

283  
L. 283  
L. 283

ს. 283-ის ყველაზე მეტად

1000

სამხრეთ-დასავლეთით  
მდებარეობს

ს. ადამია, გ. ცინცაძე, შ. სამსონია

# ქიმიკა

საქართველოს განათლების სამინისტრომ დაამტკიცა სახელმძღვანელოდ უმაღლესი სასწავლებლების მოსამზადებელი განყოფილებების მსმენელებისა და აბიტურიენტებისათვის

გამომცემლობა „განათლება“

თბილისი - 1997



24x72  
54(075.4)  
f 525

1-263

წიგნი შედგენილია უმაღლეს სასწავლებელში მისაღები გამოცდების ამჟამად მოქმედი პროგრამის მიხედვით. განხილული საკითხების მოცულობა ძირითადად შეესაბამება საშუალო სკოლის კურსს, მაგრამ ზოგიერთი საკითხი გაშუქებულია უფრო ღრმად. ვიდრე საშუალო სკოლის პროგრამა ითვალისწინებს, რაც უფრო გასაგებს ხლის აღნიშნულ საკითხებს. წიგნში ყურადღებაა გამახვილებული ნეოთიურების პრაქტიკულ გამოყენებაზე ყოფა-ცხოვრებასა და მედიცინაში.

წიგნი განკუთვნილია უმაღლეს სასწავლებელში შემსწავლელთათვის, მაგრამ გამოადგებათ სპეციალიზებული კოლეჯებისა და საშუალო სკოლის მაღალი კლასების მოსწავლეებსაც. იგი დიდ დახმარებას გაუწევს ყველას, ვინც ჯიშის ამ კურსით დაინტერესდება.

რედაქტორები: პროფესორები - შ. სიღამონიძე  
ბ. სუპატაშვილი  
რ. მაჩხაჩიანი

9192

4306021500  
M-602(08)-97  
ISBN 5-50502070



...დაბია, გ. ცინცაძე, შ. სამსონია  
1997.

# ზოგადი ქიმიის საფუძვლები

## §1. ქიმიის ძირითადი ცნებები

ქიმია არის საბუნებისმეტყველო მეცნიერება, რომელიც შეისწავლის ნივთიერების თვისებებს, აღნაგობასა და გარდაქმნებს.

ნივთიერება მატერიის ერთ-ერთი სახეობაა, მატერია კი არის ყველაფერი ის, რასაც გრძნობის ორგანოებით აღვიქვამთ. ნივთიერება მატერიის ისეთი სახეობაა, რომელსაც მასა (უძრაობის) აქვს. ნივთიერებისაგან შედგება ყოველი ფიზიკური სხეული.

ბუნებაში არსებული ნივთიერებები იყოფა ორ დიდ ჯგუფად — ორგანულ და არაორგანულ ნივთიერებად. ორგანული ნივთიერებისაგან შედგება ყოველი ცოცხალი ორგანიზმი, არაორგანულისაგან კი — არაცოცხალი სამყარო. მცირე გამონაკლისის გარდა (ოქრო, პლატინა, ბამბა) ნივთიერება არსებობს ნარევის სახით. ნარევი ეწოდება ორი ან რამდენიმე ისეთი ნივთიერების ერთობლიობას, რომლებიც ერთმანეთთან ქიმიური ბმებით არ არის დაკავშირებული და საკუთარ თვისებებს ინარჩუნებს. ამის გამო შესაძლებელია კომპონენტების ერთმანეთისაგან გამოცალკეება ფიზიკური ხერხებით, როგორცაა: გაფილტვრა, გადაკრისტალება, გამოხდა, სუბლიმაცია და სხვა.

არსებობს ორი სახის ნარევი — ერთგვაროვანი და არაერთგვაროვანი. ერთგვაროვანია ნარევი, თუ მისი თვისებები მთელ მასაში ერთნაირია. ერთგვაროვან ნარევს ჰომოგენური ნარევიც ეწოდება. არაერთგვაროვანია ნარევი, თუ მისი თვისებები მთელ მასაში ერთნაირი არ არის. არაერთგვაროვან ნარევს ჰეტეროგენული ანუ მექანიკური ნარევი ეწოდება.

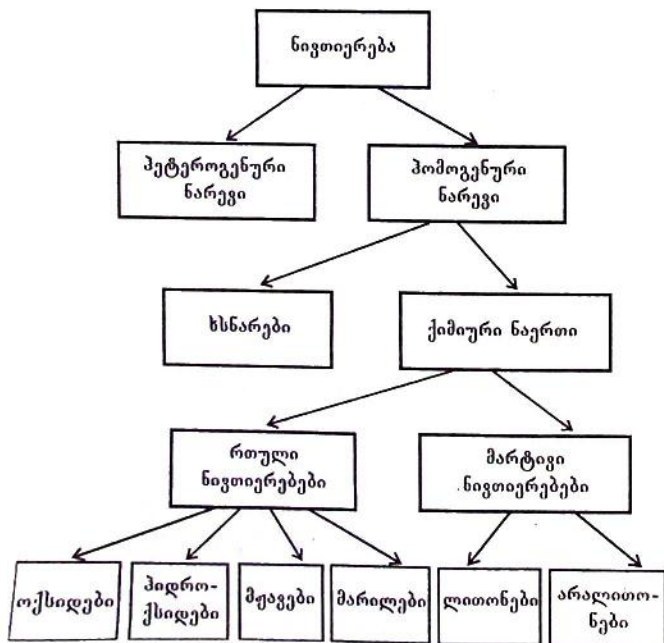
ჰომოგენური ნარევი, რომელსაც ცვალებადი შედგენილობა აქვს, წარმოადგენს ხსნარს. ხსნარის თვისებები მთელ მოცულობაში ერთნაირია, მაგრამ ცვალებადია ხსნარში გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა (კონცენტრაცია). ჰომოგენური ნარევი ქიმიური ნაერთიც, მაგრამ ხსნარის

განსხვავებით მას მუდმივი შედგენილობა აქვს. ქიმიური ნაერთის შედგენილობა მუდმივია და არ არის დამოკიდებული მიღების ხერხზე. მას თვისებებიც მუდმივი აქვს, მაგრამ განსხვავებული შემადგენელი ნივთიერებების თვისებებისაგან.

ქიმიური ნაერთისგან განსხვავებით ჰეტეროგენური ნარევი ცვალებადი შედგენილობისაა, რომელშიც შემადგენელი ნივთიერებები ინარჩუნებს თავიანთ თვისებებს.

ნივთიერება შეიძლება იყოს მარტივი ან რთული. მარტივი ეწოდება ისეთ ნივთიერებას, რომელიც შემდგომ აღარ იშლება და ერთი და იმავე ელემენტის ატომებისაგან შედგება. რთული კი ეწოდება ისეთ ნივთიერებას, რომელიც შეიძლება დაიშალოს მარტივ ნივთიერებად და სხვადასხვა ელემენტის ატომებისგან შედგება. რთული ნივთიერებებია: ოქსიდები, ჰიდროქსიდები, მჟავები და მარილები. მარტივია: ლითონები და არაალითონები.

ნივთიერებათა კლასიფიკაციის სქემა ასეთია:



## §2. ატომურ-მოლეკულური მოძღვრება

ძველი ბერძენი ფილოსოფოსები (IV საუკუნე) ნივთიერების აღნაგობის შესახებ ორ ურთიერთსაპირისპირო მოსაზრებას გამოთქვამდნენ. ერთნი (სოკრატე და არისტოტელე) ამტკიცებდნენ, რომ ნივთიერება განუყოფელია და მასიური, ხოლო მეორენი (დემოკრიტე და ლეკვიპე) ამტკიცებდნენ, რომ ნივთიერება მარცვლოვანი აღნაგობისაა და შედგება ცალკეული, თვალით უხილავი ნაწილაკებისაგან, რომლებსაც ატომები უწოდეს.

დემოკრიტესა და ლეკვიპეს მოძღვრება, წმინდა ფილოსოფიურ მოძღვრებას წარმოადგენდა და ექსპერიმენტულად იგი მხოლოდ XVIII-XIX საუკუნეებში დაასაბუთეს ლომონოსოვმა (1711 - 1765 წწ) და დალტონმა (1766-1844 წწ).

ატომურ-მოლეკულური მოძღვრების ძირითადი დებულებებია:

1) ყოველი ნივთიერება შედგება თვალით უხილავი ნაწილაკებისაგან – მოლეკულებისაგან, რომლებიც დაცილებულია ერთმანეთისაგან. მოლეკულებს შორის არსებული სივრცე განსაზღვრავს ნივთიერების მოცულობას;

2) მოლეკულა არის ნივთიერების ფიზიკური დაყოფის ზღვარი, რომელსაც შენარჩუნებული აქვს ამ ნივთიერების ყველა ქიმიური თვისება (ნივთიერების ფიზიკური თვისებები განპირობებულია მოლეკულათა ერთობლიობით, ამიტომ ცალკეული მოლეკულის ფიზიკურ თვისებებზე არ ლაპარაკობენ);

3) ფიზიკური მოვლენის შედეგად მოლეკულა არ იცვლება, ქიმიური მოვლენის შედეგად კი იცვლება და ერთი ნივთიერებისაგან მიიღება სხვა ნივთიერება;

4) მოლეკულა შედგება კიდევ უფრო მცირე ნაწილაკებისაგან, რომლებსაც ატომები ეწოდება;

5) ატომი ქიმიური ელემენტის უმცირესი ნაწილაკია, რომელსაც ამ ელემენტის ყველა ქიმიური თვისება ახასიათებს. ატომი ქიმიური ელემენტის დაყოფის ზღვარია;

6) ატომი ქიმიური მოვლენის შედეგად არ იცვლება („ატომი“ – ნიშნავს განუყოფელს) და ერთი მოლეკულიდან გადადის მეორეში უცვლელი სახით;

7) ატომები და მოლეკულები განუწყვეტილად და ქაოსურად მოძრაობენ.

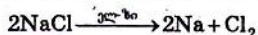
ატომები ერთმანეთისაგან განსხვავდება ქიმიური თვისებებით, მასითა და ზომით. ამჟამად ცნობილია სხვადასხვა თვისებების 110 სახეობის ატომი, აქედან ბუნებაში გავრცელებულია მხოლოდ 92, დანარჩენი კი მიღებულია ხელოვნურად ატომბირთვული გარდაქმნების შედეგად. ერთნაირი თვისებების მქონე ატომებს ქიმიური ელემენტი ეწოდება (ელემენტის თანამედროვე განმარტება იხილეთ ატომის აღნაგობაში). სხვადასხვა თვისების მქონე 110 სახეობის ატომს შეესაბამება 110 ქიმიური ელემენტი. ქიმიურ ელემენტს აღნიშნავენ ქიმიური სიმბოლოთი, რომელიც ელემენტის ლათინური სახელწოდების პირველი ან პირველი და მეორე ასოსაგან შედგება (ბერცელიუსი 1779 – 1848 წწ).

ატომები ერთმანეთს უერთდება და წარმოქმნის მოლეკულას. ერთი და იმავე ელემენტის ატომებისაგან შემდგარ მოლეკულას მარტივი მოლეკულა ანუ მარტივი ნივთიერება ეწოდება. მარტივი ნივთიერება შედგება ერთი და იმავე ელემენტის ერთი, ორი ან რამდენიმე ატომისაგან. მაგალითად, ინერტული აირების (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) მოლეკულა შედგება ერთი ატომისაგან, წყალბადის, ჟანგბადის, აზოტის და ჰალოგენებისა – ორი ატომისაგან ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ), ოზონის – სამი ატომისაგან ( $O_3$ ), თეთრი ფოსფორის მოლეკულა – ოთხი ატომისაგან ( $P_4$ ) და ა. შ.

სხვადასხვა ელემენტის ორი ან მეტი ატომისაგან წარმოქმნილ მოლეკულას რთული მოლეკულა ანუ რთული ნივთიერება ეწოდება. მაგალითად, რთული ნივთიერებებია:  $H_2O$ ,  $CO_2$ ,  $H_2SO_4$ ,  $CaCO_3$  და სხვა.

ამრიგად, ატომი შედის როგორც მარტივი, ისე რთული ნივთიერების შედგენილობაში. ატომს ნაერთის შედგენილობაში ქიმიური ელემენტი ეწოდება, ხოლო ელემენტს თავისუფალ მდგომარეობაში – მარტივი ნივთიერება (სიტყვა „ელემენტი“ შემადგენელ ნაწილს ნიშნავს). ქიმიური ელემენტი შედგება ატომებისაგან, ხოლო მარტივი ნივთიერება – მოლეკულებისაგან. მარტივი ნივთიერება და ქიმიური ელემენტი ერთმანეთისაგან განსხვავდება თვისებებით. მარტივი ნივთიერებას აქვს ინდივიდუალური ფიზიკური და ქიმიური თვისებები და არსებობს თავისუფალი სახით. ქიმიური ელემენტი კი როგორც მარტივი, ისე რთული ნივთიერების შემადგენელი ნაწილია და განაპირობებს მათ ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებებს, მაგრამ თვისებებით განსხვავდება მარტივი ნივთიერების თვისებებისაგან. მაგალითად, რთული ნივთიერება სუფრის მარილი ( $NaCl$ ) შედგება ელემენტ ნატრიუმისა და

ელემენტ ქლორისაგან. თუ მას დავშლით ელექტროლიზის საშუალებით, მივიღებთ მარტივ ნივთიერებებს – ნატრიუმსა და ქლორს:



მარტივი ნივთიერება ნატრიუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი ლითონია. ახასიათებს დიდი ქიმიური აქტივობა (ადამიანის ორგანიზმისთვის საზიანოა). მარტივი ნივთიერება ქლორი მოყვითალო-შწვანე ფერის მახრჩობელა აირია. ამრიგად, მარტივი ნივთიერებები – ნატრიუმი და ქლორი – ცოცხალი ორგანიზმისათვის საზიანოა, ელემენტები – ნატრიუმი და ქლორი – კი აუცილებელია სიცოცხლისათვის.

ზოგიერთი ელემენტი თავისუფალი სახით გამოყოფისას წარმოქმნის ერთ მარტივ ნივთიერებას, ხოლო ზოგიერთი – რამდენიმეს. ელემენტის უნარს წარმოქმნას რამდენიმე მარტივი ნივთიერება ალოტროპია ეწოდება, ხოლო მარტივ ნივთიერებას – ალოტროპიული სახესხვაობა ან ალოტროპიული მოდიფიკაცია, ან, უბრალოდ, ალოტროპი. ელემენტ ჟანგბადს (O) ორი ალოტროპი აქვს: ჟანგბადი (O<sub>2</sub>) და ოზონი (O<sub>3</sub>); ელემენტ ნახშირბადს (C) სამი – ალმასი, გრაფიტი და კარბინი. ალმასი და გრაფიტი ბუნებრივი ალოტროპებია, კარბინი კი – სინთეზური. ალოტროპიული მოდიფიკაციები ერთმანეთისაგან განსხვავდება ფიზიკური თვისებებით და ქიმიური აქტივობით. მაგალითად, თეთრი ფოსფორი სიბნელეში ანათებს, საწამლავია და ჰაერზე აალებს, ხოლო წითელი ფოსფორი ჰაერზე არ აალებს, არც საწამლავია და არც ანათებს. ალოტროპია ნათლად გვიჩვენებს განსხვავებას ელემენტსა და მარტივ ნივთიერებას შორის.

## მარტივი და რთული ნივთიერებები

მარტივი ეწოდება ისეთ ნივთიერებას, რომელიც შემდგომ აღარ იშლება და რთული ნივთიერების დაშლის საბოლოო პროდუქტს წარმოადგენს. მარტივი ნივთიერებები შედგება ერთი და იმავე ელემენტის ატომებისაგან და იყოფა ორ დიდ ჯგუფად – ლითონებად და არალითონებად.

ლითონი და არალითონი ერთმანეთისაგან განსხვავდება როგორც ფიზიკური, ისე ქიმიური თვისებებით.

ლითონებს ახასიათებს შემდეგი ფიზიკური თვისებები: ლითონური ბზინვა, პლასტიკურობა (ჭედადობა, გრეხადობა, გლინვადობა, ჭიმვადობა და სხვა), თბო- და ელექტროგამტარობა და სხვა.

არალითონებს ეს თვისებები არ ახასიათებს. არალითონები არ ბზინავს

და არც პლასტიკურია (მყიფეა), არ ატარებს სითბოსა და ელექტროდენს. ქიმიური თვისებების მიხედვით ლითონი არაალითონისაგან განსხვავდება ოქსიდების თვისებებით. არაალითონის ყველა ოქსიდი მჟავური ოქსიდია, რომლებსაც შეესაბამება მჟავები. არაალითონისაგან განსხვავებით ლითონი რეაქციაში შედის მჟავასთან და წარმოქმნის მარილს.

ლითონებისა და არაალითონების თვისებებს შორის ძველთა ზღვარი არ არსებობს – ლითონებშიც და არაალითონებშიც არსებობს გამონაკლისები (დეტალურად ლითონების და არაალითონების თვისებების შედარება იხილეთ ლითონებში).

არაალითონები ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში ჯგუფების ზედა ნაწილშია მოთავსებული. არაალითონებია: III A ჯგუფის პირველი ელემენტი ბორი (B); IV A ჯგუფის ორი ელემენტი – C და Si; V A ჯგუფის სამი ელემენტი – N, P, As; VI A ჯგუფის ოთხი ელემენტი – O, S, Se, Te; VII A ჯგუფის ხუთი ელემენტი – F, Cl, Br, I, At. დანარჩენი ელემენტები ინერტული აირების გარდა ლითონებია. 110 ცნობილი ელემენტიდან 94 ლითონია.

რთული ნივთიერებები იყოფა ოთხ ჯგუფად: ოქსიდები, ჰიდროქსიდები, მჟავები და მარილები.

## ფარდობითი ატომური და მოლეკულური მასები

ატომის მასა ( $m_a$ ) ძალიან მცირე სიდიდეა. მაგალითად, წყალბადის ატომის მასა  $m_a(H)=0,166 \cdot 10^{-23}$  გ ანუ  $0,166 \cdot 10^{-26}$  კგ; ნახშირბადის ატომის მასა  $m_a(C)=1,99 \cdot 10^{-23}$  გ ანუ  $1,99 \cdot 10^{-26}$  კგ; ჟანგბადის ატომის მასა  $m_a(O)=2,66 \cdot 10^{-23}$  გ ანუ  $2,66 \cdot 10^{-26}$  კგ და ა. შ. ასეთი მცირე რიცხვების გამოყენება მოუხერხებელია და ამიტომ შემოიტანეს ფარდობითი ატომური მასის ცნება.

ფარდობითი ატომური მასა ( $A_r$ ) არის ერთი ატომის მასის ფარდობა მეორე ატომის მასასთან. თავდაპირველად დალტონმა ფარდობითი ატომური მასა განსაზღვრა წყალბადის ატომის მასის მიმართ. ამ ერთეულს წყალბადერთეული ეწოდებოდა.

$$A_r = \frac{\text{ელემენტის ერთი ატომის მასა}(m_a)}{\text{წყალბადის ერთი ატომის მასა}(0,166 \cdot 10^{-23} \text{ გ})}$$

ამჟამად ფარდობითი ატომური მასის განსაზღვრისათვის გამოყენებულია ნახშირბადერთეული, რომელიც წარმოადგენს ნახშირბადის ( $^{12}_6C$ )

იზოტოპის მასის  $1/12$  ნაწილს. ამ ერთეულს მასის ატომური ერთეულიც (მაე) ეწოდება. მაე რიცხობრივად წყალბადის ატომის მასის ტოლია  $1,99 \cdot 10^{-23}$  გ, ე.ი.  $m_a(H)=1$  მაე. მაე ერთეულებით ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა უდრის ელემენტის ატომის მასა შეფარდებული ნახშირბადის ატომის მასის  $1/12$ -თან. მაგალითად:

$$A_r(H) = \frac{m_a(H)}{1/12 m_a(^{12}C)} = \frac{0,166 \cdot 10^{-23} \text{ გ}}{0,166 \cdot 10^{-23} \text{ გ}} = 1$$

$$A_r(C) = \frac{m_a(C)}{1/12 m_a(^{12}C)} = \frac{1,99 \cdot 10^{-23} \text{ გ}}{0,166 \cdot 10^{-23} \text{ გ}} = 12$$

$$A_r(O) = \frac{m_a(O)}{1/12 m_a(^{12}C)} = \frac{2,66 \cdot 10^{-23} \text{ გ}}{0,166 \cdot 10^{-23} \text{ გ}} = 16$$

ფარდობითი ატომური მასა განყენებული რიცხვია, რომელიც გვიჩვენებს ამა თუ იმ ელემენტის ერთი ატომის მასა რამდენჯერ აღემატება ნახშირბადის ატომის მასის  $1/12$ -ს.

მოლეკულის მასაც ( $m_m$ ) ძალიან მცირე სიდიდეა, მაგალითად, წყლის მოლეკულის მასა  $m_m(H_2O) = 2m_a(H) + m_a(O) = 2 \cdot 0,166 \cdot 10^{-23} \text{ გ} + 2,66 \cdot 10^{-23} \text{ გ} = 0,332 \cdot 10^{-23} \text{ გ} + 2,66 \cdot 10^{-23} \text{ გ} = 2,992 \cdot 10^{-23} \text{ გ}$

ამიტომ ფარდობითი ატომური მასის ანალოგიურად ანგარიშობენ მოლეკულის ფარდობით მასას, რომელსაც  $M_r$ -ით აღნიშნავენ:

$$M_r = \frac{\text{მოლეკულის უძრაობის მასა}(m_m)}{1/12 m(^{12}C)}$$

ფარდობითი მოლეკულური მასა ეწოდება მოლეკულის მასას გამოსახულს ნახშირბადერთეულით (მაე). ფარდობითი მოლეკულური მასა უდრის შემაღენელი ატომების ფარდობითი ატომური მასების ჯამს; მაგალითად, წყლის ფარდობითი ატომური მასა

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

ფარდობითი მოლეკულური მასაც განყენებული რიცხვია და გვიჩვენებს ნივთიერების ერთი მოლეკულის მასა რამდენჯერ მეტია ნახშირბადის იზოტოპის ( $^{12}C$ ) მასის  $1/12$ -ზე.

## მოლი - ნივთიერების რაოდენობის საზომი

ფარდობითი ატომური მასის განმარტებიდან გამომდინარეობს, რომ ნახშირბადის ერთი ატომი 12-ჯერ უფრო მძიმეა წყალბადის ერთ ატომზე. მაშასადამე, 12 გ ნახშირბადი შეიცავს იმდენ ატომს, რამდენსაც 1 გ წყალბადი, ანუ  $1 \frac{1}{12}$  წყალბადსა და 12 გ ნახშირბადში ერთნაირი რაოდენობის ატომებია:

$$\frac{1\text{გ}}{0,166 \cdot 10^{-23}} = 6,022 \cdot 10^{23}; \quad \frac{12\text{გ}}{1,99 \cdot 10^{-23}} = 6,022 \cdot 10^{23}$$

ზოგადად ფოკელი ელემენტის ფარდობითი ატომური მასის შეფარდება

ბა მის მასასთან მუდმივი სიდიდეა:  $\frac{A_r(E)}{m_a(E)} = 6,022 \cdot 10^{23}$

ამ რიცხვს იტალიელი ქიმიკოსის ავოგადროს პატივსაცემად ავოგადროს მუდმივა ანუ კონსტანტა ეწოდება და აღინიშნება  $N_A$ -თი.

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

სტრუქტურული ნაწილაკების იმ რაოდენობას, რომელიც ავოგადროს მუდმივას ( $6,022 \cdot 10^{23}$ ) ტოლია, მოლი ეწოდება და აღინიშნება ბერძნული  $\nu$  (ნიუ) ან ლათინური  $n$  (ენ) ასოთი. ისე, როგორც ფარდობითი ატომური და მოლეკულური მასებისათვის ელემენტარული ნაწილაკების რაოდენობისათვისაც საზომ ერთეულად აღებულია ნახშირბადის იზოტოპის ( $^{12}\text{C}$ ) მასის შემადგენელი ატომების რაოდენობა, რომელიც ავოგადროს კონსტანტას ტოლია, ე.ი. ერთ მოლში არის იმდენი სტრუქტურული ერთეული, რამდენი ატომიცაა 12 გ ნახშირბადის  $^{12}\text{C}$  იზოტოპში.

სტრუქტურული ერთეული გულისხმობს მოლეკულას, ატომს, იონს, ელექტრონს და უფრო რთული შედგენილობის ნაწილაკებსაც -  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  და სხვა. ამიტომ ნივთიერების რაოდენობის აღნიშვნის დროს აუცილებლად უნდა მიეთითოს სტრუქტურული ნაწილაკი.

- მაგალითად: 1 მოლი წყალბადის ატომი არის  $6,022 \cdot 10^{23}$  ატომი;  
 1 მოლი წყალბადის მოლეკულა -  $6,022 \cdot 10^{23}$  მოლეკულა;  
 1 მოლი ნიტრატიონი ( $\text{NO}_3^-$ ) -  $6,022 \cdot 10^{23}$  იონი;  
 1 მოლი პროტონი ( $\text{H}^+$ ) -  $6,022 \cdot 10^{23}$  იონი;  
 1 მოლი ელექტრონი -  $6,022 \cdot 10^{23}$  ელექტრონი.

1 მოლი პროტონი ( $H^+$ ) -  $6,022 \cdot 10^{23}$  იონი;

1 მოლი ელექტრონი -  $6,022 \cdot 10^{23}$  ელექტრონი.

ერთი მოლი ნივთიერების მასას მოლის მასა ეწოდება და აღინიშნება  $M$  ასოთი. მოლის მასას გამოსახვენ გ/მოლ-ით ან კგ/მოლით. ერთი მოლი ნივთიერების მასა ტოლია ამ ნივთიერების უძრაობის მასის ნამრავლისა

ავოგადროს მუდმივაზე:  $m_a \cdot N_A = M$  (1), აქედან  $m_a = \frac{M}{N_A}$ , ე. ი. ატომის

უძრაობის მასა ტოლია ერთი მოლი ატომის მასა გაყოფილი ავოგადროს მუდმივაზე. მაგალითად, ერთი მოლი წყალბადის ატომის მასა

$$m_a(H) = \frac{1 \text{ გ/მოლი}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 0,166 \cdot 10^{-23} \text{ გ};$$

ერთი ატომი იოდის მასა

$$m_a(I) = \frac{127 \text{ გ/მოლი}}{N_A} = \frac{127 \text{ გ/მოლი}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 21,09 \cdot 10^{-23} \text{ გ}.$$

რიცხობრივად ნივთიერების მოლის მასა მისი ფარდობითი მოლეკულური ან ფარდობითი ატომური მასის ტოლია, ე. ი.  $|M| = M_r$  ან  $|M| = A_r$  მაგალითად:

$$A_r(O) = 16; \quad M(O) = 16 \text{ გ/მოლს}$$

$$M_r(O_2) = 32; \quad M(O_2) = 32 \text{ გ/მოლს}$$

$$A_r(Mg) = 24; \quad M(Mg) = 24 \text{ გ/მოლს}$$

$$M_r(H_2O) = 18; \quad M(H_2O) = 18 \text{ გ/მოლს}$$

ნივთიერების რაოდენობა მოლებით გამოითვლება შემდეგი ფორმულით:

$$v = \frac{m}{M} \quad (2)$$

$m$  არის ნივთიერების მასა გრამებით,

$M$  კი - 1 მოლი ნივთიერების მასა (გ/მოლი).

მაგალითად, 10 გ NaOH-ის რაოდენობა მოლებით

$$v(\text{NaOH}) = \frac{10 \text{ გ}}{40 \text{ გ/მოლი}} = 0,25 \text{ მოლი}$$

(2) ფორმულიდან:  $M = \frac{m}{v}$  (3) მაშასადამე, ნივთიერების მოლის

მასა ტოლია ნივთიერების მასის ფარდობისა ნივთიერების რაოდენობასთან.

## ნაერთის პროცენტული შემადგენილობა

მოლეკულური ფორმულა გვიჩვენებს ატომების რიცხვს ნივთიერების ერთ მოლეკულაში ანუ ატომების მოლეების რაოდენობას ერთ მოლ ნივთიერებაში. აქედან გამომდინარე შესაძლებელია მოლეკულაში შემავალი ელემენტების მასური წილის განსაზღვრა. მაგალითად, ერთ მოლ  $H_2O$ -ში

წყალბადის მასური წილი  $\omega(H) = \frac{m(H)}{M(H_2O)} = \frac{2}{18} = 0,1111$ . თუ  $\omega$ -ს გავამ-

რავლებთ 100%-ზე, მივიღებთ მასურ წილს პროცენტებით, რომელიც აღინიშნება  $\omega\%$ -ით.  $\omega\%(H) = 0,1111 \cdot 100\% = 11,11\%$ .

### მასის მუდმივობის კანონი

მასის მუდმივობის კანონი აღმოჩენილ იქნა ლომონოსოვისა და ფრანგი ქიმიკოსის ლავუაზიეს მიერ. ლომონოსოვმა ცდების საშუალებით დაადგინა (1741 წ), რომ ქიმიური გარდაქმნის დროს ნივთიერების საერთო მასა არ იცვლება და ჩამოაყალიბა მასის მუდმივობის კანონი:

რეაქციაში შესული ნივთიერებების მასა უდრის რეაქციის შედეგად მიღებული ნივთიერებების მასას.

ლომონოსოვისაგან დამოუკიდებლად მასის მუდმივობის კანონი აღმოაჩინა ლავუაზიემ (1785 წ).

ატომურ-მოლეკულური მოძღვრების მიხედვით ქიმიური გარდაქმნა არის ატომების გადაჯგუფება ერთი მოლეკულიდან მეორეში. ამ დროს არც ატომთა რაოდენობა იცვლება და, ცხადია, არც მისი მასა, ე. ი. რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებების მასაც არ შეიცვლება.

მასის მუდმივობის კანონის გარდა ლომონოსოვმა აღმოაჩინა ენერგიის მუდმივობის კანონიც.

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

არსებობს სხვადასხვა სახის ენერგია: მექანიკური, სითბური, სხივური, ელექტრული, ქიმიური და სხვა. ქიმიური ენერგია არის ნივთიერების ფარული ენერგია, რომელიც თავისუფლდება ქიმიური რეაქციის შედეგად. ფარული ენერგიის გაზომვა შეუძლებელია. იგი პოტენციური ენერ-

გიაა.

ენერგია მატერიის მოძრაობის საზომია. მატერიის გარეშე არ არსებობს ენერგია და ენერგიის გარეშე – მატერია. მასა და ენერგია მატერიის განუყოფელი თვისებაა.

მასისა და ენერგიის ურთიერთკავშირს გამოსახავს აინშტაინის ფორმულა:

$$E = mc^2,$$

სადაც  $c$  სინათლის გავრცელების სიჩქარეა ( $3 \cdot 10^8$  მ/წმ),

$m$  – მასა გრამებით და  $E$  – ენერგია ჯოულებით.

აინშტაინის ფორმულის შესაბამისად, მასა შეიძლება გარდაიქმნას ენერგიად, მაგრამ ეს შესაძენვეია მხოლოდ ატომბირთვული გარდაქმნების დროს, როდესაც გამოიყოფა დიდი ენერგია. მაგალითად 1 კგ  $^{235}\text{U}$ -ის გახლეჩის დროს, რაც ხდება ატომური ყუმბარის აფეთქებისას, გამოიყოფა  $8,23 \cdot 10^{13}$  ჯ ენერგია და აინშტაინის ფორმულის თანახმად მასის დეფექტი

$$\Delta m = \frac{E}{c^2} = 0,915 \text{ გ.}$$

ქიმიური რეაქციის დროს გამოყოფილი ენერგია დიდი არ არის და მასის ცვლილება იმდენად უმნიშვნელოა, რომ შეიძლება უგულებელვყოთ. მაგალითად, 1 კგ ნიტროგლიცერინის აფეთქებისას გამოიყოფა  $8 \cdot 10^6$  ჯ ენერგია და  $\Delta m = 8,9 \cdot 10^{-8}$  გ. მასის ეს რაოდენობა იმდენად მცირეა, რომ ექსპერიმენტულად შეუძლებელია მისი განსაზღვრა. მაშასადამე, შეიძლება ჩავთვალოთ, რომ ქიმიური რეაქცია ემორჩილება მასის მუდმივობის კანონს.

## შედგენილობის მუდმივობის კანონი

უამრავი ნივთიერების ანალიზის საფუძველზე ფრანგმა ქიმიკოსმა პრუსტმა (1799 წ) აღმოაჩინა ქიმიის ერთ-ერთი ძირითადი კანონი – შედგენილობის მუდმივობის კანონი. ყოველი ქიმიურად სუფთა ნივთიერების მასური შედგენილობა მუდმივია და არ არის დამოკიდებული მისი მიღების ხერხზე.

მაგალითად, ქიმიურად სუფთა ნივთიერება – წყალი – შედგება წყალბადისა და ჟანგბადის ატომებისაგან (თვისობრივი შედგენილობა). ამასთან, წყალბადის მასური წილი (წყალბადის მასის შეფარდება წყლის

ფარდობით მოლეკულურ მასასთან) პროცენტობით

$$\omega\%(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{2}{18} \cdot 100\% = 11,11\%, \text{ ხოლო ჟანგბადის მა-}$$

სური წილი პროცენტობით

$$\omega\%(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{16}{18} \cdot 100\% = 88,89\% \text{ (რაოდენობრივი შედ-}$$

გენილობა).

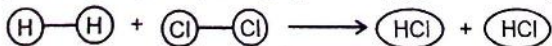
შედგენილობის მუდმივობის კანონი ასეც შეიძლება ჩამოვაყალიბოთ: ქიმიურად სუფთა ნივთიერების რაოდენობრივი და თვისებრივი შედგენილობა მუდმივია და არ არის დამოკიდებული მიღების ხერხზე.

### ავოგადროს კანონი

1805 წ. ფრანგმა ქიმიკოსმა გე-ლუსაკმა შეისწავლა აირად ნივთიერებებს შორის მიმდინარე რეაქციები და შეამჩნია, რომ რეაქციაში მონაწილე აირებისა და რეაქციის შედეგად წარმოქმნილი აირების მოცულობები მთელი რიცხვებია. მაგალითად: 1 ლ ქლორი რეაქციაში შედის 1 ლ წყალბადთან და წარმოქმნის 2 ლ ქლორწყალბადს; 1 ლ ჟანგბადი რეაქციაში შედის 2 ლ წყალბადთან და წარმოქმნის 2 ლ წყლის ორთქლს. გე-ლუსაკმა თავისი აღმოჩენა ასე ჩამოაყალიბა: რეაქციაში შესული და რეაქციის შედეგად წარმოქმნილი აირების მოცულობები ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც მარტივი მთელი რიცხვები.

გე-ლუსაკის მიერ აღმოჩენილი კანონზომიერების ასახსნელად იტალიელმა ფიზიკოსმა ავოგადრომ გამოიყენა მოლეკულის ცნება და ჩამოაყალიბა კანონი: ტოლი მოცულობის სხვადასხვა აირი ერთნაირი წნევისა და ტემპერატურის პირობებში შეიცავს ერთნაირი რაოდენობის მოლეკულებს.

ავოგადროს თვალსაზრისით აირის მოლეკულა შედგება ორი ატომისაგან ( $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ) და რეაქციის დროს მორეაგირე აირების თითო-თითო ატომის შეერთებით წარმოიქმნება პროდუქტის ორი მოლეკულა.



1 მოცულობა    1 მოცულობა    1 მოცულობა    1 მოცულობა

სხვადასხვა აირის მოლეკულები, ცხადია, განსხვავდება ერთმანეთისა-

გან როგორც მასით, ისე ზომით, მაგრამ იდეალური აირების კინეტიკური თეორიის თანახმად მოლეკულებს შორის მანძილი ბევრად აღემატება მოლეკულის ზომებს, ამიტომ მოლეკულის მოცულობა უგულებელყოფილია, ხოლო მოლეკულებს შორის მანძილი ერთნაირ პირობებში ერთნაირია.

ავოგადროს კანონიდან გამომდინარეობს ორი შედეგი:

1. სხვადასხვა აირის ერთი და იმავე რაოდენობის მოლეკულები ერთნაირ პირობებში ერთსა და იმავე მოცულობას იკავებს.

2. სხვადასხვა აირის 1 მოლი ნორმალურ პირობებში ( $0^{\circ}\text{C}$  და  $101,3$  კპა) იკავებს  $22,4$ ლ მოცულობას. ამ მოცულობას მოლური მოცულობა ეწოდება და აღინიშნება  $V_M$ -ით.

აირის მოლური მოცულობა ტოლია ამ აირის მოცულობის ფარდობისა მოლის რაოდენობასთან:  $V_M = \frac{V}{\nu}$  (1). ანუ  $\nu = \frac{V}{V_M}$  (2). როგორც

ცნობილია, ნივთიერების რაოდენობა  $\nu = \frac{m}{M}$  (3). (2) და (3) ფორმულების

თანახმად  $\frac{m}{M} = \frac{V}{V_M}$  (4), აქედან  $M = \frac{mV_M}{V} = \frac{22,4m}{V}$  (5),

ხოლო  $V = \frac{m \cdot 22,4}{M}$  (6).

თუ ცნობილია აირის სიმკვრივე ( $\rho$ ), მაშინ შესაძლებელია მისი მასის განსაზღვრა:  $m = V \cdot \rho$  (7), რადგან  $V = V_M \cdot \nu$  (8), ხოლო  $m = M \cdot \nu$  (9). ამიტომ (5) ფორმულა ასე შეიძლება ჩაწეროთ:

$$M\nu = V_M \cdot \nu \cdot \rho,$$

ანუ

$$M = V_M \cdot \rho \quad (10), \quad \text{აქედან} \quad \rho = \frac{M}{V_M} \quad (11).$$

თუ ერთი აირის სიმკვრივეს ( $\rho_1$ ) გავყოფთ მეორე აირის სიმკვრივეზე ( $\rho_2$ ) მივიღებთ განყენებულ რიცხვს, რომელსაც აირის ფარდობითი სიმკვრივე ეწოდება და აღინიშნება  $D$  ასოთი:

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1/V_M}{M_2/V_M} = \frac{M_1}{M_2} \quad (12).$$

აირის ფარდობითი სიმკვრივე (D) ტოლია ერთი აირის მოლის მასის ფარდობისა მეორე აირის მოლის მასასთან. ფარდობითი სიმკვრივე გვიჩვენებს ერთი აირი რამდენჯერ მძიმეა ან მუხუჭი მეორესთან შედარებით. შესადარებელ აირს ინდექსით აღნიშნავენ. მაგალითად,  $D_{H_2}$  ნიშნავს აირის სიმკვრივეს წყალბადის მიმართ (სიტყვა ფარდობითი არ არის საჭირო).  $D_3$  ნიშნავს აირის სიმკვრივეს ჰერის მიმართ. თუ ცნობილია აირის ფარდობითი სიმკვრივე (D), მაშინ შესაძლებელია მისი მოლის მასის განსაზღვრა შემდეგი ფორმულით:  $M_2(X) = D_{H_2} \cdot M_2(H_2)$  (13), ანუ  $M(X) = D_{H_2} \cdot M(H_2)$  (14).  
თუ D განსაზღვრულია ჰერის მიმართ, მაშინ

$$M_2(X) = D_3 \cdot M_2(3) \quad (15), \text{ ანუ } M(X) = D_3 \cdot M(3) \quad (16)$$

ჰერის საშუალო ფარდობითი მოლეკულური მასა გამომდინარე მისი შედგენილობიდან 29-ის ტოლია.

ბოილ - მარიოტის კანონის თანახმად (მუდმივი ტემპერატურის პირობებში) აირის მოცულობა წნევის უკუპროპორციულია:

$$\frac{V_1}{V_0} = \frac{P_0}{P_1}; \quad P_0 V_0 = P_1 V_1 \quad (17).$$

გეი-ლუსაკის კანონის თანახმად (მუდმივი წნევის პირობებში) აირის მოცულობა ტემპერატურის პირდაპირპროპორციულია:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (18).$$

ბოილ - მარიოტის (17) და გეი-ლუსაკის (18) გაერთიანებული კანონის თანახმად:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T} \quad (19)$$

სადაც  $P_0$  - აირის ნორმალური წნევა - 1 ატმ (SI-ში 1 ატმ=101325 პა ანუ 1013,25 კპა ანუ 0,1 მგპა),  $V_0$  - აირის მოცულობა ნორმალურ პირობებში ( $0^\circ\text{C}$  და 101,325 კპა),  $V$  - აირის მოცულობა მოცემულ ტემპერატურასა

და წნევაზე,  $T_0$  - აბსოლუტური ნული -  $273^{\circ}\text{C}$ ,  $T$  - აბსოლუტური ტემპერატურა ( $T=273+t^{\circ}\text{C}$ ). როცა  $V_0 = V_M$ ,  $\frac{P_0 V_M}{T_0}$  არის კონსტანტა, რომელიც აღინიშნება  $R$  ასოთი. ყველა სხვა შემთხვევაში:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \nu R \quad \text{ანუ} \quad PV = \nu RT \quad (20)$$

ამ ფორმულას იდეალური აირის მდგომარეობის განტოლება ეწოდება. მისი მეშვეობით შესაძლებელია აირის მოლური მასის განსაზღვრა. თუ წნევა განსაზღვრულია ატმოსფეროებით, მაშინ  $R = 0,082 \frac{\text{ატმ.ლ}}{(\text{მოლი} \cdot \text{K})}$ . თუ

წნევა მოცემულია პასკალებით (ე.ი. SI-ში), მაშინ

$$R = 8,314 \frac{\text{ჯ}}{(\text{მოლი} \cdot \text{K})}$$

იდეალური აირის მდგომარეობის განტოლების მიხედვით შესაძლებელია ფორმულაში შემაჯავლი ნებისმიერი სიდიდის გამოთვლა, თუ გვეცოდინება დანარჩენი.

მზ 1: განსაზღვრეთ იმ აირის მოლეკულური მასა, რომლის 800 მლ  $17^{\circ}\text{C}$  ტემპერატურისა და 1,015 ატმ წნევის პირობებში 2 გ-ს იწონის.

ამოხსნა: კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლებიდან (20)

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{2 \cdot 0,082(273 + 17^{\circ}\text{C})}{1,015 \cdot 0,8} = 58 \text{ გ/მოლი,}$$

ე. ი. აირის მოლის მასა უდრის 58 გ/მოლს.

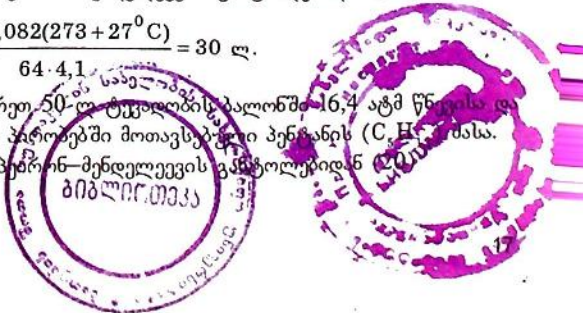
მზ 2: განსაზღვრეთ 320გ  $\text{SO}_2$ -ის მოცულობა 4,1 ატმ წნევისა და  $27^{\circ}\text{C}$  ტემპერატურის პირობებში.

ამოხსნა: კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლებიდან (20)

$$V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot P} = \frac{320 \cdot 0,082(273 + 27^{\circ}\text{C})}{64 \cdot 4,1} = 30 \text{ ლ.}$$

მზ 3: განსაზღვრეთ 50-ლ ტექილონის ბალონში 16,4 ატმ წნევისა და  $87^{\circ}\text{C}$  ტემპერატურის პირობებში მოთავსებული პენტანის ( $\text{C}_5\text{H}_{12}$ ) მასა.

ამოხსნა: კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლებიდან (20)



$$m = \frac{M \cdot P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{72 \cdot 16,4 \cdot 50}{0,082 \cdot (273 + 87)} = 2000 \text{ გ.}$$

მზ 4: განსაზღვრეთ 40 ლ ტევადობის ბალონში მოთავსებული 5 კგ აზოტის წნევა  $7^{\circ}\text{C}$  ტემპერატურაზე.

ამოხსნა: კლავირონ-მენდელეევის განტოლებიდან (20)

$$P = \frac{m \cdot R \cdot T}{V \cdot M} = \frac{5000 \cdot 0,082 \cdot (273 + 7)}{40 \cdot 28} = 102,5 \text{ ატმ}$$

მზ 5: განსაზღვრეთ  $\text{CO}$ -ს ტემპერატურა ნორმალური წნევის პირობებში, როდესაც მისი 1 ლ იწონის 1 გ-ს.

ამოხსნა: კლავირონ-მენდელეევის განტოლებიდან (20)

$$T = \frac{M \cdot P \cdot V}{m \cdot R} = \frac{28 \cdot 1 \cdot 1}{1 \cdot 0,082} = 341,5 \text{ K. } 341,5 - 273 = 68,5^{\circ}\text{C.}$$

მზ 6: 1,236 გ აირი  $20^{\circ}\text{C}$ -სა და 1 ატმ წნევის პირობებში იკავებს 512 სმ<sup>3</sup> მოცულობას. განსაზღვრეთ აირის ფარდობითი მოლეკულური მასა.

ამოხსნა: თუ მოცემულ სიდიდეებს SI-ში გადავიყვანთ მივიღებთ:

$$V = 512 \text{ სმ}^3 = 0,000512 \text{ მ}^3$$

$$m = 1,26 \text{ გ.}$$

$$T = 20^{\circ}\text{C} = 293,15 \text{ K.}$$

$$P = 1 \text{ ატმ} = 101325 \text{ ჯ/მ}^2;$$

$$R = 8,314 \text{ ჯ/კმოლი}$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{1,236 \cdot 8,314 \cdot 293,15}{101325 \cdot 0,000512} = 58 \text{ გ/მოლი,}$$

$$\text{ე. ი. } M_r = 58.$$

დავიხსნოთ შემდეგი ძირითადი დებულებები:

1. ნივთიერება შედგება მოლეკულებისაგან რომელთა შორის მანძილი გაცილებით მეტია მათ ზომებზე. მოლეკულებს შორის სივრცე განსაზღვრავს ნივთიერების მოცულობას;

2. მოლეკულა ნივთიერების უმცირესი ნაწილაკია, რომელსაც ამ ნივთიერების ყველა ქიმიური თვისება აქვს;

3. მოლეკულა შედგება ატომებისაგან;

4. ატომი არის ელემენტის უმცირესი ნაწილაკი, რომელსაც ამ ელემ-

მენტის ყველა ქიმიური თვისება აქვს;

5. ატომები და მოლეკულები განუწყვეტლივ მოძრაობენ;

6. ატომისა და მოლეკულის მასა ძალიან მცირე სიდიდეა, ამიტომ გამოსახვენ ფარდობითი სიდიდით. ფარდობითი ატომური მასა ( $A_r$ ) ტოლია ატომის მასა შეფარდებული ნახშირბადის იზოტოპის ( $^{12}\text{C}$ ) მასის  $1/12$ -თან:

$$A_r = \frac{m_a}{1/12m_a(^{12}\text{C})}$$

ფარდობითი მოლეკულური მასა ( $M_r$ ) ტოლია მოლეკულის მასა ( $m_m$ ) შეფარდებული ნახშირბადის იზოტოპის ( $^{12}\text{C}$ ) მასის  $1/12$ -თან:

$$M_r = \frac{m_m}{1/12m_a(^{12}\text{C})};$$

7. ფარდობითი ატომური მასა ( $A_r$ ) განყენებული რიცხვია და გვიჩვენებს ელემენტის ერთი ატომის მასა რამდენჯერ აღემატება ნახშირბადის იზოტოპის მასის ( $^{12}\text{C}$ )  $1/12$  ნაწილს;

8. ფარდობითი მოლეკულური მასა ( $M_r$ ) განყენებული რიცხვია და გვიჩვენებს ნივთიერების ერთი მოლეკულის მასა რამდენჯერ აღემატება ნახშირბადის იზოტოპის ( $^{12}\text{C}$ ) მასის  $1/12$  ნაწილს.  $M_r$  უდრის მოლეკულის შემადგენელი ატომების ფარდობითი ატომური მასების ჯამს;

9. ყოველ ქიმიურად სუფთა ნივთიერებას მუდმივი რაოდენობრივი და თვისებრივი შედგენილობა აქვს მიუხედავად მათი მიღების წერხისა;

10. რეაქციაში მონაწილე და რეაქციის შედეგად მიღებულ ნივთიერებათა მასები ტოლია, ე. ი. რეაქციის შედეგად მასა არ იცვლება. მუდმივია ენერჯის რაოდენობაც;

11. აირად მდგომარეობაში ყოველი ნივთიერების ერთი მოლი ნორმალურ პირობებში ( $0^\circ\text{C}$  ანუ  $273\text{K}$  და  $101,3$  კპა ანუ  $0,1$  მგპა)  $22,4$  ლ მოცულობას იკავებს;

12. ნივთიერების რაოდენობის საზომი ერთეული არის მოლი. ერთ მოლში არის ავოგადროს რიცხვის ტოლი ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ) რაოდენობის ნაწილაკი (მოლეკულა, ატომი, იონი). მოლთა რაოდენობა:

$$\nu(x) = \frac{m(x)}{M(x)} \quad \text{ან} \quad \nu(x) = \frac{V}{V_M}$$

13. აირის ფარდობითი სიმკვრივე  $D = \frac{M_1}{M_2}$ . ფარდობით სიმკვრივეს

საზღვრავენ ან წყალბადის ან ჰაერის მიმართ:

$$D_{H_2}(x) = \frac{M(x)}{2}; \quad D_j(x) = \frac{M(x)}{29}.$$

### ცნება ვალენტობის შესახებ

შედგენილობის მუდმივობის კანონიდან გამომდინარეობს, რომ ქლორის, ჟანგბადის, აზოტისა და ნახშირბადის ატომების წყალბადნაერთებს  $HCl$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $CH_4$  მუდმივი შედგენილობა აქვს.

ქლორის ატომი უერთდება წყალბადის ერთ ატომს, ჟანგბადის ატომი – წყალბადის ორ ატომს, აზოტი – წყალბადის სამ ატომს და ნახშირბადი – წყალბადის ოთხ ატომს.

ელემენტის უნარს შეიერთოს განსაზღვრული რაოდენობის წყალბადის ატომები ვალენტობა ეწოდება. წყალბადის ვალენტობა ერთის ტოლად არის მიღებული.

მაშასადამე, ქლორის ატომი ერთვალენტიანია, ჟანგბადის – ორი, აზოტის – სამი და ნახშირბადის ატომი – ოთხვალენტიანი.

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

წყალბადის გარდა ელემენტები უერთდება სხვა ატომებსაც, განსაკუთრებით ჟანგბადის ატომს. ჟანგბადი, როგორც წყლის შედგენილობიდან გამომდინარეობს, ორვალენტიანია და ელემენტის ჟანგბადნაერთების ფორმულების შედგენის დროს უნდა გავითვალისწინოთ მისი უნარი დაიკავშიროს სხვა ერთვალენტიანი ელემენტის ორი ატომი. ჟანგბადნაერთის ფორმულის შედგენა ხდება შემდეგი პრინციპის მიხედვით: ნაერთში შემავალ ატომთა ვალენტობები თანაბარი უნდა იყოს. სხვადასხვა ვალენტობის გასათანაბრებლად ელემენტის ვალენტობებს ჯვარედინად გადასვამენ და ინდექსად მიუწერენ ატომებს (კენტი ვალენტობის შემთხვევაში), ან ერთი ატომის (მაღალ) ვალენტობას გაყოფენ მეორე ატომის (დაბალ) ვალენტობაზე და მიღებულ მთელ რიცხვს მიუწერენ დაბალი ვალენტობის მქონე ატომს

ინდექსად; მაგალითად:  $\overset{\text{I}}{\text{Na}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ,  $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ ,  $\overset{\text{III}}{\text{Al}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}_3$ ,  $\overset{\text{IV}}{\text{C}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_2$ ,  $\overset{\text{V}}{\text{N}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}_5$ ,  $\overset{\text{VI}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_3$ ,

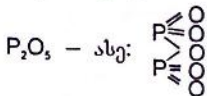
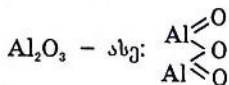
$\overset{\text{VII}}{\text{Mn}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}_7$ ,  $\overset{\text{VIII}}{\text{Os}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_4$  ელემენტები ჟანგბადნაერთებში ამჟღავნებენ 1-დან 8-მდე (ჩათვლით) ვალენტობას. ჟანგბადნაერთებში ელემენტის ვალენტობას ეწოდება ვალენტობა ჟანგბადის მიმართ.

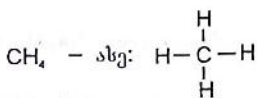
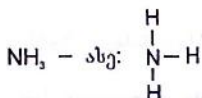
ელემენტის ვალენტობა მუდმივი რიცხვი არ არის თუმცა ზოგიერთი ელემენტი ამჟღავნებს მუდმივ ვალენტობას. მაგალითად, წყალბადი 1-ვალენტიანია, ჟანგბადი - 2, ნატრიუმი - 1, კალიუმი - 2, ალუმინი - 3, ფთორი - 1 და ა.შ. ზოგიერთი ელემენტი ამჟღავნებს ცვალებად ვალენტობას. მაგალითად: ნახშირბადი ამჟღავნებს 2 და 4 ვალენტობას, გოგირდი - 2, 4, 6 ვალენტობას, ქლორი - 1, 3, 5, 7 ვალენტობას, რკინა - 2, 3 ვალენტობას, აზოტი - 1, 2, 3, 4, 5 ვალენტობას და ა.შ. ჩვეულებრივ ელემენტის ვალენტობა წყალბადის მიმართ ყოველთვის მუდმივი სიდიდეა, ხოლო ჟანგბადის მიმართ ვალენტობა ცვალებადი სიდიდეა.

მნდველევმა დაადგინა, რომ ელემენტის უმაღლესი ვალენტობა ჟანგბადის მიმართ უდრის ვგუფის ნომერს, ხოლო ელემენტის ვალენტობა წყალბადის მიმართ ტოლია 8-ს გამოკლებული ვგუფის ნომერი. მაგალითად, ფოსფორის უმაღლესი ვალენტობა ჟანგბადის მიმართ არის 5 ( $\text{P}_2\text{O}_5$ ), ხოლო წყალბადის მიმართ -  $8-5=3$  ( $\text{PH}_3$ ). ამჟამად ელემენტის აღნიშნულ ვალენტობებს ეწოდება ჟანგვის რიცხვი. ელემენტის ჟანგვის რიცხვი ჟანგბადნაერთებში დადებითია (+), მაგალითად,  $\text{P}_2^{+5}\text{O}_5$ , ხოლო წყალბადნაერთებში უარყოფითი (-) -  $\text{P}^{-3}\text{H}_3$ .

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

მაგალითად:  $\text{CaO}$  სტრუქტურულად ასე ჩაიწერება:  $\text{Ca}=\text{O}$





და ა.შ.

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

ვალენტობის თანამედროვე თეორიას განვიხილავთ ატომის აღნაგობაში.

### §3. პერიოდულობის კანონის აღმოჩენა

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

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

დ. მენდელეევმა ელემენტთა კლასიფიკაციას საფუძვლად დაუდო ატომის ფარდობითი ატომური მასა და ელემენტები განალაგა ფარდობითი ატომური მასის ზრდის მიხედვით: H, Li, Be, B, C, N, O, F, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, K, Ca და ა. შ. მან შეისწავლა მათი ოქსიდების და ჰიდროქსიდების ქიმიური თვისებები და დაადგინა, რომ მწკრივის დასაწყისში (წყალბადის შემდეგ) მოთავსებულია ტიპური ლითონი (Li), მას მოსდევს ისეთი ელემენტი (Be), რომელსაც ლითონური და არალითონური თვისებები

აქვს (ე. წ. ამფოტერული ელემენტი). ამფოტერული ელემენტის შემდეგ მწკრივში მოთავსებულია არალითონები (B, C, N, O, F), რომელთა არალითონური აქტივობა თანდათანობით იზრდება და აღწევს მაქსიმუმს (F), მომდევნო ელემენტი (Na) ისევ ლითონურ თვისებას ამჟღავნებს (ინერტული აირები მაშინ ცნობილი არ იყო). ნატრიუმიდან კალიუმამდე ელემენტების ლითონური თვისებები ისევ სუსტდება და გადადის ამფოტერულში (Al), იწყება არალითონური თვისებების გაძლიერება და ა. შ. დ. მენდელეევი შეამჩნია, რომ ქიმიურად მსგავსი ელემენტები გარკვეული შუალედის შემდეგ მეორდება და, მაშასადამე, მათი ქიმიური თვისებები პერიოდულად იცვლება. დ. მენდელეევი ელემენტთა თვისებების პერიოდულობის კანონი ასე ჩამოაყალიბა: ელემენტების ფიზიკური და ქიმიური თვისებები, რომლებიც მათ მიერ წარმოქმნილ მარტივ და რთულ ნივთიერებებში მჟღავნდება, პერიოდულ დამოკიდებულებაშია მათ ატომურ წონასთან. პერიოდულობის კანონის სრული ფორმულირების პარალელურად ცნობილია კანონის მოკლე ფორმულირებაც: ელემენტის ქიმიური თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია მათ ატომურ წონასთან (თანამედროვე ტერმინოლოგიით — ატომურ მასასთან).

პერიოდულობის კანონის საფუძველზე დ. მენდელეევი შეადგინა ელემენტთა პერიოდული სისტემა. არსებობს პერიოდული სისტემის რამდენიმე ვარიანტი. მათ შორის ყველაზე მიღებულია მოკლე და გრძელპერიოდიანი ფორმები, რომლებიც ერთმანეთს ავსებენ. საშუალო სკოლაში ისწავლება პერიოდული სისტემის მოკლეპერიოდიანი ფორმა, რომელიც უფრო კომპაქტურია, თუმცა აქვს თავისი უარყოფითი მხარეებიც.

პერიოდული სისტემის მოკლეპერიოდიანი ვარიანტი შედგება პერიოდების, რიგების და ჯგუფებისაგან. პერიოდულ სისტემაში ყოველი ელემენტი მოთავსებულია უჯრედში, რომელშიც აღნიშნულია მისი ქიმიური სიმბოლო, სახელწოდება, რიგითი ნომერი (Z) და ფარდობითი ატომური მასა ( $A_r$ ). პერიოდულ სისტემაში ელემენტები განლაგებულია ჰორიზონტალურ და ვერტიკალურ მწკრივებში. ჰორიზონტალურ მწკრივს, რომელიც იწყება ტუტე ლითონით და მთავრდება ინერტული აირით (პირველი მწკრივის გამოკლებით) პერიოდი ეწოდება. პერიოდულ სისტემაში სულ 7 პერიოდი. აქედან 1, 2 და 3 მცირე პერიოდებია, 4, 5, 6, 7 — დიდი პერიოდები. მცირე პერიოდები შედგება თითო-თითო რიგისაგან, ხოლო დიდი პერიოდები — ორ-ორი რიგისაგან (მე-7 პერიოდის გარდა) (პერიოდული სისტემის გრძელპერიოდიანი ვარიანტში ყოველი პერიოდი ერთი რიგის-

ავან შედგება). პერიოდებში ელემენტების რაოდენობა სხვადასხვაა. 1-ელ პერიოდში შედის 2 ელემენტი, მე-2-სა და მე-3-ში — 8-8 ელემენტი, მე-4-სა და მე-5-ში — 18-18, მე-6-ში — 32 ელემენტი. მე-7 პერიოდში ამჟამად შედის 25 ელემენტი (110-ვე ელემენტის გათვალისწინებით).

პერიოდულ სისტემაში 10 რიგია მცირე პერიოდები შედგება თითო-თითო რიგისაგან, დიდი პერიოდები — ორ-ორი რიგისაგან, მე-7 პერიოდის გარდა, რომელიც დაუმთავრებელია და მხოლოდ ერთ რიგს შეიცავს. მე-6 პერიოდის პირველი რიგის 14 ელემენტი, რომლებიც ლანთანის შემდგეა განლაგებული, გამოტანილია სისტემის ქვემოთ ცალკე მწკრივად და ლანთანოიდები ეწოდება. მე-7 პერიოდის პირველი რიგის 14 ელემენტი, რომლებიც აქტიუნიუმის შემდგეა მოთავსებული ( $Z = 90 - 103$ ), აქტინოიდების სახელწოდებით გამოტანილია სისტემიდან და ცალკე მწკრივის სახით მიწერილია ლანთანოიდების ქვევით.

პერიოდული სისტემის სვეტებს, რომლებიც აერთიანებს ელემენტებს მათი დადებითი უნგვის რიცხვის მიხედვით, ჯგუფები ეწოდება. პერიოდული სისტემის გრძელპერიოდიან ვარიანტში 16 ჯგუფი შედის, ხოლო მოკლეპერიოდიან ვარიანტში — 8 ჯგუფი. მოკლეპერიოდიან ფორმაში ყოველი ჯგუფი იყოფა ორ ნაწილად: მთავარ და თანაურ ჯგუფებად. მთავარ ჯგუფს A ასოთი აღნიშნავენ, ხოლო თანაურს — B-თი. სვეტს, რომელიც შედგება მცირე და დიდი პერიოდის ელემენტებისგან, მთავარი (A) ჯგუფი ეწოდება. ხოლო სვეტს, რომელიც შედგება მხოლოდ დიდი პერიოდის ელემენტებისგან — თანაური (B) ჯგუფი.

ზოგიერთი ჯგუფის ელემენტებს საერთო სახელწოდებაც აქვს. მაგალითად:

I A ჯგუფის ელემენტებს (Li - Fr) ტუტე ლითონები ეწოდება,

II A ჯგუფის ელემენტებს (Ca - Ra) ტუტეშიწათა ლითონები,

V A ჯგუფის ელემენტებს (N - Bi) პნიკტოგენები (P და N სიმბოლოებიდან გამომდინარე),

VI A ჯგუფის ელემენტებს (S - Te) — ქალკონგები,

VII A ჯგუფის ელემენტებს (F - At) — ჰალოგენები,

VIII A ჯგუფის ელემენტებს (He - Rn) — ინერტული ანუ კეთილშობილი აირები,

III B ჯგუფის ელემენტებს (La - Lu) — ლანთანოიდები,

III B ჯგუფის ელემენტებს (Ac - Lz) — აქტინოიდები,

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

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

მთავარი და თანური ჯგუფების ელემენტები ერთმანეთისგან განსხვავდება ქიმიური თვისებებით.

მთავარი ჯგუფის ელემენტები ქიმიური თვისებების მიხედვით ერთმანეთის მსგავსია და თანური ჯგუფის ელემენტებისგან რადიკალურად განსხვავდება. მაგალითად, IA ჯგუფში მოთავსებულია ყველაზე აქტიური ლითონი – ცეზიუმი (Cs), ხოლო IB-ში – ყველაზე პასიური ლითონი – ოქრო (Au).

მთავარ ჯგუფში ზევდან ქვევით რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად ძლიერდება ელემენტის ლითონური თვისებები და სუსტდება არალითონური. ეს კანონზომიერება კარგად ჩანს VII A ჯგუფის ელემენტების თვისებების შედარებისას. ამ ჯგუფში მოთავსებულია აქტიური არალითონები – ჰალოგენები (F-დან At-მდე). რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად მათი არალითონური თვისებები სუსტდება და ძლიერდება ლითონური თვისებები, რაც მუდგანდება მათ ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებებში. ფტორი და ქლორი აირებია, ბრომი – სითხე, იოდი კი – მყარი ნივთიერება, რომელიც ჰგავს ლითონებს არა მარტო გარეგნულად (მუქი მონაცრისფრო-შავი ფერის ლითონური ბზინვარების კრისტალურება), არამედ ქიმიური თვისებებითაც, რადგან ლითონების მსგავსად წარმოქმნის ყველაზე მდგრად ოქსიდს ( $I_2O_7$ ) და სხვა ჰალოგენებთან შედარებით ყველაზე არამდგრად წყალბადნაერთს (HI). თანური ჯგუფის ელემენტები კი მხოლოდ ლითონებია და მათი აქტიურობა იზრდება ქვევით ზევით. მაგალითად, მანგანუმი (Mn) უფრო აქტიურია, ვიდრე რენიუმი (Re).

ამრიგად, პერიოდებში ელემენტის რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად სუსტდება ლითონური თვისებები და ძლიერდება არალითონური. ხოლო ჯგუფებში ელემენტის რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად ძლიერდება ლითონური თვისებები და სუსტდება არალითონური. ამიტომ ლითონები მოთავსებულია პერიოდული სისტემის მარცხენა მხარეს, ხოლო არალითონები მარჯვენა მხარეს (VA, VIA, VIIA). Be, Al, Ge, Sb, Po დიაგონალის ზევით არალითონებია, ქვევით კი – ლითონები. საერთოდ, ლითონები შეადგენს ელემენტების 80%-ს. ყველაზე აქტიური ლითონებია IA ჯგუფის ლითონები, ყველაზე აქტიური არალითონებია VII A ჯგუფის არალითონები. თუ გავითვალისწინებთ ჯგუფებში ლითონური და არალითონური თვისებების ცვალებადობას, ყველაზე აქტიური ლითონია ცეზიუმი (Cs), ხოლო

ყველაზე აქტიური არალითონია ფთორი (F) (ფრანციუმი ცეზიუმის ანალოგიურია და ხელოვნურად არის მიღებული). რაც უფრო ძლიერია ელემენტის ლითონური თვისებები, მით უფრო მდგრადია მისი ჟანგბადნაერთი და რაც უფრო ძლიერია ელემენტის არალითონური თვისებები, მით უფრო მდგრადია მისი წყალბადნაერთი. ყოველი ჯგუფის ქვევით მიწერილია ჟანგბადნაერთის ( $R_xO_y$ ) და წყალბადნაერთის ( $H_nR$ ) ზოგადი ფორმულები, რომლებშიც R აღნიშნავს ამ ჯგუფის ელემენტს.

ერთ ჯგუფში გაერთიანებული A და B ჯგუფის ელემენტები, მიუხედავად სხვადასხვა ქიმიური თვისებებისა, ამჟღავნებს ერთნაირ — მაქსიმალურ დადებით — ჟანგვის რიცხვს, რომელიც ჯგუფის ნომრის ტოლია (გამონაკლისია I B ჯგუფის ორი ელემენტი — სპილენძი და ოქრო, რომელთა უმაღლესი ჟანგვის რიცხვია  $Cu^{2+}$  და  $Au^{3+}$ . VI A ჯგუფიდან გამონაკლისია ჟანგბადი, რომელსაც არ ახასიათებს დადებითი ჟანგვის რიცხვი (გამონაკლისია  $OF_2$ ). VII A ჯგუფიდან — ფთორი, რომელიც საერთოდ არ ამჟღავნებს დადებით ჟანგვის რიცხვს და VIII ჯგუფის ელემენტები, რომელთაგან მხოლოდ სამი ელემენტი: ოსმიუმი (Os), რუთენიუმი (Ru) და ქსენონი (Xe) ამჟღავნებს +8-ის ტოლ ჟანგვის რიცხვს. დანარჩენი ან არ წარმოქმნის ნაერთებს (He, Ne, Ar), ან ძირითადად ამჟღავნებს +2-ის და +3-ის ტოლ ჟანგვის რიცხვს (Fe, Co, Ni, Pt).

ყოველი ელემენტის თვისებები მის გარშემო განლაგებული რვა მეზობელი ატომის თვისებების საშუალოა; მაგალითად, ალუმინის ფარდობითი ატომური მასა ტოლია მის გარშემო განლაგებული 8 ელემენტის ფარდობითი ატომური მასების საშუალო არითმეტიკულის:

$$Ar(Al) = \frac{Ar(Mg) + Ar(Si) + Ar(B) + Ar(Sc) + Ar(Ca) + Ar(C) + Ar(Be) + Ar(Ti)}{8} = \frac{24+28+11+45+40+12+9+48}{8} = 27.$$

## ელემენტთა პერიოდულობის კანონის მნიშვნელობა

ელემენტთა პერიოდულობის კანონს და პერიოდულ სისტემას დიდი მნიშვნელობა აქვს როგორც ქიმიის, ისე ფიზიკისა და მომიჯნავე დარგების განვითარებისათვის.

პერიოდულობის კანონის საფუძველზე შეიქმნა ქიმიურ ელემენტთა მეცნიერული კლასიფიკაცია. თითოეული ელემენტის თვისებების სრულყოფილი შესწავლა შესაძლებელი გახდა პერიოდულ სისტემაში მის გარშემო განლაგებული ელემენტის თვისებებთან შეპირისპირებით. ელემენტთა თვისებების შეპირისპირების საფუძველზე მენდელეევა შეასწორა რამდენიმე ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა. მაგალითად, Be-ის ფარდობითი ატომური მასა მიჩნეული იყო 13,5-ის ტოლად. ასეთი ფარდობითი ატომური მასით იგი აღმოჩნდებოდა ნახშირბადსა და აზოტს — ტიპურ არალითონებს — შორის. ამფოტერული ელემენტის მოთავსება კი არალითონებს შორის არ იქნებოდა სწორი ელემენტის ქიმიური თვისებებიდან გამომდინარე. ამიტომ მენდელეევა ივარაუდა, რომ Be-ის ფარდობითი ატომური მასა უნდა ყოფილიყო 9-ის ტოლი და მოათავსა იგი ტიპურ ლითონსა (Li) და ტიპურ არალითონს (B) შორის II A ჯგუფში. მანვე გამოთვალა მისი ფარდობითი ატომური მასა პერიოდულ სისტემაში მდებარეობის მიხედვით:

$$A_r(\text{Be}) = \frac{A_r(\text{Al}) + A_r(\text{B})}{2} = \frac{7 + 11}{2} = 9,$$

რაც თანამედროვე განსაზღვრით სავსებით სწორი აღმოჩნდა.

მენდელეევა შეასწორა 20-მდე სხვადასხვა ელემენტის ფარდობითი ატომური მასები. მან იწინასწარმეტყველა რამდენიმე ახალი ელემენტის არსებობა და მიუჩინა შესაბამისი ადგილი პერიოდულ სისტემაში. ესენია: სკანდიუმი (Sc), გალიუმი (Ga) და გერმანიუმი (Ge). ამ ელემენტების აღმოჩენამ პრაქტიკულად დაადასტურა მენდელეევის წინასწარმეტყველება და აღიარება მოუტანა მის პერიოდულობის კანონს. მისივე სიცოცხლეში მოგვიანებით აღმოჩენილ იქნა მის მიერ ნაწინასწარმეტყველები სხვა ელემენტებიც: პოლონიუმი (Po), რენიუმი (Re), ტექნეციუმი (Tc) და სხვა.

დ. მენდელეევის პერიოდულობის კანონმა დიდი როლი შეასრულა ატომის აღნაგობის თეორიის ჩამოყალიბებაშიც.

დავიხსოვოთ შემდეგი:

1) ელემენტთა პერიოდულობის კანონი აღმოჩენილი იქნა 1869 წ. დ. მენდელეევის მიერ;

2) ელემენტთა პერიოდულობის კანონი მენდელეევა ასე ჩამოაყალიბა: „ელემენტთა თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია მის ატომურ მასასთან“ (კანონის მოკლე ფორმულირება);

3) პერიოდულობის კანონის საფუძველზე დ. მენდელეევა შეადგინა

ელემენტთა პერიოდული სისტემა, რომელიც კანონის გრაფიკულ გამოსახულებას წარმოადგენს;

4) ელემენტთა პერიოდული სისტემა შედგება პერიოდებისა და ჯგუფებისაგან;

5) პერიოდულ სისტემაში შვიდი პერიოდია. აქედან პირველი სამი მცირე პერიოდია, მომდევნო სამი - დიდი და ბოლო, მეშვიდე პერიოდი, დაუმთავრებელია;

6) მცირე პერიოდები შედგება თითო-თითო რიგისაგან, დიდი პერიოდები კი - ორ-ორი რიგისაგან;

7) მცირე პერიოდებში ატომური მასის (რიგითი ნომრის) ზრდასთან ერთად სუსტდება ლითონური თვისებები და ძლიერდება არალითონური. გადასვლა ხორციელდება გარდამავალი თვისების მქონე ელემენტით, რომელსაც ამფოტერული ელემენტი ეწოდება;

8) დიდი პერიოდების პირველ რიგში მხოლოდ ლითონებია განლაგებული. მეორე რიგიდან იწყება ლითონური თვისებების გადასვლა არალითონურში და პერიოდი იკმეტება ინერტული აირით;

9) პერიოდული სისტემის სვეტებს, რომლებშიც გაერთიანებულია ელემენტები მათი უმაღლესი დადებითი ჟანგვის რიცხვის მიხედვით, ჯგუფები ეწოდება;

10) პერიოდულ სისტემაში სულ 8 ჯგუფია. ყოველი ჯგუფი იყოფა 2 ნაწილად: A და B ჯგუფად;

11) A ჯგუფში გაერთიანებულია მცირე და დიდი პერიოდების ელემენტები, B ჯგუფში კი - მხოლოდ დიდი პერიოდის ელემენტები;

12) A ჯგუფის ელემენტები ქიმიური თვისებებით ერთმანეთის მსგავსია და მკვეთრად განსხვავდება B ჯგუფის ელემენტებისაგან;

13) A ჯგუფში ზევიდან ქვევით ძლიერდება ელემენტის ლითონური თვისებები და სუსტდება არალითონური თვისებები;

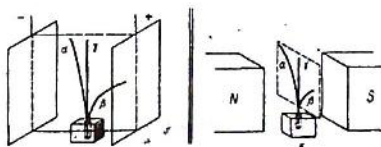
14) B ჯგუფის ყველა ელემენტი ლითონია. მათი აქტიურობა იზრდება ქვევიდან ზევით.

#### §4. ატომის აღნაგობა

1896 წ. ფრანგმა ფიზიკოსმა ანრი ბეკერელმა ურანის მადნის შესწავლის დროს აღმოაჩინა რადიოაქტივობის მოვლენა. ნიუთიერების უნარს თავისთავად (სპონტანურად) გამოასხივოს

თვალთ უხილავი სხივები რადიოაქტივობა ეწოდება. შემდეგ კი პიერ და მარია კიურებმა ურანის მადნისაგან გამოყვეს ორი ახალი ელემენტი, პოლონიუმი (Po) და რადიუმი (Ra). რადიუმი რადიოაქტიური ელემენტია, რომელსაც უფრო ძლიერი რადიაცია ახასიათებს, ვიდრე ურანის მადანს.

რადიოაქტიური გამოსხივება შეისწავლეს მარია და პიერ კიურებმა და ერნსტ რეზერფორდმა. მათ რადიოაქტიური ნივთიერება (რადიუმი) მოათავსეს ელექტრომაგნიტურ ველში და დაადგინეს, რომ რადიოაქტიური გამოსხივება შედგება სამი ნაწილისაგან: ალფა ( $\alpha$ ), ბეტა ( $\beta$ ) და გამა ( $\gamma$ ) გამოსხივებისგან (სურ. 1)



სურ. 1.

უარყოფითი ფირფიტისკენ გადახრილ სხივებს  $\alpha$ -სხივები უწოდეს, დადებითისკენ გადახრილს —  $\beta$ -სხივები, ხოლო იმ სხივებს, რომლებიც ელექტრომაგნიტურ ველში არ გადაიხარა —  $\gamma$ -სხივები.

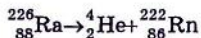
$\alpha$ -სხივებს აღმოაჩნდა +2 მუხტი და  $6,64 \cdot 10^{-24}$  გ-ის ტოლი მასა.  $\beta$ -სხივებს აქვს -1 მუხტი და  $9,11 \cdot 10^{-28}$  გ-ის ტოლი მასა.  $\gamma$ -სხივებს არც მუხტი აქვს და არც მასა.

ინგლისელმა ფიზიკოსმა რეზერფორდმა დაადგინა, რომ  $\alpha$ -სხივები წარმოადგენს ჰელიუმის ატომბირთვების ნაკადს ( $\text{He}^{2+}$ ),  $\beta$ -სხივები — ელექტრონების ნაკადს, ხოლო  $\gamma$ -სხივები ჩვეულებრივი ელექტრომაგნიტური ტალღებია, რენტგენის სხივების მსგავსი, უფრო მოკლულტალღოვანი და უფრო გამჭოლი.

$\alpha$ -სხივების გამჭოლუნარიანობა ძალიან მცირეა. ისინი ქაღალდშიც კი ვერ გადიან. ჰაერში 7 სმ მანძილის გავლის შემდეგ გადაიქცევა ჰელიუმის ნეიტრალურ ატომებად.  $\beta$ -სხივების გამჭოლუნარიანობა დაახლოებით 100-ჯერ უფრო მეტია, ვიდრე  $\alpha$ -სხივებისა, ხოლო  $\gamma$ -სხივებისა — 1000-ჯერ უფრო მეტი.  $\gamma$ -სხივები თავისუფლად გადის 30 სმ-ის სისქის რკინის

ფირფიტაში.

რადიოაქტიური გამოსხივების პროცესში რადიუმი (Ra) იშლება ჰელიუმის გამოყოფით და წარმოქმნის ახალ რადიოაქტიურ ელემენტს – რადონს:

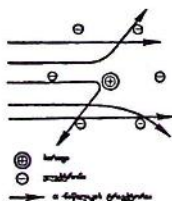


რადონი, თავის მხრივ, რადიოაქტიური გამოსხივების შედეგად გარდაიქმნება ტყვიის ატომად, რომელიც რადიოაქტიური არ არის და შემდგომ აღარ გარდაიქმნება.

ამრიგად, რადიოაქტივობის მოვლენამ შეცვლია დაანახა, რომ ატომი დაუსულელი ნაწილაკი არ არის და შედგება დადებითად და უარყოფითად დამუხტული ნაწილაკებისაგან.

ატომის აღნაგობის პირველი მოდელი მოგვანოდა ტომსონმა, რომელმაც 1897 წ. კათოდური სხივების შესწავლის დროს აღმოაჩინა ელექტრონი – უარყოფითად დამუხტული ნაწილაკი, რომლის მუხტი ერთეულად არის მიღებული (-1). ტომსონის მოდელის მიხედვით ატომი წარმოადგენს დადებითად დამუხტულ სფეროს, რომელშიც თანაბრად არის განაწილებული ელექტრონები (ამ მოდელს უწოდებენ „ქიშმიშიან პუდინგს“).

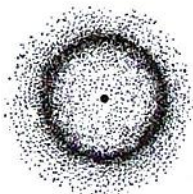
1911 წ. რეზერფორდმა ჩაატარა ცდა, რომლის მიზანი იყო ტომსონის მოდელის შემოწმება. რეზერფორდმა ოქროს კილიტაში გაატარა  $\alpha$ -ნაწილაკები და დაადგინა, რომ  $\alpha$ -ნაწილაკების უმრავლესობა ისე გადის ოქროს კილიტაში, რომ ტრაექტორიას არ იცვლის. იშვიათად ხდება



სურ. 2

გადახრა წრფივი ტრაექტორიიდან და კიდევ უფრო იშვიათად (10 ათასი ნაწილაკიდან ერთი) –  $\alpha$  ნაწილაკის უკუგდება (სურ. 2).  $\alpha$ -ნაწილაკები დადებითად დამუხტული ნაწილაკებია და მათი არეკვლა შეეძლო ისევე დადებითად დამუხტულ ნაწილაკს. რადგან არეკვლილი ნაწილაკების რიცხვი

მცირე იყო, ცხადია, რომ დადებითად დამუხტულ ნაწილაკებს ძალზე მცირე მოცულობა ეკავა ატომში. ამ ცდების საფუძველზე 1911 წელს რეზერფორდმა ჩამოაყალიბა ატომის აღნაგობის თეორია, რომლის თანახმად ატომი ჰგავს მზის სისტემას – ცენტრში მოთავსებულია დადებითად დამუხტული ბირთვი, ხოლო მის გარშემო მოძრაობს ელექტრონები (ამ მოდელს პლანეტური მოდელი ეწოდება). რეზერფორდმა დაადგინა ატომბირთვის და ატომის ზომები. ატომბირთვის დიამეტრი ტოლია  $10^{-13}$  სმ-ის, ანუ  $10^{-8}$  Å-ის, ხოლო ატომის დიამეტრი –  $10^{-8}$  სმ-ის, ანუ  $1$  Å-ის, ე. ი. ატომბირთვი 100 000-ჯერ მცირეა ატომთან შედარებით. ეს სიდიდეები დაახლოებით ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც ქინძისთავისა და სტადიონის ზომები. თუ ატომბირთვის რადიუსი 1 სმ-ის ტოლია, ატომის რადიუსი იქნება 1,5 კმ (დაახლოებით 100 000 მეტი) ზომის (სურ. 3).



სურ. 3

ატომბირთვის გარშემო იმდენი ელექტრონი ბრუნავს, რამდენი დადებითი მუხტიც არის ბირთვში, ამიტომ ატომი ელექტრონეიტრალური ნაწილაკია. ელექტრონი ატომბირთვის გარშემო ბრუნავს დიდი სიჩქარით. ბრუნვის შედეგად წარმოქმნილი ცენტრიდანული ძალა კი აწონასწორებს დადებით და უარყოფით მუხტებს შორის არსებულ ელექტროსტატიკურ მიზიდვის ძალას.

რეზერფორდის თეორია თავიდანვე ჩავარდა წინააღმდეგობაში ელექტროდინამიკის კანონებთან, რომლის მიხედვით ჩაკეტილ სისტემაში ელექტრონის მოძრაობის დროს გამოსხივდება ელექტრომაგნიტური ტალღები. მაშასადამე, ატომბირთვის გარშემო ელექტრონის მოძრაობის დროს უნდა გამოსხივდეს ელექტრომაგნიტური ტალღები, რაც გამოიწვევდა მისი სიჩქარისა და ენერჯიის შემცირებას და ბოლოს და ბოლოს ( $10^{-8}$  წმ-ის შემდეგ) ელექტრონი უნდა დაეცეს ატომბირთვს.

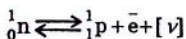
ფაქტობრივად, ატომბირთვის გარშემო ელექტრონის ბრუნვის დროს

ელექტრომაგნიტური ტალღა არ გამოხივდება და ელექტრონი ატომგულს არ დაეცემა. ცხადი გახდა, რომ ელექტოდინამიკის კანონებით შეუძლებელია ატომში მიმდინარე პროცესების ახსნა. საჭირო იყო ატომის აღნაგობის თეორიის შექმნა ატომბირთვისა და ელექტრონული შრეების აღნაგობის საფუძველზე.

## ატომბირთვის აღნაგობა

ატომბირთვი რთული აღნაგობისაა. იგი შედგება პროტონებისა და ნეიტრონებისაგან. პროტონი დადებითად დამუხტული ნაწილაკია, რომლის ფარდობითი მასა, დაახლოებით, 1-ის ტოლია და  ${}^1_1\text{P}$ -ით აღინიშნება (ზედა ინდექსად იწერება ფარდობითი მასა, ქვედა ინდექსად კი დადებითი მუხტის რაოდენობა). ნეიტრონს მუხტი არ აღმოაჩნდა. იგი ნეიტრალური ნაწილაკია, რომლის ფარდობითი მასა 1-ის ტოლია და აღინიშნება  ${}^1_0\text{n}$ -ით. უფრო ზუსტად პროტონის მასა უდრის 1,007277 მაე-ს ანუ 1836 ელექტრონის მასას, ხოლო ნეიტრონის მასა 1,008665 მაე-ს ანუ 1840 ელექტრონის მასას.

პროტონები და ნეიტრონები ატომბირთვის შემადგენელი ელემენტარული ნაწილაკებია, რომელთა საერთო სახელწოდებაა ნუკლიდები. ნუკლიდები ურთიერთგარდაიქმნიან:



$\nu$  არის ნაწილაკი, რომელსაც ანტინეიტრინო ეწოდება. მისი მასა დაახლოებით ნულის ტოლია (ანტინეიტრინოს მასა ელექტრონის მასის 1/2000 ნაწილს შეადგენს).

ნეიტრონის გარდაქმნა პროტონად და ელექტრონად შექცევადი პროცესია და ატომბირთვში მიმდინარეობს განუწყვეტლივ. პროტონების და ნეიტრონების ურთიერთგარდაქმნა განაპირობებს მათ შორის ურთიერთშეჭიდულობის ძალებს, რომლებსაც ბირთვული ძალები ეწოდება.

ბირთვული ძალები გაცილებით დიდია, ვიდრე პროტონებს შორის განზიდვის ძალები. ბირთვული ძალები მოქმედებს მხოლოდ პროტონებსა და ნეიტრონებს შორის. მარტო პროტონებს ან ნეიტრონებს შორის ისინი არ მოქმედებენ, ამიტომ შეუძლებელია მხოლოდ პროტონებისაგან შემდგარი ნუკლიდის არსებობა.

ატომბირთვის მასა (A) უდრის ბირთვში შემავალი პროტონების და ნეიტრონების მასათა ჯამს:

$$A = p + n$$

ელექტრონის მასა ( $m(e)$ ) ძალიან მცირეა, შეადგენს პროტონის მასის  $1/1836$  ნაწილს და მას უგულებელყოფენ.

ამრიგად, ატომის მთელი მასა თავმოყრილია ბირთვში. ატომბირთვში შემავალი პროტონი განაპირობებს დადებითი მუხტის რაოდენობას, ხოლო პროტონი და ნეიტრონი ერთად – ატომის მასურ რიცხვს.

ელემენტის ატომბირთვის დადებითი მუხტის რაოდენობა განსაზღვრავს ინგლისელმა ფიზიკოსმა მოზლიმ. მოზლიმ დაამტკიცა, რომ ატომბირთვის დადებითი მუხტის რაოდენობა ელემენტის რიგითი ნომრის ტოლია  $p=Z$ . მაშასადამე, პროტონების რაოდენობა განსაზღვრავს ელემენტის მდებარეობას პერიოდულ სისტემაში და, ცხადია, მის ქიმიურ თვისებებსაც. ნეიტრონი ელემენტის ქიმიურ თვისებებზე არავითარ გავლენას არ ახდენს, მაგრამ მონაწილეობს მასური რიცხვის განსაზღვრაში.

ისეთ ატომებს, რომლებსაც ერთნაირი რაოდენობის პროტონები აქვს, მაგრამ მასური რიცხვებით განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან, იზოტოპები ეწოდება. იზოტოპები ისეთი ნუკლიდებია, რომელთა შედგენილობაში ერთნაირი რაოდენობის პროტონები შედის.

იზოტოპებს ერთნაირი თვისებები აქვს და პერიოდული სისტემის ერთსა და იმავე უჯრედშია მოთავსებული (იზო ნიშნავს იგივეს, ტოპოს – ადგილს).

ელემენტთა უმრავლესობას აქვს იზოტოპები. იზოტოპები იწერება შემდეგნაირად: ელემენტის სიმბოლოს მარცხენა ზედა ინდექსად იწერება მასური რიცხვი, ხოლო მარცხენა ქვედა ინდექსად რიგითი ნომერი. მაგალითად, წყალბადის იზოტოპებია:  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$ ,  ${}^3_1\text{H}$ . რადგან ელემენტის ყველა იზოტოპს ერთი და იგივე რიგითი ნომერი აქვს, ზოგჯერ იზოტოპებს წერენ რიგითი ნომრის გარეშე.

ჟანგბადს აქვს სამი იზოტოპი –  ${}^{16}\text{O}$ ,  ${}^{17}\text{O}$ ,  ${}^{18}\text{O}$ ; ქლორს ორი –  ${}^{35}\text{Cl}$ ,  ${}^{37}\text{Cl}$ . ბუნებაში ცნობილია ისეთი ელემენტებიც, რომლებსაც მხოლოდ ერთი იზოტოპი აქვს. ასეთი ელემენტებია: ბერილიუმი ( $Z=4$ ), ფტორი ( $Z=9$ ), ნატრიუმი ( $Z=11$ ), ალუმინი ( $Z=13$ ), ფოსფორი ( $Z=15$ ), იოდი ( $Z=53$ ), ოქრო ( $Z=79$ ) და სხვა – სულ 21 ელემენტი. იზოტოპებში ნეიტრონების რაოდენობა უდრის მასურ რიცხვს გამოკლებული რიგითი

ნომერი:

$$n=A-Z$$

ქიმიური ელემენტების უმრავლესობა იზოტოპების ნარევეია, რომელშიც თითოეული მათგანი განსაზღვრული მასური წილით შედის:

ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა შემადგენელი იზოტოპების მასური რიცხვებისა და მასური წილის ნამრავლის ჯამის ტოლია და გამოითვლება შემდეგი ფორმულით:

$$A_r = \frac{A_1\omega_1\% + A_2\omega_2\%}{100\%} = A_1\omega_1 + A_2\omega_2,$$

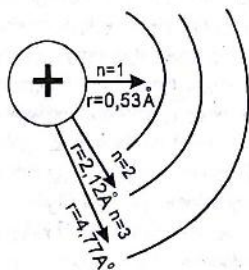
სადაც  $A_1$  და  $A_2$  იზოტოპების მასური რიცხვებია, ხოლო  $\omega_1$  და  $\omega_2$  მათი მასური წილი ელემენტში. მაგალითად, ქლორი შედგება 75,77%  $^{35}\text{Cl}$ -ისა და 24,23%  $^{37}\text{Cl}$ -ისგან და მისი ფარდობითი ატომური მასა

$$A_r(\text{Cl}) = 35 \cdot 0,7577 + 37 \cdot 0,2423 = 35,45.$$

### ელექტრონული შრეების აღნაგობა

1913 წელს დანიელმა ფიზიკოსმა ნილს ბორმა (1885-1962) წამოაყენა ატომის აღნაგობის ახალი თეორია, რომელიც ეყრდნობა რეზერფორდის თეორიას და ახსნა ის წინააღმდეგობა, რომელიც მას გააჩნდა. ბორმა რეზერფორდის თეორია შეავსო ორი პოსტულატით.

პირველი პოსტულატის თანახმად, ელექტრონები ატომბირთვის გარშემო ბრუნავს წრიულ ორბიტებზე ანუ შრეებზე, რომელთა დაცილება ატომბირთვიდან მკაცრად განსაზღვრულია. ამ ორბიტებს სტაციონარული ორბიტები ეწოდება. მათი რადიუსები ბორმა გამოსახა მთელი რიცხვებით, რომელთაც მთავარი კვანტური რიცხვი უწოდა და აღნიშნა  $n$  ასოთი.  $n=1,2,3,4,5\dots$  (სურ. 4)



სურ. 4.

პირველი ორბიტის რადიუსი ( $r$ ) ტოლია  $0,53 \text{ \AA}$ -ის, მეორის –  $2,12 \text{ \AA}$ -ის, ხოლო მესამისა –  $4,77 \text{ \AA}$ -ის. ზოგადად ორბიტის რადიუსი  $n^2$ -ის ტოლია, მაგალითად, როცა  $n=2$ ,  $r=(0,53 \text{ \AA})^2$  და ა. შ.

მეორე პოსტულატის თანახმად, როცა ელექტრონი ბრუნავს სტაციონარულ ორბიტაზე, იგი ენერგიას არ ასხივებს და, ცხადია, გამორიცხულია მისი ატომბირთვზე დაცემა.

მთავარი კვანტური რიცხვი გამოსახავს არა მარტო მანძილს ატომბირთვიდან ელექტრონამდე, არამედ ელექტრონის ენერგეტიკული დონის მანვენებელიცაა. რაც უფრო მეტია  $n$ -ის მნიშვნელობა, მით მაღალია ატომში ელექტრონის ენერგეტიკული დონე. ამიტომ მაღალი ენერგიის ორბიტიდან დაბალი ენერგიის ორბიტაზე გადასვლის დროს ელექტრონი ასხივებს ენერგიას. მთავარი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობა უდრის პერიოდის ნომერს პერიოდულ სისტემაში. მაშასადამე, მთავარი კვანტური რიცხვი ( $n$ ) იცვლება 1-დან 7-მდე.

ამრიგად, ბორმა ატომბირთვის გარშემო ელექტრონები განალაგა ენერგეტიკული დონეების მიხედვით. ყველაზე დაბალია პირველი ენერგეტიკული დონე ( $n=1$ ) და ყველაზე მაღალი – მეშვიდე ( $n=7$ ).

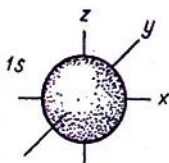
1916 წელს ატომის აღნაგობის თეორია კიდევ უფრო გააღრმავა გერმანელმა ფიზიკოსმა არნოლდ ზომერფელდმა (1868-1951). მან ყურადღება მიაქცია ორბიტის გეომეტრიულ ფორმას და გამოთქვა მოსაზრება, რომ მზის სისტემის მსგავსად ორბიტის გეომეტრიული ფორმა შესაძლებელია იყოს სფერული და ელიფსური. ორბიტის გეომეტრიული ფორმის

აღსანიშნავად ზომერფელმა ატომის აღნაგობის თეორიაში შემოიტანა მეორე, ანუ ორბიტალური კვანტური რიცხვი, რომელიც  $\ell$  ასოთი აღინიშნება.

ორბიტალის ცნება პირველად შემოიღეს კვანტურ მექანიკაში. კვანტური მექანიკა არის ფიზიკის დარგი, რომელიც სწავლობს მიკრონაწილაკების – ელექტრონების, ატომების, მოლეკულების მოძრაობასა და ურთიერთქმედებას. კვანტური მექანიკა თვლის, რომ მიკრონაწილაკებს აქვს ტალღური ბუნება, ხოლო ტალღას – ნაწილაკის ბუნება. კვანტური მექანიკის თანახმად ელექტრონის ბრუნვა ატომბირთვის გარშემო ტალღური ბუნების გამო ზუსტად განსაზღვრული აღარ არის. იგი შეიძლება ნებისმიერი მანძილით იყოს დაშორებული ატომბირთვისგან, მაგრამ ყველაზე ხშირად (100-დან 98 შემთხვევაში) იმყოფება სივრცის იმ ნაწილში, რომლის რადიუსი ბორის ორბიტალის რადიუსის ტოლია. სივრცის იმ ნაწილს, სადაც ელექტრონის არსებობის ალბათობა მაქსიმალურია, ელექტრონული ღრუბელი, ანუ ორბიტალი ეწოდება. მაგალითად, წყალბადის ატომში ელექტრონი ატომბირთვიდან შესაძლებელია იყოს  $0,53A^0$ -ზე უფრო ახლოს ან უფრო შორს, მაგრამ ყველაზე ხშირად იგი იქნება სივრცის იმ ნაწილში, რომელიც ატომგულიდან  $0,53A^0$ -ით არის დაშორებული.  $0,53A^0$  მანძილზე ელექტრონული სიმკვრივე მაქსიმალურია, შემდეგ კი თანდათანობით მცირდება.

ორბიტალური კვანტური რიცხვის მნიშვნელობა ასოებით აღინიშნება:

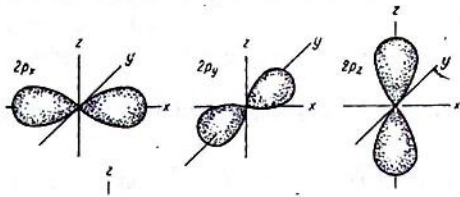
$$\ell = s, p, d, f$$



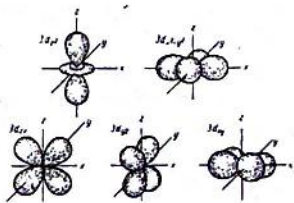
s ორბიტალს სფერული ფორმა აქვს და სივრცეში

ერთი ორიენტაციით არსებობს, ე. ი. მისი ორიენტაციული კვანტური რიცხვი, ანუ მაგნიტური კვანტური რიცხვი უდრის ერთს ( $m=1$ ). საერთოდ, მაგნიტური კვანტური რიცხვის მნიშვნელობებია 1, 3, 5, 7...

p-ორბიტალს ჰანტლისებური ფორმა აქვს და სივრცეში ორიენტაციების რაოდენობა  $m=3$ .



d-ორბიტალს რთული ფორმა აქვს, ხოლო ორიენტაციების რაოდენობა  $m=5$ .



f-ორბიტალს კიდევ უფრო რთული ფორმა აქვს, ხოლო ორიენტაციების რაოდენობა 7-ის ტოლია.

ორბიტალებს პირობითად ჩაწერენ ე. წ. კვანტური უჯრედების სახით. ამრიგად, s-ორბიტალს შეესაბამება ერთი კვანტური უჯრედი  $\square$  s

p-ორბიტალს – სამი კვანტური უჯრედი, 

$p_x$	$p_y$	$p_z$
$\square$	$\square$	$\square$

d-ორბიტალს – ხუთი კვანტური უჯრედი, 

d				
$\square$	$\square$	$\square$	$\square$	$\square$

f-ორბიტალს – შვიდი კვანტური უჯრედი, 

f						
$\square$	$\square$	$\square$	$\square$	$\square$	$\square$	$\square$

ორბიტალური კვანტური რიცხვი ( $\ell$ ) ახასიათებს ორბიტალის ფორმას და მისი მნიშვნელობა დამოკიდებულია მთავარი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობაზე. მთავარი კვანტური რიცხვის  $n$  რაოდენობას შეესაბამება ორბიტალური კვანტური რიცხვის იგივე  $n$  რაოდენობა. აქედან ერთი სფერულია ( $s$ ) და  $(n-1)$  ელიფსური ( $p, d, f$ ).

ამრიგად, როცა  $n=1$ , მაშინ  $\ell=s$  და ორბიტალების რიცხვი უდრის 1.

თუ  $n=2$ , მაშინ  $l=s$  და  $p$ -ორბიტალების რიცხვი უდრის  $1+3=4$ .  
 $n=3$ ; მაშინ  $l=s$ ,  $p$  და  $d$ -ორბიტალების რიცხვი უდრის  $1+3+5=9$   
 $n=4$ , მაშინ  $l=s$ ,  $p$ ,  $d$  და  $f$ -ორბიტალების რიცხვი უდრის  $1+3+5+7=16$

## ელემენტების ელექტრონული კონფიგურაცია

ატომში ელექტრონების განაწილებას ენერგეტიკული დონეების ( $n$ ) და ორბიტალების მიხედვით ელემენტის ელექტრონული კონფიგურაცია ეწოდება. ელექტრონული კონფიგურაციის შედგენისათვის უნდა გავითვალისწინოთ შემდეგი:

1) უმცირესი ენერგიის პრინციპი – ჯერ ელექტრონი იკავებს ყველაზე დაბალ ენერგეტიკულ დონეს და ამის შემდეგ იწყებს უფრო მაღალი ენერგიის მქონე ენერგეტიკული დონის შევსებას;

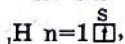
2) პაულის პრინციპი – თითო ორბიტალზე შეიძლება მოთავსდეს მაქსიმუმ ორი ისეთი ელექტრონი, რომელთაც საპირისპირო სპინები აქვს. (პაულის აკრძალვის პრინციპი). სპინით ხასიათდება ელექტრონის ბრუნვა საკუთარი ღერძის გარშემო. ეს ბრუნვა შეიძლება იყოს საათის ისრის მიმართულების ან მისი საპირისპირო. ერთ-ერთს პირობითად აღნიშნავენ ზევით მიმართული ისრით ( $\uparrow$ ), მეორეს კი – ქვევით მიმართული ისრით ( $\downarrow$ ). ამრიგად, ელექტრონი დედამიწის მსგავსად ასრულებს ორგვარ მოძრაობას: ერთს ატომბირთვის გარშემო და მეორეს საკუთარი ღერძის გარშემო. ერთნაირი სპინის ელექტრონებს მაგნიტური ველის ერთნაირი პოლუსი აქვს და ერთმანეთს განიზიდავს, სხვადასხვა მიმართულების სპინის ელექტრონებს კი მაგნიტური ველის სხვადასხვა პოლუსი აქვს და ერთმანეთს მიიზიდავს. ამიტომ ერთ ორბიტალზე შესაძლებელია მოთავსდეს ორი სხვადასხვა სპინის მქონე ელექტრონი  $\uparrow\downarrow$ ;

3) ჰუნდის წესი – ყოველი ორბიტალი ჯერ ივსება თითო-თითო ელექტრონით, რომლებსაც სპინი ერთნაირი აქვს (პარალელური სპინები) და შემდეგ ხდება დაწყვილება საწინააღმდეგო სპინის ელექტრონებით. ჰუნდის წესი ეყრდნობა იმ ფაქტს, რომ პარალელური სპინებით ნახევრად შევსებული ორბიტალი უფრო მდგრადი სისტემაა ელექტრონების მაქსიმალური განზიდვის გამო, ვიდრე გაწყვილებული.

ენერგეტიკული დონეების შევსება ელექტრონებით მიმდინარეობს ამ სამი პრინციპის მიხედვით.

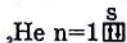
ენერგეტიკული ღონე (n)	ქვეღონეები (ℓ)	ორბიტალების რაოდენობა	ელექტრონების მაქსიმალური რაოდენობა ქვეღონეებზე	ელექტრონების მაქსიმალური რაოდენობა ენერგეტიკულ ღონეზე
1	s	1	2	2
2	s	1 } 4	2	8
	p		6	
3	s	1 } 9	2	18
	p		6	
	d		10	
4	s	1 } 16	2	32 ზოგადად $2n^2$
	p		6	
	d		10	
	f		14	

პირველი ელემენტის – წყალბადის – ატომური ნომერია 1; ე. ი. ატომბირთვის გარშემო პირველ ენერგეტიკულ ღონეზე s ორბიტალზე მოძრაობს 1 ელექტრონი. სქემატურად წყალბადის ელექტრონული კონფიგურაცია კვანტური უჯრედების საშუალებით ასე გამოისახება:



ხოლო ელექტრონული კონფიგურაციის ფორმულა ასეთია:  $1s^1$ ;

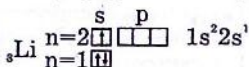
მეორე ელემენტის – ჰელიუმის – ატომური ნომერია 2; ე. ი. პირველი ენერგეტიკული ღონის s-ორბიტალზე ორი ელექტრონია, რომლებსაც სხვადასხვა სპინი აქვს.



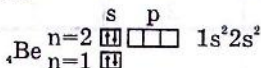
პირველი ენერგეტიკული ღონის ერთი s-ორბიტალი შეივსო ორი ელექტრონით. ამ შრეს ჰელიუმის მდგრადი შრე ეწოდება.

მესამე ელემენტის – ლითიუმის – ელექტრონულ კონფიგურაციაში

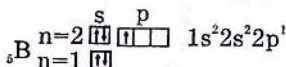
მესამე ელექტრონი დაიკავებს მეორე ენერგეტიკულ დონეს ( $n=2$ ). მეორე ენერგეტიკული დონე შედგება ერთი s და სამი p-ორბიტალისგან. მესამე ელექტრონი დაიკავებს 2s-ორბიტალს:



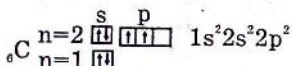
Be-ის ელექტრონულ კონფიგურაციაში 2s-ორბიტალზე ელექტრონები გაწვევილდება:



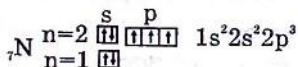
B-დან დაიწეება 2p ორბიტალის შევსება:



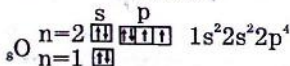
ნახშირბადის ატომში ელექტრონი დაიკავებს თავისუფალ p-ორბიტალს:



აზოტის ატომში დამატებითი ელექტრონი ჰუნდის წესის მიხედვით დაიკავებს თავისუფალ p ორბიტალს:

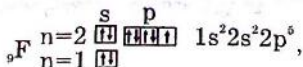


ჟანგბადის ატომში გარე შრეზე 8 ელექტონია. ჟანგბადიდან დაიწეება p-ორბიტალზე მოთავსებული ცალკეული ელექტრონების გაწვევილება საპირისპირო სპინის ელექტრონით:

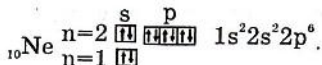


ამრიგად, ორბიტალზე მაქსიმალურად დახაშვები ელექტრონების ნახევარს პარალელური სპინები აქვს. როცა ელექტრონების რაოდენობა ნახევარზე მეტია, იწეება ელექტრონების გაწვევილება საპირისპიროდ მიმართული სპინის ელექტრონებით.

ფთორის ელექტრონული სტრუქტურა ასეთია:

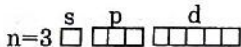


ნეონის კი ასეთი:

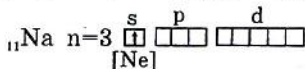


აქ ყველა ორბიტალი მაქსიმალურად შეივსო. ამიტომ Na-დან ( $z=11$ ) დაიწყება მესამე ენერგეტიკული დონის შევსება. ნეონის დასრულებული შრე კი უცვლელად განმეორდება ნატრიუმის ელექტრონულ სტრუქტურაში. ნეონის ელექტრონულ სტრუქტურას ( $1s^2 2s^2 2p^6$ ) შემოკლებით ასე აღნიშნავენ: [Ne].

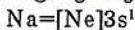
მესამე ენერგეტიკულ დონეზე სამი ქვედონა:



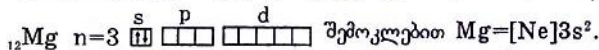
ნატრიუმის ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:



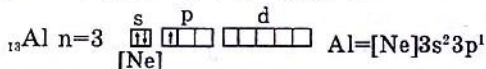
მესამე შრის S-ორბიტალზე მოთავსებულია ერთი ელექტრონი  $3s^1$ . ამრიგად, ნატრიუმის ელექტრონული სტრუქტურა შემოკლებით ასე ჩაიწერება:



მაგნიუმის ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:



ალუმინის ელექტრონული კონფიგურაცია:



სილიციუმის -  ${}_{14}\text{Si}=[\text{Ne}]3s^2 3p^2$ ;

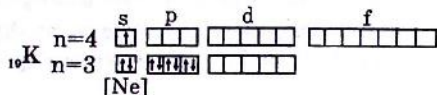
ფოსფორის -  ${}_{15}\text{P}=[\text{Ne}]3s^2 3p^3$ ;

გოგირდის -  ${}_{16}\text{S}=[\text{Ne}]3s^2 3p^4$ .

ამ უკანასკნელში უკვე დაიწყო p-ელექტრონების გაწვევლება (შვახსენებთ, რომ ჰუნდის წესის თანახმად ორბიტალზე ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვის ნახევრამდე ელექტრონებს პარალელური სპინი აქვს, ხოლო ნახევარის შემდეგ იწყება ელექტრონების გაწვევლება). გოგირდის ატომში ერთი 3p ელექტრონი გაწვევლდება, ქლორის ატომში კი ორი  ${}_{17}\text{Cl}=[\text{Ne}]3s^2 3p^5$ , ხოლო არგონის ( ${}_{18}\text{Ar}$ ) ატომში გაწვევლებულია სამივე p-ელექტრონი.  ${}_{18}\text{Ar}=[\text{Ne}]3s^2 3p^6$ . არგონის ატომით მთავრდება მესამე

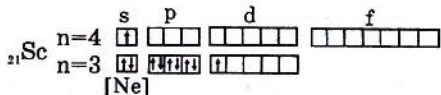
პერიოდი. არგონის მაქსიმალურად შევსებული ელექტრონული კონფიგურაცია ახლა უცვლელად განმეორდება მეოთხე პერიოდში და დაიწყება მეოთხე ენერგეტიკული დონის ორბიტალების შევსება. მეოთხე ენერგეტიკულ დონეს აქვს s, p, d, და f ორბიტალები.

კალიუმის ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:



შვედცილი სქემით  $\text{K}=[\text{Ar}] 4s^1$ .

კალიუმის ელექტრონულ კონფიგურაციაში გაწვეილდება გარე შრის s ელექტრონი, ე. ი.  ${}_{20}\text{Ca}=[\text{Ar}] 4s^2$ . Ca-ის შემდეგ დაიწყება თანაური ანუ B ჯგუფის ელემენტების 3d-ორბიტალების შევსება:



შემოკლებით ასე ჩაიწერება:  $\text{Sc}=[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$ . 3d ორბიტალის შევსება 5-მდე ხდება პარალელური სპინების ელექტრონებით, შემდეგ კი დაიწყება ელექტრონების გაწვეილება საპირისპირო სპინის ელექტრონებით. d-ორბიტალზე თავსდება 10 ელექტრონი, ამის შემდეგ ელექტრონები გარე შრის 4p ორბიტალებს შეავსებენ 1-დან 6-მდე. ელემენტი, რომელშიც მაქსიმალურად არის შევსებული გარე შრის s და p-ორბიტალები, არის ინერტული აირი კრიპტონი  $\text{Kr}=[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$ .

ამრიგად, პირველი სამი პერიოდის ელემენტების ელექტრონული შრეების შევსების ანალიზი გვიჩვენებს, რომ მცირე პერიოდების დასაწყისში ივსება s-ორბიტალი 1-დან 2-მდე. ამ ელემენტებს s-ელემენტები ეწოდება. შემდეგ იწყება p-ორბიტალების შევსება 1-დან 6 ელექტრონამდე. ამ ელემენტებს p-ელემენტები ეწოდება. გარე შრის s და p-ორბიტალები ევსება ინერტულ აირს, რომელიც კეტავს პერიოდს. ამის შემდეგ იწყება მომდევნო ენერგეტიკული დონის ორბიტალების შევსება და ა. შ.

მეოთხე ენერგეტიკულ დონეზე s-ორბიტალის შევსების შემდეგ ( $4s^2$ ) დაიწყება 3d-ორბიტალების შევსება 10 ელექტრონით. ელემენტებს, რომლებსაც ევსებათ d-ორბიტალები, d-ელემენტები ეწოდება. ამიტომ, მეოთხე პერიოდი შეიცავს 10-ით მეტ ელემენტს, ვიდრე მეორე და მესამე პერიოდები.

მესუთე პერიოდი მეოთხეს ანალოგიურად ივსება შემდეგი თანმიმდევ-

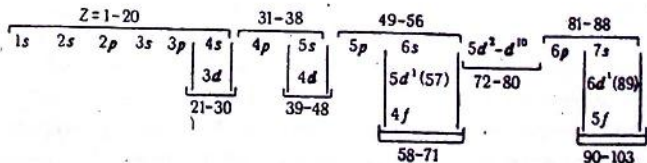
რობით:  $4s^{1-2}$ , შემდეგ  $5s^2 4d^{1-10}$ , შემდეგ  $5s^2 4d^{10} 5p^{1-6}$ . ბოლო ელემენტში გარე შრეზე ელექტრონების მაქსიმალური რაოდენობაა (ელექტრონული ოქტეტი). იგი წარმოადგენს ინერტული ელემენტის – კრიპტონის (Kr) – კონფიგურაციას.

მექვესე პერიოდში 6s-ორბიტალის შევსების შემდეგ დაიწყება 4f ორბიტალის შევსება 14 ელექტრონით. ამ ელემენტებს f-ელემენტები ეწოდება. მეექვსე პერიოდის 14 f-ელემენტს ლანთანოიდებსაც უწოდებენ. ლანთანოიდების შემდეგ ივსება 5d-ორბიტალი 10 ელექტრონით და ბოლოს 6p-ორბიტალის შევსებით იკეტება პერიოდი ინერტული აირით (Rn).

მეშვიდე პერიოდი დაუმთავრებელია. იგი იწყება 7s-ორბიტალის შევსებით. შემდეგ დაიწყება 5f-ორბიტალის შევსება 14 ელექტრონით. ამ ელემენტებს (5f) აქტინოიდები ეწოდება. აქტინოიდების შემდეგ ხდება 6d-ორბიტალის შევსება და ამჟამად ხელოვნურად მიღებული  $Z=110$  ელემენტის 6d-ორბიტალზე მოთავსებულია 8 ელექტრონი.

ამრიგად, პერიოდების მიხედვით ორბიტალების შევსება სქემატურად ასე შეიძლება ჩავწეროთ:

1.  $1s^1$  ივსება  $1s^2$ -მდე (He);
2.  $[\text{He}]2s^{1-2} \rightarrow [\text{He}]2s^2 2p^{1-6}$  (Ne);
3.  $[\text{Ne}]3s^{1-2} \rightarrow [\text{Ne}]3s^2 3p^{1-6}$  (Ar);
4.  $[\text{Ar}]4s^{1-2} \rightarrow [\text{Ar}]4s^2 3d^{1-10} \rightarrow [\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^{1-6}$  (Kr);
5.  $[\text{Kr}]5s^{1-2} \rightarrow [\text{Kr}]5s^2 4d^{1-10} \rightarrow [\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^{1-6}$  (Xe);
6.  $[\text{Xe}]6s^{1-2} \rightarrow [\text{Xe}]6s^2 4f^{1-14} \rightarrow [\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^{10}$   
 $\rightarrow [\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^{1-6}$  (Rn);
7.  $[\text{Rn}]7s^{1-2} \rightarrow [\text{Rn}]7s^2 5f^{1-14} \rightarrow [\text{Rn}]7s^2 5f^{14} 6d^{1-8}$  ( $Z=110$ ).



ამრიგად, A ჯგუფში ივსება გარე შრის s და p ორბიტალები, ხოლო B ჯგუფში – მოძვენო ქვედა შრეების (n-1)d ან (n-2)f ორბიტალები, გარე შრის s ორბიტალზე (ns) კი მოთავსებულია ერთი ან ორი ელექტრონი.

## პერიოდული სისტემა და ატომის აღნაგობა

ატომის აღნაგობამ პერიოდულობის კანონსა და პერიოდულ სისტემას ახალი შინაარსი შესძინა. ატომბირთვის აღნაგობის შესწავლის დროს აღმოჩნდა, რომ ელემენტის ქიმიური თვისებები დამოკიდებულია ატომში პროტონების რაოდენობაზე და არა ატომის მასაზე. ამიტომ შეიცვალა ელემენტის განმარტება. ატომის აღნაგობის თვალსაზრისით ქიმიური ელემენტი ეწოდება ერთნაირი მუხტის ანუ ერთნაირი რაოდენობის პროტონების მქონე ატომთა ერთობლიობას. ქიმიური ელემენტის განმარტების შეცვლის გამო შეიცვალა პერიოდულობის კანონის ძველი ფორმულირებაც. ამჟამად კანონი ასე გამოითქმის: ელემენტთა და მათი ნაერთების თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია ატომბირთვის მუხტის სიდიდესა ანუ პროტონების რაოდენობასთან. ატომის აღნაგობამ ახსნა ის გამოჩვეულებები, რომლებიც მენდელეევი დაუშვა პერიოდულ სისტემაში, როცა სამ შემთხვევაში დაარღვია ატომური მასის ზრდის პრინციპი. ეს იყო Ar და K; Te და I და Co და Ni. როგორც ატომბირთვის შედგენილობიდან დადასტურდა, Ar-ის ბირთვში 18 პროტონია ( $Z=18$ ), ხოლო კალიუმის ბირთვში ( $Z=19$ ) არგონის შემდეგ მოდის კალიუმი, მიუხედავად იმისა, რომ არგონის ფარდობითი ატომური მასა მეტია კალიუმის მასაზე  $A_r(\text{Ar})=39,95$ , ხოლო  $A_r(\text{K})=39,10$ . ანალოგიურად: ტელურის  $A_r=127,60$ , ხოლო იოდის  $A_r=126,90$ , მაგრამ ტელურის ატომური ნომერია  $Z=52$ , ხოლო იოდისა  $Z=53$ .

პერიოდის ნომერი ემთხვევა მთავარი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობას და გვიჩვენებს ენერგეტიკული დონეების რაოდენობას. ჯგუფის ნომერი უდრის გარე შრეზე ელექტრონების რაოდენობას (A ჯგუფის ელემენტებისთვის). გარე შრეს სავალენტო შრეც ეწოდება, რადგან მასზე მოთავსებული ელექტრონები განაპირობებს ელემენტის ვალენტობას (იხ. ვალენტობა ატომის აღნაგობის თვალსაზრისით). მაშასადამე, ჯგუფის ნომერი გვიჩვენებს სავალენტო ელექტრონების რაოდენობას. A ჯგუფის ელემენტებში სავალენტო ელექტრონები მოთავსებულია გარე შრეზე, ხოლო B ჯგუფის ელემენტებში გარე და გარესწინა (n-1) შრეზე.

VIII A ჯგუფში მოთავსებული ელემენტების – ინერტული აირების –

გარე შრეზე მოთავსებულია 8 ელექტრონი  $s^2 p^6$ , გარდა ჰელიუმისა, რომლის პირველი შრე 2-ელექტრონიანია ( $1s^2$ ). ინერტული აირების გარე, სავალენტო შრე შევსებულია. ასეთი შრე ყველაზე მდგრადია. ამიტომ 8-ელექტრონიან შრეს ( $s^2 p^6$ ) მდგრადი ელექტრონული შრე ეწოდება (ჰელიუმის მდგრადი ელექტრონული შრე ორელექტრონიანია).

პერიოდებში ელემენტების გარე, სავალენტო შრეზე ელექტრონების რაოდენობის პერიოდული ცვლილება იწვევს ელემენტთა თვისებების პერიოდულ ცვლილებას.

მცირე პერიოდებში s-ორბიტალების შევსების შემდეგ (1-დან 6 ელექტრონამდე), იწყება p-ორბიტალების შევსება 1-დან 6 ელექტრონამდე. ამიტომ მცირე პერიოდში მოთავსებულია s და p ელემენტები. s ელემენტები აქტიური ლითონებია, p-ორბიტალის შევსების პროცესში კი ელემენტის ლითონური თვისებები თანდათანობით სუსტდება, გადადის არალითონურში, შემდეგ არალითონური თვისებები ძლიერდება და ბოლოს p-ორბიტალის მთლიანად შევსების შემთხვევაში პერიოდი ჩაიკვტება ინერტული აირით. დიდ პერიოდებში (4-5)s-ორბიტალების შევსების შემდეგ დაიწყება d-ორბიტალების შევსება. შემოვა თანაური ანუ B ჯგუფის ლითონები (10 d-ელემენტი). d-ორბიტალების შევსების პროცესში გარე შრეზე ელექტრონების რაოდენობა ორს არ აღემატება, ამიტომ ყველა d-ელემენტი ლითონია. d-ორბიტალის შევსების შემდეგ დაიწყება გარე p-ორბიტალის შევსება და ელემენტის ლითონური თვისებები თანდათანობით შესუსტდება, სამაგიეროდ გაძლიერდება არალითონური თვისებები. გარე შრის დასრულების შემთხვევაში ( $s^2 p^6$ ) ელემენტი არც ლითონურ თვისებებს ამჟღავნებს და არც არალითონურს. ასეთი ელემენტი ინერტული აირია.

მე-6 და მე-7 პერიოდებში s-ორბიტალის შევსების შემდეგ დაიწყება გარედან ორი ერთეულით დაბალი ენერგეტიკული დონის (n-2)f-ორბიტალების შევსება. პერიოდულ სისტემაში შემოდის 14 ელემენტი, რომლებიც მოთავსებულია ერთ ჯგუფში (III B). ამიტომ მათი ვალენტობა ძირითადად სამის ტოლია. f-ორბიტალების შევსების პროცესში ელემენტი ინარჩუნებს ლითონურ თვისებებს და ვალენტობასაც. შევსების შემდეგ დაიწყება (n-1)d-ორბიტალის შევსება და 10 d-ელემენტი განლაგდება პერიოდული სისტემის სხვადასხვა ჯგუფში. ისინი ინარჩუნებენ ლითონურ თვისებებს, მაგრამ იკვლიან ვალენტობას. შემდეგ იწყება გარე p-ორბიტალების შევსება და ელემენტის ლითონური თვისებები გაქადის არალითონურში, თუმცა ატომური ნომრის ზრდის გამო არალითონური თვისებები უკვე შესუსტებულია. მე-6 პერიოდის ბოლო ელემენტია ინერტული აირი რადონი

(Rn). მე-7 პერიოდი კი ჯერჯერობით დამთავრებული არ არის და მხოლოდ ერთი რიგისგან შედგება.

ამრიგად:

$$1\text{-ელ პერიოდში } 1s^1 \rightarrow 1s^2$$

$$\text{მე-2 პერიოდში } 2s^{1-2} \rightarrow 2s^2 2p^{1-6}$$

$$\text{მე-3 პერიოდში } 3s^{1-2} \rightarrow 3s^2 3p^{1-6}$$

$$\text{მე-4 პერიოდში } 4s^{1-2} \rightarrow 4s^2 3d^{1-10} \rightarrow 4s^2 3d^{10} 4p^{1-6}$$

$$\text{მე-5 პერიოდში } 5s^{1-2} \rightarrow 5s^2 4d^{1-10} \rightarrow 5s^2 4d^{10} 5p^{1-6}$$

$$\begin{aligned} \text{მე-6 პერიოდში } 6s^{1-2} &\rightarrow 6s^2 4f^{1-14} \rightarrow 6s^2 4f^{14} 5d^{1-10} \rightarrow \\ &\rightarrow 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^{1-6} \end{aligned}$$

$$\text{მე-7 პერიოდში } 7s^{1-2} \rightarrow 7s^2 5f^{1-14} \rightarrow 7s^2 5f^{14} 6d^{1-8} \quad (Z=110)$$

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

კვანტური მექანიკის თანახმად, ატომს მკვეთრად გამოკვეთილი ფორმა არა აქვს, მაგრამ მოლეკულაში ატომებს შორის მანძილის დადგენა შესაძლებელია სხვადასხვა ფიზიკური მეთოდის საშუალებით. საშუალო მანძილი წყალბადის ბირთვებს შორის წყალბადის მოლეკულაში ( $H_2$ )

უდრის  $0,74 \overset{0}{\text{Å}}$ , წყალბადის ატომის რადიუსი კი ტოლი იქნება  $0,74:2=0,37 \overset{0}{\text{Å}}$ . პერიოდებში ატომის რადიუსი მარცხნიდან მარჯვნივ მცირდება ატომბირთვის დადებითი მუხტის ზრდასთან ერთად.

ჯგუფებში ატომის რადიუსი იზრდება ზევდან ქვევით ელექტრონული შრეების (მთავარი კვანტური რიცხვის) ზრდასთან ერთად.

იონიზაციის ენერგია ეწოდება ენერგიას, რომელიც საჭიროა იმისათვის, რომ ატომს მოვაცილოთ ელექტრონი და გადავიყვანოთ დამუხტულ მდგომარეობაში:



A ნეიტრალური ატომია. ერთი ელექტრონის მოსაცილებლად დახარჯულ ენერგიას იონიზაციის პირველი პოტენციალი ეწოდება. იონიზაციის შემდგომ პოტენციალებს ნაკლები მნიშვნელობა აქვს, ვიდრე პირველ პოტენციალს.

პერიოდებში მარცხნიდან მარჯვნივ იონიზაციის პოტენციალი მატულობს ატომბირთვის მუხტის ზრდის გამო. ყველაზე დაბალი იონიზაციის პოტენციალი აქვს ტუტე ლითონებს, ყველაზე დიდი – ინერტულ აირებს.

ჯგუფებში იონიზაციის ენერგია ზევდან ქვევით მცირდება ატომის რადიუსის ზრდის გამო.

ატომის დამახასიათებელი თვისებებიდან აღსანიშნავია აგრეთვე ელექტრონისადმი სწრაფვა. ეს არის ის ენერგია, რომელიც გამოიყოფა ატომის მიერ ელექტრონის მიერთების დროს. ელექტრონისადმი სწრაფვა ატომის მიერ ელექტრონის მიერთების მიდრეკილების საზომია.

პერიოდებში ელექტრონისადმი სწრაფვა იზრდება მარცხნიდან მარჯვნივ და მაქსიმუმს აღწევს ჰალოგენებში. ინერტულ აირებს ელექტრონისადმი სწრაფვა არ ახასიათებს, რადგან მათი ელექტრონული კონფიგურაცია დასრულებულია.

ჯგუფებში ელექტრონისადმი სწრაფვა მცირდება ზევდან ქვევით ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად.

იონიზაციის ენერგია და ელექტრონისადმი სწრაფვა ახასიათებს ატომს იზოლირებულ მდგომარეობაში. იონიზაციის ენერგია ელემენტის ლითონური თვისებების მახასიათებელია, ხოლო ელექტრონისადმი სწრაფვა – არალითონურისა. რაც უფრო მცირე იონიზაციის ენერგია აქვს ატომს, მით უფრო აქტიური ლითონია იგი. რაც უფრო დიდია ატომის ელექტრონისადმი სწრაფვა, მით უფრო აქტიური არალითონია იგი.

თუ ატომი მოლეკულის შედგენილობაშია, მაშინ მისი ლითონური თუ არალითონური თვისებების მახასიათებელია ელექტროუარყოფითობა.

ელექტროუარყოფითობა არის ელემენტის უნარი – მიიზიდოს ქიმიური ბმის წარმომქმნელი ელექტრონები (პოლინგი). ელექტროუარყოფითობა წარმოადგენს იონიზაციის ენერგიის (I) და ელექტრონისადმი სწრაფვის ენერგიის (E) ჯამს. ამრიგად ელექტროუარყოფითობა

$$X = I + E.$$

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

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

ელემენტის ფარდობითი ელექტროუარყოფითობა იცვლება 0,7-დან

4.0-მდე. პერიოდებში ელემენტის ელექტროუარყოფითობა მარცხნიდან მარჯვნივ იზრდება, ხოლო ჯგუფებში ზევიდან ქვევით მცირდება. ყველაზე მეტად ელექტროუარყოფითი ელემენტია ფთორი ( $X_F=4,0$ ), ყველაზე ნაკლებად ელექტროუარყოფითი კი - ცეზიუმი ( $X_C=0,7$ ).

ელემენტის ელექტროუარყოფითობა მკაცრად განსაზღვრული მუდმივი სიდიდე არ არის და დამოკიდებულია მოლეკულაში გარემომცველი ელემენტების ელექტროუარყოფითობაზე. ელემენტის ელექტროუარყოფითობა ისე იცვლება პერიოდულ სისტემაში, როგორც ელემენტის არალითონური თვისებები. რაც უფრო მაღალია ელემენტის ელექტროუარყოფითობა, მით უფრო ძლიერია მისი არალითონური თვისებები და რაც უფრო დაბალია ელექტროუარყოფითობა, მით უფრო ძლიერია ელემენტის ლითონური თვისებები. რადგან ლითონების იონიზაციის ენერგია და ელექტროუარყოფითობა დაბალია, ამიტომ ისინი ადვილად გასცემენ ელექტრონებს. რადგან არალითონების იონიზაციის ენერგია და ელექტროუარყოფითობა მაღალია, ამიტომ არალითონები ადვილად იერთებს ელექტრონებს. ლითონების გარე შრეზე ელექტრონების რაოდენობა მცირეა (1-დან 4-მდე). არალითონების გარე შრეზე კი ელექტრონების რაოდენობა დიდია (4-დან 8-მდე). ლითონების ელექტროუარყოფითობა დაახლოებით 0,7-დან 1,7-მდე მერყეობს, ხოლო არალითონებისა 1,8-დან 4,0-მდე.

### ქიმიური ბმის ტიპები

ქიმიური ბმა ის ძალაა, რომელიც ერთმანეთთან აკავშირებს ატომებს, იონებს ან მოლეკულებს. ქიმიური ბმა ელექტროსტატიკური ბუნებისაა და განპირობებულია დადებითად დამუხტულ ბირთვსა და უარყოფითად დამუხტულ ელექტრონებს შორის ელექტროსტატიკური მიზიდვის ძალებით.

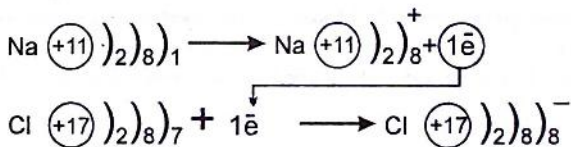
თუ ატომის გარე შრეზე ელექტრონების რაოდენობა მაქსიმალურია, მას დასრულებული შრე ეწოდება. დასრულებული შრე აქვს ინერტულ აირებს: ჰელიუმის დასრულებულ შრეზე 2 ელექტრონი, ხოლო დანარჩენებზე - 8-8 ელექტრონი. 8-ელექტრონიან შრეს მდგრადი ელექტრონული შრე ან მდგრადი ელექტრონული ოქტეტი ეწოდება. თუ ატომის გარე შრეზე ელექტრონების რაოდენობა მაქსიმუმზე ნაკლებია, ასეთ შრეს დაუმთავრებელი შრე ეწოდება. ყოველი ატომი, რომელსაც დაუმთავრებელი გარე შრე აქვს, მიისწრაფვის გარე შრის დასრულებისკენ - მდგრადი ელექტრონული ოქტეტის წარმოქმნისაკენ (გარდა წყალბადისა, რომელიც ცდილობს წარმოქმნას 2-ელექტრონიანი შრე). გარე შრეს, რომელზეც

სავალენტო ელექტრონებია მოთავსებული, სავალენტო შრე ეწოდება.

გარე შრის დასრულების ორი პრინციპული გზა არსებობს: 1) გარე შრის ელექტრონების გადატანა ერთი ატომიდან მეორეზე და 2) საზიარო ელექტრონული წყვილების წარმოქმნა ორ ატომს შორის. ერთი განაპირობებს იონურ ბმას და მეორე – კოვალენტურს. ატომის უნარს, წარმოქმნას ქიმიური ბმა, ვალენტობა ეწოდება, ხოლო ქიმიურ ბმაში მონაწილე ელექტრონებს – სავალენტო ელექტრონები.

### იონური ბმა

იონური ბმა მყარდება ლითონისა და არალითონის ატომებს შორის. ლითონები გადასცემენ გარე შრის ელექტრონებს არალითონის ატომებს, რის შედეგადაც ლითონის ატომს რჩება წინა ინერტული აირის მდგრადი ელექტრონული ოქტეტი, ხოლო არალითონის ატომი იძენს მომდევნო ინერტული აირის მდგრად ელექტრონულ ოქტეტს. მაგალითად, ნატრიუმსა და ქლორს შორის იონური ბმა მყარდება ნატრიუმის ატომიდან ქლორის ატომზე ერთი ელექტრონის გადასვლით:



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



ატომს დამუხტულ მდგომარეობაში ეწოდება იონი. დადებითად დამუხტული იონი კატიონია, ხოლო უარყოფითად დამუხტული – ანიონი. სხვადასხვა მუხტით დამუხტული იონები ერთმანეთს იზიდავს ელექტროსტატიკური მიზიდვის ძალებით და წარმოიქმნება მოლეკულა, რომელიც იონებისაგან შედგება და იონური მოლეკულა ეწოდება:



ზოგადად იონური მოლეკულა ასე გამოისახება:



კატიონის მუხტის რაოდენობას განაპირობებს გაცემული ელექტრონების

რაოდენობა ( $Me - ne \rightarrow Me^{n+} + ne$ ), ხოლო ანიონის მუხტის რაოდენობას

- მიერთებული ელექტრონების რაოდენობა ( $X + ne \rightarrow X^{n-}$ ).

კატიონის რადიუსი ნეიტრალური ატომის რადიუსზე გაცილებით ნაკლებია, რადგან იონის დადებითი მუხტი აახლოებს ელექტრონულ შრეებს.

მაგალითად,  $r(Li) = 1.55 \text{ \AA}$ , ხოლო  $r(Li^+) = 0.60 \text{ \AA}$ .

ანიონის რადიუსი ნეიტრალური ატომის რადიუსზე გაცილებით მეტია, რადგან იონის უარყოფითი მუხტი ამორებს ელექტრონულ შრეებს.

მაგალითად:  $r(F) = 0.64 \text{ \AA}$ ,  $r(F^-) = 1.36 \text{ \AA}$ .

იონურ მოლეკულას წარმოქმნის ტიპური ლითონები და ტიპური არალითონები, რომელთა ელექტროუარყოფითობის სხვაობა აღემატება 1,7. მაგალითად, Na-ის ელექტროუარყოფითობა  $X(Na) = 0,9$ , ქლორის ელექტროუარყოფითობა  $X(Cl) = 3,0$ ,  $\Delta X = 3,0 - 0,9 = 2,1$ . რაც უფრო დიდია  $\Delta X$  (ელექტროუარყოფითობის სხვაობა) მით უფრო მდგრადია იონური მოლეკულა.

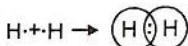
იონური ნაერთები გამოირჩევა დნობის და დუღილის მაღალი ტემპერატურით.

### კოვალენტური ბმა

კოვალენტური ბმის წარმოქმნას საფუძვლად უდევს ატომების გარე შრის დასრულება, რასაც ატომი საზიარო ელექტრონული წყვილების საშუალებით ახორციელებს.

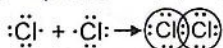
კოვალენტური ბმა მყარდება არალითონის ატომებს შორის, რომელთა ელექტროუარყოფითობების სხვაობა 1,7-ზე ნაკლებია. ატომებს შორის კოვალენტური ბმის დამყარების დროს ერთი ატომი მეორეს უზიარებს იმდენ ელექტრონს, რამდენიც სჭირდება მდგრადი ელექტრონული ოქტეტის შესაქმნელად.

თუ გარე შრეზე მოთავსებულ ელექტრონებს პირობითად აღვნიშნავთ წერტილებით, მაშინ წყალბადის მოლეკულის წარმოქმნა ასე გამოისახება:

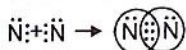


წყალბადის თითო გაუწყვილებელი ელექტრონი ჰელიუმის მდგრადი კონფიგურაციის მისაღებად ერთმანეთს უწყვილდება და წარმოიქმნება საზიარო ელექტრონული წყვილი, რომელიც ემსახურება ორივე ატომს. ახლა ყოველი ატომის გარშემო იმდენი ელექტრონია, რამდენსაც ჰელიუმის მდგრადი ელექტრონული შრე შეიცავს.

ქლორის გარე შრეზე 7 ელექტრონია და მდგრადი ელექტრონული ოქტეტის მისაღებად თითოეულ ატომს ერთი ელექტრონი აკლია, ამიტომ ქლორის ატომები ერთმანეთს გაუზიარებს ერთ ელექტრონს. წარმოიქმნება ერთი საზიარო ელექტრონული წყვილი, რომელიც ორივე ატომს ეკუთვნის. საზიარო ელექტრონული წყვილის ჩათვლით ყოველი ატომის გარშემო წარმოიქმნა ელექტრონული ოქტეტი:

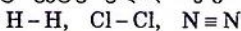


აზოტის გარე შრეზე 5 ელექტრონია და ელექტრონული ოქტეტის მისაღებად ატომები ერთმანეთს უზიარებენ სამ-სამ ელექტრონს, რის შედეგადაც წარმოიქმნება სამი საზიარო ელექტრონული წყვილი:

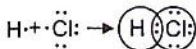


საზიარო ელექტრონული წყვილების საშუალებით ატომებს შორის დამყარებულ ბმას კოვალენტური ბმა ეწოდება.

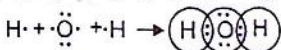
აზოტის მოლეკულაში ატომებს შორის სამი საზიარო ელექტრონული წყვილია: ერთ საზიარო წყვილს სტრუქტურულ ფორმულაში შეესაბამება ერთი სავალენტო ხაზი. ამიტომ წყალბადის, ქლორის და აზოტის მოლეკულა სტრუქტურულად ასე გამოისახება:



კოვალენტური ბმა მყარდება არა მარტო ერთნაირ ატომებს შორის, არამედ მსგავსი თვისებების არალითონების ატომებს შორისაც. მაგალითად, წყალბადისა და ქლორის ატომებს შორის:

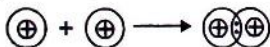


წყალბადისა და ჟანგბადის ატომებს შორის:



სხვადასხვა თვისების ატომებს შორის დამყარებული კოვალენტური ბმის საზიარო ელექტრონული წყვილი გადაწეულია ანუ პოლარიზებულია უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტისკენ. ამიტომ უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტი იმუხტება ნაწილობრივ უარყოფითად ( $\delta^-$ ), ხოლო ნაკლებად ელექტროუარყოფითი ელემენტი — ნაწილობრივ დადებითად ( $\delta^+$ ) ( $\delta^+$  და  $\delta^-$  1-ზე ნაკლები მუხტია). ამ ტიპის ბმას პოლარული კოვალენტური ბმა ეწოდება. რაც უფრო განსხვავებულია ელემენტის ელექტროუარყოფითობა, მით მეტია  $\Delta X$  და, აქედან გამომდინარე, ბმის პოლარიზაციაც. ბმის პოლარიზაციის გამო მოლეკულაში დადებითი და უარყოფითი მუხტების სიმძიმის ცენტრები ერთმანეთს დაშორდება გარკვეული მანძილით და წარმოიქმნება ორპოლუსიანი მოლეკულა. მაგალითად, HCl-ის მოლეკულაში საზიარო ელექტრონული წყვილი გადაწეულია ქლორისკენ, რადგან  $X(H)=2,1$ , ხოლო  $X(Cl)=3,0$ . ბმის პოლარიზაცია ვექტორული სიდიდეა და ელექტრონული სიმკვრივის გადახრის მიმართულებას ისრით აღნიშნავენ. მაგალითად  $H^{\delta+} \rightarrow Cl^{\delta-}$  -ის მოლეკულაში წყალბადი იმუხტება ნაწილობრივ დადებითად, ხოლო ქლორი — ნაწილობრივ უარყოფითად. ორპოლუსიან მოლეკულას გამოსახავენ ასე  $(+ -)$  მას დიპოლი ეწოდება. მარტივ ნივთიერებაში ატომების ელექტროუარყოფითობა ერთნაირია, საზიარო ელექტრონული წყვილი თანაბარი მანძილით არის დაშორებული ატომბირთვიდან და ბმის პოლარიზაცია არ ხდება. ასეთი ტიპის კოვალენტურ ბმას არაპოლარული ეწოდება. არაპოლარულ მოლეკულაში დადებითი და უარყოფითი მუხტების ცენტრები ერთმანეთს ემთხვევა და სქემატურად იგი ასე გამოისახება:  $(\oplus)$  რაც უფრო დიდია  $\Delta X$ , მით უფრო მეტი იქნება ბმის პოლარიზაცია, ხოლო პოლარიზებული კოვალენტური ბმა ნაწილობრივ იონური ბუნებისაა.

კვანტური მექანიკა კოვალენტური ბმის წარმოქმნას შემდეგნაირად ხსნის: როცა ორი ატომი ერთმანეთს უახლოვდება, მათი სავალენტო ორბიტალები ერთმანეთს გადაფარავს მეზობელი ატომბირთვის ურთიერთმიზიდვის გამო:



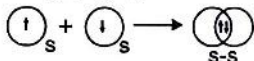
ატომური ორბიტალების გადაფარვა მიმდინარეობს მანამ, სანამ ატომბირთვებს შორის არ აღიძვრება განზიდვის ძალები. ამის გამო ორბიტალების გადაფარვა ნაწილობრივია. ატომური ორბიტალების ნაწილობრივ გადა-

ფარვის შედეგად წარმოიქმნება მოლეკულური ორბიტალი, რომელიც საზიარო ელექტრონულ წყვილს ეკუთვნის.

მოლეკულური ორბიტალის წარმოქმნა ევზოთერმული პროცესია და ენერჯიის გამოყოფით მიმდინარეობს. ამ ენერჯიას ბმის ენერჯია ეწოდება. მისი ერთეულია კჯ/მოლი. ცხადია, მოლეკულის შინაგანი ენერჯია ნაკლებია შემადგენელი ატომების ენერჯიაზე. ამიტომ მოლეკულა შემადგენელ ატომებთან შედარებით თერმოდინამიკურად უფრო მდგრადი სისტემაა.

ძირითადად ვიცით ორი ფორმის ორბიტალი – სფერული და პანტლისებური. მათი ურთიერთგადაფარვის სამი შესაძლებლობა არსებობს:

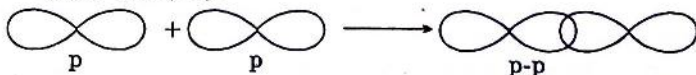
1) s-s გადაფარვა



2) s-p გადაფარვა



3) p-p გადაფარვა

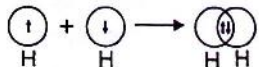


s და p-ორბიტალების გადაფარვას მათი ატომბირთვების შემაერთებული ღერძის გასწვრივ ღერძული გადაფარვა ეწოდება, ხოლო დამყარებულ ბმას – მარტივი ანუ  $\sigma$  (სიგმა) ბმა.

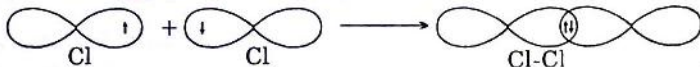
p-ორბიტალების გადაფარვა შესაძლებელია როგორც ატომბირთვების შემაერთებული ღერძების გასწვრივ, ისე ატომთა შემაერთებული ღერძის ზედა და ქვედა სიბრტყეში. p-ორბიტალების ასეთ გადაფარვას გვერდული გადაფარვა ეწოდება, ხოლო გვერდული გადაფარვით დამყარებულ ბმას  $\pi$  (პი) ბმა.

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

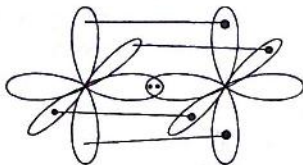
წყალბადის მოლეკულაში კოვალენტური ბმა მყარდება s-ორბიტალების s-s გადაფარვით.



ქლორის მოლეკულაში p-ორბიტალების ღერძული (p-p) გადაფარვით.



აზოტის მოლეკულაში ერთი ბმა მყარდება p-ორბიტალების ღერძული გადაფარვით, ხოლო ორი ბმა p-ორბიტალური გვერდული გადაფარვით.



ამრიგად, აზოტის მოლეკულაში ერთი  $\sigma$ -ბმა ( $p_x-p_x$  ღერძული გადაფარვა) და ორი  $\pi$ -ბმა ( $p_y-p_y$  და  $p_z-p_z$  გვერდული გადაფარვა).

### იონური და კოვალენტური ბმების თვისებები

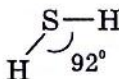
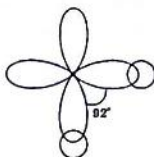
იონური და კოვალენტური ბმები ერთმანეთისაგან განსხვავდება არა მარტო წარმოქმნის მექანიზმით, არამედ თვისებებითაც.

კოვალენტურ ბმას იონურისაგან განსხვავებით გაჯერების უნარი და სივრცეში გარკვეული ორიენტაცია აქვს. კოვალენტური ბმის გაჯერებას განაპირობებს ორბიტალების ურთიერთგადაფარვის ერთადერთი ვარიანტის არსებობა. იონურ ბმას კი გაჯერების უნარი არა აქვს იმის გამო, რომ იონის ელექტროსტატიკური ველი სივრცეში ყველა მიმართულებით თანაბრად ვრცელდება და ერთი იონი იზიდავს ყველა მის გარშემო განლაგებულ საპირისპირო მუხტის მქონე იონს და წარმოქმნის იონურ კრისტალს, რომელშიც კრისტალური მესრის კვანძებში მოთავსებული ყოველი იონის გარშემო განლაგებული საპირისპირო მუხტის იონების რაოდენობას განსაზღვრავს კრისტალური მესრის ტიპი. მაგალითად NaCl-ის კრისტალურ მესერს აქვს წახნაგცენტრირებული კუბის აღნაგობა, რომელშიც ნატრიუმის იონის ( $\text{Na}^+$ ) გარშემო ქლორის ექვსი ანიონია ( $\text{Cl}^-$ ) და პირიქით. მათ შორის შეფარდებაა 1:1 ( $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ ). კრისტალურ მესერში ერთი იონის გარშემო განლაგებული იონების რიცხვს კოორდინაციული რიცხვი (კრ) ეწოდება. იგი მერყეობს 2-დან 12-მდე. NaCl-ის კრისტალურ მესერში ნატრიუმისა და ქლორის კოორდინაციული რიცხვი

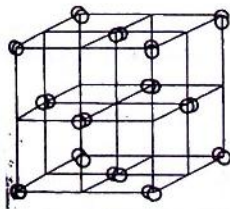
6-ია.

კრისტალური მესრის წარმოქმნა ეკზოთერმული პროცესია. ამიტომ კრისტალი თერმოდინამიკურად მდგრადია. კრისტალის მდგრადობის საზომია ე. წ. კრისტალური მესრის ენერგია, რომელიც საჭიროა იმისათვის, რომ 1 მოლი კრისტალური ნივთიერება დაეშალოს შემადგენელ იონებად. კრისტალური მესრის ენერგია საკმაოდ დიდი სიდიდეა. მაგალითად, NaCl-ის კრისტალური მესრის ენერგია უდრის 785 კჯ/მოლს. ამის გამო იონური ნაერთები ძნელად ლღობადი ნივთიერებებია.

კოვალენტურ ბმას იონურისგან განსხვავებით სივრცეში გარკვეული მიმართულება აქვს და ეს მიმართულება ემთხვევა ორბიტალების ორიენტაციას სივრცეში. კოვალენტურ მოლეკულაში სავალენტო ბმებს შორის იქმნება გარკვეული კუთხე, ე. წ. ვალენტური კუთხე, რომელიც განაპირობებს მოლეკულის გეომეტრიას. მაგალითად, გოგირდწყალბადის მოლეკულაში ბმა გოგირდსა და წყალბადს შორის მყარდება s-p გადაფარვით და მოლეკულას აქვს კუთხური აღნაგობა:



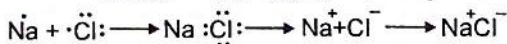
მყარი კოვალენტური ნაერთების კრისტალები შედგება მოლეკულები-საგან, რომლებიც კრისტალური მესრის კვანძებში სუსტი მოლეკულური (ვანდერვაალსის) ძალებით ან წყალბადური (ყინულში) ბმებითაა ერთმანეთთან დაკავშირებული. მაგალითად, იოდის კრისტალები შედგება ორატომიანი მოლეკულებისაგან ( $I_2$ ), რომლებიც წახნაგცენტრირებული კუბის კვანძებშია განლაგებული (სურ. 9).



სურ. 9

მოლეკულური კრისტალური მესერი ნაკლებად მდგრადია იონურთან შედარებით, ამიტომ მოლეკულური კრისტალები ადვილად ღლიობადი ნივთიერებებია. კოვალენტური ნერთები წარმოქმნის ისეთ კრისტალებს, რომელშიც კრისტალური მესრის კვანძებში კოვალენტური ბმებით დაკავშირებულია ატომები. ასეთ კრისტალებს ატომური კრისტალები ეწოდება. ატომური კრისტალების მაგალითია ალმასი და კვარცი ( $\text{SiO}_2$ ).

მართალია, კოვალენტურ და იონურ ბმებს შორის არსებობს განსხვავება, მაგრამ ისინი მჭიდრო ურთიერთკავშირში იმყოფებიან. კვანტური მექანიკა იონურ ბმას განიხილავს, როგორც კოვალენტური ბმის უკიდურეს შემთხვევას, როცა ატომებს შორის საზიარო ელექტრონული წყვილი ძირითადად გადახრილია უფრო ელექტროუარყოფითი ატომისაკენ. მაგალითად,  $\text{NaCl}$ -ის წარმოქმნა კვანტური მექანიკის თვალსაზრისით მიმდინარეობს საზიარო ელექტრონული წყვილის წარმოქმნით:



ამიტომ 100%-იანი იონური ბმა არ არსებობს. არაპოლარული კოვალენტური ბმა 100%-იანი კოვალენტურია, ხოლო პოლარულ კოვალენტურ ბმას იონურობის გარკვეული ხარისხი აქვს და, პირიქით, იონურ ბმას — კოვალენტობის გარკვეული ხარისხი. მაგალითად,  $\text{NaCl}$ -ის მოლეკულაში იონური ბმის კოვალენტობის ხარისხი 20%-ია, ე. ი. ნატრიუმის და ქლორის სავალენტო ელექტრონები წარმოქმნის საზიარო ელექტრონულ წყვილს, რომელიც ორივე ატომს ემსახურება, მაგრამ უფრო მეტად გადაწეულია ქლორის ატომისკენ. ქლორის ატომზე წარმოიქმნება  $-0,97$  მუხტი, ხოლო ნატრიუმის ატომზე  $+0,97$  და არა  $+1$  და  $-1$ , როგორც უნდა ყოფილიყო 100%-იანი იონური ბმის შემთხვევაში.

### კოორდინაციული ანუ დონორულ-აქცეპტორული ბმა

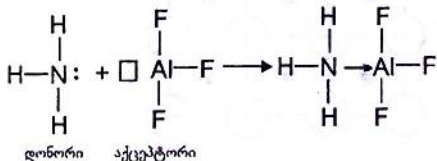
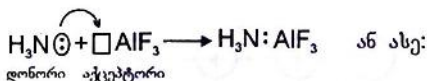
კოორდინაციული ანუ დონორულ-აქცეპტორული ბმა იგივე კოვალენტური ბმაა, მაგრამ მისი წარმოქმნის მექანიზმი განსხვავდება კოვალენტური ბმის წარმოქმნის მექანიზმისაგან.

კოვალენტური ბმა ატომებს შორის, როგორც გახსოვთ, მყარდება საზიარო ელექტრონული წყვილების საშუალებით, რომელთა წარმოქმნაში თანაბრად მონაწილეობს როგორც ერთი, ისე მეორე ატომი.

საზიარო ელექტრონული წყვილის წარმოქმნა შესაძლებელია იმ შემთხ-

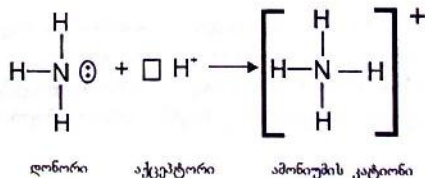
ვევამიც, თუ ერთ-ერთ ატომს ექნება მზა ელექტრონული წყვილი, რომელსაც მეორე ატომი გაიზიარებს. ატომს, რომელიც თავის მზა ელექტრონულ წყვილს გამოყოფს საზიაროდ, დონორი ეწოდება, ხოლო ატომს, რომელიც იძენს დონორის ელექტრონულ წყვილს – აქცეპტორი. აქცეპტორის როლის შესრულება შეუძლია ატომს, რომელსაც თავისუფალი ანუ ვაკანტური ორბიტალი აქვს, სადაც ხდება მზა ელექტრონული წყვილის „ჩანერგვა“. დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით დამყარებული ბმა არაფრით განსხვავდება კოვალენტური ბმისაგან. ამიტომ უფრო სწორი იქნება, თუ ვილაპარაკებთ კოვალენტური ბმის წარმოქმნის დონორულ-აქცეპტორულ მექანიზმზე.

დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით კოვალენტური ბმა მყარდება სხვადასხვა მოლეკულაში შეძვეალ ნეიტრალურ ან დამუხტულ ატომებს (მოლეკულებს) შორის. მაგალითად, ამიაკის მოლეკულაში აზოტის ატომს აქვს თავისუფალი ელექტრონული წყვილი, ხოლო  $AlF_3$ -ის მოლეკულაში ალუმინს აქვს ვაკანტური ორბიტალი. ამიტომ  $AlF_3$ -ზე ამიაკის მოქმედებისას წარმოიქმნება კრისტალური ნივთიერება  $H_3N-AlF_3$ :



დონორულ-აქცეპტორულ ბმას ზოგჯერ ისრითაც გამოსახავენ, რომელიც დონორიდან აქცეპტორისკენ არის მიმართული.

ამიაკის მოლეკულა დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით იერთებს წყალბადის კატიონს და წარმოქმნის ამონიუმის კატიონს:



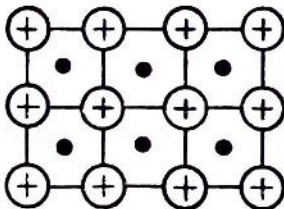
სადაც წყალბადის კატიონის დადებითი მუხტი თანაბრადაა განაწილებული აზოტისა და წყალბადის ატომებს შორის.

### ლითონური ბმა

ლითონური ბმა გვხვდება მხოლოდ ლითონის კრისტალურ მესერში.

ლითონის კრისტალურ მესერში სავალენტო ორბიტალები ერთმანეთს გადაფარავს და წარმოქმნის ერთიან ენერგეტიკულ დონეს, რომელზეც თავისუფლად მოძრაობენ სავალენტო ელექტრონები. სავალენტო ელექტრონები თავისუფლად მოძრაობენ ლითონის მთელ მასაში. ელექტრონების ასეთი გადანაწილებას დელოკალიზაცია ეწოდება. ელექტრონების მოძრაობა ქაოსურია, მაგრამ თუ შევქმნით პოტენციალთა სხვაობას, ელექტრონები დაიწყებს მოწესრიგებულ მოძრაობას, რაც განაპირობებს ლითონების ელექტროგამტარობას.

ლითონის კრისტალური მესრის კვანძებში მოთავსებულია დადებითად დამუხტული იონები, რომელთა შორის ქაოსურად მოძრაობენ ელექტრონები (სურ. 10):



სურ. 10

ქაოსურად მოძრავი ელექტრონი ეჯახება ლითონის იონს და ნეიტრალურ ატომს წარმოქმნის, მაგრამ ნეიტრალური ატომი ისევ კარგავს ელექტრონს დაბალი პოტენციალური ენერგიის გამო და ატომი ისევ იონებად გარდაიქმნება.

კრისტალის კვანძებში მოთავსებულ დადებით იონებსა და თავისუფალ ელექტრონებს შორის არსებულ ბმას ლითონური ბმა ეწოდება.

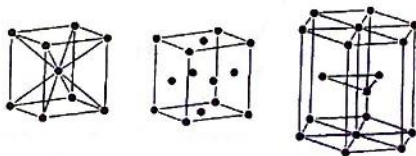
იონური ბმის მსგავსად ლითონურ ბმაშიც არსებობს ელექტროსტატიკური მიზიდვა, კრისტალური მესრის კვანძებში განლაგებულ დადებით-

თად დამუხტულ იონებსა და თავისუფალ ელექტრონებს შორის, მაგრამ იონური ბმისგან განსხვავებით აქ უარყოფითად დამუხტულია არა ატომი, არამედ ელექტრონი.

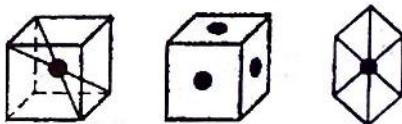
კოვალენტური ბმის მსგავსად ლითონური ბმაც განპირობებულია საზიარო ელექტრონებით, მაგრამ იმ განსხვავებით, რომ ლითონურ ბმაში საზიარო ელექტრონები აკავშირებს არა ორ, არამედ უამრავ ატომს, რომლებიც კრისტალური მესერის კვანძებშია მოთავსებული. გარდა ამისა, კოვალენტური ბმისგან განსხვავებით ლითონური ბმა დელოკალიზებულია.

ლითონებისთვის დამახასიათებელია სამი ტიპის კრისტალური მესერი:

- 1) მოცულობაცენტრირებული კუბური
- 2) წახნაგცენტრირებული კუბური
- 3) ჰექსაგონალური მესერი



მათი იზომეტრული გვემილებია:



ლითონური ბმა კოვალენტურთან შედარებით 3-4-ჯერ უფრო სუსტია.

ლითონური ბმა არსებობს ლითონის მყარ და თხევად აგრეგატულ მდგომარეობაში, აირადში კი ლითონის ატომებს შორის ბმა კოვალენტურია.

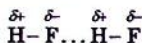
### წყალბადური ბმა

ორ ელექტროუარყოფით ატომს შორის წყალბადის მეშვეობით დამყარებულ ბმას წყალბადური ბმა ეწოდება.

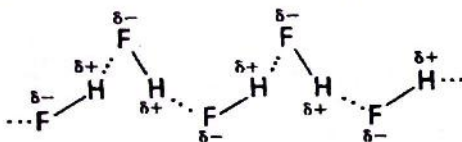
წყალბადური ბმა მყარდება ისეთ ელექტროუარყოფით ელემენტებს

შორის, როგორცაა F, O და N. ამიტომ წყალბადური ბმა გვხვდება ფთორის, ჟანგბადის და აზოტის წყალბადნაერთებში. წყალბადურ ბმას სამი წერტილით აღნიშნავენ.

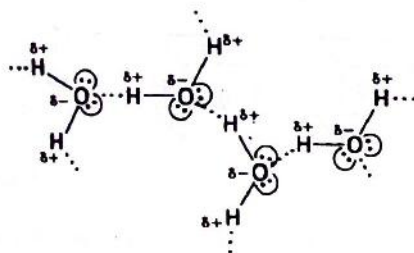
ფთორწყალბადის მოლეკულაში წყალბადური ბმა მყარდება ერთი მოლეკულის ნაწილობრივ უარყოფითად დამუხტულ ფთორის ატომსა და მეორე მოლეკულის ნაწილობრივ დადებითად დამუხტულ წყალბადის ატომს შორის.



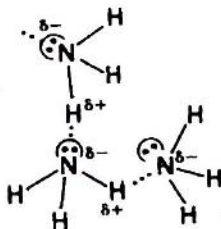
მყარ ფთორწყალბადში წყალბადური ბმებით ერთმანეთს უკავშირდება უამრავი მოლეკულა და წარმოქმნება ზიგზაგისებური ჯაჭვი:



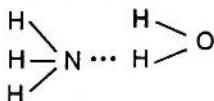
წყლის მოლეკულაში წყალბადური ბმა მყარდება წყალბადის და ჟანგბადის ატომებს შორის:



ამიაკის მოლეკულაში წყალბადური ბმა მყარდება წყალბადის და აზოტის ატომებს შორის:



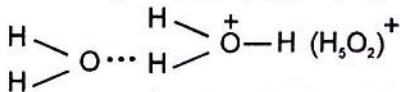
წყალბადური ბმა მყარდება ამიაკსა და წყლის მოლეკულებს შორისაც, რაც განაპირობებს ამიაკის წყალში კარგად ხსნადობას:



წყალბადური ბმა მყარდება სპირტების, ორგანული მჟავების, ცილებ-ის, ნუკლეინის მჟავების და სხვათა მოლეკულაში. იგი 10-20-ჯერ უფრო სუსტი ბმაა კოვალენტურთან შედარებით.

წყალბადური ბმების საშუალებით თხევადი ფთორწყალბადი, წყალი, ამიაკი, ორგანული მჟავები, ცილები და ნუკლეინის მჟავები ასოცირებულია (დაკავშირებულია ერთმანეთთან).

ძლიერი წყალბადური ბმა მყარდება ჰიდროქსონიუმის იონსა და წყლის ერთ მოლეკულას შორის ანუ ჰიდრატირებულ ჰიდროქსონიუმის იონში:



### ვალენტობა

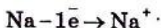
ვალენტობა ქიმიაში შემოიტანა ინგლისელმა ქიმიკოსმა ფრანკლენდმა 1853 წ. როგორც რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს ნერთში ატომების რაოდენობრივ შეფარდებას. შემდგომ მოძღვრება ვალენტობის შესახებ განავითარა მენდელეევი (1869 წ.).

მენდელეევი არჩევდა ორი სახის ვალენტობას: 1) ვალენტობა ჟანგადის მიმართ და 2) ვალენტობა წყალბადის მიმართ.

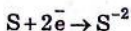
ჟანგბადის მიმართ მაქსიმალური ვალენტობა ჯგუფის ნომრის ტოლია, ხოლო წყალბადის მიმართ ვალენტობა უდრის 8-ს გამოკლებული ჯგუფის ნომერი (8-ჯგ<sub>N</sub>).

1916 წ გერმანელმა ფიზიკოსმა კოსელმა შემოიტანა ელექტროვალენტობის ცნება, ხოლო ამერიკელმა ქიმიკოსმა ლუისმა — კოვალენტობის.

ელექტროვალენტობა არის იონურ ნაერთებში გამოძლევენებული ვალენტობა. ელექტროვალენტობა, თავისთავად, იონის მუხტის ნიშნის მიხედვით არის დადებითი და უარყოფითი. დადებით ვალენტობას ატომი ამჟღავნებს ოქსიდებში, ხოლო უარყოფითს — წყალბადნაერთებში. უმაღლეს დადებით ვალენტობას ჯგუფის ნომერი უჩვენებს. ხოლო უარყოფითი ვალენტობა უდრის 8-ს გამოკლებული ჯგუფის ნომერი (8-ჯგ<sub>N</sub>). ელემენტი იმდენ დადებითვალენტია, რამდენ ელექტრონსაც გასცემს იგი; მაგალითად:



ელემენტი იმდენ უარყოფითვალენტია, რამდენ ელექტრონსაც იერთებს; მაგალითად:



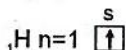
ამჟამად ელექტროვალენტობას ეწოდება ჟანგვის რიცხვი (იხ. ჟანგვის რიცხვი).

კოვალენტობა ეწოდა კოვალენტურ ნაერთებში გამოძლევენებულ ვალენტობას. ატომის კოვალენტობა გვიჩვენებს კოვალენტური ბმების რაოდენობას, რომელსაც ატომი წარმოქმნის და უდრის საზიარო ელექტრონების რაოდენობას.

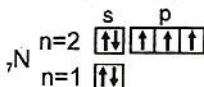
წყალბადის მოლეკულაში (H<sub>2</sub>) წყალბადი ერთკოვალენტურია, ქლორის მოლეკულაში (Cl<sub>2</sub>) ქლორი — ერთკოვალენტური, აზოტის მოლეკულაში (N<sub>2</sub>) აზოტი — სამკოვალენტური, ამიაკის მოლეკულაში (NH<sub>3</sub>) აზოტი — სამკოვალენტურია ხოლო წყალბადი — ერთკოვალენტური, წყლის მოლეკულაში (H<sub>2</sub>O) ჟანგბადი ორკოვალენტურია, წყალბადი — ერთკოვალენტური.

ამჟამად, კვანტური მექანიკის მიხედვით ვალენტობა არის ქიმიური ბმების რაოდენობა, რომელთა საშუალებითაც ერთი ატომი უკავშირდება მეორეს. ვალენტობას ნიშანი არა აქვს და გამოისახება მთელი რიცხვებით 1-დან 8-მდე. ქიმიური ბმების წარმოქმნა დამოკიდებულია გაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობაზე, რომლებიც მონაწილეობს საზიარო ელექტრონული წყვილების, ანუ ქიმიური ბმების წარმოქმნაში. ამრიგად, ატომ-

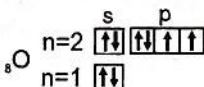
ის ვალენტობა განისაზღვრება გაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობით. მაგალითად, წყალბადს ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს და ერთვალენტია:



აზოტს გარე, ანუ სავალენტო შრეზე აქვს სამი გაუწყვილებელი ელექტრონი და ამიტომ სამვალენტია:



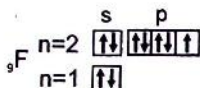
ჟანგბადის გარე შრეზე ორი გაუწყვილებელი (p) ელექტრონია და ამიტომ ორვალენტია:



ცვალებადი ვალენტობის მქონე ელემენტებში გაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობა იზრდება ატომის ნორმალური მდგომარეობიდან (სადაც ნორმალური ელექტრონული კონფიგურაცია აქვს) ალგზნებულ მდგომარეობაში გადასვლის გამო. ალგზნებულია მდგომარეობა, როდესაც გაწყვილებული ელექტრონები განცალკევებულია თავისუფალ ორბიტალებზე. ალგზნებულ მდგომარეობაში გადაყვანა შესაძლებელია იმ შემთხვევაში, თუ ატომს აქვს თავისუფალი, ანუ ვაკანტური ორბიტალები იმავე ენერგეტიკულ დონეზე ატომს ალგზნებულ მდგომარეობაში გადასასვლელად სჭირდება ენერგია, იგი დიდი არ არის და ატომი მას ბმის წარმოქმნის დროს გამოყოფილი ენერგიიდან იღებს. თუ ალგზნებაზე დახარჯული ენერგია არ ანაზღაურდა, მაშინ ქიმიური ბმის წარმოქმნა შეუძლებელი ხდება. ამიტომ არ ხდება გაწყვილებული ელექტრონების განცალკევება სხვადასხვა ენერგეტიკულ დონეზე.

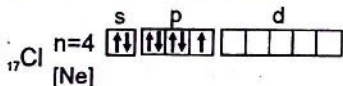
განვიხილოთ ზოგიერთი ელემენტის (F, Cl, O, S, C) ვალენტობა.

ფთორის გარე სავალენტო შრეზე 7 ელექტრონია. აქედან გაუწყვილებულია ერთი (p) ელექტრონი, ამიტომ ფთორი ერთვალენტია და მისი ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:

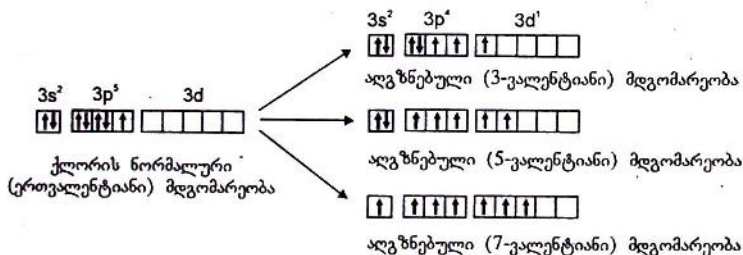


ფთორს ვაკანტური ორბიტალები არა აქვს და, ცხადია, აღზნებულ მდგომარეობაში ვერ გადავა. ამის გამო ფთორი მხოლოდ 1-ის ტოლ ვალენტობას ამჟღავნებს.

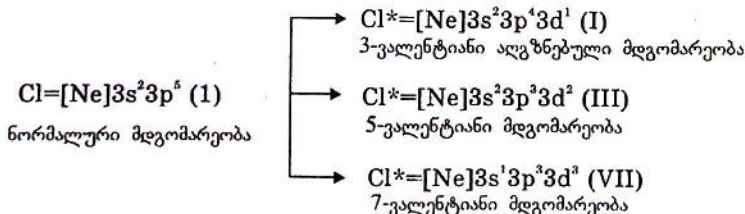
ქლორი იმავე ვჯგუფის, მაგრამ მესამე პერიოდის ელემენტია. მისი ელექტრონული კონფიგურაცია:



ნორმალურ მდგომარეობაში ქლორს ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს და ამჟღავნებს 1-ის ტოლ ვალენტობას, მაგრამ ფთორის ატომისგან განსხვავებით მას აქვს ვაკანტური d-ორბიტალები. ამიტომ შეუძლია გადავიდეს აღზნებულ მდგომარეობაში:

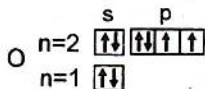


ორბიტალური სტრუქტურით თუ ჩავწერთ, მაშინ აღზნებულ მდგომარეობაში გადასვლა ასე გამოიხატება:

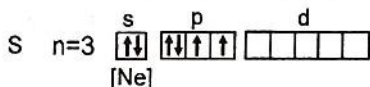


ვარსკვლავით აღნიშნავენ ატომის ალგზნებულ მდგომარეობაში.

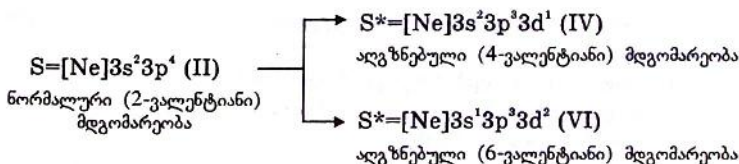
ჟანგბადი VI ჯგუფის ელემენტია. მის ელექტრონულ კონფიგურაციაში ორი გაუწყვილებელი ელექტრონია და ამიტომ ამყარებს ორ კოვალენტურ ბმას და, მაშასადამე, ორვალენტია, ვაკანტური ორბიტალები არა აქვს და ამის გამო სხვა ვალენტობა არ ახასიათებს:



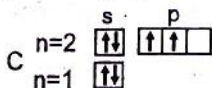
გოგირდი იმავე ჯგუფის ელემენტია. მისი კონფიგურაცია ასეთია:



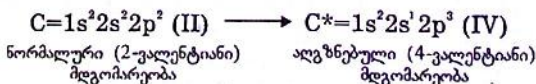
ნორმალურ მდგომარეობაში გოგირდი ორვალენტია, მაგრამ აქვს ვაკანტური ორბიტალები და შეუძლია გადავიდეს ალგზნებულ მდგომარეობაში:



ნახშირბადის ატომს ნორმალურ მდგომარეობაში აქვს ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი და ორვალენტია. p-ქვეფენზე აქვს ერთი ვაკანტური ორბიტალი:



ამიტომ ადვილად გადადის ალგზნებულ მდგომარეობაში, რომელშიც 4 გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს და ამჟღავნებს ოთხის ტოლ ვალენტობას:



ჟანგვის რიცხვი ეწოდება ელემენტის პირობით მუხტს მოლეკულაში, თუ დავუშვებთ, რომ მოლეკულა იონებისაგან შედგება.

იონურ მოლეკულაში ელემენტის ჟანგვის რიცხვს (ჟრ) განსაზღვრავს იონის მუხტის ნიშანი და რაოდენობა (ჟანგვის რიცხვს აღნიშნავენ არაბული რიცხვით, რომელსაც წინ ეწერება მუხტის ნიშანი „+“ ან „-“). მაგალითად, NaCl-ის მოლეკულაში ნატრიუმის ჟანგვის რიცხვი +1-ია,

ხოლო ქლორისა  $-1$ , ე. ი.  $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$ .

CaO-ს მოლეკულაში კალციუმის ჟანგვის რიცხვია +2, ჟანგბადის კი  $-2$ , ე. ი.  $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-2}{\text{O}}$ .

Al<sub>2</sub>S<sub>3</sub>-ის მოლეკულაში ალუმინის ჟანგვის რიცხვია +3, გოგირდი-სა  $-2$ , ე. ი.  $\overset{+3}{\text{Al}}_2\overset{-2}{\text{S}}_3$ .

იმისათვის, რომ გამოვთვალოთ ელემენტის ჟანგვის რიცხვი, უნდა გვანსოვდეს:

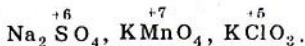
- 1) წყალბადის ჟანგვის რიცხვი არალითონის მიმართ +1-ია;
- 2) ტუტე ლითონების ჟანგვის რიცხვია +1;
- 3) ფთორის ჟანგვის რიცხვია -1;
- 4) ჟანგბადის ჟანგვის რიცხვია -2 (გამონაკლისია  $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$ ,  $\overset{+1}{\text{O}}_2\overset{-1}{\text{F}}$ );
- 5) ლითონების ჟანგვის რიცხვი, საერთოდ, დადებითია;
- 6) მარტივ ნივთიერებაში ელემენტის ჟანგვის რიცხვი ნულია;
- 7) მოლეკულაში შემაჯავლი ელემენტების ჟანგვის რიცხვების ალგებრული ჯამი ნულის ტოლია.

მოლეკულაში ელემენტის ჟანგვის რიცხვის გამოსათვლელად უნდა დავუშვათ, რომ მოლეკულა იონებისგან შედგება და შევადგინოთ განტოლება - ელემენტების ჟანგვის რიცხვების ალგებრული ჯამი გავუტოლოთ ნულს და ამოვხსნათ იგი უცნობი ჟრ-ის მიმართ. მაგალითად, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>-ში გოგირდის ჟანგვის რიცხვის გამოსათვლელად ვადგენთ განტოლებას:  $2(+1)+X+4(-2)=0$ ;  $2+X-8=0$ , აქედან  $X=+6$ .

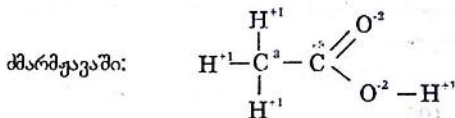
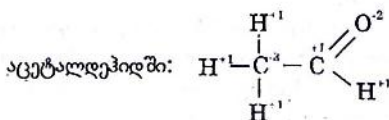
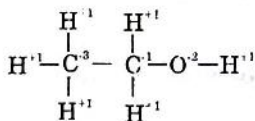
ვიპოვოთ KMnO<sub>4</sub>-ში Mn-ის ჟრ  $1+X-8=0$ ;  $X=+7$ .

- KClO<sub>3</sub>-ში Cl-ის ჟრ  $1+X-6=0$ ;  $X=+5$ .

ჩვეულებრივ, ელემენტის ჟანგვის რიცხვს მოლეკულაში მიუთითებენ სიმბოლოს თავზე შესაბამისი ციფრისა და ნიშნის დაწერით. მაგალითად:



ორგანულ ქიმილაში, როგორც წესი, ნახშირბადის ჟანგვის რიცხვზე არ ლაპარაკობენ, მაგრამ საჭიროების შემთხვევაში ანგარიშობენ მას კოვალენტური ბმების მიხედვით. კოვალენტურ ნაერთებში ელემენტის ჟანგვის რიცხვი უდრის გაწვევილებული ელექტრონების რიცხვს, ნიშანს კი განსაზღვრავენ ელექტროუარყოფითობის მიხედვით. უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტის ჟანგვის რიცხვი უარყოფითია, ხოლო ნაკლებად ელექტროუარყოფითის – დადებითი. მაგალითად, ღვინის სპირტში ნახშირბადის ჟანგვის რიცხვს განსაზღვრავენ ცალკეული ატომებისათვის:



ვალენტობა და ჟანგვის რიცხვი ერთი და იგივე არ არის. ზოგჯერ მათი რიცხვითი მნიშვნელობები ერთხვევა ერთმანეთს, მაგრამ ისინი სხვადასხვა პრინციპით განისაზღვრებიან. ვალენტობა დამოკიდებულია ქიმიური ბმების რაოდენობაზე და განისაზღვრება ნივთიერების აღნაგობით – სტრუქტურით, ხოლო ჟანგვის რიცხვი ფორმალური სიდიდეა და ნივთიერების აღნაგობასთან კავშირი არა აქვს. მისი ცნება შეპოტანილია ჟანგვა-აღღვანის რეაქციების გასატოლებლად.

დავიხსოვოთ შემდეგი ძირითადი დებულებები:

1) ატომი შედგება დადებითად დამუხტული ატომბირთვისა და მის გარშემო მოძრავი ელექტრონებისაგან, რომელთა რიცხვი ატომბირთვის დადებითი მუხტის ტოლია, რის გამოც იგი ელექტრონიეტრალური ნაწილაკია;

2) ატომბირთვი, თავის მხრივ, შედგება ორი სახის ნაწილაკისგან – პროტონისა და ნეიტრონისაგან. პროტონის მასა 1-ია, ხოლო მუხტი +1, ნეიტრონის მასა 1-ის ტოლია, მუხტი კი არა აქვს. პროტონს ასე აღნიშნავენ:  ${}^1_1\text{P}$ , ხოლო ნეიტრონს ასე:  ${}^1_0\text{n}$  (მარცხენა ზედა კუთხეში იწერება მასა, ხოლო ქვედა კუთხეში – მუხტი).

პროტონების და ნეიტრონების ჯამი მთელი რიცხვია და მას მასური რიცხვი ეწოდება (აღნიშნება A ასოთი):

$$A = P + n$$

ატომბირთვის დადებითი მუხტის რაოდენობა დამოკიდებულია პროტონებზე და ატომის რიგითი ნომრის (Z) ტოლია; ე. ი.

$$Z = \sum P$$

ატომბირთვში ნეიტრონების რიცხვი უდრის მასურ რიცხვს გამოკლებული ატომური ნომერი:

$$n = A - Z;$$

3) ერთნაირი რაოდენობის პროტონებისა და სხვადასხვა მასური რიცხვის მქონე ატომებს იზოტოპები ეწოდება. იზოტოპებს ერთნაირი ქიმიური თვისებები, მაგრამ სხვადასხვა მასური რიცხვი აქვს. ამიტომ იზოტოპებს ერთი და იგივე უჯრედი უკავია პერიოდულ სისტემაში;

4) ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა იზოტოპების წარწევის მასა და გამოივლება ფორმულით:

$$A_r = \frac{A_1 \omega_1 \% + A_2 \omega_2 \% + A_3 \omega_3 \% + \dots}{100\%} = A_1 \omega_1 + A_2 \omega_2 + A_3 \omega_3,$$

სადაც  $A_1$ ,  $A_2$  და  $A_3$  არის იზოტოპის მასური რიცხვი,  $\omega_1\%$ ,  $\omega_2\%$ ,  $\omega_3\%$  – იზოტოპების მასური რიცხვი პროცენტებით, რომელიც მუდმივი სიდიდეა;

5) ატომბირთვის გარშემო ელექტრონები მოძრაობენ ენერგეტიკულ დონეებზე. ენერგეტიკული დონეების რაოდენობა განისაზღვრება მთავარი კვანტური რიცხვით (n), რომლის მნიშვნელობა უდრის პერიოდის ნომერს. სხვადასხვა პერიოდში ელექტრონების მაქსიმალური რაოდენობა სხვადასხვაა. პირველი პერიოდის ელემენტებში 2 ელექტრონია, მეორისაში – 8, მესამისაში – 16. ზოგადად –  $2n^2$ ;

6) ენერგეტიკულ დონეებზე ელექტრონები მოძრაობენ სხვადასხვა ფორმის ორბიტალებზე. ორბიტალების ფორმას აღნიშნავს თანაური ანუ ორბიტალური კვანტური რიცხვით (l). l-ის მნიშვნელობებია s, p, d, f. s-ორბიტალს სფერული ფორმა აქვს, p-ორბიტალს – ჰანტელისებური, d

და f-ორბიტალებს – რთული ფორმები.  $l$ -ის მნიშვნელობას განსაზღვრავს მთავარი კვანტური რიცხვი; მათი მნიშვნელობები ტოლია, ე. ი.

თუ  $n=1$ , მაშინ  $l=s$

$n=2$ , მაშინ  $l=s, p$

$n=3$ ,  $l=s, p, d$

$n=4$ ,  $l=s, p, d, f$ ;

7) ორბიტალების ორიენტაციების რაოდენობა (მაგნიტური კვანტური რიცხვი) ყოველთვის კენტია: s-ორბიტალს აქვს ერთი ორიენტაცია,

p-ორბიტალს – 3,

d-ორბიტალს – 5,

f-ორბიტალს – 7.

მაშასადამე, s ფორმის 1 ორბიტალი არსებობს,

p ფორმის – 3,

d ფორმის – 5,

f ფორმის – 7;

8) ორბიტალებზე ელექტრონების განაწილება ხდება ენერგეტიკული დონის, პაულის პრინციპისა და ჰუნდის წესის მიხედვით

ა) ორბიტალების შევსების დროს ელექტრონი ჯერ იკავებს დაბალ ენერგეტიკულ დონეს და ამის შემდეგ იწყებს უფრო მაღალი დონის შევსებას. ბ) პაულის პრინციპის თანახმად კი ერთ ორბიტალზე შეიძლება მოთავსდეს მაქსიმუმ ორი ელექტრონი. გ) ჰუნდის წესის თანახმად ელექტრონი ჯერ იკავებს ცარიელ ორბიტალებს და ამის შემდეგ იწყება მათი გაწყვილება საპირისპირო სპინის ელექტრონებით;

9) ორბიტალების შევსების მიხედვით ელემენტები იყოფა:

s-ელემენტებად (I A და II A ჯგუფის ელემენტები)

p-ელემენტებად (III A და VII A ჯგუფის ელემენტები)

d-ელემენტებად (B ჯგუფის ელემენტები)

f-ელემენტებად (ლანთანოიდები და აქტინოიდები).

s, d და f-ელემენტები ლითონებია, p-ელემენტებში კი ვხვდებით როგორც ლითონებს, ისე ამფოტერულ ელემენტებსა და არალითონებს;

10) გარე შრეს სავალენტო შრე ეწოდება, ხოლო გარე შრეზე მოთავსებულ ელექტრონებს – სავალენტო ელექტრონები. A ჯგუფის ელემენტებისთვის სავალენტო ელექტრონების რიცხვი უდრის ჯგუფის ნომერს;

11) ვალენტობა არის ქიმიური ბმების რაოდენობა, რომელთა საშუალებითაც ატომები ერთმანეთს უკავშირდება. არსებობს სამი ტიპის ქიმი-

ური ბმა: იონური, კოვალენტური და ლითონური;

სხვადასხვა ნიშნის მუხტით დამუხტულ იონებს შორის ელექტროსტატიკური მიზიდვის ძალებით დამყარებულ ბმას იონური ბმა ეწოდება. იონური ბმა მყარდება ლითონის და არალითონის ატომებს შორის.

საზიარო ელექტრონული წყვილების საშუალებით დამყარებულ ბმას კოვალენტური ბმა ეწოდება. იგი მყარდება არალითონის ატომებს შორის.

ლითონის კრისტალური მესრის კვანძებში მოთავსებულ დადებით იონებსა და მათ შორის თავისუფლად მოძრავ ანუ დელოკალიზებულ ელექტრონებს შორის დამყარებულ ბმას კი ლითონური ბმა ეწოდება;

12) არსებობს ორი სახის კოვალენტური ბმა: პოლარული და არაპოლარული. არაპოლარული კოვალენტური ბმა მყარდება მარტივ ნივთიერებებში ( $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ ,  $I_2$  და სხვა). პოლარული კოვალენტური ბმა კი — რთულ ნივთიერებებში ( $HCl$ ,  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$  და სხვა).

დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით დამყარებულ ბმას კოორდინაციული ანუ დონორულ-აქცეპტორული ბმა ეწოდება;

13) ელემენტის ვალენტობა ანუ ქიმიური ბმების რაოდენობა განისაზღვრება გაუწყვილებელი ელექტრონების რიცხვით. ცვალებად ვალენტობას განაპირობებს ატომის გადასვლა ნორმალურიდან ალგუნებულ მდგომარეობაში;

14) ელემენტების ჟანგვის რიცხვი პირობითად არის ის მუხტი, რომელიც ატომს ექნებოდა იონურ მოლეკულაში. ჟანგვის რიცხვი და ვალენტობა ერთი და იგივე არ არის. მათი რიცხვითი მნიშვნელობები ზოგჯერ ერთხვევა ერთმანეთს, უფრო ხშირად კი განსხვავებულია. ვალენტობა ქიმიური ბმების რაოდენობა და დაკავშირებულია მოლეკულის სტრუქტურასთან, ხოლო ჟანგვის რიცხვი — ფორმალური მუხტია და დაკავშირებულია ელექტრონების პირობით გადასვლასთან ერთი ატომიდან მეორეზე. ჟანგვის რიცხვი ახასიათებს ატომის იონურ მდგომარეობას, ხოლო ვალენტობა — კოვალენტურს. ჟანგვის რიცხვის ცნებას ძირითადად იყენებენ არაორგანულ ქიმიაში, ვალენტობისას კი — ორგანულში.

## რთული ნივთიერებები

ნივთიერებას, რომელიც შედგება სხვადასხვა ატომისგან, რთული ნივთიერება ეწოდება. შედგენილობის მიხედვით რთული ნივთიერებები იყოფა ოთხ ჯგუფად. ესენია: ოქსიდები, ფუძეები, მჟავები და მარილები.

ოქსიდი შედგება ელემენტისა და ჟანგბადის ატომისაგან:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  და სხვა.

ფუძე შედგება ლითონის ატომისა და ჰიდროქსიდის ჯგუფისგან ( $\text{OH}$ ). ფუძეები:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  და სხვა.

მჟავა შედგება წყალბადის ატომისა და მჟავას ნაშთისაგან. მჟავები:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  და სხვა.

მარილი შედგება ლითონის ატომისა და მჟავას ნაშთისაგან. მარილები:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgSO}_3$ ,  $\text{Na}_4\text{PO}_4$  და სხვა.

## ოქსიდები

ელემენტისა და ჟანგბადის ნაერთს ოქსიდი ეწოდება. ყველა ელემენტის ოქსიდი არსებობს გარდა პირველი სამი ინერტული აირისა ( $\text{He}$ ,  $\text{Ne}$  და  $\text{Ar}$ ). ოქსიდები:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{OsO}_4$  და სხვა.

## ოქსიდების ნომენკლატურა

ოქსიდის სახელწოდება საერთაშორისო წესების მიხედვით შედგენილია ელემენტების სახელწოდებისა და სიტყვა „ოქსიდისაგან“. მაგალითად:  $\text{Na}_2\text{O}$  – ნატრიუმის ოქსიდი,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  – ალუმინის ოქსიდი,  $\text{BaO}$  – ბარიუმის ოქსიდი და სხვა. თუ ელემენტი წარმოქმნის რამდენიმე ოქსიდს, მაშინ სახელწოდებაში რომაული რიცხვით უნდა აღინიშნოს ელემენტის ჟანგვის რიცხვი. მაგალითად:

$\text{N}_2\text{O}$  – აზოტ (I)-ის ოქსიდი;

$\text{NO}$  – აზოტ(II)-ის ოქსიდი;

$\text{N}_2\text{O}_3$  – აზოტ (III)-ის ოქსიდი;

$\text{NO}_2$  – აზოტ (IV)-ის ოქსიდი;

$\text{N}_2\text{O}_5$  – აზოტ (V)-ის ოქსიდი;

$\text{Cu}_2\text{O}$  – სპილენძ(I)-ის ოქსიდი.

ოქსიდის სახელწოდება შეიძლება შევადგინოთ ოქსიდის მოლეკულაში შემავალი ელემენტების ქართული და მათი ინდექსების ბერძნული სახელწოდებისაგან. ეს ნომენკლატურა ასახავს მოლეკულის შედგენილობას. მაგალითად:

$\text{CO}$  – ნახშირბადის მონოოქსიდი ან მარტივად ნახშირბადის ოქსიდი;

$\text{CO}_2$  – ნახშირბადის დიოქსიდი;

$N_2O_4$  - დიაზოტის ტეტრაოქსიდი;

$N_2O$  - დიაზოტის მონოოქსიდი ან დიაზოტის ოქსიდი;

$Fe_3O_4$  - ტრირკინის ტეტრაოქსიდი;

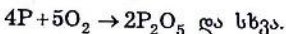
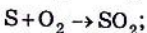
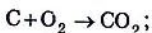
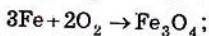
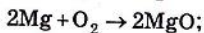
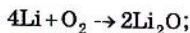
$Cu_2O$  - დისპილენძის ოქსიდი.

ეს ნომენკლატურა უფრო ხშირად გამოყენებულია არალითონების ოქსიდებისათვის.

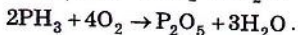
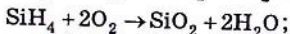
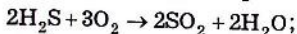
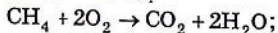
### ოქსიდების მიღების ხერხები

ოქსიდები მიიღება როგორც მარტივი ნივთიერებების უშუალო შეერთებით, ისე რთული ნივთიერებებისაგან.

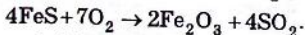
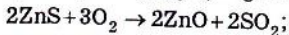
ჟანგბადი უშუალოდ შედის რეაქციაში თითქმის ყველა ელემენტთან ინერტული აირების, ჰალოგენების, ოქროსა და პლატინის გარდა. მაგალითად:



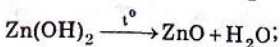
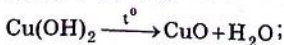
ოქსიდები მიიღება რთული ნივთიერებებისაგან არალითონების წყალბადნაერთების დაწვით:

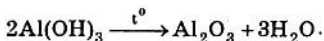


ლითონების სულფიდის გამოწვით:

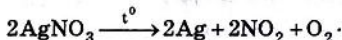
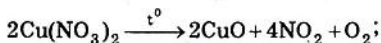
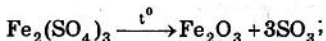
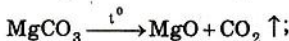
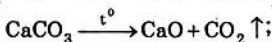


ფუძეების გახურებით:





მარილების – კარბონატების – გახურებით (I A ჯგუფის ლითონების გარდა), სამკალენტანი ლითონების სულფატების, საშუალო აქტიურობის და პასიური ლითონების ნიტრატების გახურებით:

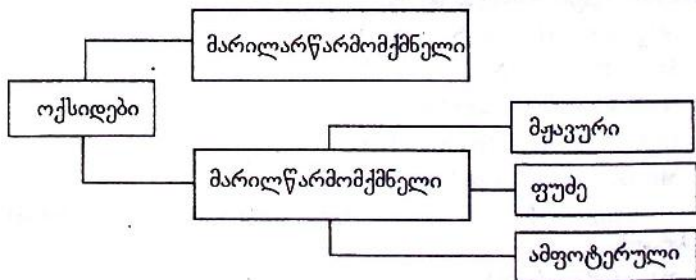


ფიზიკური თვისებები. ყველა ლითონის ოქსიდი მყარი ნივთიერებაა, არალითონების ოქსიდები კი აირადი, თხევადი და მყარი ნივთიერებებია. დაბალი ჟანგვის რიცხვის მქონე ლითონის ოქსიდები იონური ნაერთებია, ხოლო არალითონის ყველა ოქსიდი – კოვალენტური ნაერთია.

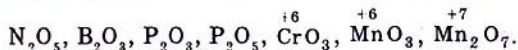
ქიმიური თვისებები. ქიმიური თვისებების მიხედვით ოქსიდები იყოფა ორ დიდ ჯგუფად: მარილარწარმომქმნელ და მარილწარმომქმნელ ოქსიდებად.

მარილარწარმომქმნელი ოქსიდები არც მჟავებს, არც ფუძეებს და არც მარილებს არ წარმოქმნიან. ასეთებია:  $\text{N}_2\text{O}$  (დიაზოტის ოქსიდი),  $\text{NO}$  (აზოტის ოქსიდი),  $\text{CO}$  (ნახშირბადის ოქსიდი).

მარილწარმომქმნელი ოქსიდები, თავის მხრივ, იყოფა მჟავურ, ფუძე და ამფოტერულ ოქსიდებად.



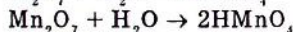
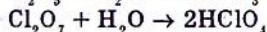
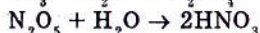
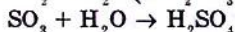
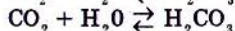
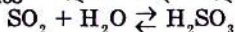
ოქსიდს, რომლის შესაბამისი წყალნაერთი ანუ ჰიდრატი მჟავაა, მჟავური ოქსიდი ეწოდება. მჟავურ ოქსიდებს ეკუთვნის ყველა არალითონის ოქსიდი და ლითონის ისეთი ოქსიდებიც, რომელშიც ლითონი ამჟავანებს მაღალ ჟანგვის რიცხვს (+6; +7) მჟავური ოქსიდებია:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,



მჟავური ოქსიდები კოვალენტური ნაერთებია.

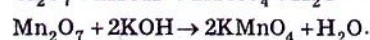
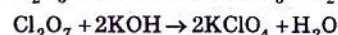
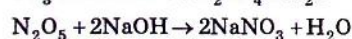
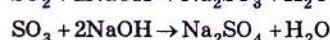
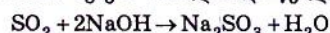
მჟავური ოქსიდები ურთიერთქმედებს წყალთან, ტუტესთან და ფუძე ოქსიდებთან.

1) წყალთან ყველა მჟავური ოქსიდი ურთიერთქმედებს გარდა  $\text{SiO}_2$ -ისა და წარმოქმნის მჟავას, რომლის ფორმულა წარმოადგენს შეჯამებული ატომების უმცირეს თანაფარდობას (მჟავას მოლეკულაში ჯერ იწერება წყალბადი, შემდეგ არალითონი და ბოლოს ჟანგბადი). მაგალითად:

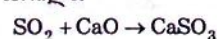


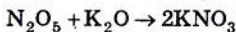
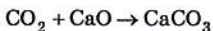
მჟავურ ოქსიდს მჟავას ანჰიდრიდიც ეწოდება, რაც მჟავას უწყლო ნაწილს ნიშნავს. მაგალითად,  $\text{N}_2\text{O}_5$  აზოტმჟავას ანჰიდრიდია, რადგან წყალთან ურთიერთქმედებით აზოტმჟავას წარმოქმნის;  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  - ქლორის მჟავას ანჰიდრიდია;  $\text{SO}_3$  - გოგირდმჟავას ანჰიდრიდი და ა. შ.

2) მჟავური ოქსიდი რეაქციაში შედის ტუტესთან და წარმოქმნის შესაბამისი მჟავას მარილსა და წყალს:



3) მჟავური ოქსიდი რეაქციაში შედის ფუძე ოქსიდთან და წარმოქმნის მარილს:





მჟავეური ოქსიდის ამ სამი თვისებიდან ძირითადია მისი ურთიერთქმედება ტუტესთან (ფუძესთან).

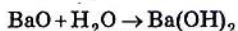
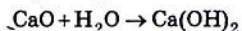
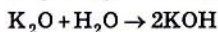
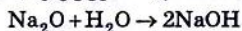
### ფუძე ოქსიდები

ოქსიდს, რომლის შესაბამისი ჰიდრატი ფუძეა, ფუძე ოქსიდი ეწოდება. ფუძე ოქსიდია ლითონის ოქსიდი, რომელშიც მათი ჟანგვის რიცხვი დაბალია (+1; +2).

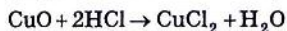
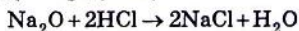
ფუძე ოქსიდი იონური ნაერთია.

ფუძე ოქსიდი ურთიერთქმედებს წყალთან, მჟავასთან და მჟავეურ ოქსიდებთან.

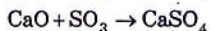
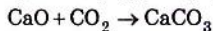
1) წყალთან რეაქციაში შედის მხოლოდ I A და II A (Mg-ის ქვევით) ჯგუფების ლითონის ოქსიდი და წარმოქმნის ტუტეს. მაგალითად:



2) ყველა ფუძე ოქსიდი ურთიერთქმედებს მჟავასთან და წარმოქმნის მარილს. მაგალითად:



3) ფუძე ოქსიდი რეაქციაში შედის მჟავეურ ოქსიდთან და მარილს წარმოქმნის (მჟავეური და ფუძე ოქსიდების საერთო თვისება):



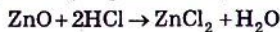
ფუძე ოქსიდის ამ სამი თვისებიდან ძირითადია მისი ურთიერთქმედება მჟავასთან.

### ამფოტერული ოქსიდები

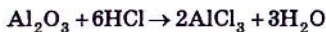
ოქსიდს, რომელსაც აქვს როგორც ფუძე, ისე მჟავეური ოქსიდის ქიმიური თვისებები და რეაქციაში შედის როგორც მჟავასთან, ისე ტუტ-

ესთან, ამფოტერული ოქსიდი ეწოდება. ამფოტერულ ოქსიდს წარმოქმნის მხოლოდ ლითონი. ამფოტერული ოქსიდებია:  $ZnO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $Fe_2O_3$  და სხვა.

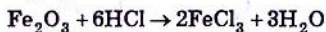
ამფოტერული ოქსიდი, როგორც ფუძე ოქსიდი, რეაქციაში შედის მჟავასთან და შესაბამისი ლითონის მარილს წარმოქმნის. მაგალითად:



ფუძე მჟავა მარილი  
ოქსიდი

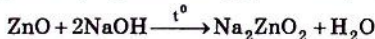


ფუძე მჟავა მარილი  
ოქსიდი

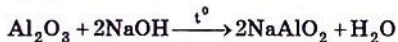


ფუძე მჟავა მარილი  
ოქსიდი

ამფოტერული ოქსიდი, როგორც მჟავური ოქსიდი, რეაქციაში შედის ტუტესთან და შესაბამისი მჟავას მარილს წარმოქმნის. მაგალითად:



მჟავური ტუტე მარილი  
ოქსიდი



მჟავური ტუტე მარილი  
ოქსიდი

$ZnO$ -სა და  $Al_2O_3$ -ს ფუძე და მჟავური ოქსიდის ბუნება თანაბრად ახასიათებს,  $Fe_2O_3$ -ში კი ჭარბობს ფუძის ბუნება.

### შუკმეზი

ფუძე რთული ნივთიერებაა, რომელიც შედგება ლითონის ატომისა და ჰიდროქსიდის ჯგუფისაგან ( $OH$ ), ამიტომ თანამედროვე ნომენკლატურით ფუძეს ჰიდროქსიდი ეწოდება.

ჰიდროქსიდის ჯგუფი წყლის  $H-OH$  ნაშთია და ერთვალენტიანი ჯგუფია, ამიტომ ფუძის მოლეკულაში ლითონის ატომთან იმდენი ჰიდროქსიდის ჯგუფია დაკავშირებული, რამდენვალენტია ლითონი. მაგალითად: ნატრიუმის ჰიდროქსიდში ( $NaOH$ ) შედის ერთი  $OH$  ჯგუფი;

კალციუმის ჰიდროქსიდში ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) – ორი; ალუმინის ჰიდროქსიდში ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ) – სამი.

ჰიდროქსიდების სახელწოდება წარმოდგება ლითონის სახელწოდები-საგან, რომელსაც ემატება სიტყვა ჰიდროქსიდი. მაგალითად:

$\text{KOH}$  – კალიუმის ჰიდროქსიდი;

$\text{Ba}(\text{OH})_2$  – ბარიუმის ჰიდროქსიდი;

$\text{Al}(\text{OH})_3$  – ალუმინის ჰიდროქსიდი;

თუ ერთი და იგივე ლითონი წარმოქმნის რამდენიმე ჰიდროქსიდს, მაშინ სახელწოდებაში უნდა აღინიშნოს მისი ვალენტობაც. მაგალითად:

$\text{CuOH}$  – სპილენძ (I)-ის ჰიდროქსიდი;

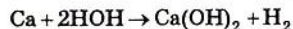
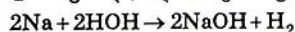
$\text{Cu}(\text{OH})_2$  – სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდი;

$\text{Fe}(\text{OH})_2$  – რკინა (II)-ის ჰიდროქსიდი;

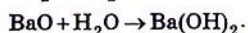
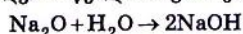
$\text{Fe}(\text{OH})_3$  – რკინა (III)-ის ჰიდროქსიდი.

ჰიდროქსიდები იყოფა ორ ჯგუფად: წყალში ხსნად და წყალში უხსნად ჰიდროქსიდებად. წყალში ხსნად ლითონის ჰიდროქსიდს ტუტე ეწოდება, ხოლო წყალში უხსნადს – ფუტე.

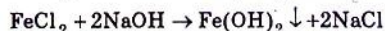
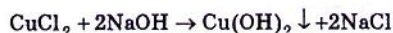
მიღების ხერხები. ტუტე მიიღება I A და II A ჯგუფების (Be-ისა და Mg-ის გარდა) ლითონების ურთიერთქმედებით წყალთან. მაგალითად:



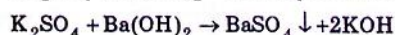
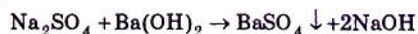
I A და II A ჯგუფების (Be-ისა და Mg-ის გარდა) ლითონის ოქსიდების წყალთან ურთიერთქმედებით. მაგალითად:

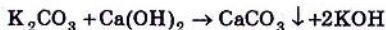


ფუტე მიიღება წყალში ხსნად შესაბამის მარილზე ტუტის მოქმედებ-ით:



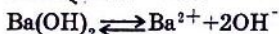
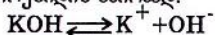
ტუტის მიღება შესაძლებელია მარილისაგანაც, თუ I A ჯგუფის ლითონის სულფატზე ან კარბონატზე ვიმოქმედებთ ბარიუმის ან კალიუმის ტუტით:



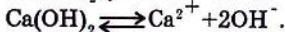
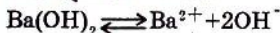
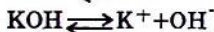


ფიზიკური თვისებები. ყველა ლითონის ჰიდროქსიდი მყარი ნივთიერებაა. ტუტეები წყალში ხსნადია, ხოლო ფუძეები — უხსნადი.

ტუტე წყალში გახსნის დროს დისოცირდება ლითონის კატიონად და ჰიდროქსიდის ანიონად:

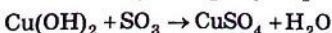
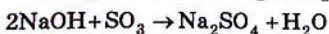
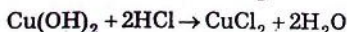
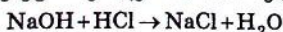


ტუტის დამახასიათებელი თვისებები — ლაკმუსის გალურჯება, ფენოლფთალეინის გაწითლება და მეთილნარინჯის გაყვითლება — განპირობებულია ხსნარში ჰიდროქსიდ-იონის არსებობით. ამიტომ ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თვალსაზრისით ტუტე ისეთი ელექტროლიტია, რომელიც წყალხსნარში წარმოქმნის მხოლოდ ჰიდროქსიდის ანიონს და სხვა სახის ანიონებს წყალხსნარი არ შეიცავს. ტუტე ძლიერი ელექტროლიტია, ე. ი. წყალხსნარში იგი მთლიანად დისოცირდება იონებად:

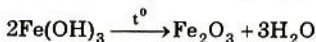
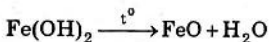
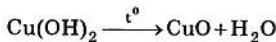


ფუძე წყალში არ იხსნება და ინდიკატორებს (ლაკმუსს, ფენოლფთალეინს, მეთილნარინჯს) ფერს არ უცვლის. ზოგიერთი ფუძე შეფერილია. მაგალითად:  $Zn(OH)_2$  — თეთრია,  $Al(OH)_3$  — თეთრი,  $CuOH$  — ყვითელი,  $Cu(OH)_2$  — ლურჯი,  $Cr(OH)_3$  — მომწვანო,  $Fe(OH)_2$  — თეთრი,  $Fe(OH)_3$  — მურა წითელი და ა.შ.

ქიმიური თვისებები. ტუტეებსა და ფუძეებს აქვს როგორც საერთო, ისე განსხვავებული თვისებები. საერთოა მათი ურთიერთქმედება მჟავებთან და მჟავურ ოქსიდებთან, რის შედეგადაც მიიღება მარილი:

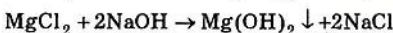
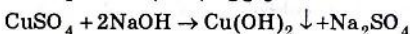


ფუძე ტუტისაგან განსხვავებით გაცხელებით იშლება ოქსიდად და წყლად:

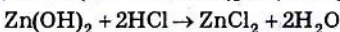


ტუტე გაცხელებით არ იშლება. მაგალითად, NaOH გაცხელებით ჯერ გათხევადდება, შემდეგ  $1400^\circ\text{C}$  -ზე დაიწყებს დუღილს, მაგრამ არ იშლება.

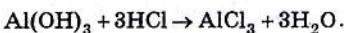
ტუტე ფუძისაგან განსხვავებით რეაქციაში შედის მარილთან და წარმოქმნის სხვა მარილსა და ფუძეს:



ამფოტერული ფუძეები. ამფოტერული ოქსიდის შესაბამისი ჰიდროქსიდიც ამფოტერულია. ამფოტერული ფუძე ამჟღავნებს როგორც ფუძის, ისე მჟავას თვისებებს. როგორც ფუძე, იგი რეაქციაში შედის მჟავასთან და შესაბამისი ლითონის მარილებს წარმოქმნის:

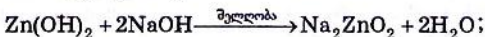


ფუძე

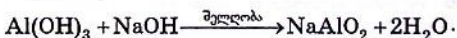


ფუძე

როგორც მჟავა, იგი რეაქციაში შედის ტუტესთან და შესაბამისი მჟავას მარილს წარმოქმნის:

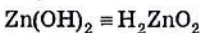


მჟავა



მჟავა

ამფოტერული ჰიდროქსიდი შეიძლება ჩაეწეროს მჟავას სახით. მაგალითად:



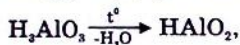
ფუძე

მჟავა

ტუტესთან რეაქციის დროს თუთიის ჰიდროქსიდი წარმოქმნის  $\text{H}_2\text{ZnO}_2$ -

ის შესაბამის მარილს -  $\text{Na}_2\text{ZnO}_2$  -ს.

ალუმინის ჰიდროქსიდის შესაბამისი მჟავაა  $\text{H}_3\text{AlO}_3$ , მაგრამ ტუტესთან შევსების დროს იგი კარგავს წყლის მოლეკულას და გარდაიქმნება უფრო ძლიერ მჟავად -  $\text{HAlO}_2$ :

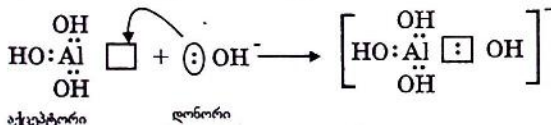


რომლის შესაბამისი მარილი -  $\text{NaAlO}_2$  - მიიღება ტუტესთან შევსების შედეგად.

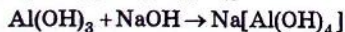
ტუტის წყალხსნარში კი  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  და  $\text{Al}(\text{OH})_3$  წარმოქმნიან ჰიდროქსოკომპლექსებს.  $\text{Al}(\text{OH})_3$ -ში ალუმინის ატომბირთვის გარშემო ექვსი



ამიტომ ალუმინი ტუტის ხსნარში არსებული ჰიდროქსიდის ანიონიდან ( $:\text{OH}^-$ ) იერთებს ორ ელექტრონს. ამ შემთხვევაში ალუმინის ფუძე გამოდის აქცეპტორის როლში, რადგან აქვს თავისუფალი ორბიტალი, ხოლო ჰიდროქსიდის ანიონი - დონორის როლში:



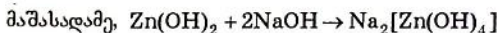
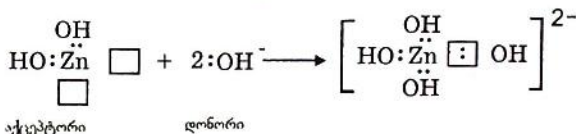
დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით ალუმინის ფუძე იერთებს ჰიდროქსიდის ერთ ანიონს და წარმოქმნის ჰიდროქსოკომპლექსის ერთმუხტიან ანიონს, რომელშიც ალუმინი იძენს მდგრად ელექტრონულ ოქტეტს. ჰიდროქსოკომპლექსის ანიონი ტუტის კატიონთან წარმოქმნის შესაბამის მარილს. ალუმინის ჰიდროქსოკომპლექსს საერთაშორისო ნომენკლატურით ტეტრაჰიდროქსოალუმინატი ეწოდება:



ნატრიუმის ტეტრაჰიდროქსოალუმინატი.

თუთიის ჰიდროქსიდში თუთიას ოთხელექტრონიანი შრე აქვს:  $\text{HO}:\overset{\text{OH}}{\text{Zn}}$  და, ცხადია, მდგრადი ელექტრონული ოქტეტის მისაღებად იერთებს ორ ჰიდროქსიდის ანიონს დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით და წარმოქმ-

ნის ორმხუტიან ჰიდროქსოკომპლექსის ანიონს:



ნატრიუმის ტეტრაჰიდროქსოცინკატი.

### მშავები

მჟავა რთული ნივთიერებაა, რომელიც შედგება ლითონის ატომით ჩანაცვლების უნარის მქონე წყალბადისა და მასთან დაკავშირებული მჟავას ნაშთისაგან. წყალბადის ატომი, რომელსაც ლითონის ატომით ჩანაცვლების უნარი აქვს, მჟაუური წყალბადია. ამრიგად, მჟავა ეწოდება რთულ ნივთიერებას, რომელიც შედგება მჟაუური წყალბადისა და მჟავას ნაშთისაგან. მჟაეებია:  $\text{HCl}, \text{HNO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{S}$  და სხვ.

შედგენილობის მიხედვით მჟაეები იყოფა ორ ჯგუფად: ჟანგბადიან და უჟანგბადო მჟაეებად. ჟანგბადიანი მჟაეებია:  $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3, \text{H}_3\text{PO}_4$  და სხვ. უჟანგბადო მჟაეებია:  $\text{HCl}, \text{HBr}, \text{H}_2\text{S}$  და სხვ.

მჟაუური წყალბადის რაოდენობა განსაზღვრავს მჟავას ფუძიანობას. რამდენი მჟაუური წყალბადიცაა მჟავაში, იმდენფუძიანია იგი. ჩვეულებრივ, მჟავაში შემავალი წყალბადის ყველა ატომი მჟაუურია, გამონაკლისია  $\text{H}_3\text{PO}_3$ , რომელიც წყალბადის სამ ატომს შეიცავს, მაგრამ აქედან მჟაუურია მხოლოდ ორი.

მჟაეები ფუძიანობის მიხედვით იყოფა ერთ, ორ, სამ და ოთხფუძიან მჟაეებად.

ერთფუძიანი მჟაეებია:  $\text{HCl}, \text{HBr}, \text{HNO}_3, \text{HPO}_3, \text{HClO}_4$ ;

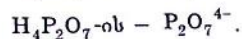
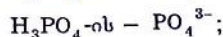
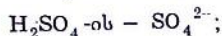
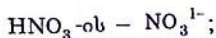
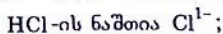
ორფუძიანი მჟაეებია:  $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{CO}_3$ ;

სამფუძიანი მჟაეაა:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;

ოთხფუძიანი მჟაეაა:  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .

ატომს ან ატომთა ჯგუფს, რომელიც დაკავშირებულია მჟაუური წყალბადის ატომთან, მჟავას ნაშთი ეწოდება. იგი თავისუფალი სახით არ

არსებობს, რადგან დამუხტულია. მას იმდენი უარყოფითი მუხტი აქვს, რამდენი მჟავეური წყალბადიცაა მჟავას მოლეკულაში:



მჟავეების ნომენკლატურა. უჟანგბადო მჟავას სახელწოდება შედგება არალითონის და წყალბადის სახელწოდებისა და სიტყვა „მჟავასაგან“ მაგალითად:

HF – ფთორწყალბადმჟავა,

HCl – ქლორწყალბადმჟავა,

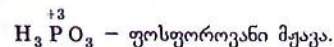
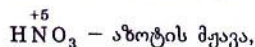
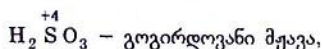
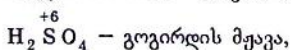
HBr – ბრომწყალბადმჟავა,

HI – იოდწყალბადმჟავა,

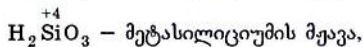
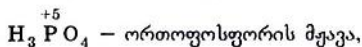
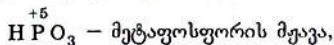
H<sub>2</sub>S – გოგირდწყალბადმჟავა.

უჟანგბადო მჟავა წარმოადგენს შესაბამისი აირების წყალხსნარს და ასე აღინიშნება: HCl (aqua), HBr (aqua), H<sub>2</sub>S (aqua) და ა. შ. aqua (აქვა) ლათინური სიტყვაა და ქართულად ნიშნავს წყალს. შემოკლებით უჟანგბადო მჟავეები ასე ჩაიწერება: HCl (aq), HBr (aq), H<sub>2</sub>S (aq).

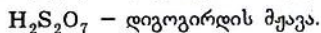
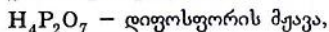
ჟანგბადიანი მჟავას სახელწოდება შედგება არალითონის სახელწოდებისა და სიტყვა „მჟავასაგან“. თუ არალითონის ჟანგვის რიცხვი მაქსიმალურია, მაშინ არალითონის სახელწოდების დაბოლოებაა „ის“, თუ ჟანგვის რიცხვი მაქსიმალური არ არის – „ოვანი“, მაგალითად:



თუ არალითონი ამჟღავნებს ერთნაირ ჟანგვის რიცხვს, მაგრამ მჟავათა შედგენილობა განსხვავდება წყალბადის (ძიერთებული წყლის მოლეკულების) რაოდენობით, მაშინ მეტი წყალბადატომის შემცველი მჟავების სახელწოდებას ემატება თავსართი „ორთო“, ხოლო ნაკლები წყალბადატომის შემცველს – „მეტა“. მაგალითად:



თუ მჟავა შეიცავს არალითონის ორ ატომს, მაშინ მიუთითებენ არალითონის ატომების რაოდენობასაც. მაგალითად:

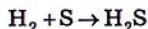
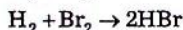
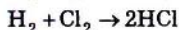
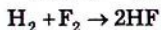


### მჟავას ნაშთები და შესაბამისი მჟავას სახელწოდებანი

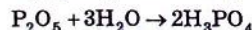
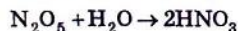
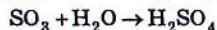
მჟავას ფორმულა	მჟავას ნაშთის ფორმულა	მჟავას სახელწოდება
HF	F <sup>-</sup>	ფთორწყალბადმჟავა
HCl	Cl <sup>-</sup>	ქლორწყალბადმჟავა
HBr	Br <sup>-</sup>	ბრომწყალბადმჟავა
HI	I <sup>-</sup>	იოდწყალბადმჟავა
H <sub>2</sub> S	S <sup>2-</sup>	გოგირდწყალბადმჟავა
HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	აზოტის მჟავა
HNO <sub>2</sub>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	აზოტოვანი მჟავა
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	გოგირდის მჟავა
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	გოგირდოვანი მჟავა
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	S <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	დიგოგირდის მჟავა
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	ორთოფოსფორის მჟავა

$H_3PO_3$	$HPO_3^{2-}$	ფოსფოროვანი მჟავა
$HPO_3$	$PO_3^-$	მეტაფოსფორის მჟავა
$H_2P_2O_7$	$P_2O_7^{4-}$	დიფოსფორის მჟავა
$H_2CO_3$	$CO_3^{2-}$	ნახშირის მჟავა
$H_2SiO_3$	$SiO_3^{2-}$	მეტასილიცუმის მჟავა
$H_4SiO_4$	$SiO_4^{4-}$	ორთოსილიცუმის მჟავა
$HClO$	$ClO^-$	ჰიპოქლოროვანი მჟავა
$HClO_2$	$ClO_2^-$	ქლოროვანი მჟავა
$HClO_3$	$ClO_3^-$	ჰიპოქლორის მჟავა
$HClO_4$	$ClO_4^-$	ქლორის მჟავა
$CH_3COOH$	$CH_3COO^-$	მჰარმჟავა

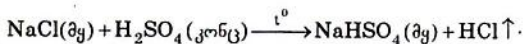
მილეების ხერხები. უჟანგბადო მჟავა მიიღება წყალბადის და არალი-  
თონის უშუალო შეერთებით:



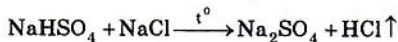
ჟანგბადიანი მჟავა მიიღება მჟავური ოქსიდის (გარდა  $SiO_2$ -ისა, რომელ-  
იც წყალში არ იხსნება) და წყლის ურთიერთქმედებით:



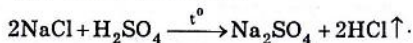
ჩვეულებრივ, მჟავას მარილისაგან ღებულობენ მასზე მისაღებ მჟავას-  
თან შედარებით უფრო ძლიერი და არააქროლადი მჟავას მოქმედებით  
(ასეთია გოგირდმჟავა  $H_2SO_4$ ). გაფხვიერებულ მარილს დაასხამენ კონცენ-  
ტრირებულ გოგირდმჟავას და აცხელებენ. გამოიყოფა აქროლადი მჟავა.  
მაგალითად, ქლორწყალბადმჟავა მიიღება სუფრის მარილზე გოგირდმჟავ-  
ას მოქმედებით:



ზომიერი გაცხელების პირობებში გამოიყოფა 1 მოლი  $\text{HCl}\uparrow$  და მიიღება მჟავა მარილი  $\text{NaHSO}_4$ , რომელიც უფრო მაღალ ტემპერატურაზე კიდევ შედის  $\text{NaCl}$ -თან რეაქციაში და გამოიყოფა კიდევ ერთი მოლი  $\text{HCl}$ :

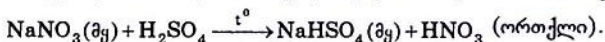


შეჯამებული ტოლობაა:



გამოყოფილ ქლორწყალბადს გახსნიან წყალში და მიიღება ქლორწყ-ალბადმჟავა  $\text{HCl}(\text{აქ})$ , რომელსაც პრაქტიკაში მარილმჟავა ეწოდება.

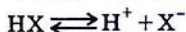
აზოტმჟავას მისაღებად ჩილეს გვარჯილაზე ( $\text{NaNO}_3$ ) მოქმედებენ კონცენტრირებული  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -ით. სარეაქციო ნარევის ზომიერად გაცხელებ-ისას მიიღება ერთი მოლი  $\text{HNO}_3$  და მჟავა მარილი —  $\text{NaHSO}_4$ :



მაღალ ტემპერატურაზე  $\text{HNO}_3$  იწყებს დაშლას. დაშლის თავიდან ასაცილებლად ნარევის მაღალ ტემპერატურამდე აღარ აცხელებენ.

ფიზიკური თვისებები. მჟავების უმრავლესობა თხევადი ნივთიერე-ბაა. მყარია ფოსფორის ყველა მჟავა და სილიციუმის მჟავა. ფოსფორის მჟავები იხსნება წყალში, სილიციუმისა კი — არა. მჟავას წყალხსნარს მჟავე გემო აქვს. იგი ლაკმუსსა და მეთილნარინჯს აწითლებს, ხოლო ფენოლფთალიენს ფერს არ უცვლის.

წყალში გახსნის დროს მჟავას მოლეკულა იხლიჩება წყალბადის და მჟავას ნაშთის იონებად (იხ. ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია)



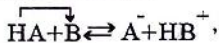
$\text{X}^-$  მჟავას ანიონია.

არენიუსის მჟავებისა და ფუძეების თეორია, რომელიც ეხება მხოლოდ წყალხსნარებს, ასე განმარტავს მჟავას: მჟავა ისეთი ნივთიერებაა, რომ-ლის წყალხსნარში წარმოიქმნება წყალბადის კატიონი ( $\text{H}^+$ ), ხოლო ფუძე ისეთი ნივთიერებაა, რომლის წყალხსნარში წარმოიქმნება ჰიდროქსიდის ანიონი ( $\text{OH}^-$ ).

მჟავებისა და ფუძეების არენიუსის თეორია მართებულია მხოლოდ

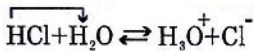
წყალხსნარებისათვის.

შემდგომ ბრენსტედმა და ლაურიმ მჟავებისა და ფუძეების ახალი თეორია წამოაყენეს, რომლის თანახმადაც მჟავა ნივთიერებაა, რომელიც გასცემს წყალბადის იონს, ანუ პროტონს ( $H^+$ ), ხოლო ფუძე ისეთი ნივთიერებაა, რომელიც იერთებს პროტონს. ზოგადად მჟავასა და ფუძის ურთიერთქმედება ასე გამოისახება:

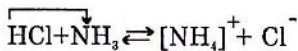


მჟავა ფუძე

მაშასადამე, მჟავასა და ფუძის ურთიერთქმედების პროცესში პროტონი მჟავას მოლეკულიდან გადადის ფუძის მოლეკულაში, ამიტომ ამ თეორიას პროტოლიტური თეორია ეწოდება. პროტონის გადასვლა მჟავადან ფუძეში შექცევადი პროცესია.

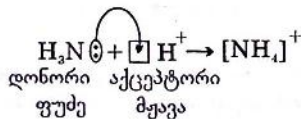


მჟავა ფუძე            მჟავა ფუძე



მჟავა ფუძე            მჟავა ფუძე

ამერიკელმა ქიმიკოსმა ლუისმა კიდევ უფრო განაზოგადა მჟავების და ფუძეების თეორია. ლუისის მიხედვით მჟავა ნივთიერებაა, რომელიც იერთებს ელექტრონულ წყვილს, ხოლო ფუძე ნივთიერებაა, რომელიც გასცემს მას, ანუ მჟავა ელექტრონული წყვილის აქცეპტორია, ხოლო ფუძე — ელექტრონული წყვილის დონორი. მაგალითად: ამიაკის მოლეკულაში ( $NH_3$ ) აზოტის ატომს თავისუფალი ელექტრონული წყვილი აქვს, ამიტომ იგი ფუძეა. წყალბადის კატიონს კი თავისუფალი ორბიტალი აქვს, ამიტომ იგი მჟავაა.



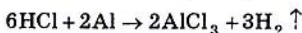
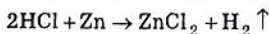
ელექტრონული თეორია უფრო ზოგადია და მოიცავს როგორც პროტოლიტურ, ისე ელექტროლიტურ თეორიას, რამდენადაც წყალბადის კატიონი, როგორც ელექტრონული წყვილის აქცეპტორი, მჟავაა და ჰიდროქსიდის იონი, როგორც ელექტრონული წყვილის დონორი, ფუძეა.

მჟავებისა და ფუძეების ელექტრონული თეორია კარგად ხსნის ორგანული ფუძეების – ამინების – ფუძე ბუნებას. ლუისის მჟავები და ფუძეები დიდ როლს ასრულებს ორგანულ რეაქციათა მიმდინარეობის პროცესში.

ქიმიური თვისებები: 1) მჟავების უმრავლესობა რეაქციაში შედის ლითონებთან და გამოყოფს წყალბადს. ყველა ლითონს არ შეუძლია მჟავას ხსნარიდან წყალბადის გამოძევება. მჟავას ხსნარიდან წყალბადის გამოძევების უნარის მიხედვით განისაზღვრება ლითონის აქტივობა. აქტივობის მიხედვით განლაგებულ ლითონების მწკრივს ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივი ეწოდება. მწკრივის თავში მოთავსებულია ლითიუმი, ხოლო ბოლოში – ოქრო.

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

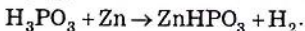
მწკრივში წყალბადამდე მოთავსებული ყველა ლითონი მჟავებიდან (გამონაკლისია  $\text{HNO}_3$ ) აძევებს წყალბადს. ხოლო წყალბადის შემდეგ მოთავსებული ლითონები მჟავებიდან წყალბადს ვერ აძევებს (დაწვრილებით იხ. ლითონებში). მაგალითად, მარილმჟავასთან რეაქციაში შედის თუთია, ალუმინი და სხვა აქტიური ლითონები,



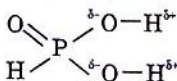
მაგრამ არ შედის წყალბადის შემდეგ მოთავსებული პასიური ლითონები.

რამდენ ვალენტნიანცაა ლითონი, წყალბადის იმდენ ატომს გამოაძევებს მისი თითოეული ატომი. მაგალითად, თუთია მჟავადან გამოაძევებს წყალბადის ორ ატომს, ხოლო ალუმინი – წყალბადის სამ ატომს.

ფოსფოროვანი მჟავადან ლითონი წყალბადის ორ ატომს გამოაძევებს, რადგან მოლეკულაში შემავალი წყალბადის სამი ატომიდან მხოლოდ ორია მჟავური.



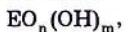
მჟავური წყალბადების რიცხვი კარგად ჩანს სტრუქტურულ ფორმულაში



მჟავურია ის წყალბადი, რომელიც ფოსფორს უერთდება ყანგბადის

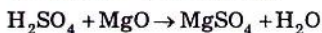
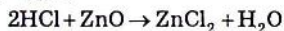
მეშეუბით. ჟანგბადის დიდი ელექტროუარყოფითობის გამო  $-O^{\ominus} \leftarrow H^{\oplus}$  ბმა პოლარიზებულია. წყალბადი დამუხტულია ნაწილობრივ დადებითად, ხოლო ჟანგბადი — ნაწილობრივ უარყოფითად. ნაწილობრივ დადებითად დამუხტული წყალბადი კი ადვილად ჩაინაცვლება ლითონის ატომით. რაც შეეხება P-H ბმას, იგი არაპოლარიზებულია, რადგან წყალბადის და ფოსფორის ელექტროუარყოფითობა ერთნაირია  $X(H)=X(P)=2,1$ , ამიტომ ფოსფორთან უშუალოდ დაკავშირებული წყალბადი ლითონის ატომით არ ჩაინაცვლება და მჟავას ფუძიანობას არ განსაზღვრავს.

ჟანგბადიანი მჟავას შეკვეცილი სტრუქტურული ფორმულა ასე შეიძლება დაწეროს:

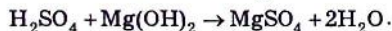
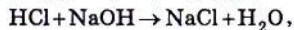


სადაც E არის ელემენტი, n — უშუალოდ დაკავშირებული ჟანგბადის რიცხვი, m — ელემენტთან დაკავშირებული ჰიდროქსიდის რიცხვი. m განსაზღვრავს მჟავას ფუძიანობას. ფოსფოროვანი მჟავას შეკვეცილი სტრუქტურული ფორმულაა  $HPO(OH)_2$

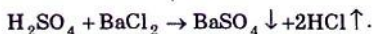
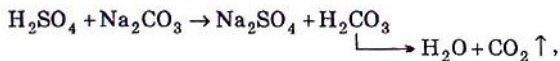
2) მჟავა რეაქციაში შედის ფუძე ოქსიდებთან და წარმოქმნის მარილსა და წყალს.



3) მჟავა რეაქციაში შედის ლითონის ჰიდროქსიდებთან და წარმოქმნის მარილსა და წყალს. ამ რეაქციას ნეიტრალიზაციის რეაქცია ეწოდება, რადგან ამ რეაქციის შედეგად ნეიტრალდება როგორც მჟავას, ისე ჰიდროქსიდის თვისებები და მიიღება ნეიტრალური ნივთიერება — წყალი, რომელიც აღარც მჟავაა და აღარც ფუძე:



4) მჟავა რეაქციაში შედის მარილებთან და ამკვებს მასზე უფრო სუსტ ან აქროლად მჟავას:

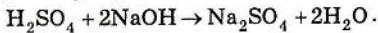


მარილი რთული ნივთიერებაა, რომელიც შედგება ლითონის ერთი ან რამდენიმე ატომისა და მჟავას ნაშთისაგან. მარილებია:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{BaSO}_4$  და სხვ.

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

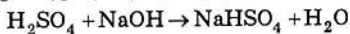
ნეიტრალური, ანუ საშუალო მარილი ისეთი მარილია, რომელშიც ყველა მჟავური წყალბადი ჩანაცვლებულია ლითონის ატომებით. ნეიტრალური მარილებია:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ .

ნეიტრალური მარილები მიიღება მჟავასა და ტუტის ნეიტრალიზაციით. მაგალითად, გოგირდმჟავას და ნატრიუმის ტუტის ნეიტრალიზაციით მიიღება  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

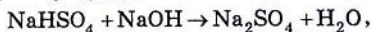


ერთი მთლიანი გოგირდმჟავას სრული განეიტრალებისთვის საჭიროა ორი მთლიანი ნატრიუმის ტუტე. ამ თანაფარდობით აღებული გოგირდმჟავასა და ნატრიუმის ტუტის ურთიერთქმედებით მიიღება ნეიტრალური მარილი, რომელსაც აღარც მჟავას თვისებები აქვს და აღარც ფუძის.

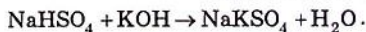
თუ ერთ მთლიან გოგირდმჟავაზე ვიმოქმედებთ ერთი მთლიანი ნატრიუმის ტუტით, მაშინ გოგირდმჟავას მჟავური თვისებები სრულად არ ნეიტრალდება და მიიღება მჟავა მარილი, რომლის შედგენილობაში შედის ლითონი, მჟავური წყალბადი და მჟავას ნაშთი:



მჟავა მარილს აქვს როგორც მარილის, ისე მჟავას თვისებები და რეაქციაში შედის ტუტეებთან. იმავე ტუტესთან წარმოქმნის სრულ მარილს, ხოლო სხვა ტუტესთან – ორმაგ მარილს:



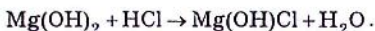
სრული მარილი



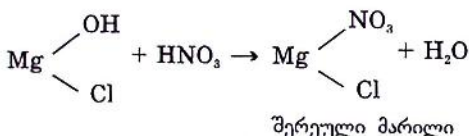
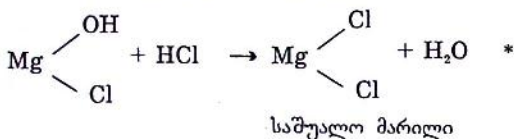
ორმაგი მარილი

ორმაგი მარილი შედგება სხვადასხვა ლითონის ატომებისა და მჟავას ნაშთისაგან.

ძრავკლვალენტობის ლითონის ჰიდროქსიდის არასრული განეიტრალებით მიიღება ფუძე მარილი:



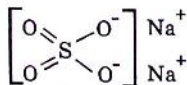
ფუძე მარილი შედგება ლითონის ატომის, ჰიდროქსიდისა და მჟავას ნაშთისგან. ფუძე მარილს აქვს როგორც მარილის, ისე ფუძის თვისებები. როგორც ფუძე, იმავე მჟავასთან ურთიერთქმედებით წარმოქმნის საშუალო მარილს, ხოლო სხვა მჟავასთან შერეულ - მარილს:



შერეული მარილი შედგება ლითონის ატომისა და სხვადასხვა მჟავას ნაშთებისგან.

კომპლექსური მარილი შედგება ლითონისა და რთული კომპლექსური იონისგან. კომპლექსური მარილებია:  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ ,  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  - სისხლის ყვეთელი მარილი,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  - სისხლის წითელი მარილი და სხვ.

\* ფაქტობრივად მარილი იონური ნაერთია და შედგება ლითონის კატიონისა და მჟავას ანიონისგან. მთ შორის მყარდება იონური ბმა, რომელიც საკლენტო ხაზით არ გამოისახება. მაგალითად, ნატრიუმის სულფატი შედგება  $\text{Na}^+$ -ის კატიონისა და სულფატ-ანიონისგან და უფრო მართებულია მარილის სტრუქტურული ფორმულის ჩაწერა შემდეგნაირად:



სულფატ-იონში გოგირდის ატომსა და ჟანგბადატომებს შორის არსებული ორი  $\pi$ -ბმის ელექტრონები თანაბრად ნაწილდება, ანუ დელოკალიზდება ჟანგბადის ოთხ ატომს

შორის და არსებობს მეზომერული, ანუ შუალედური სტრუქტურის სახით  $\left[ \begin{array}{c} \text{O}=\text{S}=\text{O} \\ \text{O}=\text{S}=\text{O} \end{array} \right]^{2-}$

მარილი მჟავას ნაწარმია და მის სტრუქტურულ ფორმულას განსაზღვრავს მჟავას სტრუქტურული ფორმულა.

მჟავას ფორმულა	სტრუქტურული ფორმულები		
	მჟავას	მჟავა მარილის	საშუალო მარილის
$H_2SO_4$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ O-S-O-H \\ \parallel \\ O \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ O-S-O-Na \\ \parallel \\ O \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ O-S-O-Na \\ \parallel \\ O \end{array}$
$H_3PO_4$	$\begin{array}{c} O-H \\ \diagup \\ O=P-O-H \\ \diagdown \\ O-H \end{array}$	$\begin{array}{c} O-K \\ \diagup \\ O=P-O-H \\ \diagdown \\ O-H \\ O-K \\ \diagup \\ O=P-O-K \\ \diagdown \\ O-H \end{array}$	$\begin{array}{c} O-K \\ \diagup \\ O=P-O-K \\ \diagdown \\ O-K \end{array}$
$H_3PO_3$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ O-P-O-H \\ \diagdown \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ O-P-O-K \\ \diagdown \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ O-P-O-K \\ \diagdown \\ H \end{array}$

მარილების ნომენკლატურა. მარილების ნომენკლატურა ორგვარია: საერთაშორისო ნომენკლატურა და ტრივიალური. საერთაშორისო ნომენკლატურით საშუალო მარილის სახელწოდება შედგება კატიონის და ანიონის ტრადიციული სახელწოდებისაგან. თუ არალითონი ანიონში ამჟღავნებს ერთ ჟანგვის რიცხვს, მაშინ ანიონის სახელწოდება ბოლოვდება „ატ“-ით. თუ არალითონი ანიონში ამჟღავნებს ორ ჟანგვის რიცხვს – მაღალს და დაბალს, მაშინ ანიონის სახელწოდება შესაბამისად ბოლოვდება „ატ“-ით და „იტ“-ით, ხოლო უჟანგბადო მჟავებში ანიონის სახელწოდებას ემატება „იდ“ სუფიქსი.

მჟავას ფორმულა	მჟავას ანიონის სახელწოდება
HF	ფთორიდი.
HCl	ქლორიდი
HBr	ბრომიდი
HI	იოდიდი
H <sub>2</sub> S	სულფიდი
HNO <sub>3</sub>	ნიტრატი
HNO <sub>2</sub>	ნიტრიტი
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	სულფატი
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	სულფიტი
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	კარბონატი
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	ფოსფატი
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	ფოსფიტი
HPO <sub>3</sub>	მეტაფოსფატი
H <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	დიფოსფატი
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	დისულფატი
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	ქრომატი
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	(მეტა) სილიკატი
H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	ორთოსილიკატი
HClO	ჰიპოქლორიტი
HClO <sub>2</sub>	ქლორიტი
HCO <sub>3</sub>	ქლორატი
HClO <sub>4</sub>	პერქლორატი

მჟავა მარილის სახელწოდება მიღებულია ასე: მარილის სახელწოდებას ემატება „ჰიდრო“ პრეფიქსი. მაგალითად, NaHSO<sub>4</sub> – ნატრიუმის ჰიდროსულფატი, NaHCO<sub>3</sub> – ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი.

ფუძე მარილის სახელწოდება მიიღება „ჰიდროქსო“ პრეფიქსის დამატებით. მაგალითად, Mg(OH)Cl – მაგნიუმის ჰიდროქსოქლორიდი, Fe(OH)NO<sub>3</sub> – რკინა(II)-ის ჰიდროქსონიტრატი.

მარილების ტრივალური სახელწოდება არ ასახავს მოლეკულის შედგენილობას და შემთხვევითია. მაგალითად:

\* ეს რიცხვი ასახავს მხოლოდ ზოგადი რეაქციების რაოდენობას და არ მოიცავს მარილების მიღების ყველა შესაძლო ხერხს.

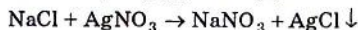




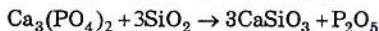
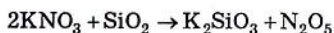
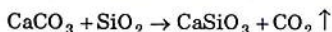
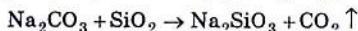
მარილი



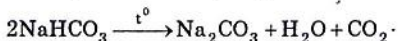
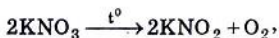
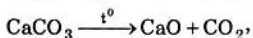
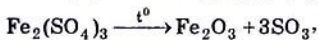
4) მარილი რეაქციაში შედის მარილებთან



5) მყარი მარილების შედნობით ქვიშასთან ( $SiO_2$ ). მიიღება სილიკატები და შესაბამისი მჟავას ოქსიდები:



6) ზოგიერთი მარილი გაცხელების შედეგად იშლება. მაგალითად:



დავიხსოვოთ შემდეგი ძირითადი დებულებები:

1) ოქსიდი არის ელემენტის ნაერთი ჟანგბადთან.

2) მარილწარმოქმნელი ოქსიდები იყოფა მჟაურ, ფუძე და ამფოტერულ ოქსიდებად.

3) მჟაური ოქსიდებია არალითონის ყველა ოქსიდი და ლითონის მაღალი ჟანგვის რიცხვის მქონე ოქსიდები (+6; +7).

4) ფუძე ოქსიდებია ლითონის ოქსიდები, რომელშიც იგი ამჟავანებს დაბალ ჟანგვის რიცხვს (+1; +2).

5) ამფოტერული ოქსიდებია ლითონის ის ოქსიდები, რომელშიც იგი ამჟავანებს საშუალო ჟანგვის რიცხვს (+3; +4).

6) მჟავა არის წყალბადშემცველი რთული ნივთიერება, რომლის წყალბადი ლითონით ჩაინაცვლება. ელექტროლიტური თეორიით მჟავა ისეთი ელექტროლიტია, რომლის წყალხსნარი შეიცავს მხოლოდ წყალბადის კატიონს ( $H^+$ ). ტუტე ისეთი ელექტროლიტია, რომლის წყალხსნარი შეიცავს მხოლოდ ჰიდროქსიდის ანიონს ( $OH^-$ ).

პროტოლიტური თეორიით მჟავა ისეთი ნივთიერებაა, რომელიც გას-

ცემს პროტონს, ხოლო ფუძე ისეთი ნივთიერებაა, რომელიც იძენს პროტონს.

ელექტრონული თეორიით მჟავა ელექტრონული წყვილის აქცეპტორია ( $H^+$ ), ხოლო ფუძე – ელექტრონული წყვილის დონორი ( $:OH^-$ ).

7) მჟავასა და ტუტის ურთიერთქმედებას ნეიტრალიზაციის რეაქცია ეწოდება. ნეიტრალიზაციის დროს წარმოიქმნება წყალი (ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია), ახალი მჟავა და ახალი ფუძე (პროტოლიტური თეორია), კოვალენტური ბმა დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით (ელექტრონული თეორია).

8) მარილი ნივთიერებაა, რომელიც შედგება ლითონის ატომისა და მჟავას ნაშთისაგან. შედგენილობის მიხედვით არსებობს საშუალო ანუ ნეიტრალური მარილი ( $Na_2SO_4$ ,  $K_3PO_4$ ), მჟავა მარილი ( $NaHCO_3$ ,  $KHSO_4$ ), ფუძე მარილი ( $Mg(OH)Br$ ,  $Al(Cl)SO_4$ ), ორმაგი მარილი ( $NaKSO_4$ ,  $KAl(SO_4)_2$ ), შერეული მარილი  $Mg(Cl)Br$ ,  $Al(Cl)SO_4$  და კომპლექსური მარილი ( $Na[Al(OH)_4]$ ,  $K_4[Fe(CN)_6]$ ).

## §6. ქიმიური რეაქციების კლასიფიკაცია

ბუნებაში ნივთიერება იცვლება. ბუნებაში მიმდინარე ცვლილებას მოვლენა ეწოდება. მოვლენა ორგვარია: ფიზიკური და ქიმიური.

ფიზიკურია მოვლენა, რომლის დროსაც იცვლება სხეულის ფორმა, მაგრამ შედგენილობა უცვლელია. ფიზიკური მოვლენა ნივთიერების აგრეგატული მდგომარეობის შეცვლაც.

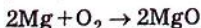
ქიმიურია მოვლენა, რომლის დროსაც იცვლება ნივთიერების თვისებები. ქიმიურ მოვლენას ქიმიური რეაქცია ეწოდება.

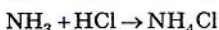
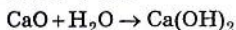
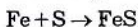
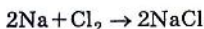
ქიმიურ რეაქციებს რამდენიმე პრინციპის მიხედვით აჯგუფებენ:

რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებების რაოდენობის, სითბური ეფექტისა და შექცევადობის მიხედვით.

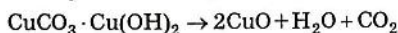
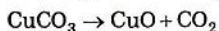
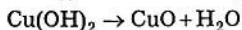
რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებების რაოდენობის მიხედვით რეაქციებს ყოფენ ოთხ ჯგუფად: 1) მიერთების, 2) დაშლის, 3) ჩანაცვლების, 4) მიმოცვლის რეაქციები.

მიერთების ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც ორი ან რამდენიმე ნივთიერებიდან მიიღება ერთი შედარებით რთული ნივთიერება. მაგალითად:



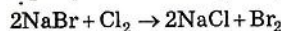
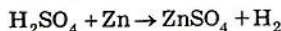
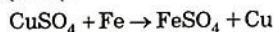


დაშლის ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომლის დროსაც ერთი ნივთიერება იშლება ორი ან რამდენიმე ნივთიერება. მაგალითად:

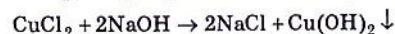
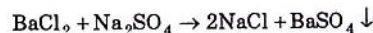
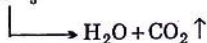
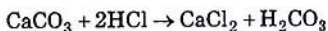
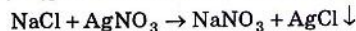


მალაქიტი

ჩანაცვლების ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომლის დროსაც მარტივი ნივთიერების ატომები ჩაენაცვლება რთულ ნივთიერებაში შემავალ ატომს. ჩანაცვლების რეაქციაში მონაწილეობს რთული და მარტივი ნივთიერებები. მაგალითად:



მიმოცვლის ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომლის დროსაც რთული ნივთიერების შემადგენელი ელემენტები ურთიერთმიმოცვლებიან. რეაქციებში მონაწილეობს ორი რთული ნივთიერება. მაგალითად:

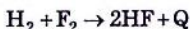
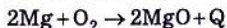
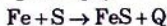


მიმოცვლის რეაქციები ბოლომდე მიდის, მაშინ, როდესაც გამოიყოფა აირი ( $\text{CO}_2$ ) ან ნალექი ( $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{Cu(OH)}_2$ ).

სითბური ეფექტის მიხედვით რეაქცია შეიძლება იყოს ეგზოთერმული ან ენდოთერმული.

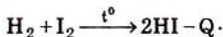
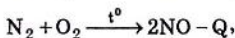
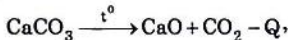
ეგზოთერმული ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც გამოიყოფა სითბო. სითბოს რაოდენობას  $Q$  ასოთი აღნიშნავენ. მისი განზომილე-

ბა კვ/მოლი. გამოყოფა რეაქციის ტოლობაში აისახება შედეგში Q-ს დამატებით. შეერთების რეაქციების უმრავლესობა ეგზოთერმულია (ერთ-ერთი გამონაკლისია აზოტის შეერთება ჟანგბადთან). მაგალითად:



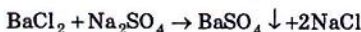
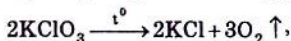
რაც უფრო მეტი სითბო გამოიყოფა, მით უფრო მდგრადია მიღებული ნაერთი, რადგან მით უფრო ნაკლებია მისი შინაგანი ენერგია (თერმოდინამიკურად მდგრადი სისტემა).

ენდოთერმული ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც სითბო შთანთქმება, სითბოს შთანთქმა რეაქციის ტოლობაში აისახება  $-Q$ -ს დამატებით. ენერგიის მუდმივობის კანონიდან გამომდინარეობს, რომ ეგზოთერმული რეაქციის შებრუნებული პროცესია ენდოთერმული რეაქცია. მაგალითად:

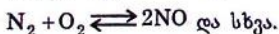
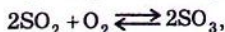
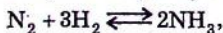


რაც უფრო მეტი სითბო შთანთქმება მით უფრო არამდგრადია მიღებული ნივთიერება, რადგან მით უფრო მეტია მისი შინაგანი ენერგია (თერმოდინამიკურად არამდგრადი სისტემა).

მიმართულების მიხედვით რეაქციები იყოფა ორ ჯგუფად: შექცევად და შეუქცევად რეაქციებად. შეუქცევადი ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომელიც მიმდინარეობს ერთი მიმართულებით. მაგალითად:



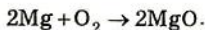
შექცევადი ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომელიც ერთდროულად მიმდინარეობს ორი ურთიერთსაპირისპირო მიმართულებით. შექცევადი რეაქციები გამოისახება ორი ურთიერთსაპირისპირო ისრით. მაგალითად:



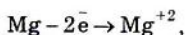
## ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები

რეაქცია, რომლის დროსაც მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულაში იცვლება ელემენტის ჟანგვის რიცხვი, ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია ეწოდება.

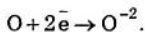
ელემენტის ჟანგვის რიცხვის ცვლილება დამოკიდებულია სავალენტო ელექტრონების რაოდენობის ცვლილებაზე. ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის პროცესში ერთი ელემენტი გასცემს ელექტრონს, მეორე კი – იძენს მას. ელექტრონის გაცემის შემთხვევაში ატომი იმუხტება დადებითად, შეერთების შემთხვევაში კი – უარყოფითად. მაგალითად, მაგნიუმის წვის პროცესში –



მაგნიუმის ნეიტრალური ატომი გასცემს ორ ელექტრონს და იმუხტება დადებითად –



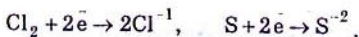
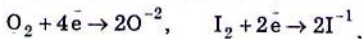
ხოლო ჟანგბადის ნეიტრალური ატომი იერთებს მაგნიუმის მიერ გაცემულ ორ ელექტრონს და იმუხტება უარყოფითად.



მაშასადამე, მაგნიუმის ატომიდან ელექტრონი გადადის ჟანგბადის ატომზე. ელექტრონების გაცემა დაჟანგვაა, ხოლო შექენა – აღდგენა. დაჟანგვა დაკავშირებულია აღდგენასთან და პირიქით. ამიტომ ჟანგვა-აღდგენა განუყოფელი პროცესია და ერთდროულად მიმდინარეობს. დაჟანგვის დროს ატომის ჟანგვის რიცხვი იზრდება, ხოლო აღდგენის დროს – მცირდება.

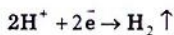
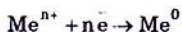
ნივთიერებას, რომლის შედგენილობაში შედის ატომი, რომელიც გაცემს ელექტრონებს, აღმდგენი ეწოდება.

ნივთიერებას, რომლის შედგენილობაში შედის ატომი, რომელიც იძენს ელექტრონებს მჟანგავი ეწოდება. მჟანგავებია: 1) არალითონი, რომელიც ადვილად იერთებს ელექტრონებს და წარმოქმნის ანიონებს, მაგალითად:

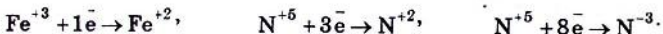
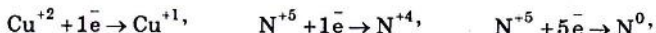
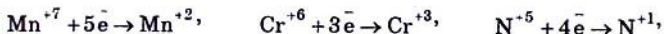


2) ლითონისა და წყალბადის კატიონები, რომლებიც ნეიტრალურ

მდგომარეობაში გადადის

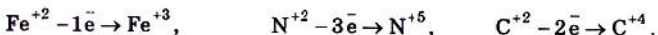


3) ნივთიერება, რომელშიც ელემენტის ჟანგვის რიცხვი მცირდება, მაგალითად:

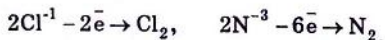
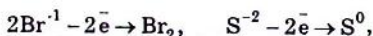
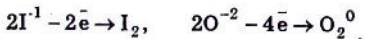


მნიშვნელოვანი ჟანგავი ნივთიერებებია:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Gr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{KClO}_3$ , ჰალოგენები, ჟანგბადი,  $\text{H}_2\text{O}_2$  და სხვა.

აღმდგენებია: 1) ლითონი, რომელიც ადვილად გასცემს ელექტრონებს, 2) ნივთიერება, რომელშიც ელემენტის ჟანგვის რიცხვი იზრდება, მაგალითად:

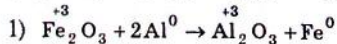


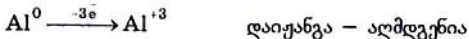
3) ნივთიერებები, რომელთა შედგენილობაში შედის ჰალოგენის ან ჟანგბადის ანიონი. ისინი გასცემენ ელექტრონებს და ნეიტრალურ მდგომარეობაში გადადიან, მაგალითად:



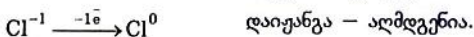
მნიშვნელოვანი აღმდგენი ნივთიერებებია: I A და II A ჯგუფის ლითონები, წყალბადი, ნახშირბადის მონოოქსიდი,  $\text{H}_2\text{S}^{-2}$ ,  $\text{NH}_3^{-3}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}^{+4}$ ,  $\text{FeSO}_4^{+2}$  და სხვა.

განვიხილოთ ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის რამდენიმე მაგალითი:

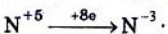
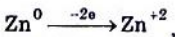
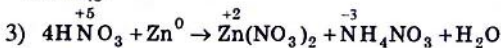




ამ რეაქციაში ელექტრონები ალუმინის ატომიდან გადადის რკინის კატიონზე ( $\text{Fe}^{+3}$ ), ამიტომ ალუმინი იჟანგება და რკინის იონი აღდგება.



ამ რეაქციაში ელექტრონები ქლორის ანიონიდან გადადის მანგანუმის  $\text{Mn}^{+7}$ -კატიონზე, ამიტომ ქლორის ანიონი იჟანგება და  $\text{Mn}^{+7}$  აღდგება  $\text{Mn}^{+2}$  იონამდე.



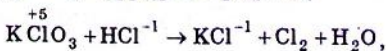
ამ რეაქციაში თუთიის ატომიდან ელექტრონები გადადის აზოტის ატომზე, რომლის ჟანგვის რიცხვია +5. ამიტომ თუთია იჟანგება და  $\text{N}^{+5}$  აღდგება  $\text{N}^{-3}$ -მდე, რომელიც ამონიუმის კატიონის სახით იქნება ხსნარში.

**ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის ტოლობის ალგორითმი**

ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის ტოლობას ადგენენ ელექტრონული ბალანსის მეთოდით, რომლის არსია გაცემული და შექმნილი ელექტრონების რაოდენობის გათანაბრება.

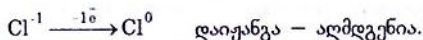
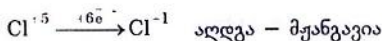
ელექტრონული ბალანსის მეთოდით კოეფიციენტების შესარჩევად საჭიროა:

1) დაეწეროთ რეაქციის სქემა, რომლის მარცხენა და მარჯვენა ნაწილებში მითითებულია იმ ელემენტების ჟანგვის რიცხვი, რომლებსაც რეაქციის პროცესში ივსევლება; მაგალითად:

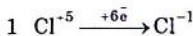


სადაც ჟანგვის რიცხვს იცვლის  $\text{Cl}^{+5}$  და  $\text{Cl}^{-1}$  იონები.

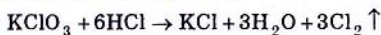
2) გავარკვიოთ გაცემული და შექმნილი ელექტრონების რაოდენობა:



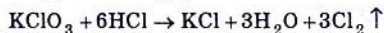
3) გაცემული და შექმნილი ელექტრონების რაოდენობა გავათანაბროთ შესაბამისი რიცხვების ჯვარედინი გადასმით.



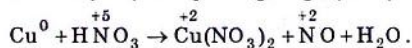
გამოტანილი რიცხვები კოეფიციენტებია ჟანგვა-აღდგენის რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებებისათვის



4) ელემენტები, რომლებიც არ იცვლიან ჟანგვის რიცხვს, უნდა გავათანაბროთ ჩვეულებრივი წესით. რადგან ტოლობის მარცხენა ნაწილში 6 წყალბადია, ამიტომ მარჯვენა ნაწილში უნდა დავწეროთ 3 მოლი წყალი. ბოლოს, ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია შევამოწმოთ ჟანგბადის ატომების რაოდენობის მიხედვით.

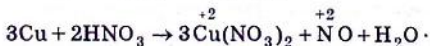
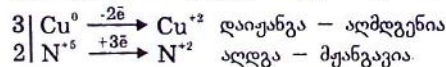


ზოგჯერ ჟანგვა-აღდგენის რეაქციაში მონაწილე ნივთიერება მონაწილეობს მარილის წარმოქმნაშიც, მაგალითად:

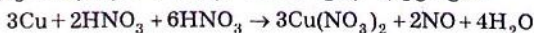


რეაქციაში  $\text{HNO}_3$  ასრულებს მჟანგავისა და მარილწარმოქმნელის ფუნქციებს. ამიტომ მისი კოეფიციენტის შერჩევასა უნდა გავითვალისწინოთ ორივე ფუნქცია.

ჯერ შევადგინოთ ელექტრონული ბალანსი:

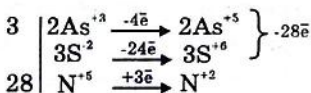
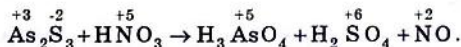


რეაქციის მარჯვენა ნაწილში მიიღება 3 მოლი სპილენძის ნიტრატი, რომლის წარმოსაქმნელად დამატებით საჭიროა 6 მოლი  $\text{HNO}_3$ , ამიტომ მარცხენა ნაწილში 6 მოლი  $\text{HNO}_3$  უნდა დავუმატოთ



ე. ი. სულ საჭიროა  $8\text{HNO}_3$ . საბოლოოდ რეაქციის ტოლობა იქნება:  
 $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ .

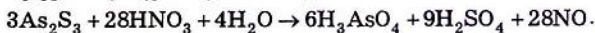
ზოგჯერ მოლეკულაში შემავალი ყველა ელემენტი მონაწილეობს ჟანგვა-აღდგენის პროცესში. ამ შემთხვევაში ელექტრონული ბალანსის შედგენის დროს უნდა ამოვიწეროთ მოლეკულაში შემავალი ყველა ატომი და გავარკვიოთ აღდგენის მიერ გაცემული და ჟანგავის მიერ მიღებული ელექტრონების რაოდენობას. შემდეგ კი მოვიტყვევით ზემოთ აღნიშნული წესების მიხედვით. მაგალითად, განვიხილოთ დარიშხანის სულფიდის დაჟანგვა აზოტმჟავით:



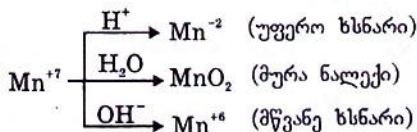
მაშასადამე, ჟანგვა-აღდგენის ამ რეაქციის ჩასატარებლად უნდა ავიღოთ 3 მოლი  $\text{As}_2\text{S}_3$  და 28 მოლი  $\text{HNO}_3$ .



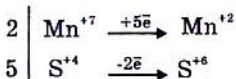
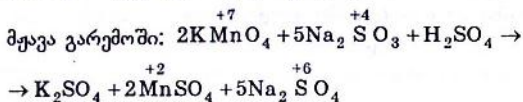
წყალბადატომების რაოდენობა მარჯვენა ნაწილში 36-ია, ხოლო მარცხენა ნაწილში - 28. ამიტომ მარცხენა ნაწილში უნდა დავამატოთ 4 მოლი  $\text{H}_2\text{O}$  და წყალბადისა და ჟანგბადატომების რაოდენობა რეაქციის მარცხენა და მარჯვენა ნაწილებში გათანაბრდება.



ჟანგვა-აღდგენის პროცესის მიმდინარეობაზე დიდ გავლენას ახდენს სარეაქციო ნარევის გარემო. მჟავა, ტუტე ან ნეიტრალურ გარემოში ერთი და იმავე ნივთიერების ჟანგავი თვისებები სხვადასხვაგვარია, მაგალითად:  $\text{KMnO}_4$  მჟავა გარემოში აღდგება  $\text{Mn}^{+2}$ -მდე, ნეიტრალურში ( $\text{H}_2\text{O}$ ) -  $\text{MnO}_2$ -მდე, ხოლო ტუტე გარემოში -  $\text{Mn}^{+6}$ -მდე.

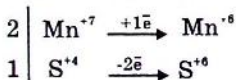
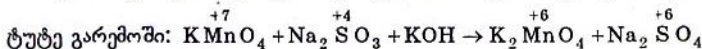
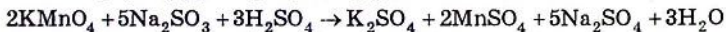


მყავა გარემოს შესაქმნელად, ჩვეულებრივ, მორეაგირე ნვითორებეს უმატებენ გოგირდმჟავას, ტუტე გარემოს შესაქმნელად – NaOH-ს ან KOH-ს, ხოლო ნეიტრალურ გარემოში ჟანგვას წყალხსნარში ატარებენ. განვიხილოთ  $\text{KMnO}_4$ -ით  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ -ის დაჟანგვა სხვადასხვა გარემოში:

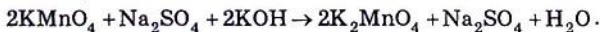


ჟანგვა-აღდგენაში მონაწილე ელემენტების გათანაბრების შემდეგ გავ-ათანაბროთ ჯერ კალიუმის ატომების რაოდენობა. იგი თანაბარი აღმოჩნდა. ახლა გავათანაბროთ მყავას ნაშთები ( $\text{SO}_4^{2-}$ ); მარცხენა მხარეს არის 3 მოლი (დაჟანგვის შედეგად მიღებულის გარდა), ამიტომ გოგირდმჟავა უნდა ავილოთ 3 მოლი და გამოყოფილი წყლის რაოდენობაც 3 მოლი იქნება.

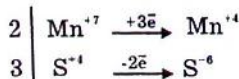
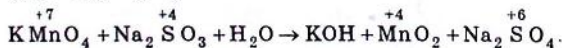
ამრიგად, რეაქციის ტოლობა იქნება:

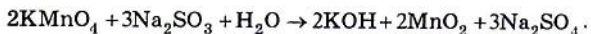


ტოლობის მარჯვენა მხარეს 4 მოლი კალიუმია, ამიტომ მარცხენა მხარეს უნდა ავილოთ 2 მოლი KOH. გამოყოფილი წყლის რაოდენობა იქნება 1 მოლი.



ნეიტრალურ გარემოში:



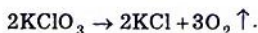
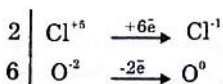
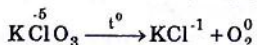


### ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების კლასიფიკაცია

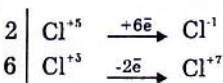
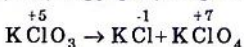
არსებობს სამი სახის ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია: მოლეკულათშორისი, შიგამოლეკულური და დისმუტაცია.

მოლეკულათშორისი ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია მიმდინარეობს სხვადასხვა ნივთიერების მოლეკულებს შორის. რამდენიმე ასეთი შემთხვევა უკვე განვიხილეთ.

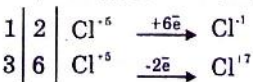
შიგამოლეკულური ჟანგვა-აღდგენა მიმდინარეობს ერთი ნივთიერების მოლეკულაში შემავალი სხვადასხვა ელემენტის ატომებს შორის. მაგალითად, ბერთოლეს მარილის კატალიზური დაშლისას:



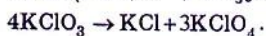
დისმუტაცია შიგამოლეკულური ჟანგვა-აღდგენის კერძო შემთხვევაა, როცა რეაქციაში მონაწილეობს ერთი და იგივე ელემენტი ერთსა და იმავე ჟანგვის მდგომარეობაში. მაგალითად, იგივე ბერთოლეს მარილის თერმული დაშლა (უკატალიზატოროდ):



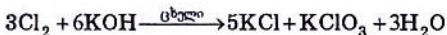
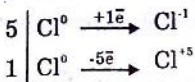
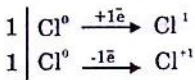
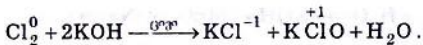
2 და 6 იკვეცება 2-ზე და კოეფიციენტები იქნება 1 და 3.



1-ისა და 3 ( $\text{Cl}^{+5}$ )-ის ჯამია 4, ე. ი.



დისმუტაციაა  $\text{Cl}_2$ -ის მოქმედება ცივი და ცხელი ტუტის ხსნარზე:



დაიხსოვით შემდეგი ძირითადი დებულებები:

1) არსებობს ოთხი ძირითადი ტიპის ქიმიური რეაქცია: მიერთების, დაშლის, ჩანაცვლებისა და მიმოცვლის.

2) ქიმიური რეაქცია მიმართულების მიხედვით ორგვარია: შექცევადი და შუუქცევადი. შუუქცევადი რეაქცია მიმდინარეობს ერთი მიმართულებით, ხოლო შექცევადი – ორი ურთიერთსაპირისპირო მიმართულებით.

3) ენერგეტიკული თვალსაზრისით რეაქცია არსებობს ეგზოთერმული და ენდოთერმული. ეგზოთერმული რეაქციის დროს სითბო გამოიყოფა, ენდოთერმული რეაქციების დროს კი – შთანთქმდება.

4) ეგზოთერმული ნაერთები თერმოდინამიკურად მდგრადი ნაერთებია, ენდოთერმული ნაერთები კი, პირიქით, ადვილად იშლება, ზოგჯერ აფეთქებითაც კი.

5) რეაქცია, რომლის დროსაც მორეაგირე ნივთიერებების მოლეკულაში იცვლება ელემენტის ფანგვის რიცხვი, ფანგვა-აღდგენის რეაქცია ეწოდება.

6) ფანგვა არის ატომის ან იონის მიერ ელექტრონების გაცემის პროცესი, ამიტომ ფანგვისას ელემენტის ფანგვის რიცხვი იზრდება -4-ისა და +7-ის ფარგლებში.

7) აღდგენა არის ატომის ან იონის მიერ ელექტრონების მიერთების პროცესი, ამიტომ აღდგენის დროს ელემენტის ფანგვის რიცხვი მცირდება +7-ისა და -4-ის ფარგლებში.

8) ფანგვა-აღდგენა ერთიანი პროცესისა და ერთდროულად მიმდინარეობს.

9) მუანგავია ნივთიერება, რომელიც სხვას ფანგავს, თვითონ კი აღდგება, ე. ი. იერთებს ელექტრონებს.

10) აღმდგენია ნივთიერება, რომელიც სხვას აღადგენს, თვითონ კი იჟანგება, ე. ი. გასცემს ელექტრონებს.

11) ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების ტოლობის შედეგადად ხდება ელექტრონული ბალანსის მეთოდით, მისი არსია ის, რომ აღმდგენლის მიერ გაცემული ელექტრონების რიცხვი უნდა იყოს ჟანგავის მიერ მიერთებული ელექტრონების რიცხვის ტოლი.

12) ჟანგვა-აღდგენის პროცესი არის ელექტრონების აღმდგენიდან მჟანგავზე გადასვლის პროცესი.

## §7. დისპერსიული სისტემები

სისტემას, რომელშიც ერთი ნივთიერება დანაწევრებულია და განაწილებული მეორეში, დისპერსიული სისტემა ეწოდება. დისპერსიული სისტემა შედგება დისპერსიული ფაზისა და გარემოსაგან. დისპერსიულ სისტემაში დანაწევრებულ ნივთიერებას დისპერსიული ფაზა ეწოდება, ხოლო ნივთიერებას, რომელშიც იგი განაწილებულია – დისპერსიული გარემო. დისპერსიული გარემოს აგრეგატული მდგომარეობის მიხედვით არსებობს თხევადი, აირადი და მყარი დისპერსიული სისტემები. ყველაზე გავრცელებულია თხევადი სისტემები. თხევად გარემოში ფაზა შეიძლება იყოს აირადი, მყარი და თხევადი. დისპერსიული ფაზის ნაწილაკების ზომის მიხედვით თხევადი დისპერსიული სისტემები იყოფა სუსპენზიებად, ემულსიებად, კოლოიდურ და ჭეშმარიტ ან, უბრალოდ, ხსნარებად. სუსპენზიასა და ემულსიაში დისპერსიული ფაზის ნაწილაკების ზომა აღემატება 100 ნმ-ს. კოლოიდურ ხსნარში შეიძლება იცვლებოდეს 1-დან 100 ნმ-მდე, ჭეშმარიტ ხსნარში კი – 1 ნმ-ზე ნაკლები უნდა იყოს.

სუსპენზია დისპერსიული სისტემაა, რომლის დისპერსიულ გარემოში განაწილებულია მყარი ნივთიერების ნაწილაკები შეტივტივებულ მდგომარეობაში, მაგალითად, სუსპენზიაა ამლვრეული მდინარე.

ემულსია დისპერსიული სისტემაა, რომლის დისპერსიულ გარემოში განაწილებულია თხევადი ნივთიერების უმცირესი წვეთები, მაგალითად, რძე ემულსიაა.

სუსპენზია და ემულსია არაერთგვაროვანი ნარევებია, ხოლო კოლოიდური და ჭეშმარიტი ხსნარები – ერთგვაროვანი. სუსპენზიასა და ემულსიაში დისპერსიული ფაზა ხილულია და ფილტრის ქაღალდში ვერ გადის, ამიტომ გაფილტვრის საშუალებით შესაძლებელია დისპერსიული ფაზისა

და გარემოს გამოცალკევება. კოლოიდურ ხსნარებში დისპერსიული ფაზის ნაწილაკები შეუიარაღებელი თვალით არ ჩანს, მაგრამ შესაძლებელია მათი დანახვა ულტრამიკროსკოპით. კოლოიდური ნაწილაკები გადის ფილტრის ქაღალდში და ამიტომ კოლოიდური ხსნარის დისპერსიული ფაზისა და გარემოს გამოცალკევება გაფილტვრით შეუძლებელია. კოლოიდური ხსნარის მაგალითია კვერცხის ცილის წყალხსნარი.

ჭეშმარიტ ხსნარებში დისპერსიული ფაზის ნაწილაკები თვალით და ულტრამიკროსკოპითაც კი უხილავია და გადის ფილტრის ქაღალდში, ამიტომ ჭეშმარიტი ხსნარების დისპერსიული ფაზისა და გარემოს დაც-ილება გაფილტვრის საშუალებით შეუძლებელია.

## ხ ს ნ ა რ ე ბ ი

ხსნარი არის ორი ან რამდენიმე ნივთიერების ერთგვაროვანი ცვალებადი შედგენილობის ნარევი. იგი შედგება გახსნილი ნივთიერების, გამხსნელისა და მათი ურთიერთქმედების პროდუქტისაგან. თხევად ხსნარებში გამხსნელი ნივთიერება სითხეა, ხოლო გასახსნელი შეიძლება იყოს აირი, სითხე ან მყარი ნივთიერება. როცა გამხსნელი და გასახსნელი ერთნაირ აგრეგატულ მდგომარეობაშია, მაშინ გამხსნელია ის ნივთიერება, რომელიც მეტი რაოდენობით არის აღებული. ჩვეულებრივ, როცა ხსნარებზე ლაპარაკობენ, მხედველობაში აქვთ თხევადი ხსნარები.

ხსნარი, როგორც ერთგვაროვანი ნარევი ჰგავს როგორც ქიმიურ ნაერთს, ისე მექანიკურ ნარევს. მექანიკური ნარევის მსგავსად ხსნარში გახსნილ ნივთიერებებს შენარჩუნებული აქვს ქიმიური თვისებები და გამხსნელის მოლეკულებთან რეაქციაში არ შედის. მათ შორის მოქმედებს მხოლოდ მოლეკულათშორისი ურთიერთქმედების (ვანდერვაალსის) ძალები და წარმოქმნიან მოლეკულურ ან იონურ-მოლეკულურ კომპლექსებს, რომლებსაც წყალხსნარების შემთხვევაში ჰიდრატიები ეწოდება. ჰიდრატიები სხვადასხვა მდგრადობით გამოირჩევა.

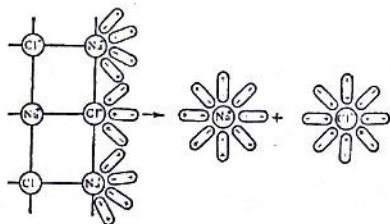
ქიმიური ნაერთის მსგავსად ხსნარიც ერთგვაროვანია, მაგრამ მისგან განსხვავებით მუდმივი შედგენილობა არა აქვს. ამრიგად, ხსნარს გარდამავალი ადგილი უკავია მექანიკურ ნარევსა და ქიმიურ ნაერთს შორის.

## გ ა ხ ს ნ ი ს პ რ ო ც ე ს ი

გასახსნელი ნივთიერების განაწილებას გამხსნელის მთელ მოცულობაში გახსნა ეწოდება. გახსნა რთული პროცესია და წარმოადგენს ფიზ-

იკური და ქიმიური პროცესების ერთობლიობას. გახსნის პროცესში გასახსნელი ნივთიერებისა და გამხსნელის მოლეკულებს შორის მოქმედებს მოლეკულათშორისი მიზიდვის ძალები. თუ ეს ძალები ისეთივე რიგისაა, როგორისაც გასახსნელისა და გამხსნელის მოლეკულებს შორის მოქმედი ძალები, მაშინ აღებული ნივთიერება გაიხსნება მოცემულ გამხსნელში. თუ ამ ძალებს შორის დიდი განსხვავებაა, მაშინ ნივთიერება გამხსნელში არ გაიხსნება.

განვიხილოთ, როგორ მიმდინარეობს მყარი ნივთიერების გახსნა წყალში სუფრის მარილის მაგალითზე. სუფრის მარილის იონური კრისტალის ზედაპირის მიმართ წყლის დიპოლური მოლეკულები ორიენტირდება ისე, რომ ქლორის ანიონსაკენ მოქცეული ექნებათ დადებითი პოლუსი, ხოლო ნატრიუმის კატიონისაკენ — უარყოფითი.



წყლის მოლეკულებსა და კრისტალის იონებს შორის აღიძვრება მიზიდვის ძალები. ეს ძალები საკმარისია იმისათვის, რომ კრისტალური მესერი დაშალოს ცალკეულ იონებად, რომლებიც შემდგომ უერთდება წყლის მოლეკულებს და წარმოქმნის ჰიდრატირებულ იონებს. ამ პროცესს ჰიდრატაცია ეწოდება. ჰიდრატირებული იონები თანაბრად განაწილდება ხსნარის მთელ მოცულობაში და წარმოქმნის ერთგვაროვან ნარევეს. ამ

შემთხვევაში  $\text{Na}^+$ -ის და  $\text{Cl}^-$ -ის იონებსა და წყლის მოლეკულებს შორის აღძრული მიზიდვის ძალები უფრო ძლიერი აღმოჩნდა, ვიდრე აღნიშნულ იონებს შორის მოქმედი მიზიდვის ძალები კრისტალურ მესერში. ამის გამო წყლის მოლეკულებმა დაშალა  $\text{NaCl}$ -ის კრისტალური მესერი. საზოგადოდ, წყალში გახსნის პროცესში მიმდინარეობს კრისტალური მესრის დაშლა ცალკეულ იონებად და წარმოქმნილი ჰიდრატირებული იონების თანაბარი განაწილება ხსნარის მთელ მოცულობაში. ორივე პროცესი ფიზიკურია და საჭიროებს ენერგიას, ამიტომ გამხსნელის შინაგანი ენერგია კლებულობს და გახსნის პროცესის სითბური ეფექტი უარყოფითია, ე. ი.  $Q_{ფ} < 0$ .

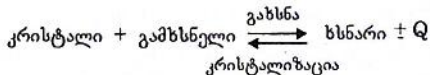
ჰიდრატაციის დროს ხდება სითბოს გამოყოფა ანუ ჰიდრატაციის ექსოტიკური დადებითია, ე. ი.  $Q > 0$ . იმის მიხედვით, თუ რომელი სითბო სჭარბობს, ხსნარის ტემპერატურა ან აიწვევს, ან დაიწვევს. თუ  $Q > Q_{ფ}$ , მაშინ ხსნარის ტემპერატურა აიწვევს. თუ  $Q < Q_{ფ}$ , ხსნარის ტემპერატურა დაიწვევს. მკავეებისა და ტუტეების წყალში გახსნის დროს სითბო გამოიყოფა, ხოლო მარილების წყალში გახსნის დროს სითბო შთაინთქმება და ხსნარი გაცივდება. უწყლო მარილები, რომლებიც წყალთან ურთიერთქმედებისას კრისტალჰიდრატებს წარმოქმნიან, გახსნის დროს სითბოს გამოყოფს და ხსნარი ცხელდება; მაგალითად, უწყლო  $Na_2CO_3$ -ის გახსნის დროს ხსნარი გაცივდება, ხოლო  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ -ის გახსნის დროს – გაცივდება. გახსნის დროს ერთდროულად მიმდინარეობს ფიზიკური და ქიმიური პროცესები.

ნივთიერების ხსნადობა დამოკიდებულია გამხსნელის ბუნებაზე, მაგალითად,  $NaCl$  იხსნება წყალში, მაგრამ ორგანულ გამხსნელში – ოთხქლორიან ნახშირბადაში ( $CCl_4$ ) – არ იხსნება, რადგან  $CCl_4$ -ის მოლეკულებსა და მარილის იონებს შორის მიზიდვის ძალები არ არის საკმარისი იმისათვის, რომ კრისტალურ მესერში იონებს შორის მოქმედი მიზიდვის ძალები შეასუსტოს. ორგანულ გამხსნელში უკეთ იხსნება ორგანული ნივთიერება, მაგალითად,  $CCl_4$  კარგად იხსნება ჰექსანში ( $C_6H_{14}$ ) იმის გამო, რომ  $CCl_4$ -ის ცალკეულ მოლეკულებს შორის მოქმედი მიზიდვის ძალები ისეთივე რივისაა, როგორისაც  $CCl_4$ -ისა და  $C_6H_{14}$ -ის მოლეკულებს შორის მიზიდვის ძალები. ანალოგიურ შემთხვევაში გასახსნელი ნივთიერება ცალკეული მოლეკულების სახით განაწილდება ხსნარში.

გახსნა სპონტანური (თვითნებური) პროცესია, რომელსაც განაპირობებს ორი მიზეზი – ენერგეტიკული ფაქტორი და თერმოდინამიკის მეორე კანონი.

ენერგეტიკული ფაქტორის გავლენით გახსნა მიმდინარეობს სისტემის შინაგანი ენერჯის შემცირების მიმართულებით. ამის გამო სპონტანური პროცესი ყოველთვის ეგზოთერმულია. არსებობს ისეთი სპონტანური პროცესი, რომლის დროსაც ენერჯის შემცირება არ ხდება. ხშირად პროცესი ენდოთერმულიც შეიძლება იყოს, მაგალითად,  $CCl_4$ -ისა და  $C_6H_{14}$ -ის შერევა, მარილების წყალში გახსნა და სხვა ენდოთერმული პროცესებია. ასეთ შემთხვევაში ნივთიერების ხსნადობას განაპირობებს თერმოდინამიკის II კანონი – ნივთიერების მისწრაფება აირების მსგავსად უწყნარიგოდ გაიფანტოს მთელ სისტემაში და გადავიდეს ქაოსურ მდგომარეობაში.

კრისტალური ნივთიერების წყალში გახსნის დროს კრისტალური მესერი ირღვევა და კრისტალის მესრის კვანძებში მოთავსებული იონები ან მოლეკულები ჰიდრატირებული სახით ქაოსურად მოძრაობენ. ხსნარში მათი კონცენტრაციის გაზრდა იწვევს ჰიდრატირებული ნაწილაკების შეჯახებას ვერ კიდევ გაუხსნელი ნივთიერების მყარ ზედაპირთან და მიმდინარეობს კრისტალის წარმოქმნის პროცესი, რასაც კრისტალიზაცია ეწოდება. დასაწყისში გახსნის პროცესი უფრო სწრაფად მიმდინარეობს, შემდგომ ხსნარის კონცენტრაციის ზრდასთან ერთად სულ უფრო ნაკლები ნივთიერება იხსნება და მეტი – გამოკრისტალდება. გარკვეული პერიოდის შემდეგ ამ ორ პროცესს შორის დამყარდება დინამიკური წონასწორობა – ხსნარში გადასული ნივთიერების რაოდენობა გაუტოლდება ხსნარიდან გამოკრისტალებული ნივთიერების რაოდენობას.



ხსნარს, რომელიც წონასწორობაშია გასახსნელი ნივთიერების ჭარბ რაოდენობასთან, ნაჯერი ხსნარი ეწოდება. მოცემულ ტემპერატურაზე იგი შეიცავს გახსნილი ნივთიერების მაქსიმალურ რაოდენობას. ნაჯერ ხსნარში ხსნარსა და გასახსნელს შორის არსებული დინამიკური წონასწორობა ემორჩილება ლე შატელიეს პრინციპს და ტემპერატურის შეცვლით გადაიხრება მარჯვნივ ან მარცხნივ (იხ. ქიმიური წონასწორობა).

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

ნივთიერების მაქსიმალურ რაოდენობას, რომელიც იხსნება 1 ლ წყალში მოცემულ ტემპერატურაზე და წარმოქმნის ნაჯერ ხსნარს, ხსნადობის კოეფიციენტი ანუ ხსნადობა ეწოდება და აღინიშნება S-ით. იგი დამოკიდებულია ტემპერატურაზე. ნივთიერების ხსნადობა მოცემულ ტემპერატურაზე უდრის ნაჯერ ხსნარში არსებული ნივთიერების მასის ფარდობას გამხსნელ-

$$\text{ის მოცულობასთან. } S^{t^{\circ}} = \frac{m(\text{ნივთიერების})}{V(\text{გამხსნელის})}. m \text{ არის ნივთიერების მასა გრამე-}$$

ბით (გ), V-გამხსნელის მოცულობა ლიტრებით (ლ), ამიტომ S-ის საზომი ერთეულია გ/ლ. 1 ლ წყალში 20°C-ზე იხსნება 360 გ NaCl; ამიტომ მისი ხსნადობა  $S^{20^{\circ}\text{C}}(\text{NaCl}) = 360$  გ/ლ.  $S^{20^{\circ}\text{C}}(\text{KCl}) = 340$  გ/ლ;  $S^{20^{\circ}\text{C}}(\text{AgNO}_3) = 2220$  გ/ლ და ა.შ.

ნივთიერება შეიძლება იყოს ადვილად ხსნადი, მცირედ ხსნადი და პრაქტიკულად უხსნადი. ადვილად ხსნადია ნივთიერება, რომლის ხსნადობა  $20^{\circ}\text{C}$ -ზე აღემატება  $10$  გ/ლ-ს ე. ი.  $S^{20^{\circ}\text{C}}(\text{ნივთ}) > 10$  გ/ლ. მცირედ ხსნადია ნივთიერება, რომლის ხსნადობა  $20^{\circ}\text{C}$ -ზე  $0,01$ -დან –  $10$  გ/ლ-მდე, ე. ი.  $0,1$  გ/ლ  $< S^{20^{\circ}\text{C}}_{(\text{ნივთ})} < 10$  გ/ლ. ნივთიერება პრაქტიკულად უხსნადია, თუ  $S^{20^{\circ}\text{C}}(\text{ნივთ}) < 0,01$  გ/ლ. აბსოლუტურად უხსნადი ნივთიერება კი არ არსებობს. პრაქტიკულად უხსნადი ნივთიერების მაგალითია  $\text{AgI}$ , რომლის ხსნადობა  $20^{\circ}\text{C}$ -ზე  $3 \cdot 10^{-6}$  გ/ლ-ია.

მყარი ნივთიერების ხსნადობა დამოკიდებულია ტემპერატურაზე. როგორც წესი, მყარი ნივთიერების უმრავლესობის ხსნადობა ტემპერატურის გაზრდით იზრდება. გამონაკლისია:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  და სხვა, ნატრიუმის სულფატის ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) ხსნადობა ტემპერატურის  $30^{\circ}\text{C}$ -მდე გაზრდით იზრდება, უფრო მაღალ ტემპერატურაზე კი – მცირდება.  $\text{CaSO}_4$ -ის ხსნადობა  $60^{\circ}\text{C}$ -მდე იზრდება, შემდეგ კი – მცირდება, ხოლო  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  ხსნადობა ტემპერატურის გაზრდით საერთოდ მცირდება. ტემპერატურის გაზრდით მცირდება  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ -ის ხსნადობაც.

თხევადი ნივთიერების ხსნადობა ტემპერატურის პირდაპირპროპორციულია, ხოლო აირადი ნივთიერების ხსნადობა ტემპერატურის გაზრდით მცირდება და წნევის გაზრდით იზრდება.

საერთოდ, ტემპერატურის გავლენა ნივთიერების ხსნადობაზე დამოკიდებულია გახსნის პროცესის სითბურ ეფექტზე. თუ გახსნის სითბური ეფექტი უარყოფითია, მაშინ ტემპერატურის გაზრდით ნივთიერების ხსნადობა იზრდება. თუ გახსნის სითბური ეფექტი დადებითია, მაშინ ტემპერატურის გაზრდით ნივთიერების ხსნადობა მცირდება. ეს კანონზომიერება აიხსნება ლე შატელიეს პრინციპით (იხ. ქიმიური წონასწორობა).

### ხსნარის კონცენტრაცია

გახსნილი ნივთიერების რაოდენობას ხსნარში განსაზღვრავს კონცენტრაცია. ხსნარის კონცენტრაცია არის გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა ხსნარის მოცულობის ან მასის ერთეულში. განვიხილავთ ორგვარ კონცენტრაციას: პროცენტულს და მოლურს. პროცენტულ კონცენტრაციას ამჟამად ეწოდება გახსნილი ნივთიერების მასური წილი ხსნარში პროცენტობით.

გახსნილი ნივთიერების მასური წილი ( $\omega$ ) უდრის ხსნარში გახსნილი ნივთიერების მასის შეფარდებას ხსნარის მასასთან.

$$\omega(\text{ნივთ}) = \frac{m(\text{ნივთ})}{m(\text{ხსნ})}; \quad \omega\% = \omega \cdot 100\%$$

მასური წილი პროცენტებით ( $\omega\%$ ) გვიჩვენებს 100 გ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების რაოდენობას, მაგალითად,  $\omega\%(\text{NaCl}) = 2\%$  ნიშნავს, რომ 100 გ ხსნარში არის 2 გ NaCl და 98 გ წყალი.

მოლური ეწოდება ისეთ კონცენტრაციას, რომელიც გვიჩვენებს 1 ლ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების მოლების რაოდენობას. მოლური კონცენტრაცია აღინიშნება C ასოთი და

$$C(x) = \frac{\nu(x)}{V(\text{ხს})}$$

$\nu(x)$  არის გახსნილი ნივთიერების მოლთა რაოდენობა,  $V(\text{ხს})$  ხსნარის მოცულობა ლიტრობით. ამიტომ მოლური კონცენტრაციის განზომილებაა მოლი/ლ.

თუ 1 ლ ხსნარში გახსნილია ნივთიერების 2 მოლი, ასეთ ხსნარს ორმოლური ეწოდება და აღინიშნება 2M ასოთი. თუ 1 ლ ხსნარში გახსნილია ნივთიერების 0,1 მოლი, ასეთ ხსნარს დეციმოლური ეწოდება და აღინიშნება 0,1M-ით და ა. შ.

განვიხილოთ ხსნარის კონცენტრაციის განსაზღვრის რამდენიმე მაგალითი:

1) 125 გ წყალში გახსნილია 25 გ NaCl. განსაზღვრეთ გახსნილი NaCl-ის მასური წილი.

მოც: $m(\text{NaCl}) = 25 \text{ გ}$		უ.გ. $\omega(\text{NaCl}) = ?$
$m(\text{H}_2\text{O}) = 125 \text{ გ}$		

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{ხს})} = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{25}{125 + 25} = 0,17 \text{ გ. } \omega\% = 17\%$$

2) რამდენი გრაში მარილი და წყალია საჭირო 500 გ 18%-იანი ხსნარის დასამზადებლად?

მოც: $m(\text{ხსნ}) = 500 \text{ გ}$		უ.გ. $m(\text{მარილი}) = ?$
$\omega\%(\text{მარილი}) = 18\%$		$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$

$$m(\text{მარილი}) = m(\text{ხსნ}) \cdot \omega = 500 \cdot 0,18 = 90 \text{ გ}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{ხსნ}) - m(\text{მარილი}) = 500 - 90 = 410 \text{ გ}$$

დაიხსომეთ შემდეგი ძირითადი დებულებები:

1) ხსნარი არის ორი ან რამდენიმე ნივთიერების ერთგვაროვანი ნარევი და შედგება გამხსნელი და გასახსნელისაგან.

2) აგრეგატული მდგომარეობის მიხედვით ხსნარი შეიძლება იყოს: მყარი, თხევადი და აირადი. ქიმიური უპირატესად განიხილება თხევადი ხსნარები. უფრო მეტიც, როდესაც ვამბობთ „ხსნარი“, ვგულისხმობთ წყალ-ხსნარს.

3) ნივთიერების გახსნა რთული ფიზიკურ-ქიმიური პროცესია. ფიზიკურია: ა) კრისტალური მესრის დაშლა ცალკეულ, უმცირეს ნაწილაკებად – იონებად ან მოლეკულებად. იონები წარმოიქმნება იმ შემთხვევაში, როცა წყალში იხსნება იონური კრისტალური მესრის მქონე ნივთიერება, ხოლო მოლეკულები, მაშინ, როცა იხსნება მოლეკულური კრისტალური მესრის მქონე ნივთიერება. ბ) ჰიდრატირებული უმცირესი ნაწილაკების თანაბარი განაწილება ხსნარის მთელ მასაში.

ფიზიკური პროცესის სითბური ეფექტი უარყოფითია, ე. ი.  $Q_{ფ} < 0$ .

ქიმიური პროცესია: ხსნარში არსებული ნაწილაკების მიერ წყლის მოლეკულების მიერთება, რასაც ჰიდრატაცია ეწოდება. ქიმიური პროცესის სითბური ეფექტი დადებითია, ე. ი.  $Q_{ქ} > 0$ .

4) თუ გახსნის დროს  $Q_{ფ} < Q_{ქ}$  ხსნარი ცხელდება, ე. ი. პროცესი ენდოთერმულია, თუ  $Q_{ქ} < Q_{ფ}$  ხსნარი ცივდება, ე. ი. პროცესი ენდოთერმულია.

5) გახსნა სპონტანური პროცესია. ენდოთერმულ პროცესში გახსნას განაპირობებს ენერგიის შემცირება, ხოლო ენდოთერმულში – ნივთიერების უნარი გაფართოვდეს, განაწილდეს მთელ მოცულობაში და მოწესრიგებული მდგომარეობიდან გადავიდეს მოუწესრიგებელში.

6) ნივთიერების რაოდენობას I ლ გამხსნელში მოცემულ ტემპერატურაზე ხსნადობის კოეფიციენტი ეწოდება და აღინიშნება S ასოთი (ინგ. Solubility). მისი განზომილებაა გ/ლ.

7) კონცენტრაცია არის გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა ხსნარის წონით ან მოცულობის ერთეულში. იგი გამოისახება მასური წილით ან მოლური კონცენტრაციით.

მასური წილი პროცენტობით ( $\omega\%$ ) გვიჩვენებს 100 გ ხსნარში ნივთიერების გრამების რაოდენობას, ხოლო მოლური კონცენტრაცია (C) – 1 ლ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების მოლების რაოდენობას.

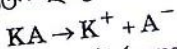
# §8. ელექტროლიტური დისოციაცია თეორია

ნეითერები მათი წყალხსნარის ბუნების მიხედვით იყოფა ორ ჯგუფად: ელექტროლიტებად და არაელექტროლიტებად. ელექტროლიტის წყალხსნარი ელექტროდენს ატარებს, ხოლო არაელექტროლიტის წყალხსნარი - არა. არაელექტროლიტებია იონური ნაერთები: მჟავები, ტუტეები და მარილები, ხოლო სპირტი, ბენზოლი და სხვა ორგანული ნაერთები.

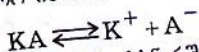
ელექტროლიტის წყალხსნარში იონებია, ხოლო არაელექტროლიტის ხსნარში - ნეიტრალური მოლეკულები. ელექტროლიტის წყალხსნარში არის მუხტის გადამტანები (იონები), არაელექტროლიტის ხსნარში კი - არა. ამიტომ ელექტროლიტის წყალხსნარი დენს ატარებს, არაელექტროლიტისა კი - არა.

იონური ნაერთების წყალში გახსნის მექანიზმი განვიხილეთ სუფრის მარილის მაგალითზე. ელექტროდენს ატარებს არამარტო წყალხსნარი, არამედ გამდნარი ელექტროლიტიც. მყარი ელექტროლიტის კრისტალური მესრის კვანძებში მოთავსებულ იონებს კი გადაადგილების უნარი არა აქვს. ელექტროლიტის იონებად დაშლას მის წყალხსნარსა ან ნალ-ლობში, ელექტროლიტური დისოციაცია ანუ იონიზაცია ეწოდება. ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია შევედმა ქიმიკოსმა სვანტე არენიუსმა ჩამოაყალიბა (1887 წ) შემდეგი დებულებების სახით:

1) ელექტროლიტები წყალში გახსნისას იშლება იონებად. თუ ელექტროლიტის მოლეკულას ზოგადად გამოვსახავთ KA-თი, მაშინ ელექტროლიტის დაშლა წყალში გახსნისას ასე ჩაიწერება:



2) ელექტროლიტური დისოციაცია შექცევადი პროცესია, ე. ი. ხსნარში იონები ეკახება ერთმანეთს და წარმოქმნის ისევ ნეიტრალურ მოლეკულას. შებრუნებულ პროცესს მოლეკულიზაცია ეწოდება. ამის გამო ელექტროლიტური დისოციაცია გამოისახება ორი ურთიერსაპირ-ისპირო ისრით:



3) იონები ხსნარში ქაოსურად მოძრაობს, მაგრამ ელექტროდენის გატარებისას მოძრაობა მოწესრიგებული ხდება. დადებითად დამუხტული

იონები მიემართება კათოდისაკენ — უარყოფითად დამუხტული ელექტროდისაკენ, ამიტომ მათ კატიონები ეწოდება. უარყოფითად დამუხტული იონები მიემართება ანოდისაკენ — დადებითად დამუხტული ელექტროდისაკენ, ამიტომ მათ ანიონები ეწოდება.

4) კატიონებია წყალბადის და ლითონების იონები —  $H^+$  და  $Me^{n+}$  ანიონებია ჰიდროქსიდის და მჟავას ნაშთის იონები —  $OH^-$  და  $R^{n-}$ .

5) კატიონებისა და ანიონების მუხტის რაოდენობა ჟანგვის რიცხვის ტოლია. მაგალითად:  $Cl^1-$ ,  $NO_3^1-$ ,  $SO_4^2-$ ,  $PO_4^3-$ ,  $Na^1+$ ,  $Ca^2+$ ,  $Al^3+$  და სხვა.

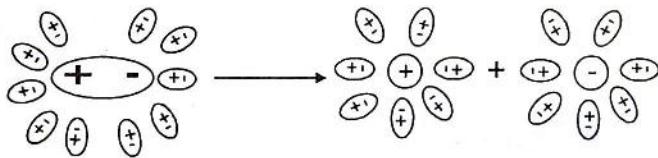
6) კატიონების და ანიონების მუხტების რაოდენობა ხსნარში თანაბარია, ე. ი. მათი ალგებრული ჯამი ნულის ტოლია. ამის გამო ხსნარი ელექტრონეიტრალურია.

7) იონების თვისებები განსხვავდება მარტივი ნივთიერების თვისებებისაგან. მაგალითად, სპილენძი (Cu) წითელი ფერის ლითონია, ხოლო სპილენძის ჰიდრატირებული იონი  $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$  — ლურჯია. ქრომი მოვერცხლისფრო-თეთრი ლითონია, ხოლო ჰიდრატირებული იონი  $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$  მწვანეა. ქლორი ( $Cl_2$ ) მომწვანო-მოყვითალო აირია, ხოლო ქლორის იონი  $Cl^-$  უფეროა და მარტივი ნივთიერებისგან განსხვავებით მომწამლავე არ არის. ლითონური ნატრიუმი ენერგიულად შედის რეაქციაში წყალთან, ხოლო იონი ( $Na^+$ ) წყალთან რეაქციაში არ შედის. ზოგიერთი იონი შეფერილია, ზოგი კი — უფეროა. მაგალითად,  $CrO_4^{2-}$  ყვითელია,  $Cr_2O_7^{2-}$  — ნარინჯისფერი,  $MnO_4^-$  — იისფერი,  $MnO_4^{2-}$  — მწვანე და ა. შ. ცხადია, მათი მარილებიც შეფერილია შესაბამისად. საერთოდ, მარილის ფერს განაპირობებს კატიონის ან ანიონის ფერი.

## მჟავების ელექტროლიტური დისოციაცია

უწყლო მჟავები ( $H_2SO_4, H_3PO_4, HNO_3$ ) ელექტროდებს არ ატარებს, რაც იმის მაჩვენებელია, რომ მათი მოლეკულა არაიონურია. ბმა მჟავურ წყალბადსა და მჟავას ნაშთს შორის კოვალენტურ-პოლარულია, ხოლო მოლეკულა — პოლარული. მჟავას წყალში გახსნისას პოლარული მოლე-

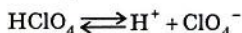
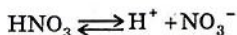
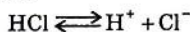
კულა იხლიჩება იონებად. მაგალითად:



პოლარული მოლეკულა

პიდრატირებული იონები

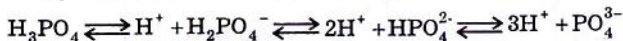
მაშასადამე, წყალხსნარში მჟავა დისოცირდება წყალბადის კატიონად და მჟავას ნაშთის ანიონად.



ორფუძიანი მჟავა დისოცირდება ორ სტადიად: მჟავას მოლეკულას ჯერ მოწყდება წყალბადის ერთი კატიონი და შემდეგ – მეორე:



სამფუძიანი მჟავა დისოცირდება სამ სტადიად:

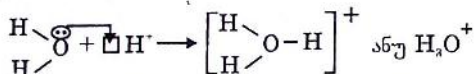


ყველაზე ადვილად მიმდინარეობს დისოციაციის I სტადია. ყველაზე ძნელად – ბოლო სტადია. პირველ სტადიაზე წყალბადის კატიონი წყდება ნეიტრალურ მოლეკულას, ხოლო შემდგომზე – უარყოფითად დამუხტულ მჟავას ანიონებს და უნდა გადალახოს ელექტროსტატიკური მიზიდვის ძალები. აქედან გამომდინარე, ხსნარში ყველაზე დიდი რაოდენობით იქნება ერთმუხტიანი ანიონი და ყველაზე მცირე რაოდენობით – მრავალმუხტიანი ანიონი.

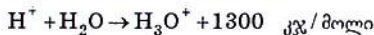
ნებისმიერი მჟავას დისოციაციის შედეგად წარმოიქმნება წყალბადის კატიონი ( $\text{H}^+$ ) ანუ პროტონი. მჟავას ყველა დამახასიათებელი თვისება (ლაკმუსის გაწითლება, მეთილნარინჯის გაწითლება, მჟავე გემო და ფუძეების განეიტრალების უნარი) განპირობებულია წყალბადის კატიონით. ამიტომ ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიით მჟავა ისეთი ელექტროლი-

ტია, რომლის წყალხსნარში დისოციაციის შედეგად წარმოქმნილ იონებს შორის კატიონია მხოლოდ წყალბადის იონი.

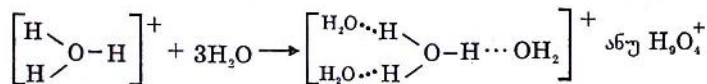
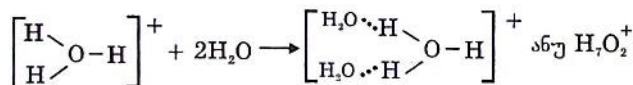
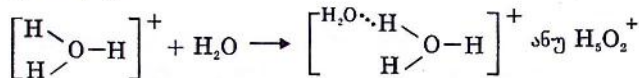
წყალხსნარში წყალბადის კატიონი უკავშირდება წყლის მოლეკულას დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით და წარმოქმნის ჰიდროქსონიუმის იონს.



პროტონის მიერთება წყლის მოლეკულასთან ეგზოთერმული პროცესია და გამოიყოფა 1300 კჯ/მოლი სითბო.



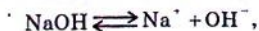
ჰიდროქსონიუმის იონი კიდევ იკავშირებს წყლის მოლეკულებს წყალბადური ბმების მეშვეობით და წარმოქმნის სხვადასხვა შედგენილობის კატიონს:

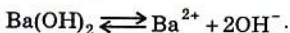
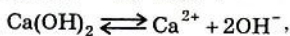
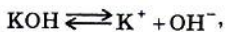


ჰიდროქსონიუმის ჰიდრატირებული კატიონებიდან ყველაზე მდგრადია  $\text{H}_5\text{O}_2^+$  კატიონი. ჩვეულებრივ, მჟავების ელექტროლიტური დისოციაციის შედეგად წარმოიქმნება ჰიდროქსონიუმის იონი, მაგრამ სიმარტივისთვის მჟავების ელექტროლიტურ დისოციაციაში წერენ მხოლოდ პროტონს ( $\text{H}^+$ ).

### ტუტმების ელექტროლიტური დისოციაცია

ტუტე წყალში გახსნისას დისოცირდება ლითონის კატიონად და ჰიდროქსიდის ანიონად:

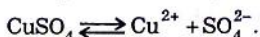
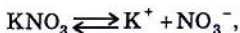
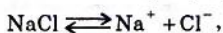




ტუტეს მჟავას საპირისპირო თვისებები აქვს: ლაკმუსს ალურჯებს, მეთილნარინჯს აყვითლებს, ფენოლფთალეინს ჟოლოსფრად ღებავს. ხელით შეხებისას საპნის შეგრძნებას ტოვებს. ამ თვისებებს ფუძე თვისებები ეწოდება. ტუტის ფუძე თვისებებს განაპირობებს ჰიდროქსიდის ანიონი ( $\text{OH}^-$ ), ამიტომ ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად ფუძე ისეთი ელექტროლიტია, რომლის წყალხსნარში დისოციაციის დროს წარმოქმნილ იონებს შორის ანიონია მხოლოდ ჰიდროქსიდის იონი ( $\text{OH}^-$ ).

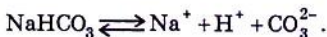
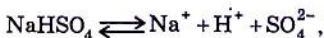
### მარილების ელექტროლიტური დისოციაცია

წყალში ხსნადი მარილი დისოცირდება ლითონის კატიონად და მჟავას ნაშთის ანიონად. მაგალითად:



სრული ანუ საშუალო მარილის ელექტროლიტური დისოციაციის შედეგად წარმოიქმნება სხვადასხვა კატიონი და სხვადასხვა ანიონი. ამიტომ მარილებს საერთო თვისებები არ გააჩნია. მაგალითად,  $\text{NaCl}$  აუცილებელია ადამიანისათვის,  $\text{HgCl}_2$  – საწამლაია.

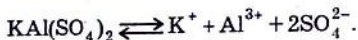
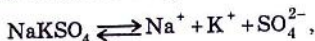
მჟავა მარილები დისოცირდება ლითონის და წყალბადის კატიონად და მჟავას ანიონად:



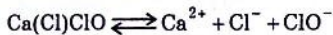
ფუძე მარილები დისოცირდება ლითონის კატიონად და ჰიდროქსიდის და მჟავას ნაშთის ანიონებად:



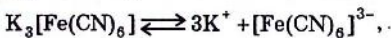
ორმაგი მარილები დისოცირდება სხვადასხვა ლითონის კატიონად და მჟავას ნაშთის ანიონად:



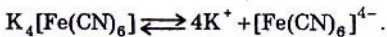
შერეული მარილები დისოცირდება ლითონის კატიონად და სხვადასხვა ნაშთის ანიონად:



კომპლექსური მარილები დისოცირდება ლითონის კატიონად და კომპლექსურ ანიონად:



სისხლის წითელი მარილი



სისხლის ყვითელი მარილი

კომპლექსური იონები -  $[\text{Fe(CN)}_6]^{3-}$  და  $[\text{Fe(CN)}_6]^{4-}$  - შემაღგენელ ნაწილებად აღარ დისოცირდება (რასაც კვადრატული ფრჩხილი გვიჩვენებს).

## დისოციაციის ხარისხი

არჩიუსის თეორიის თანახმად სხვადასხვა ელექტროლიტი სხვადასხვა ოდენობით დისოცირდება ხსნარში. ზოგიერთი ელექტროლიტი მთლიანად დისოცირდება, ზოგიერთი კი - ნაწილობრივ. ელექტროლიტის იონებად დაშლის რაოდენობითი მახასიათებელია დისოციაციის ხარისხი, რომელიც  $\alpha$  (ალფა) ასოთი აღინიშნება.

დისოციაციის ხარისხი ( $\alpha$ ) უდრის იონებად დაშლილი მოლეკულების რიცხვის შეფარდებას ხსნარში არსებული მოლეკულების საერთო რიცხვთან:

$$\alpha = \frac{\text{იონებად დისოცირებული მოლეკულების რიცხვი (n)}}{\text{ხსნარში მოლეკულების საერთო რიცხვი (N)}}$$

რამდენადაც მოლეკულების რიცხვი ხსნარში მოლური კონცენტრაციის პროპორციულია, დისოციაციის ხარისხი ტოლია იონის მოლური კონცენტრაციის ფარდობისა ელექტროლიტის მოლურ კონცენტრაციასთან:

$$\alpha = \frac{C(\text{იონ.})}{C(\text{ელექტრ.})}$$

დისოციაციის ხარისხი 1-ზე ნაკლები რიცხვია და იცვლება 0-დან 1-მდე. ე. ი.  $0 \leq \alpha \leq 1$ . ჩვეულებრივ, მას პროცენტებით გამოსახავენ:  $\alpha\% = \alpha \cdot 100\%$

პროცენტობით დისოციაციის ხარისხი იცვლება 0-დან 100%-მდე, ე. ი.  $0 \leq \alpha\% \leq 100\%$ . დისოციაციის ხარისხი %-ობით გვიჩვენებს ხსნარში არსებული 100 მოლეკულიდან რამდენი მოლეკულაა დაშლილი იონებად. მაგალითად,  $\alpha = 30\%$  ნიშნავს, რომ 100 მოლეკულიდან დისოცირებულია 30.

დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია: გამხსნელის დიელექტრიკულ შელწვეადობაზე ( $\epsilon$ ), ხსნარის ტემპერატურასა და ხსნარის კონცენტრაციაზე. ყველაზე დიდი დიელექტრიკული შელწვეადობა აქვს წყალს ( $\epsilon = 82$ ). იგი 82-ჯერ ამცირებს საპირისპირო იონებს შორის მიზიდვის ძალებს ვაკუუმთან შედარებით. ამიტომ ელექტროლიტი ყველაზე ადვილად დისოცირდება წყალში. დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია აგრეთვე ხსნარის ტემპერატურაზე. ტემპერატურის გაზრდა ხელს უწყობს ელექტროლიტის იონიზაციას და ასუსტებს მოლეკულიზაციის პროცესს, ამიტომ ტემპერატურის გაზრდით იზრდება დისოციაციის ხარისხი.

დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია ხსნარში ელექტროლიტის კონცენტრაციაზე. ელექტროლიტის კონცენტრაციის გაზრდა ამცირებს დისოციაციის ხარისხს, ხოლო ხსნარის განზავებით დისოციაციის ხარისხი იზრდება. განზავებულ ხსნარში ელექტროლიტი მთლიანადაა დაშლილი იონებად, მაგრამ კონცენტრირებულ ხსნარში წარმოიქმნება კვაზი მოლეკულები (ცრუმოლეკულები), მჭიდროდ შეკავშირებული იონური წყვილის სახით.

## პლიმერი და სუსტი ელექტროლიტები

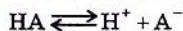
დისოციაციის ხარისხის მიხედვით ელექტროლიტები იყოფა: ძლიერ, საშუალო და სუსტ ელექტროლიტებად. ძლიერი ეწოდება ელექტროლიტს, რომლის დისოციაციის ხარისხი 30%-ზე მეტია. საშუალო ეწოდება ელექტროლიტს, რომლის დისოციაციის ხარისხი 30-დან 3%-მდეა. სუსტი კი არის ელექტროლიტი, რომლის დისოციაციის ხარისხი 3%-ზე ნაკლებია:

მარილები და ტუტეები ძლიერი ელექტროლიტებია ( $\text{CuCl}_2$ -ის,  $\text{HgCl}_2$ -ის,  $\text{NH}_4\text{OH}$ -ის გარდა), ხოლო მყავა შეიძლება იყოს როგორც ძლიერი, ისე საშუალო და სუსტი ელექტროლიტი.

განზავებულ ხსნარებში ( $20^\circ\text{C}$ -ზე) მყავების დისოციაციის ხარისხი

მყავა	ა%	მყავა	ა%	მყავა	ა%
$\text{HClO}_4$	96%	$\text{H}_2\text{SO}_4$	58%	$\text{H}_2\text{CO}_3$	0,17%
$\text{HI}$	95%	$\text{H}_3\text{PO}_4$	26%	$\text{H}_2\text{S}$	0,1%
$\text{HBr}$	93%	$\text{H}_2\text{SO}_3$	20%	$\text{HClO}$	0,01%
$\text{HCl}$	92%	$\text{HF}$	8%	$\text{H}_3\text{BO}_3$	0,01%
		$\text{CH}_3\text{COOH}$	1,3%		

ზოგადად მყავას დისოციაცია ასეთი სქემით გამოისახება:



დისოციაციის ხარისხი  $\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HA}]}$ , აქედან გამომდინარეობს, რომ დისო-

ციაციის ხარისხი დამოკიდებულია ელექტროლიტის კონცენტრაციაზე და ხსნარის განზავებით იცვლება, ამიტომ იგი ელექტროლიტის იონებად დაშლის პროცესს ზუსტად ვერ ასახავს. ელექტროლიტის სიძლიერეს უფრო ზუსტად ასახავს დისოციაციის კონსტანტა  $K_e$ .

თუ გავითვალისწინებთ, რომ ელექტროლიტური დისოციაცია შექცევადი პროცესია, მაშინ პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე  $V_1 = K_1[\text{HA}]$ , ხოლო შებრუნებული რეაქციის სიჩქარე  $V_2 = K_2[\text{H}^+][\text{A}^-]$ . როცა  $V_1 = V_2$ , მაშინ:

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_e.$$

დისოციაციის კონსტანტას განზომილება იგივეა, რაც მოლური კონცენტრაციისა (მოლი/ლ). დისოციაციის კონსტანტა აღარ არის დამოკიდებული ხსნარის კონცენტრაციაზე, რადგან წონასწორობის პირობებში კონცენტრაციები აღარ იცვლება. რაც უფრო დიდია  $K_e$ -ს რიცხვითი მნიშვნელობა, მით უფრო ადვილად იშლება ელექტროლიტი იონებად, რაც უფრო მცირეა  $K_e$ , მით უფრო სუსტია მყავა.

ამრიგად, მჟავას სიძლიერის დასახასიათებლად უფრო მიზანშეწონილია დისოციაციის კონსტანტას გამოყენება. ძლიერი მჟავა მთლიანად დისოცირებულია და მისი დისოციაციის პირველი საფეხურის კონსტანტა ( $K_1$ ) ძალიან დიდია და იცვლება  $10^3$ -დან  $10^{10}$ -მდე, რაც იმას ნიშნავს, რომ ხსნარში ნეიტრალური მოლეკულა თითქმის არ არის. ძლიერი მჟავებია:  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

სუსტი მჟავა ხსნარში ძირითადად მოლეკულების სახით არსებობს. დისოციაციის I საფეხურზე  $K_1 \approx 10^{-7}$  ან უფრო ნაკლებია.

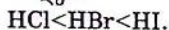
საშუალო სიძლიერის მჟავას  $K_1$  იცვლება  $10^{-4}$ -დან  $10^{-2}$ -მდე.

ზოგიერთი მჟავას დისოციაციის კონსტანტა  $25^\circ\text{C}$ -ზე.

მჟავა	ანიონი	$K_{e1}$	$K_{e2}$	$K_{e3}$
1	2	3	4	5
$\text{HClO}_4$	$\text{ClO}_4^-$	$\approx 10^8$		
$\text{HClO}_3$	$\text{ClO}_3^-$	$\approx 10^3$		
$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	$2,7 \cdot 10^1$		
$\text{HI}$	$\text{I}^-$	$\approx 10^{11}$		
$\text{HBr}$	$\text{Br}^-$	$\approx 10^9$		
$\text{HCl}$	$\text{Cl}^-$	$\approx 10^7$		
$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$	$1 \cdot 10^3$		
	$\text{SO}_4^{2-}$		$1,2 \cdot 10^{-2}$	
$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,52 \cdot 10^{-3}$		
	$\text{HPO}_4^{2-}$		$6,34 \cdot 10^{-8}$	
	$\text{PO}_4^{3-}$			$2,2 \cdot 10^{-13}$
$\text{H}_2\text{SO}_3$	$\text{HSO}_3^-$	$1,5 \cdot 10^{-2}$		
	$\text{SO}_3^{2-}$		$1 \cdot 10^{-8}$	
$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$	$4,3 \cdot 10^{-7}$		

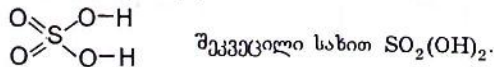
1	2	3	4	5
	$\text{CO}_3^{2-}$		$5,61 \cdot 10^{-11}$	
$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HS}^-$	$9 \cdot 10^{-8}$		
	$\text{S}^-$		$1,1 \cdot 10^{-13}$	
$\text{H}_3\text{PO}_3$	$\text{H}_2\text{PO}_3^-$	$1,6 \cdot 10^{-3}$		
	$\text{HPO}_3^{2-}$		$6,3 \cdot 10^{-7}$	
$\text{HClO}$	$\text{ClO}^-$	$5 \cdot 10^{-8}$		
$\text{HF}$	$\text{F}^-$	$6,67 \cdot 10^{-4}$		

უჟანგბადო მჟავას სიძლიერე დამოკიდებულია მჟავას ნაშთის ანიონის მუხტსა და რადიუსზე. რაც უფრო მცირეა ანიონის მუხტი და დიდია მისი რადიუსი, მით უფრო ძლიერია მჟავა. ყველაზე ძლიერია VII A ჯგუფის წყალბადნაერთების წყალხსნარები. მათი სიძლიერე შემდეგი თანმიმდევრობით იზრდება:



ფთორწყალბადმჟავა კი წყალბადური ბმების გამო საშუალო სიძლიერისაა.

ჟანგბადიანი მჟავას სიძლიერე დამოკიდებულია სტრუქტურულ ფორმულაში უშუალოდ არაღლითონთან დაკავშირებული ჟანგბადის რაოდენობაზე. ჟანგბადიანი მჟავას სტრუქტურული ფორმულა შეკვეცილი სახით ასე შეიძლება ჩავწერთ:  $\text{EO}_n(\text{OH})_m$  (E არაღლითონია). მაგალითად  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -ის სტრუქტურული ფორმულა:



როცა უშუალოდ დაკავშირებული ჟანგბადის ( $\text{O}_n$ ) რაოდენობა ნულის ტოლია, ე. ი. როცა  $n=0$ , მჟავა სუსტია ( $K \leq 10^{-7}$ ). მაგალითად:  $\text{HClO}$ ,  $\text{HBrO}$ ,  $\text{HIO}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ .

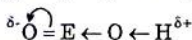
როცა  $n=1$ , მაშინ მჟავა საშუალო სიძლიერისაა, მაგალითად:  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ .

როცა  $n=2$ , მაშინ მჟავა ძლიერია, მაგალითად:  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ .

როცა  $n=3$ , მაშინ მჟავა ძალიან ძლიერია; მაგალითად:  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HMnO}_4$ .

ამ წესიდან გამონაკლისია ნახშირმჟავა ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), სადაც  $n=1$ , მაგრამ მჟავა სუსტია იმიტომ, რომ იგი არამდგრადი ნაერთია.

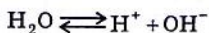
მჟავების სიძლიერის დამოკიდებულება უშუალოდ არალითონთან დაკავშირებული ჟანგბადის რაოდენობაზე, განპირობებულია ჟანგბადის ელექტროუარყოფითი ბუნებით. ჟანგბადი არალითონის ატომიდან იზიდავს ელექტრონებს და ამის გამო ზრდის  $\text{O}-\text{H}$  ბმის პოლარიზაციას:



რაც უფრო მეტია უშუალოდ დაკავშირებული ჟანგბადის რაოდენობა, მით უფრო პოლარიზებულია  $\text{O}-\text{H}$  ბმა და, შესაბამისად, უფრო ძლიერია მჟავა.

### წყლის დისოციაცია და წყალბადის მაჩვენებელი

წყალი ელექტროლიტი არ არის, მაგრამ ძალიან მცირედ მაინც დისოცირდება წყალბადის კატიონად და ჰიდროქსიდის ანიონად:



წონასწორობის კონსტანტა უდრის  $K_{\text{წ.ა.}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$ , ანუ

$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{წ.ა.}}[\text{H}_2\text{O}]$ . წყლის მოლური კონცენტრაცია მუდმივი სიდიდეა და უდრის  $\frac{1000}{18g} = 55,56$ , მაშინ  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{წ.ა.}} \cdot 55,56$ .

$K_{\text{წ.ა.}} \cdot 55,56$  ნამრავლი ახალი კონსტანტაა, რომელსაც წყლის იონიზაციის (დისოციაციის) კონსტანტა ეწოდება და აღინიშნება  $K_{\text{H}_2\text{O}}$ -თი. იგი დამოკიდებულია ტემპერატურაზე და  $25^\circ\text{C}$ -ზე უდრის  $1 \cdot 10^{-14}$ , ე. ი.

$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$  ანუ  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  მოლ/ლ.

წყალბადისა და ჰიდროქსიდონის კონცენტრაციას, ჩვეულებრივ, გამოსახავენ ლოგარითმული მაჩვენებლით. წყალბადონის კონცენტრატის უარყოფით ლოგარითმს აღნიშნავენ pH სიმბოლოთი და წყალბადის მაჩვენე-

ბელი ეწოდება.

$$pH = -\lg[H^+] \text{ და } pOH = -\lg[OH^-].$$

ნეიტრალურ ხსნარში  $pH=7$  და  $pOH=7$ , ხოლო  $pH+pOH=14$ .

როცა ხსნარში  $H^+$  იზრდება,  $pH$ -ის მნიშვნელობა მცირდება, ე. ი. როცა  $pH < 7$ , მაშინ ხსნარს მჟავა რეაქცია აქვს, როცა  $pH > 7$ , მაშინ ხსნარი ტუტე რეაქციისაა, როცა  $pH=7$ , მაშინ ხსნარი ნეიტრალურია.

$pH$ -ის მნიშვნელობების სკალა იცვლება 1-დან 14-მდე.

0,1,2,3,4,5,6,7,8,9,10,11,12,13,14

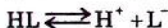
← მჟავიანობის ზრდა      ფუძიანობის ზრდა →

ზოგიერთი ხსნარის  $pH$  მოცემულია ცხრილში

(ცხრილი)

ხსნარი	pH	ხსნარი	pH	ხსნარი	pH
კუჭის წვენი	1,4	ჟავა	5,0	სისხლი	7,4
ლიმონის წვენი	2,1	შარდი	6,0	სასმელი სოდის ხსნარი	8,5
ფორთოხლის წვენი	2,8	წვიმის წყალი	6,5	ზღვის წყალი	8,3
ლვინო	3,5	რძე	6,9		
ტომატის წვენი	4,1	სუფთა წყალი	7,0	ამიაკის ხსნარი	11,9

ხსნარის  $pH$ -ის დასადგენად გამოყენებულია ინდიკატორები. ინდიკატორი არის მცენარეული წარმოშობის ფერადი ნივთიერება, რომელიც სუსტ მჟავას ან სუსტ ფუძეს წარმოადგენს. მისი დისოციაციის შედეგად მიღებული იონის ფერი განსხვავდება მოლეკულის ფერისაგან. მაგალითად, ლაკმუსი (HL) სუსტი მჟავაა და წყალხსნარში დისოცირდება.



HL წითელია, ხოლო  $L^-$  – ლურჯი. მჟავა გარემოში წყალბად-იონების დიდი კონცენტრაციის გამო ლაკმუსის დისოციაცია მცირდება და იზრდება მოლეკულიზაცია, ამიტომ ხსნარში ლაკმუსის დაუშლელი მოლეკულებია, რომელთაც წითელი ფერი აქვს. ტუტე გარემოში ჰიდროქსიდის იონები ( $OH^-$ ) წყალბადის კატიონთან შედის რეაქციაში და დისოციაციის

პროცესი ძლიერდება. ხსნარში ლაკმუსის ანიონები წარმოიქმნება, რომელთაც ლურჯი ფერი აქვს. არსებობს უამრავი ინდიკატორი, რომლებიც pH-ის სხვადასხვა მნიშვნელობისას იცვლის ფერს.

## იონური რეაქციები

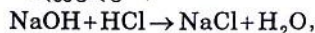
ხსნარში ელექტროლიტები – მჟავები, ტუტეები და მარილები – იონებადაა დაშლილი, ამიტომ მათი ხსნარების ქიმიური ურთიერთქმედების დროს რეაქციაში მონაწილეობს არა მოლეკულები, არამედ იონები.

რეაქციას, რომელიც იონების მონაწილეობით მიმდინარეობს, იონური რეაქცია ეწოდება. იონური რეაქციები მჟავას, ტუტის და მარილის ხსნარებში მიმდინარე რეაქციებია.

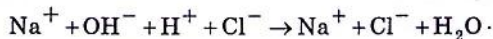
რეაქციის მოლეკულური ტოლობისაგან იონური ტოლობის შესადგენად საჭიროა ძლიერი ელექტროლიტები დავწეროთ იონების სახით, ხოლო სუსტი ელექტროლიტები, წყალში უხსნადი ნივთიერებები ან აირადი ნივთიერებები – მოლეკულების სახით. განვიხილოთ რამდენიმე მაგალითი:

1) ნეიტრალიზაციის რეაქცია

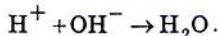
მოლეკულური სახით:



იონური სახით:

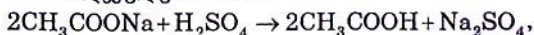


ეს არის სრული იონური ტოლობა. თუ ამ ტოლობაში შევკვეცავთ ერთნაირ იონებს ტოლობის სხვადასხვა მხარეს, მაშინ მივიღებთ ნეიტრალიზაციის შეკვეცილ იონურ ტოლობას. შეკვეცილი იონური ტოლობის მიხედვით ნებისმიერ მჟავაზე ნებისმიერი ფუძის მოქმედებით მიიღება ნეიტრალური ნივთიერება – წყალი:

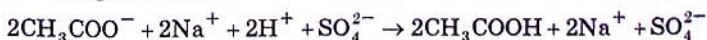


2) მარილზე მჟავას მოქმედება

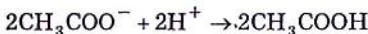
მოლეკულური სახით:



იონური სახით:



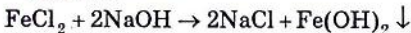
მმარმჟავა სუსტი მჟავაა და ხსნარში არსებობს ძირითადად მოლეკულების სახით. თუ შევკვცავთ ხსნარში არსებულ იონებს, მივიღებთ შეკვცილ იონურ ტოლობას:



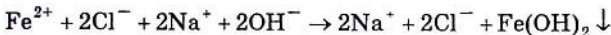
იონური ტოლობის მიხედვით მმარმჟავას ნებისმიერ წყალში ხსნად მარილზე ძლიერი მჟავას მოქმედებით მიიღება მმარმჟავა. ზოგადად მარილის ხსნარზე მჟავების მოქმედების დროს ძლიერი მჟავა მარილიდან აძევებს ნაკლებად ძლიერს, რადგან სუსტი მჟავას ანიონი უფრო ძლიერად ბოჭავს წყალბადის კატიონს, ვიდრე ძლიერი მჟავას ანიონი, ე. ი. სუსტი მჟავას მარილზე ძლიერი მჟავას მოქმედებით გამოიყოფა სუსტი მჟავა.

3) მარილზე ტუტის მოქმედება

მოლკულური სახით:



იონური სახით:



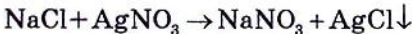
$\text{Fe}(\text{OH})_2$  წყალში უხსნადი ჰიდროქსიდია. თუ შევკვცავთ ერთნაირ იონებს, მივიღებთ შეკვცილ იონურ ტოლობას:



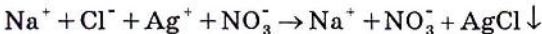
მაშასადამე, არააქტიური ლითონის მარილზე ტუტის მოქმედებით გამოიყოფა წყალში უხსნადი ფუძე.

4) მარილზე მარილის მოქმედება

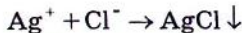
მოლკულური სახით:



იონური სახით:



$\text{AgCl}$  წყალში უხსნადია. თუ შევკვცავთ ერთნაირ იონებს, მივიღებთ შეკვცილ იონურ ტოლობას:



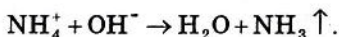
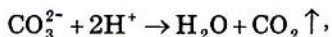
თუ მარილზე მარილის მოქმედებით წყალში უხსნადი მარილი არ გამოიყოფა, მაშინ რეაქცია არ მიდის ბოლომდე:



ამ რეაქციაში ყველა იონი იკვეცება, ეს კი იმას ნიშნავს, რომ რეაქცია არ მიდის.

ამრიგად, იონური რეაქცია მიმდინარეობს იმ შემთხვევაში, თუ:

- 1) წარმოიქმნება მცირედ დისოცირებადი ნივთიერება – წყალი ან სუსტი ელექტროლიტი;
- 2) წარმოიქმნება წყალში მცირედ ხსნადი ნივთიერება;
- 3) რეაქციის შედეგად გამოიყოფა აირი:

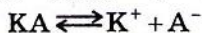


დაიხსომეთ შემდეგი ძირითადი დებულებები:

1) ელექტროლიტი არის ნივთიერება, რომლის წყალხსნარი ელექტროდენს ატარებს. ელექტროლიტს მეორე რიგის გამტარსაც უწოდებენ (პირველი რიგის გამტარებია ლითონები). ელექტროლიტებია იონური ნაერთები: მჟავები, ტუტეები და მარილები;

2) არაელექტროლიტა ნივთიერება, რომლის წყალხსნარი ელექტროდენს არ ატარებს. არაელექტროლიტებია კოვალენტური ნაერთები: სპირტი, გლიცერინი, გლუკოზა, შაქარი, ბენზოლი და სხვ;

3) ელექტროლიტი წყალში გახსნის დროს იშლება იონებად, რასაც ელექტროლიტური დისოციაცია ეწოდება:



დადებითად დამუხტულ იონებს ეწოდება კატიონი, ხოლო უარყოფითად დამუხტულს – ანიონი;

4) ელექტროლიტური დისოციაცია შექცევადი პროცესია. დისოციაციის შებრუნებულ რეაქციას მოლეკულიზაცია ეწოდება. მოლეკულიზაციის შედეგად ხსნარში წამოიქმნება კვაზი მოლეკულები, რომლებიც იონური წყვილებისაგან შედგება;

5) ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიით მჟავა ხსნარში წარმოქმნის წყალბადის კატიონს ( $\text{H}^+$ ) ტუტე – ჰიდროქსიდის ანიონს ( $\text{OH}^-$ ). მჟავების ყველა თვისებას განაპირობებს პროტონი ( $\text{H}^+$ ), ფუტეების ყველა

თვისებას — ჰიდროქსიდის ანიონი ( $\text{OH}^-$ );

6) დისოციაციის ხარისხი ( $\alpha$ ) გვიჩვენებს ელექტროლიტის იონებად დაშლის ხარისხს და უდრის დისოცირებული მოლეკულების რიცხვის

შეფარდებას მოლეკულების საერთო რიცხვთან  $\alpha = \frac{n}{N}$  ან

$\alpha = \frac{c(\text{იონ.})}{c(\text{ელექტრ.})}$ . დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია ელექტროლი-

ტის ხსნარის კონცენტრაციაზე და ცვალებადი სიდიდეა. კონცენტრირებულ ხსნარებში მისი მნიშვნელობა დაბალია, განზავებულში კი — მაღალი;

7) დისოციაციის კონსტანტა  $K$  ეწოდება წონასწორულ კონსტანტას და უდრის ხსნარში იონების კონცენტრაციების ნამრავლის ფარდობას

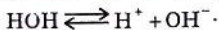
ელექტროლიტის კონცენტრაციასთან:  $K = \frac{[\text{K}^+][\text{A}^-]}{[\text{KA}]}$ . დისოციაციის კონ-

სტანტა ზუსტად განსაზღვრავს ელექტროლიტის დისოციაციის ხარისხს. როცა  $K$  უდრის  $10^3 - 10^{10}$ , მაშინ ელექტროლიტი ძლიერია. როცა  $K$  უდრის  $10^{-4} - 10^{-2}$ , მაშინ — საშუალო სიძლიერისაა. როცა  $K$  უდრის  $10^{-7} - 10^{-11}$ , მაშინ — სუსტია;

8) ჟანგბადიანი მჟავას სიძლიერე შეიძლება დავადგინოთ ემპირიული წესის მიხედვით: თუ ჟანგბადიანი მჟავაში, რომლის შედგენილობაა  $\text{EO}_n(\text{OH})_m$ , არ შედის არალითონთან უშუალოდ დაკავშირებული ჟანგბადი, ე. ი.  $n=0$ , მაშინ მჟავა სუსტია, მაგალითად,  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ . თუ ჟანგბადიანი მჟავა შეიცავს არალითონთან უშუალოდ დაკავშირებულ ერთ ჟანგბადს, მაშინ მჟავა საშუალო სიძლიერისაა:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{HClO}_2$ . თუ მჟავას შედგენილობაში შედის არალითონთან უშუალოდ დაკავშირებული ორი ჟანგბადი, მაშინ მჟავა ძლიერია:  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  და სხვა. თუ მჟავას შედგენილობაში შედის სამი უშუალოდ დაკავშირებული ჟანგბადი, მაშინ მჟავა ძალიან ძლიერია:  $\text{HClO}_4$ ,



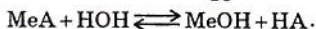
დისოცირდება წყალბადის კატიონად და ჰიდროქსიდის ანიონად:



წყალში წყალბადის კატიონისა და ჰიდროქსიდის ანიონის კონცენტრაციები ერთნაირია:  $C(\text{H}^+) = 10^{-7}$  მოლი/ლ და  $C(\text{OH}^-) = 10^{-7}$  მოლი/ლ, ანუ  $\text{pH}=7$  და  $\text{pOH}=7$ , ამიტომ ხსნარი ნეიტრალურია.

ზოგიერთი მარილის წყალში გახსნის დროს წყალბადის კატიონისა და ჰიდროქსიდის ანიონის თანაბარი კონცენტრაცია ირღვევა და ხსნარში ჭარბი რაოდენობით აღმოჩნდება, ან წყალბადიონების, ან ჰიდროქსიდიონების კონცენტრაცია და ხსნარს ექნება ან მჟავა ( $\text{pH}<7$ ), ან ტუტე ( $\text{pH}>7$ ) რეაქცია. მარილის წყალხსნარში წყალბადიონებისა და ჰიდროქსიდების თანაბარი კონცენტრაციის დარღვევა, ცხადია, გამოწვეულია მარილის იონებით. ხსნარში მარილის იონები ეჯახება წყლის იონებს და წარმოქმნის ლითონის ჰიდროქსიდებსა და მჟავეებს. თუ ლითონის ჰიდროქსიდი და მჟავა ძლიერი ელექტროლიტებია, მაშინ ისინი მთლიანად იშლებიან იონებად. თუ ელექტროლიტი სუსტია, მაშინ იგი ნაკლებად დისოცირდება და მისი წარმოქმნა ამცირებს წყალბადის კატიონის ან ჰიდროქსიდის ანიონის კონცენტრაციას ხსნარში და მისი წყალბადის მაჩვენებელი ( $\text{pH}$ ) ან მეტი იქნება 7-ზე, ან ნაკლები.

მარილის კატიონი ( $\text{Me}^{n+}$ ) ჰიდროქსიდის ანიონთან შეეჯახებისას წარმოქმნის ჰიდროქსიდს ( $\text{Me}(\text{OH})_n$ ), ხოლო ანიონი ( $\text{A}^{n-}$ ) წყალბადის კატიონთან შეეჯახებისას წარმოქმნის მჟავას ( $\text{H}_n\text{A}$ ). მაშასადამე, მიმდინარეობს ნეიტრალიზაციის საპირისპირო პროცესი:



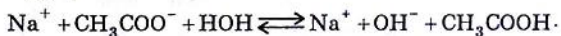
წარმოიქმნება მჟავა და ფუძე. ცხადია, მათი ურთიერთქმედებით მიიღება ისევ მარილი და წყალი, ამიტომ ეს პროცესი შექცევადია. მარილსა და წყალს შორის მიმდინარე მიმოცვლის რეაქციას ჰიდროლიზი ეწოდება.

ჰიდროლიზი დამოკიდებულია მარილის შედგენილობაზე. მარილი შეიძლება შედგებოდეს ძლიერი ფუძის კატიონისა და ძლიერი მჟავას ანიონისაგან; ძლიერი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან; სუსტი ფუძის კატიონისა და ძლიერი მჟავას ანიონისაგან; სუსტი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან.

ძლიერი ფუძის კატიონისა და ძლიერი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილი არ ჰიდროლიზდება, რადგან არც კატიონი და არც ანიონი

წყლის იონებთან სუსტ ელექტროლიტს არ წარმოქმნის და ხსნარში წყლის იონების კონცენტრაცია არ ირღვევა. მაშასადამე, მისი ხსნარი ნეიტრალურია ( $\text{pH}=7$ ).

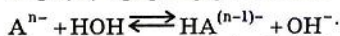
ძლიერი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილი ჰიდროლიზდება იმის გამო, რომ მჟავას ანიონი წყალბადის კატიონთან წარმოქმნის სუსტ მჟავას. იონური ტოლობის სახით ჰიდროლიზი ასე ჩაიწერება:



შეკვეცილი იონური ტოლობა იქნება:

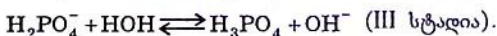
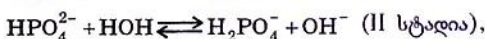
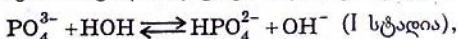


ზოგადად სუსტი მჟავას ანიონის ჰიდროლიზი ასე ჩაიწერება:



ამრიგად, სუსტი მჟავას ანიონისა და ძლიერი ფუძის კატიონისაგან მიღებული მარილის ჰიდროლიზი არის ანიონის მიერ წლის მოლეკულიდან წყალბადის კატიონის შემოერთება და ჰიდროქსიდის ანიონის გათავისუფლება. ხსნარში  $\text{OH}^-$  იონების კონცენტრაცია იზრდება, რის გამოც ხსნარს აქვს ფუძე რეაქცია ( $\text{pH}>7$ ).

მრავალმუხტანი ანიონის შემთხვევაში ჰიდროლიზი სტადიებად მიმდინარეობს. მაგალითად, განვიხილოთ ფოსფატების ჰიდროლიზი:



ყველაზე ადვილად მიმდინარეობს I სტადია, რადგან ანიონის მუხტი

მაქსიმალურია და  $\text{H}^+$  იონს ადვილად მოხლეჩს წყლის მოლეკულიდან. შემდეგ საფეხურზე ანიონის მუხტი მცირდება და შესაბამისად ძნელდება ანიონის მიერ წყალბადის კატიონის მოხლეჩა. მაშასადამე, ძირითადად მიმდინარეობს ჰიდროლიზის I სტადია ერთი მოლეკულა წყლის მონაწილეობით.

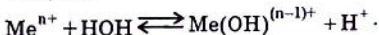
სუსტი ფუძის კატიონისა და ძლიერი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილი ჰიდროლიზდება იმის გამო, რომ კატიონი ჰიდროქსიდის ანიონთან წარმოქმნის სუსტ ელექტროლიტს. მაგალითად:



შეკვეცილი სახით:

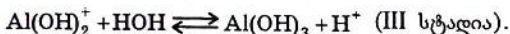
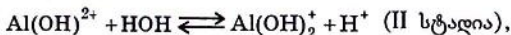


ზოგადად:



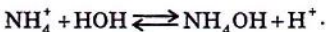
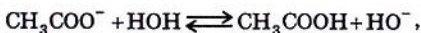
ამრიგად, სუსტი ფუძის კატიონისა და ძლიერი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი არის კატიონის მიერ წყლის მოლეკულიდან ჰიდროქსიდის ანიონის შემოერთება და წყალბადის კატიონის გათავისუფლება, რის გამოც ხსნარში იზრდება წყალბადიონთა კონცენტრაცია და ხსნარს აქვს მჟავა რეაქცია ( $\text{pH} < 7$ ).

მრავალმუხტიანი კატიონის შემთხვევაში ჰიდროლიზი სტადიებად მიმდინარეობს. მაგალითად,  $\text{Al}^{3+}$ -ის ჰიდროლიზი სამ სტადიად მიმდინარეობს:



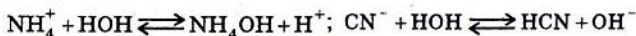
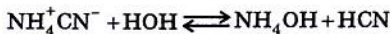
ყველაზე ადვილად მიმდინარეობს I სტადია. შემდგომ სტადიებზე ჰიდროლიზი გაძნელებულია, ამიტომ პრაქტიკულად მიმდინარეობს მხოლოდ I სტადია.

სუსტი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის პროცესში მონაწილეობს მარილის კატიონიც და ანიონიც, მაგალითად:

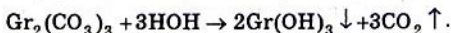
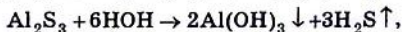


მარილის კატიონი ( $\text{NH}_4^+$ ) წარმოქმნის ამონიუმის ტუტეს, ხოლო ანიონი - ძმარმჟავას. ორივეს ერთნაირი დისოციაციის ხარისხი აქვს. ( $\alpha(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,3\%$  და  $\alpha(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,3\%$ ), ე. ი. კატიონიც და ანიონიც იერთებს ერთნაირი რაოდენობის წყალბადის კატიონსა და ჰიდროქსიდის ანიონს და ხსნარი ნეიტრალური რჩება ( $\text{pH} = 7$ ). თუ მარილის კატიონი და ანიონი ჰიდროლიზის შედეგად წარმოქმნის სხვადასხვა სიძლიერის ელექტროლიტებს, მაშინ ხსნარს ექნება უფრო ძლიერი ელექტროლი-

ტის რეაქცია. მაგალითად, ამონიუმის ციანიდის ( $\text{NH}_4\text{CN}$ ) ხსნარს აქვს ტუტე რეაქცია ( $\text{pH} > 7$ ), რადგან  $\alpha(\text{NH}_4\text{OH}) > \alpha(\text{HCN})$ .



სუსტი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი უმეტეს შემთხვევაში ბოლომდე მიმდინარეობს. ამის გამო ალუმინ(III)-ის, ქრომ(III)-ის, რკინა(III)-ის კარბონატები და სულფიდები, როგორც წესი, სრულად ჰიდროლიზდება:



ამის გამო მათი მარილების წყალხსნარები არ არსებობს.

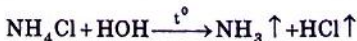
მარილის ჰიდროლიზი შექცევადი პროცესია და ლე შატელიეს პრინციპის თანახმად წონასწორობის გადახრა დამოკიდებულია ხსნარის კონცენტრაციასა და ტემპერატურაზე. ხსნარის განზავებით ჰიდროლიზი ძლიერდება, მაგალითად, ძლიერი მჟავას ამონიუმის მარილების ჰიდროლიზი

შექცევადი პროცესია:  $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ . წყლის კონცენტრაციის გაზრდით წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნივ, ე. ი. ჰიდროლიზის გაძლიერებისაკენ, ხოლო ამონიუმის ტუტის კონცენტრაციის გაზრდით — მარცხნივ, ჰიდროლიზის შემცირებისაკენ.

ტემპერატურის გაზრდა ჰიდროლიზის პროცესს აძლიერებს, რადგან ჰიდროლიზი, როგორც ნეიტრალიზაციის შებრუნებული რეაქცია, ენდოთერ-

მული პროცესია. მაგალითად:  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \uparrow + \text{HCl} - Q$ .

საერთოდ, ხსნარის გაცხელებისას მარილების ჰიდროლიზი ბოლომდე მიმდინარეობს, თუ აქროლადი ნივთიერებების გამოყოფა ხდება, მაგალითად:



მაჩვენებელი იმისა, თუ რამდენად ჰიდროლიზებულია მარილი ხსნარში, არის ჰიდროლიზის ხარისხი, რომელიც  $h$  ასოთი აღინიშნება.

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

ჰიდროლიზის ხარისხს პროცენტებით გამოსახავენ ( $h\% = h \cdot 100\%$ ). მაგალითად,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ -ის ჰიდროლიზის ხარისხი უდრის 99%, ხოლო  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ -ის  $h=46\%$ , რაც იმას ნიშნავს, რომ ამონიუმის სულფიდის ყოველი 100 მოლეკულიდან ჰიდროლიზებულია 99 მოლეკულა, ხოლო ამონიუმის კარბონატის 100 მოლეკულიდან – 46.

დაიხსომეთ შემდეგი ძირითადი დებულებები:

1) ჰიდროლიზი არის მიმოცვლის რეაქცია მარილსა და წყალს შორის და მიმდინარეობს მაშინ, როცა მარილისა და წყლის იონები წარმოქმნის მცირედ დისოცირებად ელექტროლიტს. იგი ნეიტრალიზაციის შებრუნებული რეაქციაა და შექცევადი პროცესია;

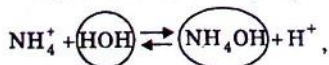
2) ჰიდროლიზდება მხოლოდ წყალში ხსნადი მარილები. წყალში უხსნადი მარილები იონებად არ იშლება, ე. ი. არ ხდება წყლის იონებთან შეერთება და, მაშასადამე, არც მათი ჰიდროლიზი მიმდინარეობს;

3) ჰიდროლიზის შედეგად მარილის წყალხსნარი ან მჟავა რეაქციისა ან – ტუტე, ან ნეიტრალურია. სუსტი ფუძის კატიონისა და ძლიერი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილის წყალხსნარი მჟავა რეაქციისა, ე. ი.  $\text{pH} < 7$ ;

4) სუსტი მჟავას ანიონისა და ძლიერი ფუძის კატიონისაგან წარმოქმნილი მარილის წყალხსნარი ტუტე რეაქციისა,  $\text{pH} > 7$ ;

5) სუსტი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისაგან წარმოქმნილი მარილი სრულად ჰიდროლიზდება, ამიტომ იგი წყალხსნარში არ არსებობს. ასეთია:  $\text{MgS}$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ ,  $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{S}_3$ ;

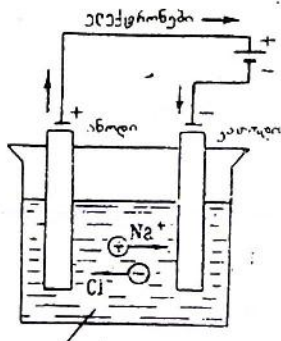
6) არასრული ჰიდროლიზი, როგორც შექცევადი პროცესი, ემორჩილება ლე შატელიეს პრინციპს. ამიტომ ტემპერატურის გაზრდით ჰიდროლიზის ხარისხი იზრდება, ხოლო ელექტროლიტის კონცენტრაციის გაზრდით – მცირდება. მაგალითად, ამონიუმის ქლორიდის ჰიდროლიზის ხარისხი წყლის კონცენტრაციის გაზრდით იზრდება



ხოლო  $\text{NH}_4\text{OH}$ -ის კონცენტრაციის გაზრდით – მცირდება.

## §10. ელექტროლიზი

ელექტროლიტები (მჟავები, ტუტეები და მარილები) წყალხსნარში დაშლილია დადებითად და უარყოფითად დამუხტულ იონებად, რომლებიც ქაოსურად მოძრაობენ. თუ ხსნარში ჩავეუშვებთ ელექტროდებს – ლითონისაგან დამზადებულ ღეროებს ან ფირფიტებს და გავატარებთ მუდმივ ელექტროდენს, მაშინ იონების მოძრაობა მოწესრიგდება: დადებითად დამუხტული იონები გადაადგილდება უარყოფითად დამუხტული ელექტროდისაკენ, რომელსაც კათოდი (K) ეწოდება, ხოლო უარყოფითად დამუხტული იონები – დადებითად დამუხტული ელექტროდისაკენ, რომელსაც ანოდი (A) ეწოდება.

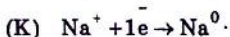


იონები ელექტროდებზე განიმუხტება: კატიონები იერთებს ელექტრონებს, ხოლო ანიონები გასცემს ჭარბ ელექტრონებს და ელექტროდებზე გამოიყოფა მარტივი ნივთიერების სახით. ელექტრონების შექმნას აღდგენა ეწოდება, ხოლო გაცემას – ჟანგვა. კათოდი ყველაზე ძლიერი აღმდგენია, ხოლო ანოდი – ყველაზე ძლიერი მჟანგავი. ელექტროლიტის ხსნარსა ან გამდნარ ელექტროლიტში ელექტროდენის გატარებისას ელექტროდებზე მიმდინარე ჟანგვა-აღდგენის პროცესს ელექტროლიზი ეწოდება. ელექტროლიზი ჟანგვა-აღდგენის ყველაზე ძლიერი საშუალებაა.

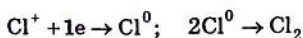
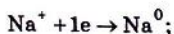
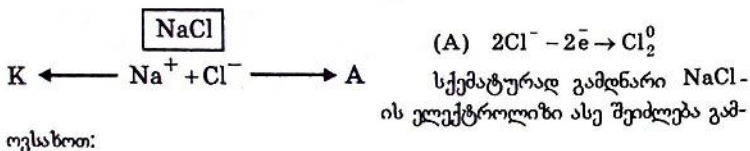
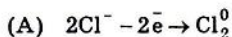
განვიხილოთ ნატრიუმის ქლორიდისა და ნატრიუმის ტუტის ნალო-

ბის ელექტროლიზი.

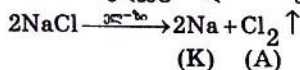
სუფრის მარილის ნაღვობი შედგება ნატრიუმის კატიონისა და ქლორის ანიონისაგან. ნაღვობში ელექტროდების გატარებისას ნატრიუმის იონი კათოდიდან იერთებს ელექტრონს და აღდგება:



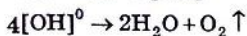
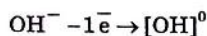
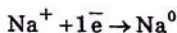
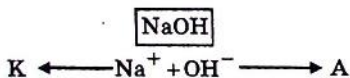
ქლორის იონი ანოდს გადასცემს თავის ჭარბ ელექტრონს და იჟანგება:



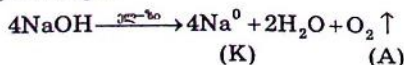
NaCl-ის ელექტროლიზის რეაქცია ჩაიწერება ასე:



ახლა განვიხილოთ გამდნარი ნატრიუმის ტუტის ელექტროლიზი.

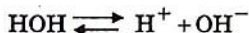


კათოდზე ნატრიუმის იონი იერთებს ელექტრონს და გამოიყოფა მარტივი ნივთიერების სახით. ანოდზე ჰიდროქსიდის იონი გასცემს ერთ ელექტრონს და განეიტრალდება. ნეიტრალური ჰიდროქსიდის ჯგუფი თავისუფალი სახით არ არსებობს და გამოიყოფს წყალსა და ჟანგბადს,  $4[\text{OH}]^0 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$ . გამდნარი NaOH-ის ელექტროლიზის რეაქცია ასე გამოისახება:



## ელექტროლიტის წყალხსნარის ელექტროლიზის იონური თეორია

ელექტროლიზი წყალხსნარში უფრო რთულად მიმდინარეობს, ვიდრე ნაღვლობში. ხსნარში ელექტროლიტის იონების გარდა არსებობს წყლის იონებიც. მართალია წყალი არაელექტროლიტია, მაგრამ იგი მაინც დისოცირდება წყალბადის კატიონად და ჰიდროქსიდის ანიონად:



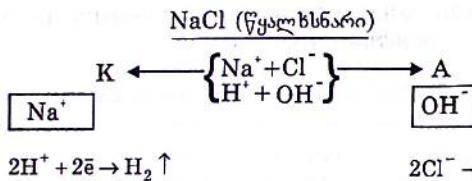
ხსნარში ელექტროლიტის გატარებისას კათოდისაკენ მიემართება როგორც ლითონის, ისე წყალბადის კატიონები, ხოლო ანოდისაკენ – მჟავას ნაშთის და ჰიდროქსიდის ანიონები. კათოდზე კატიონები განიშუხტებიან ლითონების ელექტროქიმიური მწკრივის შესაბამისად, შემდეგი თანმიმდევრობით – პასიური ლითონის იონიდან აქტიურისაკენ  $\text{Au}^{3+}$ ,  $\text{Pt}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^-$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{H}^-$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Na}^-$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{K}^-$ ,  $\text{Li}^-$ . ანოდზე ანიონები განიშუხტებიან შემდეგი თანმიმდევრობით  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ . მაშასადამე, კათოდთან თუ მივიდა წყალბადის და მის მარცხნივ მდგომი ლითონის იონები, მაშინ განიშუხტება პასიური ლითონის იონი და წყალბადის იონი დარჩება ხსნარში. თუ კათოდთან მივიდა წყალბადის იონი და მის მარჯვნივ მდგომი ლითონის იონები, მაშინ განიშუხტება წყალბადის იონი და ლითონის იონი დარჩება ხსნარში.

თუ ანოდთან მივიდა ჟანგბადიანი მჟავას და ჰიდროქსიდის ანიონები, მაშინ განიშუხტება ჰიდროქსიდის ანიონი და მჟავას ნაშთის ანიონი დარჩება ხსნარში. იმ შემთხვევაში, თუ ანოდთან მივა უჟანგბადო მჟავას ანიონი, მაშინ განიშუხტება უჟანგბადო მჟავას ანიონი ( $\text{F}^-$  იონის გარდა) და ხსნარში დარჩება ჰიდროქსიდის ანიონი.

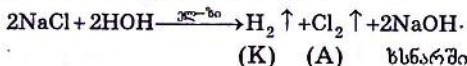
განვიხილოთ  $\text{NaCl}$ -ის,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ -ის,  $\text{CuCl}_2$ -ის და  $\text{CuSO}_4$ -ის წყალხსნარების ელექტროლიზი.

$\text{NaCl}$ -ის წყალხსნარში შედის:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{Cl}^-$  და  $\text{OH}^-$  იონები. ხსნარში დენის გატარებისას კათოდთან თავს მოიყრის ნატიუმისა და წყალბადის კატიონები, ხოლო ანოდთან – ქლორისა და ჰიდროქსიდის ანიონები.

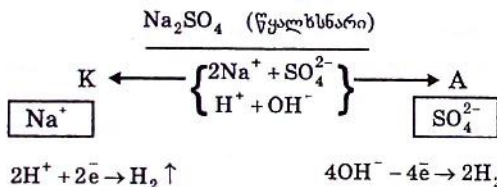
სქემატურად:



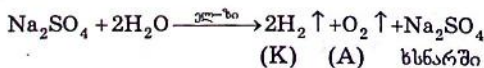
კათოდზე განიმუხტება წყალბადის იონი, ხოლო ანოდზე – ქლორის იონი, ხსნარში დარჩება  $\text{Na}^+$  და  $\text{OH}^-$  იონები.  $\text{NaCl}$ -ის წყალხსნარის ელექტროლიზის რეაქცია ასე ჩაიწერება:



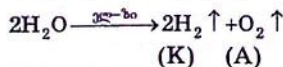
ახლა განვიხილოთ  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ -ის წყალხსნარის ელექტროლიზი. ხსნარში გვექნება  $\text{Na}^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{H}^+$  და  $\text{OH}^-$  იონები.



კათოდზე განიმუხტება წყალბადის იონი, ხოლო ანოდზე – ჰიდროქსიდის იონი და გამოიყოფა ჟანგბადი. დავწეროთ მიმდინარე რეაქციის ტოლობა:



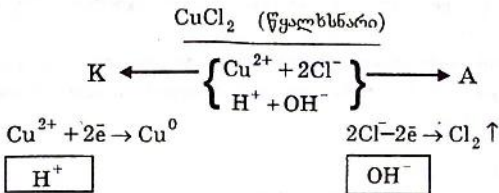
თუ ტოლობის სხვადასხვა ნაწილში შევკვეცავთ  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ -ს, მივიღებთ:



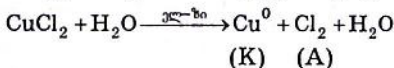
მაშასადამე, აქტიური ლითონისა და ჟანგბადიანი მჟავას მარილის წყალხსნარის ელექტროლიზის პროცესში მარილი არ ღებულობს მონაწი-

ლეობას და იშლება მხოლოდ წყალი.

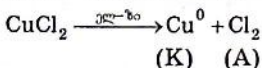
ახლა განვიხილოთ  $\text{CuCl}_2$ -ის წყალხსნარის ელექტროლიზის სქემა:



პროცესის შესაბამისი რეაქციის ტოლობა იქნება:

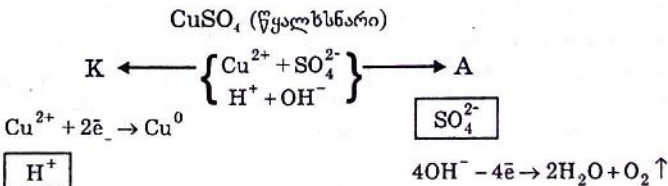


წყლის შეკვეცის შემდეგ მივიღებთ:

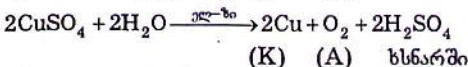


მაშასადამე, პასიური ლითონისა და უეანგბადო მკვას მარილის წყალ-ხსნარის ელექტროლიზის დროს წყალი არ ედებულობს მონაწილეობას ელექტროლიზის პროცესში და იშლება მხოლოდ მარილი.

$\text{CuSO}_4$ -ის წყალხსნარის ელექტროლიზის სქემა:



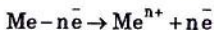
შესაბამისი რეაქციის ტოლობა იქნება:



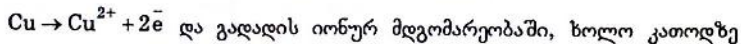
აქამდე ჩვენს მიერ განხილული ელექტროლიზის პროცესები მიმდინარეობდა ინერტული (უხსნადი) ანოდის გამოყენების შემთხვევაში – როცა ანოდი არ ურთიერთქმედებს ანოდზე გამოყოფილ მარტივ ნივთიერ-

ებთან ( $O_2$ , ჰალოგენები). ასეთ ინერტულ ელექტროდებს ამზადებენ პლათინის ან გრაფიტისაგან. სხვა ლითონებისაგან დამზადებული ანოდი კი რეაქციაში შედის გამოყოფილ ნივთიერებთან. მათ აქტიური, ანუ ხსნადი ელექტროდები ეწოდება.

ხსნადი ანოდის გამოყენების შემთხვევაში ანოდი იჟანგება, ე. ი. გაცემს ელექტრონებს და ხსნარში გადადის იონების სახით, რომლებიც შემდეგ კათოდზე გამოიყოფა:



სპილენძის ანოდის გამოყენების შემთხვევაში სპილენძი იჟანგება —



სპილენძის იონები აღდება  $Cu^{2+} + 2e \rightarrow Cu^0$ . ამ გზით ხდება ლითონების გასუფთავება, ანუ რაფინირება. გასასუფთავებელ სპილენძს ჩაუშვებენ  $CuSO_4$ -ის ხსნარში ანოდად, ხოლო კათოდად აიღებენ სუფთა სპილენძის ფირფიტას. ელექტროდების გატარებისას ანოდი იხსნება და ხსნარში გადადის როგორც სპილენძის, ისე უფრო აქტიური ლითონის იონებიც, რომლებსაც აღებული სპილენძი შეიცავდა ( $Fe^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Pb^{2+}$  და სხვა), მაგრამ ისინი კათოდზე არ განიმუხტებიან. რაც შეეხება გასასუფთავებელ სპილენძში არსებულ უფრო პასიურ ლითონებს ( $Ag$ ,  $Au$  და სხვა), ისინი ელექტროლიზის პროცესში არ იჟანგებიან და ხსნარში იონების სახით არ გადადიან. ასე მიიღება ძალიან სუფთა, ე. წ. ელექტროლიზებული სპილენძი. ხსნადი ანოდი გამოყენებულია აგრეთვე დეტალებისა და საგნების ზედაპირების სხვადასხვა ლითონებით დასაფარავად. ამ შემთხვევაში კათოდად იყენებენ საგანს, რომელიც უნდა დაიფაროს, ხოლო ანოდად ვერცხლის, ოქროს, თუთიის, ნიკელის ან სხვა ლითონის ფირფიტას.

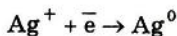
## ფარადეის კანონები

ფარადეიმ შეისწავლა ხსნარში გატარებულ ელექტრობის რაოდენობასა და ელექტროდებზე გამოყოფილ ნივთიერების მასას შორის დამოკიდებულება და აღმოაჩინა ორი კანონი (1833 წ.), რომლებიც თანამედროვე გაგებით ასე შეიძლება ჩამოვყალიბოთ:

I კანონი. ელექტროდებზე გამოყოფილი ნივთიერების მასა, ხსნარში გავლილი ელექტრობის რაოდენობის პირდაპირპროპორციულია.

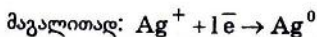
ელექტრობის რაოდენობის საზომ ერთეულად აღებულია ფარადეის რიცხვი. ერთი ფარადეი არის მუხტის რაოდენობა, რომელიც აქვს ერთ მოლ ელექტრონს, ე. ი. 1 ფარადეი =  $6 \cdot 10^{23}$  ელექტრონის მუხტს და უდრის 96500 კულონი/მოლს.

დადგენილ იქნა, რომ ხსნარში 96500 კულონის გატარებისას კათოდზე გამოიყოფა ერთი მოლი ვერცხლი. მაშასადამე, 96500 კულონი შეადგენს 1 მოლი ელექტრონის მუხტს:

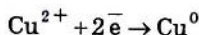


1 მოლი 1 მოლი 1 მოლი

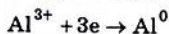
II კანონი. ერთი მოლი იონის განმუხტვისათვის საჭიროა იმდენი მოლი ელექტრონი, ანუ იმდენი ფარადეი, რამდენი მუხტიც აქვს იონს.



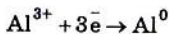
1 მოლი 1 მოლი 1 მოლი



1 მოლი 2 მოლი 1 მოლი



1 მოლი 3 მოლი 1 მოლი

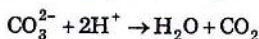
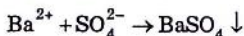
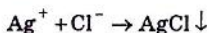
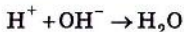


2 მოლი 1 მოლი 2 მოლი

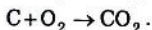
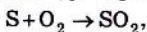
ე. ი. ერთი მოლი ქლორის მისაღებად ხსნარში უნდა გავატაროთ 2 მოლი ელექტრონი, ანუ  $2 \times 96500$  კულონი, ანუ 2 ფარადეი.

## §11. ქიმიური რეაქციის სიჩქარე

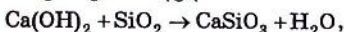
ზოგიერთი რეაქცია სწრაფად მიმდინარეობს, ზოგიერთი კი – ნელა. სწრაფად მიმდინარეობს იონური – ნეიტრალიზაციის და მიმოცვლის – რეაქციები, რომელთა შედეგად გამოიყოფა ნალექი, აირი ან მცირედ დისოცირებადი ნივთიერება. იონური რეაქციები მეცხეულად მიმდინარეობს; მაგალითად:



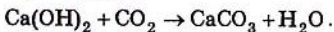
ზოგიერთი რეაქცია ნელა მიმდინარეობს. მაგალითად, გოგირდის ან ნახშირის წვა ჰაერზე:



კიდევ უფრო ნელა მიმდინარეობს კალციუმის სილიკატის და  $CaCO_3$ -ის წარმოქმნა კირის დუღაბში:

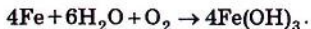


კირის დუღაბი



ამით აიხსნება, რომ ახლად აშენებული სახლის კედლები დიდი ხნის განმავლობაში სველია.

ძალიან ნელა მიმდინარეობს რკინის დაჟანგვა (კოროზია) ჰაერზე, წყლისა და ჟანგბადის მოქმედებით:



ქიმიური რეაქციის საშუალო სიჩქარე ( $v$ ) არის მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციის ცვლილება დროის განსაზღვრულ მონაკვეთში. ნივთიერების კონცენტრაციას მოლელებით გამოსახავენ, ხოლო დროის მონაკვეთს – წამებით, წუთებით ან საათებით:

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

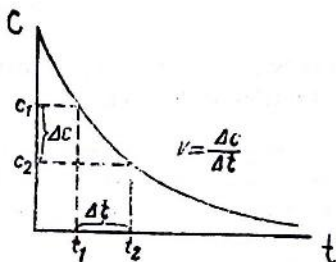
$\Delta c$  მორეაგირე ნივთიერების მოლური კონცენტრაციის ცვლილება,  $\Delta t$  – დროის მონაკვეთი, რომლის განმავლობაშიც მოხდა კონცენტრაციის ცვლილება. ქიმიური რეაქციის სიჩქარის განზომილებაა მოლი/ლ.წმ. მაგალითად, თუ ერთ-ერთი ნივთიერების კონცენტრაცია რეაქციის დასაწყისში იყო 1 მოლი/ლ და 10 წმ-ის შემდეგ გაუტოლდა 0,5 მოლი/ლ-ს, მაშინ რეაქციის საშუალო სიჩქარე

$$v = \frac{1-0,5}{10} = \frac{0,5}{10} = 0,05 \text{ მოლი/ლ.წმ.}$$

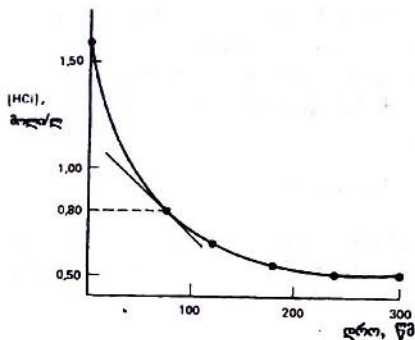
რეაქციის სიჩქარე გვიჩვენებს რეაქციის პროდუქტების წარმოქმნისა და მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციის შემცირების სიჩქარეს.

მაშასადამე,  $v = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}$ .

გრაფიკულად რეაქციის სიჩქარე გამოისახება შემდეგი მრუდით:



რეაქციის მეცხეული სიჩქარე დროის მოცემულ მომენტში გამოითვლება შესაბამის წერტილზე გავლებული მხების  $X$  ღერძის მიმართ დახრის კუთხის ტანგენსის მიხედვით:

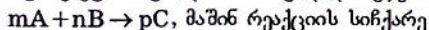


რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია ნივთიერების ბუნებასა და გარეშე ფაქტორებზე: კონცენტრაციაზე, ტემპერატურასა და კატალიზატორზე.

### რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციაზე

ერთ-ერთი მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციის გაზრდით რეაქციის სიჩქარე იზრდება. მოქმედ მასათა კანონის თანახმად რეაქციის სიჩქარე მუდმივი ტემპერატურის პირობებში მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციების ნამრავლის პირდაპირპროპორციულია.

თუ რეაქციის ტოლობას ზოგადად ჩავეწერთ



$$v = K[A]^m[B]^n. \quad (1)$$

თუ  $m=n=1$ , მაშინ  $v=K[A][B]$ . (2)

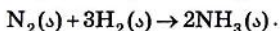
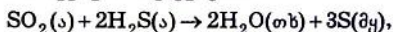
[A] და [B] არის A და B ნივთიერებების მოლური კონცენტრაცია; m და n - მათი კოეფიციენტები რეაქციის ტოლობაში.

K პროპორციულობის კოეფიციენტი, რომელსაც რეაქციის სიჩქარის კონსტანტა ეწოდება. იგი რიცხობრივად უდრის რეაქციის სიჩქარეს  $v=K$ , როცა  $m=n=1$  და  $[A]=[B]=1$ . ყოველ რეაქციას თავისი კონსტანტა აქვს. რაც უფრო სწრაფად მიმდინარეობს რეაქცია, მით უფრო დიდია სიჩქარის კონსტანტა. რეაქციის სიჩქარის კონსტანტა არ არის დამოკიდებული რე-

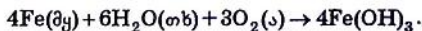
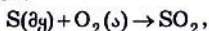
ავენტების კონცენტრაციაზე და იცვლება მხოლოდ ტემპერატურის მიხედვით.

(1) და (2) განტოლებებს ეწოდება რეაქციის კინეტიკური განტოლებები ან, უბრალოდ, სიჩქარის განტოლებები. (1) და (2) სიჩქარის განტოლებები ეხება მხოლოდ ჰომოგენურ რეაქციებს.

ჰომოგენური ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომელშიც მორეაგირე ნივთიერებათა აგრეგატული მდგომარეობა ერთნაირია (ან აირადი, ან თხევადი). ჰომოგენური რეაქციაა:



რეაქციას, რომელშიც მორეაგირე ნივთიერებები სხვადასხვა აგრეგატულ მდგომარეობაშია, ჰეტეროგენური რეაქციები ეწოდება. ჰეტეროგენური რეაქციაა:



ჰეტეროგენური რეაქციის სიჩქარე მყარი ნივთიერების შეხების ზედაპირის ფართობის პირდაპირპროპორციულია. ჰეტეროგენური რეაქციის სიჩქარე უდრის ნივთიერების ზედაპირზე მოლთა რაოდენობის ცვლილებას დროის ერთეულში:

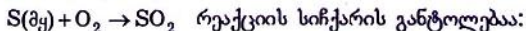
$$v = \frac{\Delta v}{S \Delta t}, \text{ სადა } v$$

$\Delta v$  ნივთიერების მოლთა რაოდენობის ცვლილება;

$S$  - მყარი ნივთიერების ზედაპირის ფართობი;

$\Delta t$  - დროის მონაკვეთი.

ჰომოგენური რეაქციის სიჩქარის (2) განტოლებაში მყარი ნივთიერების კონცენტრაცია მუდმივი სიდიდეა და განტოლებაში კონსტანტას სახით შედის. მაგალითად:



$$v = K[\text{S}][\text{O}_2] \text{ თუ გოგირდის კონცენტრაციას } K_1 \text{ აღვნიშნავთ, მაშინ}$$

$$v = K \cdot K_1[\text{O}_2], \text{ ანუ } v = K_2[\text{O}_2].$$

## ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე

ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე პირველად არენიუსმა აღმოაჩინა (1889 წ) და მოგვცა სიჩქარის კონსტანტასა და ტემპერატურას შორის დამოკიდებულების განტოლება. ჰოლანდიელმა ქიმიკოსმა ვანტ-ჰოფმა რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება ტემპერატურაზე ჩამოაყალიბა შემდეგნაირად: ტემპერატურის ყოველი 10 გრადუსით გაზრდა რეაქციის სიჩქარეს ზრდის 2 - 4-ჯერ. მათემატიკურად ეს წესი ასე ჩაიწერება:

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

სადაც  $V_{t_1}$  საწყისი სიჩქარე,

$V_{t_2}$  - საბოლოო სიჩქარე,

$\gamma$  - ტემპერატურული კოეფიციენტი, რომელიც 2-დან 4-მდე იცვლება.

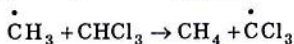
(3) ფორმულა ასეც შეიძლება ჩავწეროთ:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad (3)$$

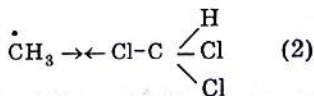
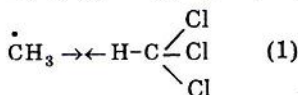
$\gamma^{10}$  მამრავლი გვიჩვენებს რამდენჯერ იზრდება რეაქციის სიჩქარე ტემპერატურის გაზრდით. მაგალითად, თუ რეაქციის სიჩქარის კონსტანტა უდრის 2-ს, მაშინ რეაქციის სიჩქარე 20-დან 60°C-მდე გაცხელების დროს გაიზრდება  $2^{\frac{60-20}{10}} = 2^4 = 16$ -ჯერ. ტემპერატურის 100°C-ით გაზრდის შემთხვევაში რეაქციის სიჩქარე იზრდება  $2^{10}$ -ჯერ. წყალბადსა და ჟანგბადს შორის რეაქციის სიჩქარე 18°C-ზე თითქმის ნულის ტოლია, უფრო სწორად, რეაქცია გრძელდება 230 მილიარდ წელიწადს, 118°C-ზე - 230 მილიონი წელიწადს, 218°C-ზე - 230 ათას წელიწადს, 318°C-ზე - 230 წელიწადს, 418°C-ზე - 81 დღე-ღამეს, 518°C-ზე - 2 საათს, 618°C-ზე - 7 წამს და 718°C-ზე - 0,007 წამს.

ტემპერატურის გაზრდა იწვევს მოლეკულების კინეტიკური ენერგიის და მოლეკულების შეჯახების რიცხვის გაზრდას. მაგრამ მოლეკულების ყოველი შეჯახება რეაქციის პროდუქტს არ წარმოქმნის. მხოლოდ აქტიური მოლეკულების შეჯახების შემთხვევაში ხდება რეაგენტის მოლეკულაში ქიმიური ბმების გახლეჩა და რეაქციის პროდუქტის წარმოქმნა. სხვა შემთხვევაში მოლეკულების შეჯახებით რეაგენტის მოლეკულაში ბმები არ იხლიჩება და მოლეკულების შეჯახება უშედეგოდ მთავრდება.

ენერგიას, რომელიც უნდა ჰქონდეს მოლეკულას იმისათვის, რომ შეჯახებისას რეაქცია დაიწყოს, აქტივაციის ენერგია ეწოდება, ხოლო მოლეკულას, რომელსაც ეს ენერგია აქვს – აქტიური მოლეკულა. აქტივაციის ენერგიის გარდა საჭიროა მოლეკულების სათანადო ორიენტაცია სივრცეში, რომ მათი შეჯახება „იბლიანი“ აღმოჩნდეს. მაგალითად, მეთილის რადიკალსა და ქლოროფორმის მოლეკულას შორის მიმდინარე რეაქციაში –



ნაწილაკების შეჯახება შესაძლებელია ორნაირად:



ცხადია, შედეგანია (1) შეჯახება.

დადგენილ იქნა, რომ ყოველი  $10^0 \text{C}$ -ით ტემპერატურის გაზრდა იწვევს სწორედ აქტიური მოლეკულების რაოდენობის გაზრდას 2 – 4-ჯერ.

### აქტივაციის ენერგია

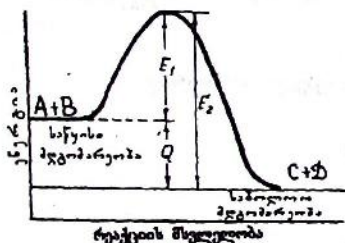
მოლეკულები რომ ერთმანეთთან რეაქციაში შევიდეს, საჭიროა შეჯახების დროს გაიხლიჩოს ბმები მორეაგირე ნივთიერებების მოლეკულებში. ამისათვის კი მოლეკულას უნდა ჰქონდეს სათანადო ენერგია, რომელსაც აქტივაციის ენერგია (E<sub>a</sub>) ეწოდება. ცხადია, სხვადასხვა რეაქციისათვის ეს ენერგია სხვადასხვა იქნება. თუ E<sub>a</sub> ძალიან მცირეა (40 კჯ/მოლ-ზე

ნაკლები), მაშინ მოლეკულათა შეჯახების ყოველი შემთხვევა პროდუქტის წარმოქმნით მთავრდება და ასეთი რეაქციები სწრაფად მიმდინარეობს. მაგალითად, იონური რეაქციები.

თუ აქტივაციის ენერგია ძალიან დიდია (120 კჯ/მოლ-ზე მეტი), მაშინ რეაქცია იმდენად ნელა მიმდინარეობს, რომ პრაქტიკულად მისი სიჩქარე ნულის ტოლია.

თუ აქტივაციის ენერგია არც ძალიან დიდია და არც ძალიან მცირე (40 – 120 კჯ/მოლი-ის ფარგლებში), მაშინ რეაქცია ზომიერი სიჩქარით მიმდინარეობს.

განვიხილოთ ზოგადად  $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$  რეაქციის მიმდინარეობის ენერგეტიკული მრუდი ანუ რეაქციის ენერგეტიკული პროფილი:

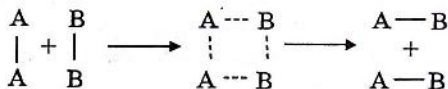


ვერტიკალურ ღერძზე გადაზომილია ქიმიური სისტემის ენერგია ( $E$ ), ხოლო ჰორიზონტალურზე რეაქციის მიმდინარეობა მორეაგირე ნივთიერებებიდან რეაქციის პროდუქტებამდე საწყისი ნივთიერებების ენერგია აღვნიშნოთ  $E_1$ -ით, ხოლო რეაქციის პროდუქტების ენერგია  $E_2$ -ით.  $E_1$  აღემატება  $E_2$ -ს და მათი სხვაობა უდრის სითბოს იმ რაოდენობას, რომელიც რეაქციის დროს გამოიყოფა:

$$E_1 - E_2 = Q.$$

რეაქციის პროდუქტი რომ მივიღოთ, მორეაგირე ნივთიერებებს აქტივაციის ენერგიის ( $E_1$ ) ბარიერის გადასალახავად უნდა მივაწოდოთ სათანადო ენერგია. ამისათვის რეაქციას ატარებენ მაღალ ტემპერატურაზე. ტემპერატურის გაზრდით  $A$  და  $B$  რეაგენტების ენერგია თანდათან იზრდება და მაქსიმუმს აღწევს  $M$  წერტილში, სადაც აქტიური კომპლექსის

წარმოქმნა ხდება:



საწყისი რეაგენტები      აქტიური კომპლექსი      რეაქციის პროდუქტები

აქტიური კომპლექსი ისეთი წარმონაქმნია, რომელშიც მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულების ატომებს შორის ბმები ჯერ კიდევ სრულად არ არის გახლეჩილი, ხოლო A და B ატომებს შორის ჯერ კიდევ არ დამყარებულა ჭეშმარიტი ბმა.

აქტიური კომპლექსი არსებობს მხოლოდ  $10^{-13}$  წამის განმავლობაში, ე.ი. წარმოქმნისთანავე იშლება და მიიღება რეაქციის პროდუქტი, რასაც თან ახლავს ენერგიის შემცირება. თუ აქტიური კომპლექსის დაშლის დროს გამოიყოფა უფრო მეტი ენერგია, ვიდრე აქტივაციაზე დაიხარჯა, მაშინ რეაქცია ეგზოთერმულია. თუ დაშლის დროს გამოიყოფა იმაზე ნაკლები ენერგია, ვიდრე აქტივაციაზე დაიხარჯა, მაშინ რეაქცია ენდოთერმულია.

## რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება კატალიზატორზე

რეაქციის სიჩქარე შესაძლებელია გაეზარდოს ტემპერატურის მომატების გარეშე, თუ გამოვიყენებთ კატალიზატორებს.

კატალიზატორი ეწოდება ისეთ ნივთიერებას, რომელიც ზრდის რეაქციის სიჩქარეს, მაგრამ არ იხარჯება, პროდუქტის შედგენილობაში არ შედის და, ამის გამო, რეაქციის ტოლობაში არ იწერება.

არსებობს ჰომოგენური, ჰეტეროგენური და ბიოლოგიური კატალიზატორი, ანუ ფერმენტი.

ჰომოგენური ეწოდება ისეთ კატალიზატორს, რომელიც იმავე აგრეგატულ მდგომარეობაშია, რომელშიც მორეაგირე ნივთიერებები.

ჰეტეროგენური ეწოდება კატალიზატორს, რომლის აგრეგატული მდგომარეობა მორეაგირე ნივთიერებათა აგრეგატული მდგომარეობისაგან განსხვავდება. ჩვეულებრივ, ჰეტეროგენური კატალიზატორი მყარი ნივთიერებაა.

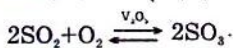
რეაქციას, რომელიც მიმდინარეობს კატალიზატორის თანაობისას, კატალიზური რეაქცია ეწოდება. კატალიზური პროცესებია: გოგირდმჟავას მიღება კონტაქტური მეთოდით (იხ. გოგირდმჟავას წარმოება), აზოტმჟავას მიღება ამიაკის კატალიზური დაჟანგვით (იხ. აზოტმჟავას წარმოება), პოლიეთილენის სინთეზი და სხვა.

რეაქციის სიჩქარის შეცვლას კატალიზატორის თანაობისას კატალიზი ეწოდება. კატალიზი არსებობს დადებითი და უარყოფითი. დადებითი კატალიზის შემთხვევაში რეაქციის სიჩქარე იზრდება, ხოლო უარყოფითი კატალიზის შემთხვევაში – მცირდება. უარყოფით კატალიზატორებს ინჰიბიტორები ეწოდება. ინჰიბიტორის მაგალითია უროტროპინი (ორგანული ნივთიერება), რომლის 1% (HCl-ში) მარილმჟავასა და რკინას შორის რეაქციის სიჩქარეს ამცირებს დაახლოებით 200-ჯერ. ჩვეულებრივ, როცა ლაპარაკობენ კატალიზურ რეაქციაზე, გულისხმობენ დადებით კატალიზს.

კატალიზატორი სარეაქციო ნარევეში შეაქვთ ძალიან მცირე რაოდენობით (რეაგენტებთან შედარებით). კატალიზატორის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე ძალიან დიდია. მაგალითად, პლატინა 1 წმ-ის განმავლობაში წყალბადის პეროქსიდის  $10^5$  მოლეკულას შლის ( $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O$ ).

კატალიზატორის აქტივობა ძალზე სპეციფიკურია და შეიძლება ითქვას, რომ არსებობს ყოველი რეაქციის შესაბამისი კატალიზატორი. განსაკუთრებით ეს ითქმის ბიოლოგიურ კატალიზატორებზე – ფერმენტებზე. მაგალითად, ერთი ფერმენტი გლუკოზას გარდაქმნის ღვინის სპირტად, მეორე კი – რძემჟავად.

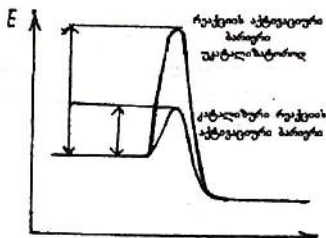
არსებობს ისეთი ნივთიერებებიც, რომლებიც კატალიზატორს უკარგავს აქტივობას, ასეთ ნივთიერებებს კატალიზური შხამები ეწოდება. მაგალითად, გოგირდმჟავას წარმოებაში  $V_2O_5$ -ის კატალიზური შხამებია დარიშხან(III)-ისა და (V)-ის ოქსიდები.



არსებობს ისეთი ნივთიერებებიც, რომლებიც აძლიერებს კატალიზატორის აქტივობას. ასეთ ნივთიერებებს პრომოტორები ეწოდება. მაგალითად, ამიაკის სინთეზის დროს კატალიზატორად იყენებენ რკინას, რომლის პრომოტორებია კალიუმისა და ალუმინის ოქსიდები ( $K_2O$ ,  $Al_2O_3$ ).

კატალიზატორის გავლენით რეაქციის აქტივაციის ენერგია მცირდება,

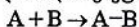
ე. ი. მცირდება ენერგეტიკული ბარიერის სიმაღლე, მაგრამ არ იცვლება არც რეაგენტების და არც პროდუქტების ენერგია.



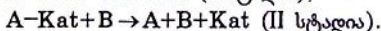
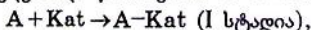
სხვადასხვა კატალიზატორი სხვადასხვაგვარად ამცირებს აქტივობის ენერგიას.

ჰომოგენური კატალიზატორი მორეაგირე ნივთიერებებთან წარმოქმნის გარდამავალ ანუ შუალედურ პროდუქტს, რომელიც უფრო აქტიურია და სწრაფად შედის რეაქციაში, ხოლო კატალიზატორი ისევ გამოიყოფა უცვლელი სახით.

ჰომოგენური კატალიზატორი რეაქციას ორ სტადიად წარმართავს. მაგალითად, რეაქციაში:



ჯერ კატალიზატორი უერთდება A რეაგენტს და წარმოქმნის გარდამავალ კომპლექსს  $A-Kat$ , რომელიც B ნივთიერებაზე უფრო ადვილად მოქმედებს და წარმოქმნის  $A-B$  პროდუქტს:

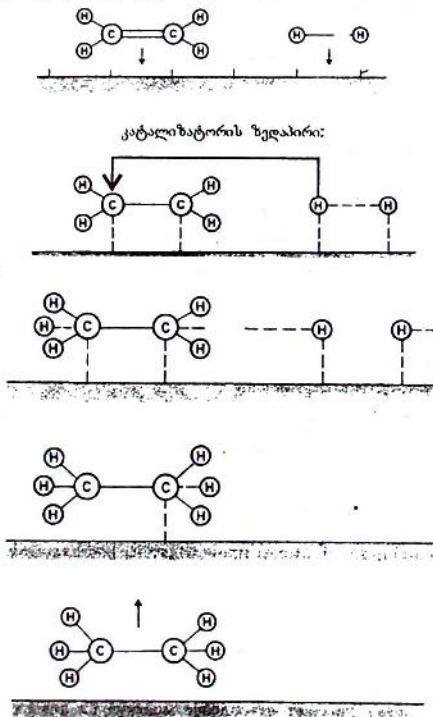


I და II სტადიები უფრო სწრაფად მიმდინარეობს, ვიდრე რეაქცია უშუალოდ A და B ნივთიერებებს შორის, რადგან აქტივაციის ენერგია პირველ შემთხვევაში უფრო დაბალია.

ჰეტეროგენური კატალიზატორის ზედაპირი შთანთქავს მორეაგირე ნივთიერებების მოლეკულებს. მოლეკულებში სუსტდება ბმები, რადგან ისინი კატალიზატორის ზედაპირს ქიმიურად უკავშირდებიან ელექტრონული ორბიტალების ნაწილობრივი გადაფარვის შედეგად. გარდა ამისა, კატალიზატორის ზედაპირზე იზრდება მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაცია. ამ ორი ფაქტორის გავლენით ჰეტეროგენური კატალიზატორი იწვევს

რეაქციის სიჩქარის გაზრდას.

მაგალითად, განვიხილოთ ეთენის კატალიზური ჰიდრირება. ლითონის  $d$  ორბიტალებისა და ეთენის  $\pi$ -ელექტრონების ურთიერთქმედებით ეთენი ადსორბირდება კატალიზატორზე და წარმოქმნის აქტიურ კომპლექსს. ლითონის ზედაპირზე ადსორბირდება წყალბადის მოლეკულაც. ეთენისა და წყალბადის მოლეკულებში ბმები ატომებს შორის სუსტდება და მოლეკულები გადადის გააქტივებულ მდგომარეობაში:

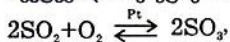


გააქტივებული წყალბადისა და ეთენის მოლეკულები შემდეგ უერთდება ერთმანეთს და წარმოქმნის ეთანის მოლეკულას, რომელიც მოსცილდება კატალიზატორის ზედაპირს.

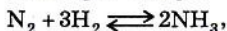
## შექცევადი რეაქციები და ქიმიური წონასწორობა

რეაქციებს, რომლებიც ერთდროულად ორი ურთიერთსაპირისპირო მიმართულებით მიმდინარეობს, შექცევადი რეაქციები ეწოდება.

შექცევადი რეაქცია: 1) გოგირდის დიოქსიდის დაჟანგვა –



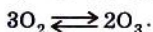
2) ამიაკის სინთეზი –



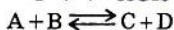
3) გოგირდის დიოქსიდის დაჟანგვა აზოტის დიოქსიდით –



4) ოზონის სინთეზი –



ზოგადად შექცევადი რეაქცია ასე ჩაიწერება:



დასაწყისში, როცა [A] და [B] მაქსიმალურია, პირდაპირი რეაქციის  $v_1$  სიჩქარე მაქსიმალურია:

$$v_1 = K_1[\text{A}][\text{B}]$$

თანდათანობით რეაქციის მსვლელობის პერიოდში [A] და [B] მცირდება და  $v_1$ -იც მცირდება. [A]-სა და [B]-ს შემცირებასთან ერთად ნარევეში იზრდება [C] და [D] და იწყება შებრუნებული რეაქცია, რომლის სიჩქარე

$$v_2 = K_2[\text{C}][\text{D}]$$

$v_2$  თანდათანობით იზრდება. დადგება მომენტი, როცა პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეები ერთმანეთს გაუტოლდება:

$v_1 = v_2$ , მაშინ  $K_1[\text{A}][\text{B}] = K_2[\text{C}][\text{D}]$  და მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციები აღარ იცვლება.

როცა პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციის სიჩქარეები ერთმანეთს გაუტოლდება და ნარევეში არსებული ნივთიერებების კონცენტრაციები აღარ იცვლება, მყარდება ქიმიური წონასწორობა. ქიმიური წონასწორობა მოძრავია, ე. ი. მიმდინარეობს როგორც პირდაპირი, ისე შებრუნებული რეაქციები, მაგრამ თანაბარი სიჩქარით – რამდენი მოლეკულაც შედის რეაქციაში, იმდენი მოლეკულა წარმოიქმნება.

ოთხი ნივთიერების კონცენტრაცია ერთმანეთთან დაკავშირებულია წონასწორობული კონსტანტით

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

$K_1$  და  $K_2$  მუდმივი სიდიდეების შეფარდებით მიიღება ახალი კონსტანტა, რომელსაც წონასწორობის კონსტანტა ეწოდება. წონასწორობის კონსტანტა ( $K_F$ ) არ არის დამოკიდებული ნივთიერებათა კონცენტრაციაზე და იცვლება მხოლოდ ტემპერატურის ცვლილებებისას.

ქიმიური წონასწორობისას მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციებს წონასწორული ეწოდება. წონასწორული კონსტანტის განტოლებიდან გამომდინარეობს წონასწორობის კანონი: წონასწორობის დროს რეაქციის პროდუქტების კონცენტრაციების ნამრავლის ფარდობა მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციების ნამრავლთან მუდმივი სიდიდეა.

როცა  $K > 1$ , მაშინ წონასწორობა გადაწეულია პირდაპირი რეაქციისაკენ და პროდუქტების კონცენტრაცია აღემატება რეაგენტების კონცენტრაციას.

როცა  $K < 1$ , მაშინ წონასწორობა გადაწეულია მარცხნივ, შებრუნებული რეაქციისაკენ და რეაგენტების კონცენტრაცია აღემატება პროდუქტების კონცენტრაციას.

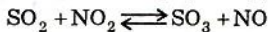
როცა  $K = 1$ , მაშინ რეაგენტების და პროდუქტების კონცენტრაციები ერთნაირია. წონასწორობის კონსტანტა დამოკიდებულია ნივთიერების ბუნებასა და ტემპერატურაზე, მაგრამ არ არის დამოკიდებული კატალიზატორზე, რადგან იგი თანაბრად აჩქარებს როგორც პირდაპირ, ისე შებრუნებულ რეაქციას. კატალიზატორი მხოლოდ წონასწორობის დამყარების პროცესს აჩქარებს.

## ქიმიური წონასწორობის გადახრა.

### ლე შატელიეს წმისი

შექცევადი რეაქცია გარეშე ფაქტორების – კონცენტრაციის, წნევისა და ტემპერატურის – მუდმივობის შემთხვევაში, განუსაზღვრელი დროით ინარჩუნებს წონასწორობას, მაგრამ ამ ფაქტორების შეცვლისას პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეები სხვადასხვანაირად იცვლება, რაც აუცილებლად გამოიწვევს ნივთიერებათა კონცენტრაციების შეცვლას ახალი წონასწორობის დამყარებამდე. წონასწორობის შეცვლის პროცესში წონასწორული კონსტანტა არ იცვლება.

ერთი წონასწორული მდგომარეობის დარღვევას და ახლის წარმოქმნას წონასწორობის გადახრა ეწოდება. განვიხილოთ შექცევადი რეაქცია:



ამ რეაქციის წონასწორული კონსტანტა  $K_{\text{წ}} = \frac{[\text{NO}][\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]}$ . დავეუშვათ,

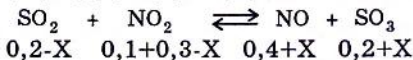
რალაც ტემპერატურაზე  $[\text{SO}_3]=0,2$ ;  $[\text{NO}]=0,4$ ;  $[\text{NO}_2]=0,1$  და

$$[\text{SO}_2]=0,1, \text{ მაშინ } K_{\text{წ}} = \frac{0,4 \cdot 0,2}{0,2 \cdot 0,1} = 4$$

თუ ახლა სარეაქციო ჭურჭელში დამატებით შევუშვებთ 0,3 მოლი/ლ  $\text{NO}_2$ -ს და დავეუშვებთ, რომ სხვა ნივთიერებების კონცენტრაცია არ იცვლება, მაშინ  $K_{\text{წ}}$  1-ის ტოლი უნდა გახდეს:

$$K_{\text{წ}} = \frac{0,4 \cdot 0,2}{0,2 \cdot (0,1 + 0,3)} = 1$$

მაგრამ წონასწორობის კონსტანტა მუდმივ ტემპერატურაზე 4-ის ტოლი უნდა დარჩეს. მაშინ ცხადია, უნდა გაიზარდოს  $[\text{SO}_3]$  და  $[\text{NO}]$ , ხოლო  $[\text{SO}_2]$  და  $[\text{NO}_2]$  უნდა შემცირდეს. დავეუშვათ, წონასწორობის მარცხნივ გადაწევის შედეგად წარმოიქმნა X მოლი NO, მაშინ ნივთიერებების წონასწორული კონცენტრაციები იქნება:



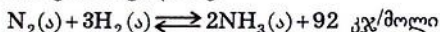
$$K_{\text{წ}} = \frac{[0,4+X][0,2+X]}{[0,2-X][0,4-X]} = 4, \text{ აქედან } X=0,088 \text{ მოლი/ლ.}$$

მაშასადამე, ნივთიერებების ახალი წონასწორობის კონცენტრაციები იქნება  $[\text{NO}]=0,488$ ,  $[\text{SO}_3]=0,288$ ,  $[\text{SO}_2]=0,112$  და  $[\text{NO}_2]=0,312$ .

ქიმიურ წონასწორობაზე გარეშე ფაქტორების – კონცენტრაციის, წნევის და ტემპერატურის – გავლენა შეისწავლა ფრანგმა ქიმიკოსმა ლე შატელიემ და ჩამოაყალიბა შემდეგი კანონი, ანუ პრინციპი: ქიმიურ წონასწორობაზე გარეშე ფაქტორების გავლენით წონასწორობა გადაიხრება პირდაპირი ან შებრუნებული რეაქციის მიმართულებით, რათა შეამციროს გარეშე ფაქტორების ზემოქმედება.

მაშასადამე, გარეშე ფაქტორების გავლენით რეაგენტებისა და პროდუქტების კონცენტრაციები ისე შეიცვლება, რომ შეამციროს ეს ზემოქმედება.

კერძოდ: 1) ტემპერატურის გაზრდისას წონასწორობა გადაიხრება ენდოთერმული რეაქციის მიმართულებით, ხოლო შემცირებისას – ენდოთერმული რეაქციის მიმართულებით. 2) წნევის გაზრდისას წონასწორობა გადაიხრება წნევის შემცირების ანუ მოცულობის შემცირების მიმართულებით, ხოლო წნევის შემცირებისას – წნევის გაზრდის მიმართულებით (წნევის ცვლილება გავლენას ახდენს მხოლოდ აირადი ნივთიერების შემთხვევაში). 3) რომელიმე ნივთიერების კონცენტრაციის გაზრდისას წონასწორობა გადაიხრება ამ ნივთიერების კონცენტრაციის შემცირების მიმართულებით, ხოლო კონცენტრაციის შემცირებისას – კონცენტრაციის გაზრდის მიმართულებით (ხსნარში მიმდინარე ჰომოგენური რეაქციის შემთხვევაში). ქიმიურ წონასწორობაზე გარეშე ფაქტორების გავლენა განვიხილოთ ამიაკის სინთეზის მაგალითზე:



1 მოც. 3 მოც. 2 მოც.

ეს რეაქცია ენდოთერმულია და მიმდინარეობს მოცულობის შემცირებით, ამიტომ ტემპერატურის გაზრდისას წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ, ხოლო წნევის გაზრდისას – მარჯვნივ. ნივთიერების კონცენტრაციის გაზრდის დროს წონასწორობის კონსტანტა არ იცვლება, წონასწორობა კი გადაიხრება. ერთ-ერთი ნივთიერების (წყალბადის ან აზოტის) კონცენტრაციის გაზრდა წონასწორობას გადახრის მარჯვნივ (ორივე ნივთიერების კონცენტრაციის თანაბრად გაზრდა წონასწორობას არ გადახრის).

ახლა განვიხილოთ ეთერიფიკაციის რეაქცია. სპირტისა და მჟავას ურთიერთქმედების პირდაპირ რეაქციას ეწოდება ეთერიფიკაციის რეაქცია, ხოლო შებრუნებულს – ჰიდროლიზი.



ეთერიფიკაციის რეაქცია შექცევადი პროცესია. თუ სარეაქციო არეში გავზრდით სპირტის ან მჟავას კონცენტრაციას, მაშინ წონასწორობა გადაიხრება რთული ეთერის წარმოქმნის მიმართულებით. თუ გავზრდით წყლის კონცენტრაციას, მაშინ წონასწორობა გადაიხრება ჰიდროლიზის მიმართულებით.

დაიხსომეთ შემდეგი ძირითადი დებულებები:

1) რეაქციის სიჩქარე (V) იზომება ერთ-ერთი მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციის ცვლილებით დროის ერთეულში:

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t};$$

2) რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციაზე, ტემპერატურასა და კატალიზატორზე:

ა) რეაქციის სიჩქარე მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციების ნამრავლის პირდაპირპროპორციულია:

$v = K[A][B]$ , სადაც  $[A]$  და  $[B]$  მორეაგირე ნივთიერებების მოლური კონცენტრაციაა (მოლი/ლ),  $K$  – პროპორციულობის კოეფიციენტი, რომელიც რიცხობრივად უდრის რეაქციის სიჩქარეს, როცა  $[A]=[B]=1$  მოლი/ლ.

ბ) ტემპერატურის  $10^0 \text{ C}$ -ით გაზრდა რეაქციის სიჩქარეს ზრდის 2 – 4-ჯერ:

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

$v_{t_2}$  არის რეაქციის სიჩქარე უფრო მაღალ ტემპერატურაზე;

$v_{t_1}$  – რეაქციის სიჩქარე საწყის ტემპერატურაზე;

$\gamma$  – რეაქციის თერმული კოეფიციენტი, რომელიც 2-დან 4-მდე იცვლება.

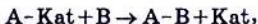
გ) კატალიზატორი ეწოდება ისეთ ნივთიერებას, რომელიც მკვეთრად ცვლის რეაქციის სიჩქარეს, მაგრამ არ იხარჯება;

3) კატალიზატორის გავლენით ქიმიური რეაქციის სიჩქარის შეცვლას კატალიზი ეწოდება. კატალიზი არის დადებითი ან უარყოფითი. დადებითა კატალიზი, თუ რეაქციის სიჩქარე იზრდება, უარყოფითია, თუ რეაქციის სიჩქარე მცირდება. კატალიზატორს, რომელიც ამცირებს რეაქციის სიჩქარეს, ინჰიბიტორი ეწოდება. ინჰიბიტორია, მაგალითად, უროტროპინი ( $(\text{CH}_2)_6\text{N}_4$ ), რომლის 1% (მარილმჟავაში) აფერხებს მარილმჟავას ურთიერთქმედებას რკინასთან.

კატალიზი არსებობს ჰომოგენური და ჰეტეროგენური. ჰომოგენურია იმ შემთხვევაში, როცა მორეაგირე ნივთიერებები და კატალიზატორი ერთნაირ აგრეგატულ მდგომარეობაშია, ჰეტეროგენურია იმ შემთხვევაში, როცა მორეაგირე ნივთიერებები და კატალიზატორი სხვადასხვა აგრეგატულ მდგომარეობაშია;

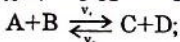
4) ჰომოგენური კატალიზის დროს კატალიზატორი ჯერ შედის რეაქციაში ერთ-ერთ მორეაგირე ნივთიერებასთან და წარმოქმნის შუალედურ

პროდუქტს, რომელიც დიდი აქტივობით ხასიათდება და სწრაფად ურთიერთქმედებს მეორესთან, ხოლო კატალიზატორი ისევ გამოიყოფა უცვლელი შედგენილობით და რაოდენობით:



5) ჰეტეროგენური კატალიზის დროს ჯერ მორეაგირე ნივთიერებები ადსორბირდება კატალიზატორის ზედაპირზე და შემდეგ მიმდინარეობს შუალედური პროდუქტის წარმოქმნა. შუალედური პროდუქტის დიდი აქტივობა ამცირებს მორეაგირე ნივთიერებების აქტივაციის ენერგიას;

6) რეაქციას, რომელიც ერთდროულად მიმდინარეობს ორი ურთიერთსაპირისპირო მიმართულებით, შექცევადი რეაქცია ეწოდება. ზოგადად შექცევადი რეაქცია ასე ჩაიწერება:



7) როცა  $v_1 = v_2$  მყარდება ქიმიური წონასწორობა. ქიმიური წონასწორობა მოძრავია და ემორჩილება ლე შატელიეს პრინციპს – წონასწორობის სისტემაზე გარეშე ფაქტორების (ტემპერატურის, წნევის, კონცენტრაციის) მოქმედებისას ქიმიური წონასწორობა გადაიხრება პირდაპირი ან შებრუნებული რეაქციის მიმართულებით, რათა შეამციროს გარეშე ზემოქმედება. გარეშე პირობების შეცვლისას ძველი წონასწორობა ირღვევა და მყარდება ახალი. ერთი წონასწორობის დარღვევას და ახლის წარმოქმნას წონასწორობის გადახრა ეწოდება:

ა) ტემპერატურის გაზრდისას ქიმიური წონასწორობა გადაიხრება ენდოთერმული რეაქციისკენ და პირიქით, ტემპერატურის შემცირებისას ქიმიური წონასწორობა გადაიხრება ეგზოთერმული რეაქციისაკენ.

ბ) წნევის გაზრდისას ქიმიური წონასწორობა აირად-ნივთიერებებს შორის გადაიხრება წნევის შემცირების მიმართულებით და, პირიქით.

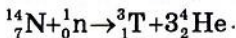
გ) ერთ-ერთი ნივთიერების კონცენტრაციის გაზრდისას ქიმიური წონასწორობა გადაიხრება ამ ნივთიერების კონცენტრაციის შემცირების მიმართულებით და, პირიქით.

# არამრგანული ქიმია

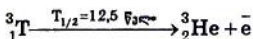
## §1. წყალბადი

წყალბადი I A ჯგუფის ელემენტია. მისი ატომური ნომერია 1, ხოლო ფარდობითი ატომური მასა – 1,008. ბუნებაში გავრცელებულია წყალბადის სამი იზოტოპი:  ${}^1_1\text{H}$ -პროტიუმი,  ${}^2_1\text{H}$ -დეიტერიუმი, რომლის სიმბოლოა D, და  ${}^3_1\text{H}$ -ტრიტიუმი, რომლის სიმბოლოა T.

პროტიუმი და დეიტერიუმი მდგრადი იზოტოპებია, ხოლო ტრიტიუმი – რადიოაქტიური. ბუნებაში იგი წარმოიქმნება ატმოსფეროს ზედა ფენებში აზოტის ატომზე ნეიტრონის შეჯახების შედეგად:

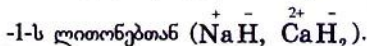
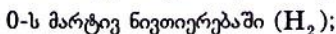
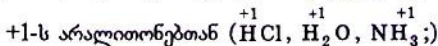


ტრიტიუმი  $\beta$  გამოსხივების შედეგად იშლება ჰელიუმად:



ტრიტიუმის რადონობა დედამიწაზე შეადგენს დაახლოებით 2 კგ-ს. დეიტერიუმის შემცველობა ბუნებრივ ელემენტში 0,015%-ია.

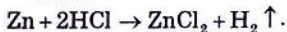
წყალბადის ელექტრონული კონფიგურაციაა  $s^1$ . მისი ვალენტობა 1-ის ტოლია. ნაერთებში კი ამჟღავნებს შემდეგ ჟანგვის რიცხვს:



ბუნებაში წყალბადი გვხვდება ნაერთების სახით (წყალი, მინერალები, ორგანული ნაერთები). დედამიწაზე ელემენტ წყალბადის მასური წილი დაახლოებით 1%-ია. კოსმოსში იგი გავრცელებულია ჰელიუმთან ერთად 99%-ის (63% H, 36% He) ოდენობით. დანარჩენი ელემენტების მასური წილი კი 1%-ია. წყალბადი მზის მასის 50%-ს შეადგენს. წყალბადის ნაერთებიდან ყველაზე გავრცელებულია წყალი. მას დედამიწის ზედაპირის 70% უკავია.

წყალბადის მიღების ხერხები. ლაბორატორიაში წყალბადი მიიღე-

1) განზავებულ გოგირდმჟავასა და მარილმჟავაზე აქტიური ლითონების მოქმედებით:



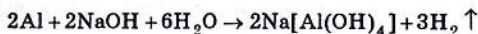
ამ რეაქციის შესაბამისი შეკვეცილი იონური ტოლობა იქნება:



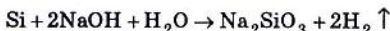
2) I A და II A ჯგუფის აქტიური ლითონების (Mg-ის და Be-ის გარდა) ურთიერთქმედებით წყალთან:



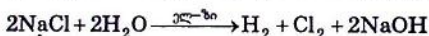
3) ამფოტერული ლითონების ურთიერთქმედებით ტუტის განზავებულ ხსნართან:



4) სილიციუმის ურთიერთქმედებით ტუტის განზავებულ ხსნართან:



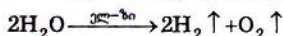
5) სუფრის მარილის წყალხსნარის ელექტროლიზით:



(K) (A) ხსნარში

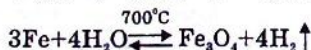
ტექნიკაში წყალბადს ღებულობენ:

6) წყლის ელექტროლიზით. ელექტროგამტრობის გაზრდის მიზნით წყალს ამატებენ NaOH-ს ან  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -ს, ან  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ -ს. სამივე შემთხვევაში იშლება მხოლოდ წყალი:

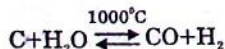


(K) (A)

7) გავარვარებულ რკინაზე ( $700^\circ\text{C}$ ) წყლის ორთქლის მოქმედებით:



8) გავარვარებულ ნახშირზე ( $1000^\circ\text{C}$ ) წყლის ორთქლის მოქმედებით:

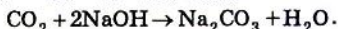


CO-სა და  $\text{H}_2$ -ის მიღებულ ნარევეს წყალგაზი ეწოდება. ამ ნარევისაგან სუფთა წყალბადის მისაღებად ნახშირბადის ოქსიდს (CO) ჟანგავენ

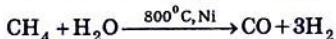
წყლის ორთქლის 300-400°C-მდე გახურებულ რკინის ოქსიდზე გატარებით:



მიღებული აირთა ნარევიდან ნახშირბადის დიოქსიდის მოსაცილებლად ნარევს ატარებენ ტუტის ხსნარში:



9) მეთანის კონვერსიით. მეთანისა და წყლის ორთქლის ნარევს ატარებენ 800°C-მდე გავარვარებულ კატალიზატორზე:



შემდეგ მიღებულ ნარევს გაატარებენ ტუტის ხსნარში.

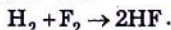
### წყალბადის თვისებები

ფიზიკური თვისებები. წყალბადი ( $\text{H}_2$ ) უფერო, უსუნო აირია. იგი ჰაერზე 14,5-ჯერ მსუბუქია ( $D_1(\text{H}_2)=2/29$ ) და ყველაზე მსუბუქ აირს წარმოადგენს დედამიწაზე. წყალში ცუდად იხსნება – 100 მლ წყალში 20°C-ზე იხსნება 2 მლ წყალბადი. ზოგიერთი ლითონი (Pt, Pd) დიდი რაოდენობით შთანთქავს მას (1 მოცულობა Pd შთანთქავს 300 მოცულობა წყალბადს).

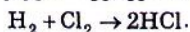
წყალბადის მოლეკულა შედგება ორი ატომისაგან. მათ შორის ბმა კოვალენტურ-არაპოლარულია და მყარდება s-s ტიპის გადაფარვით.

ქიმიური თვისებები. წყალბადის მოლეკულაში კოვალენტური ბმა ძალიან მდგრადია და იხლიჩება მხოლოდ 200°C-ზე ზევით. ამიტომ ჩვეულებრივ პირობებში იგი ნაკლებად აქტიურია. წყალბადი რეაქციაში შედის მარტივ და რთულ ნივთიერებებთან:

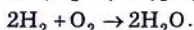
1) ფთორი ენერგიულად (აფეთქებით) ურთიერთქმედებს წყალბადთან სიბნელეშიც კი:



2) ქლორთან წყალბადი სიბნელეში არ ურთიერთქმედებს, სინათლეზე კი რეაქცია აფეთქებით მიდის:

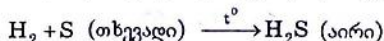


3) ჟანგბადში წყალბადი იწვის:

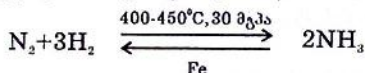


2 მოცულობა წყალბადის და ერთი მოცულობა ჟანგბადის ნარევი წვის დროს ფეთქდება დიდი ძალით და ამ ნარევს მგრვენიავი აირი ეწოდება. ჩვეულებრივ პირობებში წყალბადი ჟანგბადთან თითქმის არ შედის რეაქციაში (იხ. რეაქციის სიჩქარე);

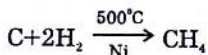
4) გამდნარ გოგირდში წყალბადის კატარებით მიიღება  $\text{H}_2\text{S}$ :



5) აზოტთან წყალბადი რეაქციაში შედის კატალიზატორის თანაობისას მაღალი ტემპერატურისა და მაღალი წნევის პირობებში. რეაქცია შექცევადია (იხ. ქიმიური წონასწორობა):

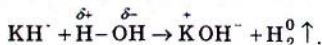
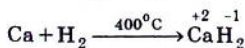
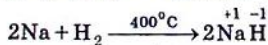


6) ნახშირბადთან წყალბადი რეაქციაში შედის ნიკელის კატალიზატორის თანაობისას  $500^\circ\text{C}$ -ზე და წამოქმნის მეთანს:

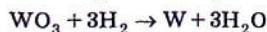
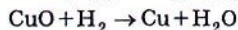


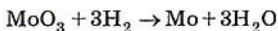
7) წყალბადი უშუალოდ ფოსფორთან და სილიციუმთან არ შედის რეაქციაში.

8) წყალბადი მაღალ ტემპერატურაზე ( $400^\circ\text{C}$ ) რეაქციაში შედის I A და II A ჯგუფების ლითონებთან (Be-ისა და Mg-ის გარდა). ლითონთა წყალბადნაერთებს ჰიდრიდები ეწოდება. ისინი მყარი იონური ნაერთებია, რომლებიც წყალთან ადვილად შედიან რეაქციაში და გამოყოფენ წყალბადს:



9) წყალბადი რეაქციაში შედის პასიური ლითონების ოქსიდებთან და ლითონს აღადგენს თავისუფალი სახით. მაშასადამე, წყალბადი აღმდგენია:



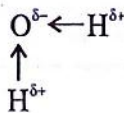
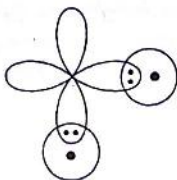


გამოყენება. წყალბადი კარგი აღმდგენია და გამოყენებულია ოქსიდებისაგან ისეთი ლითონების (როგორიცაა მოლიბდენი (Mo), ვოლფრამი (W), ქრომი (Cr)) მისაღებად, რომლებიც კოქსთან (C) ნაერთებს წარმოქმნიან. წყალბადი გამოიყენება ზეთისაგან მარგარინის მისაღებად (იხ. ცხიმები) ამიაკისა და ქლორწყალბადის წარმოებაში და ა. შ.

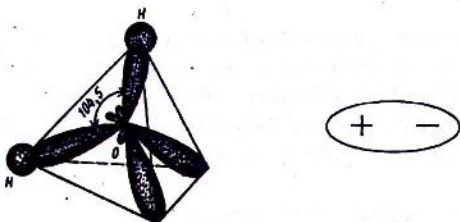
### წყალბადის ჟანგბადნაერთები

წყალბადი ჟანგბადთან წარმოქმნის ორ ნაერთს: წყალსა და წყალბადის პეროქსიდს.

წყალი. ბუნებაში ფართოდ გავრცელებული ნაერთია. დედამიწაზე წყლის მასა  $10^{18}$  ტ შეადგენს. წყალი უფერო, უსუნო და უგემო სითხეა, რომელიც ნორმალური წნევის პირობებში დულს  $100^\circ\text{C}$ -ზე და იყინება  $0^\circ\text{C}$ -ზე. დუდილის მაღალი ტემპერატურა ისეთი მცირე მოლეკულური მასის მქონე ( $M(\text{H}_2\text{O})=18$  გ/მოლი) ნივთიერებისათვის, როგორც წყალია აიხსნება წყლის მოლეკულების ასოციაციით. წყლის მოლეკულაში ბმა ატომებს შორის მყარდება ჟანგბადის ორი p-ორბიტალისა და წყალბადის s-ორბიტალის გადაფარვით. ჟანგბადის ორი p-ორბიტალი სივრცეში განლაგებულია  $90^\circ$ -იანი კუთხით და ორბიტალების s-p გადაფარვა ხდება ურთიერთმართობულ სიბრტყეში, ამიტომ მოლეკულას კუთხური აღნაგობა აქვს:

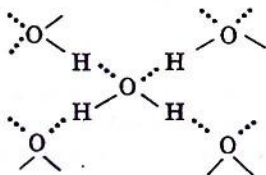


HOH კუთხე ბმებს შორის უნდა იყოს  $90^\circ$ . კოვალენტურ-პოლარული ბმის გამო წყალბადი იმუხტება ნაწილობრივ დადებითად, ხოლო ჟანგბადი – ნაწილობრივ უარყოფითად. წყალბადის ერთსახელა მუხტით დამუხტული ატომები ერთმანეთს განიზიდავს და ფაქტობრივად სავალენტო კუთხე შეადგენს  $105^\circ$ . კუთხური აღნაგობის გამო წყალი პოლარული მოლეკულაა და სქემატურად ასე გამოისახება:



წყლის პოლარული მოლეკულები ერთმანეთს იზიდავს და ასოცირებულია. ამიტომ ფორმულა ჩაიწერება ასე:  $(\text{H}_2\text{O})_n$ .  $+4^\circ\text{C}$ -ზე ასოცირებულია ორი მოლეკულა და კომპაქტური აღნაგობა აქვს  $(\oplus \ominus)$ , ამიტომ მისი სიმკვრივე მაქსიმალურია და უდრის  $1 \text{ გ/სმ}^3$ -ს.  $0^\circ\text{C}$ -ზე ასოცირებულია სამი მოლეკულა  $(\text{H}_2\text{O})_3$  და ფაშარი აღნაგობა აქვს:  $(\oplus \ominus)$ , ამიტომ წყალი გაყინვის დროს ფართოვდება 9%-ით. ყინული წყალზე უფრო მსუბუქია ( $\rho_{\text{ყინ}} < 1 \text{ გ/სმ}^3$ ) და წყლის ზედაპირზე ტივტივებს.  $20^\circ\text{C}$ -ზე ასოცირებულია ოთხი მოლეკულა  $(\text{H}_2\text{O})_4$  და წრფივი აღნაგობა აქვს  $(\ominus \oplus \ominus \oplus \ominus \oplus)$ . ორთქლის მდგომარეობაში წყალი ასოცირებული არ არის.

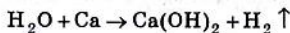
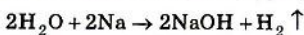
ყინულში წყლის მოლეკულები ერთმანეთთან დაკავშირებულია წყალბადური ბმებით. ყინულის კრისტალში ჟანგბადის ყოველი ატომი დაკავშირებულია წყალბადის ოთხ ატომთან. აქედან ორ ატომს უკავშირდება კოვალენტური ბმით, ხოლო ორს – წყალბადური ბმით:



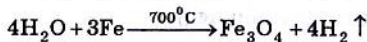
ქიმიური თვისებები. წყალი რეაქციაში შედის:

1) I A და II A ჯგუფის ლითონებთან (Be-ისა და Mg-ის გარდა)

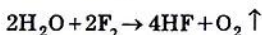
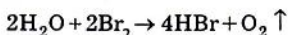
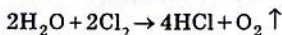
ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე წყალბადის გამოყოფით:



2) გავარკვარებულ რკინასთან წყალბადის გამოყოფით:

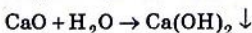
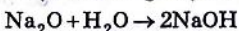


3) VII A ჯგუფის არალითონებთან ჟანგბადის გამოყოფით:

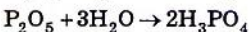
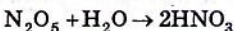
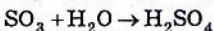


ფთორის გარეშოში წყალი იწვის. ქლორის და ბრომის ურთიერთქმედება წყალთან სტადიებად მიმდინარეობს, რომელთაც VII A ჯგუფის ელემენტების განხილვის დროს გავეცნობით. აქ კი წარმოდგენილია შეჯამებული ტოლობა.

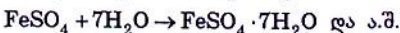
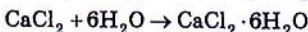
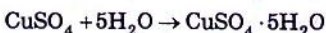
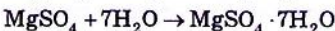
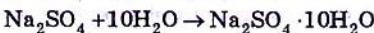
4) წყალი რეაქციაში შედის I A და II A ჯგუფების ლითონების (Be-ის და Mg-ის გარდა) ოქსიდებთან და ტუტეებს წარმოქმნის:



5) წყალი რეაქციაში შედის ყველა მჟავურ ოქსიდთან ქვიშის ( $\text{SiO}_2$ ) გარდა და მჟავებს წარმოქმნის:



6) წყალი რეაქციაში შედის ზოგიერთ მარილთან და წარმოქმნის კრისტალჰიდრატებს. მაგალითად:



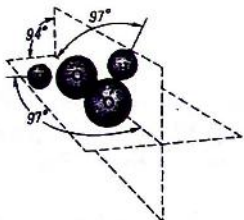
7) წყალი რეაქციაში შედის ორგანულ ნივთიერებებთან და წარმოქმ-

ნის მიერთების პროდუქტებს. ამ რეაქციებს ჰიდრატაციის რეაქციები ეწოდება (იხ. ორგანული ქიმია).

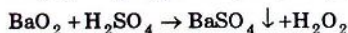
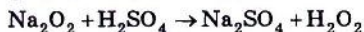
8) წყალი იწვევს მარილების და ზოგიერთი ორგანული ნივთიერების ჰიდროლიზს (იხ. ჰიდროლიზი).

### წყალბადის პეროქსიდი

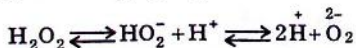
წყალბადის პეროქსიდის ფორმულაა  $H_2O_2$ , სტრუქტურული კი ასეთია:



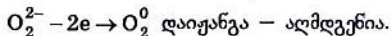
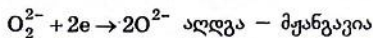
მოლეკულა წრფივი არ არის. ორი  $H - O$  ბმა განლაგებულია სხვადასხვა სიბრტყეში, რომელთა შორის კუთხე  $94^\circ$ -ია. იგი შეიცავს პეროქსიდის დაჯგუფებას  $-O-O-$ , სადაც ბმა 3-ჯერ უფრო სუსტია, ვიდრე  $O - H$  ბმა. ჟანგბადის ჟანგვის რიცხვი  $-1$ -ის ტოლია. წყალბადის პეროქსიდი მიიღება ლითონის პეროქსიდებზე მჟავების მოქმედებით. მაგალითად, ნატრიუმის პეროქსიდსა ( $Na_2O_2$ ) ან ბარიუმის პეროქსიდზე ( $BaO_2$ ) გოგირდმჟავას მოქმედებით:



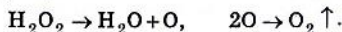
ფიზიკური თვისებები.  $H_2O_2$  სიროფის მსგავსი უფერო სითხეა. წყალში კარგად იხსნება. მის 30%-იან ხსნარს პერჰიდროლი ეწოდება. წყალბადის პეროქსიდი ძალიან სუსტი მჟავა ( $K_a = 10^{-12}$ ) და დისოცირდება ორ საფეხურად:



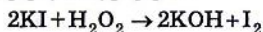
მჟავას ნაშის  $O_2^{2-}(-O-O-)$  შეუძლია გასცეს ან მიიერთოს ელექტრონები:



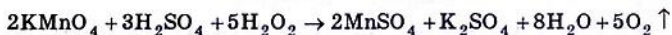
ამის გამო წყალბადის პეროქსიდი მჟანგავიცაა და აღმდგენიც, თუმცა როგორც მჟანგავი უფრო ძლიერია, ვიდრე როგორც აღმდგენი. იგი ადვილად იშლება ატომური ჟანგბადის გამოყოფით, რაც განაპირობებს მის ჟანგვის უნარს:



წყალბადის პეროქსიდი ჟანგავს კალიუმის იოდიდს და გამოყოფს თავისუფალ იოდს, რომელსაც სახამებლის ხსნარით ამოიცნობენ (იოდი სახამებელს ალურჯებს):



ძლიერ მჟანგავებთან ( $KMnO_4$ ) წყალბადის პეროქსიდი აღმდგენია:

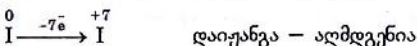
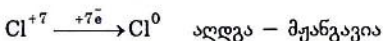
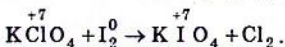
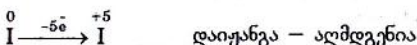
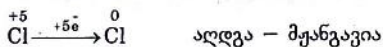
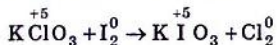


წყალბადის პეროქსიდის 3%-იანი ხსნარი გამოყენებულია მედიცინაში ჭრილობის სადუზინგექციოდ, კონცენტრირებული ხსნარი კი - რაკეტებში საწვავის დასაჟანგად.

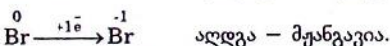
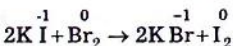
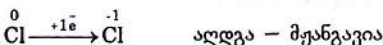
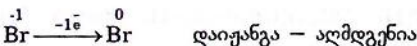
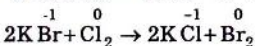
## §2. VII A ჯგუფის ელემენტების ზოგადი დახასიათება

VII A ჯგუფის ელემენტებს ჰალოგენები ეწოდება. მათი გარე შრის ელექტრონების კონფიგურაციაა  $s^2 p^5$ . ნორმალურ მდგომარეობაში ისინი I-ვალენტიანი ელემენტებია. ფთორის გარდა ყველა ჰალოგენი გადადის აღვზნებულ მდგომარეობაში, რომელშიც ისინი 3, 5 და 7-ვალენტიანი არიან. ინერტულ აირებთან უშუალო მეზობლობის გამო მათი ელექტრონ-ისადმი სწრაფვის ენერგია მაქსიმალურია, ამიტომ ისინი ყველაზე ელექტროუარყოფითი ელემენტებია შესაბამის პერიოდში. ჰალოგენები წყალბად- და ლითონნაერთებში ამჟღავნებს -I ჟანგვის რიცხვს. ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად მცირდება მათი ელექტროუარყოფითობა და სუსტდება მჟანგავი (არალითონური) თვისებები, აღმდგენი (ლითონ-

ნური) თვისებები კი ძლიერდება. ფთორის გარდა ჰალოგენები ამჟღავნებს +1, +3, +5 და +7 ჟანგვის რიცხვს და წარმოქმნის შესაბამის ოქსიდებსა და ჟანგბადიან მჟავებს. ყველაზე ძლიერი აღმდგენი თვისებები აქვს იოდს, ამიტომ იგი წარმოქმნის ყველაზე მდგრად ჟანგბადნაერთებს და აძევეს თავისუფალ ქლორს ჟანგბადნაერთებიდან. მაგალითად,  $\text{KClO}_3$ -სა და  $\text{KClO}_4$ -ზე იოდის მოქმედებით გამოიყოფა თავისუფალი ქლორი:



ჯგუფში ზევიდან ქვევით ჰალოგენების მჟანგავი თვისებები თანდათანობით სუსტდება, ამიტომ ჯგუფის ზედა ელემენტები აძევენ ჯგუფის ქვედა ელემენტებს წყალბად- და ლითონნაერთებიდან, მაგალითად:



ჯგუფში ზევიდან ქვევით ჰალოგენების ფიზიკური თვისებები იცვლება:  $\text{F}_2$  და  $\text{Cl}_2$  აირებია, ბრომი თხევადი ნივთიერებაა, იოდი კი - მყარი კრისტალური ნაერთი, რომელსაც ლითონური ბზინვაც ახასიათებს.

ჰალოგენები (ფთორის გარდა) წარმოქმნის ჟანგბადიან მჟავებს, რომლებშიც ამჟღავნებს +1, +3, +5 და +7 ჟანგვის რიცხვებს, მაგალითად,

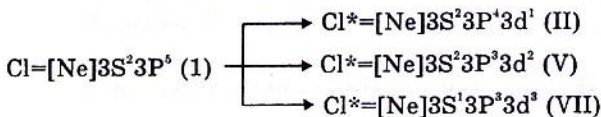
ცნობილია  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$  და  $\text{HClO}_4$ . ჟანგვის რიცხვის ზრდასთან ერთად იზრდება მათი მდგრადობა და სიძლიერე. ყველაზე მდგრადი და ძლიერი მჟავაა  $\text{HClO}_4$ .

### ქლორი

ქლორის რიგითი ნომერი  $Z=17$ . ბუნებაში ქლორი არსებობს ორი იზოტოპის –  $^{35}\text{Cl}$ -ისა და  $^{37}\text{Cl}$ -ის – სახით ( $^{35}\text{Cl}$  – 75%,  $^{37}\text{Cl}$  – 25%). ნორმალურ მდგომარეობაში მას აქვს ერთი გაუწყველებელი p-ელექტრონი და ამჟღავნებს 1-ის ტოლ ვალენტობას:



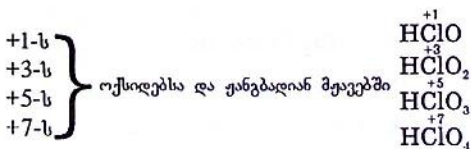
ვაკანტური ორბიტალების არსებობის გამო გადადის აღზნებულ მდგომარეობაში და 3, 5 და 7-ვალენტია:



ნაერთებში ქლორი ამჟღავნებს ჟანგვის შემდეგ რიცხვებს:

-1-ს წყალბად- და ლითონნაერთებში ( $\text{HCl}^{-1}$ ,  $\text{NaCl}^{-1}$ );

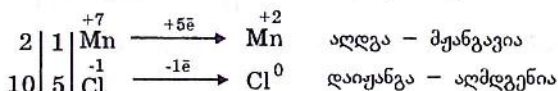
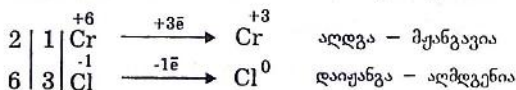
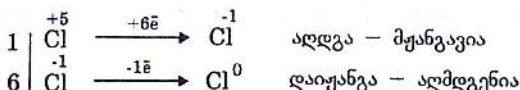
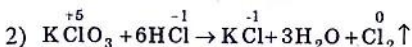
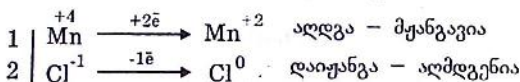
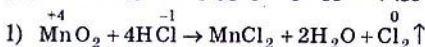
0-ს მარტივ ნივთიერებაში ( $\text{Cl}_2^0$ );



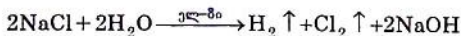
გავრცელება. ქლორი დიდი აქტიურობის გამო ბუნებაში თავისუფალი სახით არ არსებობს. ნაერთებიდან კი გავრცელებულია:  $\text{NaCl}$  – სუფრის მარილი,  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  – კარნალიტი,  $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  – კაინიტი,  $\text{KCl}$  – სილვინი,  $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$  – სილვინიტი,  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  – ბიშოფიტი. ზღვის წყალი შეიცავს  $\text{NaCl}$ -ს 3,5%-მდე. ქლორი ყველაზე

მეტად გავრცელებული ელემენტია ჰალოგენებიდან.

ქლორის მიღების რეაქციები უანგვა-ალდგენის რეაქცია:



5) ტექნიკაში ქლორს დებულობენ სუფურის მარილის წყალხსნარის ელექტროლიზით:



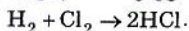
(K) (A) ხსნარი

ფიზიკური თვისებები. ქლორი მომწვანო-მოყვითალო ფერის მახრ-ჩობელა აირია. აღიზიანებს სასუნთქი გზების ღორწოვან გარსს, იწვევს ფილტვების დაშლას. ქლორი პირველი მომწამლავი ნივთიერებაა, რომელიც გერმანელებმა გამოიყენეს I მსოფლიო ომში. ქლორი ჰაერზე 2,5-ჯერ მძიმეა ( $D_2(\text{Cl}_2) = 71/29$ ). 1ლ წყალში 20<sup>0</sup>C-ზე იხსნება 2,5ლ Cl<sub>2</sub> და წარმოქმნის ქლორიან წყალს.

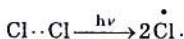
ქიმიური თვისებები. ქლორი ფთორის შემდეგ ყველაზე აქტიური არაალითონია. იგი რეაქციაში შედის თითქმის ყველა ელემენტთან უანგვა-

დის, აზოტისა და ნახშირის გარდა.

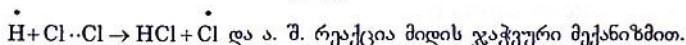
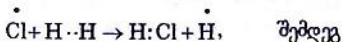
1) ქლორი რეაქციაში შედის წყალბადთან:



ეს რეაქცია სიბნელეში არ მიდის, რეაქცია იწყება სინათლეზე ან გაცხელებისას. სინათლის ფოტონი ( $h\nu$ ) ჯერ ქლორის მოლეკულას გახლენს ატომებად, რომელთაც გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს. კვანძულექტრონიან ატომს რადიკალი ეწოდება:

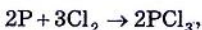


ქლორის რადიკალი წარმოქმნისთანავე ევჯახება წყალბადის მოლეკულას და მოხლენს წყალბადის რადიკალს, რომელსაც გაუწყვილებს თავის ელექტრონს და წარმოქმნის ქლორწყალბადის მოლეკულას. წყალბადის მოლეკულის გახლენის შედეგად წარმოქმნილი წყალბადის რადიკალი ახლა ქლორის მოლეკულას ევჯახება და გახლენს მას ისევ რადიკალებად და ა. შ.

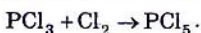


2) ქლორი რეაქციაში შედის გოგირდთან. გამდნარ გოგირდში ქლორის გატარებისას:  $\text{S(თხ)} + \text{Cl}_2(\text{ა}) \rightarrow \text{SCl}_2$ .

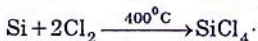
3) ქლორი რეაქციაში შედის ფოსფორთან, ჯერ მიიღება  $\text{PCl}_3$ :



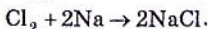
რომელიც კვლავ შედის რეაქციაში ქლორთან და წარმოქმნის  $\text{PCl}_5$ -ს:



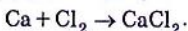
4) რეაქციაში შედის სილიციუმთან:



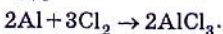
5) ქლორის გარემოში იწვის ლითონები; მაგალითად Na იწვის ყვითელი ალით:



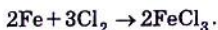
6) ქლორის გარემოში იწვის კალციუმი:



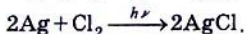
7) ალუმინი:



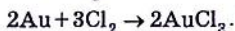
8) რკინა:



9)  $20^\circ\text{C}$ -ზე ქლორი რეაქციაში შედის ვერცხლთან სინათლის მოქმედებით (ფოტოქიმიური რეაქცია):



10) ქლორი  $20^\circ\text{C}$ -ზე რეაქციაში შედის ოქროსთან ტენის თანაობისას. აბსოლუტურად მშრალი ქლორი ოქროსთან რეაქციაში შედის მხოლოდ  $150^\circ\text{C}$ -ზე:



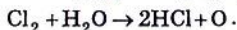
11) ქლორი რეაქციაში შედის წყალთან:



ეს რეაქცია შექცევადია და წონასწორობა გადახრილია მარჯვნივ. ჯერ მიიღება მარილმჟავას და ქვექლოროვანი მჟავას ნარევი. ქვექლოროვანი მჟავა კი არ არის მდგრადი და იშლება ატომური ჟანგბადის გამოყოფით:  $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl} + \text{O}$

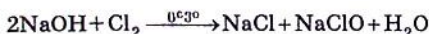


თუ ამ ორ რეაქციას შევაჯამებთ, მივიღებთ:



ქლორისა და წყლის ნარევის ( $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ) ქლორიანი წყალი ეწოდება. ქლორიანი წყალი ატომური ჟანგბადის გამოყოფის გამო ძლიერი მჟანგავია. ქლორიანი წყლის ამ თვისებაზე დამყარებული ქლორის გამოყენება სასმელი წყლის სადღეინფექციოდ. რეაქციის შედეგად გამოყოფილი ჟანგბადი ზოცავს წყალში არსებულ მიკროორგანიზმებს.

12) ტუტის ხსნარში ქლორის გატარებისას რეაქცია ორი მიმართულებით მიდის: 1) ცივ ხსნარში (დაბალ ტემპერატურაზე) ქლორის გატარებისას მიიღება სუფრის მარილი და ქვექლოროვანი მჟავას მარილი:



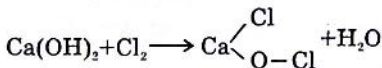
ეს უკანასკნელი თანდათანობით იშლება და გამოყოფს ატომურ ჟანგბადს:  $\text{NaClO} \rightarrow \text{NaCl} + \text{O}$  ამის გამო ქლორის ტუტე ხსნარი ძლიერი მჟანგავია და ახასიათებს სადღეინფექციო და მათეთრებელი თვისებები.

კალიუმის ტუტის ხსნარში ქლორის გატარებით ბერთოლემ მიიღო ხსნარი, რომელიც შეიცავდა  $\text{KCl}$  და  $\text{KClO}$  მარილებს. ამ ხსნარს „ჟაველების ხსნარი“ უწოდეს (ჟაველი სოფელია პარიზის ახლოს). „ჟაველის

ხსნარი“ ძლიერი მჟანგავია ატომური ჟანგბადის გამოყოფის გამო:



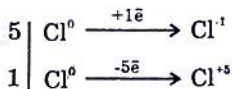
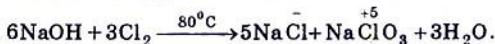
ამიტომ იგი ყოფაცხოვრებაში გამოყენებულია მათეთრებლად. დიდი გამოყენება აქვს აგრეთვე მათეთრებელ კირს ანუ ქლორიან კირს, რომელიც კალციუმის ტუტეში ქლორის გატარებით მიიღება:



ქლორიანი კირი თეთრი ფხვნილია. აქვს ქლორის სუნი. გამოყენებულია საღებავების, საზოგადოებრივ ადგილებში და მათეთრებლად ყოფაცხოვრებაში:

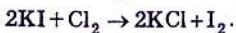


13) ცხელი ტუტის ხსნარში ქლორის გატარების შედეგად მიიღება: მარილმჟავასა და ქვექლორის მჟავას მარილი:



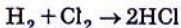
ქლორის ურთიერთქმედება წყალთან, ცივ და ცხელ ტუტის ხსნართან დისპროპორციის რეაქციაა, რომელშიც ქლორის ატომი როგორც მჟანგავია, ისე აღმდგენი.

14) ქლორი, როგორც აქტიური არალითონი წყალბად- და ლითონ-ნაერთებიდან ამჟებებს ბრომსა და იოდს:



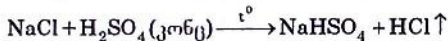
### ქლორწყალბადი

ქლორი წყალბადთან წარმოქმნის - HCl-ს. მრეწველობაში იგი მიიღება წყალბადის დაწვით ქლორში:

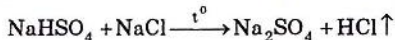


ლაბორატორიაში კი HCl-ს ღებულობენ სუფრის მარილზე კონცენ-

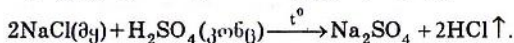
ტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით. ზომიერი გაცხელების პირობებში მიიღება გოგირდმჟავას მჟავა მარილი და გამოიყოფა 1 მოლი ქლორწყალბადი:



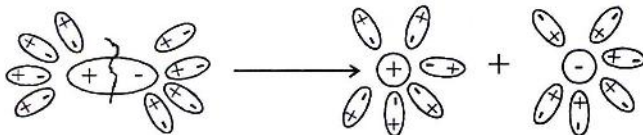
გოგირდმჟავას მჟავა მარილი მალალ ტემპერატურაზე კვლავ შედის რეაქციაში NaCl-თან და გამოყოფს კიდევ ერთ მოლ ქლორწყალბადს:



თუ შევავსებთ ბოლო ორ რეაქციას, მივიღებთ:



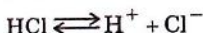
თვისებები. ქლორწყალბადი უფერო, მახრჩობელა აირია. ჰაერთან შედარებით ( $D_3(\text{HCl}) = 36,5 / 29$ ) 25-ჯერ მძიმეა. 20°C-ზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება 500 მოცულობა ქლორწყალბადი. ქლორწყალბადის მოლეკულაში ბმა კოვალენტურ-პოლარულია და ელექტრონული წყვილი გადახრილია ქლორისაკენ  $\overset{\delta-}{\text{Cl}} \rightarrow \overset{\delta+}{\text{H}}$ , ამიტომ ქლორი ნაწილობრივ უარყოფითად იმუხტება, ხოლო წყალბადი – ნაწილობრივ დადებითად. ქლორწყალბადის პოლარული მოლეკულა წყალში გახსნის დროს იხლინება წყლის მოლეკულების მეშვეობით და წარმოიქმნება ჰიდრატირებული იონები:



პოლარული მოლეკულა

ჰიდრატირებული იონები

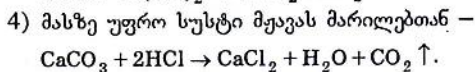
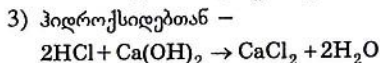
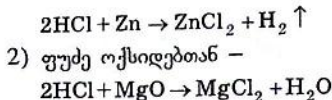
ქლორწყალბადის წყალხსნარს მარილმჟავა ეწოდება. მარილმჟავა  $\text{HCl}(\text{aq})$  ძლიერი, ერთფუძიანი მჟავაა, რომელიც წყალხსნარში მთლიანად დაშლილია იონებად:



მარილმჟავას კონცენტრირებული ხსნარი შეიცავს 37%  $\text{HCl}$ -ს. იგი უფერო სითხეა, ჰაერზე ბოლავს. მას მჟავას ვეწვლა თვისება აქვს.

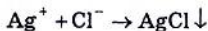
რეაქციაში შედის:

1) აქტიურ ლითონებთან –

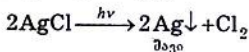


მარილმჟავა აღმდგენია და მჟანგავეებთან ურთიერთქმედებისას გამოყოფს თავისუფალ ქლორს (იხ. მიღების ხერხები).

მარილმჟავას მარილები. მარილმჟავას მარილებს ქლორიდები ეწოდება. ყველა ქლორიდი იხსნება წყალში  $\text{AgCl}$ -ის გარდა, ამიტომ ქლორიდ-იონის ( $\text{Cl}^-$ ) აღმოჩენია ვერცხლის კატიონი:

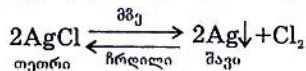


ვერცხლის ქლორიდი თეთრი ხაჭოსებრი ნალექია, რომელიც მჟავაში არ იხსნება. ვერცხლის ქლორიდი სინათლეზე იშლება და გამოიყოფა ვერცხლი შავი ნალექის სახით:



ვერცხლის ქლორიდის ეს თვისება გამოყენებულია ფოტოგრაფიაში ფოტოფირების და ფოტოქალაღების დასამზადებლად.

სინათლეზე  $\text{AgCl}$ -ის გაშავება გამოყენებულია მზის ისეთი სათვალის დასამზადებლად, რომელიც ჩრდილში უფეროა, მზეზე კი – შავი. ასეთი სათვალის მინა შეიცავს  $\text{AgCl}$ -ს. მზის სინათლეზე  $\text{AgCl}$  იშლება და გამოყოფილი ვერცხლი მინას აძლევს შავ ფერს. ჩრდილში ვერცხლი ისევ უერთდება ქლორს და  $\text{AgCl}$ -ის წარმოქმნის გამო მინა უფეროდდება:



ქლორიდებს ფართოდ იყენებენ როგორც ყოფა-ცხოვრებაში (სუფრის მარილი), ისე მრეწველობაში. მაგალითად, ქლორის მისაღებად და ა. შ.

$\text{KCl}$  სასუქია;

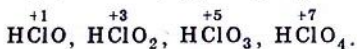
$\text{CaCl}_2$  გამოყენებულია მედიცინაში 10%-იანი ხსნარის სახით. უწყლო  $\text{CaCl}_2$ -ს იყენებენ ლაბორატორიაში, როგორც საშრობ საშუალებას;

$ZnCl_2$  გამოყენებულია ლითონის ზედაპირის გასასუფთავებლად რჩილვის დროს. მისი ხსნარით გაჟენტილია ლიანდაგის შპალები ლპობისაგან დასაცავად;

$BaCl_2$  გამოიყენება სოფლის მეურნეობაში მავნებლების წინააღმდეგ.

### ქლორის ჟანგბადნაერთები

არსებობს ქლორის შემდეგი ოქსიდები:  $Cl_2O$ ,  $Cl_2O_3$ ,  $Cl_2O_5$  და  $Cl_2O_7$ . ისინი მჟავური ოქსიდებია და შეესაბამებათ ჟანგბადიანი მჟავები:



ჟანგბადიანი მჟავებში ქლორი ამჟღავნებს +1, +3, +5 და +7 ჟანგვის რიცხვს. ყველაზე არამდგრადი ნაერთია  $HClO$ , ყველაზე მდგრადი კი —  $HClO_4$ . იგი არსებობს თავისუფალი სახით, ხოლო  $HClO$ ,  $HClO_2$  და  $HClO_3$  — არა. ისინი არსებობენ მხოლოდ მათი წყალხსნარების სახით.

ქლორის ჟანგბადიანი მჟავებია:

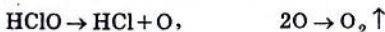
$HClO$  — ქვექლოროვანი მჟავა,

$HClO_2$  — ქლოროვანი მჟავა,

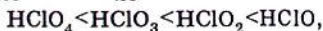
$HClO_3$  — ქვექლორის მჟავა,

$HClO_4$  — ქლორის მჟავა.

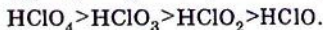
ქვექლოროვანი მჟავა ( $HClO$ ) ყველაზე არამდგრადი ნაერთია და იშლება ატომური ჟანგბადის გამოყოფით:



ამიტომ იგი ყველაზე ძლიერი მჟანგავია. ქლორის მჟავა  $HClO_4$  ყველაზე მდგრადი ნაერთია და ამიტომ მჟანგავის თვისებებს ნაკლებად ამჟღავნებს. მჟანგავის თვისებები ქლორის ჟანგბადიანი მჟავებში ძლიერდება შემდეგი თანმიმდევრობით:

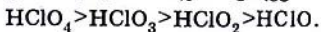


მდგრადობა კი — ასეთი თანმიმდევრობით:

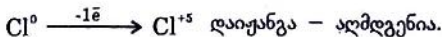
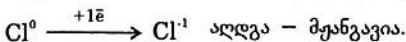
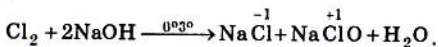


ქლორის ჟანგბადიანი მჟავები ერთფუძიანი მჟავებია და მათი სიძლიერე დამოკიდებულია უშუალოდ ქლორთან დაკავშირებული ჟანგბადის

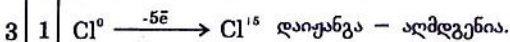
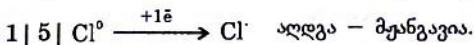
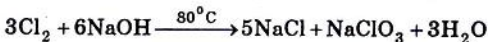
რაოდენობაზე და იზრდება შემდეგი თანმიმდევრობით:



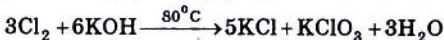
ჟანგბადიანი მჟავების მარილები მიიღება ქლორის გატარებით ტუტის წყალხსნარში. ტუტის ცივ ხსნარში წარმოიქმნება ქვექლოროვანი მჟავას მარილი:



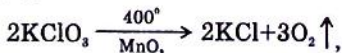
ტუტის ცხელ ხსნარში ქლორის გატარებით მიიღება ქვექლორის მჟავას მარილები:



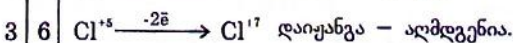
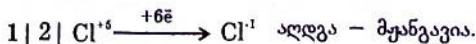
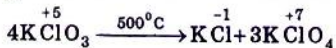
ქვექლორის მჟავას კალიუმის მარილი  $\text{KClO}_3$  მიიღება  $\text{KOH}$ -ის ცხელ ხსნარში ქლორის გატარებით:



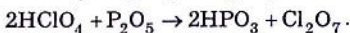
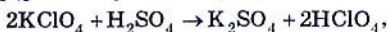
$\text{KClO}_3$ -ს ბერთოლეს მარილი ეწოდება (ფრანგი ქიმიკოსის ბერთოლეს პატივისცემად, რომელმაც დაადგინა მისი ფორმულა). ბერთოლეს მარილი  $400^{\circ}\text{C}$ -მდე გახურებისას და  $\text{MnO}_2$ -ის თანაობისას იშლება ჟანგბადის გამოყოფით:



ხოლო უკატალიზატოროდ  $500^{\circ}\text{C}$ -მდე გაცხელებისას განიცდის დის-მუტაციას:



ქლორის ჟანგბადიანი მჟავას მარილებზე კონცენტრირებული გოგირდ-მჟავას მოქმედებით ლებულობენ შესაბამის მჟავას, ხოლო მჟავაზე  $P_2O_5$ -ის მოქმედებით – შესაბამის ოქსიდს:



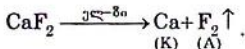
### ფოტონი

ფოტონი ელემენტთა პერიოდული სისტემის მე-2 პერიოდის ელემენტია. მისი ატომური ნომერია 9, ხოლო ფარდობითი ატომური მასა – 19. შედგება ერთი იზოტოპისაგან –  $^{19}F$ . გარე სავალენტო შრეზე ფოტონს 1p ელექტრონი აქვს და ამიტომ ერთვალენტია:

$$F = 1s^2 2s^2 2p^5$$

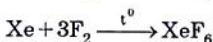
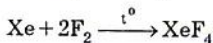
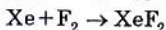
ფოტონს ვაკანტური ორბიტალები არა აქვს, ამიტომ არ შეუძლია აღზნებულ მდგომარეობაში გადასვლა და მუდმივად ერთვალენტია. ნაერთებში ამჟღავნებს მხოლოდ -1 ჟანგვის რიცხვს. ბუნებაში გავრცელებულია ნაერთების – ფლუორიტის ანუ მლღობი შპატის ( $CaF_2$ ), კრიოლითის ( $Na_3AlF_6$ ) და ფთორაპატიტების ( $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ ), სახით.

მიღების ხერხები. ფოტონი ყველაზე აქტიური არაალითონია. მისი ელექტროუარყოფითობა მაქსიმალურია (4-ის ტოლი), ამიტომ ფოტონის მიღება მისი ანიონის დაჟანგვით შეუძლებელია. მას ლებულობენ მხოლოდ გამდნარი ფლუორიტის ან უწყლო თხევადი ფთორწყალბადის ელექტროლიზით:

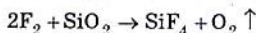
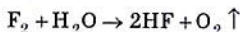


თვისებები. ფოტონი ღია მწვანე ფერის მომწამლავი აირია, იგი ჰაერზე უფრო მძიმეა ( $D_4(F_2) = 38/29$ ). ქიმიურად ძალიან აქტიურია. ქლორისგან განსხვავებით მისი მაღალი აქტივობა განპირობებულია ფოტონის ატომებს შორის არსებული სუსტი კოვალენტური ბმით. სხვა ჰალოგენებისაგან განსხვავებით კოვალენტური ბმის ნაკლებად მდგრადობა გამოწვეულია ფტონის ატომის რადიუსის სიმცირით (წყალბადის შემდეგ ყველაზე მცირე რადიუსი აქვს ფტონს – 0,64 Å ან 0,064 ნმ). მცირე რადიუსის გამო ფოტონის გაწყველებული ელექტრონები ერთმანეთს განიზიდავს და ამცირ-

ებს კოვალენტური ბმის მდგრადობას. ფთორი რეაქციაში შედის ყველა ელემენტთან ჟანგბადის და აზოტის გარდა. იგი ერთადერთი ელემენტია, რომელიც რეაქციაში შედის ინერტულ აირებთან (ჰელიუმის და არგონის გარდა), მაგალითად, ფთორი რეაქციაში შედის ქსენონთან და წარმოქმნის დი-, ტეტრა- და ჰექსაფთორიდებს:

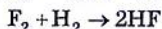


ფთორში იწვის წყალი და ქვიშა, რეაქციის შედეგად გამოიყოფა ჟანგბადი:

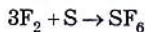


ფთორი რეაქციაში შედის: 1) წყალბადთან სიბნელეში და დაბალ ტემ-

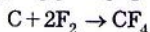
პერატურაზეც კი ( $-250^\circ\text{C}$ ):



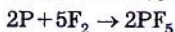
2) გოგირდთან და წარმოქმნის ჰექსაფთორიდს:



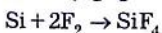
3) ფთორში იწვის მური და გრაფიტი. მური იწვის ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე, გრაფიტი – მაღალზე:



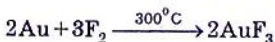
4) ფთორში იწვის ფოსფორი:



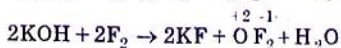
5) სილიციუმი:



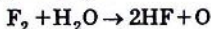
6) ფთორში იწვის ყველა ლითონი; მაგალითად, ოქრო:



7) ტუტის განზავებული ხსნარისა და ფთორის ურთიერთქმედებით მიიღება ჟანგბადის დიფთორიდი, რომელშიც ჟანგბადის ჟანგვის რიცხვი +2-ის ტოლია. ჟანგბადის დიფთორიდი უფრო ტოქსიკური აირია:



ჟანგბადის დიფუზიის გარდა ამ დროს წარმოიქმნება წყალბადის პეროქსიდი, ჟანგბადი და ოზონი. ისინი წარმოიქმნებიან ატომური ჟანგბადის მეშვეობით, რომელიც ფთორისა და წყლის ურთიერთქმედების შედეგად გამოიყოფა:

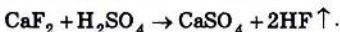


შემდეგ ატომური ჟანგბადი შედის რეაქციაში წყალთან, ფთორთან და ერთმანეთთან:



### ფთორწყალბადი

ფთორწყალბადი ლაბორატორიაში მიიღება ფლუორიტზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით:



ფთორწყალბადი უფერო, მძაფრი სუნის მქონე აირია. ჰაერზე მსუბუქია ( $D_4(HF) = 20/29$ ); ადვილად თხევადდება ( $20^\circ C$ ). თხევადი ფთორწყალბადი სხვა ჰალოგენწყალბადებისგან განსხვავებით ასოცირებულია წყალბადური ბმებით:

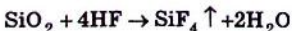


თხევადი HF წყალში იხსნება ნებისმიერი რაოდენობით და წარმოქმნის ფთორწყალბადმჟავას, რომელსაც მლღობი მჟავაც ეწოდება.

ფთორწყალბადმჟავა სხვა ჰალოგენწყალბადმჟავებისაგან განსხვავებით საშუალო სიძლიერის მჟავაა ( $K_{\text{ფ}} = 10^{-4}$ ), რაც იმითაა გამოწვეული, რომ წყალბადის ატომების იონიზაციას აფერხებს მათ შორის არსებული წყალბადური ბმები:



ფთორწყალბადმჟავა სხვა ჰალოგენწყალბადმჟავებისაგან განსხვავებით რეაქციაში შედის ქვიშასთან და წარმოქმნის აქროლად ნაერთს —  $SiF_4$ :



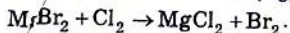
ანალოგიურად ურთიერთქმედებს HF მინის შედგენილობაში არსებულ  $SiO_2$ -თან, ამის გამო მისი შენახვა მინის ჭურჭელში არ შეიძლება,

მას ინახავენ პოლიეთილენის ჭურჭელში. ეს რეაქცია გამოყენებულია მინახე წარწერის გასაკეთებლად და ლეკორატიული მინის წარმოებაში. ფთორწყალბადმჟავას ყველა მარილი წყალში ხსნადია და ტოქსიკურია. ჟანგბადიან მჟავებს ფთორი არ წარმოქმნის.

## ბრომი

ბრომი ზურა წითელი ფერის მძიმე სითხეა, რომელიც კოლორითქლდება ორთქლი მკვეთარ წითელს ზღრუს კანზე მოხვედრის შემთხვევაში ბრომი იწვევს ძლიერ დამწვრობას.

ბრონი მიიღება მის მარილზე ქლორის მოქმედებით:

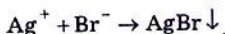


ბრომი ცუდად იხსნება წყალში ( $S^{20^\circ\text{C}}$  რეაქციაში შედის წყალთან

ბრომანი წყალი ეწოდება ( $\text{Br}_2$  ქლორის მსგავსად:  $\text{HBr} + \text{HBrO}$ ).

$\text{Br}_2$ -თან შედარებით წონასწორობა გადაწეულია მარცხნივ, ამიტომ ორომიანი წყალი უფრო სუსტი მჟანგავია, ვიდრე ქლორიანი წყალი.

ბრომი ქლორთან შედარებით ნაკლებად აქტიურია, მაგრამ, საერთოდ, საკმაოდ ენერგიულია და ჩვეულებრივ პირობებში რეაქციაში შედის თითქმის ყველა ელემენტთან აზოტის, ჟანგბადის და ნახშირბადის გარდა. წყალბადთან ურთიერთქმედებისას ბრომი წარმოქმნის უფრო, მკვეთრი სუნის მქონე მძიმე აირს  $\text{HBr}$  ( $D_4 = 81/29$ ), რომლის წყალხსნარი წარმოადგენს ბრომწყალბადმჟავას, რომელიც მარილმჟავაზე უფრო ძლიერია, რადგან ბმა ბრომსა და წყალბადს შორის უფრო სუსტია, ვიდრე  $\text{Cl}$ -სა და წყალბადს შორის. ბრომწყალბადმჟავას ახასიათებს მჟავების ყველა თვისება. მის მარილებს ბრომიდები ეწოდება. ყველა ბრომიდი წყალში ხსნადია  $\text{AgBr}$ -ის გარდა, ამიტომ ბრომიდიონის აღმოჩენია ვერცხლის კატიონი:



$\text{AgBr}$  მოყვითალო ფერის ხაჭოსებრი ნალექია, რომელიც არ იხსნება ძლიერ მჟავებში.  $\text{AgCl}$ -ის მსგავსად  $\text{AgBr}$  სინათლეზე იშლება და გამოყენებულია ფოტოგრაფიაში. ნატრიუმისა და კალიუმის ბრომიდები გამოყენებულია მედიცინაში, როგორც დამამშვიდებელი საშუალება.

ჟანგბადთან ბრომი ქლორის ანალოგიურად ამჟავანებს +1, +3, +5 ან

+7 ჯანგვის როცხვს და წარმოქმნის ანალოგიურ ჟანგბადიან მჟავებს ( $\text{HBrO}$ ,  $\text{HBrO}_2$ ,  $\text{HBrO}_3$  და  $\text{HBrO}_4$ ), რომელთა სიძლიერე ქლორის ჟანგბადიანი მჟავების ანალოგიურია, მაგრამ ბრომის ჟანგბადიანი მჟავები ნაკლებად მდგრადია და ამის გამო უფრო ძლიერი მჟანგავებია.

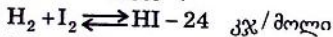
## იოდი

იოდი მონაცრისფრო-შავი ფერის მყარ ნივთიერებაა, რომელსაც ლითონური ბზივთა ახასიათებს. მისი მდგრადი გარეგნობის გარეშე ორთქლდურობით იისფერია. მისი გაცივებით ისევ კრისტალები წარმოიქმნება. ( $S^{20}C = 0,2$  კე უნარს სუბლიმაცია ეწოდება. წყალში ცუდად იხსნება ფერია.

იხსნება სპირტში, წარმოქმნილი ხსნარი იის-ოლი მიიღება მის მარილზე



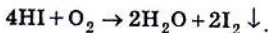
იოდი ჰალოგენების ჯგუფში ყველაზე ნაკლებად აქტიურია და რეაქციაში შედის მხოლოდ მაღალ ტემპერატურამდე გაცხელებითა და წყალბადთან იოდი რეაქციაში შედის  $200^{\circ}C$ -ზე. რეაქცია ენდოთერმულია და ამიტომ – შექცევადი:



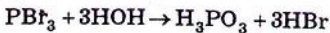
ჰალოგენწყალბადნაერთების მდგრადობა ჯგუფში მცირდება ზევიდან ქვევით:

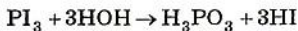


ყველაზე არამდგრადი ნაერთია HI. ამის გამო იგი ყველაზე ძლიერი აღმდგენია და ყველაზე ძლიერი მჟავა. ადვილად იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით, ამიტომ მისი უფერო ხსნარი დაყოვნებისას შავდება იოდის გამოყოფის გამო:

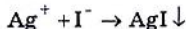


იოდწყალბად- და ბრომწყალბადმჟავების მიღება შესაბამის მარილზე კონცენტრირებული გოკიდმჟავას მოქმედებით არ შეიძლება მათი ადვილად დაჟანგვის გამო (განსაკუთრებით HI). ამიტომ მათ ლებულობენ  $\text{PBr}_3$ -ისა და  $\text{PI}_3$ -ის ჰიდროლიზით:





იოდწყალბადმჟავას მარილებს იოდიდები ეწოდება. იოდიდებიდან წყალში უხსნადია AgI, ამიტომ იოდიდინის აღმოჩენა ხდება ვერცხლის კატიონით:

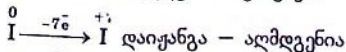
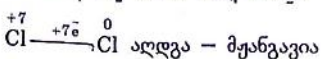
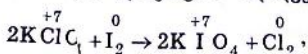
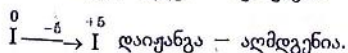
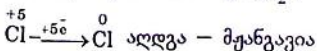
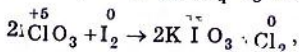


AgI ყვითელი ფერის ხაჭოსებრი ნალექია, რომელიც ძლიერ მჟავებში არ იხსნება.

იოდიდები გამოყენებულია მედიცინაში, ჩიყვის დაავადების საწინააღმდეგოდ. იმ რაიონებში, სადაც სასმელი წყალი არ შეიცავს იოდიდინებს, სუფრის მარილს უმატებენ კალიუმის იოდიდს (KI).

იოდი ქლორის მსგავსად წარმოქმნის ჟანგბადიან მჟავებს: HIO, HIO<sub>2</sub>, HIO<sub>3</sub> და HIO<sub>4</sub>. ჟანგბადიანი მჟავების სიძლიერე იზრდება HIO-დან HIO<sub>4</sub>-მდე. იოდის ჟანგბადიანი მჟავები ქლორის შესაბამის ჟანგბადიან მჟავებთან შედარებით უფრო სუსტი მჟავებია, მაგრამ უფრო ძლიერი მჟანგავებია ნაკლები მდგრადობის გამო.

ჰალოგენებიდან იოდი ყველაზე მეტად ამჟღავნებს ლითონურ თვისებებს და ჟანგბადთან დაკავშირების მეტი მიდრეკილება აქვს, რადგან დადებითი ჟანგვის რიცხვი უფრო ახასიათებს, ვიდრე უარყოფითი, ე. ი. უფრო ძლიერი აღმდგენია, ვიდრე მჟანგავი. იგი ქლორის ჟანგბადიანი მჟავების მარჯვნივ აძევებს ქლორს. მაგალითად, KIO<sub>3</sub>-ს და KIO<sub>4</sub>-ს ღებულობს: KClO<sub>3</sub>-ს და KClO<sub>4</sub>-ზე იოდის მოქმედებით:



იოდის აღმოჩენა ხდება სახამებლის წყალხსნარით. იოდი სახამებელს აღურევს.

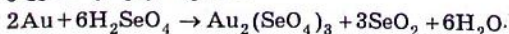
### §3. VI A ჯგუფის ზომადი დასასიათება

VI A ჯგუფის ელემენტებს ქალკოგენები ეწოდება. მათ გარე შრეზე მოთავსებული სავალენტო ელექტრონების კონფიგურაციაა  $s^2p^4$  და ნორმალურ მდგომარეობაში ისინი ორვალენტური ელემენტებია. ჟანგბადის გარდა ყველას აქვს ვაკანტური d-ორბიტალები და გადადის ალგზნებულ მდგომარეობაში s და p-ორბიტალებიდან d-ორბიტალებზე ელექტრონების გადასვლისას, ამიტომ ქალკოგენები (ჟანგბადის გარდა) 4 და 6-ვალენტურიანია.

ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ქალკოგენების ატომის რადიუსი მატულობს, ამის გამო ძლიერდება მათი აღმდგენი (ლითონური) თვისებები და სუსტდება – მჟანგავი (არალითონური). ჟანგბადი ყველაზე ძლიერი მჟანგავია ფთორის შემდეგ, მას აღმდგენი თვისებები არა აქვს (აღადგენს მხოლოდ ფთორს). დანარჩენი ქალკოგენები (S, Se, Te) კი ამჟღავნებს როგორც აღმდგენ, ისე მჟანგავ თვისებებს. ყველაზე მეტი ლითონური თვისება აქვს ტელურს. იგი კარგად ატარებს ელექტროდებს და ლითონური ბზინვაც ახასიათებს.

VI A ჯგუფის ელემენტები წყალბადთან წარმოქმნის ნერთებს:  $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ . ელემენტის რადიუსის ზრდასთან ერთად მცირდება მის წარაგვა ელექტრონისადმი, რაც ბმის პოლარიზაციას ამცირებს. ამიტომ წყალბადნერთებიდან  $H_2O$  ყველაზე მდგრადი ნერთია. ხლო  $H_2Te$  – ყველაზე არამდგრადი. მათი წყალხსნარები სუსტ-მჟავებია, რომელთა სიძლიერე  $H_2O$ -დან  $H_2Te$ -მდე თანდათანობით იზრდება. წყალი ნეიტრალურია,  $H_2S$ -სუსტი მჟავა,  $H_2Se$  და  $H_2Te$  – შედარებით ძლიერი.

ქალკოგენები წარმოქმნის ჟანგბადნერთებს –  $RO_2$ -სა და  $RO_3$ -ს, რომელთა მდგრადობა იზრდება ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად. მათი ოქსიდები მჟავურია და შეესაბამება მჟავები –  $H_2RO_3$  და  $H_2RO_4$ . ჟანგბადიანი მჟავების სიძლიერე ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად მცირდება. სელენისა და ტელურის მჟავები –  $H_2SeO_4$  და  $H_2TeO_4$  – გოგირდმჟავაზე უფრო ძლიერი მჟანგავებია. სელენის მჟავა გოგირდმჟავასგან განსხვავებით ჟანგავს ოქროს:



## ქანგბადი

ქანგბადი VI A ჯგუფის მე-2 პერიოდის ელემენტი. მისი ატომური ნომერი  $Z=8$ . შედგება სამი იზოტოპისაგან -  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$ . ფარდობითი ატომური მასა  $A_r=16$ . ქანგბადის ელექტრონული კონფიგურაციაა

$$\text{O} = 1s^2 2s^2 2p^4; \quad n=2 \begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow \\ \hline \end{array} \quad \begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array}$$

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

აქვს ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი

და ორვალენტიანი ელემენტი. ვაკანტური ორბიტალი არა აქვს და, ცხადია, ალგზნებულ მდგომარეობაში ვერ გადავა. ამიტომ დამატებითი ვალენტობა არ ახასიათებს. ქანგბადი ნაერთებში ამჟღავნებს შემდეგ ქანგვის რიცხვებს: -2-ს ოქსიდებში, -1-ს პეროქსიდებში,  $-1/2$ -ს სუპეროქსიდებში,

0-ს მარტივ ნივთიერებაში ( $\text{O}_2$ ),  $+1$ -ს დიოქსიდის დიფთორიდში ( $\text{O}_2\text{F}_2$ ),  $+2$ -ს ქანგბადის დიფთორიდში ( $\text{OF}_2$ ).

ბუნებაში ქანგბადი გავრცელებულია როგორც თავისუფალი სახით, ისე ნაერთების შედგენილობაში, თავისუფალი სახით შედის ჰაერის შედგენილობაში, სადაც მისი  $\omega\%(\text{O}_2) = 23\%$ , ხოლო  $\varphi\%(\text{O}_2) = 21\%$ . საერთოდ, ჰაერის შედგენილობა ასეთია:

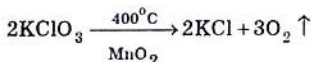
$\varphi\%(\text{N}_2) = 78\%$	$\omega\%(\text{N}_2) = 75,5\%$
$\varphi\%(\text{O}_2) = 21\%$	$\omega\%(\text{O}_2) = 23\%$
$\varphi\%(\text{Ar}) = 0,93\%$	$\omega\%(\text{Ar}) = 1,3\%$
$\varphi\%(\text{CO}_2) = 0,03\%$	$\omega\%(\text{CO}_2) = 0,046\%$

ატმოსფეროში  $1,1 \cdot 10^{16}$  ტ ქანგბადია. 100 კმ-ის ზევით ქანგბადი არსებობს მხოლოდ ატომური სახით. ქანგბადი შედის ორგანული და არაორგანული ნივთიერებების შედგენილობაში. დედამიწაზე გავრცელების მიხედვით ელემენტი ქანგბადი პირველ ადგილზეა. იგი დედამიწის ქერქის 47 %-ს შეადგენს, მისი შემცველი ნაერთებიდან კი ყველაზე მეტად გავრცელებულია წყალი.

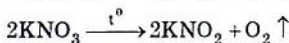
ქანგბადს აქვს ორი ალოტროპი - თავისუფალი ქანგბადი და ოზონი. ოზონი ( $\text{O}_3$ ) წარმოიქმნება ატმოსფეროს ზედა ფენაში დედამიწის ზედაპირიდან 25 კმ სიმაღლეზე მზის რადიაციის მოქმედებით. ოზონის ფენა დედამიწას იცავს ულტრაისფერი გამოსხივებისგან.

ჟანგბადის მიღება. მრეწველობაში ჟანგბადი მიიღება თხევადი ჰაერის ფრაქციული გამოხდით (აზოტი გამოიხდება  $196^{\circ}\text{C}$ -ზე ჟანგბადი –  $183^{\circ}\text{C}$ -ზე), ლაბორატორიაში კი მას რამდენიმე გზით ღებულობენ:

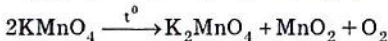
1. ბერთოლეს მარილის გახურებით  $\text{MnO}_2$ -ის თანაობისას:



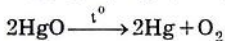
2. კალიუმის ნიტრატის გახურებით:



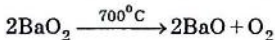
3. კალიუმის პერმანგანატის გახურებით:



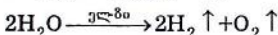
4. ვერცხლისწყლის ოქსიდის გახურებით:



5. ბარიუმის პეროქსიდის გახურებით:

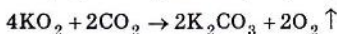
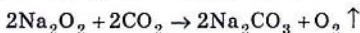


6. წყლის ელექტროლიზით:



(K) (A)

7. პეროქსიდებზე და სუპეროქსიდებზე ნახშირბადის დიოქსიდის მოქმედებით (ჟანგბადის რეგენერაცია):

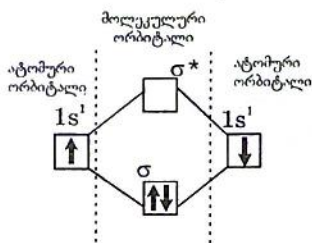


ამ გზით ჟანგბადს ღებულობენ კოსმოსურ ხომალდებსა და წყალქვეშა გემებში.

ფიზიკური თვისებები. უფერო, უგემო აირია, ჰაერზე უფრო მძიმეა ( $D_3(\text{O}_2) = 32/29$ ). აქვს პარამაგნიტური თვისებები, რაც განპირობებულია მოლეკულაში ორი კენტი ელექტრონის არსებობით. ორი გაუწყვილებელი ელექტრონის არსებობა ჟანგბადის მოლეკულაში აიხსნება მოლეკულური ორბიტალების თეორიით. მოკლედ განვიხილოთ მოლეკულური ორბიტალების თეორიის ძირითადი პრინციპები.

## მოლეკულური ორბიტალები

კოვალენტური ბმა ორ ატომს შორის მყარდება ატომური ორბიტალების გადაფარვით. გადაფარვის შედეგად წარმოიქმნება ორბიტალი, რომელიც ემსახურება ორივე ატომს და ამიტომ მოლეკულური ორბიტალი ეწოდება. მოლეკულური ორბიტალების რიცხვი ატომური ორბიტალების ჯამის ტოლია. მაგალითად, წყალბადის მოლეკულის წარმოქმნის დროს ორი  $1s^1$  ორბიტალიდან მიიღება ორი მოლეკულური ორბიტალი. აქედან ერთი უფრო დაბალი ენერგეტიკული დონისაა, ხოლო მეორე – უფრო მაღლის.



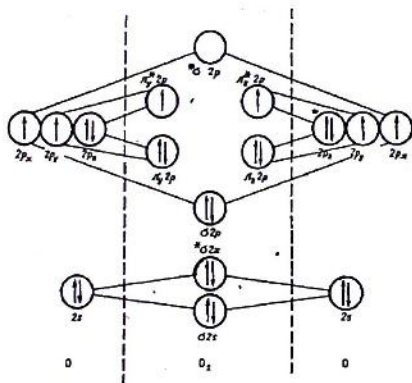
დაბალი ენერგეტიკული დონის ორბიტალს დამაკავშირებელი ორბიტალი (დამ-ორბიტალი) ეწოდება, ხოლო მაღალი ენერგეტიკული დონის ორბიტალს – გამთიშველი (გამ-ორბიტალი), რომელიც ვარსკვლავით აღინიშნება. მოლეკულურ ორბიტალებს ბერძნული ასოებით აღნიშნავენ  $\sigma$ ,  $\pi$ ,  $\delta$  და ა. შ. მოლეკულურ ორბიტალებზე ელექტრონების განაწილება ხდება პაულის პრინციპისა და ჰუნდის წესის შესაბამისად, ე. ი. ჯერ ივსება დაბალ ენერგეტიკული დონის დამაკავშირებელი ორბიტალი და შემდეგ მაღალი ენერგეტიკული დონის გამთიშველი ორბიტალი. ერთ მოლეკულურ ორბიტალზე მოთავსდება ორი ელექტრონი, რომელსაც საპირისპირო სპინი აქვს. მაგალითად, წყალბადის დამაკავშირებელ  $\sigma$ -ორბიტალზე მოთავსდება ორი  $s$ -ელექტრონი, რომელსაც საპირისპირო სპინები აქვს. გამთიშველი  $\sigma^*$ -ორბიტალი კი თავისუფალი იქნება. ატომებს შორის ქიმიური ბმის დასამყარებლად ელექტრონების რიცხვი დამ-ორბიტალზე უნდა აღემატებოდეს ელექტრონების რიცხვს გამ-ორბიტალზე. ბმის რიგი ატომებს შორის (იგივე ვალენტობა) უდრის დამ და გამ-ორბიტალებზე ელექტრონების რაოდენობის სხვაობის ნახევარს.

$$\text{ბმის რიგი} = \frac{n \text{ ელექტრონი(დამ)} - n \text{ ელექტრონი(გამ)}}{\text{ატომების რაოდენობა}}$$

$$\text{წყალბადის მოლეკულაში ატომებს შორის ბმის რიგი უდრის } \frac{2-0}{2} = 1.$$

მაშასადამე, ატომებს შორის მყარდება ერთი კოვალენტური ბმა.

ჟანგბადის მოლეკულაში ელექტრონების განაწილება ასეთია:



ატომური  
ორბიტალები

მოლეკულური  
ორბიტალები

ატომური  
ორბიტალები

ჟანგბადის s-ორბიტალიდან მიიღება ორი  $\sigma$ -ორბიტალი. ერთი დამაკავშირებელი და ერთი გამთიშველი. დამ და გამ-ორბიტალებზე ელექტრონების რიცხვი ერთნაირია. ისინი ერთმანეთს აბათილებენ და ბმის წარმოქმნაში არ მონაწილეობენ. ჟანგბადის სამი p-ორბიტალისაგან მიიღება  $\pi$  მოლეკულური ორბიტალი. ორი  $\sigma$  - ერთი დამაკავშირებელი, ერთი გამთიშველი და 4  $\pi$ -ორბიტალი - ორი დამაკავშირებელი და ორი გამთიშველი. ზე-ელექტრონი ჯერ შეაყვებს დამაკავშირებელ  $\sigma$ -ორბიტალს, შემდეგ დამაკავშირებელ ორ  $\pi$ -ორბიტალს. ამ ორბიტალების შევსებას დასჭირდება  $\pi$  ელექტრონი, დანარჩენი ორი ელექტრონი ჰუნდის წესის შესაბამისად განლაგდება ორ სხვადასხვა  $\pi^*$ -ორბიტალზე. ჟანგბადის ატომებს შორის ბმის რიგი უდრის

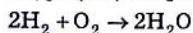
$\frac{6-2}{2} = 2$ , ე. ი. ატომებს შორის დამყარდება ორმაგი ბმა. გამთიშველ ორ-

ბიტალზე კი აღმოჩნდება ორი გაუწყვილებელი p-ელექტრონი, რომლებიც მოლეკულის პარამაგნიტურ თვისებებს განაპირობებს. ამრიგად, ჟანგბადი ბირადიკალია, რადგან აქვს ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი, მაგრამ ისინი გამთიშავ ორბიტალებზე არიან და ერთმანეთს არ უწყვილებიან. მათი გაწყვილება ხდება სხვა ნივთიერებებთან რეაქციის დროს.

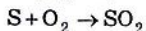
ჟანგბადი წყალში მცირედ ხსნადი აირია. 100 მოცულობა წყალში 20°C-ზე იხსნება 3 მოცულობა O<sub>2</sub>, რაც სრულიად საკმარისია ზღვებსა და ოკეანეებში სიცოცხლის შესანარჩუნებლად.

ჟანგბადის ქიმიური თვისებები. ჟანგბადი ქიმიური აქტიურობით მხოლოდ ფთორს ჩამოუვარდება. იგი რეაქციაში შედის ყველა ელემენტთან პალოგენების, ოქროსა და პლატინის გარდა.

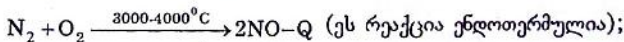
1. წყალბადთან ჟანგბადი რეაქციაში შედის 400°C-ზე:



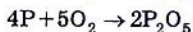
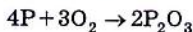
2. გოგირდთან, 250°C-ზე:



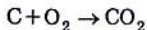
3. აზოტთან 3000–4000°C:



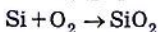
4. ფოსფორთან 60°C-ზე და წარმოქმნის P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>-ს ჟანგბადის ნაკლებობის შემთხვევაში და P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>-ს ჭარბი ჟანგბადის შემთხვევაში:



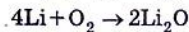
5. ნახშირთან 700°C-ზე:



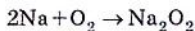
6. სილიციუმთან 600°C:



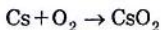
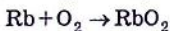
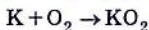
7. ჟანგბადში იწვის ლითონები. ლითონის დაწვით მიიღება ოქსიდი:



8. ნატრიუმის დაწვით – პეროქსიდი:

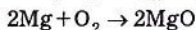


კალიუმის, რუბიდიუმისა და ცეზიუმის დაწვით მიიღება სუპეროქსიდები, ანუ ზეპეროქსიდები:

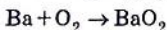


სუპეროქსიდები პარამაგნიტურია და, მაშასადამე, აქვს კენტი ელექტრონი. პეროქსიდებს კენტი ელექტრონი არა აქვს და პარამაგნიტური არ არის.

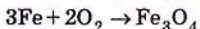
8. მაგნიუმი იწვის ჟანგბადში კაშკაშა ალით:



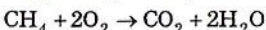
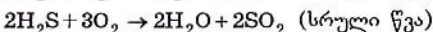
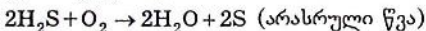
9. ბარიუმი ჟანგბადში იწვის და პეროქსიდს წარმოქმნის;



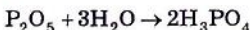
10. ჟანგბადში იწვის რკინა და წარმოქმნის ხენჯს:



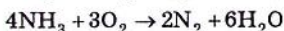
11. ჟანგბადში იწვის წყალბადნაერთები და წარმოიქმნება შესაბამისი ოქსიდები. მაგალითად:



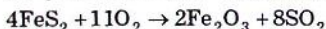
$2\text{PH}_3 + 4\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}$ , რომელიც შემდეგ ფოსფორმჟავას წარმოქმნის:



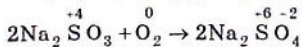
ამაიკი ( $\text{NH}_3$ ) იწვის მხოლოდ სუფთა ჟანგბადში:



12. ჟანგბადში იწვის სულფიდები:



13. ჟანგბადი ჟანგავს სულფიტს და მიიღება სულფატი:

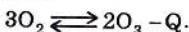


ჟანგბადი გამოყენებულია მედიცინაში, წვის პროცესების ინტენსი-  
ფიკაციისთვის, ფეთქებადი ნარევების დასამზადებლად და ა. შ.

ჟანგბადი წყალბადთან წარმოქმნის ორ ნაერთს – წყალს ( $H_2O$ ) და  
წყალბადის პეროქსიდს ( $H_2O_2$ ).

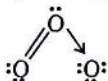
## ოზონი

ატმოსფეროში ოზონი მიიღება ელვა-ჭექის დროს, ხოლო ლაბორა-  
ტორიაში – ჟანგბადის ელექტროგანმუხტვის პროცესში, რომელსაც ატარებენ  
სპეციალურ ხელსაწყოში – ოზონატორში. რეაქცია ენდოთერმულია და  
შექცევადი:



ფიზიკური თვისებები. ოზონი ცისფერი აირია, აქვს დამახასიათებე-  
ლი სუნი, რომელიც ელექტროგანმუხტვის დროს შეიგრძნობა ხოლმე.

ოზონს კუთხური აღნაგობა აქვს, რომელშიც ცენტრალური ატომი  
იმყოფება  $sp^2$ -ჰიბრიდიზაციაში. იგი ჟანგბადის ერთ ატომს უერთდება  
ორმაგი ბმით, ხოლო მეორეს – დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით:



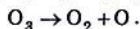
დონორის როლს ასრულებს ჟანგბადის ცენტრალური ატომი, ხოლო  
აქცეპტორის როლს – ადგენებული ჟანგბადის ატომი, რომელსაც თავისუ-  
ფალი ორბიტალი აქვს. ადგენებული ჟანგბადის წარმოქმნა ასე მიმდინარ-  
ეობს:



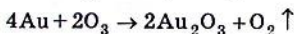
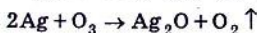
ოზონის მოლეკულაში ორმაგი ბმიდან ერთია  $\sigma$ (სიგმა) ბმა, მეორე კი  
–  $\pi$ (პი) ბმა.  $\pi$ -ბმის ელექტრონული სიმკვრივე ლოკალიზებული არ არის  
და თანაბრად ნაწილდება ჟანგბადის ორ ატომს შორის, ამიტომ ცენტრალური  
ჟანგბადის ატომი დანარჩენ ორ ატომთან დაკავშირებულია 1,5-იანი ბმებით.  
 $\pi$ -ბმის განაწილებას მოლეკულაში დელოკალიზაცია ეწოდება. ოზონი პო-  
ლარული მოლეკულაა:



იგი, როგორც ენდოთერმული ნაერთი ადვილად იშლება ატომური ჟანგბადის გამოყოფით:

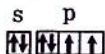


ამიტომ ოზონი ჟანგბადზე უფრო მჟანგავია და ოთახის ტემპურ-ატურაზე ( $20^{\circ}C$ ) ჟანგავს ვერცხლს, ოქროსა და პლატინას:

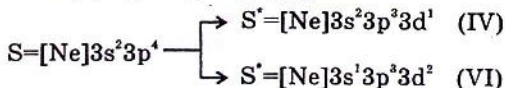


### პოპირდი

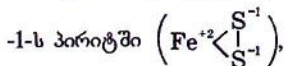
გოგირდი ელემენტთა პერიოდული სისტემის მე-3 პერიოდის VI A ჯგუფის ელემენტია. მისი ატომური ნომერია 16 ( $Z=16$ ), ფარდობითი ატომური მასა კი - 32. გოგირდის ელექტრონული კონფიგურაციაა  $S = [Ne]3s^2 3p^4$ . გარე შრეზე აქვს ექვსი ელექტრონი



ნორმალურ მდგომარეობაში 2 გაუწყვილებელი p-ელექტრონი აქვს და ამჟღავნებს 2-ის ტოლ ვალენტობას. ჟანგბადისგან განსხვავებით აქვს ვაკანტური d-ორბიტალები და ადვილად გადადის ალგზნებულ მდგომარეობაში, რომელშიც 4- და 6-ვალენტუანია:



გოგირდი ნაერთებში ამჟღავნებს შემდეგ ჟანგვის რიცხვებს:  
-2-ს ლითონ- და წყალბადნაერთებში,

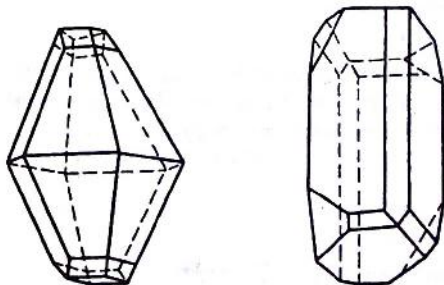


0-ს მარტივ ნივთიერებაში,

+2-ს  
+4-ს } ოქსიდებსა და ჟანგბადიან მჟავებში.  
+6-ს

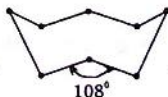
გოგირდი ბუნებაში გავრცელებულია თავისუფალი და ნერთების სახით. თავისუფალი სახით გვხვდება სიცილიაში, ამერიკასა და სხვა ქვეყნებში. ნერთებიდან კი გავრცელებულია ბარიტის ( $\text{BaSO}_4$ ), თაბაშირის ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), მირაბილიტის ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), ინგლისური მარილის ( $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ). ტყვიის კრიალას ( $\text{PbS}$ ), თუთიის კრიალას ( $\text{ZnS}$ ), სინგურის ( $\text{HgS}$ ) და სხვა მინერალების სახით.

თავისუფალი სახით არსებობს გოგირდის სამი ალოტროპი: რომბული, პრიზმული და პლასტიკური. რომბული გოგირდი ყვითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, რომელიც არსებობს  $96^\circ\text{C}$ -მდე.  $96^\circ\text{C}$ -ის ზევით იგი გარდაიქმნება პრიზმულ გოგირდად, რომელიც ღია ყვითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა.



რომბული და პრიზმული გოგირდი შედგება რვა ატომისგან ( $\text{S}_8$ ) და

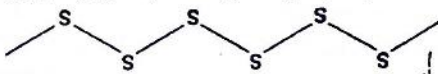
ციკლური აღნაგობა აქვს



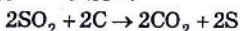
სავალენტო კუთხე  $108^\circ\text{C}$ -ის

ტოლია.  $160^\circ\text{C}$ -ის ზევით ციკლი იწყებს გახლეჩას და გარდაიქმნება ყვითელი ფერის სითხედ.  $200^\circ\text{C}$ -ზე მიიღება ბლანტი მუქი ყავისფერი სითხე, რომელიც შეიცავს გოგირდის  $n$  ატომისაგან შემდგარ ჯაჭვებს ( $n > 1000$ ), თუ  $250^\circ\text{C}$ -მდე გაცხელებულ გოგირდს ჩავასხამთ ცივ წყალში, მიიღება პლასტიკური გოგირდი, მუქი ყავისფერი მასა, რომელსაც ზიგზაგისებური აღნაგობა აქვს

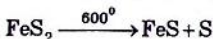
და შედგება გოგირდის  $n$  ატომისგან (Sn):



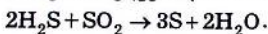
თავისუფალი გოგირდი მიიღება: 1. გოგირდის დიოქსიდის კოქსით აღდგენის შედეგად:



2. პირიტის უპაეროდ გახურებით  $600^\circ\text{C}$ -მდე:

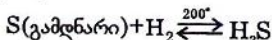


3. თავისუფალი გოგირდი წარმოიქმნება ვულკანური ამოფრქვევის დროს  $\text{H}_2\text{S}$ -ისა და  $\text{SO}_2$ -ის ურთიერთქმედებით, რომლებიც შედის ვულკანური აირების შედგენილობაში:

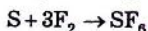


ქიმიური თვისებები. გოგირდი ჟანგბადის შემდეგ ყველაზე აქტიური არაალოთონია. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე იგი თითქმის ყველა ელემენტთან შედის რეაქციაში ოქროს, პლატინის და აზოტის გარდა:

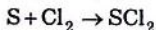
1. გამდნარ გოგირდში წყალბადის გატარებით წარმოიქმნება გოგირდ-წყალბადი:



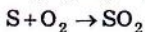
2. ფთორის გარემოში იწვის  $\text{SF}_6$ -ის წარმოქმნით:



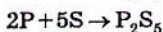
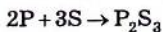
3. ჭარბ ქლორში წვისას წარმოქმნის გოგირდის დიქლორიდს:



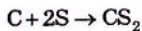
4. ჟანგბადში გოგირდი იწვის და წარმოქმნის გოგირდის დიოქსიდს:



5. ფოსფორთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის  $\text{P}_2\text{S}_3$ -ს და  $\text{P}_2\text{S}_5$ :



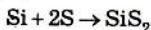
6. ნახშირბადთან წარმოქმნის ნახშირბადის დისულფიდს:



$\text{CS}_2$  კარგი გამხსნელია, იგი ადვილად აქროლადი და მომწამლავია.

7. სილიციუმთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის სილიციუმის დის-

ულფიდს:

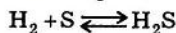


8. გოგირდი ლითონებს ენერგიულად ჟანგავს და სულფიდებს წარმოქმნის. სპილენძთან გახურებით წარმოქმნის სპილენძ (I)-ის სულფიდს ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ), ხოლო ვერცხლისწყალს უერთდება  $190^\circ\text{C}$  ტემპერატურაზეც კი. გოგირდი (ფხვნილის სახით) გამოყენებულია სოფლის მეურნეობაში მავნებლების წინააღმდეგ, გოგირდმჟავას წარმოებაში, რეზინის მისაღებად (იხ. კაუჩუკი) და ა. შ.

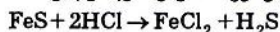
### გოგირდწყალბადი - $\text{H}_2\text{S}$

გოგირდი წყალბადთან ურთიერთქმედებით წარმოქმნის გოგირდწყალბადს -  $\text{H}_2\text{S}$ . იგი მიიღება:

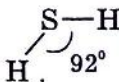
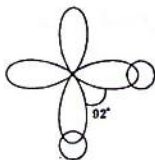
1. პირდაპირი სინთეზით - გამდნარ გოგირდში წყალბადის გატარებით  $200^\circ\text{C}$ -ზე:



2. სულფიდებზე განზავებული მჟავების მოქმედებით:

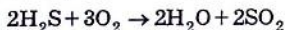


ფიზიკური თვისებები. გოგირდწყალბადი უფერო, ლაყვ კვერცხის სუნის მქონე აირია, ჰაერზე მძიმეა ( $D_3(\text{H}_2\text{S}) = 34/29 = 1,2$ ). ბმა ატომებს შორის კოვალენტურ-პოლარულია. S-P გადაფარვით წარმოქმნილი მოლეკულა კუთხური აღნაგობისაა. სავალენტო კუთხე  $92^\circ$ -ის ტოლია.  $\text{H}_2\text{S}$ -ის ორბიტალური სქემა ასეთია:



კუთხური აღნაგობის გამო გოგირდწყალბადის მოლეკულა პოლარულია, მაგრამ წყალთან შედარებით გაცილებით ნაკლებად პოლარული. წყლისაგან განსხვავებით გოგირდწყალბადის მოლეკულებს შორის წყალბადური ბმები არ მყარდება. 1 მოც. წყალში  $20^\circ\text{C}$ -ზე იხსნება 2,5 მოც.  $\text{H}_2\text{S}$ .

ქიმიური თვისებები. 1. გოგირდწყალბადი იწვის მოცისფრო ალით. ჟანგბადის გარემოში მიმდინარეობს სრული წვა და მიიღება  $\text{SO}_2$  და  $\text{H}_2\text{O}$ :

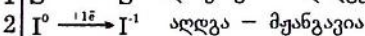
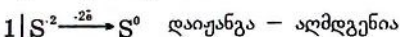
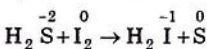
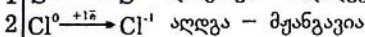
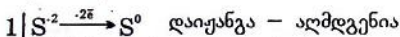
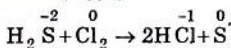


ჟანგბადის ნაკლებობის შემთხვევაში მიმდინარეობს არასრული წვა:

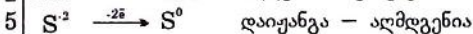
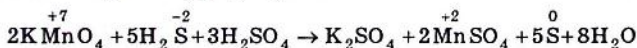


2. რადგან გოგირდის ჟანგის რიცხვი გოგირდწყალბადში მინიმალურია (-2) და მეტი ელექტრონის შექმნა მას არ შეუძლია, ამიტომ გოგირდწყალბადი მარტო აღმდგენია და, ჩვეულებრივ, აღდგება ნეიტრალურ გოგირდამდე. იგი რეაქციაში შედის მჟანგავებთან:

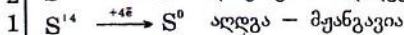
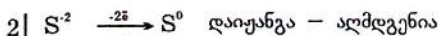
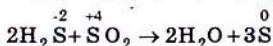
1. ჰალოგენებთან:



2.  $\text{KMnO}_4$ -თან მჟავა გარემოში:

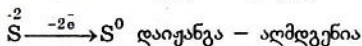
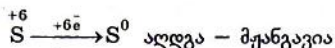
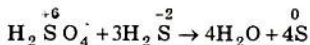


3. გოგირდწყალბადი აღადგენს გოგირდის დიოქსიდს -  $\text{SO}_2$ :



ამ რეაქციით შესაძლებელია თავისუფალი გოგირდის მიღება კოქსქიმიური და მეტალურგიული პროცესების დროს გამოყოფილი აირებისაგან. ამ გზით წარმოიქმნება თავისუფალი გოგირდი ვულკანური ამოფრქვევის პროცესშიც.

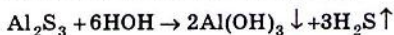
4. გოგირდწყალბადი იჟანგება კონცენტრირებული გოგირდმჟავით:



გოგირდწყალბადი წყალში გახსნისას წარმოქმნის გოგირდწყალბადმჟავას -  $\text{H}_2\text{S}$ . იგი სუსტი მჟავა ( $\alpha = 0,07\%$ ) და ნაწილობრივ დისოცირდება. როგორც ორფუძიანი მჟავა დისოცირდება ორ საფეხურად:



და შესაბამისად წარმოქმნის ორი ტიპის მარილებს: მჟავა და სრულ მარილებს. მჟავა მარილებს ჰიდროსულფიდები ეწოდება, სრულ მარილებს - სულფიდები. ყველა ჰიდროსულფიდი წყალში ხსნადია, ხოლო სულფიდებიდან ხსნადია მხოლოდ ტუტე და ტუტეშიწათა ლითონების სულფიდები და ამონიუმის სულფიდი. წყალში უხსნადი სულფიდები შეფერილია:  $\text{CuS}$ ,  $\text{PbS}$  და  $\text{Ag}_2\text{S}$  შავია,  $\text{MnS}$  - ხორცისფერი,  $\text{CdS}$  - ყვითელი,  $\text{ZnS}$  - თეთრი,  $\text{HgS}$  - წითელი,  $\text{SnS}$  - ყავისფერი. რკინა (III)-ის სულფიდი ( $\text{Fe}_2\text{S}_3$ ), ალუმინის სულფიდი ( $\text{Al}_2\text{S}_3$ ) და ქრომ (III)-ის სულფიდი ( $\text{Cr}_2\text{S}_3$ ) სრულად ჰიდროლიზდება, ამიტომ წყალხსნარში ისინი არ არსებობენ. მაგალითად:



გოგირდწყალბადი ძლიერი საწამლავია. მისი ზანგრძლივად ჩასუნთქვა იწვევს სისხლის ჰემოგლობინის დაშლას. იგი უერთდება ჰემოგლობინის შედგენილობაში შემავალ რკინას, წარმოქმნის  $\text{FeS}$  და ჰემოგლობინი კარგავს ჟანგბადის გადამტანის ფუნქციას ( $\text{H}_2\text{S}$  ახდენს სასუნთქი ფერმენტების - ციტოქრომების ბლოკირებას).  $\text{H}_2\text{S}$ -ის ანტიდოტია მცირეოდენი ქლორის ჩასუნთქვა. გოგირდწყალბადი შედის ზოგიერთი თერმული წყლის (თბილისის, პიატიგორსკის, მაცესტის და სხვ.) შედგენილობაში. ბუნებაში გოგირდწყალბადი წარმოიქმნება სულფატების ბიოქიმიური გარდაქმნის შედეგად. მაგალითად:

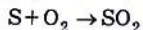
$\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{CaS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$ . ასე წარმოიქმნა  $\text{H}_2\text{S}$  შავი ზღვის ქვედა ფენებში.

## გოგირდის ოქსიდები

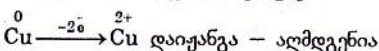
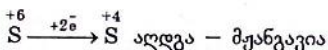
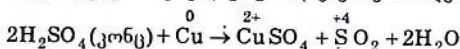
გოგირდი ჟანგბადთან წარმოქმნის სამ ოქსიდს: მონოოქსიდს  $SO$ , დიოქსიდს  $SO_2$  და ტრიოქსიდს  $SO_3$ . გოგირდის მონოოქსიდი მარილარ-წარმოქმნელი ოქსიდია,  $SO_2$  და  $SO_3$  კი - მჟავური ოქსიდები.

### გოგირდის დიოქსიდი

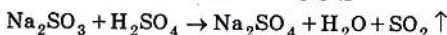
გოგირდის დიოქსიდი ლაბორატორიაში მიიღება: 1) გოგირდის დაწვით:



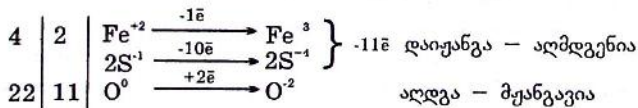
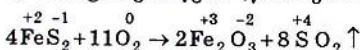
2) კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაზე სპილენძის მოქმედებით:



3) სულფიტებზე მჟავების მოქმედებით:



4) პირიტის გამოწვით (წარმოებაში):



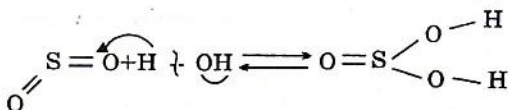
ფიზიკური თვისებები. უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე მასხრჩობელა აირია. ჰაერზე 2,2-ჯერ მძიმეა ( $D_j(SO_2) = 64/29$ ). ატომებს შორის ბმა

კოვალენტურ-პოლარულია, კუთხური აღნაგობისაა  $\overset{\overset{O}{\parallel}}{S}O_2$ . სავალენტო

კუთხე  $120^\circ$ -ის ტოლია. გოგირდი  $SO_2$ -ის მოლეკულაში იმყოფება  $sp^2$  ჰიბრიდიზაციაში. კუთხური აღნაგობის გამო  $SO_2$  პოლარული მოლეკულაა. 1 მოც.  $H_2O$ -ში იხსნება 40 მოც.  $SO_2$ .

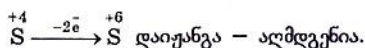
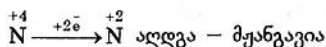
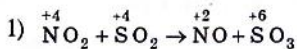
ქიმიური თვისებები. გოგირდის დიოქსიდის წყალში გახსნის დროს

იხლინება ერთ-ერთი  $\pi$ -ბმა და გოგირდი იერთებს წყლის მოლეკულას:

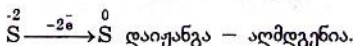
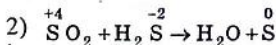


გოგირდის დიოქსიდის წყალთან ურთიერთქმედება შექცევადი პროცესია და წონასწორობა ძირითადად გადაწყვეულია მარცხნივ. ამიტომ  $\text{H}_2\text{SO}_3$  არსებობს მხოლოდ წყალხსნარში.

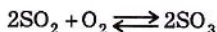
გოგირდის დიოქსიდში გოგირდის ჟანგვის რიცხვია +4. ამიტომ მას შეუძლია ელექტრონების როგორც მიერთება, ასევე გაცემა და ავლენს როგორც მჟანგავ, ისე აღმდგენ თვისებებს. ძლიერ მჟანგავებთან იგი აღმდგენია და ძლიერ აღმდგენებთან – მჟანგავი. მაგალითად,  $\text{NO}_2$ -თან აღმდგენია:



$\text{H}_2\text{S}$ -თან – მჟანგავი:



გოგირდის დიოქსიდი მაღალ ტემპერატურაზე ( $450^\circ\text{C}$ ) და კატალიზატორის ( $\text{V}_2\text{O}_5$ ) თანაობისას იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით და წარმოქმნის:  $\text{SO}_3$ -ს.

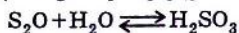


ეს რეაქცია შექცევადია. გოგირდის დიოქსიდი ანტისებტიკია და ხოცავს ძმარმჟავა ბაქტერიებს. ამის გამო მას იყენებენ ღვინის კასრების (ქარხნებში) და ქვევრების საღებზინფექციოდ, ხილისა და ბოსტნეულის დასაკონსერვებლად და ა. შ.

გოგირდის დიოქსიდი გამოყენებულია გოგირდმჟავას წარმოებაში,

საფეიქრო მრეწველობაში, როგორც მათეთრებელი. რამდენადაც იგი საღებავთან წარმოქმნის უფერო ნაერთს, რომელიც დროთა განმავლობაში სინათლის მოქმედებით თავის ფერს იბრუნებს.

გოგირდოვანი მჟავა და მისი მარილები. გოგირდის დიოქსიდი წყალთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის გოგირდოვან მჟავას:



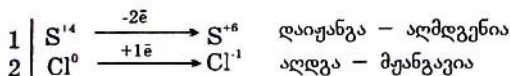
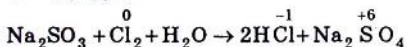
გოგირდოვანი მჟავა ძალზე არამდგრადია. იგი საშუალო სიძლიერის მჟავაა ( $\alpha = 20\%$ ) როგორც ორფუძიანი მჟავა, დისოცირდება ორ საფეხურად:



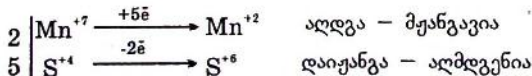
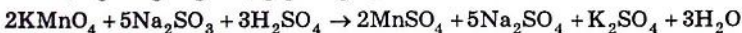
და შესაბამისად წარმოქმნის ორი ტიპის მარილებს: ჰიდროსულფიტებსა და სულფიტებს. ყველა ჰიდროსულფიტი წყალში ხსნადია, სულფიტთაგან კი ხსნადია მხოლოდ  $Na_2SO_3$ ,  $K_2SO_3$  და  $(NH_4)_2SO_3$ .

გოგირდოვანი მჟავა და მისი მარილები ადვილად იჟანგებიან და ძლიერი აღმდგენებია. გოგირდოვანი მჟავა იჟანგება:

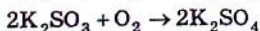
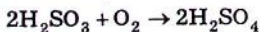
1) ჰალოგენებით:



2) პერმანგანატით (მჟავა არეში):



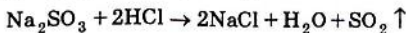
3) ჰაერის ჟანგბადით, მაგრამ გაცილებით ნელა, ვიდრე ჰალოგენებითა და  $KMnO_4$ -ით:



ამიტომ სულფიტები უნდა ინახებოდეს კარგად თავდახურულ ჭურჭელში.

სულფიტების გამოცნობა შეიძლება მათზე მჟავების მოქმედების შედ-

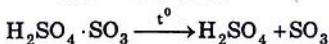
გვად გამოყოფილი  $\text{SO}_2$ -ის სუნით:



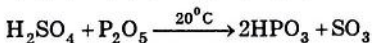
### გოგირდის ტრიოქსიდი

გოგირდის ტრიოქსიდი ლაბორატორიაში მიიღება:

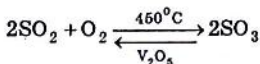
1) ოლეუმის გაცხელებით:



2) გოგირდმჟავას დეჰიდრატაციით  $\text{P}_2\text{O}_5$ -ის მეშვეობით:

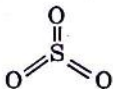


3) ტექნიკაში  $\text{SO}_3$  მიიღება გოგირდის დიოქსიდის კატალიზური დაჟანგვით:

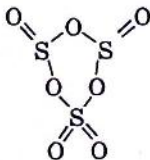


ფიზიკური თვისებები.  $\text{SO}_3$  ადვილად მოძრავი უფერო სითხეა.

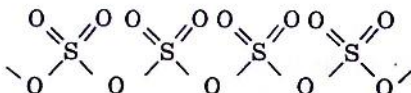
მისი დუღილის ტემპერატურაა  $-45^\circ\text{C}$ , ხოლო ღვობის  $-17^\circ\text{C}$ , მოლეკულას, აირად მდგომარეობაში სამკუთხედის ფორმა აქვს:



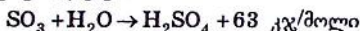
თხევად მდგომარეობაში იგი ტრიმერს წარმოადგენს:



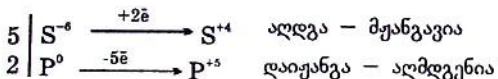
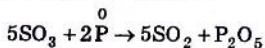
ხოლო მყარ მდგომარეობაში წრფივი აღნაგობის პოლიმერული სტრუქტურა აქვს:



ქიმიური თვისებები. გოგირდის ტრიოქსიდი მკაფიური ოქსიდია, რომელიც ხარბად უერთდება წყალს დიდძალი სითბოს გამოყოფით და წარმოქმნის გოგირდმჟავას:



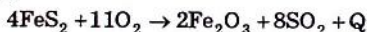
გოგირდის ტრიოქსიდი ძლიერი მჟანგავია. მაგალითად, მასთან შეხებისას ფოსფორი ააღდება:



### გოგირდმჟავა

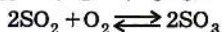
გოგირდმჟავას ტექნიკაში ღებულობენ კონტაქტური ხერხით, რომელიც სამი ძირითადი პროცესისაგან შედგება: 1) გოგირდის დიოქსიდის მიღება, 2) გოგირდის დიოქსიდის კატალიზური დაჟანგვა ტრიოქსიდად და 3) გოგირდის ტრიოქსიდის წყალთან ურთიერთქმედებით გოგირდმჟავას მიღება.

გოგირდის დიოქსიდის მიღება ხდება პირიტის გამოწვეით სპეციალურ ლუმელში:



ეს პროცესი ეგზოთერმულია და მხოლოდ დასაწყისში არის საჭირო ლუმელის გახურება, შემდეგ კი გამოწვა მიმდინარეობს გამოყოფილი სითბოს ხარჯზე. გამოწვის შედეგად გამოყოფილი SO<sub>2</sub> მინარევების სახით შეიცავს დარიშხანის ოქსიდების - As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>-ისა და As<sub>2</sub>O<sub>5</sub>-ის - მყარ ნაწილაკებს. მათი მოცილების მიზნით ლუმელიდან გამოსულ აირს ატარებენ სპეციალურ ფილტრებში (ციკლონი და ელექტროფილტრი). დარიშხანის ოქსიდების მოცილების შემდეგ SO<sub>2</sub>-ს კონცენტრირებული გოგირდმჟავათი აცილებენ წყლის ორთქლს (გამშრობ კოშკში).

გამშრალი და გასუფთავებული  $\text{SO}_2$ -ის და ჭანგბადის ნარევი შეყავთ საკონტაქტო აპარატში, რომელშიც მოთავსებულია  $450^\circ\text{C}$ -მდე გახურებული კატალიზატორი ( $\text{V}_2\text{O}_5$ ). აქ დიოქსიდი მთლიანად (95%-ზე მეტი) იჟანგება და გარდაიქმნება ტრიოქსიდად:



საკონტაქტო აპარატიდან გამოსული გოგირდის ტრიოქსიდი შეყავთ მშთანთქმელ კოშკში, რომელშიც კონცენტრირებული გოგირდმჟავაა. იგი უკეთესად მთანთქავს  $\text{SO}_3$ -ს, ვიდრე წყალი და წარმოქმნის ოლეუმს, ანუ მბოლავ გოგირდმჟავას:



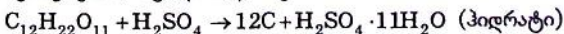
წყლის გამოყენების შემთხვევაში  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -ის წარმოქმნა სითბოს გამოყოფით მიმდინარეობს. გამოყოფილი სითბოს მეშვეობით წყალი გადადის ორთქლის მდგომარეობაში, წარმოიქმნება ნისლი, რომელიც გოგირდმჟავას წვრილ წვეთებს შეიცავს და გოგირდის ტრიოქსიდს შემდგომ ცუდად მთანთქავს.

კონტაქტური ხერხით მიღებული გოგირდმჟავა ინახება ოლეუმის სახით და საჭიროების შემთხვევაში მისი განზავებით ღებულობენ სასურველი კონცენტრაციის გოგირდმჟავას.

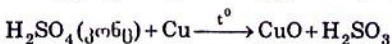
კონცენტრირებული გოგირდმჟავა (98,3%) წარმოადგენს უფერო, ბლანტ და მძიმე სითხეს ( $\rho=1,84$  გ/სმ<sup>3</sup>). უწყლო გოგირდმჟავა არაელექტროლიტია. იგი პოლარულ მოლეკულას წარმოადგენს.

ქიმიური თვისებები. კონცენტრირებული გოგირდმჟავას თვისებები განსხვავდება განზავებული მჟავას თვისებებისაგან. კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ძლიერი წყალწამრთმევი და ძლიერი მჟანგავია.

როგორც წყალწამრთმევი ნივთიერება, იგი ანახშირებს ყველა ორგანულ ნივთიერებას, მაგალითად, შაქარს:

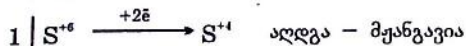
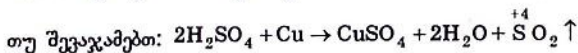
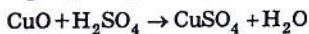
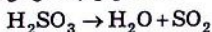


როგორც დამჟანგავი, იგი გაცხელებისას ურთიერთქმედებს თითქმის ყველა ლითონთან ოქროს და პლატინის გარდა. არააქტიურ ლითონებთან ურთიერთქმედებისას გამოყოფს  $\text{SO}_2$ -ს. მაგალითად, სპილენძთან გაცხელებისას ჯერ წარმოქმნის სპილენძის ოქსიდს და გოგირდოვან მჟავას:

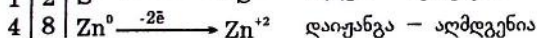
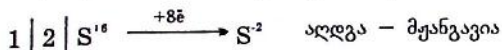
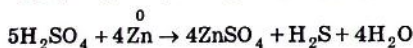


შემდეგ  $\text{H}_2\text{SO}_3$  იშლება, ხოლო სპილენძის ოქსიდი რეაქციაში შედის

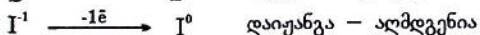
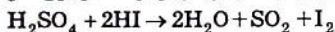
ისევ გოგირდმჟავასთან.



აქტიურ ლითონებთან ურთიერთქმედებისას გამოყოფს  $\text{H}_2\text{S}$ -ს



კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ჟანგავს  $\text{HI}$ -სა და  $\text{HBr}$ -ს:

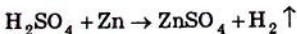


განზავებული გოგირდმჟავა მჟანგავი არ არის და წარმოადგენს ძლიერ ორფუძიან მჟავას:

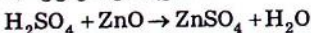


რომელსაც ძლიერი მჟავას დამახასიათებელი ყველა თვისება აქვს, კერძოდ, რეაქციაში შედის:

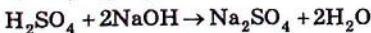
1) აქტიურ ლითონებთან და წყალბადს გამოყოფს:



2) ფუძე ოქსიდებთან:



3) ჰიდროქსიდებთან:

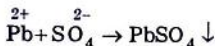
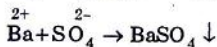


4) სუსტი მჟავას მარილებთან:



25 %-იანი გოგირდმჟავა გამოიყენება შანქანის აკუმულატორებში.

გოგირდმჟავას მარილები. გოგირდმჟავა წარმოქმნის ორი ტიპის – მჟავა და სრულ – მარილებს. სრულ მარილებს სულფატები ეწოდება, ხოლო მჟავა მარილებს – ჰიდროსულფატები. ყველა ჰიდროსულფატი ხსნადია. სულფატებიც ხსნადია, გარდა  $\text{BaSO}_4$ -ის და  $\text{PbSO}_4$ -ისა, ამიტომ სულფატიონების აღმოჩენა ბარიუმის და ტყვიის კატიონები. მათი ურთიერთქმედებით სულფატიონებთან გამოიყოფა მჟავებში უხსნადი თეთრი ფერის კრისტალური ნალექები ( $\text{BaSO}_4$  და  $\text{PbSO}_4$ ):



სულფატებს დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს, მაგალითად:

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – მირაბილიტი, ანუ გლაუბერის მარილი – გამოიყენება მედიცინაში კუჭის გასაწმენდად, უწყლო მარილი  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  – კი სოდისა და მინის წარმოებაში.

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  აზოტოვანი სასუქია,

$\text{K}_2\text{SO}_4$  – კალიუმის სასუქი,

$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  – ინგლისური, ანუ მწარე მარილი მედიცინაში გამოიყენება კუჭის გასაწმენდად.

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – თაბაშირი – მედიცინაში, არქიტექტურასა და ყოფაცხოვრებაში.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – შაბიამანი გამოიყენება სოფლის მეურნეობაში ვენახის შესაწამლად.

## §4. VA ჯგუფის ელემენტების საერთო დასახსიანობა

V A ჯგუფის ელემენტების გარე შრეზე მოთავსებულია  $s^2 p^3$  ელექტრონი. 3p-ელექტრონი გაუწყვილებელია და განაპირობებს მათ ვალენტურობას. აზოტის გარდა V A ჯგუფის ყველა ელემენტი გადადის ადგზნებულ მდგომარეობაში ( $s^1 p^3 d^1$ ) და ამჟღავნებს 5-ვალენტურობას. აზოტი, ჯგუფის სხვა ელემენტებისაგან განსხვავებით, ოთხვალენტიანიც არის, ვინაიდან თავისუფა-

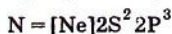
ლი ელექტრონული წყვილის ( $2s^2$ ) მეშვეობით წარმოქმნის ერთ დონორულ-აქცეპტორულ ბმას.

VA ჯგუფის ელემენტები წარმოქმნის წყალბადნაერთებს:  $NH_3$ ,  $PH_3$ ,  $AsH_3$ ,  $SbH_3$  და  $BiH_3$ , რომელთა მდგრადობა ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად მცირდება. თავისუფალი ელექტრონული წყვილის დონორული თვისებების გამო ამიაკი ამჟღავნებს ფუძე თვისებას და წარმოქმნის ამონიუმის მარილებს.  $PH_3$ -ის ფუძე თვისებები ძალიან შესუსტებულია, რადგან ფოსფორის ელექტროუარყოფითობის შემცირების გამო მცირდება  $PH_3$ -ის მოლეკულის პოლარობა და წყალბადის კატიონის მიერთების უნარი.  $AsH_3$ -ს,  $SbH_3$ -სა და  $BiH_3$ -ს საერთოდ აღარ გააჩნიათ ფუძე თვისებები.

V A ჯგუფის ელემენტები წარმოქმნის  $R_2O_3$ -ისა და  $R_2O_5$ -ის ტიპის ოქსიდებს. ატომის რადიუსის ზრდის შესაბამისად იზრდება მათი მდგრადობა. დარიშხან, სტიბიუმ და ბისმუტ(III)-ის ყველა ოქსიდი ამფოტერულია.  $As_2O_3$  უფრო მჟავური ბუნებისაა, ხოლო  $Bi_2O_3$  – უფრო ფუძე ბუნების, ე. ი. ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად ძლიერდება ფუძე თვისებები. დარიშხანის, სტიბიუმის და ბისმუტის (V) ოქსიდების ფუძე თვისებები შესუსტებულია, მჟავური თვისებები კი – გაძლიერებული. ატომის რადიუსის ზრდის მიხედვით  $R_2O_5$  ოქსიდების მჟავური თვისებები სუსტდება.

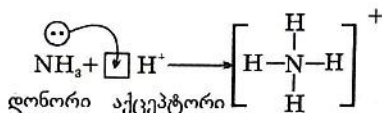
## აზოტი

აზოტი ელემენტთა პერიოდული სისტემის მე-2 პერიოდის V A ჯგუფის ელემენტია. მისი ატომური ნომერია 7, ფარდობითი ატომური მასა კი 14-ის ტოლია. აზოტის ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:

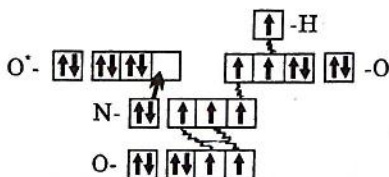


გარე შრეზე აქვს ორი გაწყვილებული s-ელექტრონი და სამი გაუწყვილებელი p-ელექტრონი, ამის გამო იგი სამვალენტიანია. ვაკანტური ორბიტალები არ გააჩნია და აღვზნებულ მდგომარეობაში ვერ გადადის, მაგრამ დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით წარმოქმნის კიდევ ერთ ბმას და ამჟღავნებს ოთხის ტოლ ვალენტობას. მაგალითად: სამვალენტიანი აზოტი ამიაკის მოლეკულაში იერთებს წყალბადის ერთ კატიონს ( $H^+$ )

აზოტის  $2s^2$  ელექტრონული წყვილით და წარმოქმნის ამონიუმის კატიონს ( $\text{NH}_4^+$ ), რომელშიც იგი ოთხვალენტია:

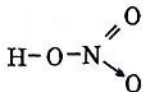


აზოტი ოთხვალენტია არა მარტო წყალბადნაერთებში, არამედ ჟანგბადნაერთებშიც. მაგალითად, განვიხილოთ აზოტმეცავს ალნავობა. ატომებს შორის ბმის დამყარება განვიხილოთ ელექტრონული კონფიგურაციით:



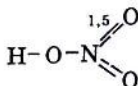
კლაკნილი წირი გამოსახავს ელექტრონების გაწყვილებას, ისარი-ელექტრონული წყვილის ჩანერგვას თავისუფალ ორბიტალში და დონორულ-აქცეპტორული ბმის წარმოქმნას ჟანგბადის ადგზნებულ ატომთან.

მაშასადამე, ერთ-ერთი ჟანგბადის ერთი გაუწყვილებელი P-ელექტრონი უწყვილდება აზოტის ერთ გაუწყვილებელ P-ელექტრონს, ხოლო მეორე გაუწყვილებელი P-ელექტრონი — წყალბადის s-ელექტრონს — წარმოიქმნება მარტივი  $\sigma$  ბმები. N-O-H ატომებს შორის აზოტის ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი უწყვილდება ჟანგბადის მეორე ატომის ორ გაუწყვილებელ ელექტრონს და ორმაგი ბმით იკავშირებს მას, ხოლო მესამე ჟანგბადის ადგზნებული ატომი იზიარებს აზოტის თავისუფალ ელექტრონულ წყვილს და დონორულ აქცეპტორული მექანიზმით იერთებს მას. სტრუქტურულად  $\text{HNO}_3$ -ის აღნავობა ასე გამოისახება:



აზოტთან დაკავშირებული ჟანგბადის ატომებს შორის შემდგომ ხდე-

ბა ბმების გათანაბრება, კერძოდ,  $\pi$ -ბმის ელექტრონები თანაბრად გაიყოფა ორ ატომს შორის და აზოტსა და ჟანგბადს შორის წარმოიქმნება 1,5-იანი ბმები:



ამ მოვლენას  $\pi$ -ელექტრონების დელოკალიზაცია ანუ გადანაწილება ეწოდება. ნაერთებში აზოტი ამჟღავნებს შემდეგ ჟანგვის რიცხვს:

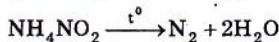
-3-ს წყალბად- და ლითონნაერთებში ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{LiN}^3$ ),

0-ს მარტივ ნივთიერებაში,

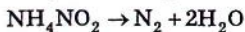
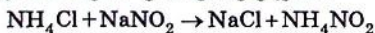
+1-ს	}	ოქსიდებში	$\text{N}_2\text{O}$
+2-ს			$\text{NO}$
+3-ს			$\text{N}_2\text{O}_3$
+4-ს			$\text{NO}_2$
+5-ს			$\text{N}_2\text{O}_5$

აზოტი ბუნებაში გავრცელებულია ძირითადად თავისუფალი სახით. იგი ატმოსფეროს შედგენილობის  $\approx 78\%$ -ს შეადგენს და მისი რაოდენობა დაახლოებით  $4 \cdot 10^{15}$  ტონაა. აზოტი გავრცელებულია ნაერთების სახით, ესენია:  $\text{NaNO}_3$  (ჩილეს გვარჯილა) და  $\text{KNO}_3$  (ინდოეთის გვარჯილა).

ლაბორატორიაში აზოტი მიიღება ამონიუმის ნიტრიტის დაშლით:

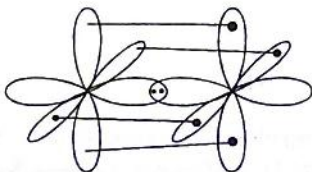


გაფხვიერებული ამონიუმის ნიტრიტი გახურებისას ფეთქდება, ამიტომ აზოტს ღებულობენ  $\text{NH}_4\text{Cl}$ -ისა და  $\text{NaNO}_2$ -ის კონცენტრირებული ცხელი ხსნარების ურთიერთქმედებით:



ამ შემთხვევაში ამონიუმის ნიტრიტის დაშლა ნორმალურად მიმდინარეობს. ტექნიკაში აზოტს ღებულობენ თხევადი ჰაერის ფრაქციული გამოხდით.

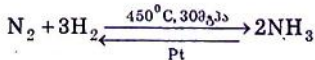
აზოტი უფერო, უსუნო, ჰაერზე ოდნავ მსუბუქი აირია ( $D_3(N_2) = 28/29$ ), მოლეკულა შედგება ორი ატომისაგან ( $N_2$ ), ბმა მათ შორის კოვალენტურ-არაპოლარულია, რომელიც p-p-ორბიტალების გადაფარვით მყარდება.  $p_x p_x$ -ორბიტალების გადაფარვა ხდება ატომბირთვების შემაერთებელი ღერძის გასწვრივ. ორბიტალების ასეთ გადაფარვას ღერძული გადაფარვა ეწოდება, დამყარებულ ბმას კი მარტივი ანუ  $\sigma$  (სიგმა) ბმა.



$p_y p_y$  და  $p_z p_z$ -ორბიტალების გადაფარვა ხდება  $\sigma$ -ბმის ზედა და ქვედა პერპენდიკულარულ სიბრტყეებში. ასეთ გადაფარვას გვერდული გადაფარვა ეწოდება, დამყარებულ ბმას კი  $\pi$  (პი) ბმა. ამრიგად აზოტის ატომებს შორის სამმაგი ბმაა  $N \equiv N$  ერთი  $\sigma$  და ორი  $\pi$ -ბმა. სამმაგი ბმით დაკავშირებული აზოტის ატომები ძალიან მდგრად მოლეკულას წარმოქმნის. ბმის ენერგიაა 942 კჯ/მოლი.

მაშასადამე, იმისათვის რომ აზოტის მოლეკულა გაიხლიჩოს ატომებად, საჭიროა 942 კჯ/მოლი ენერგია. ამიტომ, რომ აზოტი ჩვეულებრივ პირობებში პასიური ელემენტია და მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე შედის რეაქციაში მარტივ ნივთიერებებთან:

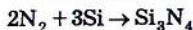
1) წყალბადს უერთდება  $450^\circ C$  ტემპერატურისა და 300 ატმ (30 მგპა) წნევის პირობებში:



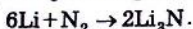
2) ჟანგბადს უერთდება ელექტრული განმუხტვისას  $3000-4000^\circ C$  ტემპერატურაზე. ეს რეაქცია ენდოთერმულია:



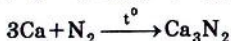
3)  $1000^{\circ}\text{C}$ -ზე აზოტი უერთდება სილიციუმს და წარმოქმნის მყარ ნაერთს, რომელიც ძალიან მაგარი და ქიმიურად ძალიან მდგრადია:



4) აზოტი ლითიუმს უერთდება ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ( $20^{\circ}\text{C}$ ) და წარმოქმნის ნიტრიდს:

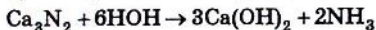


5) I A და II A ჯგუფის დანარჩენ ლითონებთან კი რეაქციაში შედის მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე, მაგალითად:

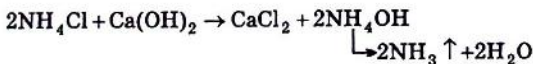


### ამიაკი - $\text{NH}_3$

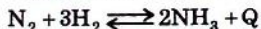
აზოტი წყალბადთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ამიაკს -  $\text{NH}_3$ . ლაბორატორიაში მას ღებულობენ: 1) ნიტრიდების ჰიდროლიზით:



2) ამონიუმის მარილებზე ჩამქრალი ან ჩაუქმქრალი კირის მოქმედებით:

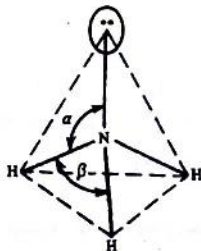


მრეწველობაში ამიაკი მიიღება მარტივი ნივთიერებებისაგან:



ამიაკის მიღებას მრეწველობაში ცალკე განვიხილავთ.

თვისებები. ამიაკი უფრო, მკვეთრი სუნის მქონე, ჰაერზე უფრო მსუბუქი ( $D_3 = 17/29$ ) აირია. ატომებს შორის ბმა კოვალენტურ-პოლარულია, s-p-გადაფარვით დამყარებული. მოლეკულა პირამიდული აღნაგობისაა.



პირამიდის წვეროში აზოტის ატომა, ფუძეში კი წყალბადის ატომები. ამიაკის მოლეკულა პოლარულია როგორც N-H ბმების, ისე აზოტის თავისუფალი ელექტრონული წყვილის გავლენის გამო. 1 მოც. წყალში 20°C-ზე იხსნება 700 მოც. ამიაკი.

ამიაკის კარგი ხსნადობა წყალში განპირობებულია მათ შორის ქიმიური ურთიერთქმედებით. ამიაკი წყალთან ჯერ წარმოქმნის წყალბადურ ბმას:

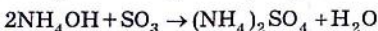
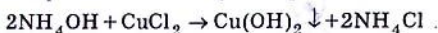
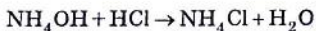


შემდეგ მოხლენს მას წყალბადის კატიონს და გარდაიქმნება ამონიუმის ტუტედ. ამონიუმის ტუტე წყალხსნარში დისოცირდება ამონიუმის კატიონად ( $\text{NH}_4^+$ ) და ჰიდროქსიდის ანიონად, რომელიც განაპირობებს ხსნარის ტუტე რეაქციას. მისი დისოციაციის კონსტანტა

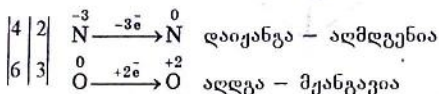
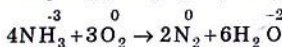
$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]} = 10^{-6}$$

რაც იმას ნიშნავს, რომ 1 მოლურ ხსნარში  $[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]$  კონცენტრაცია შეადგენს 0,4%, ე. ი. 0,4% ამიაკი და წყალი წარმოქმნის ტუტეს, ანუ  $\text{NH}_4^+$ -ის და  $\text{OH}^-$ -ის იონებს. მაშასადამე, ამონიუმის ტუტე, ფაქტობრივად, არ არსებობს თავისუფალი სახით.

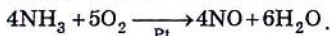
ამიაკის კონცენტრირებული წყალხსნარი შეიცავს 25% ამიაკს და მას ამიაკიანი წყალი ეწოდება. ამიაკიანი წყალი ამჟღავნებს ტუტის ფველა თვისებას. ამიაკი ფუძე თვისებების გამო რეაქციაში შედის მჟავებთან, მარილებთან და მჟავურ ოქსიდებთან:



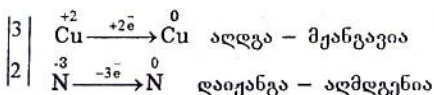
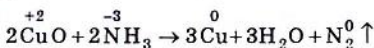
ამიაკი სუფთა ჟანგბადში იწვის მოყვითალო-მწვანე ალით:



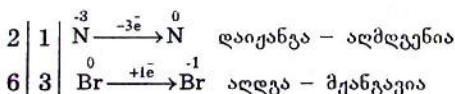
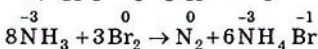
კატალიზატორის თანობისას ამიაკი იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით:



ამიაკი კარგი აღმდგენია. იგი აღადგენს პასიურ ლითონებს ოქსიდებისაგან:



ჰალოგენები ჟანგავენ ამიაკს თავისუფალ აზოტამდე:

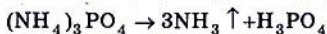


### ამონიუმის მარილები

ამონიუმის მარილები მიიღება ამიაკისა და მჟავების ურთიერთქმედებით. ამონიუმის მარილები უფრო კრისტალური ნაერთებია. ყველა იხსნება წყალში და დისოცირდება ამონიუმის კატიონად და მჟავას ნაშთის ანიონად:



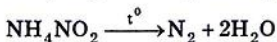
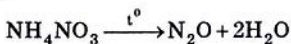
ამონიუმის კატიონი ( $\text{NH}_4^+$ ) ასრულებს ერთვალენტიანი ლითონის როლს და განსაკუთრებით ჰგავს კალიუმის იონს (მათი რადიუსები ერთნაირია). კალიუმის მარილებისაგან განსხვავებით ამონიუმის მარილები გახურებით ადვილად იშლება ამიაკად და მჟავად; მაგალითად:



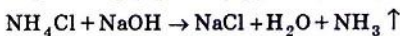
თუ მჟავა აქროლადია, მაშინ ამონიუმის მარილი აქროლდება (სუბლიმირდება) და ორთქლის კონდენსაციის შემთხვევაში ისევ წარმოიქმნება თეთრი ბოლის სახით. ამონიუმის ჰალოგენიდები იშლება ასე:



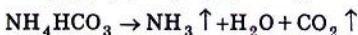
მჟანგავი მჟავას ამონიუმის მარილები გახურებისას ფეთქდება; მაგალითად:



ამონიუმის მარილების გამოცნობა ხდება მათზე ტუტეების მოქმედებით. ამიაკი, რომელიც ამ რეაქციის დროს გამოიყოფა, სუნით გამოიცნობა



ამონიუმის მარილები გამოყენებულია ტექნიკაში.  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , რომელსაც ნიშადური ეწოდება გამოყენებულია დარჩილვის საქმეში და მშრალი ელემენტების დასამზადებლად. ამონიუმის ნიტრატი და სულფატი გამოყენებულია აზოტოვან სასუქებად. საერთოდ, ამონიუმის აზოტს ( $\text{NH}_4^+$ ) უფრო ნელა ითვისებს მცენარეები, ვიდრე ნიტრატულს ( $\text{NO}_3^-$ ).  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  იდეალური აზოტოვანი სასუქია. ამონიუმის ჰიდროკარბონატი გამოიყენება საკონდიტრო წარმოებაში ცომის ასანფუებლად, რაც  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ -ის გახურების შედეგად გამოყოფილი აირების საშუალებით ხდება:

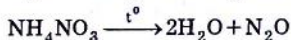


### აზოტის ოქსიდები

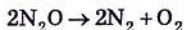
აზოტი წარმოქმნის შემდეგ ოქსიდებს: დიაზოტის ოქსიდს -  $\text{N}_2\text{O}$ ,

აზოტის მონოოქსიდს -  $\text{NO}$ , დიაზოტის ტრიოქსიდს -  $\text{N}_2\text{O}_3$ , აზოტის დიოქსიდს -  $\text{NO}_2$ , დიაზოტის პენტაოქსიდს -  $\text{N}_2\text{O}_5$ , აქედან  $\text{N}_2\text{O}$  და  $\text{NO}$  მარილარწარმოქმნელი ოქსიდებია, დანარჩენი - მჟავური.

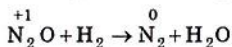
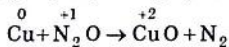
$\text{N}_2\text{O}$  - მიიღება ამონიუმის ნიტრატის გახურებით:



იგი უფერო, მოტკბო სუნის მქონე აირია. წყალში კარგად იხსნება 1 მოც. წყალში  $20^\circ\text{C}$ -ზე იხსნება 63 მოცულობა დიაზოტის ოქსიდი. გაცხელებით ( $500^\circ\text{C}$ ) ადვილად იშლება აზოტად და ჟანგბადად:

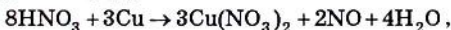


ამის გამო ძლიერი მჟანგავია. ჟანგავს ლითონებს, არაღებულ ნაერთებსა და ორგანულ ნაერთებს; მაგალითად:



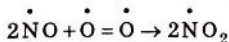
$\text{N}_2\text{O}$ -ს ჩასუნთქვა იწვევს ნარკოზს.

$\text{NO}$  ლაბორატორიაში მიიღება განზავებულ (30%-იან) აზოტმჟავაზე სპილენძის მოქმედებით:

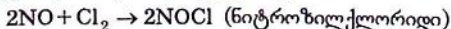


ხოლო ტექნიკაში ამიაკის კატალიზური დაჟანგვით. აზოტის ოქსიდი უფერო აირია, მოლექულა პარამაგნიტურია, რაც გაუწყვილებელი ელექტრონის მაგნიტური მომენტით არის გამოწვეული. მისი სტრუქტურა ასეთია:

$\dot{\text{N}} = \dot{\text{O}}$ . აზოტის კენტი ელექტრონი ენერგეტიკულად არახელსაყრელ (გამითშველ) დონეზეა, ამიტომ თავისუფალი რადიკალების მსგავსად იგი ძნელად ორკვცდება (დიმერიზდება), მაგრამ სხვა რადიკალებს ადვილად უკავშირდება. მაგალითად, იგი თავისთავად (სპონტანურად) უერთდება ჟანგბადს, რომელიც ბირადიკალს წარმოადგენს და წარმოქმნის  $\text{NO}_2$ -ს:

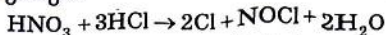


$\text{NO}$  ადვილად შედის რეაქციაში ჰალოგენებთან და ნიტროზილჰალოგენიდებს წარმოქმნის, მაგალითად:

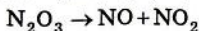


ნიტროზილქლორიდი შუალედური პროდუქტის სახით წარმოიქმნება

თეზაფისაგან:

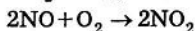


$\text{N}_2\text{O}_3$  ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე არამდგრადი ნაერთია და იშლება აზოტის ოქსიდად და დიოქსიდად:



იგი არსებობს მხოლოდ დაბალ ტემპერატურაზე თხევად და მყარ მდგომარეობაში. თხევადი  $\text{N}_2\text{O}_3$  ლურჯი ფერისაა.

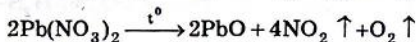
$\text{NO}_2$  მიიღება: 1) აზოტის ოქსიდის დაჟანგვით:



2) კონცენტრირებულ  $\text{HNO}_3$ -ზე სპილენძის მოქმედებით:



3) პასიური ლითონების ნიტრატების დაშლით:

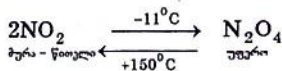


აზოტის დიოქსიდი მურა-წითელი ფერის, დამახასიათებელი სუნის მქონე, მომწამლავი, მძიმე აირია ( $D_4 = 46/29 > 1$ ).  $\text{NO}_2$  პარამაგნიტურია, მამასადამე, აქვს გაუწყვილებელი ელექტრონი. აქვს კუთხური აღნაგობა



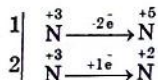
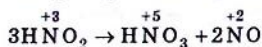
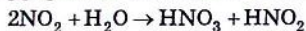
აზოტი ჟანგბადის ატომებთან დაკავშირებულია 1,5-იანი ბმებით.

მის მოლეკულაში კენტი ელექტრონი ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელ მდგომარეობაშია, ვიდრე აზოტის ოქსიდის ( $\text{NO}$ ) მოლეკულაში, ამიტომ  $\text{NO}_2$  ადვილად დიმერიზდება.

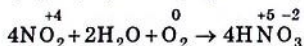


დიმერი ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ) პარამაგნიტური აღარ არის. იგი უფეროა ყველა აგრეგატულ მდგომარეობაში.  $-11^\circ\text{C}$ -ზე წონასწორობა გადახრილია მარჯვნივ, ხოლო  $+150^\circ\text{C}$ -ზე — მარცხნივ.  $\text{NO}_2$  მჟავეური ოქსიდია და წყალთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ორ მჟავეს  $\text{HNO}_3$ -სა და  $\text{HNO}_2$ -ს. ამგვარ ოქსიდებს შერეული ოქსიდები ეწოდება. წყალთან ურთიერთქმედების შედეგად წარმოქმნილი აზოტოვანი მჟავე წარმოქმნისთანავე განიცდის

დისმუტაციას და წარმოქმნის აზოტმჟავას და აზოტ (II)-ის ოქსიდს:

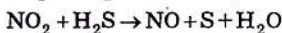
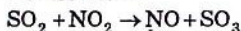


თუ  $\text{NO}_2$ -ს წყალში გაეხსნით ჟანგბადთან ერთად, მაშინ  $\text{NO}$  აღარ გამოიყოფა და წარმოიქმნება მხოლოდ აზოტმჟავა:

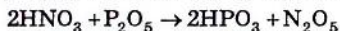


ეს პროცესი გამოყენებულია მრეწველობაში აზოტმჟავას მისაღებად.

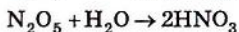
აზოტის დიოქსიდი ძლიერი მჟანგავია. იგი ჟანგავს  $\text{SO}_2$ -ს,  $\text{H}_2\text{S}$ -ს და სხვა აღმდგენლებს:



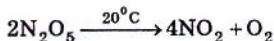
$\text{N}_2\text{O}_5$  უფერო, ადვილად დნობადი ( $t_{\text{დნ}} = 32^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{დუღ}} = 47^\circ\text{C}$ ) კრისტალური ნაერთია.  $\text{N}_2\text{O}_5$  ფეთქებადი ნივთიერებაა. მიიღება აზოტმჟავას დეჰიდრატაციით  $20^\circ\text{C}$  ტემპერატურაზე ჭარბი  $\text{P}_2\text{O}_5$ -ის მოქმედებისას:



$\text{N}_2\text{O}_5$  ხარბად უერთდება წყალს და წარმოქმნის აზოტმჟავას:

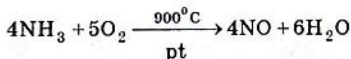


$\text{N}_2\text{O}_5$  ძლიერი მჟანგავია. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ადვილად იშლება:

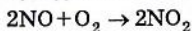


### აზოტმჟავა

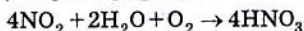
ტექნიკაში აზოტმჟავა მიიღება ამიაკის კატალიზური დაჟანგვით. ჯერ კონვერტორში იჟანგება ამიაკი  $900^\circ\text{C}$ -ზე:



შემდეგ მიღებულ NO-ს ჟანგავენ ჰაერის ჟანგბადით:

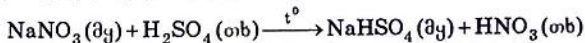


მიღებულ NO<sub>2</sub>-ს გაატარებენ მშთანთქმელ კოშკში, რომელშიც წყალი და ჰაერის ჟანგბადია.

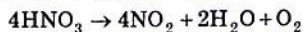


შთანთქმელ კოშკში წარმოქმნილ მჟავას გამოხდიან და ღებულობენ 68%-იან აზოტმჟავას. უწყლო (100%) HNO<sub>3</sub>-ის მისაღებად კი 68%-იან HNO<sub>3</sub>-ს გამოხდიან P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>-ის თანაობისას.

ლაბორატორიაში აზოტმჟავას ღებულობენ ნატრიუმის ნიტრატზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით:

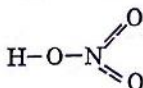


რეაქციას ატარებენ ზომიერი გაცხელების პირობებში. მაღალ ტემპურ-ატურაზე აზოტმჟავა იშლება:



უფრო მურა - წითელი

ამიტომ ლაბორატორიაში მიღებული აზოტმჟავა შეფერილია ყვითლად NO<sub>2</sub>-ის ნაწილობრივი გახსნის გამო. სუფთა (100%) HNO<sub>3</sub> უფრო, ჰაერზე მბოლავი სითხეა, აქვს ბრტყელი აღნაგობა.



მისი წყალხსნარი ძლიერი მჟავაა და მთლიანად დისოცირდება იონებად:

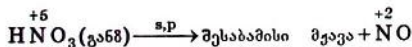
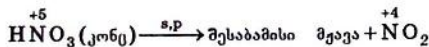
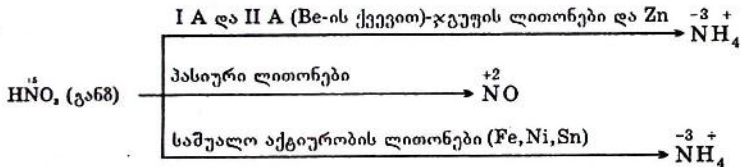
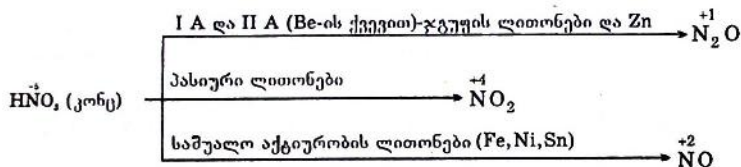


აზოტმჟავა მჟანგავია, როგორც კონცენტრირებულ ისე განზავებულ მდგომარეობაში. ხსნარის განზავების შესაბამისად მისი მჟანგავი თვისებები სუსტდება.

კონცენტრირებული აზოტმჟავა, როგორც მჟანგავი, რეაქციაში შედის როგორც აქტიურ, ისე პასიურ ლითონებთან და არალითონებთან და გამოყ-

ოფს აღდგენის სხვადასხვა პროდუქტს. ოქრო და პლატინა აზოტმჟავასთან რეაქციაში არ შედის გაცხელების შემდეგაც კი. ქრომი, რკინა და ალუმინი ჩვეულებრივ პირობებში არ ურთიერთქმედებენ  $\text{HNO}_3$ -თან ზედაპირზე დამცველი ფენის წარმოქმნის გამო (გაასიურების პროცესი), ამიტომ  $\text{HNO}_3$ -ს გადაზიდვენ ალუმინის ტურჯლით.

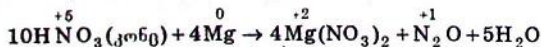
სხვა ლითონების ურთიერთქმედება კონცენტრირებულ და განზავებულ  $\text{HNO}_3$ -თან მიმდინარეობს შემდეგი სქემის მიხედვით:

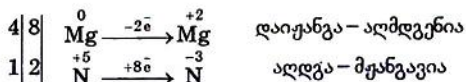
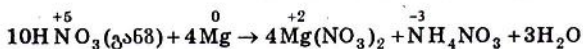
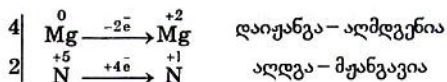


განზავებულ ხსნარში აზოტმჟავას ერთ მოლეკულაზე აღმდგენლის მიერ გაცემული ელექტრონების უფრო მეტი რაოდენობა მოდის, ვიდრე

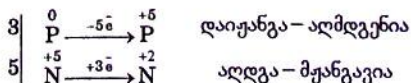
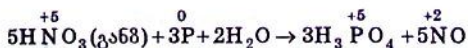
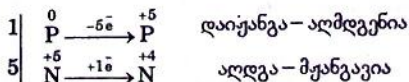
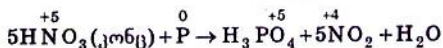
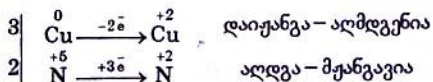
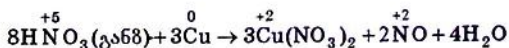
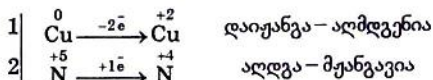
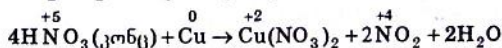
კონცენტრირებულ ხსნარში. ამის გამო განზავებულ ხსნარში  $\text{N}^{+5}$ -ის ერთი ატომი ელექტრონების მეტ რაოდენობას იერთებს და აღდგება თავისუფალ

აზოტამდე ( $\text{N}_2$ ) ან ამიაკამდე ( $\text{NH}_3$ ). კონცენტრირებულ ხსნარში კი  $\text{N}^{+5}$ -ის ერთი ატომი ელექტრონების ნაკლებ რაოდენობას იერთებს და აღდგება  $\text{NO}$ -მდე ან  $\text{NO}_2$ -მდე:



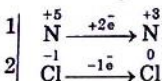
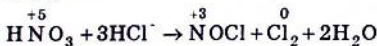


ფაქტობრივად, სხვადასხვა კონცენტრაციის აზოტმჟავაზე მაგნიუმის მოქმედებით გამოიყოფა აზოტმჟავას აღდგენის ყველა პროდუქტი ( $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NH}_3(\text{NH}_4\text{NO}_3)$ ):

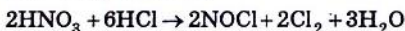
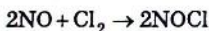
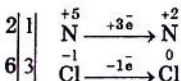
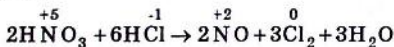


აზოტმჟავა ჟანგავს აგრეთვე ჰალოგენწყალბადმჟავებს ( $\text{HF}$ -ის გარდა) და გამოყოფს თავისუფალ ჰალოგენს და ნიტროზილჰალოგენიდს

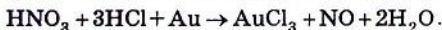
შუალედური პროდუქტის სახით. განვიხილოთ აზოტმჟავას ურთიერთქმედება მარილმჟავასთან:



რეაქცია სტადიებად მიმდინარეობს. ჯერ გამოიყოფა თავისუფალი ქლორი და აზოტ (II)-ის ოქსიდი (NO), რომელიც შემდეგ ქლორთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის შუალედურ პროდუქტს ნიტროზილქლორიდს (NOCl):

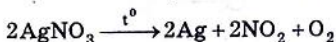
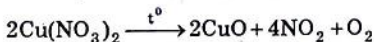
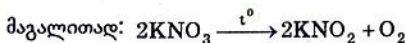
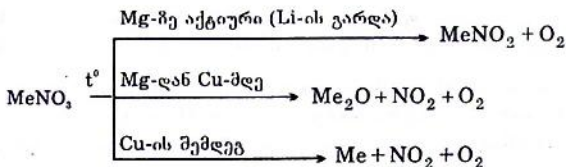


1 მოცულობა კონცენტრირებული HNO<sub>3</sub>-ისა და 3 მოცულობა კონცენტრირებული მარილმჟავას ნარევის თეზაფი ეწოდება. იგი ძალიან ძლიერი მჟანგავია. ხსნის ოქროსა და პლატინას და წარმოქმნის შესაბამის ქლორიდებს.



### აზოტმჟავას მარილება

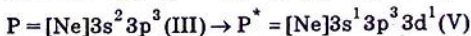
აზოტმჟავას მარილებს ნიტრატები ეწოდება. ყველა ნიტრატი წყალში კარგად ხსნადი კრისტალური ნივთიერებაა. გახურებით ყველა იშლება და გამოიყოფა ჟანგბადი. ამიტომ ნიტრატები ისეთივე მჟანგავებია, როგორიც აზოტმჟავა. ლითონის აქტიურობის მიხედვით ნიტრატები წარმოქმნის ალდგენის სხვადასხვა პროდუქტს:



ნიტრატები  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  ძირითადად გამოყენებულია აზოტოვან სასუქებად, შავი ღვინის დასამზადებლად, რომელიც შედგება 75%  $\text{KNO}_3$ -ის 15% C-ისა და 10% S-საგან.

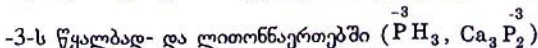
### ფოსფორი

ფოსფორი პერიოდული სისტემის მე-3 პერიოდის VA ჯგუფის p-ელემენტია. მისი ატომური ნომერია 15. ბუნებაში გავრცელებულია ერთი იზოტოპი  $^{31}\text{P}$ . ნორმალურ მდგომარეობაში სამვალენტია  $\text{P} = [\text{Ne}]3s^2 3p^3$ . აზოტისაგან განსხვავებით აქვს ვაკანტური 3d-ორბიტალები და შეუძლია ალგზნებულ მდგომარეობაში გადასვლა:



აქ იგი 5-ვალენტია.

ნაერთებში ფოსფორი ამჟღავნებს შემდეგ ჟანგვის რიცხვებს:

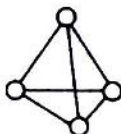


0-ს მარტივ ნივთიერებაში



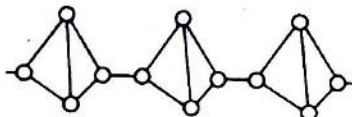
ბუნებაში გავრცელებულია შემდეგი ნაერთების სახით: ფოსფორიტი ( $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ), ქლორაპატიტი ( $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$ ), ფლორაპატიტი, ( $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ ).

თავისუფალი სახით ფოსფორი არსებობს სამი ალოტროპის სახით: თეთრი, წითელი და შავი ფოსფორი. თეთრი ფოსფორი ცვილისებური ნივთიერებაა, აქვს ნივრის დამახასიათებელი სუნი; ჰაერზე ააღდება ( $35^{\circ}\text{C}$ -ზე), ამიტომ წყალში ინახავენ; სიბნელეში ანათებს და ნაწილობრივ იჟანგება; ძლიერ მომწამლაავია; მისი მოლეკულა შედგება ოთხი ატომისაგან და ტეტრაედრული აღნაგობა აქვს:



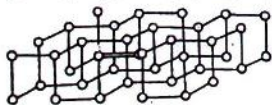
თეთრი ფოსფორის კრისტალური მესერი მოლეკულურია და ამის გამო იგი ადვილად ღებობადი ( $44^{\circ}\text{C}$ ), ადვილად აქროლადი ( $60^{\circ}\text{C}$ ), რბილი და ორგანულ გამხსნელებში კარგად ხსნადია. თეთრი ფოსფორი უჰაეროდ (ან უჟანგბადო არეში) გაცხელების ან ხანგრძლივად შენახვისას გარდაიქმნება წითელ ფოსფორად.

წითელი ფოსფორი პოლიმერული აღნაგობისაა და შედგება პირამიდულად დაკავშირებული ატომებისაგან:

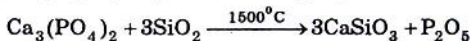


წითელი ფოსფორის კრისტალური მესერი ატომურია. ამიტომ იგი ძნელად აქროლადი, ძნელად ღებობადი და ორგანულ გამხსნელებში ცუდად ხსნადია. ჰაერზე არ ააღდება, სიბნელეში არ ანათებს და მომწამლაავი არ არის.

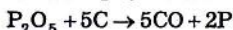
შავი ფოსფორი გრაფიტისმაგვარი ფენოვანი აღნაგობის კრისტალური ნაერთია, შეიცავს  $n$  ატომს ( $P_n$ ) და ექვსწევრიანი ციკლებისაგან შედგება, შავი ფოსფორი გრაფიტის მსგავსად ატარებს ელექტროდენს, მისი კრისტალური მესერიც ატომურია:



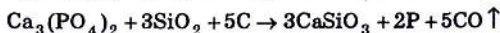
თეთრი ფოსფორი მიიღება ფოსფორიტის, ქვიშის და კოქსის გახურებით. ჯერ ფოსფორიტისა და ქვიშის ურთიერთქმედებით მიიღება  $\text{CaSiO}_3$  და გამოიყოფა ფოსფორ (V)-ის ოქსიდი:



შემდეგ  $\text{P}_2\text{O}_5$  აღდგება კოქსით:

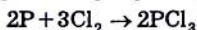


შეჯამებული ტოლობა ასეთია:

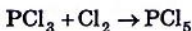


ფოსფორი ორთქლის სახით გამოიყოფა. წყლის ზედაპირზე ორთქლის გაცივებით მიიღება თეთრი ფოსფორი. წითელი ფოსფორი მიიღება თეთრისაგან უჰაეროდ გახურებისას.

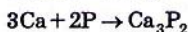
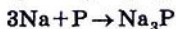
ქიმიური თვისებები. ფოსფორი აზოტთან შედარებით უფრო აქტიურია. რეაქციაში შედის არალითონებთან და ლითონებთან. წყალბადს უშუალოდ არ უერთდება. რეაქციაში შედის ყველა არალითონთან, ნახშირბადისა და სილიციუმის გარდა და წარმოქმნის სამ და ხუთვალენტიანი ფოსფორის ნაერთებს. მაგალითად:



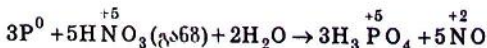
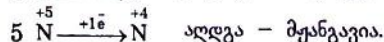
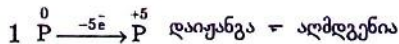
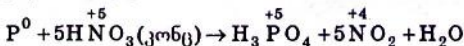
$\text{PCl}_3$  ისევ იერთებს ქლორს და წარმოქმნის  $\text{PCl}_5$ -ს:

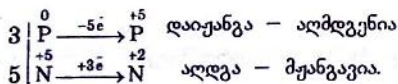


გახურებისას ფოსფორი რეაქციაში შედის აქტიურ ლითონებთან და წარმოქმნის ფოსფიდებს. მაგალითად:

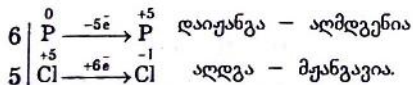
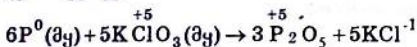


ფოსფორი რეაქციაში შედის მჟანგავებთან, მაგალითად, კონცენტრირებულ აზოტმჟავასთან:





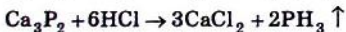
ფოსფორისა და ბერთოლეს მარილის ოდნავი გახახუნების შემთხვევაში ხდება აფეთქება



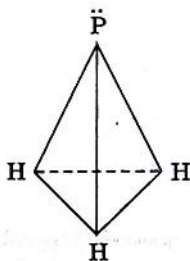
ფოსფორის ეს თვისება გამოყენებულია ასანთის წარმოებაში. ასანთის კოლოფზე წასმულია წითელი ფოსფორისა და მინის ფხვნილის ნარევი, ასანთის ღეროს თავზე კი - ბერთოლეს მარილისა და გოგირდის ნარევი. ხახუნის დროს ბერთოლეს მარილი ჟანგავს ფოსფორს და ნარევიში არსებული გოგირდი ინთება.

### ფოსფინი

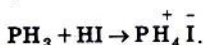
ფოსფორი წყალბადთან წარმოქმნის ნაერთს  $\text{PH}_3$ , რომელსაც ფოსფინი ეწოდება. იგი მიიღება  $\text{Ca}_3\text{P}_2$ -ზე მჟავას და წყლის მოქმედებით:



ფოსფინი უფერო, ცუდი (დამპალი თევზის) სუნის მქონე, მომწამლავი აირია. მოლეკულას პირამიდული აღნაგობა აქვს. პირამიდის წვეროში მოთავსებულია ფოსფორი, ხოლო ფუძეში წყალბადატომები. P-H ბმები არაპოლარულია, მათი ელექტროუარყოფითობის ტოლობის გამო -  $X(\text{P}) = X(\text{H}) = 2,1$ . ფოსფორის ჟანგვის რიცხვი კი ნულის ტოლია, მაგრამ მიუხედავად ამისა, მოლეკულა პოლარულია, რადგან ფოსფორს აქვს თავისუფალი ელექტრონული წყვილი.

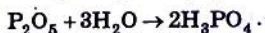
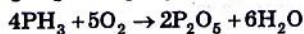


ფოსფინი 3-ჯერ უფრო ნაკლებად პოლარულია ამიაკთან შედარებით. ამიტომ ამიაკისაგან განსხვავებით, წყალბადურ ბმებს არ წარმოქმნის წყალთან და მიუხედავად თავისუფალი ელექტრონული წყვილის არსებობისა, მისი ფუძე თვისებებიც სუსტადაა გამოძღავებული. ფოსფინი უერთდება მხოლოდ ძლიერ მჟავებს, მაგალითად, HI-ს და წარმოქმნის ფოსფონიდის იოდიდს:



ფოსფინი წყალთან რეაქციაში არ შედის, რადგან ნაკლებად პოლარული მოლეკულა წყლიდან ვერ მოხლენს წყალბადის კატიონს.

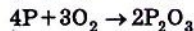
ფოსფინი ჰაერზე აალებდა და წვისას წარმოქმნის ფოსფორმჟავას:



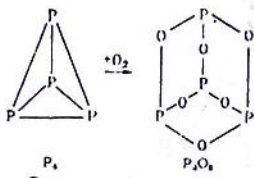
### ფოსფორის ოქსიდები

ფოსფორი წარმოქმნის ორ ოქსიდს: ფოსფორ (III)-ის და ფოსფორ (V)-ის ოქსიდს:  $\text{P}_2\text{O}_3$  და  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

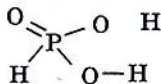
ფოსფორ (III)-ის ოქსიდი მიიღება ფოსფორის არასრული წვის შედეგად ჟანგბადის ნაკლებობის შემთხვევაში:



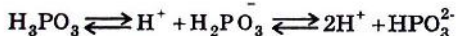
$\text{P}_2\text{O}_3$  თეთრი ფერის ფხვნილია. აქვს ციკლური აღნაგობა:



იგი მჟავეური ოქსიდია და წყალთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ფოსფოროვან მჟავას ( $H_3PO_3$ ). ეს მჟავა ორფუძიანია, რადგან სამი წყალბადიდან ორი დაკავშირებულია ფოსფორის ატომთან ჟანგბადის მეშვეობით, მესამე კი უშუალოდ უკავშირდება ფოსფორს და ლითონის ატომით ჩანაცვლების უნარი არა აქვს, მისი სტრუქტურული ფორმულა ასეთია:

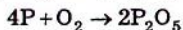


ფოსფოროვანი მჟავა შეიცავს უშუალოდ დაკავშირებული ჟანგბადის ერთ ატომს და მჟავათა სიძლიერის განსაზღვრის ემპირიული წესის მიხედვით საშუალო სიძლიერის მჟავაა  $EO_n(OH)_m$  ფორმულაში  $n=1$ . როგორც ორფუძიანი მჟავა, დისოცირდება ორ საფეხურად:

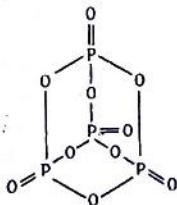


და წარმოქმნის ორი ტიპის - მჟავა ( $NaH_2PO_3$ ) და სრულ ( $Na_2HPO_3$ ) - მარილებს. მის მარილებს ფოსფიტები ეწოდება. ყველა პიდროფოსფიტი ხსნადია წყალში, ხოლო ფოსფიტთაგან ხსნადია I A ჯგუფის ლითონებისა და კალციუმის ფოსფიტები.

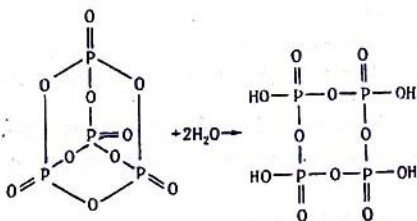
ფოსფორ (V)-ის ოქსიდი. ფოსფორ (V)-ის ოქსიდი მიიღება ფოსფორის დაწვით ჭარბ ჟანგბადში:



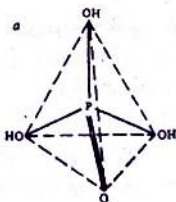
თეთრი ფერის ჰიგროსკოპიული ფხვნილია. აქვს ციკლური აღნაგობა.



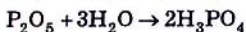
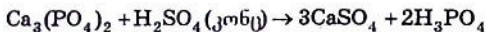
ძლიერი წყალწაბრთმევი ნივთიერებაა. წყალთან უთიერთქმედების დროს ჯერ წარმოქმნის მეტაფოსფორმჟავას ტეტრაშერს:



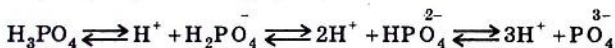
შემდეგ მეტაფოსფორმჟავა იერთებს წყალს და წარმოქმნის 4 მოლეკულა ორთოფოსფორმჟავას, რომელიც ტეტრაედრის (დამახინჯებული) აღნაგობისაა. ტეტრაედრის სამ წვეროში ჰიდროქსილია, ხოლო მეოთხეში — ჟანგბადის ატომი.



ლაბორატორიაში ორთოფოსფორის მჟავა მიიღება ფოსფატებზე კონცენტრირებული  $H_2SO_4$ -ის მოქმედებით ან ფოსფორ (V)-ის ოქსიდის გახსნით ცხელ წყალში:

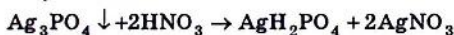


ორთოფოსფორის მჟავა, ისე, როგორც ფოსფორის ყველა მჟავა, მყარი კრისტალური ნივთიერებაა, რომელიც კარგად იხსნება წყალში და წარმოქმნის სიროფისმაგვარ 85%-იან ხსნარს. ორთოფოსფორის მჟავა საშუალო სიძლიერის სამფუძიანი მჟავაა. ( $\text{EO}_n(\text{OH})_m$  ზოგად ფორმულაში  $n=1$  და  $m=3$ ), დისოცირდება სამ საფეხურად:

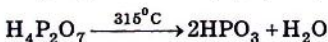
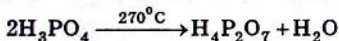


შესაბამისად წარმოქმნის სამი ტიპის მარილებს დიჰიდროფოსფატებს, მაგალითად,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ -ს; ჰიდროფოსფატებს, მაგალითად,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ -ს; ფოსფატებს, მაგალითად,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ -ს.

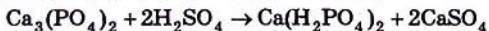
ყველა დიჰიდროფოსფატი ხსნადია. ჰიდროფოსფატებიდან ხსნადია I A ჯგუფის ლითონების მარილები, ხოლო ფოსფატებიდან —  $\text{Na}^+$ -ის  $\text{K}^+$ -ისა და  $\text{NH}_4^+$ -ის მარილები. წყალში უხსნადი ფოსფატები იხსნება ძლიერ მჟავებში და გარდაიქმნება დიჰიდროფოსფატებად; მაგალითად:



ორთოფოსფორის მჟავა გახურებით იშლება. ჯერ გარდაიქმნება პიროფოსფორის, ანუ დიფოსფორის მჟავად, შემდეგ კი — მეტაფოსფორის მჟავად:



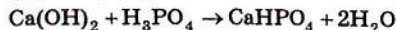
ფოსფორმჟავას მარილები გამოყენებულია ფოსფორიანი სასუქების (პრეციპიტატი, ამოფოსი, სუპერფოსფატი) წარმოებაში. სუპერფოსფატს მიიღება ფოსფატზე გოგირდმჟავას მოქმედებით:



იგი შეიცავს დაახლოებით 50% ფუჭ მინარევს. ამჟამად აშხადებენ ორმაგ სუპერფოსფატს ფოსფორიტზე ფოსფორმჟავას მოქმედებით:

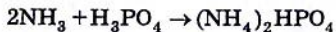
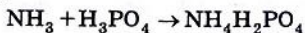


პრეციპიტატი ( $\text{CaHPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) მიიღება კალციუმის ტუტეზე ფოსფორმჟავას მოქმედებით:



იგი წყალში არ იხსნება, მაგრამ იხსნება მჟავა ნიადაგში.

ამოფოსი ამონიუმის ჰიდრო- და დიჰიდროფოსფატების  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  და  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  ნარევი. იგი მიიღება ფოსფორმჟავაზე ამიაკის მოქმედებით:



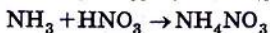
მრეწველობაში ამზადებენ აგრეთვე ნიტროფოსკას, რომელიც წარმოადგენს ამოფოსისა და კალიუმის გვარჯილის ნარევს. ნიტროფოსკა შეიცავს სამ საკვებ ელემენტს: ფოსფორს, აზოტსა და კალიუმს.

ნატრიუმის დიჰიდროფოსფატი გამოიყენება მედიცინაში და შედის პრეპარატ „უროლანის“ შედგენილობაში.

## მიწერალური სასუქები

მცენარის ზრდა-განვითარებისათვის საჭიროა თითქმის ყველა ელემენტი, მაგრამ მეტ-ნაკლები რაოდენობით. მცენარეს დიდი რაოდენობით სჭირდება კალიუმი, აზოტი და ფოსფორი. დანარჩენი საჭიროა ძალიან მცირე რაოდენობით, ამიტომ მათ მიკროელემენტებს უწოდებენ.

აზოტოვანი სასუქებია ნიტრატები და ამონიუმის მარილები. აზოტოვანი სასუქების ხარისხი განისაზღვრება მარილში ელემენტ აზოტის მასური წილის ( $\omega\%(\text{N})$ ) მიხედვით. აზოტის მასური წილი ყველაზე მეტია ამონიუმის გვარჯილაში ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ), ამიტომ ყველაზე ფართოდ მას იყენებენ. ამონიუმის გვარჯილას ღებულობენ აზოტმჟავაზე ამიაკის მოქმედებით:



ამონიუმის ნიტრატის გარდა, ფართოდ იყენებენ კალიუმის გვარჯილას ( $\text{KNO}_3$ ), რომელიც კომპლექსურ სასუქს წარმოადგენს, რადგან შეიცავს ორ ელემენტს – კალიუმსა და აზოტს. ასეთივე კომპლექსური სასუქია ამონიუმის დიჰიდროფოსფატისა და ამონიუმის ჰიდროფოსფატის ნარევი, რომელიც შეიცავს ორ ელემენტს-აზოტსა და ფოსფორს. საერთოდ, ამონიუმის ყველა მარილი აზოტოვანი სასუქია, მაგრამ მისი ქლორიდი  $\text{NH}_4\text{Cl}$

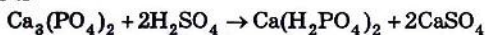
ნაკლებად არის გამოყენებული, იმის გამო, რომ ქლორის იონები ( $\text{Cl}$ ) ზოგიერთ მცენარეზე (კარტოფილი, ვაზი, თამბაქო) ცუდად მოქმედებს.

კალიუმიანი სასუქია კალიუმის ყველა მარილი, განსაკუთრებით კი

ნიტრატი, ფოსფატი, სულფატი. ქლორიდების გამოყენებას, საერთოდ, ერიდებათ. კალიუმის სასუქია ხის ნაცარი, რომელიც შეიცავს  $K_2CO_3$ -ს და მიკროელემენტებს.

ფოსფოროვანი სასუქია ფოსფორმჟავას წყალში ხსნადი მარილები — ფოსფატები. ფოსფატები ბუნებაში მოიპოვება წყალში უხსნადი მარილების სახით, როგორცაა ფოსფორიტი  $Ca_3(PO_4)_2$  და ფთორაპატიტი. ბუნებრივი ფოსფატებიდან წყალში ხსნად მარილებს ღებულობენ ქიმიური გადამუშავებით. ფოსფოროვანი სასუქებიდან აღსანიშნავია მარტივი სუპერფოსფატი, ორმაგი სუპერფოსფატი, პრეციპიტატი, ამოფოსი და ნიტროფოსკა.

1) მარტივი სუპერფოსფატი მიიღება ფოსფორიტზე გოგირდმჟავას მოქმედებით:



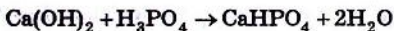
მარტივი სუპერფოსფატი

იგი შეიცავს  $CaSO_4$ -ის მინარევს, რომელიც ნიადაგში მაგრდება და ხელს უშლის მცენარეს საკვები ნივთიერებების შეწოვაში. ამჟამად მას აღარ აწარმოებენ.

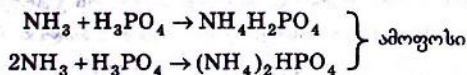
2) ორმაგი სუპერფოსფატი მიიღება ფოსფორიტზე ფოსფორმჟავას მოქმედებით:



3) პრეციპიტატი მიიღება ჩამქრალ კირზე ფოსფორმჟავას მოქმედებით:



4) ამოფოსი მიიღება ფოსფორმჟავაზე ამიაკის მოქმედებით:



5) ამოფოსზე კალიუმის სასუქების დამატებით ღებულობენ კომბინირებულ სასუქს — ნიტროფოსკას.

## §5. IVA ჯგუფის ელემენტების ზოგადი დახასიათება

IVA ჯგუფში ნახშირბადისა და სილიციუმის გარდა მოთავსებულია გერმანიუმი (Ge), კალა (Sn) და ტყვია (Pb). ნორმალურ მდგომარეობაში მათი გარე შრის კონფიგურაციაა  $s^2p^2$ , რომელზედაც აქვთ ორი გაუსწვრილებელი ელექტრონი და ამჟღავნებენ ორის ტოლ ვალენტობას. ისინი ადვილად გადადიან აღზნებულ მდგომარეობაში –  $s^1p^3$ , რომელშიც მათ ოთხი გაუსწვრილებელი ელექტრონი აქვთ და ამჟღავნებენ 4-ის ტოლ ვალენტობას.

ჯგუფში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად სუსტდება მათი არალითონური თვისებები და ძლიერდება ლითონური. ნახშირბადი და სილიციუმი ტიპური არალითონებია, ხოლო გერმანიუმი, კალა და ტყვია – ლითონები. IVA ჯგუფის ელემენტების წყალბადნაერთების მდგრადობა მცირდება ზვედიდან ქვევით. მდგრადობის მიხედვით წყალბადნაერთები განლაგებულია შემდეგი თანმიმდევრობით:

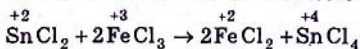


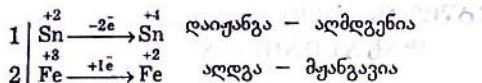
ყველაზე მდგრადი ნაერთია მეთანი ( $\text{CH}_4$ ), ყველაზე არამდგრადი –  $\text{PbH}_4$ .

IVA ჯგუფის ელემენტების ჟანგვის რიცხვი +2-ისა და +4-ის ტოლია. ჟანგბადთან ურთიერთქმედების შედეგად ისინი წარმოქმნიან მხოლოდ დიოქსიდებს, გამონაკლისია ტყვია, რომელიც მონოოქსიდს ( $\text{PbO}$ ) წარმოქმნის.

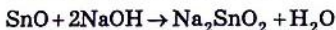
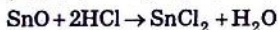
გერმანიუმ(II)-ის ნაერთები ძალზე არამდგრადია, ხოლო გერმანიუმ(IV)-ის ნაერთები უფრო მდგრადი.  $\text{GeO}_2$  ამფოტერული ოქსიდია, რომელსაც მჟავური ბუნება უფრო აქვს, ვიდრე ფუძისა.

ოთხვალენტანი კალას ნაერთები უფრო მდგრადია, ვიდრე ორვალენტანისა. ამიტომ კალა(II)-ის ნაერთები ადვილად გარდაიქმნება კალა(IV)-ის ნაერთებად და ძლიერ აღმდგენებს წარმოადგენს, მაგალითად:

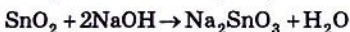
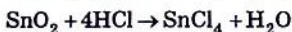




კალა(II)-ის ოქსიდი (SnO) ამფოტერულია:

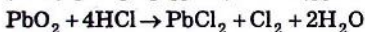


ამფოტერულია მისი დიოქსიდიც (SnO<sub>2</sub>):



კალას მჟავა H<sub>2</sub>SnO<sub>3</sub> ისეთივე სუსტია, როგორც ნახშირმჟავა და ცნობილია მხოლოდ მარილების სახით.

ტყვიის ნაერთებიდან უფრო მდგრადია ტყვია(II)-ის ნაერთები. ამიტომ ტყვია(IV)-ის ნაერთები ადვილად გარდაიქმნება ტყვია(II)-ის ნაერთებად და ძლიერ მჟანგავებს წარმოადგენს, მაგალითად:



PbO და PbO<sub>2</sub> ამფოტერული ოქსიდებია. PbO უფრო მეტად ფუძე თვისებას ამჟღავნებს, ხოლო PbO<sub>2</sub> - მჟაურს.

სილიციუმი და გერმანიუმი ნახვეარგამტარებია და გამოყენებულია „მზის ბატარეებში“, რომლებიც მზის სითბურ ენერგიას გარდაქმნიან ელექტროენერგიად.

## ნახშირბადი

ნახშირბადი მოთავსებულია პერიოდული სისტემის მე-2 პერიოდის IV A ჯგუფში. ატომური ნომერია 6 (Z=6). ბუნებაში გავრცელებულია ორი - <sup>12</sup>C (99%) და <sup>13</sup>C (1%) - იზოტოპის სახით. მისი ელექტრონული კონფიგურაცია ნორმალურ მდგომარეობაში ასეთია: C = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>. აქ იგი 2-ვალენტანია. ნახშირბადის ატომი ადვილად გადადის ალგუნებულ მდგომარეობაში C\* = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>1</sup> 2p<sup>3</sup>, რომელშიც 4 გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს და ამჟღავნებს ოთხვალენტანობას sp<sup>3</sup>, sp<sup>2</sup> და sp-ჰიბრიდიზაციის საშუალებით. ნაერთებში იგი ამჟღავნებს სხვადასხვა ჟანგვის რიცხვს:

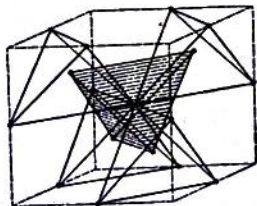
-4-ს წყალბად- და ლითონნაერთებში (CH<sub>4</sub>, Al<sub>4</sub>C<sub>3</sub>)

0-ს მარტივ ნივთიერებებში

+2, +4-ს ოქსიდებში CO-სა და CO<sub>2</sub>-ში.

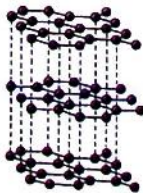
თავისუფალი სახით არსებობს მისი სამი ალოტროპი: ალმასი, გრაფიტი და კარბინი.

ალმასში ნახშირბადის ატომი იმყოფება sp<sup>3</sup>-ჰიბრიდიზაციაში, აქვს კუბური მესერი, რომელშიც ყოველი ნახშირბადი ტეტრაედრული აღნაგობისაა. ნახშირბადის ატომებს შორის ბმის სიგრძე 0,154 ნმ-ია.



ტეტრაედრის ყოველი ატომი დაკავშირებულია მეზობელი ტეტრაედრის ნახშირბადის ატომთან. ალმასი ძლიან მაგარი მინერალია, მისი სიმკვრე მაქსიმალურია და 10-ის ტოლი. იგი კაწრავს ყველა მინერალს. ალმასს დიდი შუქტეზა ახასიათებს, ამიტომ ბზინავს. დაწახნაგებულ ალმასს ბრილიანტი ეწოდება. 1955 წლიდან ალმასს ღებულობენ ხელოვნურად გრაფიტისაგან, მაღალი ტემპერატურის (3650<sup>0</sup>C) და მაღალი წნევის (5000 მგპა) პირობებში.

გრაფიტში ნახშირბადი იმყოფება sp<sup>2</sup> ჰიბრიდიზაციაში. აქვს ჰექსაგონალური სტრუქტურა, რომელშიც 6-წევრიანი ციკლები ფენებად არის დალაგებული. ექვსკუთხედში ყოველი ატომი ერთმანეთთან დაკავშირებულია სამი კოვალენტური ბმით, მეოთხე p-ელექტრონი კი თავისუფალია და განაპირობებს მის თბო- და ელექტროგამტარობას. ციკლში ატომებს შორის ბმის სიგრძე უდრის 0,142 ნმ-ს, ხოლო ციკლებს შორის მანძილი - 0,34 ნმ-ს.



გრაფიტი გაუმჟვირვალე მონაცრისფრო-შავი, რბილი მინერალია. მისი სიმაგრე მინიმალურია და უდრის 1-ს. გამოყენებულია ფანქრის გულის დასამზადებლად, ატომგულურ რეაქტორებში ნეიტრონების სინქარის შესამცირებლად და საპოხ ნივთიერებად.

კარბინში გრაფიტი იმყოფება SP-ჰიბრიდიზაციაში. აქვს წრფივი აღნაგობა ( $-C \equiv C-$ )<sub>n</sub>. იგი შავი ფერის ფხენილია, 800<sup>0</sup>C-მდე გახურებისას გარდაიქმნება გრაფიტად.

გრაფიტის სახეებია: ხის ნახშირი, კოქსი და მური. ისინი მიიღება ორგანული ნივთიერებების უპაეროდ გახურებისას, რასაც პიროლიზი ეწოდება (პირო-ცეცხლი და ლიზი-დაშლა).

ხის ნახშირს ღებულობენ ხის უპაეროდ გახურების პირობებში. ხის ნახშირი ფოროვანია. თუ მას დავამუშავებთ გახურებული წყლის ორთქლით, მისი ფორიანობა კიდევ უფრო იზრდება, ასეთ ნახშირს გააქტივებული ნახშირი ეწოდება. 1 გ გააქტივებული ნახშირის ფორების ზედაპირის ფართობი 800 მ<sup>2</sup> შეადგენს. გააქტივებული ნახშირი გამოყენებულია აირ-წინაღში, მედიცინაში და სხვადასხვა პროდუქტის გასასუფთავებლად. მაგალითად (არყის გასასუფთავებლად რახის ზეთებისგან).

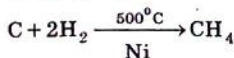
კოქსი მიიღება ქვანახშირის პიროლიზით. გამოყენებულია მეტალურგიას (თუჯის გამოღობის პროცესში) და ყოფა-ცხოვრებაში.

მური გამოყენებულია ტიპოგრაფიაში შავი ტიპოგრაფიული საღებავის დასამზადებლად; საბურავების წარმოებაში და ა. შ. ტექნიკაში ღებულობენ აცეტილენის ან ნაფთალინის არასრული წვით.

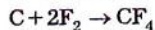
ნახშირბადის ნერთებიდან ბუნებაში გავრცელებულია CaCO<sub>3</sub> - კირქვა, ცარცი, მარმარილო, MgCO<sub>3</sub> - მაგნეზიტი, MgCO<sub>3</sub> · CaCO<sub>3</sub> - დოლომიტი, FeCO<sub>3</sub> - სიდერიტი, მალაქიტი - CuCO<sub>3</sub> · Cu(OH)<sub>2</sub> და სხვა.

ნახშირბადის თვისებები. ჩვეულებრივ პირობებში ნახშირბადი საკმაოდ პასიური ელემენტია და მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე ურთიერთქმედებს მარტივ ნივთიერებებთან. იგი რეაქციაში შედის

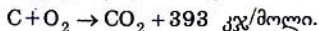
1) წყალბადთან 500<sup>0</sup>C-ზე ნიკელის კატალიზატორის თანაობისას:



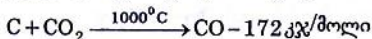
2) ჰალოგენებიდან ნახშირბადი რეაქციაში შედის მხოლოდ ფთორთან:



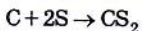
3) ჟანგბადში იწვის.  $700^{\circ}\text{C}$ -მდე გაცხელებისას წარმოქმნის  $\text{CO}_2$ -ს და გამოყოფს დიდი რაოდენობის სითბოს:



$1000^{\circ}\text{C}$  ზევით კი წარმოიქმნება ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი ( $\text{CO}$ ):

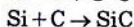


4) გოგირდთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის გოგირდნახშირბადს,



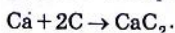
გოგირდნახშირბადი ადვილად აქროლადი სითხეა. კარგად ხსნის იოდსა და ფოსფორს, მომწამლავია, ჰაერზე ალდება და იწვის. წვის შედეგად წარმოქმნის  $\text{CO}_2$ -სა და  $\text{SO}_2$ -ს.

5) სილიციუმთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის კარბორუნდს:



კარბორუნდი ძალიან მაგარი ნივთიერებაა (ალმასის შემდეგ) და გამოყენებულია სტომატოლოგიაში.

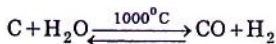
6) ლითონებთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ნაერთებს, რომლებსაც კარბიდები ეწოდება:



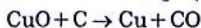
კარბიდები მყარი კრისტალური ნაერთებია. კარბიდების შედგენილობა ხშირად არ შეესაბამება ვალენტობას, მაგალითად, რკინის კარბიდის ( $\text{Fe}_3\text{C}$ ), რომელსაც ცემენტიტი ეწოდება.

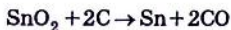
კარბიდების უმრავლესობა წარმოადგენს ჩანერგვის მყარ ხსნარებს, რომლებშიც კრისტალური მესრის კვანძებში განლაგებულ ლითონის ატომებს შორის სივრცეში მოთავსებულია ნახშირბადის ატომები. მათი შედგენილობა ცვალებადია და ვალენტობას არ შეესაბამება. კარბიდებიდან აღსანიშნავია ალუმინის კარბიდი ( $\text{Al}_4\text{C}_3$ ) და კალციუმის კარბიდი ( $\text{CaC}_2$ ).

7) ნახშირი რეაქციაში შუდის წყალთან  $1000^{\circ}\text{C}$ -ზე და წარმოქმნის წყალგაზს, რომელიც  $\text{CO}$ -სა და  $\text{H}_2$ -ის ნარევია:

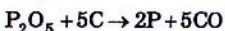
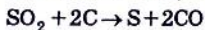


8) ნახშირი მრავალ ლითონს აღადგენს ოქსიდებისაგან:

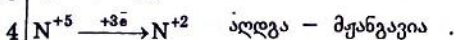
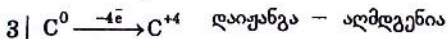
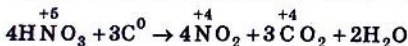




9) ნახშირი არალითონებსაც აღადგენს მათი ოქსიდებისაგან:



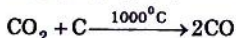
10) ნახშირი იწვის ცხელი აზოტმჟავას ზედაპირზე:



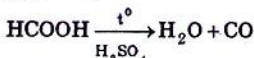
### ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი

ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი მიიღება რამდენიმე ხერხით:

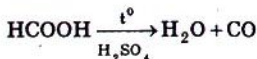
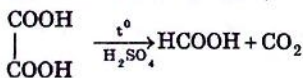
1) გავარდნარებულ ნახშირზე  $\text{CO}_2$ -ის გატარებით:



2) ჭიანჭველმჟავას დეჰიდრატაციით კონცენტრირებულ  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -თან გაცხელების დროს:



3) მჟაუნმჟავას გაცხელებით კონცენტრირებული  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -ის თანაობისას. ჯერ მჟაუნმჟავადან ხდება  $\text{CO}_2$ -ის მოხლეჩა და ჭიანჭველმჟავას წარმოქმნა. რომელიც შემდეგ დეჰიდრატაციას განიცდის:



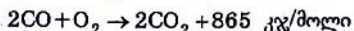
თვისებები. ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი უფერო, უსუნო, უგემო, ჰაერზე ოდნავ მსუბუქი ( $D_y(\text{CO}) = 28/29$ ) აირია, ძლიერი საწამლავია. იგი უერთდება ჰემოგლობინის მოლეკულაში შემავალ რკინას და უკარგავს მას ჟანგბადის შთანქმის უნარს. CO-ს „მხუთავი აირი“ ეწოდება.

CO-ს მოლეკულაში ნახშირბადი ორვალენტია. ნახშირბადის ორი სავალენტო ელექტრონის ჟანგბადის ორ სავალენტო ელექტრონთან გაწყვილებით წარმოიქმნება ორი კოვალენტური ბმა :C::O:

ნახშირბად (II)-ის ოქსიდის ასეთი ელექტრონული სტრუქტურა მდგრადი არ არის. ნახშირბადის ატომი მდგრადი (8 ელექტრონიანი) შრის მისაღებად ჟანგბადის ატომიდან იზიდავს თავისუფალ ელექტრონულ წყვილს და დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით ჟანგბადთან ამყარებს კიდევ ერთ კოვალენტურ ბმას:

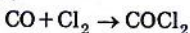


ამრიგად, ნახშირბად- და ჟანგბადატომებს შორის მყარდება სამმაგი ბმა. ნახშირბადის ატომს კიდევ რჩება გაუწყვილებელი ორი სავალენტო ელექტრონი, ამიტომ CO კვლავ იერთებს ჟანგბადს და წვის შედეგად წარმოქმნის  $\text{CO}_2$ -ს:

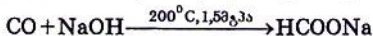


CO ჟანგბადში იწვის ცისფერი ალით.

ნახშირბად (II)-ის ოქსიდი  $20^\circ\text{C}$ -ზე გააქტივებული ნახშირბადის თანაობისას სინათლეზე იერთებს ქლორს და წარმოქმნის ფოსგენს – მახრჩობელა აირს:

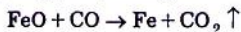


3) CO ურთიერთქმედებს ნატრიუმის ტუტესთან  $200^\circ\text{C}$ -ისა და 1,5 მგა წნევის პირობებში და წარმოქმნის ჭიანჭველმჟავანატრიუმის მარილს:



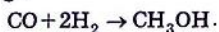
ამიტომ ფორმალურად CO ჭიანჭველმჟავის ანჰიდრიდია.

4) CO კარგი აღმდგენია და გამოყენებულია მეტალურგიაში, მაგალ-  
ითად, თუჯის წარმოებაში:



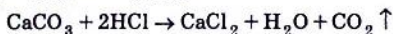
5) მაღალი ტემპერატურისა ( $400^\circ\text{C}$ ) და მაღალი წნევის (30 მგა). პირობებში CO რეაქციაში შედის წყალბადთან და წარმოქმნის მეთილის

სპირტს:

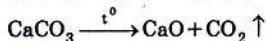


### ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდი (ნახშირბადის დიოქსიდი)

ლაბორატორიაში ნახშირბადის დიოქსიდი მიიღება კირქვაზე განზავებული მჟავების მოქმედებით:

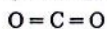


ტექნიკაში კი მას ლებულობენ კირქვის გახურებით:

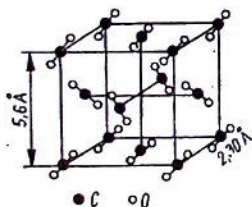


თვისებები.  $\text{CO}_2$  უფერო, უსუნო აირია, ჰაერზე მძიმეა

( $D_3(\text{CO}_2) = 44/29$ ).  $15^\circ\text{C}$ -ზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება 1 მოცულობა  $\text{CO}_2$ . მის მოლეკულაში ნახშირბადი sp-ჰიბრიდიზაციაშია და აქვს წრფივი აღნაგობა:



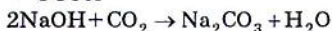
წრფივი აღნაგობის გამო მოლეკულა არაპოლარულია. დედამიწის ატმოსფეროს შედგენილობაში შედის 0,03%  $\text{CO}_2$ , ხოლო პლანეტა ვენერას ატმოსფეროში დაახლოებით 95%-ია.  $20^\circ\text{C}$ -ისა და 5 მგზა წნევის პირობებში იგი თხევადდება და ფოლადის ბალონებში ინახება. ბალონიდან გადმოსხმისთანავე თხევადი  $\text{CO}_2$  იყინება და მიიღება მშრალი ყინული.  $\text{CO}_2$ -ის კრისტალური მესერი მოლეკულურია, ე. ი. მესრის კვანძებში მოლეკულებია განლაგებული:



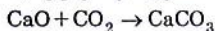
მოლეკულური კრისტალური მესრის გამო მშრალ ყინულს დნობისა და აქროლების დაბალი ტემპერატურა აქვს.

CO<sub>2</sub> მჟავური ოქსიდია, რეაქციაში შედის

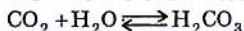
1) ტუტებთან:



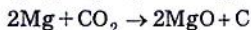
2) ფუძე ოქსიდებთან:



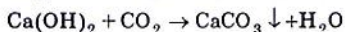
3) წყალთან და წარმოქმნის არამდგრად ნახშირმჟავას, ამიტომ წყალთან ურთიერთქმედება შექცევადი პროცესია:



CO<sub>2</sub> წვას ხელს უშლის. ანთებული კვარი CO<sub>2</sub>-ის გარემოში ქრება, მაგრამ ზოგიერთი აქტიური ლითონი იწვევს CO<sub>2</sub>-ში. მაგალითად, ანთებული მაგნიუმი განაგრძობს წვას და გამოყოფს მურს:



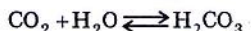
CO<sub>2</sub>-ის ამოსაცნობად მას კირიან წყალში ატარებენ:



CO<sub>2</sub> კირიან წყალს ამღვრევს წყალში უხსნადი CaCO<sub>3</sub>-ის წარმოქმნის გამო.

### ნახშირმჟავა და მისი მარილები

უწყლო ნახშირმჟავა არ არსებობს. არსებობს მხოლოდ მისი წყალხსნარი, რომელიც CO<sub>2</sub>-ის წყალში გახსნით მიიღება:

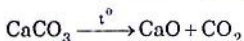
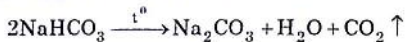


ნახშირმჟავა არამდგრადი ნაერთია და ისევ იშლება CO<sub>2</sub>-ად და წყლად. 20<sup>0</sup> C-ზე წონასწორობა გადაწეულია მარცხნივ და მხოლოდ 1% CO<sub>2</sub> წარმოქმნის მჟავას. როგორც ორფუძიანი მჟავა, იგი დისოცირდება ორ საფეხურად და შესაბამისად წარმოქმნის ორი ტიპის მარილებს:

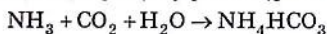


მის მჟავა მარილებს ჰიდროკარბონატები ეწოდება, ხოლო სრულ მარილებს – კარბონატები. ყველა ჰიდროკარბონატი წყალში ხსნადია. კარბონატებიდან კი წყალში იხსნება I A ჯგუფის ლითონების მარილები. ყველა ჰიდროკარბონატი გაცხელებით გარდაიქმნება კარბონატად, ხოლო

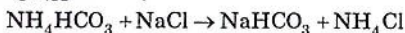
კარბონატები. გარდა I A ჯგუფის ლითონების კარბონატებისა, გახურებით იშლება ფუძე და მჟავურ ოქსიდებად:



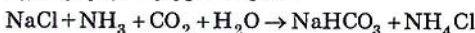
კარბონატებიდან აღსანიშნავია: 1)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  - პოტაში, რომელიც კალიუმის სასუქად გამოიყენება; 2)  $\text{NaHCO}_3$  - სასმელი სოდა, რომელიც გამოყენებულია მედიცინასა და ყოფა-ცხოვრებაში; 3)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  - კალცინირებული სოდა და კრისტალური სოდა -  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , რომლებიც გამოყენებულია მინის და საპნის წარმოებაში, ყოფა-ცხოვრებასა და ტექნიკაში (სარეცხ საშუალებად). სოდას ტექნიკაში ღებულობენ სოლვეის ხერხით - სუფურის მარილის ნაჯერ ხსნარში ატარებენ ამიაკსა და ნახშირბადის დიოქსიდს. ჯერ მიიღება ამონიუმის ჰიდროკარბონატი:



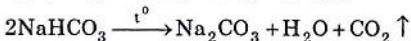
შემდეგ:



შეჯამებული რეაქცია ასეთია:

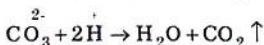


ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი ძნელად იხსნება წყალში და მისი ძირითადი მასა გამოილეკება. ხსნარს გაფილტრავენ, ნალექს გამორეცხავენ ცივი წყლით, გააშრობენ და გაახურებენ:



შედეგად მიიღება უწყლო, ანუ კალცინირებული სოდა.

კარბონატების აღმოჩენა ხდება მჟავების მოქმედების შედეგად გამოყოფილი  $\text{CO}_2$ -ის მეშვეობით ( $\text{CO}_2$ -ის გამოყოფა შიშინით მიმდინარეობს):



## სილიციუმი

სილიციუმი მოთავსებულია პერიოდული სისტემის მე-3 პერიოდის IV A ჯგუფში. მისი ატომური ნომერია 14, ხოლო ფარდობითი ატომური მასა -

28. სილიციუმის ელექტრონული კონფიგურაციაა  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ . ნორმალურ მდგომარეობაში აქვს ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი. იმის გამო, რომ აქვს ვაკანტური 3d-ორბიტალი, გადადის ალგზნებულ მდგომარეობაში, რომელშიც ოთხი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს. ამრიგად, ნორმალურ მდგომარეობაში იგი ორვალენტანია, ხოლო ალგზნებულში – ოთხვალენტანი. ნახშირბადისაგან განსხვავებით მას მხოლოდ  $sp^3$ -ჰიბრიდიზაცია ახასიათებს და უჯერ ბმებს არ წარმოქმნის.

ნაერთებში სილიციუმი ამჟღავნებს შემდეგ ჯანგვის რიცხვებს:

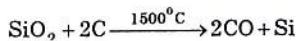
-4-ს წყალბად- და ლითონნაერთებში ( $SiH_4$  და  $Ca_2Si$ )

0-ს მარტივ ნეოთიერებაში.

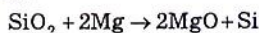
+2-ს } ოქსიდებში  $SiO$ <sup>+2</sup>  
 +4-ს }  $SiO_2$ <sup>+4</sup>

თავისუფალი სახით არსებობს მისი ორი ალოტროპი: კრისტალური სილიციუმი – მუქი ნაცრისფერი კრისტალები და ამორფული სილიციუმი – ყავისფერი ფხვნილი.

კრისტალური სილიციუმი მიიღება ქვიშისა და კოქსის ნარევის გახურებით:



ამორფული სილიციუმი მიიღება ქვიშისა და მაგნიუმის ნარევის გახურებით:



სილიციუმი ბუნებაში გავრცელებულია ნაერთების სახით. მათგან აღსანიშნავია:  $SiO_2$  – ქვიშა, კვარცი, მთის ბროლი, ამეთვისტო, აგატი, ინფუზორული მიწა და სხვა.

თეთრი თიხა ანუ კაოლინი –  $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ ;

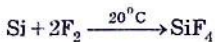
მინდვრის შპატი –  $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ ;

ნეფელინი –  $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$

ზურმუხტი –  $3BeO \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$  და სხვა.

თვისებები. სილიციუმი უფრო მეტად ამჟღავნებს ლითონურ თვისებებს, ვიდრე ნახშირბადი. 1) წყალბადთან უშუალოდ არ შედის რეაქციაში.

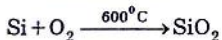
2) ფთორში იწვის ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე;



3) ქლორთან რეაქციაში შედის  $400^\circ\text{C}$ -ზე:



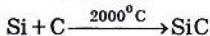
4) ჟანგბადში იწვის  $600^\circ\text{C}$ -ზე:



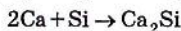
5)  $1000^\circ\text{C}$ -ზე რეაქციაში შედის აზოტთან და წარმოქმნის ძალიან მაგარ და ქიმიურად პასიურ, მყარ ნივთიერებას –  $\text{Si}_3\text{N}_4$ -ს;



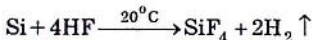
6)  $2000^\circ\text{C}$ -ზე რეაქციაში შედის კოქსთან და წარმოქმნის კარბორუნდს, რომელიც ალმასის შემდეგ ყველაზე მაგარი ნაერთია:



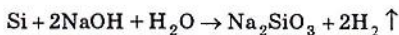
7) გახურებით ურთიერთქმედებს I A და II A ჯგუფების ლითონებთან და წარმოქმნის სილიციდებს:



8) რეაქციაში შედის HF-თან და წარმოქმნის  $\text{SiF}_4$ .



9) რეაქციაში შედის ტუტის წყალხსნართან და გამოყოფს წყალბადს:

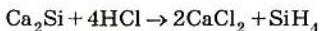


ტუტის ხსნარში ენერგულად იხსნება დაბალი ტემპერატურის პირობებშიც კი.

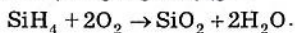
სილიციუმი ნახევარგამტარია და გამოყენებულია მზის ბატარეებში, რომლებიც მზის სითბურ ენერგიას გარდაქმნის ელექტროენერგიად. ასეთი ბატარეები დგას კოსმოსურ ხომალდებში.

## სილა60

სილიციუმის წყალბადნაერთია სილანი ( $\text{SiH}_4$ ). იგი მიიღება არაპირდაპირი გზით – სილიციდებზე მჟავას მოქმედებით:



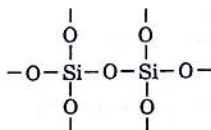
სილანი არასასიამოვნო სუნის მქონე მომწამლავი აირია, არამდგრადი ნაერთია და ჰაერზე ააღდება:



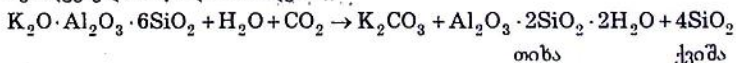
### სილიციუმის ჟანგბადნაერთები

სილიციუმი წარმოქმნის ორ ოქსიდს: SiO-ს (მონოოქსიდს) და SiO<sub>2</sub>-ს (დიოქსიდს). SiO მარილარწარმოქმნელი ოქსიდია, SiO<sub>2</sub> კი – მჟავური.

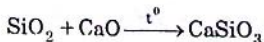
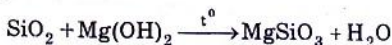
SiO<sub>2</sub> პოლიმერული სტრუქტურისაა და აღნაგობით განსხვავდება CO<sub>2</sub>-საგან, ვინაიდან სილიციუმს არ ახასიათებს sp<sup>2</sup>-ჰიბრიდიზაცია და, მაშასადამე, ორმაგ ბმებს არ წარმოქმნის. SiO<sub>2</sub>-ს აქვს ატომური კრისტალური მესერი, რომელშიც მისი კოორდინაციული რიცხვი 4-ის ტოლია, ე. ი. სილიციუმის ყოველი ატომის გარშემო ჟანგბადის ოთხი ატომია მოთავსებული:



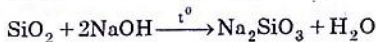
იგი ძნელად დნობადია და ძნელად აქროლადი. SiO<sub>2</sub> ბუნებაში წარმოიქმნება მთის ქანების გამოფიტვის პროცესში. წვიმის წყლისა და ჰაერის CO<sub>2</sub>-ის გავლენით. მინდვრის შპატი, რომელიც მთის ქანების ძირითადი შემადგენელი ნაწილია, იშლება:



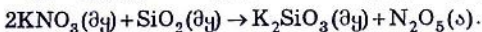
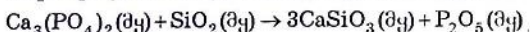
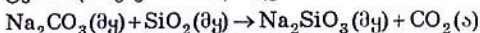
სილიციუმის დიოქსიდი მჟავური ოქსიდია, მაგრამ წყალთან რეაქციაში არ შედის და მჟავას არ წარმოქმნის, თუმცა ფუძეებთან და ფუძე ოქსიდებთან ურთიერთქმედებს გახურებისას და სილიციუმის მჟავას მარილებს იძლევა:



ტუტის ხსნარში ადვილად იხსნება:

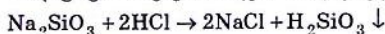


$\text{SiO}_2$  გახურებით ურთიერთქმედებს მარილებთან და წარმოქმნის სილიკატებსა და მჟავას ანჰიდრიდებს:



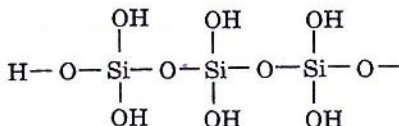
### სილიციუმის მჟავა

სილიციუმის მჟავა მიიღება სილიკატებზე მჟავების მოქმედებით:

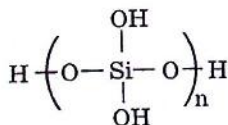


სილიციუმის მჟავა წყალში არ იხსნება და ხსნარიდან გამოიყოფა ლაბისებური ნალექის სახით.

სილიციუმის მჟავა რთული შედგენილობისაა და ზოგადად ასე გამოისახება:  $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$ . თუ  $n=1$  და  $m=1$ , მაშინ მას მეტასილიციუმის მჟავა ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ) ეწოდება, თუ  $n=1$  და  $m=2$ , მაშინ ორთოსილიციუმის მჟავა ( $\text{H}_2\text{SiO}_4$ ) ეწოდება. სილიციუმის ყველა მჟავა პოლიმერული აღნაგობისაა, მათში სილიციუმის კოორდინაციული რიცხვი 4-ის ტოლია.



ან მოკლედ:



სილიციუმის მჟავა გახურებით იშლება და გამოყოფს ფოროვან  $\text{SiO}_2$ -ს, რომელსაც სილიკატული ეწოდება. იგი აღსორბენტი და გამოყენებულია ნავთის, ბენზინის, ცხიმებისა და სხვა ორგანული ნივთიერებების გასასუფთავებლად.

## სილიკატური მრეწველობა

სილიკატურ მრეწველობას ეკუთვნის მინის, ცემენტის და ფაიფურის წარმოება.

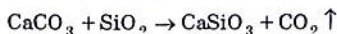
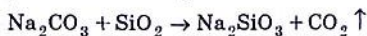
მინა მყიფე, გამჭვირვალე ნივთიერებაა, რომელიც ატარებს ხილულ, ინფრაწითელ, ულტრაიისფერ, რენტგენისა და  $\gamma$ -სხივებს. მინა შეიძლება განვიხილოთ, როგორც გადაციკებული სითხე, რომელიც არ კრისტალდება დიდი სიბლანტის გამო.

კრისტალური ნივთიერებისაგან განსხვავებით მას არ გააჩნია მუდმივი დნობის ტემპერატურა, გაცხელებისას თანდათან რბილდება და პლასტიკური ხდება. კომპონენტების მოლეკულების განლაგებაში რაღაც წესრიგი არსებობს, მაგრამ შედარებით მოკლე მანძილზე.

მინა მრავალკომპონენტური სისტემაა. იგი სილიკატების ერთგვაროვანი ნარევი. ქიმიური თვისებების მიხედვით მინა პასიური მასალაა. იგი რეაქციაში შედის მხოლოდ ფთორწყალბადთან და ტუტეებთან.

ძირითადად ცნობილია ორი სახის მინა: სილიკატური და ბორსილიკატური.

სილიკატური მინა შედგება სილიციუმის დიოქსიდისაგან, ხოლო ბორსილიკატური — სილიციუმის დიოქსიდის გარდა შეიცავს ბორის ოქსიდს. სილიკატურია, მაგალითად, ჩვეულებრივი, ანუ ფანჯრის მინა, რომელსაც ნატრიუმის მინასაც უწოდებენ. იგი მიიღება სოდის, კირქვისა და კვარცის შელღობით  $1400^{\circ}\text{C}$ -ზე:



ნატრიუმის და კალციუმის სილიკატებისა და ჭარბი ქვიშის ნარევი წარმოადგენს ნატრიუმის მინას. მისი მიახლოებითი ფორმულაა



მინის დამზადებისას სოდის ნაცვლად თუ პოტაშს გამოვიყენებთ, მიიღება ქიმიური ანუ კალიუმის მინა  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ . იგი ცეცხლგამძლეა და ქიმიური ჭურჭლის დასამზადებლად გამოიყენება.

თუ კირქვის ნაცვლად ტყვიის ოქსიდს გამოვიყენებთ, მიიღება ბროლი ანუ ტყვიის მინა  $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$ .

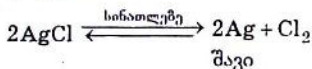
ბოთლის დასამზადებლად გამოიყენებულია ნატრიუმის მინა, რომელსაც ჩვეულებრივი ქვიშისაგან ამზადებენ. ქვიშაში რკინის შემცველობის

გამო ბოთლის მინა მწვანეა.

განსაკუთრებული თერმომდგრადობით გამოირჩევა ბორსილიკატური მინა (პირექსი), რომელიც შეიცავს 81%  $\text{SiO}_2$ -სა და 13%  $\text{B}_2\text{O}_3$ -ს. იგი უძლებს  $800^\circ\text{C}$  ტემპერატურას და გამოყენებულია საყოფაცხოვრებო და ლაბორატორიული ჭურჭლის დასამზადებლად. მისი შედგენილობა ასეთია:  $5\text{Na}_2\text{O} \cdot 3\text{CaO} \cdot 16\text{B}_2\text{O}_3 \cdot 76\text{SiO}_2$ .

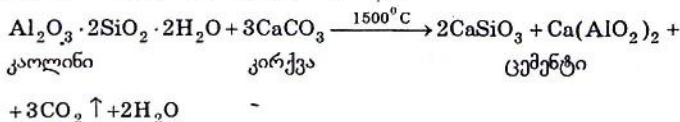
ფერადი მინების მისაღებად ხარშის პროცესში ნარევის უმატებენ სხვადასხვა ლითონის ოქსიდს.  $\text{CoO}$  მინას აძლევს ლურჯ ფერს,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  და  $\text{CuO}$  – მწვანეს,  $\text{MnO}$  – იისფერს და ა. შ.

მზის სათვალეებში გამოყენებულია მინა, რომელიც მზის სინათლეზე შავდება, ჩრდილში კი ისევ უფერულდება. ამგვარი ფოტოქრომული მინა შეიცავს  $\text{AgCl}$ -ის ან  $\text{AgBr}$ -ის მინარევს. ვერცხლის ჰალოგენიდები მზის სინათლეზე იშლება წვრილად დისპერსირებული ვერცხლისა და ჰალოგენის გამოყოფით. დისპერსიულ მდგომარეობაში კი ვერცხლი შავია. ჩრდილში ვერცხლი და ჰალოგენი ისევ ვერცხლის მარილს წარმოქმნის და მინა უფერულდება:



### ცემენტი

ცემენტი მიიღება კაოლინისა და კირქვის ნარევის გახურებით, ნეღა მბრუნავ, დახრილ, გრძელ ლუმელში გამოწვით.



ცემენტი წარმოადგენს კალციუმის სილიკატისა და ალუმინატის ნარევს. სხვადასხვა მარკის ცემენტი კომპონენტების სხვადასხვა მასურ წილს შეიცავს. ყველაზე კარგი ხარისხის ცემენტია პორტლანდცემენტი. ცემენტის ნარევი ქვიშასთან არის ბეტონი. ბეტონი გამოყენებულია სამშენებლო საქმეში. რკინისა და ბეტონის ნარევს რკინაბეტონი ეწოდება.

## §6. ლითონები

მარტივი ნივთიერებები იყოფა ლითონებად და არალითონებად. ისინი ერთმანეთისაგან განსხვავდებიან როგორც ფიზიკური, ისე ქიმიური თვისებებით.

**ლითონებისა და არალითონების ფიზიკური თვისებები**

ლითონები	არალითონები
<p>1) ლითონების კრისტალები ბზინავს, ფხვნილი კი – არა. გამონაკლისია ოქრო და ალუმინი.</p> <p>2) ლითონი პლასტიკურია და ახასიათებს დენადობა, წვევადობა, გრეხვადობა, გლინვადობა და ა.შ.</p> <p>3) ლითონი კარგად ატარებს ელექტროდენს და პირველი რიგის ელექტროგამტარია. ყველაზე კარგი გამტარია Ag, შემდეგ Cu, Au, Al და სხვა. ყველაზე ცუდი გამტარია Hg.</p> <p>4) ლითონი კარგად ატარებს სითბოს, ლითონების სითბოგამტარობა ისე იცვლება, როგორც ელექტროგამტარობა. მაშასადამე, ყველაზე კარგი სითბოგამტარია Ag, Cu, Au, Al, ყველაზე ცუდი სითბოგამტარია Hg.</p> <p>5) ლითონის ელექტროგამტარობა ტემპერატურის უკუპროპორციულია: რაც უფრო დაბალია ტემპერატურა, მით უფრო ნაკლებად ირხევა ლითონის კრისტალური მესრის კვანძებში მოთავსებული ატომები და მით უფრო ნაკლებ წინააღობას უწყევს თავისუფალი ელექტრონების მიმართულ მოძრაობას.</p>	<p>1) არალითონები (იოდისა და გრაფიტის გარდა) არ ბზინავს</p> <p>2) არალითონს პლასტიკურობა არ ახასიათებს. იგი მყიფეა და დარტყმისას იმსხვრევა.</p> <p>3) არალითონი (გრაფიტის გარდა) ელექტროდენს არ ატარებს;</p> <p>4) არალითონი (გრაფიტის გარდა) სითბოს არ ატარებს.</p> <p>5) არალითონის ელექტროგამტარობა ტემპერატურის პირდაპირპროპორციულია. არალითონის კრისტალურ მესერში თავისუფალი ელექტრონები არ არსებობს. ისინი კოვალენტურ ბმებს წარმოქმნიან. მაღალ ტემპერატურაზე კოვალენტური ბმები იხლიჩება და თავისუფალი ელექტრონების წარმოქმნის გამო არალითონი ელექტროგამტარი ხდება.</p>

ლითონებისა და არალითონების ქიმიური თვისებები

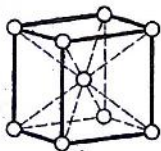
ლითონები	არალითონები
<p>1) დაბალი ჟანგვის რიცხვის მქონე ლითონის ოქსიდები ფუძე ოქსიდებია, საშუალოსი – ამფოტერული და მაღლის – მჟავური.</p>	<p>1) არალითონის ყველა ოქსიდი მჟავური ოქსიდიდა;</p>
<p>2) დაბალი ჟანგვის რიცხვის მქონე ლითონის ოქსიდები იონური ნაერთებია, მაღალი ჟანგვის რიცხვის მქონე კი – კოვალენტური.</p>	<p>2) არალითონის ყველა ოქსიდი კოვალენტური ნაერთია;</p>
<p>3) s-ლითონები წყალბადთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის მყარ იონურ ნაერთს.</p>	<p>3) არალითონი წყალბადთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის აიროვან კოვალენტურ ნაერთს.</p>
$\overset{+}{\text{Na}}\text{H}, \overset{2+}{\text{Ca}}\text{H}_2$	<p>(HCl, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>)</p>
<p>4) ლითონი გასცემს სავალენტო ელექტრონს და ამჟღავნებს დადებით ჟანგვის რიცხვს, ამიტომ იგი აღმდგენია.</p>	<p>4) არალითონს ახასიათებს ელექტრონების გაცემაც და შეძენაც და ამჟღავნებს როგორც დადებით, ისე უარყოფით ჟანგვის რიცხვს, ამიტომ ისინი წარმოადგენენ როგორც მჟანგავებს, ისე აღმდგენებს.</p>
$\text{Me} \rightarrow \overset{n+}{\text{Me}} + n\bar{e}$	<p>5) არალითონი მჟავასთან მარილს არ წარმოქმნის.</p>
<p>5) ლითონი რეაქციაში შედის მჟავებთან და მარილებს წარმოქმნის. ლითონის მჟავასთან ურთიერთქმედებისას არამჟანგავი მჟავა წყალბადს გამოყოფს, მჟანგავი კი არა.</p>	

## ლითონების სტრუქტურა

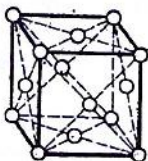
ლითონი კრისტალური ნივთიერებაა და ძირითადად ახასიათებს სამი ტიპის კრისტალური სტრუქტურა: მოცულობაცენტრირებული კუბური, წახნაგცენტრირებული კუბური და ჰექსაგონალური.

მოცულობაცენტრირებულ კუბურ სტრუქტურაში ლითონის ერთი ატომის გარშემო განლაგებულია 8 ატომი, ე. ი. ამ სტრუქტურაში ატომის კოორდინაციული რიცხვი 8-ის ტოლია. ასეთი სტრუქტურა ფაშარია.

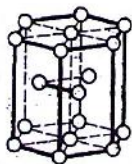
წახნაგცენტრირებულ კუბურ სტრუქტურაში ლითონის კოორდინაციული რიცხვი 12-ის ტოლია. ასეთ სტრუქტურაში ატომების განლაგება მჭიდროა. ასეთივე მჭიდრო აღნაგობა აქვს ჰექსაგონალურ სტრუქტურასაც.



მოცულობაცენტრირებული კუბი



წახნაგცენტრირებული კუბი



ჰექსაგონალური სტრუქტურა

ზოგიერთი ლითონი სხვადასხვაგვარად კრისტალდება და ამის გამო რამდენიმე ალოტროპის სახით არსებობს. მაგალითად, არსებობს ტეტრაგონ-

ნალური და კუბური კრისტალური სტრუქტურის კალა (Sn), რომელიც ორი ალოტროპის სახით არის ცნობილი: თეთრი და ნაცრისფერი კალა. თეთრი კალა მდგრადია  $13^{\circ}\text{C}$ -ის ზევით, ხოლო ნაცრისფერი  $13^{\circ}\text{C}$ -ის ქვევით. თეთრი კალა მოვერცხლისფრო-თეთრი, ბზინვარე ლითონია, ხოლო ნაცრისფერი კალა ფხვნილია და არ ბზინავს. თეთრი კალა დაბალ ტემპერატურაზე გაცივების შემთხვევაში გარდაიქმნება ნაცრისფერ კალად და ფხვნილად იქცევა. მისი გარდაქმნა ადვილად მიმდინარეობს იმ შემთხვევაში თუ თეთრი კალა ნაცრისფერი კალის მინარევს შეიცავს (თეთრი Sn  $\rightarrow$  ნაცრისფერი Sn). ამ მოვლენას „კალას ჭირი“ ეწოდება. ეს პროცესი მაქსიმალური სიჩქარით მიდის –  $33^{\circ}\text{C}$ -ზე.

რკინას აქვს მოცულობაცენტრირებული და წახნაგცენტრირებული კუბური სტრუქტურა და სამი ალოტროპის ( $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$ ) სახით არსებობს.

I A ჯგუფის ლითონებს აქვს მოცულობაცენტრირებული კუბური სტრუქტურა. VIII B ჯგუფის ლითონებს კი – წახნაგცენტრირებული კუბური სტრუქტურა. კრისტალური სტრუქტურა განაპირობებს ლითონების ჭედადობას. ყველაზე ადვილად ჭედადია ის ლითონები, რომლებსაც წახნაგცენტრირებული კუბის სტრუქტურა აქვს. ნაკლებად ჭედადია ის ლითონები, რომლებსაც მოცულობით ცენტრირებული კუბური სტრუქტურა აქვს, ხოლო ცუდად ჭედადია ის ლითონები, რომლებსაც ჰექსაგონალური სტრუქტურა აქვს. მაგალითად  $\gamma$ -Fe უფრო ჭედადია, ვიდრე  $\alpha$ -Fe.

სიმკვრივის ( $\rho$ ) მიხედვით ლითონები არსებობს მსუბუქი და მძიმე მსუბუქი ლითონების  $\rho < 5$ , ხოლო მძიმე ლითონების  $\rho > 5$ . მსუბუქი ლითონებია I A ჯგუფისა და II A ჯგუფის ლითონები, მძიმეა B ჯგუფის ლითონები (Cr, Zn, Fe, Ni, Ag, Hg, Au, Os და სხვა), ყველაზე მსუბუქია ლითიუმი ( $\rho = 0,5$  გ/სმ<sup>3</sup>), ყველაზე მძიმეა ოსმიუმი ( $\rho = 22,5$  გ/სმ<sup>3</sup>).

ლითონები ერთმანეთისაგან განსხვავდება სიმაგრით (მყარი ნივთიერების სიმაგრეს ზომავენ პირობითი სკალით 1-დან 10-მდე. მყარი ნივთიერება, რომელიც მეორეს გააკაწრავს უფრო მაგარია). ყველაზე რბილია I A ჯგუფის ლითონები, ისინი დანით იჭრება. მაგარია d-ელემენტები, რომლებსაც შეუვსებელი d-ორბიტალები აქვს, ყველაზე მაგარი ლითონია ქრომი. იგი სიმაგრით აღმასს უახლოვდება და მინას ჭრის.

ლითონები ერთმანეთისაგან განსხვავდება დნობის ტემპერატურით. ლითონი, რომლის დნობის ტემპერატურა  $1000^{\circ}\text{C}$ -ზე დაბალია, ადვილდნობადია.

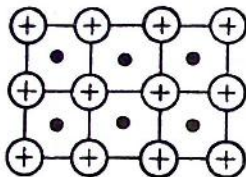
ლითონი, რომლის დნობის ტემპერატურა  $1500^{\circ}\text{C}$ -ზე მაღალია ძველდნობადია. ყველაზე ადვილდნობადია ვერცხლისწყალი ( $t_{\text{დნ}} = -39^{\circ}\text{C}$ ), ყველაზე ძველდნობადი კი - ვოლფრამი ( $t_{\text{დნ}} = 3420^{\circ}\text{C}$ ). I A ჯგუფის ლითონები ადვილდნობადი ლითონებია და  $100^{\circ}\text{C}$ -მდე დნებიან (ლითიუმის გარდა, რომლის  $t_{\text{დნ}} = 180^{\circ}\text{C}$ ).

თითქმის ყველა ლითონი მოვერცხლისფრო-თეთრი ფერისაა. გამონაკლისია სპილენძი და ოქრო. სპილენძი წითელია, ოქრო - ყვითელი. პირობითად ლითონებს ყოფენ შავ და ფერად ლითონებად. შავი ლითონებია რკინა, მანგანუმი და ქრომი. დანარჩენი კი - ფერადი (Al, Cu, Sn, Ag, Au და სხვა).

მაგნიტური თვისებების მიხედვით ლითონები იყოფა ფერომაგნიტურ და დიამაგნიტურ ლითონებად. ფერომაგნიტურია: Fe, Ni, Co და Mn, რომლებსაც მაგნიტი იზიდავს. დიამაგნიტურია: Cu, Sn, Ag, Au, რომლებსაც მაგნიტი განიზიდავს. ლითონის მაგნიტური თვისებები განპირობებულია გაუსწვილებელი ელექტრონების არსებობით. ფერომაგნიტური ლითონი შეიცავს ბევრ გაუსწვილებელ ელექტრონს, დიამაგნიტურ ლითონს კი გაუსწვილებელი ელექტრონი საერთოდ არა აქვს.

## ლითონური ბაზა

ლითონის ატომის გარე შრეზე ელექტრონების რაოდენობა მცირეა, ხოლო თავისუფალი ორბიტალი ბევრია, ამის გამო სავალენტო ელექტრონები თავისუფლად მოძრაობს ლითონის მთელ მოცულობაში. ლითონის კრისტალური მესრის კვანძებში მოთავსებულია დადებითად დამუხტული იონები. თავისუფალი ელექტრონები კი ქაოსურად მოძრაობს იონებს შორის. ისინი ევჯახებიან დადებითად დამუხტულ იონებს და ნეიტრალურ ატომებად გარდაიქმნიან. მეზობელი იონის მიზიდვის გამო ელექტრონი ადვილად გადადის ერთი ატომიდან მეორეზე და თავისუფლად მოძრაობს მათ შორის. ლითონის დადებით იონებს შორის თავისუფლად მოძრავ ელექტრონებს „ელექტრონული აირი“ ან თავისუფალი ელექტრონები ეწოდება. თავისუფალ ელექტრონებსა და კრისტალური მესრის კვანძებში მოთავსებულ იონებს შორის მყარდება ბმა, რომელსაც ლითონური ბმა ეწოდება.



ლითონური ბმა ჰგავს როგორც იონურ, ისე კოვალენტურ ბმას. იონური ბმის მსგავსად ლითონურ ბმაში მონაწილეობს ელექტროსტატიკური მიზიდვა სხვადასხვა მუხტით დამუხტულ ნაწილაკებს შორის, მაგრამ მისგან განსხვავებით უარყოფითი მუხტი აქვს არა ატომს, არამედ ელექტრონს.

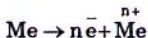
კოვალენტური ბმის მსგავსად ლითონური ბმა ხორციელდება საზიარო ელექტრონების საშუალებით, მაგრამ მისგან განსხვავებით საზიარო ელექტრონები ლითონურ ბმაში ერთმანეთს აკავშირებს არა ორ ატომს, არამედ კრისტალური მესრის კვანძებში განლაგებულ ყველა ატომს. ლითონის ატომებს შორის განაწილებულ ელექტრონებს დელოკალიზებული ელექტრონები ეწოდება.

ელექტრონების დელოკალიზაცია ლითონში განაპირობებს მის ელექტროდა სითბოგამტარობას, ბზინვარებას, პლასტიკურობას და მავნიტურ თვისებებს.

ლითონური ბმა კოვალენტურ ბმასთან შედარებით 3-4-ჯერ უფრო სუსტია.

### ლითონების ქიმიური თვისებები

ლითონებისათვის დამახასიათებელია სავალენტო ელექტრონების გაცემის უნარი და დადებითად დამუხტული იონის – კატიონის წარმოქმნა:

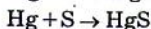
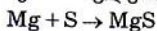


რაც უფრო ნაკლებია სავალენტო ელექტრონების რიცხვი და მეტია ატომის რადიუსი, მით უფრო აქტიურია ლითონი. ელექტრონების გაცემის უნარის გამო ლითონი აქტიური აღმდგენია. ლითონი რეაქციაში შედის არაღლითონებთან:

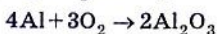
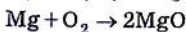
1) ყველა ლითონი შედის რეაქციაში ჰალოგენებთან და წარმოქმნის ჰალოგენიდებს:



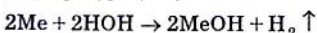
2) ყველა ლითონი (ოქროს გარდა) რეაქციაში შედის გოგირდთან და წარმოქმნის სულფიდებს:



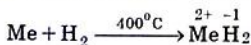
3) ყველა ლითონი (პლატინისა და ოქროს გარდა) შედის რეაქციაში ჟანგბადთან და წარმოქმნის ოქსიდებს:



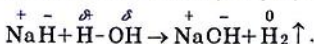
4) I A და II A ჯგუფის ლითონები (Be და Mg-ის გარდა) შედის რეაქციაში წყალთან ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე – წარმოქმნის ტუტებს და გამოყოფს წყალბადს.



5) I A და II A ჯგუფის s-ლითონები გაცხელებისას რეაქციაში შედის წყალბადთან და წარმოქმნის ჰიდრიდებს:



ლითონის ჰიდრიდები მყარი იონური ნაერთებია, რომლებშიც წყალბადი ანიონის სახით შედის. ლითონის ჰიდრიდები ადვილად იშლება წყლით (ჰიდროლიზი) და გამოყოფს წყალბადს, მაგალითად:



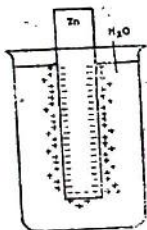
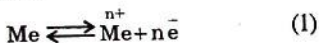
6) ლითონებისათვის დამახასიათებელია ჟანგვა-აღდგენის უნარი. ელექტროლიტის ხსნარიდან ერთი ლითონის ატომის მიერ მეორე ლითონის გამოძევების უნარი, მაგალითად, აქტიური ლითონი, თუთია, მარილის ხსნარიდან აძევებს უფრო პასიური ლითონის, სპილენძის, იონს:



რის შედეგადაც თუთია იჟანგება და გადადის ხსნარში იონის სახით, ხოლო სპილენძის იონი აღდგება და გამოიყოფა თავისუფალი სახით.

## სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების მწკრივი

როგორც ცნობილია, ლითონის კრისტალური მესერი შედგება დადებითად დამუხტული იონებისაგან, რომლებიც კრისტალური მესრის კვანძებშია განლაგებული და ელექტრონული აირისაგან, რომელიც ლითონის მთელ მასაშია განაწილებული. როცა ლითონის ფირფიტას ჩავუშვებთ წყალში, წყლის დიპოლები მოხლენს ფირფიტის ზედაპირიდან კატიონებს რომლებიც ჰიდრატირებული იონების სახით გადადიან ხსნარში, ხოლო ლითონის ფირფიტა იმუხტება უარყოფითად. უარყოფითად დამუხტული ფირფიტა თავის მხრივ იზიდავს ხსნარში გადასულ კატიონებს, რომლებიც ფირფიტის გარშემო იყრიან თავს. მაშასადამე, მიმდინარეობს შექცევადი პროცესი.



უარყოფითად დამუხტულ ლითონის ზედაპირსა და ხსნარს შორის წარმოიქმნება ორმაგი ელექტრული ფენა – დადებითი მუხტი ხსნარში და უარყოფითი მუხტი ლითონზე – მათ შორის გაჩნდება პოტენციალთა სხვაობა, რომელსაც ელექტროდული პოტენციალი ეწოდება და აღინიშნება  $E$  ასოთი.

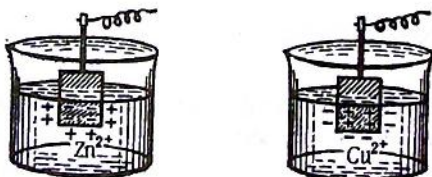
წყალში ყველა ლითონის ზედაპირი იმუხტება უარყოფითად, ხოლო წყლის მოსაზღვრე ფენა – დადებითად.

ლითონის ზედაპირზე უარყოფითი მუხტის სიდიდე სხვადასხვა ლითონისათვის სხვადასხვაა და დამოკიდებულია კრისტალური მესრის სტრუქტურაზე, ლითონის იონიზაციის ენერგიასა და ხსნარში გადასული იონის ჰიდრატაციის ენერგიაზე. რაც უფრო აქტიურია ლითონი, მით უფრო დიდია მისი უარყოფითი მუხტი და მით უფრო მარჯვენე არის გადაწეული

(I) შექცევადი პროცესი.

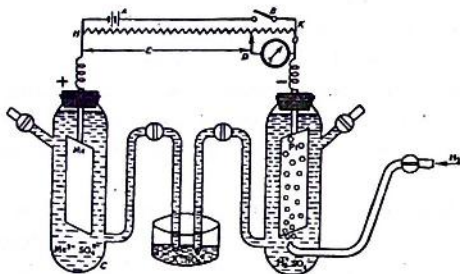
თუ ლითონის ფირფიტას ჩავეშვებთ მისი მარილის ხსნარში, მაშინ ლითონისა და სითხის საზღვარზე არსებული (I) წონასწორობა შეიცვლება და წარმოიქმნება ახალი პოტენციალთა სხვაობა. ახლა ხსნარში მარილის კატიონების კონცენტრაციის გაზრდის გამო წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ და ლითონის ხსნადობა წყალში ხსნადობასთან შედარებით შემცირდება.

თუ მარილის ხსნარში ჩაშვებულია აქტიური ლითონი, წონასწორობა გადაიწევა მარჯვნივ, ხოლო პასიური ლითონის შემთხვევაში – მარცხნივ. ამიტომ აქტიური ლითონი მისი მარილის ხსნარში დამუხტულია უარყოფითად, ხოლო პასიური ლითონი – დადებითად. თუ ლითონის ზედაპირი უარყოფითად არის დამუხტული, მაშინ მისი პოტენციალი უარყოფითია, თუ ლითონის ზედაპირი დადებითად არის დამუხტული, მაშინ მისი პოტენციალი დადებითია.

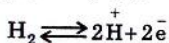


ყოველი ლითონი, ჩაშვებული ან წყალში, ან ელექტროლიტის ხსნარში, წარმოადგენს ელექტროდს.

თუ ლითონს ჩავეშვებთ მისი მარილის 1 მოლური კონცენტრაციის ხსნარში ( $C=1$  მოლი/ლ)  $25^{\circ}\text{C}$ -ზე, ამ პირობებში წარმოიქმნის პოტენციალს სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი ეწოდება და აღინიშნება  $E^{\circ}$ -ით. ცალკეული ელექტროდის პოტენციალის გაზომვა შეუძლებელია, ამიტომ ელექტროდულ პოტენციალს ზომავენ სტანდარტული ელექტროდის მიმართ. სტანდარტულ ელექტროდად კი მიღებულია წყალბადის ელექტროდი, რომელიც შედგება პლატინის ფირფიტისაგან, რომელზედაც ელექტროლიზის საშუალებით დაფენილია პლატინის თხელი ფენა (ე. წ. პლატინის შავი). პლატინის ელექტროდი ჩაშვებულია 1 მოლური ვოგირდმჟავას ხსნარში, რომელშიც ატარებენ აირად წყალბადს 1 ატმ (101,325 კპა) წნევის პირობებში.



პლატინის ზედაპირზე წყალბადი გასცემს ელექტრონს და გარდაიქმნება კატიონად. კატიონსა და მოლეკულას შორის მყარდება წონასწორობა:



წარმოიქმნება პოტენციალი, რომელიც პირობითად ნულის ტოლადაა მიღებული  $E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0$

ელექტროდს, რომელიც წყალბადის ელექტროდს გადასცემს ელექტრონს „უარყოფითი“ ნიშანი აქვს, ხოლო ელექტროდს, რომელიც წყალბადის ელექტროდიდან იძენს ელექტრონს – „დადებითი“. რაც უფრო მცირეა ელექტროდული პოტენციალი მით უფრო აქტიურია ლითონი. ხოლო რაც უფრო დიდია ელექტროდული პოტენციალი, მით უფრო პასიურია ლითონი. ელექტროდული პოტენციალის ზრდის მიხედვით დალაგებულ ლითონების მწკრივს სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების მწკრივი ეწოდება.

სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების მწკრივი

კატიონი/ლითონი	$E^0$ (ვოლტებით)	კატიონი/ლითონი	$E^0$ (ვოლტებით)
$Li^+/Li$	-3,045	$Fe^{2+}/Fe$	-0,447
$K^+/K$	-2,924	$Co^{2+}/Co$	-0,277
$Cs^+/Cs$	-2,923	$Ni^{2+}/Ni$	-0,234
$Ba^{2+}/Ba$	-2,905	$Sn^{2+}/Sn$	-0,141
$Ca^{2+}/Ca$	-2,864	$Pb^{2+}/Pb$	-0,126
$Na^+/Na$	-2,711	$H^+/H_2$	0
$Mg^{2+}/Mg$	-2,370	$Cu^{2+}/Cu$	+0,338
$Al^{3+}/Al$	-1,700	$Ag^+/Ag$	+0,799
$Mn^{2+}/Mn$	-1,192	$Hg^{2+}/Hg$	+0,852
$Cr^{2+}/Cr$	-0,852	$Pt^{2+}/Pt$	+1,200
$Zn^{2+}/Zn$	-0,763	$Au^{3+}/Au$	+1,500

ლითონები ელექტრონების გაცემის უნარის ზრდის მიხედვით ლაგდებ-  
ბა მწკრივად, რომელსაც ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივი ეწოდება.  
ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში ლითონის აქტიურობის საზომად მიღე-  
ბულია ის მუშაობა, რომელიც საჭიროა იმისათვის, რომ კრისტალური  
მესრიდან ლითონის ჰიდრატირებული იონი გადავიდეს ხსნარში. ეს მუშაობა  
სამი ენერგიის ჯამს წარმოადგენს.

1) ატომიზაციის ანუ კრისტალური მესრის ენერგია, რომელიც იხარ-  
ჯება კრისტალური მესრის დასაშლელად ცალკეულ ატომებად ( $-Q_{კ}$ ).

2) იონიზაციის ენერგია, რომელიც საჭიროა იმისათვის, რომ ლითონ-  
ის ატომს მოვხლინოთ ერთი ელექტრონი სავალენტო შრიდან და გადა-  
ვიყვანოთ იონურ მდგომარეობაში ( $-Q_{ი}$ ).

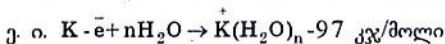
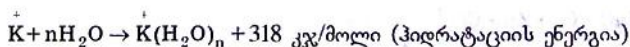
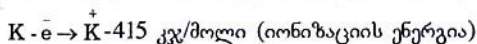
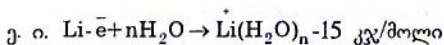
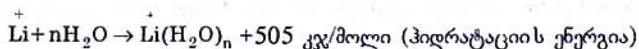
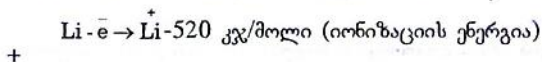
3) ჰიდრატაციის ენერგია, რომელიც გამოიყოფა ხსნარში გადასული  
კატიონების მიერ წყლის მოლეკულების მიერთების შედეგად ( $+Q_{ჰ}$ ).

ატომიზაციის ენერგია ლითონის კრისტალური მესრის სიმტკიცით  
განისაზღვრება, იონიზაციის ენერგია – ლითონის მდებარეობით პერიოდ-  
ულ სისტემაში, ხოლო ჰიდრატაციის ენერგია – ( $+Q_{ჰ}$ ) იონის ელექტრონული  
სტრუქტურით, მისი მუხტით და რადიუსით. რაც უფრო ნაკლებია ამ  
ენერგიათა ჯამი, მით უფრო აქტიურია ლითონი. ელექტროქიმიური ძაბვის  
მწკრივში ლითონები ასეთი თანმიმდევრობითაა განლაგებული: Li, K, Ba,  
Ca, Na, Mg, Al, Mn, Cr, Zn, Fe, Co, Ni, Sn, Pb(H)Cu, Hg, Ag, Pt,  
Au.

მწკრივში მარცხნიდან მარჯვნივ მცირდება ელექტრონების გაცემის  
უნარი, მარჯვნიდან მარცხნივ კი მცირდება იონების მიერ ელექტრონების  
მიერთების უნარი, ყველაზე აქტიური ლითონია ლითიუმი, ხოლო ყველაზე  
პასიური – ოქრო.

ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივი განსხვავდება ლითონების ქიმიური  
აქტიურობის მწკრივისაგან. ქიმიური ძაბვის მწკრივი დამოკიდებულია მხო-  
ლოდ იონიზაციის ენერგიაზე და განისაზღვრება ლითონის მდებარეობით  
პერიოდულ სისტემაში, ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივი კი განისაზღვრება  
სამი ენერგიის ჯამით. ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში ყველაზე აქტი-  
ურია ლითიუმი, ქიმიური აქტიურობის მწკრივში კი უფრო აქტიურია  
კალიუმი, რომელიც მეთხე ენერგეტიკული დონიდან უფრო ადვილად  
გასცემს ელექტრონს, ვიდრე ლითიუმი მეორე ენერგეტიკული დონიდან.

კალიუმის იონიზაციის. ენერგია უდრის  $-415$  კჯ/მოლს, ხოლო ლითიუმისა  $-520$  კჯ/მოლს. წყალხსნარში კი ლითიუმი უფრო ადვილად გასცემს ელექტრონს, ვიდრე კალიუმი, რადგან წყალხსნარში ჰიდრატაციის ენერგია ლითიუმის იონისა უფრო მეტია, ვიდრე კალიუმისა, რამეთუ კატიონის ჰიდრატაციის ენერგია მით უფრო მეტია, რაც უფრო მცირეა რადიუსი და დიდია მუხტი. მაგალითად, განვიხილოთ ლითიუმისა და კალიუმის იონიზაციისა და ჰიდრატაციის ენერგიების ჯამი.



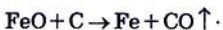
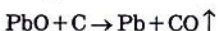
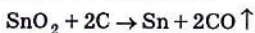
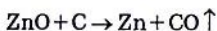
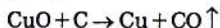
მაშასადამე, წყალხსნარში ლითიუმის ჰიდრატირებული იონის წარმოქმნაზე იხარაჯება გაცილებით ნაკლები ენერგია ( $15$  კჯ/მოლი), ვიდრე კალიუმის ჰიდრატირებული იონის წარმოქმნაზე ( $97$  კჯ/მოლი).

ასეთივე შეუთავსებლობაა თუთიის და სპილენძის ელექტროქიმიურ აქტიურობასა და ქიმიურ აქტიურობას შორის. თუთია და სპილენძი პერიოდული სისტემის I B და II B ჯგუფის მეზობელი ლითონებია —  $Z(\text{Cu})=29$  და  $Z(\text{Zn})=30$ . მათი იონიზაციის ენერგიები დაახლოებით ერთნაირია, მაგრამ კრისტალური მესრის ენერგიები დიდად განსხვავებულია. სპილენძის კრისტალური მესერი წახნაგცენტრირებული კუბია, ხოლო თუთიისა — ჰექსაგონალური. თუთიის დნობის ტემპერატურა უდრის  $419^\circ\text{C}$ , ხოლო სპილენძისა —  $1083^\circ\text{C}$ . ამის გამო მათი ატომიზაციის ენერგიები დიდად განსხვავდება და ჯამური ენერგია უფრო მეტი აქვს სპილენძს, ამიტომ იგი წყალბადაზე უფრო პასიური აღმოჩნდა.

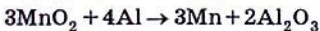
ლითონები ბუნებაში გვხვდება ნერთების – მადნების სახით. მადნების უმრავლესობა ოქსიდები ან სულფიდებია. თავისუფალი სახით ბუნებაში არსებობს მხოლოდ კეთილშობილი ლითონები, როგორცაა: ვერცხლი, პლატინა და ოქრო.

მადნებისაგან ლითონების მიღებას მეტალურგია ეწოდება. მეტალურგიის სხვადასხვა მეთოდი არსებობს. ძირითადად ცნობილია პირო, ჰიდრო და ელექტრომეტალურგია.

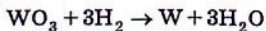
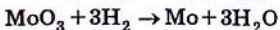
პირომეტალურგია არის ლითონების მიღება მაღალი ტემპერატურის პირობებში („პირო“ ნიშნავს ცეცხლს) და მიმდინარეობს სხვადასხვა აღმდგენის გამოყენებით. აღმდგენებად გამოყენებულია კოქსი (C), ნახშირბადის მონოოქსიდი (CO), წყალბადი (H<sub>2</sub>) და აქტიური ლითონები. ყველაზე იაფი და ხელმისაწვდომი აღმდგენია კოქსი, ამიტომ იგი ყველაზე ფართოდ გამოიყენება სპილენძის, რკინის, თუთიის, ტყვიის და სხვათა მისაღებად. მაგალითად:



როცა ლითონი ნახშირბადთან შედის რეაქციაში და კარბიდებს წარმოქმნის, მაშინ აღმდგენად გამოყენებულია აქტიური ლითონები – Al, Mg, Ca, Na და H<sub>2</sub>. მაგალითად, მანგანუმის, ქრომის, ტიტანის მისაღებად გამოყენებულია ალუმინი:

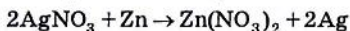
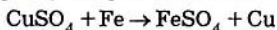


ლითონების აღდგენას მადნებისაგან აქტიური ლითონების მეშვეობით მეტალოთერმია ეწოდება. მეტალოთერმიის კერძო შემთხვევაა ალუმინოთერმია. მოლიბდენსა და ვოლფრამს აღადგენენ წყალბადის მეშვეობით.

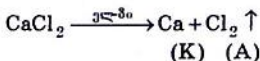
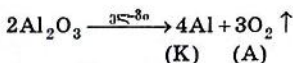
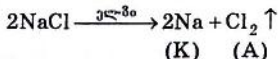


ჰიდრომეტალურგია ეწოდება ლითონის მიღებას მარილის წყალს

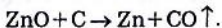
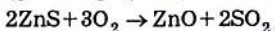
ნარზე აქტიური ლითონების მოქმედებით. ჰიდრომეტალურგით ლებულობენ პასიურ ლითონებს: Au-ს, Ag-ს, Cu-ს და სხვ. მაგალითად:



ელექტრომეტალურგია ეწოდება ლითონის მიღებას მისი მარილის ელექტროლიზით. ელექტრომეტალურგით შესაძლებელია ყველა ლითონის მიღება, მაგრამ მას იყენებენ განსაკუთრებით აქტიური ლითონების მისაღებად გამდნარი მარილებისა და ოქსიდებისაგან. ელექტრომეტალურგით მიიღება I A და II A ჯგუფების აქტიური ლითონები და ალუმინი:



თუ მადანი სულფიდაა, მაშინ მას ჯერ გამოწვევენ და მიიღებენ ოქსიდს, შემდეგ კი ოქსიდისაგან ლებულობენ ლითონს ზემოთ აღნიშნული მეთოდებით. მაგალითად:



### შენადნობები

ლითონების დამახასიათებელი თვისებაა გამდნარ მდგომარეობაში შეერიოს ერთმანეთს და წარმოქმნას ერთგვაროვანი ნარევი (ხსნარი), რომელიც გამყარების შემდეგ შენადნობს წარმოქმნის. შენადნობში ლითონების ფიზიკური თვისებები განსხვავდება შემადგენელი ლითონების თვისებებისაგან. შენადნობის დნობის ტემპერატურა უფრო დაბალია, ვიდრე შემადგენელი ლითონებისა. მაგალითად, კალას (Sn) დნობის ტემპერატურაა  $232^\circ\text{C}$ , ბისმუტის –  $327^\circ\text{C}$ , კადმიუმის –  $321^\circ\text{C}$ , ტყვიის –  $327^\circ\text{C}$ . ამ ლითონებისაგან 1:4:1:2 შეფარდებით დამზადებული შენადნობი კი დნება  $67^\circ\text{C}$ -

ზე (ამ შენადნობს ვუღის შენადნობი ეწოდება). შენადნობი უფრო მაგარია, ვიდრე შემადგენელი ლითონები. მაგალითად, სპილენძის შენადნობი 1% ბერილიუმთან 7-ჯერ უფრო მაგარია, ვიდრე სპილენძი. ოქროს შენადნობი ვერცხლთან გაცილებით უფრო მაგარია, ვიდრე სუფთა ოქრო ან ვერცხლი.

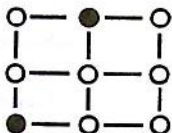
შენადნობები ატარებს ელექტროდენსა და სითბოს, მაგრამ უფრო ნაკლებად, ვიდრე სუფთა ლითონები.

სახალხო მეურნეობაში გამოყენებულია შემდეგი შენადნობები:

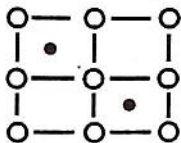
- 1) თითბერი - 60% სპილენძისა და 40% თუთიის შენადნობი;
- 2) ბრინჯაო - სპილენძისა (90%) და კალას (10%) შენადნობი;
- 3) დურალუმინი - ალუმინის (94%), სპილენძის (4%), მაგნიუმის (1%), და მანგანუმის (0,5%) შენადნობი;
- 3ა) მაგნალიუმი - ალუმინის (87%) და მაგნიუმის (13%) შენადნობი;
- 4) მელქიორი - სპილენძისა (50%) და ნიკელის (50%) შენადნობი;
- 5) ნიქრომი - ნიკელისა (80%) და ქრომის (20 %) შენადნობი;
- 6) სილუმინი - ალუმინისა (90%) და სილიციუმის (10%) შენადნობი;
- 7) საოქრომჭედლო ყვითელი ოქრო - ოქროსა (75% ან 58%) და სპილენძის (25% და 42%) შენადნობი;
- 8) საოქრომჭედლო თეთრი ოქრო - ოქროსა (75% ან 58%) და ნიკელის (25% ან 42%) შენადნობი;
- 9) უჟანგავი ფოლადი - რკინისა (82%) და ქრომის (18%) შენადნობი;
- 10) თუჯი - რკინისა (96%) და ნახშირბადის (4%) შენადნობი;
- 11) ფოლადი - რკინისა და ნახშირბადის (2%) შენადნობი.

შენადნობი წარმოადგენს მყარ ხსნარს (ერთგვაროვან ნარევეს) და არსებობს ორი სახის, ჩანაცვლების და ჩანერგვის.

ჩანაცვლების მყარი ხსნარი წარმოიქმნება იმ შემთხვევაში, თუ შემადგენელი ლითონების იონები დაახლოებით ერთნაირი ზომისაა, კრისტალური მესრები კი - ერთნაირი. ჩანაცვლების მყარ ხსნარში ერთი ლითონის კრისტალური მესრის იონები ჩანაცვლებულია მეორე ლითონის იონებით; მაგალითად, ასეთი მყარი ხსნარია სპილენძისა და ნიკელის შენადნობები.



თუ შენადნობში შემაჯავლი ლითონების იონები განსხვავებული ზომისაა, მაშინ წარმოიქმნება ჩანერგვის მყარი ხსნარი, სადაც კრისტალური მესრის კვანძებს შორის არსებულ სივრცეში განლაგებულია მცირე ზომის ლითონის იონები.



ჩანერგვის მყარი ხსნარია მაგალითად, თუჯი და ფოლადი, სადაც მესრის კვანძებს შორის სივრცეში ჩანერგილია ნახშირბადის ატომები.

### ლითონების კოროზია

გარემო პირობების მოქმედებით ლითონების ქიმიური დაშლის პროცესს კოროზია ეწოდება. კოროზიის შედეგად იცვლება ლითონის გარეგნული სახე: ზედაპირი ხდება ხაოიანი და იფარება კოროზიის შედეგად წარმოქმნილი სხვადასხვა ნივთიერებით. კოროზიის შედეგად ლითონი კარგავს მექანიკურ მდგრადობას.

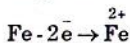
არჩევნ კოროზიის ორ ძირითად სახეობას – ქიმიურ და ელექტროქიმიურ კოროზიას.

ქიმიური კოროზიის დროს (მშრალ პირობებში) ლითონის ზედაპირი იფარება ტექნოლოგიურ პროცესში მონაწილე სხვადასხვა ქიმიურად აქტიური ნივთიერებით, როგორცაა ჰაერის ჟანგბადი ( $O_2$ ), გოგირდწყალბადი ( $H_2S$ ), გოგირდის ოქსიდები, ჰალოგენები და სხვა აგრესიული ნივთიერებები. ქიმიური კოროზიის დროს ლითონის ზედაპირი იფარება ოქსიდის ფენით. თუ ოქსიდის ფენა მჭიდროდ ეკვრის ლითონის ზედაპირს და შეუღწევადია აირებისათვის, მაშინ იგი იცავს ლითონს შემდგომი დაჟანგვისაგან და კოროზია აღარ გრძელდება. ამის მაგალითია ალუმინი და

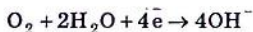
ქრომი. მათ ზედაპირზე გადაკრული აქვთ ოქსიდის მკვირივი ფენა, რომელიც იცავს მათ შემდგომი კოროზიისაგან. თუ ოქსიდის ფენა ფხვიერი და ფოროვანია, მაშინ იგი შეღწევადია აირებისათვის და დამცველი ფენის როლს ვეღარ ასრულებს. ამიტომ კოროზია დაუბრკოლებლად მიმდინარეობს. ამის მაგალითია რკინა და მისი შენადნობები. რკინის კოროზია ტემპერატურის გაზრდით საგრძნობლად ჩქარდება. ასე, მაგალითად, 300°C-ზე რკინა იფარება ოქსიდის შესაძნევი ფენით, ხოლო 600°C-ზე – სქელი ფენით, რომელიც შედგება FeO-ს, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>-ის და Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>-საგან.

ქიმიური კოროზია მიმდინარეობს შიგაწვისა და რეაქტიულ ძრავებში: საწვავის წვის პროდუქტები – SO<sub>2</sub> და SO<sub>3</sub> – შლის ძრავას ნაწილებს.

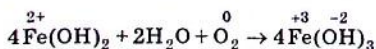
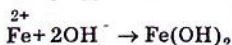
ელექტროქიმიური კოროზიის დროს ლითონი იჟანგება ელექტროლიტების გავლენით. წყალი ჟანგბადის გარეშე რკინას არ ჟანგავს, არ იჟანგება იგი არც მარტო ჟანგბადით, თუ არ არის ნესტი. რკინა იჟანგება ბუნებრივი წყლით, რომელიც ყოველთვის შეიცავს წყალბადის კატიონს + (H) (ჰერში არსებული CO<sub>2</sub>-ის წყალში გახსნის გამო (H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub> ⇌ ⇌ H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) და თავისუფალ ჟანგბადს. ჟანგბადი და წყალი ერთდროულად რეაგირებს რკინასთან და იწვევს მის კოროზიას. ბუნებრივ წყალთან კონტაქტის შემთხვევაში რკინა გასცემს ელექტრონებს და გადადის იონურ მდგომარეობაში:

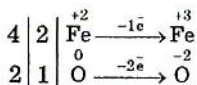


გაცემული ელექტრონები კი უერთდება წყალში გახსნილი ჟანგბადის მოლეკულას და წარმოქმნის ჰიდროქსიდის იონს.

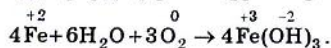


ჰიდროქსიდის ანიონი უერთდება ხსნარში გადასულ რკინის კატიონს და წარმოქმნის რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდს, რომელიც შემდეგ ჰაერის ჟანგბადით იჟანგება რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდად:

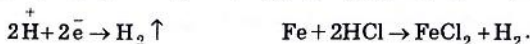




შეგამებულად ეს პროცესი ასე ჩაიწერება:

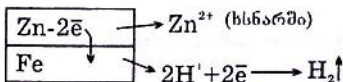


რკინის ამგვარი კოროზია მიმდინარეობს ნეიტრალურ და ტუტე არეში. მჟავა არეში კი რკინის მიერ გაცემული ელექტრონები უერთდება წყალბადის კატიონს და თავისუფალი წყალბადი გამოიყოფა:

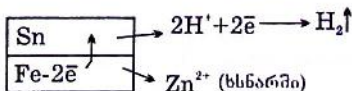


კოროზია მიმდინარეობს იმ შემთხვევაშიც, როდესაც სხვადასხვა აქტიურობის ლითონები ერთმანეთთანა დაკავშირებული. ამ შემთხვევაში ელექტრონები მოძრაობს აქტიური ლითონიდან პასიურისაკენ. აქტიური

ლითონი გადადის იონურ მდგომარეობაში.  $\text{Me} \rightarrow \text{Me}^{n+} + n\bar{e}$ , ხოლო ელექტრონი გადადის პასიურ ლითონზე და იცავს მას კოროზიისაგან. მაგალითად, თუ ერთმანეთთან დაკავშირებულ თუთიისა და რკინის ფირფიტებს დავასველებთ წვიმის წყლით, რომელშიც გახსნილია ჰერის ჟანგბადი და  $\text{CO}_2$  მაშინ დაიწყება ელექტრონების გადასვლა თუთიიდან რკინის ფირფიტაზე. თუთიის იონები გადადის ხსნარში, ხოლო რკინის ფირფიტაზე აღდგება წყალბადის კატიონი

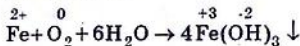
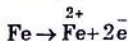


თუ რკინისა და კალას წყვილს დავასველებთ ბუნებრივი წყლით, მაშინ რკინა, როგორც უფრო აქტიური ლითონი, გადასცემს ელექტრონებს კალას ფირფიტას. ახლა რკინის იონები გადადის ხსნარში, ხოლო კალას ფირფიტაზე აღდგება წყალბადის კატიონი.

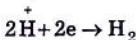


ელექტროქიმიურ კოროზიას განიცდის ისეთი ლითონებიც, რომლებიც შეიცავენ სხვადასხვა მინარევებს, მაგალითად, შენადნობები. ქიმიურად სუფთა

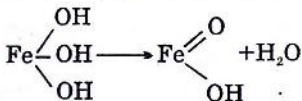
ლითონი კოროზიას საერთოდ არ განიცდის (ამის მაგალითია კუტუბიის სვეტი ინდოეთში, რომელიც სუფთა რკინისაგან არის ჩამოსხმული მრავალი საუკუნის წინ და დღემდე არ დაჟანგულა). რკინის შენადნობში არსებული მინარევები წარმოქმნის მიკროგალვანურ ელემენტს, სადაც ელექტრონები რკინიდან მინარევეზე გადადის. რკინა იჟანგება, ხოლო მინარევის ზედაპირზე ჟანგბადი აღდგება (ნეიტრალურ და ტუტე ხსნარში).



ხოლო მჟავა ხსნარში მინარევის ზედაპირზე გამოიყოფა წყალბადი:



რკინის კოროზიის შედეგად წარმოქმნილი რკინა (III)-ის ჰიდროქსიდი ნაწილობრივ გამოყოფს წყალს და გარდაიქმნება რკინოვან მჟავად.



კოროზია დიდ ზიანს აყენებს სახალხო მუერნობას. ყოველწლიურად გამოდნობილი რკინის დაახლოებით 10% განიცდის კოროზიას.

### ლითონების დაცვა კოროზიისაგან

კოროზიისაგან ლითონების დასაცავად გამოყენებულია შემდეგი მეთოდები:

1) ლითონის ზედაპირის იზოლაცია გარემოსაგან, რისთვისაც ლითონის ზედაპირს ფარავენ სხვა ლითონის თხელი ფენით, რომელიც ნაკლებად იჟანგება, მაგალითად, ნიკელით, ქრომით, თუთიით, ვერცხლით, ოქროთი ან არალითონის დამცველი ფენით, როგორცაა ლაქი, საღებავი, მინანქარი და სხვა.

2) კოროზიისადმი მდგევი შენადნობის მიღება. მაგალითად: უჟანგავი ფოლადი, რომელიც წარმოადგენს რკინის შენადნობს 18% ქრომითან.

3) გარემო პირობების შეცვლა. ამ მიზნით კოროზიის პროცესის შესასუსტებლად ელექტროლიტის ხსნარს, რომელშიც ლითონია მოთავსებული, უმატებენ ინჰიბიტორებს. მაგალითად, თუ მარილმჟავაში 1% უროტრო-

პინს შევიტანთ, რკინის კოროზია 100-ჯერ შენელებს. უროტროპინიან მარილმჟავას იყენებენ საქვებებში ქვების გასაწმენდად მინადულისაგან. ასეთ მჟავაში მინადული ( $\text{CaCO}_3$ ) კარგად იხსნება, რკინასთან კი არ ურთიერთქმედებს.

4) პროტექტორული დაცვა. აქტიური ლითონების მეშვეობით პასიური ლითონების დაცვას კოროზიისაგან პროტექტორული დაცვა ეწოდება. რაც უფრო მეტად განსხვავებულია ურთიერთშემხები ორი ლითონის ქიმიური აქტიურობა, მით უფრო ძლიერ კოროზიას განიცდის აქტიური ლითონი. ამიტომ ალუმინის კონსტრუქციაში დაუშვებელია სპილენძისა და მისი შენადნობების გამოყენება. პროტექტორულ დაცვას იყენებენ წყალქვეშა მილებისა და გემის კორპუსის დასაცავად. ამ მიზნით მილსადენს ან გემის კორპუსს უერთებენ აქტიური ლითონის ( $\text{Mg}$ ,  $\text{Zn}$ ) ზოდს, რომელიც წყალშია ჩაშვებული. აქტიური ლითონის ზოდი თანდათან იშლება და რკინას იცავს დაჟანგვისაგან.

## §7. I A ჯგუფის ელემენტების ზოგადი დახასიათება

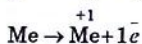
I A ჯგუფის ელემენტებს ტუტე ლითონები ეწოდება. ტუტე ლითონებია: ლითიუმი ( $\text{Li}$ ), ნატრიუმი ( $\text{Na}$ ), კალიუმი ( $\text{K}$ ), რუბიდიუმი ( $\text{Rb}$ ), ცეზიუმი ( $\text{Cs}$ ), ფრანციუმი ( $\text{Fr}$ ). ფრანციუმი მიღებულია სინთეზურად. დანარჩენი კი გავრცელებულია ბუნებაში.

I A ჯგუფის ელემენტების გარე სავალენტო შრეზე მოთავსებული ერთი ( $s^1$ ) ელექტრონი და  $s$ -ელემენტებს წარმოადგენენ. ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად მცირდება იონიზაციის ენერგია და შესაბამისად იზრდება მათი ქიმიური აქტიურობა. ისინი კრისტალებიან მოცულობა-ცენტრირებული კუბის ფორმით, ამიტომ ფაშარი აღნაგობა აქვთ. მათი სიმკვრივე 1-ზე ნაკლებია. I A ჯგუფის ლითონები რბილი ლითონებია, დანით იჭრება. მათი დნობის ტემპერატურა ატომის რადიუსის უკუპროპორციულია და ქვევიდან ზვევით იზრდება. ყველაზე დაბალი დნობის ტემპერატურა აქვს ცეზიუმს ( $28,5^\circ\text{C}$ ), ყველაზე მაღალი – ლითიუმს ( $180^\circ\text{C}$ ).

ლითონური ბმა ტუტე ლითონებში ყველაზე სუსტია, რამდენადაც ლითონური ბმის მდგრადობა პროპორციულია სავალენტო ელექტრონების

(II) რიცხვის ფარდობისა მის (r) რადიუსთან (n/r). ყველაზე რბილია ცეზიუმი, ყველაზე მაგარი – ლითიუმი.

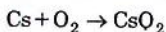
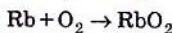
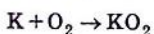
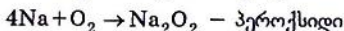
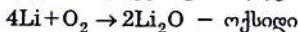
იონიზაციის დაბალი ენერგიის გამო ტუტე ლითონები ყველაზე აქტიური ლითონებია. ლითონის რადიუსის ზრდის მიხედვით მათი აქტიურობა იზრდება. ყველაზე მეტად აქტიურია ცეზიუმი, ხოლო ყველაზე ნაკლებად აქტიური – ლითიუმი.



ტუტე ლითონები ყველაზე აქტიური აღმდგენებია და ცხადია, მათი მიღება შესაძლებელია მხოლოდ მარილების ნაღობის ელექტროლიზით.

IA ჯგუფის ლითონები ბუნებაში გავრცელებულია ნაერთების სახით. დედაქვის ქერქში ტუტე ლითონებიდან ყველაზე გავრცელებულია ნატრიუმი და კალიუმი (2,5-2,6%).

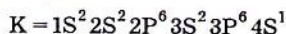
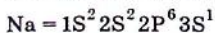
ტუტე ლითონები ენერგიულად იწვის ჟანგბადში. ლითიუმის დაწვით წარმოიქმნება ოქსიდი, ნატრიუმის დაწვით კი – პეროქსიდი, კალიუმის, რუბიდიუმისა და ცეზიუმის დაწვით – სუპეროქსიდი.



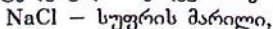
} სუპეროქსიდი

## ნატრიუმი და კალიუმი

ნატრიუმის ატომური ნომერია 11, ფარდობითი ატომური მასა – 23. კალიუმის ატომური ნომერია 19. ფარდობითი ატომური მასა – 39. მათი ატომების ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:



ნაერთებში ამჟღავნებენ +1-ის ტოლ ჟანგის რიცხვს. ნატრიუმი ბუნებაში გავრცელებულია შემდეგი მინერალების სახით:



პეროქსიდებში გაუწვილებელი ელექტრონი არ არსებობს, ხოლო სუპეროქსიდში ერთი გაუწვილებელი ელექტრონი, ამის გამო მათ პარამაგნიტური თვისებები აქვს და შეფერილი ნივთიერებებია.

$\text{NaNO}_3$  - წილეს გვარჯილა,

$\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$  - სილვინიტი,

$\text{Na}_3\text{AlF}_6$  - კრიოლითი,

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  - მირაბილიტი.

კალიუმი გავრცელებულია შემდეგი მინერალების სახით:

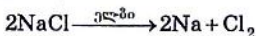
$\text{KCl}$  - სილვინი,

$\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$  - სილვინიტი

$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  - კარნალიტი,

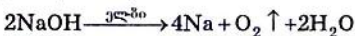
$\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  - კაინიტი.

მრეწველობაში ნატრიუმს ღებულობენ გამლღვალვი სუფურის მარილის ელექტროლიზით;



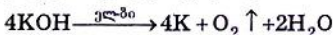
(K) (A)

ნატრიუმს ღებულობენ გამლღვალვი ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ელექტროლიზითაც:

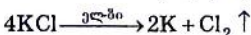


(K) (A)

კალიუმს ღებულობენ გამლღარი  $\text{KOH}$ -ისა და  $\text{KCl}$ -ის ელექტროლიზით:



(K) (A)

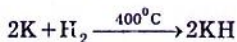
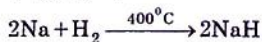


(K) (A)

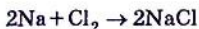
ფიზიკური თვისებები. ორივე მოვერცხლისფრო-თეთრი ბზინვარე ლითონა. ჰაერზე მათი ზედაპირი იფარება ჰიდროქსიდის და კარბონატის ფენით. დიდი აქტიურობის გამო მათ ნავთში ინახავენ.

ქიმიური თვისებები. ნატრიუმი და კალიუმი ენერგიულად შედის რეაქციაში:

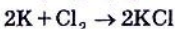
1) წყალბადთან:



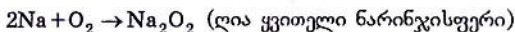
2) ქლორთან - ნატრიუმი ქლორის გარემოში იწვის ყვითელი ალით:



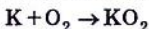
ხოლო კალიუმი – იისფერი ალით:



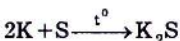
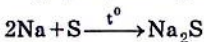
3) ჟანგბადთან – ნატრიუმი ჟანგბადში იწვის პეროქსიდის წარმოქმნით:



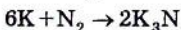
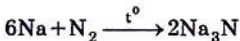
ხოლო კალიუმი – სუპეროქსიდის:



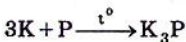
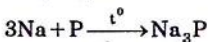
4) გოგირდთან (მცირე გაცხელებისას):



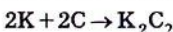
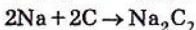
5) აზოტთან (მაღალ ტემპერატურაზე):



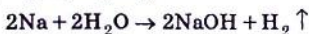
6) ფოსფორთან:



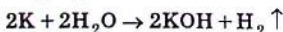
7) კოქსთან აცეტილენიდების წარმოქმნით:



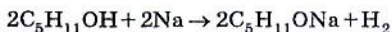
8) წყალთან. ნატრიუმი წყალთან ურთიერთქმედების დროს ლღვება და მისი ბურთულაკი წყლის ზედაპირზე ქაოსურად მოძრაობს გამოყოფილი წყალბადის გამო:



კალიუმი უფრო ენერგიულად ურთიერთქმედებს წყალთან და რეაქცია მიდის აფეთქებით:



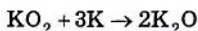
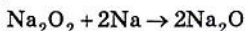
9) სპირტებთან. წყალთან შედარებით რეაქცია სპირტებთან ნაკლებად ენერგიულად მიმდინარეობს. განსაკუთრებით გრძელჯაჭვიან სპირტებთან, მაგალითად, პენტანოლთან:



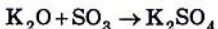
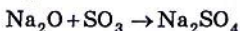
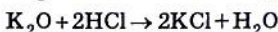
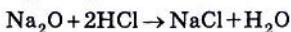
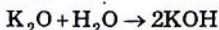
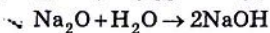
### ნატრიუმისა და კალიუმის ნაერთები

ოქსიდები. ნატრიუმი და კალიუმი ჟანგბადთან წარმოქმნის ოქსიდებს ( $Na_2O$  და  $K_2O$ ), პეროქსიდებს ( $Na_2O_2$ ) და სუპეროქსიდებს ( $KO_2$  და  $K_2O_4$ ).

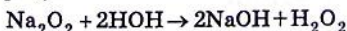
ოქსიდები მიიღება პეროქსიდზე ან სუპეროქსიდზე ლითონების მოქმედებით:



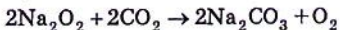
ნატრიუმისა და კალიუმის ოქსიდები თეთრი ფერის ფხვნილია, ფუძე ოქსიდებია და რეაქციაში შედის წყალთან, მჟავებთან და მჟავურ ოქსიდებთან:



პეროქსიდი ( $Na_2O_2$ ) ყვითელი ფერის ფხვნილია. იგი რეაქციაში შედის წყალთან ან განზავებულ მჟავებთან და წარმოქმნის წყალბადის პეროქსიდს:

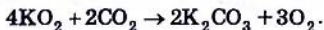
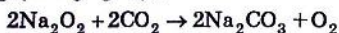


ნატრიუმის პეროქსიდი რეაქციაში შედის  $CO_2$ -თან და გამოყოფს ჟანგბადს:



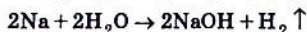
ეს რეაქცია გამოყენებულია წყალქვეშა ნაგებობებში და კოსმოსურ ხომალდებში ჟანგბადის რეგენერაციისთვის. პრაქტიკაში ამ მიზნით გამოყენებულია ნატრიუმის პეროქსიდის ( $Na_2O_2$ ) და კალიუმის სუპეროქსიდის ( $KO_2$ ) ნარევი 1:1 თანაფარდობით. ამ შემთხვევაში შთანთქმული  $CO_2$ -ის მოცულობა ტოლია გამოყოფილი ჟანგბადის მოცულობისა და სისტემაში წნევა

უცვლელი რჩება. მარტო ნატრიუმის პეროქსიდის გამოყენების შემთხვევაში კი წნევა მცირდება (2 მოცულობა შთანთქმული  $\text{CO}_2$ -დან გამოიყოფა 1 მოცულობა ჟანგბადი):

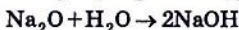


ჰიდროქსიდები. ნატრიუმის ჰიდროქსიდს ლაბორატორიაში ღებულობენ:

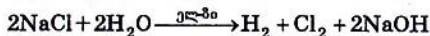
1) ნატრიუმის ურთიერთქმედებით წყალთან:



2) ოქსიდის გახსნით წყალში:

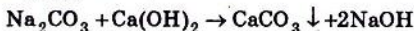


ტექნიკაში მას ღებულობენ  $\text{NaCl}$ -ის წყალხსნარის ელექტროლიზით:



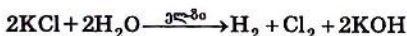
(K) (A) ხსნარში

ნატრიუმის ტუტეს ღებულობენ სოდაზე ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) კალციუმის ტუტის მოქმედებით:



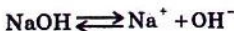
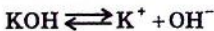
ამის გამო ნატრიუმის ტუტეს ტექნიკაში კაუსტიკური სოდა ეწოდება.

კალიუმის ტუტეს ღებულობენ  $\text{KCl}$ -ის წყალხსნარის ელექტროლიზით:

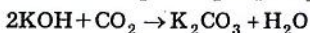
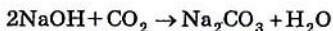


(K) (A) ხსნარში

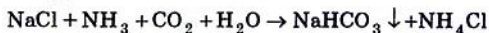
$\text{NaOH}$  და  $\text{KOH}$  კარგად იხსნება წყალში, გახსნისას გამოიყოფა სითბო. ისინი ძლიერი ელექტროლიტებია, რომლებიც მთლიანად დისოცირდებიან წყალხსნარში:



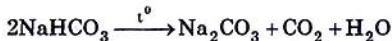
ახასიათებთ ტუტის ყველა თვისებას. რეაქციაში შედის მჟავებთან, მჟავა ოქსიდებსა და მარილებთან.  $\text{NaOH}$  და  $\text{KOH}$  თეთრი ფერის მყარი ნივთიერებებია. ინახება ჰერმეტიკულად თავდახურულ ჭურჭელში, რადგან ჰაერის მოქმედებით გარდაიქმებიან კარბონატებად:



მარილები. ნატრიუმის მარილებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია სოდა. მრეწველობაში მას ღებულობენ სოლვეის (ფრანგი ქიმიკოსი) ხერხით (იხ. ნახშირბადი):



$\text{NaHCO}_3$ -ს გაფილტვრით გამოყოფენ, გარეცხავენ ცივი წყლით და მოაშორებენ  $\text{NH}_4\text{Cl}$ -ს. შემდეგ მშრალ  $\text{NaHCO}_3$ -ს გაახურებენ და ღებულობენ უწყლო სოდას. რომელსაც კალციბირებული სოდა ეწოდება.



კრისტალური სოდისგან -  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  - განსხვავებით იგი კრისტალიზაციურ წყალს არ შეიცავს და მისი ტრანსპორტირება უფრო კონომიურია.

სოდა გამოიყენება საპნისა და მინის წარმოებაში, ყოფა-ცხოვრებაში იყენებენ გასარეცხად.

სასმელი სოდა გამოყენებულია მედიცინაში ( $\text{NaHCO}_3$ ) და ყოფაცხოვრებაში მჟავიანობის შესამცირებლად.

ნატრიუმის ნაერთების აღმოჩენა ხდება უფრო ადრე მისი შეტანით. იგი ალს ყვითელ ფერს აძლევს.

კალიუმის მარილებიდან მნიშვნელოვანია:  $\text{KNO}_3$ . იგი გამოყენებულია მინერალურ სასუქად და შავი ღვინის დასამზადებლად. კალიუმის კარბონატი, რომელსაც პოტაში ეწოდება, გამოყენებულია მინერალურ სასუქად, ქიმიური მინის წარმოებაში, საპნის მისაღებად და სხვა.

კალიუმის იოდდი ( $\text{KI}$ ) გამოიყენება მედიცინაში, სუფრის მარილის იოდირებისათვის.

ორგანიზმში ნატრიუმის იონები კალიუმის იონებთან ერთად ახორციელებენ ნერვული იმპულსების გადატანას. ნატრიუმის იონი ორგანიზმში ხელს უწყობს წყლის დაგროვებას, ხოლო კალიუმის იონი - წყლის

გამოყოფას.  $\text{Na}^+$  - იონი შედის სისხლის პლაზმაში,  $\text{K}^+$  - იონი კი იმყოფება უჯრედში. მათი შეფარდება არეგულირებს წყლის რაოდენობას სისხლის პლაზმაში. ადამიანის ორგანიზმი შეიცავს დაახლოებით 175 გ კალიუმის იონს და 70 გ ნატრიუმის იონს. სისხლში შედის 0,9%  $\text{NaCl}$ .

0,9%-იან NaCl-ის ხსნარს ფიზიოლოგიური ხსნარი ეწოდება. იგი გამოყენებულია სისხლის პლაზმის შესაცვლელად.

კალიუმი აუცილებელია მცენარის ზრდა-განვითარებისთვის, ამიტომ კალბრუმის მარილები გამოყენებულია მინერალურ სასუქებად.

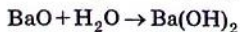
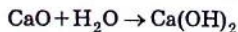
ადამიანისათვის კალიუმის სადღეღამისო ნორმა შეადგენს დაახლოებით 4 გ-ს. NaCl-ისა კი დაახლოებით 10-15 გ-ს.

## §8. II A ჯგუფის ელემენტების ზოგადი დახასიათება

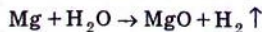
II A ჯგუფის ელემენტებია: ბერილიუმი (Be), მაგნიუმი (Mg), კალციუმი (Ca), სტრონციუმი (St), ბარიუმი (Ba) და რადიუმი (Ra). მაგნიუმის შემდეგ მოთავსებულ ელემენტებს ტუტემიწათა ლითონები ეწოდება (ამ ლითონების ოქსიდებს ადრე „მიწებს“ უწოდებდნენ, წყალში მათი გახსნით კი ტუტეები მიიღებოდა).

ამ ლითონებს გარე შრის s-ორბიტალზე აქვს ორი ელექტრონი და ამჟღავნებენ +2 ჟანგვის რიცხვს. II A ჯგუფის ლითონებს ბარიუმის გარდა ჰექსაგონალური მესერი აქვს, ბარიუმს კი – მოცულობაცენტრებული კუბური მესერი.

II A ჯგუფის ლითონები ტუტე ლითონების შემდეგ აქტიურ ლითონებს წარმოადგენენ. ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად მათი ლითონური თვისებები ძლიერდება და თუ პირველი ელემენტი – ბერილიუმი ამჟოტ-ერული თვისებისაა, ბარიუმი უკვე ძალიან აქტიური ლითონია. ტუტემიწათა ლითონები და მათი ოქსიდები რეაქციაში შედიან წყალთან და ტუტეებს წარმოქმნიან:

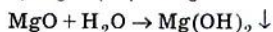


მაგნიუმი წყალთან ურთიერთქმედებს მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე ( $100^\circ\text{C}$ ) და გამოყოფს წყალბადს:



მიღებული ოქსიდი შემდგომ ძალიან ნელა შედის რეაქციაში წყალთან

და ჰიდროქსიდს წარმოქმნის:



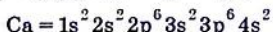
ბერილიუმი კი არც ცხელ წყალთან შედის რეაქციაში.

ბერილიუმი ამფოტერული ელემენტია. მის შემდეგ მოთავსებული ელემენტები კი ლითონებია. ატომური რადიუსის ზრდის მიხედვით ლითონური თვისებები ძლიერდება. აქტიურობით ისინი ტუტე ლითონების მსგავსია, მაგრამ შედარებით ნაკლებად აქტიური.

II A ჯგუფის ლითონების ჰიდროქსიდების ხსნადობა ლითონის აქტიურობის ზრდის მიხედვით იზრდება მაგნიუმიდან ბარიუმამდე. მაგნიუმის ჰიდროქსიდი წყალში უხსნადია, კალციუმისა – მცირედ ხსნადი, ბარიუმის ჰიდროქსიდი კი – კარგად ხსნადი ( $20^\circ\text{C}$ -ზე  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  იხსნება  $83 \cdot 10^{-4}$  მოლი/ლ, ხოლო  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  –  $2,8 \cdot 10^{-1}$  მოლი/ლ).

## კალციუმი

კალციუმი მოთავსებულია მე-4 პერიოდის II ჯგუფში. მისი ელექტრონული კონფიგურაციის ფორმულაა:



იგი s-ელემენტია და ნაერთებში ამჟღავნებს +2 ჟანგვის რიცხვს.

კალციუმი ბუნებაში გავრცელებულია შემდეგი მინერალების სახით:

$\text{CaCO}_3$  – კირქვა, ცარცი, მარმარილო, კალციტი, ისლანდიური შპატი (გამჭვირვალე კალციტი, საიდანაც ოპტიკურ ლინზებს ამზადებენ),

$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  – დოლომიტი,

$3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaCl}_2$  – ქლორაპატიტი,

$3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$  – ფტორაპატიტი,

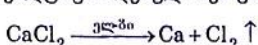
$\text{CaF}_2$  – მლღობი შპატი,

$3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  – ფოსფორიტი,

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – თაბაშირი,

$\text{CaCO}_3 \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  – მერგელი.

კალციუმს დებულობენ გამლღვალე  $\text{CaCl}_2$ -ის ელექტროლიზით:



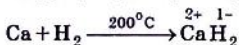
(K) (A)

კალციუმი თეთრი, მოვერცხლისფრო ლითონია, დანით არ იჭრება.

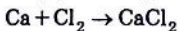
ჰაერზე განიტოხმევა ტუტის ხსნარის წარმოქმნის გამო. ინახავენ ნავთში.

ქიმიური თვისებების მიხედვით საკმაოდ აქტიური ლითონია ტუტე ლითონების შემდეგ. იგი რეაქციაში შედის:

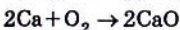
1) წყალბადთან და ჰიდრიდს წარმოქმნის:



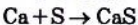
2) ქლორის ატმოსფეროში იწვის:



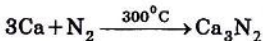
3) ჰერში იწვის ღია წითელი ფერის ალით და ოქსიდს წარმოქმნის:



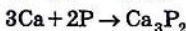
4) გაცხელებით უერთდება გოგირდს:



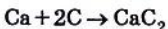
5) მაღალ ტემპერატურაზე რეაქციაში შედის აზოტთან და წარმოქმნის ნიტრიდს:



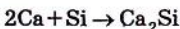
6) შედის რეაქციაში ფოსფორთან:



7) მაღალ ტემპერატურაზე რეაქციაში შედის კოქსთან და წარმოქმნის დიკარბიდს — კალციუმის აცეტილნიდს, რომელსაც ტექნიკაში უბრალოდ კარბიდი ეწოდება:



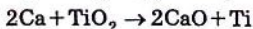
8) გახურებით რეაქციაში შედის სილიციუმთან და სილიციდს წარმოქმნის:



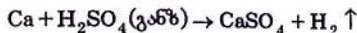
9) კალციუმი შედის რეაქციაში წყალთან და გამოყოფს წყალბადს:



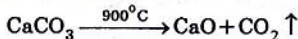
10) პასიური ლითონებს ოქსიდებიდან აღადგენს ლითონებს:



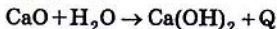
11) მჟავებთან ენერგიულად შედის რეაქციაში და გამოყოფს წყალბადს:



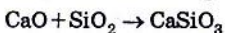
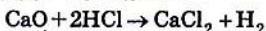
ოქსიდი. კალციუმი წარმოქმნის ოქსიდს ( $\text{CaO}$ ). იგი მიიღება კირქვის გახურებით  $900^{\circ}\text{C}$ -ზე:



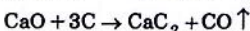
კალციუმის ოქსიდს ჩაუშქრალი კირი ეწოდება. იგი თეთრი ფერის ფხვნილია. წყალში იხსნება, გახსნისას გამოიყოფა სითბო და გარდაიქმნება ჩამქრალ კირად:



კალციუმის ოქსიდი ფუძე ოქსიდია და ურთიერთქმედებს მჟავებთან და მჟავე ოქსიდებთან:

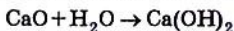


კალციუმის ოქსიდისა და კოქსის შედნობით მიიღება კარბიდი:



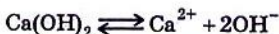
კალციუმის ჰიდროქსიდი  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  თეთრი ფერის ფხვნილია. წყალში ცუდად იხსნება  $25^{\circ}\text{C}$ -ზე 1 ლ წყალში იხსნება 1 გ ჰიდროქსიდი.

კალციუმის ჰიდროქსიდს ღებულობენ ჩაუშქრალი კირის წყალთან მოქმედებით, რასაც კირის ჩაქრობა ეწოდება:

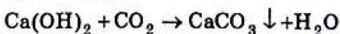


$\text{Ca}(\text{OH})_2$ -ის წყალხსნარს კირიანი წყალი ეწოდება, ხოლო სუსპენზიას – კირის რძე.

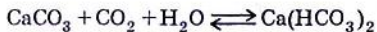
კირიანი წყალი ძლიერი ტუტეა ჰიდროქსიდის სრული დისოციაციის გამო:



კირიან წყალში  $\text{CO}_2$ -ის გატარებით ხსნარი იმღვრევა და გამოიყოფა  $\text{CaCO}_3$ -ის ნალექი:



ჭარბი რაოდენობით  $\text{CO}_2$ -ის გატარებისას ნალექი იხსნება და ხსნარი ისევ გამჭვირვალე ხდება, წყალში კარგად ხსნადი კალციუმის ჰიდროკარბონატის წარმოქმნის გამო:



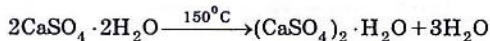
ეს რეაქცია ბუნებაში შექცევადია. კალციუმის ჰიდროკარბონატი წარმოიქმნება წვიმის წყლის გავლით ნიადაგის კარბონატულ ფენაში და იხსნება მიწისქვეშა წყლებში. ასეთი წყლების ნიადაგიდან გამოყოფის დროს, ჰიდროკარბონატი იშლება და ისევ წარმოიქმნება კალციუმის კარბონატი სტალაქტიტების და სტალაგმიტების სახით:



ზღვის წყალში კალციუმის იონებს ითვისებს ცოცხალი ორგანიზმები და შემდგომ გამოყოფენ ნიჟარების გარსისა და მარჯნის რიფების სახით.

მარილები. კალციუმის მარილებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია კარბონატი, რომელსაც იყენებენ მშენებლობაში, მეტალურგიაში, ცემენტის წარმოებაში, ჩაუქრალი კირისა და  $\text{CO}_2$ -ის მისაღებად, კბილის ფხვნილის დასამზადებლად, ქაღალდის წარმოებაში, ე. წ. ცარცის ქაღალდის დასამზადებლად და ა. შ.

კალციუმის მარილებიდან ბუნებაში გავრცელებულია სულფატი მინერალ თაბაშირის სახით —  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . თაბაშირი თეთრი ფერის ფხვნილია, წყალში მცირედ ხსნადი (2 გ/ლ). გახურებისას კარგავს წყალს და გარდაიქმნება ალუბასტრად:



თაბაშირი

ალუბასტრი

ალუბასტრი გამოყენებულია მედიცინაში, არქიტექტურაში, ყოფა-ცხოვრებაში და ა. შ.

## II A ჯგუფის ლითონების მნიშვნელოვანი ბიოლოგიაში

II A ჯგუფის ლითონებიდან ბიოლოგიაში დიდი მნიშვნელობა აქვს მაგნიუმს და კალციუმს. მაგნიუმი შედის ქლოროფილის მარცვლების შედგენილობაში, რომლის საშუალებითაც მიმდინარეობს ფოტოსინთეზი — ნახშირწყლების წარმოქმნა წყლისა და  $\text{CO}_2$ -საგან.

მაგნიუმი შედის ორგანიზმში (დაახ. 25 გ  $\text{Mg}^{2+}$ ) და ძირითადად თავმოყრილია ძვლებში. მაგნიუმის იონები ორგანიზმში აუცილებელია ნერვული სისტემის ნორმალური ფუნქციონირებისათვისაც.

კალციუმის იონები ( $\text{Ca}^{2+}$ ) ორგანიზმში ძირითადად შედის ძვლების შედგენილობაში ფოსფატის სახით  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . სადღეღამისო მოთხოვ-

ნილება კალციუმის იონზე 1 გ-ია. საშუალოდ ადამიანის ორგანიზმში შედის 1 კგ კალციუმი (ელემენტი). იგი საჭიროა სისხლის შედედებისათვის და ნერვული სისტემის ნორმალური მუშაობისთვის. კალციუმის შეთვისება ხდება რძის პროლუქტებიდან D ვიტამინის მეშვეობით. კალციუმის ნაკლებობა ორგანიზმში იწვევს დაავადებას, რომელსაც რაქიტი ეწოდება.

### წყლის სიხისტა

ბუნებრივი წყალი მეტ-ნაკლები რაოდენობით შეიცავს კალციუმისა და მაგნიუმის მარილებს. თუ ბუნებრივ წყალში  $Mg^{2+}$  და  $Ca^{2+}$ -იონების შემცველობა დიდია, მაშინ წყალი ხისტია, თუ აღნიშნული იონები წყალში ძალიან მცირე რაოდენობითაა, მაშინ – რბილი. რბილია: წვიმის წყალი, წყაროს წყალი და სხვა.

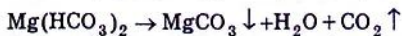
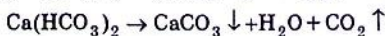
$Mg^{2+}$  და  $Ca^{2+}$ -ის იონების საერთო რაოდენობის მიხედვით წყალი შეიძლება იყოს რბილი, ხისტი და ძალიან ხისტი.

რბილ წყალში იონების შემცველობა 2 მმოლ/ლ-ზე ნაკლებია, ხისტ წყალში საშუალოდ 2-10 მმოლ/ლ-ს შეადგენს და ძალიან ხისტ წყალში 10 მმოლ/ლ-ზე მეტია. ყველაზე ხისტია ოკეანის წყალი (65 მმოლი/ლ).

არჩვენ სამი სახის სიხისტეს: კარბონატულს, არაკარბონატულს და საერთოს.

კარბონატული სიხისტე გამოწვეულია წყალში კალციუმისა და მაგნიუმის ჰიდროკარბონატების ( $Ca(HCO_3)_2$  და  $Mg(HCO_3)_2$ ) არსებობით, არაკარბონატული სიხისტე გამოწვეულია წყალში კალციუმისა და მაგნიუმის ქლორიდებისა და სულფატების არსებობით. სიხისტე საერთოა, თუ წყალში არის როგორც კარბონატული, ისე არაკარბონატული სიხისტის გამომწვევი მარილები.

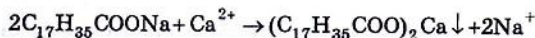
კარბონატული სიხისტის აცილება შესაძლებელია წყლის ადუღებით, დუღილის პროცესში ჰიდროკარბონატები იშლება და გამოყოფილი  $CaCO_3$  ილექება ჭურჭლის კედლებზე მინადულის სახით:



ამიტომ კარბონატულ სიხისტეს დროებითი სიხისტეც ეწოდება.

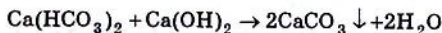
არაკარბონატული სიხისტის აცილება წყლის ადუღებით ვერ ხერხდება, რადგან ქლორიდები და სულფატები გაცხელებით არ იშლება, ამიტომ არაკარბონატულ სიხისტეს მუდმივ სიხისტესაც უწოდებენ.

ბისტი წყლის გამოყენება ტექნიკური მიზნებისთვის (ცენტრალური გათბობისათვის) და თეთრულის გასარეცხად მიზანშეწონილი არ არის, რადგან ცენტრალური გათბობის მილებში  $\text{CaCO}_3$ -ის გამოლექვის შედეგად სისტემა მალე გამოდის მწყობრიდან, ხოლო რეცხვის დროს კალციუმის და მაგნიუმის იონები რეაქციაში შედის საპონთან და წარმოქმნის წყალში უხსნად კალციუმისა და მაგნიუმის საპონს, რომელთაც რეცხვის უნარი არა აქვთ:



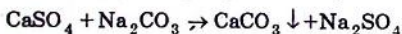
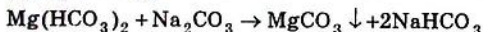
ბუნებრივ წყალში  $\text{Ca}^{2+}$  და  $\text{Mg}^{2+}$  იონების არსებობის გამო საპნის გარკვეული რაოდენობა იხარჯება წყლის დარბილებაზე და მხოლოდ ამის შემდეგ იწყებს საპნი თავისი ფუნქციის შესრულებას.

ბისტი წყლის დასარბილებლად ტექნიკაში მიმართავენ წყლის და-  
ბუშავებას 1) კალციუმის ტუტით, რომელიც დროებით სიხისტეს აცილებს მას:

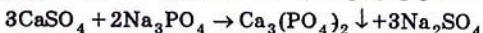


ეს მეთოდი უფრო ეკონომიურია, ვიდრე წყლის ადუღება.

2) სოდის საშუალებით, რომელიც წყალს აცლის როგორც დროებით, ისე მუდმივ სიხისტეს:



3) ნატრიუმის ფოსფატის საშუალებით, რომელიც სოდაზე უფრო ეფექტურია იმის გამო, რომ გამოლექილი კალციუმისა და მაგნიუმის ფოსფატები უფრო ნაკლებად ხსნადია, ვიდრე კარბონატები:



ამჟამად წყალს არბილებენ იონიტების საშუალებით. იონიტი წარ-  
მოადგენს მაღალმოლეკულურ, მყარ ორგანულ ნივთიერებას, რომლის ჩონ-  
ჩხი შეიცავს ფიქსირებულ ანიონებს და მასთან დაკავშირებულ მოძრავ  
კატიონებს რომლებიც მიმოიცივლება წყალში:



იონიტი, რომელიც შეიცავს მოძრავ ნატრიუმის კატიონს, წყალში არსებული კალციუმის იონებს ბოჭავს და ხსნარში გადადის  $\text{Na}^+$  იონები.

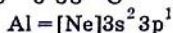
## §8. III A ჯგუფის ლითონები

III A ჯგუფის ელემენტებია: ბორი (B), ალუმინი (Al), გალიუმი (Ga), ინდიუმი (In), ლანთანოიდები (14 5f-ელემენტი), თალიუმი (Tl) და აქტინოიდები (14 6f-ელემენტი). მათ გარე სავალენტო შრეზე მოთავსებულია  $s^2 p^1$  კონფიგურაციის სამი ელექტრონი.

III A ჯგუფის ელემენტებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია ალუმინი. იგი გამოყენებულია სტრატეგიული მნიშვნელობის შენადნობების მისაღებად, როგორცაა: ღურალუმინი ანუ ღურალი – Al (95%), Cu (4%), Mg, Fe, Si (1%), მაგნალიუმი ანუ ალმაგი – Al(83%), Mg (15%), Ca (2%).

### ალუმინი

ალუმინი მე-3 პერიოდის III A ჯგუფის ლითონია.  $Z=13$ . ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:



როგორც მოსალოდნელი იყო, ცნობილია მისი ერთვალენტური ნაერთები, მაგრამ ისინი ძალზე არამდგრადი არიან და გარდაიქმნებიან სამვალენტურიან ნაერთებად. ჩვეულებრივ, ალუმინი ნაერთებში ამჟღავნებს +3 ჯანგვის რიცხვს. ბუნებაში გავრცელებულია შემდეგი ნაერთების სახით:

კორუნდი ( $Al_2O_3$ ) თეთრი გამჭვირვალე მინერალია, რომლის წითელ სახეობას ლალი ეწოდება (0,3%  $Cr_2O_3$ ), ლურჯს – საფირონი (0,2%  $Ti_2O_3$ ), ნაცრისფერს – ზუშფარა ( $Fe_3O_4$ ), იისფერს – ამეთვისტო ( $MnO$ ),

$BeO \cdot Al_2O_3$  – ალექსანდრიტი,

$Al_2O_3 \cdot nH_2O$  ( $n=1-3$ ) – ბოქსიტი,

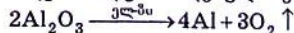
$AlF_3 \cdot 3NaF$  ანუ  $Na_3AlF_6$  – კრიოლითი,

$Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$  – ნეფელინი,

$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$  – კაოლინი.

ალუმინი გავრცელების მხრივ მესამე ელემენტია (8%) ჟანგბადის და რკინის შემდეგ.

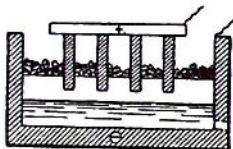
მიღება. ალუმინის ღებულობენ ბოქსიტების ელექტროლიზით:



(K) (A)

ელექტროლიზს ატარებენ ფოლადის აბაზანაში, რომელიც გრაფიტით

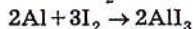
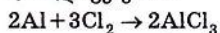
არის დაფარული. ჯერ აბაზანაში ჩაყრიან ბოქსიტებს და გააღებენ  $1000^{\circ}\text{C}$ -მდე გაცხელებით, შემდეგ თხევად კრიოლიტში ჩაუშვებენ ბოქსიტებს და ატარებენ ელექტროდენს. კათოდად გამოყენებულია აბაზანა, ხოლო ანოდად ჩაშვებულია გრაფიტის ღეროები, ანოდზე გამოყოფილი ჟანგბადი რეაქციაში შედის ანოდთან, ამიტომ საჭიროა ანოდის პერიოდული გამოცვლა. ელექტროლიზის პირობებია: ტემპერატურა  $1000^{\circ}\text{C}$ , დენის ძალა - 100 000 A და ძაბვა - 5 ვოლტი. გამლღვალი ალუმინი გროვდება ჭურჭლის ფსკერზე. 1 ტონა ალუმინის მისაღებად იხარჯება დაახლოებით 20 ათასი კილოვატ-საათი ენერჯია.



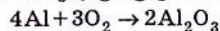
ფიზიკური თვისებები. ალუმინი მოვერცხლისფრო-თეთრი ბზინვარე ლითონია, კრისტალდება წახნაგცენტრირებულ კუბურ მესერში. მისი სიმკვრივე  $\rho=2,7$  გ/სმ<sup>3</sup> და მსუბუქ ლითონებს მიეკუთვნება. იგი ძალიან პლასტიკურია და შესაძლებელია მისგან ძალიან თხელი ფოლგის დამზადება. კარგად ატარებს ელექტროდენს და სითბოს.

ქიმიური თვისებები. ალუმინი ძალიან აქტიური ლითონია. ალუმინის იონის ( $\text{Al}^{3+}$ ) მუხტის სიმკვრივე - მუხტის შეფარდება იონის რადიუსთან ( $r=3/0,056\text{მ}=60$ ) - მაქსიმალურია მე-3 პერიოდის ლითონებს -  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^+$  - შორის. ასეთი მაღალი სიმკვრივის გამო იგი დიდი ქიმიური აქტიურობით ხასიათდება. ალუმინი ენერგიულად შედის რეაქციაში:

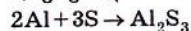
1) კალოგენებთან:



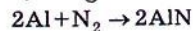
2) ჟანგბადთან და მის ზედაპირზე წარმოიქმნება ოქსიდის თხელი ფენა, რომელიც იცავს მას შემდგომი დაჟანგვისგან:



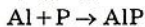
3) გოგირდთან:



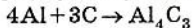
4) აზოტთან:



5) ფოსფორთან:



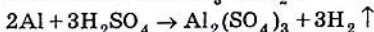
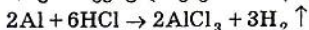
6) ნახშირბადთან და წარმოქმნის მეთანიდს, რომელიც ჰიდროლიზის შედეგად მეთანს გამოყოფს:



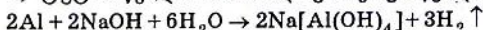
7) სილიციუმთან და წარმოქმნის შენადნობს, რომელსაც სილუმინი ეწოდება.

ალუმინი ურთიერთქმედებს რთულ ნივთიერებებთან:

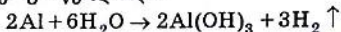
8) განზავებულ მჟავასთან და გამოყოფს წყალბადს:



9) ტუტის წყალხსნართან და გამოყოფს წყალბადს.

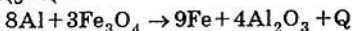


10) ჩვეულებრივი ალუმინი, რომელსაც ზედაპირზე გადაკრული აქვს ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) დამცავი ფენა, არ ურთიერთქმედებს წყალთან, თუ ალუმინს ვერცხლისწყალში მექანიკურად მოვაცილებთ ოქსიდის ფენას, მაშინ ალუმინს ზედაპირზე გადაეკვრება ვერცხლისწყალი და მიიღება ამაღლაპირებული ალუმინი, იგი ძალიან აქტიურად შედის რეაქციაში წყალთან და გამოყოფს წყალბადს:

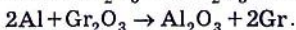
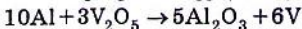


11) ალუმინი არ შედის რეაქციაში კონცენტრირებულ  $\text{HNO}_3$ -თან,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -სა და  $\text{H}_3\text{PO}_4$ -თან.

12) ალუმინი, როგორც ძლიერი აღმდგენი, აღადგენს ლითონებს მათი ოქსიდებიდან



რეაქცია ეგზოთერმულია და გამოყოფილი რკინა თხევადი სახით მიიღება, ალუმინისა და რკინის ხენჯის ნარკვს თერმიტი ეწოდება, ხოლო ალუმინის საშუალებით ლითონების მიღებას ოქსიდებისაგან ალუმინოთერმია. ალუმინოთერმია გამოყენებულია მრეწველობაში ქრომის, ვანადიუმის, ტიტანის, მანგანუმის, ნიკელისა და სხვა ლითონების მისაღებად:

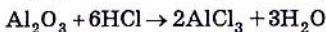
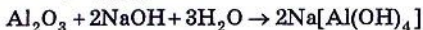


ალუმინი კობალტთან და ნიკელთან წარმოქმნის შენადნობს, რომელსაც ალნიკო ეწოდება. იგი გამოყენებულია ძალიან ძლიერი მუდმივი მაგნიტის დასამზადებლად.

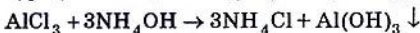
ოქსიდი. ალუმინის ოქსიდი  $Al_2O_3$  ლაბორატორიაში მიიღება ჰიდროქსიდის გაცხელებით:



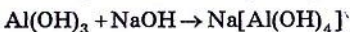
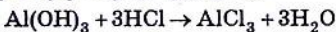
იგი თეთრი ფერის ფხვნილია, ამფოტერულია და რეაქციაში შედის მჟავასთან და ტუტესთან:



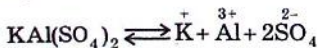
ჰიდროქსიდი. ალუმინის ჰიდროქსიდი ლაბორატორიაში მიიღება ალუმინის წყალში ხსნად მარილებზე ამიაკიანი წყლის მოქმედებით:



ალუმინის ჰიდროქსიდი თეთრი ფერის ფხვნილია, ამფოტერულია, იხსნება მჟავაშიც და ტუტეშიც:



ალუმინის მარილები. ალუმინის მარილებიდან აღსანიშნავია ქლორიდი ( $AlCl_3$ ), რომელიც ორგანულ ქიმიაში გამოყენებულია კატალიზატორად; ალუმინის სულფატი  $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$  გამოყენებულია წყლის გასაწმენდად. იგი წყალში ჰიდროლიზდება და წარმოქმნის ალუმინის ჰიდროქსიდის ლაბისებურ ნალექს, რომელსაც აღსორციის დიდი უნარი აქვს, ამიტომ იყენებენ წყლის გასასუფთავებლად. აღსანიშნავია აგრეთვე ალუმინის შაბი  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ , რომელიც გამოყენებულია ყოფაცხოვერებაში, როგორც მთრიმლავი ნივთიერება. ალუმინის შაბი კალიუმის სულფატის ( $K_2SO_4$ ) და ალუმინის სულფატის ( $Al_2(SO_4)_3$ ) კონცენტრირებული ხსნარების შერევის შედეგად წარმოიქმნება და წარმოადგენს ორმაგ მარილს  $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$  ალუმინის შაბი, როგორც ორმაგი მარილი, წყალხსნარში დისოცირდება  $K^+$ -ის,  $Al^{3+}$ -ის და  $SO_4^{2-}$  იონებად.



ალუმინის მარილებიდან მედიცინაში გამოყენებულია მისი აცეტატი —  $(CH_3COO)_3Al$  როგორც გარეგანი საშუალება, კანის სხვადასხვა დაავადების დროს.

## §9. მანგანუმი

მანგანუმი მოთავსებულია მე-4 პერიოდის VII B ჯგუფში. მისი ატომური ნომერია 25, ფარდობითი ატომური მასა – 55. სავალენტო შრეზე აქვს 7 ელექტრონი –  $3d^5 4s^2$ , ნაერთებში ამჟღავნებს +2, +3, +4, +6, +7 ჟანგვის რიცხვებს. აქედან მღვრადია მხოლოდ +2 და +7 ჟანგვის რიცხვის მქონე ნაერთები. დაბალი ჟანგვის რიცხვის მქონე (+2, +3) ოქსიდები ფუძე ოქსიდებია, საშუალო (+4) – ამფოტერული, მაღალი (+6, +7) – მჟავური.

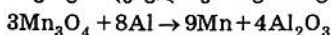
მანგანუმი ბუნებაში გავრცელებულია შემდეგი მინერალების სახით:

პიროლუზიტი ( $MnO_2$ ), რომლის საბადოებია ჭიათურაში;

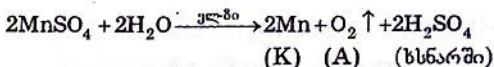
ჰუსმანიტი ( $Mn_3O_4$ ), რომელიც წარმოადგენს  $MnO \cdot Mn_2O_3$  ნაერთს;

მანგანუმის შპატი ( $MnCO_3$ ).

მანგანუმს ღებულობენ ჰუსმანიტიდან ალუმინოთერმის საშუალებით;



სუფთა მანგანუმი (99,9%) მიიღება ქართველი ქიმიკოსის რ. ავ-ლაძის მიერ დამუშავებული მეთოდით – ორვალენტური მანგანუმის მარილების ელექტროლიზით:

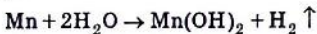


ფიზიკური თვისებები. მანგანუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი ლითონია, მიკუთვნება მძიმე ლითონებს ( $\rho=7,4$  გ/სმ<sup>3</sup>). ლითონებთან წარმოქმნის შენადნობებს. მათგან აღსანიშნავია რკინისა და მანგანუმის შენადნობი, რომელიც 75-80% მანგანუმს შეიცავს. ამ შენადნობს ფერომანგანუმი ეწოდება. მას ზესტაფონის ფეროშენადნობთა ქარხანაში ამზადებენ. რკინისა და 10-25% მანგანუმის შენადნობი ცნობილია სარკოვანი თუჯის სახელწოდებით. მრეწველობა ამზადებს მანგანუმის ფოლადს, რომელიც შედგება 80-87% რკინის, 12-15% მანგანუმისა და 1-2% ნახშირბადისაგან. ასეთი შენადნობი გამოყენებულია რკინიგზისა და ტრამვაის ლიანდაგების დასამზადებლად.

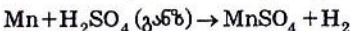
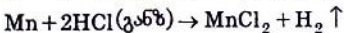
ქიმიური თვისებები. მანგანუმი აქტიური ლითონია. ლითონების ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში მოთავსებულია ალუმინსა და თუთიას შორის. იგი ენერგიულად შედის რეაქციაში არალითონებთან და წარმოქმნის +2 ჟანგვის რიცხვის მქონე ნაერთებს:

- 1)  $Mn + Cl_2 \rightarrow MnCl_2$
- 2)  $3Mn + 2O_2 \rightarrow Mn_3O_4$  ( $MnO \cdot Mn_2O_3$ )
- 3)  $Mn + S \rightarrow MnS$
- 4)  $3Mn + N_2 \rightarrow Mn_3N_2$
- 5)  $3Mn + 2P \rightarrow Mn_3P_2$
- 6)  $2Mn + Si \rightarrow Mn_2Si$

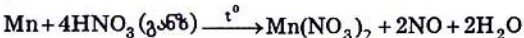
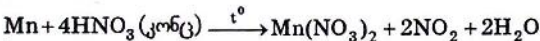
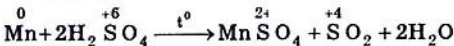
7) მანგანუმი გაცხელებით შედის რეაქციაში წყალთან და გამოყოფს წყალბადს:



8) ურთიერთქმედებს განზავებულ მჟავებთან:



9) კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან და აზოტმჟავასთან რეაქციაში შედის გაცხელებით:



10) მანგანუმი მრავალ ლითონს აღადგენს ოქსიდებისაგან:



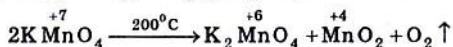
### მანგანუმის ნაერთები

მანგანუმის ყველა ნაერთი შუფერილია. მანგანუმი წარმოქმნის შუბდგე ოქსიდებს:  $MnO$ ,  $Mn_2O_3$ ,  $MnO_2$ ,  $MnO_3$  და  $Mn_2O_7$ , აქედან  $MnO$  და  $Mn_2O_3$  ფუძე ოქსიდებია,  $MnO_2$  - ამფოტერული,  $MnO_3$  და  $Mn_2O_7$  - მჟავეური ოქსიდები.

+2-ზე მეტი ჟანგვის რიცხვის მქონე ყველა ნაერთი მჟანგავია.

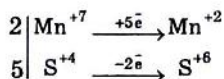
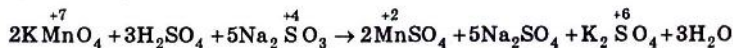
მანგანუმის ნაერთებიდან ყველაზე დიდი მნიშვნელობა აქვს მანგანუმ(VII)-ის ნაერთებს, კერძოდ, კალიუმის პერმანგანატს ( $KMnO_4$ ).

კალიუმის პერმანგანატი წარმოადგენს მუქ იისფერ კრისტალებს, 200<sup>0</sup> C-ზე გახურების შედეგად იშლება ჟანგბადის გამოყოფით (O<sub>2</sub>-ის მიღების ლაბორატორიული ხერხი):

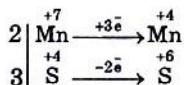
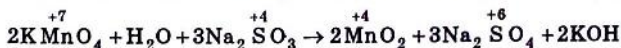


კალიუმის პერმანგანატი ძლიერი მჟანგავია, ამასთან მჟავა, ტუტე და ნეიტრალურ არეში ჟანგვის ხარისხი სხვადასხვანაირია.

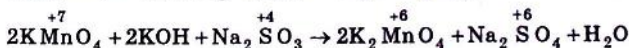
მჟავა არეში KMnO<sub>4</sub> ყველაზე ძლიერი მჟანგავია და Mn გარდაიქმნება Mn<sup>+2</sup>-ად:



ნეიტრალურ არეში KMnO<sub>4</sub> აღდგება MnO<sub>2</sub>-მდე:

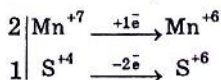


ტუტე არეში KMnO<sub>4</sub> აღდგება K<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>-მდე:



იისფერი

მწვანე



კალიუმის პერმანგანატი გამოყენებულია მედიცინაში. მისი განზავებული (0,01-5%) ხსნარი ანტისეპტიკია. ჭრილობის მოსაბანად იყენებენ 0,1-0,5%-იან ხსნარს, ყელში გამოსავლებად 0,01-0,1%-იანს, წყლულისა და დამწვრობის შემთხვევაში კი - 2-5%-იანს.

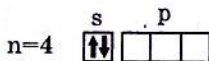
მანგანუმი მიკროელემენტია, იგი აჩქარებს მცენარეებში ქლოროფილ-

ის წარმოქმნას. აუცილებელია აზოტის ასიმილაციისთვის.

მანგანუმის დიოქსიდი გამოყენებულია მშრალი გალვანური ელემენტის დასამზადებლად.

## §10. რკინა

რკინა მე-4 პერიოდის VIII B ჯგუფის ელემენტია. მისი ატომური ნომერია 26, ხოლო ფარდობითი ატომური მასა – 56. სავალენტო შრეზე აქვს 8 ელექტრონი –  $3d^6 4s^2$ . 3d-ორბიტალზე ოთხი გაუწყვილებელი ელექტრონია, ხოლო 4s-ორბიტალზე – ორი გაწყვილებული ელექტრონი.



რკინა ნაერთებში ძირითადად ამჟღავნებს +2 და +3 ჟანგვის რიცხვს. იგი ეკუთვნის d-ელემენტებს. ქიმიური ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობს გარე შრის  $s^2$  და  $3d^6$ -ელექტრონები.

ბუნებაში გავრცელებულია რკინის შემდეგი ნაერთები:

ჰემატიტი –  $Fe_2O_3$ ,

ლიმონიტი –  $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$

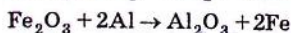
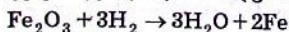
მაგნეტიტი –  $Fe_3O_4$

სიდერიტი –  $FeCO_3$

პირიტი ანუ კოლჩედანი –  $FeS_2$

სუფთა რკინა დედამიწაზე აღმოჩენილია მეტეორიტების სახით, რომელიც 5-20% ნიკელს შეიცავს. თავისუფალი რკინა ( $\alpha$ -Fe-ის სახით) გვხვდება დედამიწისეული წარმოშობის თვითნაბად რკინაში. რკინა უხსოვარი დროიდან არის ცნობილი. სუფთა რკინა პირველად მიღებული იქნა კავკასიაში (თარიღი ცნობილი არ არის).

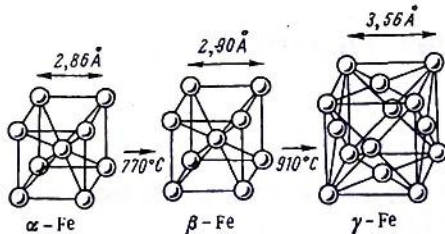
მიღება. სუფთა რკინა მიიღება ოქსიდების აღდგენით. აღმდგენად გამოიყენება წყალბადი ან ალუმინი:



წყალბადის გამოყენების შემთხვევაში უფრო სუფთა რკინა მიიღება.

სუფთა რკინა მარილის წყალხსნარის ელექტროლიზითაც მიიღება.

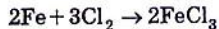
ფიზიკური თვისებები. რკინა მოვეცხლისფრო-თეთრი ფერის ლითონია. მიეკუთვნება მძიმე ლითონებს ( $\rho=7,87$  გ/სმ<sup>3</sup>). არსებობს მისი სამი ალოტროპი:  $\alpha$ -Fe,  $\beta$ -Fe და  $\gamma$ -Fe.



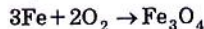
$\alpha$ -Fe არსებობს 770<sup>0</sup> C-მდე. იგი ფერომაგნიტურია. აქვს მოცულობაცენტრირებული კუბური კრისტალური მესერი.  $\beta$ -Fe არსებობს 770<sup>0</sup> C-დან 910<sup>0</sup> C-მდე იგი დიამაგნიტურია (მაგნიტი არ იზიდავს) და აქვს მოცულობაცენტრირებული კუბური სტრუქტურა.  $\gamma$ -Fe 910<sup>0</sup> C-ზე ზევით არსებობს, 1400<sup>0</sup> C-მდე (1536<sup>0</sup> C-ზე რკინა ღღვება).  $\gamma$ -Fe დიამაგნიტურია და აქვს წახნაცენტრირებული კუბური სტრუქტურა, პლასტიკურია და ადვილია მისი მექანიკური დამუშავება.

ქიმიური თვისებები. რკინა აქტიურობის მწკრივში თუთიის შემდეგ დგას. რეაქციაში შედის შემდეგ ნივთიერებებთან:

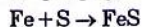
1) ჰალოგენებთან (რეაქციას აჩქარებს წყლის მცირე რაოდენობა):



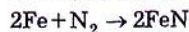
2) ჟანგბადთან (გახურებული რკინა იწვის ჟანგბადში ხენჯის წარმოქმნით):



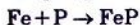
3) გახურებით ურთიერთქმედებს გოგირდთან:



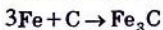
4) მალალ ტემპერატურაზე ურთიერთქმედებს აზოტთან:



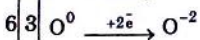
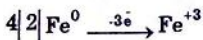
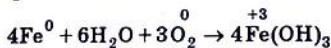
5) ფოსფორთან:



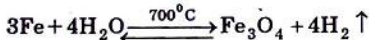
6) ნახშირბადთან წარმოქმნის ცემენტიტს:



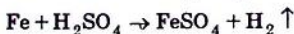
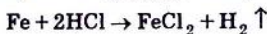
7) რკინა ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ძალიან ნელა იჟანგება ტენიან ჰაერზე:



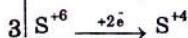
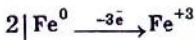
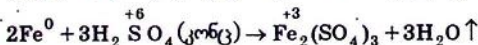
8)  $700^\circ\text{C}$ -მდე გავარგარებულ რკინაზე წყლის ორთქლის მოქმედებით გამოიყოფა წყალბადი:



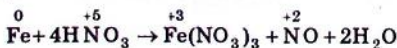
9) განზავებულ მჟავებთან ( $\text{HNO}_3$ -ის გარდა) ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ორვალენტან ნაერთებს და გამოყოფს წყალბადს:

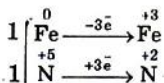


10) კონცენტრირებულ  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -სა და  $\text{HNO}_3$ -თან ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე რკინა არ შედის რეაქციაში, რადგან რკინის ზედაპირზე წარმოიქმნება დამცველი ფენა და იგი პასიურდება. გაცხელებული კონცენტრირებული  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ჟანგავს რკინას  $\text{Fe}^{+3}$ -მდე და გამოყოფს  $\text{SO}_2$ -ს:

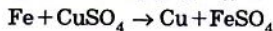


კონცენტრირებული  $\text{HNO}_3$  რკინას ჟანგავს  $\text{Fe}^{+3}$ -მდე და გამოყოფს  $\text{NO}$ -ს:





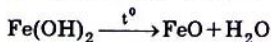
რკინა მარილის წყალხსნარიდან აძეკებს ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში მის მარჯვნივ მდგომ ლითონებს:



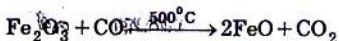
ელემენტი რკინა შედის ჰემოგლობინის შედგენილობაში. ჰემოგლობინის შემადგენელ ნაწილს, რომელიც რკინას შეიცავს, ჰემი ეწოდება. ჰემი ორგანული ნაერთის – პორფირინისა და რკინა (II)-ის კომპლექსური ნაერთია. მას ორგანიზმში გადააქვს ჰაერის ჟანგბადი. რკინა შედის ფერმენტ ციტოქრომის შედგენილობაში. ადამიანის ორგანიზმში დაახლოებით 4-5 გ ელემენტი რკინა შედის, აქედან 65% ჰემოგლობინის შედგენილობაშია. რკინის ნაკლებობა ადამიანის ორგანიზმში იწვევს ანემიას, ხოლო მცენარეებში – ქლოროზს.

რკინის ნაერთები. არსებობს რკინის სამი ოქსიდი. რკინა(II)-ის ოქსიდი (FeO), რკინა(III)-ის ოქსიდი (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) და რკინა(II) და (III)-ის ოქსიდი (Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>) ანუ ტრიფერუმტეტრაოქსიდი.

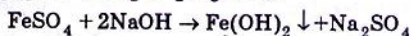
რკინა(II)-ის ოქსიდი (FeO) ლაბორატორიაში მიიღება რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდის გაცხელებით:



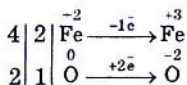
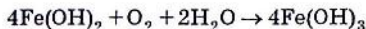
აგრეთვე Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>-ის ნაწილობრივი აღდგენისას ნახშირბადის მონოოქსიდით 500°C-ზე:



FeO შავი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. ფუძე ოქსიდია და მისი შესაბამისი ჰიდროქსიდი Fe(OH)<sub>2</sub> მიიღება რკინა(II)-ის მარილზე ტუტის მოქმედებით (აზოტის გარემოში):

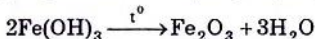


რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდი მოყვითალო-თეთრი ფერის ნალექია. ჰაერის ჟანგბადის მოქმედებით იჟანგება და წარმოქმნის მურა-წითელი ფერის რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდს:

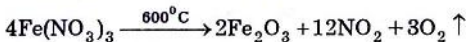


საერთოდ, რკინა(II)-ის ნაერთები ადვილად გარდაიქმნება რკინა(III)-ის ნაერთებად და აღმდგენება.

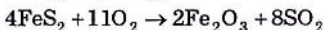
რკინა(III)-ის ოქსიდი  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . ამ ოქსიდს ლაბორატორიაში ღებულობენ რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდის გაცხელებით:



რკინა(III)-ის ნიტრატის გახურებით:

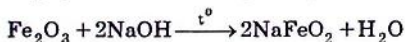
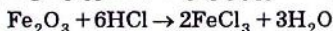


ჰირიტის გამოწვევით:



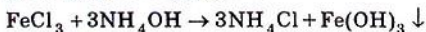
რკინა(III)-ის ოქსიდი მურა-წითელი ფერის კრისტალური ნაერთია. გამოყენებულია წითელი ფერის ზეთის საღებავის – მუმიას – დასამზადებლად.

რკინა(III)-ის ოქსიდი ამფოტერული ოქსიდია და რეაქციაში შედის როგორც მჟავებთან, ისე ტუტეებთან და წარმოქმნის მარილებს:



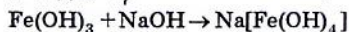
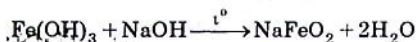
ნატრიუმის ფერიტი

რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი წარმოიქმნება რკინა(III)-ის მარილზე ამონიუმის ტუტის მოქმედებით:

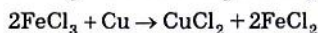
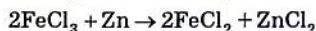
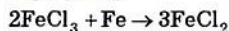


რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი ამფოტერულია. მისი ფუძე თვისებები რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდის ( $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ) ფუძე თვისებებზე უფრო სუსტია, ამიტომ რკინა(III)-ის მარილები უფრო ადვილად ჰიდროლიზდება, ვიდრე რკინა(II)-ის მარილები. იგი ამფოტერული ჰიდროქსიდია და ამჟღავნებს როგორც ფუძე, ისე მჟავურ თვისებებს, მაგრამ არათანაბრად.  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ -ის ფუძე თვისებები უფრო ძლიერია, ვიდრე მჟავური თვისებები. ტუტესთან შედნობით იგი წარმოქმნის ფერიტს, ხოლო ტუტის წყალხსნართან ურთ-

იერთქმედებისას - ჰიდროქსოფერიტს:

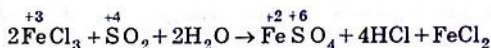
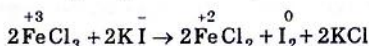
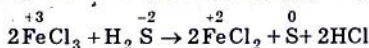


რკინა(III)-ის ნაერთები სუსტი მჟანგავებია. ისინი ჟანგავენ ლითონებს. მაგალითად:

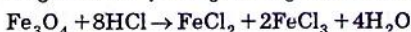


რკინა(III)-ის ქლორიდი მჟანგავი თვისებების გამო გამოყენებულია რადიოტექნიკაში.

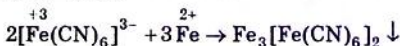
რკინა(III)-ის ქლორიდი ჟანგავს  $\text{H}_2\text{S}$ -ს,  $\text{SO}_2$ -სა და  $\text{HI}$ -ს:



რკინა (II,III)-ოქსიდი ( $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) შერეული ოქსიდია ( $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ ). მჟავაში გახსნისას წარმოქმნის რკინა(II)-ისა და რკინა(III)-ის მარილებს:

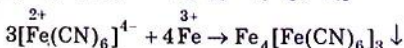


რკინა(II)-ისა და რკინა(III)-ის მარილების ამოცნობა. რკინა(II)-ის მარილებს ამოიცნობენ სისხლის წითელი მარილით  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , რომელიც შეიცავს  $\text{Fe}$  იონს:

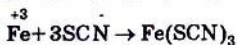


სისხლის წითელი მარილი რკინა(II)-ის ნაერთებთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ლურჯი ფერის მარილს, რომელსაც ტურნბულის ლურჯი ეწოდება.

რკინა(III)-ის მარილებს ამოიცნობენ მასზე სისხლის ყვითელი მარილის ( $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ) წყალხსნარის მოქმედებით. გამოიყოფა ლურჯი ნალექი, რომელსაც ბერლინის ლაქვარდი ეწოდება:



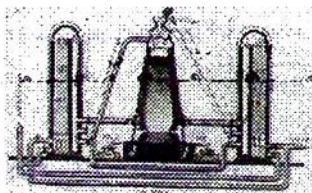
რკინა(III)-ის მარილების ამოცნობა შეიძლება აგრეთვე ამონიუმის როდანდით ( $\text{NH}_4\text{SCN}$ ), რომელიც რკინის  $\text{Fe}^{+3}$  იონთან წარმოქმნის სისხლივით წითელი ფერის ნერთს – რკინის როდანდს, რომელიც ძალიან მკირედ დისოცირებადი ნერთია:



### თუჯის წარმოება

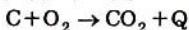
რკინა ძირითადად გამოიყენება თუჯისა და ფოლადის სახით. თუჯი არის რკინისა და ნახშირბადის შენადნობი, რომელიც 1,7-4% ნახშირბადს შეიცავს, ფოლადი არის რკინისა და ნახშირბადის შენადნობი, რომელიც 0,3-1,7% ნახშირბადს შეიცავს. რბილი ფოლადი შეიცავს 0,3%-ზე ნაკლებ ნახშირბადს.

არსებობს ორი სახეობის თუჯი. თეთრი და ნაცრისფერი. თეთრი თუჯი ნახშირბადს შეიცავს ცემენტიტის სახით ( $\text{Fe}_3\text{C}$ ), ხოლო ნაცრისფერი – გრაფიტის სახით. თეთრი თუჯის შემდგომი გადამუშავებით იღებენ ფოლადს, ხოლო ნაცრისფერი თუჯი გამოყენებულია სხვადასხვა საყოფაცხოვრებო საგნების (ტაფების, ქვაბების, მილების, მანქანის ძრავის და სხვა) დასამზადებლად. თუჯის მიღება ხდება ბრძმელში. ბრძმელი ცეცხლგამძლე აგურებისაგანაა აშენებული, მისი სიმაღლე 25-60 მეტრია, დიამეტრი კი – 10 მეტრი. ბრძმელის წარმადობა დღეში 2000 ტ თუჯია.



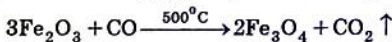
ბრძმელის ზედა და ქვედა ნაწილები შევიწროებულია. ზედა ნაწილს მასტი ეწოდება, ხოლო ქვედას – ქურა. ბრძმელში შახტიდან ყრიან რკინის ოქსიდების შემცველ მადანს, კოქსს და ფლუსებს. კოქსსა და მადანს, რომელსაც შერეული აქვს ფლუსი, მონაცვლებით ფენა-ფენა ყრიან ქურაში,

სადაც ტემპერატურა  $1850^{\circ}\text{C}$ -მდე აღწევს, იწყის კოქსი:

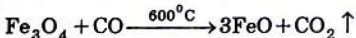


მიღებული  $\text{CO}_2$  გაივლის გავარვარებულ კოქსის ფენებს და გარდაიქმნება  $\text{CO}$ -დ,  $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO} - \text{Q}$ . ქურის ზევით ტემპერატურა თანდათან მცირდება და ბრძმელის ზედა ნაწილში  $400^{\circ}\text{C}$ -მდე ეცემა.

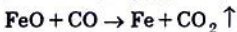
რკინის ოქსიდის აღდგენა იწყება ნახშირბადის მონოოქსიდით დაახლოებით  $500^{\circ}\text{C}$ -ზე. ჯერ რკინა(III)-ის ოქსიდი აღდგება ნაწილობრივ:



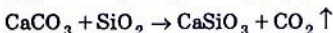
შემდეგ,  $600^{\circ}\text{C}$ -ზე აღდგება რკინა(II,III)-ის ოქსიდი:



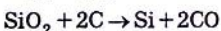
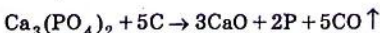
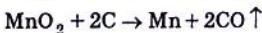
$700^{\circ}\text{C}$ -ზე აღდგება რკინა(II)-ის ოქსიდი მარტივ ნივთიერებამდე:



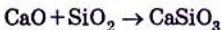
$800^{\circ}\text{C}$ -ზე მადანს აცილებენ მინარევებს (ქვიშას და კირქვას), თუ მადანი შეიცავს კირქვის მინარევს, მაშინ მადანს ფლუსის სახით უმატებენ ქვიშას, ხოლო თუ მადანი შეიცავს ქვიშას, მაშინ – კირქვას. ორივე შემთხვევაში მიმდინარეობს ადვილდნობადი წილის წარმოქმნა:



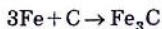
$1100^{\circ}\text{C}$ -დან იწყება მადანში არსებული მინარევების ( $\text{MnO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{FeS}$ ) აღდგენა კოქსით:



მანგანუმი, ფოსფორი, სილიციუმი და ვოგირდი ( $\text{FeS}$ -ის სახით) იხსნება თხევად რკინაში, ხოლო კალციუმის ოქსიდი ჭარბ  $\text{SiO}_2$ -თან წარმოქმნის წიდას, რომელიც თუჯში არ იხსნება:



თხევადი რკინა თანდათან ჩამოდის ქვევით და გავარვარებულ კოქსთან ურთიერთქმედებით ცემენტიტს წარმოქმნის, რომელიც ასევე იხსნება თუჯში:



ამრიგად, თხევადი თუჯი შეიცავს მანგანუმის, ფოსფორის, სილიციუმის, გოგირდის ( $\text{FeS}$ ) და ცემენტიტის მინარევებს. თხევად თუჯს ასხამენ სპეციალურ ჭურჭელში, რომელსაც ციცხვი ეწოდება.

თუჯს თავზე მოადგება თხევადი წილა, რომელიც მას იცავს ჰაერზე დაჟანგვისაგან.

ბრძმელი განუწყვეტლივ მუშაობს დაახლოებით 10 წლის განმავლობაში, შემდეგ კი საჭიროებს კაპიტალურ შეკეთებას.

### ფოლადის წარმოება

ფოლადი, თუჯისგან განსხვავებით, პლასტიკური და ადვილად ჭვადია. ფოლადს ღებულობენ თუჯისაგან, მასში არსებული მინარევების მოცილების შედეგად. მინარევებს აცილებენ ოქსიდებად გარდაქმნის მეშვეობით, რომლებიც ან აირის სახით მოცილდება თხევად თუჯს, ან გარდაიქმნება წილად ფლუსების მეშვეობით.

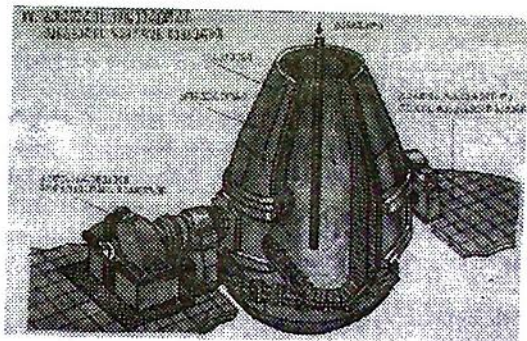
ფოლადის წარმოების სამი ძირითადი ხერხი არსებობს: ჟანგბადკონვერტორული, მარტენის და ელექტროთერმული.

ჟანგბადკონვერტორული ხერხი თავისთავად ორია — ბესემერის და თომასის. თომასის ხერხს იყენებენ იმ შემთხვევაში, თუ თუჯი დიდი რაოდენობით შეიცავს გოგირდსა და ფოსფორს, ხოლო ბესემერის მეთოდს, იმ შემთხვევაში, თუ თუჯი დიდი რაოდენობით შეიცავს ნახშირბადს.

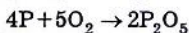
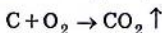
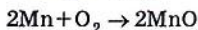
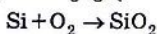
ჟანგბადკონვერტორული ხერხით ფოლადს ღებულობენ კონვერტორში — მსხლისებრი ფორმის ფოლადის ჭურჭელში, რომელიც შიგნიდან ამოშენებულია ცეცხლგამძლე აგურით. მარტენის მეთოდით ფოლადს ღებულობენ მარტენის ღუმელში, ხოლო ელექტროთერმული მეთოდით — ელექტროღუმელში.

სამივე ხერხის პროცესების ქიმია ერთნაირია. მინარევების გამოწვა მიმდინარეობს თხევად თუჯში. კონვერტორში თუჯი თხევად მდგომარეობას ინარჩუნებს ეგზოთერმული რეაქციების შედეგად გამოყოფილი სითბოს მეშვეობით და გაცხელება არ სჭირდება. მარტენის ღუმელს კი აცხელებენ თხევადი ან აირადი საწვავით, ხოლო ელექტროღუმელს — ელექტროენერჯით.

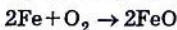
ქიმიური პროცესები, რომლებიც საფუძვლად უდევს ფოლადის წარმოებას, განვიხილოთ ბესემერის კონვერტორში მიმდინარე პროცესების მიხედვით:



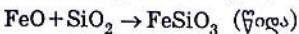
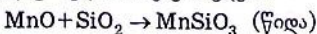
თხევად თუჯში მიღების საშუალებით ჩაბერავენ ჟანგბადს. ამ დროს თუჯში არსებული მინარევები იჟანგება:



ნაწილობრივ იჟანგება რკინაც:

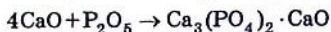
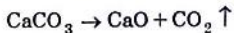


ყველა ეს რეაქცია ევზოთერმულია. 15-20 წთ-ის განმავლობაში თუჯი რჩება თხევად მდგომარეობაში. მანგანუმ (II)-ის და რკინა (II)-ის ოქსიდები რეაქციაში შედის სილიციუმის დიოქსიდთან და წარმოქმნის წიდას, რომელიც ზედაპირზე გროვდება:



წიდას აშორებენ და რჩება ფოლადი. თუ თუჯის შედგენილობაში დიდი რაოდენობით შედის გოგირდი და ფოსფორი, მაშინ ფოლადს გამოადნობენ თომასის ხერხით. ამ შემთხვევაში კონვერტორის კედლები შიგნიდან ამოშენებულია დოლომიტით ( $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ ) და, გარდა ამისა, თხევად თუჯს ამატებენ კირქვას. კირქვის დაშლის შედეგად წარმოქმნილი კალციუმის ოქსიდი შედის რეაქციაში ფოსფორ (V)-ის ოქსიდთან და წარმო-

ქმნის ე. წ. თომასის წიდას:



ეს წიდა გამოიყენება ფოსფოროვანი სასუქის – სუპერფოსფატის მისაღებად და ამიტომ იგზავნება მინერალური სასუქების ქარხანაში.

კალციუმის ოქსიდი რეაქციაში შედის  $\text{FeS}$ -თან და ამ შემთხვევაშიც წარმოიქმნება წიდა:



უანგბადკონვერტორული ხერხით 40 ტ ფოლადის გამოღობას სჭირდება 15-20 წუთი.

მარტენის ხერხით ფოლადის მიღება 10-12-ჯერ უფრო ხანგრძლივი პროცესია. მარტენის ლუმელი ცხელდება აირით და ტემპერატურა ლუმელში  $1800^\circ\text{C}$ -მდე აღწევს. მარტენის ლუმელში შესაძლებელი ხდება ჯართის გადამუშავება და ფოლადის ხარისხის გაკონტროლება, ამიტომ მარტენის ლუმელში უკეთესი ხარისხის ფოლადს ადნობენ. რუსთავის მეტალურგიულ ქარხანაში ფოლადს მარტენის ლუმელში ადნობენ.

ელექტროლუმელში, რომელშიც შესაძლებელია  $3000^\circ\text{C}$ -ზე მეტი ტემპერატურის მიღება, ძირითადად ღებულობენ ლეგირებულ ფოლადს, რომლის შედგენილობაში შედის სხვადასხვა მალეგირებელი ელემენტი: Cr, Ni, Co, Mn, W, V, Cu, Mo, Ti და სხვა. ასეთი ფოლადი უფრო მაგარია და გამოყენებულია საეციალური დანიშნულებისათვის. მაგალითად, რელსების, საჭრელი ინსტრუმენტების, ჯავშნის და სხვათა დასამზადებლად.

ფოლადის თვისებების ცვლილება შესაძლებელია არამარტო მალეგირებული ელემენტების დამატებით, არამედ თერმული დამუშავებითაც. თუ ფოლადს გავახურებთ და ნელა გავაცივებთ ჰაერზე, მისი კრისტალური სტრუქტურა შეიცვლება, მიიღება ე. წ. მოშვებული ფოლადი, რომელიც ძალიან დრეკადია. თუ ფოლადს გავახურებთ და სწრაფად გავაცივებთ წყლით, მაშინ ფოლადი ინარჩუნებს იმ კრისტალურ სტრუქტურას, რომელიც ჰქონდა მალალ ტემპერატურაზე და ძალიან მაგარი, მაგრამ მყიფე ხდება. თერმული წრთობით შესაძლებელია სხვადასხვა ხარისხის ფოლადის მიღება.

დ-ელემენტებს დიდი მნიშვნელობა აქვს ბიოლოგიაში. ისინი შედიან ფერმენტების შედგენილობაში და ასრულებენ მნიშვნელოვან სასიცოცხლო ფუნქციებს. ყველაზე დიდი რაოდენობით დ-ელემენტებიდან ადამიანის ორგანიზმში შეიცავს რკინას (დაახ. 4 გ). იგი შედის ჰემოგლობინის შედგენილობაში და ჟანგბადის გადატანის ფუნქციას ასრულებს. მისი ნაკლებობა იწვევს ანემიას. დანარჩენი დ-ელემენტები შედარებით მცირე რაოდენობით შედის ორგანიზმში და მიკროელემენტები ეწოდება.

თუთია შედის ფერმენტების შედგენილობაში. აუცილებელია ინსულინის გამომუშავებისათვის. აწესრიგებს სუნთქვის პროცესებს. მისი ნაკლებობა იწვევს ზრდის შეჩერებას. თუთიის პრეპარატები გამოყენებულია ნამგლისებური ანემიის და მძიმე ლითონებით მოწამლული ავადმყოფების სამკურნალოდ.

სპილენძი აუცილებელია ჰემოგლობინის სინთეზისათვის ორგანიზმში. შედის ლვიძლის შედგენილობაში.

მანგანუმი შედის სხვადასხვა ფერმენტის შედგენილობაში და აუცილებელია მცენარის ზრდა-განვითარებისათვის. მისი ნაკლებობა მცენარეში იწვევს ქლოროფილის უკმარისობას. ადამიანის ორგანიზმში აფერხებს ათეროსკლეროზის განვითარებას.

ქრომი აუცილებელია გლუკოზის მეტაბოლიზმის პროცესში.

კობალტი შედის ვიტამინ B<sub>12</sub>-ის შედგენილობაში და გამოყენებულია ანემიის წინააღმდეგ. B<sub>12</sub> მონაწილეობს დნმ-ს და რნმ-ს სინთეზში, შედის ლვიძლის შედგენილობაში.

## შესავალი

ბუნებაში არსებული ნივთიერებები იყოფა ორ დიდ ჯგუფად: ორგანულ და არაორგანულ ნივთიერებად. ორგანული ნივთიერებები, როგორც სახელწოდებიდან გამოძინარეობს, შედის მცენარეული და ცხოველური ორგანიზმების შედგენილობაში, ხოლო არაორგანული ნივთიერებები – არაცოცხალი სამყაროს შედგენილობაში.

ყველა ორგანული ნივთიერების შედგენილობაში შედის ელემენტი ნახშირბადი, ხოლო არაორგანული ნივთიერებების შედგენილობაში – პერიოდული სისტემის ყველა სხვა ელემენტი.

ისეთ ნივთიერებებს, რომელთა შედგენილობაში შედის ელემენტი ნახშირბადი (გარდა ოქსიდებისა, ნახშირმჟავასი და მისი მარილებისა), ორგანული ეწოდება.

ნივთიერებები, რომელთა შედგენილობაში შედის პერიოდული სისტემის სხვა ელემენტების ატომები – არაორგანულია.

ორგანულ ნივთიერებებს სწავლობს ორგანული ქიმია, ხოლო არაორგანულს – არაორგანული ქიმია.

ორგანული ქიმიის გამოყოფას ზოგადი ქიმიისაგან საფუძვლად დაედო ორგანული ნივთიერებების სიმრავლე, სპეციფიკური თვისებები და მნიშვნელობა.

ორგანულ ნივთიერებათა რიცხვი ამჟამად 10 მილიონს აღწევს, არაორგანულ ნივთიერებათა რაოდენობა კი 0,5 მილიონს არ აღემატება.

ორგანულ ნივთიერებათა სიმრავლეს განაპირობებს ნახშირბადატომის უნიკალური თვისება – სხვადასხვა ტიპის ბმებით დაუკავშირდეს სხვა ნახშირბადატომს და წარმოქმნას გრძელი ჯაჭვი, რომლის შედგენილობაში შედის ათასამდე ატომი.

ორგანული ნივთიერებები ძირითადად კოვალენტური ნაერთებია და არაელექტროლიტებს წარმოადგენენ. არაორგანული ნივთიერებებისაგან განსხვავებით ორგანულ ნაერთებს დნობისა და დუღილის დაბალი ტემპერატურა აქვს. მაღალ ტემპერატურაზე ისინი ნახშირდებიან (იშლებიან).

ამიტომ ორგანულ ნივთიერებებთან მუშაობისას სპეციფიკური მეთოდების გამოყენებაა საჭირო. სახელდობრ, ორგანული ნივთიერებების უმრავლესობას, გამოხდინად ვაკუუმში. ორგანული ნივთიერებების უმრავლესობა, მცირე გამონაკლისის გარდა იწვის, არაორგანული ნივთიერებების უმრავლესობა კი – არა. ორგანულ ნივთიერებებს ახასიათებს იზომერია, რაც ორგანულ ნივთიერებათა სიმრავლის საწინდარია.

ორგანულ ნივთიერებებს ძალიან დიდი მნიშვნელობა აქვს ცოცხალ სამყაროში, როგორც საკვებ ნივთიერებებს (ხორბალი, შაქარი, ცხიმი); მათგან ამზადებენ ქსოვილს (ბამბის, აბრეშუმის, შალის). ორგანული ნივთიერებები სამკურნალო პრეპარატების ძირითადი კომპონენტებია; მრავალი მათგანი გამოყენებულია სოფლის მეურნეობის მავნებლების წინააღმდეგ საბრძოლველად, ხოლო ისეთი ორგანული ნივთიერებები, როგორიცაა ბუნებრივი აირი, ნავთობი და ქვანახშირი სახალხო მეურნეობის განვითარებისათვის აუცილებელი ნედლეულია.

## §1. ქიმიური აღნაგობის თეორია

ქიმიური აღნაგობის თეორია ორგანული ქიმიის საფუძველია. იგი ჩამოაყალიბეს XIX საუკუნის 60-იან წლებში კუპერმა, კეკულემ და ბუტლეროვმა. ქიმიური აღნაგობის თეორიის ძირითადი დებულებებია:

1) ორგანულ ნივთიერებათა მოლეკულაში ატომები ერთმანეთს უკავშირდებიან ვალენტობის შესაბამისად. ნახშირბადატომი ორგანულ ნერთებში მუდამ ოთხვალენტია.

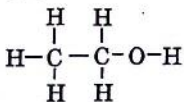
2) ორგანულ ნივთიერებათა ქიმიური თვისებები დამოკიდებულია არა მარტო მოლეკულის შედგენილობაზე, არამედ მოლეკულაში ატომთა ურთიერთდაკავშირების თანმიმდევრობაზე. მოლეკულის შედგენილობა გამოისახება მოლეკულური ფორმულით, მოლეკულაში ატომების ურთიერთდაკავშირების თანმიმდევრობა კი – სტრუქტურული ფორმულით. მაშასადამე, ნივთიერებათა ქიმიური აღნაგობის თეორიის მეორე დებულება ასე შეიძლება ჩამოვყალიბოთ: ორგანული ნივთიერების ქიმიური თვისებები განისაზღვრება მისი მოლეკულური და სტრუქტურული ფორმულებით. მაგალითად, იმ ორგანული ნივთიერების ქიმიური თვისებები, რომლის მოლეკულური ფორმულაა  $C_2H_6O$  გაურკვეველია, ვიდრე არ გვეცოდინება მოლეკულაში ატომთა დაკავშირების თანმიმდევრობაც.

ნახშირბადის ორი, წყალბადის 6 და ჟანგბადის 1 ატომის ერთმანეთ-

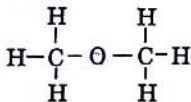
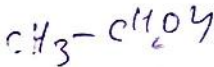
თან დაკავშირება ორგანოადაა შესაძლებელი:

1) C-C-O და 2) C-O-C.

თუ ნახშირბადისა და ჟანგბადის ატომებს მათი ვალენტობის შესაბამისად მივუერთებთ წყალბადის ატომებს, მივიღებთ ორ სტრუქტურულ ფორმულას:



ლვინის (1)



მეთილის (2)

პირველი ლვინის სპირტის ფორმულაა, ხოლო მეორე – მეთილის ეთერისა. ეს ორი ნივთიერება ერთმანეთისაგან განსხვავდება როგორც ფიზიკური, ისე ქიმიური თვისებებით, ლვინის სპირტი სითხეა, მეთილის ეთერი – აირი, ლვინის სპირტი შედის რეაქციაში ლითონურ ნატრიუმთან, მეთილის ეთერი კი – არა.

ქიმიური აღნაგობის თეორიის მეორე დებულება ხსნის ორგანულ ქიმაში ფართოდ გავრცელებულ მოვლენას – იზომერეას. იზომერები ეწოდება ისეთ ორგანულ ნივთიერებებს, რომელთა შედგენილობა (მოლეკულური ფორმულა) ერთნაირია, ქიმიური აღნაგობა, ანუ სტრუქტურა კი განსხვავებული. ლვინის სპირტი და მეთილის ეთერი იზომერებია. იზომერიის მოვლენა განაპირობებს ორგანულ ნაერთთა სიმრავლეს. ორგანულ ქიმაში ცნობილია სტრუქტურული იზომერია და სივრცითი, ანუ სტერეოიზომერია. სტრუქტურული იზომერიის სახეებია: ჯაჭვის იზომერია, ფუნქციური ჯგუფის მდებარეობის იზომერია, ტაუტომერია. სივრცითი იზომერეის სახეებია: გეომეტრიული იზომერია და ოპტიკური იზომერია. იზომერიის აღნიშნულ სახეებს განვიხილავთ ორგანულ ნივთიერებათა კლასების შესწავლისას.

3) ერთი და იგივე ელემენტი სხვადასხვა ორგანულ ნივთიერებაში სხვადასხვა თვისებას ამჟღავნებს, რაც განაპირობებულია მოლეკულაში არსებული სხვა ატომების, განსაკუთრებით კი უშუალოდ მათთან დაკავშირებული ატომების გავლენით (იგულისხმება ურთიერთგავლენა). მაგალითად: სპირტის მოლეკულაში ჟანგბადთან დაკავშირებული წყალბადი ( $\text{R}-\text{O}-\text{H}$ )

*CH<sub>3</sub> (OH) In R-OH*

ადვილად ჩაინაცვლება ლითონის ატომით, ხოლო მეთანის მოლეკულაში ნახშირბადის ატომთან დაკავშირებული წყალბადი ლითონის ატომით არ ჩაინაცვლება.

მოლეკულაში ატომთა ურთიერთგავლენის შესწავლა ორგანული ქიმიის ერთ-ერთი ძირითადი საკითხია.

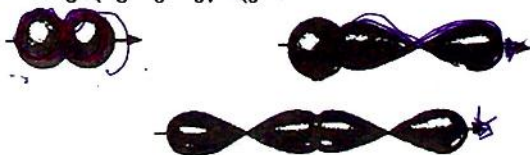
ქიმიური აღნაგობის თეორიის განვითარების შედეგად შეიქმნა მოძღვრება მოლეკულის სივრცითი აღნაგობის შესახებ და მოლეკულის აღნაგობის ელექტრონული თეორია.

## 2.2. მოლეკულის ელემენტარული აღნაგობა

ელექტრონული აღნაგობის თეორია სწავლობს მოლეკულაში ელექტრონული სიმკვრივის განაწილებას და იმ ფაქტორებს, რომლებიც გავლენას ახდენს ელექტრონული სიმკვრივის განაწილებაზე. ამ ფაქტორებიდან დიდი მნიშვნელობა აქვს ატომებს შორის ქიმიური ბმის ბუნებას.

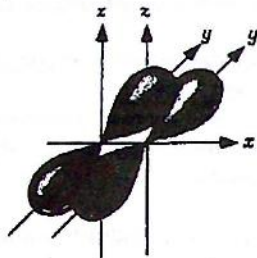
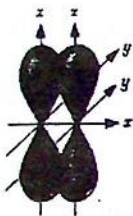
### ქიმიური ბმის ტიპები ორგანულ ნაერთებში

ორგანული ნაერთის მოლეკულაში ატომებს შორის ბმა ძირითადად კოვალენტურია. კოვალენტური ბმა კი, კვანტური მექანიკის თანახმად, მყარდება მაშინ, როცა ორი ატომის გაუწყვილებელი ელექტრონების ორბიტალები ერთმანეთს გადაფარავს. s და p-ორბიტალების გადაფარვის სამი შემთხვევაა ცნობილი: s-s, s-p და p-p ღერძითი გადაფარვა. ორბიტალების გადაფარვას ატომბირთვების შემაერთებელი ღერძის გასწვრივ ღერძითი გადაფარვა ეწოდება,



ხოლო წარმოქმნილ ბმას — მარტივი ანუ  $\sigma$  (სიგმა)- ბმა, ორბიტალების ღერძითი გადაფარვის გარდა შესაძლებელია მათი გვერდული გადაფარვა ღერძის ზედა და ქვედა პერპენდიკულარულ სიბრტყეებში.

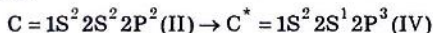
p-ორბიტალების გვერდული გადაფარვით დამყარებულ ბმას



ორბიტალების ურთიერთგადაფარვის ფართობი განაპირობებს ბმის მდგრადობას. რაც უფრო მეტია გადაფარვის ფართობი, მით უფრო მდგრადია ბმა. ორბიტალების ღერძული გადაფარვის ფართობი უფრო დიდია, ვიდრე p-ორბიტალების გვერდული გადაფარვის ფართობი, ამიტომ  $\sigma$ -ბმა უფრო მდგრადია, ვიდრე  $\pi$ -ბმა.

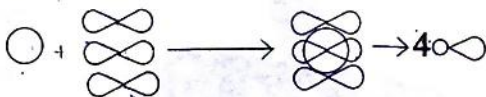
ორგანულ ნერთებში ბმა ნახშირბადის ატომთან მყარდება საკალენტრო ელექტრონების ორბიტალების გადაფარვით.

ნახშირბადის ატომს ნორმალურ ანუ ძირითად მდგომარეობაში აქვს ორი გაუსწვვილებელი p-ელექტრონი და ამჟღავნებს ორის ტოლ ვალენტობას, მაგრამ იგი ადვილად გადადის აღგზნებულ მდგომარეობაში, რომელშიც მას უკვე ოთხი გაუსწვვილებელი ელექტრონი აქვს და ამიტომ ოთხვალენტურია.

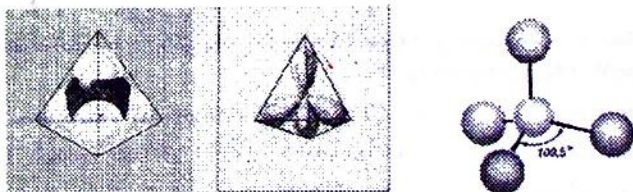


თუ დავუშვებთ, რომ კოვალენტური ბმის წარმოქმნაში ნახშირბადი იყენებს s და p ორბიტალებს, მეთანის მოლეკულაში ნახშირბადთან დაკავშირებულ ერთ წყალბადთან ბმა უნდა იყოს s-s ტიპის, ხოლო სამ წყალბადთან – s-p ტიპის. ნახშირბადის ატომთა s-s გადაფარვით დაკავშირებული ერთი წყალბადი თავისი თვისებებით უნდა განსხვავდებოდეს s-p გადაფარვით დაკავშირებული 3 წყალბადისაგან, მაგრამ აღმოჩნდა, რომ მეთანის მოლეკულაში ყველა წყალბადი ერთნაირ თვისებას ავლენს. ეს იმ შემთხვევაშია შესაძლებელი, როდესაც ოთხივე ატომი ნახშირბადთან ერთნაირი ტიპის ბმებითაა დაკავშირებული. ერთნაირი ტიპის კოვალენტური ბმის წარმოქმნა კი შესაძლებელია იმ შემთხვევაში, თუ მოხდა s და p ორბიტალების ერთმანეთთან შერწყმა, გაერთიანება ანუ ჰიბრიდიზაცია.

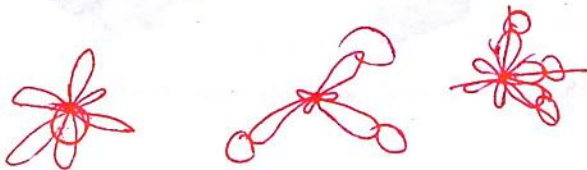
ერთი სფერული და სამი ჰანტელისებური p-ორბიტალის ჰიბრიდიზაციით მიიღება მსხლისებური ფორმის ოთხი ჰიბრიდი, რომელსაც  $sp^3$ -ჰიბრიდი ეწოდება.



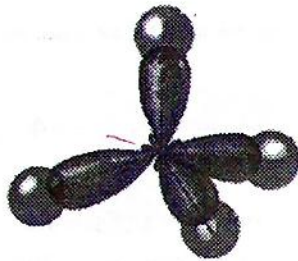
მაშასადამე, ნახშირბადის ოთხი გაუწყვილებელი ელექტრონის ჰიბრიდიზაციით მიიღება ოთხი  $sp^3$ -ჰიბრიდი და ნახშირბადი მათ იყენებს კოვალენტური ბმის დასამყარებლად. ერთნაირი მუხტით დამუხტული  $sp^3$ -ორბიტალები ერთმანეთს განიზიდავს და ოთხი  $sp^3$ -ჰიბრიდი ცდილობს დაიკავოს ისეთი მდებარეობა, რომ ისინი ერთმანეთს მაქსიმალურად დაშორდნენ. გეომეტრიული ფორმა, რომელშიც ოთხი ორბიტალი მაქსიმალურად არის დაშორებული ერთმანეთისაგან, არის ტეტრაედრი. ტეტრაედრის ცენტრში მოთავსებულია ნახშირბადის ატომი, ხოლო მისი  $sp^3$ -ორბიტალები მიმართულია წვეროებისაკენ.



წყალბადის s-ორბიტალი გადაფარავს ნახშირბადის  $sp^3$ -ორბიტალს და წარმოქმნის მეთანის მოლეკულას, რომელშიც ოთხივე წყალბადი ნახშირბადთან დაკავშირებულია  $sp^3$ -ს ღერძული გადაფარვის შედეგად წარმოქმნილი  $\sigma$ -ბმების საშუალებით.

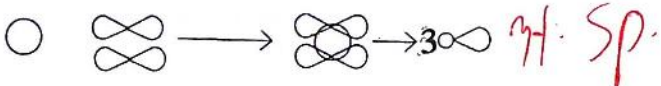


მე.  $sp^3$



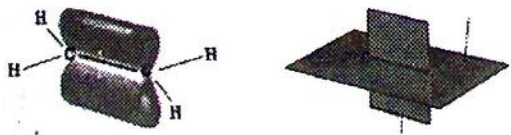
$sp^3$ -ჰიბრიდიზაცია გვხვდება ნაჯერ ნახშირწყალბადებში.

ეთილენის რიგის უჯერ ნახშირწყალბადებში სავალენტო ელექტრონების ჰიბრიდიზაცია იცვლება. ამ შემთხვევაში გადაიფარება ერთი s და ორი p-ორბიტალი და მიიღება სამი  $sp^2$ -ჰიბრიდი:



ერთი p-ორბიტალი კი რჩება ჰიბრიდიზაციის გარეშე და, მაშასადამე, ინარჩუნებს ჰანტელისებურ ფორმას.

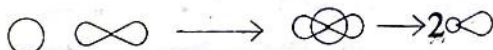
ეთილენის მოლეკულაში ( $CH_2 = CH_2$ ) სამი  $sp^2$ -ჰიბრიდი ერთ სიბრტყეშია განლაგებული და ერთმანეთთან ქმნის  $120^\circ$ -იან კუთხეს. სამი  $sp^2$ -ჰიბრიდის ღერძითი გადაფარვით ნახშირბადის ატომი წარმოქმნის სამ მარტივ ბმას, აქედან ორი ბმა მყარდება წყალბადატომებს შორის და ერთი ნახშირბადატომებს შორის.



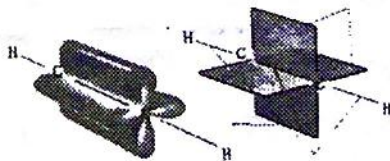
ნახშირბადის ატომებს კიდევ აქვს თითო p-ორბიტალი, რომლებიც

ერთმანეთს გვერდულად გადაფარავს და მათ შორის მყარდება ერთი  $\pi$ -ბმა, რომელიც მოლეკულის სიბრტყის, ანუ  $\sigma$ -ბმების პერპენდიკულარულ სიბრტყეშია მოთავსებული.

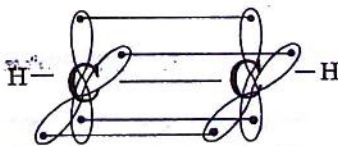
აცეტილენის ( $\text{HC}\equiv\text{CH}$ ) მოლეკულაში ნახშირბადის სავალენტო ელექტრონები იმყოფება  $sp$ -ჰიბრიდიზაციაში. მაშასადამე, შევკარებაში მონაწილეობს ერთი  $s$  და ერთი  $p$ -ორბიტალი და მიიღება ორი ჰიბრიდი. ორი ელექტრონი კი რჩება პანტელისებური სახით. ორი  $sp$ -ჰიბრიდი ერთ სიბრტყეშია მოთავსებული და კუთხე მათ შორის  $180^\circ$ -ია.



ნახშირბადის ორი  $sp$  ჰიბრიდის ღერძული გადაფარვით წარმოიქმნება ორი  $\sigma$ -ბმა – ერთი ნახშირბადატომთან და ერთი წყალბადატომთან.

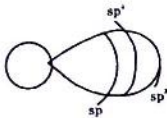


ღარჩენილი ორი  $p$ -ორბიტალი კი ერთმანეთს გვერდულად გადაფარავს და წარმოიქმნება ორი  $\pi$ -ბმა, რომლებიც ურთიერთმართობულ

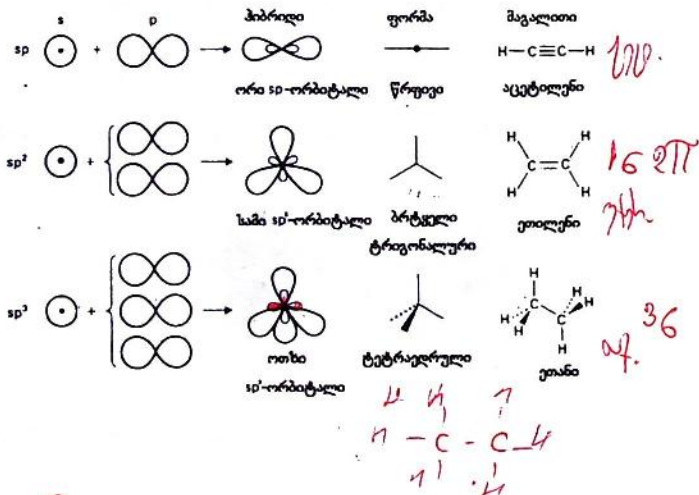


სიბრტყეშია მოთავსებული.  $sp^2$  და  $sp$ -ჰიბრიდებს მსხლისებური ფორმა აქვს, მაგრამ  $s$ -ორბიტალის მოცულობითი წილის ზრდასთან ერთად ჰიბრიდული ორბიტალები თანდათან სფერულ ფორმას ღებულობს.

$sp^3$ -ში  $s$ -ის წილი 25%-ია.  $sp^2$ -ში – 33, 33% და  $sp$ -ში – 50%).



ჰიბრიდული ორბიტალების წარმოქმნა და მათი გეომეტრიული ფორმა სქემატურად ასეთია:



### 3 კოვალენტური ბმის პოლარიზაცია

ელექტრონული სიმკვრივის გადახრას უფრო ელექტროუარყოფითი ატომისაკენ ბმის პოლარიზაცია ეწოდება.

კოვალენტური ბმის პოლარიზაციაზე და, აქედან გამომდინარე, ორგანული ნივთიერებების თვისებებზე გავლენას ახდენს მრავალი ფაქტორი. მოლეკულის თვისებებზე სხვადასხვა ფაქტორის გავლენას ეფექტი ეწოდება. (ბერძ. ეფექტი ნიშნავს მოქმედებას). სხვადასხვა ეფექტიდან განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს: ინდუქციური, შეუღლებისა და სივრცითი ეფექტებს.

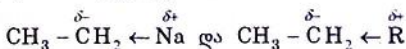
ინდუქციური ეფექტი. ეთანის მოლეკულაში ( $CH_3 - CH_3$ ) ნახშირ-

ბადის ატომებს შორის დამყარებული  $\sigma$ -ბმის ელექტრონები სიმეტრიულად არის განაწილებული ატომებს შორის. ამის გამო  $\sigma$ -ბმა არაპოლარულია. თუ ეთანში ერთ წყალბადს ჩავანაცვლებთ რომელიმე ატომთა ვაკუფით (მათ ჩამნაცვლებლები ეწოდება), მაშინ  $\sigma$ -ბმის თანაბარი განაწილება მოლეკულაში დაირღვევა ჩამნაცვლებლის განსხვავებული ელექტროუარყოფითობის გამო. მაგალითად, თუ ვთანში წყალბადს ჩავანაცვლებთ ქლორის ატომით, მაშინ ქლორეთანის მოლეკულაში წარმოიქმნება ნაწილობრივი მუხტები (აღინიშნება  $\delta$ -ასოთი) ქლორი დაიმუხტება ნაწილობრივ უარყოფითად ( $\delta^-$ ), ხოლო ნახშირბადი - ნაწილობრივ დადებითად ( $\delta^+$ ):



ნაწილობრივი მუხტი ( $\delta$ ) ერთზე ნაკლები სიდიდეა. არაპოლარულ მოლეკულაში იგი ნულის ტოლია, ხოლო იონურ მოლეკულაში - 1-ის. მაშასადამე, იგი მერყეობს 0-დან 1-მდე. რაც უფრო დიდია  $\delta$ -ს მნიშვნელობა, მით უფრო იონურია კოვალენტური ბმა. ნაწილობრივი მუხტის რიცხვით მნიშვნელობას ეფექტური მუხტი ეწოდება. მაგალითად, HI-ის მოლეკულაში  $\delta=0,05$ , CaO-ს მოლეკულაში - 0,8-ს. NaCl-ის მოლეკულაში კი - 0,97-ს, ე. ი.  $\overset{+0,05-0,05}{\text{H}} \overset{+0,8-0,8}{\text{I}}$ ,  $\overset{+0,97-0,97}{\text{Ca}} \overset{-}{\text{O}}$ ,  $\overset{+}{\text{Na}} \overset{-}{\text{Cl}}$ .

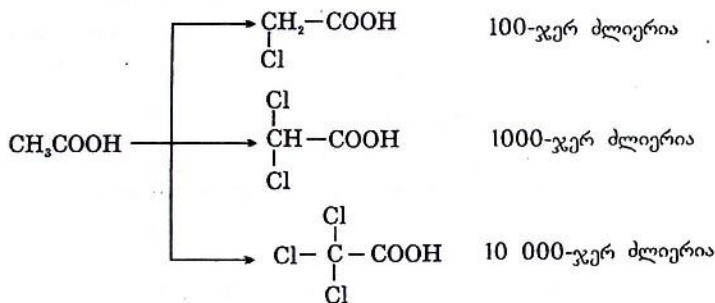
ჩამნაცვლებლის მიერ გამოწვეულ  $\sigma$ -ბმის პოლარიზაციას ინდუქციური ეფექტი ეწოდება და აღინიშნება I ასოთი, თუ ჩამნაცვლებელი იზიდავს  $\sigma$ -ბმის ელექტრონებს, მაშინ იგი იმუხტება უარყოფითად და ამჟღავნებს უარყოფით ინდუქციურ ეფექტს (-I). თუ ჩამნაცვლებელი განიზიდავს  $\sigma$ -ბმის ელექტრონებს, მაშინ იგი იმუხტება დადებითად და ამჟღავნებს დადებით ინდუქციურ ეფექტს (+I). უარყოფით ინდუქციურ ეფექტს ამჟღავნებს ნახშირბადატომზე უფრო ელექტროუარყოფითი არალითონები, მაგალითად, ჰალოგენები (F, Cl, Br, I) ჰალოგენნაწარმების მოლეკულაში. დადებით ინდუქციურ ეფექტს ამჟღავნებს ლითონები და ალკანების რადიკალები.



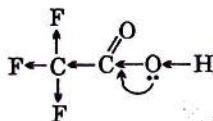
ლითონებთან შედარებით, ალკანის რადიკალის (R) დადებითი ინდუქციური ეფექტი მცირეა.

ჩამნაცვლებლის ინდუქციური ეფექტის გავლენა შედარებით მოკლე მანძილზე ვრცელდება მოლეკულაში. ჰალოგენის ინდუქციური ეფექტი

დიდ გავლენას ახდენს კარბონმჟავების სიძლიერეზე. რაც უფრო ახლოსაა ჰალოგენი კარბოქსილის ვგუფთან, მით უფრო მეტ გავლენას ახდენს იგი მჟავას სიძლიერეზე, ანუ დისოციაციის ხარისხზე. მაგალითად, თუ ძმარმჟავაში წყალბადის ატომებს ჩაენაცვლებთ ქლორით, მაშინ ქლორჩანაცვლებული მჟავების სიძლიერე თანდათანობით იზრდება ჩანაცვლებული ქლორის ატომების რაოდენობის ზრდასთან ერთად:



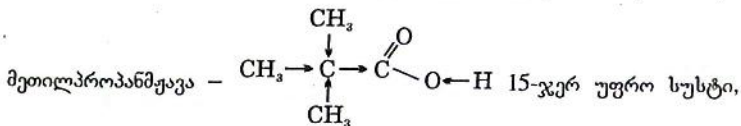
ყველაზე ძლიერი ჰალოგენჩანაცვლებული მჟავაა ტრიფთორმჟავა, სადაც ძმარმჟავაში მაქსიმალური რაოდენობითაა ჩანაცვლებული ყველაზე



ელექტროუარყოფითი ელემენტი — ფთორი. რაც უფრო დაშორებულია ჰალოგენი კარბოქსილის ვგუფიდან, მით უფრო ნაკლებია მისი გავლენა მჟავას სიძლიერეზე. ოთხი ნახშირბადით დაშორებული კარბოქსილის ვგუფზე ჰალოგენის გავლენა პრაქტიკულად ნულის ტოლი ხდება. მაგალითად: 5-ქლორპენტანმჟავასა და პენტანმჟავას ( $\text{Cl-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$  და  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ ) სიძლიერე პრაქტიკულად ერთნაირია.

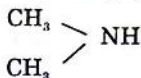
დადებითი ინდუქციური ეფექტის მქონე ჩანაცვლებული —ალკანის რადიკალი (R) მჟავას ასუსტებს. მაგალითად: ძმარმჟავა —  $\text{CH}_3\text{---C(=O)---O---H}$  —

მეთილის რადიკალის გაელენით 10-ჯერ უფრო სუსტია, ხოლო 2,2-დი-



ვიდრე ჭიანჭველმჟავა (HCOOH).

რადიკალის დადებითი ინდუქციური ეფექტის (+I) გამო აციკლური ამინები ამიაკზე უფრო ძლიერი ფუძეებია. მაგალითად: ამიაკთან შედარებით მეთილამინი ( $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$ ) 10-ჯერ უფრო ძლიერი ფუძეა, ხოლო დიმეთილამინი კიდევ უფრო ძლიერია.



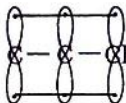
შეუღლების ეფექტი გვხვდება მხოლოდ შეუღლებულ სისტემაში, რომელშიც ორი ან რამდენიმე  $\pi$ -ბმა ან ჩამნაცვლებლის თავისუფალი ელექტრონული წყვილი ( $n$  ელექტრონები) და  $\pi$ -ბმა ერთმანეთისაგან დაშორებულია ერთმავი ბმით.

$\pi$ -ბმების შეუღლებული სისტემა დიენილში ( $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ ), რომელშიც ნახშირბადატომები  $sp^2$ -ჰიბრიდიზაციაშია და აქვს  $p$ -ორბიტალები, რომლებიც ერთმანეთს გადაფარავს გვერდულად და წარმოქმნის ერთიან  $\pi$ -ორბიტალს, სადაც ელექტრონული სიმკვრივე თანაბრად არის განაწილებული. ასეთ ორბიტალს მოლეკულური ორბიტალი ეწოდება.

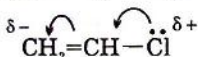


როგორც აღვნიშნეთ, მოლეკულურ ორბიტალში  $\pi$ -ელექტრონული სიმკვრივე გათანაბრებულია. ამ მოვლენას  $\pi$ -ელექტრონების დელოკალიზაცია ეწოდება. უჯერ ორგანულ ნაერთებში ელექტრონების დელოკალიზაციას შეუღლება ეწოდება.  $\pi$ -ელექტრონების შეუღლებისას გამოიყოფა

ენერგია და ხდება შეუღლებული სისტემის სტაბილიზაცია დაბალი შინაგანი ენერგიის გამო (მიიღება თერმოდინამიკურად მდგრადი სისტემა). შეუღლება ხორციელდება არა მარტო დივინილის მოლეკულაში, არამედ ალკენების ნაწარმებშიც. მაგალითად, თუ ეთილენის მოლეკულაში ჩავანაცვლებთ ქლორის ატომს, რომელსაც თავისუფალი ელექტრონული წყვილი აქვს, მაშინ ქლორის თავისუფალი ელექტრონების p-ორბიტალი გადაიფარება  $\pi$ -ბმის ორბიტალით და წარმოიქმნება  $\pi$  და  $\pi$ -ელექტრონების დელოკალიზებული სტაბილური ორბიტალი:

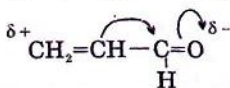


ჩამნაცვლებლის (ამ შემთხვევაში იგულისხმება ქლორის ატომი) უნარს, გამოიწვიოს  $\pi$ -ელექტრონების დელოკალიზაცია, შეუღლების ეფექტი ეწოდება და აღინიშნება M ასოთი. შეუღლების ეფექტს სტრუქტურულ ფორმულაში აღნიშნავენ მოხრილი ისრით:



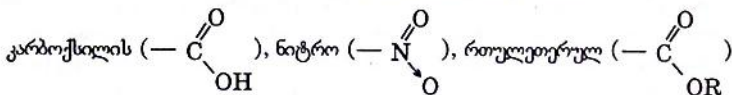
შეუღლების გამო ქლორის ატომი იმუხტება ნაწილობრივ დადებითად, ხოლო  $\text{CH}_2$ -ის ჯგუფი – ნაწილობრივ უარყოფითად. ისეთი ჩამნაცვლებელი, რომელიც შეუღლების ეფექტის გავლენით იმუხტება ნაწილობრივ დადებითად, ამჟღავნებს დადებით შეუღლების ეფექტს (+M). დადებითი შეუღლების ეფექტი ახასიათებს იმ რადიკალებს, რომლებსაც თავისუფალი ელექტრონული წყვილი ( $\pi$ ) აქვს. ასეთებია: ჰალოგენები, ჰიდროქსილის ჯგუფი ( $:\text{OH}$ ), ამინოჯგუფი ( $:\text{NH}_2$ ) და სხვა  $\sigma$ -ბმის შემცველი რადიკალები.

ჩამნაცვლებელს, რომელსაც აქვს  $\pi$ -ბმა და სტაბილური შეუღლებული სისტემის მისაღებად ნახშირბადატომიდან იზიდავს  $\pi$ -ბმის ელექტრონებს, რის გამოც იმუხტება ნაწილობრივ უარყოფითად, ახასიათებს უარყოფითი შეუღლების ეფექტი (-M). უარყოფით შეუღლების ეფექტს ამჟღავნებს უანგბადი აკროლენის მოლეკულაში:



ჟანგბადი, როგორც ელექტროუარყოფითი ელემენტი, ნახშირბადიდან იზიდავს  $\pi$ -ბმის ელექტრონებს და იმუხტება ნაწილობრივ უარყოფითად.  $\text{CH}_2$ -ის ჯგუფი კი იმუხტება ნაწილობრივ დადებითად. ამ შემთხვევაში  $-\text{CH}=\text{O}$  ჯგუფი ამჟღავნებს უარყოფით შეუღლების ეფექტს ( $-M$ ).

უარყოფითი შეუღლების ეფექტი ახასიათებს: კარბონილის ( $>\text{C}=\text{O}$ ),



და სხვა უჯერი ბმების შემცველ ჯგუფებს.

მაშასადამე, ინდუქციური ეფექტის დროს ხდება  $\sigma$ -ბმის ელექტრონების გადახრა, ხოლო შეუღლების ეფექტის დროს  $\pi$ -ელექტრონების გადახრა. ამრიგად, შეუღლების ეფექტი მჟღავნდება უჯერ ნაერთებში, ხოლო ინდუქციური ეფექტი - ნაჯერ ნაერთებში.

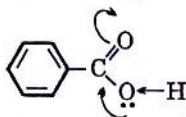
შეუღლების ეფექტი განაპირობებს ბენზოლის მოლეკულაში  $\pi$ -ელექტრონების დელოკალიზაციას, რაც ბენზოლის მოლეკულის სტაბილიზაციას იწვევს.

დადებითი შეუღლების ეფექტის ( $+M$ ) გამო, ჰიდროქსილის ჯგუფი ფენოლის მოლეკულაში ადვილად დისოცირდება წყალბადის კატიონად და სპირტზე უფრო ძლიერ მჟავას წარმოადგენს:



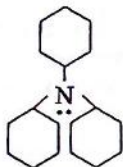
ფენოლი

ანილინში  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ , ამინოჯგუფის დადებითი ინდუქციური ეფექტის გამო, მცირდება აზოტის ფუძე თვისებები, ხოლო კარბოქსილის ჯგუფის უარყოფითი ინდუქციური ეფექტის გამო, ბენზოის მჟავა უფრო ძლიერია, ვიდრე მმარმჟავა:



სივრცითი ეფექტი განპირობებულია სარეაქციო ცენტრთან დაკავშირებული დიდი მოცულობის რადიკალების გავლენით, რაც აფერხებს

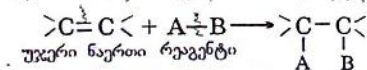
სარეაქციო ცენტრთან რეაგენტების დაკავშირებას. მაგალითად, მესამეული ამინის ფუძე თვისებები რადიკალის უარყოფითი ინდუქციური ეფექტის გამო უფრო ძლიერად უნდა ყოფილიყო გამოძლეავენებული მეორეულ ამინებთან შედარებით, მაგრამ, ფაქტობრივად, მათი ფუძე თვისებები მეორეულთან შედარებით უფრო სუსტია იმის გამო, რომ სამი დიდი მოცულობის რადიკალით გარემოცული აზოტის ატომი ელექტრონული წყვილის დონორის ფუნქციას უფრო ძნელად ასრულებს. ანალოგიურად, ტრიციკლოპქსილამინი სივრცითი დაბრკოლების გამო, ძნელად რეაგირებს მჟავებთან და შესაბამისად მისი ფუძე თვისებები ძალიან შესუსტებულია:



## §2. ორგანულ რეაქციათა კლასიფიკაცია

რეაქციების კლასიფიკაციას ახდენენ რეაქციის საბოლოო პროდუქტის მიხედვით. ორგანული რეაქციები იყოფა სამ დიდ ჯგუფად: 1) მიერთების; 2) ჩანაცვლების; 3) მოხლეჩის რეაქციები.

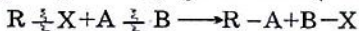
მიერთების რეაქცია ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც ორგანული ნივთიერება  $\pi$ -ბმის გახლეჩის შედეგად იერთებს რეაგენტის მოლეკულას. ზოგადად მიერთების რეაქცია ასე გამოისახება:



$\pi$ -ბმის გახლეჩის შედეგად ნახშირბადის ატომებს უთავისუფლდება სავალენტო ელექტრონები და მათი საშუალებით იკავშირებს რეაგენტის გახლეჩის შედეგად წარმოქმნილ ატომებს (ან ატომთა ჯგუფებს). მიერთების რეაქციებს ზოგადად A ასოთი აღნიშნავენ (ინგლისური სიტყვისაგან Addition, რაც მიერთებას ნიშნავს).

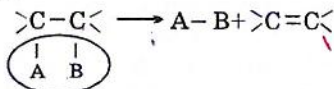
ჩანაცვლების რეაქცია ეწოდება რეაქციას, რომლის დროსაც ორგანული ნივთიერებების მოლეკულაში შემავალი ერთერთი ატომი (აღვნიშნოთ იგი X ასოთი) ჩანაცვლება რეაგენტის ერთ-ერთი ატომით. ჩანაცვლების

რეაქციის დროს იხლიჩება ნახშირბადის ატომებს შორის არსებული  $\sigma$ -ბმა.



ჩანაცვლების რეაქციებს S ასოთი აღნიშნავენ (ინგლისური სიტყვისაგან Substitution, რაც ჩანაცვლებას ნიშნავს).

რეაქციას, რომლის დროსაც მეზობელი ნახშირბადატომებიდან ხდება მარტივი მოლეკულის მოხლეჩა და  $\pi$ -ბმის წარმოქმნა, მოხლეჩის რეაქცია ეწოდება:



მოხლეჩის რეაქციას E ასოთი აღნიშნავენ (ინგლისური სიტყვისაგან Elimination, რაც მოხლეჩას ნიშნავს). ელიმინირების რეაქცია მიერთების რეაქციის შებრუნებული პროცესია.

ორგანული რეაქციების კლასიფიკაციას ახდენენ აგრეთვე მოლეკულაში ბმის გახლეჩის ტიპის მიხედვით.

რეაქციის პროცესში კოვალენტური ბმა იხლიჩება არა მარტო ადებული ნივთიერების მოლეკულაში, არამედ - რეაგენტის (A-B) მოლეკულაშიც. რეაგენტის მოლეკულაში კოვალენტური ბმის გახლეჩის ორი ტიპი არსებობს: 1) სიმეტრიული; 2) არასიმეტრიული.

სიმეტრიული გახლეჩის დროს კოვალენტური ბმის ელექტრონული

წყვილი იხლიჩება სიმეტრიულად და წარმოიქმნება  $\dot{A}$  და  $\dot{B}$  ნაწილაკები:

$A \cdot \cdot B \longrightarrow \dot{A} + \dot{B}$ , რომლებსაც გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს. ასეთ ნეიტრალურ ნაწილაკს რადიკალი ეწოდება, ხოლო კოვალენტური ბმის გახლეჩის ტიპს - რადიკალური გახლეჩა. რადიკალი რეალურად არსებული ნაწილაკია, მაგრამ მისი არსებობა ხანმოკლეა ( $10^{-3}$  წმ) და წარმოქმნისთანავე ცდილობს კენტი ელექტრონის გაწყვილებას, რასაც იმ შემთხვევაში მოახერხებს, თუ მოლეკულიდან მოხლეჩის ისევ რადიკალს, ე. ი. ატომს კენტი ელექტრონით და გაუწყვილებს მას თავის ელექტრონს. რეაქციებს, რომლებიც მიმდინარეობს რადიკალების მონაწილეობით, რადიკალური რეაქციები ეწოდება. რადიკალების მონაწილეობით შეიძლება მიმდინარეობდეს როგორც მიერთების, ისე ჩანაცვლების რეაქციები. რადიკალების საშუალებით მიმდინარე რეაქციებს R ინდექსით აღნიშნავენ. მაგალითად, არსებობს  $A_R$  და  $S_R$  ტიპის რეაქციები.

არასიმეტრიული გახლეჩის დროს რეაგენტის ერთი ატომი რჩება ელექტრონის გარეშე, ხოლო მეორეს რჩება თავისუფალი ელექტრონული წყვილი  $A \overset{+}{\underset{-}{\text{X}}}:B \rightarrow A^+ + \overset{-}{\underset{+}{\text{B}}}$ , მაშინ A ნაწილაკი დაიმუხტება დადებითად  $A^+$ , ხოლო B ნაწილაკი – უარყოფითად  $\overset{-}{\underset{+}{\text{B}}}$ . კოვალენტური ბმის ამგვარ გახლეჩას იონური გახლეჩა ეწოდება. იონები თავისუფალი სახით არ არსებობს და წარმოქმნისთანავე შედის რეაქციაში აღებულ მოლეკულასთან: კატიონი ცდილობს შეიძინოს ელექტრონული წყვილი ნახშირბადატომიდან, ხოლო ანიონი ცდილობს თავისი ჭარბი ელექტრონული წყვილი გადასცეს ნახშირბადატომებს. იონების მონაწილეობით მიმდინარე რეაქციებს იონური რეაქციები ეწოდება. იმის მიხედვით, თუ რომელი იონი დაიწყებს მოლეკულასთან ურთიერთქმედებას, იონური რეაქციები იყოფა ელექტროფილურ და ნუკლეოფილურ რეაქციებად. იონური რეაქციები ორ სტადიად მიმდინარეობს: ჯერ კატიონი შედის რეაქციაში და შემდეგ ანიონი ან პირიქით.

თუ რეაქციის პირველ სტადიაზე ორგანულ მოლეკულასთან კატიონი ურთიერთქმედებს, მაშინ იგი ნახშირბადატომიდან იერთებს ელექტრონულ წყვილს. ნაწილაკს, რომელიც ელექტრონულ წყვილს იძენს ნახშირბადატომისაგან, ეწოდება ელექტრონების მოყვარული, ანუ ელექტროფილური ნაწილაკი, ხოლო რეაქციას – ელექტროფილური. ელექტროფილური რეაქცია აღინიშნება E ინდექსით. თუ რეაქციის პირველ საფეხურზე ორგანული ნივთიერების მოლეკულასთან ანიონი ურთიერთქმედებს, მაშინ იგი საკუთარ ელექტრონულ წყვილს გადასცემს ნახშირბადატომებს. ნაწილაკს, რომელიც ელექტრონულ წყვილს ნახშირბადის ატომს აწვდის ატომპირთვის მოყვარული რეაგენტი, ანუ ნუკლეოფილური ნაწილაკი ეწოდება, ხოლო რეაქციას – ნუკლეოფილური. ნუკლეოფილური რეაქცია აღინიშნება N ინდექსით.

ძლიერი ელექტროფილური ნაწილაკებია: კატიონები ( $H^+$ ,  $NH_4^+$ ), შედარებით სუსტი მოლეკულები, რომლებსაც ელექტრონების მიზიდვის უნარი აქვს. ასეთებია: ჰალოგენები, კარბონილური ნაერთები (ალდეჰიდები და კეტონები). ძლიერი ნუკლეოფილური რეაგენტებია: ანიონები ( $OH^-$ ,  $CN^-$ ), შედარებით სუსტი ნეიტრალური მოლეკულები, რომლებსაც თავისუფალი ელექტრონული წყვილი აქვს და მას ორგანულ მოლეკულაში

შემაჯალ ნახშირბადატომს უზიარებს. ასეთი რვაგენტებია: ამიაკი, ალკენები, არომატული ნაერთები.

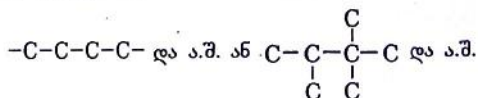
ამრიგად, არსებობს 9 ტიპის ორგანული რეაქცია:  $A_R$ ,  $A_E$ ,  $A_N$ ;  $S_R$ ,  $S_N$ ,  $S_E$ ;  $E_R$ ,  $E_N$ ,  $E_E$ .

### §3. ორგანულ ნივთიერებათა კლასიფიკაცია

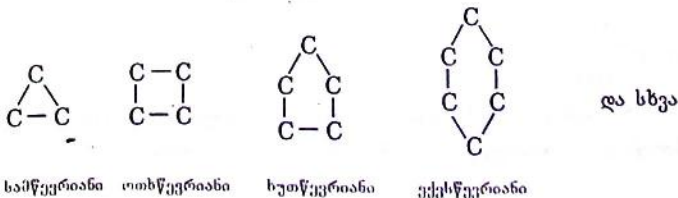
ორგანულ ნივთიერებათა რიცხვი ამჟამად 10 მილიონს აღემატება. ცხადია, ცალკეული ნივთიერების ქიმიური თვისებების დამახსოვრება შეუძლებელია, ამიტომ ორგანულ ნივთიერებებს აჯგუფებენ მსგავსი აღნაგობისა და თვისებების მიხედვით. ორგანული ნივთიერებების კლასიფიკაცია ემყარება ნახშირბადატომთა ჩონჩხის აღნაგობასა და ფუნქციური ჯგუფების არსებობას მოლეკულაში.

ორგანული ნივთიერების მოლეკულაში შემაჯალი ნახშირბადის ატომები ერთმანეთთან დაკავშირების შედეგად წარმოქმნის ჯაჭვს. ნახშირბადატომების ჯაჭვის აღნაგობის მიხედვით ორგანული ნივთიერებები იყოფა ღიაჯაჭვიან ანუ აციკლურ, ციკლურ და პეტეროციკლურ ნაერთებად.

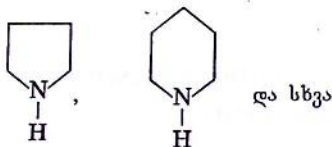
აციკლური ეწოდება ნაერთს, რომლის მოლეკულაში ნახშირბადატომები ერთმანეთთან დაკავშირებულია წრფივი ან დატოტეილი, მაგრამ ღია ჯაჭვის სახით; მაგალითად:



ციკლური ეწოდება ისეთ ნაერთს, რომლის მოლეკულაში ნახშირბადატომებისაგან წარმოქმნილი ჯაჭვი შეკრულია სხვადასხვა ზომის ციკლის სახით; მაგალითად:



ჰეტეროციკლური ნაერთის შედგენილობაში შედის სხვა (ჰეტერო) ელემენტის (ჟანგბადის, გოგირდის, აზოტის და სხვა) ატომებიც. მაგალითად:

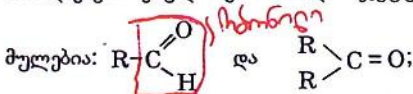


ყოველი ჯგუფის ნაერთები ფუნქციური ჯგუფის მიხედვით იყოფა კლასებად. ფუნქციური ჯგუფი ეწოდება ატომს ან ატომთა ჯგუფს, რომელიც ნაერთის ფუნქციას ანუ ქიმიურ თვისებებს განსაზღვრავს. ორგანული ნივთიერებების უმარტივესი კლასი არის ნახშირწყალბადები – ნახშირბადისა და წყალბადის ნაერთები. თუ ნახშირწყალბადებში წყალბადს ჩავანაცვლებთ სხვა ატომით ან ატომთა ჯგუფით, მივიღებთ ორგანულ ნივთიერებათა შემდეგ კლასებს:

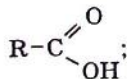
1) ჰალოგენწარმოები, რომლებშიც ნახშირწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებულია ჰალოგენის ატომი. მათი ზოგადი ფორმულაა  $R-Cl$ ;

2) სპირტები, რომლებშიც ნახშირწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებულია ჰიდროქსილის ჯგუფი. მათი ზოგადი ფორმულაა  $R-OH$ ;

3) ალდეჰიდები და კეტონები, რომლებშიც ნახშირწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებულია კარბონილის ჯგუფი ( $>C=O$ ). მათი ზოგადი ფორ-



4) მჟავები, რომლებშიც ნახშირბადწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებულია კარბოქსილის ჯგუფი  $\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-OH$  მათი ზოგადი ფორმულაა



5) ამინები, რომლებშიც ნახშირწყალბადების რადიკალთან დაკავშირებულია ამინოჯგუფი ( $NH_2$ ), მათი ზოგადი ფორმულაა  $R-NH_2$ ;

6) მარტივი ეთერები, რომლებშიც ნახშირწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებულია ჟანგბადი, ზოგადი ფორმულაა:  $R-O-R$ ;

7) რთული ეთერები, ანუ ესთერები, რომლებშიც ნახშირწყალბადის

რადიკალთან დაკავშირებულია რთულეთერიული ჯგუფი  $\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -C \\ | \\ O- \end{array}$  მათი

ზოგადი ფორმულაა  $R-\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ C \\ | \\ O-R \end{array}$ .

და ა. შ.

#### §4. ნახშირწყალბადები

ნახშირწყალბადის მოლეკულა შედგება ნახშირბადისა და წყალბადის ატომებისაგან. იგი ორგანული ნაერთების უმარტივესი კლასია. ნახშირწყალბადები შედგენილობის მიხედვით იყოფა ალკანებად, ალკენებად, ალკინებად, ალკალინებად, ციკლურ და არომატულ ნახშირწყალბადებად.

#### ალკანები

ალკანები ეწოდება აციკლური აღნაგობის ისეთ ნახშირწყალბადებს, რომელთა მოლეკულაში ნახშირბადატომებს შორის ბმა ( $\sigma$ -ბმა) მარტივია, ნახშირბადის დანარჩენი ვალენტობა კი გაჯერებულია წყალბადატომებით. მათი ზოგადი ფორმულაა  $C_nH_{2n+2}$ . ალკანების მოლეკულური ფორმულებია:

$CH_4$  - მეთანი

$C_2H_6$  - ეთანი

$C_3H_8$  - პროპანი

$C_4H_{10}$  - ბუტანი

$C_5H_{12}$  - პენტანი

$C_6H_{14}$  - ჰექსანი

$C_7H_{16}$  - ჰეპტანი

$C_8H_{18}$  - ოქტანი

$C_9H_{20}$  - ნონანი

$C_{10}H_{22}$  - ღეკანი და ა. შ.

ყოველი მომდევნო ნივთიერების ფორმულა წინასაგან განსხვავდება  $CH_2$ -ის ჯგუფით. ორგანულ ნივთიერებებს, რომლებსაც ერთნაირი ზოგადი ფორმულა, მსგავსი აღნაგობა და ქიმიური თვისებები აქვს, მაგრამ ერთმანეთისაგან განსხვავდება ერთი ან რამდენიმე  $CH_2$ -ის ჯგუფით, ჰომოლოგები ეწოდება,  $CH_2$ -ის ჯგუფს კი - ჰომოლოგიური სხვაობა. ნახშირბადატომთა ზრდის მიხედვით დალაგებული ჰომოლოგები ქმნის ჰომოლოგიურ რიგს. პირველი წევრის მიხედვით ალკანებს მეთანის ჰომოლოგიურ რიგსაც უწოდებენ.

ჰომოლოგიურ რიგს ისეთივე მნიშვნელობა აქვს ორგანულ ქიმიაში, როგორც პერიოდული სისტემის ჯგუფებს არაორგანულ ქიმიაში, რამდენადაც ჰომოლოგიური რიგის წევრები ქიმიური თვისებებით მსგავსი ნივთიერებებია.

თუ ალკანის მოლეკულას ჩამოვაცილებთ წყალბადის ერთ ატომს, მივიღებთ ატომთა ჯგუფს, რომელსაც გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს. ამ ჯგუფს რადიკალი ეწოდება. რადიკალის სახელწოდება წარმოდგება შესაბამისი ალკანის სახელწოდებისაგან - „ანი“ სუფიქსი იცვლება „ილი“-თ, მაგალითად:

$CH_4$  - მეთანი

$\dot{C}H_3$  - მეთილი

$C_2H_6$  - ეთანი

$\dot{C}_2H_5$  - ეთილი

$C_3H_8$  - პროპანი

$\dot{C}_3H_7$  - პროპილი

$C_4H_{10}$  - ბუტანი

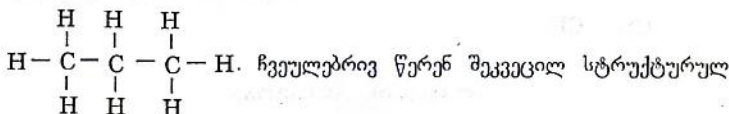
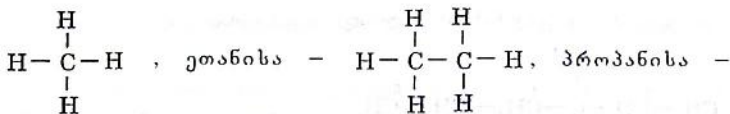
$\dot{C}_4H_9$  - ბუტილი

$C_5H_{12}$  - პენტანი

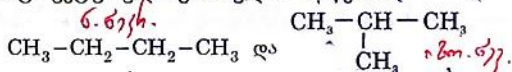
$\dot{C}_5H_{11}$  - პენტილი და ა.შ.

ზოგადად, ალკანის რადიკალს ალკილი ეწოდება. რადიკალი რეალურად არსებული ნაწილაკია, მაგრამ ხანმოკლე სიცოცხლისუნარიანობით ხასიათდება. იგი არსებობს მხოლოდ  $10^{-3}$  წმ-ის განმავლობაში.

ალკანების სტრუქტურულ ფორმულას აღგენენ ქიმიური აღნაგობის თეორიის დებულების შესაბამისად. მეთანის სტრუქტურული ფორმულაა



ფორმულას, რომელშიც ნახშირბადისა და წყალბადის ატომებს შორის ბმა გამოსახული არ არის. შეკვეცილი ფორმულით ეთანის სტრუქტურული ფორმულაა  $\text{CH}_3-\text{CH}_3$ , პროპანისა -  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ , ბუტანი შეიძლება ორი სტრუქტურული ფორმულით ჩაიწეროს:

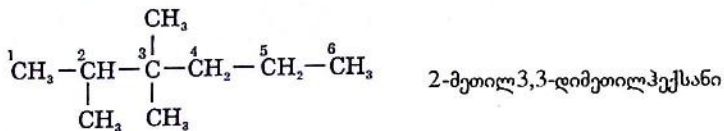


პირველი წრფივი აღნაგობისაა, მეორე კი - დატოტვილი.

ორგანულ ნივთიერებებს, რომლებსაც ერთნაირი მოლეკულური, მაგრამ სხვადასხვანაირი სტრუქტურული ფორმულა აქვს და, აქედან გამომდინარე, სხვადასხვანაირი თვისებით ხასიათდება, იზომერები ეწოდება. წრფივი აღნაგობის იზომერს უწოდებენ ნორმალურ წვერს, ხოლო დატოტვილი აღნაგობისას - იზო-წვერს. ნახშირბადატომთა რაოდენობის ზრდის მიხედვით იზომერების რაოდენობაც იზრდება. მაგალითად: დეკანს ( $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ ) აქვს 75 იზომერი, ხოლო დოდეკანს ( $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$ ) - 355. აქედან ნორმალური აღნაგობისაა ერთი, დანარჩენი კი დატოტვილია.

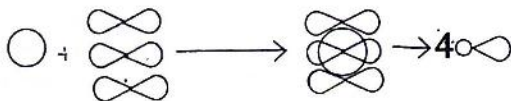
დატოტვილი აღნაგობის ალკანებს კითხულობენ ქიმიის საერთაშორისო კავშირის იუპაქ-ის მიერ დადგენილი წესების მიხედვით. იუპაქ-ის თანახმად იზო-წვერებს კითხულობენ, როგორც ნორმალური წვერების ნაწარმებს, სადაც წყალბადატომები ჩანაცვლებულია სხვადასხვა რადიკალით. დატოტვილი ალკანების დასახელებისათვის საჭიროა: 1) ჯერ შევარჩიოთ ძირითადი ჯაჭვი. ძირითადია ის ჯაჭვი, რომელიც ყველაზე მეტ ნახშირბადატომს შეიცავს; 2) შემდეგ ძირითადი ჯაჭვი დაინომრება არაბული ციფრებით (ლოკანტებით). დანომერას ვიწყებთ იმ ბოლოდან, რომელთანაც უფრო ახლოა განშტოება; 3) ამოწერენ ლოკანტებს, სადაც განშტოებაა და ასახელებენ ჩანაცვლებულ რადიკალებს; 4) ბოლოს დაასახელებენ ძირი-

თად ჯგუფში შემაველ ნახშირწყალბადს. მაგალითად:

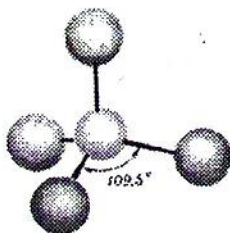
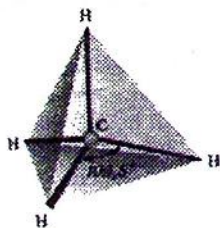


### ალკანების აღნაგობა


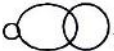
ალკანების მოლეკულაში ნახშირბადის სავალენტო ელექტრონები  $sp^3$ -ჰიბრიდიზაციაშია, რომელშიც ერთი სფერული და სამი ჰანტელისებური ორბიტალის გადაფარვის შედეგად წარმოიქმნება მსხლისებური ფორმის ოთხი ელექტრონული ღრუბელი ანუ ორბიტალი, რომელთაც  $sp^3$ -ჰიბრიდი ეწოდება:

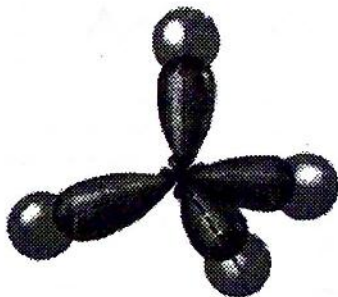


ნახშირბადის ოთხი  $sp^3$ -ორბიტალი სივრცეში მიმართულია ტეტრაედრის წვეროებისაკენ, ხოლო ცენტრში მოთავსებულია ნახშირბადის ატომი:

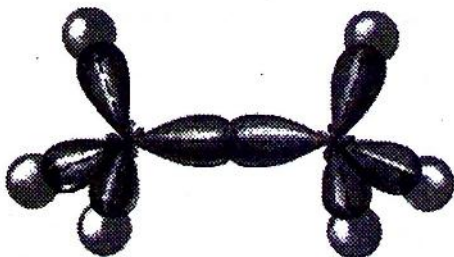


ალკანებში ნახშირბად- და წყალბადატომებს შორის ქიმიური ბმის დამყარებაში მონაწილეობს ნახშირბადის  $sp^3$ -ორბიტალი და წყლბადის s-ორბიტალი. ნახშირბადის ატომებს შორის ბმა (C-C) მყარდება  $sp^3-sp^3$

ორბიტალების ღერძითი გადაფარვით , ხოლო (C-H)-ბმა  $sp^3-s$  ორბიტალების ღერძული გადაფარვით . გრაფიკულად მეთანი გამოისახება ასე:



ეთანი – ასე:



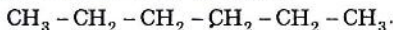
$sp^3$ -ჰიბრიდიზაციაში ნახშირბადის ატომს ახასიათებს შემდეგი ნიშნები: 1) ტეტრაედრული აღნაგობა; 2) სავალენტო ბმებს შორის კუთხე, ანუ სავალენტო კუთხე –  $109,5^\circ$ ; 3) (C-C)-ბმის სიგრძე – 0,154 ნმ; 4) (C-H)-ბმის სიგრძე – 0,110 ნმ.

ნახშირბადატომებს შორის ბმა ღერძითი სიმეტრიისაა, ამის გამო ერთმანეთს დაკავშირებული ნახშირბადის ატომები ღერძითი ორბიტალის გარშემო თავისუფლად ბრუნავს, ამიტომ ალკანის მოლეკულა სივრცეში ლებულობს სხვადასხვა გეომეტრიულ ფორმას. მაგალითად: ჰექსანის მოლეკულა (C-C)-ბმის გარშემო ნახშირბადატომების თავისუფალი ბრუნვის შედეგად ლებულობს შემდეგ გეომეტრიულ ფორმებს:



ეს გეომეტრიული ფორმები ძალიან სწრაფად ( $10^9$  ბრუნვა წამში) ერთ-ერთგარდაიქმნება და, ცხადია, მათი ერთმანეთისაგან გამოყოფა შეუძლებელია, თითოეული მათგანი ნორმალური აღნაგობის ჰექსანია. მოლეკულების გეომეტრიულ ფორმებს, რომლებიც ერთმანეთში სწრაფად გადადიან, ბრუნვის იზომერები ანუ კონფორმერები ეწოდება.

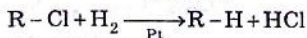
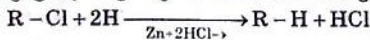
ალკანებს სივრცეში ზიგზაგისებური აღნაგობა აქვს, რადგან ნახშირბადატომები  $109,5^{\circ}$ -იანი კუთხით უკავშირდება ერთმანეთს, მაგრამ, ჩვეულებრივ, სტრუქტურას გამოსახავენ წრფივად:



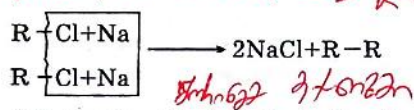
### ალკანების მიღების ხერხები

ალკანები გავრცელებულია ბუნებაში, ისინი შედიან ნავთობისა და ბუნებრივი აირის შედგენილობაში (იხ. ნავთობი), ამიტომ მათი მიღება ლაბორატორიაში ეკონომიური არ არის და არც პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს. სინთეზურად ალკანების მიღება შესაძლებელია შემდეგი მეთოდებით:

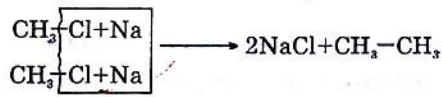
1) ჰალოგენწარმოების აღდგენით. აღდგენას ახდენენ ან ატომური წყალბადით (ატომურია წყალბადი გამოყოფის მომენტში) ან მოლეკულურით, კატალიზატორების თანაობისას. მაგალითად:



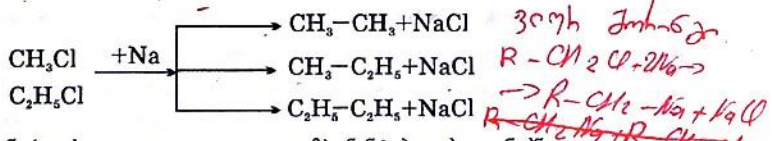
2) ჰალოგენწარმოზე ლითონური ნატრიუმის მოქმედებით. ნატრიუმი ჰალოგენწარმიდან მოხლეჩს ჰალოგენს, დარჩენილი ორი რადიკალი კი ერთმანეთს უკავშირდება და მიიღება ალკანის მოლეკულა:



ამ რეაქციას ვიურცის რეაქცია ეწოდება და გამოყენებულია მხოლოდ ლუწი ნახშირბადატომის შემცველი ალკანების მისაღებად:

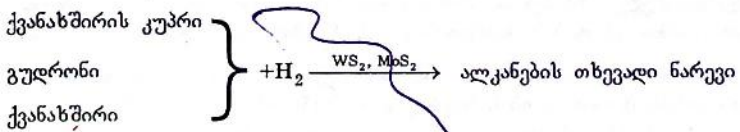


კენტი ნახშირბადატომის შემცველი ალკანის მისაღებად უნდა ავიღოთ სხვადასხვა შედგენილობის ჰალოგენწარმო. ამ შემთხვევაში რეაქცია მიდის სამი მიმართულებით და მიიღება სამი ალკანის ნარევი:

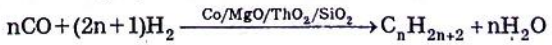


ნარევის დაყოფა ცალკეულ კომპონენტებად ძალიან ძნელია.

3) ალკანების მიღება შესაძლებელია ქვანახშირის კუპრის (ფისის), გულრონის და ქვანახშირის ჰიდრირებით მაღალი ტემპერატურის (300-500°C) და მაღალი წნევის (10-20 მგპა) პირობებში კატალიზატორების WS<sub>2</sub> და MoS<sub>2</sub> თანაობისას (ბერგიუსის რეაქცია):



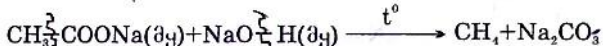
4) ნახშირბადის მონოოქსიდის კატალიზური ჰიდრირებით (ფიშერ-ტროპშის სინთეზი):



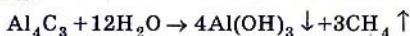
ფიშერ-ტროპშის რეაქციას ატარებენ 200°C ტემპერატურისა და ნორმალური წნევის პირობებში. ამრიგად მიღებული პროდუქტი შეიცავს 50% ბენზინს და 28% ნავთს. სხვა კატალიზატორის და მაღალი წნევის პირობებში წარმოიქმნება ალკენებიც. ფიშერ-ტროპშის მეოთხით გერმანია II მსოფ-

ლიო ომის პერიოდში ღებულობდა სინთეზურ საწვავს, რომელიც 72% ბენზინს შეიცავდა. ამჟამად, ფიშერ-ტროპშის მეთოდით სინთეზურ საწვავს ღებულობენ არაბეთის გაერთიანებულ რესპუბლიკაში, სადაც ქვანახშირის დიდი მარაგია.

5) ლაბორატორიაში მეთანის მიღება შეიძლება მმარმჟავა ნატრიუმის მარილისა და ნატრიუმის ტუტის ნარევის გახურებით:



6) მეთანის მიღება შეიძლება აგრეთვე ალუმინის კარბიდზე წყლის მოქმედებით:



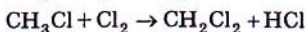
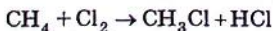
ფიზიკური თვისებები. ჰომოლოგიური რიგის პირველი ოთხი წევრი ( $\text{C}_1 - \text{C}_4$ ) აირია, მომდევნო წევრები ( $\text{C}_5$ -დან  $\text{C}_{16}$ -მდე) თხევადი ნივთიერებები, ხოლო მაღალი წევრები ( $\text{C}_{17}$ -დან) – მყარი ნივთიერებები.

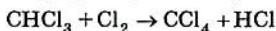
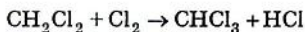
მყარი ნივთიერებები და აირები უსუნოა, თხევად ნივთიერებებს კი აქვს ნავთის სუნი. ალკანის სიმკვრივე ( $\rho$ ) 1-ზე ნაკლებია, ე.ი. წყალზე მსუბუქია. ალკანები წყალში უხსნადი ნივთიერებებია.

ქიმიური თვისებები. ჩვეულებრივ პირობებში ალკანები არ შედის რეაქციაში არც მჟავებთან, არც ტუტეებთან და არც მჟანგავებთან, ამიტომ მათ კიდევ პარაფინებიც ეწოდებათ, რაც პასიურს ნიშნავს.

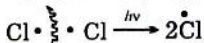
ალკანების პასიურობას განაპირობებს მოლეკულაში ატომებს შორის დამყარებული ბმის ბუნება. პარაფინებში ნახშირბადის ატომი  $sp^3$ -ჰიბრიდიზაციაშია. ამ ტიპის ჰიბრიდიზაციაში ნახშირბადის ატომს ახასიათებს ტეტრაედრული აღნაგობა; სავალენტო კუთხე  $109,5^\circ$ -ია და ნახშირბად-ატომებს შორის  $\sigma$ -ბმის სიგრძე კი – 0,154 ნმ.

C-H ბმა არაპოლარულია, რადგან ნახშირბადისა და წყალბადის ელექტროუარყოფითობა თითქმის ერთნაირია. ნაჯერი ბმების არსებობის გამო პარაფინებს ახასიათებს მხოლოდ ჩანაცვლების რეაქცია. იგი განსაკუთრებით ადვილად შედის რეაქციაში ჰალოგენებთან და წარმოქმნის ჰალოგენჩანაცვლებულ პროდუქტებს. განვიხილოთ მეთანის ურთიერთქმედება ქლორთან:

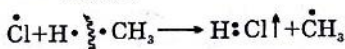




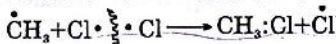
ეს რეაქცია სიბნელებში არ ხდება, მაგრამ სინათლეზე მეთანისა და ქლორის ნარევი ფეთქდება და მიიღება ჰალოგენწარმოების ნარევი ( $\text{CH}_3\text{Cl}$ ,  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{CCl}_4$ ). რეაქცია მიმდინარეობს რადიკალური მექანიზმით ( $S_R$ ). ვერ ქლორის მოლეკულა სინათლის კვანძის (ენერჯის) მოქმედებით იხლიჩება რადიკალურად:



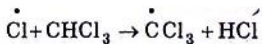
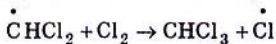
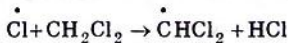
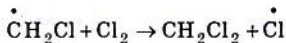
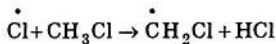
ქლორის რადიკალი წარმოქმნისთანავე ეჯახება მეთანის მოლეკულას და მოხლენს წყალბადის რადიკალს. მეთანის მოლეკულიდან წყალბადის რადიკალის მოხლენის შედეგად წარმოიქმნება მეთილის რადიკალი ( $\dot{\text{C}}\text{H}_3$ ) და  $\text{HCl}$ -ის მოლეკულა:

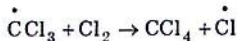


მეთილის რადიკალი რეალურად არსებობს  $8 \cdot 10^{-3}$  წმ-ის განმავლობაში. იგი წარმოქმნისთანავე ეჯახება ქლორის მოლეკულას და წარმოქმნის ჰალოგენწყალბადის მოლეკულას და ისევ ქლორის რადიკალს:

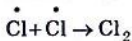


ქლორის რადიკალი ახლა ეჯახება ჰალოგენწარმის ( $\text{CH}_3\text{Cl}$ ) მოლეკულას და ა.შ. ხდება ქლორის თანდათანობითი ჩანაცვლება მეთანის მოლეკულაში

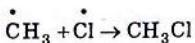




რეაქციის ბოლოს რადიკალები ერთმანეთს ეჯახება - რეკომბინირდება:



ან



ან  $\cdot\text{CH}_3 + \cdot\text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_3$  და რეაქცია წყდება.

ზოგადად  $S_R$  ტიპის რეაქციები სამ სტადიად მიმდინარეობს. პირველ სტადიაზე წარმოიქმნება რადიკალები, ამ სტადიას ჯაჭვის ინიცირება ეწოდება, მეორე სტადიაზე ხდება ჯაჭვის ზრდა, მესამეზე კი - ჯაჭვის გაწყვეტა. რეაქციებს, რომლებიც მიმდინარეობს სინათლის გავლენით ფოტოქიმიური რეაქციები ეწოდება. რეაქციის ყოველ სტადიაზე რადიკალი და მოლეკულა შედის რეაქციაში და წარმოიქმნება ისევ ახალი რადიკალი და ახალი მოლეკულა. რეაქციას, რომელშიც ყოველ სტადიაზე წარმოიქმნება აქტიური ნაწილაკები, რომლებიც შემდგომ იწვევს ქიმიურ გარდაქმნებს, ჯაჭვური რეაქცია ეწოდება. რეაქციის მიმდინარეობის დეტალურ აღწერას შუალედური პროდუქტების აღნიშვნით რეაქციის მექანიზმი ეწოდება. მეთანის ქლორირება რადიკალური ჩანაცვლების მექანიზმით მიმდინარეობს და ჯაჭვური პროცესია.

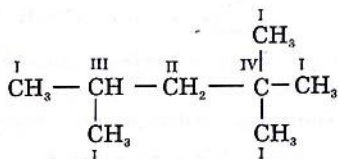
ალკანებზე ბრომის მოქმედება შედარებით ნელა მიმდინარეობს, ხოლო იოდზე ალკანების მოქმედება შექცევადია და პრაქტიკულად იოდნაწარმი არ მიიღება (წონასწორობა გადაწეულია მარცხნივ):



ფეთქში ალკანები ფეთქდება.

ალკანები მაღალ ტემპერატურაზე ( $300-400^\circ\text{C}$ ) რეაქციაში შედის აზოტმეფავასთან. ალკანების აღნაგობის მიხედვით რეაქცია მიმდინარეობს სხვადასხვა სიჩქარით. ყველაზე ადვილად რეაქციაში შედის მესამეული წყალბადი, შემდეგ მეორეული და ყველაზე ძნელად - პირველადი. პირველადი, მეორეული და მესამეული ეწოდება პირველად, მეორეულ და მესამეულ ნახშირბადატომთან დაკავშირებულ წყალბადის ატომებს. პირველადია ნახშირბადატომი, თუ იგი ერთ რადიკალთანაა დაკავშირებული, მეორეულია, თუ იგი დაკავშირებულია ორ რადიკალთან, მესამეულია,

თუ იგი დაკავშირებულია სამ რადიკალთან და ა. შ. მაგალითად:

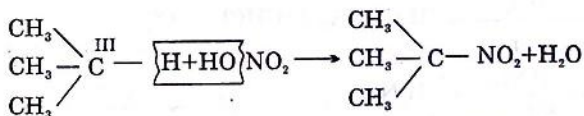


იზოოქტანის 2,2,4-ტრიმეთილპენტანის სტრუქტურაში შემავალ მეოთხის რადიკალში ნახშირბადი პირველადია,  $>\text{CH}_2$ -ში - მეორეული,

$\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ -\text{C}- \\ | \end{array}$ -ში - მესამეული,  $\begin{array}{c} | \\ -\text{C}- \\ | \end{array}$ -ში - მეოთხეული. მაშასადამე, მეოთხის

წყალბადები პირველადია,  $\text{CH}_2$ -ის წყალბადები - მეორეული,  $\begin{array}{c} | \\ -\text{C}-\text{H} \\ | \end{array}$ -

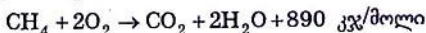
ის კი - მესამეული.



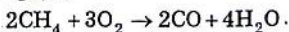
იზობუტანი

ნიტროიზობუტანი

ალკანები იწვიან ჰაერზე. ჭარბი ჟანგბადის პირობებში წარმოიქმნება  $\text{CO}_2$  და  $\text{H}_2\text{O}$ , ხოლო ჟანგბადის ნაკლებობის შემთხვევაში -  $\text{CO}$  და  $\text{H}_2\text{O}$ . მაგალითად: მეთანი ჭარბ ჟანგბადში იწვის უფრო ალით და მიიღება  $\text{CO}_2$  და წყალი:



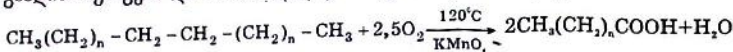
ჟანგბადის ნაკლებობის შემთხვევაში კი მეთანი იწვის მნათი ალით და პრასრულად:



პარაფინების გრძელჯაჭვიანი წევრები, როგორც წესი, იწვის მნათი ალით. რადგან დიდი მასური წილის გამო ნახშირბადი მთლიანად ვერ ასწრებს დაწვას და მისი უმცირესი ნაწილაკები ვარვარდება ალში.

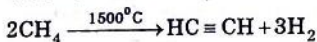
გრძელჯაჭვიანი ალკანები კატალიზატორის თანაობისას ჰაერის ჟან-

გბადით იფანგება და ძირითადად წარმოქმნის კარბონმჟავებს:

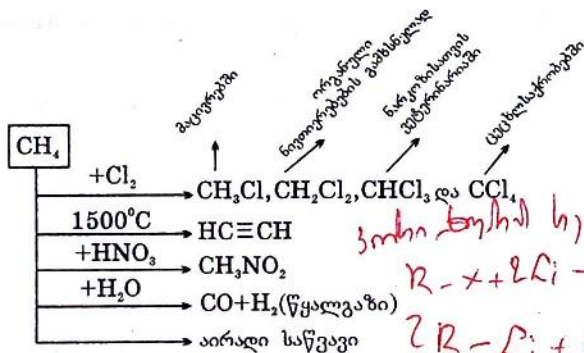


პარაფინების კატალიზური დაჟანგვის შედეგად მიღებულ კარბონმჟავებს იყენებენ საპნის მისაღებად (იხ. საპონი).  $R-SO_2Li + H_2O \rightarrow R-SO_3^-$   
 მეთანს იყენებენ აცეტილენის მისაღებად. ამისათვის მას ახურებენ

მაღალ ტემპერატურაზე ( $1500^\circ\text{C}$ ) და შემდეგ სწრაფად აცივებენ:



მეთანის გამოყენება მოცემულია შემდეგ სქემაზე:



$R-x + 2Li \rightarrow R-Li + LiX$   
 $2R-Li + CuJ \rightarrow R_2Cu + 2LiJ$   
 $R_2Cu + 2R'J \rightarrow 2R-R'$

**ალკენები**

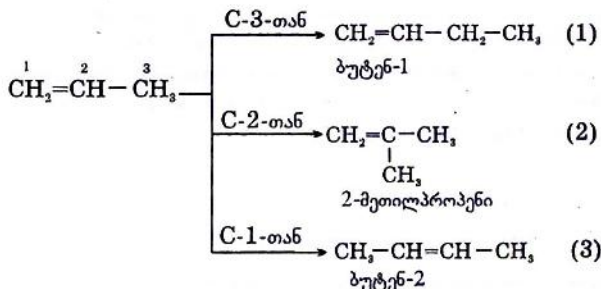
ალკენები ეწოდება უჯერ ნახშირწყალბადებს, რომელთა მოლეკულაში შედის ერთი ორმაგი ბმა და ზოგადი ფორმულაა  $C_nH_{2n}$ . ალკენების ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრია ეთილენი ( $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ ).

ეთილენის მოლეკულაში ნახშირბადი  $sp^2$ -ჰიბრიდიზაციაშია და ბრტყელი აღნაგობა აქვს. ყველა ატომი ერთ სიბრტყეშია მოთავსებული. სავალენტო კუთხეა  $120^\circ$ , ხოლო  $C=C$  ბმის სიგრძე - 0,134 ნმ. (იხ. 166-ე გვ.)

ეთილენის ჰომოლოგის - პროპილენის - სტრუქტურას შევადგენთ, თუ ეთილენში წყალბადს ჩავანაცვლებთ მეთილის რადიკალით:



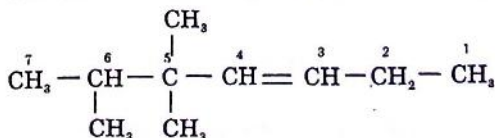
პროპილენში მეთილის რადიკალის ჩანაცვლების სამი ვარიანტი არსებობს და შესაბამისად მივიღებთ სამი იზომერის სტრუქტურას:



(1) და (2) ან (3) და (2) ჯაჭვის იზომერებია, ხოლო (1) და (3) — ორმაგი ბმის მდებარეობის იზომერები.

ალკენების ნომენკლატურა იწარმოება ნომენკლატურის საერთაშორისო წესების მიხედვით:

- 1) ორმაგი ბმა უნდა შედიოდეს ძირითადი ჯაჭვის შედგენილობაში;
- 2) დანომერა დაიწყება იმ ბოლოდან, რომელთანაც უფრო ახლოა ორმაგი ბმა;
- 3) ძირითად ჯაჭვში ჩანაცვლებული რადიკალების დასახელება ხდება ლოკანტების მითითებით;
- 4) ბოლოს წაიკითხება ძირითად ჯაჭვში შემავალი ნახშირწყალბადი, დაბოლოება „ენ“-ის დამატებით და იმ ლოკანტის მითითებით, რომლიდანაც იწყება ორმაგი ბმა. მაგალითად:

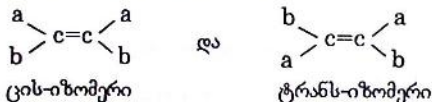


### 5,5,6-ტრიმეთილჰექსენ-3

ალკენებს, გარდა ორი სახის (ჯაჭვის და ორმაგი ბმის) სტრუქტურული იზომერებისა ახასიათებს კიდევ სივრცითი იზომერის ერთ-ერთი

სახეობა – გეომეტრიული იზომერია.

გეომეტრიული იზომერიის მიზეზია სივრცეში რადიკალების სხვადასხვა განლაგება. იგი განპირობებულია მოლეკულაში ორმაგი ბმის არსებობით. ორმაგი ბმა წარმოადგენს ურთიერთმართობულ სიბრტყეში დამყარებულ  $\sigma$  და  $\pi$ -ბმების ერთობლიობას. ორმაგი ბმის არსებობა გამორიცხავს ნახშირბადატომების ბრუნვის შესაძლებლობას. თუ ნახშირბადის ორი დარჩენილი ვალენტობა გაჯერებულია სხვადასხვა რადიკალით (a და b), მაშინ ისინი სივრცეში განლაგდებიან ორნაირად: 1) სიბრტყის ერთ მხარეს და 2) სხვადასხვა მხარეს:

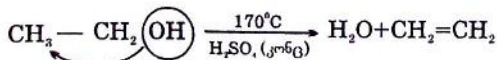


იზომერს, რომელშიც ერთნაირი რადიკალები სიბრტყის ერთ მხარესაა განლაგებული, ცის-იზომერი ეწოდება, ხოლო იზომერს, რომელშიც ერთნაირი რადიკალები სიბრტყის სხვადასხვა მხარეზეა – ტრანს-იზომერი. გეომეტრიულ იზომერიას ცის-ტრანს იზომერიაც ეწოდება. იგი იწვევბა ბუტენ-2-დან:

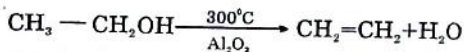


### მიღების ხერხები

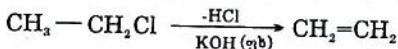
ალკანებისაგან განსხვავებით ალკენები ბუნებაში არ არის და მათ სინთეზურადღებულობენ 1) სპირტების შიგამოლეკულური დეჰიდრატაციით:



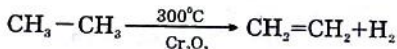
დეჰიდრატაციას ატარებენ კონცენტრირებული გოგირდმჟავასა და სპირტის ურთიერთქმედებით  $170^\circ\text{C}$  ტემპერატურაზე ან  $300^\circ\text{C}$ -ზე გახურებულ ალუმინის ოქსიდზე სპირტის ორთქლის გატარებით:



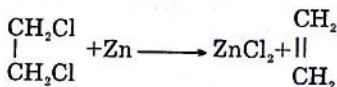
2) ჰალოგენწარმოების დეჰიდროჰალოგენირებით ფხვიერი კალიუმის ტუტის თანაობისას:



3) ალკანების დეჰიდრირებით ( $300^\circ\text{C}$ -მდე გახურებულ კატალიზატორზე -  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  - გატარებით):



4) დიჰალოგენწარმოების დეჰალოგენირებით თუთიის ფხვნილის მეშვეობით:

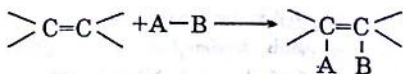


*CH<sub>2</sub>=CH<sub>2</sub> ვინა*  
*CH≡CH ვინა*

ფიზიკური თვისებები. ალკენების ფიზიკური თვისებები ალკანების მსგავსია.  $\text{C}_2$ -დან  $\text{C}_4$ -მდე (ჩათვლით) ალკენები აირებია,  $\text{C}_5$ -დან  $\text{C}_{15}$ -მდე - სითხეები და  $\text{C}_{16}$ -დან ზევით - მყარი ნივთიერებები.

აირები და მყარი ნივთიერებები უსუნოა, თხევად ნივთიერებებს კი აქვს ნავთის სუნი.

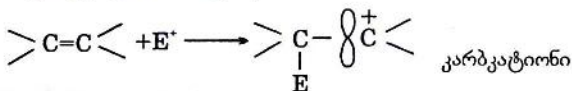
ქიმიური თვისებები. ალკენების ქიმიური თვისებები დამოკიდებულია მოლეკულის ელექტრონულ აღნაგობაზე. ალკენებში ორმაგი ბმა შედგება ერთი  $\sigma$ - და ერთი  $\pi$ -ბმისაგან.  $\pi$ -ბმა  $\sigma$ -ბმასთან შედარებით სუსტია, რადგან p-ორბიტალების გვერდული გადაფარვა შედარებით ნაკლებ ფართობზე ხდება, ვიდრე  $sp^2$ -ჰიბრიდული ორბიტალების ღერძული გადაფარვა. გარდა ამისა,  $\pi$ -ბმის ელექტრონები უფრო დაცილებულია ატომბირთვიდან, ვიდრე  $\sigma$ -ბმის ელექტრონები.  $\pi$ -ბმა ნაკლებად მდგრადია, გამო იგი ადვილად იზლიჩება და ამის გამო ალკენებს ახასიათებს მიერთების რეაქციები:



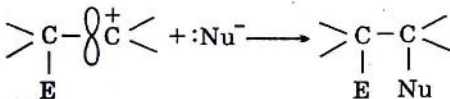
ხოლო ატომბირთვიდან  $\pi$ -ელექტრონების დაცილების გამო ისინი

ნაკლებად შებოჭილია მოლეკულაში და ადვილად გადადის ელექტროფილურ რეაგენტზე. ამიტომ ალკენებს ახასიათებს ელექტროფილური მიერთების რეაქციები ( $A_E$ ), რომლებიც ორ სტადიად მიმდინარეობს:

ჯერ ხდება ელექტროფილური რეაგენტის (დადებითად დამუხტული ნაწილაკის ( $E^+$ )) მიერთება და ორგანული კატიონის ანუ კარბკატიონის წარმოქმნა. კარბკატიონში დადებითად დამუხტულ ნახშირბადის ატომს აქვს თავისუფალი p-ორბიტალი:

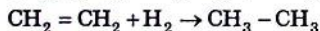


რეაქციის მეორე საფეხურზე ნუკლეოფილური რეაგენტის თავისუფალი ელექტრონული წყვილი ჩაინერგება კარბკატიონის თავისუფალ p-ორბიტალში და დაუკავშირდება მას  $\sigma$ -ბმით:



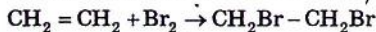
ალკენებისათვის დამახასიათებელი მიერთების რეაქციებიდან აღსანიშნავია:

1) წყალბადის მიერთება, რასაც ჰიდრირება ეწოდება:



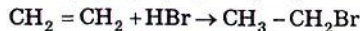
ჰიდრირება მიმდინარეობს ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე პლატინის კატალიზატორის თანაობისას;

2) ჰალოგენების მიერთება, რასაც ჰალოგენირება ეწოდება:

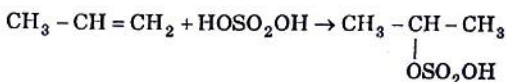
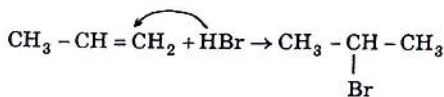


ბრომის მიერთების ეს რეაქცია თვალსაჩინოა, რადგან წითელი ბრომი უფერულდება;

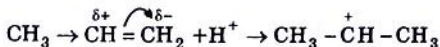
3) ჰალოგენწყალბადის მიერთება, რასაც ჰიდროჰალოგენირება ეწოდება:



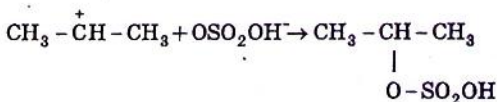
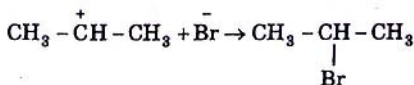
არასიმეტრიული აღნაგობის ალკენებში ჰიდროჰალოგენირება მიმდინარეობს მარკოვნიკოვის წესით: „მჟავების მიერთების დროს წყალბადის კატიონი უერთდება მეტად ჰიდრირებულ ნახშირბადის ატომს“. მაგალითად:



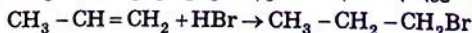
მარკოვნიკოვის წესი ელექტროფილური მიერთების მექანიზმით აიხსნება. რადიკალის (-I) ეფექტის გამო σ-ბმის ელექტრონები გადაწეულია CH ჯგუფისაკენ, რაც, თავის მხრივ, იწვევს მოძრავი π-ელექტრონების გადაწევას CH<sub>2</sub> ჯგუფისაკენ, ამის გამო პროპილენის მოლეკულაში ელექტრონული სიმკვრივის განაწილება არათანაბარია:



CH<sub>2</sub> ჯგუფი დამუხტულია ნაწილობრივ უარყოფითად, ხოლო CH ჯგუფი ნაწილობრივ დადებითად. წყალბადის კატიონი, ცხადია, ეჯახება CH<sub>2</sub> ჯგუფს და უერთდება მას π-ელექტრონების საშუალებით. მეზობელი ნახშირბადატომიდან ელექტრონების ჩამოცილების გამო კი CH ჯგუფი იმუხტება დადებითად. ამგვარად, წარმოიქმნება დადებითად დამუხტული იონი, რომელსაც კარბკატიონი ეწოდება. რეაქციის მეორე საფეხურზე კარბკატიონი მიერთებს მკვავას ანიონს და წარმოქმნის ნეიტრალურ მოლეკულას:

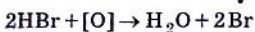


პლოგენწყალბადის მიერთება აღკვეთთან პეროქსიდების თანაობისას მიმდინარეობს მარკოვნიკოვის წესის საწინააღმდეგოდ:

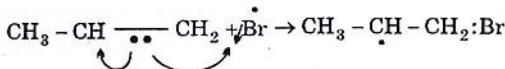


ამ შემთხვევაში HBr-ის მიერთება ხდება რადიკალური მექანიზმით (A<sub>R</sub>). პეროქსიდის მიერ გამოყოფილი ატომური ჟანგბადი ჟანგავს ბრომწყ-

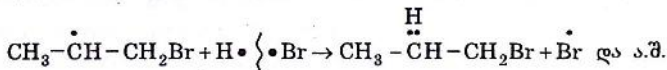
ყალბადის მოლეკულას და გამოყოფს ბრომის რადიკალს:



ახლა ბრომის რადიკალი ეჯახება პროპილენის მოლეკულას და თავის კენტ ელექტრონს უზიარებს  $\pi$ -ბმის ერთ-ერთ ელექტრონს და უკავშირდება განაპირა  $\text{CH}_2$  ჯგუფს, სივრცეში უფრო ხელსაყრელი მდებარეობის გამო (სივრცითი ფაქტორი).  $\pi$ -ელექტრონებს თუ წერტილებით აღვნიშნავთ, რეაქცია ასე ჩაიწერება:

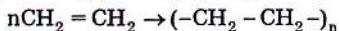


მიღებული რადიკალი ეჯახება ბრომწყალბადის მოლეკულას, მოხლენს წყალბადის რადიკალს და წარმოქმნის ჰალოგენწარმის მოლეკულას და ბრომის რადიკალს:



ეს რეაქცია ჯაჭვური მექანიზმით მიმდინარეობს. რადიკალური მექანიზმის შემთხვევაში ნაკლები მნიშვნელობა აქვს მოლეკულაში ბმების პოლარიზაციას, რადგან რადიკალის თვისებაზე – გააწყვილოს კენტი ელექტრონი პოლარიზაცია ნაკლებ გავლენას ახდენს:

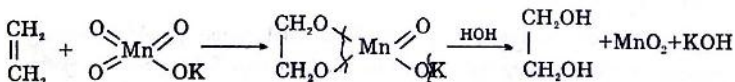
4) პოლიმერიზაციის რეაქცია. პოლიმერიზაცია ეწოდება ერთნაირი მოლეკულების შეერთების პროცესს, რომლის შედეგადაც წარმოიქმნება ერთი დიდი, ანუ მაკრომოლეკულა. მაგალითად, ეთილენის პოლიმერიზაციით მიიღება პოლიეთილენი:



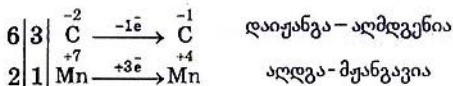
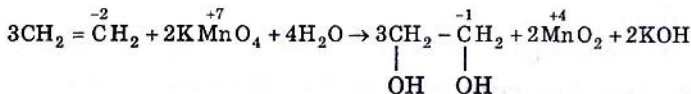
აღებულ უჯერ ნაერთს მონომერი ეწოდება, მიღებულ მაკრომოლეკულების ერთობლიობას – პოლიმერი. ატომთა დაჯგუფებას, რომელიც რამდენჯერმე მეორდება პოლიმერის მოლეკულაში, სტრუქტურული ერთეული ეწოდება.  $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ -მონომერია,  $-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$  კი – სტრუქტურული ერთეული. მონომერი და სტრუქტურული ერთეული ერთნაირი შედგენილობისაა, მაგრამ სხვადასხვა აღნაგობა აქვს. მონომერი შეიცავს ორმაგ ბმას, ხოლო სტრუქტურული ერთეული – არა.  $n$  რიცხვს, რომელიც გვიჩვენებს სტრუქტურული ერთეულების რაოდენობას მაკრომოლეკულაში, პოლიმერიზაციის ხარისხი ეწოდება. პოლიმერიზაციის ხარისხი

მუდმივი სიდიდე არ არის. ამიტომ პოლიმერიზაციის დროს მიიღება მაკრომოლეკულების ნარევი და პოლიმერის მოლური მასა მაკრომოლეკულების ნარევის მასას წარმოადგენს. მონომერსა და პოლიმერში ელემენტების მასური წილი ერთნაირია, მაგრამ ისინი განსხვავდებიან მოლური მასებითა და ქიმიური თვისებებით. პოლიმერიზაციის ხარისხი, ჩვეულებრივ, მერყეობს რამდენიმე ასეულიდან რამდენიმე ათასეულამდე;

5) დაჟანგვა. ალკენები კალიუმის პერმანგანატის ნეიტრალური ხსნარით იჟანგება და წარმოქმნის ორატომიან სპირტებს. მაგ. ეთილენი  $\text{KMnO}_4$ -ის ხსნარში გატარებით გარდაიქმნება ეთილენგლიკოლად. ამ დროს პერმანგანატის იისფერი ხსნარი უფერულდება:



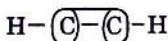
ეს რეაქცია ჟანგვა-აღდგენის პროცესია:



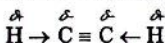
ეს რეაქცია უჯვარი ბმების აღმომჩენი რეაქციაა.

ალკინები ეწოდება უჯერ ნახშირწყალბადებს, რომელთა მოლეკულაში შედის ერთი სამმაგი ბმა. მათი ზოგადი ფორმულაა  $(C_nH_{2n-2})$ . ალკინების პირველი წარმომადგენელია აცეტილენი:  $HC \equiv CH$

აცეტილენის მოლეკულაში არსებული ორი  $\pi$ -ბმა გაერთიანების შედეგად წარმოქმნის ცილინდრული ფორმის  $\pi$ -ორბიტალს, რომელშიც გახვეულია ნახშირბადატომები, წყალბადატომები კი დგას ორბიტალის გარეთ:



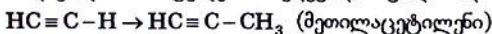
ცილინდრული სიმეტრიის გამო სამმაგი ბმის ექვსი ელექტრონი თავმოყრილია ნახშირბადატომებს შორის, ამიტომ იგი ნაწილობრივ უარყოფითად არის დამუხტული, ხოლო  $C-H$  ბმა ძლიერ პოლარიზებულია:



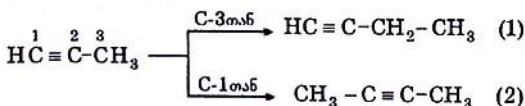
$sp$ -ჰიბრიდიზაციაში ნახშირბადის ატომს ახასიათებს ხაზოვანი აღნაგობა, სავალენტო კუთხე  $180^\circ C$  და  $C \equiv C$ -ბმის სიგრძე  $0,120$  ნმ.

### ჰომოლოგიური რიგი. იზომერია და ნომენკლატურა

აცეტილენის მომდევნო ჰომოლოგის სტრუქტურული ფორმულა მიიღება აცეტილენის სტრუქტურულ ფორმულაში წყალბადის ატომი მეთილის რადიკალით ჩანაცვლების შედეგად, მაგალითად:

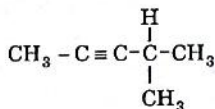


მეთილაცეტილენში მეთილის რადიკალით წყალბადატომის ჩანაცვლების ორი ვარიანტია:



(1) და (2) იზომერი ერთმანეთისაგან განსხვავდება სამმაგი ბმის მდებარეობით, მაშასადამე, ისინი მდებარეობის იზომერებია. ალკინებს, ცხადია, ჯაჭვის იზომერიც აქვს. რაც შეეხება გეომეტრიულ იზომერს, იგი გამორიცხულია ალკინების წრფივი აღნაგობის გამო. ალკინებს კითხუ

ლობენ ალკანების და ალკენების ანალოგიურად დაბოლოება „ინის“ დამატებით. მაგალითად:

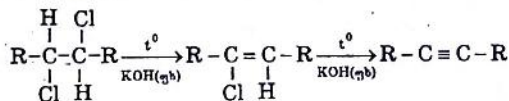


4,4-დიმეთილბენტინ-2.

### მიღების ხერხები

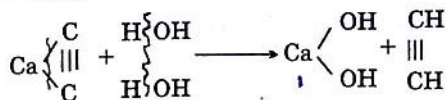
ალკინები ბუნებაში გავრცელებული არ არის და მათ სინთეზურად დებულობენ. სინთეზური მეთოდებიდან საყურადღებოა:

1) ალკინების სინთეზი დიჰალოგენაწარმებზე ფხვიერი კალიუმის ტუტის მოქმედებით:

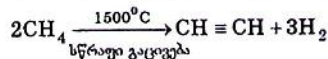


ჯერ ხდება ერთი მოლი ქლორწყალბადის მოხლეჩა და შემდეგ - მეორის.

2) აცეტილენი ლაბორატორიაში მიიღება კალციუმის კარბიდზე წყლის მოქმედებით:



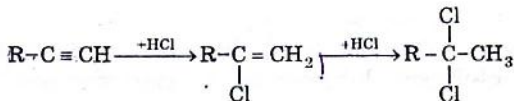
3) ტექნიკაში აცეტილენის მიიღება მეთანის კრკინგით 1500°C-ზე გახურებით და სარეაქციო ნარევის სწრაფი გაცივებით:



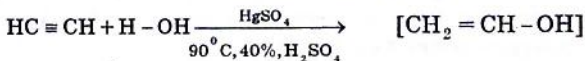
### თხისებაები

ალკინების ჰომოლოგიური რიგის წევრები C<sub>2</sub>-დან C<sub>4</sub>-მდე აირებია, C<sub>5</sub>-დან C<sub>16</sub>-მდე - სითხეები და C<sub>17</sub>-დან ზევით - მყარი ნივთიერებები.



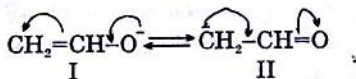


4) წყალს (ეს რეაქცია შეისწავლა კუჩეროვმა და მისი სახელწოდებით არის ცნობილი, მიმდინარეობს  $HgSO_4$ -ის თანაობისას):



ვინილის სპირტი

მიიღება ვინილის სპირტი ( $CH_2 = CH$  რადიკალს ვინილი ეწოდება), ანუ ენოლი. ენოლი არ არის მდგრადი ნაერთი.  $\pi$ -ბმის გაუღწეით  $O-H$  ბმის პოლარიზაცია ისე იზრდება, რომ წყალბადი წყდება კატიონის სახით და წარმოიქმნება ანიონი  $CH_2 = CH-O^-$ . ანიონის უარყოფითი მუხტი  $\pi$ -ელექტრონებთან შეუღლების გამო გადადის მეზობელ ნახშირბადატომთან და არსებობს ორი სტრუქტურის სახით:



თუ წყალბადის კატიონი დაუკავშირდა I ანიონს, ისევ ენოლი მიიღება ( $CH_2 = CH - OH$ ), თუ დაუკავშირდა II ანიონს, მაშინ მიიღება ალდეჰიდი ( $CH_3 - CH = O$ ).

ეს ორი ნაერთი ერთმანეთის იზომერია და ურთიერთგარდაიქმნება. მაშასადამე, მათ შორის მყარდება დინამიკური წონასწორობა. პირველ სტრუქტურას ეწოდება ენოლური ფორმა, მეორეს – კეტონური:



I, ენოლური ფორმა                      II, კეტონური ფორმა

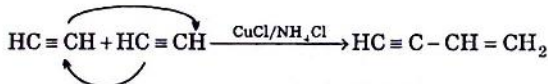
კეტონური ფორმა უფრო მდგრადია, ვიდრე ენოლური, რადგან ენოლურ ფორმაში უანგბადთან დაკავშირებული წყალბადი უფრო აქტიურია, ვიდრე კეტონურ ფორმაში ნახშირბადთან დაკავშირებული წყალბადი. ამის გამო წონასწორობა გადახრილია კეტონური ფორმისაკენ.

ისეთ სტრუქტურულ იზომერებს, რომლებიც წყალბადატომის

მდებარეობით განსხვავდება და დინამიკურ წონასწორობაში იმყოფება, ტაუტომერები ეწოდება, ხოლო მოვლენას – ტაუტომერია. ტაუტომერიის აღნიშნული სახეობას კი – კეტო-ენოლური ტაუტომერია.

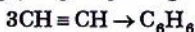
ამრიგად, აცეტილენის ჰიდრატაციის საბოლოო პროდუქტია ძმრის ალდეჰიდი: 
$$\text{HC} \equiv \text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow[90^\circ\text{C}, 40\% \text{H}_2\text{SO}_4]{+\text{HgSO}_4} [\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{OH}] \xrightarrow{\text{იზომერიზაცია}} \text{CH}_3 - \text{CHO}$$

აცეტილენი სპილენძ(I)-ის ქლორიდისა და ამონიუმის ქლორიდის თანობისას განიცდის დიმერიზაციას:



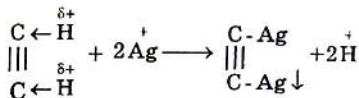
მიღებულ პროდუქტს ვინილაცეტილენი ეწოდება.

ბ) აცეტილენი ნიკელოვანული ნაერთების თანაობისას  $70^\circ\text{C}$ -ზე განიცდის ტრიმერიზაციას და წარმოქმნის ბენზოლს:



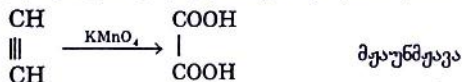
7) მიერთების რეაქციების გარდა აცეტილენს ახასიათებს ე.წ. აცეტილენური წყალბადის ( $\equiv \text{C} - \text{H}$ , ანუ  $\text{C}_{sp} - \text{H}$ ) ჩანაცვლების რეაქციები.

ნახშირბადი  $sp$ -ჰიბრიდიზაციაში უფრო ელექტროუარყოფითია, ვიდრე  $sp^2$ - და  $sp^3$ -ჰიბრიდიზაციაში, ამიტომ  $\text{C}_{sp} - \text{H}$  ბმა უფრო პოლარიზებულია, ვიდრე  $\text{C}_{sp^2} - \text{H}$  და  $\text{C}_{sp^3} - \text{H}$ . ყველა სხვა ნახშირწყალბადებისაგან განსხვავებით აცეტილენური წყალბადი მჟავური ბუნებისაა და ადვილად ჩაინაცვლება ლითონის ატომით, მაგალითად: იგი რეაქციაში შედის ვერცხლის ოქსიდის ამიაკურ ხსნართან. ვერცხლის ოქსიდი ამიაკში წარმოქმნის კომპლექსურ ნერთს ( $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \text{OH}^-$ ), რომლის შედგენილობაში შედის ვერცხლის კატიონი  $\text{Ag}^+$ . ვერცხლის კატიონი აცეტილენთან ურთიერთქმედებისას ჩაინაცვლება ნაწილობრივ დადებითად დამუხტულ წყალბადის ატომს და წარმოქმნის ვერცხლის აცეტილენიდს:

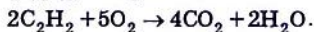


წყალბადის კატიონი უერთდება კომპლექსნაერთის ჰიდროქსიდის ანიონს და გამოიყოფა წყლის სახით. ვერცხლის აცეტილენიდი თეთრი ფერის ნალექია. ეს რეაქცია აცეტილენის აღმომჩენი რეაქციაა;

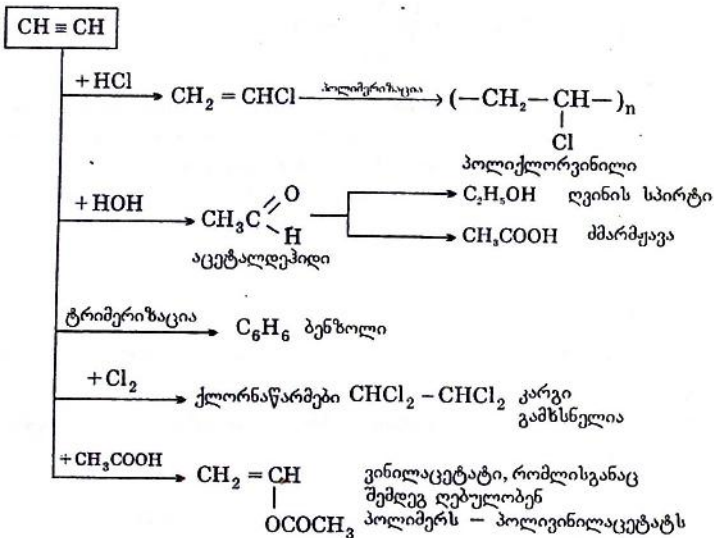
8) დაჟანგვა. კალიუმის პერმანგანატის ხსნარში აცეტილენი უფრო ძნელად იჟანგება, ვიდრე ეთილენი და წარმოქმნის მჟაუნმჟავას:



აცეტილენი ჰაერზე იწვის ჭვარტლიანი ალით, ხოლო სუფთა ჟანგბადში – უფრო ალით. ალის ტემპერატურა 3000–3500°C-მდე აღწევს, ამიტომ აცეტილენის და ჟანგბადის ნარევი გამოყენებულია ავტოგენური ჭრა-შედულებისათვის:



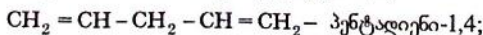
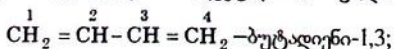
აცეტილენის გამოყენება წამოღვენილია შემდეგ სქემაზე:



### აღკადიენები

აღკადიენები ეწოდება ნახშირწყალბადებს, რომელთა მოლეკულაში შედის ორი ორმაგი ბმა. მათი ზოგადი ფორმულაა  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ . ასეთივე ზოგადი ფორმულა აქვს ალკინებსაც, ამიტომ ისინი იზომერებს წარმოადგენენ.

აღკადიენების, ანუ დიენების ნომენკლატურა იწარმოება ალკანების სახელწოდებისაგან სუფიქს „დიენის“ დამატებით. სუფიქსის შემდეგ იწერება ლოკანტი (რიცხვი, რომელიც ორმაგი ბმების ან რადიკალის მდებარეობას გვიჩვენებს მოლეკულაში) მაგალითად:



$\text{CH}_2 = \text{C} = \text{CH}_2$  - პროპადიენი-1,2;

$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$  - ჰექსადიენი-1,5 და სხვა.

მოლეკულაში ორმაგი ბმების მდებარეობის მიხედვით დიენები იყოფა

3 ჯგუფად:

1) 1,2-დიენებად, რომლებშიც ორმაგი ბმები ერთმანეთის მეზობლადაა განლაგებული.

2) 1,3-დიენებად, რომლებშიც ორმაგი ბმები ერთმანეთისაგან დაშორებულია ერთი მარტივი ( $\sigma$ ) ბმით.

3) 1,4 ან, ზოგადად, 1,n (სადაც  $n \geq 4$ ) დიენებად, რომლებშიც ორმაგი ბმები ერთმანეთისაგან დაშორებულია ორი ან მეტი მარტივი ( $\sigma$ ) ბმით.

1,2 დიენების პირველი წარმომადგენელია  $\text{CH}_2 = \text{C} = \text{CH}_2$  - პროპადიენი-1,2.

1,3-დიენების პირველი წარმომადგენელია  $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$  - ბუტადიენი-1,3.

1,4-დიენების პირველი წარმომადგენელია

$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$  - პენტადიენი-1,4.

ამ სამი ტიპის დიენებიდან ყველაზე დიდი მნიშვნელობა აქვს 1,3-დიენებს, მათი სპეციფიკური თვისებების გამო, რომლებიც მათ განასხვავებს 1,2 და 1,4-დიენებისაგან.

### 1,3-დიენების მიწების ხმრხმბი

1,3-დიენების ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრია ბუტადიენ-1,3 ( $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ ), რომელსაც დიენილიც ეწოდება (ეს მისი ტრივ-

იალური სახელწოდებაა, მიღებულია  $\text{CH}_2 = \overset{\cdot}{\text{C}}\text{H}$  რადიკალის სახელწოდებისაგან და ნიშნავს გაორკეცვულ ვინილის რადიკალს

$\text{CH}_2 = \text{CH} \cdot \text{CH} = \text{CH}_2$ ).

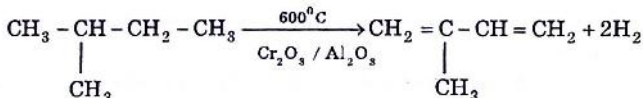
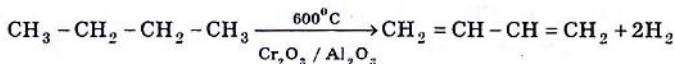
დიენილის ჰომოლოგია  $\text{CH}_2 = \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2$ , რომელსაც 2-მეთილბ-

უტადიენ-1,3 ანუ იზოპრენი ეწოდება (ტრივიალური სახელწოდება).

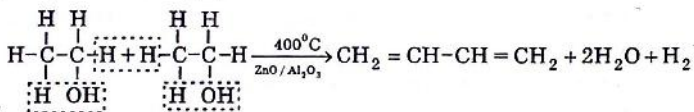
დიენილი და იზოპრენი მრეწველობაში მიიღება:

1) ალკანიდან წყალბადის მოხლეჩით, ანუ დეჰიდრირებით. რეაქციას

ატარებენ  $600^{\circ}\text{C}$ -ზე და  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ -ის კატალიზატორის თანაობისას:



2) დივინილი მიიღება ღვინის სპირტიდან წყლისა და წყალბადის მოლეკულების მოხლეჩვით - დეჰიდროჰიდრატაციით. რეაქციას ატარებენ ღვინის სპირტის ორთქლის გატარებით  $400^{\circ}\text{C}$ -მდე გახურებულ კატალიზატორზე -  $\text{ZnO}/\text{Al}_2\text{O}_3$ .



ღვინის სპირტისაგან დივინილის მიღების ამ მეთოდს ლებელევის მეთოდი ეწოდება.

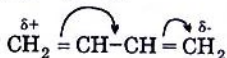
### დივინილისა და იზოპრენის თვისებები

დივინილი აირია, იზოპრენი - სითხე, რომლის დუდილის ტემპერატურა დაბალია ( $t_{\text{დუ}} = 34^{\circ}\text{C}$ ). მათ ქიმიურ თვისებებს განსაზღვრავს ელექტრონული აღნაგობა.

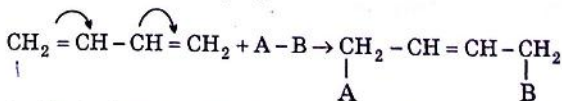
1,3-დიენების ელექტრონული აღნაგობა განვიხილოთ დივინილის მაგალითზე. ნახშირბადის ყველა ატომი დივინილის მოლეკულაში იმყოფება  $sp^2$ -ჰიბრიდიზაციაში, მაშასადამე, ოთხივე ნახშირბადის ატომს აქვს თითო  $p$ -ორბიტალი, რომლებიც ერთმანეთს გვერდულად გადაფარავს  $\sigma$ -ბმის ზედა



და ქვედა სიბრტყეში. ოთხი p-ორბიტალის გვერდითი გადაფარვით წარმოიქმნება საერთო  $\pi$ -ორბიტალი, რომელიც აერთიანებს ორ  $\pi$ -ბმას და თანაბრად ნაწილდება ნახშირბადის ოთხ ატომს შორის. ამრიგად, დივინილის მოლეკულაში არც ჭეშმარიტად ორმაგი ბმა და არც ჭეშმარიტად ერთმაგი. ამიტომ დივინილში ( $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ ), C=C ბმის სიგრძე უფრო მეტია, ვიდრე ეთილენში და C-C ბმა კი უფრო მოკლეა, ვიდრე ეთანში, ე. ი. ორმაგი ბმის ელექტრონული სიმკვრივე რამდენადმე შემცირდა, ერთმაგი ბმისა კი - გაიზარდა. სტრუქტურულ ფორმულაში ელექტრონული სიმკვრივის გათანაბრება გამოისახება მოხრილი ისრით.  $\pi$ -ბმების ელექტრონული სიმკვრივის თანაბარ განაწილებას მოლეკულაში შეუძლება ეწოდება:

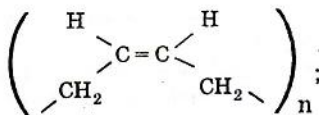


შეუძლების შედეგად  $\bar{C}1$  იმუხტება ნაწილობრივ დადებითი მუხტით ( $\delta+$ ), ხოლო  $\bar{C}4$  - ნაწილობრივ უარყოფითი მუხტით ( $\delta-$ ). ამის გამო დივინილთან 1 მოლი რეაგენტის მიერთება მიმდინარეობს კიდურა ნახშირბადატომებთან ( $\bar{C}1$  და  $\bar{C}4$ ). ერთი მოლი რეაგენტის მიერთებას ორი p-ელექტრონი სჭირდება, დანარჩენი ორი p-ელექტრონი კი ორმაგი ბმის სახით ისევ რჩება მოლეკულაში, მაგრამ გადაადგილდება ერთი ნახშირბადით და მიიღება უჯერი ნახშირწყალბადის ადუქტი, ე. ი. მიერთების პროდუქტი (Addition-მიერთება):

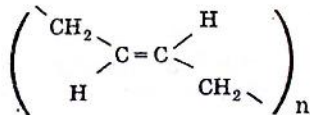


რეაქციის მეორე სტადიაზე უჯერი ადუქტი კიდევ იერთებს რეაგენ-

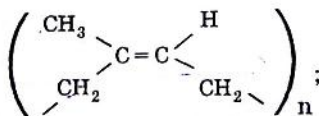




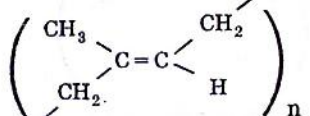
ცის-პოლიდივინილი



ტრანს-პოლიდივინილი



ცის-პოლიიზობრენი



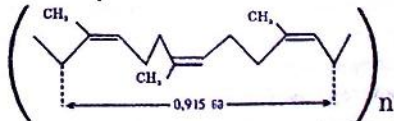
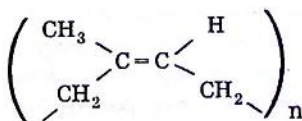
ტრანს-პოლიიზობრენი

### დივინილის გამომწვანება. კაუჩუკი

1,3-დიენები ადვილად პოლიმერიზდება და წარმოქმნის კაუჩუკის მსგავს პოლიმერებს. ამიტომ მათ იყენებენ სინთეზური კაუჩუკის მისაღებად.

კაუჩუკი ბუნებაში გავრცელებული ნივთიერებაა. იგი შედის ზოგიერთი მცენარის შედგენილობაში. მცირე რაოდენობით იგი შედის ბაბუაწვევრას, ლელვისა და სხვათა შედგენილობაში, დიდი რაოდენობით კი — მცენარე ჰევეას შედგენილობაში. ჰევეა ხარობს ბრაზილიაში. აბორიგენები ჰევეას დასერილი ტოტებიდან აგროვებენ რძიანას და შემდეგ მჟავას დამატებით ღებულობენ თეთრი ფერის ელასტიკურ მასას, რომელსაც კაუჩუკს უწოდებენ, რაც „ხის ცრემლებს“ ნიშნავს.

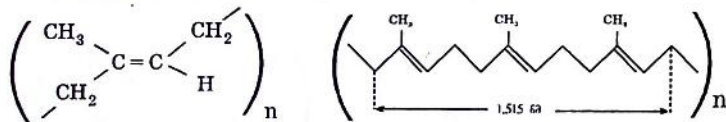
ბუნებრივი კაუჩუკის ანალიზის შედეგად დადგინდა, რომ იგი შედგება პოლიიზობრენისაგან, რომელშიც ყოველი სტრუქტურული ერთეული ცის-ალნაგობისაა, ანუ, როგორც იტყვიან, ცის-სტერეორეგულარული აღნაგობისა:



ცის-კონფიგურაციის გამო მოლეკულა დახვეულია. გარე ძალის მოქმედებით მოლეკულა იჭიმება, ხოლო ძალის მოქმედების შეწყვეტის შემ-

დევ კვლავ იხვევა. პოლიმერის ამ თვისებას ელასტიკურობა ეწოდება. ბუნებრივი კაუჩუკი ელასტიკური პოლიმერია.

ბუნებაში გავრცელებულია პოლიიზოპრენის ტრანს-სტერეორეგულარული აღნაგობის პოლიმერიც, რომელსაც გუტაპერჩი ეწოდება. იგი შედის მცენარე გუტას რძიანას შედგენილობაში.



გუტაპერჩი ელასტიკური არ არის, რადგან გაშლილი სტრუქტურა აქვს და წარმოადგენს თერმოპლასტიკურ პოლიმერს. იგი გაცხელებით იცვლის ფორმას, რომელსაც გაცივების შემდეგაც ინარჩუნებს.

ბუნებრივ კაუჩუკს დიდი გამოყენება აქვს ყოფა-ცხოვრებაში. განსაკუთრებით დიდი რაოდენობით სჭირდება იგი მანქანათმშენებლობის მრეწველობას საბურავების დასამზადებლად. მანქანათმშენებლობის მრეწველობის მზარდი განვითარების გამო ყოველწლიურად იზრდება კაუჩუკზე მოთხოვნილება და წელიწადში შეადგენს  $\approx 13-15$  მლნ ტონას. ამის გამო კაუჩუკს სინთეზურად ღებულობენ.

სინთეზურ კაუჩუკს იღებენ 1,3-დიენების – ბუტადიენის, იზოპრენის და მათი პოპოლოგების პოლიმერიზაციით. ბუტადიენის პოლიმერიზაციით სინთეზური კაუჩუკი რუსეთში (1932 წ) პირველად მიიღო ლეხედევა ბუტადიენზე ლითონური ნატრიუმის მოქმედებით. მიღებულ სინთეზურ კაუჩუკს ბუნა კაუჩუკი უწოდეს (ბუტადიენის და ნატრიუმის სახელწოდებისაგან). ბუნა კაუჩუკი წარმოადგენდა ცის- და ტრანს-იზომერების ნარევის და ამის გამო მისი ელასტიკურობა ბუნებრივ კაუჩუკზე ნაკლები იყო.

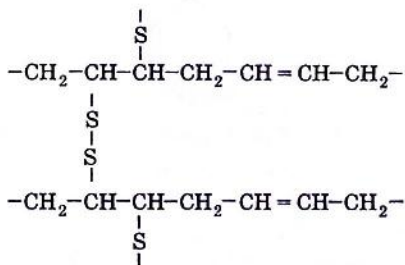
1955 წლიდან დიენების პოლიმერიზაციას ატარებენ სპეციალური კატალიზატორების თანაობისას, რომლებიც ერთმანეთისაგან დამოუკიდებლად აღმოაჩინეს გერმანიაში ციგლერმა, ხოლო იტალიაში – ნატამ. ამ კატალიზატორებს ციგლერ-ნატას კატალიზატორები ეწოდება. მისი საშუალებით დიენების პოლიმერიზაციით მიიღება მხოლოდ ცის-სტერეორეგულარული აღნაგობის პოლიმერი, რომელსაც დიდი ელასტიკურობა ახასიათებს. ბუტადიენიდან ციგლერ-ნატას კატალიზატორის საშუალებით მიღებულ პოლიმერს დიენილის კაუჩუკი უწოდეს. თუ იზოპრენის მოლეკულაში მეთილის რადიკალს ( $\text{CH}_3$ ) შევცვლით ქლორის ატომით, მიიღება ნაერთი,

რომელსაც ქლოროპრენი  $\text{CH}_2 = \underset{\text{Cl}}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2$  ეწოდება. ქლოროპრენის

პოლიმერიზაციით დებულობენ ქლოროპრენულ კაუჩუკს  $(-\text{CH}_2 - \underset{\text{Cl}}{\text{C}} = \text{CH} - \text{CH}_2 -)_n$ , რომელიც ბუნებრივზე უფრო მდგრადია სი-

ნათლის, მაღალი ტემპერატურისა და ნავთობპროდუქტების მიმართ. ქლოროპრენული კაუჩუკი არ იწვის.

კაუჩუკი, ბუნებრივი იქნება თუ სინთეზური, უშუალოდ არ გამოიყენება ტექნიკაში, რადგან მაღალ ტემპერატურაზე იგი წებოვანია, ხოლო დაბალ ტემპერატურაზე — მყიფე. ნელლი კაუჩუკისაგან ამზადებენ რეზინს, რისთვისაც მას აცხელებენ ( $130-140^\circ\text{C}$ ) გოგირდთან ერთად. ამ პროცესს ვულკანიზაცია ეწოდება. ვულკანიზაციის შედეგად კაუჩუკის მაკრომოლეკულები ერთმანეთს უკავშირდება გოგირდის ორი ატომის საშუალებით იქ, სადაც ხდება  $\pi$ -ბმების გახლეჩა. რეზინის მისაღებად კაუჩუკს უმატებენ 3-5% გოგირდს. ამ პირობებში ორმაგი ბმების მცირე ნაწილი იხლინება და უმეტესი ნაწილი რჩება. განვიხილოთ რეზინის წარმოქმნა დივინილის კაუჩუკის მაგალითზე:



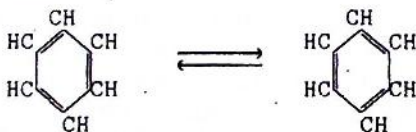
ორმაგი ბმების გახლეჩის ადგილას მაკრომოლეკულები ერთმანეთს უკავშირდება გოგირდის ორი ატომით, ე. წ. დისულფიდური ხილით და მიიღება სამგანზომილებიანი პოლიმერი, რომელსაც აქვს სიგრძე, სიგანე და სისქე. დიდი რაოდენობით გოგირდის დამატების (30-35%) შემთხვევაში თითქმის ყველა ორმაგი ბმა წყდება და მაკრომოლეკულები ერთმანეთს უკავშირდება გოგირდის უამრავი ხილით და მიიღება მყარი პოლიმერი,

რომელიც აღარ არის ელასტიკური. ამ პოლიმერს ებონიტი ეწოდება.

## არომატული ნახშირწყალბადები

არომატული ეწოდება ისეთ ნახშირწყალბადებს, რომელთა შედგენილობაში შედის ბენზოლის ციკლი, ანუ ბირთვი.

ბენზოლის მოლეკულური ფორმულაა  $C_6H_6$ . მისი სტრუქტურული ფორმულა შეადგინა გერმანელმა ქიმიკოსმა კეკულემ. კეკულეს მიხედვით ბენზოლს ექვსწევრიანი ციკლური აღნაგობა აქვს, რომელშიც სამი ორმაგი და სამი მარტივი ბმაა შეუღლებული. ბენზოლის სტრუქტურა შეიძლება ორი სახით ჩავწეროთ:



სქემატურად ბენზოლის სტრუქტურას წესიერი ექვსკუთხედის სახით ჩაწერენ, რომელშიც სამი  $\pi$ -ბმაა შეუღლებული:

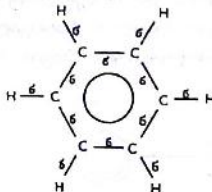
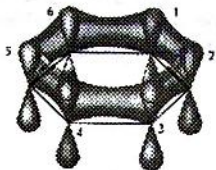


არომატული ნახშირწყალბადების ზოგადი ფორმულაა  $C_nH_{2n-6}$ . ზოგადად მათ არენები ეწოდება. კეკულეს ფორმულის მიხედვით, ბენზოლს უნდა ახასიათებდეს უჯერი ბმებისათვის დამახასიათებელი მიერთების რეაქციები, მაგრამ ქიმიური თვისებების შესწავლისას აღმოჩნდა, რომ იგი საკმაოდ მდგრადი ნაერთია, რომელსაც ჩანაცვლების რეაქციები ახასიათებს, თუმცა მკაცრ პირობებში (მაღალი წნევა, მაღალი ტემპერატურა და კატალიზატორი) მიერთების რეაქციებშიც მონაწილეობს. იგი იერთებს წყალბადს, ქლორს და სხვა.

ბენზოლის მდგრადობა მიერთების რეაქციებისადმი და ჩანაცვლების რეაქციებში მონაწილეობა აიხსნა ელექტრონული აღნაგობის თეორიით.

ბენზოლის მოლეკულაში ნახშირბადის ატომები  $sp^2$ -ჰიბრიდიზაციაშია და ამის გამო ბენზოლის მოლეკულა ბრტყელია. ნახშირბადატომებს შორის

ბმა მყარდება  $sp^2$ - $sp^2$ -ჰიბრიდის ღერძული გადაფარვით. ყოველ ნახშირბადატომს აქვს არაჰიბრიდული თითო  $p$ -ორბიტალი, რომლებიც ერთმანეთს გვერდულად გადაფარავს ზედა და ქვედა მართობულ სიბრტყეში:



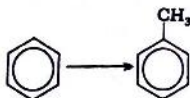
ექვსი  $p$ -ორბიტალის გვერდითი გადაფარვით წარმოიქმნება ერთიანი ციკლური  $\pi$ -ორბიტალი, რომელიც თანაბრად არის განაწილებული ნახშირბადის 6 ატომს შორის. ამის გამო ციკლში არსებული ყოველი  $C-C$ -ბმის სიგრძე უდრის 0,140 ნმ-ს. მაშასადამე, ბენზოლის მოლეკულა წესიერ ექვსკუთხედს წარმოადგენს, რომლის ზედა და ქვედა სიბრტყეში ციკლური აღნაგობის  $\pi$ -ორბიტალი თანაბრად არის განაწილებული, ანუ დელოკალიზებულია ნახშირბადის 6 ატომს შორის:



დელოკალიზებულ  $\pi$ -ორბიტალს ბენზოლის მოლეკულაში სქემატურად აღნიშნავენ ექვსკუთხედში ჩაწერილი წრეწირით.  $\pi$ -ელექტრონების დელოკალიზაციის გამო ბენზოლის მოლეკულის შინაგანი ენერგია გაცილებით ნაკლებია იმ ენერგიაზე, რომელიც მას კეკულეს ფორმულის თანახმად უნდა ჰქონოდა. ფაქტობრივად, ბენზოლის წესიერ ექვსკუთხედში არც ჭეშმარიტად ერთმაგი ბმებია და არც ჭეშმარიტად – ორმაგი. ბრტყელი აღნაგობის ციკლურ სტრუქტურას, რომელიც დელოკალიზებულ მდგომარეობაში შეიცავს 6  $\pi$ -ელექტრონს, არომატული სისტემა ეწოდება, ხოლო ამ ელექტრონებს – არომატული სექსტეტი. არომატული სისტემა თერმოდინამიკურად მდგრადი სისტემა დაბალი შინაგანი ენერგი-

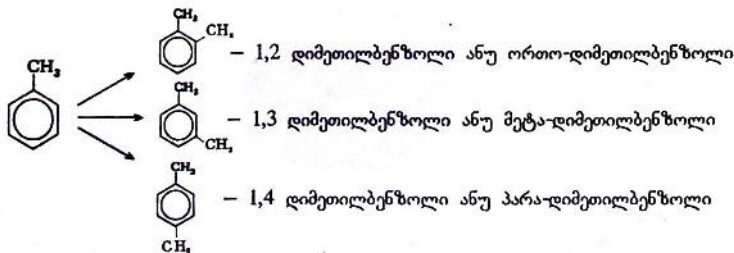
ის გამო. მოლეკულის შინაგანი ენერჯის შემცირება მისი  $\pi$ -ელექტრონების დელოკალიზაციის გამო, განაპირობებს ნაერთის არომატულ თვისებებს ანუ არომატულ ბუნებას.

იზომერია და ნომენკლატურა. თუ ბენზოლის ერთ წყალბადატომს ჩავანაცვლებთ მეთილის რადიკალით, მივიღებთ არომატული ნახშირწყალბადების ჰომოლოგიური რიგის მეორე წევრის ფორმულას:

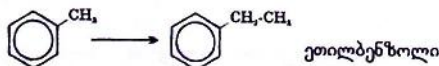


მეთილბენზოლს ტოლუოლი ეწოდება. როცა ბენზოლის ბირთვში ჩანაცვლებულია ერთი რადიკალი, მისი მდებარეობა ნებისმიერი შეიძლება იყოს, ე.ი. ერთჩანაცვლებულ ბენზოლს იზომერები არა აქვს.

თუ ტოლუოლში წყალბადატომს ჩავანაცვლებთ მეთილის რადიკალით, მივიღებთ ორჩანაცვლებული ბენზოლის ფორმულას. ბენზოლის ორი რადიკალის ჩანაცვლების სამი ვარიანტი არსებობს. მამასადაამე, ორჩანაცვლებულ ბენზოლს სამი იზომერი აქვს:

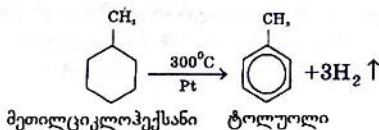
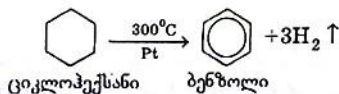


წყალბადის ჩანაცვლება მეთილის რადიკალით შესაძლებელია გვერდით ჯაჭვშიც:

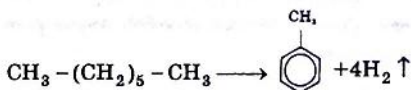
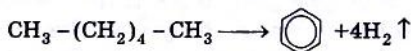


მიღების მეთოდები. ბენზოლს და ტოლუოლს ღებულობენ ქვანახშირის ფისის, ან არომატული ტიპის ნავთობის ფრაქციული გამოხდით სინთეზური მეთოდებიდან კი აღსანიშნავია:

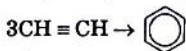
1) ციკლოპარაფინების დეჰიდრირება მაღალ ტემპერატურაზე და კატალიზატორის თანაობისას:



2) ალკანების დეჰიდრირება-ციკლიზაციის მეთოდი:



3) ბენზოლის მიღება აცეტილენის ტრიმერიზაციით:



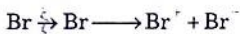
### თხილამურობა

ფიზიკური თვისებები. ჰომოლოგიური რიგის დაბალი წევრები უფრო, დამახასიათებელი სუნის მქონე სითხეებია, მაღალი წევრები კი - კრისტალური ნივთიერებები. არომატული ნაზშირწყალბადები წყალში უხსნადი და ორგანულ გამხსნელებში კარგად ხსნადი ნაერთებია. ისინი ტოქსიკური ნივთიერებებია, ორგანიზმში ხლენენ ერთროციტებს და ამიტომ სისხლის შხამებს წარმოადგენენ.

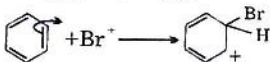
ქიმიური თვისებები. არომატულ ნაზშირწყალბადებს ახასიათებს  $S_E$  ტიპის რეაქციები.

რეაქციის პირველი სტადია მიმდინარეობს ალკენებთან ელექტროფილური მიერთების ( $A_E$ ) რეაქციის მსგავსად. რეაქციას ატარებენ რკინა(III)-ის ჰალოგენების თანაობისას, რომელიც იწვევს ჰალოგენის მოლეკულის პოლარიზაციას და ბმის იონურ გახლეჩას. მაგალითად, განვიხილოთ ბენზ-

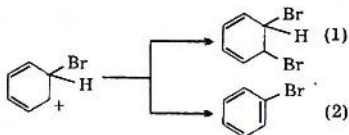
ოლის ბრომირება. ამ რეაქციას ატარებენ  $FeBr_3$ -ის თანაობისას, რომელიც ბრომის მოლეკულას იონებად ზღვრს:



ბრომის კატიონი უერთდება ერთ-ერთ ნახშირბადატომს  $\pi$ -ბმის ელექტრონების საშუალებით, რომელიც არომატული სექსტეტის შედგენილობიდან გამოდის ციკლის გარეთ, კატიონის დადებითი მუხტი კი გადაეცემა მეზობელ ნახშირბადატომს. ამრიგად, წარმოიქმნება ციკლური ალნაგობის უჯერი კარბკატიონი, რომელსაც  $\sigma$ -კომპლექსი ეწოდება:

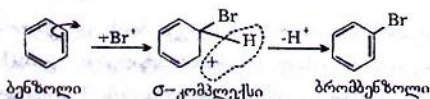


არომატული სექსტეტის დაკარგვის გამო,  $\sigma$ -კომპლექსის შინაგანი ენერგია გაცილებით დიდია ბენზოლის შინაგანი ენერგიასთან შედარებით, ამიტომ  $\sigma$ -კომპლექსი ცდილობს გადავიდეს ნეიტრალურ მდგომარეობაში. ეს გადასვლა შესაძლებელია ორი გზით – ბრომის ანიონის მიერთებით (1) ან წყალბადის კატიონის მოხლეჩით (2):

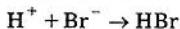


წყალბადის კატიონის მოხლეჩის შემთხვევაში ნახშირბადატომს უთავისუფლდება ერთი ბმა, რომელიც ისევ ციკლს უბრუნდება და ბენზოლის ბირთვში კვლავ წარმოიქმნება მდგრადი არომატული სექსტეტი. პირველი გზა გამოირიცხულია (1) ნაერთის დიდი შინაგანი ენერგიის გამო, ე. ი. ეს რეაქცია დიდი ენერგეტიკული ბარიერის გადალახვას მოითხოვს. მეორე გზა ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელია, რადგან ამ შემთხვევაში მიიღება თერმოდინამიკურად უფრო სტაბილური ნაერთი.

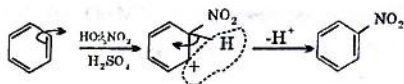
ამრიგად, ბენზოლში ჩანაცვლების რეაქცია მიმდინარეობს შემდეგი სქემის მიხედვით:



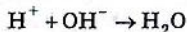
მოხლეჩილი წყალბადის კატიონი უერთდება ბრომის ანიონს და HBr-ის მოლეკულას წარმოქმნის:



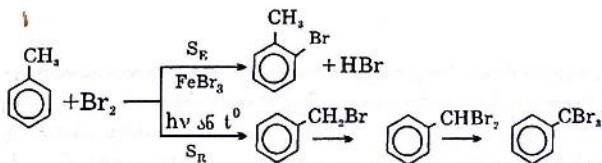
ანალოგიური მექანიზმით მიმდინარეობს ბენზოლის ურთიერთქმედება აზოტმჟავასთან გოვირდმჟავას თანაობისას, რომელიც HNO<sub>3</sub>-ის მოლეკულას მოხლეჩს NO<sub>2</sub><sup>+</sup>-ის კატიონს:



მოხლეჩილი წყალბადის კატიონი უერთდება ჰიდროქსიდის ანიონს და H<sub>2</sub>O-ს მოლეკულას წარმოქმნის:

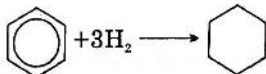


ტოლუოლში ჩანაცვლების რეაქცია მიმდინარეობს როგორც ბენზოლის ბირთვში, ისე გვერდით ჯაჭვში. რკინა (III)-ის ჰალოგენიდების თანაობისას მიმდინარეობს ელექტროფილური ჩანაცვლების რეაქცია (S<sub>E</sub>), ხოლო უკატალიზატოროდ გაცხელების ან დასხივების პირობებში – რადიკალური ჩანაცვლების რეაქცია (S<sub>R</sub>):

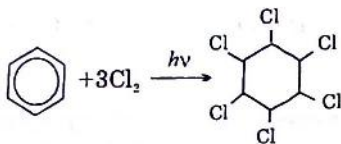


ფენილქლორმეთანი ფენილდიქლორმეთანი ფენილტრიქლორმეთანი

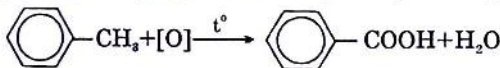
არომატული ნახშირწყალბადები მონაწილეობს მიერთების რეაქციებშიც, მაგალითად, ბენზოლი ძალაღ ტემპერატურაზე და ნიკელის კატალიზატორის თანაობისას იერთებს წყალბადს და წარმოქმნის ციკლოჰექსანს:



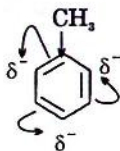
ულტრაიისფერი სხივების მოქმედებით ბენზოლი იერთებს ქლორს და წარმოქმნის ჰექსაქლორციკლოჰექსანს:



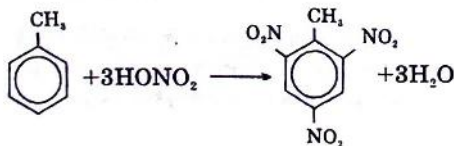
ბენზოლი დამჟანგავების მიმართ ძალიან მდგრადი ნაერთია, მაგრამ მისი ჰომოლოგები, რომლებსაც გვერდითი ჯაჭვი აქვს, ადვილად იჟანგება ცხელი  $\text{KMnO}_4$ -ის ხსნარით. მაგალითად: ტოლუოლი  $\text{KMnO}_4$ -ის ხსნართან გაცხელებით იჟანგება და წარმოქმნის ბენზოის მჟავას.



ტოლუოლის დაჟანგვას განაპირობებს ბენზოლის ბირთვის გავლენა მეთილის რადიკალზე (საერთოდ, განშტოებაზე). თავის მხრივ, მეთილის რადიკალიც ახდენს გავლენას ბენზოლის ბირთვზე უარყოფითი ინდუქციური ეფექტის გამო:

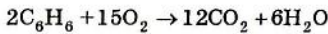


იგი ზრდის ელექტრონულ სიმკვრივეს ორთო- და პარა-მდებარეობაში და ააქტიურებს ორთო- და პარა-ნახშირბადის წყალბადატომებს. ამიტომ ტოლუოლი ადვილად შედის რეაქციაში სამ მოლეკულა აზოტმჟავასთან და წარმოქმნის 2,4,6-ტრინიტროტოლუოლს, რომელსაც ტროტილი ეწოდება:

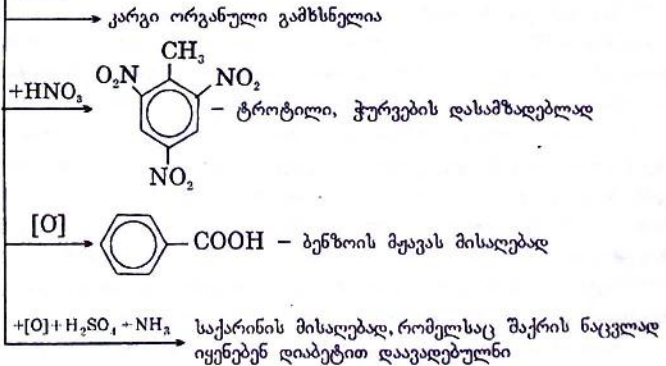
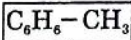
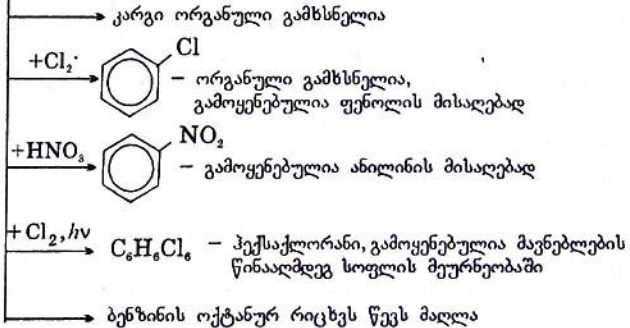


ტროტილი ძლიერფეთქებადი ნივთიერებაა და გამოყენებულია ჭურვების დასამზადებლად.

ბენზოლი იწვის ძალიან ჭვარტლიანი ალით:



ბენზოლის და ტოლუოლის გამოყენება მოცემულია სქემებზე:



## §5. ნავთობი

ნავთობი ბუნებაში გავრცელებული მუქი ფერის ზეთისებური სითხეა, იგი წყალში არ იხსნება და წყალზე უფრო მსუბუქია. დედამიწის ქერქში ნავთობი წარმოიქმნა მილიონი წლის განმავლობაში ზღვის მცენარეული და ცხოველური ორგანიზმების ზრწნის შედეგად.

ნავთობი ორგანული ნივთიერებების რთული ნარევაა, იგი ძირითადად შედგება ნახშირწყალბადებისაგან, რომელთა შედგენილობაში შედის 4-დან 60-მდე ნახშირბადატომი. ნახშირწყალბადების გარდა ნავთობის შედგენილობაში შედის ჟანგბადის, აზოტის, გოგირდის და სხვა ელემენტების შემცველი ორგანული ნივთიერებებიც, მაგრამ მათი პროცენტული შემცველობა დიდი არ არის.

შედგენილობის მიხედვით არსებობს სამი სახის ნავთობი — პარაფინული, ციკლოპარაფინული და არომატული.

პარაფინული ნავთობის შედგენილობაში დიდი რაოდენობითაა პარაფინები. პარაფინული ნავთობია პენსილვანიის (ამერიკა), გროზნოს, კუეკიტის და სხვა ნავთობი. ციკლოპარაფინული ნავთობის შედგენილობაში დიდი რაოდენობითაა ციკლოპარაფინები — ძირითადად ციკლოპენტანი და ციკლოჰექსანი. ციკლოპარაფინულია ბაქოს ნავთობი. მისი შედგენილობის თითქმის 90% ციკლოპარაფინებია.

არომატული ნავთობის შედგენილობაში დიდი რაოდენობითაა არომატული ნახშირწყალბადები (არენები). არომატულია კუნძულ ბორნეოს, ნორიოს (საქართველო) და სხვა ნავთობი. ბორნეოს ნავთობის შედგენილობაში 30-40% ბენზოლი და ტოლუოლი შედის.

ნავთობი, როგორც ორგანული ნივთიერებების ნარევი გამოხდით შესაძლებელია დაიყოს ცალკეულ ფრაქციებად. ყოველ ფრაქციას გამოხდიან განსაზღვრულ ტემპერატურულ ინტერვალში. სხვადასხვა ქვეყანაში ფრაქციების გამოხდის ტემპერატურული ინტერვალი სხვადასხვაა. ცხრილში მოცემულია ნავთობის ფრაქციებად დაყოფის ტიპური შემთხვევა.

პეტროლეინის ეთერი გამოყენებულია ლაქებისა და საღებავების გასახსნელად, ქიმწმენდაში (ცხიმის ლაქების ამოსაყვანად) და ა. შ.

ნავთობიდან პირდაპირ გამონახად ბენზინში დაბალ ტემპერატურაზე მდულარე ფრაქცია ( $80^{\circ}\text{C}$ -მდე) მცირე და შეადგენს 10%-ს. ძირითადი ნაწილი კი (90%) გამოიხდება  $120-200^{\circ}\text{C}$ -ზე. ბენზინი გამოყენებულია დგუშინი ძრავების (ავტომანქანების) საწვავად.

№	ფრაქციები	დუღილის ტემპერატურის ინტერვალი °C	შედგენილობა
1	პეტროლეინის ეთერი (მსუბუქი ბენზინი)	30-100°	C <sub>5</sub> - C <sub>7</sub>
2	ბენზინი	40-200°	C <sub>5</sub> - C <sub>12</sub>
3	ლიგროინი	120-240°	C <sub>8</sub> - C <sub>14</sub>
4	ნავთი	180-300°	C <sub>14</sub> - C <sub>18</sub>
5	გაზოილი ანუ სო- ლარის ზეთი	200-400°	C <sub>14</sub> - C <sub>25</sub>
6	მაზუთი	300-ზევით	C <sub>20</sub> - C <sub>34</sub>
7	პარაფინი	მყარი	C <sub>25</sub> - C <sub>40</sub>
8	გუდრონი		C <sub>30</sub>

ლიგროინის საწვავად იყენებენ ტრაქტორებში, ხოლო ნავთს რეაქტიულ თვითმფრინავებსა და რაკეტებში. ნავთი გამოიყენება ყოფა-ცხოვრებაშიც. სანათი ნავთი მიიღება ნავთობის პირდაპირი გამოხდით და შედგება ძირითადად 270-300° C-ზე მდულარე ფრაქციისაგან. ალკენების შემცველობის შემთხვევაში სანათი ნავთი იწვის ჭვარტლიანი ალით.

გაზოილი გამოყენებულია საწვავად დიზელის ძრავაში. მის მნიშვნელოვან რაოდენობას კრეკინგის საშუალებით გარდაქმნიან ბენზინად.

მაზუთი შავი ფერის ბლანტი სითხეა. მაზუთისაგან ღებულობენ (ვაკუუმში გამოხდით) საპოხ (მინერალურ) ზეთებს. დანიშნულების მიხედვით არსებობს მანქანის, ტრაქტორის, საათის და სხვა ზეთი. მაზუთს იყენებენ საწვავად საქაბე დანადგარებსა და ბენზინის მისაღებად ნავთობქიმიურ წარმოებაში. მაზუთის წყლის ორთქლით გამოხდის შედეგად ღებულობენ ვაზელინს. იგი მყარი და თხევადი პარაფინების ნარევა და გამოყენებულია კოსმეტიკაში, მედიცინასა და მანქანებში (საპოხად).

პარაფინი მყარი ნახშირწყალბადების ნარევა და იყენებენ სანთლის დასამზადებლად. პარაფინს მედიცინაშიც იყენებენ (აბაზანების სახით). ნავთობიდან აქროლადი პროდუქტების გამოხდის შემდეგ რჩება შავი, არაქრო-

ლადი მასა, რომელსაც გუდრონი ეწოდება. იგი დუღს  $450-600^{\circ}\text{C}$ -ის ფარგლებში.

ბუნებაში აგრეთვე გავრცელებულია ასფალტი (მთის ფისი). იგი წარმოიქმნება ნავთობის ძიძმე ფრაქციების ჰაერზე დაჟანგვის შედეგად. ასფალტი შავი ფერის ადვილად ლლობადი ნივთიერებაა. გვხვდება ვენესუელაში, საფრანგეთში, კანადასა და პალესტინაში – მკვდარი ზღვის მიდამოებში.

გუდრონი გამოყენებულია გზების, სარდაფის იატაკის, სახურავის დასაფარავად და საწვავად.

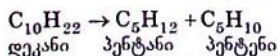
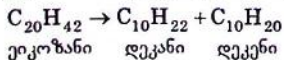
## ნავთობპროდუქტების ქიმიური გადამუშავება

ნავთობის გამოხდის შედეგად მიღებული ბენზინის ფრაქცია დიდი არის (დაახლ. 20%-მდე) და ვერ აკმაყოფილებს სატრანსპორტო საშუალებების მოთხოვნებს. ამიტომ მას ლებულობენ ნავთობპროდუქტების მაღალ ტემპერატურაზე მდულარე ფრაქციების (გაზოილი და მაზუთი) ქიმიური გადამუშავებით. ნავთობპროდუქტების ქიმიური გადამუშავების ორი ძირითადი მეთოდი არსებობს: კრეკინგი და რიფორმინგი.

კრეკინგი (ინგ. cracking-გახლეჩა) არის მაღალ ტემპერატურაზე მდულარე ფრაქციებში შემაგალი ნახშირწყალბადების გახლეჩის პროცესი დაბალ ტემპერატურაზე მდულარე ნახშირწყალბადებად. კრეკინგის დროს ნახშირწყალბადის მოლეკულაში C-C და C-H ბმები იხლიჩება.

კრეკინგის რამდენიმე სახეობა არსებობს: 1) თერმული, 2) კატალიზური და 3) ჰიდროკრეკინგი.

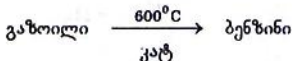
თერმული კრეკინგის დროს ნავთობის მაღალ ტემპერატურაზე მდულარე ფრაქციას აცხელებენ მათი დუღილის ტემპერატურაზე უფრო მაღალ ტემპერატურამდე, დაახლოებით  $600-700^{\circ}\text{C}$ . ამ პირობებში ნახშირწყალბადები იხლიჩება. მაღალი ტემპერატურის საშუალებით მოლეკულის გახლეჩას პიროლიზი ეწოდება. ამიტომ, თერმულ კრეკინგს პიროლიზსაც უწოდებენ. თერმული კრეკინგის პირობებში პარაფინები იხლიჩება ნაჯერ და უჯერ ნახშირწყალბადებად. მაგალითად:



კრეკინგ-ბენზინი პირდაპირ გამონახადი ბენზინისაგან განსხვავებით შეიცავს უჯერ ნახშირწყალბადებს. მათი არსებობა არასასურველია ალკანების პოლიმერიზაციისა და დაჟანგვის გამო. ამიტომ კრეკინგ-ბენზინი უვარგისია შიგაწვის ძრავებისათვის. მაღალი ხარისხის საწვავის მისაღებად იყენებენ კატალიზურ კრეკინგს და ჰიდროკრეკინგს, თერმული კრეკინგი კი გამოყენებულია უჯერი ნახშირწყალბადების მისაღებად. თერმული კრეკინგი შესაძლებელია ჩატარდეს მაღალი წნევის პირობებშიც (0,4-0,6 მგპა) და შედარებით დაბალ ტემპერატურაზე (470-540°C).

### კატალიზური კრეკინგი

კატალიზურ კრეკინგს ატარებენ შედარებით დაბალ ტემპერატურაზე (500-600°C) და კატალიზატორების თანაობისას. კატალიზატორად იყენებენ ალუმოსილიკატებს ( $mAl_2O_3 \cdot nSiO_2$ )



კატალიზური კრეკინგით მიღებული ბენზინი უკეთესი ხარისხისაა და უფრო სტაბილურია, ვიდრე თერმული კრეკინგის შედეგად მიღებული ბენზინი.

### ჰიდროკრეკინგი

ჰიდროკრეკინგი ეწოდება წყალბადის თანაობისას ნავთობის მაღალ ტემპერატურაზე გადაშუშავების მეთოდს. ჰიდროკრეკინგს ატარებენ დიდი წნევის პირობებში (10-20 მგპა) და კატალიზატორის -  $NiO + WO_3$  ან  $CoO + MoO_3$ -ის თანაობისას, რომელიც ალუმოსილიკატზეა დაფუძნებული. ჰიდროკრეკინგის დროს ხდება ციკლოპარაფინების გახლეჩა და შემდგომ მათი ჰიდრირება. ამგვარად, მაღალმოლეკულური პარაფინებისაგან წარმოიქმნება დაბალმოლეკულური იზოპარაფინები.

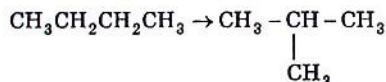
### რიფორმინგი

რიფორმინგს ატარებენ არა ბენზინის ფრაქციის რაოდენობის გაზრდის, არამედ მისი ხარისხის გაუმჯობესების მიზნით (რიფორმინგი ნიშნავს გაკეთილშობილებას). რიფორმინგის დროს მოლეკულა არ იხლიჩება, იცვ-

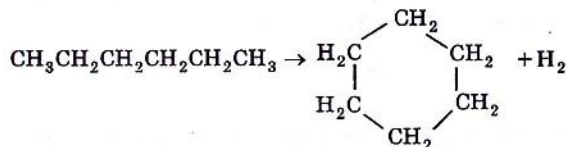
ლება მისი სტრუქტურა. რიფორმინგი ტარდება დაბალი წნევის (2-5 მპა) და მაღალი ტემპერატურის ( $500^{\circ}\text{C}$ ) პირობებში. რიფორმინგის შედეგად პირდაპირი გამონახადი ბენზინის ხარისხი ძალიან უმჯობესდება და დაბლოქტანური ბენზინისაგან (ოქტანური რიცხვი 30) მიიღება მაღალოქტანური (95) ბენზინი. კატალიზატორად გამოყენებულია პლატინა (Pt), რომელიც გააქტივებულია შემდეგი ოქსიდებით:  $\text{MoO}_3$ ,  $\text{CoO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

რიფორმინგის დროს მიმდინარეობს:

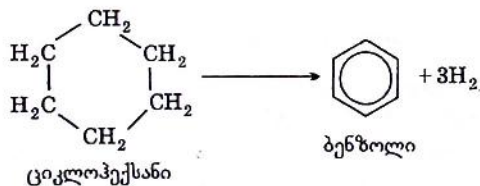
1) ნორმალური პარაფინების იზომერიზაცია:



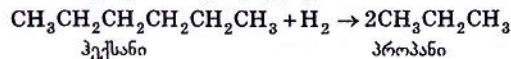
2) ნორმალური პარაფინების ციკლიზაცია:



3) ციკლობარაფინების არომატიზაცია:



4) პარაფინების ჰიდროკრეკინგი:



### დეტონაციური მძვავობა

ბენზინის არანორმალურ წვას ძრავაში დეტონაცია ეწოდება. დეტონაციის დროს ბენზინისა და ჰერის ორთქლის ნარევი ცილინდრში ფეთქდება

ნარევის მაქსიმალურ შეკუმშვამდე. ასეთი აფეთქების გამო ძრავას მარგი ქმედების კოეფიციენტი მცირდება, ხოლო დეტალები ადვილად ზიანდება. ბენზინის დეტონაციური მდედგობა დამოკიდებულია ბენზინის შედგენილობაზე. ნორმალური აღნაგობის პარაფინები ადვილად ააღდება და ძრავაში დეტონაციით იწვის. დატოტვილი აღნაგობის პარაფინები უფრო ძნელად ააღდება და ძრავას ცილინდრში ნორმალურად იწვის. ბენზინის დეტონაციისადმი მდედგობა განისაზღვრება ოქტანური სკალის მიხედვით, (0-დან 100 ერთეულამდე). ნულის ტოლი ოქტანური რიცხვი აქვს ნ. პეტანს, ხოლო 100-ის ტოლი — იზოოქტანს (2,2,4-ტრიმეთილპენტანს). ამ ორი პარაფინისაგან ამზადებენ ნარევს და ამ ნარევის წვას ადარებენ ბენზინის წვას. თუ ბენზინი იწვის ისე, როგორც ნარევი, რომელშიც იზოოქტანის შემცველობა 93%-ია, მაშინ ბენზინის ოქტანური რიცხვი 93-ია.

ნახშირწყალბადების ოქტანური რიცხვი იზრდება შემდეგი თანმიმდევრობით:

ალკანები < ალკენები < ალკინები < ციკლოალკანები < იზოალკენები < არომატული ნახშირწყალბადები.

## §6. ქვანახშირი

ქვანახშირი, შავი ფერის მყარი ნივთიერებაა, რომელიც ბუნებრივი საბადოს სახით არსებობს დედამიწის წიაღში.

იგი ორგანული წარმოშობისაა და წარმოიქმნა მცენარეული ნარჩენებისაგან მათზე მიკროორგანიზმების მოქმედებით. საქართველოში ქვანახშირის საბადო არის ტყიბულის რაიონში.

ქვანახშირი ნავთზე იაფი და უფრო გავრცელებული წიაღისეულია, მისი მარავი ბევრად აღემატება ნავთობისას. იგი შედგება თავისუფალი ნახშირბადის (70-79%) რთული აღნაგობის ციკლური ორგანული ნაერთებისაგან, რომელთა შედგენილობაში შედის C, H, O, S, N და ნაცრისაგან. კარგად გამოშრალ ქვანახშირს, რომელიც დიდი რაოდენობით შეიცავს ნახშირბადს, (79%) ანტრაციტი ეწოდება.

## ქვანახშირის გადამუშავება

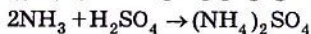
ქვანახშირის გადამუშავების ორი მეთოდი არსებობს: მშრალი გამოხდა და გაზიფიკაცია.

ქვანახშირის უჰაეროდ გახურების პროცესი ანუ მშრალი გამოხდა მიმდინარეობს დაახლოებით  $1000^{\circ}\text{C}$ -ზე და მას კოქსვა ეწოდება. ქვანახშირის დაკოქსვით მიიღება: კოქსი, ქვანახშირის ფისი, ამიაკიანი წყალი და კოქსის აირი.

კოქსი შავი ფერის, ნახშირის მსგავსი ნივთიერებაა. იგი გამოყენებულია მეტალურგიაში, როგორც საწვავი და, როგორც აღმდგენი.

კოქსის პროცესში გამოყოფილი აქროლადი პროდუქტების გაცივებით მიიღება ქვანახშირის ფისი და ამიაკის წყალი. 1 ტონა ფისისაგან გამოყოფენ 16 კგ ბენზოლს, 2,5 კგ ტოლუოლს, 0,3 კგ ქსილოლს, 20 კგ ფენოლს და მის ნაწარმებს, 40-60 კგ ნაფთალინს, ჰეტეროციკლურ ნაერთებს - სულ 400-მდე ინდივიდუალურ ნივთიერებას.

კოქსის აირი ძირითადად შეიცავს ბენზოლს და ამიაკს. ამიაკის მოსაცილებლად აირს ატარებენ გოგირდმჟავაში:



მიღებული ამონიუმის სულფატიდან ამზადებენ აზოტოვან სასუქს. ქვანახშირის გაზიფიკაციას ატარებენ ქვანახშირის და წყლის ორთქლის გახურებით  $1000$ -დან  $2000^{\circ}\text{C}$ -მდე. ამ პირობებში ნახშირი მთლიანად გარდაიქმნება წყალგაზად ( $\text{CO} + \text{H}_2$ ) და გენერატორის გაზად ( $\text{CO} + \text{N}_2$ ). გენერატორის გაზი იწვის. მას იყენებენ მეტალურგიაში და კოქსიმიურ მრეწველობაში სათბობად. წყალგაზს იყენებენ ორგანული ნივთიერების მისაღებად, მაგალითად, წყალგაზისაგან მრეწველობაში ღებულობენ მეთანოლს.

### §7. ნახშირწყალბადების ჰიდროქსილნაწარმები

ნახშირწყალბადების ისეთ ნაწარმს, სადაც წყალბადატომი ჩანაცვლებულია ჰიდროქსილის ჯგუფით, სპირტები ეწოდება. სპირტების ზოგადი ფორმულაა  $\text{R}-\text{OH}$ , სადაც  $\text{R}$  არის ალკანების, ალკენების, ალკინების და არენების რადიკალი. არენების ჰიდროქსილნაწარმს, სადაც ჰიდროქსილი დაკავშირებულია ბენზოლის ბირთვის ნახშირბადატომთან, ფენოლები ეწოდება.

## ალკანების ჰიდროქსილნაწარმები

ალკანების ჰიდროქსილნაწარმებს, რომელთა მოლეკულაში ერთი ჰიდროქსილი შედის, ნაჯერი ერთატომიანი სპირტები ეწოდება. მათი ზოგადი ფორმულაა:  $C_nH_{2n+1}OH$ . მათი ჰომოლოგიური რიგის წევრებია:

$CH_3OH$  – მეთილის სპირტი,

$C_2H_5OH$  – ეთილის სპირტი,

$C_3H_7OH$  – პროპილის სპირტი,

$C_4H_9OH$  – ბუტილის სპირტი და სხვ.

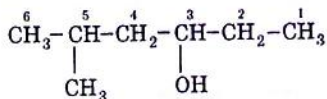
იზომერია. სპირტებს ახასიათებს როგორც ჯაჭვის, ისე ჰიდროქსილის მდებარეობის იზომერია. ჰიდროქსილის მდებარეობის მიხედვით სპირტები იყოფა პირველად, მეორეულ და მესამეულ სპირტებად. პირველადი სპირტები შეიცავს  $CH_2OH$  დაჯგუფებას და მათი ზოგადი ფორმულაა  $R-CH_2OH$ , მეორეული სპირტები შეიცავს  $>CHOH$  დაჯგუფებას და

მათი ზოგადი ფორმულაა  $\overset{R}{R} >CHOH$ , მესამეული სპირტი შეიცავს

$\begin{matrix} R \\ | \\ \text{---}C-OH \end{matrix}$  დაჯგუფებას და მათი ზოგადი ფორმულაა:  $\begin{matrix} R \\ | \\ \text{---}C-OH \end{matrix}$ .

სპირტებში ჯაჭვის იზომერია იწყება ბუტილის სპირტიდან.

ნომეკლატურა. საერთაშორისო ნომეკლატურით სპირტების სახელწოდების მისაღებად ნახშირწყალბადის სახელწოდებას დაემატება „ოლ“ დაბოლოება. ძირითად ჯაჭვად აღებულია ნახშირბადატომთა გრძელი ჯაჭვი, რომელიც ჰიდროქსილს შეიცავს, ხოლო დანომერა იწყება იმ ბოლოდან, რომელიც უფრო ახლოსაა ჰიდროქსილის ჯგუფთან, მაგალითად:

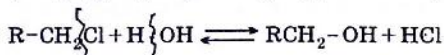


5-მეთილჰექსანოლ-3

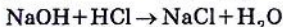
სპირტებში გამოყენებულია ტრივალური სახელწოდებებიც (რომლებიც საერთოდ არ აღნიშნავენ ნივთიერების აღნაგობას და უფრო ხშირად მის წარმოშობას მიუთითებს). მეთილის სპირტს ზის სპირტი ეწოდება, ხოლო ეთილის სპირტს – ღვინის სპირტი.

მიღების ხერხები. სპირტებს დებულობენ შემდეგი მეთოდებით:

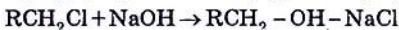
1) ჰალოგენწარმოების ჰიდროლიზით



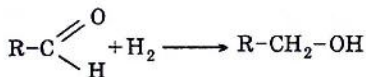
რეაქცია შექცევადია. იმისათვის, რომ წონასწორობა გადავწიოთ მარჯვნივ, რეაქციას ატარებენ ტუტე არეში. ტუტე რეაქციაში შედის მჟავასთან, წონასწორობას გადასწევს მარჯვნივ და მარილს წარმოქმნის:



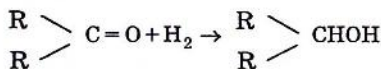
თუ შევაჯამებთ ამ ორ რეაქციას, მივიღებთ:



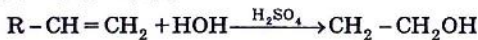
2) ალდეჰიდების და კეტონების ალდგენით. ალდეჰიდების ალდგენით პირველადი სპირტი მიიღება:



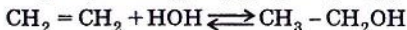
კეტონების ალდგენით მიიღება მეორეული სპირტი:



3) ალკენების ჰიდრატაციით. კატალიზატორად ლაბორატორიაში გამოყენებულია გოგირდმჟავა:

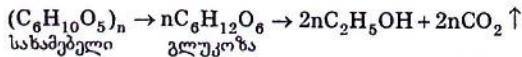


ამ მეთოდით მიიღება ტექნიკაში ეთილენისაგან ღვინის სპირტი:

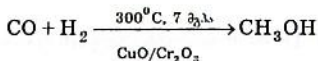


ეს რეაქცია შექცევადია და ატარებენ 300°C-ის და 7 მგა წნევის პირობებში. კატალიზატორად კი იყენებენ ფოსფორმჟავას, რომელიც დაფენილია გააქტივებულ ნახშირზე.

ღვინის სპირტი მრეწველობაში მიიღება შაქროვანი ნივთიერების (შაქრის ჭარხალი, ხილი) და სახამებელ-შემცველი ნივთიერებების (ხორბალი, სიმინდი, კარტოფილი) ფერმენტული დუღილით:

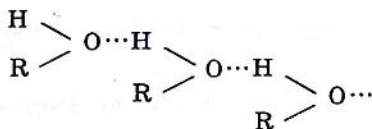


ხის სპირტს ტექნიკაში დებულობენ ნახშირბად(II)-ის ოქსიდისაგან:



ფიზიკური თვისებები. სპირტების ჰომოლოგიური რიგის მოკლევჯაჭვიანი წევრები  $C_1$ -დან  $C_{11}$ -მდე თხევადი ნივთიერებებია,  $C_{12}$ -დან ზვეთი – მყარია. მყარ ნივთიერებებს სუნი არა აქვს.

თხევადი ნივთიერებების მოკლევჯაჭვიან წევრებს – მეთანოლს და ეთანოლს – სასიამოვნო სუნი აქვს, გრძელევჯაჭვიანს კი – არასასიამოვნო. მოკლევჯაჭვიანი წევრები კარგად იხსნება წყალში, გრძელევჯაჭვიანი წევრები – ცუდად. ღვინის სპირტის გარდა ყველა მომწამლავია, განსაკუთრებით ხის სპირტი. სპირტების მოლეკულები ასოცირებულია წყალბადური ბმების საშუალებით:



სპირტებში წყალბადური ბმები ძლიან სუსტია და გაცხელებისას თანდათანობით იხლიჩება. აირად მდგომარეობაში კი აღარ არსებობს.

ერთატომიანი სპირტების დუღილის ტემპერატურა

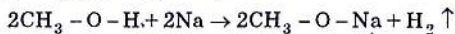
სპირტები	სახელწოდება	დუღილის $t, ^\circ\text{C}$
$\text{CH}_3\text{OH}$	მეთანოლი	+65
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	ეთანოლი	+78
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	პროპანოლ-1	+97
$\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$	პროპანოლ-2	+82
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	ბუტანოლ-1	+112

ქიმიური თვისებები. სპირტის მოლეკულაში პოლარიზებულია როგორც C-O, ისე O-H ბმა, ამის გამო რეაქციებში იონურად იხლიჩება ორივე ბმა. სპირტების დამახასიათებელი ქიმიური რეაქციები შეიძლება დაავაჯგუფოთ:

- 1) რეაქციები, სადაც იხლიჩება C-O ბმა;
- 2) რეაქციები, სადაც იხლიჩება O-H ბმა და 3) რეაქციები, სადაც

იხლინება C-O და O-H ბმები.

ჰიდროქსილის წყალბადები O-H ბმის პოლარიზაციის გამო ჩაინაცვლება აქტიური ლითონებით:

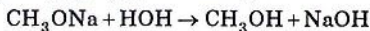


სპირტი ამ რეაქციაში ამჟღავნებს მჟაუურ ბუნებას, მაგრამ იგი წყალზე 100-ჯერ უფრო სუსტია, რადიკალის დადებითი ინდუქციური ეფექტის (+I) გამო:  $\text{R} \rightarrow \text{O} \leftarrow \text{H}$ . რადიკალი ამცირებს ჟანგბადის ელექტროუარყოფითობას, ამიტომ O-H ბმის პოლარიზაცია უფრო ნაკლებია, ვიდრე წყალში  $\text{H-O} \leftarrow \text{H}$ . რადიკალის რაოდენობის ზრდა O-H ბმის პოლარიზაციას კიდევ უფრო ამცირებს, ამიტომ ყველაზე ძლიერი მჟაუური თვისებები აქვს პირველად სპირტებს -  $\text{R-CH}_2\text{OH}$ , შედარებით სუსტი -

მეორეულს  $\begin{matrix} \text{R} \\ | \\ \text{R} > \text{CHOH} \end{matrix}$  და კიდევ უფრო სუსტი - მესამეულს

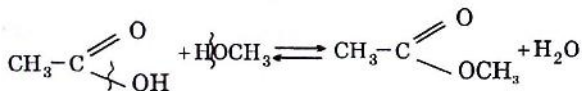
$\begin{matrix} \text{R} \\ | \\ \text{R} > \text{C-OH} \end{matrix}$ . ამის გამო ნატრიუმთან რეაქციაში ყველაზე აქტიურად შე-

დის პირველადი სპირტი, ხოლო მესამეული სპირტი - უფრო პასიურად. სპირტის მოქმედებით ლითონებზე მიიღება მარილი, რომელსაც ალკოჰოლატი ეწოდება. ალკოჰოლატი, როგორც სუსტი მჟავას მარილი, ადვილად იშლება წყლის მოქმედებით. წყალი როგორც ძლიერი მჟავა, მარილიდან ამჟავებს სუსტ მჟავას - სპირტს.

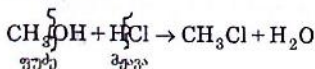


ძლიერი მჟავა      სუსტი მჟავა

სპირტი, როგორც მჟავა, რეაქციაში შედის ორგანულ მჟავებთან და წარმოქმნის რთულ ეთერებს:



სპირტები რეაქციაში შედის არაორგანულ მჟავებთან და წარმოქმნის ჰალოგენწარმოებს:



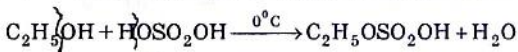
ამ რეაქციაში სპირტი ამჟღავნებს ფუძე თვისებებს. ე.ი. სპირტი ამ-

ფოტურული ნერთია.

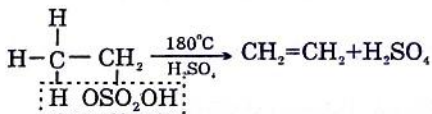
სპირტი წყალწამრთმევი ნივთიერების მოქმედებით განიცდის დეჰიდრატაციას – წყლის მოხლეჩას. სპირტების დეჰიდრატაცია მიმდინარეობს კონცენტრირებული  $H_2SO_4$ -ის მოქმედებით. ტემპერატურის მიხედვით ხდება: შიგამოლეკულური და მოლეკულათაშორისი დეჰიდრატაცია.

მოლეკულათაშორისი დეჰიდრატაცია მიმდინარეობს შედარებით დაბალ ტემპერატურაზე. გოგირდმჟავა ასრულებს არა მარტო წყალწამრთმევი ნივთიერების ფუნქციას, არამედ რეაქციის კატალიზატორიც არის.

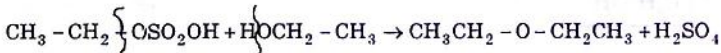
სპირტი ჯერ რეაქციაში შედის კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან  $0^{\circ}C$ -ზე და წარმოქმნის ალკილგოგირდმჟავას, მაგალითად:



ეთილგოგირდმჟავა ჭარბი გოგირდმჟავას არეში  $170^{\circ}C$ -ზე მოხლეჩს გოგირდმჟავას და წარმოქმნის ეთილენს:

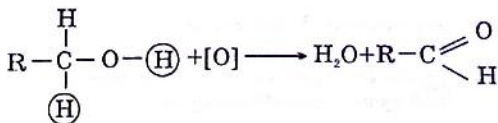


ხოლო ჭარბი სპირტის არეში  $140^{\circ}C$ -ზე რეაქციაში შედის სპირტთან და წარმოქმნის მარტივ ეთერს.

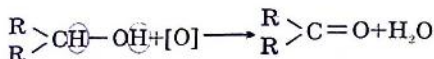


სპირტი მჟანგავის მოქმედებით იჟანგება. დაჟანგვის დროს სპირტის მოლეკულიდან მოიხლეჩება წყალბადის ორი ატომი. ერთი წყალბადი წყდება ჰიდროქსილის ჯგუფს, მეორე კი – ჰიდროქსილიან ნახშირბადატომს.

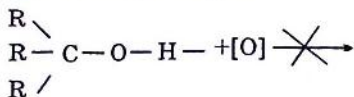
პირველადი სპირტების დაჟანგვით მიიღება ალდეჰიდები:



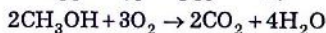
მეორეული სპირტების დაჟანგვით – კეტონები:



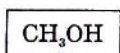
მესამეული სპირტები კი არ იყანგება მესამეულ ნახშირბადატომთან წყალბადის არარსებობის გამო:



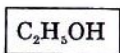
სპირტები იწვის უფერო ალით:



გამოყენება. სპირტების გამოყენება მოცემულია სქემაზე:

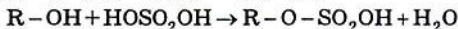


- ზეთის საღებავების გასახსნელად
- ფორმალდეჰიდის მისაღებად
- საწვავად (სპირტქურებში)

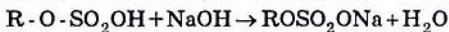


- მედიცინაში, საღებზინფექციოდ
- ბუტადიენის მისაღებად
- ეთილენის მისაღებად ლაბორატორიაში
- დიეთილეთერის მისაღებად
- კვების მრეწველობაში – ალკოჰოლური სასმელების დასამზადებლად

პოლიმომოლოგიური რიგის გრძელჯაჭვიანი წევრები (C<sub>12</sub>-C<sub>20</sub>) გამოყენებულია სინთეზური სარეცხი ნივთიერებების, ანუ დეტერგენტების მისაღებად, რისთვისაც გრძელჯაჭვიან სპირტებზე გოგირდმჟავას მოქმედებით ლებულობენ გოგირდმჟავას მჟავა ეთერს

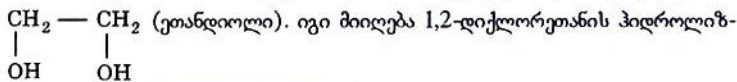


რომელსაც შემდეგ ტუტით ანეიტრალავენ და ლებულობენ დეტერგენტებს (დაწვრილებით იხ. კარბონმჟავებში).

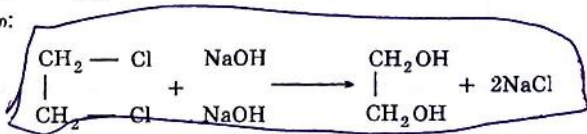


### ორატომიანი სპირტები

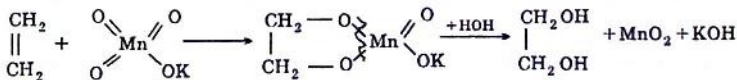
ორატომიანი სპირტების წარმომადგენელია ეთილენგლიკოლი



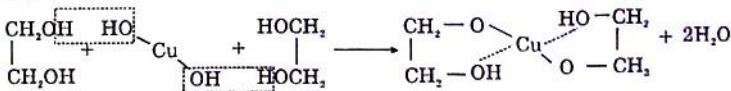
ით:



და ეთილენის დაჟანგვით KMnO<sub>4</sub>-ის ნეიტრალური ხსნარით:



თვისებები. ეთილენგლიკოლი უფერო, ბლანტი სითხეა, დუღს 197<sup>0</sup> C-ზე. აქვს ტკბილი გემო, მომწამლაკია, წყალში იხსნება ნებისმიერი შეფარდებით, ეთილენგლიკოლს ისეთივე თვისებები აქვს, როგორიც ერთატომიან სპირტებს, მაგრამ სპირტებისაგან განსხვავებით რეაქციაში შედის სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდთან და წარმოქმნის კომპლექსურ ნერთს - გლიკოლატს:



სპილენძის გლიკოლატი კაშკაშა ლურჯი ფერის ნერთია. ამ რეაქცი-

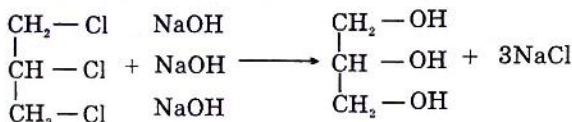
ით აღმოაჩენენ ორ და მრავალატომიან სპირტებს.

ეთილენგლიკოლის წყალხსნარი გამოყენებულია მანქანის რადიატორში, როგორც ანტიფორზი (სითხე, რომელიც ძნელად იყინება). მისი 52,6%-იანი წყალხსნარი იყინება  $-40^{\circ}\text{C}$ -ზე.

### სამატომიანი სპირტები

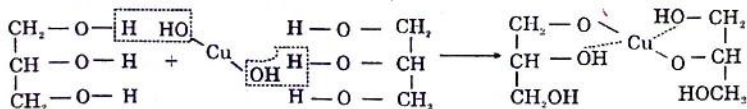
სამატომიანი სპირტების პირველი წარმომადგენელია გლიცერინი  $\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2$  (პროპანტრიოლი). სინთეზურად იგი მიიღება 1,2,3-

ტრიქლორპროპანის ჰიდროლიზით:

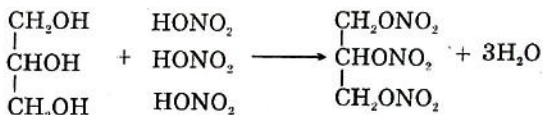


ჩვეულებრივ, მას ღებულობენ ცხიმების ჰიდროლიზით (იხ. ცხიმები). გლიცერინი უფრო, ბლანტი სითხეა, რომელიც წყალში იხსნება ნებისმიერი რაოდენობით. მომწამლავე არ არის. გლიცერინი ჰიგროსკოპიული ნივთიერებაა - ჰაერიდან შთანთქავს წყლის ორთქლს.

გლიცერინის ქიმიური თვისებები სპირტების მსგავსია, მაგრამ სპირტებისაგან განსხვავებით უფრო ძლიერი მჟავური თვისებები აქვს და შედის რეაქციაში სპილენძ (II)-ის ჰიდროქსიდთან. წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთს - სპილენძის გლიცერატს, რომელიც კაშკაშა ლურჯი ფერისაა:



გლიცერინი, სპირტების მსგავსად, რეაქციაში შედის აზოტმჟავასთან და წარმოქმნის ტრინიტროგლიცერინს - გლიცერინისა და აზოტმჟავას რთულ ეთერს:

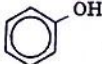


ტრინიტროგლიცერინი უფერო, ბლანტი სითხეა, რომელიც ძალიან ადვილად ფეთქდება. მისი ნარევი ინფუზორულ მიწასთან ( $\text{SiO}_2$ -ის სახეობა) დინამიტია. ნიტროგლიცერინის 1%-იანი ხსნარი გამოყენებულია მედიცინაში გულის დაავადების სამკურნალოდ.

გლიცერინი გამოყენებულია პარფიუმერიაში კანის დასარბილებლად.

### ფენოლვაი

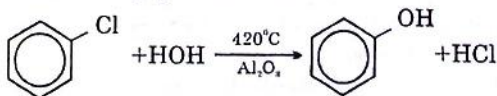
არომატული ნახშირწყალბადების ისეთ ნაწარმს, რომელშიც ჰიდროქსილი დაკავშირებულია ბენზოლის ბირთვის ნახშირბადატომთან, ფენოლი ეწოდება, ხოლო ისეთ ნაწარმს, რომელშიც ჰიდროქსილი ჩანაცვლებულია გვერდითი ჯაჭვის ნახშირბადატომთან – არომატული სპირტი. ფენოლების

წარმომადგენელია კარბოლის მჟავა ანუ ფენოლი , ხოლო არო-

მატული სპირტების – ფენილმეთანოლი . არომატული სპირტე-

ბი ნაჯერი ერთატომიანი სპირტების მსგავსია, ხოლო ფენოლები თავისი ბუნებით განსხვავდება სპირტებისაგან.

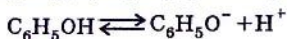
ფენოლები მიიღება ქვანახშირის კუპრის ფრაქციული გამოხდით. სინთეზურად მას ღებულობენ ქლორბენზოლზე წყლის ორთქლის მოქმედებით  $420^\circ\text{C}$ -ზე და  $\text{Al}_2\text{O}_3$ -ის თანაობისას.



ფენოლი უფერო, კრისტალური ნივთიერებაა, ღნობის ტემპერატურაა  $43^\circ\text{C}$ , ნაწილობრივ დაჟანგვის გამო გადაკრავს ვარდისფერი. ცივ წყალში ცუდად იხსნება, ცხელ წყალში – კარგად.

ფენოლი სპირტებისაგან განსხვავებით მჟავაა და წყალხსნარში ღისო-

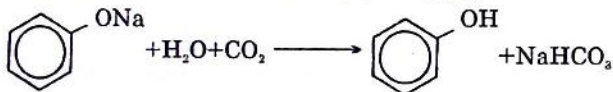
ცირდება წყალბადის კატიონის წარმოქმნით:



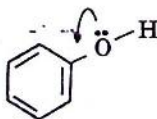
იგი წყალზე ძლიერი და ნახშირმჟავაზე სუსტი მჟავაა. ფენოლი რეაქციაში შედის ტუტესთან და წარმოქმნის მარილს, რომელსაც ფენოლათი ეწოდება.



ვინაიდან ფენოლათი წყალზე უფრო ძლიერი მჟავას მარილია, წყლით აღარ იშლება, მაგრამ იშლება ნახშირმჟავას მოქმედებით:

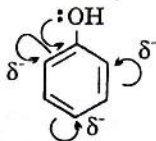


ფენოლის მჟავეური თვისებები განპირობებულია O—H ბმის პოლარიზაციაზე ბენზოლის ბირთვის გავლენით. ბენზოლის ბირთვის  $\pi$ -ელექტრონები შეუღლებულია ჟანგბადის თავისუფალ ელექტრონულ წყვილთან (რადგან  $\pi$ -ელექტრონებიდან დაშორებულია ერთი მარტივი ბმით).

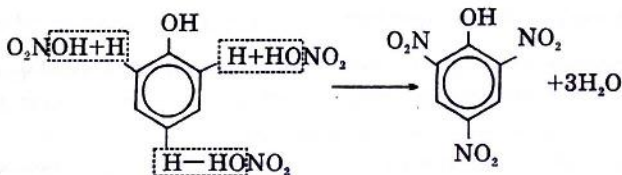


ამის გამო ჟანგბადის თავისუფალი ელექტრონული წყვილი გადაწეულია ბენზოლის ბირთვისაკენ, რაც O—H-ბმის პოლარიზაციას ზრდის და წყალბადი ადვილად წყდება კატიონის სახით.

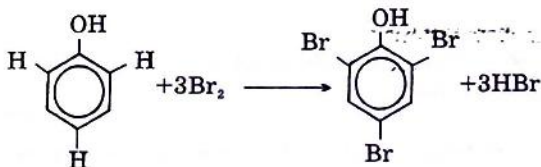
თავის მხრივ, ჰიდროქსილის ჯგუფიც ახდენს გავლენას ბენზოლის ბირთვის თვისებებზე. შეუღლების ეფექტის გამო ბენზოლის ბირთვში ირღვევა  $\pi$ -ელექტრონების თანაბარი განაწილება და დელოკალიზებული ელექტრონები რამდენადმე ჭარბი აღმოჩნდება მე-2, მე-4 და მე-6 ნახშირბადატომებთან.



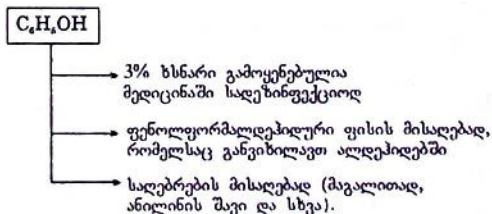
ამის გამო ელექტროფილური ჩანაცვლების რეაქციაში ( $S_E$ ) ჩაინაცვლება მე-2, მე-4 და მე-6 ნახშირბადის წყალბადატომები. მაგალითად: ფენოლი ადვილად შედის რეაქციაში განზავებულ აზოტმჟავასთან და წარმოქმნის 2,4,6-ტრინიტროფენოლს, რომელსაც პიკრინის მჟავა ეწოდება.



ფენოლი ადვილად შედის რეაქციაში ბრომთან წყალთან და წარმოქმნის 2,4,6-ტრიბრომფენოლის თეთრი ფერის ნალექს:

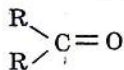
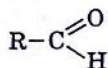


ფენოლის გამოყენება მოცემულია სქემაზე:



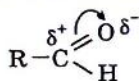
## §8. ალდეჰიდები და კეტონები ანუ კარბონილნაერთები

ალდეჰიდები და კეტონები ნახშირწყალბადების ისეთი ნაწარმებია, რომელშიც წყალბადატომი ჩანაცვლებულია კარბონილის ფუნქციური ჯგუფით. ალდეჰიდებში კარბონილის ჯგუფი დაკავშირებულია ერთ რადიკალთან და ერთ წყალბადატომთან, ხოლო კეტონებში – ორ რადიკალთან:

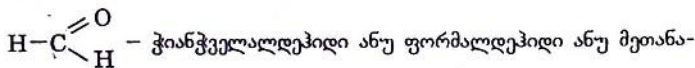


ალდეჰიდების ზოგადი ფორმულა      კეტონების ზოგადი ფორმულა

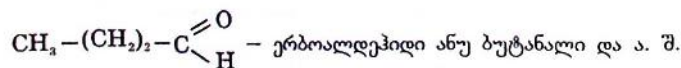
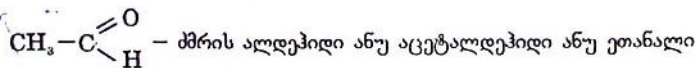
კარბონილის ჯგუფში ნახშირბადი იმყოფება  $sp^2$ -ჰიბრიდიზაციაში. ამიტომ კარბონილის ჯგუფი ბრტყელი აღნაგობისაა, სადაც სავალენტო კუთხე  $120^\circ$ -ის ტოლია. ჟანგბადი დიდი ელექტროუარყოფითობის გამო იზიდავს  $\pi$ -ბმის ელექტრონებს და იმუხტება ნაწილობრივ უარყოფითად ( $\delta^-$ ), ხოლო ნახშირბადატომი – ნაწილობრივ დადებითად ( $\delta^+$ ).



ჰომოლოგიური რიგი და ნომენკლატურა. ალდეჰიდების ჰომოლოგიური რიგის წევრებია:



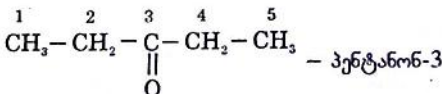
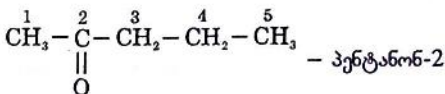
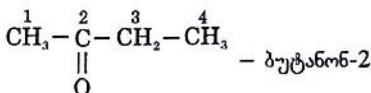
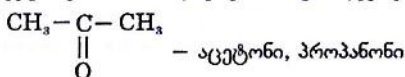
ლი



ალდეჰიდის ტრივიალური სახელწოდება მიიღება შესაბამისი მჟავას ტრივიალური სახელწოდებისაგან (ჰიანჭველალდეჰიდი, ძმრის ალდეჰიდი

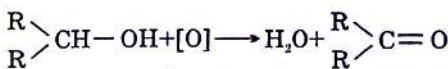
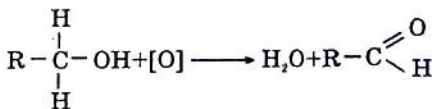
და ა. შ.), ხოლო საერთაშორისო ნომენკლატურით მათი სახელწოდების მისაღებად ალკანების სახელწოდებას ემატება დაბოლოება „ალი“ (მეთანალი, ეთანალი, პროპანალი და ა. შ.)

კეტონების ჰომოლოგიური რიგის წევრებია:

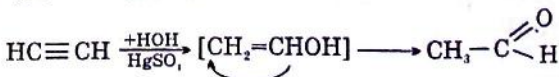


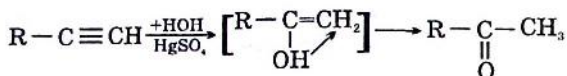
კეტონების სახელწოდების მისაღებად ალკანების სახელწოდებას ემატება დაბოლოება „ონი“.

მიღების ხერხები: 1) ალდეჰიდები და კეტონები მიიღება სპირტების დაჟანგვით. პირველადი სპირტების დაჟანგვით მიიღება ალდეჰიდები, ხოლო მეორეული სპირტების დაჟანგვით - კეტონები

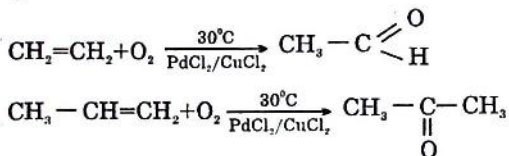


2) ალკინების ჰიდრატაციით (კუჩეროვის რეაქცია). აცეტილენის ჰიდრატაციით მიიღება აცეტალდეჰიდი, ხოლო აცეტილენის ჰომოლოგების ჰიდრატაციით - კეტონები.





3) ალდეჰიდებისა და კეტონების მიღების ეკონომიური მეთოდია ალკენების კატალიზური დაჟანგვა. ეთილენის კატალიზური დაჟანგვით მიიღება აცეტალდეჰიდი, ხოლო მისი ჰომოლოგების კატალიზური დაჟანგვით – კეტონები:

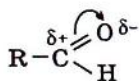


ფიზიკური თვისებები. ფორმალდეჰიდი უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე აირია,  $C_2$ -დან  $C_{15}$ -მდე თხევადია, ხოლო გრძელჯაჭვიანი ალდეჰიდები მყარი ნივთიერებებია.

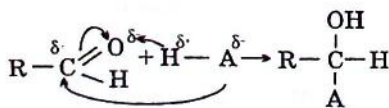
კეტონების პირველი წარმომადგენელი – აცეტონი – დამახასიათებელი სუნის მქონე სითხეა, გრძელჯაჭვიანი წვერები კი მყარი ნივთიერებებია. ალდეჰიდებისა და კეტონების მოკლეჯაჭვიანი წვერები წყალში იხსნება. გრძელჯაჭვიანი წვერები იხსნება მხოლოდ ორგანულ გამხსნელებში.

ქიმიური თვისებები.  $\pi$ -ბმის გახლეჩის გამო ალდეჰიდებსა და კეტონებს ახასიათებს მიერთების რეაქციები.

ორმაგი ბმის პოლარიზაციის გამო კარბონილის ჟანგბადი იმუხტება ნაწილობრივ უარყოფითად, ხოლო ნახშირბადი – ნაწილობრივ დადებითად.



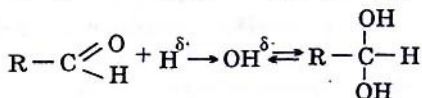
ბმის ასეთი პოლარიზაცია განაპირობებს რეაგენტების მიერთების ორიენტაციას. ზოგადად ალდეჰიდებთან მიერთების რეაქციები ასე მიმდინარეობს:



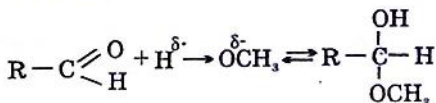
ბრტყელი აღნაგობა

ტეტრაედრული აღნაგობა

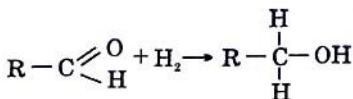
საერთოდ, მიერთების რეაქციაში ალდეჰიდები უფრო ადვილად შედიან, ვიდრე კეტონები. ალდეჰიდები ურთიერთქმედებს წყალთან და წარმოქმნის მიერთების პროდუქტს, რომელსაც ალდეჰიდის ჰიდრატი ეწოდება:



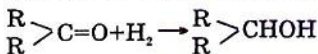
ალდეჰიდის ჰიდრატში ნახშირბადის ატომთან დაკავშირებულია ორი ჰიდროქსილის ჯგუფი. ასეთი ნაერთი მდგრადი არ არის და ისევ იშლება შემადგენელ კომპონენტებად. ამიტომ ალდეჰიდებთან წყლის მიერთება შექცევადი პროცესია და მხოლოდ ფორმალდეჰიდის შემთხვევაშია გადამხრული წონასწორობა მარჯვნივ. ანალოგიურად იერთებს ალდეჰიდი სპირტსაც და წარმოქმნის ნაერთს, რომელსაც ნახვევარაცეტალი ეწოდება. ეს რეაქციაც შექცევადია:



ალდეჰიდები იერთებს წყალბადს (ჰიდრირება) და წარმოქმნის პირველად სპირტებს:

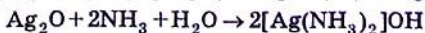


კეტონები კი ჰიდრირებით გარდაიქმნება მეორეულ სპირტებად:

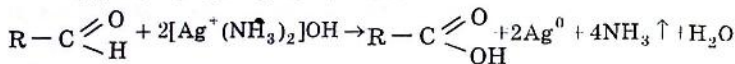


ალდეჰიდები კეტონებისაგან განსხვავებით ადვილად იფანება კარბონილის ჯგუფთან დაკავშირებული წყალბადის საშუალებით. ფანგვა იმდენად ადვილად მიმდინარეობს, რომ საკმარისია სუსტი დამჟანგავებიც, როგორცაა ამიაკში გახსნილი ვერცხლის ოქსიდი  $\text{Ag}_2\text{O}$  და სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდი.

ვერცხლის ოქსიდით ფანგვას ატარებენ ამიაკის ხსნარში, რომელშიც ვერცხლის ოქსიდი კარგად იხსნება და წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთს:



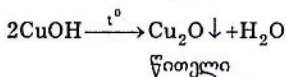
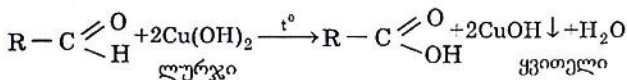
ალდეჰიდი იჟანგება ვერცხლის კატიონით:



დაჟანგვით ალდეჰიდებისაგან წარმოიქმნება მჟავები, ხოლო გამოყოფილი ვერცხლი ილექება სინჯარის კედლებზე და მიიღება სარკე. ამიტომ ამ რეაქციას „ვერცხლის სარკის“ რეაქცია ეწოდება.

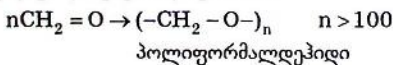
ეს რეაქცია თვალსაჩინოა და ალდეჰიდების აღმოჩენისა.

სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდი ალდეჰიდებს ჟანგავს გაცხელებისას. ჯერ მიიღება სპილენძ(I)-ის ჰიდროქსიდი, რომელიც შემდგომი გაცხელებით იშლება სპილენძ(I)-ის ოქსიდად, რომელიც წითელი აგურის ფერის ნალექია:



კეტონებს ვერცხლის სარკის რეაქცია და სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდით დაჟანგვის რეაქცია არ ახასიათებს. ამ თვისებით შესაძლებელია ალდეჰიდების და კეტონების ერთმანეთისაგან განსხვავება.

ალდეჰიდები კეტონებისაგან განსხვავებით პოლიმერიზდება. მაგალითად, ფორმალდეჰიდი პოლიმერიზაციით წარმოქმნის პოლიფორმალდეჰიდს, რომელიც წრფივი აღნაგობისაა.



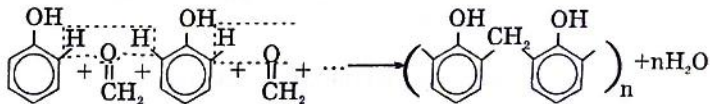
პოლიფორმალდეჰიდი მყარი, მაგარი პოლიმერია, მისგან მიღებული პლასტმასიდან ამზადებენ მანქანის დეტალებს და სხვა.

ფორმალდეჰიდის წყალხსნარიდან, რომელსაც ფორმალინი ეწოდება, დაბალ ტემპერატურაზე შენახვის პირობებში გამოიყოფა თეთრი ფერის ნივთიერება, რომელსაც პარაფორმი ეწოდება. პარაფორმი პოლიფორმალდეჰიდის ჰიდრატირებული ფორმაა, სადაც n-ის მნიშვნელობა მერყეობს 8-დან 100-მდე. პარაფორმის ფორმულაა  $HO-(CH_2-O)_n-H$ .

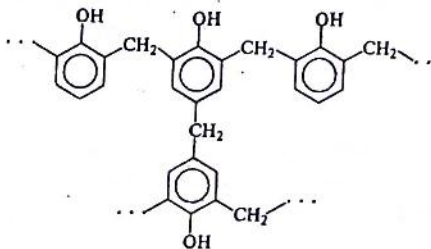
პარაფორმი გამოყენებულია მედიცინაში ინსტრუმენტების და შენობის საღებზინფექციოდ. მისი გაცხელებით ისევ ფორმალდეჰიდი მიიღება.

პარაფორმი იხსნება ცხელ წყალში და წარმოქმნის ფორმალინის ხსნარს. ფორმალინი – ფორმალდეჰიდის 37-40%-იანი ხსნარი – გამოყენებულია ანატომიური პრეპარატების შესანახად, ბალზამირებისათვის და ა. შ.

ფორმალდეჰიდი მრეწველობაში გამოყენებულია ფენოლფორმალდეჰიდური ფისის მისაღებად, რომელსაც იყენებენ ფენოლპლასტიკების დასამზადებლად. ფენოლფორმალდეჰიდურ ფისს ღებულობენ ფენოლზე ფორმალდეჰიდის მოქმედებით: ჯერ ფორმალდეჰიდთან რეაქციაში შედის ფენოლის მე-2 და მე-6-ნახშირბადატომის აქტიური წყალბადი და მიიღება წრფივი აღნაგობის პოლიმერი და წყალი:



შემდეგ რეაქციაში შედის პოლიმერის შედგენილობაში შემაჯავლი ფენოლის მე-4 ნახშირბადის აქტიური წყალბადი და ფორმალდეჰიდი. წყლის მოლეკულის გამოყოფის შედეგად მიიღება ბადისებური სტრუქტურის მქონე პოლიმერი, რომელიც წარმოადგენს ფენოლფორმალდეჰიდურ ფისს.



ფენოლფორმალდეჰიდური ფისის მიღება პოლიკონდენსაციის რეაქციაა (იხ. პოლიმერები).

აღდეჰიდების აღმოჩენა შესაძლებელია ფუქსინგოგირდოვანი მჟავას ხსნარით. ფუქსინი წითელი ფერის საღებარია. თუ ფუქსინის წყალხსნარში გავატარებთ გოგირდ(IV)-ის ოქსიდს ( $\text{SO}_2$ ), მაშინ ხსნარი გაუფერულდება და მიიღება ფუქსინგოგირდოვანი მჟავა, რომელიც უფეროა. თუ ფუქსინგოგირდმჟავას უფერო ხსნარს დაუმატებთ აღდეჰიდს, ფუქსინის წითელი ფერი აღდგება. ეს რეაქცია ახასიათებს მხოლოდ აღდეჰიდებს.

## §9. კარბონმჟავები

კარბონმჟავას მოლეკულაში ნახშირწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებულია კარბოქსილის ფუნქციური ჯგუფი:  $-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{=} \\ \text{OH} \end{array}$ . კარბონმჟავე-

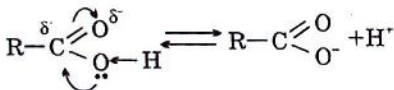
ბის ზოგადი ფორმულაა:  $\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{=} \\ \text{OH} \end{array}$ .

კარბოქსილის რაოდენობის მიხედვით არსებობს ერთ და მრავალფუძიანი მჟავეები, ხოლო რადიკალის ბუნების მიხედვით — ნაჯერი, უჯერი, ციკლური, არომატული და სხვა.

### ნაჯერი ერთფუძიანი კარბონმჟავეების ზოგადი ფორმულაა:

ნაჯერი ერთფუძიანი კარბონმჟავეების ზოგადი ფორმულაა:  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{=} \\ \text{OH} \end{array}$ . კარბოქსილის ჯგუფში ნახშირბადი  $sp^2$ -ჰიბრიდიზაციაშია. ამის გამო ატომები ერთ სიბრტყეშია განლაგებული, სავალენტო კუთხე  $120^\circ$ -ია. კარბოქსილის ჯგუფი ფორმალურად შედგება კარბონილისა და ჰიდროქსილის ჯგუფებისაგან, მაგრამ ამ ჯგუფების ურთიერთგაქვავების გამო კარბოქსილის ჯგუფს არც კარბონილნაერთებისა და არც სპირტების თვისებები არ ახასიათებს და მათგან განსხვავებით იძენს მჟავას თვისებებს.

კარბონილის ჯგუფის ნახშირბადატომი ნაწილობრივი დადებითი მუხტის გამო იზიდავს ჟანგბადის თავისუფალ ელექტრონულ წყვილს და  $\text{O}-\text{H}$  ბმის პოლარიზაციას იმდენად აძლიერებს, რომ წყალხსნარში წყალბადი წყდება კატიონის სახით:



თავის მხრივ, ჰიდროქსილის ჯგუფიც ახდენს გავლენას კარბონილის ჯგუფზე. ჰიდროქსილის ჟანგბადიდან თავისუფალი ელექტრონული წყვილის მიზიდვის შედეგად კარბონილის ნახშირბადატომზე დადებითი მუხტის რაოდენობა მცირდება და კარბონილის ჯგუფისათვის დამახასიათებელი მიერთების რეაქციები აღარ მიმდინარეობს.

ჰომოლოგიური რიგი და ნომენკლატურა:

$\text{H}-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \text{OH} \end{matrix}$  - ჭიანჭველმჟავა ანუ მეთანმჟავა

$\text{CH}_3-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \text{OH} \end{matrix}$  - ძმარმჟავა, ეთანმჟავა

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \text{OH} \end{matrix}$  - პროპიონმჟავა, პროპანმჟავა

$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \text{OH} \end{matrix}$  - ერბომჟავა, ბუტანმჟავა

გრძელჯაჭვიანი წვერები

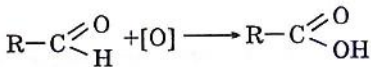
$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \text{OH} \end{matrix}$  - პალმიტინმჟავა

$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \text{OH} \end{matrix}$  - სტეარინმჟავა და სხვა.

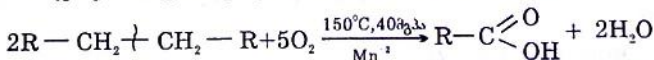
კარბონმჟავების ნომენკლატურა ძირითადად ტრივიალურია. საერთაშორისო ნომენკლატურის მიხედვით მათი სახელწოდების მისაღებად ალკანის სახელწოდებას ემატება სიტყვა „მჟავა“.

მიღების ხერხები. კარბონმჟავებს ღებულობენ:

1. ალდეჰიდების დაჟანგვით:

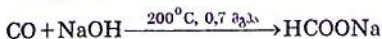


2. ალკანების ჰაერის ჟანგბადით კატალიზური დაჟანგვით:



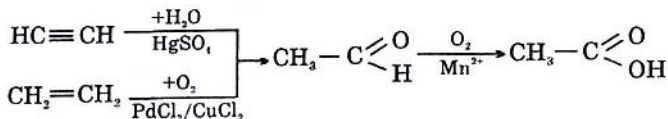
კატალიზატორად ამ რეაქციაში გამოყენებულია Mn-ის კატალიზატორები. ალკანების მოლეკულა იხლიჩება დაახლოებით შუაზე და  $\text{CH}_2$  ჯგუფი გარდაიქმნება კარბოქსილის ჯგუფად.

3. ჭიანჭველმჟავას მრეწველობაში ღებულობენ ნახშირბადის მონოქსიდის გატარებით ნატრიუმის ტუტეში მაღალი ტემპერატურისა და წნევის პირობებში:



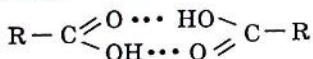
4. ძმარმჟავას მრეწველობაში ღებულობენ აცეტალდეჰიდის ჰაერის

ჟანგბადით კატალიზური დაჟანგვის შედეგად, აცეტალდეჰიდს კი - აცეტილენის ჰიდრატაციით ან ეთილენის კატალიზური დაჟანგვით  $\text{PdCl}_2$ -ის და  $\text{CuCl}_2$ -ის თანაობისას:

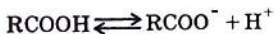


ფიზიკური თვისებები.  $\text{C}_1$ -დან  $\text{C}_9$ -მდე უფერო თხევადი ნივთიერებებია,  $\text{C}_{10}$ -დან - მყარი. თხევად ნივთიერებებს სუნი აქვს, მყარი - უსუნოა. ჭიანჭველმთავას და ძმარმთავას მძაფრი სუნი აქვს,  $\text{C}_3$ -დან  $\text{C}_9$ -მდე მთავებს კი - არასასიამოვნო სუნი. ჰომოლოგიური რიგის პირველი ოთხი წევრი იხსნება წყალში. შემდეგ ხსნადობა ძალიან კლებულობს და მყარი მთავები წყალში უხსნადია.

კარბონმთავები ასოცირებულია წყალბადური ბმებით. სპირტებისაგან განსხვავებით მთავებში წყალბადური ბმები უფრო ძლიერია და აირად მდგომარეობაშიც კი ისინი დიმერებს წარმოადგენენ, რომლებშიც ორი წყალბადური ბმაა:

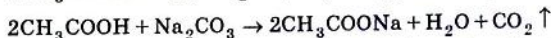
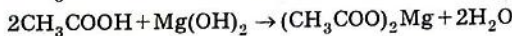
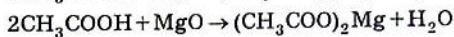
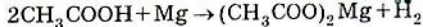


ქიმიური თვისებები. კარბონმთავები ანუ ორგანული მთავები სუსტი მთავებია: მათი დისოციაციის კონსტანტა დაახლოებით  $10^{-4}$  -  $10^{-5}$ -ის ტოლია.

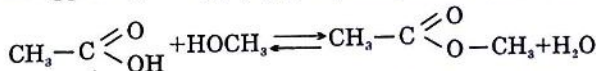


ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრი - ჭიანჭველმთავა - 10-ჯერ უფრო ძლიერია, ვიდრე ძმარმთავა და საშუალო სიძლიერის მთავას წარმოადგენს. მისი ჰომოლოგები რადიკალის გავლენით უფრო სუსტი მთავებია. რადიკალი კოვალენტური ბმის განზიდვის გამო (დადებითი ინდუქციური ეფექტი) ამცირებს კარბოქსილის ნახშირბადატომის დადებით მუხტს. ამიტომ მცირდება ჰიდროქსილის ჟანგბადიდან თავისუფალი ელექტრონული წყვილის მიზიდვა და შესაბამისად  $\text{O}-\text{H}$  ბმის პოლარიზაციაც.

ორგანულ მთავებს ახასიათებს არაორგანული მთავების ყველა თვისება - რეაქციაში შედის ლითონებთან, ფუჭე ოქსიდებთან, ლითონის ჰიდროქსიდებსა და სუსტი მთავას მარილებთან:

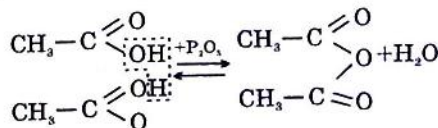


არაორგანული მჟავების მსგავსად ორგანული მჟავები რეაქციაში შედის სპირტებთან და რთულ ეთერებს წარმოქმნის, მაგალითად:

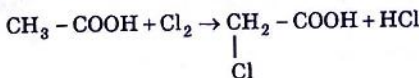


ამ რეაქციას ეთერიფიკაციის რეაქცია ეწოდება. იგი შექცევადია წარმოქმნილი რთული ეთერის ჰიდროლიზის გამო.

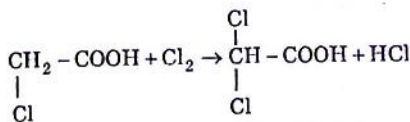
არაორგანული მჟავების მსგავსად ხდება ორგანული მჟავების დეჰიდრატაცია და წარმოიქმნება მჟავას ანჰიდრიდები. მაგალითად, ძმარმჟავა  $\text{P}_2\text{O}_5$ -ის საშუალებით დეჰიდრატირდება და წარმოქმნის ძმრის ანჰიდრიდს:



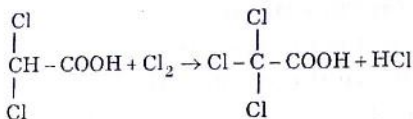
არაორგანული მჟავებისაგან განსხვავებით ორგანული მჟავები რეაქციაში შედის ჰალოგენებთან და წარმოქმნის ჰალოგენჩანაცვლებულ მჟავებს. მაგალითად, ძმარმჟავაზე ქლორის მოქმედებით მიიღება ჰალოგენჩანაცვლებული მჟავები:



მონოქლორძმარმჟავა

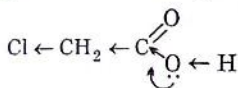


დიქლორძმარმჟავა



ტრიქლორძმარმჟავა

ჰალოგენანაცვლებული მჟავების სიძლიერე ჰალოგენის გავლენით იზრდება O—H ბმის პოლარიზაციის გაზრდის გამო.



რაც უფრო მეტია ჩანაცვლებული ჰალოგენის ატომთა რაოდენობა და რაც უფრო ახლოა ჰალოგენი კარბოქსილის ჯგუფთან, მით უფრო ძლიერია ჰალოგენჩანაცვლებული მჟავა. მაგალითად,  $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ | \\ \text{Cl} \end{array}$  100-ჯერ უფრო

ძლიერია ძმარმჟავაზე,  $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ | \\ \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ | \\ \text{Cl} \end{array}$  - 1000-ჯერ და  $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ | \\ \text{Cl} - \text{C} - \text{COOH} \\ | \\ \text{Cl} \end{array}$

- 10 000-ჯერ.

კარბონმჟავები არ იჟანგება დამჟანგავების მოქმედებით. გამონაკლისია ჭიანჭველმჟავა, რომელიც ძალიან ადვილად იჟანგება ვერცხლის ოქსიდის ამიაკური ხსნარით და ალდეჰიდების მსგავსად ახასიათებს „ვერცხლის სარკის“ რეაქცია. ჭიანჭველმჟავას ეს თვისება გამოწვეულია კარბოქსილის ჯგუფთან დაკავშირებული წყალბადატომით, რომელიც კარბონილის ჯგუფთან კომბინაციაში წარმოქმნის ალდეჰიდის ჯგუფს. ამრიგად, ჭიანჭველმჟავა ალდეჰიდიც არის და მჟავაც.

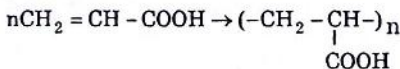


ცის-იზომერი სითხეა, ტრანს-იზომერი – მყარი. ცის-იზომერი, რომელსაც ოლეინის მჟავა ეწოდება, შედის მცენარეული ცხიმების (ზეთების) შედგენილობაში.

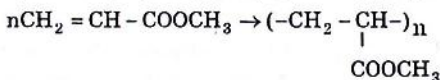
უჯერი მჟავებიდან აღსანიშნავია აგრეთვე ლინოლის მჟავა, რომელიც ორ  $\pi$ -ბმას შეიცავს და წარმოადგენს ცის-9,12-დიენსტერინის მჟავას

$$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \overset{13}{\text{C}} = \overset{12}{\text{C}} - \overset{11}{\text{C}} - \overset{10}{\text{C}} - \overset{9}{\text{C}} = \text{CH} - (\text{CH}_2)_7 \text{COOH}.$$
 ლინოლის მჟავას ცის-იზომერი საკვები ზეთების შემადგენელი ნაწილია.

უჯერ მჟავებს აქვს როგორც მჟავას, ისე ალკენის თვისებები. როგორც უჯერ ნაერთს, ახასიათებს მიერთების რეაქციები და პოლიმერიზაცია. მაგალითად, აკრილის მჟავა ადვილად პოლიმერიზდება და წარმოქმნის გამჭვირვალე პოლიმერს:

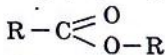


ანალოგიურად პოლიმერიზდება აკრილის მჟავას მეთილეთერი და წარმოქმნის პოლიმეთილაკრილატს, რომელსაც ორგანული მინა ეწოდება.



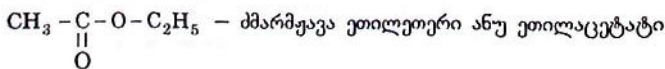
## §10. რთული პთერები

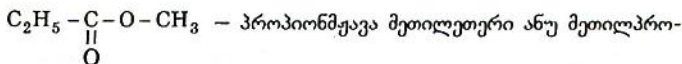
რთული ეთერები კარბონმჟავათა ისეთი ნაწარმებია, რომლებშიც კარბოქსილის წყალბადი ჩანაცვლებულია ნახშირწყალბადის რადიკალით, მათი ზოგადი ფორმულაა:



R შესაძლებელია იყოს ერთნაირი ან სხვადასხვა.

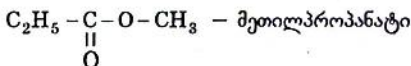
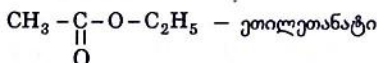
რთული ეთერების ნომენკლატურა მიიღება მჟავას და კარბოქსილის ჯგუფთან ჩანაცვლებული რადიკალის სახელწოდების მიხედვით. მაგალითად:



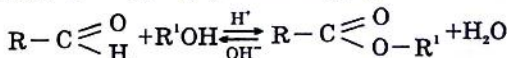


პროპიონატი

საერთაშორისო ნომენკლატურით ჯერ ასახელებენ კარბოქსილთან დაკავშირებულ რადიკალს და შემდეგ მჟავას სახელწოდებას „ატი“ დაბოლოებით:

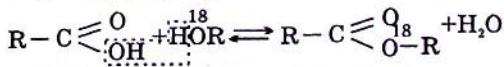


მიღების ხერხები. რთული ეთერის მიღების კლასიკური მეთოდია კარბონმჟავაზე სპირტების მოქმედება. ამ რეაქციის კატალიზატორია გოგირდმჟავა, რომელიც კატალიზური მოქმედების გარდა წყალწამრთმევიცაა და შექცევად პროცესს გადახრის მარჯვნივ:



პირდაპირ რეაქციას ეთერიფიკაციის რეაქცია ეწოდება, შებრუნებულს – შესაბუნის (იგივე პიღროლიზის პროცესია). შებრუნებული რეაქცია მიმდინარეობს ტუტე არეში.

ეთერიფიკაციის რეაქციის მექანიზმი დადგინდა ნიშანდებული ჟანგბადატომის საშუალებით. აიღეს სპირტი, რომლის შედგენილობაში შედიოდა ჟანგბადის იზოტოპი, რომლის მასური რიცხვი იყო 18. რეაქციის შემდეგ იგი აღმოჩნდა რთული ეთერის შედგენილობაში. ცხადი გახდა, რომ რეაქციის პროცესში წყლის მოლეკულა წარმოიქმნა მჟავას პიღროქსილისა (OH) და სპირტის წყალბადისაგან:



თვისებები. შედგენილობის მიხედვით რთული ეთერები იყოფა სამ ჯგუფად – ხილის ესენციები, ცვილები და ცხიმები.

ხილის ესენციები მოკლევადიანი კარბონმჟავებისა და მოკლევადიანი სპირტების რთული ეთერებია. ისინი ხილის სასიამოვნო სუნის მქონე თხევადი ნივთიერებებია. მაგალითად: იზოამილეთანატს ( $\text{CH}_3\text{COOC}_5\text{H}_{11}$ )

აქვს მსხლის სუნი, ბუტილბუტანატს ( $C_3H_7COOC_4H_9$ ) – ანანასის სუნი, ამილეთანატს ( $CH_3COOC_5H_{11}$ ) – ბანანის სუნი და ა. შ. (ამილი პენტანოლის რადიკალის ძველი სახელწოდებაა).

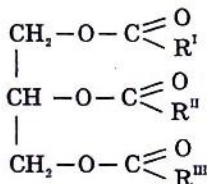
ხილის ესენციებს იყენებენ საკონდიტრო წარმოებაში.

ცვილები გრძელჯაჭვიანი კარბონმჟავების და გრძელჯაჭვიანი სპირტების რთული ეთერებია, მაგალითად, ფუტკრის ცვილი პალმიტინის მჟავას ( $C_{15}H_{31}COOH$ ) და მირიცის სპირტის ( $C_{30}H_{61}OH$ ) რთული ეთერია –  $C_{15}H_{31}COOC_{30}H_{61}$ .

რთული ეთერებიდან ყველაზე დიდი მნიშვნელობა აქვს ცხიმებს.

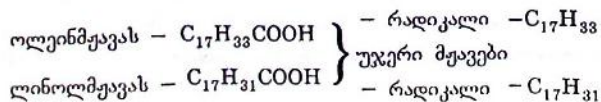
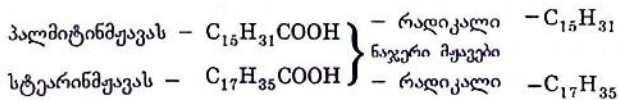
### ცხიმები

ცხიმები გლიცერინისა და გრძელჯაჭვიანი ერთფუძიანი კარბონმჟავების რთული ეთერებია. მათი ზოგადი ფორმულაა:



$R^I, R^{II}, R^{III}$  ერთფუძიანი კარბონმჟავების რადიკალებია.

ბუნებრივი ცხიმი, როგორც წესი, სხვადასხვა მჟავას ეთერია და სხვადასხვა რადიკალისაგან შედგება. ცხიმების შედგენილობაში შედის ნორმალური აღნაგობისა და ლუწი ნახშირბადატომის შემცველი მჟავას რადიკალები, როგორცაა:

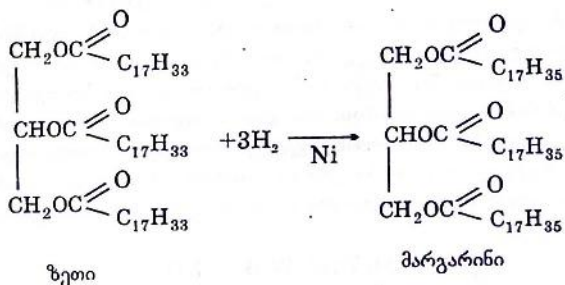


კარაქის შეღვენილობაში გამონაკლისის სახით შედის ერბომჟავას

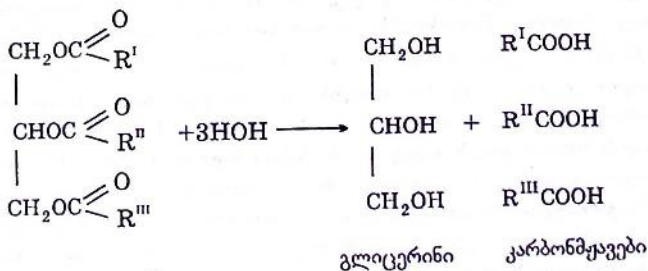
$C_3H_7COOH$  რადიკალი  $C_3H_7$ .

წარმოშობის მიხედვით არსებობს მცენარეული და ცხოველური ცხიმი. მცენარეული ცხიმი თხევადია და მას ზეთი ეწოდება. ცხოველური ცხიმი მყარია და ქონი ეწოდება. ქონის შეღვენილობაში დიდი რაოდენობით შედის ნაჯერი მჟავების რადიკალები, ხოლო ზეთის შეღვენილობაში – უჯერი მჟავების რადიკალები.

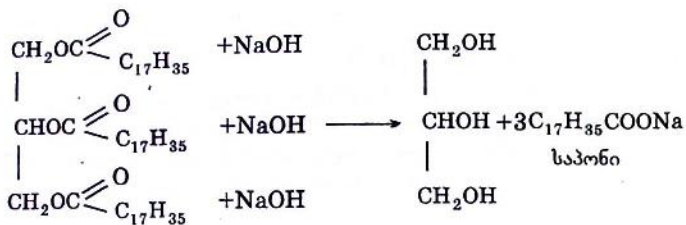
უჯერ მჟავათა რადიკალების შემცველობის გამო ზეთი იერთებს წყალბადს და წარმოიქმნება მყარი ცხიმი, რომელსაც მარგარინი ეწოდება. მაგალითად:



ცხიმი, როგორც რთული ეთერი, ჰიდროლიზდება. ჰიდროლიზს ატარებენ ან გადახურებული წყლის ორთქლით, ან ტუტეებთან დუღილით:



ტუტეებთან დუღილით მიიღება გლიცერინი და საპონი:



### გლიცერინი

ნატრიუმის საპონი შედარებით მაგარია, კალიუმისა კი – რბილი. ტყეის საპონი ( $(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})_2\text{Pb}$ ) გამოყენებულია მედიცინაში.

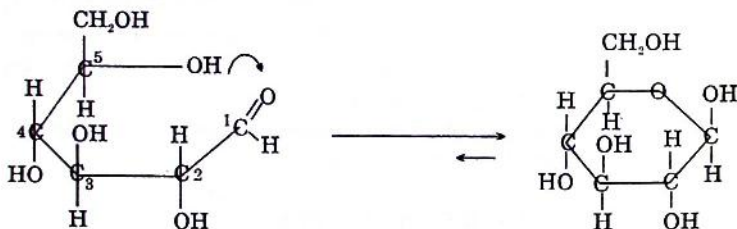
ცხიმო მნიშვნელოვანი საკვები ნივთიერებაა. ადამიანის ორგანიზმში იგი ჯერ ჰიდროლიზდება, შემდეგ ჰიდროლიზის პროდუქტები – გლიცერინი და კარბონმჟავები შეიწოვება ნაწლავებიდან და ისევ სინთეზირდება უკვე ამ ორგანიზმისათვის დამახასიათებელი აღნაგობის ცხიმო. ცხიმების საშუალებით ორგანიზმი ღებულობს უჯერ კარბონმჟავებს, რომელთა სინთეზი მას არ შეუძლია. უჯერი მჟავები ორგანიზმში ასრულებს ვიტამინის ფუნქციას და ბიოლოგიურად აქტიური ნივთიერებების წინამორბედებია.

## §11. ნახშირწყლები

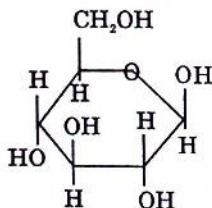
ნახშირწყლები ეწოდება ბუნებაში გავრცელებულ შაქროვან ნივთიერებებს, რომელთა შედგენილობაში შედის C-ს, H-ისა და O-ს ატომები. ნახშირწყლების მოლეკულაში H-ისა და O-ს თანაფარდობა ისეთივეა, როგორც წყალში (2:1). ამიტომ მათი ზოგადი ფორმულა ჩაიწერება ასე:  $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_n$ . ვერც ნახშირწყლების სახელწოდება და ვერც ზოგადი ფორმულა ვერ გამოსახავს მათ აღნაგობას და თვისებებს, მაგრამ სახელწოდება ისტორიულად შემორჩა დღემდე, რადგან სწორად ასახავს წყალბადისა და ჟანგბადის თანაფარდობას მოლეკულაში. ნახშირწყლები ჰიდროლიზის უნარის მიხედვით იყოფა სამ ჯგუფად: მონოსაქარიდებად, დისაქარიდებად და პოლისაქარიდებად. მონოსაქარიდები არ ჰიდროლიზდება, დისაქარიდების ჰიდროლიზით მიიღება ორი მოლეკულა მონოსაქარიდი, ხოლო პოლისაქარიდის ჰიდროლიზით – მონოსაქარიდის მრავალი მოლეკულა.



გლუკოზას აღმოაჩნდა ისეთი თვისებებიც, რომელთაც ალდეჰიდური ფორმულა ვერ ასახავს. დადგინდა, რომ გლუკოზის ალდეჰიდური ფორმულა ადვილად გადადის ციკლურში. ციკლურ ფორმულაში გადასვლას ხელს უწყობს გლუკოზის ჩონჩხის ისეთი გეომეტრიული ფორმის წარმოქმნა, როდესაც ალდეჰიდის ჯგუფი და მეხუთე ნახშირბადის ჰიდროქსიდი მაქსიმალურად უახლოვდება ერთმანეთს:



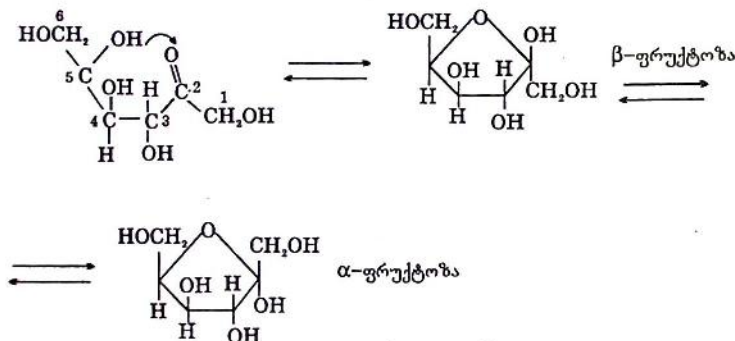
ასეთ გეომეტრიულ ფორმაში მეხუთე ნახშირბადის ჰიდროქსილის წყალბადი გადადის კარბონილის ჟანგბადთან, ხოლო ჟანგბადის ატომი უკავშირდება კარბონილის ნახშირბადატომს და წარმოიქმნება ციკლური ფორმულა, რომელსაც ნახშირბადატომების გარეშე წერენ:



გლუკოზის ციკლური ფორმულა ორი -  $\alpha$  და  $\beta$  - იზომერის სახით არსებობს. იმ იზომერს, რომელშიც პირველ ნახშირბადთან ჰიდროქსილი დგას ციკლის ზევით,  $\beta$  იზომერი ეწოდება, ხოლო იმ იზომერს, რომელშიც ჰიდროქსილი დგას ციკლის ქვევით -  $\alpha$ -იზომერი. წყალხსნარში  $\alpha$  და  $\beta$  იზომერები ურთიერთგარდაიქმნება ალდეჰიდური ფორმის გავლით:

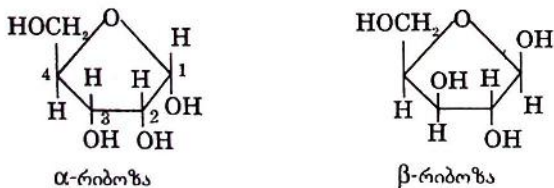


არსებობს. ციკლური ფორმულა წარმოიქმნება მე-5 ნახშირბადიდან (C-5) ჰიდროქსილის წყალბადის გადასვლით კარბონილის ჟანგბადთან. ამჯერად მიიღება ხუთწევრიანი ციკლური ფორმულა:

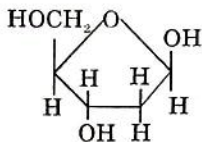


### პენტოზები

პენტოზები მონოსაქარიდებია, რომელთა შედგენილობაში შედის ნახშირბადის 5 ატომი. პენტოზებიდან აღსანიშნავია რიბოზა. იგი არსებობს  $\alpha$  და  $\beta$ -იზომერების სახით და ხუთწევრიანი ციკლური აღნაგობა აქვს.



ბუნებაში გავრცელებულია ისეთი პენტოზაც, რომლის მეორე ნახშირბადთან (C-2) ჰიდროქსილის ჯგუფს ჩამოცილებული აქვს ჟანგბადის ატომი. მას დეზოქსირიბოზა ეწოდება.

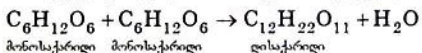


β-დეზოქსირიბოზა

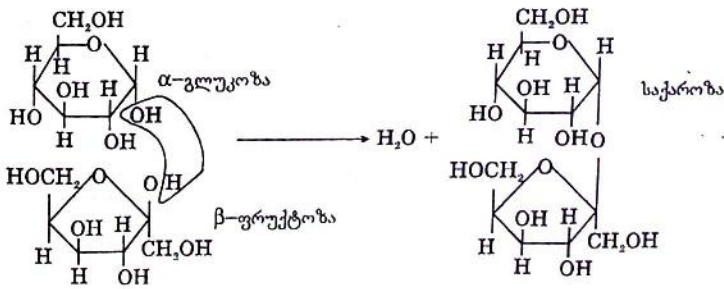
β-რიბოზა და β-დეზოქსირიბოზა შედის ნუკლეინის მჟავების შედგენილობაში.

### დისაქარიდები

დისაქარიდები მიიღება ორი მოლეკულა მონოსაქარიდის დაკავშირებით. ისინი ერთმანეთს უკავშირდება მონოსაქარიდების ორი მოლეკულიდან ერთი მოლეკულა წყლის მოხლეჩის შედეგად:

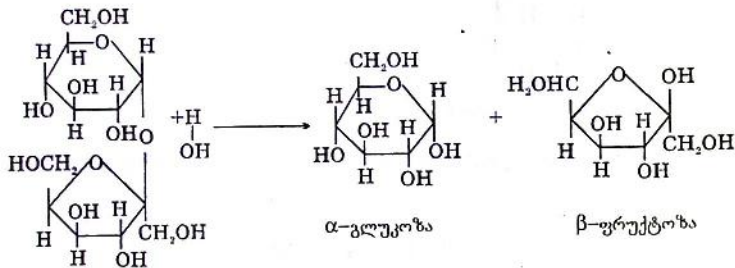


დისაქარიდებიდან ყველაზე გავრცელებული შაქარია საქაროზა ანუ ჩვეულებრივი შაქარი. იგი მიიღება შაქრის ლერწმისაგან (კუბა) ან შაქრის ჭარხლისაგან. საქაროზას მოლეკულაში შედის გლუკოზისა და ფრუქტოზის ნაშთები. მისი სტრუქტურა ასეთია:



საქაროზა თეთრი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. წყალში კარგად იხსნება. შემჟავებულ ხსნარში გაცხელებით ან ფერმენტების მოქმედებით პიღროლიზდება და წარმოქმნის გლუკოზისა და ფრუქტოზის ნარევეს, რომელ-

საც ინვერტული შაქარი ეწოდება. ინვერტული შაქარია თაფლი.

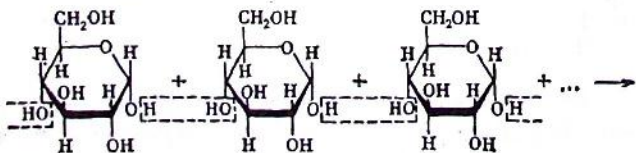


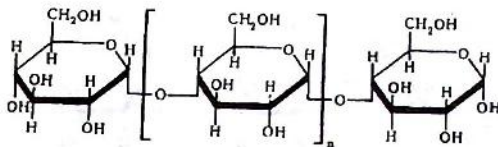
საქაროზა ძირითადი საკვები პროდუქტია. საქაროზას იზომერებია: ლაქტოზა ანუ რძის შაქარი, რომელიც შედის რძის შედგენილობაში, და მალატოზა, რომელიც სახამებლის ჰიდროლიზის შუალედური პროდუქტია.

### პოლისაქარიდები

პოლისაქარიდებია სახამებელი და ცელულოზა. მათი ზოგადი ფორმულაა  $(C_6H_{10}O_5)_n$  ისინი მაღალმოლეკულური ნაერთებია.  $n$  იცვლება 200-დან 7000-მდე, წყალში არ იხსნებიან და ტკბილი გემო არა აქვთ.

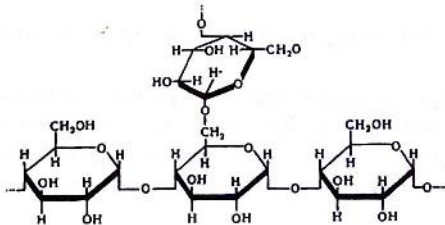
ბრინჯის, ხორბლის, სიმინდის შედგენილობაში სახამებელი 70-80%-ია, კარტოფილში კი - 20%. კარტოფილის ფქვილი სუფთა სახამებელია. სახამებელი არ არის ერთგვაროვანი ნივთიერება და შედგება ორი ნივთიერებისაგან - ამილოზისა, რომელიც სახამებელში დაახლოებით 20%-ია და ამილოპექტინისაგან, რომელიც 80%-ია. ამილოზა წყალში ხსნადია. ამილოპექტინი კი - წყალში უხსნადი. ამილოზა და ამილოპექტინი შედგება  $\alpha$ -გლუკოზის ნაშთებისაგან. ერთმანეთთან დაკავშირებულია  $\alpha$ -1,4 ბმებით:





ამილოზის მოლეკულა შედგება  $\alpha$ -გლუკოზის დაახლოებით 200 ნაშთისაგან ( $n=200$ ). მას იოდი აღურჯებს.

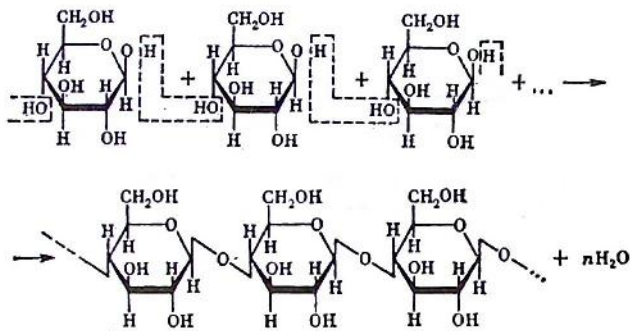
ამილოპექტინს დატოტვილი აღნაგობა აქვს, რომელშიც  $\alpha$ -გლუკოზის ნაშთები ერთმანეთთან დაკავშირებულია  $\alpha$ -1,4 და  $\alpha$ -1,6 ბმების საშუალებით:



ამილოპექტინის მოლეკულაში შედის  $\alpha$ -გლუკოზის 1000 ნაშთი. მას იოდი იისფერს აძლევს.

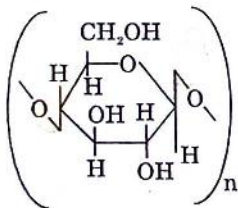
სახამებელი ძირითადი საკვები პროდუქტია. ადამიანის ორგანიზმში იგი ფერმენტების მეშვეობით იხლიჩება გლუკოზის მოლეკულად. რომელიც ხმარდება ორგანიზმის ენერგეტიკულ მოთხოვნებს, ხოლო ჭარბი რაოდენობა კვლავ გარდაიქმნება მაღალმოლეკულურ ნივთიერებად, რომელსაც ცხოველური სახამებელი ანუ გლიკოგენი ეწოდება. იგი გროვდება ღვიძლში.

**ცელულოზა.** ცელულოზა მცენარეული ბოჭკოს ძირითადი შემადგენელი ნაწილია. ბამბა და ფილტრის ქაღალდი სუფთა ცელულოზაა. ცელულოზა წყალში უხსნადი, თეთრი ფერის ბოჭკოვანი ნივთიერებაა. იგი შედგება  $\beta$ -გლუკოზის ნაშთებისაგან, რომლებიც ერთმანეთთან  $\beta$ -1,4 ბმებითა დაკავშირებული და მხოლოდ წრფივი აღნაგობა აქვს:

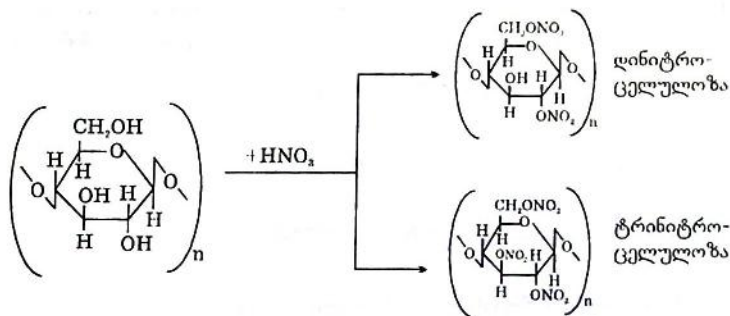


ცელულოზის მოლეკულაში  $n$ -ის მნიშვნელობა 1000-დან 1500-მდე იცვლება.

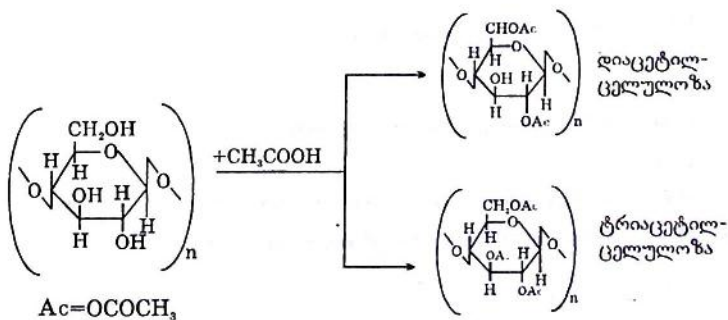
$\beta$ -1,4 ბმებით დაკავშირებული გლუკოზის ნაშთები ადამიანის ორგანიზმში არ იხლინება იმ ფერმენტების მეშვეობით, რომელიც ზღენს სახამებლის მოლეკულას. ამის გამო ცელულოზა საკვები ნივთიერება არ არის. ცელულოზის სტრუქტურული ერთეული შეიცავს სამ ჰიდროქსილის ჯგუფს



და ახასიათებს სპირტის დამახასიათებელი თვისებები. ცელულოზა შედის რეაქციაში აზოტმკავასთან და წარმოქმნის დი- და ტრინიტროცელულოზის ნარევეს:



ტრინიტროცელულოზას პიროქსილინი ეწოდება. მას იყენებენ უკვაშლო ღვთის დასამზადებლად. ცელულოზა რეაქციაში შედის ძმარმჟავასთან (და ძმარმჟავას ანჰიდრიდთან) და წარმოქმნის დი- და ტრიაცეტილცელულოზას:

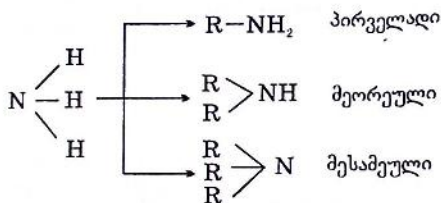


დი- და ტრიაცეტილცელულოზა გამოყენებულია ხელოვნური აბრეშუმის ანუ აცეტატური აბრეშუმის დასამზადებლად.

## §12. აზოგუბი

ამინები ამიაკის ნაწარმებია, სადაც წყალბადატომები ჩანაცვლებულია

ნახშირწყალბადების რადიკალით. ჩანაცვლებული რადიკალების რაოდენობის მიხედვით ამინები იყოფა პირველად, მეორეულ და მესამეულ ამინებად:



ამინებს ამიაკის მსგავსად პირამიდული აღნაგობა აქვს:



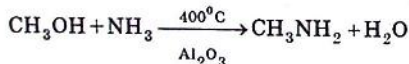
ამინების ნომენკლატურა მიიღება აზოტთან დაკავშირებული რადიკალების სახელწოდებისაგან. მაგალითად:

$\text{CH}_3\text{-NH}_2$  - მეთილამინი,

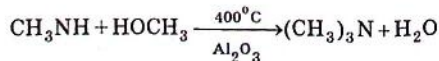
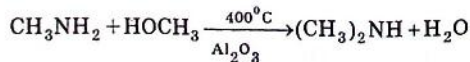
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \diagup \\ \text{C}_2\text{H}_5 \end{array} \text{NH}$  - მეთილეთილამინი,

$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \diagup \\ \text{C}_2\text{H}_5 \\ \diagdown \\ \text{C}_3\text{H}_7 \end{array} \text{N}$  - მეთილეთილპროპილამინი.

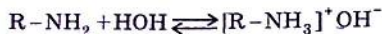
ამინებს მრეწველობაში ღებულობენ სპირტის ორთქლისა და ამიაკის ნარევის გატარებით  $400^\circ\text{C}$ -მდე გახურებულ  $\text{Al}_2\text{O}_3$ -ზე:



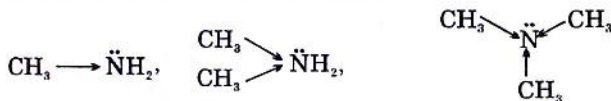
მიღებული მეთილამინი შედის რეაქციაში ჭარბ სპირტთან და წარმოქმნის დი- და ტრიმეთილამინს:



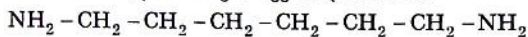




რადიკალის რაოდენობის გაზრდით ფუძე თვისებები ძლიერდება, ამიტომ დიმეთილამინი უფრო ძლიერი ფუძეა, ვიდრე მეთილამინი, მაგრამ ტრიმეთილამინი დიმეთილამინზე ძლიერი ფუძე ვეღარ არის სიერციით ფაქტორის გამო. მეთილის სამი რადიკალით გარშემორტყმული აზოტის თავისუფალი ელექტრონული წყვილი ძნელად მისაწვდომი ხდება დორულ-აქცეპტორული ბმის დასამყარებლად.



ამინების მოლეკულაში შესაძლებელია რამდენიმე ამინის ჯგუფის არსებობა. მათ შორის აღსანიშნავია ჰექსანდიამინი-1,6



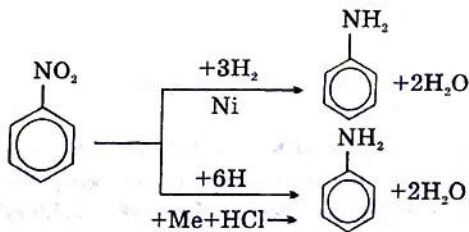
ანუ  $(NH_2)(CH_2)_6(NH_2)$ . იგი გამოყენებულია სინთეზური ბოჭკოს - ნაილონის მისაღებად.

### არომატული ამინები

არომატულ ამინებში ამინოჯგუფი ( $NH_2$ ) დაკავშირებულია ბენზოლის ბირთვის ნახშირბადატომთან. მათი პირველი წარმომადგენელია ანილინი



ანილინის მრეწველობაში ღებულობენ ნიტრობენზოლის აღდგენით ატომური ან მოლეკულური წყალბადით. ატომურ წყალბადს ღებულობენ მჟავაზე სხვადასხვა აქტიური ლითონის მოქმედებით:

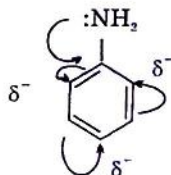


Me=Zn, ან Fe ან Sn

ნიტრონაერთებიდან ამინების მიღების ამ მეთოდს ზინინის მეთოდი ეწოდება (1824 წ).

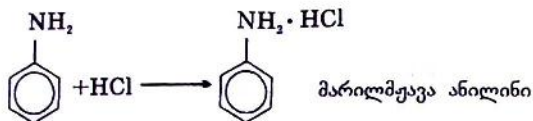
ანილინი წყალში უხსნადი თხევადი ნივთიერებაა. აქვს დამახასიათებელი სუნი. ჰაერზე ნაწილობრივი დაჟანგვის გამო ანილინი ყავისფერია. არომატული ამინები ტოქსიკური ნივთიერებებია.

ანილინი ამიაკთან შედარებით 10 000 ჯერ უფრო სუსტი ფუძეა და ლაკმუსს ფერს არ უცვლის, მისი ფუძე თვისებების შესუსტება გამოწვეულია აზოტის თავისუფალი ელექტრონული წყვილის შეუღლებით ბენზოლის  $\pi$ -ელექტრონებთან.

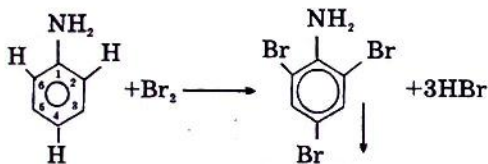


შეუღლების ეფექტის გამო ელექტრონული სიმკვრივე აზოტის ატომზე მცირდება, ხოლო ბენზოლის ბირთვის მე-2, მე-4 და მე-6 ნახშირბადატომებთან – იზრდება, ამიტომ ისინი ნაწილობრივ უარყოფითად იმუხტებიან.

ანილინი სუსტი ფუძეა, მაგრამ ძლიერ მჟავებთან ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) მაინც შედის რეაქციაში და წარმოქმნის მარილებს:



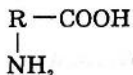
ამინოჯგუფის ( $\text{NH}_2$ ) გავლენით ბენზოლის ბირთვში ჩანაცვლების რეაქციები ადვილად მიმდინარეობს მე-2, მე-4 და მე-6 ნახშირბადატომებთან. მაგალითად, ბრომირანი წყლის მოქმედებით ანილინი წარმოქმნის 2,4,6-ტრი-ბრომანილინის თეთრ ნალექს:



მრეწველობაში ანილინს იყენებენ საღებრების წარმოებაში და სამკურნალო პრეპარატების მისაღებად (სტრეპტოციდი და მისი ნაწარმები, რომლებსაც სულფანილამიდური პრეპარატები ეწოდება).

### §13. ამინომჟავები

კარბონმჟავების ისეთ ნაწარმებს, სადაც რადიკალის წყალბადი ჩანაცვლებულია ამინო ( $\text{NH}_2$ ) ჯგუფით, ამინომჟავები ეწოდება. მათი ზოგადი ფორმულა ასეთია:



კარბოქსილის რაოდენობის მიხედვით ამინომჟავები შეიძლება იყოს ერთფუძიანი, ორფუძიანი და ა. შ. ამინოჯგუფის რაოდენობის მიხედვით არსებობს მონოამინომჟავები, დიამინომჟავები და ა. შ., ხოლო რადიკალის მიხედვით ამინომჟავები შეიძლება იყოს ნაჯერი, უჯერი, არომატული და სხვა.

#### ერთფუძიანი ნაჯერი ამინომჟავები

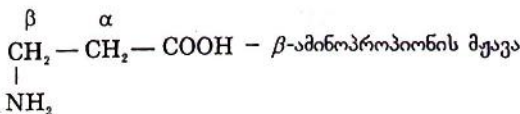
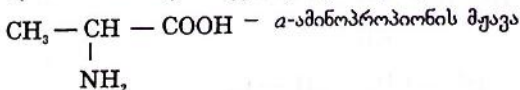
ერთფუძიანი ნაჯერი ამინომჟავების ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრია ამინომჟავა -  $\text{CH}_2 - \text{COOH}$  მეორე წევრი არსებობს ორი

$$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array}$$

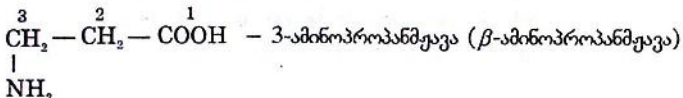
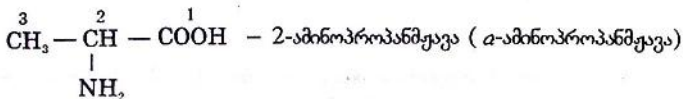
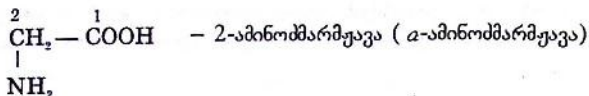
იზომერის სახით:  $\text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$  და  $\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{COOH}$ , რომ

$$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array} \quad \text{და} \quad \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{COOH} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array}$$

ლებიც ამინოჯგუფის მდებარეობით განსხვავდებიან. ნახშირბადატომთა ჯგუფში ამინოჯგუფის მდებარეობას აღნიშნავენ ბერძნული ანბანის ასოებით:  $\alpha, \beta, \gamma, \delta, \epsilon$  და ა. შ. კარბოქსილის ჯგუფიდან დაშორებულ პირველ ნახშირბადს  $\alpha$  ასოთი აღნიშნავენ, მეორეს -  $\beta$  და ა. შ.



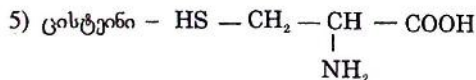
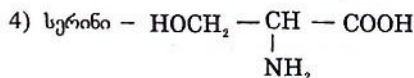
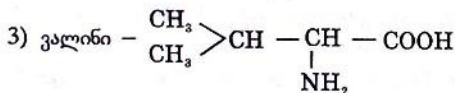
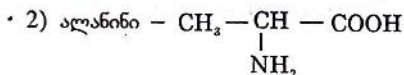
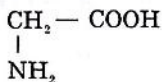
საერთაშორისო ნომენკლატურით ამინოჟგუფის მდებარეობას აღნიშნავენ ციფრების მეშვეობით, მაგალითად:

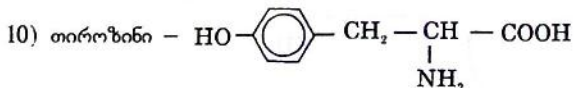
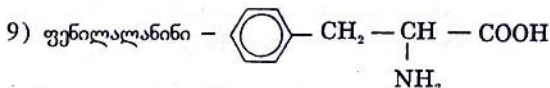
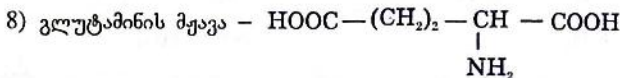
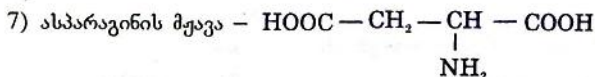
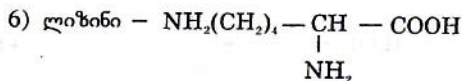


ჩვეულებრივ, ჭიმაში გამოყენებულია ძველი ნომენკლატურა.

ამინომჟავების იზომერებიდან განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს  $\alpha$ -ამინომჟავებს, რომლებიც ცილების შემადგენელი ნაწილებია.

ცილების შედგენილობაში გავრცელებული 20  $\alpha$ -ამინომჟავიდან აღსანიშნავია შემდეგი: 1) გლიცინი -



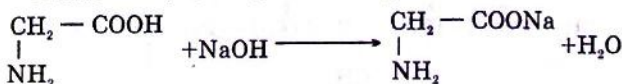


მიღების ზერხები.  $\alpha$ -ამინომჟავების მიღების ძირითადი მეთოდია ცილების ჰიდროლიზი, რომლის დროსაც წარმოიქმნება  $\alpha$ -ამინომჟავების ნარევი. სინთეზური მეთოდებიდან აღსანიშნავია ჰალოგენანაცვლებულ მჟავებზე ამიაკის მოქმედება:



თვისებები.  $\alpha$ -ამინომჟავები მყარი, კრისტალური ნივთიერებებია, რომლებსაც აქვს როგორც ამინების, ისე კარბონმჟავების ქიმიური თვისებები. როგორც მჟავები, ისინი შედიან რეაქციაში:

1) ტუტებთან და წარმოქმნიან მარილებს:

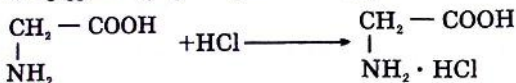


2) სპირტებთან და წარმოქმნიან რთულ ეთერებს:

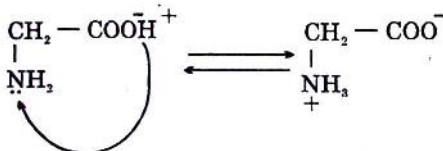


როგორც ფუძეები, რეაქციაში შედიან:

3) მჟავებთან და წარმოქმნიან მარილებს:

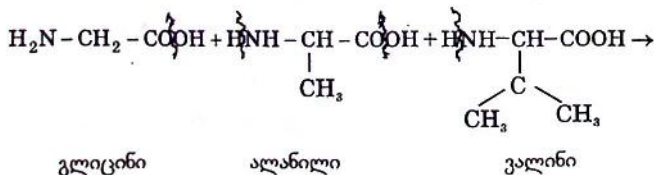
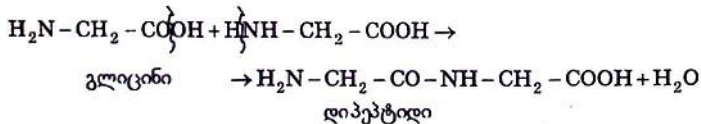


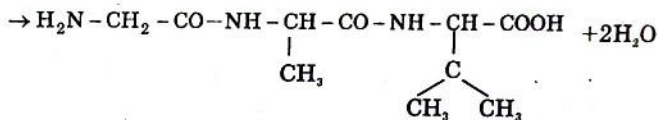
ამრიგად, ამინომჟავები ორგანული ამფოტერული ნაერთებია. მჟავა და ფუძე თვისებების გამო  $\alpha$ -ამინომჟავების კარბოქსილის წყალბადი უერთდება ამინოჯგუფის აზოტს და წარმოქმნის შინაგან მარილს:



რომელსაც ბიპოლარული იონი ანუ ცვიტერ-იონი ეწოდება. ცვიტერ-იონი ლაკმუსს არც აწითლებს და არც ალურჯებს.

ამფოტერული ბუნების გამო ამინომჟავები ერთმანეთთან შედის რეაქციაში და წარმოქმნის პეპტიდებს. რეაქციაში მონაწილე ამინომჟავების რიცხვის მიხედვით არსებობს დი, ტრი და პოლიპეპტიდები



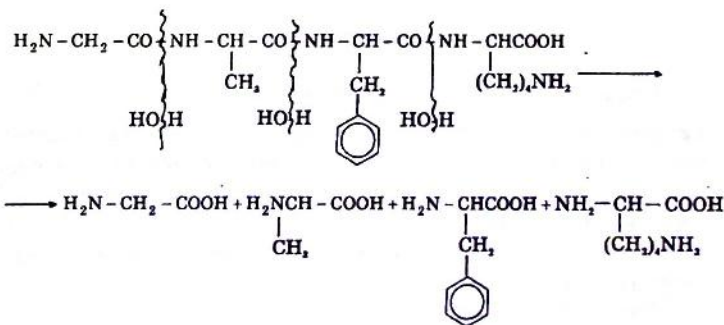


გლიცილ-ალანილ-ვალინი

პეპტიდებში ამინომჟავათა ნაშთები ერთმანეთთან დაკავშირებულია  $-\text{C}(=\text{O})-\text{NH}-$  ჯგუფით, რომელსაც ამიდური ანუ პეპტიდური ჯგუფი ეწოდება,

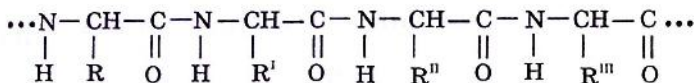
ხოლო ამ ჯგუფით დამყარებულ ბმას - ამიდური ანუ პეპტიდური ბმა.

პოლიპეპტიდები რთული ეთერების მსგავსად ჰიდროლიზდება და იხლიჩება ცალკეულ ამინომჟავებად:



### პოლიპეპტიდები

პოლიპეპტიდების შედგენილობაში შულის 2-დან 2500-მდე ამინომჟავას ნაშთი. 2-დან 20-მდე ამინომჟავას ნაშთის შემცველ პოლიპეპტიდებს ოლიგოპეპტიდები ეწოდება. (ბერძ. ოლიგო-მცირე). პოლიპეპტიდების ზოგადი ფორმულა ასეთია:



$\text{R}, \text{R}', \text{R}'', \text{R}'''$  *ა*-ამინომჟავათა ნაშთებია.

ოლიგოპეპტიდებიდან აღსანიშნავია დიპეპტიდი — ასპარტამი, რომელიც ასპარაგინის მჟავასა და ფენილალანინის დიპეპტიდის მეთილის ეთერია (ასპ-ფენ- $\text{OCH}_3$ ).

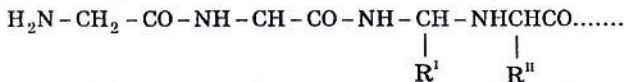
ასპარტამი 200-ჯერ უფრო ტკბილია საქაროზაზე და იყენებენ კვების მრეწველობაში.

ასპარაგინის მჟავას კალიუმისა და მავნიუმის მარილები პანანგინის სახელწოდებით გამოყენებულია მედიცინაში გულის სამკურნალოდ. ამინომჟავებიდან მედიცინაში ნერვული დაავადების სამკურნალოდ გამოყენებულია გლუტამინის მჟავა.

## ცილები

ცილები ამინომჟავების ბიოლოგიური პოლიმერებია, რომელთა მოლეკულური მასები  $10^7$ -დან  $10^8$ -მდე იცვლება. ცილების შედგენილობაში შედის 20 სხვადასხვა *ა*-ამინომჟავა. *ა*-ამინომჟავები ერთმანეთთან დაკავშირებულია პეპტიდური ბმებით და წარმოქმნის პოლიპეპტიდურ ჯაჭვებს. პოლიპეპტიდურ ჯაჭვში *ა*-ამინომჟავების რაოდენობა 100-სა და 300-ს შორის მერყეობს. ცილების შედგენილობაში შედის ერთი ან რამდენიმე პოლიპეპტიდური ჯაჭვი.

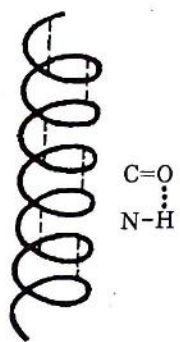
პოლიპეპტიდის ჯაჭვში *ა*-ამინომჟავები გარკვეული თანმიმდევრობითა დაკავშირებული ერთმანეთთან. *ა*-ამინომჟავების დაკავშირების უნიკალურ თანმიმდევრობას ცილის პირველადი სტრუქტურა ეწოდება:



პოლიპეპტიდის ჯაჭვი სივრცეში დახვეულია სპირალურად და ქმნის ცილის მეორეულ სტრუქტურას. სპირალური სტრუქტურის არსებობას განაპირობებს წყალბადური ბმები *ა*-ამინომჟავების  $-\text{NH}-$  და  $-\text{C}-$

$$\begin{array}{c} || \\ \text{O} \end{array}$$

ჯგუფებს შორის. როგორც წესი, ყოველი ამინომჟავას NH ჯგუფის წყალ-  
ბადი უკავშირდება მეოთხე ამინომჟავას  $\text{—C—}$  ჯგუფს.



სპირალების გარეთ განლაგებულია რადიკალები, რომელთა შედგენი-  
ლობაში შედის სხვადასხვა ფუნქციური ჯგუფი:  
—OH, —NH<sub>2</sub>, —COOH, HS— და სხვა. ისინი ერთმანეთთან შედიან რეაქ-  
ციაში და წარმოქმნიან რთულეთერულ, მარტივეთერულ, მარილის, დის-  
ულფიდურ (—S—S—) და სხვა ტიპის ბმებს. ამის გამო სპირალი ჩაიხვევა.  
მიღებულ სტრუქტურას მესამეული სტრუქტურა ეწოდება.

გარკვეული ზემოქმედების პირობებში (ტემპერატურა, რადიაცია და  
სხვა) ცილაში ირღვევა მეორეული და მესამეული სტრუქტურა. ამ პრო-  
ცესს ცილის დენატურაცია ეწოდება. პირობების მიხედვით დენატურაცია  
შეიძლება იყოს როგორც შექცევადი, ისე შუუქცევადი. დენატურაციისაღმ  
განსაკუთრებით მგრძობიარეა ფერმენტები.

ცილები ცოცხალ ორგანიზმში მრავალნაირ ფუნქციას ასრულებს:  
ისინი წარმოადგენენ რბილი ქსოვილების სტრუქტურულ ელემენტებს, ფერ-  
მენტებს, ჰორმონებს. ჟანგბადისა და მინერალური მარილების გადამტანებს.  
ცილა განაპირობებს ორგანიზმის იმუნიტეტს და სხვა.

ცილები ამფოტერული ნივთიერებებია. ახასიათებს რამდენიმე ფერადი

რეაქცია, მაგალითად, ქსანტოპროტეინის რეაქცია – აზოტმჟავას მოქმედებით ყვითელი ფერის ნალექის წარმოქმნა, რომელიც ტუტის მოქმედებით ნარინჯისფერს ღებულობს.

## ცილების ქიმიური სინთეზი

ცილების ქიმიური სინთეზი ორგანული ქიმიის ყველაზე რთული საკითხია. სირთულე გამოწვეულია რამდენიმე ფაქტორით: უპირველეს ყოვლისა, უნდა განისაზღვროს ცილის პირველადი სტრუქტურა და შემდეგ უნდა დამუშავდეს მისი სინთეზის მეთოდი. სინთეზის განხორციელებას ართულებს ის გარემოება, რომ 20 სხვადასხვა  $\alpha$ -ამინომჟავასაგან შესაძლებელია  $2 \cdot 10^{18}$  იზომერული ცილის მიღება, რომლებიც ერთმანეთისგან განსხვავდება პირველადი სტრუქტურით.

ცილის პირველადი სტრუქტურის დადგენა ხდება ქიმიური გახლეჩის საშუალებით. 50-იან წლებში რამდენიმე წლის ინტენსიური მუშაობის შედეგად დადგინდა კუჭქვეშა ჰორმონის – ინსულინის პირველადი სტრუქტურა. იგი შედგება A და B პოლიპეპტიდური ჯაჭვისგან. A-ჯაჭვში შედის 21 ამინომჟავას ნაშთი, ხოლო B-ში – 30 ამინომჟავას ნაშთი და ჯაჭვები ერთმანეთთან დაკავშირებულია ორი დისულფიდური ( $-S-S-$ ) ბმით.

შექმნილია ავტომატური ხელსაწყოები, რომელთა მეშვეობითაც დადგენილია თითქმის 2000-მდე ცილის პირველადი სტრუქტურა.

ჩვენი საუკუნის 60-იან წლებში განხორციელდა ინსულინის სინთეზი. 51 ამინომჟავის ნაშთის დადგენილი თანმიმდევრობით დაკავშირებას დასჭირდა 3 წლის დაძაბული მუშაობა. ბოლო წლებში მეცნიერებმა შეიმუშავეს სინთეზის სწრაფი და ეფექტური მეთოდი, რომლის საფუძველზეც შეიქმნა ავტომატური ხელსაწყო-სინთეზატორი. ამ ხელსაწყოს მეშვეობით ინსულინის A-ჯაჭვის სინთეზი 8 დღეში ხდება, ხოლო B-ჯაჭვისა – 11 დღეში.

სინთეზატორის მეშვეობით ამჟამად მიღებულია ისეთი პოლიპეპტიდები, რომელთა შედგენილობაში შედის 50-ზე მეტი ამინომჟავას ნაშთი.

## §14. მაღალმოლეკულური ნაერთები

ისეთ ორგანულ ნერთს, რომლის მოლეკულური მასა აღემატება  $10^4$ -ს,

მაღალმოლეკულური ნივთიერება ეწოდება. ასეთი ნივთიერება მაკრომოლეკულებისაგან შედგება. ისინი შეიცავენ ატომთა დაჯგუფებისაგან, რომელიც რამდენჯერმე მეორდება და სტრუქტურული ერთეული ეწოდება.

ისეთ ორგანულ ნივთიერებებს, რომლებიც მაკრომოლეკულებს წარმოქმნის, მონომერები ეწოდება, ხოლო მიღებულ მაკრომოლეკულების ერთობლიობას — პოლიმერი. მონომერი და პოლიმერი ერთმანეთისაგან სტრუქტურით განსხვავდება. მაგალითად, ეთილენის პოლიმერიზაციით მიიღება პოლიეთილენი:



ეთილენი ამ რეაქციაში მონომერია, პოლიეთილენი კი — პოლიმერი. მონომერის მოლეკულაში  $\pi$ -ბმა, ხოლო პოლიმერის მოლეკულაში  $\pi$ -ბმა აღარ არის. პოლიმერი შედგება  $n$  რაოდენობა სტრუქტურული ერთეულისაგან.  $n$  რიცხვს პოლიმერიზაციის ხარისხი ეწოდება. იგი მუდმივი სიდიდე არ არის და მერყეობს რამდენიმე ასეულიდან რამდენიმე ათასეულამდე. ამის გამო პოლიმერის ფარდობითი მოლეკულური მასაც ( $M_r$ ) მუდმივი სიდიდე არ არის და სხვადასხვა მაკრომოლეკულის ფარდობითი მოლეკულური მასების საშუალო არითმეტიკულის ტოლია. მაგალითად, როცა ამბობენ, რომ პოლიმერის ფარდობითი მოლეკულური მასა 25 ათასის ტოლია, ეს იმას ნიშნავს, რომ პოლიმერის შედგენილობაში შედის როგორც 25 ათასზე უფრო ნაკლები მასის, ისე უფრო მეტი მასის მქონე მაკრომოლეკულები.

პოლიმერიზაციის ხარისხის საშუალო მნიშვნელობა შესაძლებელია გამოვითვალოთ პოლიმერის ფარდობითი მოლეკულური მასის შეფარდებით სტრუქტურული ერთეულის ფარდობით მასასთან:

$$n = \frac{M_r(\text{პოლიმერის})}{M_r(\text{სტრუქ. ერთ.})}$$

პოლიმერებს აჯგუფებენ სხვადასხვა კრიტერიუმის — მაკრომოლეკულების გეომეტრიული ფორმის, ტემპერატურის ზემოქმედების, მექანიკური თვისებებისა და სხვათა მიხედვით.

მაკრომოლეკულების გეომეტრიული ფორმის მიხედვით არსებობს სამი სახის პოლიმერი: წრფივი, დატოტვილი და ბადისებური სტრუქტურის.



ტექნერატურის ზემოქმედების მიხედვით პოლიმერები იყოფა თერმოპლასტიკურ და თერმორეაქტიულ პოლიმერებად. თერმოპლასტიკურია პოლიმერი, რომელიც გაცხელების შედეგად ფორმას იცვლის და გაცივების შემდეგ ამ ფორმას ინარჩუნებს.

თერმორეაქტიულია პოლიმერი, რომელიც გაცხელების შედეგად იცვლის ფორმას და შემდეგში მას ინარჩუნებს, მაგრამ ხელმეორედ გაცხელებისას დეფორმაციასაც აღარ განიცდის და აღარ ღლვება. თერმორეაქტიული პოლიმერი თავდაპირველი გაცხელებისას იცვლის სტრუქტურას და წრფივი აღნაგობიდან გადადის ბადისებურში. ამის გამო იგი კარგავს პლასტიკურობას. თერმორეაქტიული პოლიმერია ფენოლფორმალდეჰიდური ფისი.

მექანიკური თვისებების მიხედვით პოლიმერები იყოფა ელასტომერებად და პლასტომერებად. ელასტომერი ელასტიკურია: მისი საწყისი სიგრძე შესაძლებელია 10-15-ჯერ გაიზარდოს. ელასტომერია კაუჩუკი და რეზინი.

პლასტომერი გარე ძალის ზემოქმედებით იცვლის ფორმას და ძალის მოქმედების შეწყვეტის შემდეგ ინარჩუნებს მას.

წარმოშობის მიხედვით არსებობს ბუნებრივი და სინთეზური პოლიმერები. ბუნებრივი პოლიმერებია: კაუჩუკი, პოლისაქარიდები (სახამებელი და ცელულოზა), ცილები და ნუკლეინის მჟავები. სინთეზური პოლიმერებია: პოლიეთილენი, პოლიპროპილენი, პოლიაკრილატები, პოლიქლორვინილი სინთეზური კაუჩუკები, სინთეზური ბოჭკოები და სხვა.

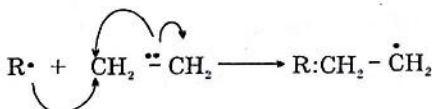
## სინთეზური პოლიმერების მიღების ხერხები

პოლიმერების მიღების ორი მეთოდი არსებობს: პოლიმერიზაცია და პოლიკონდენსაცია.

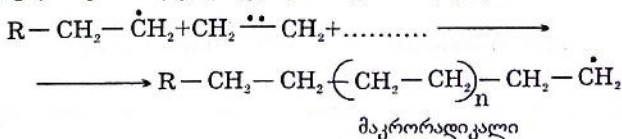
პოლიმერიზაცია ეწოდება ერთნაირი მოლეკულების შეერთების პროცესს, რომლის დროსაც მიიღება ერთი მაკრომოლეკულა. პოლიმერიზაციის

პროცესში მაკრომოლეკულების გარდა არაფერი არ წარმოიქმნება და ამიტომ ნივთიერების ელემენტური შედგენილობა უცვლელია. პოლიმერიზდება უჯერი ნაერთები, რომელთა შედგენილობაში შედის ერთი ან რამდენიმე უჯერი ბმა. განსაკუთრებით ადვილად მიმდინარეობს დიენური ნახშირწყალბადების პოლიმერიზაცია. პირობების მიხედვით პოლიმერიზაცია მიმდინარეობს ან რადიკალური, ან იონური მექანიზმით. მაგალითად, ეთილენის პოლიმერიზაცია მიმდინარეობს ისეთი ნივთიერებების დამატებით, რომლებიც გაცხელების შედეგად რადიკალებს წარმოქმნიან. ასეთ ნივთიერებებს ინიციატორები ეწოდება. ინიციატორის დაშლით მიღებული რადიკალი

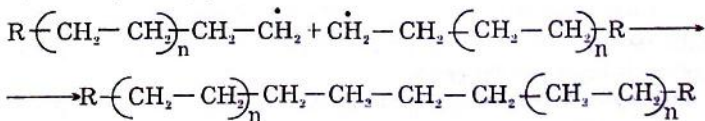
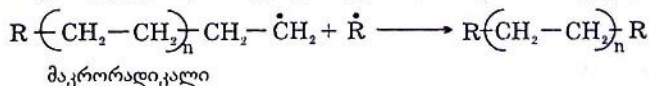
(R) ეჯახება ეთილენის მოლეკულას და თავის კენტ ელექტრონს უწყვეილებს π-ბმის ერთ-ერთ ელექტრონს. წარმოქმნილი ელექტრონული წყვილის საშუალებით რადიკალი უკავშირდება ნახშირბადატომს, ხოლო π-ბმის მეორე ელექტრონი გადადის მეზობელ ნახშირბადატომთან და წარმოქმნის ახალ რადიკალს.



მიღებული რადიკალი ისევ ეჯახება ეთილენის მოლეკულას და მრავალჯერადი ანალოგიური პროცესის შედეგად წარმოიქმნება მაკრორადიკალი. მიღებული მაკრორადიკალი ეჯახება საწყის რადიკალს:



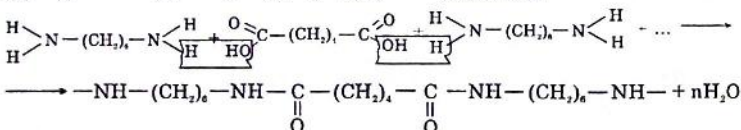
ან გაორკვედება და ორივე შემთხვევაში წარმოქმნის მოლეკულას:



მიღებულ მოლეკულებში პოლიმერიზაციის ხარისხი (n), ცხადია, ერთნაირი არ იქნება. აქ განხილული რადიკალური მექანიზმის გარდა პოლიმერიზაცია მიმდინარეობს იონური მექანიზმითაც.

პოლიკონდენსაცია ეწოდება პოლიმერების მიღების ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც დაბალმოლეკულური ნაერთებიდან მიიღება პოლიმერი და თანამდევი მარტივი შედგენილობის ნაერთები ( $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $HCl$  და სხვა). პოლიკონდენსირდება ისეთი ორგანული ნაერთები, რომელთა შედგენილობაში შედის ორი ფუნქციური ჯგუფი. მაგალითად, ორი ჰიდროქსილი, ან ორი კარბოქსილის ჯგუფი ან ერთი კარბოქსილის და ერთი ამინოჯგუფი ან სხვა კომბინაციები.

მაგალითად, პოლიამიდური ბოჭკო – ნაილონი – მიიღება 1,6-დიამი-ნოჰექსანისა ( $H_2N(CH_2)_6NH_2$ ) და ორფუძიანი მჟავას ( $HOOC(CH_2)_4COOH$ ) პოლიკონდენსაციით. პოლიმერის გარდა პოლიკონდენსაციის პროცესში გამოიყოფა წყლის მოლეკულაც:



პოლიკონდენსაციის რეაქციებია ფენოლფორმალდეჰიდური ფისის, პოლისაქარიდების, პოლიპეპტიდების, პოლიამიდური ბოჭკოებისა და სხვა თა მიღების რეაქციები.

## პოლიმერების ზოგადი თვისებები

პოლიმერების თვისებები განსხვავდება მონომერის თვისებებისაგან. მაგალითად, მონომერის მოლის მასა, დნობისა და დუღილის ტემპერატურა, ხსნადობა მუდმივი სიდიდეებია და მახასიათებელ კონსტანტებს წარმოადგენენ, ხოლო პოლიმერის მოლის მასა და დნობისა და დუღილის ტემპერატურა არ არის მუდმივი სიდიდეები და არც პოლიმერის მახასიათებელი კონსტანტებია.

პოლიმერის ფარდობითი მოლეკულური მასა მასში შემავალი მაკრო-მოლეკულების ფარდობითი მოლეკულური მასების საშუალო არითმეტიკულია და ფართო საზღვრებში მერყეობს.

პოლიმერს მონომერისაგან განსხვავებით მუდმივი დნობის ტემპერ-

ატურა არ გააჩნია, რადგან გაცხელების პროცესში ჯერ ღნება შედარებით მცირე მოლეკულური მასის მქონე მაკრომოლეკულა, შემდეგ უფრო დიდი და ა. შ. რადგან პოლიმერის ფარდობითი მოლეკულური მასა ფართო ინტერვალში მერყეობს, ღნობის ტემპერატურაც მუდმივი არ არის და მერყეობს რამდენიმე ათეული გრადუსის ფარგლებში.

პოლიმერის დუდილის ტემპერატურა საკმაოდ მაღალი უნდა იყოს დიდი ფარდობითი მოლეკულური მასის გამო, მაგრამ ვინაიდან პოლიმერი არამდგრადია, იგი დუდილის ტემპერატურამდე იწყებს დაშლას და მისი აორთქლება შეუძლებელი ხდება, ამიტომ პოლიმერს დუდილის ტემპერატურა საერთოდ არ გააჩნია და მისი გამოხდა (ორთქლად გადაქცევა და ორთქლის კონდენსაცია) შეუძლებელია.

პოლიმერები ცუდად იხსნება გამხსნელებში. ამის მიზეზი ისაა, რომ შედარებით მცირე ფარდობითი მოლეკულური მასის მქონე გამხსნელის მოლეკულებს არ შეუძლია მაკრომოლეკულების გახლეჩა უმცირეს ნაწილაკებად. წრფივი აღნაგობის პოლიმერი შესაფერის გამხსნელში მცირედ იხსნება და წარმოქმნის ბლანტ სითხეს. ბადისებრი პოლიმერი კი გამხსნელებში საერთოდ არ იხსნება.

მონომერებისაგან გასხვავებით პოლიმერებს დიდი მექანიკური სიმკვრივე ახასიათებს, რაც მაკრომოლეკულებში კოვალენტური ბმების სიმრავლითაა განპირობებული.

### პოლიმერების ცალკეული მნიშვნელოვანი ვარამოვებუნელობა

პოლიეთილენი. ქიმიური მრეწველობა უშვებს ორი სახეობის — მაღალი და დაბალი წნევის — პოლიეთილენს. მაღალი წნევის პოლიეთილენი მიიღება 150-300°C ტემპერატურისა და 150-300 მგპა წნევის პირობებში. კატალიზატორად გამოყენებულია ჰაერის ფანგბადი ან ორგანული პეროქსიდები. რეაქცია მიდის რადიკალური მექანიზმით. დაბალი წნევის პოლიეთილენს იღებენ 30°C ტემპერატურისა და 3 მგპა წნევის პირობებში. კატალიზატორად იყენებენ ციგლერ-ნატას კატალიზატორს.

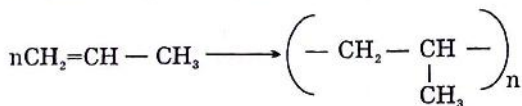
პოლიეთილენი თერმობლასტიკური პოლიმერია, თეთრია და შეხებისას ცხიმოვანი. თხელი პოლიეთილენი გამჭვირვალეა. იგი წყლის, მჟავების, ტუტეებისა და ორგანული გამხსნელების. (სპირტი, აცეტონი, ბენზინი, ეთერი) მიმართ მდგრადია. მისი სიმკვრივე  $\rho = 0,92-0,95$  გ/სმ<sup>3</sup>, ღნება

100° C-ზე.

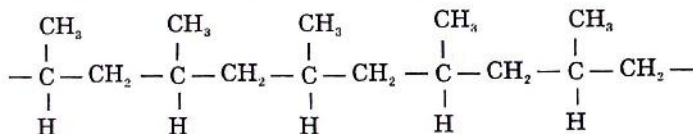
პოლიეთილენს იყენებენ შესაფუთი აფსკების, მილების, საოჯახო ნივთების (ვედროს, ძაბრის, ბიღონების, კასრების და სხვა) დასამზადებლად. საკვები პროდუქტების შესაფუთად იყენებენ მხოლოდ მაღალი წნევის პოლიეთილენს, დაბალი წნევის პოლიეთილენი კი შეიცავს კატალიზატორის (TiCl<sub>4</sub> + (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)<sub>3</sub>Al) მინარევს, რომელიც მომწამლავია და საკვები პროდუქტების შესაფუთად არ გამოიყენება.

მომავალში პოლიეთილენიდან გამიზნულია სინთეზური ქაღალდის დამზადება.

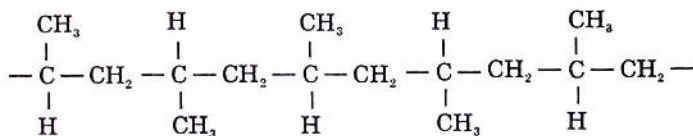
პოლიპროპილენი მიიღება პროპილენის პოლიმერიზაციით:



პოლიპროპილენი არსებობს სამი იზომერის სახით – იზოტაქტიკური:



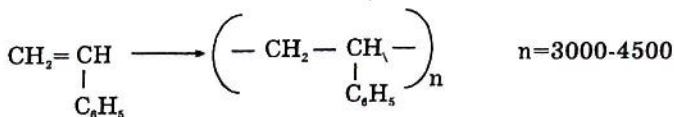
• სინდიოტაქტიკური:



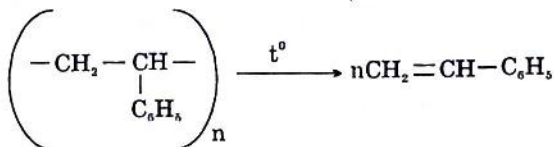
და ატაქტიკური ანუ ქაოსური აღნაგობის იზომერი. ამ სამი იზომერიდან მრეწველობა ამზადებს იზოტაქტიკური აღნაგობის პოლიპროპილენს (ციკლერ-ნატას კატალიზატორის გამოყენებით), რომელიც ყველაზე გამოძლეა.

პოლიპროპილენი პოლიეთილენზე უფრო მსუბუქი ( $\rho=0,9$  გ/სმ<sup>3</sup>), უფრო მაგარი და უფრო მაღალ ტემპერატურაზე მლღობი (140° C) პოლიმერია. იგი პოლიეთილენის მსგავსად გამოიყენებულია მილების, მანქანათა დეტალების, ტექნიკური ქსოვილებისა და სხვათა დასამზადებლად.

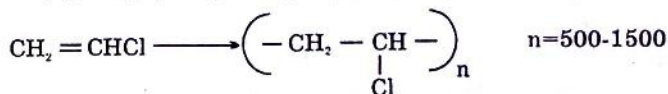
პოლისტიროლი მიიღება სტიროლის რადიკალური პოლიმერიზაციით:



იგი თერმოპლასტიკური, გამჭვირვალე, მყიფე პოლიმერია. დარბილებას იწყებს  $80^\circ\text{C}$ -დან, იხსნება ორგანულ გამხსნელებში (მაგალითად, ბენზოლში). გამოყენებულია შესაფუთ მასალად მსუპუქი ქაფპლასტიკის სახით, ერთჯერადი საოჯახო ჭურჭლის, ელექტრო და რადიოაპარატურის დეტალების და სხვათა დასამზადებლად. სხვა პოლიმერებისაგან განსხვავებით გაცხელებით დეპოლიმერიზდება, ე. ი. ისევ მონომერად იშლება:



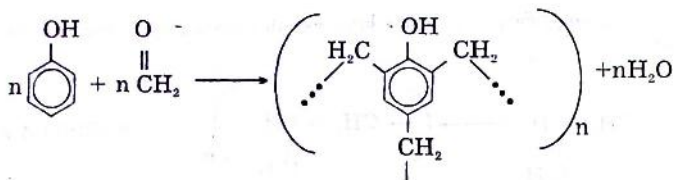
პოლივინილქლორიდი მიიღება ქლორვინილის პოლიმერიზაციით:



იგი თერმოპლასტიკური პოლიმერია, რბილდება  $70^\circ\text{C}$ -ზე, მდგრადია წყლის, მჟავების და ტუტეების მოქმედების მიმართ.

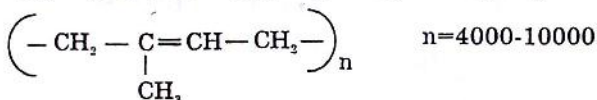
იყენებენ მილების, ფურცლოვანი პლასტმასების, ხელოვნური ტყავის, ბოჭკოს, გრამფირფიტის დისკოს და სხვათა დასამზადებლად.

ფენოლფორმალდეჰიდური ფისი მიიღება ფენოლისა და ფორმალდეჰიდის პოლიკონდენსაციით:



იგი ფისისმაგვარი, ბლანტი სითხეა, თერმორეაქტიული პოლიმერია. იხსნება ორგანულ გამხსნელებში, იყენებენ პლასტიკატების დასამზადებლად. პლასტიკატს ამზადებენ ფენოლფორმალდეჰიდურ ფისში სხვადასხვა შემავსებლის - ხის ნახერხის, ცელულოზას, აზბესტისა და სხვათა დამატებით და მიღებული მასის გაცხელებით მაღალი ტემპერატურისა და მაღალი წნევის პირობებში. ფორმალდეჰიდური ფისისაგან აგრეთვე ამზადებენ პლასტიკატის ფურცლებს, რისთვისაც ქაღალდს ან ქსოვილს გაჟღენთენ ფისით და შემდეგ გაამყარებენ თერმული დამუშავებით.

ბუნებრივი კაუჩუკი შედგება ცის-პოლიიზოპრენისაგან -



მას ღებულობენ ჰევეას (მცენარე) რძიანაზე ძმარმჟავას დამატებით. ნელლი კაუჩუკის ვუკლანიზაციით ღებულობენ რეზინს. ამ პროცესს ატარებენ 100° C-ზე 5-10% გოგირდის შემცველი რეზინი რბილია და ელასტიკური.

სინთეზური კაუჩუკი. ცნობილია სინთეზური კაუჩუკის 2500 სახეობა. მათ შორის აღსანიშნავია ბუტადიენური კაუჩუკი, რომელიც თვისებებით ყველაზე მეტად უახლოვდება ბუნებრივ კაუჩუკს. იყენებენ საბურავების, ფეხსაცმლის ლანჩების, ხელთათმანებისა და რეზინის ნაკეთობათა დასამზადებლად.

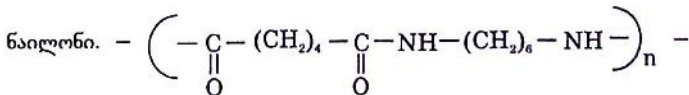
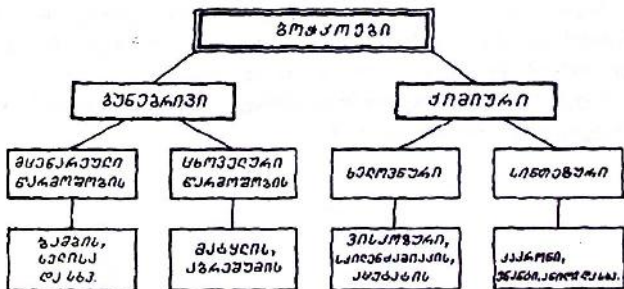
## ბოჭკოები

ბოჭკოები ორგვარია – ბუნებრივი და ქიმიური. ბუნებრივი ბოჭკოები წარმოშობის მიხედვით იყოფა მცენარეულ და ცხოველურ ბოჭკოებად. ცხოველური ბოჭკოები ცილოვანი ბოჭკოებია, ხოლო მცენარეული – ცელულოზური. ცხოველური ბოჭკოებია მატყელი და აბრეშუმი, რომელსაც აბრეშუმის ჭია წარმოქმნის, მცენარეული კი – ბამბა, სელი, ჯუთი.

ქიმიური ბოჭკოები მიიღება ბუნებრივი და სინთეზური პოლიმერებისაგან. ბუნებრივი პოლიმერების გადამუშავებით მიღებულ ბოჭკოებს ხელოვნური ბოჭკოები ეწოდება, ხოლო სინთეზური პოლიმერებისაგან მიღებულს – სინთეზური.

ხელოვნური ბოჭკოებია ვისკოზა და აცეტატური ბოჭკო, რომელსაც ცელულოზის გადამუშავებით ღებულობენ.

სინთეზური ბოჭკოებია ნაილონი, კაპრონი, ენანტი და სხვა.



მიიღება ორფუძიანი მჟავას – აღიპინის მჟავასა და 1,6-დიამინოჰექსანის პოლიკონდენსაციით.

ნაილონი პოლიამიდური ბოჭკოა, რადგან მაკრომოლეკულაში შედის

მრავალი ამიდური ბმა -  $\left( \begin{array}{c} -\text{C}-\text{N}- \\ || \quad | \\ \text{O} \quad \text{H} \end{array} \right)_n$ . ნაილონს ანიდიც ეწოდება.

პოლიამიდური ბოჭკოებია: კაპრონი, ენანტი და სხვა.

კაპრონი. -  $\left( -\text{NH}-(\text{CH}_2)_5-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}- \right)_n$  - მიიღება  $\epsilon$ -ამინო-

კაპრონმჟავას პოლიკონდენსაციით

ენანტი. -  $\left( -\text{NH}-(\text{CH}_2)_6-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}- \right)_n$  - მიიღება ამინოენანტის

მჟავას პოლიკონდენსაციით. საერთოდ პოლიამიდური ბოჭკოები დიდი სიმაგრით გამოირჩევიან. ისინი თერმოპლასტიკური პოლიმერებია. უძლებენ ძლიერ გაჭიმვასა და მრავალჯერად დეფორმაციას. თუმცა ნაკლებად მდგრადები არიან მჟავების მიმართ და ადვილად იხლიჩებიან მჟავათა ხსნარის ზემოქმედებით.

პოლიამიდურ ბოჭკოებს იყენებენ კვართების, პერანგების, წინდების, ხალიჩების და სხვათა დასამზადებლად. პოლიამიდური ბოჭკოებისაგან ამზადებენ კორდის ქსოვილებს, რომლებსაც იყენებენ ავია და ავტოსაბურავების დასამზადებლად. პოლიამიდური ბოჭკოებისაგან ამზადებენ ფილტრს, თევზსაჭერ ბაღეს, თოკს, ბაგირს და ა. შ.

ზოგადი ქიმიის საფუძვლები

ქიმიის ძირითადი ცნებები	3
ატომურ-მოლეკულური მოძღვრება	5
ატომი და ქიმიური ელემენტი	6
მარტივი და რთული ნივთიერებები	7
ფარდობითი ატომური და მოლეკულური მასები	8
ძალი - ნივთიერების რაოდენობის საზომი	10
ნაერთის პროცენტული შედგენილობა	12
მასის მუდმივობის კანონი	12
შედგენილობის მუდმივობის კანონი	13
ავოგადროს კანონი	14
ცნება ვალენტობის შესახებ	20
პერიოდულობის კანონის აღმოჩენა	22
ელემენტთა პერიოდულობის კანონის შინაშენილობა	26
ატომის აღნაგობა	28
ატომბირთვი	32
ელექტრონული შრეები	34
ელემენტების ელექტრონული კონფიგურაცია	38
ატომის აღნაგობა და პერიოდული სისტემა	44
ქიმიური ბმის ტიპები	48
იონური ბმა	49
კოვალენტური ბმა	50
კოვალენტური და იონური ბმების თავისებურებანი	54
კოორდინაციული ანუ დონორულ-აქცეპტორული ბმა	56
ლითონური ბმა	58
წყალბადური ბმა	59
ვალენტობა	61
ვანდერ ვალსის რიცხვი	66
რთული ნივთიერებები	70
ოქსიდები	71
მილების ზერხები	72
ფიზიკური თვისებები	73
ქიმიური თვისებები	73
ძვეკური ოქსიდები	74
ფუძე ოქსიდები	75
ამფოტერული ოქსიდები	75
წყობილობები	76
ძვეკები	81
ძვეკები	81
ძვეკები	89
ქიმიური რეაქციები და მათი კლასიფიკაცია	96
ვანგე-ალდენის რეაქციები	99
ვანგე-ალდენის რეაქციების ტოლობის შედგენა	101
ვანგე-ალდენის რეაქციების კლასიფიკაცია	105
დისპერსიული სისტემები	107
ხსნარები 108	
ვანგენის პროცესი	108
ხსნადობის კოეფიციენტი	111
ხსნარის კონცენტრაცია	112
ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია	115
ძვეკების ელექტროლიტური დისოციაცია	116
ტუტების ელექტროლიტური თეორია	118
დისოციაციის ხარისხი	120
ძლიერი და სუსტი ელექტროლიტები	121
წყლის დისოციაცია და წყალბადის მარევენებელი	125
იონური რეაქციები	127
ჰიდროლიზი	131
ელექტროლიზი	137
ფარადის კანონები	142
ქიმიური რეაქციის სიჩქარე	144
რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციაზე	146
ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე	148
აქტივაციის ენერჯია	149
რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება კატალიზატორზე	151

შეჯავი რეაქციები და ქიმიური წინასწრობა .....	155
ქიმიური წინასწრობის გადართა. ლუ მატელის წესი .....	156

**არაორგანული ქიმია**

წყალბადი .....	161
----------------	-----

VII A - ჯგუფის ელემენტების ზოგადი დახასიათება .....	168
---	-----

ქლორი .....	169
-------------	-----

ქლორწყალბადი .....	171
--------------------	-----

მარილმჟავა .....	175
------------------	-----

ქლორის განვადიანი მჟავები .....	176
---------------------------------	-----

ფთორი .....	178
-------------	-----

ფთორწყალბადი .....	180
--------------------	-----

ბრომი .....	182
-------------	-----

იოდი .....	183
------------	-----

VI A - ჯგუფის ელემენტების ზოგადი დახასიათება .....	184
--	-----

+ ჟანგბადი .....	186
------------------	-----

მოლეკულური ორბიტალები .....	187
-----------------------------	-----

ოზონი .....	189
-------------	-----

გოგირდი .....	193
---------------	-----

გოგირდწყალბადი .....	194
----------------------	-----

გოგირდის ოქსიდები .....	197
-------------------------	-----

გოგირდმჟავა .....	200
-------------------	-----

გოგირდმჟავას მარილები .....	204
-----------------------------	-----

V A - ჯგუფის ელემენტების ზოგადი დახასიათება .....	207
---	-----

აზოტი .....	207
-------------	-----

ამიაკი .....	208
--------------	-----

ამონიუმის მარილები .....	212
--------------------------	-----

აზოტის ოქსიდები .....	214
-----------------------	-----

აზოტმჟავა .....	215
-----------------	-----

აზოტმჟავას მარილები .....	218
---------------------------	-----

ფოსფორი .....	222
---------------	-----

ფოსფენი .....	223
---------------	-----

ფოსფორის ოქსიდები .....	226
-------------------------	-----

მინერალური სასუქები .....	227
---------------------------	-----

IV A - ჯგუფის ელემენტების ზოგადი დახასიათება .....	231
--	-----

+ ნახშირბადი .....	233
--------------------	-----

ნახშირბადის ოქსიდები .....	234
----------------------------	-----

ნახშირბად (II)-ის ოქსიდი .....	238
--------------------------------	-----

ნახშირბად (IV)-ის ოქსიდი .....	238
--------------------------------	-----

ნახშირმჟავა და მისი მარილები .....	240
------------------------------------	-----

+ სილიციუმი .....	241
-------------------	-----

სილიანი .....	242
---------------	-----

ჯანგანაერთები .....	244
---------------------	-----

სილიციუმმჟავა .....	245
---------------------	-----

სილიკატური მრეწველობა .....	246
-----------------------------	-----

ცემენტი .....	247
---------------	-----

ლითონები .....	248
----------------	-----

ლითონების სტრუქტურა .....	249
---------------------------	-----

ლითონური ბმა .....	251
--------------------	-----

ლითონების ქიმიური თვისებები .....	253
-----------------------------------	-----

სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების მწკრივი .....	254
---	-----

ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივი .....	256
-------------------------------------	-----

ლითონების მიღების ხერხები .....	260
---------------------------------	-----

მენადნობები .....	262
-------------------	-----

ლითონების კოროზია .....	263
-------------------------	-----

კოროზიისგან დაცვის მეთოდები .....	265
-----------------------------------	-----

IA - ჯგუფის ელემენტების ზოგადი დახასიათება .....	268
--	-----

ნატრიუმი და კალიუმი .....	269
---------------------------	-----

ნატრიუმისა და კალიუმის ნაერთები .....	270
---------------------------------------	-----

IIA - ჯგუფის ელემენტების ზოგადი დახასიათება .....	273
---	-----

+ კალციუმი .....	276
------------------	-----

კალციუმის ნაერთები .....	277
--------------------------	-----

ოქსიდები .....	279
----------------	-----

ჰიდროქსიდები .....	279
--------------------	-----

მარილები .....	279
----------------	-----

.....	280
-------	-----

3107  
13  
262

<b>IIA<sup>ლ</sup></b>	<b>ჯგუფის ელემენტები</b>	<b>283</b>
+	ალბინი	284
+	ალბინის ნაერობი	286
+	მანვანური	287
	მანვანულის მარლები	288
	რკინა	290
	თუჯის წარმოება	296
	ფულადის წარმოება	298

## ორგანული ქიმია

შესავალი	302
ქიმიური აღნაგობის თეორია	303
მულეკულის ელექტრონული აღნაგობა	305
ქიმიური ბმის ტიპები ორგანულ ნაერთებში	305
კოვალენტური ბმის პოლარიზაცია	310
ინდუქციური ეფექტი	310
მეზოლუბის ეფექტი	313
სივრცითი ეფექტი	315
ორგანულ რეაქციათა კლასიფიკაცია	316
ორგანულ ნივთიერებათა კლასიფიკაცია	319
ნახშირწყალბადები	321
ალკანები	321
ალკენები	332
ალკინები	340
ალკალიენები	346
კაუჩუკი	351
არომატული ნახშირწყალბადები	354
ნავთობი	362
ნავთობპროდუქტების ქიმიური გადამამუშავება	364
კატალიზური კრიკინგი	365
ჰიდროკრეკინგი	365
რიფორმინგი	365
დეტრაჩიკური მედევობა	366
ქვანახშირი	367
ქვანახშირის გადამამუშავება	368
ნახშირწყალბადების ჰიდროქსილნაწარმები	368
ალკანების ჰიდროქსილნაწარმები	369
ერთატომიანი სპირტები	371
ორატომიანი სპირტები	375
სამატომიანი სპირტები	376
ფენოლები	377
ალდეჰიდები და კეტონები ანუ კარბონალნაერთები	380
კარბონმჟავები	386
უჯერი კარბონმჟავები	391
რთული ეთერები	392
ცხიმები	394
ნახშირწყლები	396
მონოსაქარილები	397
ჰექსოზები	397
პენტოზები	400
დისაქარილები	401
პოლისაქარილები	402
სახამეტელი	403
ცელულოზა	403
ამინები	405
ამინომჟავები	411
პოლიპეპტიდები	415
ცხიმები II	416
ცხიმოვანი ქიმიური სინთეზი	418
ჰალალოელექტრონული ნაერთები	418
სინთეზური პოლიმერების მიღების ხერხები	420
პოლიმერების ზოგადი თვისებები	422
პოლიმერების ცალკეული მიმდებარეობები წარმომადგენლები	423
ბოკციები	427

რედაქციის გამგე ი. მეგრელიშვილი  
რედაქტორი მ. ბაზაძე  
სამხატვრო რედაქტორი გ. ზაკალაშვილი  
ტექნიკური რედაქტორი მ. ამირანაშვილი  
კორექტორები ნ. ქაფიანიძე, მ. კებულაძე

სბ №5 367

ხელმოწერილია დასაბეჭდად 25.01.97 წ; ქალაქის ზომა საბეჭდი  
ქალაქი ოფსეტის; ნაბეჭდი თაბახი 27,25; პირ. ნაბეჭდი თაბახი  
25,34; პირობითი საღებავგატარება 25,57; სააღრიცხვო-საგამომცემლო  
თაბახი 20,18.

10 დღე

გამომცემლობა „განათლება“, თბილისი, გ.ჩუბინიშვილის ქ. 50

1997

