი მუხტის წარმოქმნა გამოიწვევს ხსნარში არსებული დადებითად დამუხტული იონების მიზიდვას.

ლითონსა და მისი გარემომცველი წყლის გამყოფ ზედაპირზე წარმოიქმნება ორმაგი ელექტრონული შრე. ლითონსა და ხსნარს შორის აღიმკრება პოტენცი-ალთა სხვაობა, რომელსაც ელექტროდული პოტენციალი ეწოდება.

ლითონის ჩაშვებისას თავისივე მარილის ხსნარში, როგორც წყლის შემთხვე-ვაში წარმოიქმნება პოტენციალთა სხვაობა.

თუ აქტიურ ლითონს მოვათავსებთ თავისუფალი მარილის ხსნარში, ლითონის ფირფიტიდან დადებითი იონები გადავა ხსნარში, ხოლო ფირფიტაზე დაგროვდება უარყოფითი ელექტრონები. არააქტიური ლითონის შემთხვევაში პროცესი საწინააღმდეგოდ წარიმართება, ხსნარიდან დადებითი იონები გადავა ლითონზე, რის შედეგადაც ლითონსა და ხსნარს შორის აღიმკრება პოტენციალთა სხვაობა. ხსნარი დაიმუხტება უარყოფითად, ხოლო ლითონი დადებითად.

ელექტროდული პოტენციალების აბსოლუტური სიდიდეების გაზომვა შეუძლებელია, ამიტომ სარგებლობენ ელექტროდული პოტენციალების ფარდობითი მნიშვნელობებით, რომელთა ერთეულად მიღებულია წყალბადის სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი (ცხ.10.1).

სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა სიდიდეები გამოიყენება ლითონთა ქიმიური თვისებების დასახასიათებლად. რაც უფრო დიდია პოტენციალის ალგებრული სიდიდე, მით უფრო მაღალია მისი, მჟანგავი უნარი და მით უფრო დაბალია მისი აღმდგენი უნარი.

ცხრილი10

სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალები

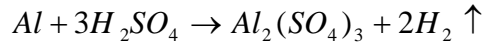
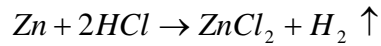
ელექტროდი	E ⁰	ელექტროდი	E ⁰
<i>Li⁺ / Li</i>	-3,045	<i>Fe²⁺ / Fe</i>	-0,447
<i>K⁺ / K</i>	-2,924	<i>Co²⁺ / Co</i>	-0,277
<i>Cs⁺ / Cs</i>	-2,923	<i>Ni²⁺ / Ni</i>	-0,234
<i>Ba²⁺ / Ba</i>	-2,905	<i>Sn²⁺ / Sn</i>	-0,141
<i>Ca²⁺ / Ca</i>	-2,864	<i>Pb²⁺ / Pb</i>	-0,1126
<i>Na⁺ / Na</i>	-2,711	<i>H⁺ / H₂</i>	0
<i>Mg²⁺ / Mg</i>	-2,370	<i>Cu²⁺ / Cu</i>	+0,338
<i>Al³⁺ / Al</i>	-1,700	<i>Ag⁺ / Ag</i>	+0,799
<i>Mn²⁺ / Mn</i>	-1,192	<i>Hg²⁺ / Hg</i>	+0,852
<i>Cu²⁺ / Cu</i>	-0,852	<i>Pt²⁺ / Pt</i>	+1,200
<i>Zn²⁺ / Zn</i>	-0,763	<i>Au²⁺ / Au</i>	+1,500

სტანდარტული პოტენციალების ცხრილში მეტალები განლაგებულია ზრდადი დადებითი პოტენციალების მიხედვით, რაც არსებითად ძაბვათა ელექტროქიმიურ მწკრივს წარმოადგენს. ეს მწკრივი იწყება ყველაზე დიდი უარყოფითი პოტენციალის მქონე ლითონით და მთავრდება ყველაზე დიდი დადებითი პოტენციალის მქონე ლითონით.

Li, K, Ba, Na, Ca, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb(H), Cu, Hg, Ag, Au

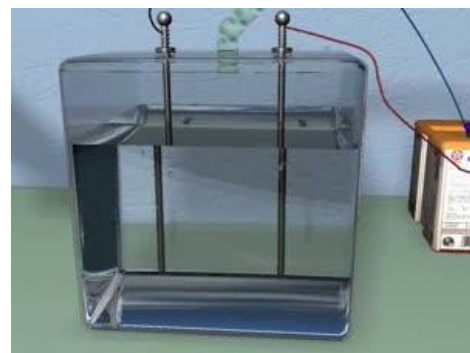
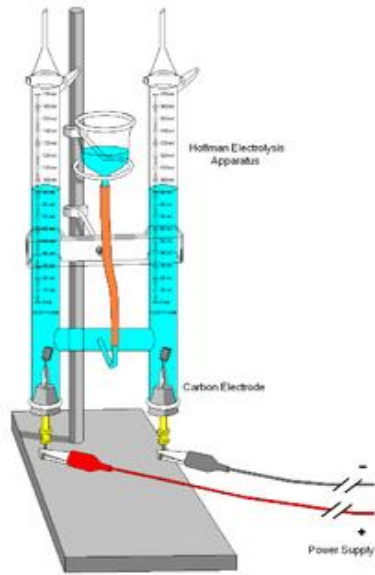
თითოეული ლითონი წყალხსნარიდან აძევებს თავის შემდგომ ლითონს. ელექტროქიმიურ ძაბვათა მწკრივში ყოველთვის მოთავსებულია წყალბადი, რაც საშუალებას იძლევა დავინახოთ, თუ რომელი ლითონები აძევებენ მას განზავებული მჟავებიდან. წყალბადის წინ მდგომი ლითონები აძევებენ

განზავებული მჟავებიდან წყალბადს, ხოლო წყალბადის შემდეგ მდგომი ლითონები ვერ აძევენ წყალბადს განზავებული მჟავებიდან.



10.2. ელექტროლიზი

ელექტროლიტი (ფუძე, მჟავა და მარილი) წყალხსნარში დაშლილია დადებითად და უარყოფითად დამუხტულ იონებად, რომლებიც ქაოსურად მოძრაობენ. ელექტრული დენი სწორედ ამ იონებს გადააქვთ. თუ ელექტროლიტის წყალხსნარში ჩავუშვებთ ელექტროდების წყაროს, მაშინ დადებითად დამუხტული იონები წარიმართებიან უარყოფითად დამუხტული ელექტროდისაკენ, კათოდისაკენ (K), ხოლო უარყოფითად დამუხტული იონები დადებითად დამუხტული ელექტროდისაკენ, ანოდისაკენ (A). დადებით იონებს კათიონი ეწოდება, ხოლო უარყოფითად დამუხტულ იონს – ანიონი.



ელექტროლიზის აპარატი

სურ.10.1

იონები ელექტროდებზე განიმუხტება. კათიონი კათოდისგან იღებს ელექტრონებს და აღდგება, ანიონი პირიქით გასცემს ელექტრონებს და იჟანგება. კათოდი ყველაზე ძლიერი აღმდგენია, ხოლო ანოდი ყველაზე ძლიერი მჟანგავი.

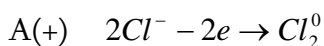
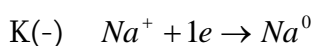
აქედან გამომდინარე კათოდზე მიმდინარეობს ალდგენის პროცესი, ხოლო ანოდზე – ჟანგვის პროცესი.

ელექტროლიტში მუდმივი დენის გატარებისას, ელექტროდებზე მიმდინარე ჟანგვა-აღდგენით პროცესს ელექტროლიზი ეწოდება.

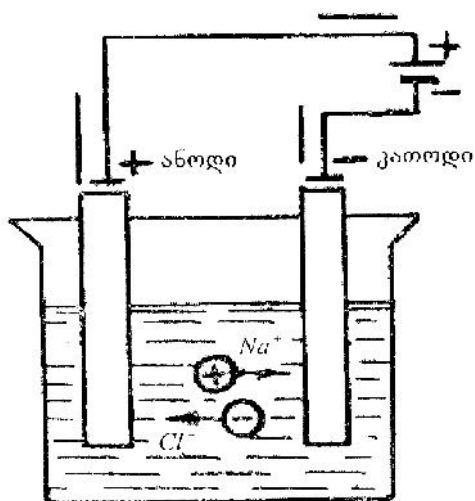
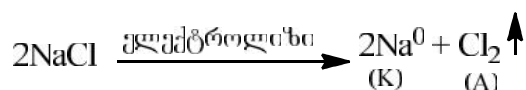
ელექტროლიტები გახსნილ და გაღობილ მდგომარეობაში არსებითად განსხვავდებიან ერთმანეთისგან. ხსნარში ელექტროლიტის იონები, ხოლო ნალღობში მარილი მთლიანადაა დისოცირებული ($\alpha = 100\%$).

განვიხილოთ ნატრიუმის ქლორიდისა და ნატრიუმის ტუტის ნალღობის ელექტროლიზი.

ნატრიუმის ქლორიდის ნალღობში ელექტრული დენის გატარებისას, ნატრიუმის კათიონი კათოდიდან იერთებს ელექტრონს და აღდგება, ხოლო ქლორის ანიონი ანოდს გადასცემს ელექტრონებს და თვითონ იჟანგება.

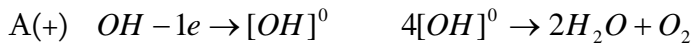
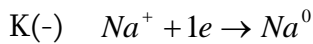
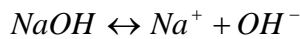


NaCl-ის ნალღობის ელექტროლიზის ჯამური რეაქცია ჩაიწერება შემდეგნაირად:



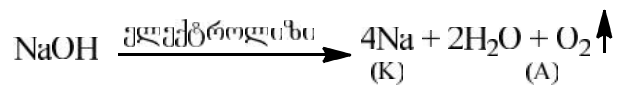
სურ.10.2 ნატრიუმის ქლორიდის ნალღობის ელექტროლიზი

განვიხილოთ ნატრიუმის ტუტის ნალღობის ელექტროლიზი



კათოდზე აღდგება ნატრიუმი, ხოლო ანოდზე ჰიდროქსილის ჯგუფი გასცემს ერთ ელექტრონს, რის შედეგადაც მიიღება ნეიტრალური ჰიდროქსილის ჯგუფი, რომელიც თავისუფალი სახით არ არსებობს და გამოყოფს წყალსა და ჟანგბადს.

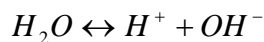
NaOH-ის ნალღობის ელექტროლიზი ჩაიწერება შემდეგნაირად:



10.3. ელექტროლიტის წყალხსნარის ელექტროლიზი

ნალღობის ელექტროლიზი არის ელექტროლიზის მარტივი შემთხვევა. ელექტროლიტის წყალხსნარის შემთხვევაში, ელექტროლიზი უფრო რთულად მიმდინარეობს.

ელექტროლიტის წყალხსნარის ელექტროლიზის დროს ელექტროლიტის იონების გარდა მონაწილეობს წყლის მოლეკულებიც. წყალი მცირედ დისოცირებადი ნივთიერებაა, მაგრამ მაინც დისოცირდება წყალბადის კათიონად და ჰიდროქსილის ანიონად:



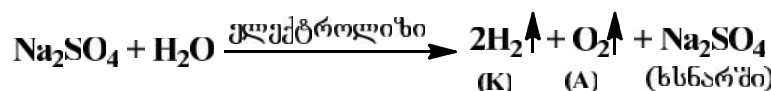
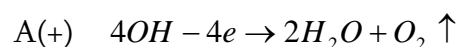
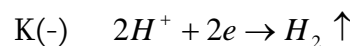
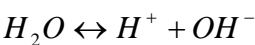
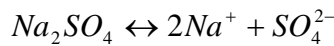
ხსნარში ელექტროდების გატარებისას კათოდისაკენ მიემართება, როგორც ლითონის, ისე წყალბადის კათიონები, ხოლო ანოდისაკენ - მჟავას ნაშთის და ჰიდროქსილის ანიონები. ელექტროლიტთა წყალხსნარებში კათიონებისთვის არსებობს კათოდზე განმუხტვის შემდეგი რიგი: $Au^{3+}, Pt^{2+}, Ag^+, Hg^{2+}, Cu^{2+}, H^+$, $Pb^{2+}, Fe^{2+}, Zn^{2+}, Al^{3+}, Mg^{2+}, Na^+, Ca^{2+}, K^+, Li^+$. ანოდზე ანიონები კი განიმუხტებიან შემდეგი თანმიმდევრობით $I^-, Br^-, Cl^-, OH^-, SO_4^{2-}, NO_3^-$. თუ ელექტროლიზის პროცესში წყალბადთან ერთად მონაწილეობს მისგან მარცხნივ მდგომი პასიური ლითონი, მაშინ კათოდზე განიმუხტება პასიური ლითონის იონი, ხოლო

წყალბადის იონი დარჩება ხსნარში. წყალბადისა და მისგან მარჯვნივ მდგომი ლითონის შემთხვევაში, კათოდზე განიმუხტება წყალბადის იონი, ხოლო ლითონის იონი რჩება ხსნარში.

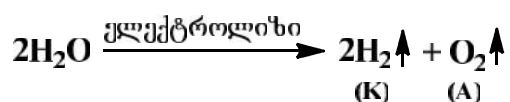
უჯანგადიანი მჟავას და ჰიდროქსიდის ანიონების შემთხვევაში ანოდზე განიმუხტება ჰიდროქსიდის ანიონი, ხოლო მჟავას ნაშთის ანიონი დარჩება ხსნარში. უუჯანგადო მჟავას ანიონისა და ჰიდროქსიდის შემთხვევაში, ანოდზე განიმუხტება უუჯანგადო მჟავური ნაშთი ანიონი (F^- - იონის გარდა), ხოლო ხსნარში დარჩება ჰიდროქსიდის ანიონი.

კონკრეტული მაგალითით განვიხილოთ სხვადასხვა მარილის წყალხსნარების ელექტროლიზი.

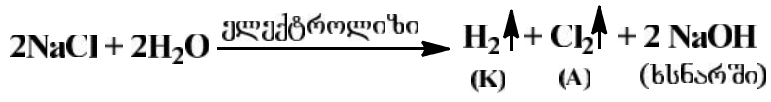
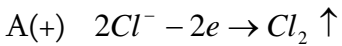
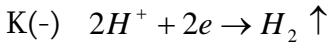
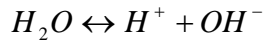
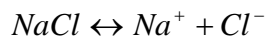
ა) Na_2SO_4 -ის წყალხსნარის ელექტროლიზი



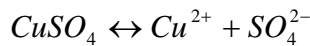
თუ ტოლობის სხვადასხვა ნაწილში შევკვეცავთ Na_2SO_4 მივიღებთ:

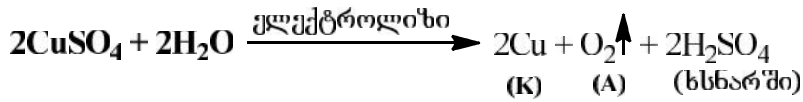
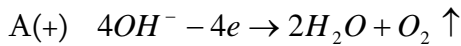
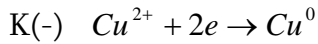
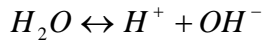


ბ) $NaCl$ -ის წყალხსნარის ელექტროლიზი

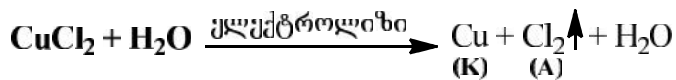
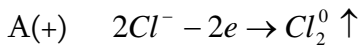
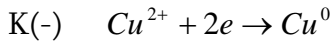
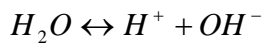
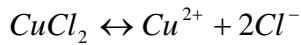


გ) $CuSO_4$ -ის წყალხსნარის ელექტროლიზი

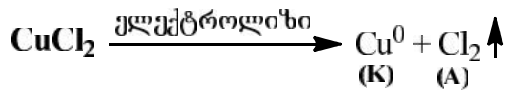




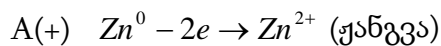
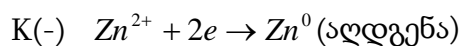
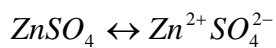
დ) $CuCl_2$ -ის წყალხსნარის ელექტროლიზი



წყლის შეკვეცის შემდეგ მივიღებთ:



ზემოთ განხილული პროცესები მიმდინარეობდა უხსნარი ანოდით. ელექტროლიზის პროცესი შეიძლება მიმდინარეობდეს ხსნადი ანოდით. ხსნადი ანოდით მიმდინარე ელექტროლიზის დროს ანოდი იჟანგება (იხსნება). იგი ხსნარში გადადის კათიონების სახით. კათოდზე მოხდება მისი აღდგენა. მაგალითად განვიხილოთ $ZnSO_4$ -ის წყალხსნარის ელექტროლიზი თუთიის ელექტროდების გამოყენებით.



ანოდზე გახსნილი (დაჟანგული) თუთიის რაოდენობა კათოდზე გამოყოფილი (აღდგენილი) თუთიის რაოდენობის ტოლია. გახსნილი მარილის კონცენტრაცია ხსნარში უცვლელი რჩება.

10.4. ელექტროლიზის კანონები

1833 წელს ფარადეიმ შეისწავლა ხსნარში გავლილი ელექტრობის რაოდენობისა და ელექტროდებზე გამოყოფილი ნივთიერების მასას შორის დამოკიდებულება და აღმოაჩინა ორი კანონი. პირველი კანონის თანახმად: ანოდზე დაჟანგული ან კათოდზე აღდგენილი ნივთიერების რაოდენობა პროპორციულია ხსნარში ან ნალღობში გავლილი ელექტრობის რაოდენობის.

$$m = K \cdot Q$$

m არის დაჟანგული ან აღდგენილი ნივთიერების მასა, (გ);

Q – ელექტრობის რაოდენობა (კლ), რომელიც დენის ძალისა და დროის ნამრავლის ტოლია;

K – ნივთიერების ელექტროქიმიური ეკვივალენტი, რომელიც გამოსახავს ერთი კულონი ელექტრობის მიერ გარდაქმნილი ნივთიერების გრამების რიცხვს. რადგან $Q = I \cdot t$, ამიტომ განტოლება ჩაიწერება შემდეგნაირად:

$$m = K I t$$

მეორე კანონის თანახმად, ელექტროდზე დალექილი ნივთიერებების რაოდენობა, ერთი და იმავე ელექტრობის გატარებისას, ქიმიური ეკვივალენტის პროპორციულია. მაგალითად, ელექტროლიტში 96 500 კ მუხტის გატარებისას ანოდზე იჟანგება ან კათოდზე აღდგება ნებისმიერი ნივთიერების 1 ეკვ. ელექტრობის ამ რაოდენობას ფარადეის მუდმივა ეწოდება, ანუ ფარადი. მეორე კანონის საფუძველზე შეიძლება ჩაიწეროს:

$$K = \frac{9}{F}$$

სადაც ϑ არის დაჟანგული ან აღდგენილი ნივთიერების ეკვივალენტი,

F – ფარადეის მუდმივა.

თუ გავაერთიანებთ ფარადეის პირველ და მეორე კანონს მივიღებთ შემდეგი მასის განტოლებას

$$m = \frac{\vartheta}{F} Q = \frac{\vartheta}{F} I t$$

ფარადეის კანონების მიხედვით, ელექტროლიზის დროს კათოდზე აღდგენილ და ანოდზე დაჟანგულ ნივთიერებათა რაოდენობა არ არის დამოკიდებული ტემპერატურასა და ხსნარის კონცენტრაციაზე.

10.5. ელექტროლიზის როლი წარმოებაში

ელექტროლიზს დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს. ელექტროლიზის საშუალებით ხდება ლითონების მიღება და გასუფთავება, ლითონის ზედაპირის დაფარვა სხვადასხვალითონის ფენით, საგნიდან ასლების მისაღებად და სხვ.

ელექტროლიზის საშუალებით შეიძლება მივიღოთ ტუტე და ტუტემიწა ლითონები, ალუმინი, ლანთანოიდები და სხვ. აქტიური ლითონების ქლორიდების ნალღობის ელექტროლიზით, ლითონებთან ერთად გამოიყოფა ქლორი, რომელსაც დიდი მნიშვნელობა აქვს ტექნიკასა და ყოფაცხოვრებაში. ასევე ქიმიურ მრეწველობაში ელექტროლიზის მეთოდით სხვადასხვა პროდუქტები მიიღება, რომელთა რიცხვს მიეკუთვნება NaOH (NaCl-ის წყალხსნარის ელექტროლიზით), მაღალი სისუფთავის წყალბადი, წყალბადის პეროქსიდი, კალიუმის პერმანგანატი და სხვ.

ელექტროლიზი გამოიყენება სხვადასხვა მინარევებისაგან ლითონების გასასუფთავებლად. ამ მეთოდს რაფინირება ეწოდება. ამ დროს გასასუფთავებელ ლითონს ანოდის სახით შეიტანენ, რომელიც გაჭუჭყიანებულია სხვადასხვა მინარევებით, ხოლო კათოდის როლს ასრულებს სუფთა ლითონი. ანოდზე მიმდინარეობს გასუფთავებელი ლითონის გახსნა, რის შედეგადაც განთავისუფლებული მინარევები ილექება ჭურჭლის ფსკერზე, ხოლო გასუფთავებული ლითონის იონები გამოიყოფა კათოდზე სუფთა სახით.

ელექტროლიზური მეთოდით ერთი ლითონის მეორეთი დაფარვის პროცესს გალვანოსტეგია ეწოდება, ეს მეთოდი გამოიყენება როგორც დეკორატიული, ასევე საგნების ზედაპირის დასაცავად, კოროზიისადმი მდგრადობის მისანიჭებლად. ყველაზე მეტად მიღებულია მოთუთიება, მონიკვლევა, მოსპილენძება, მოქრომვა, მოკალვა, მოოქვრა, მოვერცხვლა და სხვ.

ელექტროლიზური პროცესების სამუალებით შესაძლებელია საგნის ზედაპირის ასლის აღება. ამ მეთოდს გალვანოპლასტიკა ეწოდება. საგანს ან საგნის თაბაშირის ასლს დაფარავენ გრაფიტის თხელი შრით. ჩაუშვებენ ელექტროლიზერში და მიუერთებენ უარყოფით პოლუსს. ანოდად იყენებენ ნივთიერებებს, რომლისგანაც უნდათ ასლის აღება - სპილენძი, ნიკელი, ვერცხლი და სხვ. ამ მეთოდით ამზადებენ წვრილ ლითონურ ბადეებს, ფოლგებს, დასაბეჭდ სტერეოტიპებს, ასლებს ლითონების ნიმუშებიდან და სხვ.

10.6. ლითონთა კოროზია

კოროზია არის ლითონთა დაშლა-დაზიანება გარემოს ქიმიური ან ელექტროქიმიური ზემოქმედების შედეგად.

არჩევნ ქიმიური და ელექტროქიმიური კოროზიის სახეებს.

ქიმიური კოროზიის შემთხვევაში ლითონის დაშლა ხდება ელექტრული დენის აღძვრის გარეშე, როგორც მშრალი აირების, ისე არაელექტროლიტების ზემოქმედებით.

ქიმიურ კოროზიას ყველაზე ხშირად იწვევს ჰაერის ჟანგბადი. ბევრი ლითონის ჟანგვის სიჩქარე იზრდება ტემპერატურის გაზრდით. მაგალითად, მაღალ ტემპერატურაზე რკინა იფარება ნამწვის შრით. ნამწვი შრე შეიცავს ბზარებს და ფორებს, რაც ხელს უწყობს ჟანგვის პროცესს, რადგან მათ არ შეუძლიათ შეაჩერონ მჟანგავის შეღწევა ლითონში.

ზოგიერთი ლითონის ჰაერის ჟანგბადთან შეხების დროს პირიქით ნელდება კოროზიის პროცესი. ამ დროს ლითონის ზედაპირზე წარმოიქმნება ოქსიდის თხელი ფენა, რომელიც იცავს მას შემდგომი ჟანგვისაგან. მაგალითად, ალუმინის ზედაპირი იფარება Al_2O_3 -ის თხელი ფენით. ამიტომაც არის რომ ალუმინის ნაკეთობებს ხშირად იყენებენ ყოველდღიურ ცხოვრებაში სხვადასხვა ჭურჭლის და აპარატურის დასამზადებლად.

უფრო ხშირია ელექტროქიმიური კოროზიით ლითონების და მათი შენადნობების დაშლა.

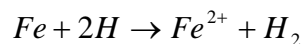
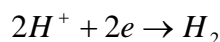
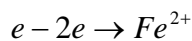
ელექტროქიმიური კოროზია არის ელექტროლიტის გარემოში ლითონის დაშლა-დაზიანება, სისტემის შიგნით ელექტრული დენის აღძვრის შედეგად.

ელექტროქიმიურ კოროზიას თან ახლავს ელექტრონთა გადასაცვლება ერთი უბნიდან მეორეში. ელექტროქიმიური კოროზიის მაგალითად შეიძლება მოვიყვანოთ სპილენძთან კონტაქტში რკინის კოროზია ელექტროლიტის ხსნარში. მაგალითად მარილმჟავაში (წყალბადიონების H^+ მაღალი კონცენტრაციის დროს). ასეთი კონტაქტის დროს წარმოიქმნება გალვანური ელემენტი. (სურ.10.3)

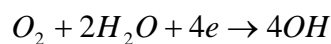


სურ.10.3 მიკროგალვანური ელემენტების წარმოქმნა ელექტროლიტთა ხსნარში

როგორც სურათიდან ჩანს, უფრო აქტიური რკინის ატომია. ის გადასცემს ელექტრონებს სპილენძის ატომს, იჟანგება ,გადაადის ხსნარში Fe^{2+} -ის იონების სახით და ქლორიდ-იონთა არეში წარმოქმნის რკინის (II) ქლორიდს.



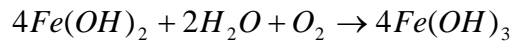
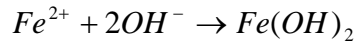
კათოდზე წყალბადის განმუხტვის ნაცვლად შეიძლება მოხდეს ელექტროლიტში გახსნილი ჟანგბადის აღდგენის პროცესი:



ამ შემთხვევაში კათოდის ზედაპირზე ელექტრონების შეკავშირება ხორციელდება ჟანგბადის მოლეკულებით, ანუ ხდება კათოდის ჟანგბადური დეპოლარიზაცია. პროცესის წარმართვა დამოკიდებულია გარემოს პირობებზე.

მჟავა არეში მიმდინარეობისას, გამოიყოფა წყალბადი, ხოლო ტუტე და ნეიტრალურ არეებში მიმდინარეობს კათოდის ჟანგბადური დეპოლარიზაცია და

წყალბადი არ გამოიყოფა. ჰიდროქსიდის იონები უერთდებიან ხსნარში გადასულ იონებს Fe^{2+} და წარმოიქმნება $Fe(OH)_2$. რკინის (II) ჰიდროქსიდი წყლისა და ჟანგბადის მეშვეობით გადადის რკინის (III) ჰიდროქსიდში



ეს უკანასკნელი ნაწილობრივ დეჰიდრატირდება.

$Fe_2O_3 \cdot H_2O$ თავისი შედგენილობით შეესაბამება ყველაზე მურა ფერის ოქსიდს.

ელექტროქიმიურ კოროზიას იწვევს მინარევები, რომელსაც ლითონი შეიცავს ან მისი ზედაპირის არაერთგვაროვნება. ლითონის ელექტროლიტთან შეხებისას, მის ზედაპირზე წარმოიქმნება მიკროგალვანური ელემენტების სიმრავლე. ამ დროს ანოდს წარმოადგენენ ლითონის ნაწილაკები, კათოდს კი - მინარევები. ანოდი იხსნება, კათოდზე კი მიმდინარეობს ელექტრონების შეკავშირება.

აქედან გამომდინარე ელექტროქიმიური კოროზიის დროს ელექტრონები გადადიან უფრო აქტიური ლითონიდან ნაკლებ აქტიურ ლითონისაკენ, რის გამოც აქტიური ლითონი კოროზირდება. კოროზიის სიჩქარე მით უფრო მეტია, რაც უფრო მეტად არიან დაცილებული ერთმანეთისაგან, სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა მწკრივში ლითონები, რომელთაგანაც წარმოიქმნა გალვანური ელემენტი.

ელექტროქიმიური კოროზიის ერთ-ერთი სახეობა არის ელექტრული ანუ ელექტროკოროზია, რასაც იწვევს მოხეტიალე დენები, რომლებიც ჩნდება ტრამვაის, მეტროს, ელექტრიფიცირებული რკინიგზის ლიანდაგიდან და სხვა-დასხვა დანადგარიდან.

მოხეტიალე დენები იწვევს ფოლადისაგან დამზადებულ მიწისქვეშა ნაკეთობების, სუსტი და ფერადი მეტალების ნაკეთობების კოროზიას. ლითონების და მათი ნაკეთობების კოროზიისაგან დასაცავად გამოიყენება სხვადასხვა მეთოდი. ლითონთა ზედაპირული დაფარვა, კოროზიისადმი მდგრადი შედგენილობის შექმნა, აგრესიულ გარემოში კოროზიის დამაყოვნებელი საშუალებების (ინჰიბიტორების) შეტანა, პროტექტორული დაცვა და სხვა.

ლიტერატურა

1. ვ. კოკოჩაშვილი, გ. ცინცაძე, თ. ცეცხლაძე. ზოგადი და არაორგანული ქიმიის კურსი. I ნაწილი, თბილისი: „განათლება“, 1988.
2. თ. წივწივაძე. ზოგადი ქიმია. თბილისი: „განათლება“, 1992.
3. ჟ. პეტრიაშვილი, მ. ცინცაძე. ზოგადი ქიმია. თბილისი: სტუ, 2007.
4. მ. ცინცაძე, მ. მაისურაძე, გ. მანველიძე. ზოგადი და არაორგანული ქიმია. თბილისი: სტუ, 2009.
5. ს. ადამია. ქიმია. თბილისი: „საქართველოს მაცნე“, 2011.
6. მ. კარაპეტიანი, ს. დრაკინი. ზოგადი და არაორგანული ქიმია. თბილისი: 1981.
7. Карапетянц М.Х.. Введение в общую химию. Москва, 1980.
8. Ахметов Н.С.. Общая и неорганическая химия. Москва, 1981.
9. Глинка Н.Л.. Общая химия. Ленинград: «Химия», 1983.
10. Некрасов Б.В.. Учебник общей химии. Москва: «Высшая школа», 1984.
11. Хомченко И.Г.. Общая химия. Москва: «Химия», 1987.
12. გ. ცინცაძე. ლ. ნაფეტვარიძე, ლ. ნაგორნაია, ნ. მაისურაძე, ნ. კუციავა. ზოგადი და კოორდინაციული ქიმიის ლაბორატორიული პრაქტიკუმი. თბილისი: „ტექნიკური უნივერსიტეტი“, 2000.

შ ი ნ ა ა რ ს ი

თავი 1. ქიმიის ძირითადი ცნებები და კანონები -----	3
1.1. ქიმიის საგანი და ამოცანები -----	3
1.2. ფიზიკური და ქიმიური მოვლენები -----	4
1.3. ქიმიური რეაქციის ძირითადი ტიპები -----	4
1.4. ატომურ-მოლეკულური მოძღვრება -----	6
1.5. ქიმიური ელემენტი -----	7
1.6. მარტივი და რთული ნივთიერებები -----	8
1.7. ალოტროპია -----	9
1.8. სუფთა ნივთიერება და ნარევი -----	9
1.9. ფარდობითი ატომური მასა -----	10
1.10. ფარდობითი მოლეკულური მასა -----	11
1.11. მოლი -----	11
1.12. ავოგადროს კანონი. ავოგადროს რიცხვი -----	12
1.13. ქიმიურ ელემენტთა მუდმივობის კანონი -----	14
1.14. მასის მუდმივობის კანონი -----	14
1.15. ნივთიერების შედგენილობის მუდმივობის კანონი -----	15
1.16. ეკვივალენტთა კანონი -----	16
1.17. ქიმიური ნაერთის ეკვივალენტი -----	18
1.18. ჯერად ფარდობათა კანონი -----	19
1.19. მოცულობათა ფარდობის კანონი -----	19
1.20. ვალენტობა -----	20
თავი 2. დ.ი. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და ელემენტთა პერიოდული სისტემა -----	23
2.1. დ. მენდელეევის მიერ პერიოდულობის კანონის აღმოჩენა -----	23
2.2. ელემენტთა პერიოდული სისტემა -----	24
თავი 3. ატომის აღნაგობა. პერიოდულობის კანონის განვითარება -----	33
3.1. რადიოაქტიურობა -----	33
3.2. ატომის აღნაგობა -----	34
3.3. ატომბირთვის აღნაგობა -----	36
3.4. იზოტოპები, იზობარები და იზოტონები -----	37
3.5. ატომბირთვული რეაქცია -----	39
3.6. ატომის კვანტურ-მექანიკური მოდელი -----	40
3.7. კვანტური რიცხვები -----	42
3.8. პაულის პრინციპი -----	47
3.9. უმცირესი ენერჯიის პრინციპი -----	48
3.10. ჰუნდის წესი -----	50

3.11. ელემენტების ელექტრონული კონფიგურაცია -----	51
3.12. პერიოდულობის კანონი და ატომის აღნაგობა -----	57
3.13. ატომების პერიოდული თვისებები -----	59
თავი 4. არაორგანული ნაერთების ძირითადი კლასები -----	62
4.1. ოქსიდი -----	62
4.2. ფუძე -----	67
4.3. მჟავა -----	70
4.4. მარილი -----	75
თავი 5. ქიმიური ბმა -----	79
5.1. იონური ბმა -----	79
5.2. კოვალენტური ბმა -----	82
5.3. კოორდინაციული ანუ დონორულ- აქცეპტორული ბმა -----	89
5.4. წყალბადური ბმა -----	90
5.5. ლითონური ბმა -----	93
თავი 6. ქიმიური რეაქციის სიჩქარე და წონასწორობა -----	95
6.1. ქიმიური რეაქციის სიჩქარე -----	95
6.2. რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციაზე -----	97
6.3. ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე -----	98
6.4. რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება კატალიზატორზე -----	99
6.5. შექცევადი და შეუქცევი რეაქციები -----	101
6.6. ქიმიური წონასწორობა -----	101
6.7. ქიმიური წონასწორობის გადახრა. ლე-შატელიეს პრინციპი -----	103
თავი 7. დისპერსიული სისტემები -----	106
7.1. ხსნარი -----	107
7.2. ხსნადობა -----	108
7.3. ნაჯერი, უჯერი და ზენაჯერი ხსნარები. ხსნარის კონცენტრაცია -----	110
7.4. ოსმოსი. ოსმოსური წნევა. ვანტ-ჰოფის კანონი -----	112
7.5. ხსნარის გაყინვისა და დუღილის ტემპერატურები. ეზულიოსკოპიური და კრიოსკოპიული მუდმივები -----	115
თავი 8. ელექტროლიტთა ხსნარები -----	117
8.1. ელექტროლიტური დისოციაცია -----	118
8.2. ელექტროლიტური დისოციაციის მექანიზმი -----	119
8.3. დისოციაციის ხარისხი. ძლიერი და სუსტი ელექტროლიტები -----	122

8.4. დისოციაციის მუდმივა -----	123
8.5. წყლის დისოციაცია - წყალბადის მაჩვენებელი -----	125
8.6. მჟავების, ფუძეების, მარილების ელექტროლიტური დისოციაცია -----	126
8.7. მჟავასა და ფუძის პროტოლიტური (პროტონული) და ელექტრონული თეორია -----	129
8.8. ქიმიური რეაქციების იონური ტოლობა -----	131
8.9. მარილთა ჰიდროლიზი -----	132
თავი 9. ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია -----	137
9.1. ცნება ნაერთში ელემენტის ჟანგვის რიცხვის შესახებ -----	137
9.2. ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია -- -----	138
9.3. ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის განტოლების შედგენა -----	139
9.4. გარემოს გავლენა ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის მიმდინარეობაზე -----	140
9.5. ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების კლასიფიკაცია -----	141
თავი 10. ელექტროქიმიური პროცესები -----	143
10.1. ლითონების დაზვათა მწკრივი -----	143
10.2. ელექტროლიზი -----	145
10.3. ელექტროლიტის წყალხსნარის ელექტროლიზი -----	147
10.4. ელექტროლიზის კანონები -----	150
10.5. ელექტროლიზის როლი წარმოებაში -----	151
10.6. ლითონის კოროზია -----	152
ლიტერატურა -----	155