

ქუქუნა კეტრიაშვილი

ზოგადი ქიმიის სალექციო კურსი

საკრეზენტაციო მასალასთან ერთად



თბილისი

2013-2016

საქართველოს ტექნიკური უნივერსიტეტი

ჟ. პეტრიაშვილი

ზოგადი ქიმიის სალექციო კურსი

საკრუზენტაციო მასალასთან ერთად



რეკომენდებულია სტუ-ის
სარედაქციო-საგამომცემლო საბჭოს
მიერ. 03.04.2013, ოქმი №2

თბილისი
2013

ზოგადი ქიმიის საფუძვლო კურსი ხაერვენტაციო მახაღასთან ერთად განკუთვნილია საქართველოს ტექნიკური უნივერსიტეტის როგორც ქიმიური ტექნოლოგიისა და მეტალურგიის ფაკულტეტის, ისე სხვა ფაკულტეტების ბაკალავრებისათვის და ემსახურება მათთვის სასწავლო მასალის გადაცემას სწავლების დემონსტრირების მეოღით.

ნაშრომში მოცემულია ზოგადი ქიმიის არსებული სასწავლო პროგრამის თითქმის ყველა საკითხი. კერძოდ: ქიმიის ძირითადი ცნებები და კანონები; ქიმიურ ელემენტთა პერიოდული სისტემის თანამედროვე ვარიანტი; თანამედროვე წარმოდგენები ატომის ადნაგობასა და ქიმიური ბმის ტიპებსა და ხასიათზე. ხსნართა თეორიისა და უანჯვი-აღფუკნის პრაცესებზე.

რეცენსენტები: ასოცირებული პროფესორი ი. ბერძენიშვილი,
ასოცირებული პროფესორი შ. ჟაფარიძე

© საგამომცემლო სახლი „ტექნიკური უნივერსიტეტი“, 2013
ISBN 978-9941-20-344-2
<http://www.gtu.ge/publishinghouse/>



ყველა უფლება დაცულია. ამ წიგნის ნებისმიერი ნაწილის (ტექსტი, ფოტო, აუდიოტროცოა ანუ სხვა) გამოყენება არცერთი ფორმითა და საშუალებით (ელექტრონული თუ მექანიკური) არ შეიძლება გამოცემლის წერილობითი ხედართვი გარეშე.
საავტორო უფლებების დარღვევა ისჯება კანონით.

შესავალი

რასაც ვეხებით, რასაც აქვს გემო და სუნი ყველაფერი ნივთიერებაა.

ქიმია შეისწავლის ნივთიერებებს, მათ გარდაქმნებს და ამ გარდაქმნათა თანხმლებ მოვლენებს.

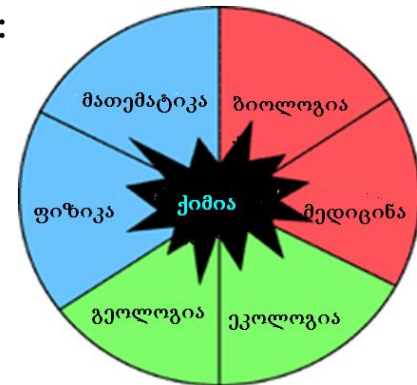
ქიმიური ტექნოლოგიები ამდიდრებს ჩვენს ცხოვრებას ახალი მედიკამენტებით, ენერჯის ახალი წყაროებით, ახალი ტექნოლოგიური მასალებით და სხვ.

ქიმიური მეცნიერების ამოცანაა:

1. ბუნებრივი რესურსების გონივრული გამოყენება;
2. ახალი ნივთიერებების მიღება და გამოყენება;
3. გარემოს დაცვა მავნე ტოქსიკური ნივთიერებებისაგან და ა.შ.

საბუნებისმეტყველო მეცნიერებები: ქიმია, ბიოლოგია, ფიზიკა, მედიცინა ერთმანეთთან მჭიდრო კავშირშია. მათი ურთიერთკავშირის შედეგად შეიქმნა ახალი მეცნიერული დარგები:

ბიოქიმია, ბიოფიზიკა, ბიოორგანული და ბიოარაორგანული ქიმია, რადიოქიმია, გეოქიმია, კოსმოქიმია, მოლეკულური ბიოლოგია, ეკოლოგია და სხვ.



ქიმიის ძირითადი მიმართულებები

ქიმიის ძირითადი მიმართულებებია: ზოგადი ქიმია, არაორგანული ქიმია, ორგანული ქიმია, ანალიზური ქიმია და ფიზიკური ქიმია.

ზოგადი ქიმია შეისწავლის ქიმიის ზოგად თეორიულ ნაწილს.

არაორგანული ქიმია შეისწავლის ელემენტის ნაერთებსა და მათ თვისებებს.

ორგანული ქიმია შეისწავლის ნახშირბადატომთა შემცველ ორგანულ ნაერთებს.

ანალიზური ქიმია განსაზღვრავს ნივთიერებათა თვისებრივ და რაოდენობრივ შედგენილობას.

ფიზიკური ქიმია შეისწავლის ნივთიერებათა კვლევის ფიზიკურ მეთოდებსა და ქიმიური რეაქციების მექანიზმს.

რატომ უნდა ვისწავლოთ ქიმია?

ქიმიის ცოდნა აუცილებელია იმ პროფესიის ადამიანებისათვის, რომლებიც მუშაობენ ისეთ დარგებში, რომელთა არასრული ჩამონათვალი მოცემულია სურათზე.



ლექცია 1. ქიმიის ძირითადი ცნებები და კანონები

1.1. ატომი, მოლეკულა, ქიმიური ელემენტი;

1.2. მარტივი და რთული ნივთიერება;

1.3. ალოტროპია;

ეს საინტერესოა; რატომ დაიშალა ღილები?

1.4. ქიმიურ რეაქციათა ძირითადი ტიპები;

ეს საინტერესოა; რატომ იბერება მანქანის საავარიო ბალიში?

1.5. მასისა და ენერგიის მუდმივობის კანონი;

1.6. შედგენილობის მუდმივობის კანონი;

1.7. ფარდობითი ატომური და მოლეკულური მასა;

1.8. მოლი – ნივთიერების რაოდენობა;

1.9. ეკვივალენტი. ეკვივალენტის კანონი;

1.10. ჯერად ფარდობათა კანონი;

1.11. მოცულობათა ფარდობის კანონი, ავობადროს კანონი;

1.12. იდეალური აირის მდგომარეობის განტოლება;

1.13. აირადი ნივთიერების მოლეკულური მასის განსაზღვრა;

1.14. დ.ი. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და პერიოდული სისტემა.

1.1. ატომი, მოლეკულა, ქიმიური ელემენტი

ნივთიერება ეწოდება მატერიის კონკრეტულ ფორმას. ნივთიერება მოლეკულებისაგან შედგება;

მოლეკულა არის ნივთიერების უმცირესი ნაწილაკი, მისი დაყოფის ზღვარი, რომელსაც შენარჩუნებული აქვს ამ ნივთიერების შედგენილობა და ქიმიური თვისებები; მოლეკულები შედგება ატომებისაგან;

ატომი ელემენტის ელექტრონეიტრალური ნაწილაკია, რომელიც თავის მხრივ შედგება ატომბირთვისა და ელექტრონული გარსისაგან.

ატომების ერთობლიობას, რომელთა ატომბირთვის მუხტი ერთნაირია ეწოდება ქიმიური ელემენტი.

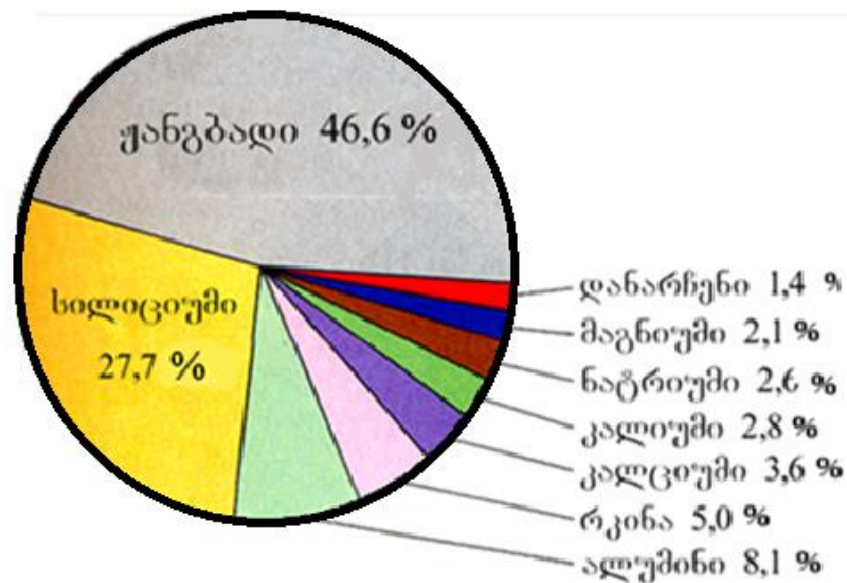
ელემენტების შემცველობა დედამიწის ქერქში

დედამიწის ქერქში (დედამიწის ზედა მყარი ფენა— 30–40 კმ) ძირითადად გვხვდება ჟანგბადშემცველი ნივთიერებები;

ჟანგბადშემცველ ნივთიერებათა შორის ყველაზე მეტია სილიკატები (SiO_3^{-2}), რომელთაგანაც აგებულია მთის ქანები. შემდეგ მოდის კარბონატები (CO_3^{-2}); გვხვდება ასევე სულფიდური (S^{-2})

და სულფატური (SO_4^{-2}) მინერალები;

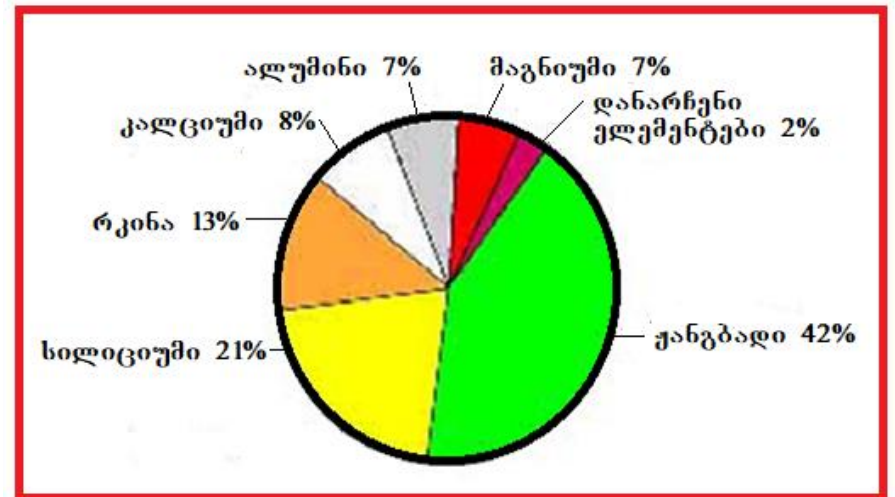
დედამიწის ქერქში პრაქტიკულად არ გვხვდება **Tc, Pr, At, Fr** და ტრანსურანული ელემენტები.



ელემენტები მეტეორიტებსა და მთვარის ზედაპირზე

- მეტეორიტებში დადგენილია 70 ქიმიური ელემენტის არსებობა;
- განსაკუთრებით დიდი პროცენტული შემცველობით გამოირჩევა:
- ციურ სხეულებს შორის შედარებით უკეთესადაა შესწავლილი მთვარის ზედაპირი, რომელიც ძირითადი კომპონენტებით დედამიწის ქერქის შედგენილობის მსგავსია.

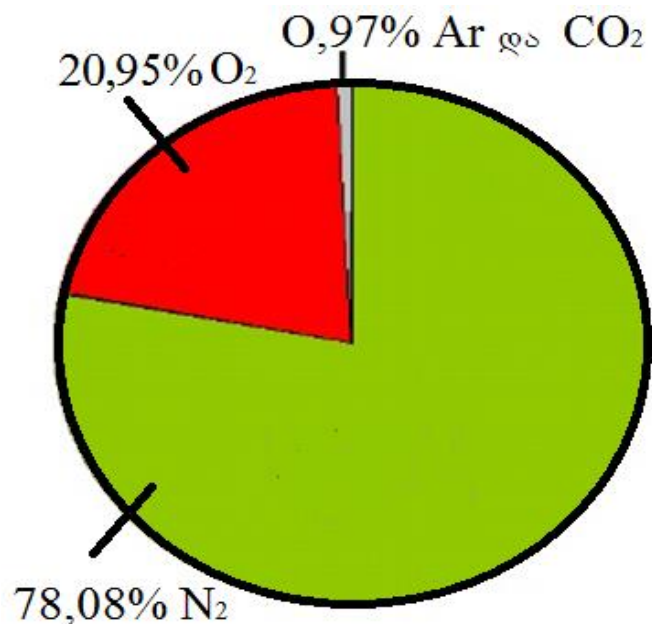
ჟანგბადი (O) – 33,4 %,
რკინა (Fe) – 28,1 %,
სილიციუმი (Si) – 16,7 %,
მაგნიუმი (Mg) – 12,9 %.



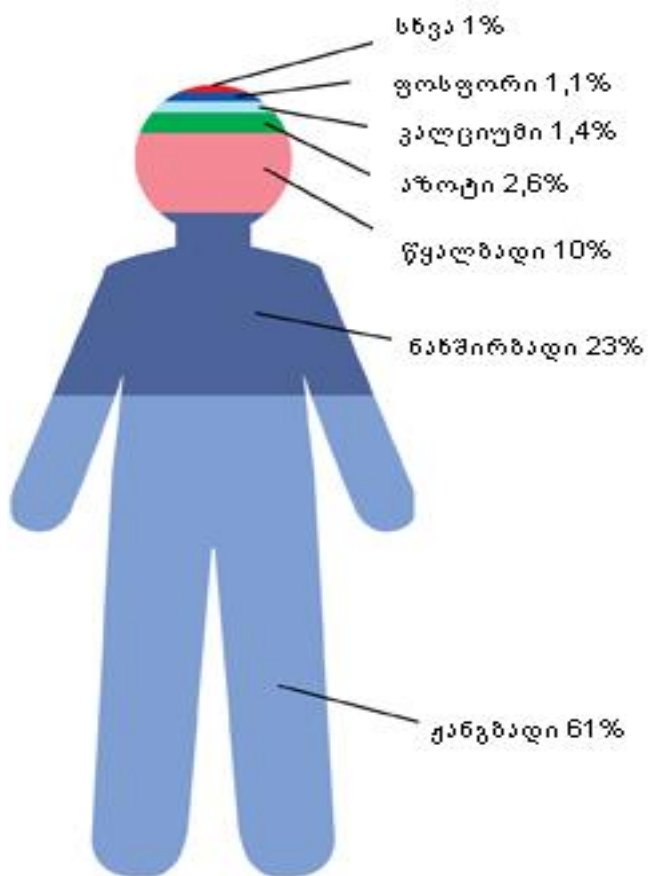
ატმოსფეროს შედგენილობა

დედამიწაზე ყველაზე მეტად გავრცელებულია ელემენტი ჟანგბადი (**O**), კოსმოსში კი—უმსუბუქესი ელემენტი წყალბადი (**H**). მზე ძირითადად წყალბადისაგან (**H₂**) შედგება.

რაც შეეხება ატმოსფეროს ქიმიურ შედგენილობას, მისი ქვედა ფენა – ტროპოსფერო (დედამიწის ქერქიდან 10–12კმ), ძირითადად ნივთიერებების ჟანგბადისა (**O₂**) და აზოტისაგან (**N₂**) შედგება.



ცოცხალი ორგანიზმის (ადამიანი) ძირითადი ელემენტები



ცოცხალი ორგანიზმების შედგენილობაში ძირითადად დომინირებს შემდეგი ელემენტები: ჟანგბადი (**O**), ნახშირბადი (**C**), წყალბადი (**H**) და აზოტი (**N**);

სიცოცხლისათვის აუცილებელი ნივთიერება წყალი (**H₂O**) შეიცავს ელემენტებს - ჟანგბადსა (**O**) და წყალბადს (**H**);

ცოცხალი ორგანიზმებისათვის ასევე მნიშვნელოვანია ე.წ. მინერალები: ნატრიუმი (**Na**), მაგნიუმი (**Mg**), კალციუმი (**Ca**), ფოსფორი (**P**), კალიუმი (**K**), გოგირდი (**S**) და ქლორი (**Cl**);

მნიშვნელოვანია აგრეთვე მიკროელემენტები, რომელთა პროცენტული შემცველობა ადამიანის ორგანიზმში ძალიან მცირეა (1%-ზე ნაკლებია). მაგალითად, ელემენტი რკინა (**Fe**).

მცენარეებისათვის აუცილებელი ელემენტებია: აზოტი (**N**), ფოსფორი (**P**), კალიუმი (**K**), კალციუმი (**Ca**), მაგნიუმი (**Mg**), წყალბადი (**H**) და ჟანგბადი (**O**). მაგნიუმს (**Mg**) შეიცავს ქლოროფილი, რომელიც მცენარის ძირითადი შემადგენელი კომპონენტია.

1.2. მარტივი და რთული ნივთიერებები

მარტივია ნივთიერება, რომლის მოლეკულები მხოლოდ ერთი ელემენტის ატომებისაგან შედგება.

- მარტივ ნივთიერებათა მოლეკულებში ატომთა რიცხვი შეიძლება სხვადასხვა იყოს: ზოგიერთი მარტივი აირადი ნივთიერების მოლეკულები ორატომიანია. ასეთია, მაგალითად, H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , F_2 ; ინერტული აირების მოლეკულები ერთატომიანია – He , Ne , Ar ; ოზონის მოლეკულა სამატომიანია (O_3).

ოთხ ატომს შეიცავს თეთრი ფოსფორი (P_4), ხოლო რვა ატომს – კრისტალური გოგირდის მოლეკულა (S_8).

რთულია ნივთიერება, რომლის მოლეკულები სხვადასხვა ელემენტის ატომებისაგან შედგება.

მაგ., H_2SO_4 რთული ნივთიერებაა. მის შედგენილობაშია წყალბადის (H) ორი ატომი, გოგირდის (S) ერთი ატომი და ოთხ ატომი.

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

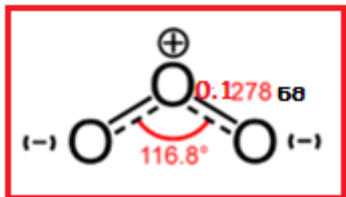
1.3. ალოტროპია

ალოტროპია არის ელემენტის უნარი, წარმოქმნას რამდენიმე, თვისებებით განსხვავებული მარტივი ნივთიერება

- ელემენტი ჟანგბადი წარმოქმნის ორ მარტივ ნივთიერებას – ჟანგბადს (O_2) და ოზონს (O_3).
- ჟანგბადი (O_2) უფერო, უსუნო, სიცოცხლისათვის აუცილებელი აირია.

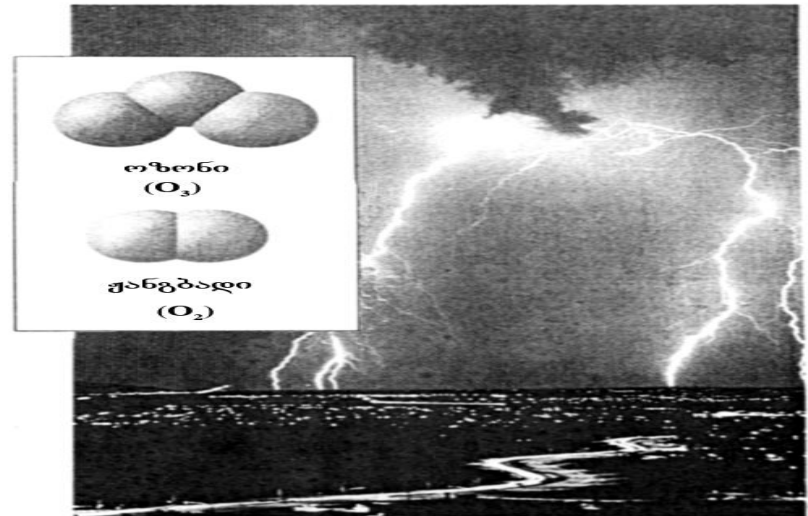
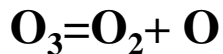


- ოზონი (O_3) დამახასიათებელი სუნის მქონე, ტოქსიკური ცისფერი აირია.

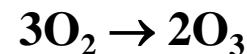


ოზონი (O_3)

- ოზონი არამდგრადი ნაერთია. მისი დაშლის შედეგად წარმოიქმნება მოლეკულური და ატომური ჟანგბადი:



ელექტრული განმუხტვის ან ულტრაიისფერი სხივების მოქმედებით ჟანგბადისაგან წარმოიქმნება ოზონი:



ნახშირბადის ალოტროპიული სახეცვლილებები

ნახშირბადის მნიშვნელოვანი ალოტროპიული სახეცვლილებებია: ალმასი, ფულერენი და გრაფიტი.

ალმასი მტკიცე ნაერთია. ალმასში ყველა ბმა ტოლფასია. იგი თეთრი, ბრწყინავი კრისტალებია.

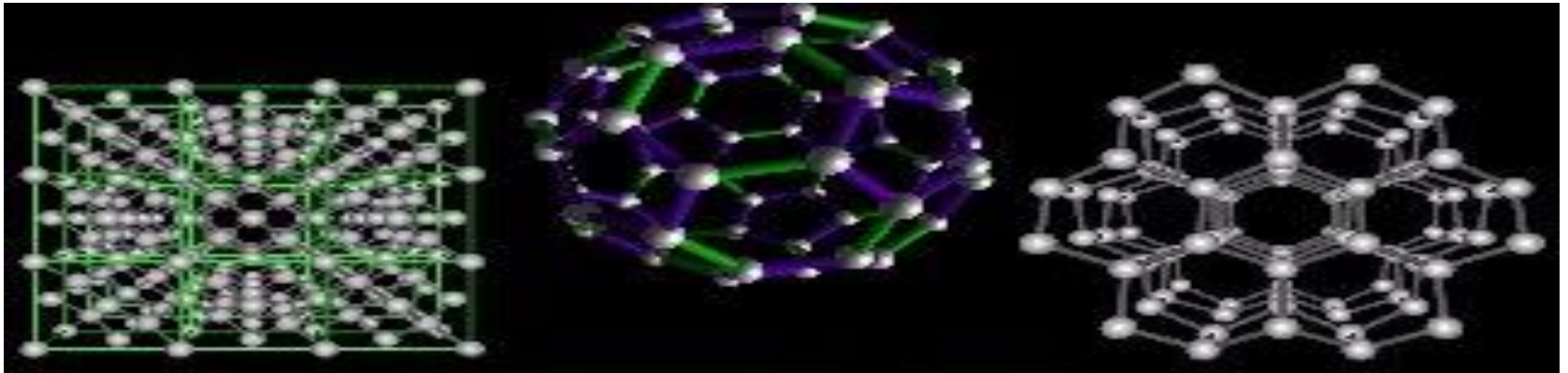
ფულერენ-60 – ციკლური სტრუქტურის მქონე ყვითელი ფერის ნივთიერებაა; აღმოჩენილ იქნა 1985 წელს. ფულერენ-60-ში ნახშირბადის 60 ატომია. ნახშირბადის თითოეული ატომი უკავშირდება ნახშირბადის სხვა ატომებს და წარმოიქმნება 12 ხუთწევრა ან 20 ექვსწევრა ციკლი.

გრაფიტი პრიალა ზედაპირიანი ნაცრისფერი მყარი ფხვნილია. მასში ნახშირბადის ატომები წარმოქმნის მდგრად ექვსკუთხედებს. ექვსკუთხედების ფენებს შორის მანძილი ბევრად უფრო მეტია, ვიდრე თვით ექვსკუთხედში ნახშირბადის ატომებს შორისაა, ამიტომ შრეების ურთიერთგადაადგილება თავისუფლად არის შესაძლებელი.

ალმასი

ფულერენ-60

გრაფიტი

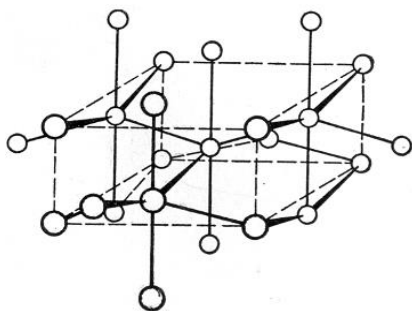


ეს საინტერესოა რატომ დაიშალა ღილები?

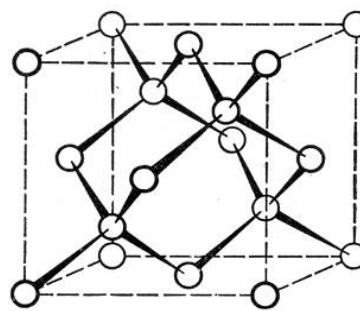
XIX საუკუნის ბოლოს უცნაური შემთხვევა მოხდა: პეტერბურგში, ტანსაცმლის საწყოში შეინახეს ვერცხლისფერღილებიანი სამხედრო ტანსაცმელი. 1 წლის შემდეგ საწყოში მისულ სამხედროებს ტანსაცმელი ღილების გარეშე დახვდათ.

ღილები კალისაგან (**Sn**) იყო დამზადებული. არსებობს კალის 2 ალოტროპიული სახეცვლილება – თეთრი და რუხი კალა, რომლებსაც განსხვავებული სტრუქტურა აქვს. მოვერცხლისფრო თეთრი კალა ლითონია. იგი მდგრადია -13°C ტემპერატურამდე. უფრო დაბალ ტემპერატურაზე თეთრი კალა არალითონური თვისებების მქონე რუხი ფერის ფხვნილად გარდაიქმნება.

ღიტერატურაში ეს მოვლენა „კალის ჭირის“ სახელწოდებითაა ცნობილი.



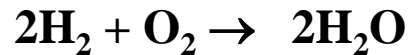
თეთრი კალა – ლითონი



რუხი კალა – არალითონი

1.4. ქიმიურ რეაქციათა ძირითადი ტიპები

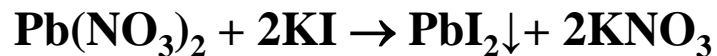
შეერთების, ანუ სინთეზის რეაქცია ეწოდება რეაქციას, რომლის დროსაც 2 ან რამდენიმე მარტივი ან ნაკლებად რთული ნივთიერებისაგან მიიღება ერთი რთული ნივთიერება:



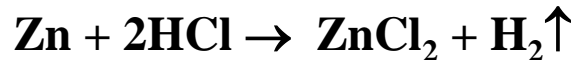
დაშლის, ანუ ანალიზის რეაქცია ეწოდება რეაქციას, რომლის მიმდინარეობისას ერთი რთული ნივთიერებისაგან მიიღება რამდენიმე ახალი მარტივი ან ნაკლებად რთული ნივთიერება:



მიმოცვლის რეაქცია ეწოდება რეაქციას, რომლის მიმდინარეობისას რთული ნივთიერების მოლეკულები მიმოიცვლება შემადგენელი ნაწილებით:



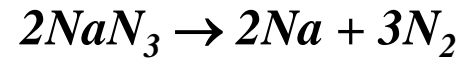
ჩანაცვლების რეაქცია ეწოდება რეაქციას, რომლის დროსაც მარტივი ნივთიერების ატომები ჩანაცვლებს რთული ნივთიერების მოლეკულის ატომებს:



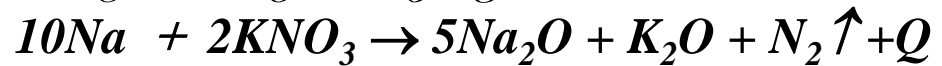
ეს საინტერესოა
რატომ იბერება
მანქანის საავარიო
ბალიში?

მანქანის უსაფრთხოების ბალიში იბერება ნივთიერებათა დაშლის რეაქციის შედეგად წარმოქმნილი აირით (N_2).

საავარიო ბალიშის გასაბერად ძირითადად იყენებენ ნატრიუმის აზიდის (NaN_3) და კალიუმის ნიტრატის (KNO_3) ნარევს. NaN_3 დარტყმის ან ნაპერწკლის ზემოქმედებით ძალიან სწრაფად იშლება:

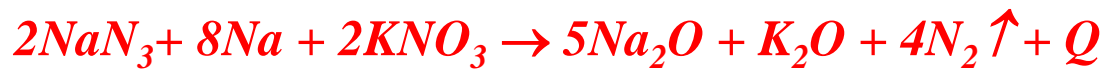


წარმოქმნილი Na რეაქციაში შედის KNO_3 -თან, რის შედეგადაც კვლავ აირადი აზოტი (N_2) გამოიყოფა:



რეაქცია ეგზოთერმულია, რაც ხელს უწყობს ბალიშის სწრაფ გაბერვას.

- შეჯამებული რეაქცია ასე გამოისახება:



1.5. მასის და ენერჯიის მუდმივობის კანონი

ქიმიურ რეაქციაში შესული ნივთიერებების მასა რეაქციის შედეგად მიღებულ ნივთიერებათა მასის ტოლია (ლომონოსოვი, 1741 წ.; ლავუაზიე, 1789 წ.).

ენერჯია არ წარმოიქმნება არაფრისაგან და არ ქრება უკვალოდ, არამედ ერთი სახის ენერჯია სხვა სახის ენერჯიად გარდაიქმნება.

მასის და ენერჯიის ურთიერთკავშირი გამოისახება აინშტაინის განტოლებით:

$$E = mc^2, \quad (1)$$

სადაც m -ით აღინიშნება მასა (გ), E -თი – ენერჯია (ჯოული),
 c -თი – სინათლის გავრცელების სიჩქარე ($3 \cdot 10^8$ კმ/წმ).

აინშტაინის ფორმულის მიხედვით, მასის გარდაქმნა ენერჯიად შესამჩნევია მხოლოდ ისეთი პროცესების დროს, როდესაც გამოიყოფა დიდი ენერჯია.

მაგალითად, 1 კგ ურანის (^{235}U) ბირთვის გახლეჩის დროს გამოიყოფა $8,23 \cdot 10^{13}$ ჯოული ენერჯია, სადაც მასის დეფექტი – $m = E/c^2$ შეადგენს 0,915 გ-ს.

ქიმიური რეაქციების დროს გამოყოფილი ენერჯია იმდენად უმნიშვნელოა, რომ შეიძლება მისი უგულებელყოფა.

მაგალითად, 1 კგ ნიტროგლიცერინის აფეთქებისას გამოიყოფა $8 \cdot 10^8$ ჯოული ენერჯია. მასის ცვლილება ($8,9 \cdot 10^{-8}$ გ) იმდენად უმნიშვნელოა, რომ შეიძლება ვთქვათ: ქიმიური რეაქციები ემორჩილება მასის მუდმივობის კანონს.

1.6. შედგენილობის მუდმივობის კანონი

1799 წელს ფრანგმა ქიმიკოსმა ჯოზეფ პრუსტმა აღმოაჩინა ქიმიის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი კანონი – შედგენილობის მუდმივობის კანონი:

ქიმიურად სუფთა ნივთიერების მასური შედგენილობა მუდმივია და არ არის დამოკიდებული მისი მიღების მეთოდზე.

მაგალითად, სუფრის მარილის შედგენილობა ყოველთვის ერთნაირია, მიუხედავად იმისა, თუ რა ხერხი იქნა გამოყენებული მის მისაღებად.

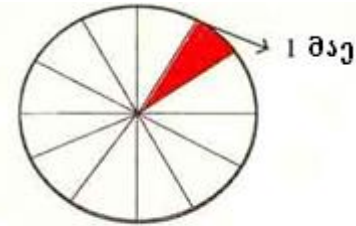
NaCl -ში Na -ის მასური წილი ყოველთვის 39,31 % -ის ტოლია, ხოლო Cl -ის მასური წილი – 60,69 %-ის.



ზღვის წყლის აორთქლებით და გადაკრისტალლებით მიღებული სუფრის მარილი

1.7. ფარდობითი ატომური და მოლეკულური მასა

- ატომის მასა ძალიან მცირე სიდიდეა: მაგალითად, წყალბადის ატომის აბსოლუტური მასა $m(H) = 1,67 \cdot 10^{-27}$ კგ, ჟანგბადის $m(O) = 26,67 \cdot 10^{-27}$ კგ, ნახშირბადის $m(C) = 19,93 \cdot 10^{-27}$ კგ. ასეთი მცირე სიდიდეებით სარგებლობა ძალზე მოუხერხებელია, ამიტომ ქიმიაში ტრადიციულად სარგებლობენ არა ატომთა აბსოლუტური მასებით, არამედ ფარდობით ატომურ მასათა მნიშვნელობებით.
- ატომის მასის გამოსახვისათვის მიღებულია ფარდობითი სიდიდე – მასის ატომური ერთეული (მაე), რაც ნახშირბადის ^{12}C იზოტოპის ატომის მასის $1/12$ -ის, ანუ $m(C)/12 = 19,93 \cdot 10^{-27} \text{ კგ} / 12 = 1,66 \cdot 10^{-27}$ კგ-ის ტოლია.



ნახშირბადის ატომი

მასის ატომური ერთეული (მაე) ნახშირბადის ^{12}C იზოტოპის ატომის მასის $1/12$ -ია.

- ქიმიური ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა გამოისახება რიცხვით, რომელიც გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ აღემატება მოცემული ელემენტის ატომის აბსოლუტური მასა ნახშირბადის ^{12}C იზოტოპის ატომის მასის $1/12$ -ს (მასის ატომურ ერთეულს).
- ასეთი შეფარდებით შესაძლებელია ნებისმიერი ქიმიური ელემენტის ფარდობითი ატომური მასის გამოთვლა:

$$A_r(O) = m(O) / 1\text{მაე} = 26,67 \cdot 10^{-27} / 1,66 \cdot 10^{-27} = 15,999$$

$$A_r(H) = m(H) / 1\text{მაე} = 1,67 \cdot 10^{-27} / 1,66 \cdot 10^{-27} = 1,008.$$

ფარდობითი მოლეკულური მასა

ნივთიერების ფარდობითი მოლეკულური მასა (M_r) ეწოდება რიცხვს, რომელიც გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ მეტია მოცემული ნივთიერების მოლეკულის საშუალო მასა ნახშირბადის (^{12}C) იზოტოპის ატომის მასის $1/12$ -ზე, ანუ მასის ატომურ ერთეულზე.

ნივთიერების ფარდობითი მოლეკულური მასა გამოითვლება ნივთიერების ქიმიური ფორმულის მიხედვით. იგი ტოლია მასში შემავალი ელემენტების ფარდობითი ატომური მასების ჯამისა, ინდექსების გათვალისწინებით.

მაგალითად, განვსაზღვროთ გოგირდმჟავას ფარდობითი მოლეკულური მასა:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = A_r(\text{H}) \cdot 2 + A_r(\text{S}) + A_r(\text{O}) \cdot 4 = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$$

1.8. მოლი – ნივთიერების რაოდენობა

ერთეულთა საერთაშორისო სისტემაში (SI) ნივთიერების რაოდენობის ერთეულად მიღებულია **მოლი (n)**.

მოლი ნივთიერების ის რაოდენობაა, რომელიც შეიცავს მოცემული ნივთიერების იმდენსავე სტრუქტურულ ნაწილაკს (მოლეკულა, ატომი, იონი), რამდენი ატომიცაა **12 გ** მასის ნახშირბადის $^{12}_6\text{C}$ იზოტოპში.

დადგენილია, რომ **12 გ** ნახშირბადის $^{12}_6\text{C}$ იზოტოპში **$6,022 \cdot 10^{23}$** ატომია. ამ რიცხვს ავოგადროს რიცხვი (N_A) ეწოდება. ე.ი. თითოეული ნივთიერების ერთი მოლი შეიცავს **$6,022 \cdot 10^{23}$** სტრუქტურულ ნაწილაკს (მოლეკულა, ატომი, იონი).

მოლური მასა

1 მოლი ნივთიერების მასას მოლური მასა (M) ეწოდება. მოლური მასა მოცემული ნივთიერებისათვის მუდმივი სიდიდეა. ნივთიერების მოლური მასის რიცხვითი მნიშვნელობა ემთხვევა ნივთიერების ფარდობით მოლეკულურ მასას.

ფარდობითი მასისაგან განსხვავებით, მოლურ მასას აქვს განზომილება: გ/მოლი ან კგ/მოლი. მაგალითად,

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18; \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ გ/მოლი}$$

ნივთიერების მასას (m), მოლს (n) და მოლურ მასას (M) შორის დამოკიდებულება გამოისახება ფორმულებით:

$$M = m/n \text{ გ/მოლი}, \quad m = n \cdot M \text{ გ}, \quad n = m/M \text{ მოლი}$$

მოლური მოცულობა

- სხვადასხვა აირის ერთი მოლი ნორმალურ პირობებში – 0°C , (273K) და 1 ატმ (101.3 კპა) – იკავებს $22,4\text{ ლ}$ მოცულობას.
- ერთი მოლი აირადი ნივთიერების მიერ დაკავებულ მოცულობას მოლური მოცულობა ეწოდება ($V_{\text{მოლ}}$).

დასკვნა:

- ნებისმიერი აირადი ნივთიერების $6,02 \cdot 10^{23}$ მოლეკულა ნორმალურ პირობებში იკავებს $22,4\text{ ლ}$ მოცულობას.

$$n = N / N_A = N / 6,02 \cdot 10^{23}$$

დავაკავშიროთ ერთმანეთს მოლის გამოსათვლელი ფორმულები:

$$n = V / V_M = m / M_r = N / N_A$$

1.9. ეკვივალენტი. ეკვივალენტის კანონი

ეკვივალენტი

- ელემენტის იმ რაოდენობას, რომელიც ქიმიურ რეაქციებში უერთდება ან ჩანაცვლება წყალბადის ატომის ერთ მოლს, ელემენტის ეკვივალენტი ეწოდება.

მაგალითად, ისეთ ნაერთებში, როგორიცაა HCl , H_2O , NH_3 , CH_4 ქლორის (Cl), ჟანგბადის (O), აზოტის (N) და ნახშირბადის (C) ეკვივალენტები, შესაბამისად, 1, 1/2, 1/3 და 1/4 მოლის ტოლია.

- ქიმიური ეკვივალენტი არ წარმოადგენს მუდმივ სიდიდეს და მისი განსაზღვრა ძირითადად ექსპერიმენტების – ნივთიერების ქიმიური ანალიზის ან ჩანაცვლების რეაქციის – საფუძველზე ხდება.
- მაგალითად, ოქრო უშუალოდ არ მოქმედებს წყალბადთან და არ ჩანაცვლებს მას მჟავებში. ექსპერიმენტულად დადგენილია, რომ AuCl_3 -ის წარმოქმნისას ოქროს 197 მასური წილი ურთიერთქმედებს 106,5 მასურ წილ ქლორთან. ქლორის ქიმიური ეკვივალენტი 35,5-ია. აქედან ოქროს ქიმიური ეკვივალენტი ტოლი იქნება $E_{\text{Au}} = (197 \cdot 35,5) / 106,5 = 65,7$.

ნივთიერების ქიმიური ეკვივალენტი

ნივთიერების ქიმიური ეკვივალენტი ეწოდება მის ისეთ წონით რაოდენობას, რომელიც მოცემულ რეაქციაში ურთიერთქმედებს ერთ ეკვივალენტ წყალბადთან (1,008 მასური წილი), ერთ ეკვივალენტ ჟანგბადთან (8 მასური წილი) ან ერთ ეკვივალენტ სხვა ნივთიერებასთან.

მჟავას ეკვივალენტის მაქსიმალური მნიშვნელობა ტოლია მისი ფარდობითი მოლეკულური მასის შეფარდებისა მჟავას ფუძიანობაზე (ლითონით ჩანაცვლების უნარის მქონე წყალბადის ატომთა რიცხვზე). მაგალითად,

$$E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49, \text{ სადაც}$$

98 გოგირდმჟავას ფარდობითი მოლეკულური მასაა, ხოლო 2 – ლითონით ჩანაცვლების უნარის მქონე წყალბადის ატომთა რიცხვი.

კერძო შემთხვევისათვის მჟავას ეკვივალენტის გამოსათვლელად საჭიროა გავითვალისწინოთ, თუ მჟავაში წყალბადის რამდენი ატომი ჩანაცვლდა ლითონით ან რამდენ ეკვივალენტ ტუტესთან შევიდა მჟავა რეაქციაში.

მაგალითად, რეაქციისათვის:



$E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49$, სადაც 98 გოგირდმჟავას ფარდობითი მოლეკულური მასაა, ხოლო 2 – ჩანაცვლებული წყალბადის ატომთა რიცხვია, ან **NaOH**-ის მოლთა რიცხვი, რომელიც წყალბადის 2 ეკვივალენტს შეესაბამება.

ფუძის ეკვივალენტი

ფუძის ეკვივალენტის მაქსიმალური მნიშვნელობის გამოსათვლელად ფუძის ფარდობით მოლეკულურ მასას აფარდებენ ჰიდროქსიდის (OH)⁻ ჯგუფების რიცხვზე ან, რაც იგივეა, ამ ფუძეში ლითონის ვალენტობაზე.

- **E Ca(OH)₂ = 74/2=38**, სადაც 74 კალციუმის ჰიდროქსიდის ფარდობითი მოლეკულური მასაა (**Mr Ca(OH)₂ = 74**), ხოლო 2 – ჰიდროქსიდის ატომთა რიცხვია.
- **E (Al(OH)₃) = 78/3=26**, სადაც 78 ალუმინის ჰიდროქსიდის ფარდობითი მოლეკულური მასაა, ხოლო 3 – ჰიდროქსიდის ატომთა რიცხვი.
- კერძო შემთხვევაში უნდა გავითვალისწინოთ, თუ რამდენი ჰიდროქსიდის ჯგუფი ჩანაცვლდა სხვა ატომებით ან რადიკალებით ან რამდენ ეკვივალენტ მჟავასთან შევიდა იგი რეაქციაში. მაგალითად, რეაქციისათვის:

Ca(OH)₂ + HCl → CaOHCl + H₂O **E (CaOH)₂ = 74/1=74**, სადაც 74 კალციუმის ჰიდროქსიდის ფარდობითი მოლეკულური მასაა, ხოლო 1 – ჩანაცვლებული ჰიდროქსიდის ჯგუფის რიცხვი.

Ca(OH)₂ + 2HCl → CaCl₂ + H₂O **E (Ca(OH)₂) = 74/2=38**, სადაც 74 კალციუმის ჰიდროქსიდის ფარდობითი მოლეკულური მასაა, ხოლო 2 – ჩანაცვლებული ჰიდროქსიდის ჯგუფთა რიცხვი.

მარილის ეკვივალენტი

მარილის ეკვივალენტი გამოითვლება მარილის ფარდობითი მოლეკულური მასის შეფარდებით ლითონის ატომთა რიცხვისა და ლითონის ვალენტობის ნამრავლთან.

- მაგალითად, $E(\text{NaCl}) = 58,5/1 = 58,5$, სადაც 58,5 ნატრიუმის ქლორიდის ფარდობითი მოლეკულური მასაა, ხოლო 1 – ნატრიუმის ატომთა რიცხვისა და მისი ვალენტობის ნამრავლია.
- $E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342/6 = 57$, სადაც 342 ალუმინის სულფატის ფარდობითი მოლეკულური მასაა, ხოლო 6 – ალუმინის ატომთა რიცხვისა და მისი ვალენტობის ნამრავლი.

კერძო შემთხვევაში მარილის ეკვივალენტი შესაძლებელია განისაზღვროს ქიმიური განტოლების მიხედვით ქიმიურ რეაქციაში მონაწილე სხვა ცნობილი ეკვივალენტის მქონე ნივთიერების მოლთა რიცხვით.

- მაგალითად, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{K}_2\text{SO}_4$. მოცემულ რეაქციაში მარილის ერთი მოლი რეაგირებს KOH -ის სამ მოლთან, რომელიც შეესაბამება სამ ეკვივალენტ წყალბადს.
- $E(\text{KAl}(\text{SO}_4)_2) = M_r(\text{KAl}(\text{SO}_4)_2) / 3 = 162,1 / 3 = 54,03$.

ამრიგად, იმისათვის, რომ განვსაზღვროთ ნივთიერების ეკვივალენტი, საჭიროა შევადგინოთ ქიმიური რეაქციის ტოლობა და მოცემული ნივთიერების მოლეკულური მასა შევფარდოთ რეაქციაში შესული სხვა ნივთიერების ეკვივალენტების რიცხვთან.

ეკვივალენტის კანონი

მარტივი და რთული ნივთიერებები ერთმანეთს უერთდება მათი ეკვივალენტების პროპორციული რაოდენობით.

მათემატიკურად ეს კანონი ასე გამოისახება:

$$\mathbf{m_1 / m_2 = E_1 / E_2, \quad m_1 / E_1 = m_2 / E_2, \quad \text{სადაც}}$$

$\mathbf{m_1}$ და $\mathbf{m_2}$ მორეაგირე ნივთიერებათა მასებია, ხოლო

$\mathbf{E_1}$ და $\mathbf{E_2}$, შესაბამისად, მათი ეკვივალენტებია.

ამ განტოლების გამოყენებით შესაძლებელია მარტივი და რთული ნივთიერებების ეკვივალენტების გამოთვლა. მაგალითად, ცნობილია, რომ 1,44გ ლითონი წარმოქმნის 2,72 გ ოქსიდს. ლითონის ეკვივალენტი ასე გამოითვლება:

$$1,44 / 2,72 - 1,44 = E_{\text{ლით.}} / E_{\text{ჟანგბ.}}$$

$$1,44 / 1,28 = E_{\text{ლით.}} / 8$$

$$E_{\text{ლით.}} = (1,44 \cdot 8) : 1,28 = 9$$

აირადი ნივთიერებებისათვის ეკვივალენტის კანონი ასე ფორმულირდება:

აირების მოცულობები, რომლებიც უნაშთოდ ურთიერთქმედებს ერთმანეთთან, მათი ეკვივალენტური მასების პირდაპირპროპორციულია.

- აირების შემთხვევაში ეკვივალენტის კანონს ექნება შემდეგი სახე:

$$\mathbf{V_1 / E_1 = V_2 / E_2,}$$

სადაც V_1 და V_2 აირების მოცულობაა.

აირის მოცულობა, მუდმივი ტემპერატურისა და წნევის დროს, მისი მასის პროპორციულია. იმ შემთხვევისათვის, როდესაც ერთ-ერთი მორეაგირე ნივთიერება აირადია, ხოლო მეორე ნივთიერება – მყარი, ეკვივალენტის კანონი ასე გამოისახება:

$$\mathbf{m / E_1 = V / E_2}$$

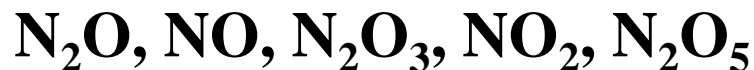
1.10. ჯერად ფარდობათა კანონი

თუ ორი ელემენტი წარმოქმნის რამდენიმე ქიმიურ ნაერთს, ერთი ელემენტის სხვადასხვა მასა, რომელიც მოდის მეორე ელემენტის ერთსა და იმავე მასაზე, ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც მარტივი მთელი რიცხვები.

ჯერად ფარდობათა კანონი – დალტონი 1803 წელი.

ორი ელემენტისაგან შესაძლებელია რამდენიმე ნაერთის წარმოქმნა.

მაგალითად, აზოტი ჟანგბადთან წარმოქმნის ხუთ ოქსიდს:



1გ აზოტზე მოცემულ ოქსიდებში მოდის **0,57; 1,14; 1,71, 2,28, 2,85**გ ჟანგბადი. მიღებულ რიცხვებს თუ შევაფარდოთ ერთმანეთს, მივიღებთ:

$$\mathbf{0,57 : 1,14 : 1,71 : 2,28 : 2,85 = 1 : 2 : 3 : 4 : 5}$$

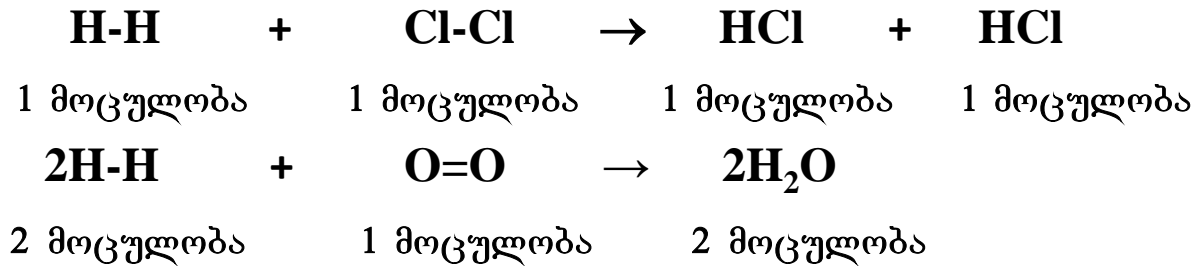
	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
აზოტის მასური რაოდენობა	1	1	1	1	1
ჟანგბადის მასური რაოდენობა	0,57	1,14	1,71	2,28	2,85

1.11. მოცულობათა უარღობის კანონი, ავოგადროს კანონი

რეაქციაში მონაწილე და რეაქციის შედეგად წარმოქმნილ აირთა მოცულობები, ერთნაირი წნევისა და ტემპერატურის პირობებში, ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც მარტივი მთელი რიცხვები (ფრანგი მეცნიერი გეი-ლუსაკი).

მაგალითად, 1 ლ ქლორის შეერთებით 1 ლ წყალბადთან წარმოიქმნება 2 ლ ქლორწყალბადი. 1 ლ უანგბადის 2 ლ წყალბადთან შეერთებისას წარმოიქმნება 2 ლ წყლის ორთქლი.

გეი-ლუსაკის კანონის ასახსნელად იტალიელმა მეცნიერმა ავოგადრომ გამოთქვა მოსაზრება, რომ აირად ნივთიერებათა მოლეკულები ორი ატომისაგან შედგება:



- აირების ტოლი მოცულობები, ერთნაირი წნევისა და ტემპერატურის პირობებში, მოლეკულათა ტოლ რიცხვს შეიცავს.
- სხვადასხვა აირის ერთნაირი რაოდენობის მოლეკულები, ერთნაირ პირობებში, ერთსა და იმავე მოცულობას იკავებს.

1.12. იდეალური აირის მდგომარეობის განტოლება

აირის მოცულობა დამოკიდებულია წნევაზე და ტემპერატურაზე. ეს დამოკიდებულება გამოისახება იდეალური აირის მდგომარეობის განტოლებით:

$$PV=nRT, \quad (1)$$

სადაც

P- აირის წნევა, პა (1 ატმ = 101325 პა = 101,325 კპა);

V – მოცულობა, მ³ (სმ³ = 1•10⁻⁶ მ³);

n – მოლი;

T – აბსოლუტური ტემპერატურა, კელვინი (273+t⁰C);

R – აირთა მუდმივა (**R** = 8,314 ჯ/მოლი);

R-ის სიდიდე დამოკიდებულია მოცულობისა და წნევის გაზომვის ერთეულზე. მაგალითად, თუ მოცულობა გაზომილია ლ-ით, წნევა კი ატმოსფეროებით და ტემპერატურა კელვინებით, მაშინ **R=0,082 ატმ• ლ /მოლი• K**

(1) ფორმულაში მოლის მნიშვნელობის შეტანით მივიღებთ ფორმულას, რომელიც შეიძლება გამოვიყენოთ აირადი ნივთიერების ფარდობითი მოლეკულური მასის განსაზღვრისათვის:

$$PV=m / M_r RT ;$$

$$M_r = m RT / PV$$

1.13. აირადი ნივთიერების მოლეკულური მასის განსაზღვრა

ავოგადროს კანონიდან გამომდინარეობს, რომ სხვადასხვა აირის ტოლი მოცულობის მასები ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც მათი მოლეკულური მასები:

$$\begin{aligned}M_1 : M_2 &= m_1 : m_2 \\m_1 : m_2 &= D, \quad M_1 : M_2 = D, \text{ საიდანაც} \\M_1 &= D \cdot M_2\end{aligned}$$

D არის ერთი აირის ფარდობითი სიმკვრივე მეორე აირის მიმართ.

- ამ ფორმულების საშუალებით შესაძლებელია განისაზღვროს აირადი ნივთიერებების ფარდობითი მოლეკულური მასები.

სავარჯიშო: გაიანგარიშეთ აირადი ნივთიერების ფარდობითი მოლეკულური მასა, თუ:

1. ნივთიერების სიმკვრივე ჰელიუმის მიმართ 11-ის ტოლია ($D_{\text{He}} = 11$).

ამოხსნა: $M_r(\text{He})=4$; $M_1 = D_{\text{He}} \cdot M_2 = 11 \cdot 4 = 44$

2. ნივთიერების სიმკვრივე ჰაერის მიმართ 2-ის ტოლია ($D_{\text{ჰაერ}} = 2$).

ამოხსნა: $M_r(\text{ჰაერი})=29$, $M_1 = D_{\text{ჰაერ}} \cdot M_2 = 2 \cdot 29 = 58$

1.14. დ.ი. მენდელეევის პერიოდულობის კანონი და პერიოდული სისტემა

მართივ ნივთიერებათა თვისებები, აბრეთვე ელემენტთა ნაერთების ფორმები და თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია ელემენტთა ატომური მასის სიდიდესთან (1869 წ.).

პერიოდულობის კანონისა და პერიოდული სისტემის საფუძველზე მენდელეევის მიერ დადგენილ იქნა მთელი რიგი მნიშვნელოვანი დასკვნები:

1. აღმოჩენილი 29 ელემენტისათვის მენდელეევი სისტემაში დატოვა ცარიელი ადგილები; მან იწინასწარმეტყველა ახალი ელემენტების არსებობა, დაწვრილებით აღწერა 3 ელემენტის თვისებები და მისცა მათ პირობითი სახელწოდებები – ეკაბორი, ეკაალუმინი და ეკასილიციუმი. მენდელეევის წინასწარმეტყველება ბრწყინვალედ დადასტურდა – ზემოთ ხსენებული სამივე ელემენტი მის სიცოცხლეშივე იქნა აღმოჩენილი, ხოლო ნაწინასწარმეტყველები თვისებები ზუსტად დაემთხვა ცდით განსაზღვრულ თვისებებს. ელემენტებს მიეცათ სახელწოდებები: გალიუმი (**Ga**), სკანდიუმი (**Sc**) და გერმანიუმი (**Ge**).
2. მენდელეევი პერიოდულ სისტემაში შეცვალა ელემენტების მიმდევრობა რამდენიმე ადგილზე; მეტი ატომური მასის მქონე ელემენტი მოათავსა უფრო წინ, ვიდრე ნაკლები ატომური მასის მქონე ელემენტი, რათა ერთნაირი თვისებების ელემენტები მოხვედრილიყო ერთ ჯგუფში. მაგალითად, არგონი (**Ar**) მოათავსა კალიუმის (**K**) წინ, კობალტი (**Co**) – ნიკელის (**Ni**) წინ და ა.შ.

ა	ბ	ქიმიურ ელემენტთა პერიოდული სისტემა						ა	ბ	ა	ბ			
1	H							H 1,008 1		He 4,003 2				
2	Li 6,941 3 ლითიუმი	Be 9,012 4 ბერილიუმი	B 10,811 5 ბორი	C 12,011 6 ნახშირბადი	N 14,007 7 აზოტი	O 15,999 8 ოქსიგენი	F 18,998 9 ფტორი		Ne 20,179 10 ნეონი					
3	Na 22,99 11 ნატრიუმი	Mg 24,305 12 მაგნიუმი	Al 26,982 13 ალუმინი	Si 28,085 14 სილიციუმი	P 30,974 15 ფოსფორი	S 32,066 16 გოგირდი	Cl 35,453 17 კლორი		Ar 39,948 18 არგონი					
4	K 39,098 19 კალიუმი	Ca 40,078 20 კალციუმი	Sc 44,956 21 სკანდიუმი	Ti 47,88 22 ტიტანი	V 50,941 23 ვანადიუმი	Cr 51,996 24 ქრომი	Mn 54,938 25 მანგანუმი	Fe 55,847 26 რკინა	Co 58,933 27 კობალტი	Ni 58,69 28 ნიკელი				
	Cu 63,546 29 სპილენძი	Zn 65,39 30 თუთია	Ga 69,723 31 გალიუმი	Ge 72,59 32 გერმანიუმი	As 74,922 33 დარიშხანი	Se 78,96 34 სელენი	Br 79,904 35 ბრომი	Kr 83,80 36 კრიპტონი						
5	Rb 85,468 37 რუბიდიუმი	Sr 87,62 38 სტრონციუმი	Y 88,906 39 იტრიუმი	Zr 91,224 40 ცირკონიუმი	Nb 92,906 41 ნიობიუმი	Mo 95,94 42 მოლიბდენი	Tc 97,907 43 ტექნეციუმი	Ru 101,07 44 რუთენიუმი	Rh 102,905 45 როდიუმი	Pd 106,42 46 პალადიუმი				
	Ag 107,868 47 ვერცხლი	Cd 112,41 48 კადმიუმი	In 114,82 49 ინდიუმი	Sn 118,710 50 კალა	Sb 121,75 51 სტიბიუმი	Te 127,60 52 ტელური	I 126,904 53 იოდი	Xe 131,29 54 ქსენონი						
6	Cs 132,905 55 ცეზიუმი	Ba 137,33 56 ბარიუმი	La 138,905 57 ლანთანი	Hf 178,49 72 ჰაფნიუმი	Ta 180,948 73 ტანტალი	W 183,85 74 ვოლფრამი	Re 186,207 75 რენიუმი	Os 190,2 76 ოსმიუმი	Ir 192,22 77 ირიდიუმი	Pt 195,08 78 პლატინა				
	Au 196,966 79 ოქრო	Hg 200,59 80 ვერცხლისწყ	Tl 204,383 81 თალიუმი	Pb 207,2 82 ტყვია	Bi 208,980 83 ბისმუტი	Po 208,982 84 პოლონიუმი	At 209,987 85 ასტატი	Rn 222,018 86 რადონი						
7	Fr 223,02 87 ფრანციუმი	Ra 226,025 88 რადიუმი	Ac 227,028 89 ასტინიუმი	Rf 104 [261] 104 რუზერფორდი	Db 105 [262] 105 დუბნიუმი	Sg 106 [263] 106 სიბორგიუმი	Bh 107 [262] 107 ბორიუმი	Hs 108 [265] 108 ჰასიუმი	Mt 109 [266] 109 მეიტნერიუმი	110 [272]				
* ლანთანოიდები														
	Ce 58 140,12	Pr 59 140,908	Nd 60 144,24	Pm 61 144,913	Sm 62 150,36	Eu 63 151,96	Gd 64 157,25	Tb 65 158,925	Dy 66 162,50	Ho 67 164,930	Er 68 167,26	Tm 69 168,934	Yb 70 173,04	Lu 71 174,967
** აქტინოიდები														
	Th 90 232,038	Pa 91 231,036	U 92 238,029	Np 93 237,048	Pu 94 244,064	Am 95 243,061	Cm 96 247,070	Bk 97 247,070	Cf 98 251,08	Es 99 252,083	Fm 100 257,095	Md 101 258,099	No 102 259,101	Lr 103 260,105

ატომური მასა

Pb	82
207,2	
ტყვია	

გამონაკლისები პერიოდულ სისტემაში

პერიოდულ სისტემაში დაშვებული იყო გამონაკლისები:

1. ყველა ელემენტი არ იყო მოთავსებული ატომური მასის ზრდის მიხედვით. მაგალითად, არგონი (**Ar** – 39,9) და კალიუმი (**K** – 39); კობალტი (**Co** – 58,9) და ნიკელი (**Ni** – 58,7); ტელური (**Te** – 127,8) და იოდი (**I** – 126,9); თორიუმი (**Th** – 232) და პროტაქტინიუმი (**Pa** – 231).
2. ყველა ელემენტის ვალენტობის მაქსიმალური მნიშვნელობა არ ემთხვეოდა ჯგუფის ნომერს. მაგალითად, ჟანგბადი (**O**) – VI ჯგუფის ელემენტია, იგი ორვალენტიანია; ფთორი (**F**) VII ჯგუფშია, იგი ერთვალენტიანია.
3. ლანთანოიდები და აქტინოიდები განთავსდა ცალკე მწკრივებად სისტემის ქვემოთ.

ყველა ამ გამონაკლისის ახსნა შესაძლებელი გახდა ატომის აღნაგობის თეორიის განვითარების საფუძველზე.

ლექცია 2. ატომის აღნაგობა. ელექტრონული ფორმულები

- 2.1. რეზერვორდის ექსპერიმენტი;
- 2.2. ატომის აღნაგობის რეზერვორდის კლანეტარული მოდელი;
- 2.3. ატომის აღნაგობა და ბორის თეორია;
- 2.4. ელექტრომაგნიტური სპექტრები;
- 2.5. კვანტური რიცხვები;
- 2.6. ატომური ორბიტალების შევსების თანამიმდევრობა.

2.1. რეზერვორის ექსპერიმენტი

XIX საუკუნის დასასრულამდე ატომი განუყოფელ ნაწილაკად იყო მიჩნეული.

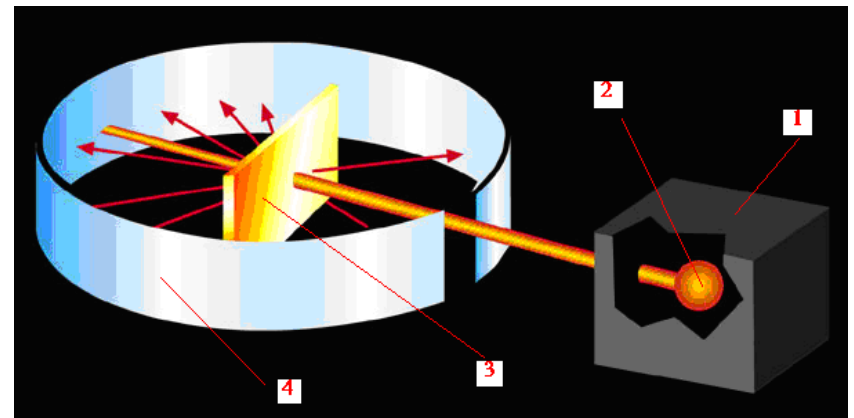
XIX-XX საუკუნეების მიჯნაზე კი ექსპერიმენტულად იქნა შესწავლილი არაერთი მოვლენა, რომელიც ატომის რთულ აღნაგობაზე მიუთითებდა.

1910 წელს ინგლისელმა ფიზიკოსმა ერნესტ რეზერფორდმა ჩაატარა ექსპერიმენტი, რომელმაც არსებითად შეცვალა წარმოდგენა ატომის აღნაგობაზე.

ექსპერიმენტის არსი შემდეგში მდგომარეობდა: რადიოაქტიური ნივთიერება α გამოსხივებით, მოთავსებული იყო ტყვიის კოლოფში, რომელსაც ჰქონდა ხვრელი. ტყვიას აქვს α ნაწილაკების შეკავების უნარი, ასე რომ, α ნაწილაკები ვრცელდებოდა მხოლოდ ხვრელიდან—ერთადერთი მიმართულებით.

დაკვირვება α -ნაწილაკების მოძრაობაზე
1-ტყვიის კოლოფი, 2-ნაწილაკების წყარო,
3-ოქროს ფირფიტა, 4- ლუმინესცენტური
ნივთიერებით დაფარული ეკრანი.

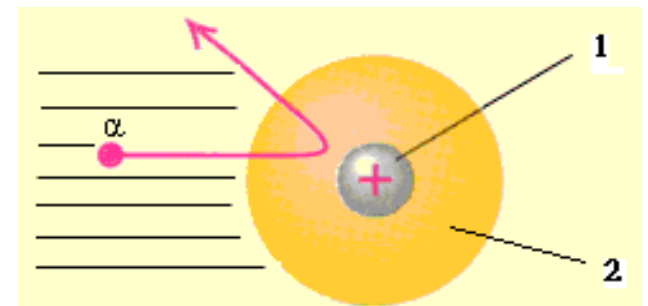
ga



ექსპერიმენტის შედეგად გაირკვა, რომ α ნაწილაკების უმრავლესობა სწორხაზოვნად გადის ოქროს ფირფიტაში ან ოდნავ გადაიხრება, მცირე ნაწილი – მნიშვნელოვნად გადაიხრება, ასევე მცირე ნაწილი კი – აირეკლება. ყოველი 8000-დან ერთი α ნაწილაკი გადაიხარა 90° -ზე მეტი კუთხით.

ლითონის ფირფიტა შეიცავს განსაზღვრული წესრიგით განლაგებულ დამუხტულ ნაწილაკებს. α ნაწილაკები დამუხტულია დადებითად, ამიტომ ხდება ამ უკანასკნელთა განბნევა, ანუ გადახრა სწორხაზოვანი მიმართულებიდან. რეზერფორდის ექსპერიმენტის შედეგები კი მხოლოდ იმ წარმოდგენების საფუძველზე შეიძლებოდა ახსნილიყო, თუ ოქროს ფირფიტა შეიცავდა, ერთი მხრივ, დიდი მოცულობის სივრცეს, სადაც განლაგებული იქნებოდა ელექტრონები (ელექტრონი, მცირე მასის გამო, დიდ გავლენას ვერ მოახდენს α ნაწილაკების გადაადგილებაზე), ხოლო მეორე მხრივ, დიდი მასისა და მცირე მოცულობის დადებითად დამუხტულ ნაწილაკებს. დადებითად დამუხტულ სივრცესთან ახლოს გავლისას α ნაწილაკები გადაიხრება, უშუალო დაჯახებისას კი – აირეკლება.

ნაწილაკების არეკვლა ატომბირთვთან შეჯახებისას
1-ბირთვი, 2-ელექტრონული გარსი.



2.2. ატომის აღნაგობის რეზერფორდის კლანეტარული მოდელი

1911 წელს რეზერფორდმა წამოაყენა ატომის აღნაგობის ახალი, კლანეტარული მოდელი: ატომი შედგება დადებითად დამუხტული, მცირე მოცულობისა და დიდი მასის მქონე ბირთვისაგან, რომლის გარშემო წრიულ ორბიტებზე მოძრაობს ელექტრონები.

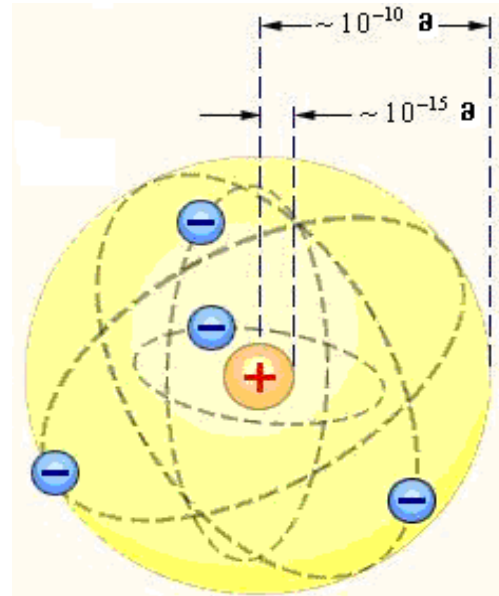
ელექტრონები განაპირობებს ატომის მოცულობას, მაგრამ უმნიშვნელო როლს ასრულებს ატომის მასის განსაზღვრისას.

რეზერფორდის მოდელში დაშვებული იყო ელექტრონის ნებისმიერ ორბიტაზე მოძრაობა. ბუნებრივია, მეცნიერებს გაუჩნდათ კითხვები:

რატომ არ კარგავს ელექტრონი ენერჯიას?

რატომ არ ეცემა ატომბირთვს?

რატომაა ატომი მდგრადი სისტემა?

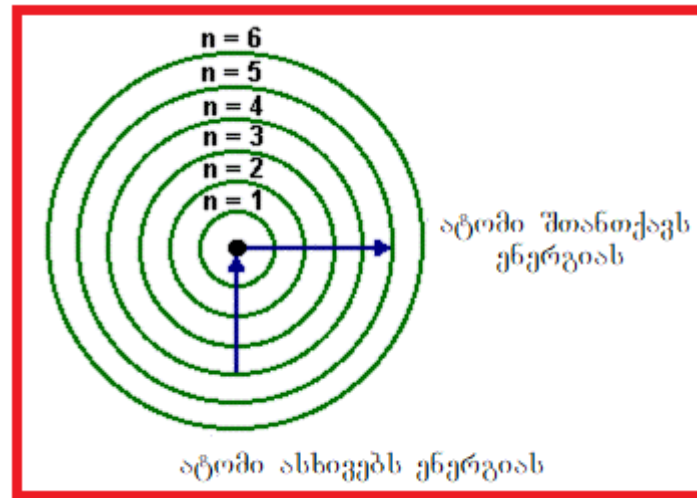


2.3. ატომის აღნაგობა და ბორის თეორია

რეზერფორდის თეორიის ზემოაღნიშნული წინააღმდეგობანი გადაჭრა დანიელმა მეცნიერმა ნილს ბორმა. იგი დაეყრდნო მაქს პლანკის მოსაზრებას, რომ სხივური ენერგია გამოსხივდება არა უწყვეტად, არამედ გარკვეული ულუფებით, ანუ კვანტებით. რაც მეტია გამოსხივების სიხშირე, მით მეტია კვანტის ენერგია. 1913 წელს ნილს ბორმა წამოაყენა შემდეგი პოსტულატები:

- ელექტრონი ატომში მოძრაობს არა ნებისმიერ, არამედ განსაზღვრულ (ნებადართულ) კვანტურ ორბიტაზე.
- კვანტურ ორბიტაზე მოძრაობისას ელექტრონი ენერგიას არ შთანთქავს და არ გამოასხივებს.
- ენერგიის შთანთქმისას ელექტრონს შეუძლია გადავიდეს უფრო მაღალი ენერგიის მქონე ორბიტაზე. უკან, დაბალი ენერგიის მქონე ორბიტაზე გადასვლისას იგი გამოასხივებს ენერგიას.

სურათზე სქემატურად გამოსახულია სხვადასხვა ენერგიის მქონე ექვსი ორბიტა. დაბალი ენერგიის ორბიტიდან მაღალზე გადასვლისას ატომი შთანთქავს ენერგიას, ხოლო უფრო დაბალი ენერგიის მქონე ორბიტაზე გადასვლისას ის გამოსხივებს ენერგიას. გამოსხივებული ენერგია ყველა შემთხვევაში იქნება განსხვავებული.

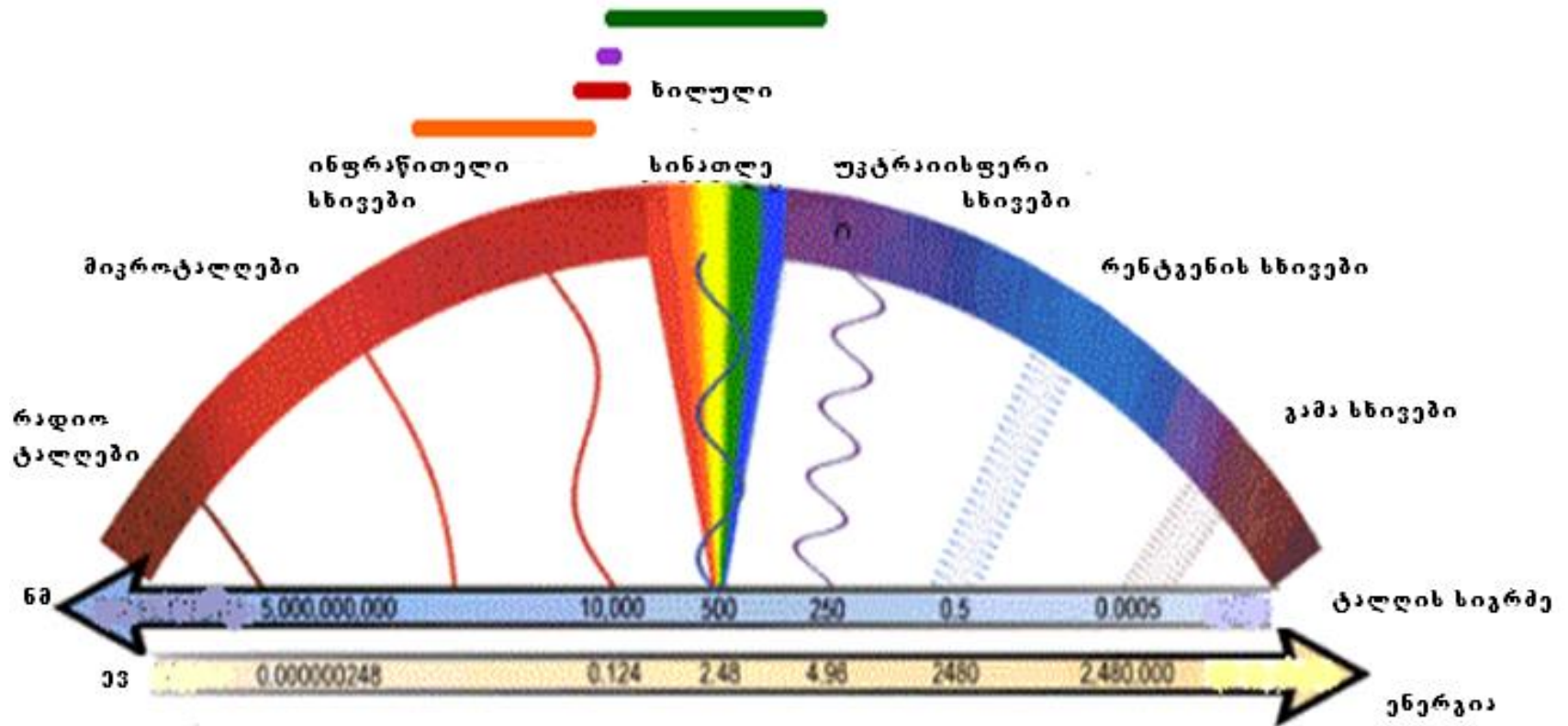


გამოსხივებული ენერგია ჩანს ატომურ სპექტრში. სხვადასხვა გადასვლას შეესაბამება სხვადასხვა ენერგია, შესაბამისად სხვადასხვა ტალღის სიხშირე (გარკვეული ზოლები ატომთა გამოსხივების და შთანთქმის სპექტრებში).

2.4. ელექტრომაგნიტური სპექტრი

სინათლის ტალღების კლასიფიკაცია ხდება მათი ენერჯის და ტალღის სიგრძის მიხედვით.

ენერჯის ზრდის შესაბამისად სინათლის ტალღების განლაგება გვაძლევს ელექტრომაგნიტურ სპექტრს.



წყალბადის ატომის სპექტრი

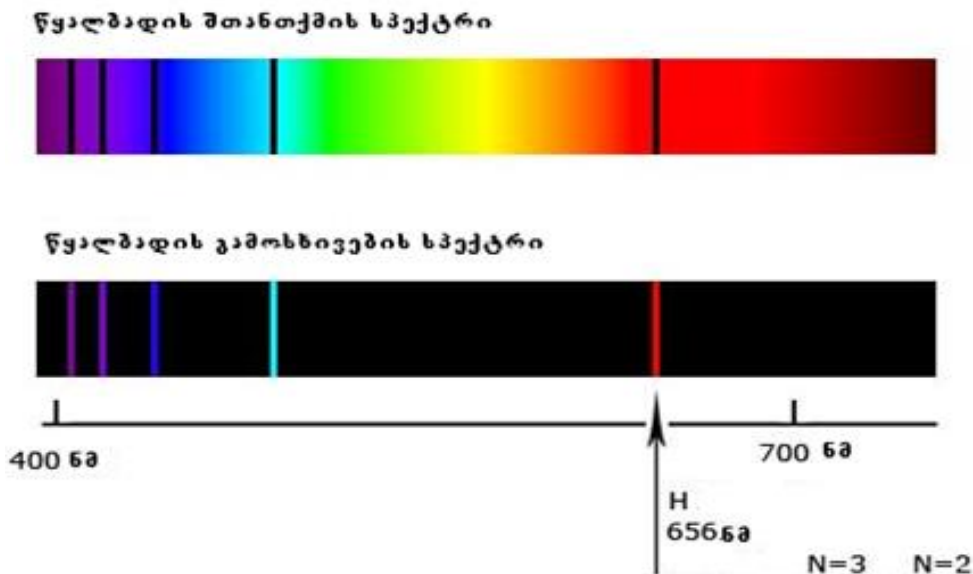
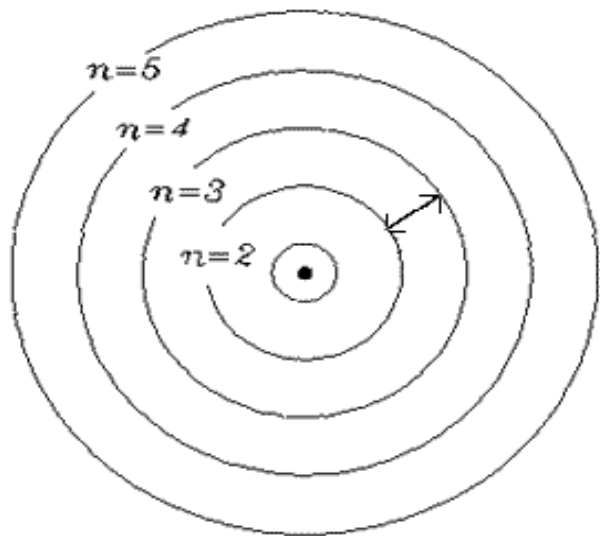
მაღალი ენერგიის მქონე ორბიტიდან დაბალი ენერგიის მქონე ორბიტაზე ელექტრონის გადასვლისას ენერგია გამოსხივდება და მივიღებთ გამოსხივების სპექტრს.

დაბალი ენერგიის მქონე ორბიტიდან, მაღალი ენერგიის მქონე ორბიტაზე ელექტრონის გადასვლისას ენერგია შთანთქმდება და ვღებულობთ შთანთქმის სპექტრს.

როდესაც წყალბადის ატომის ელექტრონი მესამედან ($n=3$) გადადის მეორე ენერგეტიკულ დონეზე ($n=2$), იგი ასხივებს ხილულ სინათლეს.

პირველ დონეზე გადასვლას სჭირდება ენერგიის დიდი რაოდენობა, რაც შეესაბამება სპექტრის ულტრაიისფერ ნაწილს.

მეორედან ($n=2$) მესამე ($n=3$) გადასვლა შეესაბამება შთანთქმის სპექტრის წითელ ზოლს, ტალღის სიგრძით 650 ნმ.



2.5. კვანტური რიცხვები

მთავარი კვანტური რიცხვი

ელექტრონის მდგომარეობა ატომში სრულად ხასიათდება კვანტური რიცხვების საშუალებით, რომელთა მნიშვნელობები მიიღება შრედინგერის განტოლების ამოხსნით. არჩევენ ოთხ კვანტურ რიცხვს:

მთავარი კვანტური რიცხვი (n), თანაური კვანტური რიცხვი (l), მაგნიტური კვანტური რიცხვი (m) და სპინური კვანტური რიცხვი (s).

ელექტრონები ატომის ბირთვის გარშემო მოძრაობს ე.წ. ენერგეტიკულ დონეებზე, ანუ შრეებზე.

მთავარი კვანტური რიცხვია (n) ახასიათებს ელექტრონის საერთო ენერგიას; იგი გვიჩვენებს ელექტრონის დაცილებას ატომბირთვიდან და, შესაბამისად, ენერგეტიკული დონის ნომერს. მას აღნიშნავენ მთელი რიცხვებით ან ასოებით:

1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 და ა.შ.

K L M N O P Q

n -ის მნიშვნელობა ემთხვევა ელემენტის პერიოდის ნომერს პერიოდულ სისტემაში. რაც უფრო დიდია მთავარი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობა, მით უფრო დიდი ენერგიით ხასიათდება ენერგეტიკული დონე.

ენერგეტიკული დონე ქვედონეებისაგან შედგება. ელექტრონის მდგომარეობას ქვედონეზე ახასიათებს თანაური კვანტური რიცხვი (l).

თანაური კვანტური რიცხვი

თანაური, ანუ ორბიტალური კვანტური რიცხვი (l) ახასიათებს როგორც ელექტრონული ღრუბლის ფორმას, ისე ელექტრონის ენერგეტიკულ მდგომარეობას ქვედონეზე. იგი იღებს რიცხვით მნიშვნელობებს 0 -დან $n-1$ -მდე. l -ის თითოეულ რიცხვით მნიშვნელობას ქვედონის გარკვეული სიმბოლო შეესაბამება:

თანაური კვანტური რიცხვი:	0	1	2	3	4
ქვედონის აღნიშვნა:	s	p	d	f	g

თითოეულ დონეზე იმდენი ქვედონეა, როგორი რიცხვითი მნიშვნელობაც აქვს მთავარ კვანტურ რიცხვს.

მაგალითად, $n = 1$, გვაქვს ერთი ქვედონე s ($l = 0$)
 $n = 2$, გვაქვს ორი ქვედონე s, p ($l = 0, 1$)
 $n = 3$, გვაქვს სამი ქვედონე s, p და d ($l = 0, 1, 2$)
 $n = 4$, გვაქვს ოთხი ქვედონე s, p, d, f ($l = 0, 1, 2, 3$)

ქვედონეები ორბიტალებისაგან შედგება. კვანტურ-მექანიკური გათვლების თანახმად, s ორბიტალს სფეროს ფორმა აქვს; p ორბიტალს – ჰანტელის (მოცულობითი რვიანის) ფორმა; ხოლო d და f ორბიტალებს უფრო რთული ფორმები აქვს.

მაგნიტური კვანტური რიცხვი

მაგნიტური კვანტური რიცხვი (m) გვიჩვენებს ელექტრონული ღრუბლის ორიენტაციას მაგნიტურ ველში და მოცემული ორბიტალების რიცხვს, რომელიც იღებს მნიშვნელობებს $-l$ -დან $+l$ -მდე 0 -ის ჩათვლით.

ორიენტაციათა სიმრავლე მაგნიტურ ველში გამოითვლება ფორმულით $m=(2l+1)$;

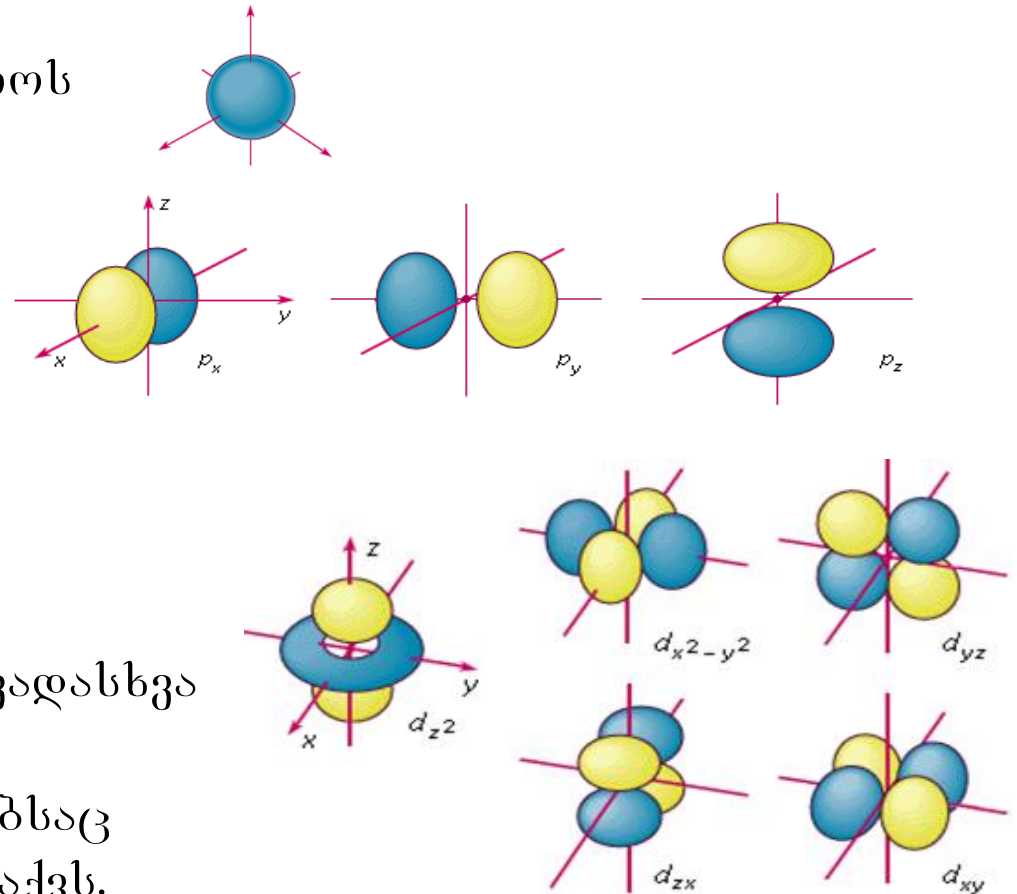
s ქვედონე ($l = 0$) მოიცავს სფეროს ფორმის 1 ორბიტალს, $m = 0$.

p ქვედონე ($l = 1$) მოიცავს 3, სხვადასხვა ორიენტაციის (p_x, p_y, p_z) ჰანტელისებრ ორბიტალს $m = 0, +1, -1$.

d ქვედონეს შეესაბამება ხუთი სხვადასხვა ორიენტაციის ორბიტალი: $m = 0, +1, -1, +2, -2$.

f ქვედონე ($l = 3$) მოიცავს 7 სხვადასხვა ორიენტაციის ორბიტალს:

$m = 0, +1, -1, +2, -2, +3, -3$, რომლებსაც კიდევ უფრო რთული ფორმები აქვს.



სპინური კვანტური რიცხვი

სპინური კვანტური რიცხვი (s) გვიჩვენებს ელექტრონის მოძრაობის მაგნიტურ მომენტს თავისი ღერძის გარშემო. იგი ახასიათებს ელექტრონის ბრუნვას საკუთარი ღერძის მიმართ.

s იღებს $+1/2$ და $-1/2$ მნიშვნელობებს.

პირობითად, ელექტრონის სპინს აღნიშნავენ ისრით:

$+1/2 \uparrow$ და $-1/2 \downarrow$.

არის დაწყვილებული სპინები, ხოლო

$\uparrow\uparrow$ – დაუწყვილებელი (არაკომპენსირებული) სპინები.

2.6. ატომური ორბიტალების შვსების თანმიმდევრობა

ჩანაწერს, რომელშიც ასახულია ელექტრონების განაწილება ატომის ენერგეტიკულ დონეებზე, ქვედონეებზე და ორბიტალებზე ელექტრონული ფორმულები ეწოდება.

ელექტრონული ფორმულების შედგენისას უნდა ვიხელმძღვანელოთ სამი პრინციპით: **უმცირესი ენერგიის პრინციპი, პაულის აკრძალვის პრინციპი, ჰუნდის წესი.**

უმცირესი ენერგიის პრინციპის თანახმად, ჯერ ივსება ის დონე, რომელსაც მინიმალური ენერგია აქვს, ანუ უფრო ახლოსაა ატომბირთვთან (n -ის მნიშვნელობა ნაკლებია).

ზოგიერთი ორბიტალის ენერგეტიკული მდგომარეობის ასახსნელად იყენებენ კლეჩკოვსკის წესს, რომელიც ითვალისწინებს შვესების მიმდევრობას $(n+l)$ -ის ზრდის მიხედვით. თუ $(n+l)$ -ის მნიშვნელობა ერთნაირია, პირველად შეივსება ის ორბიტალი, რომლის მთავარი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობა უფრო ნაკლებია.

2.6. ატომური ორბიტალების შვსების თანმიმდევრობა

ჩანაწერს, რომელშიც ასახულია ელექტრონების განაწილება ატომის ენერგეტიკულ დონეებზე, ქვედონეებზე და ორბიტალებზე ელექტრონული ფორმულები ეწოდება.

ელექტრონული ფორმულების შედგენისას უნდა ვიხელმძღვანელოთ სამი პრინციპით: **უმცირესი ენერგიის პრინციპი, პაულის აკრძალვის პრინციპი, ჰუნდის წესი.**

უმცირესი ენერგიის პრინციპის თანახმად, ჯერ ივსება ის დონე, რომელსაც მინიმალური ენერგია აქვს, ანუ უფრო ახლოსაა ატომბირთვთან (n -ის მნიშვნელობა ნაკლებია).

ზოგიერთი ორბიტალის ენერგეტიკული მდგომარეობის ასახსნელად იყენებენ კლექოვსკის წესს, რომელიც ითვალისწინებს შვესების მიმდევრობას $(n+l)$ -ის ზრდის მიხედვით. თუ $(n+l)$ -ის მნიშვნელობა ერთნაირია, პირველად შეივსება ის ორბიტალი, რომლის მთავარი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობა უფრო ნაკლებია.

მაგალითად, ერთმანეთს შევადაროთ სხვადასხვა **1s** და **2s** ; **2s** და **2p** ორბიტალები: **1s** ორბიტალი ($n+l=1+0=1$) უფრო ხელსაყრელია, ვიდრე **2s** ორბიტალი ($n+l=2+0=2$), ამიტომ ელექტრონებით პირველად შეივსება **1s** ორბიტალი; ასევე **2s** ორბიტალი ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელია, ვიდრე **2p** ორბიტალი ($n+l=2+1=3$).

- **კალიუმის ატომის ($Z=19$)** მეცხრამეტე ელექტრონი მოთავსდება **4s** ქვედონეზე კლექოვსკის წესის მიხედვით.

თუ შევადაროთ ერთმანეთს ($n+l$) ჯამს მეცხრამეტე ელექტრონისათვის, დავინახავთ, რომ **3d** ორბიტალი ($n+l=3+2=5$) ნაკლებ ხელსაყრელია, ვიდრე **4s** ორბიტალი ($n+l=4+0=4$).

- **სკანდიუმის ატომის ($Z=21$)** ოცდამეერთე ელექტრონისათვის თეორიულად შესაძლებელია ორი მდგომარეობა—**3d** ($n+l=3+2=5$) და **4p** ($n+l=4+1=5$). მათთვის $n+l$ ჯამი ტოლია. ასეთ შემთხვევაში ელექტრონი დაიკავებს იმ ორბიტალს, სადაც n -ის მნიშვნელობა უფრო ნაკლებია. ე.ი. სკანდიუმის ოცდამეერთე ელექტრონი მოთავსდება **3d** ქვედონეზე.

ელექტრონულ-გრაფიკული ფორმულები

ელექტრონულ-გრაფიკული ფორმულების გამოსახვისას უჯრედი (ჰორიზონტალური ხაზი) შეესაბამება ერთ ორბიტალს, ხოლო ისარი (\uparrow) – ელექტრონს.

პაულის აკრძალვის პრინციპის თანახმად, ატომში არ მოიძებნება ორი ელექტრონი ოთხივე კვანტური რიცხვის ერთნაირი მნიშვნელობით. თუ ატომში არსებობს ორი ელექტრონი, რომელთა სამი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობა ერთნაირია, მაშინ მათი სპინური კვანტური რიცხვი იქნება სხვადასხვა ($\uparrow\downarrow$).

ე.ი. პაულის პრინციპის მიხედვით, ერთ ორბიტალზე შეიძლება მოთავსდეს მხოლოდ ორი ელექტრონი საწინააღმდეგო სპინებით.

ჰუნდის წესის თანახმად, ქვედონეებზე ელექტრონები ისე უნდა განაწილდეს, რომ მათი ჯამური სპინი იყოს მაქსიმალური. ე.ი. ქვედონის ფარგლებში ორბიტალები ჯერ ივსება თითო-თითო ელექტრონით და შემდეგ ხდება მათი დაწყვილება.

ელექტრონული გარსების მაქსიმალური ტევადობა

ენერგეტიკულ დონეებზე ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვის გამოსათვლელად სარგებლობენ ფორმულით:

$$N = 2n^2, \text{ სადა } n$$

N არის ელექტრონთა მაქსიმალური რაოდენობა მოცემულ დონეზე;
n – მთავარი კვანტური რიცხვი.

მაგალითად,

n = 1, I დონეზე თავსდება **2** ელექტრონი;

n = 2, II დონეზე – **8** ელექტრონი;

n = 3, III დონეზე – **18** ელექტრონი;

n = 4, IV დონეზე – **32** ელექტრონი.

ელექტრონული ფორმულები I-II პერიოდების ელემენტებისათვის

უმცირესი ენერჯიის პრინციპის გათვალისწინებით, I-II პერიოდების ელემენტებისათვის ელექტრონების განაწილება დონეებზე და ქვედონეებზე ასეთია: $1s^2-2s^2-2p^6$.

ატომური ნომერი	სიმბოლო	ელექტრონული ფორმულა	ელექტრონულ- გრაფიკული ფორმულა
1	H	$1s^1$	\uparrow _
2	He	$1s^2 = [\text{He}]$	$\uparrow\downarrow$
3	Li	$[\text{He}] 2s^1$	$[\text{He}] \uparrow$ _
4	Be	$[\text{He}] 2s^2$	$[\text{He}] \uparrow\downarrow$ _ _ _
6	B	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$	$[\text{He}] \uparrow\downarrow \uparrow$ _ _ _
7	N	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] \uparrow\downarrow \uparrow$ _ \uparrow _ \uparrow _
10	Ne	$[\text{He}] 2s^2 2p^6 = [\text{Ne}]$	$[\text{He}] \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$

ელექტრონული ფორმულები III პერიოდის ზოგიერთი ელემენტისათვის



ატომური ნომერი	სიმბოლო	ელექტრონული ფორმულა	ელექტრონულ-გრაფიკული ფორმულა
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ან $[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] \uparrow$ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _
12	Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ან $[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{Ne}] \uparrow\downarrow$ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _
13	Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ან $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	$[\text{Ne}] \uparrow\downarrow \uparrow$ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _
14	Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ან $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}] \uparrow\downarrow \uparrow$ _ \uparrow _ _ _ _ _ _ _ _ _ _
16	S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ან $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$ _ \uparrow _ _ _ _ _ _ _ _ _ _
17	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ან $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _
18	Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ან $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	$[\text{Ne}] \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ _ _ _ _ _ _ _ _ _ _

IV-V პერიოდების ელემენტთა ელექტრონული ფორმულები

IV დიდი პერიოდი იწყება ელემენტით კალიუმი ($Z=19$), რომელშიც ერთი ელექტრონით ივსება $4s$ ქვედონე. $4s$ ქვედონეს ($n+l=4+0=4$) უფრო დაბალი ენერგია აქვს, ვიდრე $3d$ ქვედონეს ($n+l=3+2=5$). ე.ი ენერგეტიკულად უფრო მომგებიანია ჯერ $4s$ და შემდეგ $3d$ ქვედონის შევსება (კლექკოვსკის წესი).

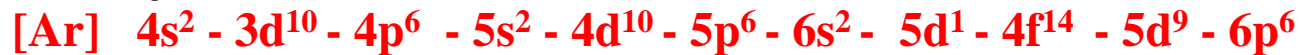
შემდეგი ელემენტია კალციუმი ($Z=20$), რომელშიც ივსება $4s$ ქვედონე ($4s^2$). ელემენტ სკანდიუმიდან ($Z=21$) თუთიის ($Z=30$) ჩათვლით ხდება $3d$ ქვედონის შევსება 10 ელექტრონით. ელემენტ გალიუმიდან ($Z=31$) კრიპტონის ($Z=36$) ჩათვლით $4p$ ქვედონე ივსება 6 ელექტრონით. IV პერიოდის ელემენტებისათვის ელექტრონების განაწილების თანმიმდევრობა ასეთია: **[Ar] $4s^2 - 3d^{10} - 4p^6$** .

V დიდი პერიოდი იწყება ელემენტ რუბიდიუმით ($Z=37$), რომელშიც იწყება $5s$ ქვედონის შევსება ერთი ელექტრონით ($5s^1$). შემდეგ ელემენტ სტრონციუმში ($Z=38$) სრულდება $5s$ ქვედონის შევსება ($5s^2$). ელემენტ იტრიუმიდან ($Z=39$) კადმიუმის ($Z=48$) ჩათვლით ივსება $4d$ ქვედონე 10 ელექტრონით. ელემენტ ინდიუმიდან ($Z=49$) ელემენტ ქსენონის ($Z=54$) ჩათვლით ხდება $5p$ ქვედონის შევსება 6 ელექტრონით.

IV-V პერიოდის ელემენტებისათვის ელექტრონების განაწილების თანმიმდევრობა ასეთია: **[Ar] $4s^2 - 3d^{10} - 4p^6 - 5s^2 - 4d^{10} - 5p^6$** .

VI-VII პერიოდების ელემენტების ელექტრონული ფორმულები

VI დიდი პერიოდი იწყება ელემენტ ცეზიუმით ($Z=55$). მისი ერთი ელექტრონი თავსდება $6s$ ორბიტალზე. ელემენტ ბარიუმში ($Z=56$) ივსება $6s$ ქვედონე ($6s^2$). ელემენტ ლანთანში ($Z=57$) ერთი ელექტრონით იწყება $5d$ ქვედონის შევსება. შემდეგ კი, ცერიუმიდან ($Z=58$) ლუტეციუმის ($Z=71$) ჩათვლით, ხდება $4f$ ქვედონის შევსება 14 ელექტრონით. ელემენტ ჰაფნიუმიდან ($Z=72$) ვერცხლისწყლის ($Z=80$) ჩათვლით ხდება $5d$ ქვედონის შევსება. ელემენტ თალიუმში ($Z=81$) იწყება და ელემენტ რადონში ($Z=86$) მთავრდება ექვსი ელექტრონით $6p$ ქვედონის შევსება. V-VI პერიოდის ელემენტებისათვის ელექტრონების განაწილების თანმიმდევრობა ასეთია:



VII დიდი პერიოდი იწყება ელემენტით ფრანციუმი ($Z=87$) ($7s^1$). ელემენტ რადიუმში ($Z=88$) $7s$ ქვედონე მთლიანად ივსება ($7s^2$). ელემენტ აქტინიუმში ($Z=89$) ერთი ელექტრონით ივსება $6d$ ქვედონე. ელემენტ თორიუმიდან ($Z=90$) ელემენტ ლორენსიუმის ($Z=103$) ჩათვლით ხდება $5f$ ქვედონის შევსება 14 ელექტრონით. ელემენტ კურჩატოვიუმიდან ($Z=104$) კოპერნიციუმის ($Z=112$) ჩათვლით ივსება $6p$ ქვედონე. IV-VII პერიოდის ელემენტებისათვის ელექტრონების განაწილების თანმიმდევრობა ასეთია:



s, p, d, f ელემენტები

ელექტრონებით ქვედონეების შევსების მიხედვით ელემენტებს ყოფენ **s, p, d** და **f** ელემენტებად.

s ელემენტებს მიეკუთვნება I° და II° ჯგუფის ელემენტები და $VIII^{\circ}$ ჯგუფის პირველი ელემენტი **He**, რომლებშიც ივსება ბოლო ენერგეტიკული დონის **s** ქვედონე.

p ელემენტებს მიეკუთვნება ელემენტები III° -დან $VIII^{\circ}$ ჯგუფის ჩათვლით (**He**-ის გამოკლებით). ამ ელემენტებში ივსება ბოლო ენერგეტიკული დონის **p** ქვედონე.

d ელემენტებს მიეკუთვნება ელემენტები I° - დან $VIII^{\circ}$ ჯგუფის ჩათვლით. რომლებშიც ხდება $(n-1)$ დონის **d** ორბიტალების შევსება.

f ელემენტებს მიეკუთვნება ლანთანოიდები და აქტინოიდები.
f ელემენტებში ელექტრონები იკავებს $(n-2)$ დონის **f** ორბიტალებს.

ლექცია 3

ატომის აღნაგობა. ატომბირთვი. ჰიმიურ ელემენტთა პერიოდული სისტემა

- 3.1. ატომბირთვი და იზოტოპები;
 - 3.2. მასის დეფექტი;
 - 3.3. სტაბილური და არასტაბილური იზოტოპები;
 - 3.4. რადიოაქტიურობა;
 - 3.5. რადიოაქტიური ელემენტების ნახევარდაშლის პერიოდი;
 - 3.6. რადიოაქტიური დაშლის ტიპები;
- ეს საინტერესო-რატომ გამოსცემს ხმას ბოლის დეტექტორი?*
- 3.7. ატომბირთვული რეაქციები;
 - 3.8. რადიოაქტიური დაშლის მწკრივები;
 - 3.9. რადიოაქტიური ელემენტების გამოყენება;
 - 3.10. თანამედროვე პერიოდული სისტემა;
 - 3.11. პერიოდები და ჯგუფები;
 - 3.12. ჟანგბად- და წყალბადნაერთების ზოგადი ფორმულები ჯგუფების მიხედვით.

3.1. ატომბირთვი და იზოტოპები

ატომი შედგება ატომბირთვისა (ნუკლიდი) და ელექტრონული გარსისაგან, ხოლო ატომბირთვი – პროტონებისა (p) და ნეიტრონებისაგან (n) (ნუკლონები).

$$m(p)=1.007825 \text{ მაე}, q(p)=+1, m(n)=1.008665 \text{ მაე}, q(n)=0.$$

ელექტრონული გარსი შედგება ელექტრონებისაგან.

$$m(e)=0.00054 \text{ მაე}, q(e)=-1.$$

ატომბირთვში თავმოყრილია ატომის თითქმის მთელი მასა პროტონებისა და ნეიტრონების მასების სახით.

$$p + n = A, \tag{1}$$

სადაც p და n ბირთვში პროტონებისა და ნეიტრონების საერთო რიცხვია, A კი – მასური რიცხვი.

ატომბირთვში პროტონების რიცხვი ემთხვევა ელემენტის ატომურ ნომერს პერიოდულ სისტემაში. (1) ფორმულა მიიღებს შემდეგ სახეს:

$$Z + n = A,$$

სადაც Z ელემენტის ატომური ნომერია.

იზოტოპები

ბუნებაში ერთი და იმავე ელემენტის ატომებს ხშირად სხვადასხვა მასური რიცხვი აქვს.

მაგალითად, $^{35}_{17}\text{Cl}$ $p=17, e=17, A=35, n=18$

$^{37}_{17}\text{Cl}$ $p=17, e=17, A=37, n=20$

- ერთი და იმავე ელემენტის ატომთა სახესხვაობებს, რომლებსაც აქვს პროტონების ერთნაირი რიცხვი, მაგრამ განსხვავდება ნეიტრონების რიცხვით, ე.ი. მასური რიცხვით, იზოტოპები ეწოდება.

ზოგ შემთხვევაში იზოტოპები წარმოდგენილია განსაზღვრული სახელწოდებით:

^1_1H – პროთიუმი (P) - $p=1, e=1, A=1, n=0$,

^2_1H - დეიტერიუმი (D) - $p=1, e=1, A=2, n=1$,

^3_1H - ტრიტიუმი (T) - $p=1, e=1, A=3, n=2$.

ბუნებრივი ქლორი შეიცავს 75% (0,75) $^{35}_{17}\text{Cl}$ -ს და 25% (0,25) $^{37}_{17}\text{Cl}$ -ს. ქლორის საშუალო ფარდობითი ატომური მასა ტოლია:

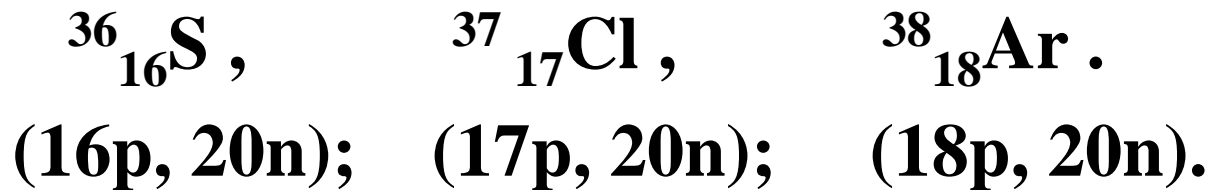
$$A_r(\text{Cl}) = 35 \cdot 0,75 + 37 \cdot 0,25 = 35,5$$

იზობარები და იზოტონები

- სხვადასხვა ელემენტის ნუკლიდებს, რომლებსაც ერთნაირი მასური რიცხვი აქვს, იზობარები ეწოდება. იზობარებია:



- სხვადასხვა ელემენტის ნუკლიდებს, რომლებსაც ნეიტრონების ერთნაირი რაოდენობა აქვს, ხოლო პროტონების რაოდენობა და მასური რიცხვები – განსხვავებული, იზოტონები ეწოდება. იზოტონებია:



3.2. მასის დეფექტი

ატომბირთვის მასა ყოველთვის ნაკლებია მასში შემავალი პროტონებისა და ნეიტრონების მასათა ჯამზე. ამ სხვაობას **მასის დეფექტს** (დანაკარგი) უწოდებენ.

მაგალითად, ${}^4_2\text{He}$ ($2p+2n$)-ის ატომბირთვის მასა **4,001506** მაე-ის ტოლია, მაშინ როდესაც 2 პროტონის და 2 ნეიტრონის მასათა ჯამი ($2 \times 1,007276 + 2 \times 1,008665$), **4,03298** მაე-ს უდრის; ე.ი. მასის დეფექტი $4,03298 - 4,001506 = 0,030376$ მაე-ის ტოლია. მასის დანაკარგი კგ-ში ტოლი იქნება: $0,030376 \times 1,66 \cdot 10^{-27} = 5,046 \text{კგ} \cdot 10^{-27}$.

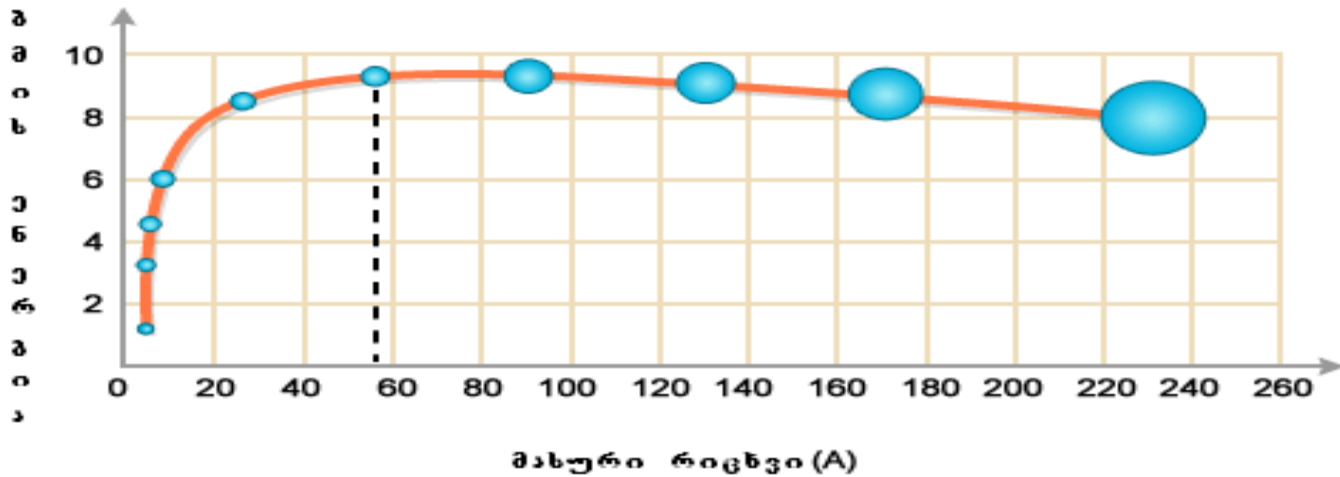
მასის დანაკარგი შეესაბამება იმ ენერგიას, რომელიც გამოიყოფა ატომბირთვის წარმოქმნისას. ამ ენერგიას **ატომბირთვული ენერგია** ეწოდება. იგი ატომბირთვის მდგრადობის განმსაზღვრელია.

3.3. სტაბილური და არასტაბილური იზოტოპები

განვიხილოთ ელემენტები ატომბირთვული ენერჯის ზრდის მიხედვით: წყალბადის ($Z=1$) (დეიტერიუმი) ატომის ატომბირთვული ენერჯიაა $1 \cdot 10^8$ კჯ/მოლი. ლითიუმის ($Z=3$) ატომის ატომბირთვული ენერჯია – $5 \cdot 10^8$ კჯ/მოლია, ხოლო რკინას ($Z=26$) აქვს მაქსიმალური ატომბირთვული ენერჯია – $8,5 \cdot 10^8$ კჯ/მოლი.

რკინის შემდეგ ატომბირთვული ენერჯის მნიშვნელობა იკლებს და, შესაბამისად, მცირდება ატომბირთვითა მდგრადობაც.

ატომბირთვი, რომლის ატომური ნომერი ტოლია ან მეტია 83-ზე, არასტაბილურობით ხასიათდება.



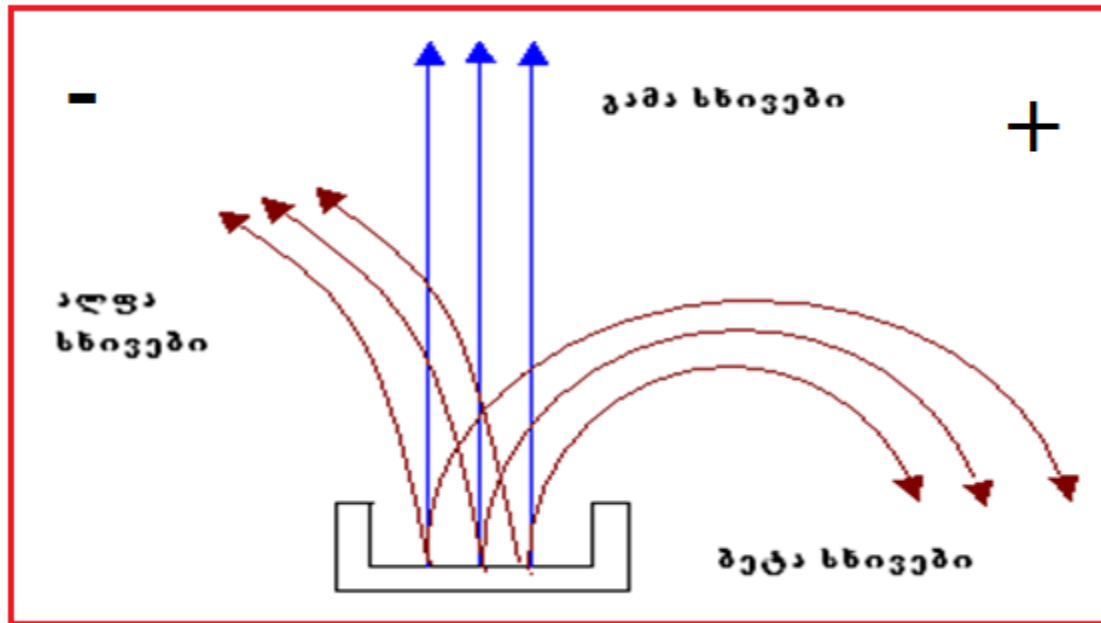
ატომბირთვული ბმის ენერჯია (1 მლნ ელექტროვოლტი = $1.609 \cdot 10^{-13}$ ჯოული)

3.4. რადიოაქტიურობა

რადიოაქტიურობა ეწოდება ქიმიური ელემენტის ატომბირთვის უწყვეტ, თვითნებურ დაშლას თვალით უხილავი ნაწილაკების (α და β), სხივებისა (γ) და სხვათა გამოყოფით. რადიოაქტიურობის მოვლენა აღმოჩენილ იქნა 1896 წელს ფრანგი მეცნიერის ანტონიო ჰენრი ბეკერელის მიერ.

α და β ნაწილაკებს აქვს საწინააღმდეგო მუხტი და ისინი განსხვავებულად იხრება მაგნიტურ ველში.

γ სხივებს კი მუხტი არ გააჩნია. ისინი არ იცვლის მიმართულებას მაგნიტურ ველში.



α და β და γ რადიაციის დაყოფა მაგნიტურ ველში

ატომბირთვული ნაწილაკები და სხივები

ნაწილაკი	მასა (მაე)	მუხტი	სიმბოლო	შემაჩერებელი
პროტონი	1,007 276 47	+1	$p, p^+, {}_1^1H$	ქაღალდი
ნეიტრონი	1,008 664 90	0	$n, n^0, {}_0^1n$	ტყვიის (Pb) ფირფიტა
β ნაწილაკი (ელექტრონი)	0,000 548 580	-1	$\beta, \beta^-, {}_{-1}^0e$	ალუმინის (Al) კილიტა (ფოლგა)
პოზიტრონი	0,000 548 580	+1	$\beta^+, {}_{+1}^0e$	ალუმინის (Al) კილიტა
α ნაწილაკი	4,001 506 17	+2	$\alpha, \alpha^{2+}, {}_2^4He$	კანი, ქაღალდის ფურცელი
γ გამოსხივება	0	0	γ	ტყვიის (Pb) ფირფიტა

3.5. რადიოაქტიური ელემენტების ნახევარდაშლის პერიოდი

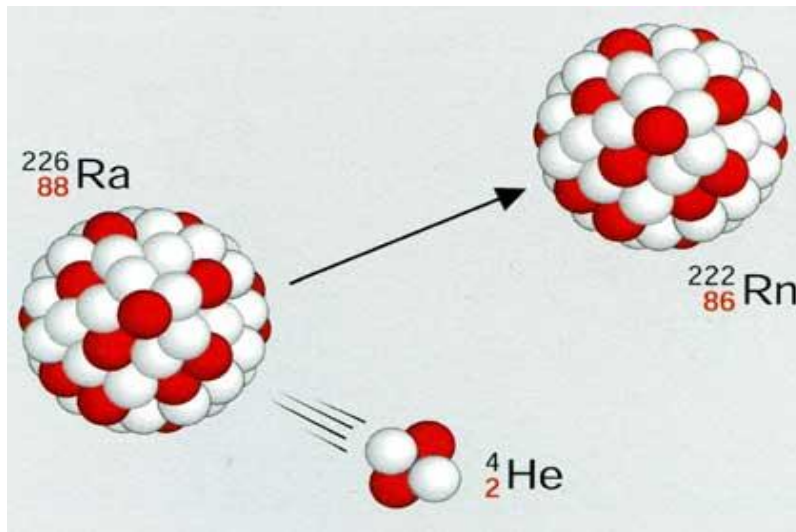
ნახევარდაშლის პერიოდი დროის ის მონაკვეთია, რომლის განმავლობაშიც იშლება რადიოაქტიური ნივთიერების საწყისი რაოდენობის ნახევარი.

ზოგიერთი იზოტოპის ნახევარდაშლის პერიოდი და გამოსხივების ტიპი მოცემულია ცხრილში.

იზოტოპი	ნახევარდაშლის პერიოდი	გამოსხივების ტიპი
ნახშირბადი – 14	$5,731 \cdot 10^3$ წელი	β^-
კალიუმი – 40	$1,28 \cdot 10^9$ წელი	β^- ელექტრონის მიტაცება
რადონი – 222	3,82 დღე	α, γ
რადიუმი – 226	$1,6 \cdot 10^3$ წელი	α, γ
ურანი – 235	$7 \cdot 10^8$ წელი	α, γ

3.6. რადიოაქტიური დაშლის ტიპები α გამოსხივება

α ნაწილაკების მასა 4-ის, ხოლო მუხტი +2-ის ტოლია. ე.ი. იგი ჰელიუმის ატომის ბირთვს წარმოადგენს.



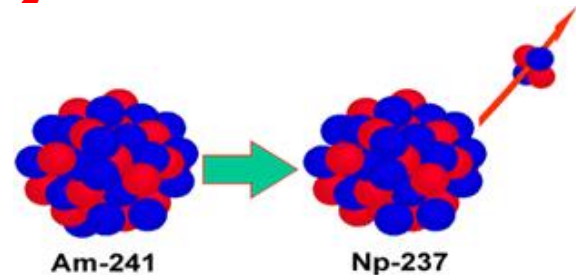
$^{226}_{88}\text{Ra}$ -ის α გამოსხივებისას მისი მასური რიცხვი 4 ერთეულით, ხოლო ატომური ნომერი 2 ერთეულით მცირდება.

ეს საინტერესოა

რატომ გამოსცემს ხმას ბოლის დეტექტორი?

ბოლის დეტექტორი შეიცავს α გამოსხივების მქონე ნივთიერების ამერიციუმის ($^{241}_{95}\text{Am}$) მცირე რაოდენობას. α ნაწილაკები მოქმედებს აირის მოლეკულებში არსებულ ელექტრონებზე, რის შედეგადაც იცვლება მოლეკულის მუხტი. მოლეკულა იონად გარდაიქმნება.

იონიზებული აირი ადვილად ატარებს ელექტრობას. როდესაც ბოლის ნაწილაკები ხდება დენის გამტარი, დეტექტორი აინთება ან ხმას გამოსცემს. ამ პრინციპზე მუშაობს ბოლის დეტექტორების უმრავლესობა.

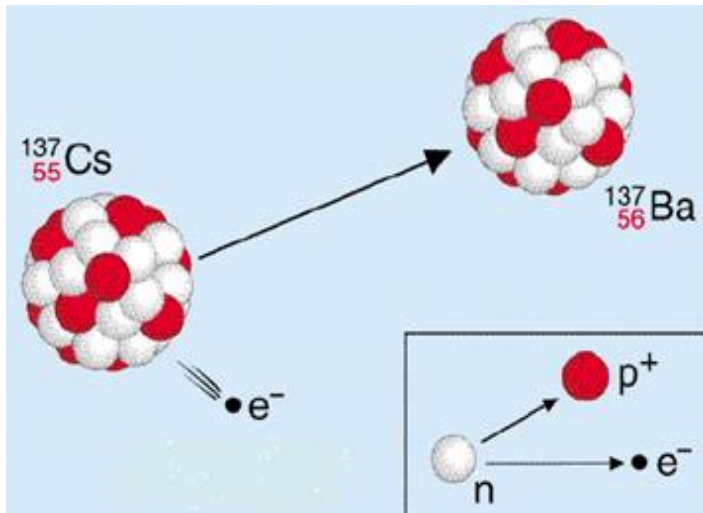


β გამოსხივება

β სხივები ელექტრონების ნაკადია და ვრცელდება 300 000 კმ/სთ სიჩქარით.

β გამოსხივების დროს ბირთვის ნეიტრონი იხლიჩება პროტონად და ელექტრონად.

ელექტრონი გამოიტყორცნება ბირთვიდან, დარჩენილი პროტონი კი ერთი ერთეულით ზრდის ბირთვის მუხტს.

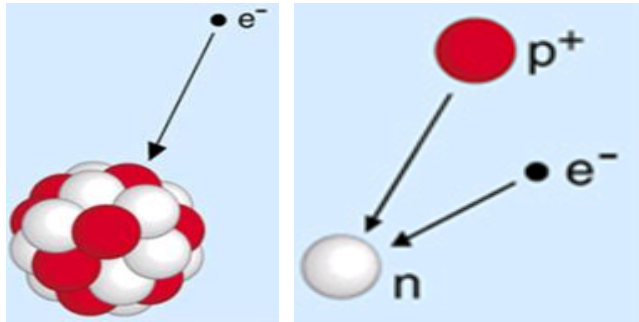
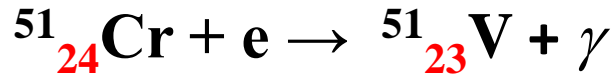


β გამოსხივებისას ატომის მასა უცვლელი რჩება

ატომბირთვული გარდაქმნა – პროტონი ნეიტრონად გარდაიქმნება

ელექტრონების მიტაცება

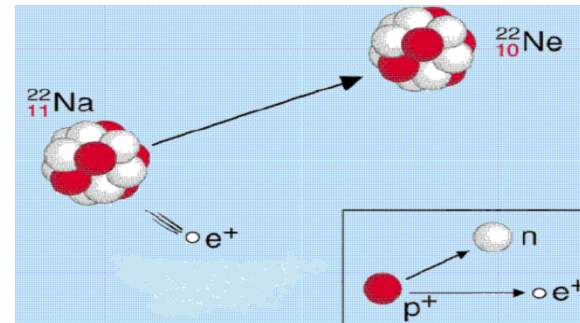
ატომბირთვში პროტონების მიერ ელექტრონული გარსიდან (1s ორბიტალიდან) ელექტრონის მიტაცების შედეგად პროტონი ნეიტრონად გარდაიქმნება:



ბირთვის მუხტი ერთი ერთეულით მცირდება, მასა უცვლელი რჩება.

პოზიტრონული დაშლა

ელემენტებისათვის, რომელთა ატომბირთვებში პროტონების რიცხვი მეტია ნეიტრონების რიცხვზე, დამახასიათებელია პოზიტრონული დაშლა. ამ დროს ხდება პოზიტრონის გამოტყორცნა ბირთვიდან.

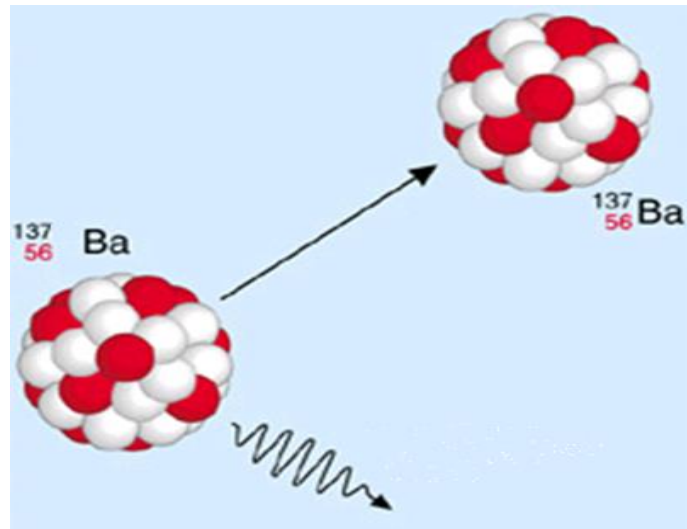


ბირთვის მუხტი ერთი ერთეულით მცირდება, მასა უცვლელი რჩება.

γ გამოსხივება

γ გამოსხივება ელექტრომაგნიტური გამოსხივებაა, რომელსაც აქვს მაღალი ენერგია და მოკლე ტალღის სიგრძე (10^{-12}).

γ გამოსხივება თან ახლავს თითქმის ყველა რადიოაქტიურ გარდაქმნას.



γ გამოსხივებისას ელემენტის სახე არ იცვლება

ფაიანს-სოდის გადანაცვლების წესი

α გამოსხივებისას რადიოაქტიური ელემენტი ქიმიურ ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში გადანაცვლებს ორი უჯრედით მარცხნივ.

β გამოსხივების შედეგად რადიოაქტიური ელემენტი პერიოდულ სისტემაში გადანაცვლებს ერთი უჯრედით მარჯვნივ.

γ გამოსხივების შედეგად რადიოაქტიური ელემენტი არ იცვლის დებარეობას ქიმიურ ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში.

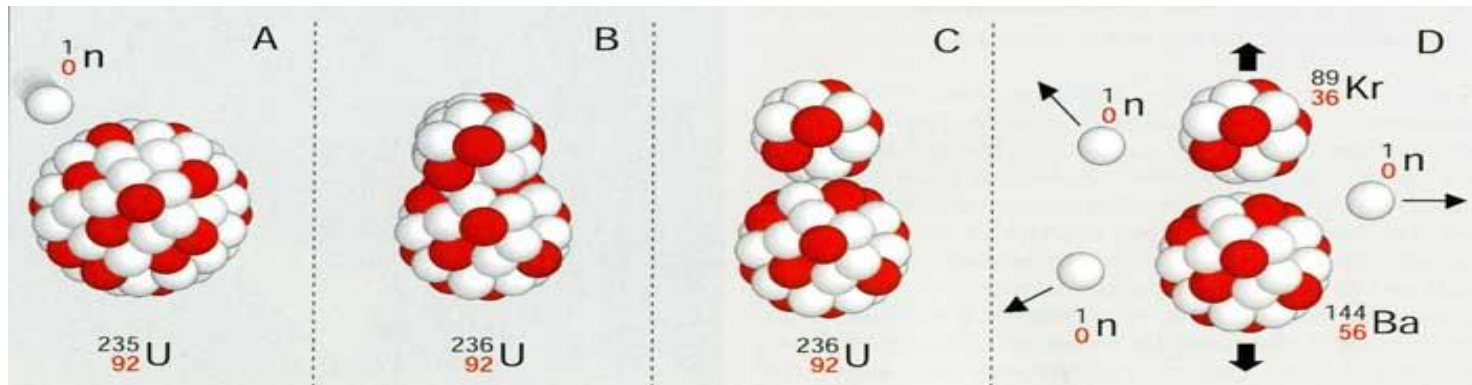
ატომბირთვის გახლეჩა ორ ნაწილად

მძიმე ლითონების შემთხვევაში შეიძლება განხორციელდეს ატომბირთვის გახლეჩა ორ ნაწილად. ატომბირთვული დაშლის დროს გამოიყოფა დიდი რაოდენობით ენერგია. ასეთი პროცესი ახასიათებს არასტაბილურ იზოტოპებს, რომელთა ატომური ნომერი 89-ზე მეტია;



ატომბირთვული დაშლის რეაქციების მთავარ წყაროს ურან-235 (${}^{235}\text{U}$) წარმოადგენს. 1 გ ${}^{235}\text{U}$ -ის დაშლისას გამოიყოფა იმდენივე ენერგია, რამდენიც 2700 კგ ნახშირის წვის დროს.

${}^{235}\text{U}$ იბომბება ნეიტრონებით და ${}^{236}\text{U}$ -ად გარდაიქმნება, რომელიც, თავის მხრივ, ორ ნუკლიდად იხლიჩება. ამ დროს ატომბირთვიდან გამოიტყორცნება ნეიტრონები, რომლებიც კვლავ იწვევენ ${}^{235}\text{U}$ -ის სხვა ატომბირთვების დაშლას და ა.შ. წარიმართება ე.წ. ჯაჭვური რეაქცია.



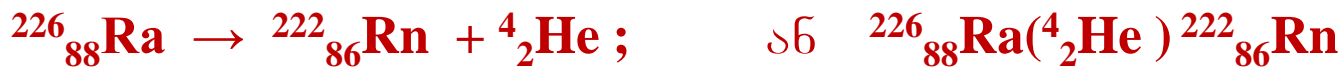
3.7. ატომბირთვული რეაქციები

ერთი ელემენტის ატომიდან სხვა ელემენტის ატომების წარმოქმნის პროცესს ბირთვული რეაქცია ეწოდება.

ბირთვულ რეაქციებში მონაწილეობს ნუკლონები – პროტონები და ნეიტრონები, რომლებიც გადანაწილდებიან ატომში და ახალ ელემენტს წარმოქმნიან.

ბირთვული რეაქციები განტოლებებით გამოისახება.

- ბირთვული რეაქციის განტოლების მარცხენა და მარჯვენა ნაწილებში მასისა და მუხტების ჯამი ტოლი უნდა იყოს.



3.8. რადიოაქტიური დაშლის მწკრივები

ბუნებაში რადიოაქტიური დაშლის სამი მწკრივია შესწავლილი. მათი ნახევარდაშლის პერიოდი მილიარდ წელს უტოლდება.

ერთ-ერთი ასეთი მწკრივი იწყება ურანით ($^{238}_{92}\text{U}$). პირველ საფეხურზე α დაშლის შედეგად მისგან წარმოიქმნება თორიუმ-234 ($^{234}_{90}\text{Th}$):



თორიუმ-234 β გამოსხივების შედეგად პროტაქტინიუმ-234-ში ($^{234}_{91}\text{Pa}$) გადადის, ხოლო ეს უკანასკნელი ასევე β გამოსხივების ($^0_{-1}\text{e}$) შედეგად ურან-234-ს ($^{234}_{92}\text{U}$) წარმოქმნის:

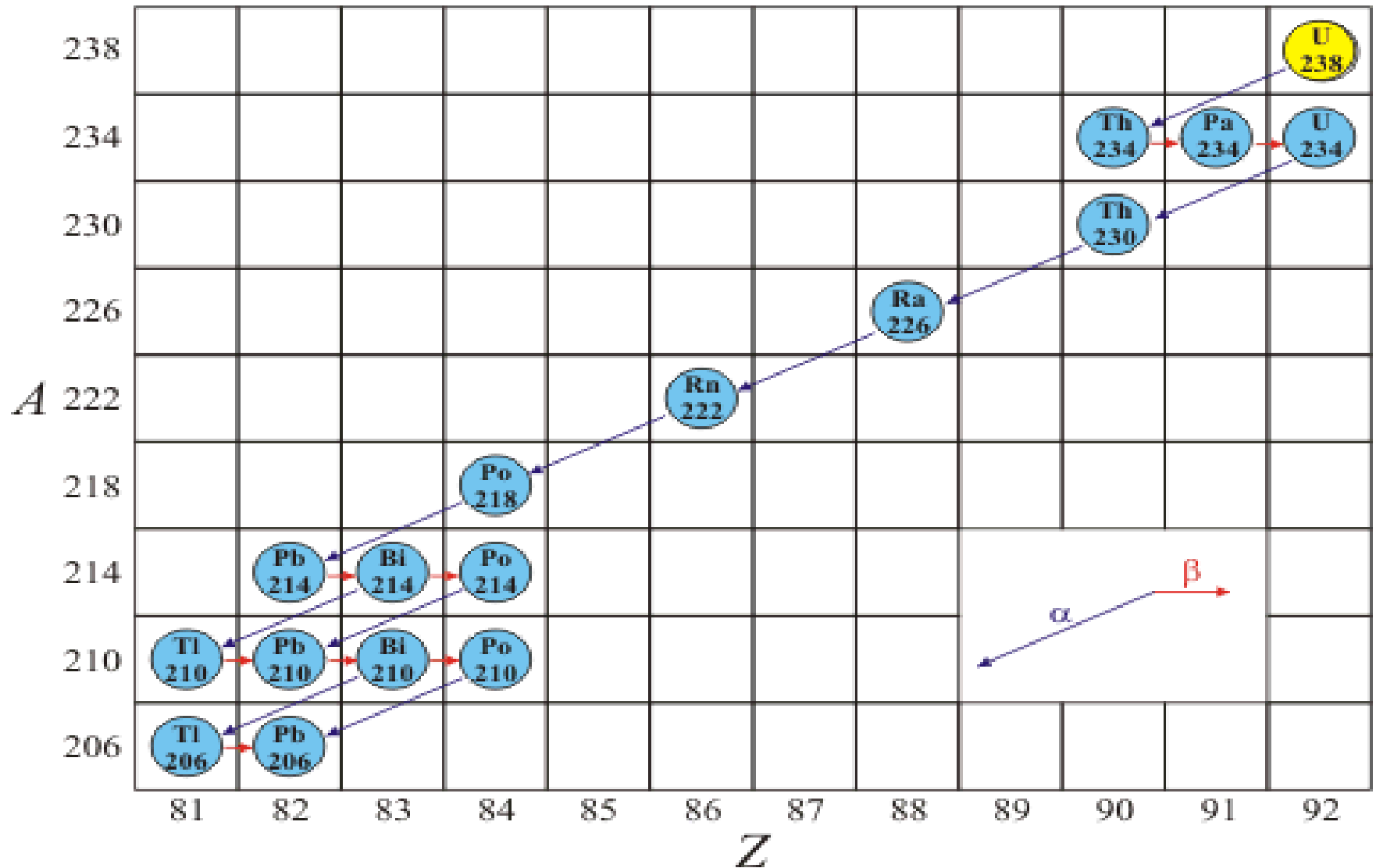


შემდეგი მწკრივი გრძელდება α გამოსხივების სერიით, სადაც ურან-234 გადადის ტყვია-214 ($^{214}_{82}\text{Pb}$)-ში:



ტყვია-214-ის შემდგომი გადაქმნის საბოლოო სტაბილური პროდუქტია ტყვია-206 ($^{206}_{82}\text{Pb}$).

^{238}U -ის რადიოაქტიური დაშლის მწკრივი



რადიოაქტიური დაშლის სხვა მწკრივები

- ბუნებრივი ურანი შედგება **99,28 %** ურან-238-ისაგან, რომლის დაშლა უკვე განვიხილეთ და **0,72 %** ურან-235-ისაგან.
- ურან-235 იწყებს მეორე რადიოაქტიურ მწკრივს. მეორე მწკრივიც მოიცავს α და β დაშლის რამდენიმე საფეხურს და მთავრდება ტყვია-207-ით.
- მესამე რადიოაქტიური მწკრივი იწყება თორიუმ-232-ით და მთავრდება ტყვია-208-ით.

3.9. რადიოაქტიური ელემენტების გამოყენება

რადიოაქტიური ელემენტები ფართოდ გამოიყენება სხვადასხვა დარგის სამეცნიერო გამოკვლევებში. კერძოდ: მედიცინაში, არქეოლოგიასა და გეოლოგიაში.

რადიოაქტიური იზოტოპების საშუალებით შეიძლება სხვადასხვა საკვლევი ობიექტის (ნამარხი, მინერალი, ქანი) ასაკის დადგენა.

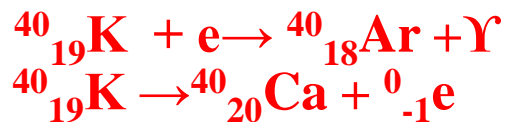
- ცოცხალი ორგანიზმები და მცენარეები ნახშირბადის ატომს შეიცავს ძირითადად $^{12}_6\text{C}$ სახით და მცირე რაოდენობით – $^{14}_6\text{C}$ იზოტოპის სახით. $^{14}_6\text{C}$ CO_2 -ის სახით მცენარეების მიერ შთანთქმება მცენარეების მიერ ფოტოსინთეზის დროს. $^{14}_6\text{C}$ რადიოაქტიური ელემენტია. მისი ნახევარდაშლის პერიოდია 5715 წელი. იგი იშლება შემდეგი სქემის მიხედვით:



- როდესაც ცნობილია ცოცხალ ორგანიზმებში $^{12}_6\text{C}$ და $^{14}_6\text{C}$ იზოტოპების დასაშვები რაოდენობა, საკვლევი ნიმუშის ასაკის დადგენისათვის (რომელიც აღარ შთანთქავდა CO_2 -ს), განსაზღვრავენ $^{14}_6\text{C}$ იზოტოპის შემცველობას და აღარებენ მას დასაშვებ ნორმას. დაშლილი $^{14}_6\text{C}$ იზოტოპის ნახევარდაშლის პერიოდის მიხედვით ანგარიშობენ საკვლევი ნიმუშის ასაკს.

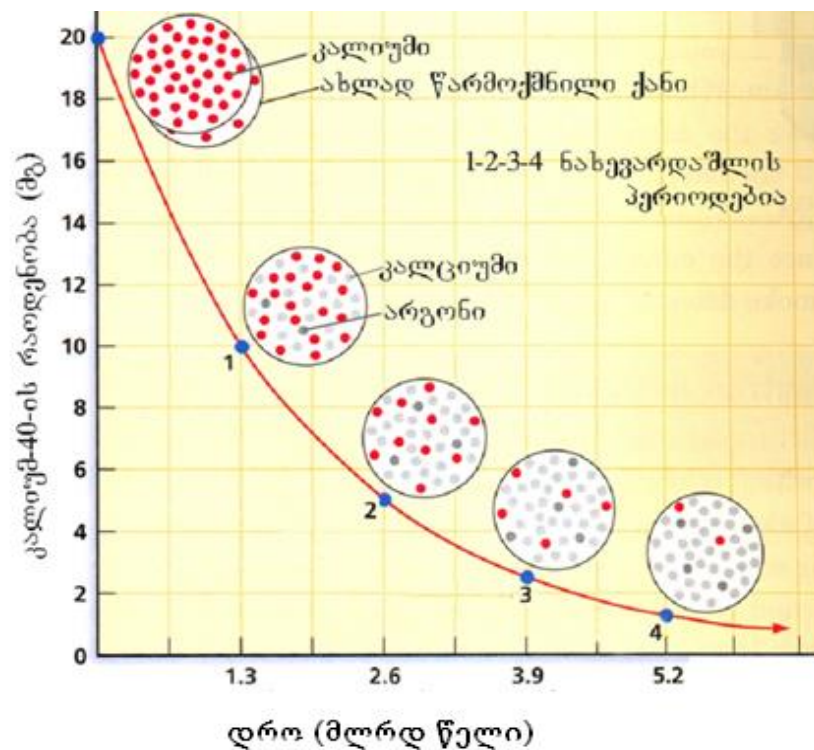
რადიოაქტიური იზოტოპების საშუალებით გეოლოგიური ასაკის დადგენა

არაცოცხალი ბუნების ობიექტების გეოლოგიური ასაკის დასადგენად გეოლოგები იყენებენ კალიუმის იზოტოპს ($^{40}_{19}\text{K}$), რომლის ნახევარდაშლის პერიოდია 1,28 მლრდ წელი. აღნიშნული იზოტოპი გამოიყენება ქანებისა და მინერალების ასაკის დასადგენად. $^{40}_{19}\text{K}$ -ის რადიოაქტიური დაშლის დროს წარმოიქმნება 2 სხვადასხვა სახის ატომი; $^{40}_{19}\text{K}$ -ის 11 % გადადის $^{40}_{18}\text{Ar}$ -ში, ხოლო დანარჩენი 89% – $^{40}_{20}\text{Ca}$ -ში.



დაშლილი კალიუმის იზოტოპის რაოდენობის განსაზღვრისათვის Ca -ის შემცველობის შესწავლა არ გამოგვადგება, რადგან ის არ განსხვავდება ქანებში არსებული Ca -ის სხვა ატომებისაგან.

$^{40}_{18}\text{Ar}$ -ის რაოდენობის მიხედვით კი შეიძლება დადგინდეს დაშლილი $^{40}_{19}\text{K}$ -ის მასა და, შესაბამისად, ნიმუშის ასაკი.



3.10. თანამედროვე პერიოდული სისტემა

პერიოდული სისტემის განვითარება

ზოგიერთი მეცნიერის აზრით პელიუმი უნდა მოთავსდეს 2 აგუჯში

ზოგიერთი მეცნიერი წყალბადს ათავსებდა 7 აგუჯში

1902

IA																	VII A																	
1 H																	2 He																	
3 Li	4 Be															5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne													
11 Na	12 Mg															15 P	16 S	17 Cl	18 Ar															
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																	
37 Rb	38 Sr	39 Y															41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe				
55 Cs	56 Ba	71 Lu															81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn												
87 Fr	88 Ra	103 Lr															101 Nh	102 Nh	103 Nh	104 Nh	105 Nh	106 Nh	107 Nh	108 Nh	109 Nh	110 Nh	111 Nh	112 Nh	113 Nh	114 Nh	115 Nh	116 Nh	117 Nh	118 Nh

1914:
ელემენტთა თვისებების პერიოდული ცვლა დააკავშირეს ატომურ ნომერთან

1980 წელს IUPAC-ის არაორგანული ქიმიის ნომენკლატურის შემსწავლელმა კომისიამ დაადგინა აგუჯები დაენიშნათ არაბული ციფრებით 1-დან 18-მდე.

26 ახალი ელემენტი დაემატა 1923 წლის შემდეგ

1940

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No

ახალი ელემენტები პერიოდულ სისტემაში

- **2017** წლისათვის პერიოდული სისტემა შეიცავს 118 აღიარებულ ელემენტს, რომლებიც ოფიციალურად არის დამტკიცებული **IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry)-ის მიერ.
- **98** ელემენტი გვხვდება ბუნებაში. დანარჩენები მიღებულია ხელოვნურად არსებული ელემენტების დაშლის გზით.
- **2016** წლის ივნისში **IUPAC**-ის მიერ ოფიციალურად იქნა აღიარებული 4 ელემენტი ატომური ნომრით **113, 115, 117** და **118**, რომელთა სახელწოდებები და სიმბოლოებია: ნიჰონიუმი (**Nh**), მოსკოვიუმი (**Mc**), ტენესინი (**Ts**) და ოგანესონი (**Og**).
აღსანიშნავია, რომ ეს ელემენტები პირველად იქნა მიღებული ლივერმორის ეროვნული ლაბორატორიის (კალიფორნია) და ფლეროვის ატომბირთვული რეაქციების ლაბორატორიის (რუსეთი) ერთობლივი კვლევის შედეგად.

ქიმიურ ელემენტთა პერიოდული სისტემა

1	1											13	14	15	16	17	18			
1	1 H											5	6	7	8	9	10	2 He		
2	3 Li	4 Be											11	12	13	14	15	16	17	18
3	11 Na	12 Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr		
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
6	55 Cs	56 Ba	* *	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
7	87 Fr	88 Ra	** **	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og		

ლანთანოიდები *

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

აქტინოიდები **

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

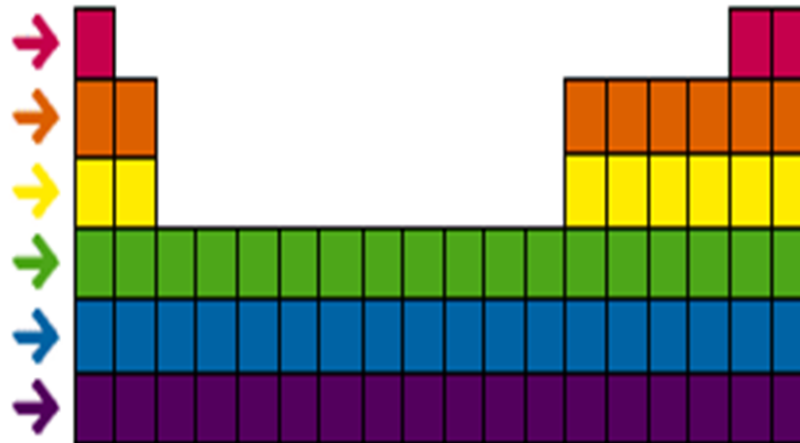
3.11. პერიოდები და ჯგუფები

პერიოდები

ატომური ნომრის ზრდის მიხედვით განლაგებულ ელემენტთა ჰორიზონტალურ მწკრივს, რომელიც იწყება ტუტე ლითონით (პირველი მწკრივი წყალბადით) და მთავრდება ინერტული აირით, პერიოდი ეწოდება.

პერიოდული სისტემა შეიცავს 7 პერიოდს. პერიოდული სისტემის თანამედროვე გრძელპერიოდიან ვარიანტში თითოეული პერიოდი თითო მწკრივისაგან შედგება.

პერიოდული სისტემის ქვევით მოთავსებულია ელემენტთა 2 ჰორიზონტალური მწკრივი – ლანთანოიდები ($Z = 58-71$) და აქტინოიდები ($Z = 90-103$), რომლებიც, შესაბამისად, მიეკუთვნება VI და VII პერიოდებს. მათ იშვიათ მიწათა ელემენტებს უწოდებენ.

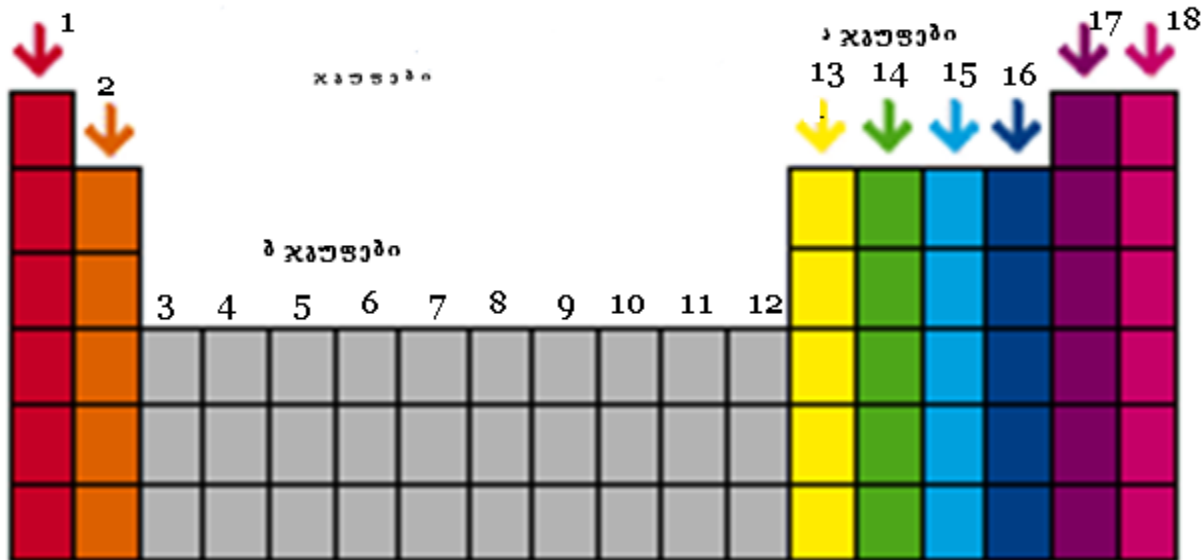


ჯგუფები პერიოდულ სისტემაში

ქიმიურ ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში ჯგუფი ეწოდება მსგავსი თვისებების მქონე ელემენტთა ვერტიკალურ სვეტს.

სისტემაში გვაქვს 18 ჯგუფი.

ჯგუფები 1, 2 და 13-დან 18-ის ჩათვლით მთავარ (ა) ჯგუფებს მიეკუთვნება (შეიცავს s და p ელემენტებს), ხოლო ჯგუფები 3-დან 12-ის ჩათვლით თანაური (ბ) ჯგუფების სახელწოდებითაა ცნობილი (შეიცავს d და f ელემენტებს).



ჯგუფების სახელწოდება პერიოდულ სისტემაში

- I^ა (1) ჯგუფის ელემენტები (**Li-Fr**) – ტუტე ლითონები;
- II^ა (2) ჯგუფის ელემენტები (**Ca-Ra**) – ტუტემიწათა ლითონები;
- V^ა (15) ჯგუფის ელემენტები (**N-Bi**) – პნიკტოგენები;
- VI^ა (16) ჯგუფის ელემენტები (**S-Te**) – ქალკოგენები;
- VII^ა (17) ჯგუფის ელემენტები (**F-At**) – ჰალოგენები;
- VIII^ა (18) ჯგუფის ელემენტები (**He-Rn**) – ინერტული ან კეთილშობილი აირები;
- VIII^ბ (10,11,12) ჯგუფის ელემენტები (**Fe,Co,Ni**) – რკინის ოჯახი;
- VIII^ბ (10,11,12) ჯგუფის ელემენტები (**Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt**) – პლატინის ოჯახი;
- ბ (3-დან 12-ის ჩათვლით) ჯგუფის ელემენტები – გარდამავალი ლითონები;

ოქსიდების თვისებების ცვლა III პერიოდის ელემენტებისათვის

ფუძე ოქსიდი	ფუძე ოქსიდი	ამფოტერული ოქსიდი	მჟავა ოქსიდი	მჟავა ოქსიდი	მჟავა ოქსიდი	მჟავა ოქსიდი
Na_2O	CaO	Al_2O_3	Si O_2	$\text{P}_2 \text{O}_5$	SO_3	$\text{Cl}_2 \text{O}_7$

ლექცია 4. მოლეკულათა აღნაგობა

- 4.1. ატომის ძირითადი მახასიათებლები და მათი ცვლა პერიოდულ სისტემაში ჯგუფების და პერიოდების მიხედვით;
- 4.2. ძირითადი ბმის ტიპები;
- 4.3. კოვალენტური ბმა; ვალენტური ბმის მეთოდი;
ეს საინტერესოა; რატომ იშლება ნიტროგლიცერინი?
- 4.4. იონური ბმა;

4.1. ატომის ძირითადი მახასიათებლები და მათი ცვლა პერიოდულ სისტემაში ჯგუფების და პერიოდების მიხედვით

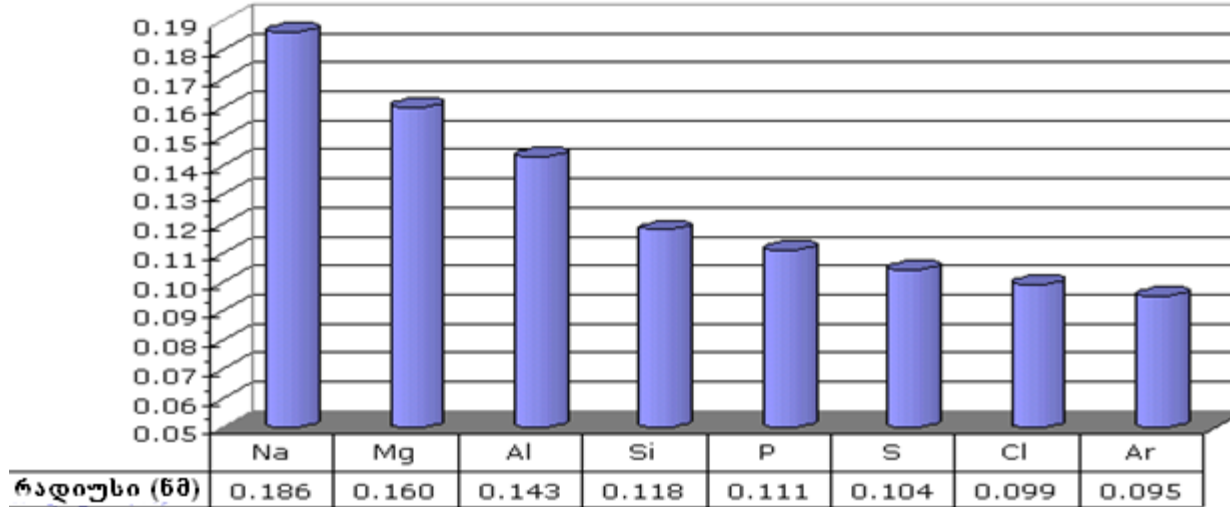
ქიმიურ ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში ერთი და იმავე ჯგუფის ელემენტებს მსგავსი ან ერთმანეთთან მიახლოებული ფიზიკური და ქიმიური თვისებები აქვს. პერიოდებში კი ელემენტთა თვისებები მკვეთრად იცვლება.

ელემენტთა თვისებების გამეორებას პერიოდების მიხედვით **პერიოდულობა** ეწოდება.

ელემენტების ზოგიერთი მახასიათებელია: **ატომის რადიუსი, ელექტროუარყოფითობა, იონიზაციის ენერჯია და სხვ.**

ატომური და იონური რადიუსები

- ატომური რადიუსი გულისხმობს მანძილს ატომბირთვიდან გარე შრის ბოლო ელექტრონამდე.
- ჯგუფებში ენერგეტიკულ დონეთა რაოდენობა იზრდება; ბუნებრივია, ატომური რადიუსიც გაიზრდება.
- პერიოდებში ატომების ენერგეტიკულ დონეთა რაოდენობა ერთნაირია, მაგრამ იზრდება პროტონების რიცხვი ატომბირთვში და ელექტრონების რიცხვი ელექტრონულ გარსში; ძლიერდება მათ შორის მიზიდულობა, რაც რადიუსის შემცირებას იწვევს.



მესამე პერიოდის ელემენტების ატომთა რადიუსების ცვლილება

იონური რადიუსი

- ჯგუფებში როგორც დადებითი, ისე უარყოფითი იონების ზომები იზრდება ზევიდან ქვევით.
- პერიოდში დადებითი და უარყოფითი იონების იონური რადიუსის ცვლილება უნდა განვიხილოთ ცალ-ცალკე.
- კატიონები ზოგადად ელექტრონების უფრო ნაკლებ რიცხვს შეიცავს, ვიდრე საწყისი ატომი, ამიტომ კატიონების რადიუსი ნაკლებია შესაბამის ნეიტრალური ატომის რადიუსთან შედარებით. მაგალითად,



პერიოდებში *კატიონების იონური რადიუსი* მცირდება. ამის მიზეზია ის, რომ ერთი პერიოდის კატიონებში ელექტრონების რაოდენობა თანაბარია, მაგრამ იზრდება როგორც პროტონების რიცხვი, ასევე იონის მუხტი, რის გამოც მათი იონური რადიუსი მცირდება.



- ანიონების იონური რადიუსი სჭარბობს შესაბამისი ნეიტრალური ატომის რადიუსს, რადგან პროტონების რაოდენობა ერთნაირია, ხოლო ელექტრონთა რაოდენობა იონში უფრო მეტია. მაგალითად,

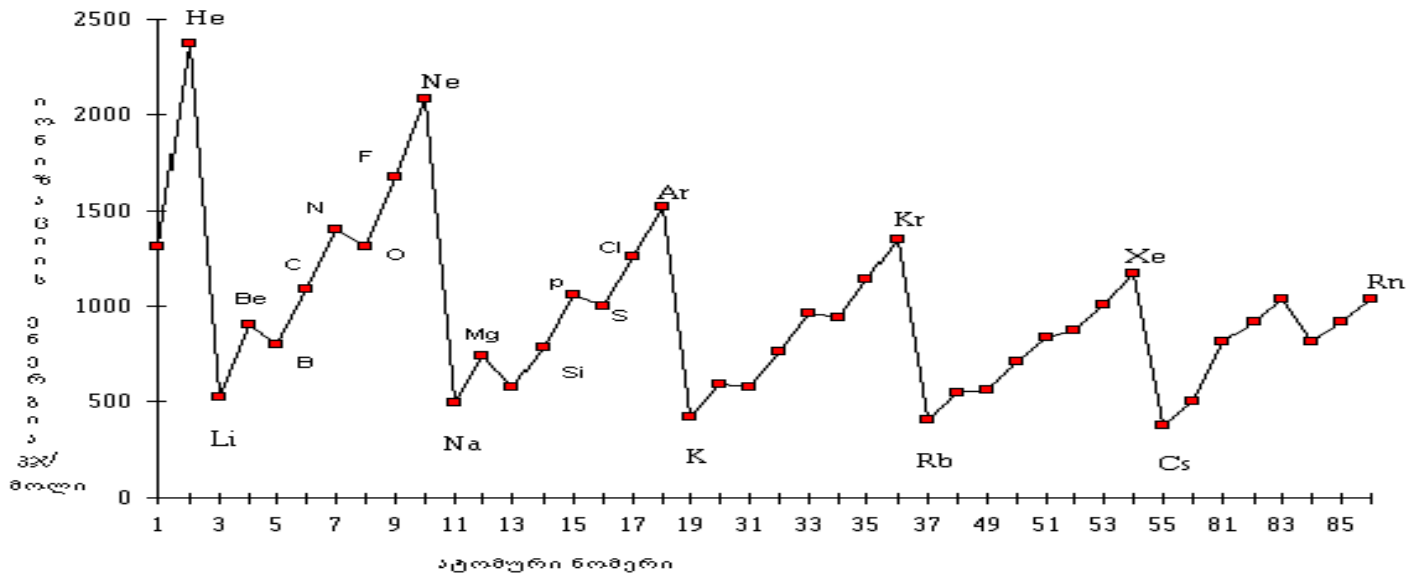


პერიოდებში *ანიონების იონური რადიუსი* მცირდება მარცხნიდან მარჯვნივ. მართალია ანიონებში ელექტრონების რიცხვი სჭარბობს პროტონების რიცხვს, მაგრამ პერიოდებში ატომბირთვის მუხტის ზრდის გამო მიზიდულობა ატომბირთვსა და ელექტრონებს შორის იზრდება, რაც რადიუსის შემცირებას იწვევს. მაგალითად,



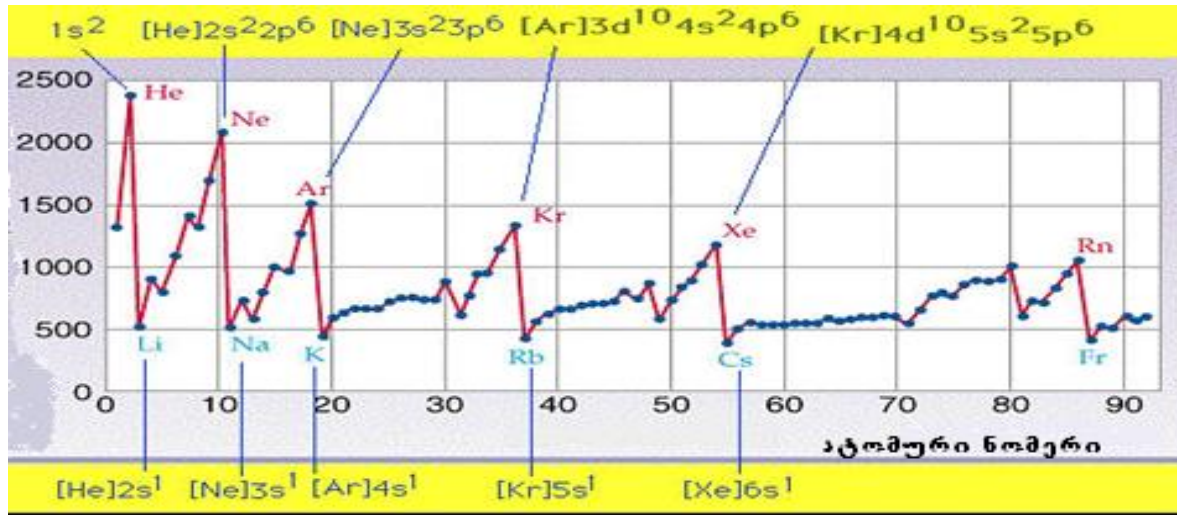
იონიზაციის ენერგია

- იონიზაცია გულისხმობს გარკვეული ენერგიის დახარჯვით ატომიდან ან ანიონიდან ელექტრონების მოწყვეტას.
- დაკარგული ელექტრონების რაოდენობის მიხედვით არჩევენ პირველი (I_1), მეორე (I_2) და მესამე ელექტრონის იონიზაციის ენერგიას (I_3).
- მოწყვეტილი ელექტრონების რიცხვის გაზრდა იწვევს წარმოქმნილი იონის დადებითი მუხტის ზრდას, რაც იწვევს მრავალმუხტიანი კატიონიდან ელექტრონების მოწყვეტის გაძნელებას.
- პირველი ელექტრონის იონიზაციის ენერგია ეწოდება ენერგიის იმ რაოდენობას, რომელიც საჭიროა აირადი მდგომარეობის ატომიდან ერთი ელექტრონის მოსაწყვეტად. მისი ერთეულია კჯ/მოლი ან ევ (ელექტრონვოლტი).



პირველი იონიზაციის ენერგია (ა) ჯგუფის ელემენტებისათვის

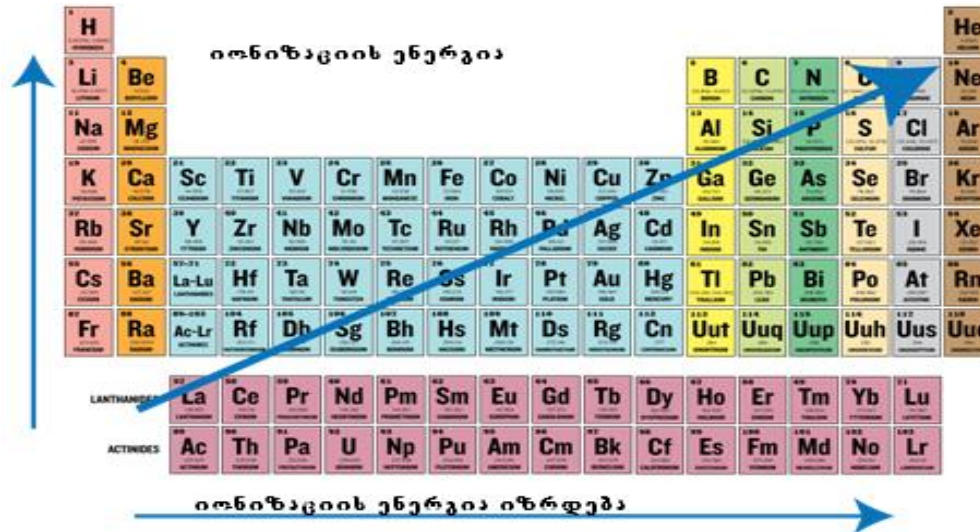
პირველი ელექტრონის იონიზაციის ენერჯის დამოკიდებულება ატომურ ნომერზე s, p და d ელემენტებისათვის



- იონიზაციის ენერჯის მრუდზე **d** და **f** ელემენტების პირველი იონიზაციის ენერჯის მნიშვნელობა ძალიან უმნიშვნელოდ იცვლება. ეს განპირობებულია იმით, რომ **d** და **f** ელემენტებს ბოლო ენერგეტიკულ დონეზე ელექტრონების თანაბარი რაოდენობა აქვს, ბოლოს წინა და ბოლოდან მეორე დონეზე ელექტრონების რაოდენობის ზრდა კი დიდ გავლენას ვერ ახდენს იონიზაციის ენერჯის მნიშვნელობაზე.
- მეორე იონიზაციის ენერჯია ეწოდება ენერჯიას, რომელიც საჭიროა დადებითად დამუხტული იონიდან ელექტრონის მოსაწყვეტად. მეორე იონიზაციის ენერჯის მნიშვნელობა, ცხადია, უფრო მეტი იქნება, ვიდრე პირველი იონიზაციის ენერჯის მნიშვნელობა, რადგან ერთ შემთხვევაში ელექტრონი უნდა მოწყდეს ნეიტრალურ ატომს, ხოლო მეორე შემთხვევაში – დადებით იონს.

იონიზაციის ენერგია ჯგუფების და პერიოდების მიხედვით

- პირველი ელექტრონის იონიზაციის ენერგია ჯგუფებში იზრდება ქვევიდან ზევით, რადგან რადიუსი შემცირებულია და ბოლო ენერგეტიკული დონის ელექტრონი უფრო ახლოსაა ატომბირთვთან.
- პერიოდებში პირველი იონიზაციის ენერგია ძირითადად იზრდება მარცხნიდან მარჯვნივ, რადგან პროტონების რაოდენობის მომატებასთან ერთად იზრდება მიზიდულობა ატომბირთვსა და ელექტრონებს შორის (მცირდება რადიუსი), რაც ართულებს ელექტრონის მოწყვეტის შესაძლებლობას.
- ჯგუფებში უმცირესი იონიზაციის ენერგია აქვს პირველი (ა) ჯგუფის ელემენტებს, ხოლო ყველაზე დიდი – მერვე (ა) ჯგუფის ელემენტებს.



ელექტროუარყოფითობა პერიოდების და ჯგუფების მიხედვით

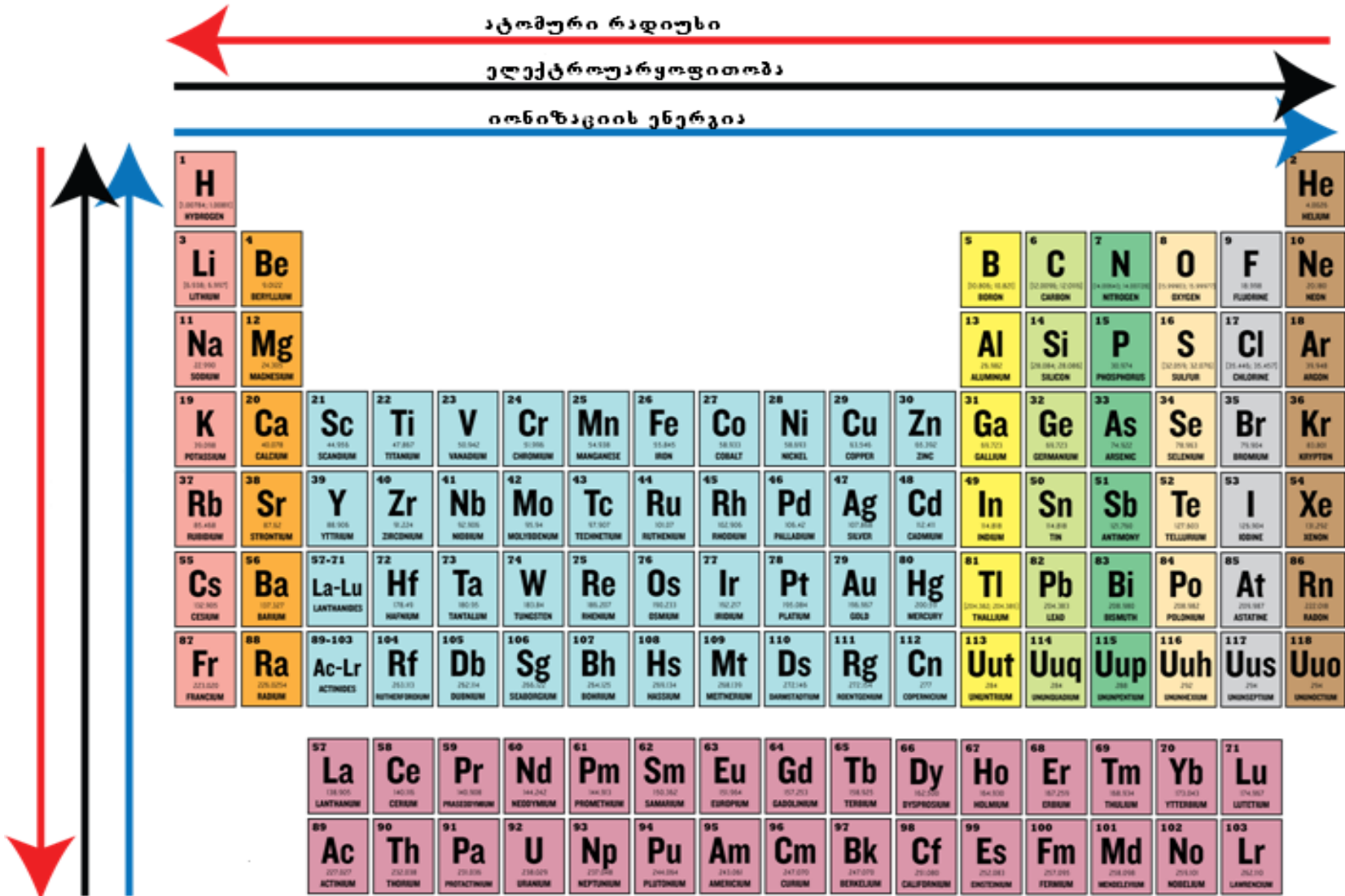
- ელექტროუარყოფითობა პერიოდებში იზრდება მარცხნიდან მარჯვნივ გარე ენერგეტიკულ დონეზე ელექტრონთა რაოდენობის მატების გამო.
- ჯგუფებში იზრდება ქვევიდან ზევით რადიუსის შემცირების გამო.

ელექტროუარყოფითობა

იზრდება

1	2	იზრდება										3	4	5	6	7	0
																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

ატომის ძირითადი მახასიათებლების ცვლილება პერიოდებისა და ჯგუფების მიხედვით



4.2. ქიმიური ბმის ტიპები

ბმის წარმოქმნისას ელექტრონული სიმკვრივის გადანაწილების მიხედვით არჩევენ ქიმიური ბმის 3 ძირითად ტიპს: იონურს, კოვალენტურსა და ლითონურს. რაც შეეხება წყალბადურ ბმას, ის შეიძლება განვიხილოთ, როგორც კოვალენტური ბმის კერძო შემთხვევა.

იონური ბმის ასახსნელად საკმარისია ელექტროსტატიკური მოდელის წარმოდგენა, ხოლო კოვალენტური ბმის ასახსნელად აუცილებელია საკითხისადმი კვანტურ-მექანიკური მიდგომა.

მოლეკულაში ელექტრონული სიმკვრივის განაწილების განსაზღვრისათვის წარმატებით გამოიყენება ორი მიდგომა: ვალენტური ბმის მეთოდი და მოლეკულური ორბიტალების თეორია.

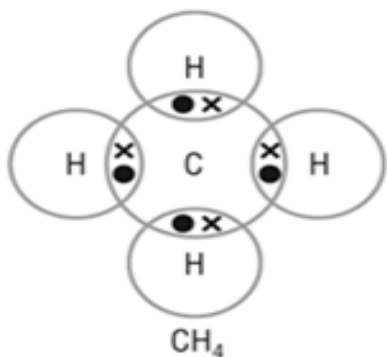
4.3. კოვალენტური ბმა; ვალენტური ბმის მეთოდი

ვალენტური ბმის მეთოდის თანახმად, მოლეკულაში ქიმიური ბმა ხორციელდება საზიარო ელექტრონული წყვილების საშუალებით.

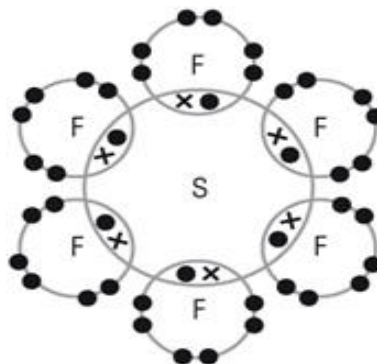
ბმის წარმომქმნელი ელექტრონული წყვილი ეკუთვნის 2 მეზობელ ატომს. თითოეული ელექტრონული წყვილი შეესაბამება ქიმიური ბმის 1 ერთეულს და 1 შტრიხს გრაფიკულ ფორმულებში. მაგ., H_2 $H:H$ ან $H-H$.

ატომებს შორის საზიარო ელექტრონული წყვილებით დამყარებულ ბმას კოვალენტური ბმა ეწოდება.

ამერიკელი მეცნიერის ჰილბერტ ლუისის მიხედვით, სავალენტო ელექტრონებს წერტილებით ან ჯვრით გამოსახავენ.



მეთანი (CH₄)



გოგირდის ჰექსაფთორიდი (SF₆)

სიგმა (σ), პი (π) და დელტა(δ) ბმები

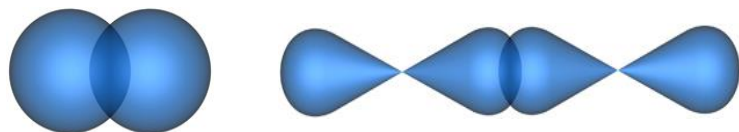
თანამედროვე კვანტურ-მექანიკური თეორიის მიხედვით, ქიმიური ბმის წარმოქმნისას ელექტრონების დაწყვილება დაკავშირებულია მათი სავალენტო ელექტრონული ორბიტალების გადაფარვასთან (გადაფარვა ხდება იმ მიმართულებით, რომ მოცემული ბმის შემთხვევაში მას ჰქონდეს მაქსიმალური ხასიათი).

ელექტრონული ორბიტალები სხვადასხვა ფორმისაა. მათი გადაფარვა შეიძლება განხორციელდეს სხვადასხვანაირად.

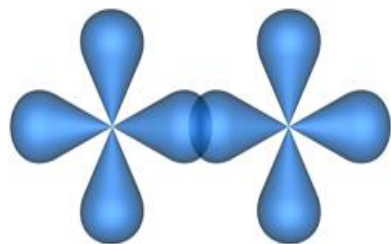
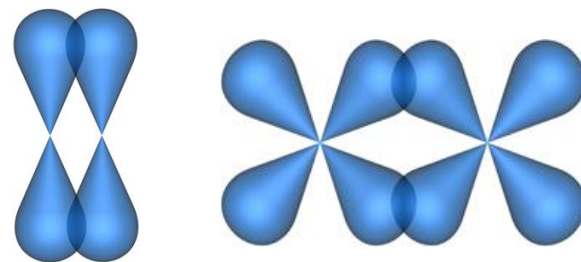
ელექტრონული ორბიტალების გადაფარვის ხასიათის მიხედვით, არჩევენ **σ , π და δ** ბმებს.

- ქიმიურ ბმას, რომლის წარმოქმნისას ელექტრონული ორბიტალების გადაფარვა ხდება ატომბირთვების შემაერთებელი წრფის გასწვრივ, **σ ბმა ეწოდება.**
- ქიმიურ ბმას, რომელიც ხორციელდება ატომთა ბირთვების შემაერთებელი წრფის ორივე მხარეს **p-ორბიტალების** გვერდითი გადაფარვით, **π -ბმა ეწოდება.**
- **δ -ბმის** წარმოქმნისათვის აუცილებელია **d-ელექტრონული** ორბიტალების ოთხმხრივი გადაფარვა.

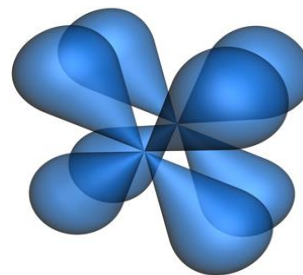
σ ბმა



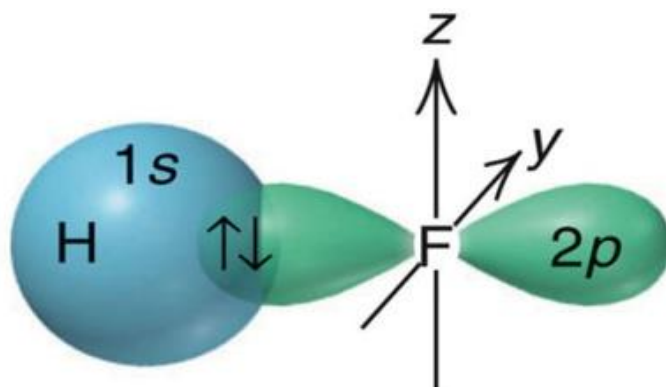
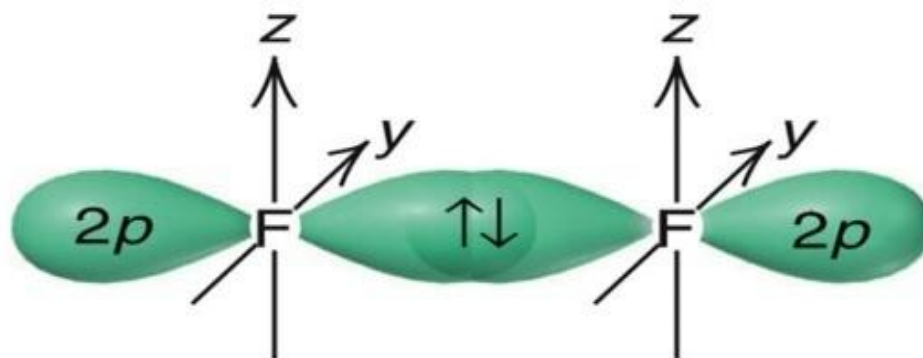
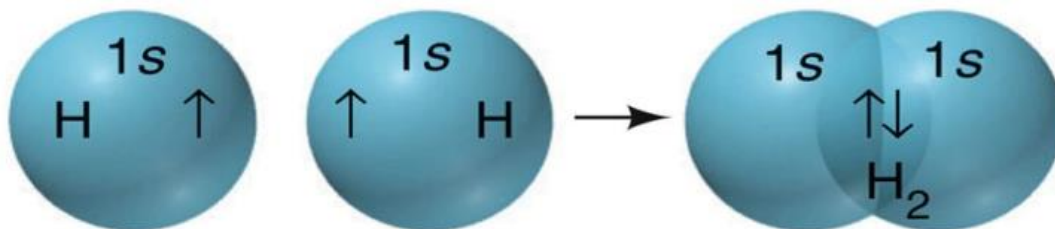
π -ბმა



δ -ბმა



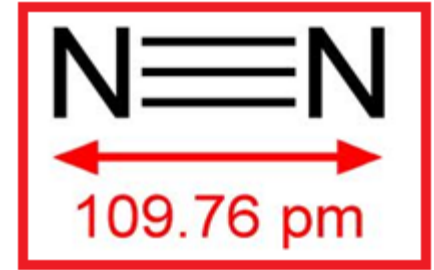
σ ბმები H_2 , F_2 და HF -ის მოლეკულებში



აზოტის (N_2) მოლეკულის წარმოქმნა

აზოტის (N) ატომის ელექტრონული ფორმულაა – $1s^2 2s^2 2p^3$.

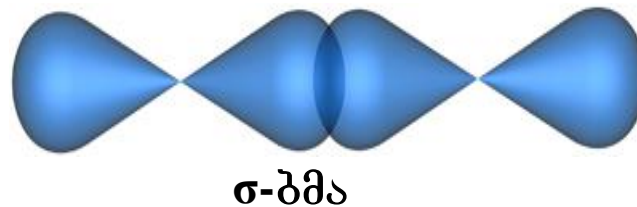
აზოტის ატომების შეერთებისას წარმოიქმნება 3 ელექტრონული წყვილი, რომლებიც თანაბრად ეკუთვნის ორივე ატომს. წარმოიქმნება სამი ბმა.



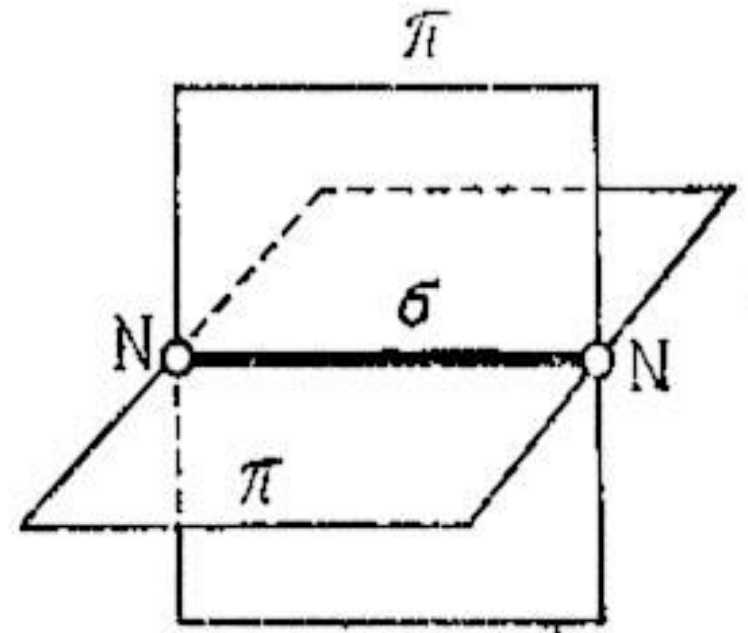
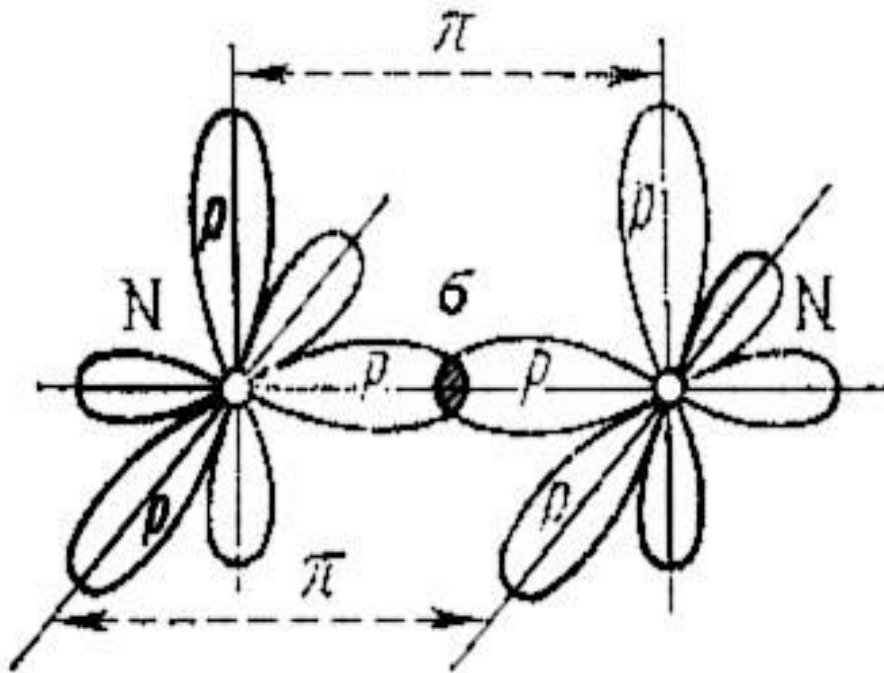
საზიარო ელექტრონული წყვილების წარმოქმნა ხდება საპირისპირო მიმართულების სპინების მქონე

დაუწყვილებელი p_x , p_y და p_z ელექტრონული ორბიტალების გადაფარვით:

პირობითად, ორი p_x -ორბიტალი გადაიფარება ატომთა ბირთვების შემაერთებელი წრფის გასწვრივ ($p_x - p_x$) წარმოიქმნება σ ბმა:



- $p_y - p_y$ და $p_z - p_z$ ორბიტალების გადაფარვა ხდება ატომთა ბირთვების შემაერთებელი წრფის ორივე მხარეს, ამ წრფის პერპენდიკულარულ ორ სიბრტყეში. ე.ი. წარმოიქმნება ორი π ბმა.
- აზოტის მოლეკულაში (N_2) აზოტის ატომები ერთმანეთთან დაკავშირებულია ერთი σ და ორი π ბმით.



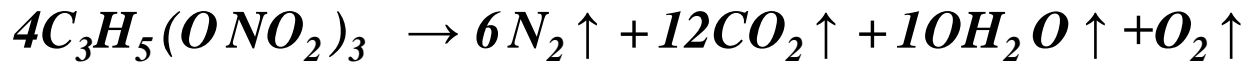
ბმის სიგრძე და ენერგია; სავალენტო კუთხე

- ქიმიური რეაქციების მიმდინარეობისას მორეაგირე ნივთიერებათა ატომებს შორის ბმები წყდება. ამ დროს იხარჯება ენერგიის გარკვეული რაოდენობა. ბმის გაწყვეტაზე დახარჯულ ენერგიას ბმის ენერგია ეწოდება. მისი განზომილებაა კჯ/მოლი. რაც მეტია ბმის ენერგია, მით უფრო მტკიცეა მოლეკულა.
- რაც უფრო მეტი საზიარო ელექტრონული წყვილი წარმოიქმნება ატომებს შორის, მით უფრო მტკიცეა ბმა და მით უფრო მცირეა ატომთა შორის მანძილი. ერთმანეთთან უშუალოდ დაკავშირებულ ატომთა ბირთვებს შორის მანძილს ბმის სიგრძე ეწოდება. ბმის სიგრძე ძირითადად ნანომეტრებში (ნმ) იზომება ($1\text{ნმ} = 10^{-9}\text{მ}$).
- ქიმიური ბმით შეკავშირებულ ატომბირთვთა შემაერთებელ წარმოსახვით ხაზებს შორის კუთხეს სავალენტო კუთხე ეწოდება. სავალენტო კუთხე დამოკიდებულია მორეაგირე ატომთა ბუნებასა და მათ შორის ბმის ხასიათზე.

ბმა	ბმის ენერგია (კჯ/მოლი)	ბმის სიგრძე (ნმ)
H-H	436	0.058
O=O	493	0,12
N≡N	940	0,11

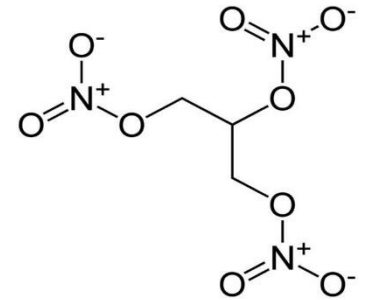
ეს საინტერესოა რატომ იშლება ნიტროგლიცერინი?

ნიტროგლიცერინი ღია ყვითელი ფერის ზეთოვანი სითხეა, რომელიც მცირე შერხევითაც ფეთქდება:



მიღებულ ნაერთებში ბმები ბევრად უფრო მტკიცეა, ვიდრე საწყის ნივთიერებაში. მაგალითად, N_2 შეიცავს სამმაგ ბმას $N \equiv N$. CO_2 -ში ($O=C=O$) ორი ორმაგი $C=O$ ბმაა, ჟანგბადის მოლეკულას (O_2) კი ერთი ორმაგი ბმა აქვს $O=O$.

ნიტროგლიცერინის აფეთქების მიზეზი ძლიერ სწრაფად მიმდინარე დაშლის რეაქცია და გამოყოფილი მდგრადი აირადი ნივთიერებების დიდი მოცულობაა.



კოვალენტური ბმის ნაჯერობა

ბმის ნაჯერობაში იგულისხმება სავალენტო ელექტრონებისა და თავისუფალი ორბიტალების განსაზღვრული რაოდენობა, რომელთა სრულად გამოყენების შემდეგ ატომს კოვალენტური ბმის წარმოქმნის უნარი აღარ გააჩნია.

დაუწყვილებელი ელექტრონების რიცხვი შეიძლება გაიზარდოს ატომის აგზნებისას.

მაგალითად, ნახშირბადის ატომს ნორმალურ მდგომარეობაში აქვს 2 დაუწყვილებელი

ელექტრონი: **C** $1s^2 2s^2 2p^2$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow $_$ $_$ $_$

აგზნების შემთხვევაში – 4 დაუწყვილებული ელექტრონი:

C* $1s^2 2s^1 2p^3$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow $_$ \uparrow $_$ \uparrow $_$

ატომის აგზნება შესაძლებელია მხოლოდ იმ შემთხვევაში, როდესაც მას აქვს თავისუფალი ორბიტალები და აგზნებისათვის დახარჯული ენერგია მთლიანად კომპენსირდება დამატებითი ქიმიური ბმების წარმოქმნისას გამოყოფილი ენერგიით.

ატომების აგზნება შეუძლებელია **He**-ისა და II პერიოდის ელემენტების (**N, O, F**) შემთხვევაში. მათ ბოლო ენერგეტიკულ დონეზე არ გააჩნია თავისუფალი ორბიტალები, სადაც გახლეჩის შემთხვევაში წყვილი ელექტრონიდან რომელიმე გადაინაცვლებდა. ამ მიზეზის გამო აღნიშნული ელემენტების დაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობა მუდმივია:

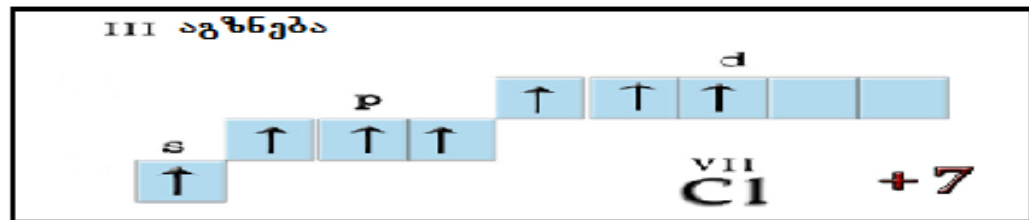
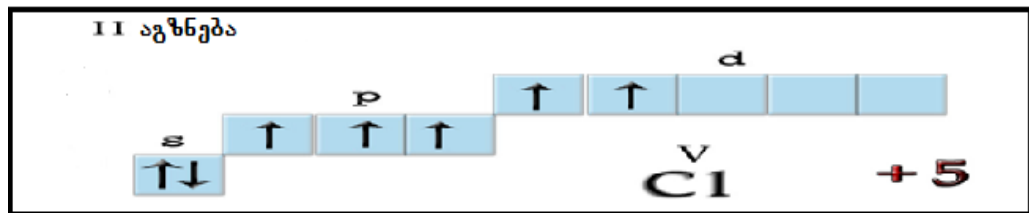
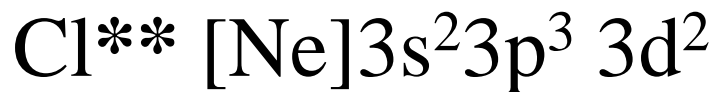
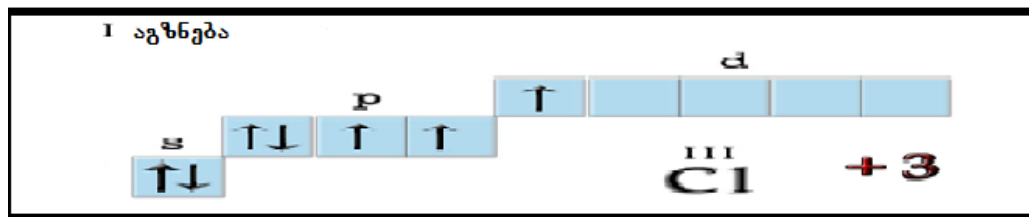
${}^7\text{N}$ $1s^2 2s^2 2p^3$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow $_$ \uparrow $_$ \uparrow $_$

${}^8\text{O}$ $1s^2 2s^2 2p^4$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow $_$ $_$

${}^9\text{F}$ $1s^2 2s^2 2p^5$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow $_$

ბმის ნაჯერობა III პერიოდის ელემენტებისათვის

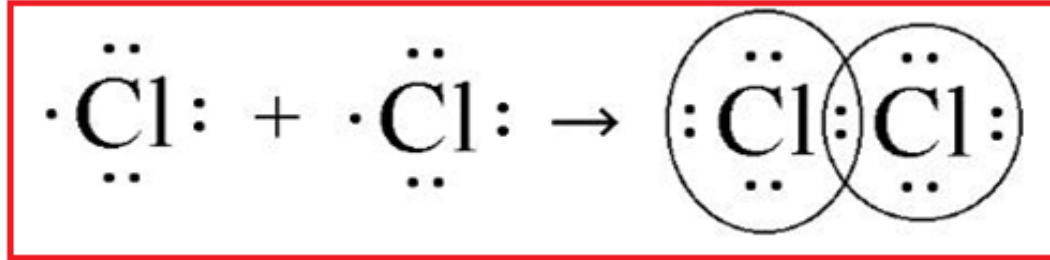
- Si [Ne]3s²3p² 3d⁰ → Si* [Ne]3s¹3p³ 3d⁰
- P [Ne]3s²3p³ 3d⁰ → P* [Ne]3s¹3p³ 3d¹
- S [Ne]3s²3p⁴3d⁰ → S* [Ne]3s²3p³ 3d¹ → S** [Ne]3s¹3p³ 3d²
- Cl [Ne]3s²3p⁵3d⁰ → Cl* [Ne]3s²3p⁴ 3d¹



4.5. არაპოლარული და პოლარული კოვალენტური ბმები

არაპოლარული კოვალენტური ბმა

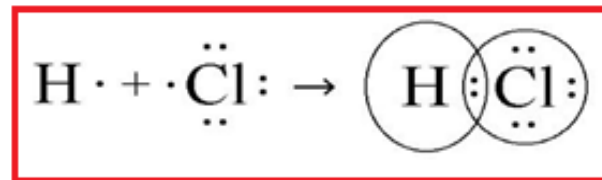
- კოვალენტური ბმა შეიძლება დამყარდეს როგორც ერთნაირ, ასევე ელექტროუარყოფითობით მცირედ განსხვავებულ სხვადასხვა ელემენტის ატომებს შორის. არჩევენ კოვალენტური ბმის ორ სახეს: არაპოლარულ-კოვალენტურ და პოლარულ-კოვალენტურ ბმებს.
- კოვალენტური ბმა არაპოლარულია, როდესაც ქიმიური ბმის წარმომქმნელი ელექტრონული წყვილი თანაბრად ეკუთვნის ორივე ატომს.



არაპოლარული კოვალენტური ბმის დროს წარმომქმნელი ატომების ელექტროუარყოფითობებს შორის სხვაობა 0,5-ზე ნაკლებია.

პოლარული კოვალენტური ბმა

• კოვალენტური ბმა პოლარულია, როდესაც საზიარო ელექტრონული წყვილი გადაწეულია უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტის ატომისკენ. პოლარულ კოვალენტური ბმის დროს განსხვავება ატომთა ელექტროუარყოფითობების მნიშვნელობებს შორის **0,5-ზე მეტი** და **1,7-ზე ნაკლებია**.



• პოლარული კოვალენტური ბმის შემთხვევაში ბმის წარმომქმნელი ელექტრონული წყვილი გადახრილია უფრო ელექტროუარყოფითი ატომის – ქლორისაკენ, რის გამოც წყალბადის ატომზე წარმოიქმნება ჭარბი დადებითი, ხოლო ქლორის ატომზე ჭარბი უარყოფითი მუხტი. ასეთ მუხტს **ეფექტური მუხტი** ეწოდება (აღინიშნება δ^+ -ით ან δ^- -ით).

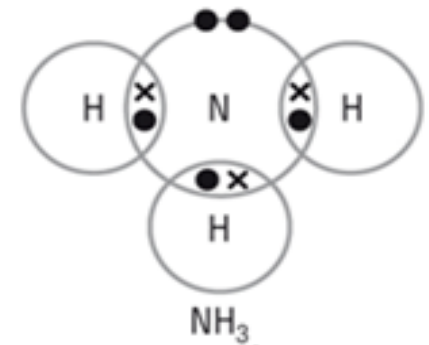
მაგ., $\text{H}^{\delta+} \text{Cl}^{\delta-}$

კოვალენტური ბმის დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმი

დონორულ-აქცეპტორული ბმა ეწოდება კოვალენტურ ბმას, რომელიც მყარდება ერთი ატომის გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილისა და მეორე ატომის თავისუფალი ორბიტალის ხარჯზე.

მაგალითად, ასეთი ბმა გვხვდება ამონიუმის იონში (NH_4^+).

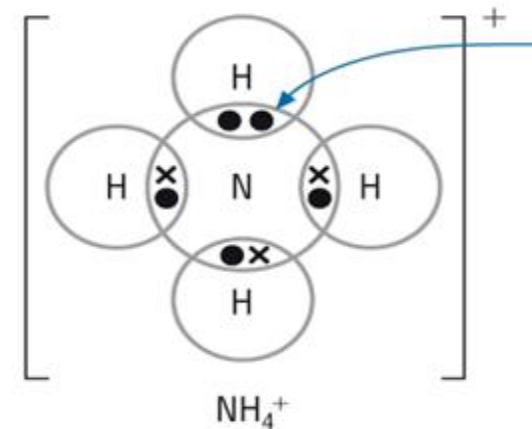
ამიაკის მოლეკულაში სამი დაუწყვილებელი ელექტრონის მქონე აზოტის ატომი, წყალბადის ატომებთან ამყარებს სამ კოვალენტურ ბმას. ამის შემდეგ მას რჩება ერთი გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილი.



წყალბადის იონს (H^+) აქვს თავისუფალი ორბიტალი.

აზოტის ატომის გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილი დაიკავებს წყალბადის ატომის თავისუფალ ორბიტალს. წარმოიქმნება მეოთხე კოვალენტური ბმა დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით.

მიუხედავად წარმოქმნის მექანიზმის სხვადასხვაობისა, $[\text{NH}_4]^+$ იონში ოთხივე ბმა ერთმანეთის ტოლფასია, ანუ ბმის სიგრძე და ენერგია ერთნაირია.



დიპოლური მომენტი

პოლარობის რადენობრივი დახასიათება ხდება დიპოლური მომენტის საშუალებით, რომელიც გამოითვლება ფორმულით:

$$\mu = lq, \text{ სადაც}$$

l დიპოლის სიგრძეა (მ),

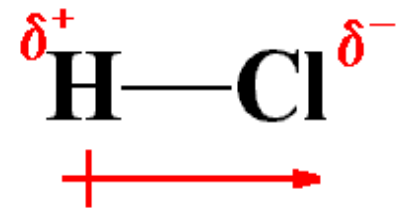
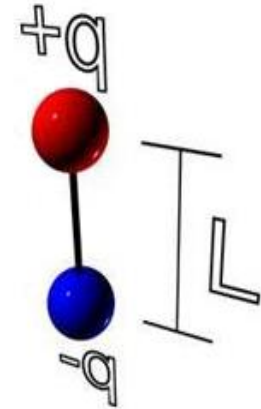
ხოლო q – ეფექტური მუხტი (კულონი).

დიპოლური მომენტის საზომია დებაი (D).

$$1D = 3,33 \cdot 10^{-3} \text{ (კულონმეტრი).}$$

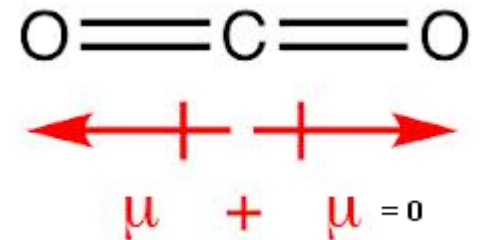
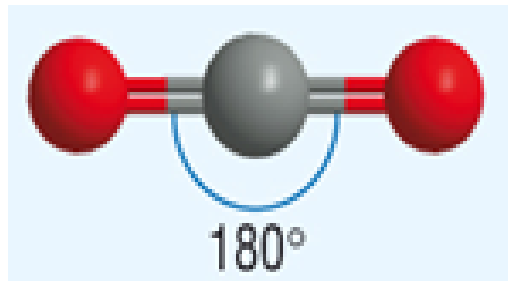
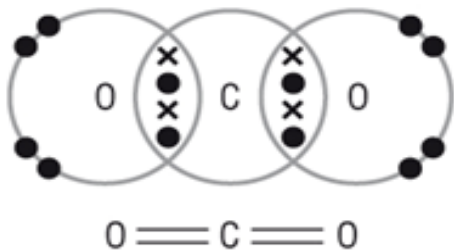
- კოვალენტურ ნაერთებში $\mu = 0-4D$,
- იონურ ნაერთებში $\mu = 4-11D$.

დიპოლური მომენტი ვექტორული სიდიდეა.

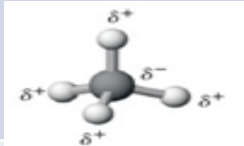
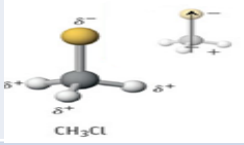
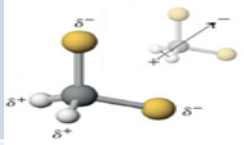
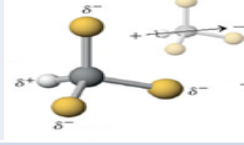
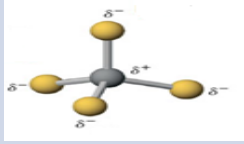
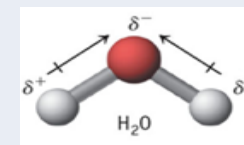


მოლეკულის პოლარულობა

- მოლეკულის ჯამური დიპოლური მომენტიც ვექტორული სიდიდეა. იგი წარმოადგენს მოლეკულაში ყველა ბმისა და გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილებით დაკავებული ორბიტალების დიპოლური მომენტების ვექტორულ ჯამს. ამ ჯამის სიდიდე დამოკიდებულია მოლეკულის გეომეტრიულ აღნაგობაზე.
- მაგალითად, განვიხილოთ CO_2 , რომელსაც წრფივი აღნაგობა აქვს. მიუხედავად იმისა, რომ C=O ბმა ძლიერ პოლარულია $\mu(\text{CO}) = 2,7\text{D}$, დიპოლური მომენტების ურთიერთკომპენსაციის გამო CO_2 -ის მოლეკულა არაპოლარულია $\mu(\text{CO}_2) = 0\text{D}$.



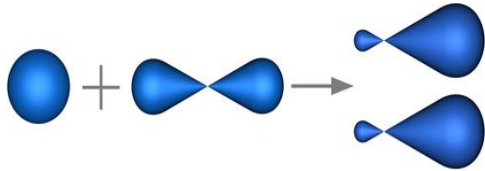
სხვადასხვა მოლეკულათა პოლარულობა

სახელწოდება	მოლეკულური ფორმულა	ბურთულდეროვანი მოდელი	დიპოლური მომენტი (D)
მეთანი	CH_4		0,00
ქლორმეთილი	CH_3Cl		1,92
დიქლორმეთილი	CH_2Cl_2		1,60
ტრიქლორმეთილი	CHCl_3		1,04
ტეტრაქლორმეთილი	CCl_4		0,00
წყალი	H_2O		1,85

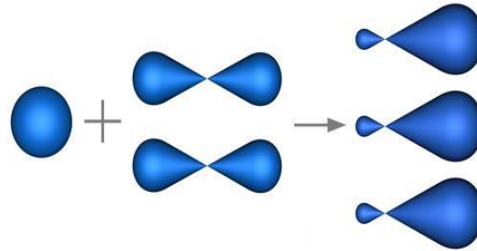
კოვალენტური ბმის მიმართულება. ჰიბრიდიზაციის თეორია

- ჰიბრიდიზაცია ეწოდება ფორმით და ენერგიით განსხვავებული ორბიტალების შერწყმას, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ფორმითა და ენერგიით ერთნაირი ორბიტალების იგივე რაოდენობა. ჰიბრიდულ ორბიტალს აქვს ცალმხრივ გაწეული რვიანის ფორმა.
- არჩევენ sp , sp^2 , sp^3 და ა.შ. ჰიბრიდიზაციის ტიპებს.

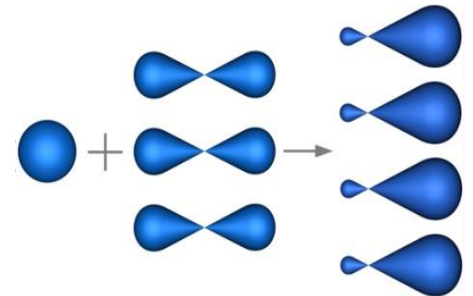
$s + p_x$ ორბიტალი
 $2sp$ ჰიბრიდული ორბიტალი



$s + p_x + p_y$ ორბიტალი
 $3sp$ ჰიბრიდული ორბიტალი



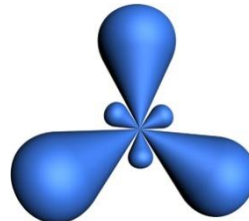
$s + p_x + p_y + p_z$ ორბიტალი
 $4sp$ ჰიბრიდული ორბიტალი



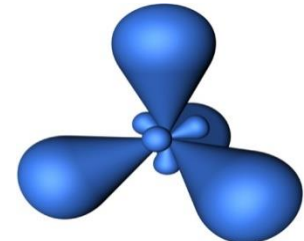
sp ჰიბრიდიზაცია



sp^2 ჰიბრიდიზაცია



sp^3 ჰიბრიდიზაცია

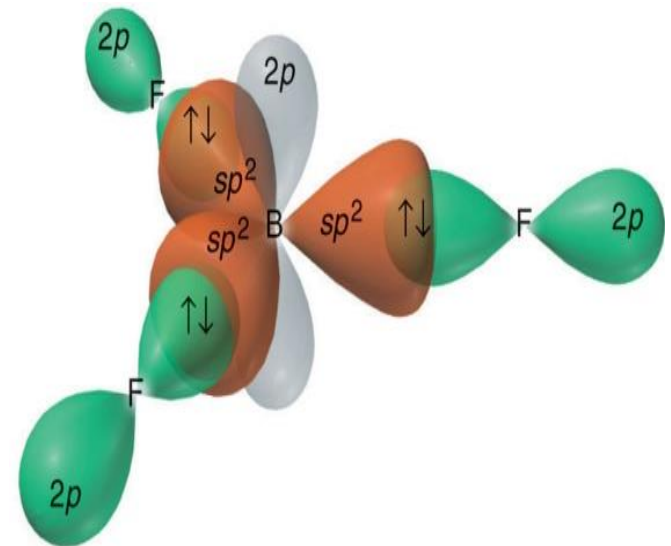
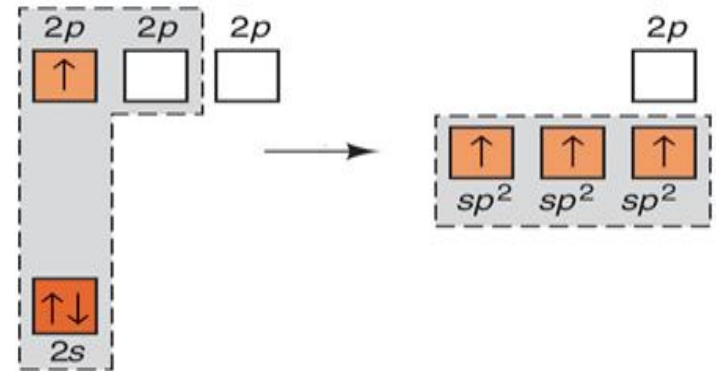


ბორის ტრიფთორიდი (BF_3)

ბორის (**B**) ატომის ელექტრონული ფორმულაა $1s^2 2s^2 2p^1$. ბორის ატომს გარე ენერგეტიკულ დონეზე აქვს ერთი წყვილი და ერთი დაუწყვილებელი ელექტრონი.

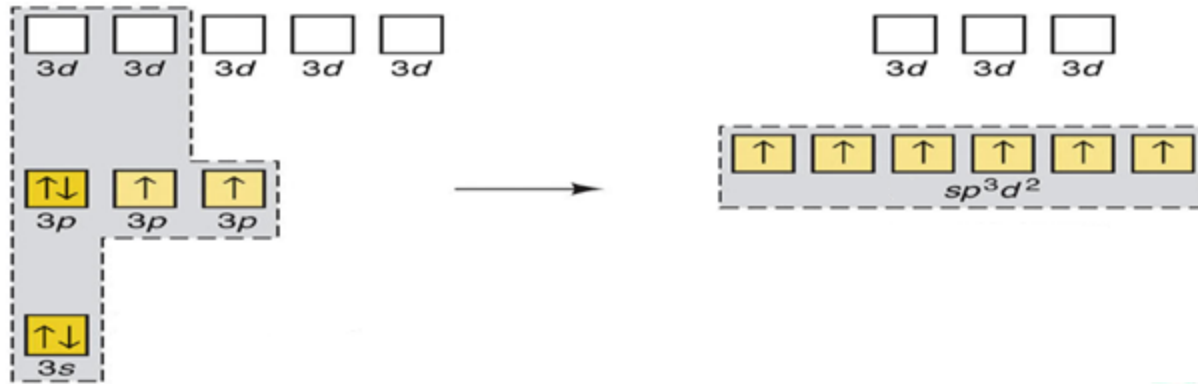
აგზნებულ ბორის ატომს სამი დაუწყვილებელი ელექტრონი უჩნდება.

სამი (s, p_x, p_y) ორბიტალის შერწყმისას ხორციელდება sp^2 ჰიბრიდიზაცია, რის შედეგადაც წარმოიქმნება სამი sp^2 ჰიბრიდული ორბიტალი. ჰიბრიდული ორბიტალები განლაგდება ერთმანეთის მიმართ 120° კუთხით. სამივე მათგანი გადაიფარება ფთორის ატომის p ორბიტალებით. ბორის ტრიფთორიდის მოლეკულას ბრტყელი სამკუთხედის (ტრიგონალური) სტრუქტურა აქვს.

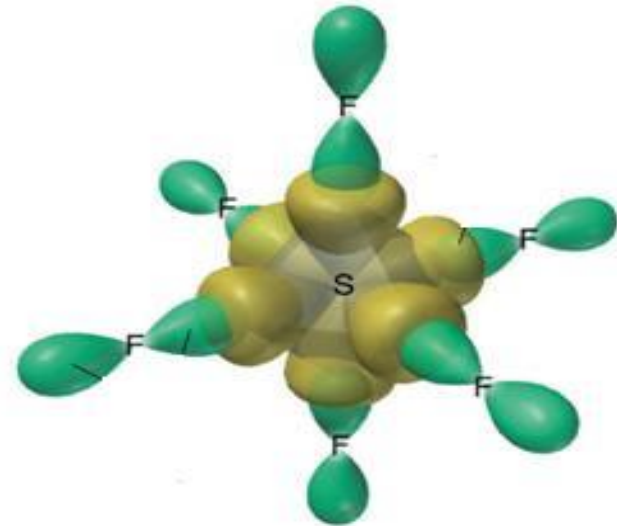


გოგირდის ჰექსაფთორიდი (SF_6)

- აგზნებულ მდგომარეობაში მყოფ გოგირდის ატომს გარე ენერგეტიკულ დონეზე ექვსი დაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს:




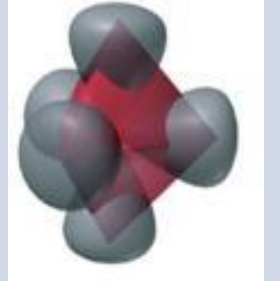
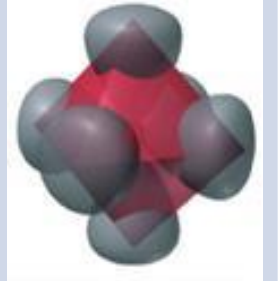


- ერთი **s**, სამი **p** და ორი **d** ორბიტალის შერწყმით, sp^3d^2 ჰიბრიდიზაციის შედეგად, წარმოიქმნება ექვსი sp^3d^2 ჰიბრიდული ორბიტალი, რომლებიც განლაგდება ოქტაედრის წვეროების მიმართულებით (ცენტრში გოგირდის ატომის ბირთვია) და გადაიფარება ფთორის **p** ორბიტალებით. შედეგად გოგირდის ჰექსაფთორიდს ოქტაედრული სტრუქტურა აქვს.



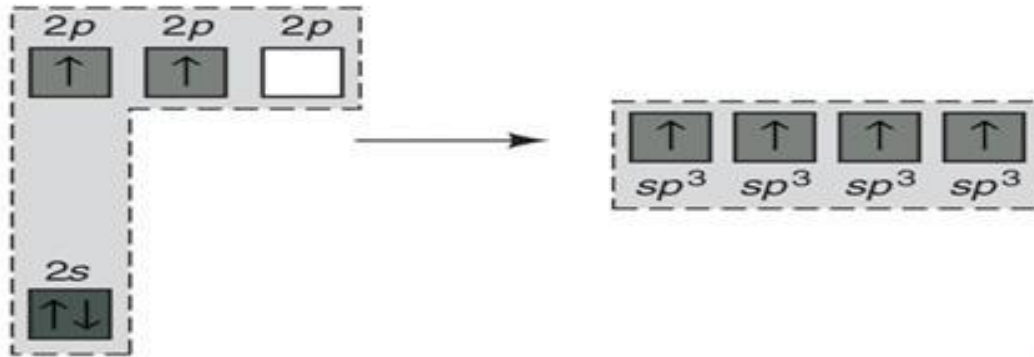
მოლეკულის სტრუქტურის გამოკიდებულება ცენტრალური ატომის ჰიბრიდიზაციის ტიპზე

მოლეკულის სივრცითი სტრუქტურა დამოკიდებულია ცენტრალური ატომის ჰიბრიდული ორბიტალების რაოდენობაზე, რაც, თავის მხრივ, განაპირობებს მათ ურთიერთგანლაგებას.

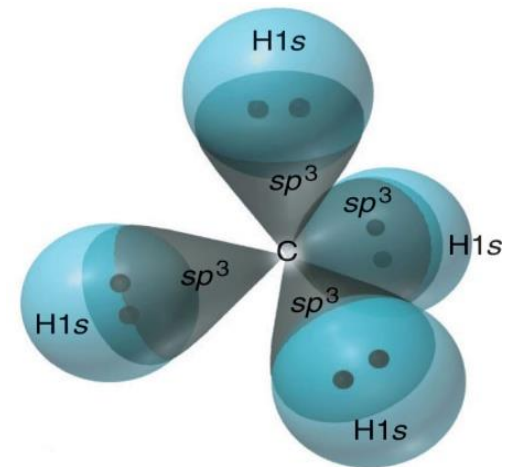
მოლეკულის ფორმა	წრფივი	ბრტყელი ტრიგონალური	ტეტრაედრული	ტრიგონალური პირამიდული	ოქტაედრული
ჰიბრიდიზაციის ტიპი	sp	sp^2	sp^3	sp^3d	sp^3d^2
ჰიბრიდული ორბიტალების რაოდენობა	2	3	4	5	6
ჰიბრიდული ორბიტალების ორიენტაცია					

ცენტრალური ატომის გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილის გავლენა მოლეკულის ადნაგობაზე

მეთანის (CH_4) მოლეკულაში ნახშირბადის ატომის s , p_x , p_y , p_z ელექტრონული ორბიტალების ჰიბრიდიზაციისას მიიღება ერთნაირი ფორმის და ენერგიის ოთხი sp^3 ჰიბრიდული ორბიტალი.

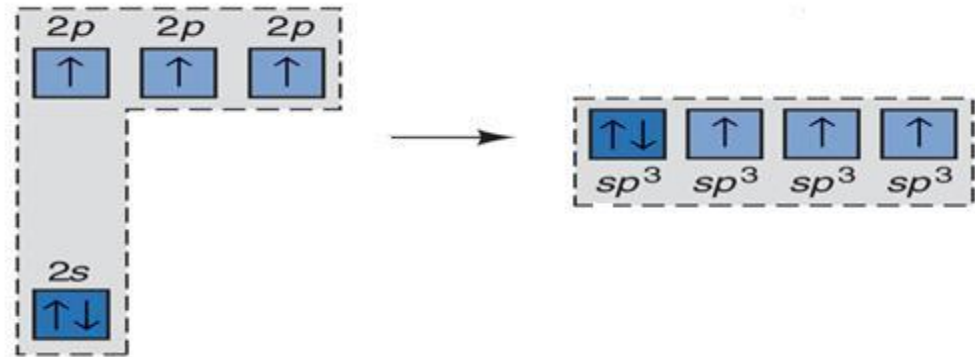


ჰიბრიდული ორბიტალების ღერძები მიმართულია ტეტრაედრის წვეროებისაკენ. ოთხივე ჰიბრიდული ორბიტალი გადაიფარება წყალბადის სფერული ორბიტალებით. მეთანის სტრუქტურა შეესაბამება ტეტრაედრს, რომელშიც სავალენტო კუთხე $109,28^\circ$ -ის ტოლია.

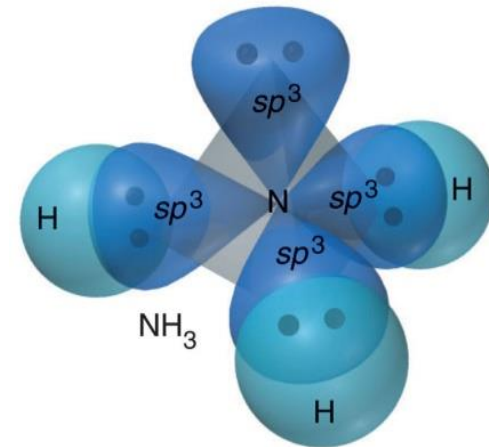


ამიაკი (NH_3)

- ამიაკის (NH_3) მოლეკულაში აზოტის ატომის p_x , p_y და p_z ელექტრონული ორბიტალების ჰიბრიდიზაციისას მიიღება ერთნაირი ფორმის და ენერგიის 4 sp^3 ჰიბრიდული ორბიტალი.

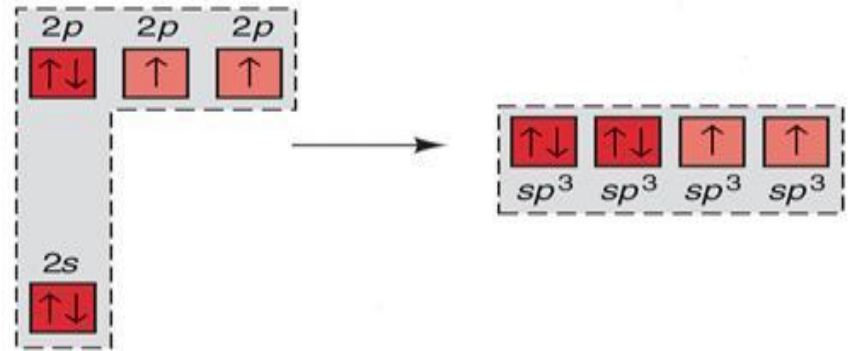


- ჰიბრიდული ორბიტალები მიმართულია ტეტრაედრის წვეროებისაკენ. აზოტის ჰიბრიდული ორბიტალი ოთხია, ხოლო წყალბადის ატომი – მხოლოდ სამი. რადგან აზოტის 4 ჰიბრიდული ორბიტალებიდან მხოლოდ 3 გადაიფარება წყალბადის 3 სფეროსებრი ორბიტალით, ამიტომ ამიაკის სტრუქტურა შეესაბამება არა ტეტრაედრს, არამედ ტეტრაედრის ნაწილს, ე.ი. ტრიგონალურ პირამიდას. ამიაკის სტრუქტურა განსხვავდება წესიერი პირამიდული სტრუქტურისაგან H_3N სავალენტო კუთხით. წესიერ პირამიდაში იგი $109,28^\circ$ -ის ტოლია, ამიაკის შემთხვევაში კი – 107° -ის ტოლი. სავალენტო კუთხის შემცირება თავისუფალი ელექტრონული წყვილის გავლენითაა გამოწვეული.

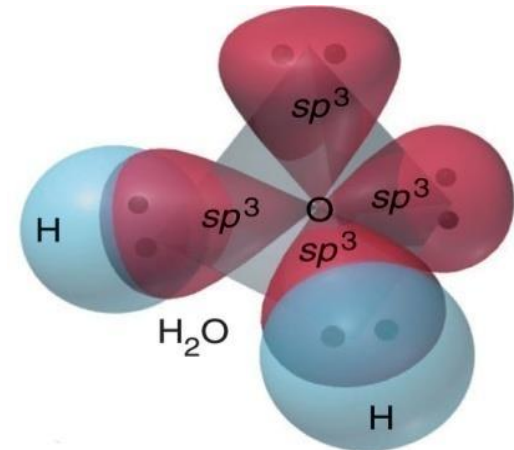


წყლის (H_2O) მოლეკულის სტრუქტურა

ჟანგბადის ატომს გარე ენერგეტიკულ დონეზე აქვს ორი წყვილი და ორი დაუწყვილებელი ელექტრონი.



ამიაკის შემთხვევის ანალოგიურად, ჟანგბადის ელექტრონული ორბიტალების sp^3 ჰიბრიდიზაციისას მიიღება ოთხი ერთნაირი ფორმის და ენერგიის ჰიბრიდული ორბიტალი, რომლებიც განლაგდება ტეტრაედრის წვეროების მიმართულებით. ორი ჰიბრიდული ორბიტალი გადაიფარება წყალბადის სფერული ორბიტალებით, ხოლო გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილის მქონე ორი ჰიბრიდული ორბიტალი განიზიდავს ერთმანეთს და შეამცირებს კუთხეს ბმის წარმოქმნელ ატომებს შორის. წყლის მოლეკულაში წყალბადის და ჟანგბადის ატომებს შორის კუთხე, ნაცვლად 109° -ისა, $104,5^\circ$ -ის ტოლია.

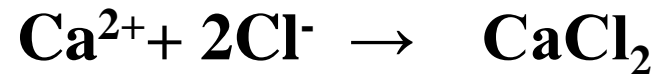
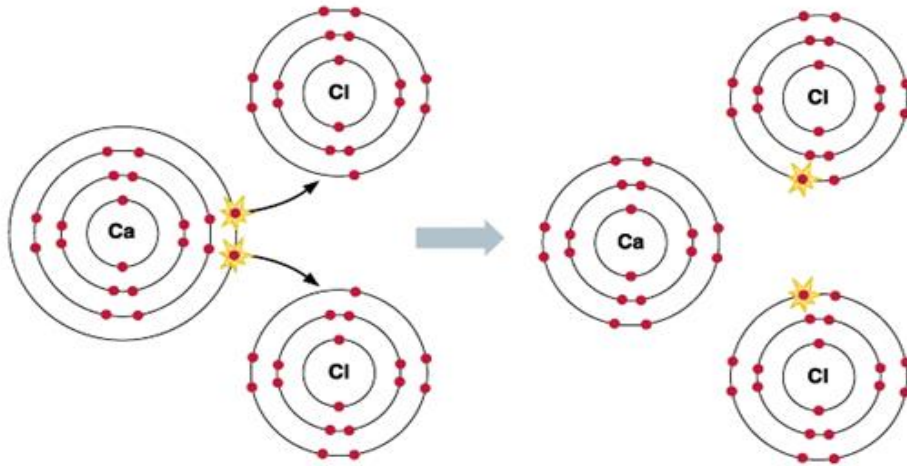


4.4. იონური ბმა

ქიმიურ ბმას, რომელიც საპირისპიროდ დამუხტულ იონებს შორის ელექტროსტატიკური მიზიდულობის ძალებით მყარდება, იონური ბმა ეწოდება.

იონური ბმით ერთმანეთს უკავშირდება მკვეთრად განსხვავებული ელექტროუარყოფითობების მქონე ელემენტთა ატომები (ტიპური ლითონისა და ტიპური არაღებოთის ატომები), რომელთა ელექტროუარყოფითობებს შორის სხვაობა 1.7-ზე მეტია.

განვიხილოთ იონური ბმის წარმოქმნა კალციუმის ქლორიდის (CaCl_2) მაგალითზე:



კრისტალური სტრუქტურის დამოკიდებულება იონთა ზომებზე

იონური ნაერთების კრისტალური მესრის კვანძებში იონებია მოთავსებული. კრისტალური მესრის ფორმაზე დიდ გავლენას ახდენს იონთა ფარდობითი ზომები. განვიხილოთ ქიმიური თვისებებით ძალიან მსგავსი ორი იონური ნაერთი: **CsCl** და **NaCl**. ისინი განსხვავებული ტიპის კრისტალურ მესერს წარმოქმნის.

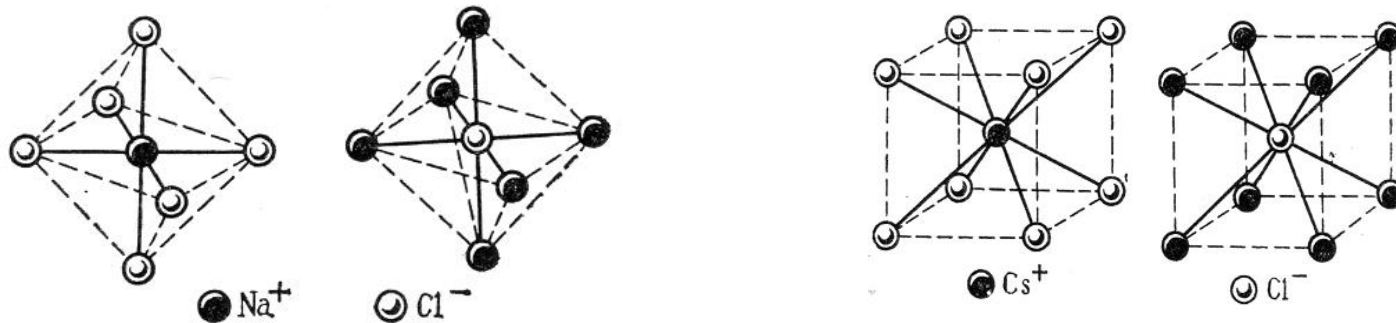
$r(\text{Cs})=0,235\text{ნმ}$, $r(\text{Cs}^+)=0,169\text{ნმ}$; $r(\text{Na})=0,186\text{ნმ}$, $r(\text{Na}^+)=0,098\text{ნმ}$

- **CsCl**-ის შემთხვევაში **Cs**-ის ყოველი დადებითი იონი გარშემორტყმულია ქლორის **8** უარყოფითი იონით და პირიქით; ცეზიუმისა და ქლორის კოორდინაციული რიცხვი **8**-ის ტოლია.
- **NaCl**-ის შემთხვევაში **Na⁺** იონები გარშემორტყმულია ქლორის 6 უარყოფითი იონით და პირიქით; ნატრიუმისა და ქლორის კოორდინაციული რიცხვი **6**-ის ტოლია.

იონთა კოორდინაციული რიცხვი დამოკიდებულია არა ელემენტის ელექტრონულ კონფიგურაციაზე, არამედ იონთა ზომებზე, სახელობრ, კატიონებისა და ანიონების რადიუსთა თანაფარდობაზე.

თუ იონური რადიუსების თანაფარდობა **0,41 – 0,73** ზღვრებშია, იონთა კოორდინაცია ოქტაედრულია; **0,73 – 1,37** რიგის თანაფარდობის დროს კი გვაქვს კუბური კოორდინაცია.

მაგალითად, როცა **Na⁺ (r(Na⁺) = 0,098ნმ)** და **Cl⁻ (r(Cl⁻)=0,181ნმ)** იონთა რადიუსების თანაფარდობა არის **0,54**, წარმოიქმნება ოქტაედრული კოორდინაციის კრისტალი, ხოლო, როცა **Cs⁺(r(Cs⁺)=0,169ნმ)** და **Cl⁻ (r(Cl⁻) = 0,181ნმ)** -იონთა რადიუსების თანაფარდობა **0,91**-ის ტოლია, მაშინ კოორდინაცია კუბურია.



ლექცია 5. ქიმიური ბმა

- 5.1. მოლეკულური ორბიტალების თეორია;
- 5.2. ბმის ჯერადობა (რიბი) მოლეკულური ორბიტალების თეორიის მიხედვით;
- 5.3. მეორე პერიოდის ელემენტების შესაბამისი ორატომიანი მოლეკულები;
- 5.4. ლითონური ბმა;
ეს საინტერესოა; ჭიშკარი ღრუბლებში;
- 5.5. წყალბადური ბმა;
- 5.6. წყლის თვისებები;
ეს საინტერესოა; რატომ ადანაშაულებდნენ სპირტის ქარხნის ადმინისტრაციას ქურდობაში?
- 5.7. მოლეკულათშორისი ურთიერთმიზიდულობა.

ვალენტური ბმის მეთოდის დადებითი და უარყოფითი მხარეები

- ვალენტური ბმის მეთოდი მარტივია. იგი საშუალებას გვაძლევს, ვისარგებლოთ ფართოდ გავრცელებული ფორმულებით;
- ეს მეთოდი აგზნების ცნების გამოყენებით ხსნის ელემენტთა ცვალებად ვალენტობას ტიპურ ნაერთებში;
- მარტივი და ჯერადი ბმების საშუალებით ხსნის ნაჯერი და უჯერი ნაერთების წარმოქმნას და თვისებებს;
- ჰიბრიდიზაციის თეორიის საფუძველზე შესაძლებელია ვივარაუდოთ მოლეკულათა სივრცითი აღნაგობა და სავალენტო კუთხვები.

მიუხედავად ზემოაღნიშნულისა, ვალენტური ბმის მეთოდით ვერ ხერხდება ლითონური ბმის ბუნების და ლითონთა თვისებების, აგრეთვე დაუწყვილებელი ელექტრონის არ არსებობის შემთხვევაში მოლეკულის მაგნიტური თვისებების ახსნა.

ამ საკითხების გარკვევა შესაძლებელია მოლეკულური ორბიტალების თეორიის საფუძველზე.

5.1. მოლეკულური ორბიტალების თეორია

- მოლეკულური ორბიტალების თეორიის თანახმად, მოლეკულა განიხილება როგორც ერთიანი სისტემა, სადაც თითოეული ელექტრონი მოძრაობს მოლეკულაში ყველა დანარჩენი ელექტრონისა და ატომბირთვების ველში.
- მოლეკულა წარმოდგენილია მოლეკულური ორბიტალებით.
- მოლეკულურ ორბიტალებზე ელექტრონების განაწილება ხდება უმცირესი ენერჯიის, პაულის პრინციპისა და ჰუნდის წესის გათვალისწინებით.
- ქიმიურ ბმაში მონაწილეობს ატომის ყველა ელექტრონი.

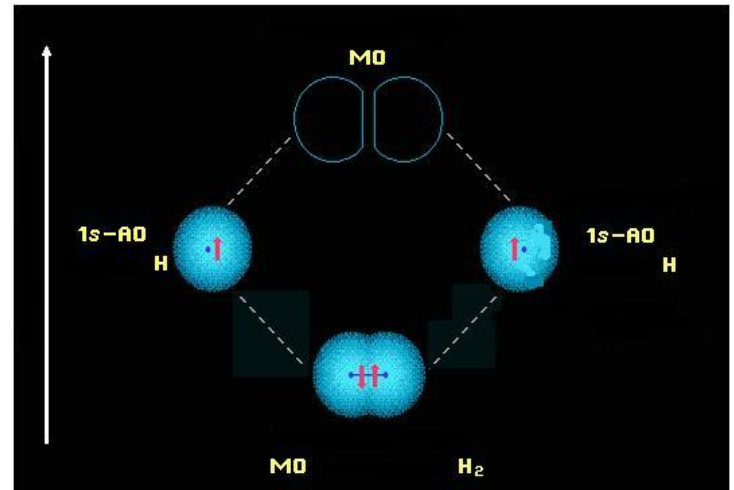
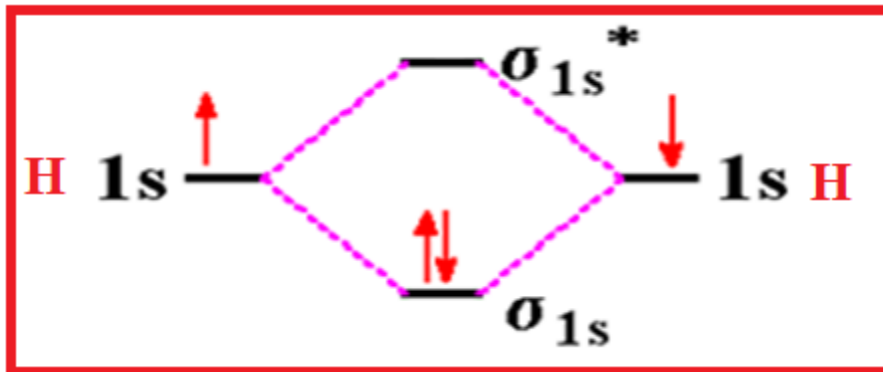
შემაკავშირებელი და გამთიშავი ორბიტალები

- ატომური ორბიტალების ფორმასთან შედარებით მოლეკულური ორბიტალების ფორმა ბევრად უფრო რთულია. მოლეკულური ორბიტალების თეორიის მიხედვით, მოლეკულის წარმოქმნისას მასში შემაგალი ატომების ელექტრონები ნაწილდება ე.წ. შემაკავშირებელ და გამთიშავ მოლეკულურ ორბიტალებზე.
- შემაკავშირებელია მოლეკულური ორბიტალი, რომლის ენერგია მცირეა საწყისი ატომური ორბიტალების ენერგიასთან შედარებით. შემაკავშირებელ ორბიტალზე მოთავსებულ ელექტრონს შემაკავშირებელი ელექტრონი ეწოდება.
- გამთიშავია მოლეკულური ორბიტალი, რომლის ენერგია მეტია საწყისი ატომური ორბიტალების ენერგიაზე. გამთიშავ ორბიტალზე მოთავსებულ ელექტრონს გამთიშავი ელექტრონი ეწოდება. პაულის პრინციპის თანახმად როგორც ატომურ, ისე მოლეკულურ ორბიტალზე შეიძლება მოთავსდეს მხოლოდ ორი ელექტრონი.

წყალბადის მოლეკულის წარმოქმნა

განვიხილოთ წყალბადის მოლეკულის წარმოქმნა მოლეკულური ორბიტალების თეორიის საფუძველზე: თუ წყალბადის ორი ატომის ელექტრონებს აქვს ანტიპარალელური სპინები, მაშინ ისინი დაიკავებენ შემაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალს და ამ ატომებს შორის წარმოიქმნება ქიმიური ბმა. თუ ორი წყალბადატომის ელექტრონებს აქვს პარალელური სპინები, მაშინ ისინი განთავსდება გამთიშავ მოლეკულურ ორბიტალზე და მოლეკულა არ წარმოიქმნება.

წყალბადის მოლეკულაში არსებულ ქიმიურ ბმას ერთნაირად კარგად ხსნის როგორც ვალენტური ბმების მეთოდი, ისე მოლეკულური ორბიტალების თეორია.



5.2. ბმის ჯერადობა (რიბი) მოლეკულური ორბიტალების თეორიის მიხედვით

ქიმიური ბმის ჯერადობის (n) გამოთვლისას ელექტრონების ჯამს შემაკავშირებელ ორბიტალებზე აკლდება გამთიშავ ორბიტალებზე მყოფი ელექტრონების ჯამი და სხვაობა იყოფა ორზე.

ვალენტური ბმების მეთოდის თანახმად, ქიმიური ბმის წარმოქმნა ხდება საზიარო ელექტრონული წყვილების საშუალებით.

მოლეკულური ორბიტალების მეთოდის მიხედვით, აუცილებელი არ არის, ბმებს წარმოქმნიდეს მხოლოდ გაწყვილებული ელექტრონები, ამიტომ დასაშვებია ბმის რიგის წილადი მნიშვნელობებიც.

წყალბადის მოლეკულის შემთხვევაში ბმის ჯერადობა ასე გამოითვლება:

$$n = 2 - 0 / 2 = 1$$

ე.ი. წყალბადის მოლეკულაში წყალბადის ატომებს შორის მარტივი ერთმაგი ბმაა.

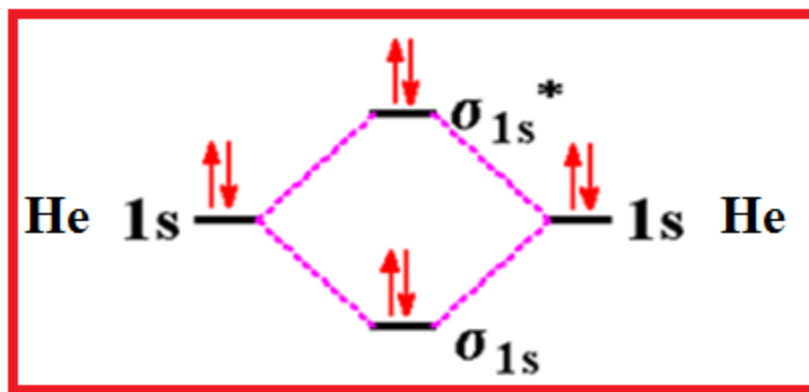
ჰელიუმის ორატომიანი მოლეკულის წარმოქმნა

ვალენტური ბმების მეთოდის თანახმად, ჰელიუმის ატომები არ წარმოქმნის ორატომიან მოლეკულას, რადგან არ გააჩნია დაუწყვილებელი ელექტრონები. ჰელიუმის ორატომიანი მოლეკულის არ არსებობა შესანიშნავად იხსნება მოლეკულური ორბიტალების თეორიითაც.

ჰელიუმის ატომთა ოთხი ელექტრონიდან ორი მოთავსდება შემაკავშირებელ და ორი – გამთიშავ ორბიტალზე.

ბმის ჯერადობა ნულის ტოლია: $n = 2 - 2/2 = 0$.

ჰელიუმის ორატომიანი მოლეკულის წარმოქმნა შეუძლებელია.



ჰელიუმის მოლეკულური ორბიტალების ენერგეტიკული დიაგრამა.

5.3. მეორე პერიოდის ელემენტთა შესაბამისი ორატომიანი მოლეკულები

მეორე პერიოდის ელემენტების შესაბამისი მარტივი ნივთიერებების ორატომიანი მოლეკულების წარმოქმნა ხდება $1s, 2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z$ ორბიტალების ხარჯზე. s და p_x ატომური ორბიტალების გადაფარვით მიღებულ მოლეკულურ ორბიტალებს აღნიშნავენ σ სიმბოლოთი, ხოლო p_y და p_z ატომური ორბიტალების გადაფარვით მიღებულ მოლეკულურ ორბიტალებს – π სიმბოლოთი.

პირველ ენერგეტიკულ დონეზე ერთი ატომის $1s$ ორბიტალი გადაიფარება მეორე ატომის $1s$ ორბიტალით და წარმოიქმნება ორი მოლეკულური ორბიტალი: $\sigma_{1s}^{უმ.}$ და $\sigma_{1s}^{აშ.}$ (ხშირად გამოიშავ მოლეკულურ ორბიტალებს ვარსკვლავით აღნიშნავენ – σ_{1s}^*).

მეორე ენერგეტიკულ დონეზე ერთი ატომის $2s$ ორბიტალი გადაიფარება მეორე ატომის $2s$ ორბიტალით. წარმოიქმნება ორი მოლეკულური ორბიტალი: $\sigma_{2s}^{უმ.}$ და σ_{2s}^* . $2p$ ორბიტალების გადაფარვით წარმოიქმნება ექვსი მოლეკულური ორბიტალი: $\sigma_s \sigma_s^*, \pi_y \pi_y^*, \pi_z \pi_z^*$. ე. ი. ექვსი საწყისი $2p$ ორბიტალი წარმოქმნის ექვს მოლეკულურ ორბიტალს, რომელთაგან სამი შემაკავშირებელია და სამი – გამოთიშავი.

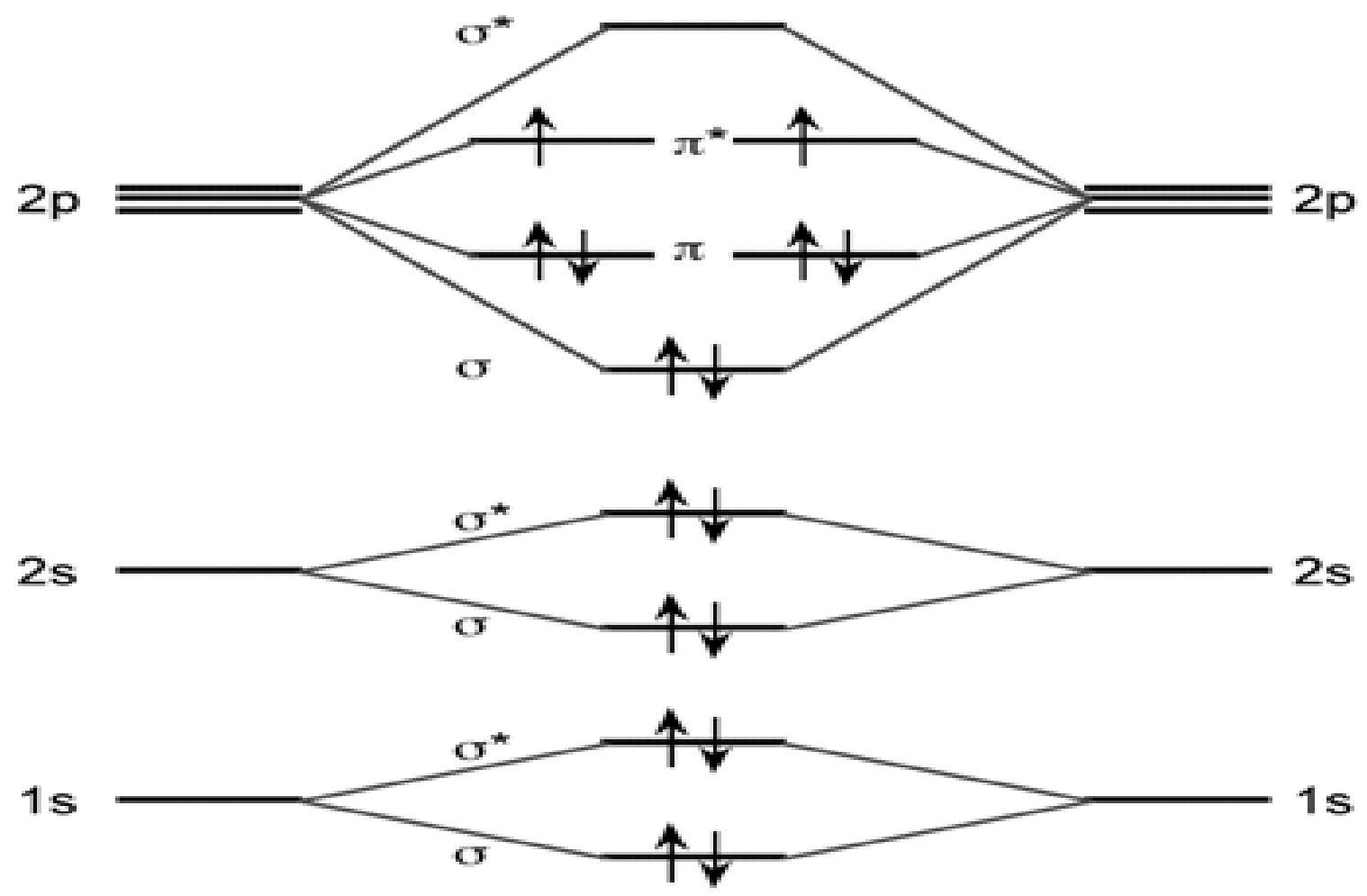
ჟანგბადის მოლეკულის წარმოქმნა

მოლეკულური ორბიტალების შევსებისას ჟანგბადის ორი ატომის 8-8, ე.ი. სულ 16 ელექტრონი უნდა განაწილდეს შემაკავშირებელ და გამოიშავ ორბიტალებზე ენერგიის ზრდის მიხედვით, ჰუნდის წესისა და პაულის პრინციპის გათვალისწინებით.

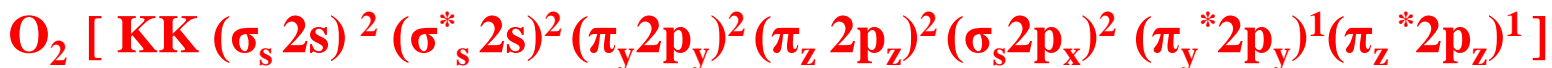
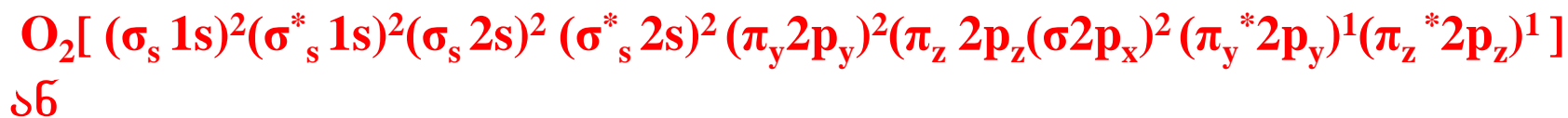
პირველი ენერგეტიკული დონის s-ელექტრონების ატომური ორბიტალები წარმოქმნის σ_s და σ_s^* მოლეკულურ ორბიტალებს, რომლებზედაც განთავსდება ოთხი ელექტრონი: $(\sigma_s 1s)^2$, $(\sigma_s^* 1s)^2$. მოლეკულური ორბიტალების ასეთი შევსება აღინიშნება **K** ასოთი.

მეორე ენერგეტიკული დონის s ელექტრონების ატომური ორბიტალები წარმოქმნის $\sigma_s 2s$ და $\sigma_s^* 2s$ მოლეკულურ ორბიტალებს, რომლებზედაც განთავსდება ისევ ოთხი ელექტრონი: $(\sigma_s 2s)^2$, $(\sigma_s^* 2s)^2$.

ჟანგბადის ატომის ენერგეტიკული დიაგრამა



- ჟანგბადის მოლეკულის ელექტრონული დიაგრამა ასე ჩაიწერება:



- ხუთ შემაკავშირებელ ორბიტალზე 10 ელექტრონია, სამ გამთიშავ ორბიტალზე – 6, ე.ი. ბმის ჯერადობა $n = (10 - 6)/2 = 2$.
- ჟანგბადის მოლეკულაში ატომებს შორის ორმაგი ბმაა. ორი დაუწყვილებელი ელექტრონის არსებობით იხსნება ჟანგბადის მოლეკულის პარამაგნიტური თვისებები, რაც ვერ აიხსნება ვალენტური ბმის მეთოდით.

5.4. ლითონური გზა

ლითონები და არალითონები პერიოდულ სისტემაში

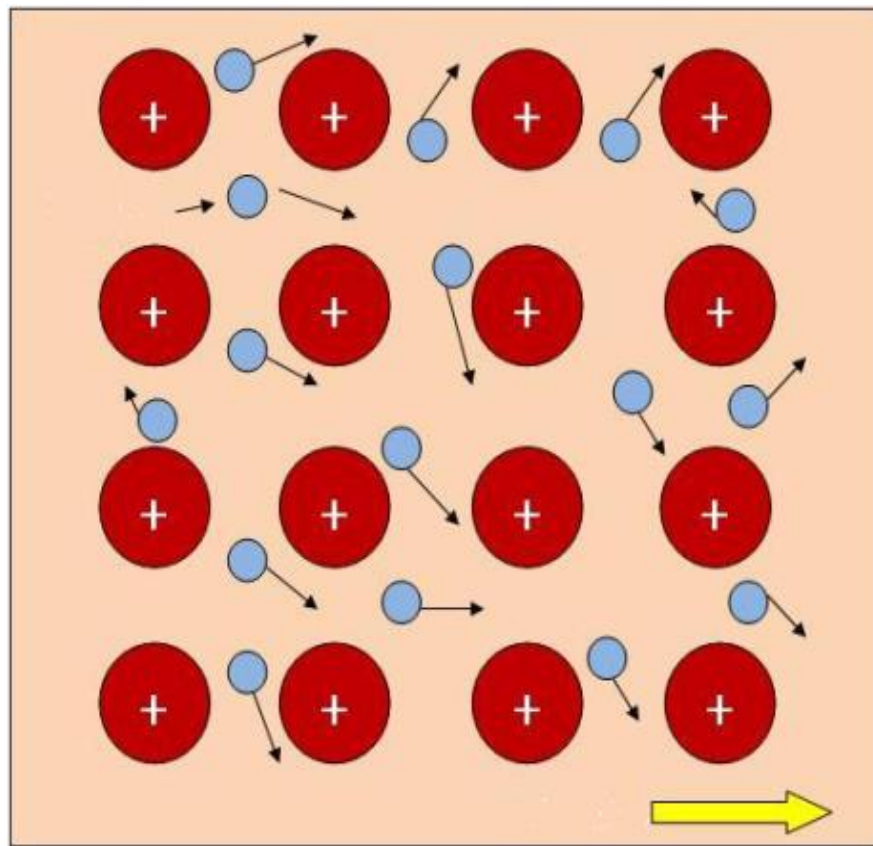
ლითონები (Metals) - Pink background

არალითონები და ინერტული აირები (Non-metals and noble gases) - Green background

1	1'	H	2'																	8'	He		
2		Li	Be																				
3		Na	Mg	3 ^ბ	4 ^ბ	5 ^ბ	6 ^ბ	7 ^ბ	8 ^ბ	1 ^ბ	2 ^ბ												
4		K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br					
5		Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I					
6		Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At					
7		Fr	Ra		Unq	Unp	Unh	Uns	Uno	Une													
	6	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu							
	7	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr							

დელოკალიზებულ ელექტრონებსა და ლითონის დადებით იონებს შორის დამყარებულ ბმას ლითონური ბმა ეწოდება.

ლითონებს გარე სავალენტო ელექტრონები ბევრად უფრო სუსტად აქვს შეკავშირებული, ვიდრე არალითონებს. ამის გამო ლითონებში ელექტრონები ადვილად წყვეტს კავშირს ცალკეულ ატომებთან, ერთიანდება და წარმოქმნის ე.წ. „ელექტრონულ აირს“ (დელოკალიზებული ელექტრონები). ე.ი. ლითონი შეიძლება წარმოვიდგინოთ, როგორც დადებითი იონები, რომლებსაც ერთმანეთთან დელოკალიზებული ელექტრონები აკავშირებს.



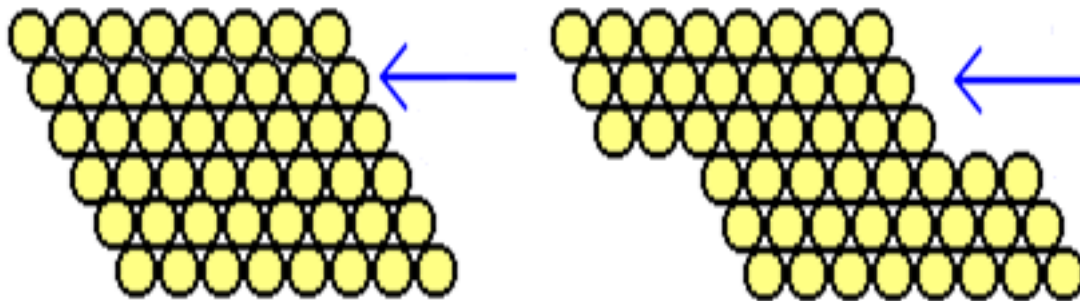
ღითონთა თვისებები

- ღითონები, ძირითადად, მყარი ნივთიერებებია (გამონაკლისია ვერცხლისწყალი, რომელიც ოთახის ტემპერატურაზეც თხევადია);
- ღითონებს ახასიათებს ღითონური ბზინვარება, პლასტიკურობა (ჭედადობა, გლინვა) და სხვა თვისებები.
- ღითონები კარგად ატარებს სითბოს და ელექტრობას;
- ზოდაადა, ღითონებს აქვს მაღალი ღებობის ტემპერატურა;

ლითონების ფორმის შეცვლა ძალის ზემოქმედებით

ლითონური ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობს ყველა სავალენტო ელექტრონი, რომლებიც მოცემულ ლითონშია; ამასთან წარმოქმნილ ელექტრონთა ერთობლიობა თანაბრად ეკუთვნის სხეულის ყველა ატომს.

ძალის გამოყენებით ლითონებში შესაძლებელია ელექტრონთა ურთიერთგადაადგილება მათ შორის კავშირის (ბმის) გაწყვეტის გარეშე. ამიტომ ლითონები გამოირჩევა მაღალი პლასტიკურობით და ჭედადობით.



ეს საინტერესოა ჭიშკარი ღრუბლებში

ლითონებს ახასიათებს ლითონური ბზინვარება. ლითონის ზედაპირზე მოხვედრილი სინათლის სხივი აირეკლება დელოკალიზებული ელექტრონების მიერ, რაც განაპირობებს ლითონურ ბზინვარებას. საილუსტრაციოდ მოვიყვანეთ 2006 წელს ქ. ჩიკაგოს მილენიუმის პარკში დადგმული 100 ტონიანი ლითონის სტრუქტურა, რომელსაც ეწოდება ჭიშკარი ღრუბლებში. მისი სარკისებრი ზედაპირით აირეკლება ცა, ქვაფენილი, შენობები და სხვ. ეს ადვილი ერთ-ერთი ყველაზე საყვარელი ადვილი გახდა ტურისტებისათვის.



ღღობის ტემპერატურა

- ჯგუფებში ზევიდან ქვევით ატომური რადიუსის გაზრდასთან ერთად ლითონების ღღობის ტემპერატურა მცირდება.
- პერიოდებში ბოლო ენერგეტიკულ დონეზე ელექტრონების რიცხვის მომატებასთან ერთად ლითონებში იზრდება ღღობის ტემპერატურა.
- გარდამავალ ლითონებს აქვს მაღალი ღღობის ტემპერატურა.
- II^b ჯგუფის ელემენტებს დასრულებული აქვს **d** ორბიტალი, რაც ხელს უშლის ლითონური ბმის წარმოქმნას. ვერცხლისწყალი (**Hg**) თხევადია ოთახის ტემპერატურაზე. მისი ღღობის ტემპერატურა **-39°C**-ია.

ლითონთა ღებობის ტემპერატურები, °C

ლითონები	ტუბე მიწათა ლითონები	გარდამავალი ლითონები										III ჯგუფი
Li 180.7	Be 1278											
Na 98	Mg 650											Al 660
K 63.35	Ca 839	Sc 1539	Ti 1660	V 1902	Cr 1857	Mn 1246	Fe 1535	Co 1495	Ni 1453	Cu 1085	Zn 419.7	Ga 30
Rb 39.64	Sr 769	Y 1526	Zr 1852	Nb 2468	Mo 2617	Tc 2200	Ru 2250	Rh 1966	Pd 1552	Ag 961	Cd 321	In 157

5.5. წყალბადური ბმა

წყალბადური ეწოდება ბმას, რომელიც მყარდება ელექტროუარყოფით ატომთან კოვალენტურად დაკავშირებულ წყალბადსა და უარყოფითად პოლარიზებულ ელემენტის ატომს შორის.

ნაერთებში ნაწილობრივ დადებითად დამუხტულ წყალბადის ატომს (პროტონს) აქვს ძალიან მცირე ზომა და უნარი, რომ მიახლოებისას დაამყაროს დამატებითი ბმა უარყოფითად დამუხტულ ატომებთან.

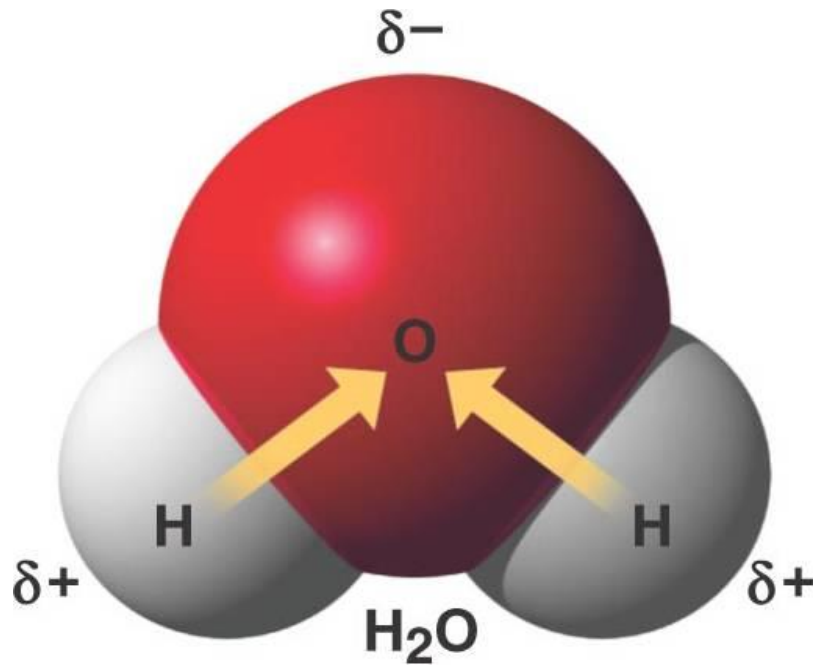
აღნიშნული ბმა წარმოიქმნება წყალბადის პროტონისა (აქცეპტორი) და ძლიერ ელექტროუარყოფითი ელემენტის გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილის (დონორის) ხარჯზე, დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით.

წყალბადური ბმა შეიძლება განხორციელდეს როგორც მოლეკულებს ღებს შორის, ასევე მოლეკულის შიგნითაც.

წყალბადური ბმის ენერგია მცირეა (18 – 30 კჯ/მოლი). ამ ბმას ახასიათებს მიმართულება და ნაჯერობა.

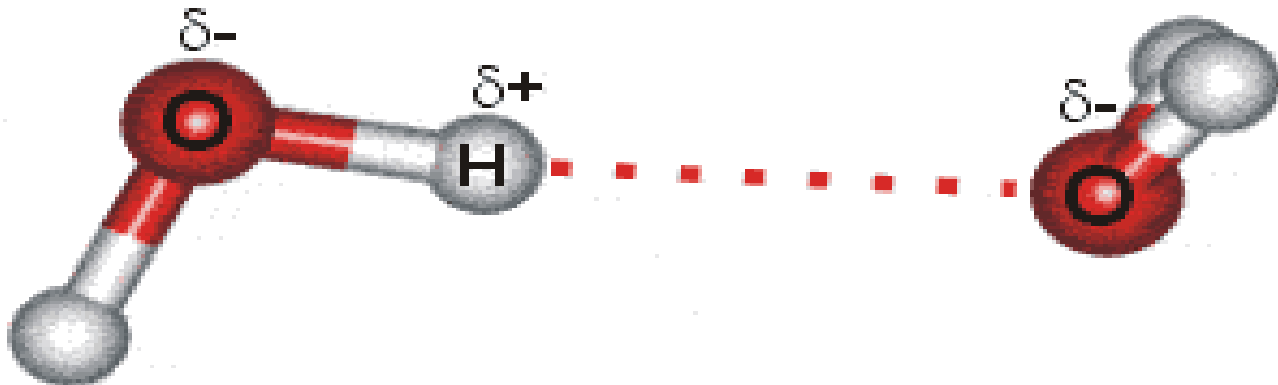
წყლის მოლეკულა

- წყლის მოლეკულაში წყალბადის ატომები ჟანგბადის ატომთან დაკავშირებულია პოლარულ-კოვალენტური ბმით.
- წყალბადის ატომს აქვს ნაწილობრივ დადებითი მუხტი და თავისუფალი ორბიტალი.
- ჟანგბადის ატომს – ნაწილობრივ უარყოფითი მუხტი და ორი გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილი.



წყალბადური ბმა წყლის ორ მოლეკულას შორის

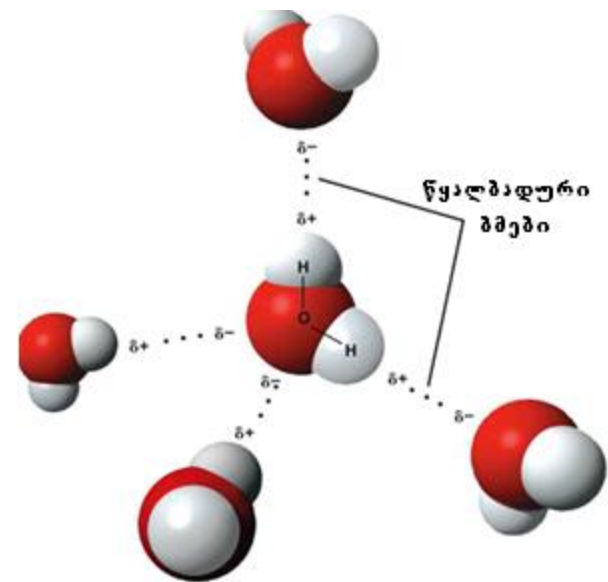
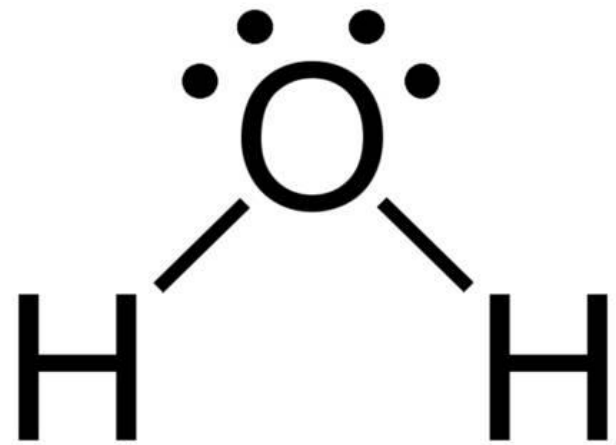
- წყლის სხვადასხვა მოლეკულის საწინააღმდეგოდ დამუხტული (წყალბადისა და ჟანგბადის) ატომები მიიზიდავს ერთმანეთს ელექტროსტატიკური ძალებით.
- ჟანგბადის ატომის გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილი იკავებს წყალბადის ატომის თავისუფალ ორბიტალს. წარმოიქმნება ბმა დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით.



- წყლის მოლეკულაში ჟანგბადის ატომი ორი დაუწყვილებელი ელექტრონის დაწყვილებით წყალბადის ატომებთან წარმოქმნის ორ კოვალენტურ ბმას.

- ორი წყვილი ელექტრონით ჟანგბადის ატომს კიდევ შეუძლია ორი ბმის დამყარება დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით.

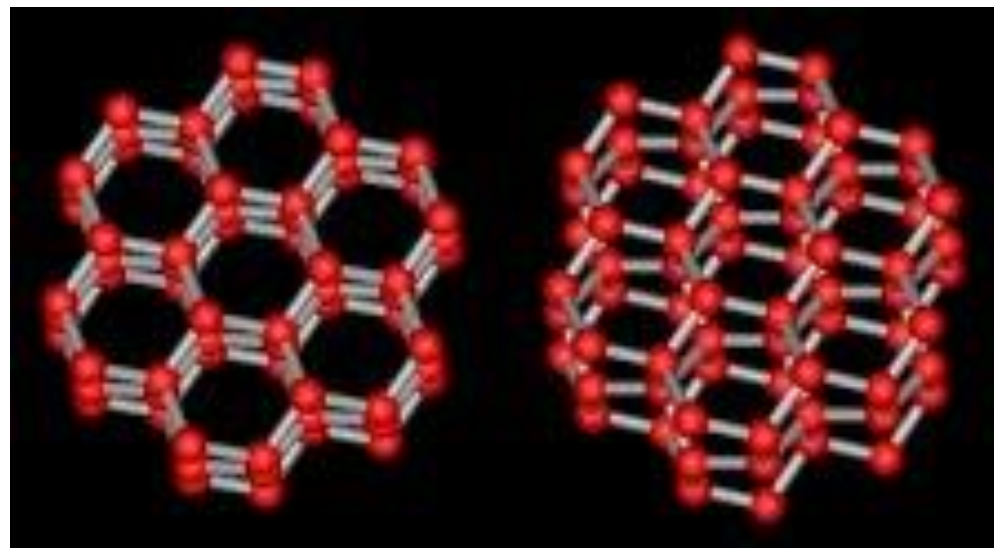
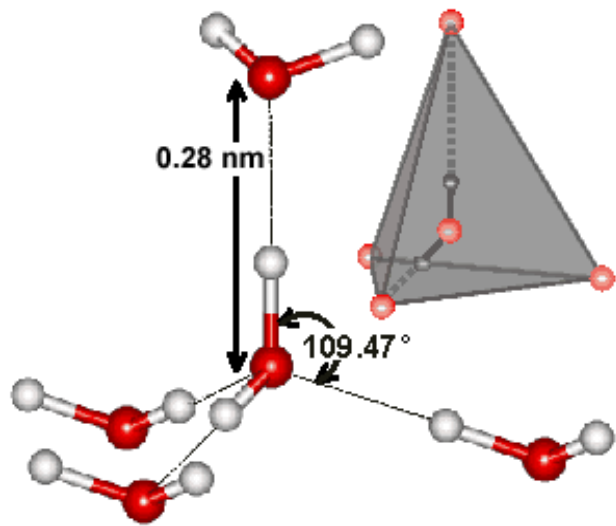
- წყლის მოლეკულას შეუძლია ოთხი წყალბადური ბმის დამყარება.



ყინულის სტრუქტურა

წყლის თითოეული მოლეკულა წარმოქმნის ოთხ წყალბადურ ბმას, რომლებიც განლაგდება ტეტრაედრულად. ასეთი სტრუქტურა აქვს ყინულს.

სწორედ ყინულის სტრუქტურულ ერთეულებს შორის თავისუფალი სივრცეები განაპირობებს ყინულის დაბალ სიმკვრივეს წყალთან შედარებით.



5.6. წყლის თვისებები

წყალს აქვს არაორდინალური თვისებები, რაც განპირობებულია მისი მოლეკულის პოლარულობით და მოლეკულებს შორის წყალბადური ბმების არსებობით. მას ახასიათებს:

- მაღალი სითბოტევადობა;
- მაღალი დუდილის ტემპერატურა;
- დიდი ზედაპირული დაჭიმულობა;
- პოლარული ნივთიერებების კარგი გახსნის უნარი;
- გაყინვისას გაფართოება;
- მყარ მდგომარეობაში უფრო დაბალი სიმკვრივე, ვიდრე თხევად მდგომარეობაში;
- კოჰეზია (ნივთიერების მოლეკულები ერთმანეთს უფრო იზიდავს, ვიდრე შემხებ ნივთიერებას) და ადჰეზია (სითხის მოლეკულების მიზიდვა შემხებ ნივთიერებასთან უფრო მეტია, ვიდრე მიზიდვა სითხის მოლეკულებს შორის).

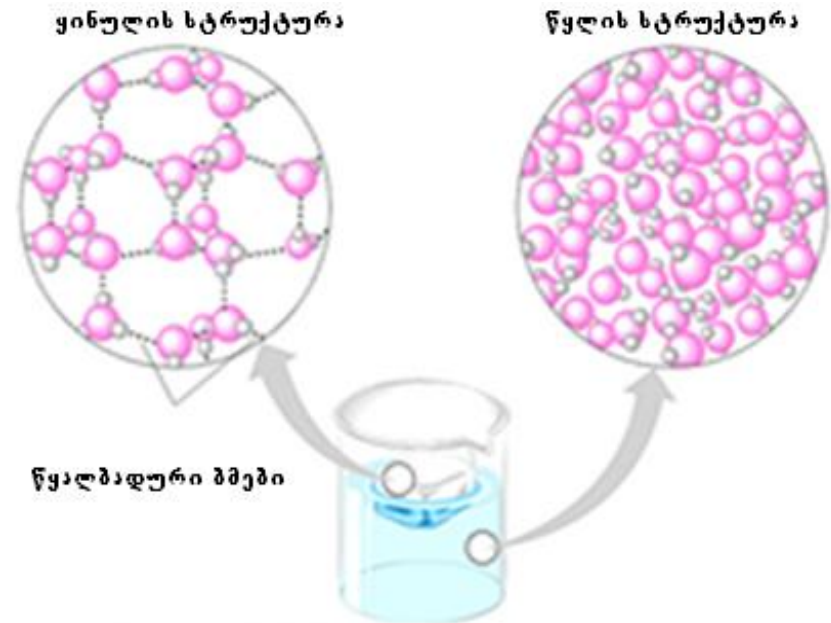
რატომ ფართოვდება წყალი გაცივებისას?

ნაერთების უმრავლესობა გაცივებისას იკუმშება. გამონაკლისია წყალი. გაცივებისას წყალი ფართოვდება და მისი სიმკვრივე უფრო ნაკლებია თხევად მდგომარეობასთან შედარებით.

როდესაც ყინულის კრისტალური მესერი წარმოიქმნება, წყლის თითოეული მოლეკულა 4 წყალბადურ ბმას წარმოქმნის, რის გამოც თხევად მდგომარეობასთან შედარებით წყლის მოლეკულები ერთმანეთს შორდება და მათ შორის რჩება სივრცე.

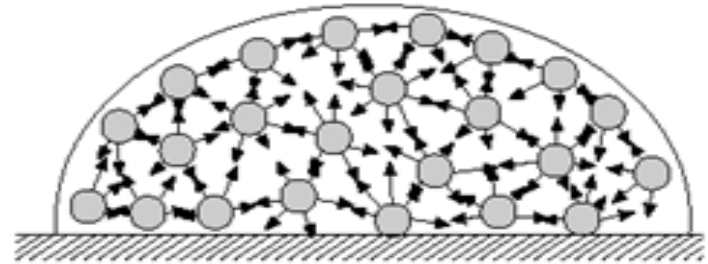
ყინულის ერთეული მოცულობის მასა (სიმკვრივე) ნაკლებია იმავე მოცულობის წყლის მასაზე.

წყალი და ყინული

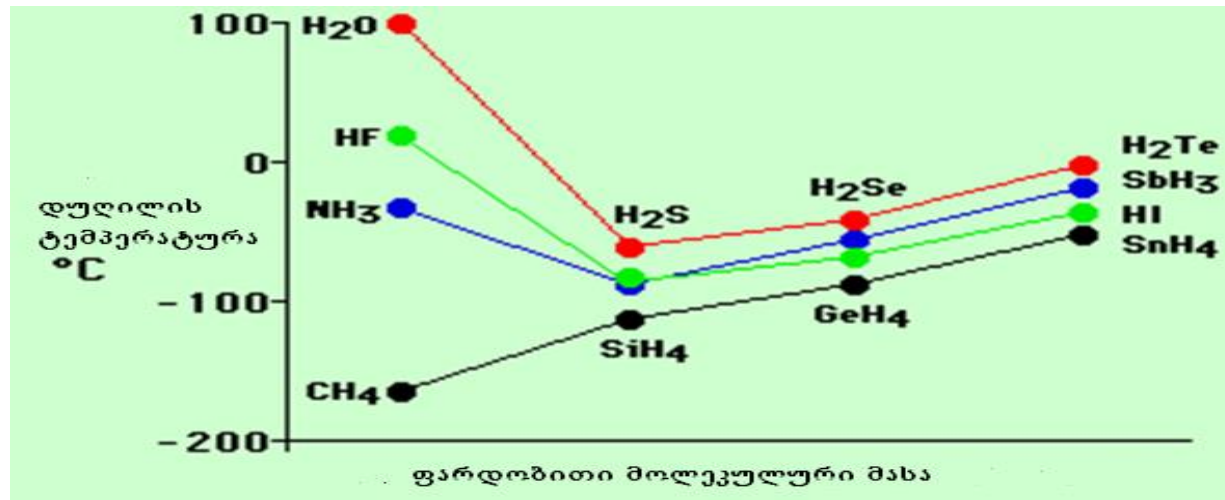


წყალს აქვს მაღალი სითბოტევადობა და ზედაპირული დაჭიმულობა

- სითბოტევადობა არის სითბოს რაოდენობა, რომელიც საჭიროა 1გ ნივთიერების 1°C-ით გასათბობად. წყლის სითბოტევადობა 1 კალ/გ°C-ის ტოლია.
- წყლის წვეთის შიგნით მოლეკულები ერთმანეთს იზიდავს ყველა მიმართულებით, რის გამოც წვეთს სფეროს ფორმა აქვს.
- წყლის მაღალი ზედაპირული დაჭიმულობის გამო მწერები და რეპტილიები სრიალებენ მის ზედაპირზე.



რატომ აქვს წყალს მაღალი დუდილის ტემპერატურა?



შევადაროთ VIა ჯგუფის ელემენტების წყალბადნაერთების დუდილის ტემპერატურები. H_2S -ის, H_2Se -ის და H_2Te -ის დუდილის ტემპერატურა იზრდება მოლეკულური მასის ზრდის შესაბამისად.

წყლის მოლეკულას (H_2O) ყველაზე დაბალი მოლეკულური მასა აქვს, მაგრამ მისი დუდილის ტემპერატურა ბევრად უფრო მაღალია მოცემული ნაერთების დუდილის ტემპერატურებთან შედარებით.

მოლეკულებს, რომლებსაც ახასიათებს წყალბადური ბმა აქვს მაღალი დუდილის ტემპერატურა.

წყალბადური ბმა განაპირობებს ზოგიერთ ორგანულ ნაერთში ასოციატების – დიმერებისა და სხვათა წარმოქმნას და მათ თხევად მდგომარეობას.

წყალბადური ბმების არსებობით აიხსნება ის ფაქტი, რომ ჰალოგენწყალბადების რიგში: **HF, HCl, HBr, HI** მხოლოდ ფთორწყალბადია თხევადი.

... HF ... HF ... HF ... HF ...

- წყალბადური ბმა დიდ როლს ასრულებს ორგანულ ქიმიაში ცილების და პოლიმერების სტრუქტურის ჩამოყალიბებაში, ასევე ბიოლოგიურ პროცესებში.
- წყალბადური ბმის დამყარებით აიხსნება აგრეთვე ის ფაქტი, რომ წყლის და სპირტის გარკვეული ნარევის მოცულობა საწყისი მოცულობების ჯამზე ნაკლებია.

ეს საინტერესოა რატომ ადანაშაულებდნენ სპირტის ქარხნის ადმინისტრაციას ქურდობაში?

XIX საუკუნის ბოლოს რუსეთში საინტერესო შემთხვევა მოხდა. ერთ-ერთი სპირტის ქარხნის ადმინისტრაციას ადანაშაულებდნენ ქურდობაში. მათ ვერ შეძლეს პასუხი გაეცათ კითხვაზე, თუ რატომ მიიღეს სპირტი თეორიულთან შედარებით ნაკლები რაოდენობით. მხსნელის როლში მოეკვლინა დიდი რუსი მეცნიერი – მენდელეევი, რომელმაც მეცნიერულად ახსნა ეს მოვლენა. მისი აზრით, მოხდა ხსნარის შეკუმშვა (კონტრაქცია).

მაგალითად, 100 მლ სპირტის და 100 მლ წყლის შერევით მიღებული ნარევის მოცულობა 190 მლ-ის ტოლია.

წყლისა და სპირტის მოლეკულებში არსებობს წყალბადური ბმები. ამ ორი ხსნარის შერევისას წყლისა და სპირტის მოლეკულებს შორისაც წარმოიქმნება წყალბადური ბმა, რაც ხსნარის შეკუმშვას იწვევს.

5.7. მოლეკულათშორისი ურთიერთმიზიდულობა

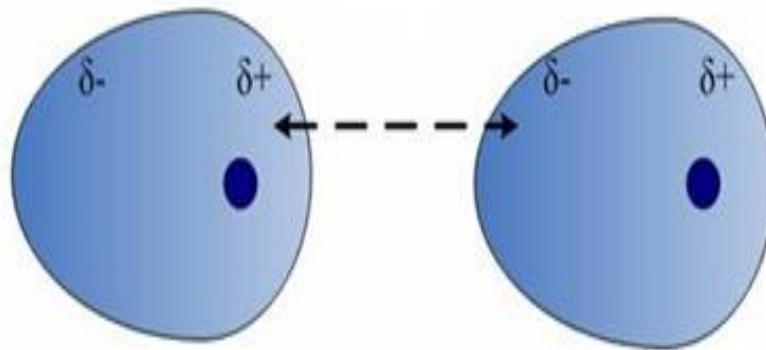
ურთიერთმიზიდულობა შეიძლება არსებობდეს არა მარტო ატომებს, არამედ მოლეკულებს შორისაც.

მოლეკულათშორისი მიზიდულობა, რომელთა წარმოქმნა არ არის დაკავშირებული ელექტრონების დაწყვილებასთან, ვან-დერ-ვაალსის ძალების სახელს ატარებს. ასეთი ურთიერთმიზიდვის ძალა დამოკიდებულია მოლეკულების ორ თვისებაზე – პოლარულობასა და პოლარიზებადობაზე. რაც მეტია მოლეკულის პოლარულობა და პოლარიზებადობის უნარი, მით უფრო ძლიერია ვან-დერ-ვაალსური ურთიერთქმედება მოლეკულებს შორის.

მიზიდულობის ასეთი ძალები ყოველთვის ელექტროსტატიკური ხასიათისაა და მათი გამოვლინების სამი სახე არსებობს: ორიენტაციული, ანუ დიპოლ-დიპოლური, ინდუცირებული ანუ დისპერსიული.

ორიენტაციული, ანუ დიპოლ-დიპოლური ურთიერთქმედება

ორიენტაციული ურთიერთქმედება აღიძვრება პოლარულ მოლეკულებს შორის. თუ პოლარული მოლეკულები (დიპოლები) ორიენტირებულია ერთმანეთის მიმართ საწინააღმდეგოდ დამუხტული პოლუსებით, მათ შორის აღიძვრება მიზიდულობის ძალები. რაც მეტია მოლეკულის პოლარულობა, მით უფრო ძლიერია მათი ურთიერთმიზიდულობა.

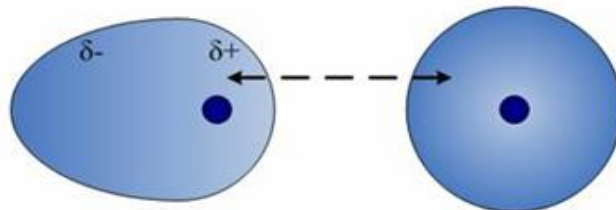


ინდუცირებული ურთიერთქმედება

მოლეკულების ინდუცირებული ურთიერთქმედება ხორციელდება მათი ინდუცირებული დიპოლების ხარჯზე.

ინდუცირებული ურთიერთქმედება შეინიშნება პოლარულ და არაპოლარულ მოლეკულებს შორის. პოლარული მოლეკულის მოქმედებით არაპოლარული მოლეკულა დეფორმირდება და დიპოლად გარდაიქმნება.

დიპოლებს შორის აღიძვრება ორიენტაციული ურთიერთქმედება, რომელიც, თავის მხრივ, მოახდენს მეზობელი მოლეკულის დაინდუცირებას და ა.შ.



დისპერსიული ურთიერთქმედება

დისპერსიული ურთიერთქმედება შეინიშნება არაპოლარულ მოლეკულებს შორის.

ელექტრონების განუწყვეტელი მოძრაობის გამო მოლეკულაში შესაძლებელია მოხდეს ელექტრონული სიმკვრივის არათანაბარი გადანაწილება, ელექტრონული ღრუბლის დეფორმაცია, რაც იწვევს მყისიერი მიკროდიპოლების გაჩენას.

მყისიერ დიპოლებს შორის შეინიშნება ურთიერთმიზიდულობა. სწორედ ასეთი ტიპის ურთიერთქმედებას ეწოდება დისპერსიული ურთიერთქმედება.



მოლეკულათა ურთიერთქმედება და ნივთიერებათა თვისებები

ქიმიურ ბმასთან შედარებით, ვან-დერ-ვაალსური ურთიერთქმედება ძალიან სუსტია. მისი ენერგია დაახლოებით 2–4 კჯ/მოლი-ს ტოლია.

ნაერთებს, რომლებიც ერთმანეთთან ვან-დერ-ვაალსური ძალებით არის დაკავშირებული, აქვს დაბალი ღებობის და დუდილის ტემპერატურა.

ამ მიზეზით არაპოლარული მოლეკულები ოთახის ტემპერატურაზე, ძირითადად, აირებია.

მაგალითად, O_2 , Cl_2 , CH_4 .

მოლეკულური მასის ზრდასთან ერთად ვან-დერ-ვაალსური ურთიერთქმედება ძლიერდება და შესაბამისად იზრდება ნივთიერებათა დუდილის ტემპერატურა.

ერთნაირი მასის მოლეკულების შემთხვევაში, რაც მეტია მოლეკულის პოლარულობა, მით მეტია მისი დუდილის ტემპერატურა.

ლექცია 6. კოორდინაციური ნაერთები

- 6.1. ვერნერის თეორიის ძირითადი დებულებები;
- 6.2. დონორულ-აქცეპტორული ბმა;
- 6.3. კოორდინაციული (კომპლექსური) ნაერთები;
- 6.4. კატიონური, ანიონური და ნეიტრალური კომპლექსები;
- 6.5. კომპლექსნაერთთა იზომერია;
- 6.6. კომპლექსნაერთთა კლასიფიკაცია (ლიგანდების მიხედვით);
ეს საინტერესოა; საღებავი მაგნიუმის ბაზაზე;
- 6.7. კომპლექსური ნაერთების გამოყენება;
ეს საინტერესოა; რა მსგავსება და განსხვავებაა ჰემოგლობინსა და ქლოროფილს შორის?

6.1. ვერნერის თეორიის ძირითადი დებულებები

კოორდინაციული ნაერთების თეორიის ფუძემდებელია შვეიცარიელი მეცნიერი ალფრედ ვერნერი.

ვერნერის თეორიის თანახმად (1893 წ.), ელემენტების დიდი რაოდენობა ამჟღავნებს მთავარ და თანაურ ვალენტობას.

მთავარი ვალენტობა (აღინიშნება მთლიანი ხაზით) ვერნერმა უწოდა ქიმიურ ბმათა რიცხვს, რომლითაც ერთმანეთს უკავშირდება ცალკეული ატომები და რადიკალები, რაც იწვევს პირველი რიგის ნაერთების წარმოქმნას. მაგალითად, **NiCl₂, CuCl₂, NH₃, CO** და ა.შ.

თანაური ვალენტობით (აღინიშნება წყვეტილი ხაზებით) ერთმანეთს უკავშირდება ამიაკისა და მჟავების, ამიაკისა და მარილების, სხვადასხვა მარილის და ა.შ. მოლეკულები. ვერნერის აზრით, თანაური ვალენტობის საფუძველზე მიიღება უმაღლესი რიგის ნაერთები, რომელთა მაგალითებია: ლითონთა ამიაკატები, კრისტალჰიდრატები, ორმაგი მარილები; კერძოდ, **CuSO₄ · 5 H₂O, KAl(SO₄)₂ ·**

ატომის აღნაგობის თეორიიდან გამომდინარე, მთავარ ვალენტობას ხსნიან ბმის იონური ან კოვალენტური ბუნებით, თანაურ ვალენტობას კი – კოვალენტური ბმის დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით.

6.2. დონორულ-აქცეპტორული ბმა

დონორულ-აქცეპტორული ბმა ეწოდება კოვალენტურ ბმას, რომელიც მყარდება ერთი ატომის გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილისა და მეორე ატომის თავისუფალი ორბიტალის ხარჯზე.

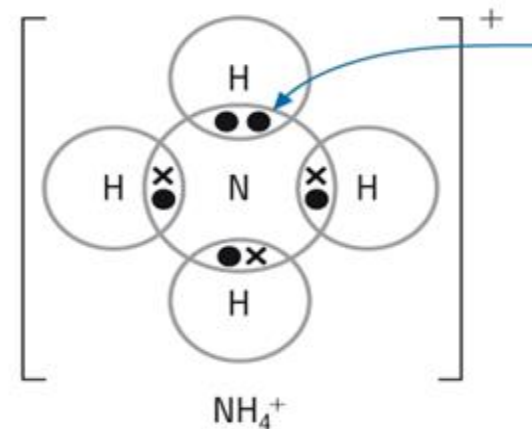
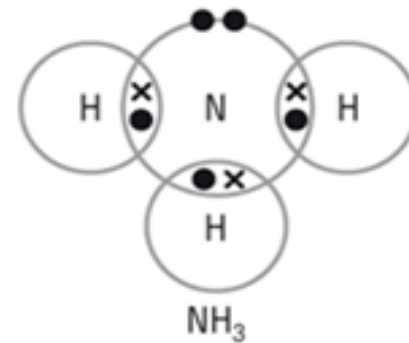
მაგალითად, ასეთი ბმა გვხვდება ამონიუმის იონში (NH_4^+).

ამიაკის მოლეკულაში სამი დაუწყვილებელი ელექტრონის მქონე აზოტის ატომი, წყალბადის ატომებთან ამყარებს სამ კოვალენტურ ბმას. ამის შემდეგ მას რჩება ერთი გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილი.

წყალბადის იონს (H^+) აქვს თავისუფალი ორბიტალი.

აზოტის ატომის გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილი დაიკავებს წყალბადის ატომის თავისუფალ ორბიტალს. წარმოიქმნება მეოთხე კოვალენტური ბმა დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით.

მიუხედავად წარმოქმნის მექანიზმის სხვადასხვაობისა, $[\text{NH}_4]^+$ იონში ოთხივე ბმა ერთმანეთის ტოლფასია, ანუ ბმის სიგრძე და ენერგია ერთნაირია.



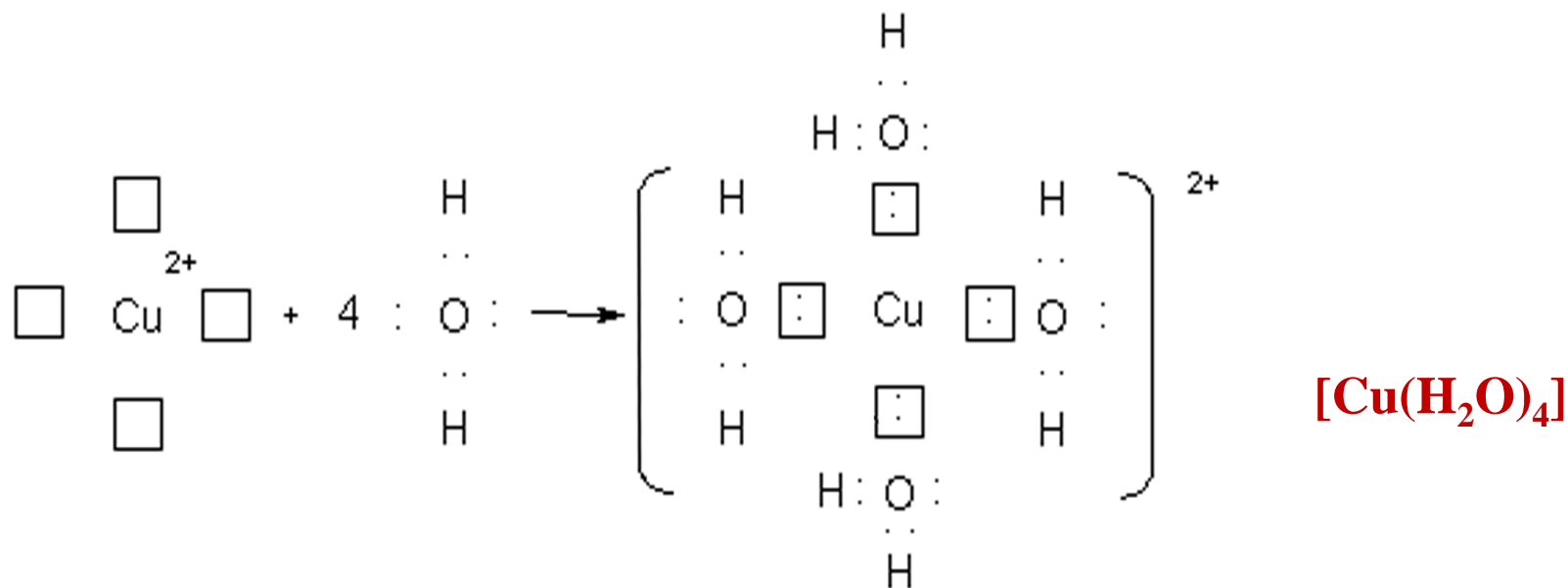
შაბიამანი – $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

განვიხილოთ სპილენძის კომპლექსური იონის წარმოქმნა წყლის მოლეკულებთან.

ჟანგბადის ატომის (დონორი) ელექტრონული წყვილები დაიკავებს სპილენძის იონის (აქცეპტორი) თავისუფალ ორბიტალებს.

კრისტალჰიდრატის ფორმულა უნდა დაიწეროს შემდეგნაირად:

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, მაგრამ ტრადიციულად სპილენძის სულფატის კრისტალჰიდრატის ფორმულას ასე გამოსახავენ $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.



6.3. კოორდინაციული (კომპლექსური) ნაერთები

კოორდინაციული (კომპლექსური) ნაერთები ისეთი ნაერთებია, რომელთა მოლეკულები შეიცავს თუნდაც ერთ ბმას დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით.

კოორდინაციულ ნაერთებში ცენტრალური ადგილი უკავია კომპლექსწარმომქმნელ ელემენტს, რომელიც უფრო ხშირად ლითონია.

კომპლექსწარმომქმნელის ირგვლივ კოორდინირებულ ანიონებს ან ნეიტრალურ მოლეკულებს ლიგანდები ეწოდება.

რიცხვს, რომელიც გვიჩვენებს, თუ რამდენი ლიგანდია კოორდინირებული კომპლექსწარმომქმნელის ირგვლივ, კოორდინაციული რიცხვი ეწოდება.

კომპლექსწარმომქმნელი ელემენტი და ლიგანდები ერთად წარმოქმნიან შიგა საკოორდინაციო სფეროს (იწერება კვადრატულ ფრჩხილებში).

იონები, რომლებიც არ შედის შიგა საკოორდინაციო სფეროში, წარმოქმნის გარე საკოორდინაციო სფეროს (იწერება კვადრატული ფრჩხილის გარეთ).

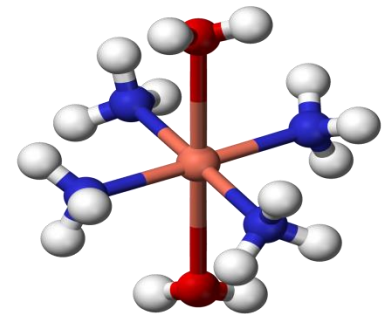
მაგალითად, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+} \text{Cl}_2$, სადაც

Cu კომპლექსწარმომქმნელია,

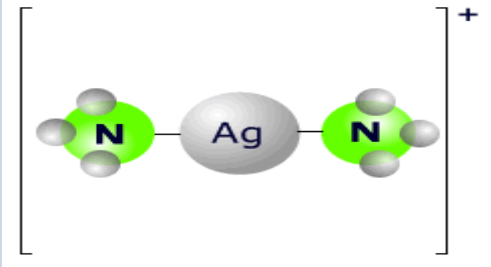
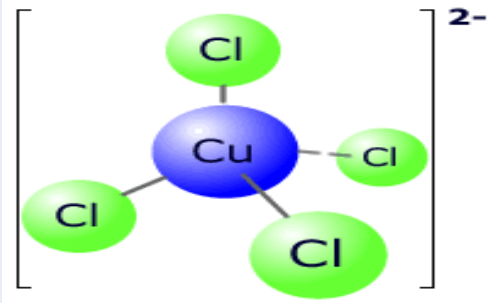
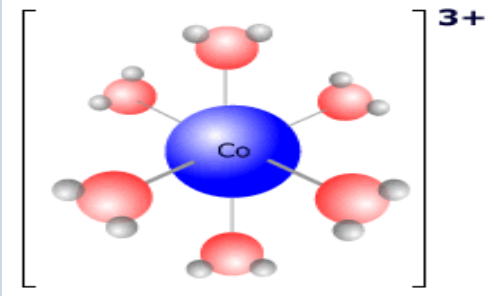
NH_3 და H_2O ლიგანდებია,

Cl –გარე საკოორდინაციო სფეროშია,

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$ – კომპლექსური იონი შიგა საკოორდინაციო სფეროშია.



კოორდინაციული რიცხვი და კომპლექსის გეომეტრია

კოორდინაციული რიცხვი	გეომეტრია	მაგალითი
2	წრფივი	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ 
4	ტეტრაედრი	$[\text{CuCl}_4]^{2-}$ 
6	ოქტაედრი	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ 

ლიგანდთა კლასიფიკაცია

ლიგანდთა კლასიფიკაცია ხდება ცენტრალურ ლითონთან დამყარებული ქიმიურ ბმათა რიცხვის მიხედვით (დენტატობა).

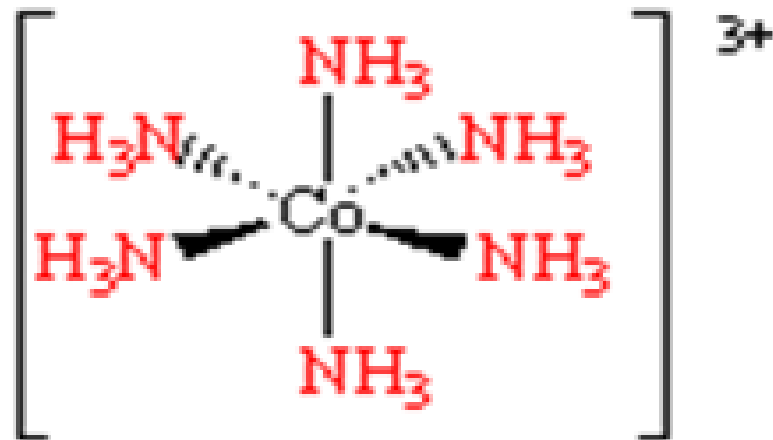
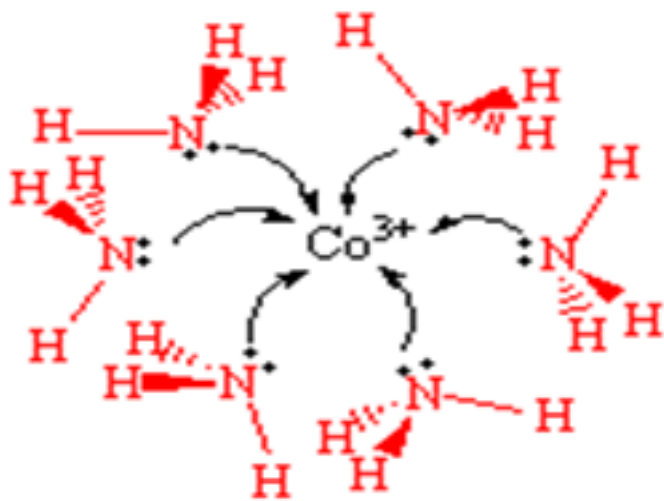
დონორულ ატომთა რიცხვი (ბმათა რიცხვი)	ლიგანდის დენტატობა
1	მონოდენტატური
2	ბიდენტატური
3	ტრიდენტატური
4	ტეტრადენტატური
2 ან მეტი დონორული ატომი	პოლიდენტატური

მონოდენტატური ლიგანდები

მონოდენტატურ ლიგანდებს მიეკუთვნება:

H_2O , CN^- , NH_3 , NO_2^- , SCN^- , OH^- , CO , O_2 , X^- (Cl^- , Br^- , I^-)

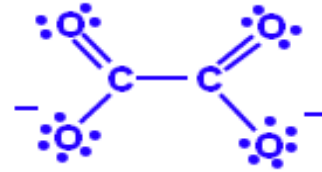
მაგალითად. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$



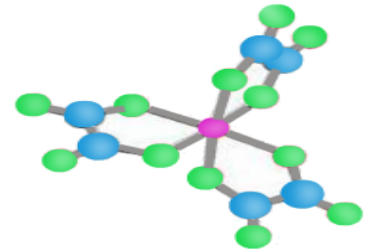
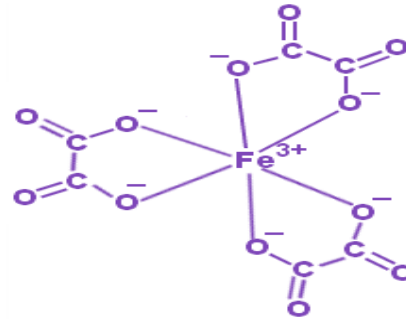
ბიდენტატური ლიგანდები

ბიდენტატური ლიგანდი კომპლექსწარმოქმნელ ლითონს უკავშირდება ორი ატომით.

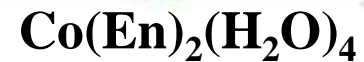
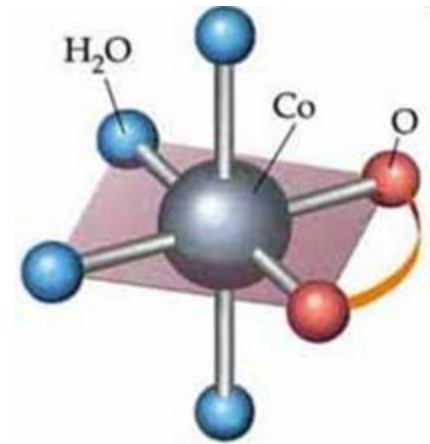
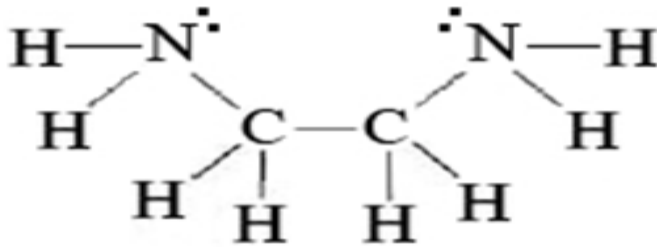
- ოქსალატ იონი – $C_2H_4^{2-}$



მაგალითად, $Fe(C_2H_4)_3^{2-}$



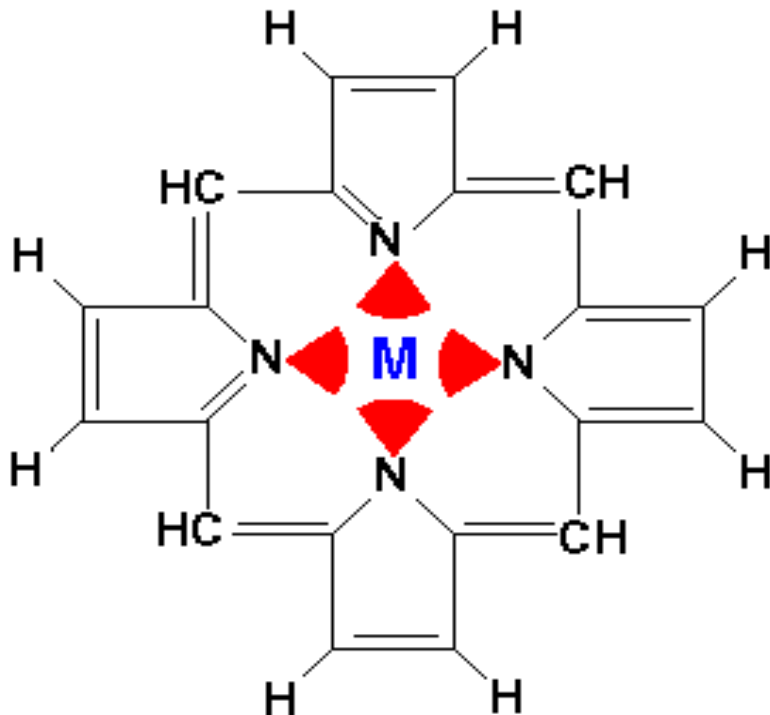
- ეთილენდიამინი – $NH_2CH_2CH_2NH_2$



ხელატური კომპლექსები

პოლიდენტატური ლიგანდები ხშირად წარმოქმნის ხელატებს.

მაგალითად, პორფირინი არის კომპლექსი, რომელიც წარმოადგენს ბიოლოგიურად აქტიური ნაერთების (ჰემოგლობინი, ქლოროფილი) საფუძველს.



პორფირინის სტრუქტურა

6.4. კატიონური, ანიონური და ნეიტრალური კომპლექსური ნაერთები

კატიონური კომპლექსები

კატიონურია კომპლექსი, რომლის შიგა საკოორდინაციო სფერო დადებითად არის დამუხტული. ასეთ კომპლექსებში კომპლექსწარმომქმნელთან დაკავშირებულია ნეიტრალური მოლეკულები ან ანიონების ნაწილი შიგა საკოორდინაციო სფეროშია მოთავსებული.

კატიონური კომპლექსების დასახელებისას ჯერ სახელდება კატიონი (ფრჩხილებში მიუთითებენ ლითონის ჟანგვის ხარისხს), შემდეგ ლიგანდი, ბოლოს კი უარყოფითი იონი. ლიგანდებს რაოდენობის მიხედვით ემატება წინსართი „დი“, „ტრი“, „ტეტრა“ და ა.შ.

მაგალითად,

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}\text{SO}_4^{2-}$ – ტეტრაამინსპილენი (II)-ის სულფატი.

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}\text{Cl}_3$ – ჰექსააკვაალუმინის ქლორიდი.

თუ ლიგანდთა რაოდენობა ვერ ავსებს საკოორდინაციო რიცხვს, მაშინ ანიონის ნაწილი მოხვდება შიგა საკოორდინაციო სფეროში. ასეთ შერეულ ლიგანდებიან კატიონურ კომპლექსებში კატიონის შემდეგ ასახელებენ ანიონურ, შემდეგ კი ნეიტრალურ ლიგანდებს, ბოლოს კი – ანიონს.

მაგალითად,

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{2+}\text{Cl}_2^-$ – ქლოროპენტამინკობალტი (III)-ის ქლორიდი.

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^{2+}\text{Cl}^-$ – დიქლოროტეტრაამინკობალტი (III)-ის ქლორიდი.

ნეიტრალური კომპლექსები

ნეიტრალურია კომპლექსები, როდესაც კომპლექსწარმოქმნელის ორგანიზაციის კოორდინირებულია როგორც უარყოფითი, ისე ნეიტრალური ლიგანდები.

ნეიტრალურ კომპლექსებს ასახელებენ შემდეგნაირად: ჯერ დაასახელებენ ანიონებს (რიცხვის მითითებით), შემდეგ ნეიტრალურ ლიგანდს და ბოლოს კომპლექსწარმოქმნელ კატიონს.

მაგალითად,

$[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$ – დიქლორდიაამინპლატინა.

$[\text{Co}(\text{NO}_3)_3(\text{NH}_3)_3]$ – ტრინიტროტრიაამინკობალტი.

ანიონური კომპლექსები

ანიონური კომპლექსების შიგა საკოორდინაციო სფეროში კომპლექსწარმომქმნელთან დაკავშირებულია უარყოფითად დამუხტული ლიგანდები: CN^- , OH^- , NCS^- და სხვ., ხოლო გარე სფეროში ლითონის ან ამონიუმის (NH_4)⁺ კატიონი გვხვდება.

ანიონური კომპლექსების სახელწოდება გარე საკოორდინაციო სფეროში მყოფი კატიონით იწყება, შემდეგ ასახელებენ ლიგანდს, ბოლოს კი კომპლექსწარმომქმნელ ლითონს ვალენტობის მითითებით.

მაგალითად,

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ – კალიუმის ჰექსაციანოფერატი (III),
სისხლის წითელი მარილი.

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ – კალიუმის ჰექსაციანოფერიტი (II),
სისხლის ყვითელი მარილი.

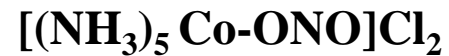
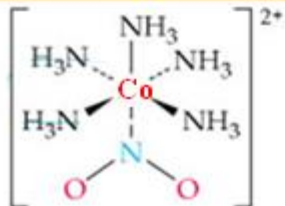
6.5. კომპლექსნაერთთა იზომერია

არსებობს კომპლექსნაერთთა იზომერიის სხვადასხვა სახე:

- ბმების იზომერია,
- სტერეოიზომერია,
- ჰიდრატული იზომერია,
- ოპტიკური იზომერია,
- იონიზაციური იზომერია და სხვ.

ბმების იზომერია

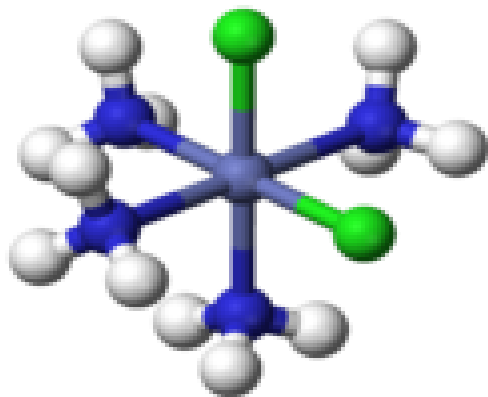
ბმების იზომერიის დროს ლიგანდსა და ლითონს შორის ბმა ერთ შემთხვევაში ხორციელდება იმავე ლიგანდის ერთი ატომით, ხოლო მეორე შემთხვევაში – მეორე ატომით, თუ ლიგანდს აქვს კოორდინაციის უნარის მქონე სხვადასხვა ატომი.



სტერეოიზომერია

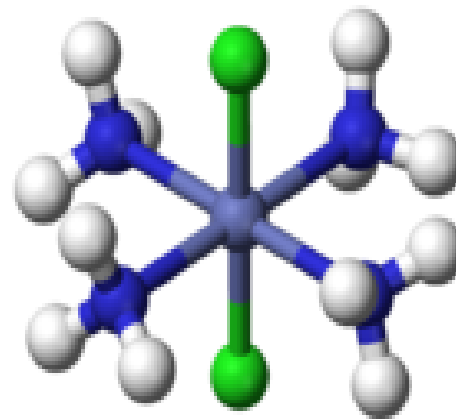
კომპლექსნაერთების სტერეოიზომერიას (ცის-ტრანს იზომერია) განაპირობებს ლიგანდების ურთიერთგანლაგება შიგა საკოორდინაციო სფეროში.

თუ ლიგანდები მოთავსებულია ცენტრალური ატომის ერთ მხარეს, გვაქვს ცის-იზომერია, თუ სხვადასხვა (საპირისპირო) მხარეს—ტრანს-იზომერია.



ცის- $[\text{CoCl}_2(\text{NH}_3)_4]^+$ ნარინჯისფერი

ცის-დიქლორტეტრამინკობალტი (III)

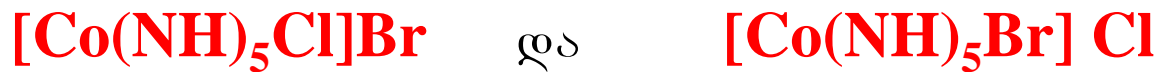


ტრანს- $[\text{CoCl}_2(\text{NH}_3)_4]^+$ ყვითელი

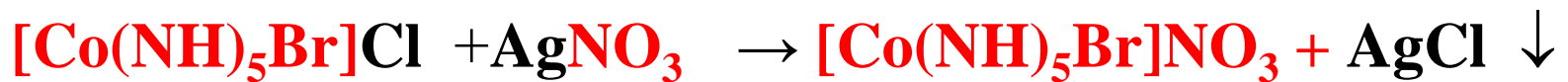
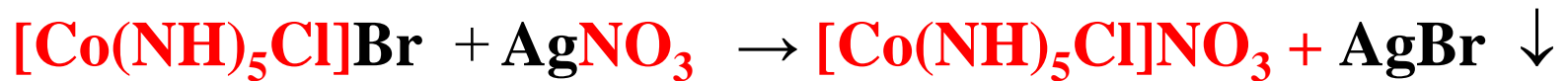
ტრანს-დიქლორტეტრამინკობალტი (III)

იონიზაციური იზომერია

იონიზაციური იზომერიის დროს ერთნაირი შედგენილობის ნაერთებს შიგა და გარე საკოორდინაციო სფეროში სხვადასხვა იონები აქვს.



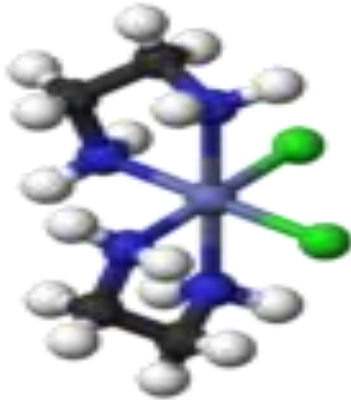
გარე სფეროში სხვადასხვა იონის არსებობაში შეიძლება დავრწმუნდეთ ამ იონების აღმოჩენი რეაქციების ჩატარებით:



ოპტიკური იზომერია

ოპტიკური იზომერიის დროს ერთი იზომერი წარმოადგენს მეორის სარკისებრ გამოსახულებას.

განვიხილოთ ოპტიკური იზომერები, სადაც კომპლექსწარმოქმნელია კობალტი (III), ხოლო ლიგანდებია ეთილენდიამინი და ქლორიდ-იონი.



მარცხენა (l)-ცის-[CoCl₂(en)₂]⁺



მარჯვენა (d)-ცის-[CoCl₂(en)₂]⁺

ჰიდრატული იზომერია

ჰიდრატული იზომერია განპირობებულია წყლის მოლეკულების განაწილებით შიგა და გარე საკოორდინაციო სფეროში.

მაგალითად, ქრომის ქლორიდისათვის $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ცნობილია სამი იზომერი:

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – იისფერი,

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – მოცისფრო-მწვანე,

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – მწვანე.

6.6. კომპლექსნაერთთა კლასიფიკაცია (ლიგანდების მიხედვით)

აკვაკომპლექსები კოორდინაციული ნაერთებია, რომლებიც ლიგანდის სახით შეიცავს წყალს. მაგალითად, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$.

აციდოკომპლექსები კოორდინაციული ნაერთებია, რომლებშიც ლიგანდები მჟავური ნაშთებია. მაგალითად,



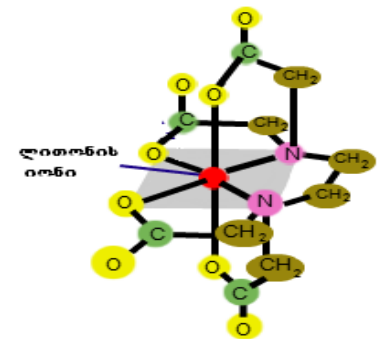
ამიაკატები და ამინები კოორდინაციული ნაერთებია, რომლებშიც ლიგანდებად გვევლინება ამიაკის მოლეკულები და ამინები. მაგალითად,



პოლიჰალოგენიდები ეწოდება კომპლექსურ ნაერთებს, რომელთა ზოგადი ფორმულაა $\text{M}[\text{hal}(\text{hal}_2)]_x$. ამ ნაერთებში კომპლექსწარმომქმნელიც და ლიგანდებიც ჰალოგენია. პოლიჰალოგენიდები შეიძლება იყოს როგორც ჰომოგენური $\text{K}[\text{I}(\text{I}_2)]$, ისე ჰეტეროგენული $\text{K}[\text{I}(\text{Cl}_2)]$.

ციკლური ეწოდება კომპლექსურ ნაერთებს, რომელთა შიგა სფერო ციკლური აგებულებისაა.

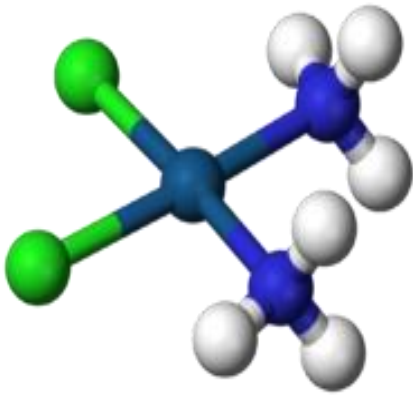
მაგალითად, მოცემულ კომპლექსში ლითონის იონი აზოტის და ჟანგბადის ატომებთან სიბრტყეს წარმოქმნის.



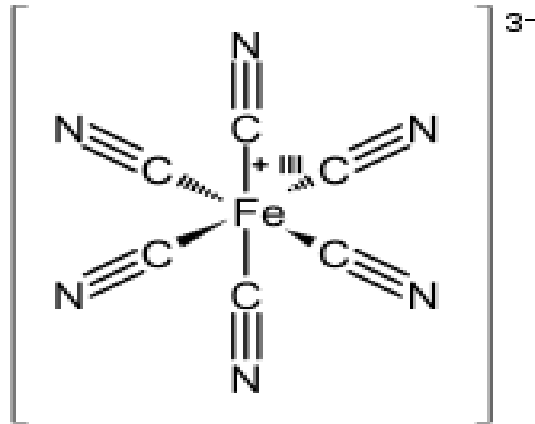
6.7. კომპლექსური ნაერთების გამოყენება

კომპლექსური ნაერთები წარმატებით გამოიყენება მეცნიერებაში, ტექნიკასა და ყოფა-ცხოვრებაში. კერძოდ, ანალიზურ ქიმიაში, მედიცინაში და სხვ.

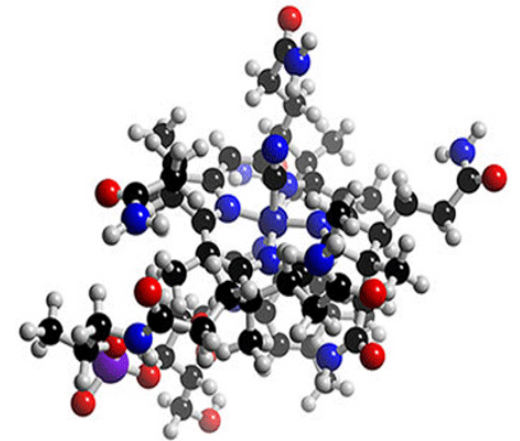
მაგალითად, ვიტამინი $B_{12} - C_{63}H_{88}CoN_{14}O_{14}P$ – აუცილებელია ტვინისა და ნერვული უჯრედებისათვის, ცის-პლატინა $[PtCl_2(NH_3)_2]$ საუკეთესო საშუალებაა სიმსივნური უჯრედების დასაორგუნად, კომპლექსური ნაერთები გამოიყენება ფოტოგრაფიაში გამოსახულების ფიქსაციისათვის; ასევე კომპლექსური ნაერთები გამოიყენება საღებრების დასამზადებლად; კატალიზატორად და სხვ.



$[PtCl_2(NH_3)_2]$ - ცის-პლატინა



$[Fe(CN)_6]^{3-}$ - ფერიციანიდ-იონი

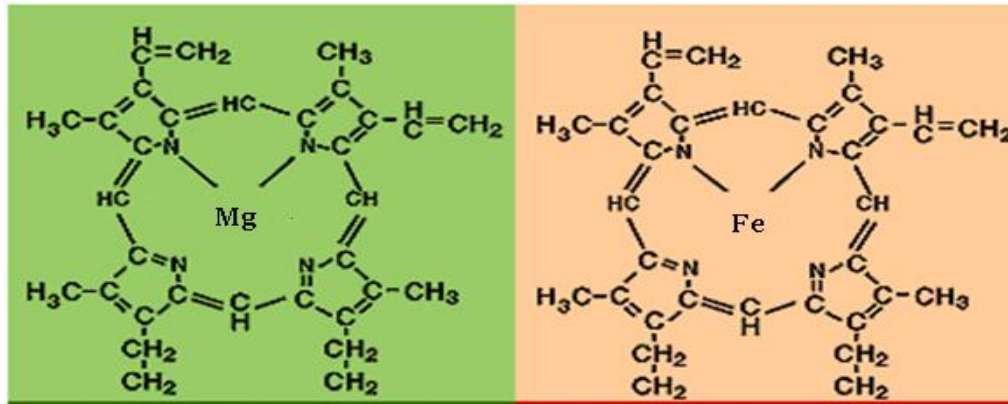


$C_{63}H_{88}CoN_{14}O_{14}P$ - ვიტამინი B12

ეს საინტერესოა

რა მსგავსება და განსხვავებაა ჰემოგლობინსა და ქლოროფილს შორის?

ადამიანის სისხლის ჰემოგლობინის შემადგენელ ნაწილს – ჰემს და მცენარეთა მწვანე პიგმენტს ქლოროფილს მსგავსი აღნაგობა აქვს, თუმცა ისინი განსხვავებული შეფერილობისაა. ჰემოგლობინი შეიცავს ორ პროტეინს: გლობინს და ჰემს, რომლებიც ქიმიურად შეკავშირებულია ერთმანეთთან. ჰემის მოლეკულაში შედის Fe^{2+} იონი, რომელთანაც ლიგანდი აზოტის ოთხი ატომითაა დაკავშირებული. ქლოროფილის თითოეული მოლეკულის ცენტრში მაგნიუმის იონია (Mg^{2+}), რომელიც აზოტის ოთხ ატომთან არის კოორდინირებული.



ქლოროფილის და ჰემოგლობინის სტრუქტურა

ლექცია 7. ქიმიური პროცესების თერმოდინამიკა

- 7.1. თერმოდინამიკა. ძირითადი ცნებები;
- 7.2. მდგომარეობათა პარამეტრები;
- 7.3. თერმოდინამიკის პირველი კანონი;
- 7.4. ენთალპიური და ენდოთერმული რეაქციები;
- 7.5. სისტემის შიბა ენერგია;
- 7.6. ენთალპია;
- 7.7. ჰესის კანონი;
- 7.8. საგარჯიშო;
- 7.9. თერმოდინამიკის მეორე კანონი;
- 7.10. ენტროპია;
- 7.11. ჯიბის ენერგია;
- 7.12. საგარჯიშო.

7.1. თერმოდინამიკა. კირითაღი ცნებები

თერმოდინამიკა ბერძნული სიტყვებისგანაა (Thermos – სითბო და dinamos –სიძლიერე) წარმოქმნილი და განიხილავს ენერგიას და მუშაობას სხვადასხვა სისტემაში.

ენერჯიაც (energeia) ბერძნული სიტყვაა და ქმედითუნარიანობას ნიშნავს.

მუშაობა არის ენერჯიის გადაცემის რაოდენობა ერთი სისტემიდან მეორეზე ან სისტემიდან გარემოზე. ამ დროს ხდება მასების გადაადგილება.

სითბო არის ენერჯია, რომელიც ერთი სისტემიდან გადაეცემა მეორეს ტემპერატურული სხვაობის ხარჯზე. ამ დროს არ ხდება ნივთიერების გადატანა.

სითბო და მუშაობა ახასიათებს არა სისტემის მდგომარეობას, არამედ პროცესს, რომელშიც მონაწილეობს სისტემა.

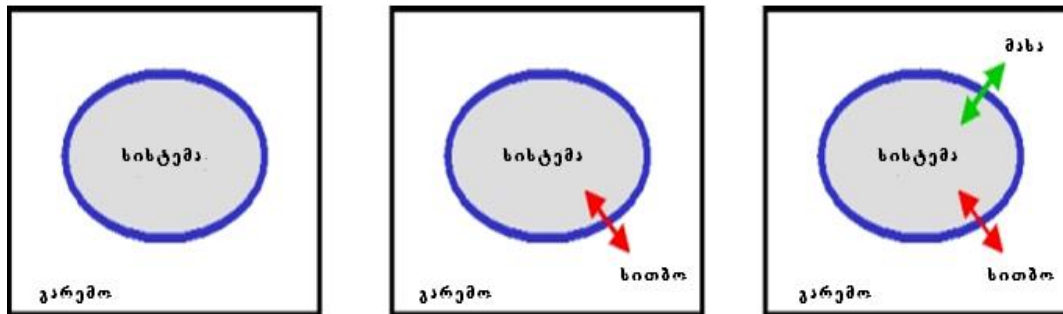
იზოლირებული, ჩაკეტილი და ღია სისტემა

სისტემა მატერიალური სამყაროს ის ნაწილია, რომელიც ჩვენი დაკვირვების ან კვლევის საგანია და, რომელიც შეიძლება რეალურად ან წარმოსახვით შემოისაზღვროს. სისტემის გარეთ არსებულ მატერიალურ სამყაროს ნაწილს, რომელთანაც სისტემას შეუძლია მასის, ენერჯიის ან მუშაობის მიმოცვლა, გარემო ეწოდება.

სისტემას ეწოდება **იზოლირებული**, თუ ის გარემოსთან არ ახორციელებს მასის და ენერჯიის მიმოცვლას.

სისტემა **ჩაკეტილია**, თუ ის გარემოსთან მხოლოდ ენერჯიის მიმოცვლას ახორციელებს.

სისტემას ეწოდება **ღია**, როდესაც მას შეუძლია გარემოსთან როგორც ენერჯიის, ისე მასის მიმოცვლა.



იზოლირებული სისტემა, ჩაკეტილი სისტემა, ღია სისტემა

ჰომოგენური და ჰეტეროგენული სისტემები

სისტემები ერთი ან რამდენიმე ფაზისაგან შედგება.

- ფაზა ეწოდება სისტემის იმ ნაწილს, რომელიც შედგენილობით და თვისებებით ყველა წერტილში ერთგვაროვანია და გამოყოფილია სისტემის სხვა ნაწილებისაგან გამყოფი ზედაპირით.
- ჰომოგენური ეწოდება სისტემას, რომელიც ერთი ფაზისაგან შედგება.
- სისტემა ჰეტეროგენულია, თუ ის ერთზე მეტი ფაზისაგან შედგება.

7.2. მდგომარეობათა პარამეტრები

მდგომარეობის პარამეტრები ეწოდება სიდიდეებს, რომელთა უშუალო გაზომვით შესაძლებელია განისაზღვროს სისტემის მდგომარეობა.

მდგომარეობათა პარამეტრებია: წნევა, ტემპერატურა და მოცულობა.

ასხვავენ მდგომარეობის ექსტენსიურ და ინტენსიურ პარამეტრებს.

ექსტენსიური პარამეტრები (მასა, მოცულობა, შინაგანი ენერგია და სხვ.) სისტემის რაოდენობის პროპორციულია.

ინტენსიური პარამეტრები (წნევა, ტემპერატურა) სისტემაში შემავალ ნივთიერებათა რაოდენობაზე არ არის დამოკიდებული.

იზოთერმული, იზობარული და იზოქორული სისტემები

ქიმიური სისტემის ერთი მდგომარეობიდან მეორეში გადასვლის პირობების მიხედვით, სისტემა შეიძლება იყოს:

- იზოთერმული ($T = \text{Const}$);
- იზობარული ($P = \text{Const}$);
- იზოქორული ($V = \text{Const}$);
- ადიაბატური (ენერგია არ იცვლება – $q = \text{const}$).

ქიმიური თერმოდინამიკა

ქიმიურ რეაქციათა შესწავლისას აუცილებელია სხვადასხვა სხეულსა და გარემოს შორის ენერჯიათა ცვლის განსაზღვრა.

ქიმიური თერმოდინამიკა შეისწავლის ქიმიური რეაქციების პროცესში ქიმიური ენერჯიის სხვა სახის ენერჯიად გარდაქმნას და ქიმიური სისტემის მიერ მუშაობის შესრულების უნარს.

ქიმიური სისტემის შიგა ენერჯია ($U_{\text{შ}}$) სისტემის კომპონენტების კინეტიკური (E_k) და პოტენციური ენერჯიების (E_p) ჯამის ტოლია. ერთეულია ჯოული (ჯ) ან კილოჯოული (კჯ).

7.3. თერმოდინამიკის პირველი კანონი

ენერგია არც არაფრისგან წარმოიქმნება და არც ქრება უკვალოდ, არამედ ნებისმიერ პროცესში გადადის ერთი ფორმიდან მეორეში.

$$\Delta U = Q + A, \text{ სადა } Q$$

ΔU შინაგანი ენერგიის ცვლილებაა,

Q – სითბო,

A – მუშაობა.

- $\Delta U > 0$, სისტემა იძენს ენერგიას,
- $\Delta U < 0$, სისტემა კარგავს ენერგიას,
- $\Delta U = 0$, სისტემის შიგა ენერგია არ იცვლება.

7.4. ეგზოთერმული და ენდოთერმული რეაქციები

ქიმიური რეაქციების განხორციელებისას ხდება მთელი რიგი ქიმიურ ბმათა გაწყვეტა (რასაც თან ახლავს ენერგიის შთანთქმა) და ახალი ბმების წარმოქმნა (რასაც თან ახლავს ენერგიის გამოყოფა).

ქიმიაში ენერგიის მნიშვნელოვანი სახეა სითბო.

თუ მიღებულ ნივთიერებათა ბმების ენერგია მეტია აღებულ ნივთიერებათა ბმების ენერგიაზე, რეაქცია ეგზოთერმულია და ამ დროს სითბო გამოიყოფა გარემოში.

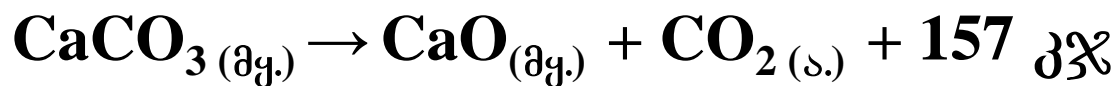
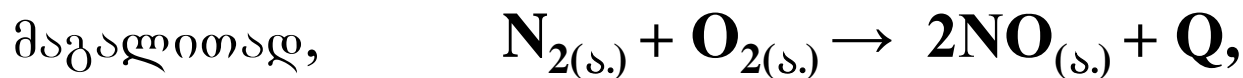
ენდოთერმული რეაქციების დროს კი სითბო შთაინთქმება გარემოდან. ამ დროს მორეაგირე ნივთიერებებში ბმები უფრო ძლიერია, ვიდრე ბმები მიღებულ ნივთიერებებში.

რეაქციებს, რომლებიც სითბოს გამოყოფით მიმდინარეობს, ეგზოთერმული რეაქციები ეწოდება. გამოყოფილ სითბოს აღნიშნავენ (+Q)-ით.

რეაქციებს, რომლებიც სითბოს შთანთქმით მიმდინარეობს, ენდოთერმული რეაქციები ეწოდება. შთანთქმულ სითბოს აღნიშნავენ (-Q)-ით.

ქიმიური რეაქციების დროს გამოყოფილ ან შთანთქმულ სითბოს რეაქციის სითბური ეფექტი ეწოდება. მისი გაანგარიშება ხდება ერთი მოლი ნივთიერებისათვის.

რეაქციის ტოლობას, რომელშიც მითითებულია სითბური ეფექტი, თერმოქიმიური ტოლობა ეწოდება. თერმოქიმიურ ტოლობაში აუცილებელია მორეაგირე ნივთიერებების ფაზური მდგომარეობის (აირი, სითხე, მყარი, ხსნარი და ა.შ.) მითითება.



7.5. სისტემის შიგა ენერგია

ქიმიური რეაქციები ტარდება მუდმივი წნევის დროს (იზობარული პროცესები) ან მუდმივი მოცულობისას (იზოქორული პროცესები).

მუდმივი მოცულობისას შიგა ენერგია აღინიშნება U -თი, ხოლო მუდმივი წნევისას – H -ით.

ამ უკანასკნელ სიდიდეს ენთალპია, ანუ სითბოშემცველობა ეწოდება.

რეაქციათა მიმდინარეობისას სისტემის შიგა ენერგია იცვლება, თუ სისტემამ შთანთქა სითბო და გადავიდა ერთი მდგომარეობიდან მეორეში. ეს სითბო ხმარდება სისტემის შიგა ენერგიის ცვლილებას და გარე წნევის ძალების წინააღმდეგ შესრულებულ მუშაობას:

$$Q = \Delta U + A, \quad (1)$$

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

ქიმიურ რეაქციებში მუშაობა ძირითადად სრულდება გარე წნევის ძალების წინააღმდეგ:

$$A = P(V_2 - V_1) = P \Delta V$$

1. იზოქორულ პროცესებში $V = \text{const}$, $\Delta V = 0$ და $A = 0$, ამიტომ (1) განტოლებიდან გამომდინარეობს:

$$Q_v = \Delta U$$

იზოქორულ პროცესებში შთანთქმული სითბო ხმარდება მხოლოდ სისტემის შიგა ენერჯიის გაზრდას.

2. იზობარულ პროცესებში $Q_p = \Delta U + P\Delta V$ (2)

ენტალპია $U + PV$ სიდიდის ტოლია, ამიტომ

$$\Delta H = \Delta U + P \Delta V, \text{ ანუ } \Delta H = Q_p$$

თუ P მცირე სიდიდეა, მაშინ (2) განტოლებიდან:

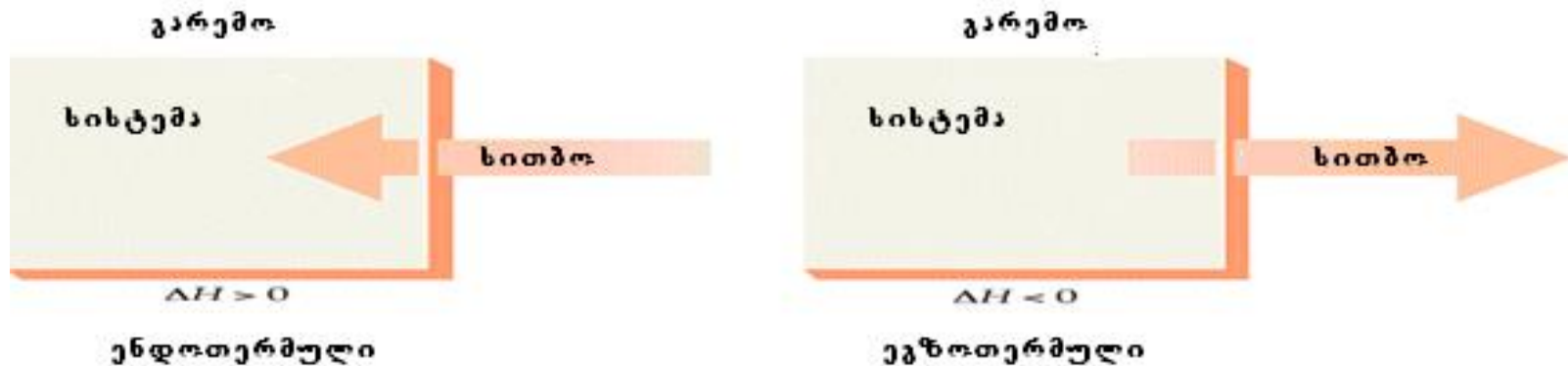
$$\Delta H = \Delta U$$

7.6. ენთალპია

ქიმიურ რეაქციათა უმრავლესობა იზობარულ პირობებში მიმდინარეობს, ამიტომ თერმოქიმიურ ტოლობებში ხშირად ΔH^0 -ის მნიშვნელობებია მითითებული. იგი სიდიდით ემთხვევა რეაქციის სითბურ ეფექტს, ხოლო ნიშნით საწინააღმდეგოა.

ეგზოთერმული რეაქციებისას ენთალპიას აქვს უარყოფითი მნიშვნელობა ($\Delta H < 0$).

ენდოთერმული რეაქციებისას ენთალპიას აქვს დადებითი მნიშვნელობა ($\Delta H^0 > 0$).



სტანდარტული ენთალპია

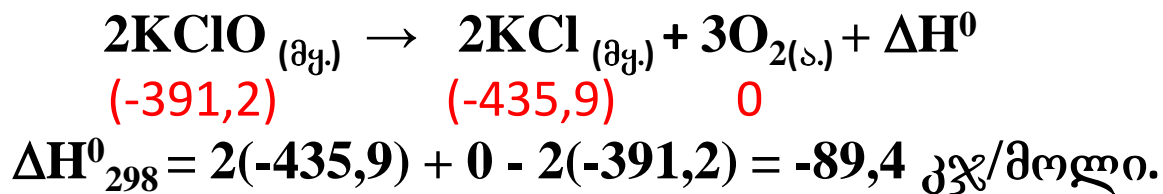
ნივთიერებათა წარმოქმნის სტანდარტული მოლური ენთალპია (ΔH^0) არის ენთალპიის ცვლილება მარტივი ნივთიერებებისგან 1 მოლი ნივთიერების მიღებისას სტანდარტულ პირობებში (1 ატმ წნევა და 298 K , ანუ $25\text{ }^\circ\text{C}$ ტემპერატურა).

სტანდარტულ პირობებში მდგრადი მარტივი ნივთიერებების (აირადი აზოტი, თხევადი ბრომი, რომბული გოგირდი და სხვ.) წარმოქმნის სტანდარტული ენთალპიები ნულის ტოლადაა მიჩნეული.

ნივთიერებათა წარმოქმნის სტანდარტული ენთალპიები შეტანილია სპეციალურ ცხრილებში.

სტანდარტული ენთალპია (ΔH^0) უდრის მიღებულ და საწყის ნივთიერებათა წარმოქმნის ერთა ენთალპიათა სხვაობას.

მაგალითად:



$$\Delta H^0 = -89,4 \text{ კჯ/მოლი.}$$

7.7. ჰესის კანონი

შეუძლებელია შიგა ენერჯის ან ენთალპიის აბსოლუტური მნიშვნელობის გაზომვა, თუმცა შეიძლება ორივე მათგანის ცვლილების განსაზღვრა ანუ გამოთვლა. რეაქციის სითბური ეფექტი სწორედ შიგა ენერჯის ან ენთალპიის ცვლილების შედეგია. სითბური ეფექტი იზომება ექსპერიმენტულად ან გამოითვლება თერმოქიმიური ტოლობების საფუძველზე.

ქიმიური რეაქციის ენთალპიის ცვლილება (სითბური ეფექტი) დამოკიდებულია საწყისი ნივთიერებებისა და პროდუქტების ენთალპიის ცვლილებაზე და არ არის დამოკიდული პროცესის მიმდინარეობაზე.

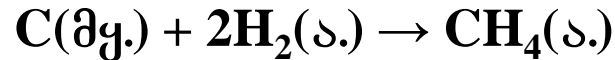
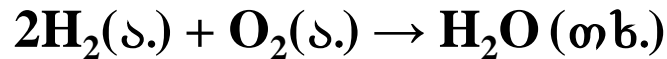
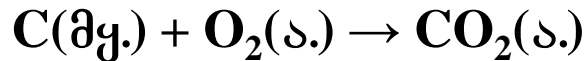
ჰესის კანონის შედეგები:

1. ნაერთის გარკვეულ პროდუქტებად დაშლის ენთალპია უდრის იმავე ნაერთის წარმოქმნის ენთალპიას შებრუნებული ნიშნით;
2. რეაქციის ენთალპია უდრის საწყისი და მიღებული ნივთიერებების სტანდარტულ ენთალპიათა სხვაობას.

7.8. საპარჯიშო

გამოთვალეთ 1 მოლი მეთანის წარმოქმნის სტანდარტული ენთალპია, თუ $\Delta H(\text{C}) = -393$ კჯ/მოლი⁻¹, $\Delta H(\text{H}_2) = -286$ კჯ/მოლი⁻¹, $\Delta H(\text{CH}_4) = -890$ კჯ/მოლი⁻¹.

სტანდარტული ენთალპია უდრის საწყის და მიღებულ ნივთიერებათა სტანდარტულ ენთალპიათა სხვაობას.



ჰესის კანონის თანახმად,

$$\Delta H_x = \Delta H(\text{C}) + 2\Delta H(\text{H}_2) - \Delta H(\text{CH}_4)$$

$$\Delta H_x = -393 + 2(-286) - (-890) \text{ კჯ/მოლი}^{-1} = -75 \text{ კჯ/მოლი}^{-1}$$

7.9. თერმოდინამიკის მეორე კანონი

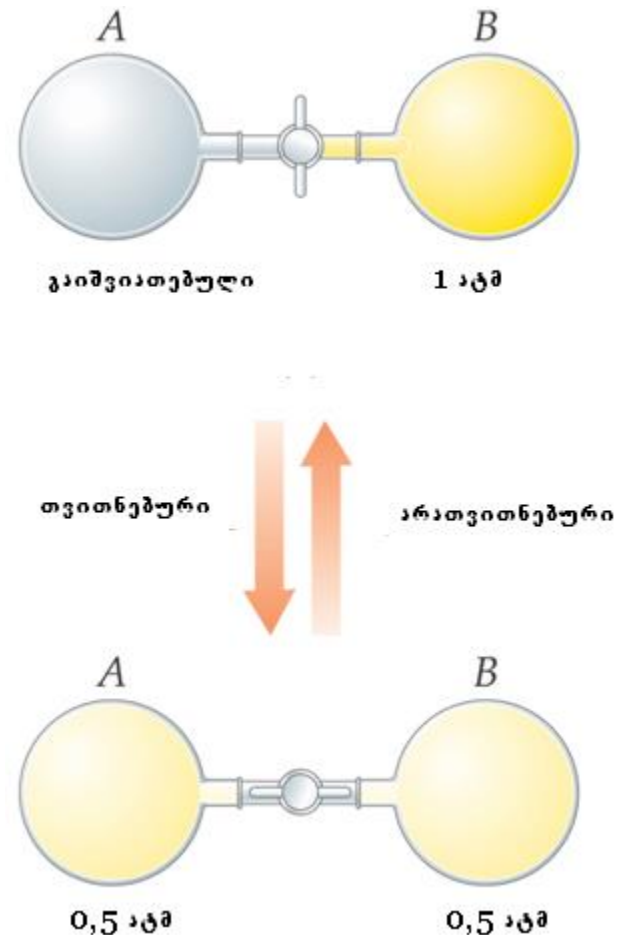
თერმოდინამიკის პირველი კანონის მიხედვით, შესაძლებელია პროცესების ენერგეტიკული დახასიათება, მაგრამ ვერ ხერხდება პროცესის მიმართულების წინასწარ დადგენა.

რეაქციის შესაძლებლობას და მიმართულებას ადგენს თერმოდინამიკის მეორე კანონი, რომელსაც აქვს სხვადასხვა ფორმულირება:

1. ნებისმიერი სისტემა ნაკლებად ალბათური მდგომარეობიდან მიისწრაფვის მეტი ალბათობის მქონე მდგომარეობისკენ ანუ წონასწორობისაკენ. მაგალითად, რკინა თავისთავად იჟანგება, ყინული დნება და სხვ.
2. ყველა სისტემა მიისწრაფვის ჭეშმარიტი წონასწორობის მდგომარეობისაკენ;
3. შეუძლებელია სითბოს თვითნებური გადასვლა ნაკლებად გახურებული სხეულიდან უფრო ცხელი სხეულისაკენ.

თვითნებური და არათვითნებური რეაქციები

- ქიმიური პროცესები იყოფა თვითნებურად (თავისთავად) და არათვითნებურად (არათავისთავად) მიმდინარე რეაქციებად.
- თვითნებური ეწოდება პროცესს, რომელიც მიმდინარეობს თვითნებურად გარე ფაქტორების ზემოქმედების გარეშე.



7.10. ენტროპია

ენტროპია (S) სისტემის მოწესრიგებლობის რაოდენობრივი საზომია. იგი დამოკიდებულია სისტემის საწყის და საბოლოო მდგომარეობაზე და არ არის დამოკიდებული პროცესის მიმდინარეობაზე.

თუ სისტემაში სრული წესრიგია, ენტროპია მინიმალურია ($\Delta S=0$).

სისტემის უფრო მოწესრიგებული მდგომარეობიდან ნაკლებად მოწესრიგებულ მდგომარეობაში გადასვლის დროს ენტროპია იზრდება ($\Delta S>0$).

სისტემის ნაკლებად მოწესრიგებული მდგომარეობიდან უფრო მოწესრიგებულ მდგომარეობაში გადასვლის შემთხვევაში ენტროპია მცირდება ($\Delta S<0$).

მათემატიკურად, ენტროპია კავშირს ამყარებს სისტემის მიერ მიღებულ ან გაცემულ სითბოსა და ტემპერატურას შორის:

$$\Delta S = Q / T_{\text{ჯოული/K}}$$

ენტროპიის გამოთვლა

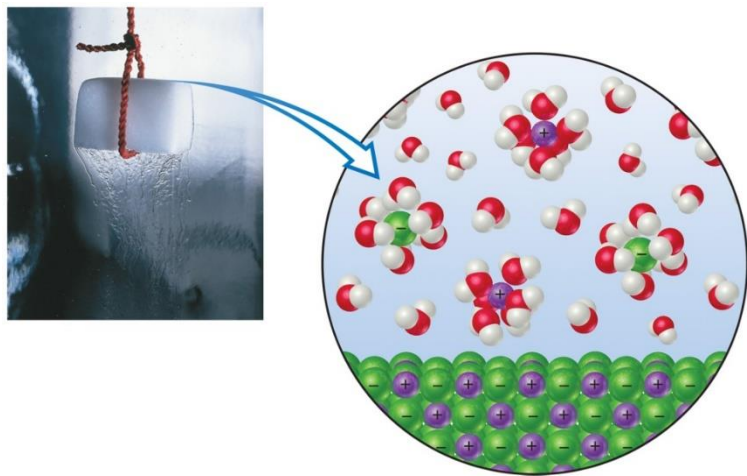
- ენტროპიის ცვლილება გამოითვლება ენთალპიის ცვლილების ანალოგიურად.
- საწყისი ნივთიერებების ენტროპიათა ჯამს აკლდება პროდუქტების ენტროპიათა ჯამი:

$$\Delta S_{\text{რეაქციის}} = \sum S^{\circ}_{\text{საწყისი ნივთიერებების}} - \sum S^{\circ}_{\text{პროდუქტების}}$$

ენტროპიის ცვლილება ხსნარებში

ხსნარებში ენტროპიის გაზრდა, ძირითადად, დაკავშირებულია იონების წარმოქმნასთან.

უნდა გავითვალისწინოთ ის ფაქტი, რომ დიდი მუხტის მქონე იონთა შემთხვევაში შესაძლებელია იონებზე წყლის მოლეკულების დიდი რაოდენობის ფიქსაცია.

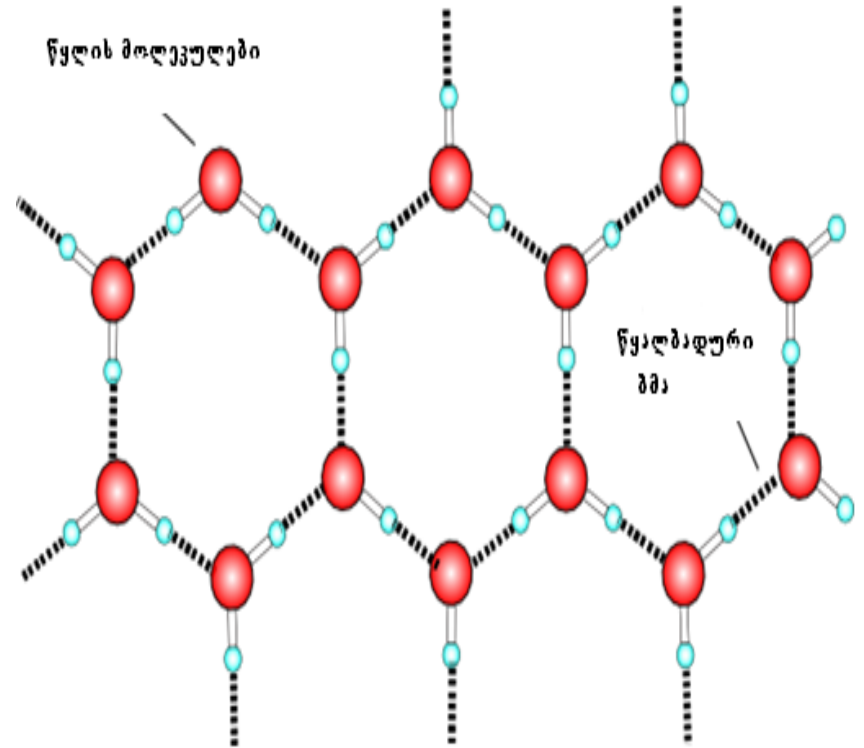


NaCl-ის ელექტროლიტური დისოციაცია წყალში

ენტროპია და აკრეგატული მდგომარეობა

ენტროპია იზრდება
მოლეკულების თავისუფალ
მოძრაობასთან ერთად.

$$S_{(ა)} > S_{(თბ.)} > S_{(მყ.)}$$



7.11. ჯიბსის ენერჯია

სისტემა მუშაობის შესრულების გარეშე თვითნებურად გადადის ნაკლებად მდგრადი მდგომარეობიდან უფრო მდგრად მდგომარეობაში.

ქიმიურ რეაქციებში მიმდინარეობს ორი პროცესი: პირველი, როცა ნაწილაკები მიისწრაფვის უფრო რთულ ნაწილაკებად გაერთიანებისაკენ (სისტემის ენთალპია მცირდება) და მეორე, როცა ნაწილაკები მიისწრაფვის განცალკევებისაკენ (ენტროპია იზრდება).

ჯიბსის ენერჯია აერთიანებს ენთალპიას, ენტროპიას და ტემპერატურას:

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

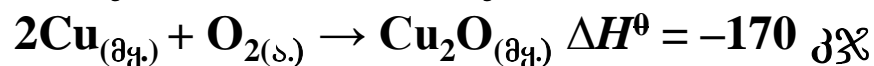
$\Delta G < 0$, პროცესის თვითნებურად განხორციელება შესაძლებელია.

$\Delta G > 0$, პროცესის თვითნებურად განხორციელება შეუძლებელია.

$\Delta G = 0$, სისტემა წონასწორულ მდგომარეობაშია.

7.12. სავარჯიშო

1. მოცემულია:



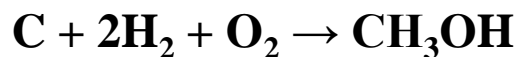
გამოთვალეთ სტანდარტული ენთალპია შემდეგი რეაქციისათვის:



2. ჰესის კანონის და მოცემული რეაქციების:



გამოყენებით გამოთვალეთ ენთალპიის ცვლილება (ΔH_4) შემდეგი რეაქციისათვის:



ლექცია 8. ქიმიური კინეტიკა

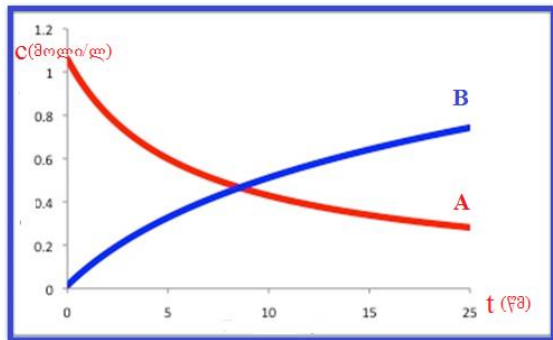
- 8.1. ქიმიური რეაქციის სიჩქარე;
- 8.2. ქიმიური რეაქციის სიჩქარეზე მოქმედი ფაქტორები;
- 8.3. რეაქციის რიბი;
- 8.4. სავარჯიშო;
- 8.5. რეაქციათა შექცევადობა;
- 8.6. ქიმიური წონასწორობა;
- 8.7. წონასწორობის ბალანსკვლების (ლე-შატელიეს) პრინციპი;
- 8.8. სავარჯიშო.

8.1 ქიმიური რეაქციის სიჩქარე

- ქიმიური კინეტიკის ძირითადი ცნებაა ქიმიური რეაქციის სიჩქარე.
- ქიმიური რეაქციის სიჩქარე ეწოდება ერთ-ერთი მორეაგირე ნივთიერების (რეაგენტი) ან რეაქციის პროდუქტის კონცენტრაციის (მოლი/ლ) ცვლილებას დროის ერთეულში (წმ). აქედან გამომდინარე, თუ t_1 -დან t_2 -მდე დროის პერიოდში რეაქციაში მონაწილე რომელიმე ნივთიერების კონცენტრაცია C_1 -დან C_2 -მდე შეიცვალა, მაშინ შეიძლება დავწეროთ:

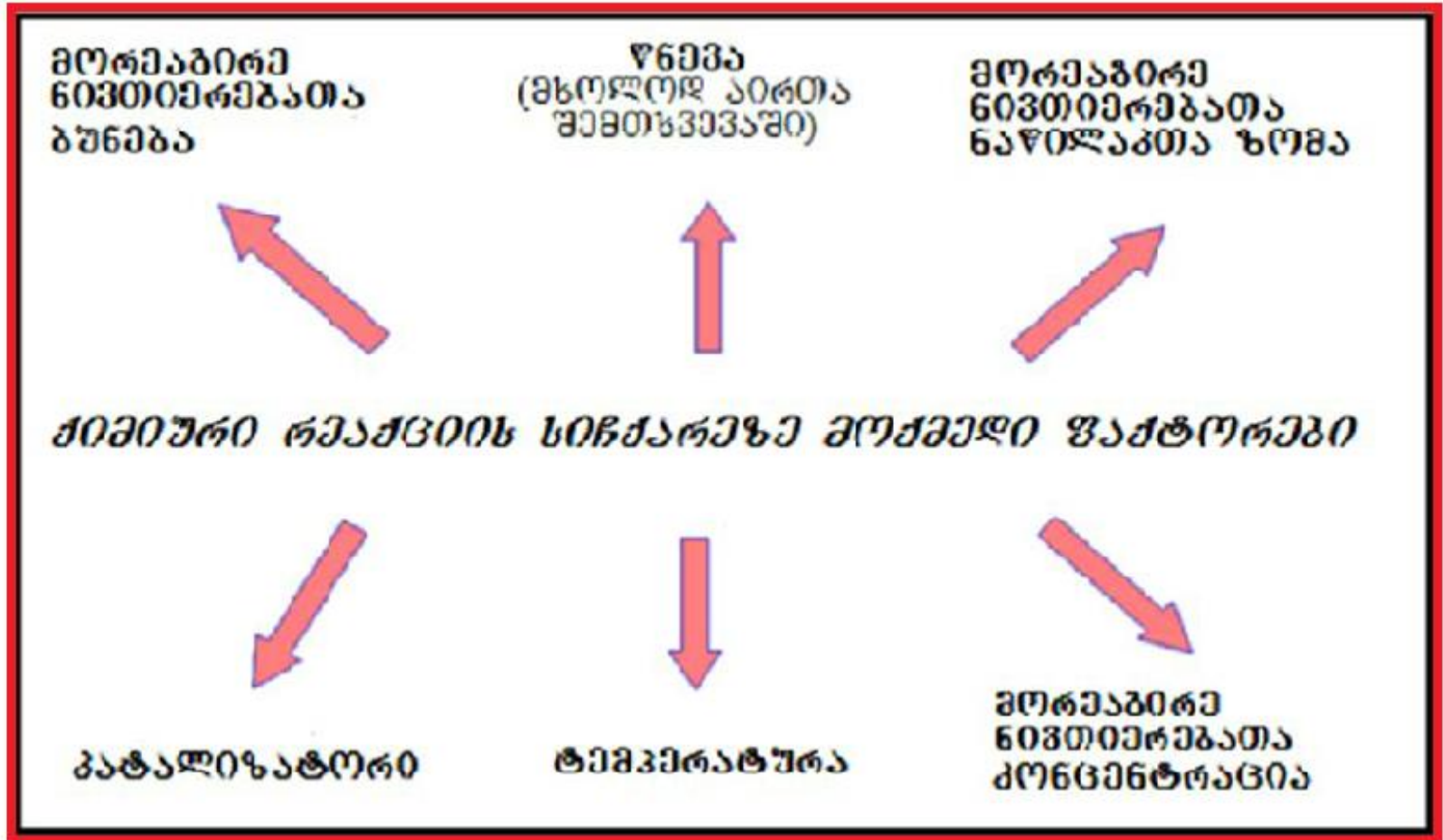
$$v = \pm (C_2 - C_1) / (t_2 - t_1) \text{ მოლი/ლ} \cdot \text{წმ}$$

კონცენტრაციის ცვლილება უარყოფითია რეაგენტებისათვის და დადებითია პროდუქტებისათვის.



კინეტიკური მრუდები რეაგენტისა (A) და რეაქციის პროდუქტისათვის (B).

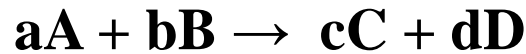
8.2. ქიმიური რეაქციის სიჩქარეზე მოქმედი ფაქტორები



1. მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაცია

ქიმიური რეაქციის სიჩქარე მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციების ნამრავლის პირდაპირპროპორციულია (მოქმედ მასათა კანონი).

რეაქციისათვის:



რეაქციის სიჩქარე გამოისახება განტოლებით:

$$v = k [A]^a \cdot [B]^b, \text{სადაც}$$

v რეაქციის სიჩქარეა (მოლი / ლ .წმ),

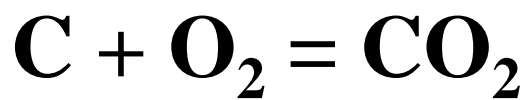
k -რეაქციის სიჩქარის მუდმივაა,

$[A]$ და $[B]$ – მორეაგირე ნივთიერებების მოლური კონცენტრაციებია (მოლი/ლ),

a და b – სტექიომეტრიული კოეფიციენტებია.

რეაქციის სიჩქარის მუდმივას ფიზიკური არსი შემდეგია: რეაქციის სიჩქარის მუდმივა უდრის რეაქციის სიჩქარეს, როდესაც $[A]^a \cdot [B]^b$ ნამრავლი ერთის ტოლია. იგი დამოკიდებულია ტემპერატურასა და კატალიზატორზე და არ არის დამოკიდებული რეაგენტების კონცენტრაციაზე

მოქმედ მასათა კანონი არ ვრცელდება მყარ ნივთიერებებზე, რადგან მყარი ნივთიერება რეაქციაში მონაწილეობს არა მთელი მასით, არამედ მხოლოდ ზედაპირზე არსებული ნაწილაკებით. მაგალითად, ნახშირის წვის რეაქციისათვის:

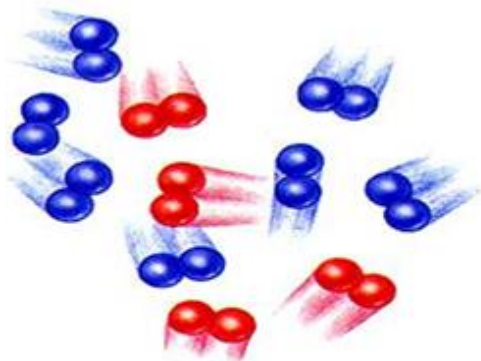


მოქმედ მასათა კანონი ასე ჩაიწერება:

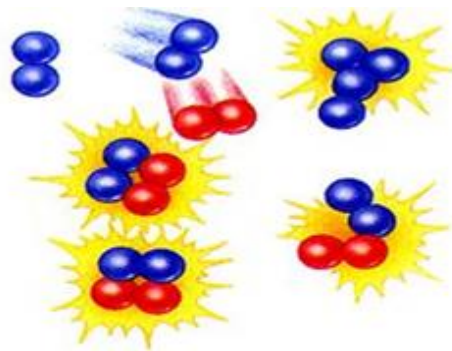
$$v = k [\text{O}_2]$$

2. მორეაგირე ნივთიერებათა ბუნება

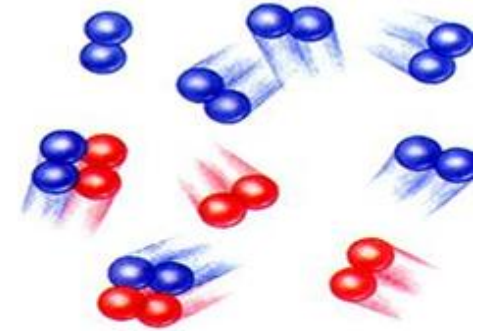
- რეაქციის მიმდინარეობისათვის აუცილებელია მორეაგირე ნივთიერებათა მოლეკულების შეჯახება, მაგრამ ყოველი შეჯახება არ იწვევს რეაგენტების პროდუქტებად გარდაქმნას.
- რეაქცია რომ წარიმართოს, ურთიერთშემხებ მოლეკულებს უნდა ჰქონდეს მინიმალური ენერგია, რომელსაც აქტივაციის ენერგია (E_A) ეწოდება, აქტივაციის ენერგიის მქონე მოლეკულებს კი – აქტიური მოლეკულები.
- როდესაც $E_A < 40$ კჯ/მოლი, შეჯახებათა უმრავლესობა რეაქციის პროდუქტების წარმოქმნით მთავრდება.
- როდესაც $E_A > 40$ კჯ/მოლი, შეჯახებათა მხოლოდ მცირე რაოდენობაა ეფექტური.



მორეაგირე ნივთიერებათა
ნაწილაკები



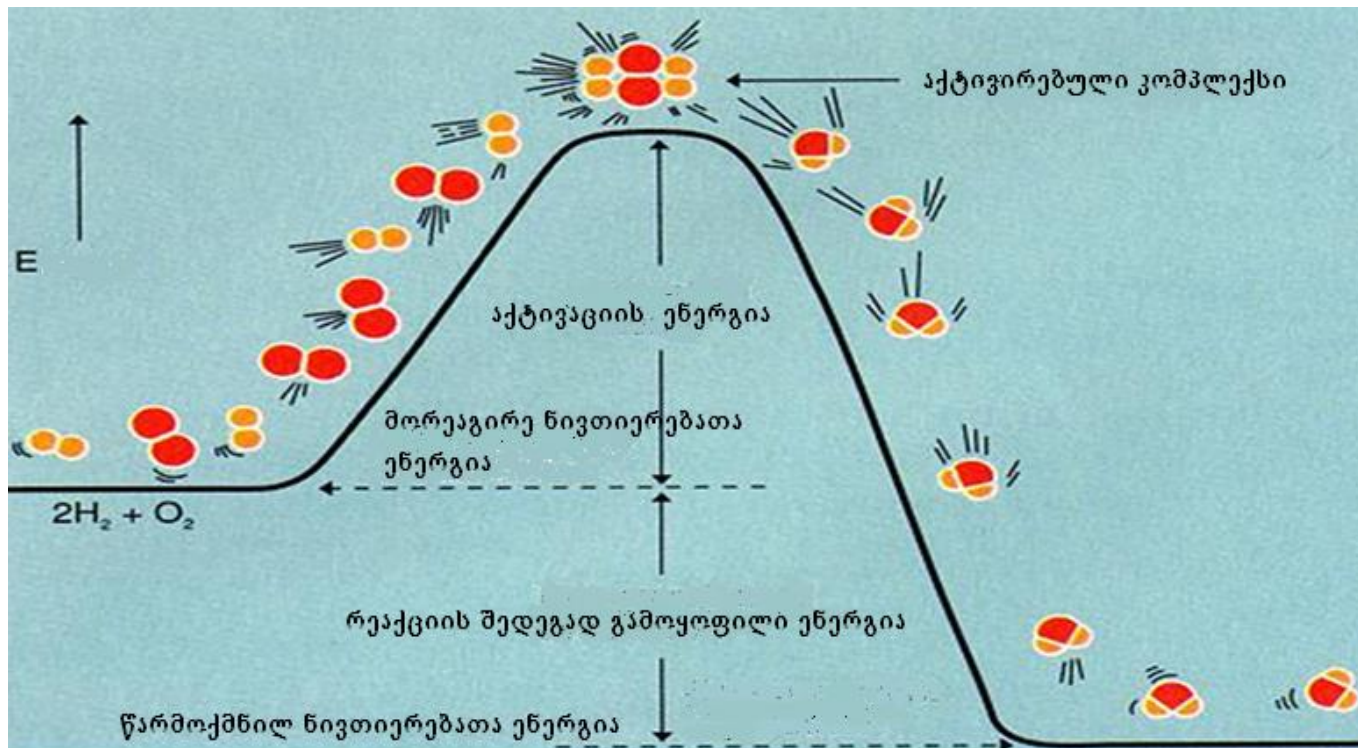
ნაწილაკთა შეჯახება



რეაქციაში შეუსვლელ და მიღებულ
ნივთიერებათა ნაწილაკები

აქტივაციის ენერგია

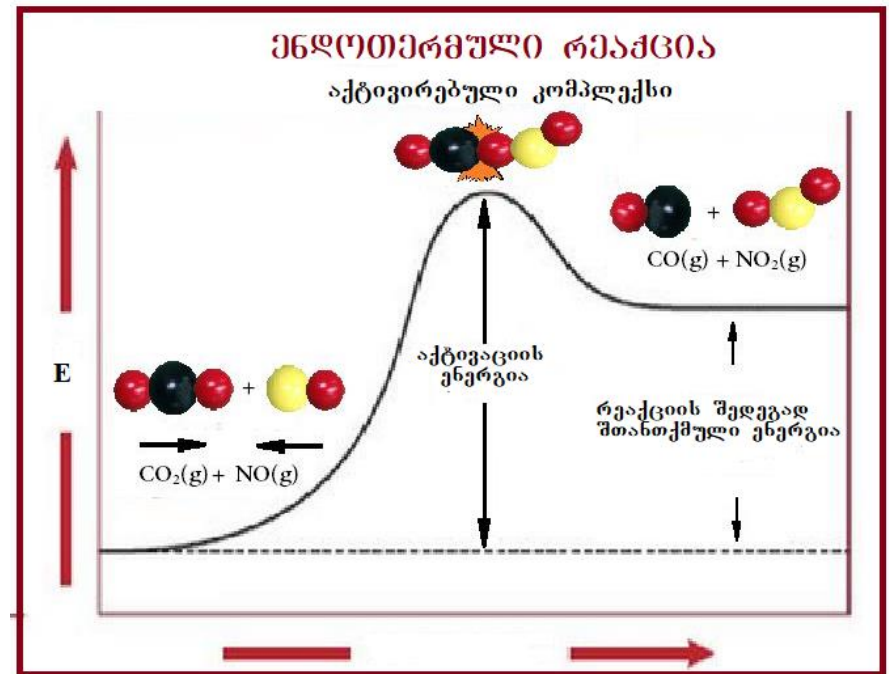
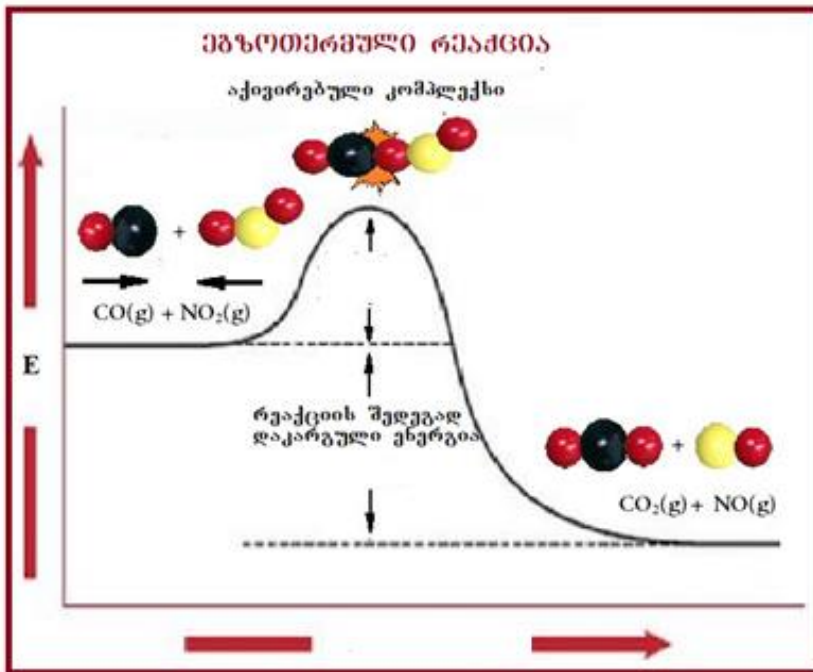
- გრაფიკულად ზემოთქმული შეიძლება წარმოვიდგინოთ ე.წ. ენერგეტიკული ბარიერის სახით, რომელიც უნდა გადალახოს საწყისმა ნივთიერებებმა, რომ გარდაიქმნან რეაქციის პროდუქტებად.
- აქტივაციის ენერგია (E_A) გამოითვლება აქტივირებული კომპლექსისა და საწყისი მოლეკულების ენერგიებს შორის სხვაობით.



აქტივაციის ენერჯის მრუდები ეგზოთერმული და ენდოთერმული რეაქციების შემთხვევაში

- ეგზოთერმული ეწოდება რეაქციას, რომლის მიმდინარეობისას სითბო გამოიყოფა.

- ენდოთერმული ეწოდება რეაქციას, რომლის მიმდინარეობისას სითბო შთაინთქმება.



3. ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე

რეაქციის სიჩქარეზე გავლენას ახდენს ტემპერატურა. ამ ორი სიდიდის კავშირი გამოისახება ვანტ-ჰოფის წესით:

- ტემპერატურის ყოველი 10^0 -ით მომატებისას რეაქციის სიჩქარე საშუალოდ 3-ჯერ იზრდება.

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{t_2 - t_1 / 10}$$

$$V_{t_2} / V_{t_1} = \gamma^{t_2 - t_1 / 10}$$

, სადაც

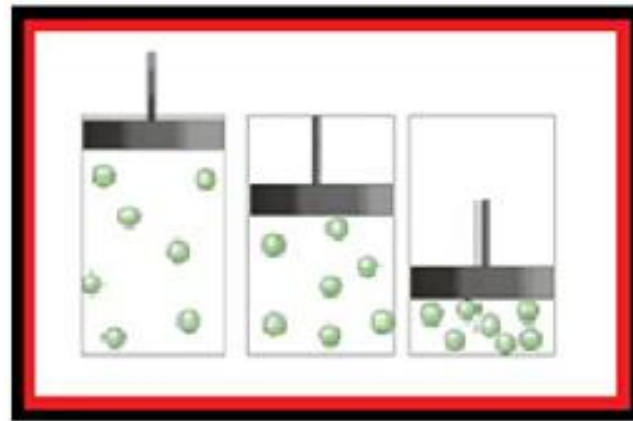
V_{t_2} და V_{t_1} რეაქციის სიჩქარეებია შესაბამის t_2 და t_1 ტემპერატურაზე, ხოლო γ – რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტი. სწორედ ეს უკანასკნელი გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ იზრდება მოცემული რეაქციის სიჩქარე ტემპერატურის 10^0 -ით მომატებისას.

წნევის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე

- წნევა გავლენას ახდენს ქიმიური რეაქციის სიჩქარეზე მხოლოდ აირადი ნივთიერებების შემთხვევაში, რადგან წნევის გაზრდით იცვლება აირად ნივთიერებათა კონცენტრაცია.
- მენდელეევი-კლაპეირონის განტოლების მიხედვით:

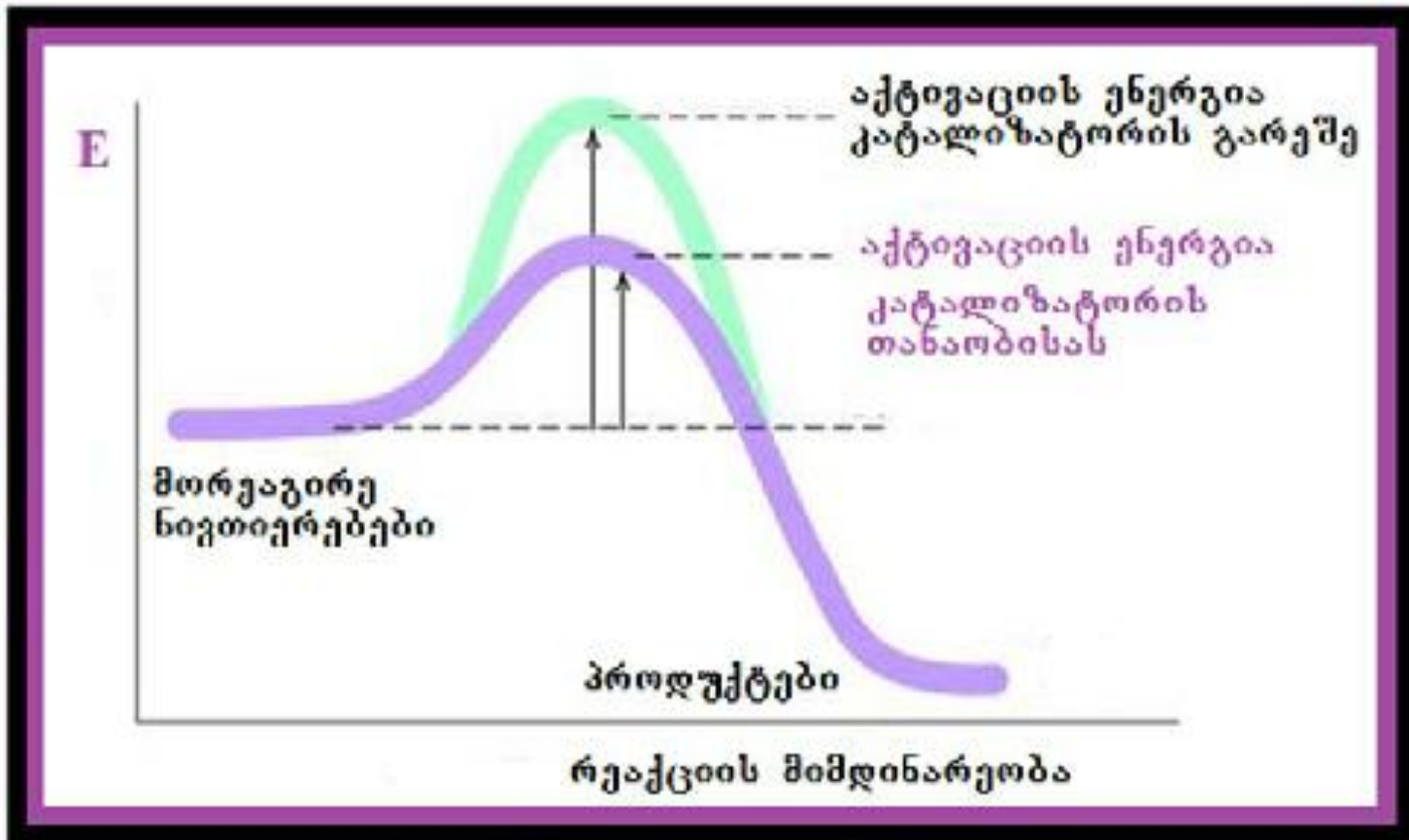
$$PV=nRT ; \quad P/RT=n/V ; \quad n/V=C; \quad P/RT=C$$

ე.ი. აირთა წნევა და კონცენტრაცია პირდაპირპროპორციულ დამოკიდებულებაშია.



კატალიზატორის თანაობისას და კატალიზატორის გარეშე მიმდინარე რეაქციები

კატალიზატორი ცვლის (ზრდის ან ამცირებს) აქტივაციის ენერგიას.



8.3. საპარჯიშო ამოხსნით

1. წყალბადსა და იოდს შორის მიმდინარე რეაქციის ტოლობა ასე ჩაიწერება: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$. წყალბადის საწყისი მოლური კონცენტრაცია ტოლია **0,40** მოლი/ლ; **20** წმ-ის შემდეგ გახდა **0,38** მოლი/ლ. განსაზღვრეთ მოცემული რეაქციის საშუალო სიჩქარე:

ამოხსნა:

$$V = \frac{c_1 - c_2}{t_2 - t_1} = \frac{0,40 - 0,38}{20} = \frac{0,02}{20} = 0,001 \text{ მოლი/ლ.წმ}$$

2. რეაქცია მიმდინარეობს ტოლობით: $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$. როგორ შეიცვლება ამ რეაქციის სიჩქარე, თუ **CO**-ს კონცენტრაციას **3-ჯერ** გავზრდით?

ამოხსნა:

მოქმედ კანონის თანახმად რეაქციის სიჩქარე საწყის მომენტში ტოლია:
 $V_1 = K[\text{CO}]^2[\text{O}_2]$. კონცენტრაციის **3-ჯერ** გადიდების შემდეგ იქნება:
 $V_2 = K[\text{CO}]^2[\text{O}_2] = 9K[\text{CO}]^2[\text{O}_2]$. $V_2 / V_1 = 9$.

3. რამდენჯერ გაიზრდება ქიმიური რეაქციის სიჩქარე, თუ სისტემის ტემპერატურას **25°C**-დან **65°C**-მდე გავზრდით? $\gamma = 3$

ამოხსნა:

$$V_{t_2} / V_{t_1} = 3^{65-25/10} = 3^4 = 81.$$

8.4. რეაქციის რიგი

რეაქციის რიგი (n) განსაზღვრავს ურთიერთდამოკიდებულებას ერთ-ერთი მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციასა და რეაქციის სიჩქარეს შორის.

- რეაქცია პირველი რიგისაა, თუ $n=1$,
- მეორე რიგისაა, თუ $n=2$,
- რეაქცია ნულლოვანი რიგისაა, თუ $n=0$.

რეაქციის რიგი განისაზღვრება მხოლოდ ექსპერიმენტულად.

აღსანიშნავია, რომ თუ რეაქცია პირველი რიგისაა ერთ-ერთი კომპონენტის მიმართ, აუცილებელი არ არის, რომ იგი იყოს იმავე რიგისა მეორე კომპონენტის მიმართ.

8.5. სავარჯიშო

№	A ნივთიერების კონცენტრაცია მოლი/ ლ	B ნივთიერების კონცენტრაცია მოლი/ ლ	C ნივთიერების კონცენტრაცია მოლი/ ლ	D ნივთიერების წარმოქმნის სიჩქარე მოლი/ ლ.წმ
1	0,0500	0,0500	0,0500	$3,125 \times 10^{-6}$
2	0,1000	0,0500	0,0500	$6,225 \times 10^{-6}$
3	0,0500	0,1000	0,0500	$12,50 \times 10^{-6}$
4	0,0500	0,0500	0,1000	$3,125 \times 10^{-6}$

ექსპერიმენტების შედეგების მიხედვით (იხ. ცხრილი) $A + B + C \rightarrow D$ რეაქციისათვის გამოვთვალოთ რეაქციის რიგი:

1. მეორე ექსპერიმენტში პირველთან შედარებით A ნივთიერების რაოდენობა გაორმაგდა. B და C ნივთიერების კონცენტრაციები არ შეცვლილა. A ნივთიერების კონცენტრაციის გაორმაგებით რეაქციის სიჩქარე გაორმაგდა:

$$V_2 / V_1 = 6,225 \cdot 10^{-6} / 3,125 \cdot 10^{-6} = 2$$

ნივთიერების კონცენტრაციის გაზრდა რეაქციის სიჩქარის ცვლილების პროპორციულია. ე.ი. რეაქცია პირველი რიგისაა A ნივთიერების მიმართ.

ექსპერიმენტების შედეგების მიხედვით (იხ. ცხრილი) $A + B + C \rightarrow D$

რეაქციისათვის გამოთვალეთ რეაქციის რიგი:

1. მეორე ექსპერიმენტში პირველთან შედარებით **A** ნივთიერების

რაოდენობა გაორმაგდა. **B** და **C** ნივთიერების კონცენტრაციები არ

შეცვლილა. **A** ნივთიერების კონცენტრაციის გაორმაგებით

რეაქციის

სიჩქარე გაორმაგდა:

$$V_2 / V_1 = 6,225 \cdot 10^{-6} / 3,125 \cdot 10^{-6} = 2$$

ნივთიერების კონცენტრაციის გაზრდა რეაქციის სიჩქარის ცვლილების პროპორციულია.

ე.ი. რეაქცია პირველი რიგისაა **A** ნივთიერების მიმართ.

2. მესამე ექსპერიმენტში პირველთან შედარებით ნივთიერების კონცენტრაცია გაორმაგდა.

A და **C** ნივთიერების კონცენტრაციები არ შეცვლილა.

ნივთიერების კონცენტრაციის გაორმაგებით რეაქციის სიჩქარე გაიზარდა 4-ჯერ:

$$V_3 / V_1 = 12,50 \cdot 10^{-6} / 3,125 \cdot 10^{-6} = 4$$

ე.ი. რეაქცია მეორე რიგისაა **B** ნივთიერების მიმართ.

3. მეოთხე ექსპერიმენტში პირველთან შედარებით **C** ნივთიერების კონცენტრაცია გაორმაგდა.

A და **B** ნივთიერების კონცენტრაციები არ შეცვლილა.

C ნივთიერების კონცენტრაციის გაორმაგებით რეაქციის სიჩქარე არ შეცვლილა:

$$V_4 / V_1 = 3,125 \cdot 10^{-6} / 3,125 \cdot 10^{-6} = 1$$

ე.ი. რეაქცია ნულოვანი რიგისაა **C** ნივთიერების მიმართ.

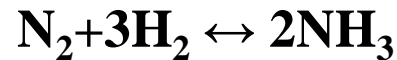
მიღებული შედეგებით გამოვსახოთ მოცემული რეაქციის სიჩქარე:

$$V = k [A] [B]^2 [C]^0 = k [A] [B]^2$$

8.6. რეაქციის შექცევადობა

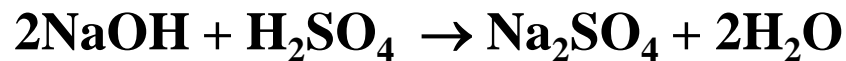
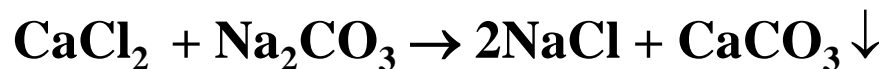
მიმართულების მიხედვით, არჩევენ შექცევად და შეუქცევად ქიმიურ რეაქციებს.

შექცევადია რეაქციები, რომლებიც ერთსა და იმავე პირობებში ორივე მიმართულებით მიმდინარეობს. მაგალითად,



შეუქცევადია რეაქციები, რომლებიც მიმდინარეობს საწყისი ნივთიერებების საბოლოო პროდუქტებად გარდაქმნამდე.

რეაქცია ბოლომდე დამთავრებულად ითვლება მაშინ, როდესაც მიიღება აირადი ნივთიერება, ნალექი ან მცირედ დისოცირებადი ნივთიერებები; მაგალითად, H_2O .

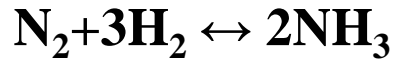


8.7. ქიმიური წონასწორობა

სისტემის მდგომარეობას, როდესაც პირდაპირი და შექცევადი რეაქციების სიჩქარეები ერთმანეთის ტოლია, ქიმიური წონასწორობა ეწოდება.

წონასწორულ მდგომარეობაში მყოფ მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციებს წონასწორული კონცენტრაციები ეწოდება.

განვიხილოთ რეაქცია:



ქიმიური წონასწორობის დროს, როცა: $V_1 = V_2$, პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარე გამოვსახოთ მოქმედ კანონით და გავუტოლოთ ერთმანეთს:

$$k_1 [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3 = k_2 [\text{NH}_3]^2$$

რეაქციის წონასწორობის მუდმივა ($K_{\text{წ}}$) პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეთა მუდმივების ფარდობის ტოლია:

$$k_{\text{წ}} = k_1 / k_2; \quad k_1 / k_2 = [\text{NH}_3]^2 / [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3$$

წონასწორობის მუდმივა საწყისი და მიღებული ნივთიერებების წონასწორული კონცენტრაციების (შესაბამის ხარისხში) ნამრავლთა ფარდობის ტოლია.

$$k_{\text{წ}} = [\text{NH}_3]^2 / [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3$$

8.8. მოკრავი წონასწორობის (ლე-შატელიეს) პრინციპი

ქიმიურ წონასწორობაზე გარეშე ფაქტორების – კონცენტრაციის, წნევის და ტემპერატურის – გავლენა შეისწავლა ფრანგმა ქიმიკოსმა ლე-შატელიემ და ჩამოაყალიბა წონასწორობის გადანაცვლების, ანუ (ლე-შატელიეს) პრინციპი:

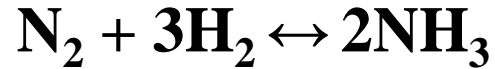
თუ რაიმე ფაქტორი არღვევს წონასწორობას, სისტემაში აღიბრუნება ისეთი პროცესი, რომელიც ამ დამრღვევი ფაქტორის მოქმედების შემცირების მიმართულებით წარიმართება.



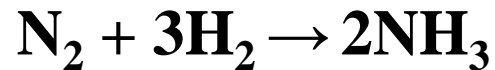
ლე-შატელიე

8.9. ქიმიურ წონასწორობაზე მოქმედი ფაქტორები

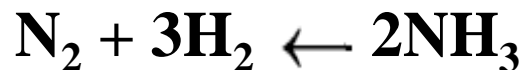
1. კონცენტრაციის გავლენა ქიმიურ წონასწორობაზე



თუ ამიაკის სინთეზის წონასწორულ სისტემაში დამატებით შევიტანთ აზოტს, მაშინ პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე გაიზრდება და სისტემის წონასწორობა გადაიხრება მარცხნიდან მარჯვნივ.

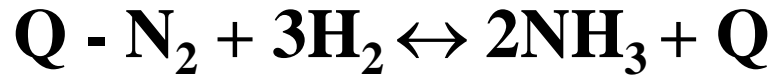


ამიაკის წონასწორული კონცენტრაციის გაზრდისას გაიზრდება შებრუნებული რეაქციის სიჩქარე და წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნიდან მარცხნივ.



ტემპერატურის გავლენა ქიმიურ წონასწორობაზე

განვიხილოთ ამიაკის სინთეზის შექცევადი რეაქცია:



- ამიაკის სინთეზის რეაქცია ეგზოთერმული პროცესია, ამიტომ ტემპერატურის გაზრდისას სისტემის წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნიდან მარცხნივ – ენდოთერმული რეაქციის მხარეს.

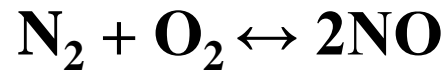
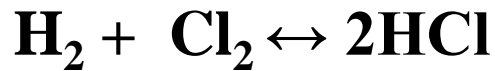


- ტემპერატურის შემცირებისას კი სისტემის წონასწორობა გადაიხრება მარცხნიდან მარჯვნივ – ეგზოთერმული რეაქციის მხარეს.

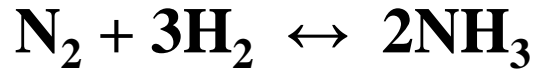


წნევის გავლენა ქიმიურ წონასწორობაზე

- წნევის ცვლილება გავლენას არ ახდენს ისეთი რეაქციების წონასწორულ მდგომარეობაზე, რომელთა მიმდინარეობისას არ იცვლება აირების მოლთა რიცხვი.



- განვიხილოთ ამიაკის სინთეზის რეაქცია:



ოთხი მოლი აირადი ნივთიერებებიდან ($\text{N}_2, 3\text{H}_2$) ორი მოლი აირადი ამიაკი (2NH_3) მიიღება.

წნევის მომატებით რეაქციის წონასწორობა გადაიხრება მარცხნიდან მარჯვნივ, ე.ი. იქით, საითაც მოლთა რიცხვი შემცირდება.

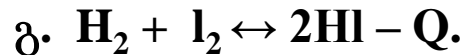
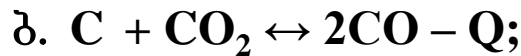
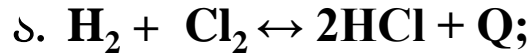
წნევის შემცირება კი გამოიწვევს შექცევად პროცესს – რეაქციის წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნიდან მარცხნივ.

კატალიზატორის გავლენა ქიმიურ წონასწორობაზე

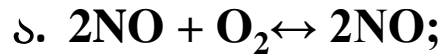
- წონასწორობის მუდმივა დამოკიდებულია ნივთიერების ბუნებასა და ტემპერატურაზე, მაგრამ არ არის დამოკიდებული კატალიზატორზე.
- კატალიზატორი გავლენას არ ახდენს წონასწორობის გადანაცვლებაზე, რადგან იგი ერთნაირად აჩქარებს როგორც პირდაპირ, ისე შექცევად რეაქციას.
- კატალიზატორი ხელს უწყობს წონასწორობის სწრაფ დამყარებას.

8.10. საპარჯიშო

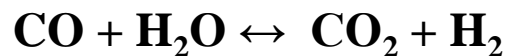
1. რა მიმართულებით გადაიხრება მოცემული რეაქციების წონასწორობა ტემპერატურის გაზრდით?



2. რა მიმართულებით გადაიხრება რეაქციების წონასწორობა წნევის გაზრდით?



3. სათანადო პირობებში შეურიეს თითო მოლი მხუთავი აირი (CO) და წყლის ორთქლი (H_2O):



გამოიანგარიშეთ წონასწორობის მუდმივას მნიშვნელობა, თუ CO -ს წონასწორობული კონცენტრაციაა 0,5 მოლი/ლ.

ლექცია 9

ნივთიერებათა აბრეგატული მდგომარეობა

9.1. აბრეგატული მდგომარეობები;

9.2. ნივთიერების მყარი მდგომარეობა;

9.3. კრისტალური ბიზონის ტიპები;

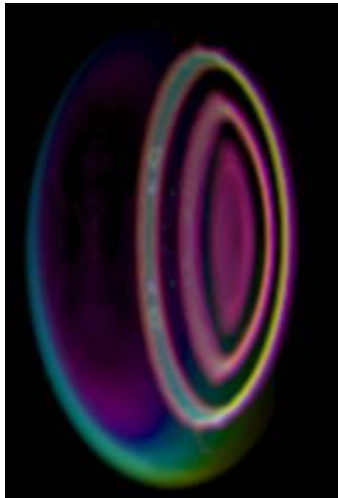
9.1. აბრეშატიული მდგომარეობები

ნივთიერების ერთ-ერთი მთავარი დამახასიათებელი თვისებაა აგრეგატული მდგომარეობა. ნაწილაკთა შორის მანძილისა და მათი ურთიერთქმედების ძალების მიხედვით, ნივთიერებები შეიძლება დაიყოს:

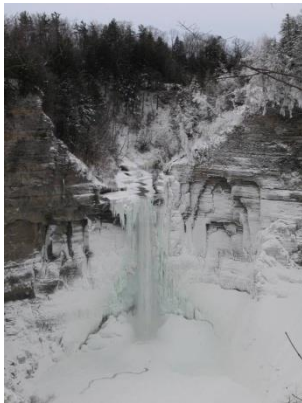
- მყარი, თხევადი და აირადი ნივთიერებები;
- ნივთიერების ამორფული და თხევადკრისტალური მდგომარეობა;
- ნივთიერების მდგომარეობა მაღალი ტემპერატურის პირობებში – პლაზმა;
- ნივთიერების მდგომარეობა დაბალი ტემპერატურის პირობებში – ბოზე-აინშტაინის კონდენსატი.

ნივთიერების სუთი აგრეგატული მდგომარეობა

აინშტაინის
კონდენსატი



მყარი



თხევადი



აირადი



პლაზმა



დაბალი
ტემპერატურა



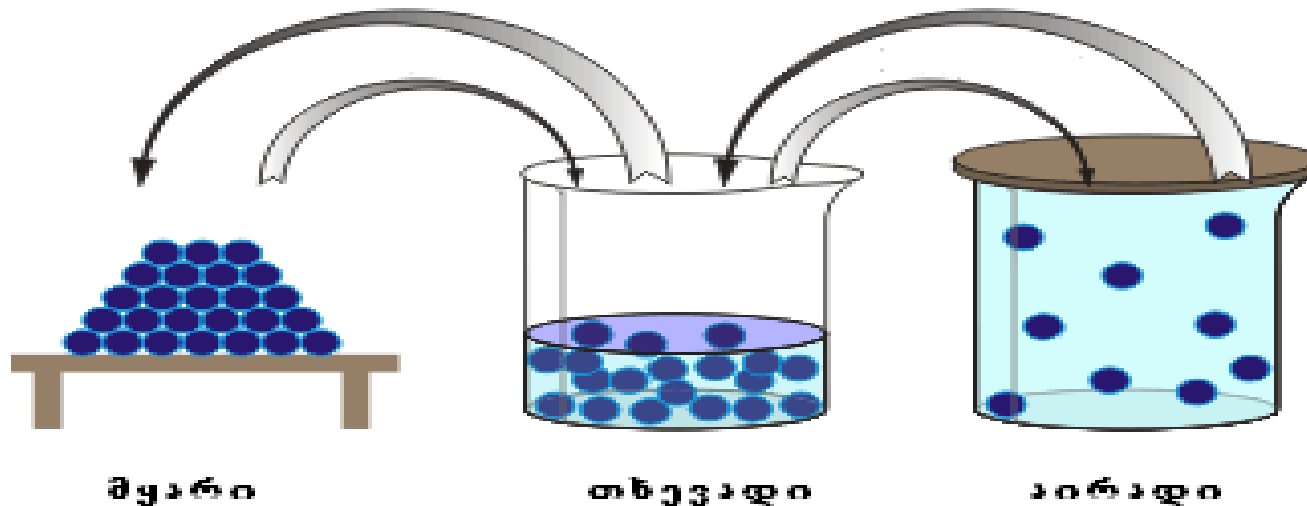
მაღალი
ტემპერატურა

ნივთიერების აირადი, თხევადი და მყარი მდგომარეობები

აირის ნაწილაკებს შორის მანძილი ბევრად მეტია მათ ზომაზე. ამ ნაწილაკებს შორის ურთიერთქმედება სუსტია, მოლეკულები მოძრაობს ქაოსურად. ამიტომ აირს არა აქვს ფორმა და იგი ნებისმიერ სივრცეს ავსებს.

სითხის მოლეკულები შედარებით ნაკლებად მჭიდროდაა ერთმანეთთან დაკავშირებული, ვიდრე მყარი ნივთიერების მოლეკულები. მოლეკულების მიზიდულობის გამო სითხე ინარჩუნებს მოცულობას. სითხე დენადია და იღებს იმ ჭურჭლის ფორმას, რომელშიც თავადაა მოთავსებული.

მყარ სხეულებში მოლეკულები მჭიდროდაა განლაგებული გარკვეული კანონზომიერებით. მყარი სხეული ინარჩუნებს ფორმას და მოცულობას.



ნივთიერების მეოთხე აგრეგატული მდგომარეობა – პლაზმა

სხვადასხვა სისტემის მაღალ ტემპერატურაზე (100000°C -დან $1000\ 000^{\circ}\text{C}$ -მდე) გახურებისას ხდება მოლეკულათა იონიზაცია–მიიღება განსაკუთრებული ელექტრონულ-იონური მდგომარეობა, რასაც პლაზმური მდგომარეობა ეწოდება.

იონთა შორის მოქმედი ძალები პლაზმას ანიჭებს განსაკუთრებულ თვისებებს, რის გამოც იგი განიხილება, როგორც ნივთიერების მეოთხე აგრეგატული მდგომარეობა.



ცეცხლის ალი



ელვა



ნეონის ნათურები



ჩრდილოეთის ნათება



ვარსკვლავები



მზე

ბოზე-აინშტაინის კონდენსატი

1924 წელს ინდოელმა მეცნიერმა სატუენდრა ბოზემ და გერმანელმა ფიზიკოსმა ალბერტ აინშტაინმა ვარაუდი გამოთქვეს ნივთიერების მეხუთე აგრეგატული მდგომარეობის არსებობის გამო.

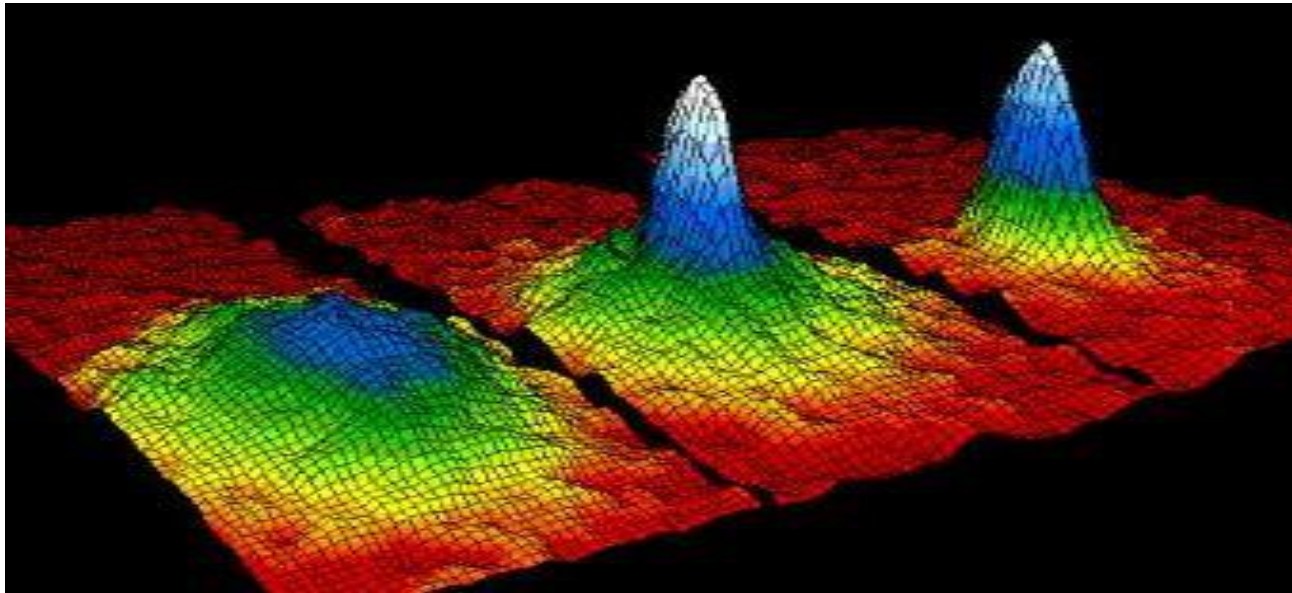
2002 წელს ამერიკელმა მეცნიერმა ვოლფგანგ კეტერლმა და მისმა ჯგუფმა მიიღეს ნივთიერების მეხუთე აგრეგატული მდგომარეობა, რასაც ბოზე-აინშტაინის კონდენსატი უწოდეს. ამ აღმოჩენისთვის კეტერლს გადაეცა ნობელის პრემია.



ნობელის პრემია და მისი გადაცემის მომენტი

ნივთიერების მესამე აგრეგატული მდგომარეობა – ბოზე-აინშტაინის კონდენსატი

რუბიდიუმის (**Rb**) აბსოლუტურ ტემპერატურამდე ($-273,15^{\circ}\text{C}$)
გაცივებით მიღებულ იქნა კონდენსირებული მდგომარეობა –
ბოზე-აინშტაინის კონდენსატი.



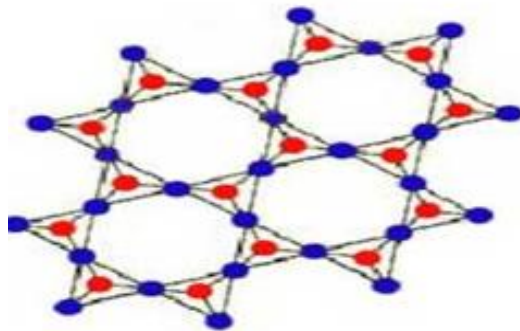
მარცხნივ – რუბიდიუმი კონდენსირებამდე; შუაში – კონდენსირებული
მდგომარეობა; მარჯვნივ – შემდგომი მდგომარეობა.

ნივთიერების ამორფული მდგომარეობა

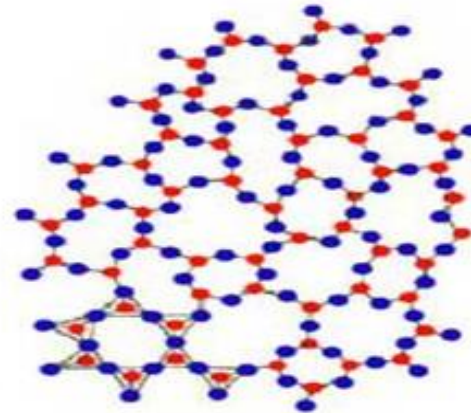
კრისტალური მდგომარეობისაგან განსხვავებულია ნივთიერების ამორფული მდგომარეობა, სადაც ნაწილაკების ურთიერთგანლაგებაში არანაირი კანონზომიერება არ შეიმჩნევა. ამორფული სხეული შეიძლება განვიხილოთ, როგორც გადაცივებული სითხე, რომლის გამყარებას განაპირობებს დიდი სიბლანტე.

ამორფულ ნივთიერებებს არ გააჩნია განსაზღვრული ღღობის ტემპერატურა. გახურებისას მათი დარბილება თანდათანობით ხდება.

კრისტალური SiO_2



ამორფული SiO_2



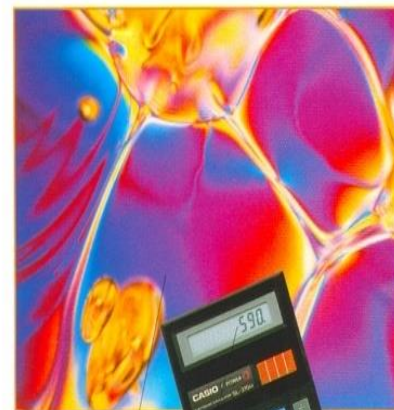
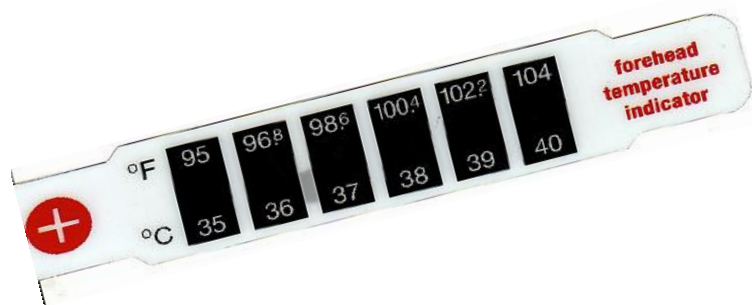
● Si ● O

ერთნაირი შედგენილობის ნივთიერების (SiO_2) კრისტალური და ამორფული მდგომარეობა.

ნივთიერების თხევად-კრისტალური მდგომარეობა

მინისებრი მდგომარეობის საპირისპიროა ნივთიერების თხევად – კრისტალური მდგომარეობა. თხევად კრისტალებს აქვს სითხის თვისება (დენადობა); ამასთან, მათთვის დამახასიათებელია კრისტალების მსგავსი მოწესრიგებული სტრუქტურა.

თხევადი კრისტალები წარმატებით გამოიყენება ტექნიკაში (კომპიუტერებსა და გამომთვლელ აპარატებში, ტელევიზორებსა და თერმომეტრებში და ა.შ.).



9.2. ნივთიერების მყარი მდგომარეობა

მყარ მდგომარეობაში ნივთიერება ძირითადად კრისტალების სახით გვხვდება.

კრისტალის ფორმა განისაზღვრება კრისტალის შემადგენელი ნაწილაკების ბუნებით და მათი ურთიერთგანლაგებით. კრისტალში ნივთიერების შემადგენელი ნაწილაკები მკაცრი კანონზომიერებითაა განლაგებული. მათი განლაგება შეიძლება წარმოდგენილ იქნას სივრცითი კარკასის – **კრისტალური მესერის სახით**, რომელიც წარმოქმნილია ურთიერთგადაძვეთი სწორი ხაზებით. გადაკვეთის წერტილებში – **კრისტალური მესერის კვანძებში** კრისტალის წარმომქმნელი ნაწილაკებია (ატომები, იონები და მოლეკულები) მოთავსებული.

კრისტალური ნივთიერებების კლასიფიკაცია ხდება:

- **კრისტალთა სიმეტრიის მიხედვით;**
- **ნაწილაკებს შორის არსებული ბმის ტიპის მიხედვით.**

კრისტალთა სიმეტრია

კრისტალები სიმეტრიის (გეომეტრიული ფორმის) მიხედვით, იყოფა შვიდ სისტემად:




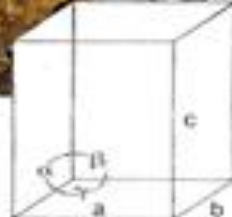



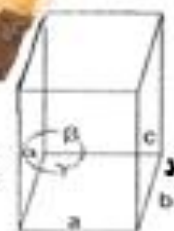






- კუბური ($a=b=c$; $\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$),
- ტეტრაგონალური ($a=b \neq c$; $\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$),
- ორთორომბული ($a \neq b \neq c$; $\alpha=\beta=\gamma=90^\circ$),
- ჰექსაგონალური ($a=b \neq c$; $\alpha=\beta=90^\circ$; $\gamma=120^\circ$),
- მონოკლინური ($a \neq b \neq c$; $\alpha=\gamma=90^\circ$; $\beta \neq 90^\circ$),
- ტრიკლინური ($a \neq b \neq c$; $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$),
- ტრიგონალური ($a=b=c$; $\alpha=\beta=\gamma \neq 90^\circ$).

სადაც (a,b,c) კრისტალური მესრის გვერდებია, ხოლო α, β და γ – გვერდებს შორის კუთხეები.

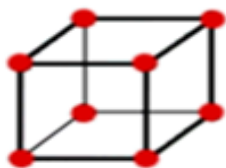
სიმეტრიის მიხედვით, კრისტალთა კლასიფიკაციაში დაგვეხმარება კრისტალთა ოპტიკური თვისებებისა და კატალიზური თვისებების შესწავლა.

კრისტალთა გეომეტრიული ფორმები

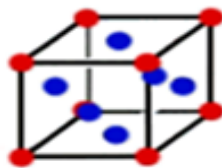
სურათზე მოცემულია კრისტალთა (პირიტი, ცირკონი, ყვითელი პირიტი, თაბაშირი, ამაზონიტი, ბივრილი, ამეთვისტო) გეომეტრიული ფორმები.

 <p>პირიტი</p>  <p>$a = b = c$ $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$</p> <p>კუბური</p>	 <p>ცირკონი</p>  <p>$a = b \neq c$ $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$</p> <p>ტეტრაგონალური</p>	 <p>ყვითელი პირიტი</p>  <p>$a \neq b \neq c$ $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$</p> <p>ორთორომბული</p>	
 <p>თაბაშირი</p>  <p>$a = b \neq c$ $\beta = \gamma = 90^\circ \neq \alpha$</p> <p>მონოკლინური</p>	 <p>ამაზონიტი</p>  <p>$a \neq b \neq c$ $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$</p> <p>ტრიკლინური</p>	 <p>ბივრილი</p>  <p>$a = b \neq c$ $\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$</p> <p>ტრეკონალური</p>	 <p>ამეთვისტო</p>  <p>$a = b \neq c$ $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$</p> <p>ტრიგონალური</p>

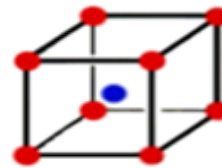
სიმეტრიის 7 ძირითადი ფორმის საფუძველზე შექმნილი კრისტალური მესრის 14 ტიპი



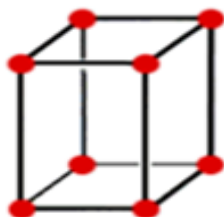
კუბური



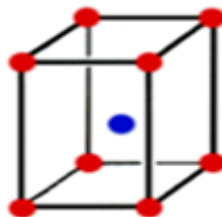
წახნაგცენტრირებული კუბური



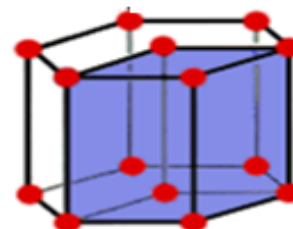
სხეულცენტრირებული კუბური



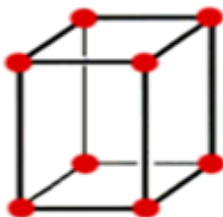
ტეტრაგონალური



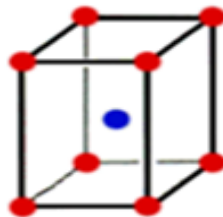
სხეულცენტრირებული ტეტრაგონალური



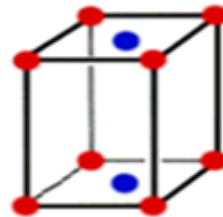
ჰექსაგონალური



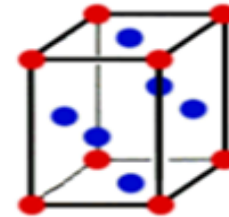
ორთორომბული



სხეულცენტრირებული
ორთორომბული



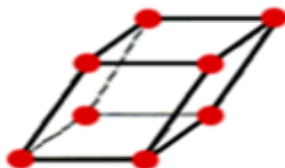
ფუძეცენტრირებული
ორთორომბული



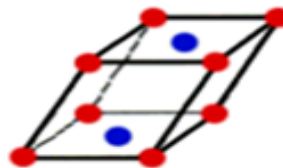
წახნაგცენტრირებული
ორთორომბული



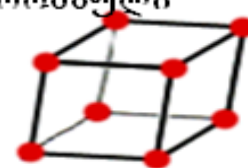
რომბოედრული



მონოკლინური



ფუძეცენტრირებული მონოკლინური



ტრიკლინური

9.3. კრისტალური მესრის ტიპები

კრისტალური მესრის კვანძებში არსებული ნაწილაკების და მათ შორის ბმის ხასიათის მიხედვით ასხვავებენ იონურ, მოლეკულურ, ატომურ და ლითონურ კრისტალურ მესრებს.

იონური კრისტალური მესრის კვანძებში იონები გვხვდება.

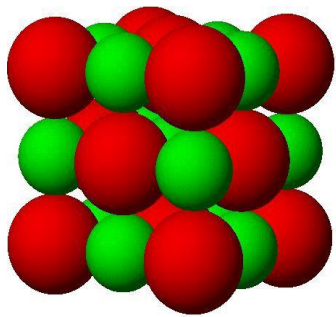
მოლეკულური კრისტალური მესრის კვანძებში – მოლეკულები.

თუ კრისტალური მესრის კვანძებში ატომებია მოთავსებული, ასეთი კრისტალური მესერი ატომურია.

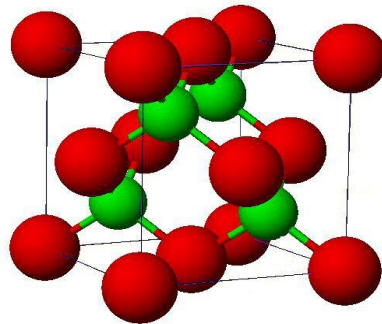
ლითონური კრისტალური მესრის კვანძებში ლითონთა ატომებია მოთავსებული.

იონური კრისტალური მესერი

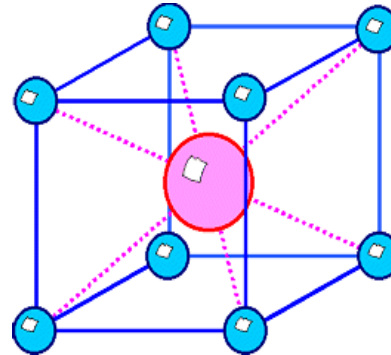
- როგორც აღვნიშნეთ, თუ კრისტალური მესრის კვანძებში იონებია მოთავსებული, ასეთ მესერს იონური კრისტალური მესერი ეწოდება.
- იონურ ნაერთებს ახასიათებს მაღალი დუღილის და ღებობის ტემპერატურა. მყარ მდგომარეობაში ისინი არ ატარებენ ელექტრობას, გაღებობის ან წყალში გახსნისას კი ისინი ელექტრობის კარგი გამტარებია.
- მაგალითად, იონური კრისტალური მესერი აქვს ნატრიუმის ქლორიდს (**NaCl**).
- სხეულცენტრირებული იონური სტრუქტურა აქვს თუთიის სულფიდს (**ZnS**).
- პრიმიტიული იონური კუბური სტრუქტურა აქვს კალციუმის ქლორიდს (**CaCl₂**) და მინერალ პეროვსკიტს (**CaSiO₃**).



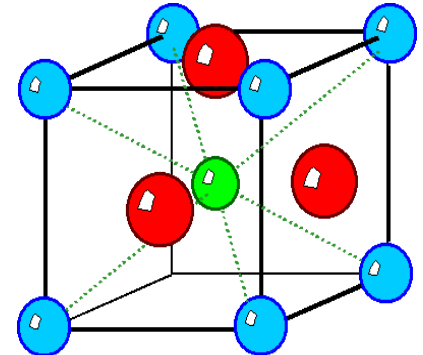
NaCl



ZnS



CaCl₂



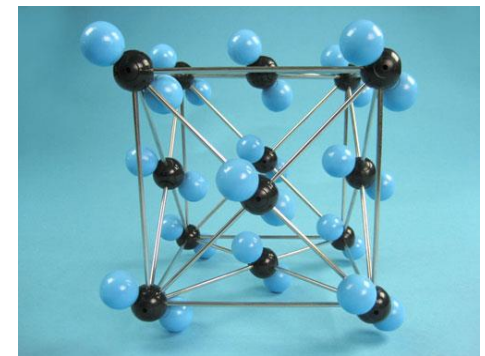
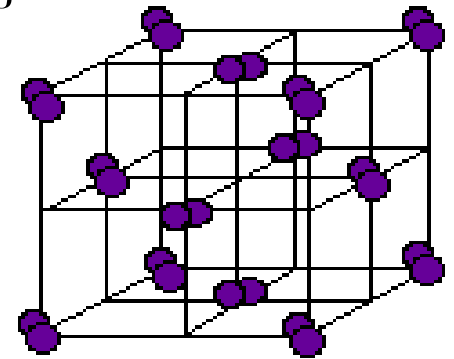
CaSiO₃

მოლეკულური კრისტალური მესერი

მოლეკულური კრისტალური მესრის კვანძებში მოლეკულებია მოთავსებული. მოლეკულებს შორის მოქმედებს სუსტი მოლეკულათშორისი ძალები, რაც განაპირობებს მათ თვისებებს.

- იოდის კრისტალი იოდის მოლეკულებისაგან (I_2) არის აგებული. იოდი ნაცრისფერი, მყარი, წყალში მცირედ ხსნადი ნივთიერებაა იისფერი ორთქლით. აქვს სხეულცენტრებული კუბური სტრუქტურა. $T_{დუღ.} = 184\text{ }^{\circ}\text{C}$; $T_{ლღ.} = 114\text{ }^{\circ}\text{C}$;

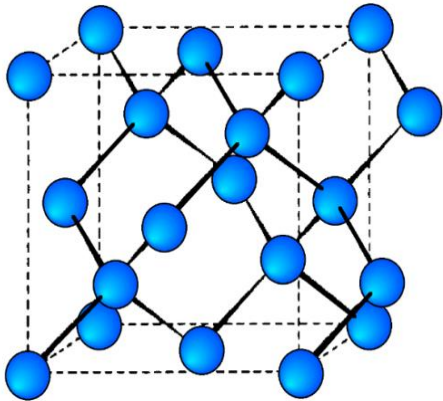
- „მშრალი ყინული“, ნახშირბადის დიოქსიდი (CO_2) მყარი ნივთიერებაა მოლეკულურ-კრისტალური მესრით. იგი მიიღება აირადი CO_2 -ისაგან, $-54,4\text{ }^{\circ}\text{C}$ ტემპერატურაზე, $5,13\text{ ატმ}$ წნევის დროს. მყარი CO_2 ადვილად სუბლიმირდება, რის გამოც გამოიყენება როგორც გამაცივებელი აგენტი.



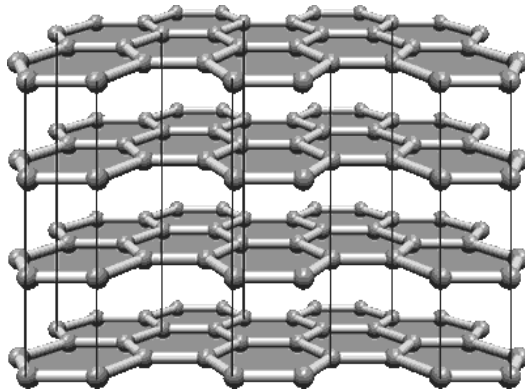
ატომური კრისტალური მესერი

არსებობს ნაერთები კრისტალური სტრუქტურით, რომლებშიც, იონური კრისტალებისაგან განსხვავებით, ატომები ერთმანეთთან შეკავშირებულია კოვალენტური ბმებით. კოვალენტური ბმებით აგებული მოლეკულები ხშირად ხდება მაკროკრისტალი – გიგანტური მოლეკულა.

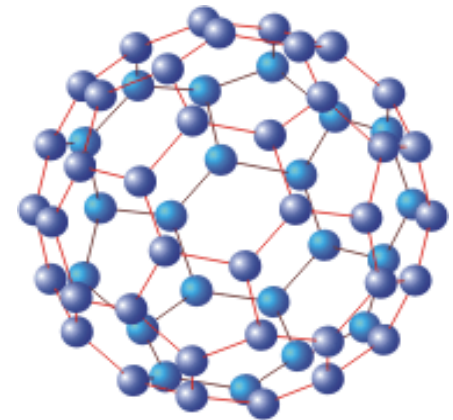
მაკროკრისტალებს მიეკუთვნება ალმასი, გრაფიტი, ფულერენ-60.



ალმასი



გრაფიტი



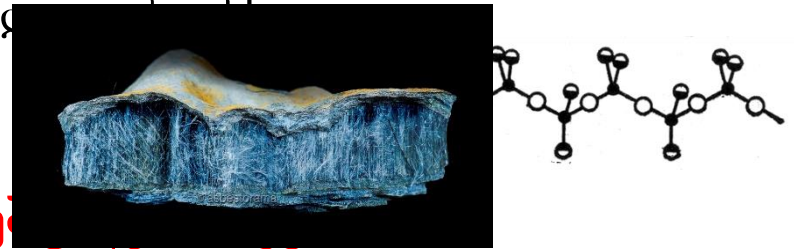
ფულერენ-60

მაკრომოლეკულების წარმოქმნა შეუძლია სილიციუმის დიოქსიდსაც (SiO_2), რომელშიც სილიციუმის ატომი კოვალენტური ბმითაა დაკავშირებული ჟანგბადის ოთხ ატომთან.

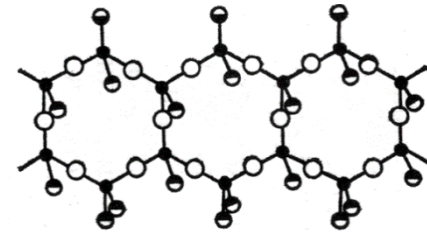
მარტივი სტრუქტურული ერთეულები, თავის მხრივ, ქმნის განსხვავებული აღნაგობის პოლიმერულ ჯაჭვებს. ან სივრცით ბადეებს.

მაგალითად,

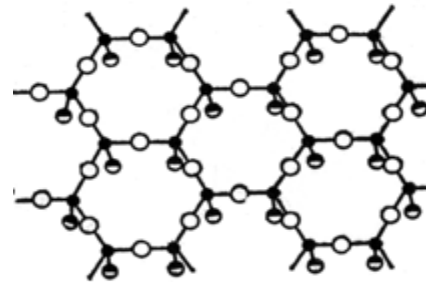
- მინერალ აზბესტს ბოჭკოვანი აგე



- ქარსები შრეული აგებულებისაა.



- კვარცი სამგანზომილებიანი სტრუქტურით ხასიათდება.



● სილიციუმი ○ ჟანგბადის ხიდი ● ჟანგბადი

ლექცია 10 ხსნარები

10.1. დისპერსიული სისტემები;

10.2. ხსნარები;

10.3. ხსნართა კონცენტრაცია;

10.4. გახსნის პროცესი;

10.5. გახსნის თანმხლები პროცესები;

10.6. ხსნადობა

10.7. ხსნადობაზე მოქმედი ფაქტორები;

10.8. აირთა ხსნადობა;

*ეს საინტერესოა; რატომ არ იყენებენ სუნთქვისას მყვინთავები
ჰაერს?*

10.9. საგარჯიშო.

10.1. დისპერსიული სისტემები

სისტემას, რომელშიც ერთი ან რამდენიმე ნივთიერება დანაწევრებულია და განაწილებული მეორეში დისპერსიული სისტემა ეწოდება. დისპერსიული სისტემა შედგება დისპერსიული ფაზისა და სადისპერსიო არესგან.

დისპერსიულ სისტემაში დანაწევრებულ ნივთიერებას დისპერსიული ფაზა ეწოდება, ხოლო ნივთიერებას, რომელშიც იგი განაწილებულია - სადისპერსიო არე.

ჰომოგენურია სისტემა, რომელშიც დისპერსიული ფაზა და სადისპერსიო არე ერთ აგრეგატულ მდგომარეობაშია.

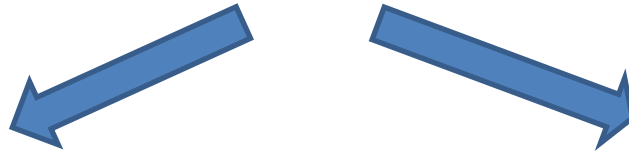
ჰეტეროგენულია სისტემა, რომელშიც დისპერსიული ფაზა და სადისპერსიო არე სხვადასხვა აგრეგატულ მდგომარეობაშია.

ჭეშმარიტი სსსნარები

ჰომოგენურ დისპერსიულ სისტემებს ჭეშმარიტ სსსნარებს, ანუ უბრალოდ სსსნარებს უწოდებენ.

ჭეშმარიტ სსსნარებში გახსნილი ნივთიერების დანაწილების ხარისხი მაღალია (1 ნმ-მდე). ასეთ სსსნარებში გახსნილი ნივთიერება დანაწილებულია მოლეკულურ ან იონურ მდგომარეობაში.

ჰეტეროგენული დისპერსიული სისტემები



სუსპენზიები, ემულსიები.

მსხვილდისპერსიული სისტემები (ნაწილაკთა ზომები 100 ნმ-ზე მეტია).

კოლოიდური სსსნარები.

წვრილდისპერსიული სსსნარები. ნაწილაკთა ზომები 1-დან 100 ნმ-მდე იცვლება).

სუსპენზიები და ემულსიები

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

სუსპენზია დისპერსიული სისტემაა, რომლის სადისპერსიო არეში შეტივტივებულია მყარი ნივთიერების მცირე ზომის ნაწილაკები. მაგალითად, მდინარის მღვრიე წყალი.

ემულსია დისპერსიული სისტემაა, რომლის სადისპერსიო არეში შეტივტივებულია თხევადი ნივთიერების ნაწილაკები. მაგალითად, რძეში შეტივტივებულია ცხიმის წვეთები.



ტინდალის ეფექტი

კოლოიდურ ხსნარებში გახსნილი ნივთიერების ნაწილაკების ზომები იმდენად მცირეა, რომ მათი გარჩევა ჭეშმარიტი ხსნარებისგან შესაძლებელია მიკროსკოპით ან მათში სინათლის სხივების გატარების გზით.



ჭეშმარიტი და კოლოიდური ხსნარები

ჭეშმარიტი ხსნარები თავისუფლად ატარებს სინათლეს, კოლოიდურ ხსნარებში კი შეინიშნება სინათლის გაბნევა მნათი კონუსის სახით.

კოლოიდური ნაწილაკების მიერ სინათლის გაბნევას ტინდალის ეფექტი ეწოდება.

დისპერსიული სისტემების ტიპები

სადისპერსიული არე	დისპერსიული ფაზა	დისპერსიული სისტემა	მაგალითი
თხევადი	მყარი	სუსპენზია	AgCl-ის წყალხსნარი
თხევადი	თხევადი	ემულსია	რძე, მაიონეზი
თხევადი	აირადი	ქაფი	კრემი
აირადი	მყარი	აეროზოლი	კვამლი, მტვერი, ნისლი
აირადი	თხევადი	აეროზოლი	აეროზოლი, ნისლი
მყარი	მყარი	მთის ქანები	ლალი
მყარი	თხევადი	გელი	სითხე ფოროვან ქსოვილებში
მყარი	აირადი	ქაფი	პემზა, ფოროვანი მასალები

10.2. ხსნარები

ხსნარი ეწოდება ორი ან მეტი კომპონენტისაგან შედგენილ ცვლადი შედგენილობის ერთგვაროვან სისტემას, რომელიც შედგება გამხსნელის, გახსნილი ნივთიერების და მათი ურთიერთქმედების პროდუქტებისაგან.

გამხსნელი ის კომპონენტია, რომელიც ხსნარის დამზადებამდე ისეთივე აგრეგატულ მდგომარეობაშია, როგორშიც არის ხსნარი.

როდესაც გამხსნელი და გახსნილი ნივთიერება ერთნაირ აგრეგატულ მდგომარეობაშია, მაშინ გამხსნელია ის ნივთიერება, რომელიც უფრო მეტი რაოდენობითაა ხსნარში.

ურთიერთქმედების პროდუქტებს წყალხსნარებში ჰიდრატები ეწოდება, არაწყალხსნარებში კი – სოლვატები.

მყარი, თხევადი და აირადი ხსნარები

მყარი ხსნარის მაგალითია სხვადასხვა შენადნობი:
ბრინჯაო (80% სპილენძი, 10% კალა, 5% თუთია);
მელქიორი (80% სპილენძი, 20% ნიკელი).

თხევად ხსნარში გამხსნელი შეიძლება იყოს წყალი (H_2O),
სპირტი (ROH), აცეტონი ($(\text{CH}_3)\text{CO}$) და სხვ.

აირადი ხსნარის მაგალითია ჰაერი.

ნაჯერი, უჯერი და ზენაჯერი ხსნარები

ხსნარს, რომელშიც აღებული ნივთიერება მოცემულ პირობებში მეტად აღარ იხსნება, **ნაჯერი** ეწოდება.

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

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

ზენაჯერი ხსნარები არამდგრადი სისტემებია. ზოგჯერ ასეთ ხსნარებში გახსნილი ან სხვა ნივთიერების კრისტალების შეტანა აჩქარებს ხსნარიდან ჭარბად გახსნილი ნივთიერების გამოყოფის პროცესს.



10.3. ხსნართა კონცენტრაცია

კონცენტრაცია გახსნილი ნივთიერების ის რაოდენობაა, რომელსაც ხსნარის გარკვეული მოცულობითი ან წონითი ერთეული შეიცავს.

კონცენტრირებულია ხსნარი, რომელიც დიდი რაოდენობით შეიცავს გახსნილ ნივთიერებას.

განზავებული კი ეწოდება ხსნარს, რომელიც შეიცავს მცირე რაოდენობით გახსნილ ნივთიერებას.

ხსნართა შედგენილობის რაოდენობრივი დახასიათებისათვის გამოიყენება გახსნილი ნივთიერების მასური წილი, მოლური წილი, მოლური კონცენტრაცია და სხვ.

ხსნართა შედგენილობის რაოდენობრივი დახასიათება მასური წილი

გახსნილი ნივთიერების მასური წილი გამოითვლება გახსნილი ნივთიერების მასის შეფარდებით ხსნარის მასასთან. იგი გამოისახება მასური წილებით ან პროცენტებით:

$$\omega = m_{\text{ნივთ}} / m_{\text{ხსნ}} \cdot 100\% , \text{ სადაც}$$

ω გახსნილი ნივთიერების მასური წილია;

$m_{\text{ნივთ}}$ – გახსნილი ნივთიერების მასა (გ);

$M_{\text{ხსნ}}$ – ხსნარის მასა (გ).

პროცენტებით გამოსახულ მასურ წილს ხშირად პროცენტულ კონცენტრაციასაც უწოდებენ. წონითი პროცენტებით გამოსახული კონცენტრაცია გვიჩვენებს გახსნილი ნივთიერების გრამების რაოდენობას 100 გ ხსნარში.

მაგალითად, ხსნარის კონცენტრაცია 80%-ის ტოლია. ე.ი. 100 გ ხსნარი შეიცავს 80 გ გახსნილ ნივთიერებას.

მოლური წილი

გახსნილი ნივთიერების მოლური წილი გამოითვლება გახსნილი ნივთიერების მოლების რაოდენობის შეფარდებით ხსნარში არსებულ ნივთიერებათა მოლების საერთო რაოდენობაზე:

$$\chi_{\text{გახ.}} = n_{\text{ნივთ.}} / (n_{\text{ნივთ.}} + n_{\text{გამხსნ.}})$$

$\chi_{\text{გახ.}}$ გახსნილი ნივთიერების მოლური წილია;

$n_{\text{ნივთ.}}$ – გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა, მოლი;

$n_{\text{გამხსნ.}}$ – გამხსნელის რაოდენობა, მოლი.

მოლური კონცენტრაცია (მოლურობა)

მოლურობა გვიჩვენებს გახსნილი ნივთიერების რაოდენობას 1 ლ ხსნარში. იგი გამოითვლება გახსნილი ნივთიერების რაოდენობის (მოლი) შეფარდებით ხსნარის მოცულობასთან:

$$C = n / V, \text{ სადა } C$$

C მოლური კონცენტრაციაა (მოლ/ლ),

n – გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა (მოლი),

V – ხსნარის მოცულობა (ლ),

მაგალითად, თუ $C=0,2$ მოლ/ლ, მაშინ 1 ლ ხსნარი შეიცავს 0,2 მოლ გახსნილ ნივთიერებას.

მოლურ კონცენტრაციას აღნიშნავენ M სიმბოლოთი.

კავშირი ხსნარის მასასა და მოცულობას შორის

ხსნარის მასისა და მოცულობის დასაკავშირებლად იყენებენ ფორმულას

$$m = \rho V, \text{ სადაც}$$

m -ით აღნიშნულია ხსნარის მასა (გ),

ρ -თი – ხსნარის სიმკვრივე მოცემულ ტემპერატურაზე (გ/სმ³),

V -თი – ხსნარის მოცულობა (სმ³).

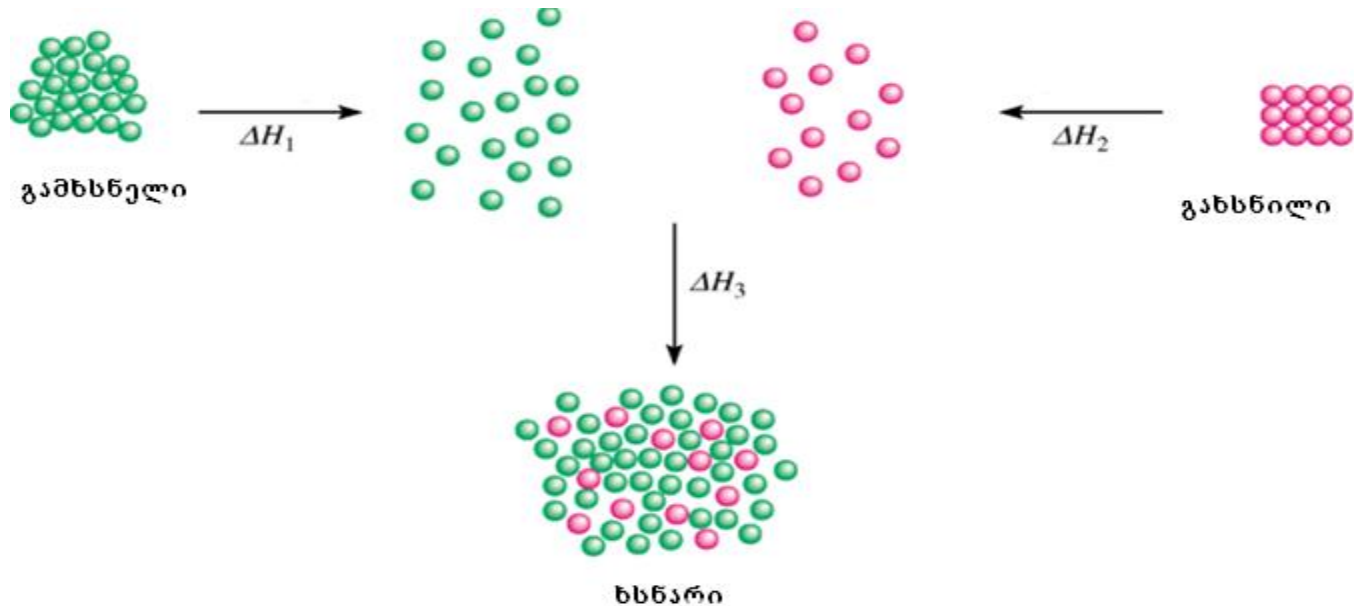
ხსნარებთან მუშაობისას ხშირად იხმარება ხსნარის ტიტრის ცნება.

ტიტრი ეწოდება გრამებით გამოსახულ გახსნილი ნივთიერების რიცხვს 1სმ³ ხსნარში.

10.4. გახსნის პროცესი

გახსნის პროცესში შეიძლება განვიხილოთ სამი სახის ურთიერთქმედება:

- გამხსნელი-გამხსნელი;
- გახსნილი-გახსნილი;
- გამხსნელი-გახსნილი;



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

მყარი ნივთიერების გახსნის პროცესი

- გასახსნელი ნივთიერების განაწილებას გამხსნელის მთელ მოცულობაში გახსნა ეწოდება.
- მყარი ნივთიერების გახსნა დაკავშირებულია ამ ნივთიერების დაშლასთან მოლეკულებად ან იონებად, რაზედაც იხარჯება ენერგია. (პროცესი ენდოთერმულია).
- მომდევნო პროცესია ამ მოლეკულების ან იონების ჰიდრატაცია ან სოლვატაცია, რაც დაკავშირებულია სითბოს გამოყოფასთან (პროცესი ეგზოთერმულია).

10.5. გახსნის თანხმობი პროცესები გახსნის სითბური ეფექტი

ნივთიერების გახსნის დროს შეინიშნება სხვადასხვა პროცესი:

- სითბოს გამოყოფა ან შთანთქმა;
- ხსნარის მოცულობის ცვლილება;
- ხსნარის ფერის შეცვლა.

გახსნის სითბური ეფექტი (ΔH) ეწოდება სითბოს იმ რაოდენობას, რომელიც გამოიყოფა ან შთაინთქმება 1 მოლი ნივთიერების გახსნისას გამხსნელის დიდ მოცულობაში (200 ლ).

გახსნის სითბური ეფექტი $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$, სადაც ΔH_1 -ით აღინიშნება ენერგიის ის რაოდენობა, რომელიც უნდა დაიხარჯოს ერთი მოლი მყარი ნივთიერების იონებად დასაშლელად. იგი უარყოფითი სიდიდეა.

ΔH_2 ენერგიაა, რომელიც ამ იონების ჰიდრატაციის დროს გამოიყოფა. იგი ყოველთვის დადებითია.

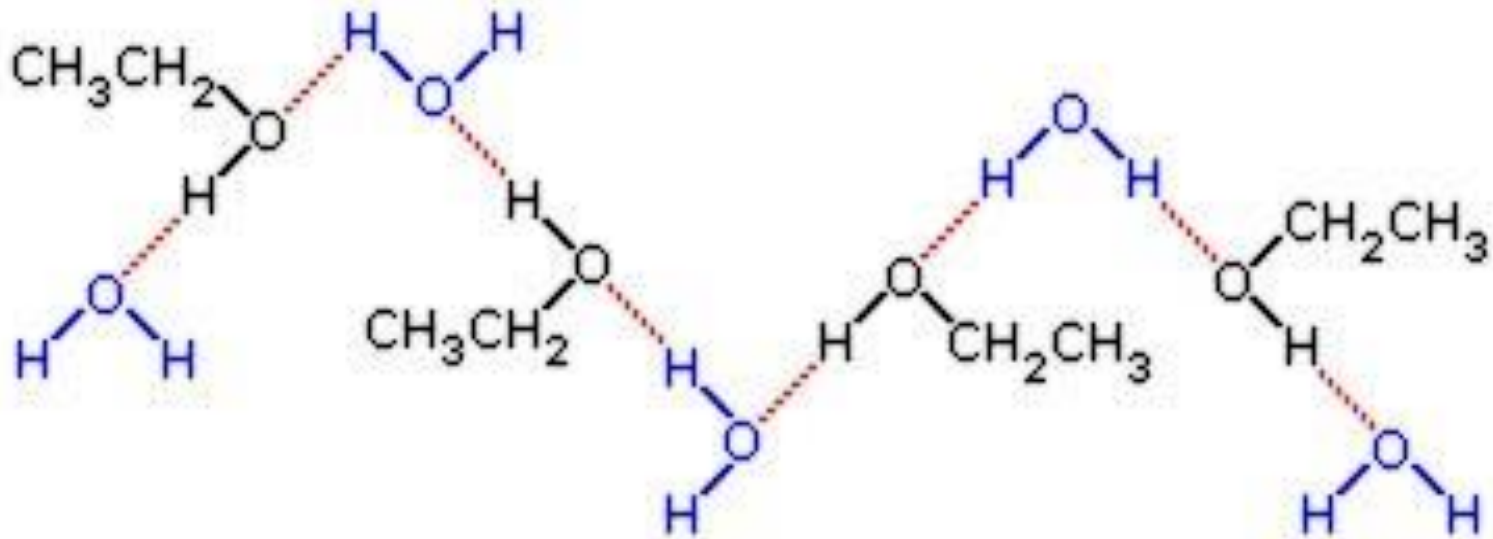
აირების გახსნა ეგზოთერმული პროცესია (ენერგია მხოლოდ მოლეკულების ჰიდრატაციაზე იხარჯება), რადგან აირადი ნივთიერების მოლეკულები ერთმანეთისაგან დაშორებულია ($\Delta H_1=0$).

კრისტალური ნივთიერების გახსნის დროს ΔH_1 არის კრისტალური მესრის დაშლაზე დახარჯული ენერგია. იგი საკმაოდ დიდია და ამიტომ მყარი ნივთიერებების უმეტესობის გახსნისას სითბო შთაინთქმება $\Delta H_1 > \Delta H_2$.

კრისტალჰიდრატების გახსნა ენდოთერმული პროცესია, რადგან ჰიდრატაციაზე სითბო არ იხარჯება $\Delta H_2=0$. შესაბამისი უწყლო მარილების გახსნა ეგზოთერმული პროცესია $\Delta H_2 > \Delta H_1$.

სსნარის მოცულობის ცვლილება

სპირტის წყალში გახსნისას მიღებული სსნარის მოცულობა 3,5%-ით მცირდება მოცემული სსნარების ჯამურ მოცულობასთან შედარებით, რაც განპირობებულია წყალში და სპირტში არსებული წყალბადური ბმების ურთიერთშერწყმით (კონტრაქციის მოვლენა).



წყალბადური ბმები წყლის და სპირტის მოლეკულებს შორის

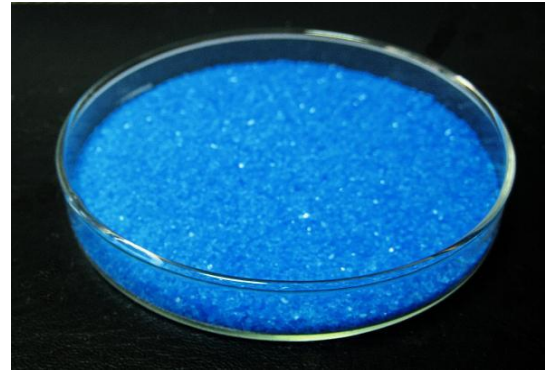
ხსნარის ფერის ცვლილება

ხსნადობის დროს ხშირია ხსნარის ფერის ცვლილება, რაც გამოწვეულია ჰიდრატირებული აკვაკომპლექსების წარმოქმნით.

CuSO_4 თეთრი ფერის ფხვნილია. მისი წყალში გახსნით მიიღება ცისფერი ხსნარი, რომლის შეფერილობას ხსნარში $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ შედგენილობის ნაერთის წარმოქმნა განაპირობებს.



CuSO_4 (თეთრი)



$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (ცისფერი)

10.6. ხსნადობა

წყალში ან სხვა გამხსნელში ნივთიერების გახსნის უნარს ხსნადობა ეწოდება.

ხსნადობის მიხედვით ნივთიერებები შეიძლება დაიყოს 3 ჯგუფად: პრაქტიკულად უხნადი, მცირედ ხსნადი, კარგად ხსნადი ნივთიერებები. აბსოლუტურად უხნარი ნივთიერება არ არსებობს.

პრაქტიკულად უხნადი ეწოდება ისეთ ნივთიერებას, რომელიც 100 გ გამხსნელში 0,01 გ-ზე ნაკლები რაოდენობით იხსნება. მაგალითად, კალციუმის კარბონატი (CaCO_3), ბარიუმის სულფატი (BaSO_4), ვერცხლის ქლორიდი (AgCl).

მცირედ ხსნადი ეწოდება ნივთიერებებს, რომლებიც 100 გ გამხსნელში 1 გ-ზე ნაკლები რაოდენობით იხსნება. ასეთია მაგალითად, ტყვიის სულფატი (PbSO_4), მეთანი (CH_4), აზოტი (N_2).

კარგად ხსნადია ნივთიერება, რომელიც 100 გ გამხსნელში იხსნება 10გ-ზე მეტი რაოდენობით. მაგალითად, ნატრიუმის ქლორიდი (NaCl), შაქარი და სხვ.

ხსნადობის კოეფიციენტი ეწოდება ნივთიერების მაქსიმალურ რაოდენობას, გამოსახულს გრამებში, რომელიც 100 გ გამხსნელში შეიძლება გაიხსნას მოცემულ ტემპერატურაზე.

10.7. ხსნადობაზე მოქმედი ფაქტორები გამხსნელისა და გახსნილი ნივთიერების ბუნება

ნივთიერების ხსნადობა დამოკიდებულია:

- გახსნილი ნივთიერების და გამხსნელის ბუნებაზე;
- გახსნილი ნივთიერების და გამხსნელის აგრეგატულ მდგომარეობაზე;
- ტემპერატურაზე;
- წნევაზე (აირების შემთხვევაში).

გამხსნელებს, თავიანთი ბუნებიდან გამომდინარე, ყოფენ **პოლარულ** და **არაპოლარულ** გამხსნელებად.

- პოლარულ გამხსნელებში კარგად იხსნება ნივთიერებები პოლარულ-კოვალენტური ან იონური ბმით. ასეთ ნივთიერებებს მიეკუთვნება მჟავები, მარილები, ფუძეები და სხვ.
- არაპოლარულ, ანუ ორგანულ გამხსნელებში კარგად იხსნება არაპოლარული ბმის მქონე ნივთიერებები (O_2 , H_2 , N_2 , S , C და სხვ.), ასევე ცხიმები, კაუჩუკი და სხვა ორგანული ნაერთები.

„მსგავსი ხსნის მსგავსს“

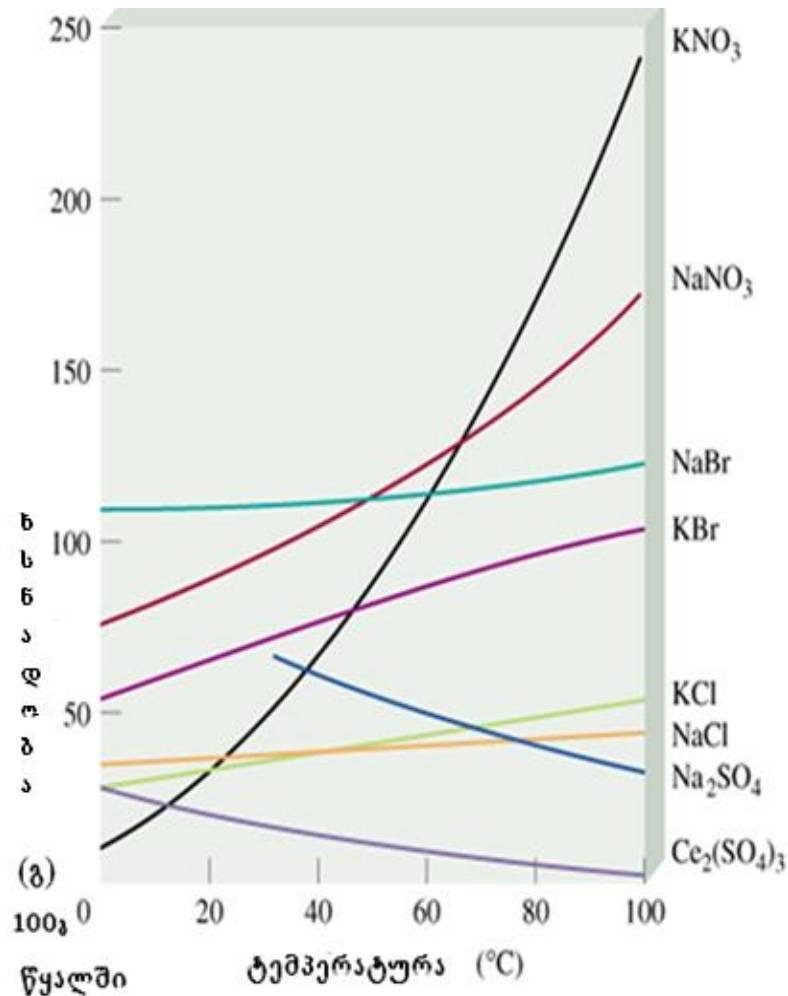
ყოველივე ზემოთქმულიდან შეიძლება დავასკვნათ:

ნივთიერება ძირითადად იხსნება ისეთ გამხსნელში, რომელიც მისი მსგავსია. მარტივად ეს დავსკვნა შეიძლება ასე ჩამოვაყალიბოთ: „მსგავსი ხსნის მსგავსს“.

- არაპოლარული მოლეკულები იხსნება არაპოლარულ გამხსნელებში:
 CCl_4 იხსნება C_6H_6 -ში.
- პოლარული მოლეკულები იხსნება პოლარულ გამხსნელებში:
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ იხსნება H_2O -ში.
- იონური მოლეკულები იხსნება პოლარულ გამხსნელებში:
 NaCl იხსნება H_2O -ში.
- არაპოლარული მოლეკულები არ იხსნება პოლარულ გამხსნელებში:
ზეთი არ იხსნება წყალში.

მყარი ნივთიერების ხსნადობის დამოკიდებულება ტემპერატურაზე

- მყარი ნივთიერებების ხსნადობა წყალში ძირითადად იზრდება ტემპერატურის მომატებით; ტემპერატურის შემცირებით კი ხსნადობა მცირდება. ამიტომ ხსნარის გაცივებისას გახსნილი ნივთიერების ნაწილი გამოიყოფა კრისტალურ მდგომარეობაში.
- ზოგიერთი ნივთიერების შემთხვევაში ტემპერატურის მომატებით ხსნადობა მცირდება. ასეთია, მაგალითად, Na_2SO_4 , $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$.
- ხსნარიდან ნივთიერების გამოყოფას ხსნარის გაცივების ან აორთქლების გზით კრისტალიზაცია ეწოდება.



10.8. აირთა ხსნადობა

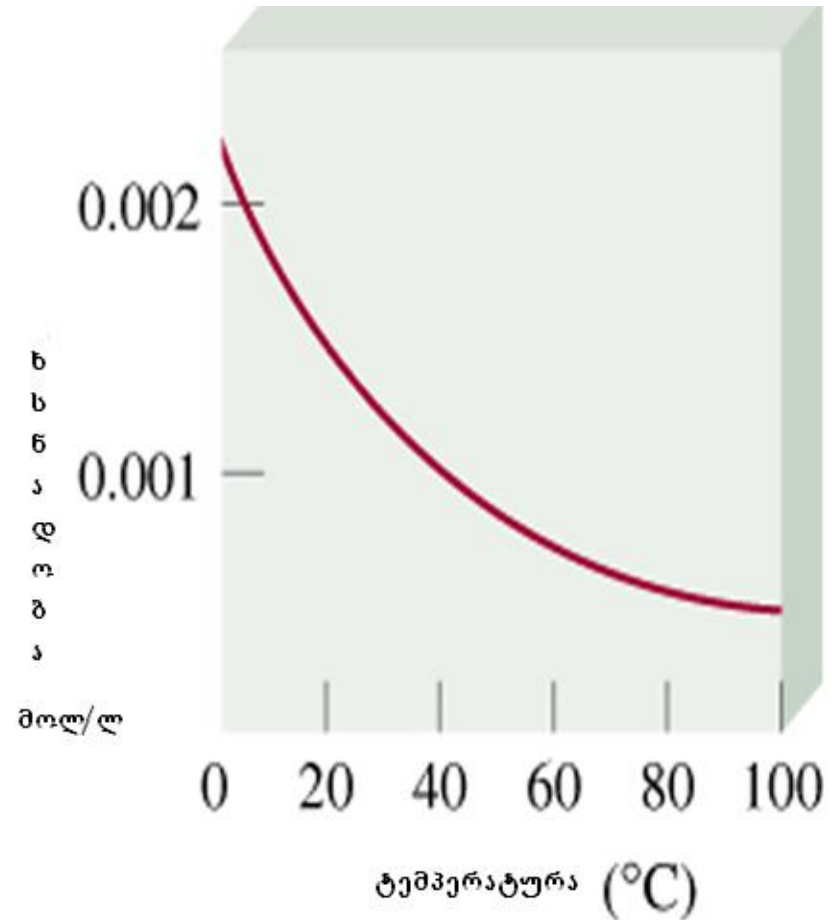
აირებთა ხსნადობა გამხსნელში შეიძლება ასე წარმოვიდგინოთ:

- აირთა მოლეკულების განაწილება გამხსნელში.
არაპოლარული მოლეკულებისგან წარმოქმნილ აირთა გახსნა პოლარულ გამხსნელებში. მაგალითად, ჟანგბადის (O_2), წყალბადის (H_2), აზოტის (N_2) და მეთანის (CH_4) გახსნა წყალში, დიფუზიური პროცესია.
 - გახსნილი აირის და გამხსნელის ქიმიური ურთიერთქმედება.
მაგალითად, წყალში ნახშირბადის და გოგირდის დიოქსიდების (CO_2 , SO_2), ამიაკის (NH_3) და სხვათა გახსნის დროს წარმოიქმნება ახალი ქიმიური ნივთიერება (შესაბამისად, H_2CO_3 , H_2SO_3 , NH_4OH).
- მაგალითად, CO_2 -ის გახსნით წყალში წარმოიქმნება ნახშირმჟავა (H_2CO_3), რომელიც წონასწორულ მდგომარეობაშია გახსნილ CO_2 -თან და ა.შ.



აირთა ხსნადობის დამოკიდებულება ტემპერატურაზე

- აირთა ხსნადობა სითხეში დამოკიდებულია მათ ბუნებაზე, ტემპერატურასა და წნევაზე.
- აირთა ხსნადობა ეგზოთერმული პროცესია, ამიტომ მათი ხსნადობა ტემპერატურის მომატებისას მცირდება.



ხსნადობის დამოკიდებულება წნევაზე

მყარი და თხევადი ნივთიერებების ხსნადობაზე წნევა გავლენას არ ახდენს.

აირთა ხსნადობაზე წნევის გავლენა საკმაოდ მნიშვნელოვანია. განვიხილოთ ორი კანონი – ჰენრის და დალტონის კანონები:
ჰენრის კანონის თანახმად:

მოცემულ ტემპერატურაზე აირის ხსნადობა სითხეში (S) სითხეზე აირის წნევის (P) პირდაპირპროპორციულია.

მათემატიკურად ეს თანაფარდობა ასე ჩაიწერება:

$$S_1/P_1 = S_2/P_2$$

დალტონის კანონის თანახმად:

- თუ სითხეში იხსნება რამდენიმე სახის აირი (რომლებიც ერთმანეთთან რეაქციაში არ შედის), მაშინ თითოეული იხსნება ისეთი რაოდენობით, რაც შეესაბამება მის წნევას ამ ნარევეში.
- სითხეზე აირთა (რომლებიც რეაქციაში არ შედის ერთმანეთთან) ნარევის წნევა მოცემული აირების ამ სითხეზე მოქმედ წნევათა ჯამის ტოლია.

ეს საინტერესოა

რატომ არ იყენებენ სუნთქვისას მყვინთავები ჰაერს?

ჰაერის შემადგენელი აირების – აზოტისა (N_2) და ჟანგბადის (O_2) სითხეში ხსნადობა წნევის მომატებისას იზრდება. ამიტომ ოკეანის სიღრმეში (სადაც წნევა სიღრმესთან ერთად მატულობს) მყოფი მყვინთავების სისხლში აზოტი დიდი რაოდენობით იხსნება, რაც ძლიერ ინტოქსიკაციას იწვევს. ამასთან, წყლის სიღრმიდან ზედაპირზე ამოსვლისას წნევის სწრაფი ვარდნის გამო მყვინთავის სისხლში აირთა ხსნადობა მცირდება. ჭარბად გახსნილი აზოტის მოლეკულები ვერ ასწრებს გამოყოფას, ეცობა სისხლძარღვებს, რაც ხშირად ადამიანის სიკვდილის მიზეზი ხდება (კესონური დაავადება).

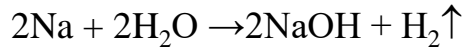
ამ პრობლემების თავიდან ასაცილებლად მყვინთავების სასუნთქ ბალონებს სპეციალური აირთა ნარევებით ავსებენ. ამ ნარევში აზოტის ნაცვლად ინერტულ აირს – ჰელიუმს იყენებენ.



10.9. სავარჯიშო

1. 1,15 გ ნატრიუმი (Na) გახსნეს 500 მლ წყალში. გამოთვალეთ ნატრიუმის ტუტის (NaOH) მასური წილი მიღებულ ხსნარში.

ამოხსნა:



$$n(\text{Na}) = 1,15/23 = 0,05; \quad n(\text{NaOH}) = 0,05; \quad n(\text{H}_2) = 0,025;$$

$$m(\text{H}_2) = 0,025 \cdot 2 = 0,05 \text{ გ}; \quad m(\text{NaOH}) = 0,05 \cdot 40 = 20 \text{ გ} \quad \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ გ/სმ}^3$$

$$m_{\text{ხსნ.}} = 1,15 + 500 - 0,05 = 501,1 \text{ გ}; \quad m_{\text{გახსნ.}} = 20 \text{ გ.}$$

$$\omega = m_{\text{გახსნ.}} / m_{\text{ხსნ.}}; \quad \omega = 20/501,1 = 0,04$$

2. 4 გ ნატრიუმის ჰიდროქსიდი (NaOH) გახსნეს წყალში და ხსნარი განაზავეს 500 მლ-მდე. როგორია მიღებული ხსნარის მოლური კონცენტრაცია?

ამოხსნა:

$$n(\text{NaOH}) = 4/40 = 0,1;$$

$$C = n / V = 0,1/500 = 0,2 \text{ მოლი/ლ.}$$

3. განსაზღვრეთ NaOH-ის მასური წილი ხსნარში, რომელიც მიღებულია ნატრიუმის ტუტის (NaOH) 50გ 30%-იანი და 150გ 10%-იანი ხსნარების შერევით.

4. განსაზღვრეთ H₂SO₄-ის მასური წილი ხსნარში, რომელიც მიღებულია 110 გ SO₃-ის გახსნით 200გ 20%-იან გოგირდმჟავას (H₂SO₄) ხსნარში.

5. განსაზღვრეთ Na₂SO₄-ის მასური წილი ხსნარში, რომელიც მიღებულია 35 გ გლაუბერის მარილის (Na₂SO₄•10H₂O) გახსნით 170გ წყალში.

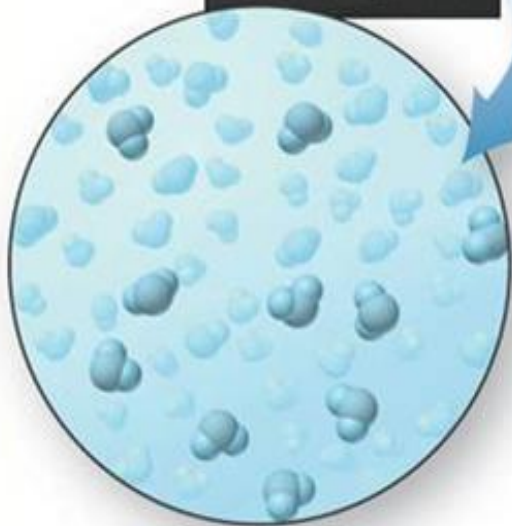
6. განსაზღვრეთ HNO₃-ის მასური წილი ხსნარში, თუ 300 მლ 32%-იანი აზოტმჟავას (HNO₃) ხსნარი განაზავეს 550 მლ წყლით.

ლექცია 11. ელექტროლიტთა ხსნარები

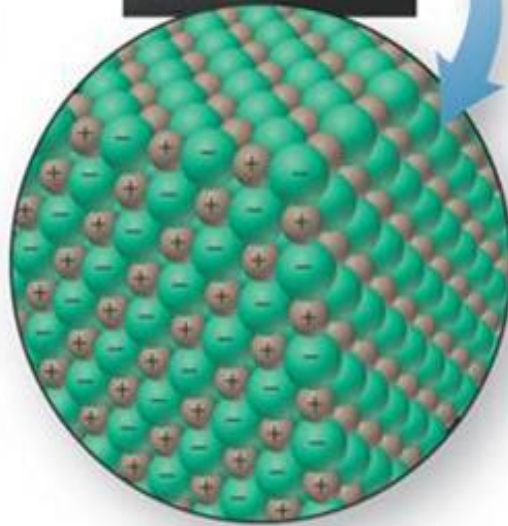
- 11.1. ელექტროლიტები და არაელექტროლიტები;
- 11.2. ელექტროლიტური დისოციაცია;
- 11.3. დისოციაციის ხარისხი;
- 11.4. დისოციაციის მუდმივა;
- 11.5. მჟავები, ფუძეები და მარილები
ელექტროლიტური დისოციაციის თვალსაზრისით;
- 11.6. რეაქციათა იონური ტოლობები;
- 11.7. წყლის იონური ნამრავლი;
- 11.8. წყალბადის მაჩვენებელი (pH);
- 11.9. სავარჯიშო.

11.1. ელექტროლიტები და არაელექტროლიტები

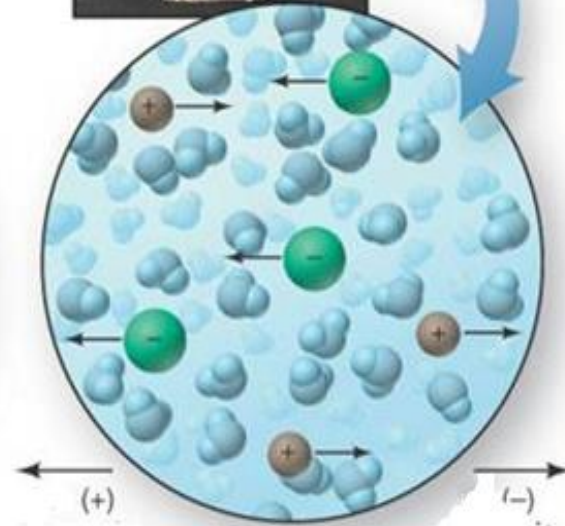
- ნივთიერებებს, რომელთა ხსნარები ან ნაღდობები ელექტრულ დენს ატარებს, ელექტროლიტები ეწოდება. ელექტროლიტებია ხსნადი მჟავები, მარილები, ტუტეები და სხვ., რომელთა მოლეკულებში არის იონური ან პოლარული კოვალენტური ბმა.
- ნივთიერებებს, რომელთა ხსნარები ან ნაღდობები ელექტრულ დენს არ ატარებს, არაელექტროლიტები ეწოდება. არაელექტროლიტებია ორგანული ნაერთების უმრავლესობა და ყველა ის ნივთიერება, რომელთა მოლეკულაში არის არაპოლარული ან მცირედ პოლარული კოვალენტური ბმა.
- დისტილირებული წყალი დენის ცუდი გამტარია.
- ელექტროლიტები მეორე რიგის გამტარებია. ხსნარებში ან ნაღდობში ისინი იონებად იშლება. იონები ელექტრონების გადამტანი ნაწილაკებია. ამიტომაც პირველი რიგის გამტარებად გვევლინება ლითონები, რომლებშიც ელექტრობის გადამტანი ელექტრონებია.



დისტილირებული წყალი
დენს არ ატარებს



იონური ნაერთები მყარ
მდგომარეობაში დენს არ ატარებს



იონური ნაერთები წყალხსნარში
დენს ატარებს

11.2. ელექტროლიტური დისოციაცია

წყალში გახსნის ან გაღვობის დროს ელექტროლიტის იონებად დაშლას ელექტროლიტური დისოციაცია ეწოდება.

თეორიას, რომელიც ელექტროლიტების განსაკუთრებულ თვისებებს მათი იონებად დაშლით ხსნის ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია ეწოდება. მისი ფუძემდებელია შვედი მეცნიერი სვანტე არენიუსი (1859-1927წწ.).

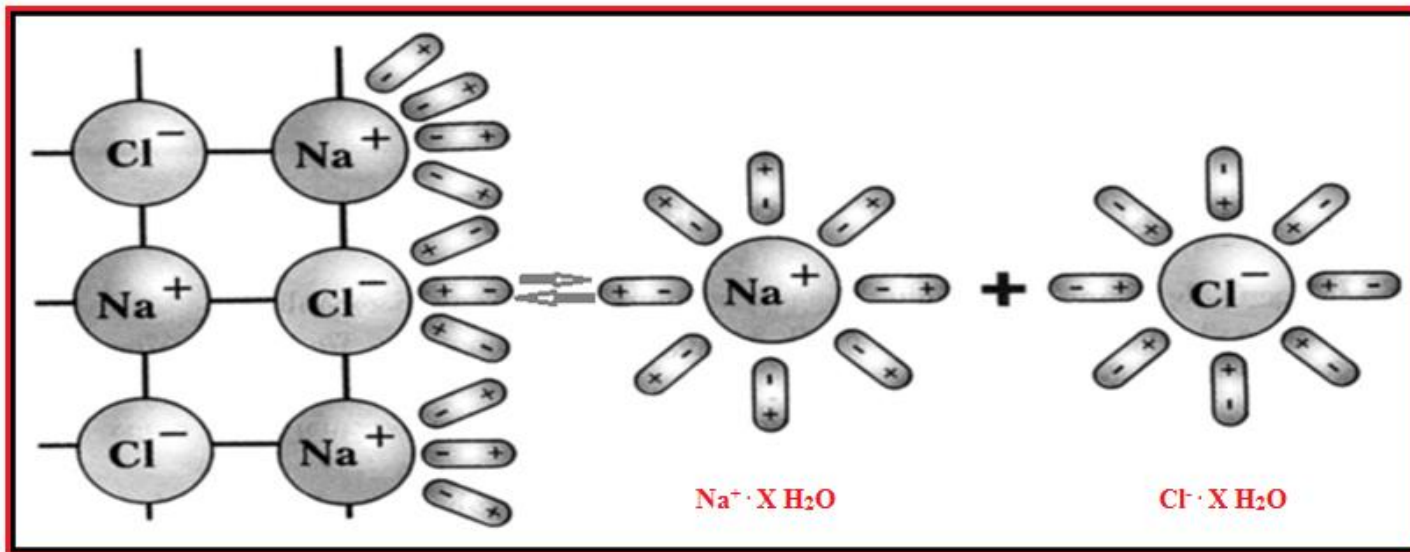
ელექტროლიტური დისოციაცია არის ელექტროლიტისა და გამხსნელის მოლეკულების ურთიერთქმედების პროცესი.

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის ძირითადი დებულებებია:

- ხსნარებში ან ნაღვლებში ელექტროლიტები დაშლილია დადებით და უარყოფით იონებად;
- ელექტროლიტთა ხსნარებში ან ნაღვლებში დენის გატარებისას დადებითად დამუხტული იონები მიემართება უარყოფითი ელექტროდის – კათოდისაკენ (ამ იონებს კატიონები ეწოდება), ხოლო უარყოფითი – დადებითი ელექტროდისაკენ – ანოდისაკენ (მათ ანიონები ეწოდება);
- ელექტროლიტური დისოციაციის პროცესი შექცევადია. დისოციაციის პარალელურად მიმდინარეობს საწინააღმდეგო პროცესი – ასოციაცია.

იონური ბმის მქონე მოლეკულების დისოციაცია

NaCl-ის წყალხსნარში წყლის დიპოლური მოლეკულები განთავსდება **NaCl**-ის მოლეკულების შესაბამისი იონების ირგვლივ. წყლის დიპოლების მოქმედებით ნატრიუმისა და ქლორის იონებს შორის კავშირი სუსტდება, შემდეგ წყდება და წარმოიქმნება ჰიდრატირებული იონები.

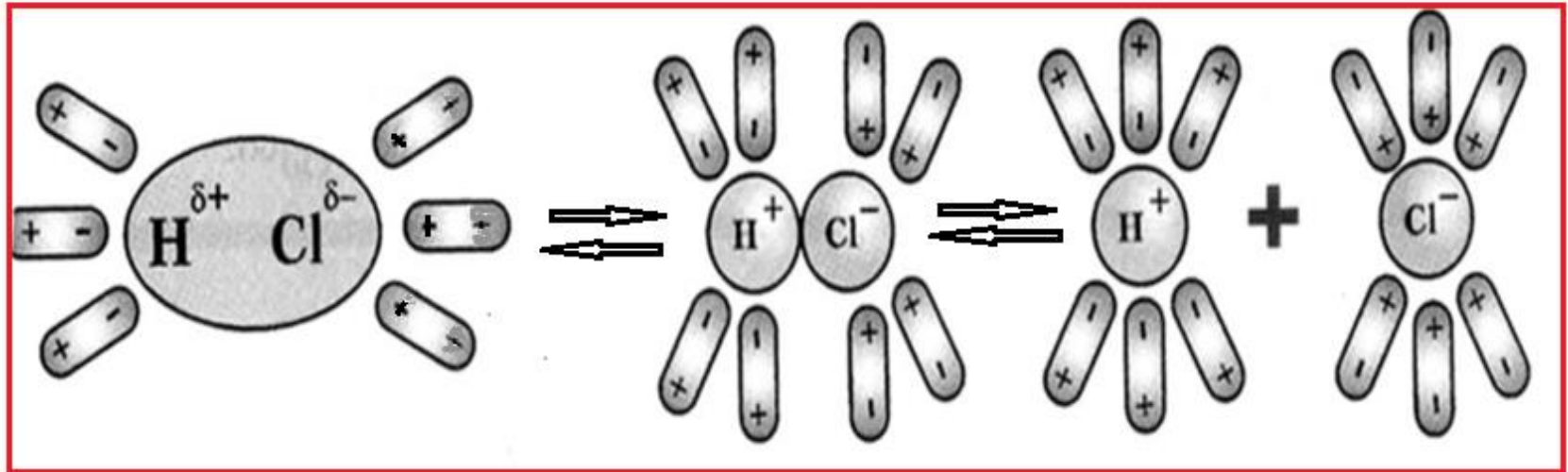


ჰიდრატირებული Na^+ და Cl^- იონების წარმოქმნა

პოლარული მოლეკულების დისოციაცია

განვიხილოთ იმ ელექტროლიტების დისოციაცია, რომელთა მოლეკულებიც წარმოქმნილია პოლარული კოვალენტური ბმით.

წყლის დიპოლების მოქმედებით პოლარული მოლეკულები იონურ მდგომარეობაში გადადის, შემდგომ კი წარმოიქმნება ჰიდრატირებული იონები.



ჰიდრატირებული H⁺ და Cl⁻ იონების წარმოქმნა

11.3. დისოციაციის ხარისხი

დისოციაციის ხარისხი ეწოდება იონებად დაშლილი მოლეკულების რიცხვის შეფარდებას გახსნილი მოლეკულების საერთო რიცხვთან. გამოისახება პროცენტებით ან ერთეულის ნაწილებით.

$$\alpha = n / N,$$

სადაც n დისოცირებული ნივთიერების მოლეკულების რიცხვია;
 N – მთლიანად გახსნილი ნივთიერების მოლეკულების საერთო რიცხვი.

$\alpha = 80\%$; ეს იმას ნიშნავს, რომ ელექტროლიტის ყოველი 100 მოლეკულიდან იონებად დაიშალა 80 მოლეკულა.

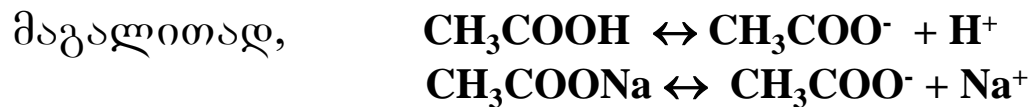
$\alpha = 1/4$; ეს იმას ნიშნავს, რომ ელექტროლიტის ყოველი 4 მოლეკულიდან იონებად დაიშალა მხოლოდ 1 მოლეკულა.

დისოციაციის ხარისხზე მოქმედი ფაქტორები (ტემპერატურა, ხსნარის კონცენტრაცია, თანამოსახელე იონები)

ტემპერატურა. ტემპერატურის მომატებისას იზრდება იმ ელექტროლიტთა დისოციაციის ხარისხი, რომელთა დისოციაციის დროს სითბო შთაინთქმება და მცირდება იმ ელექტროლიტების დისოციაციის ხარისხი, რომელთა დისოციაციის დროს სითბო გამოიყოფა.

ხსნარის კონცენტრაცია. გახსნილი ნივთიერების კონცენტრაციის შემცირებისას ან ხსნარის განზავებისას დისოციაციის ხარისხი იზრდება.

თანამოსახელე იონები. თანამოსახელე იონები ამცირებს დისოციაციის ხარისხს.



აცეტატ იონების (CH_3COO^-), წყალბად იონების (H^+) ან ნატრიუმის იონების (Na^+) სიჭარბე იწვევს წონასწორობის მარცხნივ გადახრას.

გამსხნელის ბუნება

სხვადასხვა გამსხნელი სხვადასხვა დიელექტრიკული მუდმივით ხასიათდება. გამსხნელის მაღისოცირებელი უნარი მით მეტია, რაც უფრო მაღალია მისი დიელექტრიკული მუდმივა.

რიცხვს, რომელიც გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ ამცირებს მოცემული ნივთიერება ელექტრული მუხტების ურთიერთმიზიდულობას ვაკუუმთან შედარებით, დიელექტრიკული მუდმივა (**D**) ეწოდება.

მაგალითად,

- **D(H₂O) = 80** ნიშნავს, რომ წყალში საპირისპირო ნიშნის იონების მიზიდვა 80-ჯერ უფრო სუსტია, ვიდრე ვაკუუმში.
- **D(C₆H₆) = 2,3** ნიშნავს, რომ ბენზოლში საწინააღმდეგო ნიშნის იონებს შორის მიზიდულობა 2,3-ჯერ უფრო ნაკლებია, ვიდრე ვაკუუმში.

ძლიერი და სუსტი ელექტროლიტი

ძლიერია ელექტროლიტები, რომელთა დისოციაციის ხარისხი შედარებით კონცენტრირებულ ხსნარშიც კი მაღალია. მათთვის $\alpha > 30\%$. ძლიერი ელექტროლიტებია წყალში ხსნადი მჟავები (**HCl**, **H₂SO₄**, **HNO₃** და სხვ.), მარილები (**NaCl**, **Na₂SO₄**, **KNO₃** და სხვ.) და ტუტეები (**NaOH**, **KOH**, **Ca(OH)₂** და სხვ.).

სუსტია ელექტროლიტები, რომელთა დისოციაციის ხარისხი განზავებულ ხსნარებშიც კი დაბალია. მაგალითად, ორგანული მჟავები (**H₃COOH**, **CH₃COOH** და სხვ.) , ზოგიერთი მინერალური მჟავა (**H₂CO₃**, **H₂SiO₃**, **H₂S** და სხვ.), წყალში უხსნადი ფუძეები (**Mg(OH)₂**, **Cu(OH)₂** და სხვ.), **NH₄OH**. მათთვის $\alpha < 30\%$.

საშუალო ელექტროლიტებია **HF**, **H₃PO₄**, **H₂SO₃** და სხვ. მათთვის დისოციაციის ხარისხი მერყეობს 3-სა და 30%-ს შორის.

$$3\% < \alpha < 30\%$$

11.4. დისოციაციის მუდმივა

სუსტი ელექტროლიტების რაოდენობრივი დახასიათებისათვის გამოიყენება დისოციაციის (იონიზაციის) მუდმივა ($K_{\text{დის.}}$).

მაგ., ძმარმჟავას დისოციაციისათვის:



დისოციაციის მუდმივა ასე გამოითვლება:

$$K_{\text{დის.}} = [\text{H}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-] / [\text{CH}_3\text{COOH}] \quad (25^\circ\text{C})$$

რაც მეტია დისოციაციის მუდმივას მნიშვნელობა, მით მეტი იონია ხსნარში და მით უფრო ძლიერია ელექტროლიტი.

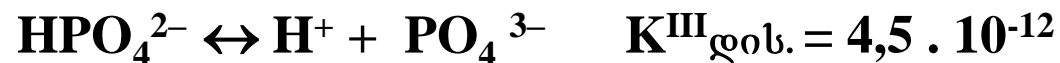
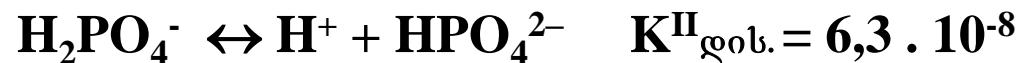
დისოციაციის მუდმივა დამოკიდებულია ელექტროლიტის და გამხსნელის ბუნებაზე, ხსნარის ტემპერატურაზე. დისოციაციის მუდმივა არ არის დამოკიდებული ხსნარის კონცენტრაციაზე.

ნებისმიერი კონცენტრაციის ხსნარისათვის დისოციაციის მუდმივა უცვლელი სიდიდეა.

11.5. მჟავები, ფუძეები და მარილები ელექტროლიტური დისოციაციის თვალსაზრისით

ელექტროლიტური დისოციაციის თვალსაზრისით, მჟავა ისეთი ელექტროლიტია, რომლის დისოციაციის შედეგად კატიონის სახით წარმოიქმნება მხოლოდ წყალბადის H^+ (ჰიდროქსონიუმის H_3O^+) დადებითი იონები.

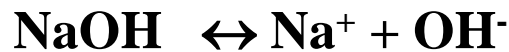
მრავალფუძიანი სუსტი მჟავები საფეხურებრივად დისოცირდება და თითოეულ საფეხურს დისოციაციის კონსტანტას სხვადასხვა მნიშვნელობები შეესაბამება.



დისოციაციის მუდმივას მნიშვნელობა I საფეხურზე უფრო მეტია, ვიდრე II საფეხურზე და ა.შ.

ფუძეების ელექტროლიტური დისოციაცია

ელექტროლიტური დისოციაციის თვალსაზრისით ფუძეები ისეთი ელექტროლიტებია, რომელთა წყალხსნარები ანიონების სახით შეიცავს მხოლოდ ჰიდროქსიდ იონებს.



სუსტი ფუძეები საფესურებრივად დისოცირდება:

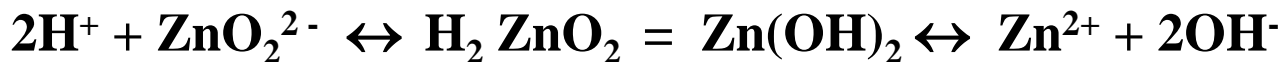


ფუძეების ელექტროლიტური დისოციაციის დროს ხდება ლითონის იონებისაგან ჰიდროქსიდ იონების მოწყვეტა.

ჰიდროქსიდ იონების ბმა ლითონის იონთან მით უფრო სუსტია და, მაშასადამე, ფუძე მით უფრო ძლიერია, რაც უფრო ნაკლებია ლითონის იონის მუხტი და უფრო მეტი – მისი რადიუსი.

ამფოტერული ელექტროლიტების და სრული მარილების დისოციაცია

ამფოტერულია ელექტროლიტები, რომლებიც პირობების მიხედვით დისოცირდება როგორც მჟავა ან, როგორც ფუძე. განვიხილოთ Zn(OH)_2 -ის დისოციაცია:



დისოცირებს როგორც მჟავა

დისოცირებს როგორც ფუძე

სრული მარილების ელექტროლიტური დისოციაციის შედეგად ხსნარში წარმოიქმნება ლითონის კატიონები და მჟავას ნაშთის ანიონები:

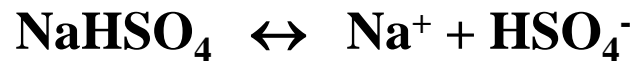


მჟავა მარილების დისოციაცია

მჟავა მარილები ელექტროლიტებია, რომლებიც დისოცირდება წყალბადის და ლითონის დადებითი იონების (კატიონი) და მჟავური ნაშთის უარყოფითი იონის (ანიონი) წარმოქმნით.

მჟავა მარილებში ლითონსა და ჟანგბადის ატომებს შორის ბმა იონურია, ხოლო წყალბადსა და ჟანგბადის ატომებს შორის – პოლარულ-კოვალენტური.

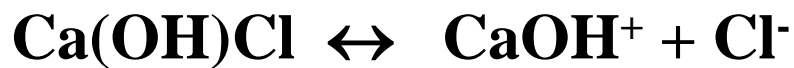
დისოციაციისას პირველ რიგში წყდება იონური ბმა, ე.ი. პირველ საფეხურზე ვდებულობთ ლითონის დადებით იონს და რთულ უარყოფით იონს. შემდეგ კი ხდება რთული იონის დისოციაცია, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ლითონისა და წყალბადის დადებითი კატიონები და მჟავას ნაშთის ანიონი.



ფუძე მარილების დისოციაცია

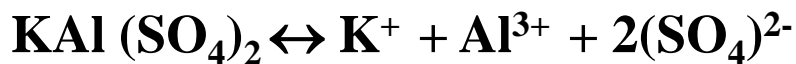
ფუძე მარილები ისეთი ელექტროლიტებია, რომლებიც დისოციაციის დროს წარმოქმნის ლითონის დადებით იონს და ჰიდროქსიდის და მჟავური ნაშთის უარყოფით იონებს.

ფუძე მარილებში, მჟავა მარილების მსგავსად, პირველად ხდება იონური ბმის გაწყვეტა, შემდეგ კი – პოლარული ბმის გაწყვეტა.

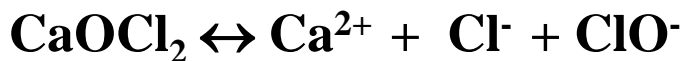


ორმაგი, შერეული და კომპლექსური მარილების დისოციაცია

ორმაგი მარილები დისოცირდება შემადგენელი კატიონების და მუავური ნაშთის ანიონის წარმოქმნით:



შერეული მარილი დისოცირდება ლითონის კატიონისა და სხვადასხვა მუავური ნაშთის ანიონების წარმოქმნით.



კომპლექსური მარილები დისოცირდება შედარებით მდგრადი კომპლექსური იონის წარმოქმნით:



11.6. რეაქციათა იონური ტოლობები

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად, ელექტროლიტთა წყალხსნარში მიმდინარე რეაქციები წარმოადგენს იონურ რეაქციებს. იონური რეაქციები გამოისახება იონური ტოლობებით.

იონური ტოლობების შედგენისას უნდა გვახსოვდეს, რომ მცირედ დისოცირებადი, მცირედ ხსნადი და აირადი ნივთიერება იწერება მოლეკულური ფორმით, კარგად ხსნადი ელექტროლიტი კი – იონური ფორმით.

რეაქციები ნალექის წარმოქმნით

- $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$
- $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^- + \text{AgCl} \downarrow$
სრული იონური ტოლობა
- $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$
შემოკლებული იონური ტოლობა

სავარჯიშო: შეადგინეთ მოლეკულური, სრული იონური და შემოკლებული იონური რეაქციები, თუ რეაქციის შედეგად მიიღება ნალექი:

1. ბარიუმის ქლორიდსა (BaCl_2) და გოგირდმჟავას (H_2SO_4) შორის, თუ რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება BaSO_4 -ის თეთრი ნალექი;
2. ტყვიის ნიტრატსა ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) და კალიუმის იოდიდს (KI) შორის, თუ რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება PbI_2 -ის ყვითელი ნალექი.

რეაქციები მცირედ დისოცირებადი ნივთიერების (H₂O) წარმოქმნით

- $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

სრული იონური ტოლობა

- $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

შემოკლებული იონური ტოლობა

სავარჯიშო: შეადგინეთ მოლეკულური, სრული იონური და შემოკლებული იონური ტოლობები, თუ რეაქციის შედეგად მიიღება სრული მარილი და წყალი:

1. ნატრიუმის ტუტესა (NaOH) და გოგირდმჟავას (H₂SO₄) შორის;
2. ნატრიუმის ტუტესა (NaOH) და ფოსფორმჟავას (H₃PO₄) შორის;
3. კალციუმის ტუტესა (Ca(OH)₂) და აზოტმჟავას (HNO₃) შორის.

11.7. წყლის იონური ნამრავლი

წყალი ძლიერ სუსტი ელექტროლიტია ($\alpha=10^{-9}$). იგი მცირედ, მაგრამ მაინც დისოცირდება იონებად:



წყალბადიონთა კონცენტრაცია ხსნარის მუავიანობას განაპირობებს, ხოლო ჰიდროქსილიონთა კონცენტრაცია ხსნარის ტუტეანობის განმსაზღვრელია. სუფთა წყალში წყალბადის და ჰიდროქსილიონთა კონცენტრაცია ტოლია:

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

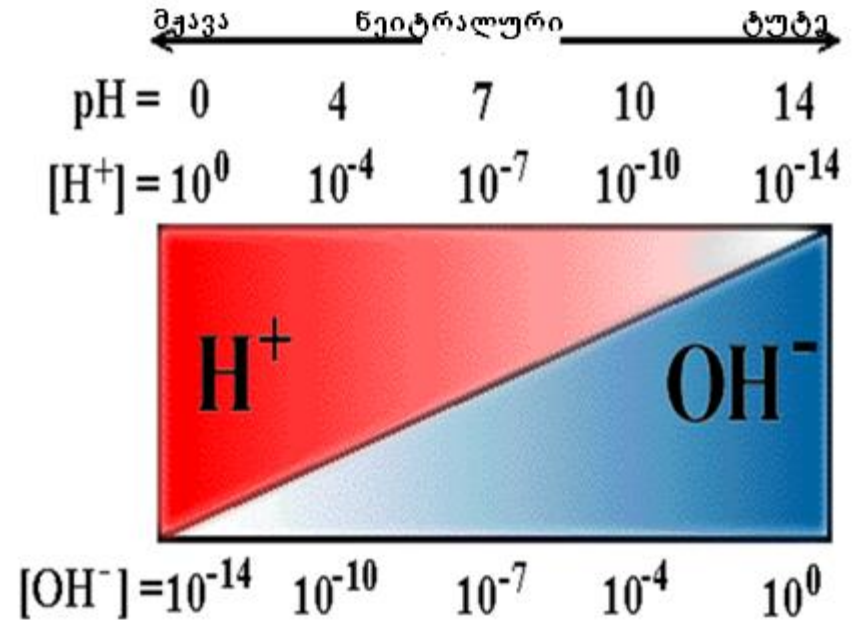
ექსპერიმენტულად დადგენილია, რომ სუფთა წყალში წყალბადიონთა კონცენტრაციაა 10^{-7} მოლი/ლ. წყალში არსებული წყალბადიონთა და ჰიდროქსილიონთა კონცენტრაციების ნამრავლი მუდმივი სიდიდეა და ატარებს წყლის იონური ნამრავლის სახელს:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

11.8. წყალბადის მაჩვენებელი (pH)

ხსნარის გარემოს გამოსახვენ წყალბადის მაჩვენებლის – **pH**-ის მეშვეობით, რომელიც წყალბადიონთა კონცენტრაციის უარყოფით ათობით ლოგარითმს წარმოადგენს **pH=lg [H⁺]**.

- ნეიტრალური ხსნარისათვის
[H⁺]=10⁻⁷მოლი/ლ, pH=7;
- მჟავური ხსნარისათვის
[H⁺] >10⁻⁷მოლი/ლ, pH<7;
- ტუტე ხსნარისათვის
[H⁺] < 10⁻⁷მოლი/ლ, pH>7.



pH-ის განსაზღვრა

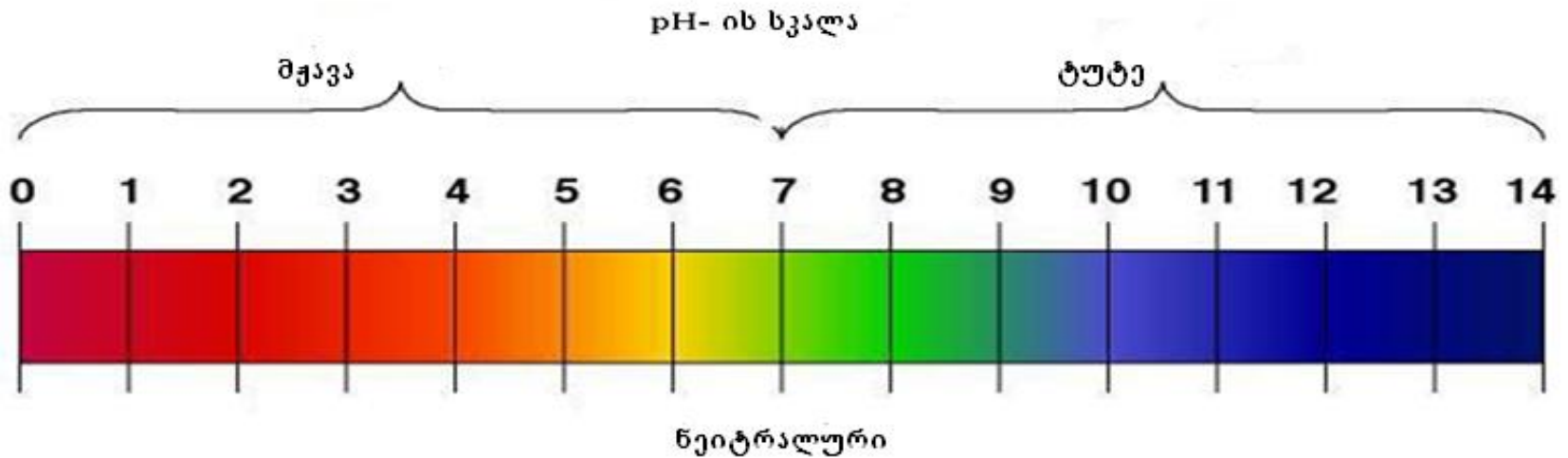
არსებობს წყალბადის მაჩვენებლის სპეციალური **pH**-ის სკალა, რომელზეც მოცემულია **14** ფერი. თითოეული ფერი ხსნარის გარკვეულ **pH**-ს შეესაბამება.

pH-ის სკალის გამოყენებით შეიძლება მჟავას ან ტუტის სიძლიერის შედარება.

pH-ის განსაზღვრა შესაძლებელია სპეციალური ხელსაწყოების (**pH**-მეტრი) ან უნივერსალური ინდიკატორის საშუალებით.

ხსნარის გარემოს მიხედვით, უნივერსალური ინდიკატორი სხვადასხვა შეფერილობას იღებს.

pH-ის სკალა



ნივთიერება, რომლის ხსნარის **pH** 1-დან 7-მდე იცვლება, განიხილება, როგორც მჟავა. **pH**-ის მნიშვნელობის 1-დან 7-მდე გაზრდისას ხსნარის მჟავურობა მცირდება.

ფუძეებისათვის **pH**-ის მნიშვნელობა იცვლება 7-დან 14 მდე. ხსნარის ფუძე თვისების გაზრდისას **pH**-ის მნიშვნელობა იზრდება 7-დან 14-მდე.

როცა **pH=7**, ხსნარი ნეიტრალურია.

უნივერსალური ინდიკატორის ქაღალდი და pH-მეტრი

ხსნარის **pH**-ის დასადგენად იყენებენ უნივერსალურ ინდიკატორს (ხსნარს ან ქაღალდს), რომელიც ფერს იცვლის ხსნარის მუავიანობის ცვლილების შესაბამისად ან ხელსაწყოს, რომელსაც **pH**-მეტრი ეწოდება.

- საკვლევ ხსნარში ათავსებენ ინდიკატორის ქაღალდს. მის შეფერილობას ადარებენ **pH**-ის სკალას შეფერილობას და ჩაინიშნავენ სკალაზე ფერის შესაბამის ციფრს.



- **pH**-მეტრის თავისუფალ ბოლოს ათავსებენ საკვლევ ხსნარში და ეკრანზე მოცემულ ციფრს ჩაინიშნავენ.



11.9. საპარჯიშო

1. ხნარის pH 3-დან 5-მდე გაიზარდა. როგორ შეიცვალა წყალბადიონთა კონცენტრაცია?

ამოხსნა:

$$\text{pH} = 3 \quad [\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ მოლი/ლ,}$$

$$\text{pH} = 5 \quad [\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ მოლი/ლ.}$$

ე.ი. $[\text{H}^+]$ იონთა კონცენტრაცია შეიცვალა 10^{-2} -ით; ანუ 100-ჯერ.

2. როგორ შეიცვლება მუაგას ხსნარის pH, თუ 10 სმ³ ხსნარს დავამატებთ 90 სმ³ წყალს?

ამოხსნა:

რადგან ხსნარი განზავდა 10-ჯერ, ეს ნიშნავს, რომ $[\text{H}^+]$ შემცირდა 10 ჯერ და pH გაიზარდება 1 ერთეულით.

3. განსაზღვრეთ HNO_3 -ის 0,01 მოლი/ლ კონცენტრაციის ხსნარის pH.

4. განსაზღვრეთ KOH -ის 0,01 მოლი/ლ კონცენტრაციის ხსნარის pH.

5. თუ $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ მოლი/ლ, განსაზღვრეთ $[\text{OH}^-]$ იონთა კონცენტრაცია.

6. თუ $[\text{OH}^-] = 10^{-5}$ მოლი/ლ, განსაზღვრეთ $[\text{H}^+]$ იონთა კონცენტრაცია.

ლექცია 12. მარილთა ჰიდროლიზი. თანამედროვე შენეღულებები მშავებსა და ფუძეებზე

12.1. მარილთა ჰიდროლიზი;

ეს საინტერესოა; რატომ იფერფლება ძველი ფურცლები?

12.2. თანამედროვე შენეღულებები მშავებისა და ფუძეების
შესახებ;

12.3. ბრენსტედ-ლოურის პროტოლიტური თეორია;

12.4. ლუისის თეორია;

12.5. პირსონის თეორია.

ნეიტრალური, ფუძე და მჟავა ხსნარები

- ნეიტრალურ ხსნარი $H^+ = OH^-$
- მჟავა ხსნარი $H^+ > OH^-$
- ტუტე ხსნარი $H^+ < OH^-$

<u>ინდიკატორი</u>	<u>ფეფერილობა</u>	<u>ფეფერილობა</u> <u>მჟავა ხსნარში</u>	<u>ფეფერილობა</u> <u>ტუტე ხსნარში</u>
<u>ფენოლფთალეინი</u>	<u>უფერი</u>	<u>უფერი</u>	<u>ჟოლოსფერი</u>
<u>მეთილნარიჯი</u>	<u>ნარიჯისფერი</u>	<u>წითელი</u>	<u>ყვითელი</u>
<u>ლაკმუსი</u>	<u>იისფერი</u>	<u>წითელი</u>	<u>ლურჯი</u>

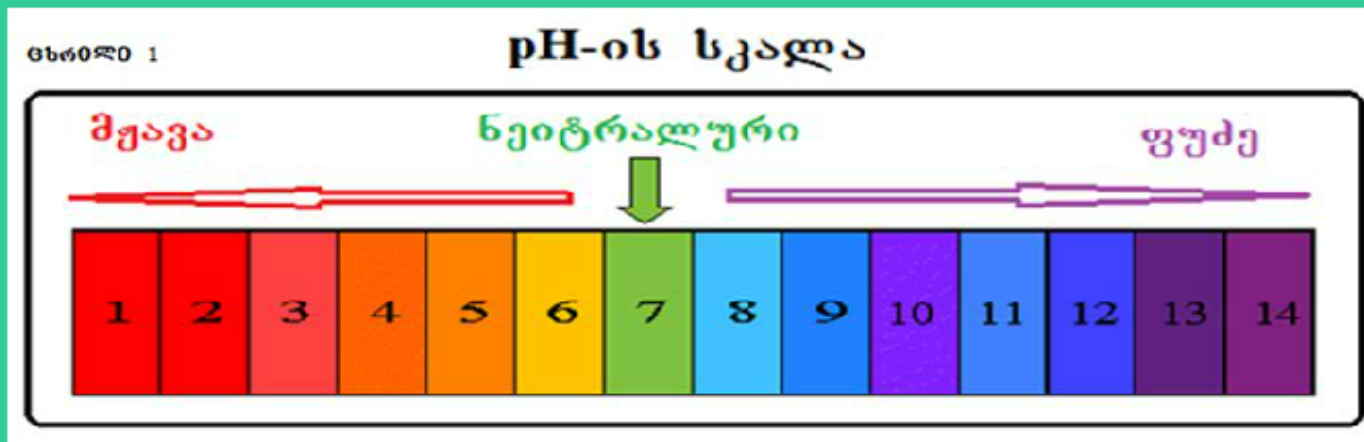
ხსნარის გარემოს რაოდენობრივი შემოწმებისათვის იხმარება pH-მეტრი, უნივერსალური ინდიკატორის ქაღალდი ან ხსნარი, რომელიც გარემოს მიხედვით pH-ის სკალის შესაბამის ფერს იღებს.

ხსნარის გარემოს გამოსახვევს წყალბადის მაჩვენებლის – pH-ის მეშვეობით, რომელიც წყალბადიონთა კონცენტრაციის უარყოფითი ათობითი ლოგარითმია $pH = - \lg [H^+]$.

ნეიტრალური ხსნარისათვის $pH = 7$;

მჟავა ხსნარისათვის $pH < 7$;

ფუძე ხსნარისათვის $pH > 7$.



არჩევენ ძლიერ და სუსტ მჟავებსა და ფუძეებს. მჟავასა და ფუძის ძალა განისაზღვრება დისოციაციის ხარისხის (α) ან დისოციაციის მუდმივას (Kდის.) საშუალებით.

ცხრილი 2

ძლიერი მჟავები და ფუძეები							
მჟავები				ფუძეები			
H_2SO_4	HCl	$HClO_4$	$HMnO_4$	$LiOH$	$Ca(OH)_2$		
HNO_3	HBr	$HClO_3$		$NaOH$	$Sr(OH)_2$		
	HI			KOH	$Ba(OH)_2$		
				$RbOH$			
				$CsOH$			
სუსტი მჟავები და ფუძეები							
H_2SO_3	HF	H_2CO_3	$HClO$	წყალში უხსნადი ჰიდროქსიდები			
HNO_2	H_2SiO_3	H_2SiO_3	$HClO_2$				
H_3PO_4		$HCOOH$					
		CH_3COOH					
		C_2H_5COOH					
				$Cu(OH)_2$	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	
				$Fe(OH)_2$	$Be(OH)_2$	$Fe(OH)_3$	
				NH_4OH	წყალში ხსნადი.		
				NH_3	H_2O		

Activate Windows
Go to Settings to activate

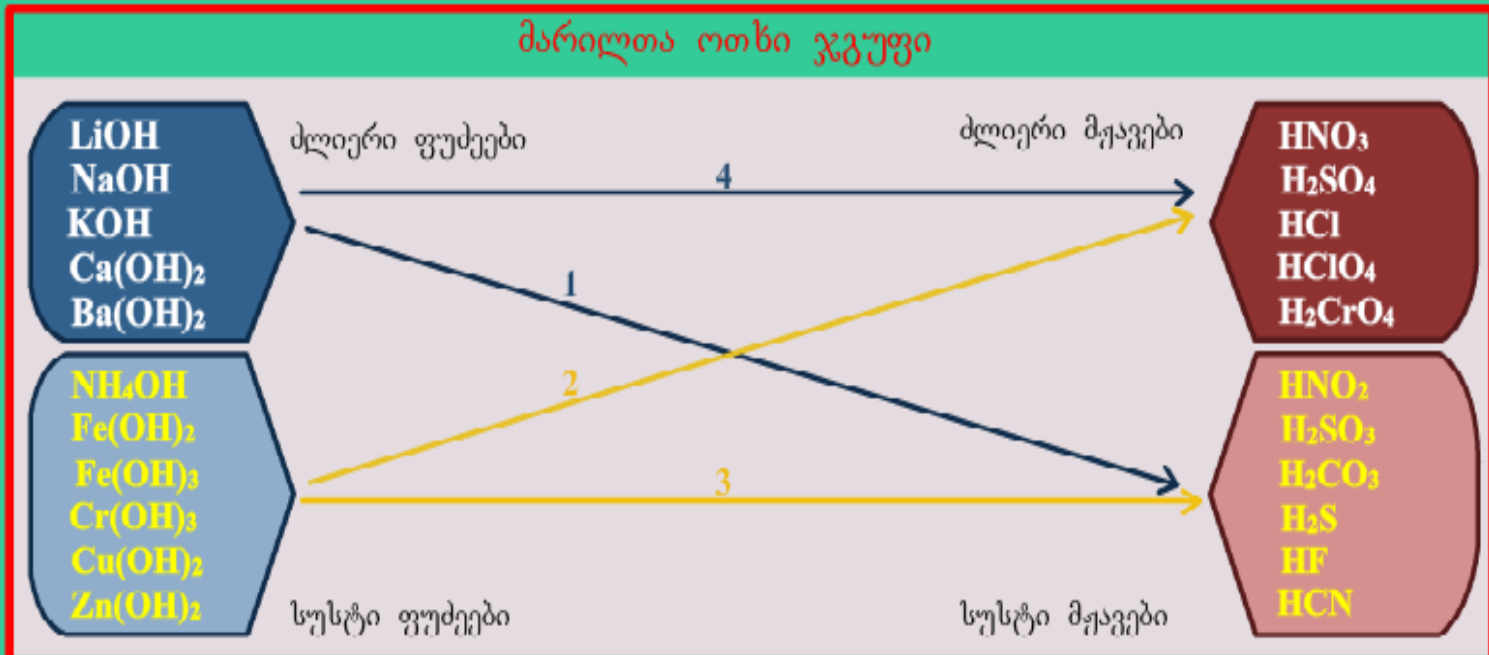
12.1. მარილთა ჰიდროლიზი

მარილთა ჰიდროლიზი ეწოდება მარილის იონების ურთიერთქმედებას წყალთან, რის შედეგადაც წარმოიქმნება თუნდაც ერთი სუსტი ელექტროლიტი (შესაბამისი სუსტი ფუძე, სუსტი მჟავა ან ორივე ერთად).

ჰიდროლიზს განიცდის მხოლოდ წყალში ხსნადი მარილები.

ჰიდროლიზი დამოკიდებულია მარილის შედგენილობაზე.

მარილებს თუ წარმოვიდგენთ, როგორც მჟავასა და ფუძის ნაწარმს, მაშინ მჟავასა და ფუძის სიძლიერის მიხედვით მარილები შეიძლება 4 ჯგუფად დავეყოთ:



1. ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავას მარილები: $\text{LiNO}_2, \text{Na}_2\text{S}, \text{CuF}_2, \text{K}_2\text{SO}_3$
2. სუსტი ფუძისა და ძლიერი მჟავას მარილები: $\text{FeCl}_3, \text{NH}_4\text{NO}_3, \text{CuSO}_4$
3. სუსტი ფუძისა და სუსტი მჟავას მარილები: $\text{NH}_4\text{NO}_2, \text{AgF}, \text{Cu}(\text{NO}_2)_2$
4. ძლიერი მჟავასა და ძლიერი ფუძის მარილები: $\text{NaCl}, \text{KNO}_3, \text{CaCl}_2$

ჰიდროლიზის ტიპები

მარილთა ჰიდროლიზი

კატიონური ჰიდროლიზი, წყალთან ურთიერთქმედებს მხოლოდ კატიონი.

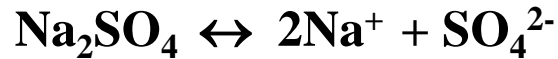


ანიონური ჰიდროლიზი, წყალთან ურთიერთქმედებს მხოლოდ ანიონი.

ორმხრივი ჰიდროლიზი, ერთდროულად წყალთან ურთიერთქმედებს, როგორც კატიონი, ისე ანიონი.

ძლიერი მჟავას (H_2SO_4) და ძლიერი ფუძის (NaOH) შესაბამისი მარილი (Na_2SO_4)

ნატრიუმის სულფატი (Na_2SO_4) წყალში გახსნისას დისოცირდება შესაბამის იონებად:



წყალი სუსტი ელექტროლიტია. იგი მცირედ, მაგრამ მაინც დისოცირდება წყალბადის დადებითი კატიონის (H^+) და ჰიდროქსიდის უარყოფითი ანიონის (OH^-) წარმოქმნით.



ხსნარში არსებული იონებისაგან არ წარმოიქმნება მცირედდისოცირებადი ნივთიერება. ხსნარში არ ირღვევა წყალბადისა და ჰიდროქსიდის იონთა კონცენტრაცია.

ჰიდროლიზი არ მიმდინარეობს. ხსნარს აქვს ნეიტრალური რეაქცია.

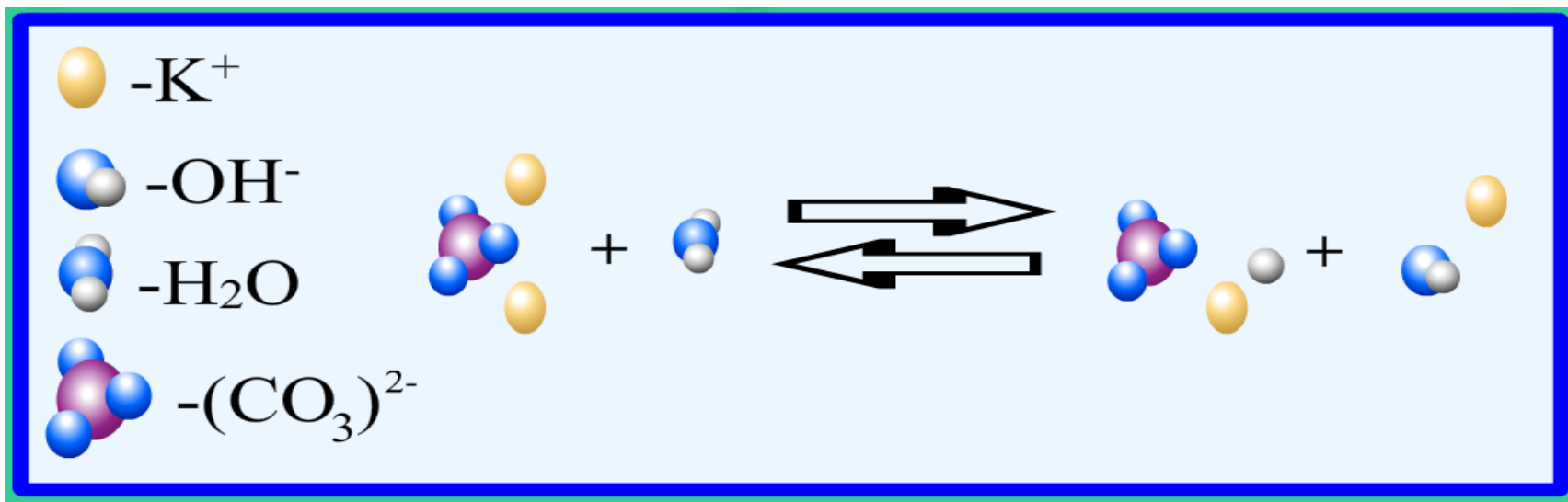
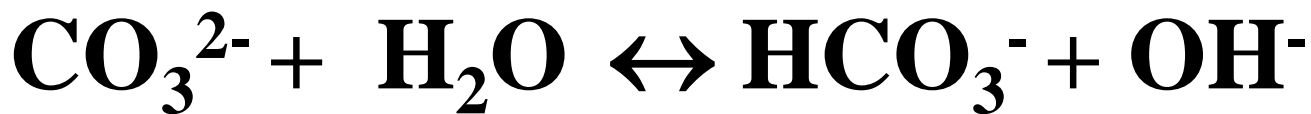
$$\text{pH} = 7$$

ძლიერი მჟავასა და ძლიერი ფუძის შესაბამისი მარილები ჰიდროლიზს არ განიცდის.

ძლიერი ფუძისა (KOH) და სუსტი მჟავას (H₂CO₃)
შესაბამისი მარილის (K₂CO₃) ჰიდროლიზი

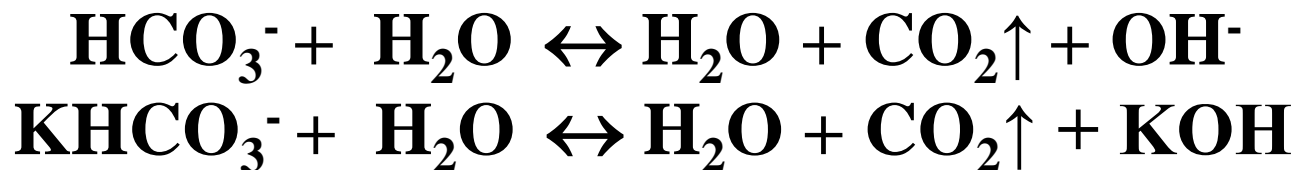


I საფეხური:



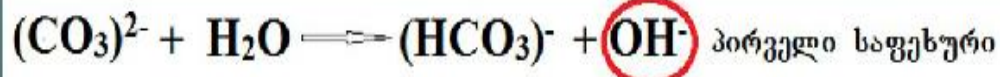
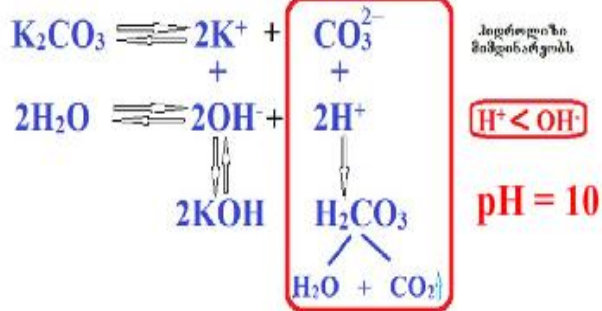
ძლიერი ფუძისა (KOH) და სუსტი მჟავას (H_2CO_3)
შესაბამისი მარილის (K_2CO_3) ჰიდროლიზი

II საფეხური:

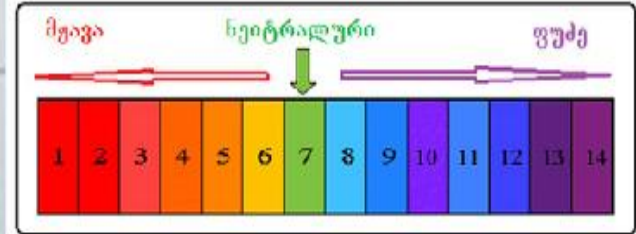


ჰიდროლიზი მიმდინარეობს. ხსნარს აქვს ტუტე რეაქცია.
 $\text{pH} > 7$

ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავასგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზი გულისხმობს მჟავური ნაშთის ანიონების მიერ წყლის მოლეკულებისაგან წყალბადის იონების მიერთებასა და ჰიდროქსილიონების გათავისუფლებას.



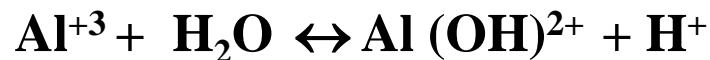
pH-ის სკალა



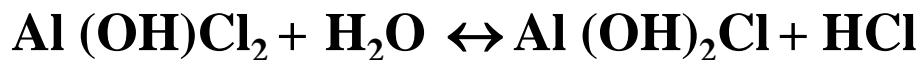
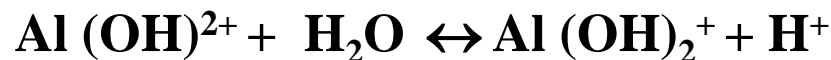
ძლიერი მჟავასა (HCl) და სუსტი ფუძის (Al(OH)₃) შესაბამისი მარილის (AlCl₃) ჰიდროლიზი



I საფეხური:



II საფეხური:

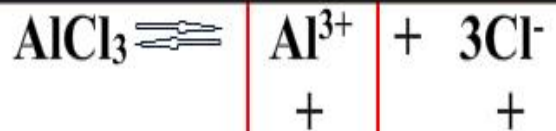


მესამე საფეხური პრაქტიკულად არ მიმდინარეობს.

ჰიდროლიზი მიმდინარეობს. ხსნარს აქვს მჟავა რეაქცია.

$$\text{pH} < 7$$

ძლიერი მჟავასა და სუსტი ფუძისაგან წარმოქმნილი მარილების ჰიდროლიზი გულისხმობს ლითონის კატიონის მიერ წყლის მოლეკულებისაგან ჰიდროქსილიონების მიერთებას და წყალბადიონთა გათავისუფლებას.



ჰიდროლიზი
მიმდინარეობს



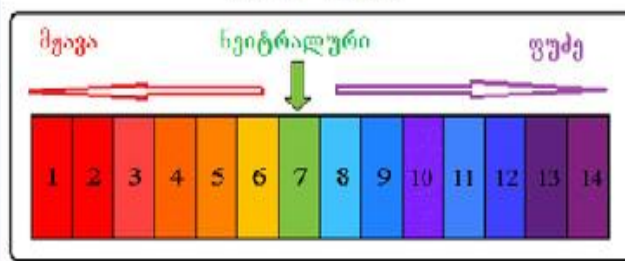
pH = 3



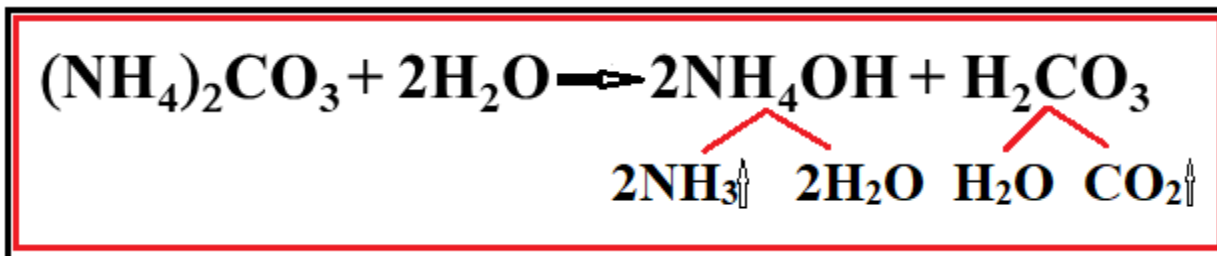
I საფეხური
ჰიდროლიზი მიმდინარეობს
 $\text{H}^+ > \text{OH}^-$; pH = 3



pH-ის სკალა



სუსტი ფუძისა და სუსტი მჟავას შესაბამისი მარილის ($(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$) ჰიდროლიზი



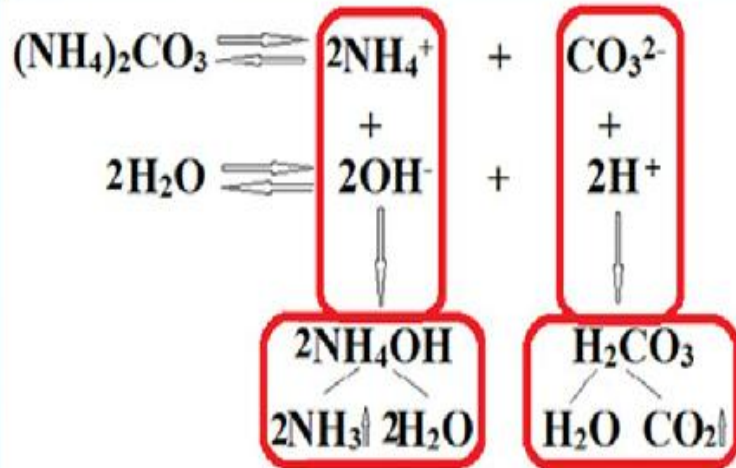
ჰიდროლიზი მიმდინარეობს.

სუსტი ფუძისა და სუსტი მჟავას შესაბამისი მარილების ჰიდროლიზი ძირითადად ბოლომდე მიდის.

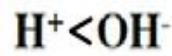
ჰიდროლიზის შედეგად მიღებულ ხსნარს შეიძლება ჰქონდეს სუსტი მჟავა, სუსტი ტუტე ან ნეიტრალური რეაქცია, რაც დამოკიდებულია წარმოქმნილი მჟავასა და ფუძის დისოციაციის ხარისხზე.

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ -ის წყალხსნარს აქვს სუსტი ფუძე რეაქცია, რადგან

$$\alpha \text{NH}_4\text{OH} > \alpha \text{H}_2\text{CO}_3; \quad \text{pH} > 7$$



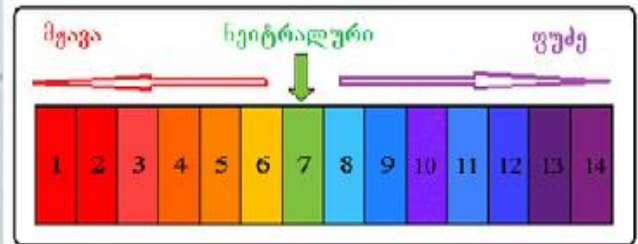
ჰიდროლიზი
მიმდინარეობს



pH=9



pH-ის სკალა



მარილები, ჰიდროლიზის შესაბამისი ტიპი და ხსნარის გარემო

მარილის ფორმულა	შესაბამისი ფუბე და მჟავა	ჰიდროლიზის ტიპი	წყალხსნარის გარემო
CuCl_2	$\text{Cu(OH)}_2, \text{HCl}$	კატიონური	მჟავა
K_2CO_3	$\text{KOH}, \text{H}_2\text{CO}_3$	ანიონური	ფუბე
Na_2SO_4	$\text{NaOH}, \text{H}_2\text{SO}_4$	ჰიდროლიზი არ მიმდინარეობს	ნეიტრალური
$\text{Al(CH}_3\text{COO)}_3$ $\alpha(\text{CH}_3\text{COOH}) >$ $\alpha(\text{Al(OH)}_3)$	$\text{Al(OH)}_3, \text{CH}_3\text{COOH}$	ორმხრივი ჰიდროლიზი	სუსტი მჟავა

ჰიდროლიზის ხარისხი

ჰიდროლიზის რაოდენობრივი დახასიათებისათვის იხმარება ჰიდროლიზის ხარისხი (h).

- ჰიდროლიზის ხარისხი ეწოდება ჰიდროლიზებული მარილის რაოდენობის შეფარდებას გახსნილი მარილის საერთო რაოდენობასთან.

მაგალითად, თუ წყალში გახსნილია 2 მოლი მარილი, ხოლო ჰიდროლიზი განიცადა 0,01 მოლმა, ჰიდროლიზის ხარისხი ასე გამოითვლება:

$$h = 0,01/2 \cdot 100 = 0,005 \cdot 100 \text{ ანუ } 0,5\%.$$

- ჰიდროლიზის ხარისხი დამოკიდებულია მარილის ბუნებაზე, ტემპერატურასა და კონცენტრაციაზე.
- რაც უფრო განზავებულია ხსნარი, ე.ი. რაც უფრო დაბალია ხსნარის კონცენტრაცია, მით მეტია ჰიდროლიზის ხარისხი.
- რაც უფრო მაღალია ხსნარის ტემპერატურა, მით მეტია ჰიდროლიზის ხარისხი.

ეს საინტერესოა რატომ იფერფლება ძველი ფურცლები?

ძველი ფურცლები იმდენად მყიფეა, რომ ხელის შეხებითაც კი იფერფლება. ქაღალდის წარმოებაში, ზედმეტი მეღვინის შემრობის თავიდან აცილების მიზნით, საწერი ფურცლების გასაუღენტად იყენებენ ალუმინის სულფატის ($Al_2(SO_4)_3$) ხსნარს, რომელიც ტენიან გარემოში ჰიდროლიზს განიცდის.

ჰიდროლიზის შედეგად გამოიყოფა გოგირდმჟავა, რომელიც ფურცელს წვაავს და ფერფლად აქცევს.



12.2. თანამედროვე შემდეგლებები მშავებისა და ფუძეების შესახებ

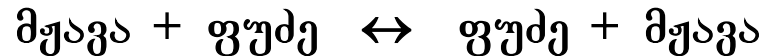
- მჟავებისა და ფუძეების შესახებ უფრო ფართო წარმოდგენის შესაქმნელად განვიხილოთ 2 თეორია:
- პროტოლიტური თეორია
(ბრენსტედ-ლოური, 1933 წ.)
- ელექტრონული (დონორულ-აქცეპტორული) თეორია
(ლუისი, 1924 წ.)

12.3. ბრენსტედ-ლოურის პროტოლიტური თეორია

პროტოლიტური თეორიის თანახმად, მჟავაა ნებისმიერი ნივთიერება, რომელსაც აქვს წყალბადის დადებითი იონის (პროტონი) გაცემის უნარი, ხოლო ფუძე – ნებისმიერი ნივთიერება, რომელსაც აქვს პროტონის მიერთების უნარი.

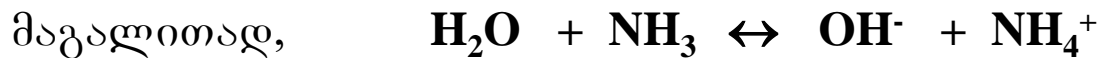


ამ ტოლობათა შეჯამებით მივიღებთ მჟავა-ფუძე წონასწორობას.



ასეთ პროცესში მონაწილე მჟავას და ფუძეს შეუდლებული ეწოდება. ეს არის მჟავა-ფუძის წყვილი.

პროტოლიტური თეორიის თანახმად, მჟავებს და ფუძეებს შეიძლება მივაკუთვნოთ ნივთიერებათა დიდი რაოდენობა და ქიმიურ რეაქციათა უმრავლესობა განვიხილოთ, როგორც ფუძე-მჟავური ურთიერთქმედება.



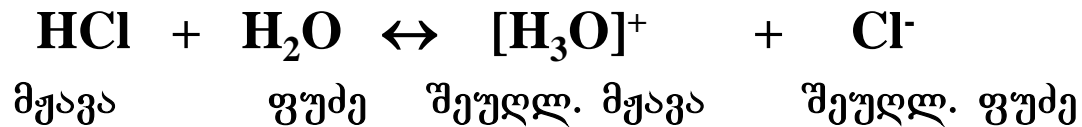
როდესაც ამიაკი (NH_3) იხსნება წყალში, ის გადადის შეუდლებულ მჟავაში; ანალოგიურად OH^- არის წყლის, როგორც მჟავას, შეუდლებული ფუძე.

შეუღლებული მჟავა და შეუღლებული ფუძე

შეუღლებული მჟავა არის ნაწილაკი, რომელიც წარმოიქმნება მაშინ, როდესაც ფუძე მიიღებს წყალბადის იონს $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$.

შეუღლებული ფუძე არის ნაწილაკი, რომელიც წარმოიქმნება, როდესაც მჟავა დაკარგავს წყალბადის იონს $\text{H}_2\text{O} - \text{H}^+ \rightarrow \text{OH}^-$.

ე.ი. შეუღლებული მჟავა–ფუძე წყვილი შეიცავს 2 ნაწილაკს, რომლებიც ერთმანეთთან დაკავშირებულია წყალბადის იონის გაცემით ან შექმნით:



HCl არის წყალბადის იონის დონორი, ე.ი. მჟავა;

H_2O – წყალბადის იონის აქცეპტორი, ე.ი. ფუძე;

Cl^- – მჟავას (HCl) შეუღლებული ფუძე;

$[\text{H}_3\text{O}]^+$ – ფუძის (H_2O) შეუღლებული მჟავა.

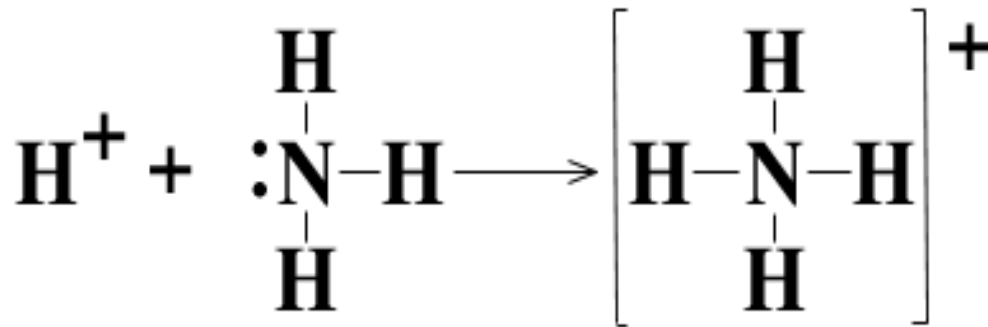
განხილულ რეაქციებში წყლის ფუნქცია განსხვავებულია.

ამიაკთან ურთიერთქმედებისას H_2O გამოდის მჟავას როლში, ქლორწყალბადმჟავასთან ურთიერთქმედებისას კი იგი ფუძის როლშია. ე.ი. H_2O ამფოტერული ნაერთია.

12.4. ლუისის თეორია

ლუისის თანახმად,

- მჟავა არის ნივთიერება, რომელიც ელექტრონული წყვილის აქცეპტორია.
- ფუძე არის ნივთიერება, რომელიც არის ელექტრონული წყვილის დონორია.



მჟავა

ფუძე

არენიუსის, ბრენსტედ-ლოურის და ლუისის თეორიების შედარება

თეორია	მუავა	ფუძე
არენიუსი	შეიცავს H^+ იონებს.	შეიცავს OH^- იონებს.
ბრენსტედ-ლოური	წარმოადგენს პროტონის დონორს.	წარმოადგენს პროტონის აქცეპტორს.
ლუისი	წარმოადგენს ელექტრონული წყვილის აქცეპტორს.	წარმოადგენს ელექტრონული წყვილის დონორს.

12.5. პირსონის თეორია

არაორგანულ ნაერთთა უმრავლესობა მყარ, თხევად და აირად მდგომარეობაში ლუისის ფუძეებისა და მჟავების კომპლექსებია.

განვიხილოთ ნივთიერება მაგნიუმის ქლორიდი - MgCl_2 .

მყარ მდგომარეობაში MgCl_2 იგი შედგება მჟავასაგან (Mg^{2+}) და მის გარშემო კოორდინირებული ფუძისაგან (Cl^-).

წყალხსნარებში წარმოიქმნება ჰიდრატირებული აკვა იონები $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

Mg^{2+} -ის გარშემო, კოორდინირდება წყლის ექვსი მოლეკულა (როგორც ფუძე).

Cl^- -ის გარშემოც კოორდინირდება წყლის მოლეკულები (როგორც მჟავები). წარმოიქმნება ქლორის ჰიდრატული იონები $[\text{Cl}(\text{H}_2\text{O})_n]^-$.

ტერმინების –ხისტი” და „რბილი”– გამოყენება ფუძისა და მჟავას დასახასიათებლად

ლუისის ფუძეებისა და მჟავების დასახასიათებლად გამოიყენება ტერმინები „ხისტი ” და „რბილი” ფუძეები და მჟავები.

- „ხისტი” ფუძე შეიცავს მაღალი ელექტროუარყოფითობის მქონე, ძნელად დასაჟანგ იონს, რომელიც ძნელად პოლარიზდება.
მაგალითად, F^- , O^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} .
- „რბილი” ფუძე შეიცავს დაბალი ელექტროუარყოფითობის მქონე, ადვილად დასაჟანგ იონს, რომელიც ადვილად პოლარიზდება.
მაგალითად, H^+ , I^- , S^{2-} .
- „ხისტი” მჟავა შეიცავს მცირე ზომისა და დიდი დადებითი მუხტის მქონე იონს – აქცეპტორს, რომელიც არ არის ადვილად აგზნებადი. მაგალითად, H^+ , Na^+ , K^+ , Be^{2+} , Al^{3+} .
- „რბილი” მჟავა შეიცავს დიდი ზომის, მცირე დადებითი მუხტის მქონე იონს – აქცეპტორს, რომელიც ადვილად აგზნებადია.
მაგალითად, Cu^+ , Ag^+ , Hg^{2+} , Pt^{2+} .
- უმარტივესი „ხისტი” მჟავა არის წყალბადის კათიონი (H^+), ხოლო უმარტივესი „რბილი” ფუძე – ჰიდრიდ იონი (H^-).

რეაქციები „ხისტი“ და „რბილი“ ფუძისა და მჟავას მონაწილეობით

პირსონის თეორიის თანახმად:

„ხისტი“ მჟავები ძირითადად უერთდდება „ხისტ“ ფუძეებს, ხოლო „რბილი“ მჟავები – „რბილ“ ფუძეებს.



პირსონის თეორიით მრავალი ფაქტის ახსნა არის შესაძლებელი:

მაგალითად, „რბილი“ მჟავები (Cu^+ , Ag^+ , Hg^{2+} , Pt^{2+}) ბუნებაში ძირითადად „რბილ“ ფუძეებთან შეერთებული ნაერთის – სულფიდების სახით გვხვდება.

ლექცია 13. შანბვა-აღბენის რეაქციები

- 13.1. შანბვის რიცხვი;
- 13.2. ვალენტობა და შანბვის რიცხვი;
- 13.3. შანბვის რიცხვი პერიოდული სისტემის მიხედვით;
- 13.4. შანბვის რიცხვის გამოთვლა ნაერთებში;
- 13.5. სავარჯიშო;
- 13.6. შანბვა-აღბენის რეაქციები;
- 13.7. ელექტრონული ბალანსის მეთოდი;
- 13.8. ნახევარრეაქციის მეთოდი
- 13.9. შანბვა-აღბენის რეაქციათა ტიპები;
ეს საინტერესოა; ალკოჰოლის განმსაზღვრელი ხელსაწყო;
- 13.10. ბარემოს ბავლენა შანბვა-აღბენის რეაქციებზე;
- 13.11. სავარჯიშო.

13.1. ჭანგვის რიცხვი

ჭანგვის რიცხვი, ანუ ჭანგვის ხარისხი ეწოდება ატომის პირობით მუხტს მოლეკულაში, თუ დავუშვებთ, რომ მოლეკულა მხოლოდ იონებისგან შედგება.

ჭანგვის რიცხვი შეიძლება იყოს როგორც დადებითი ან უარყოფითი, ასევე ნულოვანი მნიშვნელობისა.

დადებითი ჭანგვის რიცხვი ატომის მიერ პირობითად გაცემული ელექტრონების რიცხვის ტოლია, ხოლო უარყოფითი – მიერთებული ელექტრონების რიცხვს შეესაბამება.

იონურ ნაერთებში ატომთა ჭანგვის რიცხვი იონის მუხტის ტოლია.

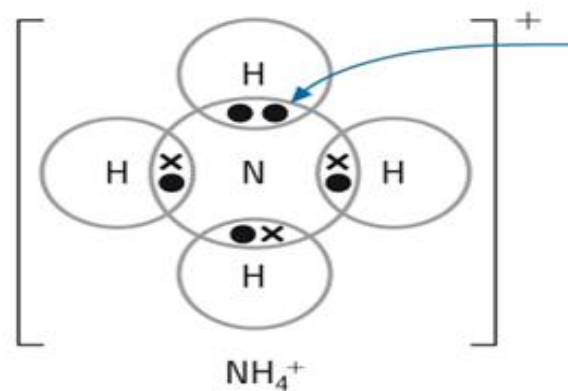
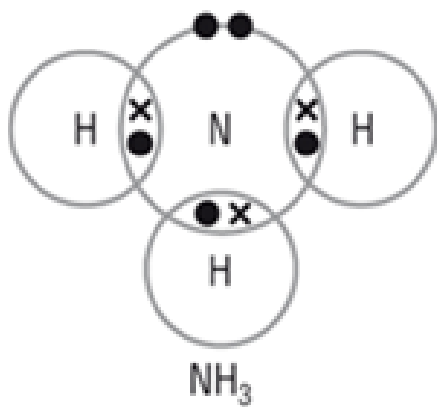
მარტივ ნივთიერებებში და ერთნაირი ელექტროუარყოფითობის მქონე ელემენტებისგან შედგენილ ნაერთებში ატომთა ჭანგვის რიცხვები ნულის ტოლია. მაგალითად, O_2^0, O_3^0, N_2^0 .

13.2. ვალენტობა და ჟანგვის რიცხვი

ხშირ შემთხვევაში ატომის ჟანგვის რიცხვი არ ემთხვევა მოცემული ატომის მიერ წარმოქმნილ ბმათა რიცხვს, ე.ი. არ არის მისი ვალენტობის ტოლი.

ამიაკში (NH_3) აზოტის ჟანგვის რიცხვი უდრის **(-3)**-ს, ვალენტობა კი **III**-ის ტოლია.

ამონიუმის იონში $[\text{NH}_4]^+$ აზოტის ჟანგვის რიცხვი უდრის **(-3)**-ს, ხოლო ვალენტობა **IV**-ის ტოლია.



13.3. **ქანბვის რიცხვი პერიოდული სისტემის მიხედვით** **მოთავარი (ა) ჯგუფები**

- თუ ელემენტი ლუწ ჯგუფშია მოთავსებული, მაშინ მისი ატომის დადებითი ჟანგვის რიცხვები ლუწი რიცხვებია. მათი მაქსიმალური მნიშვნელობა შეესაბამება ჯგუფის ნომერს.

მაგალითად, გოგირდი (S) VI(ა) ჯგუფის ელემენტია, მისი ატომის დადებითი ჟანგვის რიცხვებია: +2, +4, +6.

- თუ ელემენტი პერიოდული სისტემის კენტ ჯგუფშია მოთავსებული, მისი ატომის დადებითი ჟანგვის რიცხვები კენტია; მაქსიმალური მნიშვნელობა ამ შემთხვევაშიც ჯგუფის ნომრის ტოლია.

მაგალითად, ქლორი (Cl) VII(ა) ჯგუფის ელემენტია, მისი დადებითი ჟანგვის რიცხვებია: +1, +3, +5, +7.

- ელემენტის ატომის უარყოფითი ჟანგვის რიცხვი იმ ელექტრონების რაოდენობის ტოლია, რომლებსაც იერთებს ატომი გარე ენერგეტიკული (სავალენტო) დონის შესავსებად.

მაგალითად, გოგირდი (S) VI(ა) ჯგუფშია. მას გარე ენერგეტიკულ დონეზე აქვს 6 ელექტრონი. დონის დასრულებისათვის (8-მდე შესავსებად) ის იერთებს ორ ელექტრონს და, შესაბამისად, ამჟღავნებს ჟანგვის რიცხვს **-2-ს**.

გამონაკლისები ჟანგვის რიცხვების მნიშვნელობებში

ჟანგვის რიცხვების მნიშვნელობების განსაზღვრის ზემოთ მოცემული წესი მართებულია მხოლოდ მთავარი, (ა) – ჯგუფების ელემენტებისთვის. გამონაკლისია აზოტი (**N**), ჟანგბადი (**O**) და ფთორი (**F**).

- აზოტის ატომს კენტ დადებით ჟანგვის რიცხვთან (-3) ერთად, ახასიათებს ლუწი დადებითი ჟანგვის რიცხვებიც: +1, +2, +3, +4, +5.
- ფთორს ახასიათებს მხოლოდ უარყოფითი ჟანგვის რიცხვი (-1);
- ჟანგბადის ატომს ძირითადად (-2), H_2O^{-2} , (პეროქსიდებში) – (-1), $\text{H}_2(\text{O}_2)^{-2}$ და მხოლოდ ფთორთან ნაერთში – (+2), O^{+2}F_2 .

ჟანგვის რიცხვი (ბ) ჯგუფის ელემენტებისათვის

(ბ) ჯგუფის ელემენტებს ჟანგვის განსხვავებული რიცხვები ახასიათებს. მაგალითად,

- მანგანუმს (Mn): **+2, +3, +4, +6, +7;**
- რკინას (Fe): **+2, +3, +6;**
- ქრომს (Cr): **+2, +3, +6;**
- სპილენძს (Cu): **+1, +2;**
- ოქროს (Au): **+1, +3.**

ქრომის ნაერთები ჟანგვის განსხვავებული რიცხვებით

ელემენტი ქრომი ჟანგვის სხვადასხვა რიცხვის შემთხვევაში განსხვავებული შეფერილობის ნაერთებს იძლევა.

ქრომის ქლორიდი ($\text{Cr}^{+2}\text{Cl}_2$) – ცისფერს;

ქრომის ქლორიდი ($\text{Cr}^{+3}\text{Cl}_3$) – მწვანეს;

კალიუმის ქრომატი ($\text{K}_2\text{Cr}^{+6}\text{O}_4$) – ყვითელს;

კალიუმის ბიქრომატი ($\text{K}_2\text{Cr}^{+6}_2\text{O}_7$) – ნარინჯისფერს.



13.4. **ჟანგვის რიცხვის გამოთვლა ნაერთებში**

- ელემენტების ჟანგვის რიცხვების განსაზღვრისას უნდა გავითვალისწინოთ, რომ ნეიტრალურ ნაერთში შემავალი ყველა ატომის ჟანგვის რიცხვების ალგებრული ჯამი ნულის ტოლია, ხოლო რთულ იონში – იონის მუხტს ემთხვევა.

მაგალითად, გვინდა განვსაზღვროთ **N**-ის ჟანგვის რიცხვი **HNO₃**-ში.

$$1+x + (-2 \cdot 3) = 0. \quad x = +5. \text{ ე.ი. აზოტის ჟანგვის რიცხვია } +5.$$

- განვსაზღვროთ **S**-ის ჟანგვის რიცხვი სულფატ იონში (**SO₄**)²⁻.

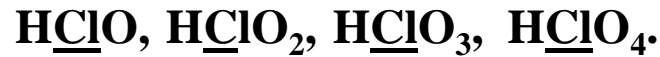
$$x + (-2 \cdot 4) = -2; \quad x = +6. \text{ ე.ი. გოგირდის ჟანგვის რიცხვია } +6.$$

13.5. საგარჯიშო

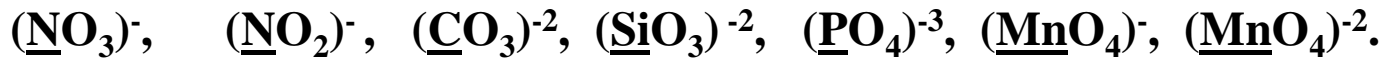
1. განსაზღვრეთ ელემენტების ჟანგვის რიცხვები ბინარულ ნაერთებში:



2. განსაზღვრეთ ქლორის ჟანგვის რიცხვი შემდეგ მჟავებში:



3. განსაზღვრეთ მჟავას წარმომქმნელი ელემენტის ჟანგვის რიცხვი შემდეგ მჟავეურ ნაშთებში:



4. განსაზღვრეთ მეტალის ჟანგვის რიცხვი შემდეგ ნაერთებში:



5. ჩამოთვლილი ნაერთებიდან, რომელშია აზოტის ჟანგვის რიცხვი ისეთივე, როგორც $[\underline{\text{N}}\text{H}_4]^+$ იონში?



13.6. ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები

რეაქციებს, რომლებიც მიმდინარეობს მორეაგირე ნივთიერებებში შემავალი ატომების ჟანგვის რიცხვის ცვლილებით, ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები ეწოდება.

ნაწილაკის (ატომის, მოლეკულის, იონის) მიერ ელექტრონების მიერთების პროცესს აღდგენა ეწოდება, ხოლო ელექტრონების გაცემის პროცესს – ჟანგვა.

ატომს, მოლეკულას ან იონს, რომელიც გასცემს ელექტრონებს, თვითონ იჟანგება, სხვა ნაწილაკს კი აღადგენს, აღმდგენი ეწოდება.

კარგი აღმდგენებია: წყალბადი, ლითონები, ნახშირბადი (C) ნახშირბადის მონოქსიდი CO, (Fe²⁺)-ის შემცველი მარილები (FeCl₂, FeSO₄), მარილმჟავა (HCl) და სხვ.

ატომს, მოლეკულას ან იონს, რომელიც შეიძენს ელექტრონებს, თვითონ აღდგება, სხვა ნაწილაკს კი ჟანგავს, მჟანგავი ეწოდება.

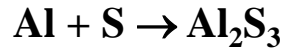
კარგი მჟანგავებია: აქტიურ არაღიოთონთა ატომები (F⁰, O⁰, Cl⁰) და უმაღლესი დადებითი ჟანგვის რიცხვის მქონე ელემენტთა ატომები (Mn⁺⁷, Cr⁺⁶, S⁺⁶, N⁺⁵ და ა.შ.).

ცნობილია ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების განხილვის ორი მეთოდი: ელექტრონული ბალანსის მეთოდი და ნახევარრეაქციის მეთოდი.

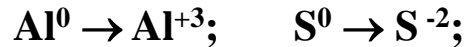
13.7. ელექტრონული ბალანსის მეთოდი

ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების შედგენისას ელექტრონული ბალანსის მეთოდს უნდა მოვიქცეთ შემდეგნაირად:

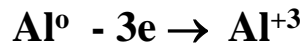
1. დავწეროთ რეაქციის სქემა – საწყისი და მიღებული ნივთიერებები:



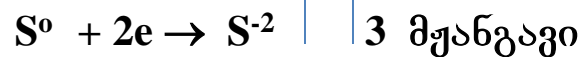
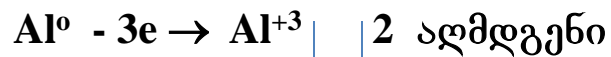
2. განვსაზღვროთ, რომელი ელემენტების ატომები იცვლის ჟანგვის რიცხვს:



სქემით გამოვსახოთ ელექტრონების გაცემისა და მიერთების პროცესი (ნახევარრეაქციები):



4. შემდეგ ეტაპზე ერთმანეთს უნდა გავუტოლოთ გაცემული და შეძენილი ელექტრონების რიცხვი. ამისათვის ვპოულობთ გაცემული და მიერთებული ელექტრონების რიცხვის უმცირეს საერთო ჯერადს (**6**), რომელსაც ვყოფთ გაცემული (**3**) და მიერთებული (**2**) ელექტრონების რიცხვზე და ვღებულობთ კოეფიციენტებს აღმდგენისა და მჟანგავისათვის:



5. მიღებული კოეფიციენტები შევიტანოთ რეაქციის ტოლობაში:



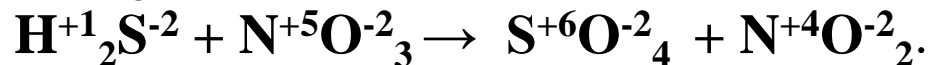
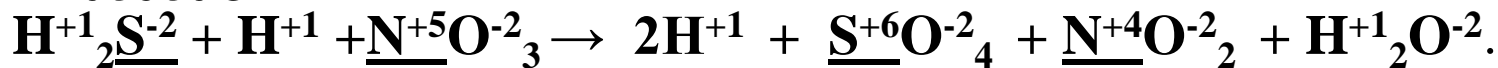
13.8. ნახევარრეაქციის მეთოდი

განვიხილოთ ნახევარრეაქციის, ანუ იონ-ელექტრონული მეთოდი საფუძვრების მიხედვით:

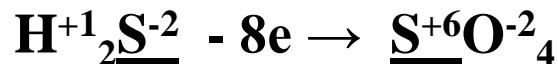
1. დაწეროთ რეაქციის სრული და იონური განტოლება:



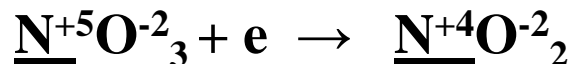
2. განსაზღვროთ ატომების ან იონების ჟანგვის რიცხვები, იონები ან ატომები, რომლებიც არ იცვლის ჟანგვის რიცხვს, შევკვეცოთ.



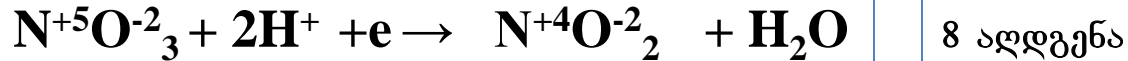
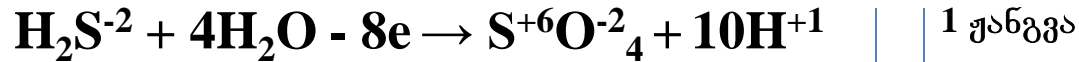
3. დავწეროთ ჟანგვის ნახევარრეაქცია:



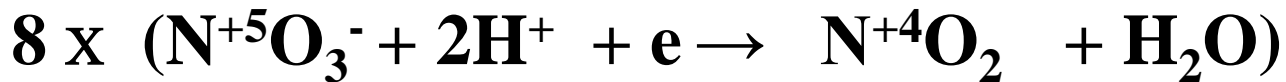
4. დავწეროთ აღდგენის ნახევარრეაქცია:



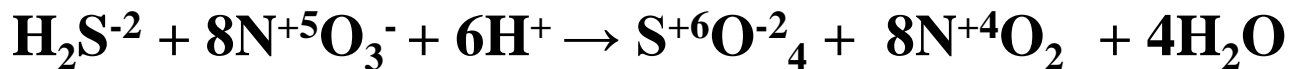
5. ჟანგბადის ატომების გატოლების მიზნით რეაქციის მარჯვენა ან მარცხენა მხარეს დავუმატოთ წყლის მოლეკულათა შესაბამისი რაოდენობა. წყალბადის ატომების გატოლების მიზნით კი წყალბადის იონები დავუმატოთ რეაქციის საპირისპირო მხარეს.



7. ჟანგვის რეაქცია გავამრავლოთ 1-ზე, ხოლო აღდგენის რეაქცია 8-ზე:



შეკვეცის შემდეგ დარჩება:



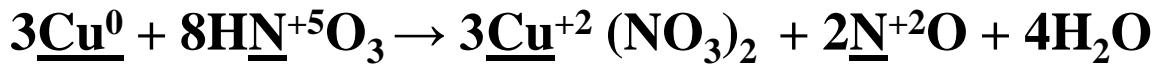
13.9. ჟანგვა-აღდგენის რეაქციათა ტიპები

არსებობს ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის შემდეგი ტიპები:

1. მოლეკულათშორისი,
2. შიგამოლეკულური,
3. დისპროპორციის, ანუ თვითჟანგვა-თვითაღდგენის რეაქციები.

მოლექულათშორისი და შიგამოლექულური ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები

მოლექულათშორისი ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები მიმდინარეობს სხვადასხვა ნივთიერების მოლექულებს შორის.

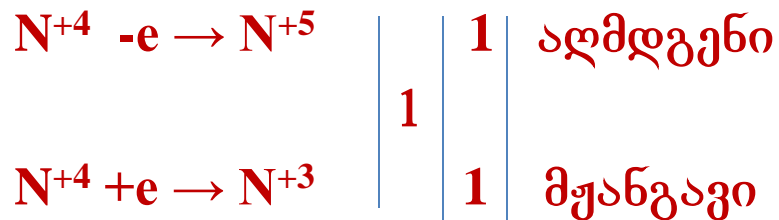
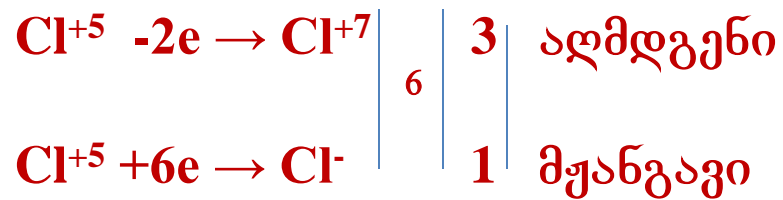


შიგამოლექულური ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების შემთხვევაში მჟანგავი და აღმდგენი ელემენტების ატომები ერთი და იმავე ნივთიერების მოლექულის შედგენილობაშია:



დისპროპორციის, ანუ თვითჟანგვა-აღდგენის რეაქციები

თვითჟანგვა-აღდგენის რეაქციების დროს რეაქციაში მონაწილეობს ერთი და იმავე ჟანგვის რიცხვის მქონე ერთი და იგივე ელემენტი. მაგალითად,



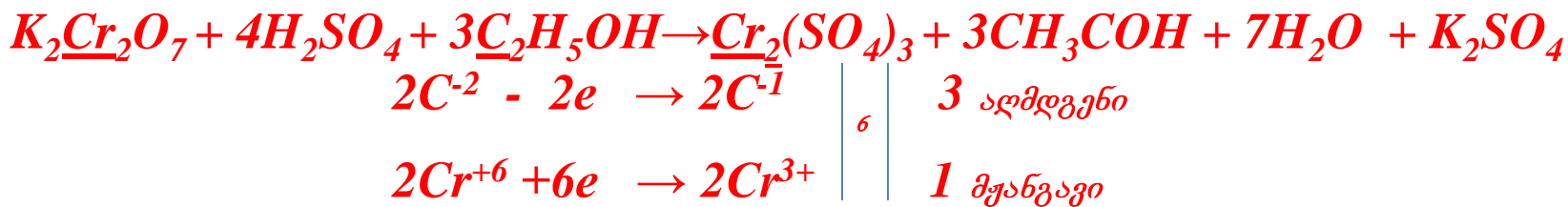
ეს საინტერესოა ალკოჰოლის განმსაზღვრელი ხელსაწყო

მძღოლის სისხლში ალკოჰოლის შემცველობის განსაზღვრისათვის იყენებენ ხელსაწყოს, რომლის მუშაობის საფუძველი ჟანგვა-აღდგენის რეაქციაა.

მაგალითად, რეაქცია კალიუმის დიქრომატსა ($K_2Cr_2O_7$) და ეთილის სპირტს (C_2H_5OH) შორის მუავურ გარემოში მიმდინარე ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციაა.

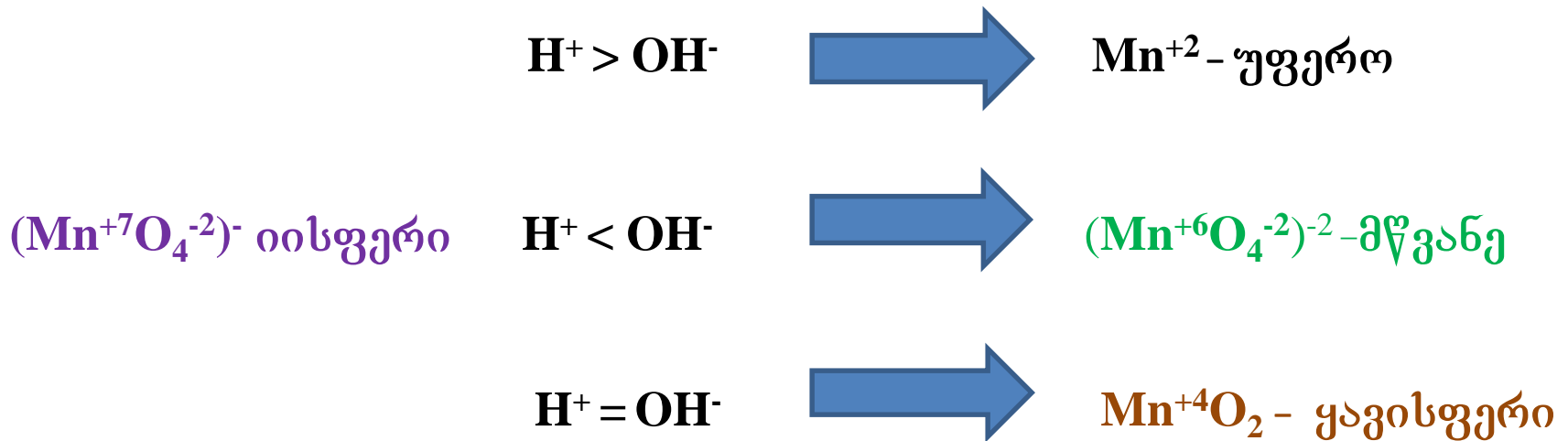


რეაქციის შედეგად ნარინჯისფერი დიქრომატი მწვანე ფერის ქრომის (III) სულფატში ($Cr_2(SO_4)_3$) გადადის. ფერის ცვლილება ამონასუნთქ ჰაერში ალკოჰოლის შემცველობის მაჩვენებელია.

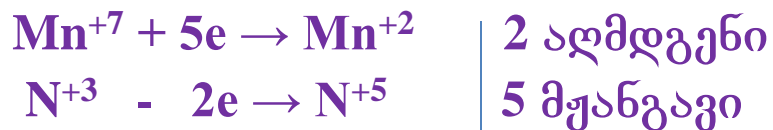


13.10. ბარემოს ბავლენა ჟანგვა-აღდგენის რეაქციებზე

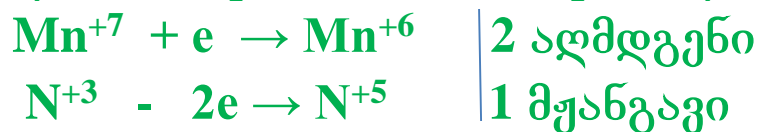
ჟანგვა-აღდგენის რეაქციაზე ბავლენას ახდენს ხსნარის გარემო: მაგალითად, კალიუმის პერმანგანატის (KMnO_4) იისფერი ხსნარი ერთი და იმავე აღდგენის გამოყენებისას მუავა გარემოში ხდება უფერო (Mn^{+2}), ტუტე გარემოში – მწვანე ($(\text{Mn}^{+6}\text{O}_4^{-2})^{-2}$), ხოლო ნეიტრალურ გარემოში მანგანუმის დიოქსიდის ყავისფერი ნალექი (MnO_2) წარმოიქმნება.



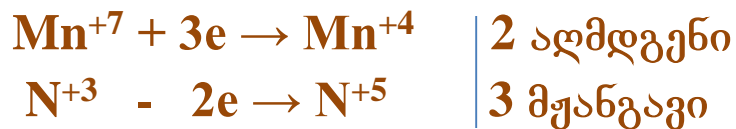
მჟავა ბარემო; $H^+ > OH^-$. იისფერი ხსნარი უფერულდება.



ტუტე ბარემო; $H^+ < OH^-$. იისფერი ხსნარი მწვანე ფერში გადადის.

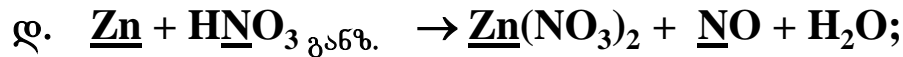
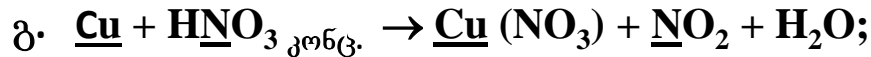
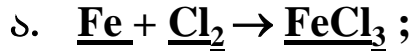


ნეიტრალური ბარემო; $H^+ = OH^-$. იისფერი ხსნარი ყავისფერში გადადის, გამოიყოფა ნალექი.



13.11. საპარჯიშო

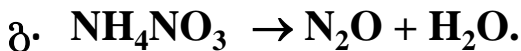
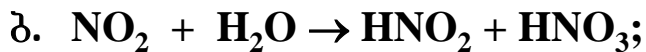
1. გაათანაბრეთ რეაქციების ტოლობები ელექტრონული ბალანსის მეთოდით:



2. დაწერეთ სქემის შესაბამისი რეაქციების ტოლობები. რომელი მათგანია ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია?



3. მიუთითეთ მჟანგავი და აღმდგენი. განსაზღვრეთ ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის ტიპი:



4. შეადგინეთ ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის საბოლოო განტოლება, რომელშიც NO_3^- და Cu -ის ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება NO და Cu^{2+} .

ლექცია 14. ელექტროქიმიური პროცესები

14.1. ელექტროდული პოტენციალი;

14.2. ელექტროქიმიური ებვის მჭკრძვი;

14.3. ბალვანური ელემენტი;

14.4. ელექტროლიზი;

ეს საინტერესოა; ელექტროლიზი კოსმეტოლოგიაში;

ეს საინტერესოა; ალუმინის მიღება;

14.5. ფარადეის კანონები;

14.6. ელექტროლიზის პრაქტიკული გამოყენება.

14.1. ელექტროდული პოტენციალი

ლითონთა კრისტალურ მესერში განლაგებულია ატომები, იონები და ელექტრონები:



აქტიური ლითონის ფირფიტის წყალში მოთავსებისას წყლის პოლარული მოლეკულების მოქმედებით ლითონის იონები ჰიდრატირებულ მდგომარეობაში აღმოჩნდება. ლითონის ფირფიტის სიახლოვეს ხსნარი დაიმუხტება დადებითად, ხოლო თვით ლითონი დაიმუხტება უარყოფითად.

ლითონის ფირფიტაზე მუხტის წარმოქმნის გამო დაიწყება ხსნარში არსებული საწინააღმდეგოდ დამუხტული ნაწილაკების მიზიდვა.

ე.ი. ლითონის წყალში მოთავსებისას ლითონისა და მისი გარემომცველი წყლის გამყოფ ზედაპირზე წარმოიქმნება ორმაგი ელექტრული შრე.

ლითონსა და ხსნარს შორის აღიძვრება პოტენციალთა სხვაობა, რომელსაც ელექტროდული პოტენციალი ეწოდება.



წყალში ნებისმიერი აქტიური ლითონის ფირფიტის ზედაპირი იმუხტება უარყოფითად, ფირფიტის მოსაზღვრე წყლის ფენა კი დადებითად.

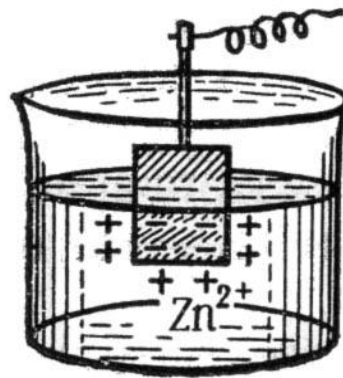
წყალში მოთავსებული ლითონის ზედაპირზე უარყოფითი მუხტის სიდიდე სხვადასხვა ლითონისათვის სხვადასხვაა და დამოკიდებულია შემდეგ ფაქტორებზე:

1. კრისტალური მესრის ენერგიაზე (ენერგია, რომელიც იხარჯება კრისტალური მესრის დასაშლელად);
2. იონიზაციის ენერგიაზე;
3. ხსნარში გადასულ იონთა ჰიდრატაციის ენერგიაზე (ენერგია, რომელიც გამოიყოფა კატიონების მიერ წყლის მოლეკულების მიერთებისას).

აქტიური და არააქტიური ლითონები

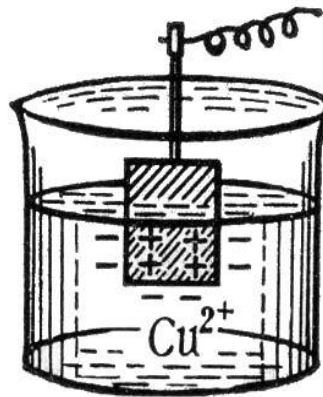
ლითონის ჩაშვებისას თავისივე მარილის ხსნარში წარმოიქმნება პოტენციალთა სხვაობა. განვიხილოთ ორი შემთხვევა:

1. აქტიური ლითონის (მაგ., Zn) თავისივე მარილის (ZnSO_4) ხსნარში მოთავსებისას დადებითი იონები ლითონის ფირფიტის ზედაპირიდან გადავა ხსნარში, ხოლო ფირფიტაზე მოხდება უარყოფითი ელექტრონების დაგროვება.



აქტიური ლითონი ჩაშვებული თავისივე მარილის ხსნარში

2. არააქტიური ლითონის (მაგ., Cu) მოთავსებისას თავისივე მარილის ხსნარში (CuSO_4), დადებით იონთა ნაწილი ხსნარიდან გადავა ლითონზე. მარილის უარყოფითი იონის სიჭარბის გამო ხსნარი დაიმუხტება უარყოფითად, ხოლო ლითონი – დადებითად.



არააქტიური ლითონი ჩაშვებული თავისივე მარილის ხსნარში

სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი

ელექტროდულ პოტენციალს, რომელიც წარმოიქმნება ლითონის მოთავსებისას თავისივე მარილის 1 მოლი/ლ კონცენტრაციის ხსნარში 20°C-ზე, სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი (E°) ეწოდება.

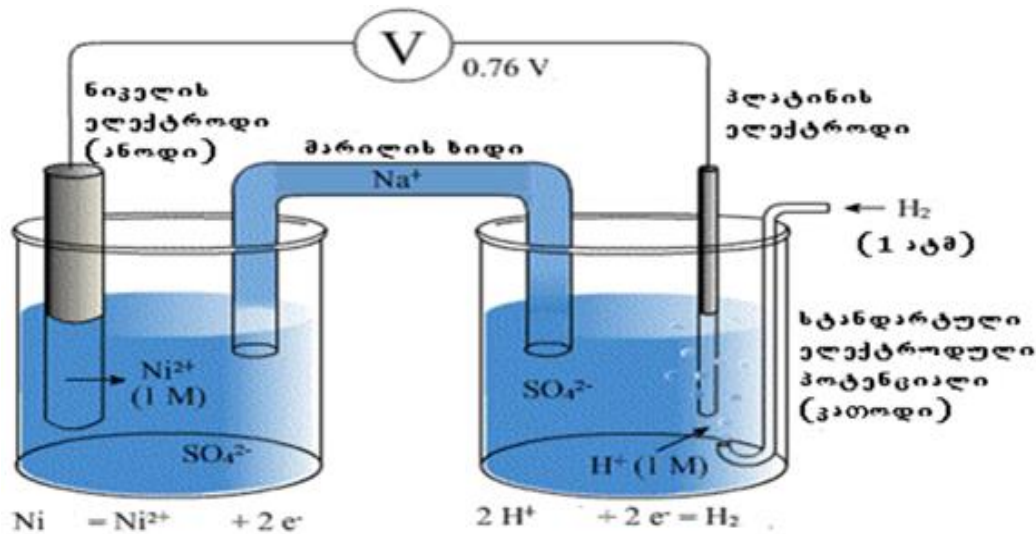
ელექტროდული პოტენციალების აბსოლუტური სიდიდის გაზომვა შეუძლებელია, ამიტომ სარგებლობენ ელექტროდული პოტენციალების ფარდობითი მნიშვნელობებით.

ერთეულად მიღებულია წყალბადის სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი.

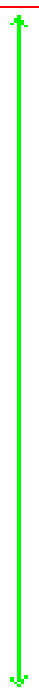
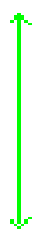
ელექტროდული პოტენციალის განსაზღვრა

სტანდარტულ ელექტროდად მიღებულია წყალბადის ელექტროდი. იგი შედგება **1M** კონცენტრაციის გოგირდმჟავას ხსნარში ჩაშვებული პლათინის ელექტროდისაგან, რომელშიც ატარებენ სუფთა აირად წყალბადს **1 ატმ** წნევის პირობებში.

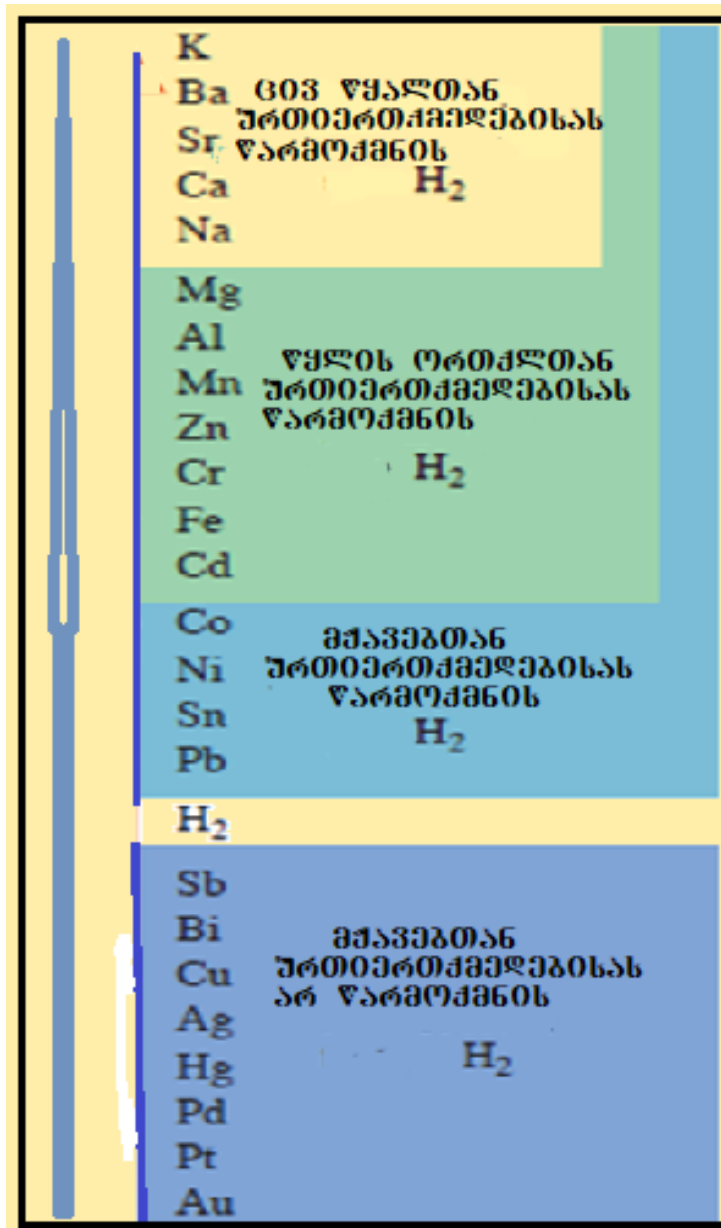
პლათინის ზედაპირზე წყალბადი გასცემს ელექტრონს. მიღებულ წყალბადის კატიონსა და მოლეკულას შორის მყარდება წონასწორობა: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$. თუ წყალბადისა და ლითონის ელექტროდებს შორის წრედს შევკრავთ, დაიწყება ელექტრონების მიმართული მოძრაობა.



სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების მწკრივი

ელექტროდი	კანკის რეაქცია	სტანდარტული პოტენციალი (V)	მკანკავი თუ აღმდგენი
Li Li ⁺	Li → Li ⁺ + e ⁻	+3.040	 <p>აღმდგენი</p>
K K ⁺	K → K ⁺ + e ⁻	+2.924	
Ca Ca ²⁺	Ca → Ca ²⁺ + 2e ⁻	+2.870	
Na Na ⁺	Na → Na ⁺ + e ⁻	+2.710	
Al Al ³⁺	Al → Al ³⁺ + 3e ⁻	+1.660	
Zn Zn ²⁺	Zn → Zn ²⁺ + 2e ⁻	+0.762	
Fe Fe ²⁺	Fe → Fe ²⁺ + 2e ⁻	+0.441	
Cd Cd ²⁺	Cd → Cd ²⁺ + 2e ⁻	+0.403	
Ni Ni ²⁺	Ni → Ni ²⁺ + 2e ⁻	+0.236	
Sn Sn ²⁺	Sn → Sn ²⁺ + 2e ⁻	+0.140	
Pb Pb ²⁺	Pb → Pb ²⁺ + 2e ⁻	+0.126	
Pt H ₂ H ⁺	H ₂ → 2H ⁺ + 2e ⁻	0.000	 <p>მკანკავი</p>
Cu Cu ²⁺	Cu → Cu ²⁺ + 2e ⁻	-0.337	
Ag Ag ⁺	Ag(s) → Ag + e ⁻	-0.799	
Hg Hg ⁺	Hg(l) → Hg ²⁺ + 2e ⁻	-0.920	
Cl ₂ Cl ⁻	2Cl ⁻ → Cl ₂ (g) + e ⁻	-1.359	

ლიონთა აქტივობის მუკრივი



14.2. ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივი

ლითონთა სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების აღებრული სიდიდის ზრდის მიხედვით განლაგებულ მწკრივს ლითონთა სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა მწკრივი ანუ ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივი ეწოდება.

Li, K, Ba, Na, Ca, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, [H], Cu, Hg, Ag, Au.

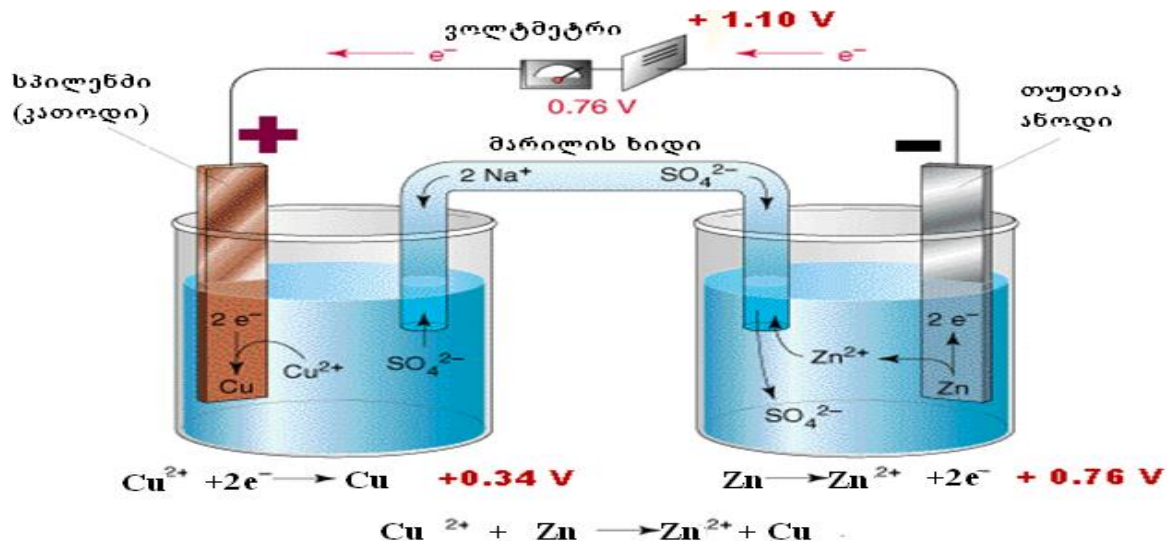
- ძაბვითა მწკრივის ყოველი ლითონი, რომელიც არ შლის წყალს, მწკრივში მომდევნო ლითონს აძევებს (აღადგენს) მისი მარილების ხსნარებიდან.
- ძაბვითა მწკრივში წყალბადის მარცხნივ განლაგებული ყველა ლითონი აძევებს წყალბადს ძლიერი მჟავების განზავებული ხსნარებიდან, ხოლო წყალბადის მარჯვნივ მდგომი ლითონი ვერ გამოაძევებს წყალბადს ძლიერი მჟავების განზავებული ხსნარებიდან.
- ლითონები, რომლებიც ძაბვითა მწკრივში წყალბადის წინაა, ბუნებაში მხოლოდ ქიმიური ნაერთების სახით გვხვდება. წყალბადის მარჯვნივ მდგომი ლითონები – ვერცხლი, ვერცხლისწყალი და სპილენძი – გვხვდება როგორც თვითნაბადი, ისე ნაერთების სახით. ძაბვითა მწკრივის უკანასკნელი ლითონები – ოქრო და პლატინა – ბუნებაში მხოლოდ თვითნაბადი სახით მოიპოვება.

14.3. გალვანური ელემენტი

ხელსაწყოს, რომელშიც ქიმიური პროცესების გამოყენებით ხდება ელექტროენერჯის მიღება, გალვანური ელემენტი ეწოდება.

გალვანურ ელემენტში პირველი რიგის გამტარები – ლითონები – მოთავსებულია მეორე რიგის გამტარებში – ელექტროლიტებში (თავიანთი მარილის ხსნარში).

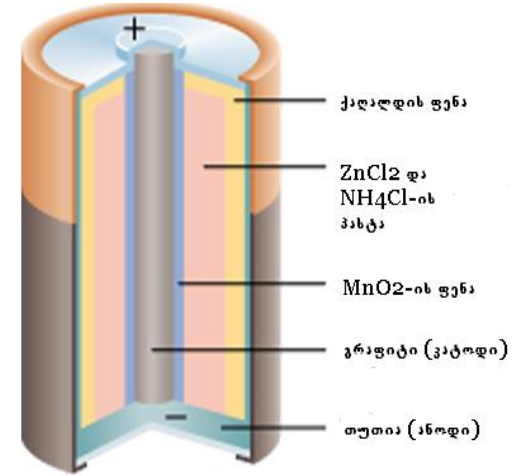
მაგალითისათვის განვიხილოთ გალვანური ელემენტი, რომელშიც თუთიისა და სპილენძის ელექტროდები, შესაბამისად, ჩაშვებულია თუთიისა და სპილენძის სულფატების ხსნარებში.



მშრალი გალვანური ელემენტი

მშრალი გალვანური ელემენტები დენის იაფი და მოხერხებული წყაროებია: მცირე ზომის გამო ადვილია მათი გადატანა, არ საჭიროებს განსაკუთრებულ მოვლას და სხვ.

მშრალი გალვანური ელემენტები გამოიყენება ტრანზისტორულ რადიომიმღებებში, საათებში, მობილურ ტელეფონებში, ფარნებში და სხვ.).

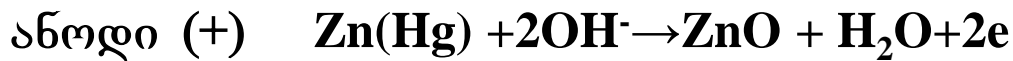
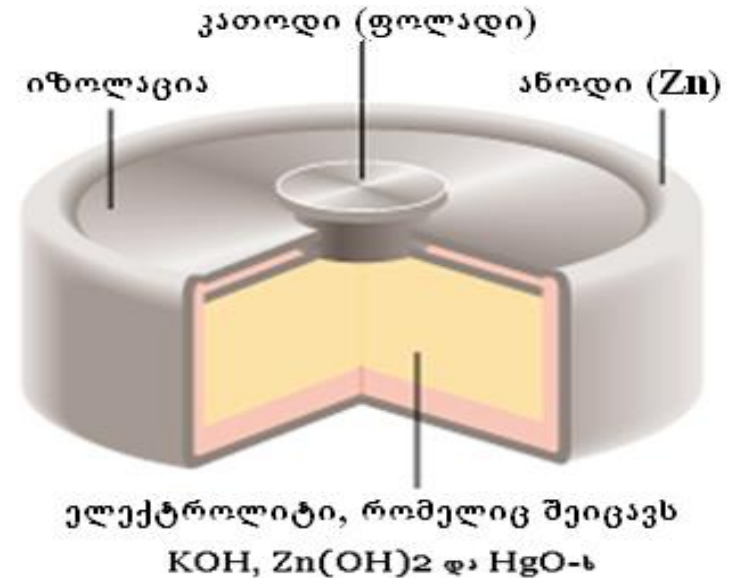


მშრალ ბატარეაში მიმდინარე ჯამური რეაქცია ასე გამოისახება:



ვერცხლისწყლის ბატარეა

სამედიცინო და ელექტრონულ ტექნიკაში იყენებენ ე.წ. ვერცხლისწყლის ბატარეას, რომელიც დენის მუდმივი მაჩვენებლებით და მუშაობის ხანგრძლივობით გამოირჩევა.



ვერცხლისწყლის ბატარეაში მიმდინარე ჯამური რეაქცია ასე გამოისახება:

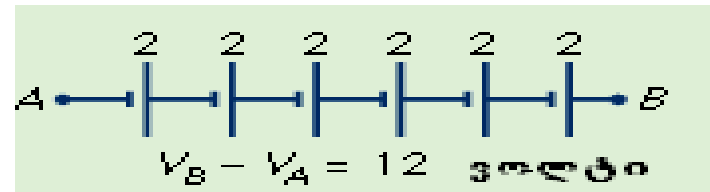
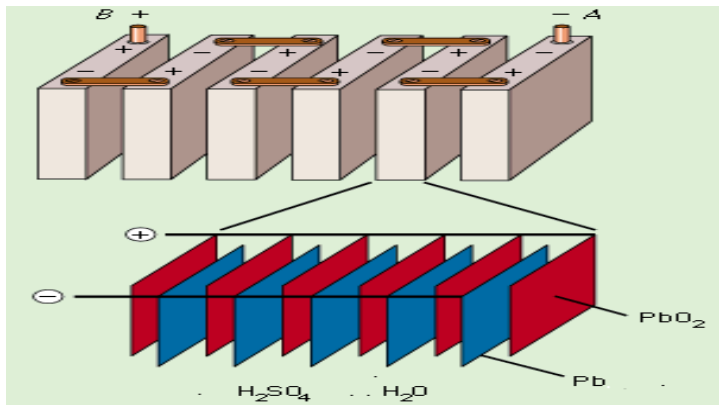
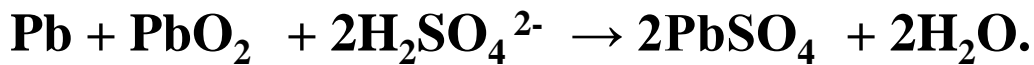
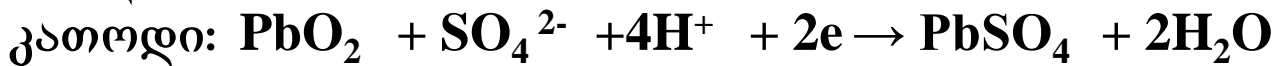
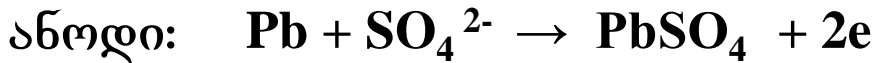


ტყვიის ბატარეა

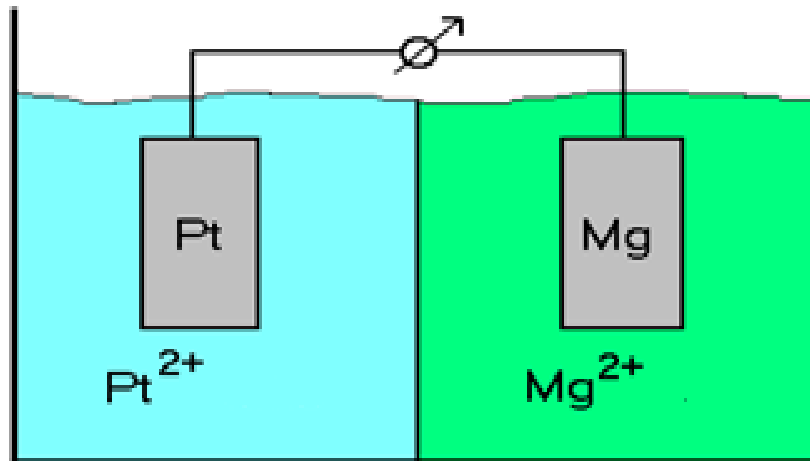
გალვანური ელემენტებისაგან შემდგარ ბატარეას აკუმულატორი ეწოდება.

სხვა ბატარეებისაგან განსხვავებით, ტყვიის ბატარეას აქვს შემდეგი უპირატესობა: შეუძლია დროის მცირე მონაკვეთში გამოიმუშაოს დიდი რაოდენობით ელექტრობა; განმუხტული აკუმულატორი შეიძლება ხელახლა დაიმუხტოს.

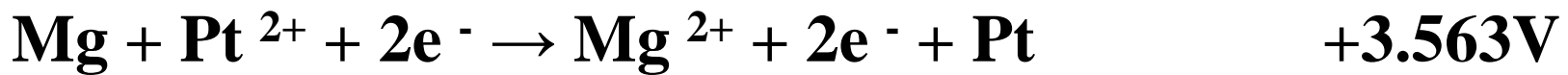
ანოდად გამოიყენება ტყვია, კათოდად – ტყვიის ბადე PbO_2 – თან ერთად. ელექტროლიტია გოგირდმჟავას (H_2SO_4) 38%-იანი ხსნარი.



გალვანური ელემენტის პოტენციალის გამოთვლა



- $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$ (ჟანგვა) +2.363V
- $\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pt}$ (აღდგენა) +1.2V



14.4. ელექტროლიზი

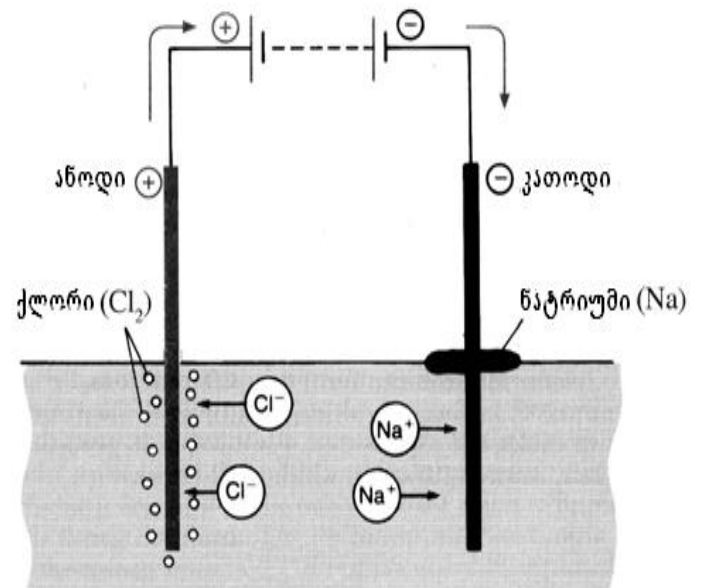
ელექტროლიზი ეწოდება ელექტროლიტში მუდმივი დენის გატარებისას ელექტროდებზე მიმდინარე ჟანგვა-აღდგენით პროცესს.

ელექტროლიტები გახსნილ და გაღვლილ მდგომარეობაში არსებითად განსხვავდება ერთმანეთისაგან.

ხსნარში ელექტროლიტის იონები ჰიდრატირებულია.

ნაღვლობში მარილი მთლიანადაა დადისოცირებული.

- ნაღვლობის ელექტროლიზი (NaCl).



წყალხსნარის ელექტროლიზი

ნაღღობის ელექტროლიზი არის ელექტროლიზის მარტივი შემთხვევა;

შედარებით უფრო რთულად მიმდინარეობს ელექტროლიზი ელექტროლიტთა წყალხსნარების შემთხვევაში.

ელექტროლიტთა წყალხსნარებში ჰიდრატირებული იონების გარდა, წყლის მოლეკულებიცაა, რომლებიც შეიძლება მონაწილეობდეს ელექტროლიზურ რეაქციებში. განვიხილოთ ორი შემთხვევა:

- კათოდზე მიმდინარე პროცესები;
- ანოდზე მიმდინარე პროცესები.

კათოდზე მიმდინარე პროცესები

ა) თუ ლითონი ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში მოთავსებულია ლითიუმსა და ალუმინს შორის, მაშინ კათოდზე აღდგება არა ლითონთა კატიონები, არამედ წყლის მოლეკულები;

ბ) თუ ლითონი მოთავსებულია ალუმინსა და წყალბადს შორის, მაშინ კათოდზე ერთდროულად აღდგება როგორც კატიონები, ასევე წყლის მოლეკულები (უპირატესობა ეძლევა კონცენტრაციას);

გ) ლითონთა კატიონები, რომელთა ელექტროდული პოტენციალი უფრო მეტია, ვიდრე წყალბადისა (ე.ი.ძაბვათა მწკრივში წყალბადის შემდეგაა), აღდგება კათოდზე.

ანოდზე მიმდინარე პროცესები

ანოდზე მიმდინარე პროცესები დამოკიდებულია თვით ანოდზე არსებობს ხსნადი და უხსნადი ანოდები:

ხსნადი (სპილენძი – **Cu**, ვერცხლი – **Ag**, , თუთია – **Zn** და ა.შ.);
უხსნადი (ნახშირი, გრაფიტი, პლატინა – **Pt**).

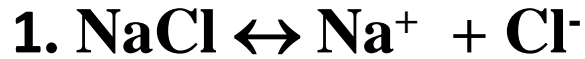
ხსნად ანოდზე იჟანგება ანიონი.

უხსნად ანოდზე ჟანგვითი პროცესების დროს შესაძლებელია როგორც ანიონის, ასევე წყლის მოლეკულების ჟანგვა.

ა) თუ ანიონი უჟანბადო მჟავას ნაშთია, მაშინ იგი დაიჟანგება და ანოდზე თავისუფალი სახით გამოიყოფა.

ბ) თუ ანიონი ჟანგბადიანი მჟავას ნაშთია, მაშინ ანოდზე დაიჟანგება წყლის მოლეკულები.

ნატრიუმის ქლორიდის (NaCl) წყალხსნარის ელექტროლიზი უხსნადი ელექტროდებით



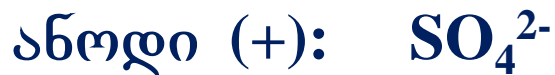
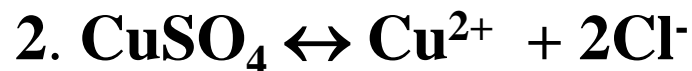
კათოდი (-): Na^+



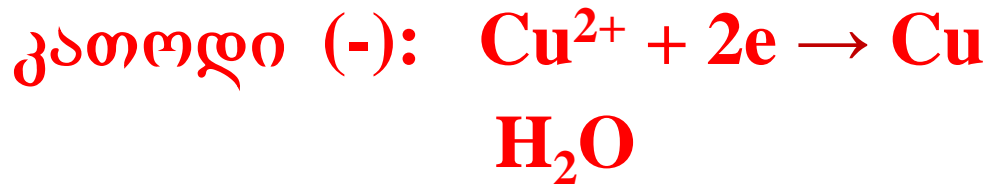
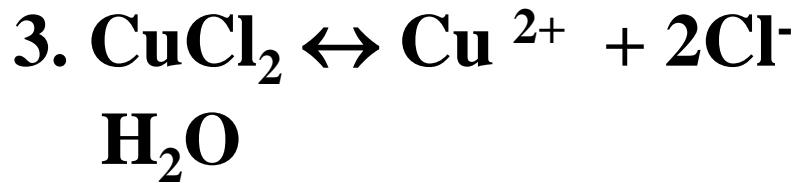
ანოდი (+): $2\text{Cl}^- - 2e \rightarrow \text{Cl}_2$



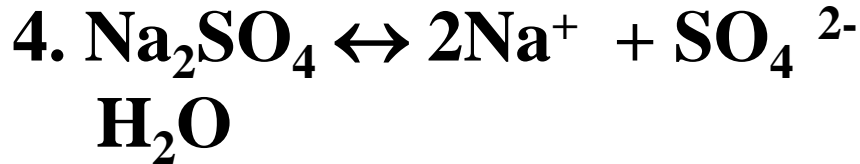
სპილენძის სულფატის (CuSO_4) წყალხსნარის
ელექტროლიზი უხსნადი ელექტოდებით



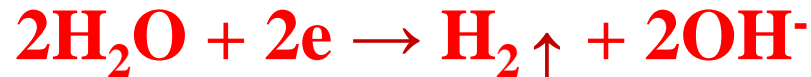
სპილენძის ქლორიდის (CuCl_2) წყალხსნარის
ელექტროლიზი უხსნადი ელექტროდებით



ნატრიუმის სულფატის (Na_2SO_4) წყალხსნარის
ელექტროლიზი უხსნადი ელექტროდებით



კათოდი (-) Na



ანოდი (+) SO_4^{2-}



ელექტროლიზი ხსნადი ანოდის გამოყენებით

ხსნადი ანოდი მზადდება ლითონებისაგან: **Cu, Zn, Ag, Ni, Cd, Sn, Co** და სხვ. ხსნადი ანოდი უშუალოდ მონაწილეობს ელექტროლიზის პროცესში – ის იხსნება და ხსნარში გადადის ლითონის კატიონების სახით: $M^0 - ne \rightarrow M^{n+}$.

ხსნადი ანოდის გამოყენებისას თვითონ ანოდი იჟანგება და გადადის ხსნარში. განვიხილოთ **ZnSO₄**-ის წყალხსნარის ელექტროლიზი თუთიის ელექტროდების გამოყენებით:



კათოდი (Zn) - $\text{Zn}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Zn}^0$ (კათოდური აღდგენა)

ანოდი (Zn)+ $\text{Zn} - 2e \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ (ანოდური ჟანგვა)

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

ეს საინტერესოა ალუმინის მიღება რეციკლიზაციით

ალუმინი არატიპური (ამფოტერული) ლითონია: მსუბუქი, პლასტიკური, კოროზიისადმი მედეგი და, რაც მთავარია, შესაძლებელია მისი სრული რეციკლიზაცია.

ალუმინის მიღება ძირითადად ბოქსიტისაგან ($Al_2O_3 \cdot nH_2O$) ხდება ელექტროლიზის საშუალებით. ელექტროლიზითვე შესაძლებელია აგრეთვე მისი მიღება ნახმარი ალუმინის ქილების რეციკლიზაციით, რომლის დროსაც იზოგება დიდი რაოდენობით ელექტროენერჯია.

დაახლოებით 125 ალუმინის ქილის გადამუშავებით შესაძლებელია ერთი ოჯახისათვის დღე-ღამეში საკმარისი ელექტროენერჯის დაზოგვა.



ეს საინტერესოა ელექტროლიზი კოსმეტოლოგიაში

ელექტროლიზის პროცესს იყენებენ კოსმეტოლოგიაში არასასურველი თმის მოსაშორებლად (ელექტროეპილაცია).

ელექტროეპილაციის პრინციპი შემდეგია: თმის ბუდეში ნემსის საშუალებით ხდება ელექტრული დენის გატარება.

ქსოვილებში არსებული ნატრიუმის ქლორიდის (NaCl) ელექტროლიზის შედეგად წარმოიქმნება ნატრიუმის ტუტე (NaOH), რაც იწვევს თმის ბუდის დაშლას.



14.5. ფარადეის კანონები

ელექტროლიზის რაოდენობრივი დახასიათებისათვის გამოიყენება ფარადეის კანონები.

- ფარადეის პირველი კანონი:

ელექტროდებზე გამოყოფილი ნივთიერების მასა ხსნარში ან ნაღვლობში გატარებული ელექტრობის რაოდენობის პროპორციულია:

$$m = kQ, \quad (1) \quad \text{სადაც}$$

m აღდგენილი ან დაჟანგული ნივთიერების მასაა (გ),

k – პროპორციულობის კოეფიციენტი,

Q – ელექტრობის რაოდენობა (კულონი).

ელექტრობის რაოდენობა გამოისახება განტოლებით:

$$Q = It, \quad (2) \quad \text{სადაც}$$

I დენის ძალაა (ამპერი), ხოლო t – დრო (წამი).

შევიტანოთ პირველ ფორმულაში:

$$m = k I t$$

- **ფარადეის მეორე კანონი:**

ელექტროლიზის დროს ელექტრობის ერთი და იგივე რაოდენობა ელექტროდებზე გამოყოფს სხვადასხვა ნივთიერების ეკვივალენტის ტოლ რაოდენობას.

- ელექტრობის იმ რაოდენობას, რომელიც საჭიროა ნებისმიერი ნივთიერების 1 მოლ-ეკვივალენტის გამოსაყოფად, ფარადეის რიცხვი (მუდმივა) ეწოდება და აღინიშნება **F**-ით.

$$F = 96500 \text{ კულონი/მოლი} = 26,8 \text{ ამპერი.სთ/მოლი.}$$

- ნივთიერების ელექტროქიმიური ეკვივალენტი (**k**) ამ ნივთიერების ეკვივალენტის მოლური მასისა ($M_{\text{ეკვ.}}$) და ფარადეის რიცხვის ფარდობის ტოლია:

$$k = M_{\text{ეკვ.}} / F \quad (3)$$

- თუ (3) განტოლებას ჩავსვამთ (1) და (2) განტოლებებში, მივიღებთ:

$$m = M_{\text{ეკვ.}} \cdot \frac{Q}{F}; \quad m = M_{\text{ეკვ.}} \cdot \frac{I \cdot t}{F}$$

14.6. ელექტროლიზის პრაქტიკული გამოყენება რაფინირება

ელექტროლიზური გზით ხდება ლითონთა გასუფთავება. გასუფთავების ამ ხერხს რაფინირებას უწოდებენ.

რაფინირების მაგალითად გამოდგება სპილენძის სულფატის წყალხსნარის ელექტროლიზი სპილენძის ანოდის გამოყენებით.

ამ პროცესში კათოდად იყენებენ სუფთა სპილენძის თხელ ფირფიტას, ხოლო ანოდად – გასასუფთავებელი სპილენძის ფირფიტას.

ანოდი იხსნება, ხსნარში გადასული Cu^{2+} იონები აღდგება და დაეფინება სუფთა სპილენძის კათოდს, ანოდის მინარევები კი დარჩება ხსნარში (თუ მინარევები ხსნადია) ან ანოდზე (თუ მინარევები უხსნარია).

კათოდი (Cu) - $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}$ (კათოდური აღდგენა)

ანოდი (Cu) + $\text{Cu}^0 - 2e \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ (ანოდური ჟანგვა)

გალვანოსტეგია

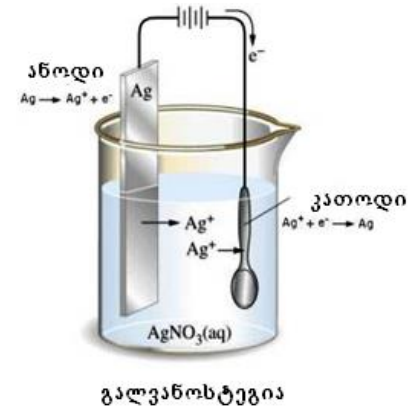
ერთი ლითონის მეორეთი დაფარვის პროცესს გალვანოსტეგია

ეწოდება. ეს მეთოდი გამოიყენება როგორც დეკორატიული მიზნით, ასევე საგნების ზედაპირის დასაცავად.

მაგალითად, განვიხილოთ ლითონის კოვზის ვერცხლით დაფარვის პროცესი.

კოვზი ასრულებს კათოდის როლს, ხოლო ხსნად ანოდად ვერცხლის ფირფიტა გამოიყენება.

პროცესი მიმდინარეობს ვერცხლის ნიტრატის ხსნარში.



კათოდი (ნიმუში) - $\text{Ag}^+ + \text{e} \rightarrow \text{Ag}^0$ (კათოდური აღდგენა)

ანოდი (Ag) + $\text{Ag}^0 - \text{e} \rightarrow \text{Ag}^+$ (ანოდური ჟანგვა)

გაღვანოპლასტიკა

ელექტროლიზული პროცესების გამოყენებით შესაძლებელია საგნის ზედაპირის ასლის გადაღება. ამ მეთოდს ეწოდება **გაღვანოპლასტიკა**.

ნაკეთობის ასლს ამზადებენ პარაფინისაგან, რომელსაც ზემოდან ფარავენ ნახშირის თხელი ფენით და ათავსებენ ლითონის მარილის ხსნარში კათოდად.

ანოდად გამოიყენება იმავე ლითონის ფირფიტა, რომლის მარილიცაა ელექტროლიტის როლში.

ელექტრული დენის გატარებისას ანოდი იხსნება, ხოლო კათოდი იფარება ლითონის ფენით. ამ გზით მიიღება ნაკეთობის ზუსტი ასლი.



ლექცია 15. ლითონთა კოროზია

15.1. კოროზიის სახეები;

15.2. ქიმიური კოროზია;

ეს საინტერესოა; სუფთა ლითონები კოროზიას არ განიცდის;

15.3. ელექტროქიმიური კოროზია;

15.4. ლითონები ტექნიკაში;

ეს საინტერესოა; რატომ დაიმსხვრა როდოსის კოლოსი?

15.5. კოროზიის თავიდან აცილება.

15.1. კოროზიის სახეები

ლითონისა და მისი შენადნობების დაშლას გარემოს ზემოქმედებით კოროზია ეწოდება (კოროზია ლათინური სიტყვაა და „ამოჭმას“ ნიშნავს).

კოროზიას განიცდის როგორც ლითონის, ასევე ლითონთა შენადნობებისაგან დამზადებული დანადგარები, სატრანსპორტო საშუალებები, სხვადასხვა სახის აპარატურა, ნავთობსადენი, აირსადენი მიწები და ა.შ. მათი დაზიანება დაკავშირებულია დიდ ეკონომიკურ ზარალთან და, ასევე, ეკოლოგიურ ფაქტორებთან.

არჩევენ კოროზიის ორ სახეს: ქიმიურ და ელექტროქიმიურ კოროზიას.

15.2. ქიმიური კოროზია

ქიმიური კოროზიის დროს ლითონი განიცდის როგორც აირების (ჟანგბადი, აზოტის ოქსიდები, გოგირდოვანი აირი, გოგირდწყალბადი ქლორწყალბადი და ა.შ.), ისე არაელექტროლიტების (სპირტი, ბენზინი, მინერალური ზეთები და სხვ.) ზემოქმედებას.

ქიმიური კოროზიის დროს ზოგჯერ ლითონის ზედაპირი იფარება ოქსიდის თხელი ფენით. მაგალითად. თუ ოქსიდის ფენა მჭიდროდ ეკვრის ლითონის ზედაპირს და შეუღწევადია აირებისათვის, მაშინ იგი იცავს ლითონს შემდგომი დაჟანგვისაგან (დაშლისაგან).

მაგალითად, ალუმინის ზედაპირი იფარება Al_2O_3 -ის თხელი (0,00001 მმ) ფენით.

ალუმინის ნაკეთობები უფრო ხშირადაა გამოყენებული ყოველდღიურ ცხოვრებაში სხვადასხვა ჭურჭლისა და აპარატურის დასამზადებლად.

ქიმიური კოროზიის მაგალითები

- თუ ოქსიდის ფენა ლითონის ზედაპირზე ფხვიერი და ფოროვანია, მაშინ იგი შეღწევადია აირებისათვის და კოროზია შეუფერხებლად მიმდინარეობს.
- ლითონების ჟანგბადით დაჟანგვის რეაქციის ზოგადი განტოლებაა:



- შესაძლებელია ლითონის ზედაპირი გამუქდეს ან დაიფაროს ლაქებით.

მაგალითად, ვერცხლი ჰაერზე მუქდება.

ეს ყოველთვის არ არის ოქსიდი.

მუქი ფერის ნალექი ხშირად

ვერცხლის სულფიდია (Ag_2S).



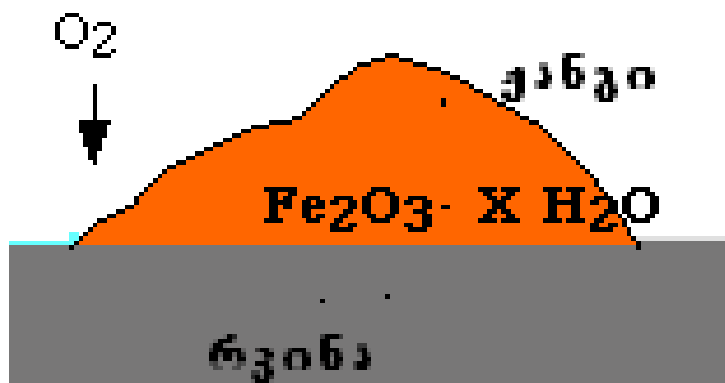
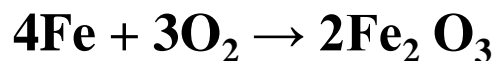
სპილენძის ნაკეთობათა კოროზია

სპილენძის ნაკეთობები ხშირად იფარება შავი ლაქებით, სპილენძის ოქსიდით (CuO) და მწვანე ფერის სპილენძის ფუძე კარბონატით ($\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$).



რკინის კოროზია მშრალ ჰაერზე

რკინა ჟანგბადის არეში იჟანგება რკინის ოქსიდის (Fe_2O_3) წარმოქმნით:



რკინის ზედაპირზე წარმოქმნილი ჟანგი ჰიგროსკოპიულია; ადვილად იერთებს ტენს, რის შედეგადაც კოროზია ძლიერდება. ამრიგად, რკინის კოროზიის სიჩქარის გაზრდა დაკავშირებულია ჰაერის ტენის მომატებასთან.

ეს საინტერესოა

სუფთა ლითონები კოროზიას არ განიცდის

სუფთა ლითონები ფაქტობრივად კოროზიას არ განიცდის.

მაგალითად, ქ. დელის (ინდოეთი) შესასვლელში აღმართულია სუფთა რკინის ობელისკი (XIII ს.) – სვეტი, რომელიც დღემდე არ დაუანგულა და მრავალი საუკუნის განმავლობაში პირვანდელი ფორმით არის შემორჩენილი.



15.3. ელექტროქიმიური კოროზია

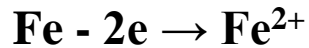
ელექტროქიმიური კოროზიისას ლითონების და მათი შენადნობების დაშლა ხდება ტენიანი ჰაერის ან ელექტროლიტთა ხსნარების მეშვეობით, რაც განპირობებულია ლითონში ადგილობრივი ელექტრული დენების აღძვრით.

ტენიან ჰაერში ყოველთვის არის CO_2 ; იგი ტენტან ურთიერთქმედებით გვაძლევს ელექტროლიტს, რომელიც თხელი ფენის სახით ფარავს ლითონთა კათოდურ და ანოდურ უბნებს და ქმნის მიკროგალვანურ ელემენტს.

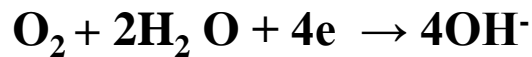


ფოლადის მილის ელექტროქიმიური კოროზია

რკინა გასცემს ელექტრონებს და გადადის იონურ მდგომარეობაში:



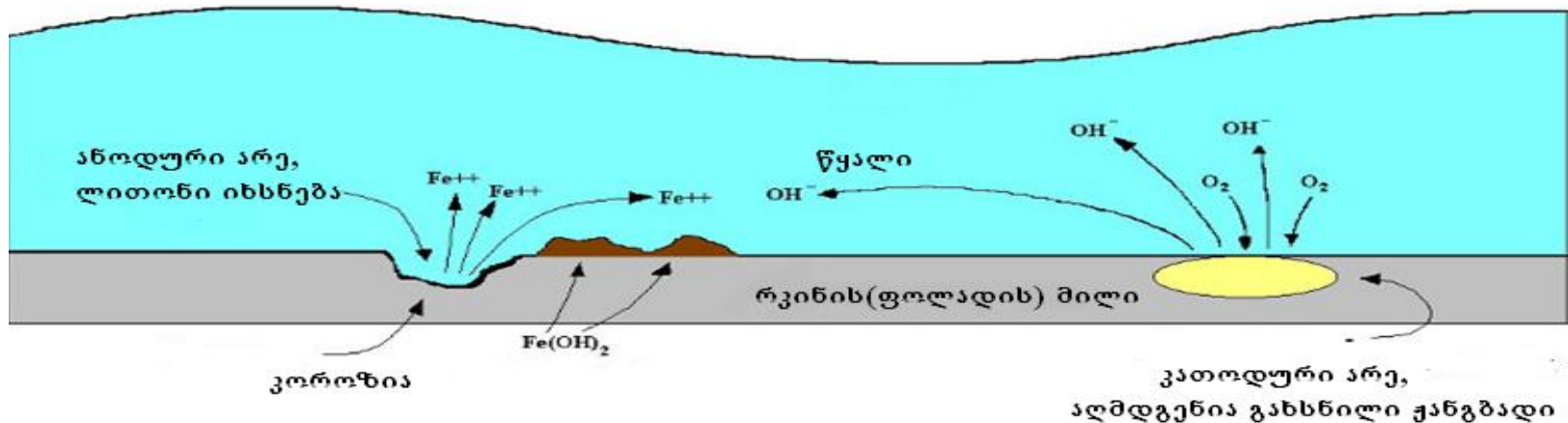
წყალში გახსნილი ჟანგბადი შეიძენს გაცემულ ელექტრონებს და წარმოქმნის ჰიდროქსიდის იონებს :



ჰიდროქსიდის იონი უერთდება ხსნარში არსებულ რკინის იონებს, რის შედეგადაც მიიღება რკინა (II)-ის ჰიდროქსიდი:



$\text{Fe}(\text{OH})_2$ ჰაერის ჟანგბადით იჟანგება და რკინა (III)-ის ჰიდროქსიდი წარმოიქმნება:

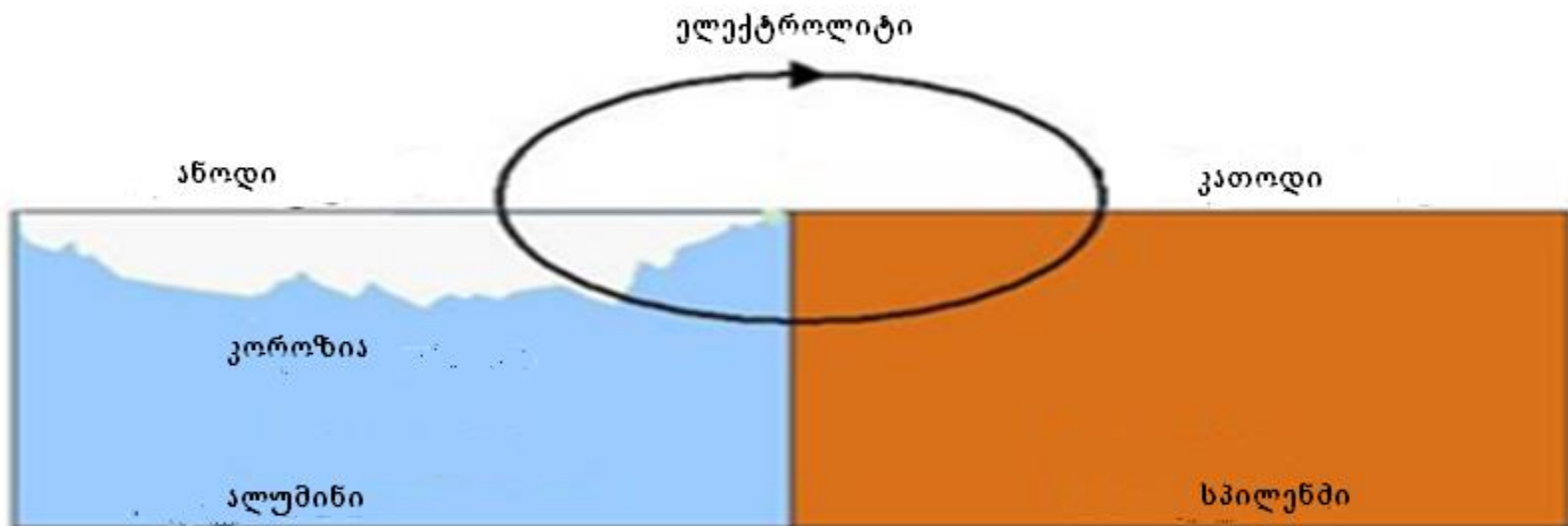


ალუმინ-სპილენძის გალვანური ელემენტი

ალუმინისა და სპილენძის კონტაქტის შემთხვევაში წარმოიქმნება გალვანური ელემენტი, სადაც ალუმინი ანოდი, ხოლო სპილენძი კათოდი.

ალუმინი იშლება, განიცდის კოროზიას, ელექტრონებს უგზავნის სპილენძს, ხოლო თვითონ იონების სახით გადადის ხსნარში. სპილენძის ზედაპირზე მყოფი ელექტრონები აღადგენს ელექტროლიტის ხსნარიდან წყალბადის იონებს თავისუფალი სახით.

გალვანური ელემენტის კათოდსა და ანოდზე მიმდინარე პროცესები შეიძლება ასე წარმოვიდგინოთ:



15.4. ლითონები ტექნიკაში

ფოლადი ძირითადად შედგება რკინისა და რკინის კარბიდისაგან Fe_3C (ცემენტიტი). ფოლადის ზედაპირზე ტენის მოხვედრისას უამრავი მიკროგალვანური ელემენტი წარმოიქმნება, სადაც უარყოფით ელექტროდად გვევლინება რკინა, დადებითად კი – ცემენტიტი.

გალვანურ მიკროელემენტებში ხდება ელექტრონების გადინება Fe -დან Fe_3C -სკენ და ხდება რკინის იონების გადასვლა ხსნარში, ხოლო წყლიდან Fe_3C -ს ზედაპირზე – აღდგენილი წყალბადის მოლეკულების დაგროვება.

ლითონი ან მისი ზედაპირის რომელიმე უბანი, სადაც მიმდინარეობს ლითონთა იონების გადასვლა ხსნარში (ე.ი. მათი გახსნა ანუ კოროზირება), წარმოადგენს ანოდს, ხოლო ლითონი ან რომელიმე უბანი, სადაც ხდება წყალბადის იონების განმუხტვა, ე.ი. აღდგენა, წარმოადგენს კათოდს. მაგალითად, ფოლადში, მიკროგალვანურ ელემენტებში ანოდის როლს ასრულებს რკინა (Fe), კათოდის როლს კი – ცემენტიტი (Fe_3C).

ეს საინტერესოა რატომ დაიმსხვრა როდოსის კოლოსი?

მსოფლიოს შვიდ საოცრებათა შორის ერთ-ერთს – როდოსის კოლოსს არსებობის ყველაზე ხანმოკლე ისტორია აქვს. ჰელიოსის უზარმაზარი 32 მ-იანი ქანდაკება ბრინჯაოს ფურცლებისა და ბრინჯაოგადაკრული რკინის კონსტრუქციებისაგან ააგეს ძვ.წ. 304 წელს როდოსის ნისლიან სანაპიროზე. კოლოსმა 56 წელიც კი ვერ იარსება.

ლეგენდის თანახმად, კოლოსს ჯერ ბზარი გაუჩნდა, შემდეგ მუხლებში გადატყდა და დაიმსხვრა.

ქანდაკების დაშლის მიზეზად მიწისძვრას მიიჩნევდნენ. მისი დაშლის მთავარი მიზეზი კი რკინის კარკასის დაშლა, რკინასთან სპილენძის (ბრინჯაოს) შეხებით მიმდინარე ელექტროქიმიური პროცესი იყო.



15.6. კოროზიის თავიდან აცილება

კოროზიის თავიდან ასაცილებლად საჭიროა:

- კოროზიამედეგი შენაღნობების დამზადება;
- ლითონის ზედაპირის საღებავით დაფარვა;
- ლითონის ზედაპირის სხვა ლითონით დაფარვა;
- ლითონის ზედაპირის სიახლოვეს სხვა, უფრო აქტიური ლითონის მოთავსება;
- უარყოფითი კატალიზატორების – ინჰიბიტორების გამოყენება.

მაგალითად, რკინა არ მოქმედებს მარილმჟავასთან, თუ მარილმჟავას ხსნარს ინჰიბიტორს – უროტროპინს დავუმატებთ.

პროტექტორული დაცვა

- შენადნობის კოროზიისაგან დასაცავად ზოგ შემთხვევაში ახდენენ უფრო აქტიური ლითონით მისი ზედაპირის მთლიანად ან ნაწილობრივ დაფარვას.
- მაგალითად, როცა ხდება თუთიით (**Zn**) ან მაგნიუმით (**Mg**) რკინის (**Fe**) ზედაპირის დაფარვა, კოროზიის პროცესი კი არ წყდება, არამედ პირიქით – უფრო აქტიურდება. იქნაგება არა რკინა, არამედ თუთია ან მაგნიუმი, რადგან ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში ისინი რკინის წინ არიან მოთავსებული.
- კოროზიის დაცვის ასეთ მეთოდს **პროტექტორული დაცვა** ეწოდება.
კოროზიის ამ ხერხს ხშირად მიმართავენ ნავთობსადენების ან გემების კორპუსთა კოროზიისაგან დასაცავად.



დამცავი ელექტროდები ნავთობსადენის სიახლოვეს

გამოყენებული ლიტერატურა

1. გ. კოკჩაშვილი, გ. ცინცაძე. ზოგადი და არაორგანული ქიმიის კურსი. I ნაწილი. „განათლება“. თბ., 1988.
2. თ. წივწივაძე. ზოგადი ქიმია „განათლება“. თბ., 1992.
3. ც. მახათაძე, გ. ცინცაძე, ა. მამულაშვილი. კოორდინაციული ქიმიის საფუძვლები. სტუ, თბ., 2000.
4. ჟ. პეტრიაშვილი. ზოგადი ქიმია (სპეცკურსი სამთო-გეოლოგიური ფაკულტეტის სტუდენტებისათვის). სტუ, თბ., 2006.
5. Т.И. Красовицкая. Электронные структуры атомов и химическая связь. Просвещение, М., 1972.
6. Некрасов. Учебник общей химии. „Высшая школа“. М., 1984.
7. Николаев. Теоретическая химия. „Химия“. М., 1981.
8. Л. Полинг. Общая химия. „Мир“. М., 1974
9. P. Thomas Vyerr, Klith B. Oldham, Salvatore Tocci. CHEMISTRY (visualising matter), Holt, Rinehart and Winston, New-York, 2000.
10. Antony C. Wiebraham, Dennis d.Staley end otlers., CHEMISTRY, Pearson education, New-York, 2000.
11. Graham Hill. SCIENCE. Uetts educational, London, 2000.
12. Bill W.Tillery, Eldon d. Enger, Frederich. C.Ross. ILNTEGRATED SCIENCE. Ms. Graw Hill company, New-York, 2004.
13. Darrell D. Ebbing, Steven D. Gammon. GENERAL CHEMISTRY. Houghton miffem Company, New-york, Boston, 2005.
14. Geoffrey Neuss . Chemistry (IB study guides). Oxford University press, 2007.
15. Steve Oven. Chemistry for the IB Diploma (second edition). Chambridge University press.2011
16. .Dennis Staley, Michael Matta, Antony Wilbraham, Edward Waterman. CHEMISTRY Pearson Education. 2012