სერგო ადამია

ქიმია

გაღრმავებული კურსი

ქიმიური ელემენტების პერიოდული სისტემა

პერიოდები	რიგები	ჯ გ უ ფ ე ბ ი								
		A I B	A II B	B III A	B IV A	B V A	B VI A	B VII A	B VIII A	VIIIB
I	1	H 1 წყალბადი 1.01						(H)	2 He აქროსელი 4.00	
II	2	Li 3 ლითიუმი 6.94	Be 4 ბერილიუმი 9.01	5 B ბორი 10.81	6 C ნახშირბადი 12.01	7 N აზოტი 14.01	8 O ანჰიდრიდი 15.99	9 F ფთორი 19.00	10 Ne ნეონი 20.17	
III	3	Na 11 ნატრიუმი 22.99	Mg 12 მაგნიუმი 24.31	13 Al ალუმინი 26.98	14 Si სილიციუმი 28.09	15 P ფოსფორი 30.97	16 S გოგირდი 32.06	17 Cl ქლორი 35.45	18 Ar არგონი 39.95	
IV	4	K 19 კალიუმი 39.10	Ca 20 კალციუმი 40.08	Sc 21 სკანდიუმი 44.96	Ti 22 ტიტანი 47.9	V 23 ვანადიუმი 50.94	Cr 24 ქრომი 52.00	Mn 25 მანგანუმი 54.94	Fe 26 რკინა 55.85	Co 27 კობალტი 58.93 / Ni 28 ნიკელი 58.70
	5	29 Cu სპილენძი 63.55	30 Zn თუთია 65.38	31 Ga გალიუმი 69.72	32 Ge გერმანიუმი 72.59	33 As დარიშხანი 74.92	34 Se სელენი 78.96	35 Br ბრომი 79.90	36 Kr კრიპტონი 83.80	
V	6	Rb 37 რუბიდიუმი 85.47	Sr 38 სტრონციუმი 87.62	Y 39 იტრიუმი 88.91	Zr 40 ცირკონიუმი 91.22	Nb 41 ნიობიუმი 92.91	Mo 42 მოლიბდენი 95.94	Tc 43 ტექნეციუმი 98.91	Ru 44 რუთენიუმი 101.1	Rh 45 როდიუმი 102.9 / Pd 46 პალადიუმი 106.40
	7	47 Ag ვერცხლი 107.9	48 Cd კადმიუმი 112.4	49 In ინდიუმი 114.82	50 Sn კალა 118.69	51 Sb სტიბიუმი 121.75	52 Te ტელური 127.60	53 I იოდი 126.90	54 Xe ქსენონი 131.30	
VI	8	Cs 55 ცეზიუმი 132.91	Ba 56 ბარიუმი 137.33	La* 57 ლანთანი 138.91	Hf 72 ჰაფნიუმი 178.49	Ta 73 ტანტალი 180.95	W 74 ვოლფრამი 183.85	Re 75 რენიუმი 186.21	Os 76 ოსმიუმი 190.20	Ir 77 ირიდიუმი 192.22 / Pt 78 პლატინა 195.09
	9	79 Au ოქრო 196.97	80 Hg ვერცხლწყალი 200.59	81 Tl თალიუმი 204.37	82 Pb ტყვია 207.20	83 Bi ბისმუტი 208.98	84 Po პოლონიუმი [209]	85 At ასტატი [210]	86 Rn რადონი [222]	
VII	10	Fr 87 ფრანციუმი [223]	Ra 88 რადიუმი 226.03	Ac** 89 აქტინიუმი [227]	Rf 104 რეზერფორდიუმი [261]	Db 105 დუბნიუმი [262]	Sg 106 სიმორგიუმი [265]	Bh 107 ბორიუმი [270]	Hs 108 ჰასიუმი [277]	Mt 109 მეითნერიუმი [276] / Ds 110 დარმშტადტიუმი [276]
	11	Rg 111 რენტგენიუმი [281]	Cn 112 კოპერნიციუმი [285]	113	114	115	116	117	118	

* ლანთანოიდები

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
140.12	140.91	144.24	[145]	150.36	151.96	157.25	158.93	162.50	164.93	167.26	168.93	173.04	174.97

** აქტინოიდები

90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
232.04	231.04	238.03	237.05	[244]	[243]	[247]	[247]	[251]	[252]	[257]	[258]	[259]	[262]

15

სერგო ადამია

ქიმია

გაღრმავებული კურსი

მესამე გამოცემა

თბილისი
2013

სერგო ადამია

ქიმია (გაღრმავებული კურსი). მესამე გამოცემა.

წიგნი შედგენილია "მასწავლებლის პროფესიულ სტანდარტში" მოცემული პროგრამის მიხედვით.

სახელმძღვანელო დაეხმარება ქიმიის მასწავლებლებს, უკეთ მოემზადონ სასერტიფიკაციო გამოცდებისთვის. პედაგოგების გარდა, სახელმძღვანელო გამოადგებათ აბიტურიენტებს დამოუკიდებლად მეცადინეობისათვის, მოსაძიებელი განყოფილების მსმენელებს, სპეციალიზირებული კლასების მოსწავლეებს, აგრეთვე საბუნებისმეტყველო და სამედიცინო პროფილის უმაღლესი სასწავლებლების დაწყებითი კურსის სტუდენტებს, ქიმიით დაინტერესებულ მკითხველს.

წიგნი წარმოადგენს მესამე გამოცემას. წინა გამოცემებთან შედარებით, წიგნში შესწორებულია უმნიშვნელო უზუსტობები.

სარედაქციო ჯგუფი, წიგნის მესამე გამოცემას უძღვნის გამოჩენილი ქართველი ქიმიკოსის, საქართველოს მეცნიერებათა აკადემიის წ/კორესპონდენტის, პროფესორ დეკა უგრეხელიძის ნათელ ხსოვნას.

სარედაქციო ჯგუფი:

მთავარი რედაქტორი: ბიოლოგიის მეცნიერებათა კანდიდატი ე. **ლომიძე**
რედაქტორი: ბიოლოგიის მეცნიერებათა კანდიდატი **გადამია**
ტექნიკური რედაქტორი: ბიოლოგიის მეცნიერებათა კანდიდატი მ. **ფრუიძე**

რეცენზენტები:

ქიმიის მეცნიერებათა დოქტორი, პროფ. დ. **წაქაძე**
ქიმიის მეცნიერებათა დოქტორი, პროფ. ჭ. **ჩერქეზიშვილი**
ქიმიის მეცნიერებათა დოქტორი, პროფ. ე. **ელიზბარაშვილი**

ნაწილი I
ზოგადი ქიმიის საფუძვლები

1.1 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. მატერია ორი ფორმის – ნივთიერებისა და ველის სახით არსებობს. ველის სახეებია: გრავიტაციული, მაგნიტური, ელექტრომაგნიტური და ტალღური. ველი უწყვეტია და მასა არ გააჩნია. ნივთიერება მატერიის ისეთი სახეობაა, რომელსაც აქვს მასა. ნივთიერებისაგან შედგება ყოველი ფიზიკური სხეული.

ვიტალისტური მსოფლმხედველობის დომინირების პერიოდში, ქიმიის განვითარების ადრეულ სტადიაზე, ბუნებაში არსებული ნივთიერებებს წარმოშობის მიხედვით ანსხვავებდნენ და მათ არაორგანულ (მინერალურ) და ორგანულ (ცხოველურ და მცენარეულ) ნივთიერებებად აჯგუფებდნენ. ამ დროს ითვლებოდა, რომ არაორგანული ნივთიერებებისაგან ორგანულის სინთეზი შეუძლებელია, რამდენადაც ორგანული ნაერთის წარმოქმნას სჭირდება ცოცხალი ორგანიზმისთვის დამახასიათებელი განსაკუთრებული „სასიცოცხლო ძალა“ (ლათ. *vis vitalis*). ეს შეხედულება 1828 წელს ფრიდრიხ ვიოლერმა გააქარწყლა, რომელმაც „არაორგანული“ ამონიუმის ციანატიდან ($NH_4–N=C=O$) „ორგანული“ შარდოვანა ($NH_2–CO–NH_2$) მიიღო.

მიუხედავად ამისა, ნივთიერებების ორგანულ და არაორგანულ ნაერთებად დაყოფა დღევანდლამდე შემორჩა. სადღეისოდ ორგანულ ნივთიერებებს მიეკუთვნება ნახშირბადის ყველა ნაერთი, გარდა ნახშირბადის ოქსიდებისა, ნახშირმჟავას და მისი მარილებისა, კარბიდებისა და ციანიდებისა. „კლასიკურ“ ორგანულ ნაერთებში ნახშირბადატომები დაკავშირებულია წყალბადის, აზოტის, ჟანგბადის, გოგირდის და ჰალოგენის ატომებთან, ხოლო თუ ნაერთში ნახშირბადატომთან მიერთებულია სხვა ელემენტების ატომებიც, მათ ელემენტორგანულ ნაერთებს უწოდებენ (მაგ., სილიციუმორგანული, ბორორგანული, ფოსფორორგანული, მეტალორგანული და სხვა ნაერთები).

მცირე გამონაკლისის გარდა (ოქრო, პლატინა, ცელულოზა) ნივთიერებები არსებობს ნარევის სახით. ნარევი ეწოდება ორი ან რამდენიმე ისეთი ნივთიერების ერთობლიობას, რომლებიც ერთმანეთთან ქიმიური ბმებით არ არის დაკავშირებული და თითოეული საკუთარ თვისებებს ინარჩუნებს. ამის გამო შესაძლებელია კომპონენტების ერთმანეთისაგან გამოცალკევება ფიზიკური ხერხებით, როგორიცაა: გაფილტვრა, გადაკრისტალება, გამოხდა, სუბლიმაცია და სხვ.

არსებობს ორი სახის ნარევი – ერთგვაროვანი და არაერთგვაროვანი. ერთ-

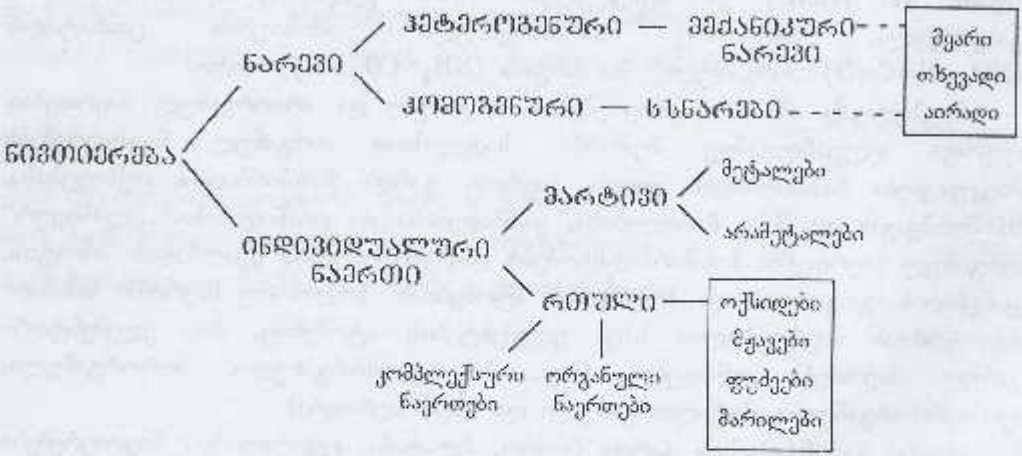
გვაროვანია ნარევი, თუ მისი თვისებები მთელ მასაში ერთნაირია. ერთგვაროვან ნარევს ჰომოგენური ნარევიც ეწოდება. არაერთგვაროვანია ნარევი, თუ მისი თვისებები მთელ მასაში ერთნაირი არ არის. არაერთგვაროვან ნარევს ჰეტეროგენური ანუ მექანიკური ნარევი ეწოდება.

ჰომოგენური ნარევი, რომელსაც ცვალებადი შედგენილობა აქვს, წარმოადგენს ხსნარს. ხსნარის თვისებები მთელ მოცულობაში ერთნაირია, მაგრამ ცვალებადია ხსნარში გახსნილი ნივთიერების რაოდენობა (კონცენტრაცია). ჰომოგენურია ქიმიური ნაერთიც, მაგრამ ხსნარისაგან განსხვავებით, მას მუდმივი შედგენილობა აქვს და არ არის დამოკიდებული მიღების ხერხზე (გამონაკლისია ბერთოლიდები, რომლებსაც ცალკე გავეხილავთ). ქიმიურ ნაერთს თვისებებიც მუდმივი აქვს, მაგრამ ეს თვისებები განსხვავდება იმ თვისებებისაგან, რომელიც შემადგენელ ქიმიურ ელემენტებს მარტივი ნივთიერების სახით ექნებოდა.

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

ნივთიერება შეიძლება იყოს მარტივი ან რთული. მარტივი ეწოდება ისეთ ნივთიერებას, რომელიც ერთი და იმავე ელემენტის ატომებისაგან შედგება. რთული კი ეწოდება ისეთ ნივთიერებას, რომელიც სხვადასხვა ელემენტის ატომებისგან შედგება. რთული ნივთიერებებია: ოქსიდები, ჰიდროქსიდები, მჟავები, მარილები, ორგანული ნაერთები. მარტივია: მეტალები და არამეტალები.

ნივთიერებათა კლასიფიკაციის სქემა ასეთია:



1.1.1 ატომურ-მოლეკულური მოძღვრება

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

დემოკრიტესა და ლევკიპეს მოძღვრება, წმინდა ფილოსოფიურ მოძღვრებას წარმოადგენდა და ექსპერიმენტულად იგი მხოლოდ XIX საუკუნეში დაამტკიცა ჯონ დალტონმა (1766-1844 წწ.).

ატომურ-მოლეკულური მოძღვრების ძირითადი დებულებებია:

1) ყოველი ნივთიერება შედგება თვალით უხილავი ნაწილაკებისაგან — მოლეკულებისაგან, რომლებიც დაცილებულია ერთმანეთისაგან მოლეკულათაშორისი სივრცით.
2) მოლეკულა არის ნივთიერების ფიზიკური დაყოფის ზღვარი, რომელსაც შენარჩუნებული აქვს ამ ნივთიერების ყველა ქიმიური თვისება (ნივთიერების ფიზიკური თვისებები განპირობებულია მოლეკულათა ერთობლიობით, ამიტომ ცალკეული მოლეკულის ფიზიკური თვისებები არ განიხილება);
3) ფიზიკური მოვლენის შედეგად მოლეკულის თვისობრივი და რაოდენობრივი შედგენილობა არ იცვლება, ქიმიური მოვლენის შედეგად კი იცვლება და ერთი ნივთიერებისაგან მიიღება სხვა ნივთიერება;
4) მოლეკულა შედგება კიდევ უფრო მცირე ნაწილაკებისაგან, რომლებსაც ატომები ეწოდება;

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

5) ატომი ქიმიური მოვლენის შედეგად არ იცვლება („ატომი“ — ნაშრომს განუყოფელს) და ერთი მოლეკულიდან მეორეში უცვლელი სახით გადადის;
6) ატომები და მოლეკულები განუწყვეტლივ და ქაოსურად მოძრაობენ.

1.1.2 ატომი და ქიმიური ელემენტი

ატომები ერთმანეთისაგან განსხვავდება ქიმიური თვისებებით, მასითა და ზომით. ამჟამად ცნობილია სხვადასხვა თვისებების მქონე 112 სახეობის ატომი. აქედან ბუნებაში გავრცელებულია მხოლოდ 94, დანარჩენი კი მიღებულია ხელოვნურად, ატომბირთვული გარდაქმნების შედეგად. ერთნაირი ქიმიური თვისებების მქონე ატომებს ქიმიური ელემენტი ეწოდება (ელემენტის თანამედროვე განმარტება იხილეთ ატომის აღნაგობაში). სხვადასხვა ქიმიური

1.1.4 ფარდობითი ატომური და მოლეკულური მასები[1]

ატომის მასა ძალიან მცირე სიდიდეა (m_a). მაგ., წყალბადის ატომის მასა $m_a(H) = 1.66 \cdot 10^{-24}$ გ, ანუ $1.66 \cdot 10^{-27}$ 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, 1803 წელს, დალტონმა ფარდობითი ატომური მასა განსაზღვრა წყალბადის ატომის მასის მიმართ. ამ ერთეულს წყალბადერთეული ეწოდებოდა.

$$A_r = \frac{\text{ელემენტის ერთი ატომის მასა } (m_a \text{ გ})}{\text{წყალბადის ერთი ატომის მასა } (0.166 \cdot 10^{-23} \text{ გ})}$$

ამჟამად ფარდობითი ატომური მასის განსაზღვრისათვის გამოყენებულია ნახშირბადერთეული, რომელიც წარმოადგენს ნახშირბადის ^{12}C ატომის მასის 1/12 ნაწილს. ამ ერთეულს მასის ატომური ერთეული (მაე) ეწოდება. მაე რიცხობრივად წყალბადის ატომის მასის ტოლია, $1.99 \cdot 10^{-23}$ გ/12 = $0.166 \cdot 10^{-23}$ გ ე.ი. $m_a(H) = 1$ მაე. მაე ერთეულებით ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა უდრის ელემენტის ატომის მასის ფარდობას ნახშირბადის ^{12}C 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 ^{12}C ატომის მასის 1/12 ნაწილს.

მოლეკულის მასაც (m_m) ძალიან მცირე სიდიდეა, მაგალითად, წყლის მოლეკულის მასა უდრის მასში შემავალი წყალბადის და ჟანგბადის ატომების მასების ჯამს:

$m_m(H_2O) = 2m_a(H) + m_a(O) = 2 \cdot 0.166 \cdot 10^{-23}$ გ $+ 2.66 \cdot 10^{-23}$ გ $=$
$= 0.332 \cdot 10^{-23}$ გ $+ 2.66 \cdot 10^{-23}$ გ $= 2.992 \cdot 10^{-23}$ გ.

---

[1] იხ. დაშატება 4

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

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

ფარდობითი მოლეკულური მასა ეწოდება მოლეკულის მასას გამოსახულს ნახშირბადერთეულით (მაე). ფარდობითი მოლეკულური მასა უდრის შემადგენელი 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 ^{12}C ატომის 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 გ წყალბადსა და 12 გ ნახშირბადში ერთნაირი რაოდენობის ატომებია:

$$\frac{1\text{გ}}{0.166 \cdot 10^{-23}\text{გ}} = 6.022 \cdot 10^{23}; \quad \frac{12\text{გ}}{1.99 \cdot 10^{-23}\text{გ}} = 6.022 \cdot 10^{23}$$

ზოგადად ყოველი ელემენტის ფარდობითი ატომური მასის შეფარდება მისი ერთი ატომის მასასთან მუდმივი სიდიდეა:

$$\frac{A_r(E)}{m_a(E)} = \mathbf{6.022 \cdot 10^{23}}$$

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

$$N_A = \frac{6.022 \cdot 10^{23}}{1\text{ მოლი}} \text{ ანუ } 6.022 \cdot 10^{23}\text{ მოლი}^{-1}$$

ნივთიერების სტრუქტურული ერთეულების იმ რაოდენობას, რომელიც ავოგადროს მუდმივას ($6.022 \cdot 10^{23}$) ტოლია, მოლი ეწოდება და აღინიშნება ბერძნული ν (ნიუ) ან ლათინური n (ენ) ასოთი. სტრუქტურული ერთეული გულისხმობს მოლეკულას, ატომს, იონს, ელექტრონს და უფრო რთული შედგენილობის ნაწილაკებსაც — NH_4^+, NO_3^-, Na_2SO_4, Cl^- და სხვ. ამიტომ ნივთიერების რაოდენობის აღნიშვნის დროს აუცილებლად უნდა მიეთითოს, რო-

მელი სტრუქტურული ნაწილაკია, მაგალითად:

1 მოლი წყალბადის ატომი არის $6.022 \cdot 10^{23}$ ატომი;

1 მოლი წყალბადის მოლეკულა – $6.022 \cdot 10^{23}$ მოლეკულა;

1 მოლი ნიტრატ-იონი (NO_3^-) – $6.022 \cdot 10^{23}$ იონი;

1 მოლი პროტონი (H^+) – $6.022 \cdot 10^{23}$ პროტონი;

1 მოლი ქლორის რადიკალი ($Cl^·$) – $6.022 \cdot 10^{23}$ რადიკალი;

1 მოლი ელექტრონი (e^-) – $6.022 \cdot 10^{23}$ ელექტრონი.

ისე, როგორც ფარდობითი ატომური და მოლეკულური მასებისათვის, ელექტრონული ნაწილაკების რაოდენობისათვისაც საზომ ერთეულად აღებულია $6.022 \cdot 10^{23}$ ცალი ნაწშირბადის ^{12}C ატომის მასის შემადგენელი ატომების რაოდენობა, ე.ი. ერთ მოლში არის იმდენი სტრუქტურული ერთეული, რამდენი ატომიცაა 12 გ ^{12}C-ში.

ერთი მოლი ნივთიერების მასას მოლური მასა ეწოდება და აღინიშნება M ასოთი. მოლის მასას გამოსახავენ გ/მოლ-ით ან კგ/მოლით. ერთი მოლი ნივთიერების მასა ტოლია ამ ნივთიერების მასის ნამრავლისა ავოგადროს მუდმივაზე:

$$m_a \cdot N_A = M \qquad (1)$$

აქედან,

$$m_a = M/N_A$$

ე.ი. ატომის მასა ტოლია ერთი მოლი ატომის მასა გაყოფილი ავოგადროს მუდმივაზე. მაგალითად, წყალბადის ატომის მასა:

$$m_a(H) = \frac{1\ \text{გ/მოლი}}{6.022 \cdot 10^{23}\ \text{მოლი}^{-1}} = 0.166 \cdot 10^{-23}\ \text{გ}$$

ერთი ატომი იოდის მასა:

$$m_a(I) = \frac{127\ \text{გ/მოლი}}{N_A} = \frac{127\ \text{გ/მოლი}}{6.022 \cdot 10^{23}\ \text{მოლი}^{-1}} = 21.09 \cdot 10^{-23}\ \text{გ}$$

რიცხობრივად ნივთიერების მოლური მასა მისი ფარდობითი მოლეკულური ან ფარდობითი ატომური მასის ტოლია, მაგალითად:

$A_r(O) = 16$; $M(O) = 16$ გ/მოლი,

$M_r(O_2) = 32$; $M(O_2) = 32$ გ/მოლი,

$A_r(Mg) = 24$; $M(Mg) = 24$ გ/მოლი,

$M_r(H_2O) = 18$; $M(H_2O) = 18$ გ/მოლი.

ნივთიერების რაოდენობა მოლებით გამოითვლება შემდეგი ფორმულით:

$$\nu = \frac{m}{M} \qquad (2)$$

სადაც m ნივთიერების მასაა (გ), M – ნივთიერების მოლური მასა (გ/მოლი).

მაგალითად, 10 გ NaOH-ის რაოდენობა მოლებით

$$\nu\,(\mathrm{NaOH}) = \frac{10\ \text{გ}}{40\ \text{გ/მოლი}} = 0.25\ \text{მოლი}$$

(2) ფორმულიდან:

$$M = m/\nu \qquad (3)$$

მაშასადამე, ნივთიერების მოლური მასა ტოლია ნივთიერების მასის ფარდობისა ნივთიერების რაოდენობასთან.

ნაერთში ელემენტების მასური წილი

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

$$\omega(\mathrm{H}) = 2 \cdot A_r(\mathrm{H})/M_r(H_2O) = 2/18 = 0.1111$$

თუ ω-ს გავამრავლებთ 100%-ზე, მივიღებთ მასურ წილს პროცენტებით, რომელიც აღინიშნება ω%-ით. $\omega\%(\mathrm{H}) = 0.1111 \cdot 100\% = 11.11\%$.

მაგალითად, თუ ნივთიერების ფორმულაა $A_xB_yC_z$, ამ ნივთიერებაში A ელემენტის მასური წილი იქნება:

$$\omega(\mathrm{A}) = \frac{x \cdot A_r(\mathrm{A})}{M_r(A_xB_yC_z)}$$

1.1.5 მასის მუდმივობის კანონი

მასის მუდმივობის კანონი აღმოჩენილი იქნა ფრანგი ქიმიკოსის ა. ლავუაზიეს მიერ. მან ცდების საშუალებით დაადგინა, რომ ქიმიური გარდაქმნის დროს ნივთიერებების საერთო მასა არ იცვლება და ჩამოაყალიბა მასის მუდმივობის კანონი:

ქიმიურ რეაქციაში შესული ნივთიერებების მასა უდრის რეაქციის შედეგად მიღებული ნივთიერებების მასას.

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 კანონი განუყრელადაა დაკავშირებული ენერგიის მუდმივობის კანონთან.

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 სხვ. ქიმიური ენერგია არის ნივთიერების ფარული ენერგია, რომელიც გამოიყოფა ან შთაინთქმება ქიმიური რეაქციის შედეგად. ფარული ენერგიის უშუალოდ გაზომვა შეუძლებელია. იგი პოტენციური ენერგიაა.

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 ვაკუუმში c სინათლის გავრცელების სიჩქარეა ($3 \cdot 10^8$ მ/წმ), m — მასა გრამებში და E — ენერგია ჯოულებში.

აინშტაინის ფორმულის შესაბამისად, მასა შეიძლება გარდაიქმნას ენერგიად, მაგრამ ეს შესამჩნევია მხოლოდ ატომბირთვული გარდაქმნების დროს, როდესაც გამოიყოფა დიდი ენერგია. მაგალითად, 1 კგ ^{235}U-ის ბირთვის გახლეჩის დროს, რაც ხდება ატომური ყუმბარის აფეთქებისას, გამოიყოფა $8.23 \cdot 10^{13}$ ჯ ენერგია და აინშტაინის ფორმულის თანახმად მასის დეფექტი შეადგენს:

$$\Delta m = \frac{E}{c^2} = 0.915 \text{ გ}$$

ქიმიური რეაქციის დროს გამოყოფილი ენერგია დიდი არ არის და მასის ცვლილება იმდენად უმნიშვნელოა, რომ მას ჩვეულებრივ გაანგარიშებებში, როგორც წესი, უგულებელყოფენ. მაგალითად, 1 კგ ნიტროგლიცერინის აფეთქებისას გამოიყოფა $8 \cdot 10^6$ ჯ ენერგია და $\Delta m = 8.9 \cdot 10^{-8}$ გ. ეს მასა ძალიან მცირეა — იგი შეესაბამება $53.6 \cdot 10^{18}$ წყალბადის ატომის ან 1 მოლი ელექტრონის მასას.

1.1.6 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, წყალ-

ბადის მასური წილი (წყალბადის ატომთა ჯამური მასის შეფარდება წყლის ფარდობით მოლეკულურ მასასთან) პროცენტობით უდრის:

$$\omega\%(H) = \frac{m(H)}{M(H_2O)} \cdot 100\% = \frac{2}{18} \cdot 100\% = 11.11\%$$

ხოლო ჟანგბადის მასური წილი პროცენტობით იქნება:

$$\omega\%(O) = \frac{m(O)}{M(H_2O)} \cdot 100\% = \frac{16}{18} \cdot 100\% = 88.89\%$$

შედგენილობის მუდმივობის კანონი ასეც შეიძლება ჩამოვაყალიბოთ: **ქიმიურად სუფთა ნივთიერების რაოდენობრივი და თვისობრივი შედგენილობა მუდმივია და არ არის დამოკიდებული მიღების ხერხზე**[2].

1.1.7 ავოგადროს კანონი

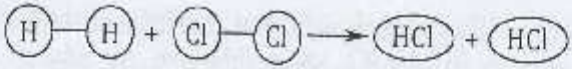
1805 წელს ფრანგმა ქიმიკოსმა გეი-ლუსაკმა შეისწავლა აირად ნივთიერებებს შორის მიმდინარე რეაქციები და შეამჩნია, რომ რეაქციაში მონაწილე აირებისა და რეაქციის შედეგად წარმოქმნილი აირების მოცულობების შეფარდება გამოისახება მთელი რიცხვებით. მაგალითად: 1 ლ ქლორი რეაქციაში შედის 1 ლ წყალბადთან და წარმოქმნის 2 ლ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

გეი-ლუსაკის მიერ აღმოჩენილი კანონზომიერების ასახსნელად იტალიელმა ფიზიკოსმა ა. ავოგადრომ გამოიყენა მოლეკულის ცნება და ჩამოაყალიბა კანონი (1811 წ.): **ტოლი მოცულობის სხვადასხვა აირი ერთნაირი წნევისა და ტემპერატურის პირობებში შეიცავს ერთნაირი რაოდენობის მოლეკულებს.**

ა. ავოგადროს თვალსაზრისით, აირადი მარტივი ნივთიერების მოლეკულა ორი ატომისაგან შედგება (H_2, Cl_2, O_2, N_2) და რეაქციის დროს მორეაგირე აირების თითო-თითო ატომის შეერთებით წარმოიქმნება პროდუქტის ორი მოლეკულა.

---

[2] კ. ბერთოლეტი თვლიდა, რომ ყველა ნაერთის შედგენილობა მუდმივი არაა და რაღაც საზღვრებში იცვლება. ამ მოსაზრების სისწორე დასტურდება. მაგალითად, მიღების ხერხზე დამოკიდებულია: რკინა(II)-ის სულფიდის შედგენილობა, რომელიც შეიძლება იცვლებოდეს $Fe_{1.1}S$-დან $FeS_{1.1}$-მდე; რკინა(II)-ის ოქსიდის – $Fe_{1.06}O$-დან $Fe_{1.19}O$-მდე და სხვ. ასეთ ნაერთებს ბერთოლიდებს ანუ არასტექიომეტრულ ნაერთებს უწოდებენ. მათი ასეთი შედგენილობა აიხსნება კრისტალურ გისოსში დეფექტების არსებობით. საერთოდ ბერთოლიდებს არ თვლიან ნაერთებად, რადგან მათ არ გააჩნიათ მუდმივი შემადგენლობა. ამის გამო მათ არასტექიომეტრულ კრისტალებს უწოდებენ.



სხვადასხვა აირის მოლეკულები, ცხადია, განსხვავდება ერთმანეთისაგან 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 ფიზიკურ პირობებში ერთნაირია.

ავოგადროს კანონიდან გამომდინარეობს ორი შედეგი:

1) სხვადასხვა აირის ერთი და იმავე რაოდენობის მოლეკულები ერთნაირ ფიზიკურ პირობებში ერთსა და იმავე მოცულობას იკავებს.
2) სხვადასხვა აირის 1 მოლი ნორმალურ პირობებში (0°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 მის რაოდენობასთან:

$$\mathbf{V_M = V/\nu} \quad \text{ანუ} \quad \mathbf{\nu = V/V_M} \qquad (1)$$

როგორც ცნობილია, ნივთიერების რაოდენობა

$$\mathbf{\nu = m/M} \qquad (2)$$

(1) და (2) ფორმულების თანახმად:

$$\mathbf{m/M = V/V_M} \qquad (3)$$

ესაა ძირითადი ფორმულა. აქედან საჭიროების მიხედვით შეგვიძლია ვიანგარიშოთ:

მოლური მასა – $M = m \cdot V_M/V = 22.4 \cdot m/V$ (4)

მასა – $m = V \cdot M/22.4$ (5)

მოცულობა – $V = m \cdot 22.4/M$ (6)

როგორც ვიცით, სიმკვრივე მასის მოცულობასთან ფარდობაა

$$\varrho = m/V \qquad (7)$$

თუ (4) ფორმულაში m/V მაგივრად ჩავსვამთ ϱ-ს, მივიღებთ:

$$\mathbf{M = V_M \cdot \varrho = 22.4 \cdot \varrho} \qquad (8)$$

ე.ი. თუ ცნობილია აირის სიმკვრივე (ϱ), მაშინ (8) ფორმულით შესაძლებელია მისი მოლური მასის განსაზღვრა და პირიქით:

$$\varrho = \frac{M}{V_M} = \frac{M}{22.4} \qquad (9)$$

თუ ერთი აირის სიმკვრივეს (ϱ_1) გაყოფთ მეორე აირის სიმკვრივეზე (ϱ_2) მივიღებთ განყენებულ რიცხვს, რომელსაც აირის ფარდობითი სიმკვრივე ეწოდება და აღინიშნება D ასოთი:

$$D = \frac{\varrho_1}{\varrho_2} = \frac{M_1/V_M}{M_2/V_M} = \frac{M_1}{M_2} \qquad (10)$$

ამრიგად, ფარდობითი სიმკვრივე (D) გვიჩვენებს ერთი აირი რამდენჯერ მძიმეა ან მსუბუქი მეორესთან შედარებით და ტოლია ამ აირის მოლური მასის ფარდობისა მეორე აირის მოლურ მასასთან. შესადარებელ აირს ინდექსით აღნიშნავენ. მაგალითად, D_{H_2} ნიშნავს აირის სიმკვრივეს წყალბადის მიმართ (სიტყვა ფარდობითი არ არის საჭირო). D_3 ნიშნავს აირის სიმკვრივეს ჰაერის მიმართ. თუ ცნობილია X აირის ფარდობითი სიმკვრივე (D) რომელიმე A აირის მიმართ, მაშინ შესაძლებელია მისი მოლური მასის განსაზღვრა შემდეგი ფორმულით:

$$M_1(X) = D_A \cdot M_A \qquad (11)$$

მაგალითად, თუ D განსაზღვრულია წყალბადის მიმართ, მაშინ:

$$M(X) = D_{H_2} \cdot M_{H_2} = D_{H_2} \cdot 2 \qquad (12)$$

ხოლო თუ D განსაზღვრულია ჰაერის[3] მიმართ, მაშინ

$$M_1(X) = D_3 \cdot M_3 = D_3 \cdot 29 \qquad (13)$$

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

$$\frac{V_1}{V_0} = \frac{P_0}{P_1}; \quad P_0V_0 = P_1V_1 \qquad (14)$$

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

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \qquad (15)$$

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

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T} \qquad (16)$$

სადაც P_0 არის ნორმალური წნევა – 1 ატმ (SI სისტემაში 1 ატმ = 101325 პა

---

[3] ჰაერის საშუალო ფარდობითი მოლეკულური მასა, გამომდინარე მისი შედგენილობიდან, 29-ის ტოლია.

ანუ 101.325 კპა ანუ 0.1 მგპა), V_0 – აირის მოცულობა ნორმალურ პირობებში (0°C ანუ 273K და 101.325 კპა), V – აირის მოცულობა მოცემულ ტემპერატურასა და წნევაზე, T_0 – ნორმალური ტემპერატურა აბსოლუტური ტემპერატურის სკალით და უდრის 273 K, T – აბსოლუტური ტემპერატურა (T=273+t°C). როცა $V_0 = V_M$, P_0V_M/T_0 არის კონსტანტა, რომელიც აღინიშნება R ასოთი. ყველა სხვა შემთხვევაში:

$$\frac{PV}{T} = \nu R \text{ ანუ } PV = \nu RT \text{ ან } \mathbf{PV = \frac{m}{M}RT} \qquad (17)$$

ამ ფორმულას **იდეალური აირის მდგომარეობის განტოლება** ანუ კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლება ეწოდება. მისი მეშვეობით შესაძლებელია აირის მოლური მასის განსაზღვრა. თუ წნევა განსაზღვრულია ატმოსფეროებით და მოცულობა ლ-ით, მაშინ $R = 0.082$ ატმ · ლ/(მოლი · K). თუ წნევა მოცემულია პასკალებით და მოცულობა მ³-ით (ე.ი. SI სისტემის ერთეულებში), მაშინ $R = 8.314$ ჯ/(მოლი · K).

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

მაგ. 1: განსაზღვრეთ იმ აირის მოლეკულური მასა, რომლის 800 მლ 17°C ტემპერატურისა და 1.025 ატმ წნევის პირობებში 2 გ-ს იწონის.
ამოხსნა: კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლებიდან (17).

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{2 \cdot 0.082(273 + 17°C)}{1.025 \cdot 0.8} = 58 \text{ გ/მოლი}$$

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

მაგ. 2: განსაზღვრეთ 320 გ SO_2-ის მოცულობა 4.1 ატმ წნევისა და 27°C ტემპერატურის პირობებში.
ამოხსნა: კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლებიდან (17)

$$V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot P} = \frac{320 \cdot 0.082(273 + 27°C)}{64 \cdot 4.1} = 30 \text{ ლ}$$

მაგ. 3: განსაზღვრეთ 50 ლ ტევადობის ბალონში 16.4 ატმ წნევისა და 87°C ტემპერატურის პირობებში მოთავსებული მეთანის (CH_4) მასა.
ამოხსნა: კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლებიდან (17)

$$m = \frac{M \cdot P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{16 \cdot 16.4 \cdot 50}{0.082 \cdot (273 + 87)} = 444.44 \text{ გ}$$

მაგ. 4: განსაზღვრეთ 40 ლ ტევადობის ბალონში მოთავსებული 5 კგ აზოტის წნევა 7°C ტემპერატურაზე.
ამოხსნა: კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლებიდან (17)

$$P = \frac{m \cdot R \cdot T}{V \cdot M} = \frac{5000 \cdot 0.082(273+7)}{40 \cdot 28} = 102.5 \text{ ატმ}$$

მაგ. 5: განსაზღვრეთ CO-ს ტემპერატურა ნორმალური წნევის პირობებში, როდესაც მისი 1 ლ იწონის 1 გ-ს.

ამოხსნა: კლაპეირონ-მენდელეევის განტოლებიდან (17)

$$T = \frac{M \cdot P \cdot V}{m \cdot R} = \frac{28 \cdot 1 \cdot 1}{1 \cdot 0.082} = 341.5 \text{ K}. \quad 341.5 - 273 = 68.5°\text{C}.$$

მაგ. 6: 1.236 გ აირი 20°C-სა და 1 ატმ წნევის პირობებში იკავებს 512 სმ³ მოცულობას. განსაზღვრეთ აირის ფარდობითი მოლეკულური მასა.

ამოხსნა: თუ მოცემულ სიდიდეებს SI-სისტემის ერთეულებში გადავიყვანთ, მივიღებთ:

$$V = 512 \text{ სმ}^3 = 0.000512 \text{ მ}^3$$
$$m = 1.236 \text{ გ} = 1.236 \cdot 10^{-3} \text{ კგ}$$
$$T = 273.15 + 20 = 293.15 \text{ K}$$
$$P = 1 \text{ ატმ} = 101325 \text{ პა}$$
$$R = 8.314 \text{ ჯ}/(\text{K} \cdot \text{მოლი})$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{1.236 \cdot 10^{-3} \cdot 8.314 \cdot 293.15}{101325 \cdot 0.000512} = 0.058 \text{ კგ/მოლი}$$

ე.ი. $M = 58$ გ/მოლი, $M_r = 58$.

1.1.8 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. ელემენტის ჟანგბადნაერთის ფორმულის შედგენა ხდება შემდეგი პრინციპის მიხედვით: ნაერთში უნდა შეიცავდეს ელემენტისა და ჟანგბადის ატომებს ისეთი თანაფარდობით, რომ ელემენტისა და ჟანგბადის ატომების ჯამური ვალენტობები თანაბარი უნდა იყოს. სხვადასხვა ვალენტობის გასათანაბრებლად ელემენტის ვალენტობებს ჯვარედინად გადასვამენ და ინდექსად მიუწერენ ატომებს (კენტი ვალენტობის შემთხვევაში), ან ერთი ატომის (მაღალ) ლუწ ვალენტობას გაყოფენ მეორე ატომის (დაბალ) ვალენტობაზე და მიღებულ მთელ რიცხვს მიუწერენ დაბალი ვალენტობის მქონე ატომს ინდექსად; მაგალითად:

$$\overset{\text{I}\ \text{II}}{Na_2O},\quad \overset{\text{II}\ \text{II}}{CaO},\quad \overset{\text{III}\ \text{II}}{Al_2O_3},\quad \overset{\text{IVII}}{CO_2},\quad \overset{\text{V}\ \text{II}}{N_2O_5},\quad \overset{\text{VI}\ \text{II}}{SO_3},\quad \overset{\text{VII}\ \text{II}}{Mn_2O_7},\quad \overset{\text{VIII}\ \text{II}}{OsO_4}$$

ელემენტები ჟანგბადნაერთებში ამჟღავნებენ ერთიდან რვამდე (ჩათვლით) ვალენტობას. ჟანგბადნაერთებში ელემენტის ვალენტობას ეწოდება ვალენტობა ჟანგბადის მიმართ.

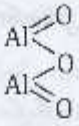
ელემენტის ვალენტობა ყოველთვის მუდმივი რიცხვი არ არის, თუმცა ზოგიერთი ელემენტი ამჟღავნებს მუდმივ ვალენტობას. მაგალითად, წყალბადი 1-ვალენტიანია, ჟანგბადი – 2, ნატრიუმი – 1, კალციუმი – 2, ალუმინი – 3, ფთორი – 1 და ა.შ. ზოგიერთი ელემენტი ამჟღავნებს ცვალებად ვალენტობას. მაგალითად: ნახშირბადი ამჟღავნებს 2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

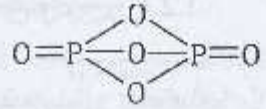
დ. მენდელეევმა დაადგინა, რომ ელემენტის უმაღლესი ვალენტობა ჟანგბადის მიმართ უდრის იმ ჯგუფის ნომერს, რომელშიც მოთავსებულია ელემენტი, ხოლო ელემენტის ვალენტობა წყალბადის მიმართ (იგულისხმება აირადი წყალბადნაერთები) ტოლია 8 ს გამოკლებული ჯგუფის ნომერი. მაგალითად, ფოსფორის უმაღლესი ვალენტობა ჟანგბადის მიმართ არის 5 (P_2O_5), ხოლო წყალბადის მიმართ $8 - 5 = 3$ (PH_3). ამჟამად ელემენტის აღნიშნულ ვალენტობებს ეწოდება ჟანგვის ხარისხი. ელემენტის ჟანგვის ხარისხი ჟანგბადნაერთებში დადებითია (+), მაგალითად, $N_2^{+3}O_3$, ხოლო წყალბადნაერთებში უარყოფითი (–) $N^{-3}H_3$. გამონაკლისია ფთორი, რომელიც ყოველთვის უარყოფით ჟანგვის ხარისხს ამჟღავნებს, მაგ., HF^{-1}, $F_2^{-1}O_2^{+1}$ და $F_2^{-1}O^{+2}$.

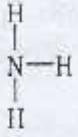
ნაერთის სტრუქტურულ ფორმულაში ვალენტობა აღინიშნება ხაზების საშუალებით, რომელთა რაოდენობა ელემენტის ვალენტობას შეესაბამება. თუ მო-

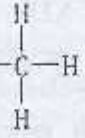
ლეკულაში შემავალი ელემენტების ვალენტობას ხაზებით გამოვსახავთ, მივიღებთ მოლეკულის სტრუქტურულ ფორმულას.

მაგალითად: CaO სტრუქტურულად ასე ჩაიწერება: Ca = O

Al_2O_3 – ასე: 

P_2O_5 – ასე: 

NH_3 – ასე: 

CH_4 – ასე: 

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

ვალენტობის თანამედროვე თეორიას განვიხილავთ ატომის აღნაგობაში.

1.2 ელემენტთა პერიოდულობის კანონი და პერიოდული სისტემა

1.2.1 ელემენტთა პერიოდულობის კანონის აღმოჩენა

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

ელემენტების დაჯგუფების ცდები იყო ადრეც – დ. მენდელეევამდე ჯერ კიდევ ბერცელიუსმა დაყო ელემენტები ორ დიდ ჯგუფად: მეტალებად და არამეტალებად (1818 წ.). დ. მენდელეევის წინამორბედნი – დებერეინერი, 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. მენდელეევის თანახმად **ქიმიური ელემენტი ეწოდება მარტივი და რთული ნივთიერების შემადგენელ მატერიალურ ნაწილაკს, რომელიც ანიჭებს მათ გარკვეულ ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებებს.**

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 ტიპიური მეტალი (Li), მას მოსდევს ისეთი ელემენტი (Be), რომელსაც მეტალური და არამეტალური თვისებები აქვს (ე.წ. ამფოტერული ელემენტი). ამფოტერული ელემენტის შემდეგ მწკრივში მოთავსებულია არამეტალები (B, C, N, O, F), რომელთა არამეტალური აქტიურობა თანდათანობით იზრდება და აღწევს მაქსიმუმს ფთორში (F), მომდევნო ელემენტი (Na) ისევ მეტალურ თვისებას ამჟღავნებს (ინერტული აირები მაშინ ცნობილი არ იყო). ნატრიუმიდან Al-მდე ელემენტების მეტალური თვისებები ისევ სუსტდება და გადადის ამფოტერულში (Al), შემდეგ იწყება არამეტალური თვისებების გაძლიერება და ა.შ. დ. მენდელეევმა შეამჩნია, რომ ქიმიურად მსგავსი ელემენტები გარკვეული შუალედის შემდეგ მეორდება და, მაშასადამე, მათი ქიმიური თვისებებიც პერიოდულად იცვლება. დ. მენდელეევმა ელემენტთა თვისებების პერიოდული ცვლილება ჩამოაყალიბა პერიოდულობის კანონის სახით: **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: **ელემენტების ქიმიური თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია მათ ატომურ წონასთან (თანამედროვე ტერმინოლოგიით — ატომურ მასასთან).**

1.2.2 ქიმიურ ელემენტთა პერიოდული სისტემა

პერიოდულობის კანონის საფუძველზე დ. მენდელეევმა 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 მეტალით (პირველი მწკრივის გამოკლებით) და მთავრდება ინერტული აირით, პერიოდი ეწოდება.** პერიოდულ სისტემაში სულ 7 პერიოდია. 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 გრძელპერიოდიან ვარიანტში ყოველი პერიოდი ერთი რიგისაგან 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 26 ელემენტი (112-ვე ელემენტის გათვალისწინებით).

პერიოდულ სისტემაში 10 რიგია. VI პერიოდის 14 ელემენტი, რომლებიც ლანთანის შემდეგაა განლაგებული, გამოტანილია სისტემის ქვეშოთ ცალკე მწკრივად და ლანთანოიდები ეწოდება (Z=58-71). VII პერიოდის 14 ელემენტი, რომლებიც აქტინიუმის შემდეგაა მოთავსებული (Z=30-103), აქტინოიდების სახელწოდებით გამოტანილია სისტემიდან და ცალკე მწკრივის სახით მიწერილია ლანთანოიდების ქვეშით.

პერიოდული სისტემის სვეტებს, რომლებიც აერთიანებს ელემენტებს მათი დადებითი ჟანგვის ხარისხის მიხედვით, ჯგუფები ეწოდება. პერიოდული სისტემის გრძელპერიოდიან ვარიანტში 18 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 ანუ A ჯგუფი ეწოდება. ხოლო სვეტს, რომელიც შედგება მხოლოდ დიდი პერიოდის ელემენტებისაგან — თანაური ანუ B ჯგუფი.**

ზოგიერთი ჯგუფის ელემენტებს საერთო სახელწოდებაც აქვს:

IA ჯგუფის ელემენტებს (Li — Fr) ტუტე მეტალები ეწოდება,
IIA ჯგუფის ელემენტებს (Ca — Ra) ტუტემიწათა მეტალები,
VA ჯგუფის ელემენტებს (N — Bi) პნიკტოგენები (P და N სიმბოლოებიდან გამომდინარე),
VIA ჯგუფის ელემენტებს (S — Te) — ქალკოგენები,
VIIA ჯგუფის ელემენტებს (F — At) — ჰალოგენები,
VIIIA ჯგუფის ელემენტებს (He — Rn) — ინერტული ანუ კეთილშობილი აირები,
IIIB ჯგუფის ელემენტებს (La — Lu) — ლანთანოიდები,
IIIB ჯგუფის ელემენტებს (Ac — Lr) — აქტინოიდები,
VIIIB ჯგუფის ელემენტებს (Fe, Cu, Ni) — რკინის ოჯახი,
VIIIB ჯგუფის ელემენტებს (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt) — პლატინის ოჯახი.

მთავარი და თანაური ჯგუფების ელემენტები ერთმანეთისგან განსხვავდება ქიმიური თვისებებით. მთავარი ჯგუფის ელემენტები ქიმიური თვისებების მიხედვით ერთმანეთის მსგავსია და თანაური ჯგუფის ელემენტებისაგან რადიკალურად განსხვავდება. მაგალითად, IA ჯგუფში მოთავსებულია ყველაზე აქტიური მეტალი — ცეზიუმი (Cs), ხოლო IB-ში — ყველაზე პასიური მეტალი — ოქრო (Au).

მთავარ ჯგუფში ზევიდან ქვევით რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად ძლიერდება ელემენტის მეტალური თვისებები და სუსტდება არამეტალური. ეს კანონზომიერება კარგად ჩანს VIIA ჯგუფის ელემენტების თვისებების შედარებისას. ამ ჯგუფში მოთავსებულია აქტიური არამეტალები — ჰალოგენები (F-დან At-მდე). რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად მათი არამეტალური თვისებები სუსტდება და ძლიერდება მეტალური თვისებები, რაც მჟღავნდება მათ ფიზიკურ და ქიმიურ თვისებებში. ფთორი და ქლორი აირებია, ბრომი — სითხე, იოდი კი — მყარი ნივთიერება, რომელიც ჰგავს მეტალებს არამარტო გარეგნულად (მუქი მონაცრისფრო-შავი ფერის მეტალური ბზინვარების კრისტალებია), არამედ ქიმიური თვისებებითაც, რადგან მეტალების მსგავსად წარმოქმნის ყველაზე მდგრად ოქსიდს (I_2O_7) და სხვა ჰალოგენებთან შედარებით ყველაზე არამდგრად წყალბადნაერთს (HI). თანაური ჯგუფის ელემენტები კი მხოლოდ მეტალებია და მათი აქტიურობა იზრდება ქვევიდან ზევით. მაგალითად, მანგანუმი (Mn) უფრო აქტიურია, ვიდრე რენიუმი (Re).

ამრიგად, პერიოდებში ელემენტის რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად სუსტდება მეტალური თვისებები და ძლიერდება არამეტალური. ხოლო ჯგუფებში ელემენტის რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად ძლიერდება მეტალური თვისებები და სუსტდება არამეტალური. ამიტომ მეტალები მოთავსებულია პერიოდული სისტემის მარცხენა მხარეს, ხოლო არამეტალები მარჯვენა მხარეს (VA, VIA, VIIA). Be-Al-Ge-Sb-Po-ის გამავალი დიაგონალის ზევით არამეტალებია, ქვევით კი — მეტალები. საერთოდ, მეტალები შეადგენს ელემენტების 80%-ს. ყველაზე აქტიური მეტალებია IA ჯგუფის მეტალები, ყველაზე აქტიური არამეტალებია VIIA ჯგუფის არამეტალები. თუ გავითვალისწინებთ ჯგუფებში მეტალური და არამეტალური თვისებების ცვალებადობას, ყველაზე აქტიური მეტალია ცეზიუმი (Cs), ხოლო ყველაზე აქტიური არამეტალია ფთორი (F) (ფრანციუმი ცეზიუმის ანალოგიურია და ხელოვნურად არის მიღებული). რაც უფრო ძლიერია ელემენტის მეტალური თვისებები, მით უფრო მდგრადია მისი ჟანგბადნაერთი და რაც უფრო ძლიერია ელემენტის არამეტალური თვისებები, მით უფრო მდგრადია მისი წყალბადნაერთი.

ერთ ჯგუფში გაერთიანებული A და B ჯგუფის ელემენტები, მიუხედავად სხვადასხვა ქიმიური თვისებებისა, ამყარებს ერთნაირ — მაქსიმალურ დადებით — ჟანგვის ხარისხს, რომელიც ჯგუფის ნომრის ტოლია (გამონაკლისია IB ჯგუფის ორი ელემენტი — სპილენძი და ოქრო, რომელთა უმაღლესი ჟანგვის ხარისხია Cu^{+2} და Au^{+3}. VIA ჯგუფიდან გამონაკლისია ჟანგბადი, რომელსაც არ ახასიათებს დადებითი ჟანგვის ხარისხი (გამონაკლისია $O^{2+}F_2^{-1}$). VIIA ჯგუფიდან — ფთორი, რომელიც საერთოდ არ ამყარებს დადებით ჟანგვის ხარისხს და VIIIB ჯგუფის ელემენტები, რომელთაგან მხოლოდ სამი ელემენტი: ოსმიუმი (Os), რუთენიუმი (Ru) და ქსენონი (Xe) ამყარებს +8-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს. დანარჩენი ან არ წარმოქმნის ნაერთებს (He, Ne, Ar), ან ძირითადად ამყარებს +2-ის და +3-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს (Fe, Co, Ni).

1.2.3 ელემენტთა პერიოდულობის კანონის მნიშვნელობა

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

პერიოდულობის კანონის საფუძველზე შეიქმნა ქიმიურ ელემენტთა მეცნიერული კლასიფიკაცია. თითოეული ელემენტის თვისებების სრულყოფილად შესწავლა შესაძლებელი გახდა პერიოდულ სისტემაში მის გარშემო განლაგებული ელემენტის თვისებებთან შეპირისპირებით. ელემენტთა თვისებების შეპირისპირების საფუძველზე შენდელეევმა შეასწორა რამდენიმე ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა. მაგალითად, Be-ის ფარდობითი ატომური მასა მიჩნეული იყო 13.5-ის ტოლად. ასეთი ფარდობითი ატომური მასით იგი ალმოჩ-

ნდებოლა ნახშირბადსა და აზოტს – ტიპიურ არამეტალებს – შორის. ამ-ფოტერული ელემენტის მოთავსება კი არამეტალებს შორის არ იქნებოდა სწორი ელემენტის ქიმიური თვისებებიდან გამომდინარე. ამიტომ მენდელეევმა იფარაუდა, რომ Be-ის ფარდობითი ატომური მასა უნდა ყოფილიყო 9-ის ტოლი და მოათავსა ტიპიურ მეტალსა (Li) და ტიპიურ არამეტალს (B) შორის IIA ჯგუფში. მანვე გამოთვალა მისი ფარდობითი ატომური მასა პერიოდულ სისტე-მაში მდებარეობის მიხედვით:

$$A_r(Be) = \frac{A_r(Li) + Ar(B)}{2} = \frac{7 + 11}{2} = 9$$

რაც თანამედროვე განსაზღვრით საკმაოდ სწორი აღმოჩნდა.

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

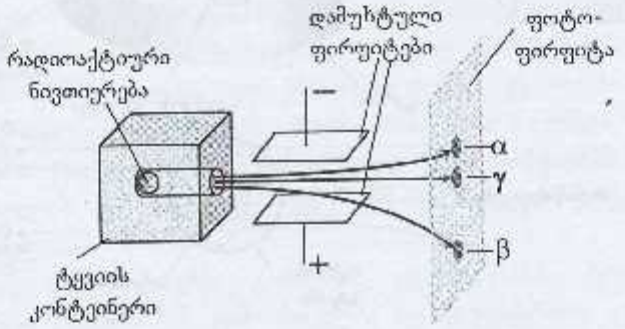
დ. მენდელეევის პერიოდულობის კანონმა დიდი როლი შეასრულა ატომის აღნაგობის თეორიის ჩამოყალიბებაშიც.

1.3 ატომის აღნაგობა

1896 წ. ფრანგმა ფიზიკოსმა ანრი ბეკერელმა ურანის მადნის შესწავლისას აღმოაჩინა რადიოაქტიურობის მოვლენა.

ატომის უნარს, თავისთავად (სპონტანურად) გამოასხივოს თვალით უხილავი სხივები, რადიოაქტიურობა ეწოდება. 1898 წ. პიერ კიურიმ და მარია სკლადოვსკა-კიურიმ ურანის მადნისაგან გამოყვეს ორი ახალი ელემენტი, პოლონიუმი (Po) და რადიუმი (Ra). რადიუმი რადიოაქტიური ელემენტია, რომელსაც უფრო ძლიერი (10^6-ჯერ მეტი) რადიაცია ახასიათებს, ვიდრე ურანის მადანს.

შემდგომ რადიოაქტიური გამოსხივების ბუნება შეისწავლეს მარია და პიერ კიურებმა და ერნსტ რეზერფორდმა. მათ რადიოაქტიური ნივთიერება (რადიუმი) მოათავსეს ელექტრომაგნიტურ ველში და დაადგინეს, რომ რადიოაქტიური გამოსხივება შედგება სამი ნაწილისაგან: ალფა (α), ბეტა (β) და გამა (γ) გამოსხივებისგან.



უარყოფითი ფირფიტისკენ გადახრილ სხივებს α-სხივები უწოდეს, დადებითისკენ გადახრილს — β-სხივები, ხოლო იმ სხივებს, რომლებიც ელექტრომაგნიტურ ველში არ გადაიხარა — γ-სხივები.

α-სხივებს აღმოაჩნდა +2 მუხტი და $6.64 \cdot 10^{-24}$ გ-ის ტოლი მასა. β-სხივებს აქვს −1 მუხტი და $9.11 \cdot 10^{-28}$ გ-ის ტოლი მასა. γ-სხივებს არც მუხტი აქვს და არც მასა.

ე. რეზერფორდმა დაადგინა, რომ α-სხივები წარმოადგენს ჰელიუმის ატომბირთვების ნაკადს (He^{2+}), β-სხივები — ელექტრონების ნაკადს, ხოლო γ-სხივები ჩვეულებრივი ელექტრომაგნიტური ტალღებია, რენტგენის სხივების მსგავსი, უფრო მოკლეტალღოვანი და უფრო გამჭოლი.

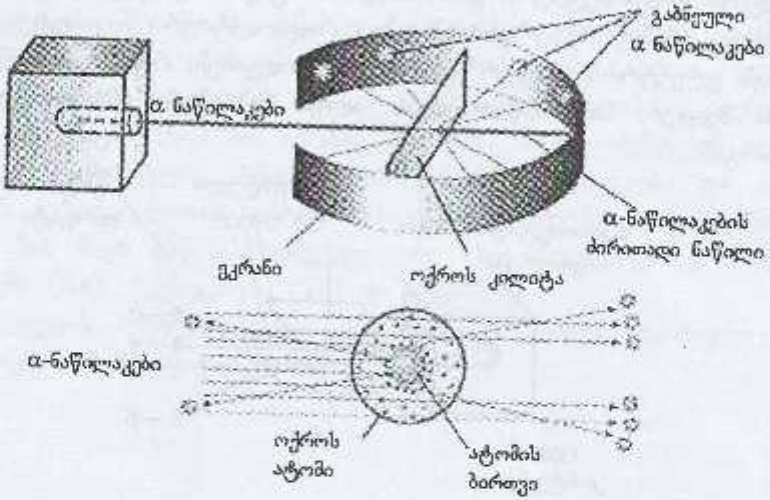
α-სხივების გამჭოლუნარიანობა ძალიან ბცირეა — ქაღალდშიც კი ვერ გადის, ჰაერში 7 სმ მანძილის გავლის შემდეგ გადაიქცევა ჰელიუმის ნეიტრალურ ატომებად. β-სხივების გამჭოლუნარიანობა დაახლოებით 100-ჯერ უფრო მეტია, ვიდრე α-სხივებისა, ხოლო γ-სხივებისა — 1000-ჯერ უფრო მეტი. γ-სხივები თავისუფლად გადის 30 სმ-ის სისქის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

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

$$^{226}_{88}\mathrm{Ra} \rightarrow {}^{4}_{2}\mathrm{He} + {}^{222}_{86}\mathrm{Rn}$$

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

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



ატომის აღნაგობის პირველი მოდელი მოგვაწოდა ჯ.ჯ. ტომსონმა, რომელმაც 1897 წელს 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 წელს რეზერფორდმა ჩაატარა ცდა, რომლის მიზანი იყო ტომსონის მოდელის შემოწმება. რეზერფორდმა ოქროს კილიტაში გაატარა α-ნაწილაკები და დაადგინა, რომ α-ნაწილაკების უმრავლესობა ისე გადის ოქროს კილიტაში, რომ ტრაექტორიას არ იცვლის. იშვიათად ხდება გადახრა წრფივი ტრაექტორიიდან და კიდევ უფრო იშვიათად (10 ათასი ნაწილაკიდან ერთი) – α-ნაწილაკის უკუგდება. α-ნაწილაკები დადებითად დამუხტული ნაწილაკებია და მათი არეკვლა შეეძლო ისევ დადებითად დამუხტულ ნაწილაკს. რადგან არეკვლილი ნაწილაკების რიცხვი მცირე იყო, ცხადი გახდა, რომ ატომში დადებითად დამუხტულ ნაწილაკებს ძალზე მცირე მოცულობა უკავია. 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 $\sim 10^{-13}$ სმ-ის, ანუ $\sim 10^{-6}$ ნმ-ის, ხოლო ატომის დიამეტრი $\sim 10^{-8}$ სმ-ის, ანუ ~ 0.1 ნმ ის, ე.ი. ატომბირთვი 100 000-ჯერ მცირეა ატომთან შედარებით. ეს სიდიდეები დაახლოებით ისე შეეფარდება ერთმანეთს, როგორც ქანძისთავისა და სტადიონის ზომები. თუ ატომბირთვის რადიუსი 1 სმ-მდე გაიზრდება, ატომის რადიუსი იქნება 1 კმ.

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 ელექტროსტატიკური მიზიდვის ძალას.

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

ფაქტობრივად, ატომბირთვის გარშემო ელექტრონის ბრუნვის დროს ელექტრომაგნიტური ტალღა არ გამოსხივდება და ელექტრონი ატომგულს არ ეცემა. ცხადი გახდა, რომ ელექტროდინამიკის კანონებით შეუძლებელი იყო ატომში მიმდინარე პროცესების ახსნა, საჭირო იყო ატომის აღნაგობის თეორიის შექმნა ატომბირთვისა და ელექტრონული შრეების აღნაგობის საფუძველზე.

1.3.1 ატომბირთვის აღნაგობა

ატომბირთვი რთული აღნაგობისაა. იგი შედგება პროტონებისა და ნეიტრონებისაგან. პროტონი დადებითად დამუხტული ნაწილაკია, რომლის ფარდობითი მასა დაახლოებით 1-ის ტოლია, მისი დადებითი მუხტიც 1-ია და აღინიშნება ასე — ^1_1p (ზედა ინდექსად იწერება ფარდობითი მასა, ქვედა ინდექსად კი დადებითი მუხტის სიდიდე). ნეიტრონს მუხტი არ აღმოაჩნდა. იგი ნეიტრალური ნაწილაკია, რომლის ფარდობითი მასა 1-ის ტოლია და აღინიშნება ^1_0n-ით. უფრო ზუსტად პროტონის მასა უდრის 1.007277 მაშ-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 ნუკლონი. ატომბირთვს კი ნუკლიდი ეწოდება. ნუკლონები ურთიერთგარდაიქმნებიან:

$$^{1}_{0}n \rightleftarrows {}^{1}_{1}p + \bar{e} + [\bar{\nu}]$$

$\bar{\nu}$ 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 განუწყვეტლივ მიმდინარეობს. 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 მარტო ნეიტრონებს შორის ისინი არ მოქმედებენ. ამიტომ შეუძლებელია მხოლოდ პროტონებისაგან შემდგარი ნუკლიდის არსებობა.

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

$$A = \Sigma p + \Sigma n$$

ელექტრონის მასა ($m(\bar{e})$) ძალიან მცირეა ($0.54858 \cdot 10^{-3}$მაე), შეადგენს პროტონის მასის 1/1836 ნაწილს და ატომის მასის განსაზღვრისას მას უგულებელყოფენ.

ამრიგად, ატომის მთელი მასა თავმოყრილია ბირთვში. ატომბირთვში შემავალი პროტონების რაოდენობა განაპირობებს დადებითი მუხტის სიდიდეს, ხოლო პროტონებისა და ნეიტრონების რაოდენობების ჯამი — მასურ რიცხვს.

ელემენტის ატომბირთვის დადებითი მუხტის რაოდენობა განსაზღვრა ინგლისელმა ფიზიკოსმა ჰ. მოზლიმ. მოზლიმ დაამტკიცა, რომ ატომბირთვის დადებითი მუხტის რაოდენობა ელემენტის რიგითი ნომრის ტოლია $\Sigma p = Z$.[4] 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 პროტონი აქვს, მაგრამ მასური რიცხვებით განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან, იზოტოპები

[4] რიგით ნომერს ატომური ნომერიც ეწოდება

ეწოდება. **იზოტოპები ისეთი ნუკლიდებია, რომელთა შედგენილობაში ერთნაირი რაოდენობის პროტონები შედის.** მაგალითად, იზოტოპებია: $^{16}_{8}O$ და $^{18}_{8}O$; $^{35}_{17}Cl$ და $^{37}_{17}Cl$.

სხვადასხვა ელემენტის ნუკლიდებს, რომლებსაც ერთნაირი ნეიტრონების რიცხვი აქვს, მაგრამ მასური რიცხვებით განსხვავდება ერთმანეთისაგან, იზოტონები ეწოდება. მაგალითად, იზოტონებია: $^{228}_{88}Ra$, $^{230}_{90}Th$, $^{231}_{91}Pa$.

სხვადასხვა ელემენტის ნუკლიდებს, რომლებსაც ერთნაირი მასური რიცხვი აქვს, იზობარები ეწოდება. მაგალითად, იზობარებია: $^{40}_{18}Ar$, $^{40}_{19}K$, $^{40}_{20}Ca$.

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

ელემენტთა უმრავლესობას აქვს რამდენიმე ბუნებრივი ნუკლიდი. ნუკლიდები იწერება შემდეგნაირად: ელემენტის სიმბოლოს მარცხენა ზედა ინდექსად იწერება მასური რიცხვი, ხოლო მარცხენა ქვედა ინდექსად რიგითი ნომერი. მაგალითად, წყალბადის ნუკლიდებია: $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}H$, $^{3}_{1}H$. რადგან ელემენტის ყველა ნუკლიდს ერთი და იგივე რიგითი ნომერი აქვს, ზოგჯერ ნუკლიდებს წერენ რიგითი ნომრის გარეშე.

ჟანგბადს აქვს სამი ნუკლიდი — ^{16}O, ^{17}O, ^{18}O; ქლორს — ორი — ^{35}Cl და ^{37}Cl. ცნობილია ისეთი ელემენტებიც, რომლებსაც ბუნებაში მხოლოდ ერთი ნუკლიდი აქვს. ასეთი ელემენტებია: ბერილიუმი (Z=4), ფთორი (Z=9), ნატრიუმი (Z=11), ალუმინი (Z=13), ფოსფორი (Z=15), იოდი (Z=53), ოქრო (Z=79) და ა.შ. — სულ 21 ელემენტი. ნუკლიდებში ნეიტრონების რაოდენობა უდრის მასურ რიცხვს გამოკლებული რიგითი ნომერი:

$$\Sigma n = A - Z$$

ქიმიური ელემენტების უმრავლესობა ნუკლიდების ნარევია, რომელშიც თითოეული მათგანი განსაზღვრული მოლური წილით შედის, ამიტომ ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა შემადგენელი ნუკლიდების მასური რიცხვებისა და მოლური წილის (აღინიშნება χ-ასოთი) ნამრავლის ჯამის ტოლია და გამოითვლება შემდეგი ფორმულით:

$$A_r = \frac{A_1\chi_1\% + A_2\chi_2\% + \cdots}{100\%} = A_1\chi_1 + A_2\chi_2 + \cdots$$

სადაც A_1 და A_2 ნუკლიდების მასური რიცხვებია, ხოლო χ_1 და χ_2 მათი მოლური წილი ელემენტში. მაგალითად, ქლორი შედგება 75.77% ^{35}Cl-ისა და 24.23% ^{37}Cl-ისაგან და მისი ფარდობითი ატომური მასაა:

$$A_r(Cl) = 35 \cdot 0.7577 + 37 \cdot 0.2423 = 35.45$$

ნუკლიდები არსებობს სტაბილური, რომლებსაც რადიოაქტიურობა არ ახასიათებს, და რადიოაქტიური. სტაბილურ ნუკლიდებში ნეიტრონების საერთო რიცხვის (N) შეფარდება პროტონების საერთო რიცხვთან (Z) 1-ის ტოლია

(Z=25-მდე). შემდგომ ეს თანაფარდობა (N/Z) თანდათანობით იზრდება 1.5-მდე. $Z \geq 82$ ნუკლიდები ყველა რადიოაქტიურია. რადიონუკლიდები იყოფა ორ ჯგუფად: ბუნებრივ და ხელოვნურ რადიონუკლიდებად.

ბუნებრივი რადიოაქტიური ნუკლიდები არსებობს Z=92-მდე (ჩათვლით). ურანის შემდეგი ელემენტები მიღებულ იქნა ხელოვნურად, ატომური რეაქტორებში ატომბირთვული რეაქციების შედეგად.

რადიოაქტიური ნუკლიდები სხვადასხვა სიჩქარით იშლებიან და მათი "არსებობის სიცოცხლეს" გამოსახავენ ნახევრად დაშლის პერიოდით ($\tau_{1/2}$). ნახევრად დაშლის პერიოდი არის დროის ის მონაკვეთი, რომლის განმავლობაში რადიონუკლიდის მასა 2-ჯერ მცირდება.

ნახევრად დაშლის პერიოდი იცვლება წამის მემილიონედი ნაწილიდან მილიონ წლებამდე. მაგალითად, Z=106 ნუკლიდის (მასური რიცხვით 263) ნახევრად დაშლის პერიოდია 0.9 წამი, ხოლო კობალტისა ($^{60}_{27}Co$) – 5.272 წელი, თორიუმის ($^{232}_{90}Th$) – $1.4 \cdot 10^{10}$ წელი, ურანის $^{238}_{92}U$ – $4.47 \cdot 10^{9}$ წელი და $^{235}_{92}U$ – $1.4 \cdot 10^{10}$ წელი.

რადონის ნახევრად დაშლის პერიოდია 3.8 დღე-ღამე. იგი წარმოიქმნება რადიუმიდან α-გამოსხივების შედეგად:

$$^{226}_{88}Ra \rightarrow ^{222}_{86}Rn + ^{4}_{2}He$$

ნუკლიდის ნახევრად დაშლის პერიოდი დამოკიდებულია არ არის ნუკლიდის მასაზე, კატალიზატორსა და ტემპერატურაზე.

ბუნებრივი რადიონუკლიდები

დედამიწის წარმოქმნის პროცესში წარმოიქმნა 25 რადიონუკლიდი, შემდგომ ამ რადიონუკლიდებისა და კოსმოსური სხივებით ატმოსფეროს დაბომბვის შედეგად გაჩნდა სხვა რადიონუკლიდებიც. ის რადიონუკლიდები, რომელთა სიცოცხლის ხანგრძლივობა დიდი იყო, დღემდე შემორჩა დედამიწაზე, ხოლო ის რადიონუკლიდები, რომელთა სიცოცხლის ხანგრძლივობა მცირე იყო, კვალის სახით გვხვდება.

რადიონუკლიდების ყველაზე მძლავრი წყაროა ურანის მადნები, რომელთა ძირითადი შემადგენელი ნუკლიდია $^{238}_{92}U$ (99%).

რადიონუკლიდი ტრიტიუმი ($^{3}_{1}H$) და ნახშირბად-14 ($^{14}_{6}C$) განუწყვეტლივ წარმოიქმნება ატმოსფეროში აზოტის ნეიტრონებით დაბომბვის შედეგად:

$$^{14}_{7}N + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{12}_{6}C + ^{3}_{1}H$$

$$^{14}_{7}N - ^{1}_{0}n \rightarrow ^{14}_{6}C + ^{1}_{1}H$$

რადიონუკლიდი $^{14}_{6}C$ CO_2-ის სახით შთაინთქმება მცენარეების მიერ ფოტოსინთეზის პროცესში და ამრიგად შედის ყველა ცოცხალ ორგანიზმში.

^{14}C ნუკლიდის შემცველობა მცენარეულ და ცხოველურ ორგანიზმში გამოიყენება მათი ხნოვანების დასადგენად. მისი ნახევრად დაშლის პერიოდია 5700 წელი, ახასიათებს β-გამოსხივება.

$$^{14}_{6}C \rightarrow {}^{14}_{7}N + \beta$$

რადიოაქტიურობის პროცესში ნეიტრონი იშლება, გადადის პროტონში და გამოყოფს ელექტრონს.

$$^{1}_{0}n \rightarrow {}^{1}_{1}p + {}^{-1}_{0}e$$

ამიტომ ნეიტრონი ნეიტრალური ნაწილაკია და მისი მასა პროტონის მასაზე ოდნავ უფრო მეტია ($m_n = 1.6750 \cdot 10^{-27}$ კგ; $m_p = 1.6726 \cdot 10^{-27}$ კგ.)

რადიოაქტიურობის პროცესში ერთი ელემენტის ატომიდან წარმოიქმნება მეორე ელემენტის ატომი. α, β და γ გამოსხივების შედეგად რადიოაქტიური ელემენტის გარდაქმნა მიმდინარეობს ფაიანს-სოდის წესის მიხედვით.

ფაიანს-სოდის გადანაცვლების წესი:

1. α-სხივების გამოსხივების შედეგად რადიოაქტიური ელემენტი პერიოდულ სისტემაში გადაინაცვლებს ორი უჯრედით მარცხნივ;
2. β-სხივების გამოსხივების შედეგად რადიოაქტიური ელემენტი პერიოდულ სისტემაში გადაინაცვლებს ერთი უჯრედით მარჯვნივ;
3. γ-სხივების გამოსხივების შედეგად რადიოაქტიური ელემენტი არც მუხტს იცვლის და არც მდებარეობას პერიოდულ სისტემაში.

ბირთვული რეაქციები

რადიოაქტიური გამოსხივების პროცესში ერთი სახის ატომიდან წარმოიქმნება განსხვავებული სახის ატომი.

ერთი ელემენტის ატომიდან სხვა ელემენტის წარმოქმნის პროცესს ბირთვული რეაქცია ეწოდება.

ბირთვული რეაქცია განსხვავდება ქიმიური რეაქციებისაგან. თუ ქიმიურ რეაქციებში მონაწილეობენ ატომები, რომლებიც ერთი მოლეკულიდან მეორეში ატომბირთვის შეუცვლელად გადადიან, ბირთვულ რეაქციებში მონაწილეობს ნუკლონები — პროტონები და ნეიტრონები, რომლებიც გადანაწილდებიან ატომბირთვში და წარმოქმნიან ახალ ელემენტს. ბირთვული რეაქციებია რადიოაქტიური დაშლის პროცესი და ბირთვული სინთეზის პროცესი.

მასის დეფექტი ბირთვულ რეაქციებში

ატომბირთვის მასა ოდნავ მცირეა ბირთვში შემავალი ნუკლონების მასათა ჯამზე. მასის ამ სხვაობას მასის დეფექტი ეწოდება და m-ით აღინიშნება. მაგალითად:

ნახშირბადის ნუკლიდის ატომური მასა $A_r(^{12}_{6}C) = 12.000000$ მაე; მისი ატომბირთვის შემადგენლობაში შედის 6 პროტონი და 6 ნეიტრონი. პროტონის მასა (ელექტრონების მასის გათვალისწინებით) არის 1.007276470 მაე, ნეიტრონის მასა – 1.008665012 მაე; აქედან გამოდის, რომ

$A_r(^{12}_{6}C) = 6 \cdot 1.007276470 + 6 \cdot 1.008665012 = 12.095652$ მაე; ეს მასის დეფექტია $m = 12.0956552 - 12.000000 = 0.095652$ მაე.

ეს ის მასაა, რომელიც აინშტაინის ფორმულას თანახმად გადადის ენერგიაში $E = mc^2$, სადაც E არის ენერგია, m არის მასის დეფექტი კგ-ებში, ხოლო c – სინათლის გავრცელების სიჩქარე, რომელიც $3 \cdot 10^8$ მ/წმ-ის ტოლია. აინშტაინის ფორმულით გაანგარიშების შედეგად გამომდინარეობს, რომ 1 მაე-ს შეესაბამება 931.46 MeV (მეგაელექტრონვოლტი) ენერგია. ამ კოეფიციენტის დახმარებით ანგარიშობენ ბირთვის ბმის ენერგიას მასის დეფექტის მიხედვით. $931.46 \cdot 0.095652 = 89.096$ MeV (1 MeV არის $96.5 \cdot 10^6$ კჯ/მოლი). ეს ენერგია მილიონჯერ აღემატება ჩვეულებრივი ქიმიური რეაქციის შედეგად გამოყოფილ ენერგიას, სწორედ ამიტომ ქიმიურ პროცესებში ბირთვი არ იშლება. ბირთვის ბმის ენერგია მისი მდგრადობის განმსაზღვრელია.

ბირთვის ბმის ენერგია აკავშირებს ნუკლონებს ერთმანეთთან და მოქმედებს ძალიან მცირე მანძილზე (მოქმედების რადიუსია $10^{-12} - 10^{-13}$ სმ).

ატომბირთვის ენერგია დამოკიდებულია ნუკლიდის მასურ რიცხვზე. ყველაზე მდგრადია ნუკლიდი მასური რიცხვით 60. უფრო მძიმე ნუკლიდი არ არის მდგრადი და რადიოაქტიური დაშლის მიდრეკილება აქვს, ხოლო უფრო მსუბუქ ნუკლიდებს ერთმანეთთან შერწყმის მიდრეკილება აქვს და უფრო მძიმე ნუკლიდებში გადადის. ამ პროცესებს ატომბირთვული დაშლა და სინთეზი ეწოდება.

ამრიგად, მძიმე ნუკლიდების (60 მაე-ზე მეტი) დაშლისას და მსუბუქის (60 მაე-ზე ნაკლები) შერწყმისას გამოიყოფა ატომბირთვული ენერგია, მაგალითად:

ნუკლიდი	ბირთვის* მასა, მაე	ნუკლიდის** მასა, მაე	მასის დეფექტი, მაე	ბმის ენერგია, %	ბმის ენერგია ერთ ნუკლიდზე
$^{4}_{2}He$	4.00150	4.03190	0.0304	$4.53 \cdot 10^{-12}$	$1.13 \cdot 10^{-12}$
$^{56}_{26}Fe$	55.92066	56.44938	0.52872	$7.90 \cdot 10^{-11}$	$1.41 \cdot 10^{-12}$
$^{238}_{92}U$	238.0003	238.9356	1.9353	$2.89 \cdot 10^{-10}$	$1.12 \cdot 10^{-12}$

* ბირთვის მასაში შედის შესაბამისი რაოდენობის ელექტრონების მასაც;

** ნუკლიდის მასაში ელექტრონების მასა არ შედის.

ბირთვულ რეაქციებს ატარებენ ბირთვულ რეაქტორებში, სადაც ენერგია $^{235}_{92}U$-ისა და $^{238}_{92}U$-ის კონტროლირებადი გაყოფის შედეგად გამოიყოფა. გამოყოფილ სითბოს იყენებენ ელექტროენერგიის მისაღებად. 1 კგ $^{235}_{92}U$-ის დაშლისას მასის დეფექტი შეადგენს 1 გ-ს, ეს კი გარდაიქმნება $9 \cdot 10^{13}$ ჯ ენერგიად, რაც ტოლია 2500 ტ ქვანახშირის დაწვისას გამოყოფილი ენერგიის, ანუ $25 \cdot 10^6$ კვტ-სთ ელექტროენერგიის, ან 20 000 ტ ტროტილის აფეთქებისას გამოყოფილი ენერგიის.

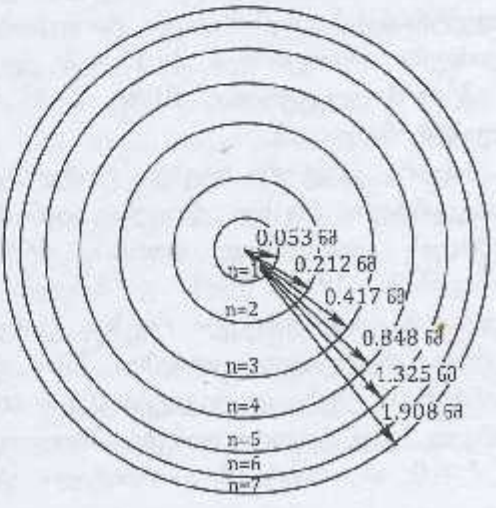
ატომურ რეაქტორში მდგრადი ნუკლიდის შეტანით შესაძლებელია ხელოვნურად რადიოაქტიური ნუკლიდის მიღებაც, კერძოდ, ასე მიიღეს ურანის მომდევნო ელემენტები Z=112 ელემენტამდე.

1.3.2 ელექტრონული შრეების აღნაგობა

1913 წელს დანიელმა ფიზიკოსმა ნილს ბორმა რეზერფორდის პლანეტარულ მოდელში შეიტანა მოსაზრება (პოსტულატი), რომელიც ხსნიდა ატომბირთვის გარშემო ელექტრონების განლაგებას:

1. ელექტრონი ატომბირთვის გარშემო ბრუნავს წრიულ ორბიტალზე, რომლის დაშორება ატომბირთვიდან (ან მისი რადიუსი) განსაზღვრულია და გარკვეული ენერგია შეესაბამება. ასეთ ორბიტალს მან სტაციონარული ორბიტალი უწოდა.
2. როდესაც ელექტრონი ბრუნავს სტაციონარულ ორბიტალზე, იგი ენერგიას არ ასხივებს.

ბორმა გამოთვალა ატომში სტაციონარული ორბიტალების დაშორება ატომბირთვიდან და აღნიშნა იგი n ასოთი, რომელსაც მთავარი კვანტური რიცხვი ეწოდა. ატომბირთვის გარშემო ელექტრონი სამგანზომილებიან სივრცეშია, რომელსაც ატომური ორბიტალი ეწოდება. ატომური ორბიტალი სივრცის ის ნაწილია, სადაც მისი არსებობის ალბათობა მაქსიმალურია (95%). რამდენადაც ელექტრონს უარყოფითი მუხტი აქვს, მისი ორბიტალი შეიძლება განვიხილოთ, როგორც ბირთვის გარშემო არსებული "ელექტრონული ღრუბელი". ცნება "ორბიტალი" გულისხმობს ელექტრონული ღრუბლის ფორმას, რომელიც იცვლება უარყოფითი მუხტის სიმკვრივის მიხედვით.



ელექტრონის მდებარეობა ატომში განისაზღვრება ოთხი კვანტური რიცხვით:

1. მთავარი კვანტური რიცხვი (n), რომელიც ბორმა შემოიტანა და პერიოდულ სისტემაში პერიოდის ნომრის ტოლია;
2. თანაკვანტური რიცხვი (ℓ);
3. მაგნიტური კვანტური რიცხვი (m);
4. სპინური კვანტური რიცხვი (s);

მთავარი კვანტური რიცხვი (n) გამოსახავს ელექტრონის დაშორებას ატომბირთვიდან და მისი ენერგეტიკული მახასიათებელიც არის. პირველი ორბიტალის რადიუსი (r) ტოლია 0.053 ნმ-ის, მეორის – 0.212 ნმ-ის, მესამისა – 0.477 ნმ-ის. ზოგადად ორბიტალის რადიუსი $r_n = r_1 \cdot n^2$-ის ტოლია, მაგალითად, როცა n=2, $r_2 = 0.053 \cdot 2^2$ და ა.შ.

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

მთავარი კვანტური რიცხვი გამოსახავს არამარტო მანძილს ატომბირთვიდან ელექტრონამდე, არამედ ელექტრონის ენერგეტიკული დონის მაჩვენებელიცაა. 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).

მთავარი კვანტური რიცხვი განსაზღვრავს ენერგეტიკულ დონეზე ელექტრონების მაქსიმალურ რაოდენობას: $N = 2n^2$. მაგალითად, I დონეზე შეიძლება იმყოფებოდეს $2 \cdot 1^2 = 2$ ელექტრონი; II ზე განთავსდება მაქსიმუმ $2 \cdot 2^2 = 8$ ელექტრონი; III-ზე $2 \cdot 3^2 = 18$ ელექტრონი; IV-ზე $2 \cdot 4^2 = 32$ ელექტრონი და ა.შ.

მეორე კვანტური რიცხვი, რომელსაც ორბიტალური კვანტური რიცხვი ანუ თანაკვანტური რიცხვი ეწოდება, აღინიშნება ℓ ასოთი. ივი განსაზღვრავს ორბიტალის გეომეტრიულ ფორმას. ორბიტალური კვანტური რიცხვი ატომის აღნაგობაში 1916 წელს გერმანელმა ფიზიკოსმა არნოლდ ზომერფელდმა შემოიტანა. თანაკვანტური რიცხვი გვიჩვენებს, რამდენი სახის ორბიტალია მოცემულ ენეგეტიკულ დონეზე. მისი მნიშვნელობა დამოკიდებულია მთავარ კვანტურ რიცხვზე და იცვლება 0-დან (n – 1)-მდე. მაგალითად:
პირველ ენეგეტიკულ დონეზე მხოლოდ ერთი სახის ორბიტალია, რომლის $\ell = 0$; ამ ორბიტალს s-ორბიტალს უწოდებენ.

მეორე ენეგეტიკული დონისთვის $\ell = 0$ და $\ell = 1$, რაც იმაზე მიუთითებს, რომ აქ ორი სახის ორბიტალია. ორბიტალს, რომლის $\ell = 1$, p-ორბიტალს უწოდებენ. ე. ი. მეორე ენეგეტიკულ დონეზე s- და p-ორბიტალებია.

მესამე ენეგეტიკული დონისთვის $\ell = 0$; $\ell = 1$ da $\ell = 2$, ე. ი. ამ ენერგეტიკულ დონეზე 3 სახის ორბიტალი არსებობს. ორბიტალს, რომლის $\ell = 2$, d-ორბიტალს უწოდებენ. ე. ი. მესამე ენეგეტიკულ დონეზე s-, p- და d-ორბიტალებია.

მეოთხე ენეგეტიკული დონისთვის $\ell = 0$; $\ell = 1$; $\ell = 2$ da $\ell = 3$, ე. ი. ამ ენერგეტიკულ დონეზე 4 სახის ორბიტალი არსებობს. ორბიტალს, რომლის $\ell = 3$, f-ორბიტალს უწოდებენ. ე. ი. მეოთხე ენეგეტიკულ დონეზე s-, p- d- და f-ორბიტალებია.

ორბიტალის ცნება პირველად შემოიღეს კვანტურ მექანიკაში. კვანტური მექანიკა არის ფიზიკის დარგი, რომელიც სწავლობს მიკრონაწილაკების — ელექტრონების, ატომების, მოლეკულების მოძრაობასა და ურთიერთქმედებებს. კვანტური მექანიკა თვლის, რომ მიკრონაწილაკებს აქვს ტალღური ბუნება, ხოლო ტალღას — ნაწილაკის ბუნება. კვანტური მექანიკის თანახმად ელექტრონის ბრუნვა ატომბირთვის გარშემო ტალღური ბუნების გამო ზუსტად განსაზღვრული არ არის, ამიტომ ატომს მკვეთრად გამოკვეთილი ფორმა არა აქვს, იგი შეიძლება ნებისმიერი მანძილით იყოს დაშორებული ატომბირთვისგან, მაგრამ ყველაზე ხშირად (95-98%) იმყოფება სივრცის იმ ნაწილში, რომლის რადიუსი ბორის ორბიტალის რადიუსის ტოლია.

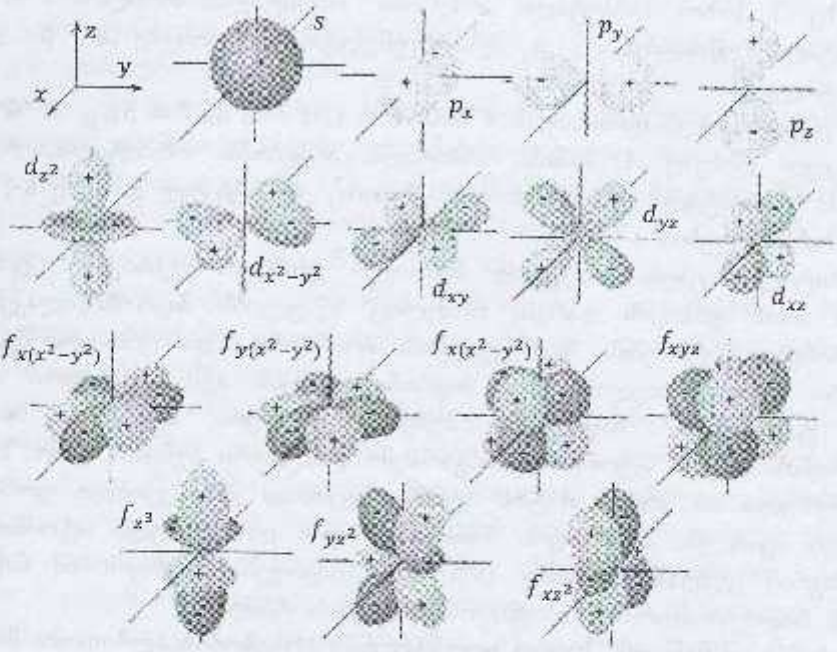
სივრცის იმ ნაწილს, სადაც ელექტრონის არსებობის ალბათობა მაქსიმალურია, ატომური ორბიტალი ეწოდება.

მაგალითად, წყალბადის ატომში ელექტრონი ატომბირთვიდან შესაძლებელია იყოს 0.053 ნმ-ზე უფრო ახლოს ან უფრო შორს, მაგრამ ყველაზე ხშირად იგი იქნება სივრცის იმ ნაწილში, რომელიც ატომბირთვიდან 0.053 ნმ-ით არის დაშორებული. ამრიგად, 0.053 ნმ-ის მანძილზე ელექტრონული სიმკვრივე მაქსიმალურია, შემდეგ კი თანდათანობით მცირდება.

s-ორბიტალს ($\ell = 0$) სფეროსებრი ფორმა აქვს. p-ორბიტალს ($\ell = 1$) ჰანტელისებური ფორმა აქვს და სივრცეში სამი სხვადასხვა სახით არის ორიენტირებული (აღინიშნება: p_x, p_y და p_z). d-ორბიტალს ($\ell = 2$) რთული ფორმა აქვს (ფურცლოვანი) და ხუთი სხვადასხვა ორიენტაციით, ანუ ხუთი ორბიტალის სახით გვხვდება. f-ორბიტალს ($\ell = 3$) კიდევ უფრო რთული ფორმა აქვს და 7 ორბიტალის სახითაა წარმოდგენილი.

ერთნაირი მთავარი კვანტური რიცხვის მქონე ორბიტალები ელექტრონულ შრეს წარმოქმნიან, ხოლო ისეთი ორბიტალები, რომლებსაც ერთნაირი n და ℓ მნიშვნელობა აქვს — ქვედონეებს. მაგალითად, მესამე ენერგეტიკულ დონეზე სამი ქვედონე არსებობს, რომლებსაც შემდეგნაირად აღნიშნავენ: 3s, 3p, 3d.

ქვედონეების რიცხვი ყოველ ენერგეტიკულ დონეზე უდრის პერიოდის ნომერს ანუ n-ენერგეტიკულ დონეზე ორბიტალების ფორმების (ე. ი. ქვედონეების) ჯამური რაოდენობა n-ის ტოლია.



მესამე კვანტურ რიცხვს მაგნიტური კვანტური რიცხვი ეწოდება და აღინიშნება m_ℓ ასოთი. m_ℓ-ის მნიშვნელობას თანაკვანტური რიცხვი განსაზღვრავს და იგი რიცხობრივად $-\ell$-დან $+\ell$-მდე იცვლება. მაგნიტური კვანტური რიცხვი განსაზღვრავს ატომის მაგნიტურ ველში ორიენტირებული ორბიტალების რაოდენობას და არსებობს მხოლოდ კენტი რიცხვითი რაოდენობით – 1, 3, 5 და 7:

s-ქვედონეზე ერთი ორბიტალია ($\ell = 0; m_\ell = 0;$)
p-ქვედონეზე – სამი ($\ell = 1; m_\ell = -1; 0; +1$)
d-ქვედონეზე – ხუთი ($\ell = 2; m_\ell = -2; -1; 0; +1; +2$)
f-ქვედონეზე – შვიდი ($\ell = 2; m_\ell = -3; -2; -1; 0; +1; +2; +3$).

ელემენტის ელექტრონული კონფიგურაციის დასაწერად საჭიროა შემდეგი თანმიმდევრობით გავითვალისწინოთ სამი წესი:

1. ელექტრონები ჯერ იკავებენ მინიმალური ენერგეტიკული დონის ორბიტალებს და ამის შემდეგ ავსებენ უფრო მაღალი ენეგეტიკული დონის ორბიტალებს. ენერგეტიკული ქვედონეების შევსების თანმიმდევრობა შეიძლება დავადგინოთ ემპირიულად, **კლეჩკოვსკის წესით,** რომლის მიხედვითაც რაც უფრო ნაკლებია მთავარი და თანაკვანტური რიცხვების ჯამი $n + \ell$, მით

უფრო დაბალია ორბიტალის ენერგია. თუ ორ ორბიტალს ეს ჯამი ერთნაირი აქვს, მაშინ უფრო ადრე შეივსება ორბიტალი, რომელსაც n-ის უფრო დაბალი მნიშვნელობა გააჩნია.

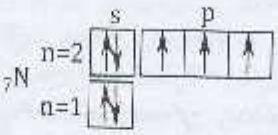
2. ორბიტალების შევსებისას დაცული უნდა იქნას **პაულის წესი**, რომლის თანახმადაც ერთ ორბიტალზე შესაძლებელია მაქსიმუმ ორი ისეთი ელექტრონის არსებობა, რომლებსაც ურთიერთსაპირისპირო სპინები აქვს.
3. **ჰუნდის წესი**: ქვედონეების (s, p, d და f) შევსება იწყება თითო-თითო ერთნაირი სპინის ელექტრონებით და ამის შემდეგ ხდება მათი გაწყვილება საპირისპირო სპინის ელექტრონებით, ანუ სტაბილურია ატომის ისეთი ელექტრონული კონფიგურაცია, სადაც გაუწყვილებელი ელექტრონების რიცხვი მაქსიმალურია.

ენერგეტიკული დონეები (მთავარი კვანტური რიცხვი)	ენერგეტიკული ქვედონეები (თანაკვანტური რიცხვი)	ორბიტალები (მაგნიტური კვანტური რიცხვი)	ორბიტალების რაოდენობა
n=1	$\ell = s$	$m_\ell = 0$	1
n=2	$\ell = s$	$m_\ell = 0$	1+3=4
	$\ell = p$	$m_\ell = -1; 0; 1$	
n=3	$\ell = s$	$m_\ell = 0$	1+3+5=9
	$\ell = p$	$m_\ell = -1; 0; 1$	
	$\ell = d$	$m_\ell = -2; -1; 0; 1; 2$	
n=4	$\ell = s$	$m_\ell = 0$	1+3+5+7=16
	$\ell = p$	$m_\ell = -1; 0; 1$	
	$\ell = d$	$m_\ell = -2; -1; 0; 1; 2$	
	$\ell = f$	$m_\ell = -3; -2; -1; 0; 1; 2; 3$	

ელემენტის ელექტრონულ კონფიგურაცია კვანტური უჯრების[5] საშუალებით გამოისახება, ან ელექტრონული ფორმულის სახით იწერება. კვანტური უჯრებით წარმოდგენისას თითოეულ ორბიტალს თითო უჯრა შეესაბამება, ხოლო თვით ელექტრონები ისრებით, მათი სპინების მიმართულების შესაბამისად აღინიშნება. მაგალითად, აზოტის ელექტრონული კონფიგურაციაა $1s^2 2s^2 2p^3$.

[5] ორბიტალები კვანტური უჯრების გარდა წრეების ან, უბრალოდ, ხაზების საშუალებითაც გამოისახება (რედ.)

ატომში ელექტრონების განაწილებას კვანტური უჯრედებით თუ გამოვსახავთ, მივიღებთ ასეთ კონფიგურაციას:



p-ქვედონეზე სამი ორბიტალია (p_x, p_y და p_z). მათი შევსება ელექტრონებით მიმდინარეობს p_x, p_y და p_z ორბიტალზე ცალ-ცალკე ელექტრონის გადანაწილებით, რომლებსაც პარალელური სპინი აქვს. ამის შემდეგ Z=8 (ჟანგბადიდან) დაიწყება გაუწყვილებელი ელექტრონების გაწყვილება საპირისპირო სპინის ელექტრონებით.

ცხრილში მოცემულია ელემენტების ელექტრონული კონფიგურაცია Z=1-დან Z=20-მდე:

ატომური ნომერი, Z	ელემენტი	ელექტრონული კონფიგურაცია
1	წყალბადი	$1s^1$
2	ჰელიუმი	$1s^2$
3	ლითიუმი	$1s^2 2s^1$
4	ბერილიუმი	$1s^2 2s^2$
5	ბორი	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	ნახშირბადი	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	აზოტი	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	ჟანგბადი	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	ფთორი	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	ნეონი	$1s^2 2s^2 2p^6$
11	ნატრიუმი	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
12	მაგნიუმი	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
13	ალუმინი	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
14	სილიციუმი	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
15	ფოსფორი	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
16	გოგირდი	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
17	ქლორი	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
18	არგონი	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
19	კალიუმი	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
20	კალციუმი	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

პირველ ენერგეტიკულ დონეზე ერთი s-ქვედონეა, ამიტომ პირველ პერიოდში ორი ელემენტია: $1s^1$ – წყალბადი და $1s^2$ – ჰელიუმი.

მეორე ენერგეტიკულ დონეზე ორი – s და p ქვედონეებია, ამიტომ მეორე პერიოდში ხდება ჯერ s, და მერე p ქვედონის შევსება. ორბიტალებში ელექტრონების განლაგების I წესის თანახმად, ელექტრონები შეაქსებენ ჯერ s-ქვედონეს, შემდეგ კი p-ქვედონეს.

მეორე პერიოდის პირველი ელემენტი Li (Z=3) გაიმეორებს პირველი s-ქვედონის შევსებულ სტრუქტურას (როგორიც ჰქონდა He-ს) და დაიწყება მეორე s-ქვედონის შევსება.

$_3Li = [He]2s^1$

ნომდევნო (Z=4) ელემენტის – ბერილიუმის s-ორბიტალზე შეივსება 2s-ორბიტალი:

$_4Be = [He]2s^2$

s-ქვედონის შევსების შემდეგ დაიწყება 2p-ქვედონის შევსება. p-ქვედონეზე სამი ორბიტალია: p_x, p_y და p_z. მათი შევსება ელექტრონებით მიმდინარეობს ჰუნდის წესის თანახმად – ჯერ p_x, p_y და p_z-ორბიტალებზე თანმიმდევრობით განლაგდება ერთნაირი სპინის ელექტრონები და შემდეგ დაიწყება მათი გაწყვილება საპირისპირო სპინის ელექტრონებით:

$_5B = [He]2s^22p^1$

$_6C = [He]2s^22p^2$

$_7N = [He]2s^22p^3$

$_8O = [He]2s^22p^4$

$_9F = [He]2s^22p^5$

$_{10}Ne = [He]2s^22p^6$

მეორე ენერგეტიკული დონის s და შემდეგ p ქვედონე მაქსიმალურად ივსება ინერტული აირის – ნეონის ატომში, ამიტომ ნომდევნო, Z=11 ელემენტი გადაეა მესამე პერიოდში. მესამე ენერგეტიკულ დონეზე სამი: s, p და d-ქვედონე არსებობს, რომლის შევსება ელექტრონებით ხდება ჯერ s, შემდეგ p და ბოლოს d ქვედონეზე ელექტრონების გადანაწილებით.

Na (Z=11) გაიმეორებს მეორე დასრულებული შრის მქონე ნეონის ატომის ელექტრონულ სტრუქტურას ([Ne]) და დაიწყება n=3 ენერგეტიკული დონის შევსება s-ორბიტალიდან.

$_{11}Na = [Ne]3s^1$

$_{12}Mg = [Ne]3s^2$

$_{13}Al = [Ne]3s^23p^1$

$_{14}Si = [Ne]3s^23p^2$

$_{15}P = [Ne]3s^23p^3$

$_{16}S = [Ne]3s^23p^4$

$_{17}Cl = [Ne]3s^23p^5$

$_{18}Ar = [Ne]3s^2 3p^6$

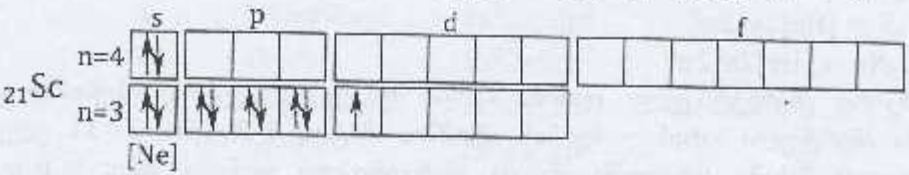
თითქოს უნდა გაგრძელებულიყო 3d-ორბიტალის შევსება, მაგრამ 3d-ორბიტალზე ელექტრონის უფრო მაღალი ენერგია სჭირდება, ვიდრე შემდეგი შრის 4s-ორბიტალზე. კლეჩკოვსკის წესის მიხედვით 3d-ორბიტალისთვის $n + \ell = 3 + 2 = 5$, ხოლო 4s-ორბიტალისთვის $n + \ell = 4 + 0 = 4$, რაც იმას ნიშნავს, რომ 4s-ორბიტალი ელექტრონისათვის ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელია, ვიდრე 3d-ორბიტალი. ამიტომ მესამე პერიოდი არგონით ისე დასრულდება, რომ 3d-ორბიტალი გამოუყენებელი დარჩება. მისი შევსება ელექტრონებით მოხდება მეოთხე პერიოდის მესამე B ჯგუფიდან.

არგონის მაქსიმალურად შევსებული ელექტრონული კონფიგურაცია ახლა უცვლელად განმეორდება მეოთხე პერიოდში. მეოთხე ენერგეტიკულ დონეს აქვს s, p, d და f ორბიტალები. ჯერ დაიწყება მეოთხე ენერგეტიკული დონის s-ორბიტალების შევსება ელემენტებში Z=19 (კალიუმი) და Z=20 (კალციუმი):

$_{19}K = [Ar]4s^1$

$_{20}Ca = [Ar]4s^2$

ახლა შევადაროთ 3d და 4p-ორბიტალების ენერგიები. ამ შემთხვევაში მთავარი და თანაკვანტური რიცხვების ჯამი ორივე ორბიტალისთვის ერთნაირია; 3d-ორბიტალისთვის $n + \ell = 3 + 2 = 5$; 4p-ორბიტალისთვის $n + \ell = 4 + 1 = 5$, მაგრამ კლეჩკოვსკის წესის მიხედვით უფრო დაბალი ენერგია ექნება 3d-ორბიტალს, რომელსაც უფრო n-ის უფრო ნაკლები მნიშვნელობა გააჩნია. ამიტომ IIIB ჯგუფის ელემენტ სკანდიუმიდან (Z=19) იწყება 3d ორბიტალის ელექტრონებით შევსება. სკანდიუმის ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:



შემოკლებით: $_{21}Sc = [Ar]4s^2 3d^1$.

3d ორბიტალის შევსება 5-მდე ხდება პარალელური სპინების ელექტრონებით, შემდეგ კი დაიწყება ელექტრონების გაწყვილება 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 4s და 4p-ორბიტალები, არის კრიპტონი $_{36}Kr = [Ar]4s^2 3d^{10} 4p^6$ – ინერტული აირი.

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 ეწყება 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, რომლებშიც შევსება d-ორბიტალები, d-ელემენტები ეწოდება. ამიტომ, მეოთხე პერიოდი შეიცავს 10-ით მეტ ელემენტს, ვიდრე მეორე და მესამე პერიოდები.

მეხუთე პერიოდი მეოთხის ანალოგიურად იკსება შემდეგი თანმიმდევრობით: ჯერ $5s^{1-2}$, შემდეგ $5s^24d^{1-10}$, შემდეგ $5s^24d^{10}5p^{1-6}$. ბოლო ელემენტში გარე შრეზე ელექტრონების მაქსიმალური რაოდენობაა ელექტრონული ოქტეტი. იგი წარმოადგენს ინერტული ელემენტის – კრიპტონის (Kr) – კონფიგურაციას.

მეექვსე 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 აირი რადონი – 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=112 ელემენტის 6d-ორბიტალზე მოთავსებულია 10 ელექტრონი.

ამრიგად, პერიოდების მიხედვით ორბიტალების შევსება სქემატურად ასე შეიძლება ჩავწეროთ:

1. $1s^1$ ივსება $1s^2$-მდე (He);
2. $[He]2s^{1-2} \rightarrow [He]2s^22p^{1-6}$ (Ne);
3. $[Ne]3s^{1-2} \rightarrow [Ne]3s^23p^{1-6}$ (Ar);
4. $[Ar]4s^{1-2} \rightarrow [Ar]4s^23d^{1-10} \rightarrow [Ar]4s^23d^{10}4p^{1-6}$ (Kr);
5. $[Kr]4s^{1-2} \rightarrow [Kr]4s^23d^{1-10} \rightarrow [Kr]4s^23d^{10}4p^{1-6}$ (Xe);
6. $[Xe]6s^{1-2} \rightarrow [Xe]6s^24f^{1-14} \rightarrow [Xe]6s^24f^{14}5d^{1-10} \rightarrow$
   $\rightarrow [Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^{1-6}$ (Rn);
7. $[Rn]7s^{1-2} \rightarrow [Rn]7s^25f^{1-14} \rightarrow [Rn]7s^25f^{14}6d^{1-10}$ (z=112).

დასრულებული პერიოდების ელექტრონული კონფიგურაციებია:

I პერიოდის – $1s^2$ (2 ელექტრონი)
II პერიოდის – $2s^22s^6$ (8 ელექტრონი)
III პერიოდის – $3s^23s^6$ (8 ელექტრონი)
IV პერიოდის – $4s^23d^{10}4s^6$ (18 ელექტრონი)
V პერიოდის – $5s^24d^{10}5s^6$ (18 ელექტრონი)
VI პერიოდის – $6s^24f^{14}5d^{10}6s^6$ (32 ელექტრონი)

დაუსრულებელი VII პერიოდის – $7s^2 5f^{14} 6d^{10}$ – 26 ელექტრონი($_{112}Cn^6$-ში).

რამდენიმე შემთხვევაში ხდება ელექტრონების "ჩავარდნა" ns-ორბიტალიდან $(n-1)d$ ორბიტალზე, რადგან d-ორბიტალისთვის d^5 (ნახევრად შევსებული) და d^{10} (სრულად შევსებული) კონფიგურაციები ენერგეტიკულად ყველაზე უფრო ხელსაყრელია. ამიტომ $ns^2(n-1)d^4$ კონფიგურაციის ნაცვლად გვხვდება $ns^1(n-1)d^5$. მაგალითად, ქრომს მოსალოდნელი $4s^2 3d^4$-ის ნაცვლად აქვს $4s^1 3d^5$ კონფიგურაცია; Cu–Ag–Au-ის კონფიგურაციაა $ns^1(n-1)d^{10}$, ნაცვლად $ns^2(n-1)d^9$, ცნობილია კიდევ რამდენიმე გამონაკლისი ლანთანოიდებში და აქტინოიდებში.

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

1.3.3 პერიოდული სისტემა და ატომის აღნაგობა

ატომის აღნაგობამ პერიოდულობის კანონსა და პერიოდულ სისტემას ახალი შინაარსი შესძინა. ატომმირთვის 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: **ელემენტების და მათი ნაერთების თვისებები პერიოდულ დამოკიდებულებაშია ატომმირთვის მუხტის სიდიდესთან ანუ პროტონების რაოდენობასთან.**

ატომის აღნაგობამ ახსნა ის გამონაკლისები პერიოდულ სისტემაში, როცა სამ შემთხვევაში დარღვეულია ატომური მასის ზრდის მიხედვით ელემენტების დალაგების პრინციპი. ესენია Ar და K; Te და I; Co და Ni. როგორც ატომმირთვის შედგენილობიდან დადასტურდა, Ar-ის ბირთვში 18 პროტონია $(Z=18)$, ხოლო კალიუმის ბირთვში 19 პროტონი $(Z=19)$. ამიტომ არგონის შემდეგ მოდის კალიუმი, მიუხედავად იმისა, რომ არგონის ფარდობითი ატომური მასა მეტია კალიუმის მასაზე. $A_r(Ar) = 39.95$, ხოლო $A_r(K) = 39.10$. ანალოგიურად: $A_r(Te) = 127.60$, ხოლო $A_r(I) = 126.90$, მაგრამ ტელურის ატომური ნომერია $z=52$, ხოლო იოდისა $z=53$.

პერიოდის ნომერი ეშიფრავდა მთავარი კვანტური რიცხვის მნიშვნელობას და

---

[6] Cn – კოპერნიციუმი, რომელიც 2009 წელს ოფიციალურად იქნა ცნობილი თეორიული და გამოუყენებელი ქიმიის საერთაშორისო კავშირის მიერ (რედ.).

გვიჩვენებს ენერგეტიკული დონეების და გარე შრეზე ქვედონეების რაოდენობას. ჯგუფის ნომერი გვიჩვენებს 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 მხოლოდ გარე შრეზე, ხოლო B ჯგუფის ელემენტებში – გარე და გარესწინა (n – 1) შრის d-ორბიტალ'ზე.

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

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

მცირე პერიოდებში s-ორბიტალების შევსების შემდეგ (1-დან 2 ელექტრონამდე), იწყება p-ორბიტალების შევსება 1-დან 6 ელექტრონამდე. იმის მიხედვით, თუ რომელი ორბიტალის შევსება ხდება, ელემენტები იყოფა s, p-, d- და f-ელემენტებად. მცირე პერიოდებში მოთავსებულია s- და p-ელემენტები. s-ელემენტები აქტიური მეტალებია, p-ორბიტალის შევსების პროცესში კი ელემენტის მეტალური თვისებები თანდათანობით სუსტდება, გადადის არამეტალურში, შემდეგ არამეტალური თვისებები ძლიერდება და ბოლოს p-ორბიტალის მთლიანად შევსების შემთხვევაში პერიოდი ჩაიკეტება ინერტული აირით. დიდ პერიოდებში (მე-4 და მე-5) s-ორბიტალების შევსების შემდეგ დაიწყება d-ორბიტალების შევსება თანაურ ანუ B ჯგუფის მეტალებში (10d-ელემენტი). d-ორბიტალების შევსების პროცესში გარე შრეზე ელექტრონების რაოდენობა ორს არ აღემატება, ამიტომ ყველა d-ელემენტი მეტალია, თუმცა ისინი d-ელექტრონების ხარჯზე უმაღლეს ჟანგბადნაერთებში არამეტალების მსგავსად მაღალ ვალენტობას აშკარავნებენ. d-ორბიტალების შევსების შემდეგ დაიწყება გარე p-ორბიტალების შევსება და ელემენტის მეტალური თვისებები თანდათანობით შესუსტდება, საგრძნობლად გაძლიერდება არამეტალური თვისებები. გარე შრის დასრულების შემთხვევაში (s^2p^6) ელემენტი არც მეტალურ თვისებებს ამჟღავნებს და არც არამეტალურს. ასეთი ელემენტი ინერტული აირია.

მე-6 და მე-7 პერიოდებში s-ორბიტალის შევსებას შემდეგ დაიწყება გარედან ორი ერთეულით დაბალი ენერგეტიკული დონის (n–2)f-ორბიტალების შევსება. პერიოდულ სისტემაში შეიძლება 14 ელემენტი, რომლებიც მო-

თავსებულია ერთ ჯგუფში (IIIB). ამიტომ მათი ჟანგვის ხარისხი ძირითადად +3-ის ტოლია. f-ორბიტალების შევსების პროცესში ელემენტი ინარჩუნებს მეტალურ თვისებებს და ვალენტობასაც. f-ორბიტალების შევსების შემდეგ დაიწყება $(n-1)$d-ორბიტალების შევსება და 10d-ელემენტი გარლაგდება პერიოდული სისტემის სხვადასხვა ჯგუფში. ისინი ინარჩუნებენ მეტალურ თვისებებს, მაგრამ იცვლიან ვალენტობას. შემდეგ იწყება გარე p-ორბიტალების შევსება და ელემენტის მეტალური თვისებები გადადის არამეტალურში, თუმცა ატომური ნომრის ზრდის გამო არამეტალური თვისებები უკვე შესუსტებულია. მე-6 პერიოდის ბოლო ელემენტია ინერტული აირი რადონი (Rn). მე-7 პერიოდი კი ჯერჯერობით დამთავრებული არ არის.

ელექტრონული კონფიგურაცია განაპირობებს ატომის ისეთ თვისებებს, როგორიცაა ატომის რადიუსი, იონიზაციის ენერგია, ელექტრონიანადმი სწრაფვა და ელექტროუარყოფითობა.

კვანტური მექანიკის თანახმად, ატომს მკვეთრად გამოკვეთილი ფორმა არა აქვს, მაგრამ მოლეკულაში ატომებს შორის მანძილის დადგენა შესაძლებელია სხვადასხვა ფიზიკური მეთოდის საშუალებით. ატომის კოვალენტური რადიუსი მარტივი ნივთიერების მოლეკულაში უდრის ატომბირთვებს შორის არსებული მანძილის ნახევარს. რთულ ნივთიერებაში კოვალენტური ბმის სიგრძის დადგენა შესაძლებელია ბმაში მონაწილე ატომების კოვალენტური რადიუსების შეჯამებით. საშუალო მანძილი წყალბადის ბირთვებს შორის წყალბადის მოლეკულაში (H_2) უდრის 0.074 ნმ-ს. წყალბადის ატომის რადიუსი ანუ კოვალენტური რადიუსი კი $0.074 : 2 = 0.037$ ნმ-ის ტოლი იქნება. წყალბადის კოვალენტური რადიუსი 0.03 ნმ-ის ტოლად არის მიღებული, რადგან სხვა ატომთან დაკავშირებისას პროტონი უფრო ღრმად იჭრება მეორე ატომის ორბიტალში. პერიოდებში ატომის რადიუსი მარცხნიდან მარჯვნივ მცირდება ატომბირთვის დადებითი მუხტის ზრდასთან ერთად.

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

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

$$A \rightarrow A^+ + \bar{e}$$

A ნეიტრალური ატომია. ერთი ელექტრონის მოსაცილებლად დახარჯულ ენერგიას იონიზაციის პირველი პოტენციალი ეწოდება. იონიზაციის შემდგომ (მეორე, მესამე და ა.შ.) პოტენციალებს უფრო მაღალი მნიშვნელობა აქვს, ვიდრე პირველ პოტენციალს.

პერიოდებში მარცხნიდან მარჯვნივ იონიზაციის პოტენციალი მატულობს ატომბირთვის მუხტის ზრდის გამო. ყველაზე დაბალი იონიზაციის ენერგია აქვს ტუტე მეტალებს, ყველაზე დიდი — ინერტულ აირებს.

ჯგუფებში იონიზაციის ენერგია ზევიდან ქვევით მცირდება ატომის რადიუსის ზრდის გამო. **იონიზაციის ენერგია ატომის მიერ ელექტრონების გაცემის მიდრეკილების საზომია.**

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 ზევიდან ქვევით ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად.

იონიზაციის ენერგია და ელექტრონისადმი სწრაფვა ახასიათებს ატომს იზოლირებულ მდგომარეობაში. იონიზაციის ენერგია ელემენტის მეტალური თვისებების მახასიათებელია, ხოლო ელექტრონისადმი სწრაფვა — არამეტალურისა. რაც უფრო მცირე იონიზაციის ენერგია აქვს ატომს, მით უფრო აქტიური მეტალია იგი. რაც უფრო დიდია ატომის ელექტრონისადმი სწრაფვა, მით უფრო აქტიური არამეტალია იგი.

თუ ატომი მოლეკულის შედგენილობაშია, მაშინ მისი მეტალური თუ არამეტალური თვისებების მახასიათებელია ელექტროუარყოფითობა (აღინიშნება X ასოთი).

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

$$X = I + E$$

ჩვეულებრივ, ელექტროუარყოფითობას გამოსახავენ განზეებული რიცხვით, რომელსაც ფარდობითი ელექტროუარყოფითობა (X_r) ეწოდება და გამოითვლება ელემენტის ელექტროუარყოფითობის შეფარდებით ლითიუმის ელექტროუარყოფითობასთან, რომელიც პირობითად 1-ია:

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

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 ($X_r = 4.0$), ყველაზე ნაკლებად ელექტროუარყოფითი კი — ცეზიუმი ($X_r = 0.7$).

ელემენტის ელექტროუარყოფითობა მკაცრად განსაზღვრული მუდმივი

სიდიდე არ არის და დამოკიდებულია მოლეკულაში გარემომცველი ელემენტების ელექტროუარყოფითობაზე და სავალენტო ელექტრონების ჰიბრიდიზაციაზე (იხ. ქვეთავი 1.4.2). ელემენტის ელექტროუარყოფითობა ისე იცვლება პერიოდულ სისტემაში, როგორც ელემენტის არამეტალური თვისებები. რაც უფრო მალალია ელემენტის ელექტროუარყოფითობა, მით უფრო ძლიერია მისი არამეტალური თვისებები და რაც უფრო დაბალია ელექტროუარყოფითობა, მით უფრო ძლიერია ელემენტის მეტალური თვისებები. რადგან მეტალების იონიზაციის ენერგია და ელექტროუარყოფითობა დაბალია, ამიტომ ისინი ადვილად გასცემენ ელექტრონებს. არამეტალების იონიზაციის ენერგია და ელექტროუარყოფითობა მალალია, ამიტომ არამეტალები ადვილად იერთებს ელექტრონებს. ელემენტების ფარდობითი ელექტროუარყოფითობა 0.7-დან 4.0-მდე მერყეობს.

1.4 ქიმიური ბმის ტიპები

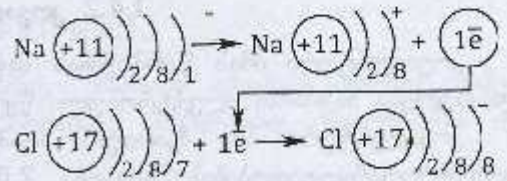
ქიმიური ბმა ის ძალაა, რომელიც ერთიმანეთთან აკავშირებს ატომებს, იონებს ან მოლეკულებს. ქიმიური ბმა ელექტროსტატიკური ბუნებისაა და განპირობებულია დადებითად დამუხტულ ბირთვსა და უარყოფითად დამუხტულ ელექტრონებს შორის მიზიდვის ძალებით.

თუ ატომის გარე შრეზე ელექტრონების რაოდენობა მაქსიმალურია, მას დასრულებული შრე ეწოდება. დასრულებული შრე აქვს ინერტულ აირებს: ჰელიუმის დასრულებულ შრეზე 2 ელექტრონია, 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. ყველა ატომი, რომელსაც დაუმთავრებელი გარე შრე აქვს, მიისწრაფვის გარე შრის დასრულებისკენ – მდგრადი ელექტრონული ოქტეტის წარმოქმნისაკენ (გარდა წყალბადატომისა, რომელიც ცდილობს წარმოქმნას 2-ელექტრონიანი შრე). გარე შრეს, რომელზეც ვალენტო ელექტრონებია მოთავსებული, ვალენტო 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, მეორე კი – კოვალენტურს. ატომის უნარს, წარმოქმნას ქიმიური ბმა, ვალენტობა ეწოდება, ხოლო ქიმიურ ბმაში მონაწილე ელექტრონებს – ვალენტო ელექტრონები.

1.4.1 იონური ბმა

იონური ბმა მყარდება ტიპიური მეტალისა და ტიპიური არამეტალის ატომებს შორის. მეტალის ატომები გადასცემენ გარე შრის ელექტრონებს არამეტალის ატომებს, რის შედეგადაც მეტალის ატომს რჩება წინა ინერტული აირის მდგრადი ელექტრონული ოქტეტი, ხოლო არამეტალის ატომი იძენს მიმდევნო 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 იძენს ტენ –1 მუხტით,

ხოლო ნატრიუმი +1 მუხტით:



ატომს დამუხტულ მდგომარეობაში ეწოდება იონი. დადებითად დამუხტული იონი კატიონია, ხოლო უარყოფითად დამუხტული — ანიონი. სხვადასხვა მუხტით დამუხტული იონები ერთმანეთს იზიდავს ელექტროსტატიკური მიზიდვის ძალებით და წარმოქმნის ნაერთს, რომელიც იონებისაგან შედგება და იონური ნაერთი ეწოდება:

$$Na^+ + Cl^- \rightarrow Na^+Cl^-$$

ზოგადად იონური ნაერთი ასე გამოისახება:

კატიონის მუხტის რაოდენობას განაპირობებს გაცემული ელექტრონების რაოდენობა ($Me - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$), ხოლო ანიონის მუხტის რაოდენობას — მიერთებული ელექტრონების რაოდენობა ($X + n\bar{e} \rightarrow X^{n-}$).

კატიონის რადიუსი ნეიტრალური ატომის რადიუსზე გაცილებით ნაკლებია, რადგან იონში გარე შრის ელექტრონები აღარ არის და ამასთანავე დადებითი მუხტი აახლოებს ელექტრონულ შრეებს. მაგალითად, $r(Li) = 0.155$ ნმ, ხოლო $r(Li^+) = 0.060$ ნმ.

ანიონის რადიუსი ნეიტრალური ატომის რადიუსზე გაცილებით მეტია, რადგან იონის უარყოფითი მუხტი ამორებს (აფაშრებს) ელექტრონულ შრეებს. მაგალითად: $r(F) = 0.064$ ნმ, ხოლო $r(F^-) = 0.136$ ნმ.

იონურ ნაერთს წარმოქმნის ტიპიური მეტალები და ტიპიური არამეტალები, რომელთა ელექტროუარყოფითობის სხვაობა აღემატება 2.0-ს. 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 ΔX (სხვაობა ელექტროუარყოფითობებს შორის), მით უფრო მდგრადია იონური ნაერთი.

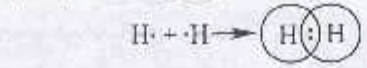
იონური ნაეროები გამოირჩევა დნობის და დუღილის მაღალი ტემპერატურებით.

1.4.2 კოვალენტური ბმა

კოვალენტური ბმის წარმოქმნას საფუძვლად უდევს ატომების გარე შრის დასრულება საზიარო ელექტრონული წყვილების წარმოქმნის საშუალებით.

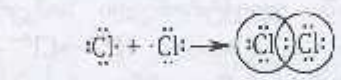
კოვალენტური ბმა მყარდება არამეტალის ატომებს შორის, რომელთა ელექტროუარყოფითობების სხვაობა 2.0-ზე ნაკლებია. ატომებს შორის კოვალენტური ბმის დამყარებისას ერთი ატომი მეორეს უზიარებს იმდენ ელექტრონს, რამდენიც საჭიროა მდგრადი ელექტრონული ოქტეტის შესაქმნელად.

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

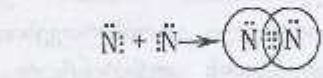


წყალბადატომის თითო გაუწყვილებელი ელექტრონი ჰელიუმის მდგრადი კონფიგურაციის მისაღებად ერთმანეთს უწყვილდება და წარმოქმნის საზიარო ელექტრონულ წყვილს, რომელიც ეკუთვნის ორივე ატომს. ახლა ყოველი ატომის გარშემო იმდენი ელექტრონია, რამდენსაც ჰელიუმის მდგრადი ელექტრონული შრე შეიცავს.

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



აზოტის ატომის გარე შრეზე 5 ელექტრონია და ელექტრონული ოქტეტის მისაღებად აზოტის ორი ატომი ერთმანეთს უზიარებს სამ-სამ ელექტრონს, რის შედეგადაც წარმოიქმნება სამი საზიარო ელექტრონული წყვილი:

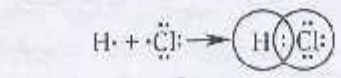


საზიარო ელექტრონული წყვილების საშუალებით ატომებს შორის დამყარებულ ბმას კოვალენტური ბმა ეწოდება.

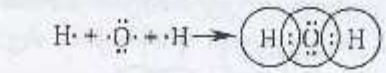
აზოტის მოლეკულაში ატომებს შორის სამი საზიარო ელექტრონული წყვილია. ერთ საზიარო წყვილს სტრუქტურულ ფორმულაში შეესაბამება ერთი სავალენტო ხაზი. ამიტომ წყალბადის, ქლორის და აზოტის მოლეკულა სტრუქტურულად ასე გამოისახება:

H–H, Cl–Cl, N≡N

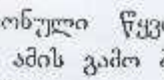
კოვალენტური ბმა მყარდება არამარტო ერთნაირ ატომებს შორის, არამედ სხვადასხვა არამეტალების ატომებს შორისაც. მაგალითად, წყალბადისა და ქლორის ატომებს შორის:



წყალბადისა და ჟანგბადის ატომებს შორის:



სხვადასხვა არამეტალის ატომებს შორის დამყარებული კოვალენტური ბმის საზიარო ელექტრონული წყვილი გადაწეულია ანუ პოლარიზებულია უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტისკენ. ამიტომ ამ ელემენტის ატომი იმუხტება ნაწილობრივ უარყოფითად (δ−), ხოლო ნაკლებად ელექტროუარყოფითი ელემენტს – ნაწილობრივ დადებითად (δ+)[7]. ამ ტიპის ბმას პოლარულ-კოვალენტური ბმა ეწოდება. რაც უფრო განსხვავებულია ელემენტების ელექტროუარყოფითობა, მით მეტია ΔX და, აქედან გამომდინარე, ბმის პოლარიზაციაც. ელემენტის ელექტროუარყოფითობა არის ატომის უნარი, გამოიწვიოს კოვალენტური ბმის პოლარიზაცია. ბმის პოლარიზაციის გამო მოლეკულაში დადებითი და უარყოფითი მუხტების 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 განსაზღვრულია სიდიდეა, ამიტომ მოლეკულაში 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:

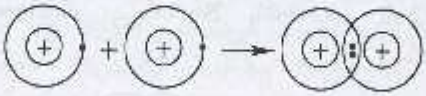


მას დიპოლი ეწოდება. მარტივ ნივთიერებაში ატომების ელექტროუარყოფითობა ერთნაირია, საზიარო ელექტრონული წყვილი თანაბარი მანძილით არის დაშორებული ატომბირთვებიდან და ამის გამო ბმის პოლარიზაცია არ ხდება. ასეთი ტიპის კოვალენტურ ბმას არაპოლარული ბმა ეწოდება. არაპოლარულ მოლეკულაში დადებითი და უარყოფითი მუხტების ცენტრები ერთმანეთს ემთხვევა და სქემატურად იგი ასე გამოისახება:



პოლარიზებული კოვალენტური ბმა ნაწილობრივ იონური ბუნებისაა[8].

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



[7] δ+ და δ− 1-ზე ნაკლებია მუხტებია

[8] ეს საკითხი დეტალურად განხილული იქნება დამატება 5-ში

ატომური ორბიტალების გადაფარვა, ანუ ატომბირთვების დაახლოვება მიმდინარეობს მანამ, სანამ ატომბირთვებს შორის არ აღიძერება განზიდვის ძალები. ამის გამო ორბიტალების გადაფარვა ნაწილობრივია. ატომური ორბიტალების ნაწილობრივ გადაფარვის შედეგად წარმოიქმნება მოლეკულური ორბიტალი, რომელიც საზიარო ელექტრონულ წყვილს ეკუთვნის.

მოლეკულური ორბიტალის წარმოქმნა ეგზოთერმული პროცესია და ენერგიის გამოყოფით მიმდინარეობს. ამ ენერგიას ბმის ენერგია ეწოდება. მისი განზომილებაა კჯ/მოლი. ცხადია, მოლეკულის შინაგანი ენერგია ნაკლებია შემადგენელი ატომების ენერგიაზე. ამიტომ მოლეკულა შემადგენელ ატომებთან შედარებით თერმოდინამიკურად უფრო მდგრადი სისტემაა.

სფერული (s) და ჰანტელისებური (p) ფორმის ორბიტალების ურთიერთგადაფარვის სამი შესაძლებლობა არსებობს:

1) s–s გადაფარვა



2) s–p გადაფარვა

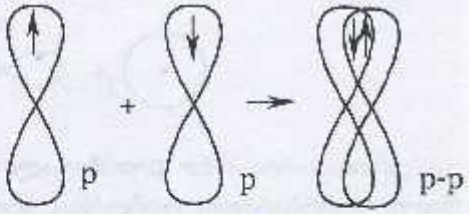


3) p–p გადაფარვა



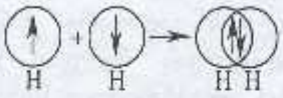
ორბიტალების გადაფარვას მათი ატომბირთვების შემაერთებელი ღერძის გასწვრივ ღერძული გადაფარვა ეწოდება, ხოლო დამყარებულ ბმას — მარტივი ანუ σ (სიგმა) ბმა.

p-ორბიტალების გადაფარვა შესაძლებელია როგორც ატომბირთვების შემაერთებელი ღერძის გასწვრივ, ისე ატომთა შემაერთებელი ღერძის ზედა და ქვედა ნახევარსიბრტყეებში. **p-ორბიტალების ასეთ გადაფარვას გვერდული გადაფარვა ეწოდება, ხოლო გვერდული გადაფარვით დამყარებულ ბმას π (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.



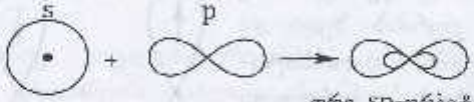
ქლორის მოლეკულაში p-ორბიტალების ღერძული (p-p) გადაფარვით.



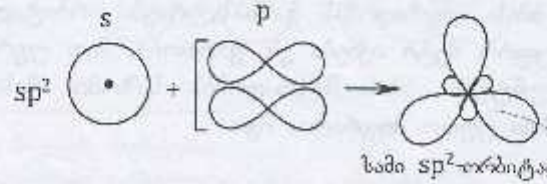
p–p-ორბიტალების გვერდულ გადაფარვას შემდეგ ქვეთავში განვიხილავთ.

ატომური ორბიტალების ჰიბრიდიზაცია

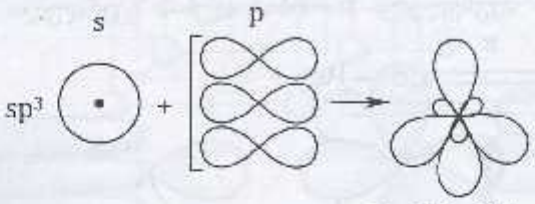
ზოგიერთ ატომში ბმას სხვადასხვა ენერგეტიკული დონის ელექტრონებისაგან წარმოქმნის. მაგალითად, ბერილიუმის ატომი ($1s^2 2s^2$) გარე შრეზე შეიცავს ორ ელექტრონს s-ორბიტალზე (ძირითადი მდგომარეობა). ამ მდგომარეობაში მას საკოვალენტო ელექტრონები არ აქვს, ამიტომ გადადის აღგზნებულ მდგომარეობაში ($1s^2 2s^1 2p^1$), სადაც უკვე ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს და ორ კოვალენტურ ბმას წარმოქმნის ერთი s- და ერთი p-ორბიტალის მონაწილეობით, მაგრამ არა უშუალოდ s- და p-ორბიტალების საშუალებით, არამედ s- და p-ორბიტალების შერწყმით და ჰირველყოფილი ორბიტალების ფორმისა და ენერგიის შეცვლის შედეგად ჰიბრიდული ორბიტალის წარმოქმნის საშუალებით. s- და p-ორბიტალების კომბინაციის შედეგად წარმოიქმნება ორი sp-ჰიბრიდული ორბიტალი, რომლებსაც მსხლის ფორმა აქვს. ჰიბრიდული ორბიტალის ერთ ნაწილს დიდი მოცულობა აქვს, მეორეს – პატარა. კოვალენტური ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობს დიდი ფორმის ორბიტალი. ერთი s- და ერთი p-ორბიტალების კომბინაციით წარმოიქმნება ორი sp-ჰიბრიდი, რომლებიც ერთმანეთისგან დაშორებულია 180°-ით:



ერთი s- და ორი p-ორბიტალის კომბინაციით წარმოიქმნება სამი sp^2-ჰიბრიდული ორბიტალი, რომლებიც ერთმანეთისგან დაშორებულია 120°-ით:



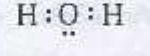
ერთი s- და სამი p-ორბიტალის კომბინაციით წარმოიქმნება ოთხი sp^3-ჰიბრიდული ორბიტალი, რომლებსაც სიერცითი აღნაგობა აქვს და sp და sp^2-ორბიტალებისაგან განსხვავებით ერთმანეთისაგან დაშორებულია 109°28′-ით, ანუ 109.5°-ით:



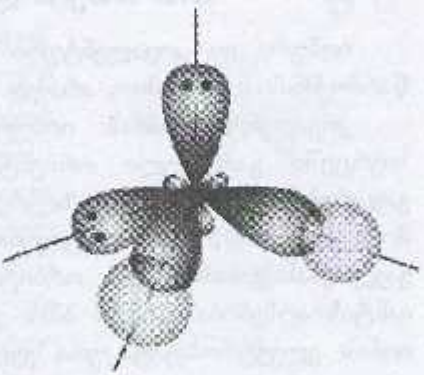
ოთხი sp^3-ორბიტალი

ბმების ტეტრაედრული განლაგება მაშინაც ხორციელდება, როცა მოლეკულაში ატომს ოთხი ელექტრონული წყვილი აქვს. მაგალითად, NH_3-ის და H_2O-ის მოლეკულაში აზოტი და ჟანგბადი sp^3-ჰიბრიდიზაციაშია.

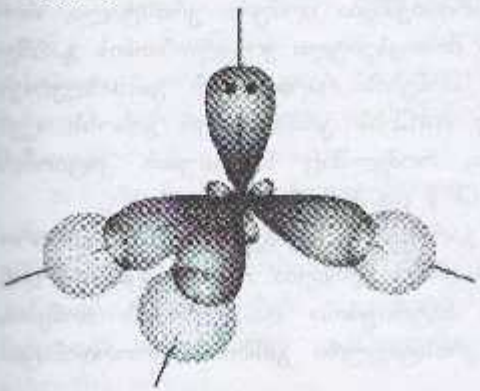
წყლის მოლეკულაში 8 ელექტრონიდან, რომლებიც sp^3-ჰიბრიდიზაციაშია, მხოლოდ ოთხი წარმოქმნის O–H ბმას:



დანარჩენი ოთხი რჩება ორი თავისუფალი ელექტრონული წყვილის სახით და ეკუთვნის მხოლოდ ჟანგბადის ატომს, ამის გამო ჟანგბადის ორი თავისუფალი წყვილი განიზიდავს კოვალენტური ბმის ელექტრონებს და ვალენტური კუთხე წყლის მოლეკულაში მცირდება 109.5°-დან 104.5°-მდე:



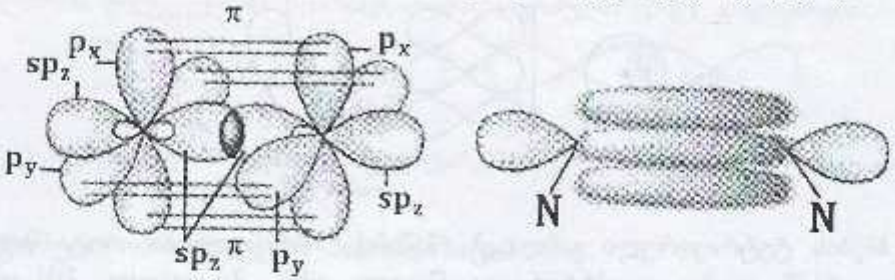
ანალოგიური მდგომარეობაა ამიაკის მოლეკულაში.



აქაც აზოტი sp^3-ჰიბრიდიზაციაშია და ვალენტური კუთხე უნდა იყოს 109.5°, მაგრამ თავისუფალი ელექტრონული წყვილი განიზიდავს კოვალენტური ბმის ელექტრონებს და ვალენტური კუთხე ამიაკში 109.5°-დან 107.3°-მდეა შემცირებული.

ურთიერთქმედების საკოორდინაციო ელექტრონების ჰიბრიდიზია იხილეთ ორგანულ ქიმიაში.

აზოტის მოლეკულაში ატომები sp-ჰიბრიდიზაციაშია. მოლეკულაში სამშაგი ბმაა: ერთი ბმა მყარდება sp-ორბიტალების ღერძული გადაფარვით, ხოლო ორი ბმა ჰიბრიდიზაციაში შეუსვლელი p-ორბიტალების გვერდული გადაფარვით.



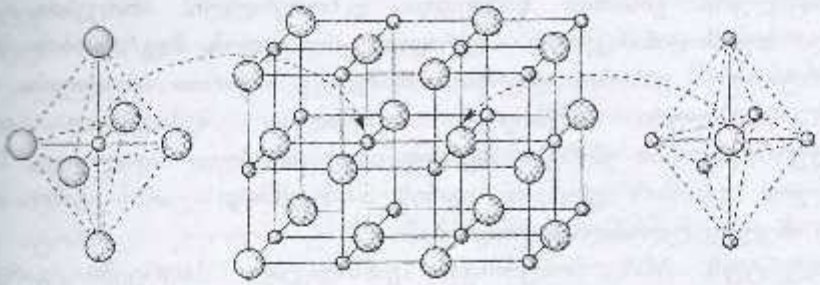
ამრიგად, აზოტის მოლეკულაში ერთი σ-ბმა (sp_z–sp_z ღერძული გადაფარვა) და ორი π-ბმაა (p_x–p_x და p_y–p_y გვერდული გადაფარვა).

1.4.3 იონური და კოვალენტური ბმების თვისებები

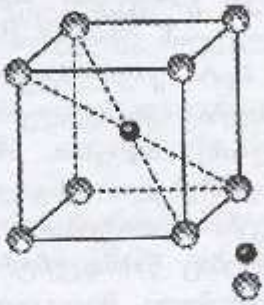
იონური და კოვალენტური ბმები ერთმანეთისაგან განსხვავდება არამარტო წარმოქმნის მექანიზმით, არამედ თვისებებითაც.

კოვალენტურ ბმას იონურისაგან განსხვავებით გაჯერების უნარი და სივრცეში გარკვეული ორიენტაცია (გეზურობა) აქვს. კოვალენტური ბმის გაჯერების უნარი განისაზღვრება ატომის ვალენტური შესაძლებლობით და მოლეკულის მუდმივ შედგენილობას განაპირობებს. 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. ასე წარმოიქმნება იონური კრისტალი, რომელშიც კრისტალური გისოსის კვანძებში მოთავსებული ყოველი იონის გარშემო განლაგებული საპირისპირო მუხტის იონების რაოდენობას განსაზღვრავს კრისტალური გისოსის ტიპი. მაგალითად NaCl-ის კრისტალურ გისოსს აქვს წახნაგცენტრირებული კუბური აღნაგობა, რომელშიც ნატრიუმის კატიონის (Na^+) გარშემო ქლორის ექვსი ანიონია (Cl^-) და პირიქით.

კრისტალურ გისოსში ერთი იონის გარშემო განლაგებული საპირისპირო იონების რიცხვს კოორდინაციული რიცხვი (კრ) ეწოდება. იგი მერყეობს 2-დან 12-მდე. NaCl-ის კრისტალურ გისოსში ნატრიუმისა და ქლორის იონების კოორდინაციული რიცხვია 6. ამრიგად, კრისტალური გისოსის კოორდინაცია არის 6:6.



○ კატიონი Na^+ ◯ ანიონი Cl^-



Cs
Cl

ცეზიუმის ქლორიდის (CsCl) კრისტალური გისოსის კოორდინაციაა 8:8. იონური კრისტალის კოორდინაცია დამოკიდებულია კატიონისა და ანიონის რადიუსების შეფარდებაზე ($r_კ/r_ა$). როდესაც იონების რადიუსების შეფარდება 0.22–0.41-ის ფარგლებშია, მაშინ კრისტალური გისოსის კოორდინაცია არის 4:4, მაგალითად, ZnS-ში. როდესაც $r_კ/r_ა$ თანაფარდობა 0.41–0.73-ის ფარგლებშია, კრისტალური გისოსის კოორდინაცია არის 6:6, როცა $r_კ/r_ა > 0.73$, მაშინ კრისტალური გისოსის კოორდინაციაა 8:8. იონური ნაერთების (უმეტეს ოქსიდების, ჰიდროქსიდების, მარილების) კრისტალში ყველა კატიონი და ანიონი ერთმანეთთანაა დაკავშირებული, ხოლო ცალკეულ წყვილებს შორის ქიმიური ბმა არ არსებობს. ამის გამო იონურ კრისტალში ცალკეული მოლეკულები არ არსებობს. მთელი კრისტალი გიგანტურ მოლეკულას წარმოადგენს, რომლის შედგენილობაა Na_nCl_n. იონური ნაერთის უმარტივეს ფორმულას ადგენენ კატიონებისა და ანიონებს შორის არსებული კოორდინაციის უმარტივესი თანაფარდობით. მაგალითად, სუფრის მარილის პირობით მოლეკულას წარმოადგენენ ასე: NaCl, რაც ნაერთის უმარტივეს შემადგენლობას გამოსახავს.



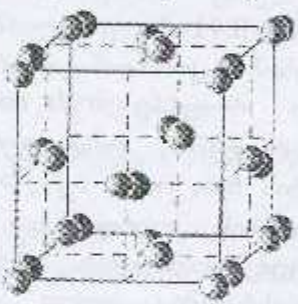
Zn S

იონური ნაერთები ჩვეულებრივად მაგარი, მაგრამ მყიფე ნივთიერებებია. მათ სიმყიფეს განაპირობებს იონური ბმის ბუნება. კრისტალური გისოსის უმნიშვნელო დეფორმაციის შემთხვევაში ხდება თანამოსახელე იონების კონტაქტი (კატიონების კატიონებთან და ანიონების – ანიონებთან), რაც შედეგად მათ შორის განზიდვის ძალების წარმოქმნასა და კრისტალის გახლეჩას იწვევს.

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

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

მყარი კოვალენტური ნაერთების კრისტალები შედგება მოლეკულებისაგან, რომლებიც კრისტალური გისოსის კვანძებში სუსტი მოლეკულური (ვან-დერ-ვაალსის) ძალებით ან წყალბადური (ყინულში) ბმებითაა ერთმანეთთან დაკავშირებული. მაგალითად, იოდის კრისტალი შედგება ორატომიანი მოლეკულებისაგან (I_2), რომლებიც წახნაგცენტრირებული კუბის კვანძებშია განლაგებული. მოლეკულური კრისტალური გისოსი ნაკლებად მდგრადია იონურთან შედარებით, ამიტომ მოლეკულური კრისტალური გისოსის მქონე ნაერთები ადვილად ლღობადი ნივთიერებებია. კოვალენტური ნაერთები წარმოქმნის ისეთ კრისტალებს, რომელშიც კრისტალური გისოსის კვანძებში კოვალენტური ბმებით დაკავშირებულია ატომები. ასეთ კრისტალებს ატომური კრისტალები ეწოდება. ატომური კრისტალების მაგალითია ალმასი და კვარცი (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, NaCl-ის წარმოქმნა კვანტური მექანიკის თვალსაზრისით მიმდინარეობს საზიარო ელექტრონული წყვილის წარმოქმნით:

$$Na^{\cdot} + {\cdot}\ddot{Cl}: \rightarrow Na:\ddot{Cl}: \rightarrow Na^{+}Cl^{-} \rightarrow NaCl$$

ამიტომ 100%-იანი იონური ბმა არ არსებობს. რეალურად არ არსებობს ისეთი ნაერთი, სადაც ატომებს შორის ბმა მთლიანად იონურია. იონური ბმის გარდა მეზობელ ატომებს შორის კოვალენტური ბმაც მყარდება. არაპოლარული

კოვალენტური ბმა 100%-იანი კოვალენტური ბმაა, ხოლო პოლარული კოვალენტური ბმას იონურობის გარკვეული ხარისხი აქვს და, პირიქით, იონურ ბმას – კოვალენტურობის გარკვეული ხარისხი. მაგალითად, NaCl-ის მოლეკულაში იონური ბმის კოვალენტობის ხარისხი 20%-ია, ე.ი. ნატრიუმის და ქლორის სავალენტო ელექტრონები წარმოქმნის საზიარო ელექტრონულ წყვილს, რომელიც ორივე ატომს ეშაზურება, 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.

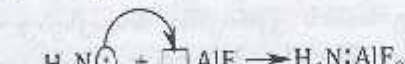
1.4.4 კოვალენტური ბმის წარმოქმნა დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით

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

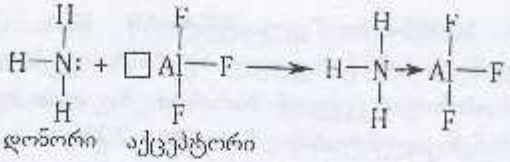
კოვალენტური ბმა ატომებს შორის, როგორც გახსოვთ, მყარდება საზიარო ელექტრონული წყვილების საშუალებით, რომელთა წარმოქმნაში თანაბრად მონაწილეობს რიგორც ერთი, ისე მეორე ატომი.

საზიარო ელექტრონული წყვილის წარმოქმნა შესაძლებელია იმ შემთხვევაშიც, თუ ერთ-ერთ ატომს ექნება თავისუფალი ელექტრონული წყვილი, რომელსაც მეორე ატომი გაიზიარებს. ატომს, რომელიც თავისუფალ 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 თავისუფალი ელექტრონული წყვილის „ჩანერგვა“. დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით დამყარებული ბმა ბუნებით არაფრით განსხვავდება კოვალენტური ბმისაგან.

დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით კოვალენტური ბმა მყარდება სხვადასხვა მოლეკულაში შემავალ 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 $H_3N{-}AlF_3$:

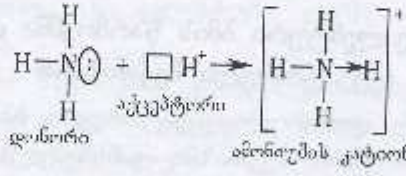


ან ასე:



დონორულ-აქცეპტორული ბმას ზოგჯერ ისრითაც გამოსახავენ, რომელიც დონორიდან აქცეპტორისკენ არის მიმართული (ეს ისარი არ უნდა აგვერიოს ბმის პოლარიზაციის აღნიშვნაში).

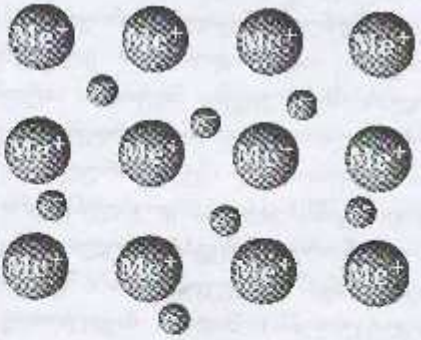
ამიაკის მოლეკულა დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით იერთებს წყალბადის კატიონს და წარმოქმნის ამონიუმის კატიონს:



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

1.4.5 მეტალური ბმა

მეტალური ბმა გვხვდება მხოლოდ მეტალის კრისტალურ გისოსში.



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

მეტალის კრისტალური გისოსის კვანძებში მოთავსებულია დადებითად დამუხტული იონები, რომელთა შორის ქაოსურად მოძრაობენ ელექტრონები. ქაოსურად მოძრავი ელექტრონი ეჯახება მეტალის იონს და ნეიტრალურ ატომს წარმოქმნის, მაგრამ ნეიტრალური ატომი ისევ კარგავს ელექტრონს დაბალი იონიზაციის ენერგიის გამო და ატომები ისევ იონებად გარდაიქმნება.

კრისტალური გისოსის კვანძებში მოთავსებულ მეტალის დადებით იონებს ერთმანეთთან აკავშირებს დელოკალიზებული ელექტრონული ღრუბელი, რომელიც იონებს შორის არსებულ სივრცეს ავსებს. **დელოკალიზებულ ელექტრონებსა და მეტალის დადებით იონებს შორის დამყარებულ ბმას მეტალური ბმა ეწოდება.**

მეტალური ბმა ემსგავსება როგორც იონურ, ისე კოვალენტურ ბმას.

იონური ბმის მსგავსად მეტალურ ბმაშიც არსებობს ელექტროსტატიკური მიზიდვა, კრისტალური გისოსის კვანძებში განლაგებულ დადებითად დამუხტულ იონებსა და თავისუფალ ელექტრონებს შორის, მაგრამ იონური ბმისგან განსხვავებით აქ უარყოფითად დამუხტულია არა ატომი, არამედ ელექტრონი.

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

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

1.4.6 წყალბადური ბმა

წყალბადური ბმა წარმოადგენს კავშირს, რომელიც მყარდება ელექტროუარყოფით ატომთან კოვალენტურად დაკავშირებულ წყალბადსა და უარყოფითად პოლარიზებულ ელემენტის ატომს შორის.

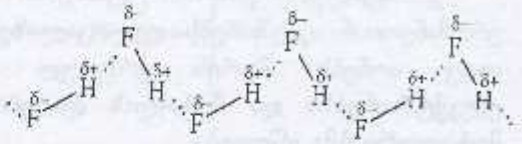
როდესაც წყალბადის ატომი კოვალენტური ბმით დაკავშირებულია ძლიერ ელექტროუარყოფით ატომთან, როგორიცაა ფთორი, ჟანგბადი ან აზოტი, მაშინ კოვალენტური ბმა ძლიერ პოლარიზებულია. ასეთ პირობებში წყალბადის ატომს აქვს დიდი მიდრეკილება მჭიდროდ დაუკავშირდეს მეორე ელემენტის – ჟანგბადის, ფთორის ან აზოტის გაუწყვილებელ ელექტრონს და წარმოქმნას წყალბადური ბმა.

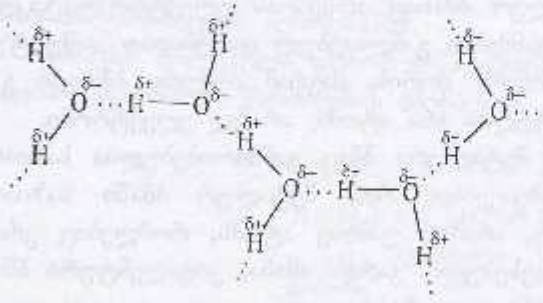
ცხადია, ერთვალენტიანი წყალბადატომი ერთ ატომს უკავშირდება კოვალენტური ბმით, ხოლო მეორეს – არავალენტური ბმით, რომელსაც წყალბადური ბმა ეწოდება და სამი წერტილით აღინიშნება. წყალბადური ბმა ელექტროსტატიკური მიზიდვის ძალებით მყარდება ნაწილობრივ დადებითად დამუხტულ წყალბადატომსა და ნაწილობრივ უარყოფითად დამუხტულ ელექტროუარყოფით ელემენტს შორის.

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

$$\overset{\delta+}{H}\!-\!\overset{\delta}{F}\cdots\overset{\delta-}{H}\!-\!\overset{\delta}{F}$$

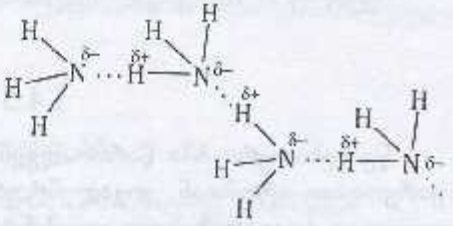
მყარ ფთორწყალბადში წყალბადური ბმებით ერთმანეთს უკავშირდება უამრავი მოლეკულა და წარმოიქმნება ზიგზაგისებური ჯაჭვი.



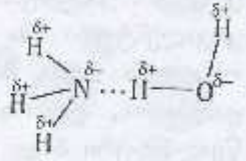


წყლის მოლეკულაში წყალბადური ბმა მყარდება წყალბადის და ჟანგბადის ატომებს შორის.

ამიაკის მოლეკულაში წყალბადური ბმა მყარდება წყალბადის და აზოტის ატომებს შორის.

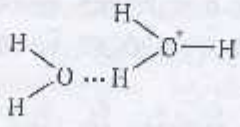


წყალბადური ბმა მყარდება ამიაკსა და წყლის მოლეკულებს შორისაც, რაც განაპირობებს ამიაკის წყალში ძარგ ხსნადობას.



წყალბადური ბმა მყარდება სპირტების, ორგანული მჟავების, ცილების, ნუკლეინის მჟავების და სხვათა მოლეკულებს შორის. ისი 10-20-ჯერ უფრო სუსტი ბმაა კოვალენტურთან შედარებით.

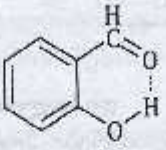
ძლიერი წყალბადური ბმა მყარდება ჰიდროქსონიუმის იონსა და წყლის ერთ მოლეკულას შორის ანუ ჰიდრატირებულ ჰიდროქსონიუმის იონში — $(H_5O_2)^+$:



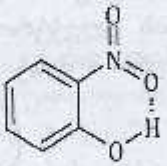
წყალბადური ბმა მყარდება არამარტო სხვადასხვა მოლეკულებს შორის,

ერთი მოლეკულის შიგნითაც. ასეთ ბმას შიდამოლეკულური წყალბადური ბმა ეწოდება.

შიდამოლეკულური წყალბადური ბმის მაგალითია ორთო-ნიტროფენოლის ალდეჰიდი:



ორთო-ჰიდროქსინიტრობენზოლი (ორთონიტროფენოლი):

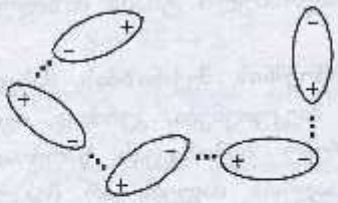


წყალბადური ბმა გვხვდება ცილის მეორეულ სტრუქტურაში და დნმ-ში (ან. ორგანულ ქიმიაში).

1.4.7 მოლეკულათაშორისი ურთიერთმიზიდულობის ძალები

მოლეკულებს შორის ურთიერთმიზიდულობის ძალებს ვანდერვაალსის ძალებსაც უწოდებენ. მიზიდულობის ასეთი ძალები ყოველთვის ელექტროსტატიკური ხასიათისაა და სამი სახით ვლინდება:

I – დიპოლ—დიპოლური ურთიერთმიზიდულობა. ვანდერვაალსის ძალებს შორის დიპოლ—დიპოლური მიზიდულობის ძალა ყველაზე ძლიერია. როგორც სახელწოდებაც გვიჩვენებს, ასეთი ძალა ალიძვრება მუდმივი დიპოლური მომენტის მქონე მოლეკულებს შორის.



აქვე უნდა აღინიშნოს, რომ მუდმივი დიპოლური მომენტი ისეთ მოლეკულას აქვს, რომელშიც პოლარულ-კოვალენტური ბმაა და ამასთან ერთად მოლეკულაში დადებითი და უარყოფითი მუხტების ცენტრები ერთმანეთისაგან დაშორებულია. მაგალითად, CO_2-ის მოლეკულაში ორი პოლარული C=O ბმაა, მაგრამ მოლეკულა სწორხაზოვანია, რის გამოც C=O დიპოლები ერთმანეთს აკომპენსირებენ და მოლეკულა არაპოლარულია. მისგან განსხვავებით, SO_2-ის მოლეკულაში პოლარული S=O ბმები ერთმანეთთან 120°-იან კუთხეს ქმნის, მოლეკულა არ არის სწორხაზოვანი და იგი დიპოლს წარმოადგენს.

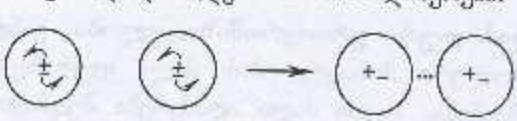


II – დიპოლით ინდუცირებული ურთიერთმიზიდულობა. მიზიდულობის ძალა აღიძვრება პოლარულ და არაპოლარულ მოლეკულას შორისაც, რადგანაც დიპოლის ელექტროსტატიკური ველი არაპოლარულ მოლეკულაში ღროებითი დიპოლური მომენტის გაჩენას იწვევს.



ასეთი ტიპის მიზიდულობის ძალას დიპოლით ინდუცირებულს (გაძოწვეულს) უწოდებენ. ცხადია, მუდმივ და ინდუცირებულ დიპოლებს შორის ურთიერთმიზიდულობა უფრო სუსტია, ვიდრე მუდმივ დიპოლებს შორის.

III – დისპერსიული ურთიერთმიზიდულობა. კიდევ უფრო სუსტი ურთიერთმიზიდვა ახასიათებს არაპოლარულ მოლეკულებს. ასეთ მოლეკულებში ელექტრონული სიმკვრივის ფლუქტუაცია[9] მყისიერ დიპოლურ მომენტს აჩენს. ამ დროს ორი არაპოლარული მოლეკულა ერთმანეთს იზიდავს ძალით, რომელიც მყისიერად წარმოქმნილ დიპოლებს შორის აღიძვრება.



არაპოლარული მოლეკულების ურთიერთმიზიდულობა თეორიულად ახსნა ფ. ლონდონმა, ამიტომ დისპერსიული ტიპის მიზიდულობის ძალებს ლონდონის ძალებსაც უწოდებენ.

წყალბადური ბმა წარმოქმნის მექანიზმის მიხედვით მოლეკულათაშორისი ურთიერთქმედების ძალებს მიეკუთვნება, კერძოდ, იგი დიპოლ–დიპოლური ურთიერთმიზიდულობის ზღვრულ შემთხვევას წარმოადგენს. მიუხედავად ამისა, წყალბადურ ბმას ვანდერვაალსის ძალებს არ მიაკუთვნებენ, რადგან წყალბადური ბმა ბევრად უფრო ძლიერია ვანდერვაალსის ძალებზე; გარდა ამისა, იგი მყარდება როგორც მოლეკულებს შორის, ასევე მოლეკულის შიგნითაც.

1.4.8 ვალენტობა ატომის აღნაგობის თვალსაზრისით

ვალენტობის ცნება ქიმიაში 1852 წელს შემოიტანა ინგლისელმა ქიმიკოსმა ე. ფრანკლენდმა, როგორც რიცხვი, რომელიც გვიჩვენებს ჩაერთში ატომების

---

[9] ფლუქტუაცია – Fluctuatio (ლათ.) – რაიმე სიდიდის შემთხვევითი გადახრა მისი საშუალო მნიშვნელობიდან.

რაოდენობრივ შეფარდებას. ვალენტობა ეწოდა ატომის უნარს, მიიერთოს ან ჩაანაცვლოს სხვა ატომის გარკვეული რაოდენობა. ვალენტობის საზომია წყალბადატომების ან ჟანგბადატომების რაოდენობა, რომელთა ვალენტობაც შესაბამისად 1-ის და 2-ის ტოლია. შემდგომ მოძღვრება ვალენტობის შესახებ განავითარეს დ. მენდელეევმა (1869 წ.) და ფ. კეკულემ (1857 წ.).

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

1904 წ. გერმანელმა ქიმიკოსმა რ. აბეგმა შემოიტანა ცნება ელექტროვალენტობის შესახებ: "ყოველ ელემენტს აქვს დადებითი და უარყოფითი ვალენტობა, რომელთა აბსოლუტური მნიშვნელობების ჯამი 8-ის ტოლია". 1916 წ. გერმანელმა ფიზიკოსმა ვ. კოსელმა ახსნა ელექტროვალენტობის არსი, ხოლო ამერიკელმა ქიმიკოსმა გ. ლუისმა შემოიტანა კოვალენტობის ცნება.

ელექტროვალენტობა არის იონურ ნაერთებში გამომჟღავნებული ვალენტობა. ელექტროვალენტობა, თავისთავად, იონის მუხტის ნიშნის მიხედვით არის დადებითი და უარყოფითი. როგორც წესი, მეტალები ყოველთვის დადებით ვალენტობას ამჟღავნებს, არამეტალი დადებით ვალენტიანია ოქსიდებში, ჟანგბადიან მჟავებსა და მათ მარილებში, ხოლო უარყოფითი – წყალბადთან და მეტალებთან ბინარულ ნაერთებში, დანარჩენ შემთხვევებში მისი ვალენტობის "ნიშანი" დამოკიდებულია ნაერთში შემავალი ელემენტების ელექტროუარყოფითობაზე. ელემენტი იმდენ დადებით ვალენტიანია, რამდენ ელექტრონსაც გასცემს იგი; მაგალითად:

$$Na - 1\bar{e} \rightarrow Na^{+}$$

ელემენტი იმდენ უარყოფითვალენტიანია, რამდენ ელექტრონსაც იერთებს; მაგალითად:

$$S + 2\bar{e} \rightarrow S^{-2}$$

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

კოვალენტობა ეწოდა კოვალენტურ ნაერთებში გამომჟღავნებულ ვალენტობას. ატომის კოვალენტობა გვიჩვენებს კოვალენტური ბმების რაოდენობას, რომელსაც ატომი წარმოქმნის. იგი საზიარო ელექტრონების რაოდენობის ტოლია.

წყალბადის მოლეკულაში (H_2) წყალბადი ერთკოვალენტურია, ქლორის მოლეკულაში (Cl_2) ქლორი – ერთკოვალენტური, აზოტის მოლეკულაში (N_2) აზოტი – სამკოვალენტური, ამიაკის მოლეკულაში (NH_3) აზოტი – სამკოვალენტურია, ხოლო წყალბადი – ერთკოვალენტური, წყლის მოლეკულაში (H_2O) ჟანგბადი ორკოვალენტურია, წყალბადი – ერთკოვალენტური.

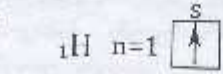
ამჟამად, კვანტური მექანიკის მიხედვით ვალენტობა არის ქიმიური ბმების რაოდენობა, რომელთა საშუალებითაც ერთი ატომი უკავშირდება მეორეს.

ვალენტობას ნიშანი არა აქვს და გამოისახება რომაული რიცხვებით.

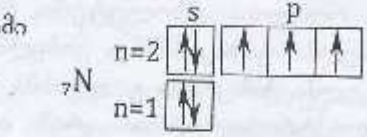
ქიმიური ბმების წარმოქმნა დამოკიდებულია გაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობაზე, რომლებიც მონაწილეობს საზიარო ელექტრონული წყვილების, ანუ ქიმიური ბმების წარმოქმნაში. ამრიგად, ატომის ვალენტობა განისაზღვრება გაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობით.

მაგალითად:

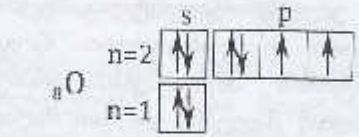
წყალბადს ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს და ერთვალენტიანია:



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



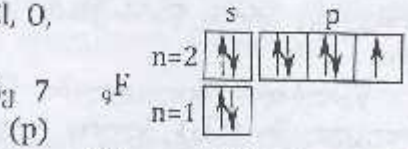
ჟანგბადის გარე შრეზე ორი გაუწყვილებელი (p) ელექტრონია და ამიტომ ორვალენტიანია:



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

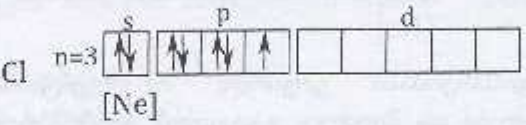
განვიხილოთ ზოგიერთი ელემენტის (F, Cl, O, S, C) ვალენტობა:

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

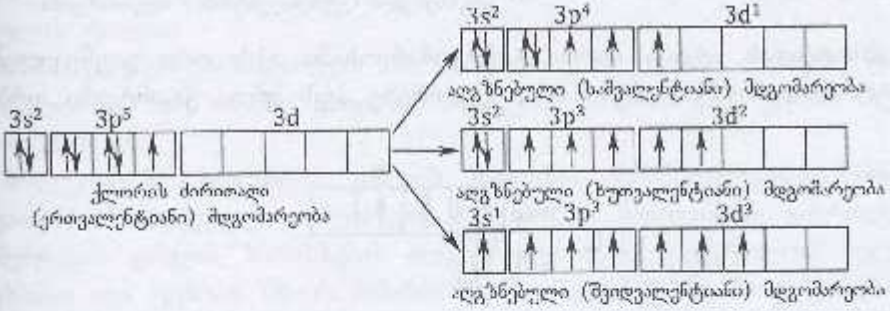


ფთორს ვაკანტური ორბიტალები არა აქვს და, ცხადია, აღგზნებულ მდგომარეობაში ვერ გადავა. ამის გამო ფთორი მხოლოდ 1-ის ტოლ ვალენტობას ამჟღავნებს.

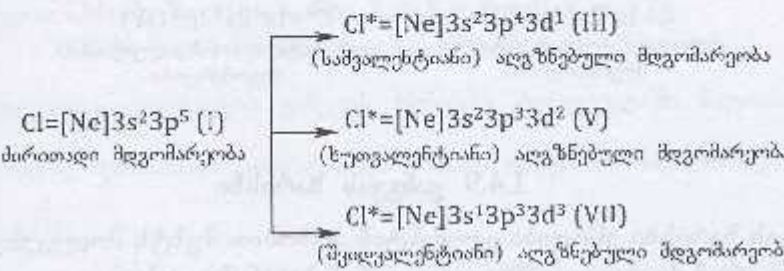
ქლორი იმავე ჯგუფის, მაგრამ მესამე პერიოდის ელემენტია. მისი ატომის ელექტრონული კონფიგურაციაა:



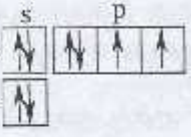
ძირითად მდგომარეობაში ქლორს ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს და ამჟღავნებს 1-ის ტოლ ვალენტობას, მაგრამ ფთორის ატომისგან განსხვავებით მას აქვს ვაკანტური d-ორბიტალები. ამიტომ შეუძლია გადავიდეს აღგზნებულ მდგომარეობაში (აღნიშნავენ *-ით):



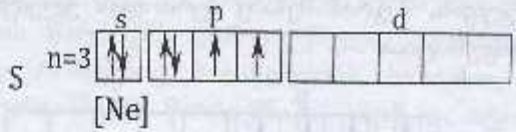
ელექტრონული ფორმულებით თუ ჩაიწერთ, მაშინ აღგზნებულ მდგომარეობაში გადასვლა ასე გამოისახება:



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



გოგირდი იმავე ჯგუფის ელემენტია. მისი ატომის კონფიგურაცია ასეთია:



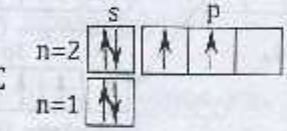
ძირითად მდგომარეობაში გოგირდი ორვალენტიანია, მაგრამ აქვს ვაკანტური ორბიტალები და შეუძლია გადავიდეს აღგზნებულ მდგომარეობაში:

$S=[Nc]3s^23p^4$ (II)
ძირითადი (ორვალენტიანი) მდგომარეობა

$S^*=[Ne]3s^23p^33d^1$ (IV)
აღგზნებული (ოთხვალენტიანი) მდგომარეობა

$S^*=[Ne]3s^13p^33d^2$ (VI)
აღგზნებული (ექვსვალენტიანი) მდგომარეობა

ნახშირბადის ატომს ძირითად მდგომარეობაში აქვს ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი და ორვალენტიანია. p-ქვედონეზე აქვს ერთი ვაკანტური ორბიტალი:



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

$C=1s^22s^22p^2$ (II) ⟶ $C^*=1s^22s^12p^3$ (IV)
ძირითადი (ორვალენტიანი) მდგომარეობა — აღგზნებული (ოთხვალენტიანი) მდგომარეობა

1.4.9 ჟანგვის ხარისხი

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

იონურ მოლეკულაში ელემენტის ჟანგვის ხარისხს (ჟხ) განსაზღვრავს იონის მუხტი (ჟანგვის ხარისხს აღნიშნავენ არაბული რიცხვით, რომელსაც წინ ეწერება მუხტის ნიშანი „+“ ან „–“). მაგალითად, NaCl-ის მოლეკულაში ნატრიუმის ჟანგვის ხარისხი +1-ია, ხოლო ქლორისა –1, ე.ი. $\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$.

CaO-ის მოლეკულაში კალციუმის ჟანგვის ხარისხია +2, ჟანგბადისა კი –2, ე. ი. $\overset{+2}{Ca}\overset{-2}{O}$.

Al_2S_3-ის მოლეკულაში ალუმინის ჟანგვის ხარისხია +3, გოგირდისა –2, ე. ი. $\overset{-3}{Al_2}\overset{-2}{S_3}$.

იმისათვის, რომ გამოვთვალოთ ელემენტის ჟანგვის ხარისხი, უნდა გვახსოვდეს:

1) წყალბადის ჟანგვის ხარისხი არამეტალის მიმართ -1-ია, მეტალის მიმართ კი -1;
2) ტუტე მეტალების ჟანგვის ხარისხია $+1$;
3) ფთორის ჟანგვის ხარისხია -1;
4) ჟანგბადის ჟანგვის ხარისხია -2 (გამონაკლისია: $\overset{+1\ -1}{H_2O_2}$, $\overset{+1\ -1/2}{KO_2}$, $\overset{+2\ -1}{OF_2}$, $\overset{+1\ -1}{O_2F_2}$);
5) მეტალების ჟანგვის ხარისხი, საერთოდ, დადებითია;
6) მარტივ ნივთიერებაში ელემენტის ჟანგვის ხარისხი ნულია;
7) მოლეკულაში შემავალი ელემენტების ჟანგვის ხარისხების ალგებრული ჯამი ნულის ტოლია;
8) იონში ელემენტების ჟანგვის ხარისხების ჯამი იონის მუხტის ტოლია, მაგალითად, SO_4^{2-} იონში გოგირდის ჟანგვის ხარისხი (X) უდრის $X - 8 = -2$; $X = +6$.

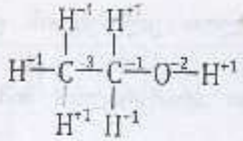
მოლეკულაში ელემენტის ჟანგვის ხარისხის გამოსათვლელად უნდა დავუშვათ, რომ მოლეკულა იონებისგან შედგება და შეკავდგინოთ განტოლება – ელემენტების ჟანგვის ხარისხების ალგებრული ჯამი გავუტოლოთ ნულს და ამოვხსნათ იგი უცნობი ჟხ-ის მიმართ. მაგალითად, Na_2SO_4-ში გოგირდის ჟანგვის ხარისხის გამოსათვლელად ვადგენთ განტოლებას: $2(+1) + X + 4(-2) = 0$; $2 + X - 8 = 0$, აქედან $X = +6$.

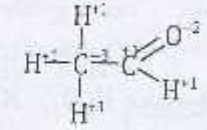
ვიპოვოთ $KMnO_4$-ში Mn-ის ჟხ: $1 + X - 8 = 0$; $X = +7$.

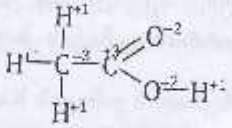
$KClO_3$-ში Cl-ის ჟხ: $1 + X - 6 = 0$; $X = +5$.

ჩვეულებრივ, ელემენტის ჟანგვის ხარისხს მოლეკულაში მიუთითებენ სიმბოლოს თავზე შესაბამისი ციფრისა და ნიშნის დაწერით. მაგალითად: $Na_2\overset{+6}{S}O_4$, $\overset{-7}{K}Mn\overset{+5}{O}_4$, $K\overset{+5}{Cl}O_3$.

ორგანულ ქიმიაში, როგორც წესი, ნახშირბადის ჟანგვის ხარისხზე არ მიუთითებენ, მაგრამ საჭიროების შემთხვევაში ანგარიშობენ მას კოვალენტური ბმების მიხედვით. კოვალენტურ ნაერთებში ელემენტის ჟანგვის ხარისხი უდრის გაწყვილებული ელექტრონების რიცხვს, ნიშანს კი განსაზღვრავენ ელექტროუარყოფითობის მიხედვით. უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტის ჟანგვის ხარისხი უარყოფითია, ხოლო ნაკლებად ელექტროუარყოფითის – დადებითი. მაგალითად, ღვინის სპირტში ნახშირბადის ჟანგვის ხარისხს განსაზღვრავენ ცალკეული ატომებისათვის:



აცეტალდეჰიდში: 

ძმარმჟავაში: 

ვალენტობა და ჟანგვის ხარისხი ერთი და იგივე არ არის. ზოგჯერ მათი რიცხვითი მნიშვნელობები ემთხვევა ერთმანეთს, მაგრამ ისინი სხვადასხვა პრინციპით განისაზღვრება. ვალენტობა დამოკიდებულია ქიმიური ბმების რაოდენობაზე და განისაზღვრება ნივთიერების აღნაგობით – სტრუქტურით, ხოლო ჟანგვის ხარისხი ფორმალური სიდიდეა და ნივთიერების აღნაგობასთან კავშირი არა აქვს. მისი ცნება შემოტანილია ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების გასაბალანსებლად.

1.5 რთული ნივთიერებები

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

ოქსიდი შედგება ელემენტისა და ჟანგბადის ატომისაგან: Na_2O, CaO, Al_2O_3, SO_2 და სხვ.

ფუძე შედგება მეტალის ატომისა და ჰიდროქსიდის ჯგუფისგან (OH). ფუძეებია: $NaOH$, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$ და სხვ.

მჟავა შედგება წყალბადის ატომისა და მჟავას ნაშთისაგან. მჟავებია: HCl, H_2SO_4, H_3PO_4 და სხვ.

მარილი შედგება მეტალის ატომისა და მჟავას ნაშთისაგან. მარილებია: $NaCl$, $MgSO_4$, Na_3PO_4 და სხვ.

1.5.1 ოქსიდები

ელემენტისა და ჟანგბადის ნაერთს, რომელშიც ჟანგბადის ჟანგვის ხარისხი −2-ია, ოქსიდი ეწოდება. არსებობს ყველა ელემენტის ოქსიდი, გარდა პირველი სამი ინერტული აირისა (He, Ne და Ar). ოქსიდებია: Na_2O, MgO, Al_2O_3, SO_2, N_2O_5, SO_3, Mn_2O_7, OsO_4 და სხვ.

ოქსიდების ნომენკლატურა

ოქსიდის სახელწოდება საერთაშორისო წესების მიხედვით შედგენილია ელემენტების სახელწოდებისა და სიტყვა „ოქსიდისაგან". მაგალითად: Na_2O – ნატრიუმის ოქსიდი, Al_2O_3 – ალუმინის ოქსიდი, BaO – ბარიუმის ოქსიდი და სხვ. თუ ელემენტი წარმოქმნის რამდენიმე ოქსიდს, მაშინ სახელწოდებაში რომაული რიცხვით უნდა აღინიშნოს ელემენტის ჟანგვის ხარისხი. მაგალითად:

N_2O – აზოტ(I)-ის ოქსიდი;

NO – აზოტ(II)-ის ოქსიდი;

N_2O_3 – აზოტ(III)-ის ოქსიდი;

NO_2 – აზოტ(IV)-ის ოქსიდი;

N_2O_5 – აზოტ(V)-ის ოქსიდი;

Cu_2O – სპილენძ(I)-ის ოქსიდი.

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

CO – ნახშირბადის მონოოქსიდი ან ძარტივად ნახშირბადის ოქსიდი;

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 არამეტალების ოქსიდებისათვის.

ოქსიდების მიღების ხერხები

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

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

$4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

$S + O_2 \rightarrow SO_2$

$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$ და სხვ.

ოქსიდები მიიღება რთული ნივთიერებებისაგან:

2. არამეტალების წყალბადნაერთების დაწვით:

$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 + 2H_2O$

$SiH_4 + 2O_2 \rightarrow SiO_2 + 2H_2O$

$2PH_3 + 4O_2 \rightarrow P_2O_5 + 3H_2O$

3. მეტალების სულფიდის გამოწვით:

$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$

$4FeS + 7O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 4SO_2$

4. ფუძეებისა და მჟავეების გაბურებით:

$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$

$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O$

$H_2SO_3 \xrightarrow{t} H_2O + SO_2\uparrow$

$$H_2SiO_3 \xrightarrow{t} H_2O + SiO_2$$

5. მარილების – კარბონატების გახურებით (IA ჯგუფის მეტალების გარდა), სამვალენტიანი მეტალების სულფატების, საშუალო აქტიურობის და ბასური მეტალების ნიტრატების გახურებით:

$$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2$$

$$MgCO_3 \xrightarrow{t} MgO + CO_2;$$

$$Fe_2(SO_4)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3SO_3$$

$$2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

$$2AgNO_3 \xrightarrow{t} 2Ag + 2NO_2 + O_2$$

ოქსიდების თვისებები

ფიზიკური თვისებები. ყველა მეტალის ოქსიდი მყარი ნივთიერებაა, არამეტალების ოქსიდები კი აირადი, თხევადი და მყარი ნივთიერებებია. დაბალი ჟანგვის ხარისხის მქონე მეტალის ოქსიდები იონური ნაერთებია, ხოლო არამეტალის ყველა ოქსიდი – კოვალენტური ნაერთია.

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

მარილწარმომქმნელი ეწოდება ოქსიდებს, რომლებიც ტუტესთან ურთიერთქმედებისას მარილ და წყალს არ წარმოქმნის. ასეთებია: N_2O, NO, CO, SiO და SO. მათ ნეიტრალური ოქსიდებიც ეწოდება.



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

მჟავური ოქსიდები

ოქსიდს, რომლის შესაბამისი წყალნაერთი ანუ ჰიდრატი მჟავაა, მჟავური ოქსიდი ეწოდება. მჟავურ ოქსიდებს იკუთვნის ყველა არამეტალის ოქსიდი და მეტალის ისეთი ოქსიდებიც, რომელშიც მეტალი ამჟღავნებს მაღალ ჟანგვის ხარისხს (+6; +7) მჟავური ოქსიდებია:

$$CO_2, SO_2, SO_3, N_2O_5, B_2O_3, P_2O_3, P_2O_5, CrO_3, MnO_3, Mn_2O_7.$$

მჟავური ოქსიდები კოვალენტური ნაერთებია.

მჟავური ოქსიდები ურთიერთქმედებს წყალთან, ტუტესთან და ფუძე ოქსიდებთან:

1) წყალთან ყველა მჟავური ოქსიდი ურთიერთქმედებს, გარდა SiO_2-ისა და წარმოქმნის მჟავას, რომლის ფორმულა წარმოადგენს შეჯამებული ატომების უმცირეს თანაფარდობას (მჟავას მოლეკულაში ჯერ იწერება წყალბადი, შემდეგ არამეტალი და ბოლოს ჟანგბადი). მაგალითად:

$SO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_3$

$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$

$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4$

$Mn_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HMnO_4$

მჟავურ ოქსიდს მჟავას ანჰიდრიდიც ეწოდება, რაც მჟავას უწყლო ნაწილს ნიშნავს. მაგალითად, N_2O_5 აზოტმჟავას ანჰიდრიდია, რადგან წყალთან ურთიერთქმედებით აზოტმჟავას წარმოქმნის; Cl_2O_7 – ქლორის მჟავას ანჰიდრიდია; SO_3 – გოგირდმჟავას ანჰიდრიდი და ა.შ.

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

$SO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O$

$SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

$N_2O_5 + 2NaOH \rightarrow 2NaNO_3 + H_2O$

$Cl_2O_7 + 2KOH \rightarrow 2KClO_4 + H_2O$

$Mn_2O_7 + 2KOH \rightarrow 2KMnO_4 + H_2O$

3) მჟავური ოქსიდი ფუძე ოქსიდთან წარმოქმნის მარილს:

$SO_2 + CaO \rightarrow CaSO_3$

$CO_2 + CaO \rightarrow CaCO_3$

$N_2O_5 + K_2O \rightarrow 2KNO_3$

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

ფუძე ოქსიდები

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

ფუძე ოქსიდი იონური ნაერთია.

ფუძე ოქსიდი ურთიერთქმედებს წყალთან, მჟავასთან და მჟავურ ოქსიდებთან.

1) წყალთან რეაქციაში შედის მხოლოდ IA და IIA (Mg-ის ქვეით) ჯგუფების მეტალის ოქსიდი და წარმოქმნის ტუტეს. მაგალითად:

$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$ $\quad$ $K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$

$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ $\quad$ $BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$

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

$Na_2O + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O$

$CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$

3) ფუძე ოქსიდი რეაქციაში შედის მჟავურ ოქსიდთან და მარილს წარმოქმნის (მჟავური და ფუძე ოქსიდების საერთო თვისება):

$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$

$CaO + SO_3 \rightarrow CaSO_4$

ფუძე ოქსიდის ამ სამი თვისებიდან ძირითადია მისი ურთიერთქმედება მჟავასთან.

ამფოტერული ოქსიდები

ოქსიდს, რომელსაც აქვს როგორც ფუძე, ისე მჟავური ოქსიდის ქიმიური თვისებები და რეაქციაში შედის როგორც მჟავასთან, ისე ტუტესთან, ამფოტერული ოქსიდი ეწოდება. ამფოტერულ ოქსიდს წარმოქმნის ძირითადად მეტალი. ამფოტერული ოქსიდებია: ZnO, Al_2O_3, Cr_2O_3, Fe_2O_3 და სხვ.

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

$$\underset{\text{ფუძე ოქსიდი}}{ZnO} + \underset{\text{მჟავა}}{2HCl} \rightarrow \underset{\text{მარილი}}{ZnCl_2} + H_2O$$

$$\underset{\text{ფუძე ოქსიდი}}{Al_2O_3} + \underset{\text{მჟავა}}{6HCl} \rightarrow \underset{\text{მარილი}}{2AlCl_3} + 3H_2O$$

$$\underset{\text{ფუძე ოქსიდი}}{Fe_2O_3} + \underset{\text{მჟავა}}{6HCl} \rightarrow \underset{\text{მარილი}}{2FeCl_3} + 3H_2O$$

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

$$Al_2O_3 + 2NaOH \xrightarrow{t} 2NaAlO_2 + H_2O$$

მჟავური ოქსიდი — ტუტე — მარილი

$$ZnO + 2NaOH \xrightarrow{t} Na_2ZnO_2 + H_2O$$

მჟავური ოქსიდი — ტუტე — მარილი

ეს რეაქციები მყარ მდგომარეობაში, ტუტესთან ოქსიდის შეწღობით ხორციელდება.

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

პეროქსიდები და სუპეროქსიდები

პეროქსიდები და სუპეროქსიდები ერთმანეთთან σ-ბმით დაკავშირებული ჟანგბადის ორი ატომისაგან წარმოქმნილი დაჯგუფებისაგან [O–O] შედგება.

პეროქსიდის მოლეკულაში ელემენტი, ჩვეულებრივად მეტალის ატომი, დაკავშირებულია პეროქსიდის ორმუხტიან ანიონთან $[O-O]^{2-}$, სადაც ჟანგბადის ჟანგვის ხარისხი უდრის −1-ს. მეტალების (ძირითადად IA და IIA ჯგუფის) პეროქსიდები დიამაგნიტური და უფერო, კრისტალური, იონური ნაერთებია.

სუპეროქსიდის მოლეკულაში IA და IIA ჯგუფის მეტალები დაკავშირებული სუპეროქსიდის ანიონთან $[O-O]^{1-}$, რომელიც ერთუარყოფით მუხტიანი ანიონია, სადაც ჟანგბადის ჟანგვის ხარისხი $-\frac{1}{2}$-ია. სუპეროქსიდი პარამაგნიტურია და ამის გამო ყვითლად შეფერილია, კრისტალური, იონური ნაერთია.

პეროქსიდებისა და სუპეროქსიდების ცალკეული წარმომადგენლებიდან საყურადღებოა ნატრიუმის პეროქსიდი – Na_2O_2 და კალიუმის სუპეროქსიდი – KO_2, რომლებიც გამოყენებულია დიჟანგბადის (O_2) რეგენერაციისათვის. ისინი ოთახის ტემპერატურაზე (~20°C) რეაგირებენ ტენიან CO_2-თან და მეტალთან დაკავშირებულ ჟანგბადს მთლიანად გამოყოფენ თავისუფალი სახით (O_2):

$$2Na_2O_2 + \boxed{2CO_2} \rightarrow 2Na_2CO_3 + \boxed{O_2} \quad (1)$$

$$4KO_2 + \boxed{2CO_2} \rightarrow 2K_2CO_3 + \boxed{3O_2} \quad (2)$$

ნატრიუმის პეროქსიდი და კალიუმის სუპეროქსიდი ძლიერი მჟანგავებია. იყენებენ ჩაკეტილ სისტემაში ჟანგბადის რეგენერაციისათვის (წყალქვეშა ნავებში) ნარევის სახით, სადაც 1 მოლ პეროქსიდზე მოდის 2 მოლი სუპეროქსიდი. ამ შემთხვევაში (1 და 2 რეაქციების შედეგად) შთანთქმული CO_2-ის მოცულობა და გამოყოფილი ჟანგბადის მოცულობა თანაბარია, ამიტომ სისტემაში წნევა არ იცვლება.

1.5.2 ფუძეები

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

ჰიდროქსიდის ჯგუფი წყლის *H—OH* ნაშთია და ერთვალენტიანი ჯგუფია, ამიტომ ფუძის მოლეკულაში მეტალის ატომთან იმდენი ჰიდროქსიდის ჯგუფია დაკავშირებული, რამდენვალენტიანიცაა მეტალი. მაგალითად: ნატრიუმის ჰიდროქსიდში ($NaOH$) შედის ერთი OH ჯგუფი; კალციუმის ჰიდროქსიდში ($Ca(OH)_2$) – ორი; ალუმინის ჰიდროქსიდში ($Al(OH)_3$) – სამი.

ჰიდროქსიდების სახელწოდება წარმოიქმნება მეტალის სახელწოდებისაგან, რომელსაც ემატება სიტყვა ჰიდროქსიდი. მაგალითად:

KOH – კალიუმის ჰიდროქსიდი;

$Ba(OH)_2$ – ბარიუმის ჰიდროქსიდი;

$Al(OH)_3$ – ალუმინის ჰიდროქსიდი.

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

$CuOH$ – სპილენძ(I)-ის ჰიდროქსიდი;

$Cu(OH)_2$ – სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდი;

$Fe(OH)_2$ – რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდი;

$Fe(OH)_3$ – რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი.

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

ფუძეების მიღება

1) ტუტეები მიიღება IA და IIA ჯგუფების (Be-ისა და Mg-ის გარდა) მეტალების ურთიერთქმედებით წყალთან. მაგალითად:

$$2Na + 2HOH \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

$$Ca + 2HOH \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

2) IA და IIA ჯგუფების (Be-ისა და Mg-ის გარდა) მეტალის ოქსიდების წყალთან ურთიერთქმედებით. მაგალითად:

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

$$BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$$

3) წყალში უხსნადი ფუძე მიიღება წყალში ხსნად შესაბამის მარილზე ტუტის მოქმედებით:

$$CuCl_2 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

$$FeCl_2 + 2NaOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

4) ტუტის მიღება შესაძლებელია მარილისგანაც, თუ IA ჯგუფის მეტალის სულფატზე ან კარბონატზე ვიმოქმედებთ ბარიუმის ან კალციუმის ტუტით:

$$Na_2SO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaOH$$

$$K_2SO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2KOH$$

$$K_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2KOH$$

ფუძეების თვისებები

ფიზიკური თვისებები. ყველა მეტალის ჰიდროქსიდი მყარი ნივთიერებაა. წყალში ხსნად ჰიდროქსიდს ტუტეს უწოდებენ.

ტუტე წყალში გახსნის დროს დისოცირდება მეტალის კატიონად და ჰიდროქსიდის ანიონად:

$$Me(OH)_n \rightleftarrows Me^{n+} + nOH^-$$

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. ტუტე ძლიერი ელექტროლიტია, ე.ი. წყალხსნარში იგი მთლიანად დისოცირდება იონებად:

$$NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^- \qquad KOH \rightleftarrows K^+ + OH^-$$

$$Ba(OH)_2 \rightleftarrows Ba^{2+} + 2OH^- \qquad Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2OH^-$$

ფუძე, რომელიც წყალში არ იხსნება, 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 წყალში უხსნად ფუძეებს აქვს როგორც საერთო, ისე განსხვავებული თვისებები. საერთოა მათი ურთიერთქმედება მჟავებთან და მჟავურ ოქსიდებთან, რის შედეგადაც მიღება მარილი:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$Cu(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + 2H_2O$$

$$2NaOH + SO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

$$Cu(OH)_2 + SO_3 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$$

ფუძე ტუტისაგან განსხვავებით გაცხელებით იშლება ოქსიდად და წყლად:

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$$

$$Fe(OH)_2 \xrightarrow{t} FeO + H_2O$$

$$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

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

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

$$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

$$MgCl_2 + 2NaOH \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

ამფოტერული ფუძეები

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

$$\underset{\text{ფუძე}}{Zn(OH)_2} + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + 2H_2O$$

$$\underset{\text{ფუძე}}{Al(OH)_3} + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$

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

$$\underset{\text{მჟავა}}{Zn(OH)_2} + 2NaOH \xrightarrow{\text{შელღობა}} Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

$$\underset{\text{მჟავა}}{Al(OH)_3} + NaOH \xrightarrow{\text{შელღობა}} NaAlO_2 + 2H_2O$$

ამფოტერული ჰიდროქსიდი შეიძლება ჩავწეროთ მჟავას სახით. მაგალითად:

$$\underset{\text{ფუძე}}{Zn(OH)_2} \equiv \underset{\text{მჟავა}}{H_2ZnO_2}$$

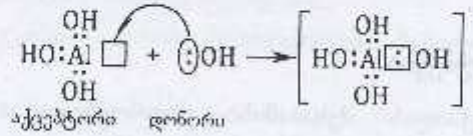
ტუტესთან რეაქციის დროს თუთიის ჰიდროქსიდი წარმოქმნის H_2ZnO_2-ის შესაბამის მარილს – ნატრიუმის ცინკატს (Na_2ZnO_2).

ალუმინის ჰიდროქსიდის შესაბამისი მჟავაა H_3AlO_3, მაგრამ ტუტესთან შელღობის დროს იგი კარგავს წყლის მოლეკულას და გარდაიქმნება მეტაალუმინმჟავად – $HAlO_2$:

$$NaOH + H_3AlO_3 \xrightarrow{t} NaAlO_2 + 2H_2O$$

რომლის შესაბამისი მარილი – $NaAlO_2$ – მიიღება ტუტესთან შელღობის შედეგად.

ტუტის წყალხსნარში კი $Zn(OH)_2$ და $Al(OH)_3$ წარმოქმნიან ჰიდროქსოკომპლექსებს. $Al(OH)_3$-ში ალუმინის ატომბირაყის გარშემო ექვსი ელექტრონია. ნ-ელექტრონიანი შრე კი არ არის სტაბილური. ამიტომ ალუმინი ტუტის ხსნარში არსებული ჰიდროქსიდის ანიონიდან ($:OH^-$) იერთებს ორ ელექტრონს. ამ შემთხვევაში ალუმინის ფუძე გამოდის ელექტრონული წყვილის 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:

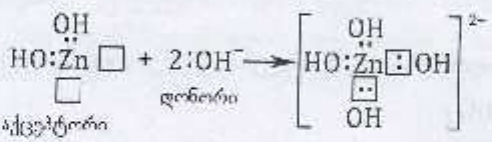
$$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4]$$

ნატრიუმის ტეტრაჰიდროქსოალუმინატი

თუთიის ჰიდროქსიდში თუთიის ატომს ოთხელექტრონიანი შრე აქვს:



და, ცხადია, მდგრადი ელექტრონული ოქტეტის მისაღებად იერთებს ორ ჰიდროქსიდის ანიონს დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით და წარმოქმნის ჰიდროქსოკომპლექსის ორმუხტიან ანიონს:



მაშასადამე, $Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$

დინატრიუმის ტეტრაჰიდროქსოცინკატი

1.5.3 მჟავები

მჟავა რთული ნივთიერებაა, რომელიც შედგება მეტალის ატომით ჩანაცვლების უნარის მქონე წყალბადისა და მასთან დაკავშირებული მჟავას ნაშთისაგან. წყალბადის ატომი, რომელსაც მეტალის ატომით ჩანაცვლების უნარი აქვს, მჟავური წყალბადია. ამრიგად, მჟავა ეწოდება რთულ ნივთიერებას, რომელიც შედგება მჟავური წყალბადისა და მჟავას ნაშთისაგან. მჟავებია: $HCl, HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4, H_2CO_3, H_2S$ და სხვ.

შედგენილობის მიხედვით მჟავები იყოფა ორ ჯგუფად: ჟანგბადიან და უჟანგბადო მჟავებად. ჟანგბადიანი მჟავებია: H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4 და სხვ. უჟანგბადო მჟავებია HCl, HBr, H_2S და სხვ.

მჟავური წყალბადატომის რაოდენობა განსაზღვრავს მჟავას ფუძიანობას. რამდენი მჟავური წყალბადატომიცაა მჟავაში, იმდენფუძიანია იგი. ჩვეულებრივ, მჟავაში შემავალი წყალბადის ყველა ატომი მჟავურია, გამონაკლისია H_3PO_3, რომელიც წყალბადის სამ ატომს შეიცავს, მაგრამ აქედან მჟავურია მხოლოდ ორი.

მჟავები ფუძიანობის მიხედვით იყოფა ერთ, ორ, სამ და ოთხფუძიან მჟავებად, შესაბამისად მათ მონო-, დი-, ტრი- და ტეტრაპროტონური მჟავებიც ეწოდება.

ერთფუძიანი მჟავებია: $HCl, HBr, HNO_3, HPO_3, HClO_4$;

ორფუძიანი მჟავებია: $H_2SO_4, H_2SO_3, H_2CO_3$;

სამფუძიანი მჟავაა: H_3PO_4;

ოთხფუძიანი მჟავაა: $H_4P_2O_7$.

ატომს ან ატომთა ჯგუფს, რომელიც დაკავშირებულია მჟავური წყალბადის ატომთან, მჟავას ნაშთი ეწოდება. იგი თავისუფალი სახით არ არსებობს, რადგან დაშუხტულია. მას იმდენი უარყოფითი მუხტი აქვს, რამდენი მჟავური წყალბადიც აკლია მჟავას მოლეკულამდე:

HCl-ის ნაშთია Cl^{1-}; H_2S-ის – S^{2-};

HNO_3-ის – NO_3^{1-}; H_2SO_4-ის – SO_4^{2-};

H_3PO_4-ის – PO_4^{3-}; $H_4P_2O_7$-ის – $P_2O_7^{4-}$.

მჟავების ნომენკლატურა

უჟანგბადო მჟავას სახელწოდება შედგება არამეტალის და წყალბადის სახელწოდებისა და სიტყვა „მჟავასაგან". მაგალითად:

HF – ფთორწყალბადმჟავა,

HCl – ქლორწყალბადმჟავა,

HBr – ბრომწყალბადმჟავა,

HI – იოდწყალბადმჟავა,

H_2S – გოგირდწყალბადმჟავა.

უჟანგბადო მჟავა წარმოადგენს შესაბამისი წყალბადნაერთის წყალხსნარს და ასე აღინიშნება: HCl(aqua), HBr(aqua), H_2S(aqua) და ა.შ. aqua (აქვა) ლათინური სიტყვაა და ქართულად ნიშნავს წყალს. შემოკლებით უჟანგბადო მჟავები ასე ჩაიწერება: HCl(aq), HBr(aq), H_2S(aq).

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

$H_2\overset{+6}{S}O_4$ – გოგირდის მჟავა,

$H_2\overset{+4}{S}O_3$ – გოგირდოვანი მჟავა,

$H\overset{+5}{N}O_3$ – აზოტის მჟავა,

$H\overset{+3}{N}O_2$ – აზოტოვანი მჟავა,

$H_3\overset{+5}{P}O_4$ – ფოსფორის მჟავა,

$H_3\overset{+3}{P}O_3$ – ფოსფოროვანი მჟავა.

თუ არამეტალი ამჟღავნებს ერთნაირ ჟანგვის ხარისხს, მაგრამ მჟავათა შედგენილობა განსხვავდება წყალბადატომის (მიერთებული წყლის მოლეკულების) რაოდენობით, მაშინ მეტი წყალბადატომის შემცველი მჟავების სახელწოდებას ემატება თავსართი „ორთო", ხოლო ნაკლები წყალბადატომის შემცველს – „მეტა". მაგალითად:

$H\overset{+5}{P}O_3$ – მეტაფოსფორის მჟავა,

$H_3\overset{+5}{P}O_4$ – ორთოფოსფორის მჟავა,

$H_2\overset{+4}{Si}O_3$ – მეტასილიციუმის მჟავა,

$H_4\overset{+4}{Si}O_4$ – ორთოსილიციუმის მჟავა.

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

$H_4P_2O_7$ – დიფოსფორის მჟავა,

$H_2S_2O_7$ – დიგოგირდის მჟავა.

მჟავას ფორმულა	მჟავას ნაშთი	მჟავას სახელწოდება
HF	F^-	ფთორწყალბადმჟავა
HCl	Cl^-	ქლორწყალბადმჟავა
HBr	Br^-	ბრომწყალბადმჟავა
HI	I^-	იოდწყალბადმჟავა
H_2S	S^{2-}	გოგირდწყალბადმჟავა
HNO_3	NO_3^-	აზოტმჟავა
HNO_2	NO_2^-	აზოტოვანი მჟავა
H_2SO_4	SO_4^{2-}	გოგირდმჟავა
H_2SO_3	SO_3^{2-}	გოგირდოვანი მჟავა
$H_2S_2O_7$	$S_2O_7^{2-}$	დიგოგირდის მჟავა
H_3PO_4	PO_4^{3-}	ორთოფოსფორის მჟავა
H_3PO_3	HPO_3^{2-}	ფოსფოროვანი მჟავა
HPO_3	PO_3^-	მეტაფოსფორის მჟავა
$H_4P_2O_7$	$P_2O_7^{4-}$	დიფოსფორის მჟავა
H_2CO_3	CO_3^{2-}	ნახშირმჟავა
H_2CrO_4	CrO_4^{2}	ქრომის მჟავა
$H_2Cr_2O_7$	$Cr_2O_7^{2-}$	დიქრომის მჟავა
H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	მეტასილიციუმის მჟავა
H_4SiO_4	SiO_4^{4-}	ორთოსილიციუმის მჟავა
$HClO$	ClO^-	ჰიპოქლოროვანი მჟავა
$HClO_2$	ClO_2^-	ქლოროვანი მჟავა
$HClO_3$	ClO_3^-	ქლორის მჟავა
$HClO_4$	ClO_4^-	ქლორის მჟავა
H_2MnO_4	MnO_4^{2-}	მანგანუმოვანი მჟავა
$HMnO_4$	MnO_4^-	მანგანუმის მჟავა
CH_3COOH	CH_3COO^-	ძმარმჟავა

მჟავების მიღება

1) უჟანგბადო მჟავა მიიღება წყალბადის და არამეტალის უშუალო შეერთებით:

$$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF \qquad H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

$$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr \qquad H_2 + S \rightarrow H_2S$$

2) ჟანგბადიანი მჟავა მიიღება მჟავური ოქსიდის (გარდა SiO_2-ისა, რომელიც წყალში არ იხსნება) და წყლის ურთიერთქმედებით:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$$

$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

3) ჩვეულებრივ, მჟავას მარილისაგან ღებულობენ მასზე მისალებ მჟავასთან შედარებით უფრო ძლიერი და არააქროლადი მჟავას მოქმედებით (ასეთია გოგირდმჟავა H_2SO_4). გაფხვიერებულ მარილს დაასხამენ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას და აცხელებენ. გამოიყოფა აქროლადი მჟავა. მაგალითად, ქლორწყალბადმჟავა მიიღება სუფრის მარილზე გოგირდმჟავას მოქმედებით:

$$NaCl_{(მყ.)} + H_2SO_4(კონც.) \xrightarrow{t} NaHSO_{4(მყ.)} + HCl\uparrow$$

ზომიერი გაცხელების პირობებში გამოიყოფა 1 მოლი HCl და მიიღება მჟავა მარილი $NaHSO_4$, რომელიც უფრო მაღალ ტემპერატურაზე კიდევ შედის NaCl-თან რეაქციაში და გამოყოფს კიდევ ერთი მოლ HCl:

$$NaHSO_4 + NaCl \xrightarrow{t} Na_2SO_4 + HCl\uparrow$$

შეჯამებული ტოლობაა:

$$2NaCl + H_2SO_4 \xrightarrow{t} Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$

გამოყოფილ ქლორწყალბადს გახსნიან წყალში და მიიღება ქლორწყალბადმჟავა HCl(aq), რომელსაც პრაქტიკაში მარილმჟავა ეწოდება.

აზოტმჟავას მისაღებად ჩილეს გვარჯილაზე ($NaNO_3$) მოქმედებენ კონცენტრირებული H_2SO_4-ით. სარეაქციო ნარევის ზომიერად გაცხელებისას მიიღება ერთი მოლი HNO_3 და მჟავა მარილი – $NaHSO_4$:

$$NaNO_3(მყ.) + H_2SO_4 \xrightarrow{t} NaHSO_4(მყ.) + HNO_{3\,(აირ.)}$$

მაღალ ტემპერატურაზე HNO_3 იწყებს დაშლას. ამიტომ, დაშლის თავიდან ასაცილებლად, ნარევს მაღალ ტემპერატურამდე არ აცხელებენ.

მჟავების თვისებები

ფიზიკური თვისებები. მჟავების უმრავლესობა თხევადი ნივთიერებაა. მყარია ფოსფორის ყველა მჟავა და სილიციუმის მჟავა. ფოსფორის მჟავები იხსნება წყალში, სილიციუმისა კი – არა. მჟავას წყალხსნარს მჟავე გემო აქვს. ეგი

ლამუსსა და მეთილნარინჯის ამოთლებს, ხოლო ფენოლფთალეინს ფერს არ შეცვლის.

წყალში გახსნისას მჟავას მოლეკულა იშლება წყალბადის და მჟავას ნაშთის იონებად (იხ. ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია).

$$H_nX \rightleftarrows nH^+ + X^{n-}$$

X^{n-} მჟავას ანიონია.

ს. არენიუსის მჟავებისა და ფუძეების თეორია, რომელიც ეხება მხოლოდ წყალხსნარებს, ასე განმარტავს მჟავას: მჟავა ისეთი ნივთიერებაა, რომლის წყალხსნარში წარმოიქმნება წყალბადის კატიონი (H^+), ხოლო ფუძე ისეთი ნივთიერებაა, რომლის წყალხსნარში წარმოიქმნება ჰიდროქსიდის ანიონი (OH^-). მჟავებისა და ფუძეების ს. არენიუსის თეორია მართებულია მხოლოდ წყალხსნარებისათვის.

შემდგომ ი. ბრენსტედმა და თ. 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:

$$\underset{\text{მჟავა}}{HA} + \underset{\text{ფუძე}}{B} \rightleftarrows A^- + HB^+$$

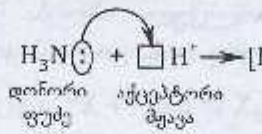
მაშასადამე, მჟავასა და ფუძის ურთიერთქმედების პროცესში პროტონი მჟავას მოლეკულიდან გადადის ფუძის მოლეკულაში, ამიტომ ამ თეორიას პროტონური თეორია ეწოდება. პროტონის გადასვლა მჟავიდან ფუძეში შექცევადი პროცესია, რომლის დროსაც ძველი მჟავა და ახალი ფუძე წარმოიქმნება – საწყისი მჟავას პროტონდაკარგული ფუძე და საწყისი ფუძის პროტონშეძენილი მჟავა.

$$\underset{\text{მჟავა}_1}{HCl} + \underset{\text{ფუძე}_1}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{მჟავა}_2}{H_3O^+} + \underset{\text{ფუძე}_2}{Cl^-}$$

$$\underset{\text{მჟავა}_1}{HCl} + \underset{\text{ფუძე}_1}{NH_3} \rightleftarrows \underset{\text{მჟავა}_2}{[NH_4]^+} + \underset{\text{ფუძე}_2}{Cl^-}$$

ამერიკელმა ქიმიკოსმა გ. 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, რომელსაც იგი გასცემს, ამიტომ იგი ფუძეა. წყალბადის კატიონს კი თავისუფალი ორბიტალი

აქვს, რომლის საშუალებითაც იგი იერთებს ელექტრონულ წყვილს, ამიტომ იგი მჟავაა.



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

მჟავებისა და ფუძეების ლუისის 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 მეტალებთან და გამოყოფს წყალბადს. ყველა მეტალს არ შეუძლია მჟავას ხსნარიდან წყალბადის გამოძევება. მჟავას ხსნარიდან წყალბადის გამოძევების უნარის მიხედვით განისაზღვრება მეტალის აქტიურობა. აქტიურობის მიხედვით განლაგებულ მეტალების 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_2, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

მწკრივში წყალბადამდე მოთავსებული ყველა მეტალი მჟავებიდან (გამონაკლისია HNO_3) აძევებს წყალბადს. ხოლო წყალბადის შემდეგ მოთავსებული მეტალები მჟავებიდან წყალბადს ვერ აძევებს (დაწვრილებით იხ. მეტალებში). მაგალითად, მარილმჟავასთან რეაქციაში შედის თუთია, ალუმინი და სხვა აქტიური მეტალები.

$$2HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

$$6HCl + 2Al \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

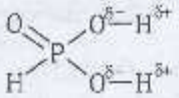
მაგრამ არ შედის წყალბადის შემდეგ მოთავსებული პასიური მეტალები.

რამდენ ვალენტიანიცაა მეტალი, წყალბადის იმდენ ატომს გამოაძევებს მისი თითოეული ატომი. მაგალითად, თუთია მჟავადან გამოაძევებს წყალბადის ორ ატომს, ხოლო ალუმინი — წყალბადის სამ ატომს.

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

$$H_3PO_3 + Zn \rightarrow ZnHPO_3 + H_2\uparrow$$

მჟავური წყალბადების რიცხვი კარგად ჩანს სტრუქტურულ ფორმულაში:



მჟავური ის წყალბადი, რომელიც ფოსფორს უერთდება ჟანგბადის მეშვეობით. ჟანგბადის დიდი ელექტროუარყოფითობის გამო – $\overset{\delta-}{O} \leftarrow \overset{\delta+}{H}$ ბმა პოლარიზებულია. წყალბადის ატომი დამუხტულია ნაწილობრივ დადებითად, ხოლო ჟანგბადის – ნაწილობრივ უარყოფითად. ნაწილობრივ დადებითად დამუხტული წყალბადი კი ადვილად ჩაინაცვლება მეტალის ატომით. რაც შეეხება P–H ბმას, იგი არაპოლარიზებულია, რადგან წყალბადის და ფოსფორის ელექტროუარყოფითობა ერთნაირია $X(H) = X(P) = 2.1$, ამიტომ ფოსფორთან უშუალოდ დაკავშირებული წყალბადატომი მეტალის ატომით არ ჩაინაცვლება და მჟავას ფუძიანობას არ განსაზღვრავს.

ჟანგბადიანი მჟავას ზოგადი ფორმულა ასე წარმოდგება დავწეროთ:

$$EO_n(OH)_m$$

სადაც E არის ელემენტი, n – ორმაგი ბმით დაკავშირებული ჟანგბადატომების რიცხვი, m – ელემენტთან დაკავშირებული ჰიდროქსიდის ჯგუფების რიცხვი. m განსაზღვრავს მჟავას ფუძიანობას. მაგალითად, ფოსფორმჟავას ზოგადი ფორმულაა $PO(OH)_3$.

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

$$2HCl + ZnO \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$$

$$H_2SO_4 + MgO \rightarrow MgSO_4 + H_2O$$

3) მჟავა რეაქციაში შედის მეტალის 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 არც მჟავაა და არც ფუძე:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$H_2SO_4 + Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_4 + 2H_2O$$

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

$$H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2CO_3$$

$$\hookrightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

$$H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl\uparrow$$

1.5.4 მარილები

მარილი რთული ნივთიერებაა, რომელიც შედგება მეტალის ერთი ან რამდენიმე ატომისა და მჟავას ნაშთისაგან. მარილებია: Na_2SO_4, KCl, Na_3PO_4, $BaSO_4$ 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 მეტალის ატომებით. ნეიტრალური მარილებია: $Na_2SO_4, Na_3PO_4, Na_4P_2O_7$.

ნეიტრალური მარილები მიიღება მჟავასა და ტუტის ნეიტრალიზაციით. მაგალითად, გოგირდმჟავას და ნატრიუმის ტუტის ნეიტრალიზაციით მიიღება Na_2SO_4:

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

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

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

$$H_2SO_4 + NaOH \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$$

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

$$NaHSO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

სრული მარილი

$$NaHSO_4 + KOH \rightarrow NaKSO_4 + H_2O$$

ორმაგი მარილი

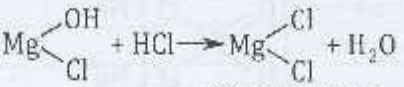
ორმაგი მარილი შედგება სხვადასხვა მეტალის ატომებისა და მჟავას ნაშთისაგან.

მრავალვალენტიანი მეტალის ჰიდროქსიდის არასრული განეიტრალებით მიიღება ფუძე მარილი:

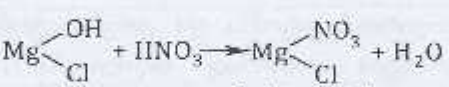
$$Mg(OH)_2 + HCl \rightarrow Mg(OH)Cl + H_2O$$

ფუძე მარილი შედგება მეტალის ატომის, ჰიდროქსიდისა და მჟავას ნაშთისაგან. ფუძე მარილს აქვს როგორც მარილის, ისე ფუძის თვისებები. როგორც

ფუძე, იმავე მჟავასთან ურთიერთქმედებით წარმოქმნის საშუალო მარილს, ხოლო სხვა მჟავასთან – შერეულ მარილს:



საშუალო მარილი

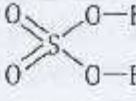
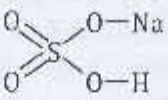
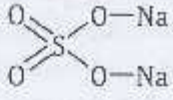
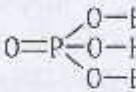
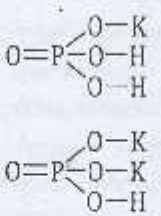
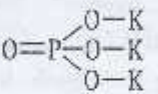
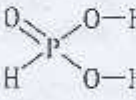
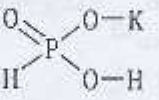
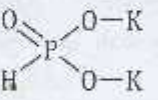


შერეული მარილი

შერეული მარილი შედგება მეტალის ატომისა და სხვადასხვა მჟავას ნაშთებისგან.

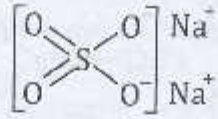
კომპლექსური მარილი შედგება მეტალისა და რთული კომპლექსური იონისგან. კომპლექსური მარილებია: $Na[Al(OH)_4]$, $Na_2[Zn(OH)_4]$, $K_4[Fe(CN)_6]$ – სისხლის ყვითელი მარილი, $K_3[Fe(CN)_6]$ – სისხლის წითელი მარილი და სხვ.

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

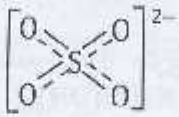
მჟავას ფორმულა	მარტივი სტრუქტურული ფორმულები		
	მჟავას	მჟავა მარილის	საშუალო მარილის
H_2SO_4			
H_3PO_4			
H_3PO_3			

ფაქტობრივად მარილი იონური ნაერთია და შედგება მეტალის კატიონისა და მჟავას ნაშთის ანიონისაგან. ძათ შორის მყარდება იონური ბმა, რომელიც სავალენტო ზაზით არ გამოისახება. მაგალითად, Na_2SO_4 შედგება ნატრიუმის

კატიონისა და სულფატ-ანიონისაგან და უფრო მართებულია მარილის სტრუქტურული ფორმულის ჩაწერა შემდეგნაირად:



სულფატ-იონში გოგირდის ატომსა და ჟანგბადატომებს შორის არსებული ორი π-ბმის ელექტრონები თანაბრად ნაწილდება, ანუ დელოკალიზდება ჟანგბადის ოთხ ატომს შორის და არსებობს მეზომერული, ანუ შუალედური სტრუქტურის სახით:



მარილების ნომენკლატურა

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

მჟავა მარილის სახელწოდება მიღებულია ასე: მარილის სახელწოდებას ემატება „ჰიდრო“ პრეფიქსი. მაგალითად, $NaHSO_4$ – ნატრიუმის ჰიდროსულფატი, $NaHCO_3$ – ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი.

ფუძე მარილის სახელწოდება მიიღება „ჰიდროქსო“ პრეფიქსის დამატებით. მაგალითად, $Mg(OH)Cl$ – მაგნიუმის ჰიდროქსოქლორიდი, $Fe(OH)NO_3$ – რკინა(II)-ის ჰიდროქსონიტრატი.

მარილების ტრივიალური სახელწოდება არ ასახავს მოლეკულის შედგენილობას და შემთხვევითია[10].

---

[10] იხ. დანართი

მჟავას ფორმულა	მჟავას ანიონის სახელწოდება
HF	ფთორიდი
HCl	ქლორიდი
HBr	ბრომიდი
HI	იოდიდი
H_2S	სულფიდი
HNO_3	ნიტრატი
HNO_2	ნიტრიტი
H_2SO_4	სულფატი
H_2SO_3	სულფიტი
$H_2S_2O_7$	დისულფატი
H_2CO_3	კარბონატი
H_3PO_4	ფოსფატი
H_3PO_3	ფოსფიტი
HPO_3	მეტაფოსფატი
$H_4P_2O_7$	დიფოსფატი
H_2CrO_4	ქრომატი
$H_2Cr_2O_7$	დიქრომატი
H_2SiO_3	(მეტა) სილიკატი
H_4SiO_4	ორთოსილიკატი
$HClO$	ჰიპოქლორიტი
$HClO_2$	ქლორიტი
$HClO_3$	ქლორატი
$HClO_4$	პერქლორატი
H_2MnO_4	მანგანატი
$HMnO_4$	პერმანგანატი

მარილების მიღების ხერხები

არსებობს საშუალო მარილის მიღების 10 ზოგადი ხერხი[11].

1) მჟავასა და აქტიური მეტალის ურთიერთქმედება:

$$2HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

[11] ეს რიცხვი ასახავს მხოლოდ ზოგადი რეაქციების რაოდენობას და არ მოიცავს მარილების მიღების ყველა შესაძლო ხერხს.

2) მჟავასა და ფუძე ოქსიდის ურთიერთქმედება:

$$2HCl + MgO \rightarrow MgCl_2 + H_2O$$

3) მჟავასა და მეტალის ჰიდროქსიდის ურთიერთქმედება (ნეიტრალიზაცია):

$$2HCl + Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$

4) მჟავასა და მარილის ურთიერთქმედება:

$$2HCl + CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 + H_2CO_3$$

$$\hookrightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

5) მარილისა და აქტიური მეტალის ურთიერთქმედება:

$$CuCl_2 + Fe \rightarrow FeCl_2 + Cu$$

6) მარილის და ტუტის ურთიერთქმედება:

$$CuCl_2 + 2NaON \rightarrow 2NaCl + Cu(OH)_2\downarrow$$

7) მარილისა და მარილის ურთიერთქმედება:

$$CuCl_2 + 2AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2AgCl\downarrow$$

8) მჟავა ოქსიდის და ფუძე ოქსიდის ურთიერთქმედება:

$$SO_3 + CuO \rightarrow CuSO_4$$

9) მჟავა ოქსიდის და მეტალის ჰიდროქსიდის ურთიერთქმედება:

$$SO_3 + Cu(OH)_2 \rightarrow CuSO_4 + 2H_2O$$

10) მეტალის და არამეტალის ურთიერთქმედება:

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

(1) და (5) რეაქციების მიმდინარეობა განისაზღვრება მეტალთა ელექტროქიმიური მწკრივის მიხედვით. (1) რეაქციაში წყალბადის მარცხნივ მოთავსებული მეტალი რეაქციაში შედის მჟავასთან. (5) რეაქციაში აქტიურობის მწკრივის ყოველი მეტალი აძევებს მის მარჯვნივ მდგომ მეტალს მარილის ხსნარიდან.

(4), (6) და (7) რეაქციები ბოლომდე მიდის იმ შემთხვევაში, თუ რეაქციის შედეგად მიიღება აირი (4) ან ნალექი (4, 6, 7). დანარჩენი რეაქციები ბოლომდე მიდის ნებისმიერ შემთხვევაში.

მარილების თვისებები

ფიზიკური თვისებები. ყველა მარილი კრისტალური ნივთიერებაა. წყალში ხსნადობის მიხედვით ისინი იყოფა წყალში ხსნად და უხსნად მარილებად. მაგალითად:

HNO_3-ის და CH_3COOH-ის ყველა მარილი ხსნადია,

HCl-ის ყველა მარილი ხსნადია AgCl-ის გარდა,

H_2SO_4-ის ყველა მარილი ხსნადია $BaSO_4$-ის და $PbSO_4$-ის გარდა,

H_2SO_3-ის, H_2CO_3-ის, H_2SiO_3-ის და H_3PO_4-ის ყველა სრული მარილი უხსნადია, გარდა Na-ის, K-ის და NH_4^+-ის მარილებისა,

H_2S-ის ყველა მარილი უხსნადია, გარდა IA და IIA ჯგუფის მეტალების და NH_4^+-ის მარილებისა.

ქიმიური თვისებები

1) მარილი რეაქციაში შედის აქტიურ მეტალთან:

$$CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

2) მარილი რეაქციაში შედის ტუტეებთან:

$$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

3) მარილი რეაქციაში შედის ძლიერ მჟავებთან:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2CO_3$$
$$\hookrightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

საშუალო მარილზე შესაბამისი მჟავას მოქმედებით მიიღება მჟავა მარილი:

$$K_2SO_4 + H_2SO_4 \rightarrow 2KHSO_4$$

4) მარილი რეაქციაში შედის მარილებთან:

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl\downarrow$$

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

$$Na_2CO_3 + SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow$$
$$CaCO_3 + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + CO_2\uparrow$$
$$2KNO_3 + SiO_2 \rightarrow K_2SiO_3 + N_2O_5\uparrow$$
$$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 \rightarrow 3CaSiO_3 + P_2O_5\uparrow$$

6) ზოგიერთი მარილი გაცხელების შედეგად იშლება. მაგალითად:

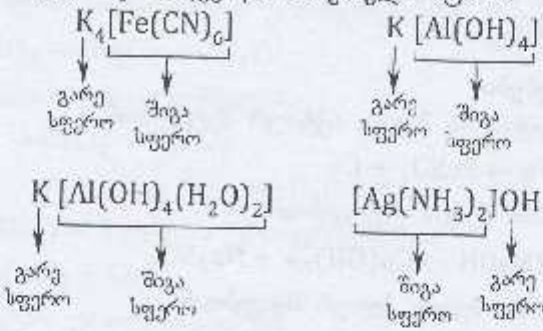
$$Fe_2(SO_4)_3 \xrightarrow{t} F_2O_3 + 3SO_3$$
$$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2$$
$$2KNO_3 \xrightarrow{t} 2KNO_2 + O_2$$
$$2NaHCO_3 \xrightarrow{t} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

1.5.5 კომპლექსური ნაერთები

კომპლექსური ეწოდება ისეთ რთული შემადგენლობის ნაერთებს, რომლის შემადგენლობაში შედის მეტალის კატიონი და რთული შედგენილობის ანიონი, რომელიც თავის მხრივ შედგება ე.წ. კომპლექსწარმომქმნელი ატომისაგან და მასთან დაკავშირებული ჯგუფებისაგან – იონებისაგან ან ნეიტრალური მოლე-

კულებისაგან, რომლებსაც ლიგანდები ეწოდება.

კომპლექსური ნაერთები შედგება გარე და შიგა სფეროსგან. შიგა კომპლექსურ სფეროში შედის კომპლექსწარმომქმნელი ატომი:



კომპლექსური იონის მუხტი უდრის ცენტრალური ატომის მუხტისა და ლიგანდების მუხტების ალგებრულ ჯამს. მაგალითად:

$[Fe(CN)_6]^{4-}$ ანიონში რკინა ორმუხტიანი კატიონია, ხოლო $(CN)^-$ ჯგუფი ერთმუხტიანი ანიონი: $2 + 6 \cdot (-1) = -4$;

$[Al(OH)_4(H_2O)_2]^-$ ანიონში Al სამმუხტიანი კატიონია, $(OH)^-$ – ერთმუხტიანი ანიონი და H_2O – ნეიტრალური მოლეკულა: $3 + 4 \cdot (-1) + 2 \cdot 0 = -1$;

$[Ag(NH_3)_2]^+$-ში კომპლექსური კატიონის მუხტი უდრის $1 + 2 \cdot 0 = +1$.

ცენტრალური კატიონის გარშემო ლიგანდების რიცხვს კოორდინაციული რიცხვი ეწოდება. $K_4[Fe(CN)_6]$ კომპლექსურ მარილში რკინის კოორდინაციული რიცხვი 6-ია. $K_4[Al(OH)_4(H_2O)_2]$ მარილში ალუმინის კოორდინაციული რიცხვია 6. $[Ag(NH_3)_2]^+$ კატიონში ვერცხლის კოორდინაციული რიცხვია 2. ყველაზე უფრო გავრცელებულია 4 და 6 კოორდინაციული რიცხვები. კოორდინაციული რიცხვის მნიშვნელობა აღემატება ცენტრალური ანუ კომპლექსწარმომქმნელი ატომის ვალენტის ჩარიცხს.

კომპლექსური ნაერთები წყალხსნარში დისოციირდება გარე და შიგა სფეროს იონებად, შიგა სფერო კი ინარჩუნებს თავის შემადგენლობას:

$$K_4[Fe(CN)_6] \rightleftarrows 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$$

$$K_3[Fe(CN)_6] \rightleftarrows 3K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-}$$

$$[Ag(NH_3)_2]OH \rightleftarrows [Ag(NH_3)_2]^+ + OH^-$$

ამით კომპლექსური მარილები განსხვავდება ორმაგი მარილებისაგან, რომლებიც დისოციირდება ყველა შემადგენელ იონად. მაგალითად, თეთრი შაბი:

$$KAl(SO_4)_2 \rightleftarrows K^+ + Al^{3+} + 2SO_4^{2-}$$

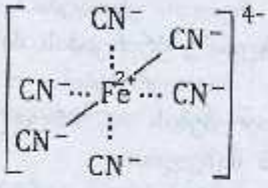
კომპლექსური ნაერთების დასახელება ხდება ლიგანდებისა და კომპლექსწარმომქმნელი ატომის მიხედვით. მაგალითად:

$K_4[Fe(CN)_6]$ – კალიუმის ჰექსაციანოფერატ(II)-ი;

$K_3[Fe(CN)_6]$ – კალიუმის ჰექსაციანოფერატ(III)-ი;

$[Al(H_2O)_6]Cl_3$ – ჰექსააქვაალუმინის ტრიქლორიდი;
$Na_3[Al(OH)_4(H_2O)_2]$ – ნატრიუმის ტეტრაჰიდროქსოდიაქვაალუმინატი.

კომპლექსნაერთის შიგა სფეროში მეტალის კატიონთან ლიგანდები დაკავშირებულია კოვალენტური და დონორულ-აქცეპტორული ანუ კოორდინაციული ბმებით, რომელიც დონორიდან აქცეპტორისკენ მიმართული წყვეტილი ხაზებით ან ისრებით აღინიშნება. მაგალითად, $K_4[Fe(CN)_6]$-ის კომპლექსურ ანიონში Fe^{2+}-კატიონსა და $(CN)^-$-ანიონებს შორის ასეთი ბმებია:



ხშირად კომპლექსნაერთები სხვადასხვა შეფერილობისაა. ამ მხრივ საინტერესოა კობალტ(II)-ის ქლორიდის კომპლექსური ანიონი, რომელიც წყალთან ურთიერთქმედებისას ფერს იცვლის:

$$[CoCl_4]^{2-} + 6H_2O \rightleftarrows [Co(H_2O)_6]^{2+} + 4Cl^-$$

ცისფერი ვარდისფერი

ამ რეაქციას იყენებენ ორგანულ სითხეებში წყლის არსებობის დასადგენად, ასევე მეტეოროლოგიაში ჰაერის ტენიანობის განსასაზღვრავად.

1.6 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 მოვლენაა 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 — რეაგენტებისა და რეაქციის შედეგად მიღებული ნივთიერებების — პროდუქტების რაოდენობის, სიიბური ეფექტისა და შექცევადობის მიხედვით.

რეაგენტებისა და პროდუქტების რაოდენობის მიხედვით რეაქციებს ყოფენ ოთხ ჯგუფად: მიერთების, დაშლის, ჩანაცვლების და მიმოცვლის რეაქციები.

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

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

მიერთების რეაქციას არაორგანულ ქიმიაში სინთეზის რეაქციაც ეწოდება.

დაშლის ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომლის დროსაც ერთი რთული ნივთიერებიდან მიიღება ორი და რამდენიმე შედარებით მარტივი ნივთიერება. მაგალითად:

$$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$$

$$CuCO_3 \rightarrow CuO + CO_2$$

$$CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2 \rightarrow 2CuO + H_2O + CO_2$$

მალაქიტი

დაშლის რეაქციას არაორგანულ ქიმიაში ანალიზის რეაქციაც ეწოდება.

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

$$CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

$$H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

$$2NaBr + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + Br_2$$

მიმოცვლის ეწოდება ისეთ რეაქციებს, რომლის დროსაც რთული ნივთიერებების შემადგენელი ელემენტების ატომები ან ატომთა ჯგუფები ურთიერთმიმოიცვლებიან. რეაქციებში მონაწილეობს ორი რთული ნივთიერება. მაგალითად:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow 2NaCl + BaSO_4\downarrow$$

$$CuCl_2 + 2NaOH \rightarrow 2NaCl + Cu(OH)_2\downarrow$$

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2CO_3$$
$$\hookrightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

მიმოცვლის რეაქციას არაორგანულ ქიმიაში მეტათეზისის რეაქციაც ეწოდება.

მიმოცვლის რეაქციები ბოლომდე მიდის, მაშინ, როდესაც გამოიყოფა აირი (CO_2), ნალექი ($BaSO_4$, $Cu(OH)_2$) ან წყალი.

სითბური ეფექტის მიხედვით რეაქცია შეიძლება იყოს ეგზოთერმული ან ენდოთერმული.

ეგზოთერმული ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც გამოიყოფა სითბო. სითბოს რაოდენობას Q ასოთი აღნიშნავენ. მისი განზომილებაა კჯ/მოლი. სითბოს გამოყოფა რეაქციის ტოლობაში აისახება $+Q$-ს დამატებით. შეერთების რეაქციების უმრავლესობა ეგზოთერმულია. მაგალითად:

$$Fe + S \rightarrow FeS + Q \qquad 2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO + Q$$

$$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF + Q$$

რაც უფრო მეტი სითბო გამოიყოფა, მით უფრო მდგრადია მიღებული ნაერთი, რადგან მით უფრო ნაკლებია მისი შინაგანი ენერგია (თერმოდინამიკურად მდგრადი სისტემაა[12]).

ენდოთერმული ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც სითბო შთაინთქმება, სითბოს შთანთქმა რეაქციის ტოლობაში აისახება $-Q$-ს დამატებით. მაგალითად:

$$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2 - Q \qquad N_2 + O_2 \xrightarrow{t} 2NO - Q$$

$$H_2 + I_2 \xrightarrow{t} 2HI - Q$$

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

რეაქციის სითბურ ეფექტს მუდმივი წნევის პირობებში რეაქციის ენთალპია ეწოდება და აღინიშნება ΔH-ით, გამოისახება ჯოულებით ან კილოჯოულებით.

---

[12] ქიმიური თერმოდინამიკის საკითხები განხილულია დამატება 5-ში.

ენერგიის მუდმივობის კანონიდან გამომდინარეობს, რომ ეგზოთერმული რეაქციის შებრუნებული პროცესია ენდოთერმული რეაქცია.

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

$$2KClO_3 \xrightarrow{t} 2KCl + 3O_2\uparrow$$

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

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

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$$

$$N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO$$

1.6.2 ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები

ელექტრონული თეორიით ჟანგვა-აღდგენის ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულაში იცვლება ელემენტის ჟანგვის ხარისხი.

ჟანგვა არის:

1) ნივთიერებასთან ჟანგბადის მიერთება;

2) ნივთიერებიდან წყალბადის მოხლეჩა;

3) ნივთიერებიდან ელექტრონების გაცემა.

შესაბამისად, აღდგენა არის:

1) ნივთიერებასთან წყალბადის მიერთება;

2) ნივთიერებიდან ჟანგბადის ჩამოშორება;

3) ნივთიერებასთან ელექტრონების მიერთება.

ჟანგვა-აღდგენის პირველი ორი შემთხვევა თავისი სიმარტივის გამო დამატებით ახსნას არ მოითხოვს, რაც შეეხება ქიმიურ პროცესებში ელექტრონების მონაწილეობას, მას დეტალურად განვიხილავთ.

ელემენტის ჟანგვის ხარისხის 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 იგი იჟანგება:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

ჟანგვის ამ რეაქციის ნახევარრეაქციაში მაგნიუმის ნეიტრალური ატომი

გასცემს ორ ელექტრონს და იმუხტება დადებითად:

$$Mg - 2\bar{e} \rightarrow Mg^{+2}$$

ხოლო აღდგენის ნახევარრეაქციაში ჟანგბადის ნეიტრალური ატომი ერთებს მაგნიუმის მიერ გაცემულ ორ ელექტრონს და იმუხტება უარყოფითად.

$$O + 2\bar{e} \rightarrow O^{-2}$$

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

ნივთიერებას, რომლის შედგენილობაში შედის ატომი, რომელიც გასცემს ელექტრონებს, აღმდგენი ეწოდება. მაგ., აღმდგენებია:

1) მეტალი, რომელიც ადვილად გასცემს ელექტრონებს:

$$Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{+n}$$

2) ნივთიერება, რომელშიც ელემენტის ჟანგვის ხარისხი იზრდება, მაგალითად:

$Fe^{+2} - 1\bar{e} \rightarrow Fe^{+3}$ $N^{+2} - 3\bar{e} \rightarrow N^{+5}$ $C^{+2} - 2\bar{e} \rightarrow C^{+4}$

$S^{+4} - 2e \rightarrow S^{+6}$ $S^{-2} - 8\bar{e} \rightarrow S^{+6}$ $C^0 - 4\bar{e} \rightarrow C^{+4}$

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

$2I^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow I_2^0$ $2O^{-2} - 4\bar{e} \rightarrow O_2^0$

$2Br^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow Br_2^0$ $S^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow S^0$

$2Cl^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0$ $2N^{-3} - 6\bar{e} \rightarrow N_2^0$

მნიშვნელოვანი აღმდგენი ნივთიერებებია: IA და IIA ჯგუფის მეტალები, H_2, $\overset{+2}{C}O$, $H_2\overset{-2}{S}$, $\overset{-3}{N}H_3$, $Na_2\overset{+4}{S}O_3$, $Fe\overset{+2}{S}O_4$ და სხვ.

ნივთიერებას, რომლის შედგენილობაში შედის ატომი, რომელიც იძენს ელექტრონებს, მჟანგავი ეწოდება. მაგ., მჟანგავებია:

1) არამეტალი, რომელიც ადვილად იერთებს ელექტრონებს და წარმოქმნის ანიონებს, მაგალითად:

$F_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2F^{-1}$ $Br_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Br^{-1}$

$O_2 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2}$ $I_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2I^{-1}$

$Cl_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^{-1}$ $S + 2\bar{e} \rightarrow S^{-2}$

2) მეტალისა და წყალბადის კატიონები, რომლებიც ნეიტრალურ მდგომარეობაში გადადის:

$Me^{n+} + n\bar{e} \rightarrow Me^0$ $\quad 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$

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

$Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$ $\quad Cr^{+6} + 3\bar{e} \rightarrow Cr^{+3}$ $\quad N^{+5} + 4\bar{e} \rightarrow N^{+1}$

$Cu^{+2} + 1\bar{e} \rightarrow Cu^{+1}$ $\quad N^{+5} + 1\bar{e} \rightarrow N^{+4}$ $\quad N^{+5} + 5\bar{e} \rightarrow N^0$

$Fe^{+3} + 1\bar{e} \rightarrow Fe^{+2}$ $\quad N^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow N^{+2}$ $\quad N^{+5} + 8\bar{e} \rightarrow N^{-3}$

მნიშვნელოვანი მჟანგავი ნივთიერებებია: $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, HNO_3, $KClO_3$, ჰალოგენები, ჟანგბადი, H_2O_2 და სხვ.

განვიხილოთ ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის რამდენიმე მაგალითი:

1) $\overset{+3}{Fe_2}O_3 + 2\overset{0}{Al} \rightarrow \overset{+3}{Al_2}O_3 + 2\overset{0}{Fe}$

ჟანგვის ნახევარრეაქცია: $Al^0 \xrightarrow{-3\bar{e}} Al^{+3}$ დაიჟანგა – აღმდგენია;

აღდგენის ნახევარრეაქცია: $Fe^{+3} \xrightarrow{+3\bar{e}} Fe^0$ აღდგა – მჟანგავია.

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

2) $2K\overset{-7}{Mn}O_4 + 16H\overset{-1}{Cl} \rightarrow 2KCl + 2\overset{+2}{Mn}Cl_2 + 8H_2O + 5\overset{0}{Cl_2}\uparrow$

აღდგენის ნახევარრეაქცია: $Mn^{+7} \xrightarrow{+5\bar{e}} Mn^{+2}$ აღდგა – მჟანგავია,

ჟანგვის ნახევარრეაქცია: $Cl^{-1} \xrightarrow{-1\bar{e}} Cl^0$ დაიჟანგა – აღმდგენია.

ამ რეაქციაში ელექტრონები ქლორის ანიონიდან გადადის მანგანუმის Mn^{+7}-კატიონზე, ამიტომ ქლორის ანიონი იჟანგება ქლორის ატომამდე, ხოლო Mn^{+7} აღდგება Mn^{+2} იონამდე.

3) $10H\overset{-5}{N}O_3 + 4\overset{0}{Zn} \rightarrow 4\overset{-2}{Zn}(NO_3)_2 + \overset{-3}{N}H_4NO_3 + 3H_2O$

აღდგენის ნახევარრეაქცია: $N^{+5} \xrightarrow{+8\bar{e}} N^{-3}$ აღდგა – მჟანგავია,

ჟანგვის ნახევარრეაქცია: $Zn^0 \xrightarrow{-2\bar{e}} Zn^{+2}$ დაიჟანგა – აღმდგენია.

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

ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის ტოლობის შედგენა

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

ელექტრონული ბალანსის მეთოდით კოეფიციენტების შესარჩევად საჭიროა:
1) დავწეროთ რეაქციის სქემა, რომლის მარცხენა და მარჯვენა ნაწილში

მითითებულია იმ ელემენტების ჟანგვის ხარისხები, რომლებსაც რეაქციის პროცესში ეცვლება ეს სიდიდე; მაგალითად:

$$\overset{+5}{K}\overset{}{Cl}\overset{}{O_3} + \overset{}{H}\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{}{K}\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{}{H_2O}$$

2) დავწეროთ ჟანგვისა და აღდგენის ნახევარრეაქციები:

აღდგენის ნახევარრეაქცია: $Cl^{+5} \xrightarrow{+6\bar{e}} Cl^{-1}$ აღდგა – მჟანგავია

ჟანგვის ნახევარრეაქცია: $Cl^{-1} \xrightarrow{-1\bar{e}} Cl^{0}$ დაიჟანგა – აღმდგენია

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

$$\begin{array}{l|l} 1 & Cl^{+5} + 6\bar{e} \rightarrow Cl^{-1} \\ 6 & Cl^{-1} - 1\bar{e} \rightarrow Cl^{0} \end{array}$$

გამოტანილი რიცხვები კოეფიციენტებია ჟანგვა-აღდგენის რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებებისათვის.

$$KClO_3 + 6HCl \rightarrow KCl + H_2O + 3Cl_2\uparrow$$

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

$$KClO_3 + 6HCl \rightarrow KCl + 3H_2O + 3Cl_2\uparrow$$

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

$$\overset{0}{Cu} + \overset{}{H}\overset{+5}{N}\overset{}{O_3} \rightarrow \overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + \overset{+2}{N}O + 3H_2O$$

რეაქციაში HNO_3 ასრულებს მჟანგავისა და მარილწარმომქმნელის ფუნქციებს. ამიტომ მისი კოეფიციენტის შერჩევისას უნდა გავითვალისწინოთ ორივე ფუნქცია.

ჯერ შევადგინოთ ელექტრონული ბალანსი ჟანგვის და აღდგენის ნახევარრეაქციები:

$$\begin{array}{lll|ll} \text{ჟანგვის:} & 3 & Cu^{0} - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{+2} & \text{დაიჟანგა – აღმდგენია} \\ \text{აღდგენის:} & 2 & N^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow N^{+2} & \text{აღდგა – მჟანგავია} \end{array}$$

$$3Cu + 2HNO_3 \rightarrow \overset{+2}{3Cu}(NO_3)_2 + \overset{-2}{2NO} + H_2O$$

რეაქციის მარჯვენა ნაწილში მიიღება 3 მოლი სპილენძის ნიტრატი, რომლის წარმოსაქმნელად დამატებით საჭიროა 6 მოლი HNO_3, ამიტომ მარცხენა

ნაწილში უნდა დავუმატოთ 6 მოლი HNO_3.

$$3Cu + 2HNO_3 + 6HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

დაჟანგვი- მარილი-
სათვის სათვის

ე.ი. სულ საჭიროა $8HNO_3$. საბოლოოდ რეაქციის ტოლობა იქნება:

$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

ზოგჯერ მოლეკულაში შემავალი ყველა ელემენტი მონაწილეობს ჟანგვა-აღდგენის პროცესში. ამ შემთხვევაში ელექტრონული ბალანსის შედგენისას უნდა ამოვიწეროთ მოლეკულაში შემავალი ყველა ატომი და გავარკვიოთ აღმდგენის მიერ გაცემული და მჟანგავის მიერ მიღებული ელექტრონების რაოდენობა. შემდეგ კი მოვიქცევით ზემოთ აღნიშნულის წესების მიხედვით. მაგალითად, განვიხილოთ დარიშხანის სულფიდის დაჟანგვა აზოტმჟავით:

$$\overset{+3}{As_2}\overset{-2}{S_3} + H\overset{+5}{N}O_3 \rightarrow H_3\overset{+5}{As}O_4 + H_2\overset{+6}{S}O_4 + \overset{+2}{N}O$$

ჟანგვის ნახევარრეაქციები:	3	$2As^{+3} - 4\bar{e} \rightarrow 2As^{+5}$ $3S^{-2} - 24\bar{e} \rightarrow 3S^{+6}$	$\left.\begin{matrix}\\\\\end{matrix}\right\} -28\bar{e}$
აღდგენის ნახევარრეაქცია:	28	$N^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow N^{+2}$	

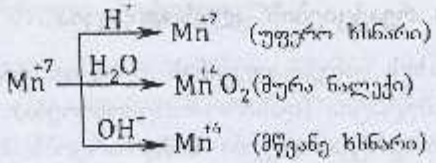
მაშასადამე, ჟანგვა-აღდგენის ამ რეაქციის ჩასატარებლად უნდა ავიღოთ 3 მოლი As_2S_3 და 28 მოლი HNO_3.

$$3As_2S_3 + 28HNO_3 \rightarrow 6H_3AsO_4 + 9H_2SO_4 + 28NO$$

წყალბადატომების რაოდენობა მარჯვენა ნაწილში 36-ია, ხოლო მარცხენა ნაწილში – 28. ამიტომ მარცხენა ნაწილში უნდა დავამატოთ 4 მოლი H_2O. ამის შედეგად წყალბადისა და ჟანგბადატომების რაოდენობა რეაქციის მარცხენა და მარჯვენა ნაწილებში გათანაბრდება.

$$3As_2S_3 + 28HNO_3 + 4H_2O \rightarrow 6H_3AsO_4 + 9H_2SO_4 + 28NO$$

ჟანგვა-აღდგენის პროცესის მიმდინარეობაზე დიდ გავლენას ახდენს არეაქციო ნარევის გარემო. მჟავა, ტუტე ან ნეიტრალურ გარემოში ერთი და იმავე ნივთიერების მჟანგავი თვისებები სხვადასხვაგვარია. მაგალითად: $KMnO_4$ მჟავა გარემოში აღდგება Mn^{+2}-მდე, ნეიტრალურში (H_2O) – Mn^{+4}-მდე, ხოლო ტუტე გარემოში – Mn^{+6}-მდე.



მჟავა გარემოს შესაქმნელად, ჩვეულებრივ, მორეაგირე ნივთიერებებს უმატებენ გოგირდმჟავას, ტუტე გარემოს შესაქმნელად – NaOH-ს ან KOH-ს, ხოლო ნეიტრალურ გარემოში ჟანგვას წყალბადსნარში ატარებენ. განვიხილოთ $KMnO_4$-ით Na_2SO_3-ის დაჟანგვა სხვადასხვა გარემოში:

მჟავა გარემოში:

$$2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 5Na_2\overset{+4}{S}O_3 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 5Na_2\overset{+6}{S}O_4$$

აღდგენის ნახევარრეაქცია:	2	$Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$
ჟანგვის ნახევარრეაქცია:	5	$S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6}$

ჟანგვა-აღდგენაში მონაწილე ელემენტების გათანაბრების შემდეგ გავათანაბროთ ჯერ კალიუმის ატომების რაოდენობა. ივი თანაბარი აღმოჩნდა. ახლა გავათანაბროთ მჟავას ნაშთები (SO_4^{2-}); მარჯვენა მხარეს არის 3 მოლი (დაჟანგვის შედეგად მიღებულის გარდა), ამიტომ გოგირდმჟავა უნდა ავიღოთ 3 მოლი და გამოყოფილი წყლის რაოდენობაც 3 მოლი იქნება.

ამრიგად, რეაქციის ტოლობა იქნება:

$$2KMnO_4 + 5Na_2SO_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + 3H_2O$$

ტუტე გარემოში:

$$K\overset{+7}{Mn}O_4 + Na_2\overset{+4}{S}O_3 + KOH \rightarrow K_2\overset{+6}{Mn}O_4 + Na_2\overset{+6}{S}O_4$$

აღდგენის ნახევარრეაქცია:	$Mn^{+7} + 1\bar{e} \rightarrow Mn^{+6}$
ჟანგვის ნახევარრეაქცია:	$S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6}$

$$2KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow 2K_2MnO_4 + Na_2SO_4$$

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

$$2KMnO_4 + Na_2SO_3 + 2KOH \rightarrow 2K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$$

ნეიტრალურ გარემოში:

$$K\overset{+7}{Mn}O_4 + Na_2\overset{+4}{S}O_3 + H_2O \rightarrow KOH + \overset{+4}{Mn}O_2 + Na_2\overset{+6}{S}O_4$$

აღდგენის ნახევარრეაქცია:	2	$Mn^{+7} + 3\bar{e} \rightarrow Mn^{+4}$
ჟანგვის ნახევარრეაქცია:	3	$S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6}$

$$2KMnO_4 + 3Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow 2KOH + 2MnO_2 + 3Na_2SO_4$$

ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების კლასიფიკაცია

არსებობს სამი სახის ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია: მოლეკულათშორისი, შიგა-მოლეკულური და დისმუტაცია (დისპროპორციონირება).

1) მოლეკულათშორისი ჟანგვა-აღდგენა მიმდინარეობს სხვადასხვა ნივთიერების მოლეკულებს შორის. რამდენიმე ასეთი რეაქცია უკვე განვიხილეთ.

2) შიგამოლეკულური ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია მიმდინარეობს ერთი ნივთიერების მოლეკულაში შემავალი სხვადასხვა ელემენტის ატომებს შორის. მაგ., ბერთოლეს მარილის კატალიზური დაშლისას:

$$\overset{+5}{K}\overset{}{Cl}O_3 \xrightarrow{t} \overset{-1}{K}\overset{}{Cl} + \overset{0}{O_2}$$

$$\begin{array}{l|l} 2 & Cl^{+5} + 6\bar{e} \rightarrow Cl^{-1} \\ 6 & O^{-2} - 2\bar{e} \rightarrow O^{0} \end{array}$$

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

3) 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:

$$\overset{+5}{K}\overset{}{Cl}O_3 \rightarrow \overset{-1}{K}\overset{}{Cl} + \overset{+7}{K}\overset{}{Cl}O_4$$

$$\begin{array}{l|l} 2 & Cl^{+5} + 6\bar{e} \rightarrow Cl^{-1} \\ 6 & Cl^{+5} - 2\bar{e} \rightarrow Cl^{+7} \end{array}$$

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

$$\begin{array}{l|l|l} 1 & 2 & Cl^{+5} + 6\bar{e} \rightarrow Cl^{-1} \\ 3 & 6 & Cl^{+5} - 2\bar{e} \rightarrow Cl^{+7} \end{array}$$

1-ისა და 3-ის ჯამია 4 (Cl^{+5}), ე.ი.

$$4KClO_3 \rightarrow KCl + 3KClO_4$$

დისმუტაციაა Cl_2-ის მოქმედება ცივი და ცხელი ტუტის ხსნარზე:

$$\overset{0}{Cl_2} - KOH \xrightarrow{\text{ცივი}} \overset{-1}{K}\overset{}{Cl} + \overset{+1}{K}\overset{}{Cl}O + H_2O$$

$$\begin{array}{l|l} 1 & Cl^{0} + 1\bar{e} \rightarrow Cl^{-1} \\ 1 & Cl^{0} - 1\bar{e} \rightarrow Cl^{+1} \end{array}$$

$$Cl_2 + 2KOH \xrightarrow{\text{ცივ.}} KCl + KClO + H_2O$$

$$\overset{0}{Cl_2} + KOH \xrightarrow{\text{ცხელი}} \overset{-1}{K}\overset{}{Cl} + \overset{+5}{K}\overset{}{Cl}O_3 + H_2O$$

$$\begin{array}{l|l} 5 & Cl^{0} + 1\bar{e} \rightarrow Cl^{-1} \\ 1 & Cl^{0} - 5\bar{e} \rightarrow Cl^{+5} \end{array}$$

$$3Cl_2 - 6KOH \xrightarrow{\text{ცხელი}} 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$$

აღდგენის სტანდარტული პოტენციალი

ნაერთიერების დაჟანგვისა და აღდგენის უნარის საზომი არის აღდგენის სტანდარტული პოტენციალი. საერთაშორისო შეთანხმების თანახმად სტანდარტად ალებულ იქნა წყალბადის აღდგენის სტანდარტული პოტენციალი (E^0) ნახევარაღდგენის რეაქციაში, რომელიც 25°C ტემპერატურისა და 101.325 კპა წნევის პირობებში ნულის ტოლად არის მიჩნეული. სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების ცხრილში (იხ. დანართი) აღდგენილი ფორმების ზრდის მიხედვით გაერთიანებულია როგორც მეტალები, ისე არამეტალებიც.

სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი იცვლება −3 ვოლტიდან +3 ვოლტამდე. რაც უფრო აქტიურია მეტალი, მით უფრო ნაკლებია მისი ელექტროდული პოტენციალი, ანუ რაც უფრო დიდია ელექტროდული პოტენციალის ალგებრული მნიშვნელობა, მით უფრო ადვილად აღდგება იგი. რაც უფრო მცირეა ელექტროდული პოტენციალის ალგებრული მნიშვნელობა, მით უფრო ადვილად იჟანგება იგი.

ელექტროდული პოტენციალის საშუალებით შესაძლებელია დავადგინოთ ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის შესაძლებლობა ამა თუ იმ მიმართულებით. ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია მიმდინარეობს იმ შემთხვევაში, თუ:

$$E^0_{\text{ჟან.}} - E^0_{\text{აღდგ.}} \geq 0.1 \text{ ვ}$$

მაგალითად, დაიჟანგება თუ არა თუთია ნიკელის სულფატის ხსნარში?

$$Zn^0 + Ni^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Ni^0$$

თუთიის აღდგენის ელექტროდული პოტენციალის ($Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Zn^0$) მნიშვნელობა უდრის −0.744 ვ-ს, ხოლო ნიკელისა ($Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni^0$) არის −0.234 ვ. სხვაობა $E^0_{\text{ჟან.}} - E^0_{\text{აღდგ.}} = -0.234 - (-0.744) = 0.510$ ვ-ია, ეს კი იმას ნიშნავს, რომ თუთია უფრო ადვილად გასცემს ელექტრონს ვიდრე ნიკელი. ე.ი. თუთია გადასცემს ელექტრონს Ni^{2-}-იონებს: თუთია დაიჟანგება და ნიკელის იონი − აღდგება.

წარმოთქმა თუ არა ჟანგვა-აღდგენის რეაქცია:

$$Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2 \quad ?$$

თუთიის ჟანგვის ($Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2\bar{e}$) ელექტროდული პოტენციალი +0.744 ვ-ია, (შებრუნებულ პროცესს ნიშანი შეუცვლება), წყალბადისა კი ნულის ტოლია ($E^0_{2H^+/H_2} = 0.000$). მათ შორის სხვაობა +0.744 ვ-ია, ეს კი იმას ნიშნავს, რომ თუთია მჟავიდან გამოაძევებს წყალბადს.

ახლა ვნახოთ, შეუძლია თუ არა სპილენძს გამოაძევოს წყალბადი მჟავებიდან.

სპილენძის ჟანგვის ($Cu^0 \rightarrow Cu^{2+} + 2\bar{e}$) ელექტროდული პოტენციალია −0.340 ვ, წყალბადის კი ნულის ტოლია, ამიტომ სხვაობა უარყოფითია:

$E^0_{\text{რეაქც.}} = -0.340$ ვ-ს, რაც კი იმას ნიშნავს, რომ ეს რეაქცია არ წარიმართება: $Cu + 2H^+ \nrightarrow Cu^{2+} + H_2$.

წარიმართება თუ არა რეაქცია:

$$Mn + Ni^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Ni \ ?$$

ჟანგვის ნახევარრეაქცია ანოდზე:

$$Mn^0 \rightarrow Mn^{2+} + 2\bar{e}, \quad E^0_{Mn/Mn^{2+}} = +1.029 \text{ ვ.}$$

აღდგენის ნახევარრეაქცია კათოდზე:

$$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Ni^0, \quad E^0_{Ni^{2+}/Ni} = -0.234 \text{ ვ.}$$

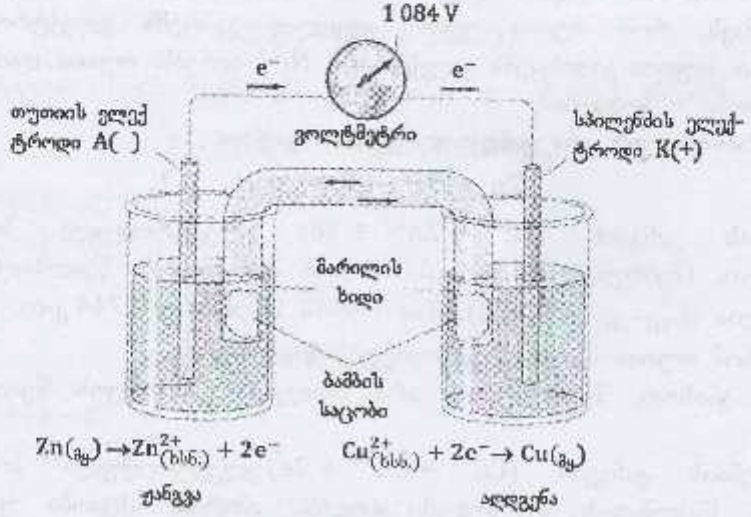
$$E^0_{\text{რეაქც.}} = E^0_{Mn/Mn^{2+}} - E^0_{Ni^{2+}/Ni} = 1.029 - (-0.234) = 1.263 \text{ ვ.}$$

რეაქციის დადებითი ელექტროდული პოტენციალი ნიშნავს, რომ ეს რეაქცია მიმდინარეობს.

გალვანური ელემენტი

გალვანური ელემენტი – დენის ქიმიური წყარო, წარმოადგენს ისეთ მოწყობილობას, რომლის საშუალებითაც ქიმიური პროცესის შედეგად წარმოქმნილი ელექტრომამოძრავებელი ძალა (ემძ) წარმოიქმნება. გალვანური ელემენტი ორი ნაწილისაგან შედგება – ერთში წარიმართება ჟანგვის ნახევარრეაქცია, ხოლო მეორეში – აღდგენის ნახევარრეაქცია.

გალვანური ელემენტის კლასიკური მაგალითია დანიელის ელემენტი. მისი ერთი ნაწილი – ნახევარელემენტი შედგება თუთიის ღეროსაგან, რომელიც ჩაშვებულია $ZnSO_4$-ის ხსნარში.



აქ მიმდინარეობს დაჟანგვის პროცესი:

$$Zn_{(ზ.)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ხსნ.)} + 2\bar{e}$$

თუთიის ღერო ანოდის როლს ასრულებს, რამდენადაც თუთიის დაჟანგვა ხდება.

მეორე ნახევარელემენტი შედგება სპილენძის ღეროსაგან, რომელიც ჩაშვებულია $CuSO_4$-ის ხსნარში. აქ მიმდინარეობს აღდგენის პროცესი:

$$Cu^{2+}_{(ხსნ.)} + 2\bar{e} \rightarrow Cu_{(ზ.)}$$

სპილენძის ღერო კათოდის როლს ასრულებს.

თუ ამ ორ ნახევარელემენტს ერთმანეთს დავუკავშირებთ მარილის ხიდით, სადაც KCl-ის ხსნარია მოთავსებული და ელექტროგამტარის როლს ასრულებს, წარმოიქმნება ე.წ. დანიელის ელემენტი, სადაც ელექტრონები აქტიური მეტალიდან (Zn) მიემართება პასიური მეტალისკენ (Cu) და გალვანურ წრედში წარმოიქმნება ელექტროდენი.

დანიელის ელემენტი სქემატურად ასე ჩაიწერება:

$$Zn \,/\, ZnSO_4 \parallel CuSO_4 \,/\, Cu$$

წრედის შეკვრის შედეგად ელემენტში მიმდინარეობს შემდეგი ელექტროდული პროცესები:

ჟანგვის ნახევარრეაქცია: $Zn^0 \xrightarrow{-2\bar{e}} Zn^{2+}$

აღდგენის ნახევარრეაქცია: $Cu^{2+} \xrightarrow{+2\bar{e}} Cu^0$

ყოველი გალვანური ელემენტი შედგება ორი ელექტროდისაგან: ერთი ელექტრონების მიმწოდებელია (დონორია), მეორე – მიმღები (აქცეპტორი).

ელემენტის უარყოფითი პოლუსია პასიური მეტალი, დადებითი პოლუსი – აქტიური მეტალი. გალვანური ელემენტის ძაბვა მით უფრო მეტია, რაც უფრო მეტად განსხვავდებიან მათი სტანდარტული პოტენციალები. მაგალითად, დანიელის გალვანური ელემენტის ძაბვა უდრის:

$$U = E^0_{Cu} - E^0_{Zn} = +0.340 - (-0.744) = 1.084\ ვ.$$

ყველაზე დიდი ძაბვა აქვს ლითიუმ-სპილენძის გალვანურ ელემენტს[13]:

$$U = E^0_{Cu} - E^0_{Li} = +0.340 - (-3.045) = 3.385\ ვ.$$

ლითიუმ-სპილენძის ელემენტები ფართოდ გამოიყენება კალკულატორებში, ელექტრონულ საათებში და სხვ.

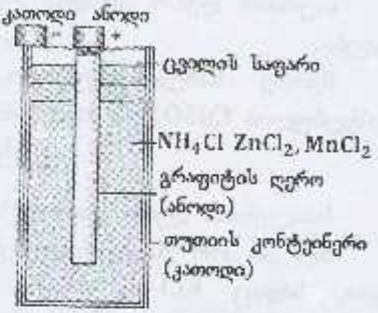
1877 წ. ფრანგმა ინჟინერმა ჟ. ლეკლანშემ შეიმუშავა მშრალი ელემენტის დამზადების ტექნოლოგია. მისი ელემენტი ($C/NH_4^+ \parallel Cl^-/Zn$) შედგება გრაფი-

[13] ამ ელემენტს დანიელის ელემენტს უწოდებენ (რედ.)

ტისაგან (დადებითი პოლუსი) და თუთიისაგან (უარყოფითი პოლუსი). ელექტროლიტის სახით ჟ. ლეკლანშემ გამოიყენა გელში გახსნილი NH_4Cl.

ანოდზე მიმდინარეობს თუთიის დაჟანგვა:

$$Zn_{(ტ.)} \rightarrow Zn^{2+}_{(ხსნ.)} + 2\bar{e}$$



კათოდზე – ამონიუმის იონის აღდგენა:

$$2NH^+_{4\,(ხსნ.)} + 2\bar{e} \rightarrow 2NH_{3(აირ.)} + H_{2(აირ.)}$$

გრაფიტის ღეროს ირგვლივ მოთავსებულია MnO_2-ის ფხვნილი, რომელსაც წარმოქმნილი წყალბადი წყლის მოლეკულაში გადაჰყავს. წარმოქმნილი **ემძ** უდრის:

$$U = E^0_{Li} - E^0_{NH_4^+} = 1.5\ ვ.$$

გალვანური ელემენტის ელექტრომამოძრავებელი ძალის (ემძ-ს) გამოთვლა იხილეთ დამატება 7-ში.

1.7 დისპერსიული სისტემები

სისტემას, რომელშიც ერთი ნივთიერება დანაწევრებულია და განაწილებულია მეორეში, დისპერსიული სისტემა ეწოდება. დისპერსიული სისტემა შედგება დისპერსიული ფაზისა და დისპერსიული გარემოსაგან. დისპერსიულ სისტემაში დანაწევრებულ ნივთიერებას დისპერსიული ფაზა ეწოდება, ხოლო ნივთიერებას, რომელშიც 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 ამღვრეული მდინარე.

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

სუსპენზია, ემულსია და კოლოიდური ხსნარები არაერთგვაროვანი ნარევებია, ხოლო ჭეშმარიტი ხსნარი — 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 ისევე როგორც კოლოიდური, ჭეშმარიტი ხსნარების დისპერსიული ფაზისა და გარემოს დაცილებაც შეუძლებელია გაფილტვრის საშუალებით.

ჭეშმარიტი ხსნარისაგან განსხვავებით, კოლოიდურ ხსნარში სინათლის სხივის გატარებისას ჩანს მნათი კონუსი. ამ მოვლენას ტინდალის ეფექტი ეწოდება.

კოლოიდების კლასიფიკაცია ხდება დისპერსიული გარემოსა და ფაზის

აგრეგატული მდგომარეობის მიხედვით, არჩევენ შემდეგი სახის კოლოიდებს:

დისპერსიული გარემო	ფაზა	მაგალითი	კოლოიდის სახელწოდება
აირი	სითხე	ნისლი, ღრუბელი, გაფრქვეული საღებავი ან ლაქი	აეროზოლი
	მყარი	კვამლი, მტვერი	
სითხე	აირი	აორთქლებული ნაღები, საპნის ქაფი	ქაფი
	სითხე	რძე, მაიონეზი	ემულსია
	მყარი	კარ-რძე, საღებავები	ზოლი
მყარი	აირი	პოლიურეთანები, კორპი	მყარი ქაფი
	სითხე	ჟელე, აგარი	გელი
	მყარი	შენადნობები	მყარი ზოლი

1.7.1 ხსნარები

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

ხსნარი, როგორც ერთგვაროვანი ნარევი ჰგავს როგორც ქიმიურ ნაერთს, ისე მექანიკურ ნარევს. მექანიკური ნარევის მსგავსად ხსნარი შეიძლება მზოლოდ ფიზიკური მეთოდებით დაიყოს შემადგენელ კომპონენტებად. ქიმიური ნაერთის მსგავსად ხსნარიც ერთგვაროვანია, მაგრამ მისგან განსხვავებით მუდმივი შედგენილობა არა აქვს. ამრიგად, ხსნარს გარდამავალი ადგილი უკავია მექანიკურ ნარევსა და ქიმიურ ნაერთს შორის.

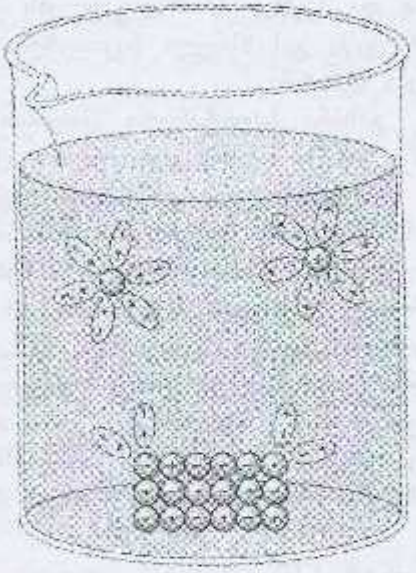
გახსნის პროცესი

გასახსნელი ნივთიერების განაწილებას გამხსნელის მთელ მოცულობაში გახსნა ეწოდება. გახსნა რთული პროცესია და წარმოადგენს ფიზიკური და ქიმიური პროცესების ერთობლიობას. გახსნის პროცესში გასახსნელი ნივთიერებისა და გამხსნელის მოლეკულებს შორის მოქმედებს მოლეკულათშო-

რისი მიზიდვის ძალები. თუ ეს ძალები ისეთივე რიგისაა, როგორისაც გამხსნელისა და გამხსნელის ნივთიერებებში მოქმედი შიდა ძალები, მაშინ ადვილია 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 ისე ორიენტირდება, რომ ჟანგბადის ატომისაკენ მოქცეული ექნებათ დადებითი პოლუსი, ხოლო ნატრიუმის კატიონისაკენ – უარყოფითი.

წყლის მოლეკულებსა და კრისტალის იონებს შორის აღიძვრება მიზიდვის ძალები. ეს ძალები საკმარისია იმისათვის, რომ კრისტალური გისოსი დაშალოს ცალკეულ იონებად, რომლებიც შემდგომ შეერთდება წყლის მოლეკულებს და წარმოქმნის ჰიდრატირებულ იონებს. ამ უკანასკნელ პროცესს ჰიდრატაცია ეწოდება. ჰიდრატირებული იონები თანაბრად განაწილდება ხსნარის მთელ მოცულობაში და წარმოქმნის ერთგვაროვან ნარევს. ამ შემთხვევაში Na^+-ის და Cl^--ის იონებსა და წყლის მოლეკულებს შორის აღძრული მიზიდვის ძალები უფრო ძლიერი აღმოჩნდა, ვიდრე კრისტალურ გისოსში აღნიშნულ იონებს შორის მოქმედი მიზიდვის ძალები. ამის გამო წყლის მოლეკულები შლის NaCl-ის კრისტალურ გისოსს. საზოგადოდ, წყალში გახსნის პროცესში მიმდინარეობს კრისტალური გისოსის 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 ეფექტი დადებითია, ე.ი. $Q_ჰ>0$. იმის მიხედვით, თუ რომელი სითბო სჭარბობს, ხსნარის ტემპერატურა ან აიწევს, ან დაიწევს. თუ გამოყოფილი სითბო სჭარბობს შთანთქმულს, მაშინ ხსნარის ტემპერატურა აიწევს. თუ პირიქითაა – დაიწევს. მჟავებისა და ტუტეების წყალში გახსნის დროს სითბო გამოიყოფა, ხოლო მარილების წყალში გახსნის დროს სითბო შთაინთქმება და ხსნარი გაცივდება. უწყლო მარილები, რომლებიც წყალთან ურთიერთქმედებისას კრისტალჰიდრატებს წარმოქმნის, გახსნის დროს სითბოს გამოყოფს და ხსნარი ცხელდება;

მაგალითად, უწყლო Na_2CO_3-ის გახსნის დროს ხსნარი გაცხელდება, 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 ნახშირბადში (CCl_4) — არ იხსნება, რადგან CCl_4-ის მოლეკულებია და მარილის იონებს შორის მიზიდვის ძალები არ არის საკმარისი იმისათვის, რომ კრისტალურ გისოსში იონებს შორის მოქმედი მიზიდვის ძალები გააბათილოს. 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 რიგისაა, როგორისაც CCl_4-ისა და C_6H_{14}-ის მოლეკულებს შორის მიზიდვის ძალები. ანალოგიურ შემთხვევაში გასახსნელი ნივთიერება ცალკეული მოლეკულების სახით განაწილდება ხსნარში.

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

ენერგეტიკული ფაქტორის გავლენით გახსნა მიმდინარეობს სისტემის შინაგანი ენერგიის შემცირების მიმართულებით. ამის გამო სპონტანური პროცესი ყოველთვის ეგზოთერმულია. არსებობს ისეთი სპონტანური პროცესი, რომლის დროსაც ენერგიის შემცირება არ ხდება. ზშირად 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 უწესრიგოდ გაიფანტოს მთელ სისტემაში და გადავიდეს ქაოსურ მდგომარეობაში.

ხსნადობის კოეფიციენტი

კრისტალური ნივთიერების წყალში გახსნის დროს კრისტალური მესერი ირღვევა და კრისტალის გისოსის კვანძებში მოთავსებული იონები ან მოლეკულები ჰიდრატირებული სახით ქაოსურად მოძრაობენ. ხსნარში მათი კონცენტრაციის გაზრდა იწვევს ჰიდრატირებული ნაწილაკების შეჯახების ჯერ 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.

$$\text{კრისტალი} + \text{გამხსნელი} \underset{\text{კრისტალიზაცია}}{\overset{\text{გახსნა}}{\rightleftharpoons}} \text{ხსნარი} \pm Q$$

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 ალებული 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 ხსნადობას მოცემულ ტემპერატურაზე საზღვრავენ ნაჯერ ხსნარში არსებული ნივთიერების მასის ფარდობით გამხსნელის მოცულობასთან:

$$S^{t^\circ} = \frac{m(\text{ნივთიერების})}{V(\text{გამხსნელის})}$$

m – არის ნივთიერების მასა გრამებით (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 $S^{20^\circ C}_{NaCl} = 360$ გ/ლ; $S^{20^\circ C}_{KCl} = 340$ გ/ლ; $S^{20^\circ C}_{AgNO_3} = 2280$ გ/ლ და ა.შ. ნივთიერება შეიძლება იყოს ადვილად ხსნადი, მცირედ ხსნადი და პრაქტიკულად უხსნადი. ადვილად ხსნადია ნივთიერება, რომლის ხსნადობა 20°C-ზე აღემატება 10 გ/ლ-ს ე.ი. $S^{20^\circ C}_{\text{ნივთ.}} > 10$ გ/ლ. მცირედ ხსნადია ნივთიერება, რომლის ხსნადობა 20°C-ზე 0.01-დან – 10 გ/ლ-მდეა, ე.ი. $0.01 \text{ გ/ლ} < S^{20^\circ C}_{(\text{ნივთ})} < 10$ გ/ლ. ნივთიერება პრაქტიკულად უხსნადია, თუ $S^{20^\circ C} < 0.01$ გ/ლ. აბსოლუტურად უხსნადი ნივთიერება კი არ არსებობს. პრაქტიკულად უხსნადი ნივთიერების მაგალითია AgI, რომლის ხსნადობა 20°C-ზე $3 \cdot 10^{-6}$ გ/ლ-ია.

მყარი ნივთიერების ხსნადობა დამოკიდებულია ტემპერატურაზე. როგორც წესი, მყარი ნივთიერების უმრავლესობის ხსნადობა ტემპერატურის გაზრდით იზრდება. გამონაკლისია: Na_2SO_4, $CaSO_4$, Li_2CO_3 და სხვ. ნატრიუმის სულფატის (Na_2SO_4) ხსნადობა ტემპერატურის 30°C-მდე გაზრდით იზრდება, უფრო მაღალ ტემპერატურაზე კი – მცირდება. $CaSO_4$-ის ხსნადობა 60°C-მდე იზრდება, შემდგ კი – მცირდება, ხოლო Li_2CO_3 ხსნადობა ტემპერატურის გაზრდით საერთოდ მცირდება. ტემპერატურის გაზრდით მცირდება $Ca(OH)_2$-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 მასა ან 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 (ω) უდრის ხსნარში გახსნილი ნივთიერების მასის შეფარდება ხსნარის მასასთან.

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

მასური წილი პროცენტებით (ω%) გვიჩვენებს 100 გ ხსნარში გახსნილი ნივთიერების მასას, მაგალითად, ω%(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

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

ν არის გახსნილი ნივთიერების მოლთა რაოდენობა, V(ხს) ხსნარის მოცულობა ლიტრობით. ამიტომ მოლური კონცენტრაციის განზომილებაა მოლი/ლ.

თუ 1 ლ ხსნარში გახსნილია ნივთიერების 2 მოლი, ასეთ ხსნარს ორმოლური ეწოდება და აღინიშნება 2 M-ით. თუ 1 ლ ხსნარში გახსნილია ნივთიერების 0.1 მოლი, ასეთ ხსნარს დეციმოლური ეწოდება და აღინიშნება 0.1 M-ით და ა.შ.

განვიხილოთ ხსნარის კონცენტრაციის განსაზღვრის რამდენიმე მაგალითი:

1) 175 გ წყალში გახსნილია 25 გ NaCl. განსაზღვრეთ გახსნილი NaCl-ის მასური წილი.

მოც: $m(NaCl) = 25$ გ
$m(H_2O) = 175$ გ
უ.გ. $\omega(NaCl)$

$$\omega(NaCl) = \frac{m(NaCl)}{m(ხს)} = \frac{m(NaCl)}{m(NaCl) + m(H_2O)} = \frac{25}{175 + 25} = 0.125 \text{ გ}$$

$\omega\% = 12.5\%$

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

მოც: $m(ხსნ) = 500$ გ
$\omega\%(მარილი) = 18\%$
უ.გ. $m(მარილი)$
$m(H_2O)$

$$m(მარილი) = m(ხსნ) \cdot \omega = 500 \cdot 0.18 = 90 \text{ გ}$$

$$m(H_2O) = m(ხსნ) - m(მარილი) = 500 - 90 = 410 \text{ გ}$$

1.8 ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია

ნივთიერებები მათი წყალხსნარის ბუნების მიხედვით იყოფა ორ ჯგუფად: ელექტროლიტებად და არაელექტროლიტებად. ელექტროლიტის წყალხსნარი ელექტროდენს ატარებს, ხოლო არაელექტროლიტის წყალხსნარი – არა. ელექტროლიტებია იონური და პოლარულ-კოვალენტური ბმის შემცველი ნაერთები: მჟავები, ტუტეები და მარილები, ხოლო არაელექტროლიტებია კოვალენტური ნაერთები: შაქარი, გლიცერინი, ღვინის სპირტი, ბენზოლი და სხვა ორგანული ნაერთები.

ელექტროლიტის წყალხსნარში იონებია, რომლებიც მუხტის გადამტანებია, არაელექტროლიტის ხსნარში კი – ნეიტრალური მოლეკულები. ამიტომ ელექტროლიტის წყალხსნარი დენს ატარებს, არაელექტროლიტისა კი – არა[14].

იონური ნაერთების წყალში გახსნის მექანიზმი განვიხილოთ სუფრის მარილის მაგალითზე. ელექტროდენს ატარებს არამარტო წყალხსნარი, არამედ გამდნარი ელექტროლიტიც. მყარი ელექტროლიტის კრისტალური გისოსის კვანძებში მოთავსებულ იონებს გადაადგილების უნარი არა აქვს, ამიტომ მყარ მდგომარეობაში ელექტროლიტი დენს ვერ ატარებს.

ელექტროლიტის იონებად დაშლას მის წყალხსნარსა ან ნალღობში, ელექტროლიტური დისოციაცია ანუ იონიზაცია ეწოდება. ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია შეიქმნა 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: $KA \rightarrow K^+ + A^-$.
2) ელექტროლიტური დისოციაცია შექცევადი პროცესია, ე.ი. ხსნარში იონები ეჯახება ერთმანეთს და წარმოქმნის ისევ ნეიტრალურ მოლეკულას. შებრუნებულ პროცესს ასოციაცია (მოლეკულიზაცია) ეწოდება. ამის გამო ელექტროლიტური დისოციაცია გამოისახება ორი ურთიერთსაპირისპირო ისრით: $KA \rightleftarrows K^+ + A^-$.

   ძლიერი ელექტროლიტი მართალია, მთლიანად დისოცირდება, მაგრამ ხსნარში იონებს შორის ურთიერთქმედება ძლიერ განზავებულ ხსნარშიც კი გამორიცხული არ არის. ამიტომ ელექტროლიტური დისოციაციის დაწერისას უნდა გავითვალისწინოთ იონების ასოციაცია და იონური წყვილების წარმოქმნაც.
3) იონები ხსნარში ქაოსურად მოძრაობს, მაგრამ ელექტროდენის გატარებისას მოძრაობა მოწესრიგებული ხდება. დადებითად დამუხტული იონები მიემართება კათოდისაკენ – უარყოფითად დამუხტული ელექტროდისაკენ, ამიტომ

---

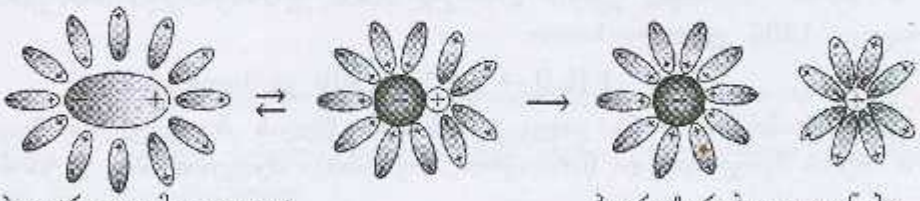
[14] ელექტროლიტები და არაელექტროლიტები ასეთივე თვისებებს ამჟღავნებენ ნალღობებშიც (რედ.).

მათ კატიონები ეწოდება. უარყოფითად დამუხტული იონები მიეშაროება ანოდისაკენ – დადებითად დამუხტული ელექტროდისაკენ, ამიტომ მათ ანიონები ეწოდება.

4) კატიონებია წყალბადის, ამონიუმის და მეტალების იონები – H^+, NH_4^+ და Me^{n+}. ანიონებია ჰიდროქსიდის და მჟავას ნაშთის იონები – OH^- და R^{n-}.
5) კატიონების და ანიონების მუხტების რაოდენობა სიდიდე ჟანგვის ხარისხის ტოლია. მაგალითად: $Cl^-, NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}, Na^+, Ca^{2+}, Al^{3+}$ და სხვ.
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 მეტალია, ხოლო სპილენძის ჰიდრატირებული იონი $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ – ლურჯია. ქრომი ძოერცხლისფრო-თეთრი მეტალია, ხოლო ჰიდრატირებული იონი $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ მწვანეა. ქლორი (Cl_2) მომწვანო-მოყვითალო აირია, ხოლო ქლორის იონი Cl^- უფეროა და მარტივი ნივთიერებისგან განსხვავებით მომწამლავი არ არის. მეტალური 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 კატიონის ან ანიონის ფერი განაპირობებს.

1.8.1 მჟავების ელექტროლიტური დისოციაცია

უწყლო მჟავები (H_2SO_4, H_3PO_4, HNO_3) ელექტროდენს არ ატარებს, რაც იმის მაჩვენებელია, რომ მათი მოლეკულა არაიონურია. ბმა მჟავურ წყალბადატომსა და მჟავას ნაშთს შორის კოვალენტურ-პოლარულია, ხოლო მოლეკულა – პოლარული. მჟავას წყალში გახსნისას პოლარული მოლეკულა იხლიჩება იონებად. მაგალითად:



პოლარული მოლეკულა ჰიდრატირებული იონები

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

$HCl \rightleftarrows H^+ - Cl^-$ $HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^-$ $HClO_4 \rightleftarrows H^+ + ClO_4^-$

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

$H_2SO_4 \rightleftarrows H^+ + HSO_4^-$ (I სტადია)

$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$ (II სტადია)

სამფუძიანი მჟავა დისოცირდება სამ სტადიად:

$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$ (I სტადია)

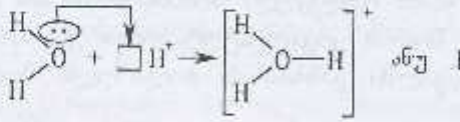
$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$ (II სტადია)

$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$ (III სტადია)

ყველაზე ადვილად მიმდინარეობს დისოციაციის I სტადია, ყველაზე ძნელად – ბოლო სტადია. პირველ სტადიაზე წყალბადის კატიონი ნეიტრალური მოლეკულიდან წყდება, ხოლო შემდგომებზე – უარყოფითად დამუხტული მჟავას ანიონებიდან 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 (H^+) ანუ პროტონი. მჟავას ყველა დამახასიათებელი თვისება (ლაკმუსის გაწითლება, მეთილნარინჯის გაწითლება, მჟავე გემო და ფუძეების გაneიტრალების უნარი) განპირობებულია წყალბადის კატიონით. ამიტომ ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიით მჟავა ისეთი ელექტროლიტია, რომლის წყალხსნარში დისოციაციის შედეგად წარმოქმნილ იონებს შორის კატიონი მხოლოდ წყალბადის იონია.

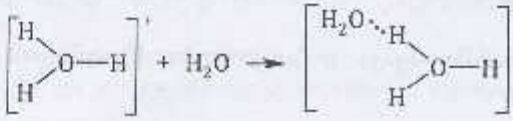
წყალხსნარში წყალბადის კატიონი უკავშირდება წყლის მოლეკულას დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით და წარმოქმნის ჰიდროქსონიუმის იონს:

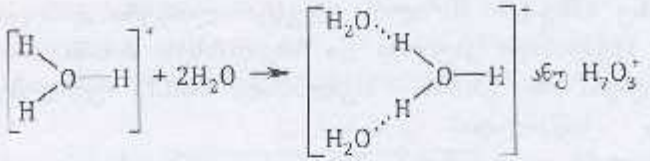

ანუ H_3O^+

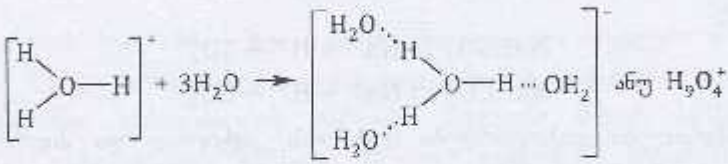
პროტონის მიერთება წყლის მოლეკულასთან ეგზოთერმული პროცესია და გამოიყოფა 1300 კჯ/მოლი სითბო.

$$H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+ + 1300 \text{ კჯ/მოლი}$$

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


ანუ $H_5O_2^+$





ჰიდროქსონიუმის ჰიდრატირებული კატიონებიდან ყველაზე მდგრადია $H_5O_2^+$ კატიონი.

ჩვეულებრივ, მჟავების ელექტროლიტური დისოციაციის შედეგად წარმოიქმნება ჰიდროქსონიუმის იონი $H_5O_2^+$, მაგრამ სიმარტივისთვის მჟავების ელექტროლიტურ დისოციაციაში წერენ მხოლოდ პროტონს (H^+).

1.8.2 ტუტეების ელექტროლიტური დისოციაცია

ტუტე წყალში გახსნისას დისოცირდება მეტალის კატიონად და ჰიდროქსიდის ანიონად:

$$NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^- \qquad KOH \rightleftarrows K^+ + OH^-$$

$$Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2OH^- \qquad Ba(OH)_2 \rightleftarrows Ba^{2+} + 2OH^-$$

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 (OH^-), ამიტომ ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად ფუძე ისეთი ელექტროლიტია, რომლის წყალხსნარში დისოციაციის დროს წარმოქმნილ იონებს შორის ანიონია მხოლოდ ჰიდროქსიდის იონი (OH^-).

1.8.3 მარილების ელექტროლიტური დისოციაცია

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

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^- \qquad KNO_3 \rightleftarrows K^+ + NO_3^-$$

$$CuSO_4 \rightleftarrows Cu^{2+} + SO_4^{2-} \qquad Al_2(SO_4)_3 \rightleftarrows 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$$

სრული ანუ საშუალო მარილის ელექტროლიტური დისოციაციის შედეგად წარმოიქმნება სხვადასხვა კატიონი და სხვადასხვა ანიონი. ამიტომ მარილებს საერთო თვისებები არ გააჩნია. მაგალითად, $NaCl$ აუცილებელია ადამიანისათვის, $HgCl_2$ – საწამლავია.

მჟავა მარილები დისოცირდება მეტალის და წყალბადის კატიონად და მჟავას ანიონად:

$$NaHSO_4 \rightleftarrows Na^+ + H^+ + SO_4^{2-}$$
$$NaHCO_3 \rightleftarrows Na^+ + H^+ + CO_3^{2-}$$

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

$$Ca(OH)Cl \rightleftarrows Ca^{2+} + OH^- + Cl^-$$
$$Ba(OH)NO_3 \rightleftarrows Ba^{2+} + OH^- + NO_3^-$$

ორმაგი მარილები დისოცირდება სხვადასხვა მეტალის კატიონებად და მჟავას ნაშთის ანიონად:

$$NaKSO_4 \rightleftarrows Na^+ + K^+ + SO_4^{2-}$$
$$KAl(SO_4)_2 \rightleftarrows K^+ + Al^{3+} + 2SO_4^{2-}$$

შერეული მარილები დისოცირდება მეტალის კატიონად და სხვადასხვა ნაშთის ანიონად:

$$Ca(Cl)ClO \rightleftarrows Ca^{2+} + Cl^- + ClO^-$$

კომპლექსური მარილები დისოცირდება მეტალის კატიონად და კომპლექსურ ანიონად:

$$K_3[Fe(CN)_6] \rightleftarrows 3K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-}$$
$$K_4[Fe(CN)_6] \rightleftarrows 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$$

კომპლექსური იონები – $[Fe(CN)_6]^{3-}$ და $[Fe(CN)_6]^{4-}$ – შემადგენელ ნაწილებად ალარ დისოცირდება (რასაც კვადრატული ფრჩხილი გვიჩვენებს).

1.8.4 დისოციაციის ხარისხი

ს. არენიუსის თეორიის თანახმად, სხვადასხვა ელექტროლიტი სხვადასხვა ოდენობით დისოცირდება ხსნარში. ზოგიერთი ელექტროლიტი მთლიანად დისოცირდება, ზოგიერთი კი – ნაწილობრივ. ელექტროლიტის იონებად დაშლის რაოდენობითი მახასიათებელია დისოციაციის ხარისხი, რომელიც α (ალფა) ასოთი აღინიშნება.

დისოციაციის ხარისხი (α) უდრის იონებად დაშლილი მოლეკულების რიცხვის შეფარდებას ხსნარში გახსნილი მოლეკულების საერთო რიცხვთან:

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

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

$$\alpha = \frac{C\ (\text{იონების})}{C\ (\text{ელექტროლიტის})}$$

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, α=30% ნიშნავს, რომ 100 მოლეკულიდან დისოცირებულია 30.

დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია: გამხსნელის დიელექტრიკულ შეღწევადობაზე (ε), ხსნარის ტემპერატურასა და ხსნარის კონცენტრაციაზე. ყველაზე დიდი დიელექტრიკული შეღწევადობა აქვს წყალს (ε =81). იგი 81-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.

დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია ხსნარში თანამოსაზღვრე იონის კონცენტრაციაზე, რომელიც ლე შატელიეს პრინციპის თანაბმად ქიმიურ წონასწორობას გადასწევს ამ იონის კონცენტრაციის შემცირების მიმართულებით. $CuCl_2$-ის დისოციაციის ხარისხი ($CuCl_2 \rightleftarrows Cu^{2+} + 2Cl^-$) HCl-ის დამატებისას მცირდება წონასწორობის მარცხნივ გადაწევის გამო, რასაც Cl^- იონების კონცენტრაციის გაზრდა იწვევს.

ძლიერი 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 3%-დან 30%-მდეა. სუსტი კი არის

ელექტროლიტი, რომლის დისოციაციის ხარისხი 3%-ზე ნაკლებია.

მარილები და ტუტეები ძლიერი ელექტროლიტებია ($CuCl_2$-ის, $HgCl_2$-ის, NH_4OH-ის გარდა), ხოლო მჟავა შეიძლება იყოს როგორც ძლიერი, ისე საშუალო და სუსტი ელექტროლიტი.

განზავებულ ხსნარებში (20°C-ზე) მჟავების დისოციაციის ხარისხი

მჟავა	α%	მჟავა	α%	მჟავა	α%
$HClO_4$	96%	H_2SO_4	58%	H_2CO_3	0.17%
HI	95%	H_3PO_4	26%	H_2S	0.1%
HBr	93%	H_2SO_3	20%	HClO	0.01%
HCl	92%	HF	8%	H_3BO_3	0.01%
HNO_3	92%	CH_3COOH	1.3%		

ზოგადად მჟავას დისოციაცია ასეთი სქემით გამოისახება:

$$HA \rightleftarrows H^+ + A^-$$

დისოციაციის ხარისხი $\alpha = [H^+]/[HA]$, აქედან გამომდინარეობს, რომ დისოციაციის ხარისხი დამოკიდებულია ელექტროლიტის კონცენტრაციაზე და ხსნარის განზავებით იცვლება, ამიტომ ეგი ელექტროლიტის ძალის პროცესს ზუსტად ვერ ასახავს. ელექტროლიტის სიძლიერეს უფრო ზუსტად ასახავს დისოციაციის კონსტანტა $K_დ$.

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

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

დისოციაციის კონსტანტა არ არის დამოკიდებული ხსნარის კონცენტრაციაზე, რადგან წონასწორობის პირობებში კონცენტრაციები არ იცვლება. რაც უფრო დიდია $K_დ$-ს რიცხვითი მნიშვნელობა, მით უფრო ადვილად იშლება ელექტროლიტი იონებად, რაც უფრო მცირეა $K_დ$, მით უფრო სუსტია მჟავა. $K_დ$ არაა დამოკიდებული ტემპერატურასა და განზავებაზე.

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 წეტრალური მოლეკულა თითქმის არ არის. ძლიერი მჟავებია: $HClO_4$, HI, HBr, HCl, HNO_3, H_2SO_4.

სუსტი მჟავა ხსნარში ძირითადად მოლეკულების სახით არსებობს. დისო-

ციაციის I საფეხურზე $K_1 \approx 10^{-7}$ ან უფრო ნაკლებია.

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

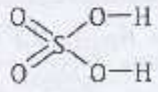
უჟანგბადო მჟავას სიძლიერე დამოკიდებულია მჟავას ნაშთის ანიონის ზომასა და რადიუსზე. რაც უფრო მცირეა ანიონის ზომა და დიდია მისი რადიუსი, მით უფრო ძლიერია მჟავა. ყველაზე ძლიერია VIIA ჯგუფის წყალბადნაერთების წყალხსნარები. მათი სიძლიერე შემდეგი თანმიმდევრობით იზრდება:

$$HCl < HBr < HI$$

ფთორწყალბადმჟავა კი წყალბადური ბმების გამო საშუალო სიძლიერისაა.

ჟანგბადიანი მჟავას სიძლიერე დამოკიდებულია სტრუქტურულ ფორმულაში უშუალოდ არამეტალთან ორმაგი ბმით დაკავშირებული ჟანგბადის ატომების რაოდენობაზე. ჟანგბადიანი მჟავას ზოგადი ფორმულა ასე შეიძლება ჩაიწეროს: $EO_n(OH)_m$ (E არამეტალია).

მაგალითად H_2SO_4-ის სტრუქტურული ფორმულაა:



ანუ $SO_2(OH)_2$

როცა ორმაგი ბმით დაკავშირებული ჟანგბადის ატომების (O_n) რაოდენობა ნულის ტოლია, ე.ი. როცა $n=0$, მჟავა სუსტია ($K \leq 10^{-7}$). მაგალითად: $HClO$, $HBrO$, HIO, H_3BO_3, H_4SiO_4.

როცა $n=1$, მაშინ მჟავა საშუალო სიძლიერისაა, მაგალითად:

$HClO_2$, H_2SO_3, H_3PO_4, H_3PO_3, HNO_2.

როცა $n=2$, მაშინ მჟავა ძლიერია, მაგალითად: $HClO_3$, H_2SO_4, HNO_3.

როცა $n=3$, მაშინ მჟავა ძალიან ძლიერია; მაგალითად: $HClO_4$, $HMnO_4$.

ამ წესიდან გამონაკლისია ნახშირმჟავა (H_2CO_3), სადაც $n=1$, მაგრამ ეს მჟავა სუსტია იმიტომ, რომ ეგი არამდგრადი ნაერთია.

მჟავების სიძლიერის დამოკიდებულება უშუალოდ მჟავაწარმომქმნელ ელემენტთან ორმაგი ბმით დაკავშირებული ჟანგბადატომის რაოდენობაზე, განპირობებულია ჟანგბადის ელექტროუარყოფითი ბუნებით. ჟანგბადატომი არამეტალის ატომიდან იზიდავს ელექტრონებს და ამის გამო ხდება O—H ბმის პოლარიზაცია:

რაც უფრო მეტია ორმაგი ბმით დაკავშირებული ჟანგბადატომის რაოდენობა, მით უფრო პოლარიზებულია O—H ბმა და, შესაბამისად, მჟავა უფრო ძლიერია[15].

---

[15] მჟავების დისოციაციის კონსტანტები შეგიძლიათ იხილოთ დანართში.

1.8.5 წყლის დისოციაცია და წყალბადის მაჩვენებელი

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

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

წყლის დისოციაციის კონსტანტა მცირე სიდიდეა:

$$K_დ = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}, \quad \text{აქედან} \quad K_დ \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-]$$

ვიანგარიშოთ $[H_2O]$. რადგან წყლის დისოციაციის კონსტანტა ძალიან მცირე სიდიდეა, წყლის მოლური კონცენტრაცია პრაქტიკულად მუდმივი სიდიდეა. 1 ლ წყალში იქნება $1000 : 18 \approx 55.56$ მოლი H_2O, ამიტომ:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 55.56 \cdot K_დ = K_{H_2O}$$

$K_დ \cdot 55.56$ ნამრავლი ახალი კონსტანტაა, რომელსაც წყლის იონიზაციის კონსტანტა ეწოდება და აღინიშნება K_{H_2O}. 25°C-ზე $K_დ = 1.8 \cdot 10^{-16}$, ამიტომ $K_{H_2O} = 55.56 \cdot 1.8 \cdot 10^{-16} = 1 \cdot 10^{-14}$. აქედან გამომდინარე,

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

წყალბადისა და ჰიდროქსიდიონის კონცენტრაციას, ჩვეულებრივ, გამოსახავენ ლოგარითმული მაჩვენებლით. წყალბადიონის კონცენტრაციის უარყოფით ლოგარითმს აღნიშნავენ pH ასოებით და წყალბადის მაჩვენებელი ეწოდება:

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

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 რეაქციისა, 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

← ნეიტრალური →

მჟავიანობის ზრდა — ფუძიანობის ზრდა

ხსნარის pH-ის დასადგენად გამოყენებულია ინდიკატორები. ინდიკატორი არის ბუნებრივი ან წარმოშობის ის 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:

$$HL \rightleftarrows H^+ + L^-$$

HL წითელია, ხოლო L^- – ლურჯი.

ზოგიერთი ხსნარის pH მოცემულია ცხრილში:

ხსნარი	pH	ხსნარი	pH
კუჭის წვენი	1.4	რძე	6.9
ლიმონის წვენი	2.1	ნერწყვი	6.5–7.5
ფორთოხლის წვენი	2.8	სუფთა წყალი	7.0
ღვინო	3.5	სისხლი	7.4
ტომატის წვენი	4.1	ნაღველი	7.8–8.8
ყავა	5.0	საპნიანი სოდის ხსნარი	8.0
შარდი	6.0	ზღვის წყალი	8.0
წვიმის წყალი	6.5	ამიაკის ხსნარი	11.9

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.

1.8.6 ბუფერული ხსნარები

ბუფერული ხსნარი ეწოდება ისეთ ხსნარს, რომლის pH მუდმივია და არ იცვლება მცირეოდენი მჟავას ან ტუტის ხსნარის დამატებით.

ადამიანის სისხლი ბუფერული ხსნარის მაგალითია. ჩვეულებრივ, სისხლის pH 7.4-ის ფარგლებშია. ამ მნიშვნელობიდან არსებითი გადახრა პათოლოგიურ ცვლილებებს იწვევს. ასეთია ზღვის წყალი: მისი pH ზედაპირზე 8.1–8.3-ის მნიშვნელობას უტოლდება. მცირეოდენი მჟავას ან ტუტის დამატებით ზღვის წყალი და სისხლი pH-ის მნიშვნელობას არ იცვლის.

ბუფერული ხსნარის მისაღებად საჭიროა ხსნარში ორი ტიპის ელექტროლიტის არსებობა: 1) მჟავას, რომელიც OH^- იონების დამატებაზე რეაგირებს და 2) ფუძის, რომელიც H^+ იონების დამატებაზე რეაგირებს. ცხადია, მჟავა და ფუძე ბუფერულ ხსნარს მცირე რაოდენობით უნდა დაემატოს, რომ იონები ნეიტრალიზაციაზე არ დაიხარჯოს.

ბუფერული ხსნარის მომზადება ხდება სუსტი მჟავასა და ძლიერ ტუტესთან მისი მარილის შერევით. მაგალითად, ძმარმჟავასა და ძმარმჟავა ნა-

ტრიუმის მარილის შერევით. ნატრიუმის აცეტატი, როგორც ძლიერი ელექტროლიტი, მთლიანად დისოცირდება:

$$CH_3COONa \rightleftharpoons CH_3COO^- + N \quad (1)$$

ძმარმჟავა სუსტი ელექტროლიტია და დისოცირდება ნაწილობრივ:

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+ \quad (2)$$

ნარევს თუ დავამატა მცირეოდენი მჟავა (H^+), (2) რეაქციის წონასწორობის გამო იგი აცეტატის ანიონით შეიბოჭება, რომელიც ჭარბად არის ნარევში ნატრიუმის აცეტატის დისოციაციით (1). თუ ნარევს ცოტაოდენ ტუტეს დავუმატებთ (OH^-), იგი გაინეიტრალდება (2) რეაქციაში გამოყოფილი წყალბადის კატიონით (H^+) და დისოციაციის წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნივ, რასაც ნარევში ძმარმჟავას მოლეკულების ჭარბი რაოდენობა უზრუნველყოფს.

ასეთივე ბუფერული მოქმედება აქვს ნარევს, რომელიც შედგება სუსტი ფუძისა და ძლიერ მჟავასთან მისი მარილისაგან.

1.8.7 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 ტოლობისგან 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:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

იონური სახით:

$$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow Na^+ - Cl^- + H_2O$$

ეს არის სრული იონური ტოლობა. თუ ამ ტოლობაში გავაბათილებთ ერთნაირ იონებს ტოლობის სხვადასხვა მხარეს, მაშინ მივიღებთ ნეიტრალიზა-

ცის შეკვეცილ იონურ ტოლობას. შეკვეცილი იონური ტოლობის მიხედვით ნებისმიერ მჟავაზე ნებისმიერი ფუძის მოქმედებით მიიღება ნეიტრალური ნივთიერება — წყალი:

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

2) მარილზე მჟავას მოქმედება

მოლეკულური სახით:

$$2CH_3COONa + H_2SO_4 \rightarrow 2CH_3COOH + Na_2SO_4$$

იონური სახით:

$$2CH_3COO^- + 2Na^+ + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow 2CH_3COOH + 2Na^+ + SO_4^{2-}$$

ძმარმჟავა სუსტი მჟავაა და ხსნარში არსებობს ძირითადად მოლეკულების სახით. თუ გავაბათილებთ ხსნარში არსებულ ერთსაარ იონებს და შევკვეცავთ კოეფიციენტებს, მივიღებთ შეკვეცილ იონურ ტოლობას:

$$CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$$

იონური ტოლობის მიხედვით ძმარმჟავას ნებისმიერ, წყალში ხსნად მარილზე ძლიერი მჟავას მოქმედებით მიიღება ძმარმჟავას მოლეკულა. ზოგადად მარილის ხსნარზე მჟავების მოქმედების დროს ძლიერი მჟავა მარილიდან აძევებს სუსტი მჟავას ანიონს, ე.ი. სუსტი მჟავას მარილზე ძლიერი მჟავას მოქმედებით გამოიყოფა სუსტი მჟავა.

3) მარილზე ტუტის მოქმედება

მოლეკულური სახით:

$$FeCl_2 + 2NaOH \rightarrow 2NaCl + Fe(OH)_2\downarrow$$

იონური სახით:

$$Fe^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + 2OH^- \rightarrow 2Na^+ + 2Cl^- + Fe(OH)_2\downarrow$$

$Fe(OH)_2$ წყალში უხსნადი ჰიდროქსიდია. თუ გავაბათილებთ ერთნაირ იონებს, მივიღებთ შეკვეცილ იონურ ტოლობას:

$$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow$$

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

4) მარილზე მარილის მოქმედება

მოლეკულური სახით:

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl\downarrow$$

იონური სახით:

$$Na^+ + Cl^- + Ag^+ + NO_3^- \rightarrow Na^+ + NO_3^- + AgCl\downarrow$$

AgCl წყალში უხსნადია. თუ გავაბათილებთ ერთნაირ იონებს, მივიღებთ შეკვეცილ იონურ ტოლობას:

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$$

თუ მარილზე მარილის მოქმედებით წყალში უხსნადი მარილი არ გამოიყო, მაშინ რეაქცია ბოლომდე არ მიდის:

$$NaCl + KNO_3 \rightleftarrows NaNO_3 + KCl$$

იონურად: $Na^+ + Cl^- + K^+ + NO_3^- \rightleftarrows Na^+ + NO_3^- + K^+ + Cl^-$

ამ რეაქციაში ყველა იონი ბათილდება, ეს კი იმას ნიშნავს, რომ რეაქცია ბოლომდე 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:

$$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$
$$NH_4^+ + OH^- \rightarrow H_2O + NH_3\uparrow$$

1.8.8 ჰიდროლიზი

ნივთიერების დაშლას წყლის საშუალებით ჰიდროლიზი ეწოდება (ჰიდრო წყალს ნიშნავს, ლიზი – დაშლას).

ჰიდროლიზდება როგორც არაორგანული, ისე ორგანული ნივთიერებები. ორგანულ ნივთიერებებს – ცხიმებს, პოლისაქარიდებს, ცილებს და სხვათა ჰიდროლიზს განვიხილავთ ორგანულ ქიმიაში. არაორგანული ნივთიერებებიდან ჰიდროლიზდება მარილები, რის გამოც ზოგიერთი მარილის წყალხსნარს აქვს მჟავა ან ტუტე რეაქცია.

მარილი ნეიტრალური ნივთიერებაა და წყალში გახსნისას დისოცირდება მეტალის კატიონად და მჟავას ნაშთის ანიონად. მაგალითად:

$$Na_2SO_4 \rightleftarrows 2Na^+ + SO_4^{2-}$$

ნეიტრალური ნივთიერებაა წყალიც, რომელიც მცირედ, მაგრამ მაინც დისოცირდება წყალბადის კატიონად და ჰიდროქსიდის ანიონად:

$$HOH \rightleftarrows H^+ - OH^-$$

წყალში წყალბადის კატიონისა და ჰიდროქსიდის ანიონის კონცენტრაციები ერთნაირია: $C_{H^+} = 10^{-7}$ მოლი/ლ და $C_{OH^-} = 10^{-7}$ მოლი/ლ, ანუ $pH = 7$ და $pOH = 7$, ამიტომ ხსნარი ნეიტრალურია.

ზოგიერთი მარილის წყალში გახსნისას წყალბადის კატიონისა და ჰი-

ჟანგბადის ანიონის თანაბარი კონცენტრაცია ირღვევა და ხსნარში ჭარბი რაოდენობით აღმოჩნდება ან წყალბადიონები, ან ჰიდროქსიდიონები და ხსნარს ექნება ან მჟავა (pH<7), ან ტუტე (pH>7) რეაქცია. მარილის წყალხსნარში წყალბადიონებისა და ჰიდროქსიდ-იონების თანაბარი კონცენტრაციის დარღვევა, ცხადია, გამოწვეულია მარილის იონებით. ხსნარში მარილის იონები ეჯახება წყლიდან წარმოქმნილ იონებს და წარმოქმნის მეტალის ჰიდროქსიდს ან მჟავას. თუ მეტალის ჰიდროქსიდი და მჟავა ძლიერი ელექტროლიტებია, მაშინ ისინი მთლიანად იშლება იონებად. თუ ელექტროლიტი სუსტია, მაშინ იგი ნაკლებად დისოცირდება და მისი წარმოქმნა ამცირებს წყალბადის კატიონის ან ჰიდროქსიდის ანიონის კონცენტრაციას ხსნარში და მისი წყალბადის მაჩვენებელი (pH) ან მეტი იქნება 7-ზე, ან ნაკლები.

მარილის კატიონი (Me^{n+}) ჰიდროქსიდის ანიონთან შეჯახებისას წარმოქმნის ჰიდროქსიდს ($Me(OH)_n$), ხოლო ანიონი (A^{n-}) წყალბადის კატიონთან შეჯახებისას წარმოქმნის მჟავას (H_nA). მაშასადამე, მიმდინარეობს ნეიტრალიზაციის საპირისპირო პროცესი:

$$MeA + HOH \rightleftarrows MeOH + HA$$

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 ანიონისგან; ძლიერი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისგან; სუსტი ფუძის კატიონისა და ძლიერი მჟავას ანიონისგან; სუსტი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისგან.

ძლიერი ფუძის კატიონისა და ძლიერი მჟავის ანიონისგან წარმოქმნილი მარილი არ ჰიდროლიზდება, რადგან არც კატიონი და არც ანიონი წყლის იონებთან სუსტ ელექტროლიტს არ წარმოქმნის და ხსნარში H^+ და OH^- იონების კონცენტრაციები არ ირღვევა. მაშასადამე, მისი ხსნარი ნეიტრალურია (pH=7).

ძლიერი ფუძის კატიონისა და სუსტი მჟავას ანიონისგან წარმოქმნილი მარილი ჰიდროლიზდება იმის გამო, რომ მჟავას ანიონი წყალბადის კატიონთან წარმოქმნის სუსტ მჟავას. იონური ტოლობის სახით ჰიდროლიზი ასე ჩაიწერება:

$$Na^+ + CH_3COO^- + HOH \rightarrow Na^+ + OH^- + CH_3COOH$$

შეკვეცილი იონური ტოლობა იქნება:

$$CH_3COO^- + HOH \rightarrow CH_3COOH + OH^-$$

ზოგადად სუსტი მჟავას ანიონის ჰიდროლიზი ასე ჩაიწერება:

$$A^{n-} + HOH \rightarrow HA^{(n-1)-} + OH^-$$

ამრიგად, სუსტი მჟავას ანიონისა და ძლიერი ფუძის კატიონისაგან მიღებული მარილის ჰიდროლიზი არის ანიონის მიერ წყლის მოლეკულიდან წყალბადის კატიონის შემოერთება და ჰიდროქსიდის ანიონის გათავისუფლება, ხსნარში OH^- იონების კონცენტრაცია იზრდება, რის გამოც ხსნარს აქვს ტუტე რეაქცია (pH>7).

მრავალმუხტიანი ანიონის შემთხვევაში ჰიდროლიზი სტადიებად მიმდინარეობს. მაგალითად, განვიხილოთ ფოსფატების ჰიდროლიზი:

$$PO_4^{3-} + HOH \rightleftarrows HPO_4^{2-} + OH^- \quad (I \text{ სტადია})$$

$$HPO_4^{2-} + HOH \rightleftarrows H_2PO_4^- + OH^- \quad (II \text{ სტადია})$$

$$H_2PO_4^- + HOH \rightleftarrows H_3PO_4 + OH^- \quad (III \text{ სტადია})$$

ყველაზე ადვილად მიმდინარეობს I სტადია, რადგან ანიონის მუხტი მაქსიმალურია და H^+ იონს ადვილად მოხლიჩავს 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 ანიონისგან წარმოქმნილი მარილი ჰიდროლიზდება იმის გამო, რომ კატიონი ჰიდროქსიდის ანიონთან წარმოქმნის სუსტ ელექტროლიტს. მაგალითად:

$$Ag^+ + NO_3^- + HOH \rightleftarrows AgOH\downarrow + H^+ + NO_3^-$$

შეკვეცილი სახით:

$$Ag^+ + HOH \rightleftarrows AgOH\downarrow + H^+$$

ზოგადად:

$$Me^{n+} + HOH \rightleftarrows Me(OH)^{(n-1)+} + H^+$$

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 (pH>7).

მრავალმუხტიანი კატიონის შემთხვევაში ჰიდროლიზი სტადიებად მიმდინარეობს. მაგალითად, Al^{3+}-ის ჰიდროლიზი სამ სტადიად მიმდინარეობს:

$$Al^{3+} + HOH \rightleftarrows Al(OH)^{2+} + H^+ \quad (I \text{ სტადია})$$

$$Al(OH)^{2+} + HOH \rightleftarrows Al(OH)_2^+ + H^+ \quad (II \text{ სტადია})$$

$$Al(OH)_2^+ + HOH \rightleftarrows Al(OH)_3 + H^+ \quad (III \text{ სტადია})$$

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:

$$CH_3COO^-NH_4^+ + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + NH_4OH$$

$$CH_3COO^- + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$$

$$NH_4^+ + HOH \rightleftarrows NH_4OH + H^+$$

მარილის კატიონი (NH_4^+) წარმოქმნის ამონიუმის ტუტეს, ხოლო ანიონი – მჟარმჟავას. ორივეს ერთნაირი დისოციაციის ხარისხი აქვს. ($\alpha(CH_3COOH) = 1.3\%$ და ($\alpha(NH_4OH) = 1.3\%$ ე.ი. კატიონიც და ანიონიც იერთებს ერთნაირი რაოდენობის წყალბადის კატიონსა და ჰიდროქსიდის ანიონს და ხსნარი ნეიტრალური რჩება (pH=7). თუ მარილის კატიონი და ანიონი ჰიდროლიზის შედეგად წარმოქმნის სხვადასხვა სიძლიერის ელექტროლიტებს, მაშინ ხსნარს ექნება უფრო ძლიერი ელექტროლიტის რეაქცია. მაგალითად, ამონიუმის ციანიდის (NH_4CN) ხსნარს აქვს ტუტე რეაქცია (pH>7), რადგან $\alpha(NH_4OH) > \alpha(HCN)$.

$$NH_4^+CN^- + HOH \rightleftarrows NH_4OH + HCN$$

$$NH_4^+ + HOH \rightleftarrows NH_4OH + H^+; \quad CN^- + HOH \rightleftarrows HCN + OH^-$$

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:

$$Al_2S_3 + 6HOH \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$$

$$Cr_2(CO_3)_3 + 3HOH \rightarrow 2Cr(OH)_3\downarrow + 3CO_2\uparrow$$

ამიტომ ამ 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: $NH_4^+ + HOH \rightleftarrows NH_4OH + H^+$. 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, ენდოთერმული

პროცესია. მაგალითად:

$$Na_2CO_3 + 2H_2O \xrightarrow{t} 2NaOH + H_2CO_3$$
$$\hookrightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

საერთოდ, ხსნარის გაცხელებისას მარილების ჰიდროლიზი ბოლომდე მიმდინარეობს, თუ აქროლადი ნივთიერებების გამოყოფა ხდება, მაგალითად:

$$NH_4Cl + HOH \xrightarrow{t} NH_4OH + HCl\uparrow$$
$$\hookrightarrow H_2O + NH_3\uparrow$$

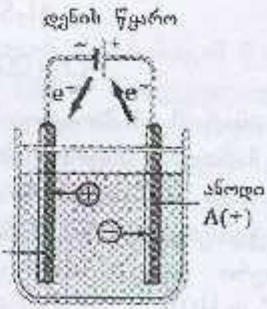
ამის მაჩვენებელი, თუ რამდენად ჰიდროლიზებულია მარილი ხსნარში, არის ჰიდროლიზის ხარისხი, რომელიც $\alpha_ჰ$ სიმბოლოთი აღინიშნება.

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

ჰიდროლიზის ხარისხს პროცენტებით გამოსახავენ $\alpha_ჰ\% = \alpha_ჰ \cdot 100\%$. მაგალითად, $(NH_4)_2S$-ის ჰიდროლიზის ხარისხი უდრის 99%, ხოლო $(NH_4)_2CO_3$-ის $\alpha_ჰ$=46%, რაც იმას ნიშნავს, რომ ამონიუმის სულფიდის ყოველი 100 მოლეკულიდან ჰიდროლიზებულია 99 მოლეკულა, ხოლო ამონიუმის კარბონატის 100 მოლეკულიდან – 46. $AgNO_3$-ის ჰიდროლიზის ხარისხი 0.003%-ია.

1.8.9 ელექტროლიზი

ელექტროლიტები (მჟავები, ტუტეები და მარილები) წყალხსნარში დაშლილია დადებითად და უარყოფითად დამუხტულ იონებად, რომლებიც ქაოსურად მოძრაობენ. თუ ხსნარში ჩავუშვებთ ელექტროდებს – მეტალისაგან დამზადებულ ღეროებს ან ფირფიტებს და გავატარებთ მუდმივ ელექტრობენას, 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 იღებს ელექტრონებს, ხოლო ანიონები გასცემს ჭარბ ელექტრონებს და ელექტროდებზე გამოიყოფა მარტივი ნივთიერების სახით. ელექტრონების შეძენას აღდგენა ეწოდება, ხოლო გაცემას – ჟანგვა. კათოდი

ყველაზე ძლიერი აღმდგენია, ხოლო ანოდი – ყველაზე ძლიერი მჟანგავი. **ელექტროლიტის ხსნარში ან ნალღობში ელექტროდენის გატარებისას ელექტროდებზე მიმდინარე ჟანგვა-აღდგენის პროცესს ელექტროლიზი ეწოდება.** ელექტროლიზი ჟანგვა-აღდგენის ყველაზე ძლიერი საშუალებაა. ანოდი ანიონისაგან "შეიწოვს" ელექტრონებს, რომლებიც გარე წრედის საშუალებით მიემართება კათოდისკენ. კათოდზე კატიონები იერთებენ ამ ელექტრონებს და ნეიტრალური ატომების სახით აღდგება.

განვიხილოთ ნატრიუმის ქლორიდისა და ნატრიუმის ტუტის ნალღობის ელექტროლიზი.

სუფრის მარილის ნალღობი შედგება ნატრიუმის კატიონისა და ქლორის ანიონისაგან. ნალღობში ელექტროდენის გატარებისას ნატრიუმის იონი უარყოფითად დამუხტული ელექტროდიდან – კათოდიდან (K(−)) იერთებს ელექტრონს და აღდგება:

$$K(-):\quad Na^+ + 1\bar{e} \rightarrow Na^0$$

ქლორის იონი დადებითად დამუხტულ ელექტროდს – ანოდს (A(+)) გადასცემს თავის ჭარბ ელექტრონს და იჟანგება:

$$A(+):\quad 2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2^0$$

სქემატურად გამდნარი NaCl-ის ელექტროლიზი ასე შეიძლება გამოვსახოთ:

$$NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$

K(−):

$Na^+ + 1\bar{e} \rightarrow Na^0$

A(+):

$Cl^- - 1\bar{e} \rightarrow Cl^0$

$2Cl^0 \rightarrow Cl_2\uparrow$

NaCl-ის ნალღობის ელექტროლიზის ჯამური რეაქცია ჩაიწერება ასე:

$$2NaCl \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{2Na^0} + \underset{(A)}{Cl_2\uparrow}$$

ახლა განვიხილოთ გამდნარი ნატრიუმის ტუტის ელექტროლიზი.

$$NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-$$

K(−):

$Na^+ + 1\bar{e} \rightarrow Na^0$

A(+):

$OH^- - 1\bar{e} \rightarrow OH^0$

$4[OH]^0 \rightarrow 2H_2O + O_2\uparrow$

კათოდზე ნატრიუმის იონი იერთებს ელექტრონს და გამოიყოფა მარტივი ნივთიერების სახით. ანოდზე ჰიდროქსიდის იონი გასცემს ერთ ელექტრონს და განიტრალდება. ნეიტრალური ჰიდროქსიდის ჯგუფი თავიუფალი სახით არ არსებობს და გამოყოფს წყალსა და ჟანგბადს: $4[HO]^0 \rightarrow 2H_2O + O_2\uparrow$. ამრიგად, გამდნარი NaOH-ის ელექტროლიზის რეაქცია ასე გამოისახება:

$$4NaOH \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{4Na} + 2H_2O + \underset{(A)}{O_2\uparrow}$$

ელექტროლიტის წყალხსნარის ელექტროლიზის იონური თეორია

ელექტროლიზი წყალხსნარში უფრო რთულად მიმდინარეობს, ვიდრე ნალღობში. ხსნარში, ელექტროლიტის იონების გარდა, არსებობს წყლის იონებიც. მიუხედავად იმისა, რომ წყალი არაელექტროლიტია, იგი უმნიშვნელოდ, მაგრამ მაინც დისოცირდება წყალბადის კატიონად და ჰიდროქსიდის ანიონად:

$$HOH \rightleftarrows H^+ + OH^-$$

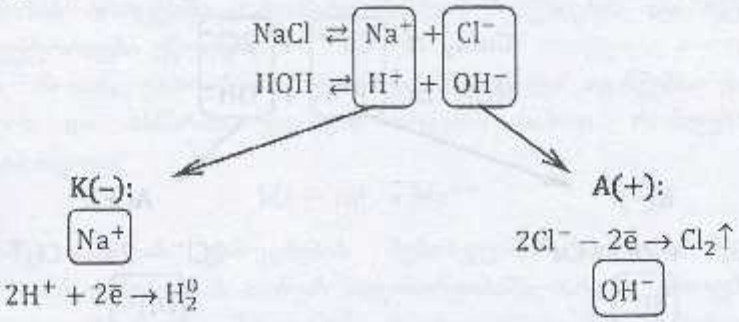
ხსნარში ელექტროდენის გატარებისას კათოდისაკენ მიეშართება როგორც მეტალის, ისე წყალბადის კატიონები, ხოლო ანოდისაკენ — მჟავას ნაშთის და ჰიდროქსიდის ანიონები. კათოდზე კატიონები განიმუხტება მეტალების ელექტროქიმიური მწკრივის შესაბამისად, შემდეგი თანმიმდევრობით — პასიური მეტალის იონიდან აქტიურისაკენ Au^{3+}, Pt^{2+}, Ag^+, Hg^{2+}, Cu^{2+}, H^+, Pb^{2+}, Fe^{2+}, Zn^{2+}, Al^{3+}, Mg^{2+}, Na^+, Ca^{2+}, K^+, Li^+. ანოდზე ანიონები განიმუხტებიან შემდეგი თანმიმდევრობით I^-, Br^-, Cl^-, OH^-, SO_4^{2-}, NO_3^-. მაშასადამე, კათოდთან თუ მივიდა წყალბადის და მწკრივში მის მარცხნივ მდგომი მეტალის იონები, მაშინ განიმუხტება პასიური მეტალის იონი და წყალბადის იონი დარჩება ხსნარში. თუ კათოდთან მივიდა წყალბადის იონი და მის მარჯვნივ მდგომი მეტალის იონები, მაშინ განიმუხტება წყალბადის იონი და მეტალის იონი დარჩება ხსნარში.

თუ ანოდთან მივიდა ჟანგბადიანი მჟავას და ჰიდროქსიდის ანიონები, მაშინ განიმუხტება ჰიდროქსიდის ანიონი და მჟავას ნაშთის ანიონი დარჩება ხსნარში. იმ შემთხვევაში, თუ ანოდთან მივა უჟანგბადო მჟავას ანიონი, მაშინ განიმუხტება უჟანგბადო მჟავას ანიონი (F^- იონის გარდა) და ხსნარში დარჩება ჰიდროქსიდის ანიონი.

განვიხილოთ NaCl-ის, Na_2SO_4-ის, $CuCl_2$-ის და $CuSO_4$-ის წყალხსნარების ელექტროლიზი.

NaCl-ის წყალხსნარში შედის: Na^+, H^+, Cl^-, OH^- იონები. ხსნარში დენის გატარებისას კათოდთან თავს მოიყრის ნატრიუმისა და წყალბადის კატიონები, ხოლო ანოდთან — ქლორისა და ჰიდროქსიდის ანიონები.

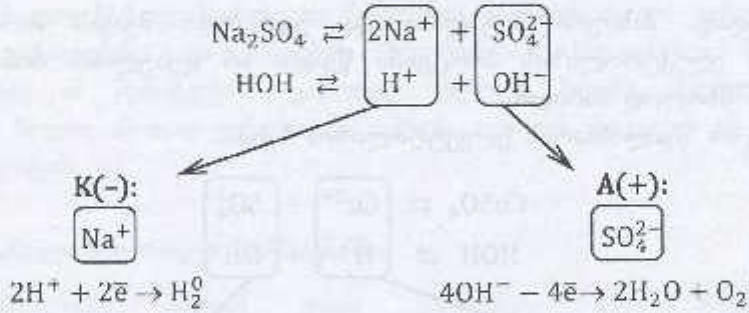
სქემატურად:



კათოდზე განიმუხტება წყალბადის იონი, ხოლო ანოდზე – ქლორის იონი, ხსნარში დარჩება Na^+ და OH^- იონები. NaCl-ის წყალხსნარის ელექტროლიზის რეაქცია ასე ჩაიწერება:

$$2NaCl + 2HOH \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{H_2\uparrow} + \underset{(A)}{Cl_2\uparrow} + \underset{\text{ხსნარში}}{2NaOH}$$

ახლა განვიხილოთ Na_2SO_4-ის წყალხსნარის ელექტროლიზი. ხსნარში გვექნება $Na^-, SO_4^{2-}, H^+, OH^+$ იონები.



კათოდზე განიმუხტება წყალბადის იონი, ხოლო ანოდზე – ჰიდროქსიდის იონი და გამოიყოფა ჟანგბადი. დავწეროთ მიმდინარე რეაქციის ტოლობა:

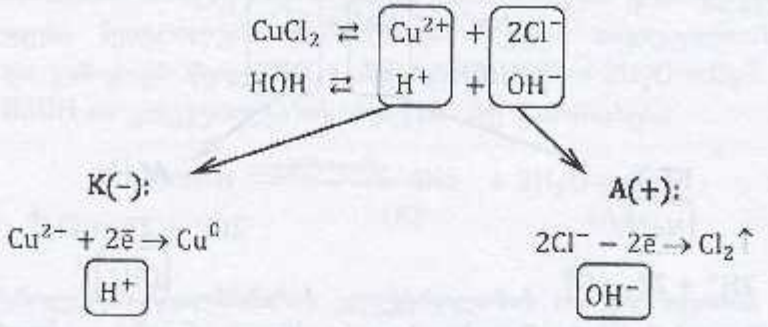
$$Na_2SO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{2H_2\uparrow} + \underset{(A)}{O_2\uparrow} + \underset{\text{ხსნარში}}{Na_2SO_4}$$

თუ ტოლობის სხვადასხვა ნაწილში გავაბათილებთ Na_2SO_4-ს, მივიღებთ:

$$2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{2H_2\uparrow} + \underset{(A)}{O_2\uparrow}$$

მაშასადამე, აქტიური მეტალისა და ჟანგბადიანი მჟავას მარილის წყალხსნარის ელექტროლიზის პროცესში მარილი არ ღებულობს მონაწილეობას და იშლება მხოლოდ წყალი.

ახლა განვიხილოთ $CuCl_2$-ის წყალხსნარის ელექტროლიზის სქემა:



პროცესის შესაბამისი რეაქციის ტოლობა იქნება:

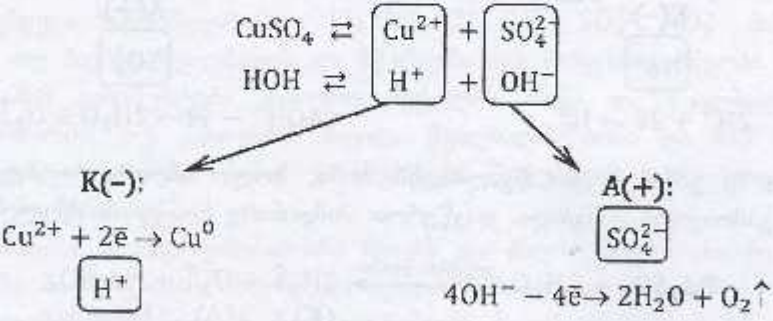
$$CuCl_2 + H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{Cu^0} + \underset{(A)}{Cl_2\uparrow} + H_2O$$

წყლის გაბათილების შემდეგ მივიღებთ:

$$CuCl_2 \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{Cu^0} + \underset{(A)}{Cl_2\uparrow}$$

მაშასადამე, პასიური მეტალისა და უჟანგბადო მჟავას მარილის წყალხსნარის ელექტროლიზის პროცესში წყალი არ ღებულობს მონაწილეობას და იშლება მხოლოდ მარილი.

$CuSO_4$-ის წყალხსნარის ელექტროლიზის სქემა:



შესაბამისი რეაქციის ტოლობა იქნება:

$$2CuSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{2Cu} + \underset{(A)}{O_2\uparrow} + \underset{\text{ხსნარში}}{2H_2SO_4}$$

აქამდე ჩვენ მიერ განხილული ელექტროლიზის პროცესები მიმდინარეობდა ინერტული (უხსნადი) ანოდის გამოყენებისა შემთხვევაში – როცა ანოდი არ ურთიერთქმედებს ანოდზე გამოყოფილ მარტივ ნივთიერებებთან (O_2, ჰალოგენები). ასეთ ინერტულ ელექტროდებს ამზადებენ პლატინისა ან

გრაფიტისაგან. ზოგიერთი მეტალებისაგან დამზადებული ანოდი ხორციელობს ელექტროლიზის პროცესში მიმდინარე ქიმიურ რეაქციებში და აქტიურია, ანუ ხსნადი ელექტროდები ეწოდება.

ხსნადი ანოდის გამოყენების შემთხვევაში ანოდი იჟანგება, ე.ი. გასცემს ელექტრონებს და ხსნარში გადადის იონების სახით, რომლებიც შემდეგ კათოდზე გამოიყოფა:

$$Me - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$$

სპილენძის ანოდის გამოყენების შემთხვევაში სპილენძი იჟანგება – $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\bar{e}$ და გადადის იონურ მდგომარეობაში, ხოლო კათოდზე სპილენძის იონები აღდგება $Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^{0}$. ამ გზით ხდება მეტალების გასუფთავება, ანუ რაფინირება. გასასუფთავებელ სპილენძს ჩაუშვებენ $CuSO_4$-ის ხსნარში ანოდად, ხოლო კათოდად აიღებენ სუფთა სპილენძის ფირფიტას. ელექტროდენის გატარებისას ანოდი იხსნება და ხსნარში გადადის როგორც სპილენძის, ისე უფრო აქტიური მეტალის იონებიც, რომლებსაც ალებული სპილენძი შეიცავდა ($Fe^{2+}, Zn^{2+}, Pb^{2+}$ და სხვ.), მაგრამ ისინი ამ პირობებში კათოდზე არ განიმუხტება. რაც შეეხება გასასუფთავებელ სპილენძში არსებულ უფრო პასიურ მეტალებს (Ag, Au და სხვ.), ისინი ელექტროლიზის პროცესში არ იჟანგება და ხსნარში იონების სახით არ გადადის. ასე მიიღება ძალიან სუფთა, ე.წ. ელექტროლიზირებული სპილენძი. ხსნადი ანოდი გამოყენებულია ავრეთვე დეტალებისა და საგნების ზედაპირების სხვადასხვა მეტალებით დასაფარავად. ამ შემთხვევაში კათოდად იყენებენ საგანს, რომელიც უნდა დაიფაროს, ხოლო ანოდად ვერცხლის, ოქროს, თუთიის, ნიკელის ან სხვა მეტალის ფირფიტას.

ელექტროლიზის როლი წარმოებაში

ელექტროლიზს ძალიან დიდი გამოყენება აქვს მრეწველობაში. ელექტროლიზის საშუალებით ხდება აქტიური მეტალების მიღება და გასუფთავება, მეტალის ზედაპირის დაფარვა სხვადასხვა მეტალის ფენით და სხვ.

აქტიური მეტალის მიღება. პერიოდული სისტემის IA და IIA ჯგუფის მეტალებს ღებულობენ მათი გამლვადი ქლორიდების ელექტროლიზით. მაგალითად, Na-ისა და Mg-ის მიღება ხდება გამლვალ ქლორიდებში ელექტროდენის გატარებით.

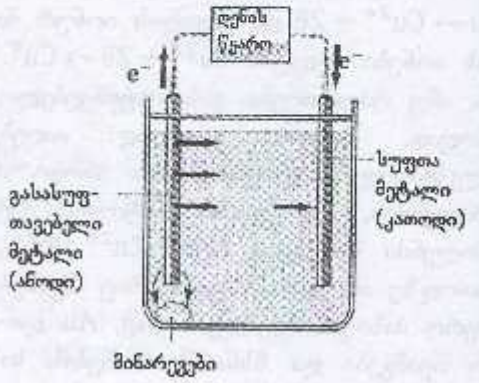
$$2NaCl_{(\text{გამლვალი})} \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{2Na} + \underset{(A)}{Cl_2}\uparrow$$

$$MgCl_{2(\text{გამლვალი})} \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{Mg} + \underset{(A)}{Cl_2}\uparrow$$

მეტალებთან ერთად ელექტროლიზის პროცესში გამოიყოფა ქლორი, რომელსაც ტექნიკასა და ყოფა-ცხოვრებაში დიდი გამოყენება აქვს (მაგალითად, სასმელი წყლის გასუფთავებაში – ქლორირებაში).

ელექტროლიზით ტექნიკაში იღებენ NaOH-ს (NaCl-ის წყალხსნარის ელექტროლიზით). ამ პროცესში ქლორთან ერთად წყალბადიც მიიღება. ამ შემთხვევაში კათოდად იყენებენ ვერცხლისწყალს.

მეტალების გასუფთავება. ელექტროლიზი გამოიყენება მეტალების გასასუფთავებლად ანუ რაფინირებისათვის. ამ შემთხვევაში გასასუფთავებელ მეტალის ანოდის სახით შეიტანენ, ხოლო კათოდის როლს ასრულებს სუფთა მეტალი. ანოდზე მიმდინარეობს გასასუფთავებელი მეტალის გახსნა:



$$Me_{(ბ.)} \rightarrow Me^{n+}_{(ხსნ.)} + n\bar{e}$$

ანოდის გახსნისას გათავისუფლებული მინარევები ილექება ჭურჭლის ფსკერზე. ხსნარში გადასული მეტალის იონები კი გამოიყოფა კათოდზე სუფთა სახით:

$$Me^{n+}_{(ხსნ.)} + n\bar{e} \rightarrow Me_{(ბ.)}$$

გალვანოტექნიკა. გალვანოტექნიკა ეწოდება საგანზე მეტალის ფენის დაფენის მეთოდს ელექტროლიზის საშუალებით. გალვანოტექნიკის ორი მეთოდი არსებობს: 1) გალვანოპლასტიკა და 2) გალვანოსტეგია.

გალვანოსტეგია არის ნაკეთობის ზედაპირზე მეტალის ძალიან თხელი ზედაპირის დაფენა, ხოლო გალვანოპლასტიკა არის ნაკეთობის ზედაპირზე მეტალის სქელი ფენის დაფენა, რომელიც ადვილად სცილდება ნაკეთობას და ზუსტად გადმოსცემს საგნის რელიეფს.

გალვანოსტეგია გამოიყენება ნაკეთობის კოროზიისადმი მდგრადობის მისანიჭებლად. ყველაზე ხშირად მიმართავენ მოოქროვილობას, მონიკელებას, მოსპილენძებას, მოქრომვას, მოკალვას, მოოქროებას, მოვერცხვლას და სხვ.

გალვანოპლასტიკა გამოიყენება მეტალის სხვადასხვა ასლის დასამზადებლად. ამ მეთოდით ამზადებენ გრამფირფიტების მატრიცებს, დასაბეჭდ სტერეოტიპებს, კლიშეებს, წვრილ მეტალურ ბადეებს, ფოლგებს, ასლებს ხელოვნების ნიმუშებიდან და სხვ.

გალვანოტექნიკის სახეობაა ალუმინის საგნების ზედაპირის დაფარვა ალუმინის ოქსიდით. ალუმინის საგანი ანოდის როლს ასრულებს, ელექტროლიტად

კი ალებულია განზავებული გოგირდმჟავა. ალუმინის ოქსიდის ფენა იცავს ალუმინის საგანს კოროზიისაგან. ამ მეთოდს ანოდირება ეწოდება.

ფარადეის კანონები

ინგლისელმა ფიზიკოსმა მაიკლ ფარადეიმ შეისწავლა ელექტროლიზის პროცესში ელექტროდებზე გამოყოფილი და ხსნარში გატარებული ელექტრონების რაოდენობრივი თანაფარდობა და 1833 წელს ჩამოაყალიბა ელექტროლიზის ორი კანონი.

პირველი კანონი: ელექტროდებზე გამოყოფილი ნივთიერების მასა პროპორციულია ხსნარში გატარებული ელექტრობის რაოდენობისა.

ელექტრობის რაოდენობის საზომ ერთეულად ალებულია ე.წ. ფარადეი. 1 ფარადეი არის 1 მოლი ანუ $6 \cdot 10^{23}$ ელექტრონის მუხტი და უდრის 96 500 კულონი/მოლი.

ერთი მოლი ერთმუხტიანი იონი (Ag^+) განმუხტვისას აერთებს ერთ მოლ ელექტრონს ანუ 1 ფარადეი უარყოფით მუხტს და ნეიტრალური სახით გამოიყოფა კათოდზე.

მეორე კანონი: ერთი მოლი რომელიმე იონის განმუხტვისას ელექტროდებზე საჭიროა ელექტროლიტის ხსნარში გავატაროთ იმდენი ფარადეი ელექტრობა, რამდენი მუხტიც აქვს იონს.

მაგალითად, ვერცხლის კატიონის (Ag^+) განმუხტვისთვის საჭიროა ერთი ფარადეი ელექტრობა:

$$Ag^+ + 1\bar{e} \rightarrow Ag^0$$
1 მოლი 1 მოლი 1 მოლი

ე.ი. ერთი მოლი ვერცხლის გამოსაყოფად ხსნარში უნდა გავატაროთ 1 ფარადეი (96 500 კ) მუხტი.

ერთი მოლი ტყვიას გამოსაყოფად ხსნარში უნდა გავატაროთ 2 ფარადეი ($2 \cdot 96\,500$ კ) მუხტი.

$$Pb^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Pb^0$$
1 მოლი 2 მოლი 1 მოლი

ერთი მოლი ალუმინის გამოსაყოფად ხსნარში უნდა გავატაროთ 3 ფარადეი ($3 \cdot 96\,500$ კ) მუხტი.

$$Al^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Al^0$$
1 მოლი 3 მოლი 1 მოლი

ერთი მოლი ქლორის გამოსაყოფად (ანოდზე) ხსნარში უნდა გავატაროთ 2 ფარადეი ($2 \cdot 96\,500$ კ) მუხტი.

$$2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\bar{e}$$
2 მოლი 1 მოლი 2 მოლი

მუხტის რაოდენობა კულონობით (Q) დენის ძალასთან დაკავშირებულია ფორმულით:

$$Q = I\,t$$

სადაც Q – მუხტის რაოდენობაა კულონობით; I – დენის ძალა ამპერებით; t – დრო წამებით.

ელექტროლიზის პროცესში ელექტროდებზე გამოყოფილი ნივთიერების მასა (m) გამოითვლება შემდეგი ფორმულით:

$$m = \frac{M \cdot Q}{96500 \cdot n} = \frac{M \cdot I \cdot t}{96500 \cdot n}$$

სადაც M– მოლური მასაა, ხოლო n – იონის მუხტი.

თუ დრო საათებშია მოცემული, მაშინ 96500 კულონ/წმ-ის ნაცვლად გამოიყენება 26.8 ამპერ/სთ [16].

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{26.8 \cdot n}$$

[16] F=96 500 კულონი. 1 კულონი · წმ$^{-1}$ =1 ამპერი, ე.ი. $F = \frac{96500\ \text{კულონი}}{3600\ \text{წმ}} = 26.8$ ამპ/სთ (რედ.).

1.9 ქიმიური კინეტიკა

1.9.1 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 მეყსეულად[17] მიმდინარეობს; მაგალითად:

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$
$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$$
$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$$
$$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

ზოგიერთი რეაქცია ნელა მიმდინარეობს. მაგალითად, გოგირდის ან ნახშირის წვა ჰაერზე:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$
$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

კიდევ უფრო ნელა მიმდინარეობს კალციუმის სილიკატის და კარბონატის წარმოქმნა კირის დულაბში:

$$\underbrace{Ca(OH)_2 + SiO_2}_{\text{კირის დულაბი}} \rightarrow CaSiO_3 + H_2O$$
$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$

ამით აიხსნება, რომ ახლად აშენებული სახლის კედლები დიდი ხნის განმავლობაში სველია.

ძალიან ნელა მიმდინარეობს რკინის დაჟანგვა (კოროზია) ჰაერზე, წყლისა და ჟანგბადის მოქმედებით:

$$4Fe + 6H_2O + 3O_2 \rightarrow 4Fe(OH)_3$$

ქიმიური რეაქციის საშუალო სიჩქარე (v) არის მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციის ცვლილება დროის განსაზღვრულ მონაკვეთში. ნივთიერების კონცენტრაციას მოლებით გამოსახავენ, ხოლო დროის მონაკვეთს – წამებით:

$$v = \frac{C_1 - C_2}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

C_1 და C_2 ნივთიერების კონცენტრაციაა შესაბამისად დროის t_1 და t_2 მო-

---

[17] ასევე ძალიან მაღალი სიჩქარის მიმდინარეობს რადიკალური რეაქციებიც (რედ.)

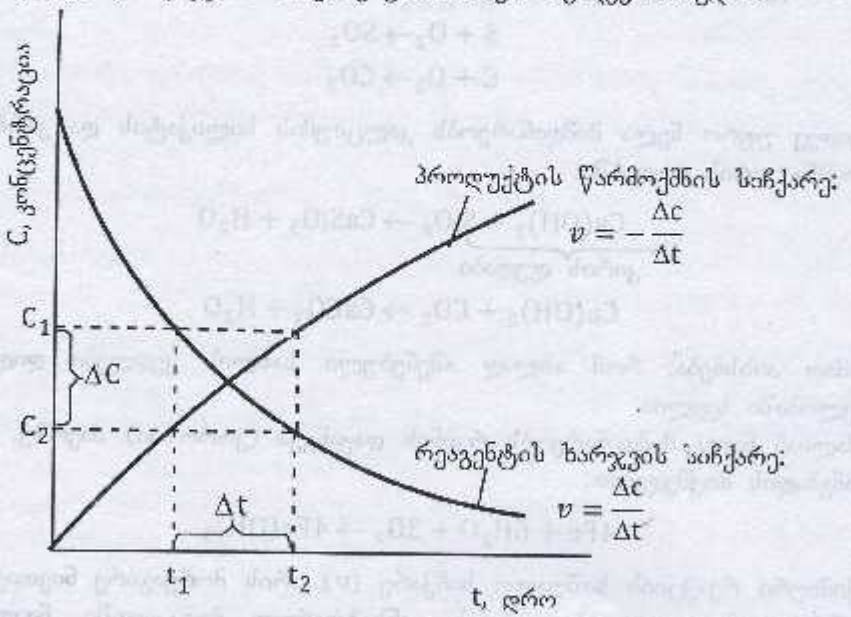
შენტებში; ΔC მოლეკულარე ნივთიერების, ანუ რეაგენტის მოლური კონცენტრაციის ცვლილებაა, Δt – დროის მონაკვეთი, რომლის განმავლობაშიც მოხდა კონცენტრაციის ცვლილება. ქიმიური რეაქციის სიჩქარის განზომილებაა მოლი/(ლ·წმ). მაგალითად, თუ ერთ-ერთი ნივთიერების კონცენტრაცია რეაქციის დასაწყისში იყო 1 მოლი/ლ და 10 წმ-ის შემდეგ გაუტოლდა 0.5 მოლი/ლ-ს, მაშინ რეაქციის საშუალო სიჩქარეა:

$$v = \frac{1-0.5}{10} = \frac{0.5}{10} = 0.05 \text{ მოლი/(ლ·წმ)}$$

რეაქციის სიჩქარის გაანგარიშება შეიძლება რეაქციის პროდუქტების წარმოქმნის მიხედვითაც. ამ შემთხვევაში $\Delta C = C_1 - C_2 < 0$, ამიტომ სიჩქარის ფორმულაში უნდა დავსვათ "–" ნიშანი. ამის გათვალისწინებით ქიმიური რეაქციის სიჩქარის ზოგადი ფორმულაა:

$$v = \pm\frac{\Delta c}{\Delta t}$$

გრაფიკულად რეაქციის სიჩქარე გამოისახება შემდეგი მრუდით:

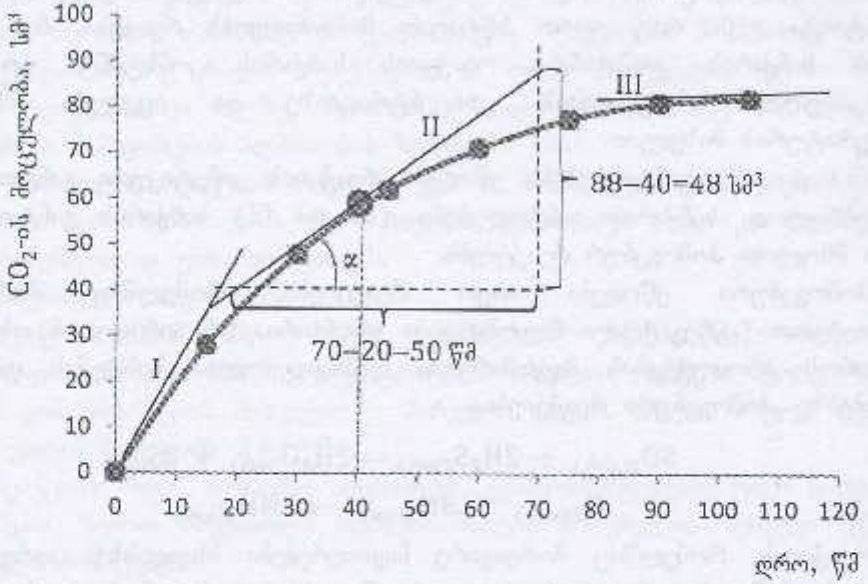


რეაქციის სიჩქარის მრუდს აგებენ ექსპერიმენტული მონაცემების მიხედვით. იგი უჩვენებს რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებების – რეაგენტების ან პროდუქტების კონცენტრაციის ცვლილებას დროის მიხედვით. რეაქციის მყისეული სიჩქარე დროის მოცემულ მომენტში გამოითვლება შესაბამისი წერტილზე გავლებული მხების X ღერძის მიმართ დახრის კუთხის ტანგენსის მიხედვით.

მაგალითად, ქვემოთ მოყვანილ გრაფიკზე მოცემულია რეაქციის

$$CaCO_{3(წყ.)} + 2HCl_{(ხს.)} \rightarrow CaCl_{2(ხს.)} + H_2O + CO_2\uparrow$$

სიჩქარის მრუდი, რომელიც გვიჩვენებს რეაქციის შედეგად გამოყოფილი CO_2-ის მოცულობის დროზე დამოკიდებულებას:



მრუდის ერთ-ერთ წერტილზე, რომელიც შეესაბამება მე-40 წმ-ს, გავლებულია მხები. მისი დახრის კუთხე შეადგენს 48 სმ³/50 წმ-ს, ხოლო ამ კუთხის ტანგენსი $\operatorname{tg}\alpha = 0.96$, ე.ი. რეაქციის მეყსეული სიჩქარე 40-ე წმ-ზე არის 0.96 სმ³/წმ.

რეაქციის სიჩქარე დამოკიდებულია ნივთიერების ბუნებასა და გარეშე ფაქტორებზე: კონცენტრაციაზე, ტემპერატურასა და კატალიზატორზე.

რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციაზე

მორეაგირე ნივთიერებათა კონცენტრაციის გაზრდით რეაქციის სიჩქარე იზრდება. მოქმედ მასათა კანონის თანახმად რეაქციის სიჩქარე მუდმივი ტემპერატურის პირობებში მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციების ნამრავლის პირდაპირპროპორციულია.

თუ რეაქციის ტოლობას ზოგადად ჩავწერთ $mA + nB \rightarrow pC$, მაშინ რეაქციის სიჩქარე:

$$v = k \cdot C_A{}^m \cdot C_B{}^n \quad (1)$$

სადაც C_A და C_B არის A და B ნივთიერებების მოლური კონცენტრაციები, ხოლო m და n — მათი კოეფიციენტები რეაქციის ტოლობაში.

თუ $m=n=1$, მაშინ: $v = k \cdot C_A \cdot C_B$ (2)

k პროპორციულობის კოეფიციენტია, რომელსაც რეაქციის სიჩქარის კონსტანტა ეწოდება. როცა $m=n=1$ და $C_A = C_B = 1$ მოლ/ლ, ეს კონსტანტა რიცხობრივად უდრის რეაქციის სიჩქარეს $v=K$. ყოველ რეაქციას თავისი კონსტანტა აქვს. რაც უფრო სწრაფად მიმდინარეობს რეაქცია, მით უფრო დიდია სიჩქარის კონსტანტა. რეაქციის სიჩქარის კონსტანტა არ არის დამოკიდებული რეაგენტების 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). ამ დროს პროდუქტების მდგომარეობა დამოკიდებულია სისტემის ფიზიკურ პირობებზე, ჰომოგენური რეაქციებია:

$$SO_{2(აირ.)} + 2H_2S_{(აირ.)} \rightarrow 2H_2O_{(თხ.)} + 3S_{(მყ.)}$$

$$N_{2(აირ.)} + 3H_{2(აირ.)} \rightarrow 2NH_{3(აირ.)}$$

რეაქციას, რომელშიც ძირეაგირე ნივთიერებები სხვადასხვა აგრეგატულ მდგომარეობაშია, ჰეტეროგენური რეაქციები ეწოდება. ჰეტეროგენური რეაქციებია:

$$C_{(მყ.)} + O_{2(აირ.)} \rightarrow CO_{2(აირ.)}$$

$$4Fe_{(მყ.)} + 6H_2O_{(თხ.)} + 3O_{2(აირ.)} \rightarrow 4Fe(OH)_{3(მყ.)}$$

თუ ჰეტეროგენური რეაქცია ნივთიერებების ფაზათა გამყოფ ზედაპირზე მიმდინარეობს, მისი სიჩქარე მყარი/თხევადი ნივთიერების შეხების ზედაპირის ფართობის პირდაპირპროპორციულია. ჰეტეროგენური რეაქციის სიჩქარე უდრის ნივთიერების ზედაპირზე მოლთა რაოდენობის ცვლილებას დროის ერთეულში:

$$v = \frac{\Delta \nu}{S\Delta t}$$

სადაც: $\Delta \nu$ – ნივთიერების მოლთა რაოდენობის ცვლილებაა; S – მყარი/თხევადი ნივთიერების ზედაპირის ფართობი, რომელზეც მიმდინარეობს რეაქცია; Δt – დროის მონაკვეთი.

ჰომოგენური რეაქციის სიჩქარის (2) განტოლებაში მყარი ნივთიერების კონცენტრაცია განტოლებაში კონსტანტას სახით შედის, თუ მისი ზედაპირის ფართობი რეაქციის მსვლელობისას არ იცვლება, ე. ი. მუდმივი სიდიდეა. მაგალითად: რეაქციის $S_{(მყ.)} + O_{2(აირ.)} \rightarrow SO_{2(აირ.)}$ სიჩქარის განტოლებაა:

$$v = k \cdot C_S \cdot C_{O_2}$$

თუ გოგირდის კონცენტრაციას k_1-ით აღვნიშნავთ, მაშინ $v = k \cdot k_1 \cdot C_{O_2}$ ანუ $v = k_2 \cdot C_{O_2}$, სადაც $k_2 = K \cdot C_S$.

ქიმიური რეაქციის რიგი

ქიმიური რეაქციის რიგი არის მუდმივა, რომელიც განისაზღვრება ექსპერიმენტულად და გვიჩვენებს რეაქციის სიჩქარის კონკრეტულ დამოკიდებულებას მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციებზე. მორეაგირე ნაწილაკების შეჯახების თეორიის თანახმად, პირველი რიგის რეაქციებში მონაწილეობს ერთი მოლეკულა, მეორე რიგის რეაქციებში – ორი მოლეკულა, უფრო მაღალი რიგის რეაქციები კი ძალზე იშვიათია, ვინაიდან სამი და მეტი ნაწილაკის სასარგებლო[18] შეჯახების ალბათობის სიმცირის გამო.

თეორიულად რეაქციის რიგი რეაქციაში მონაწილე ნივთიერებების კონცენტრაციის ხარისხების ჯამს წარმოადგენს, ჭეშმარიტი რიგი კი აუცილებლად ექსპერიმენტულად უნდა დადგინდეს.

განვიხილოთ მაგალითი:

რეაქციის $2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$ სიჩქარეა $V = k[NO]^2[O_2]$. როგორც ამ განტოლებიდან ჩანს, NO-ს კონცენტრაციის მიხედვით რეაქცია მეორე რიგისაა, O_2-ის კონცენტრაციის მიხედვით – პირველი რიგის, ხოლო სრული რეაქციის რიგი უდრის მათ ჯამს 2+1=3.

რეაქციის რიგი, როგორც აღვნიშნეთ, ექსპერიმენტულად უნდა დადგინდეს. დავუშვათ, ზემოთ მოყვანილი მაგალითისათვის მიღებულია შემდეგი ექსპერიმენტული მონაცემები:

ექსპერიმენტის №	O_2-ის კონცენტრაცია, მოლი/ლ	NO-ს კონცენტრაცია, მოლი/ლ	რეაქციის სიჩქარე NO_2-ის მიხედვით, მოლი/(ლ·წმ)
1	0.10	0.10	0.015
2	0.20	0.10	0.030
3	0.10	0.20	0.030

ცხრილიდან ჩანს, რომ როდესაც ჟანგბადის კონცენტრაცია ორჯერ იზრდება, ხოლო NO-ს კონცენტრაცია უცვლელია (ექსპერიმენტები №1 და 2), რეაქციის სიჩქარეც 2-ჯერ გაიზარდა; ხოლო NO-ს კონცენტრაციის 2-ჯერ გაზრდით (ექსპერიმენტები №1 და 3) რეაქციის სიჩქარე ასევე 2-ჯერ მატულობს და არა $2^2=4$-ჯერ, როგორც ეს სიჩქარის განტოლებიდან გამომდინარეობდა. ამდენად, აღნიშნული რეაქციისათვის ჭეშმარიტი, ექსპერიმენტულად დადგენილი რეაქციის რიგია 2 და არა 3, რომელიც თეორიული გამოთვლით მიიღება.

რეაქციის რიგის დადგენა ხდება სხვა მეთოდითაც, როგორც ვიცით, რეაქციის სიჩქარე მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციების ნამრავლის

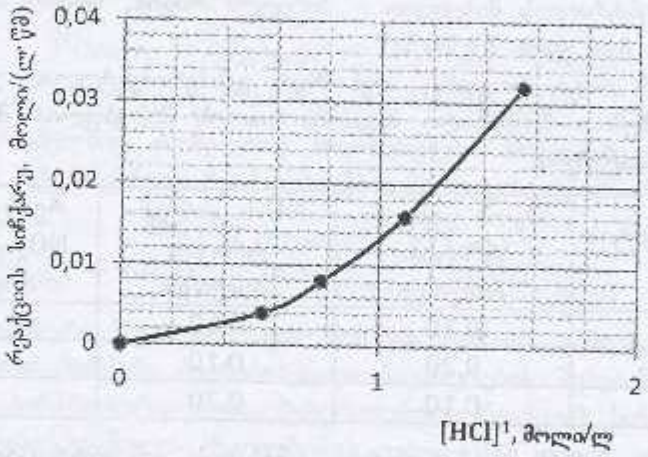
---

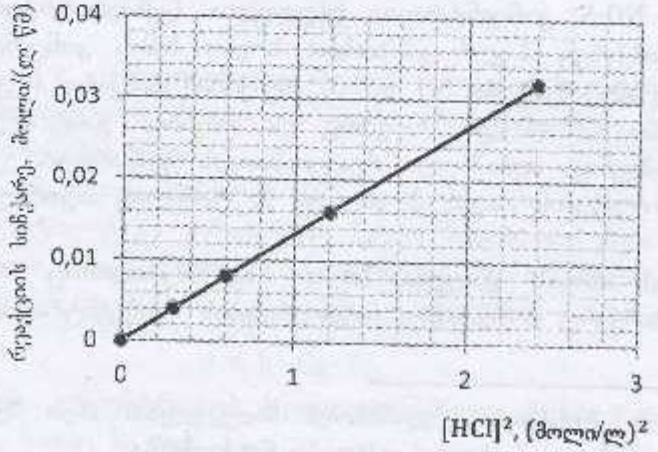
[18] სასარგებლო შეჯახებაში გულისხმობენ მოლეკულების ისეთ შეჯახებას, რომლის შედეგადაც გარდაიქმნება (აქტიური) კომპლექსი წარმოიქმნება.

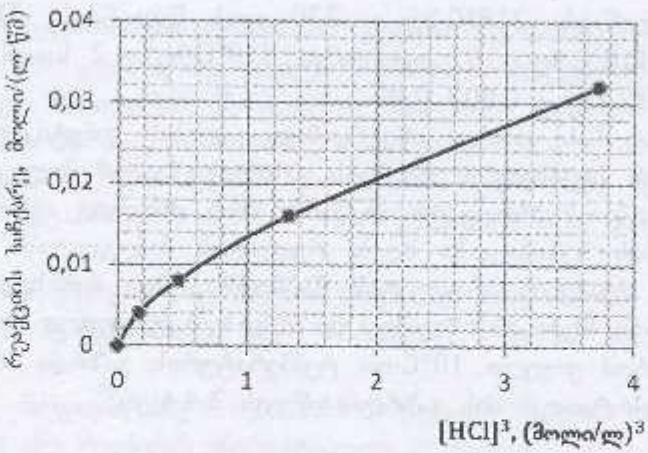
პირდაპირპროპორციულია ($v = k \cdot C_1 \cdot C_2 \cdots$), ხოლო რადგან რეაქციის სიჩქარის კონსტანტა (k) მუდმივი სიდიდეა, რეაქცია იმ რიგის იქნება, კონცენტრაციის რომელი ხარისხიც იძლევა სწორხაზოვან დამოკიდებულებას v და C ცვლადებს შორის. სხვანაირად, რეაქცია იმ რიგისაა, რომელი რიგიც მიგვიყვანს k-ს მუდმივ სიდიდემდე და დააკმაყოფილებს პირდაპირპროპორციულ დამოკიდებულებას კონცენტრაციასა და რეაქციის სიჩქარეს შორის. მაგალითისათვის განვიხილოთ რეაქცია:

$$CaCO_{3(ც)} + 2HCl_{(ხს.)} \rightarrow CaCl_{2(ხს.)} + H_2O + CO_{2(აირ.)}$$

ამ რეაქციის სიჩქარის განტოლებაა $V = k[HCl]^2$, ე.ი. თეორიულად რეაქცია მეორე რიგისაა. თუ ექსპერიმენტული მონაცემების მიხედვით ავაგებთ გრაფიკებს, რომლებზეც გამოსახული იქნება რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება HCl-ის სხვადასხვა კონცენტრაციების პირველ, მეორე და მესამე ხარისხებზე, დავინახავთ, რომ რეაქციის მრუდი წრფეა მხოლოდ იმ შემთხვევაში, როდესაც ის დამოკიდებულია $[HCl]^2$-ზე:







აქედან გამომდინარეა, ეს რეაქცია მეორე რიგისაა, ე.ი. ამ შემთხვევაში თეორიულად განსაზღვრული რეაქციის რიგი ემთხვეოდა რეაქციის ჭეშმარიტ რიგს.

ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე

ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე პირველად არენიუსმა აღმოაჩინა (1889 წ.) და მოგვცა სიჩქარის კონსტანტასა და ტემპერატურას შორის დამოკიდებულების განტოლება. ჰოლანდიელმა ქიმიკოსმა ვანტჰოფმა 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 სიჩქარეა, V_{t_2} – საბოლოო სიჩქარე, γ – რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კოეფიციენტი, რომელიც 2-დან 4-მდე იცვლება.

ფორმულა ასეც შეიძლება ჩაწეროთ:

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

$\gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}$ გვიჩვენებს რამდენჯერ იზრდება რეაქციის სიჩქარე ტემპერატურის გაზრდით. მაგალითად, თუ რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურული კონსტანტა უდრის 2-ს, მაშინ რეაქციის სიჩქარე 20-დან 60°-მდე გაცხელების დროს გაიზრდება $2^{\frac{60-20}{10}} = 2^4 = 16$-ჯერ. ტემპერატურის 100°C-ით გაზრდის შემთხვევაში რეაქციის სიჩქარე იზრდება 2^{10}=1024-ჯერ. წყალბადსა და ჟანგბადს შორის რეაქციის სიჩქარე 18°C-ზე თითქმის წულის ტოლია, უფრო სწორად, რეაქცია თეორიულად გრძელდება 230 მილიარდ წელიწადს, 118°C ზე – 230

მილიონ 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.

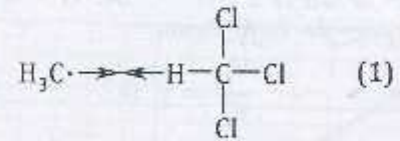
ტემპერატურის გაზრდა იწვევს მოლეკულების კინეტიკური ენერგიის და მოლეკულების შეჯახებების რიცხვის გაზრდას. მაგრამ მოლეკულების ყოველი შეჯახება რეაქციის პროდუქტს არ წარმოქმნის. მხოლოდ აქტიური მოლეკულების შეჯახების შემთხვევაში ხდება რეაგენტის მოლეკულაში ქიმიური ბმების გახლეჩა და რეაქციის პროდუქტის წარმოქმნა. სხვა შემთხვევაში მოლეკულების შეჯახებით ბმები არ იხლიჩება და შეჯახება უშედეგოდ მთავრდება. დადგენილ იქნა, რომ ყოველი 10°C-ით ტემპერატურის გაზრდა სწორედ აქტიური მოლეკულების რაოდენობის გაზრდას იწვევს 2-4-ჯერ[19].

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 (Eა) ეწოდება. **იმ მინიმალურ ენერგიას, რომელიც საჭიროა იმისათვის, რომ საწყისი ნივთიერება გადავიდეს აქტიურ კომპლექსში, ანუ გარდამავალ მდგომარეობაში, აქტივაციის ენერგია ეწოდება,** ხოლო მოლეკულას, რომელსაც ეს ენერგია აქვს – აქტიური მოლეკულა. აქტივაციის ენერგიის გარდა საჭიროა მოლეკულების სათანადო ორიენტაცია სივრცეში, რომ მათი შეჯახება „ძლიანი“ აღმოჩნდეს. მაგალითად, მეთილის რადიკალსა და ქლოროფორმის მოლეკულას შორის მიმდინარე რეაქციაში –

$$\dot{C}H_3 + CHCl_3 \rightarrow CH_4 + \dot{C}Cl_3$$

ნაწილაკების შეჯახება შესაძლებელია ორნაირად:



(1)



(2)

ცხადია, შედეგიანია (1) შეჯახება.

---

[19] ეს გამართლებულია მხოლოდ ტემპერატურათა სხვაობის შედარებით მცირე დიაპაზონში, რომელიც 70-80°C-ს შეადგენს (რედ.).

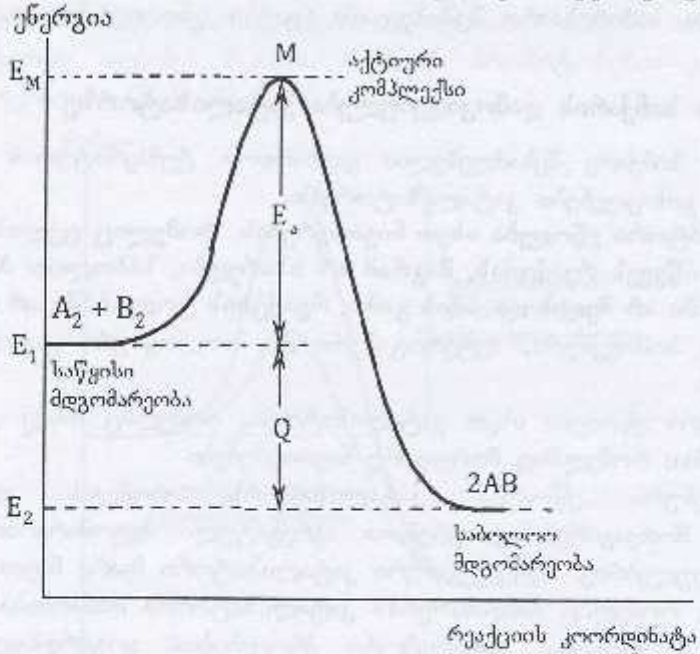
სხვადასხვა რეაქციისათვის აქტივაციის ენერგია სხვადასხვა იქნება. თუ E_a ძალიან მცირეა (40 კჯ/მოლ-ზე ნაკლები), მაშინ მოლეკულათა შეჯახების ყოველი შემთხვევა პროდუქტის წარმოქმნით მთავრდება და ასეთი რეაქციები სწრაფად მიმდინარეობს. მაგალითად, იონური რეაქციები[20].

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:

კურტკალურ 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, რომელსაც სისტემა გაასცემს გარემოს:

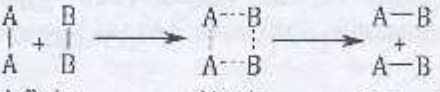


$$E_1 - E_2 = Q \qquad \text{ან} \qquad E_2 - E_1 = -\Delta H$$

რეაქციის პროდუქტი რომ მივიღოთ, მორეაგირე ნივთიერებებს აქტივაციის ენერგიის ($E_a = E_M - E_1$) ბარიერის გადასალახავად უნდა მივაწოდოთ

[20] აქაც და ქვემოთაც იგულისხმება სტანდარტული პირობები (რედ.).

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:



აქტიური კომპლექსი ისეთი წარმონაქმნია, რომელშიც მორეაგირე ნივთიერების მოლეკულების ატომებს შორის ბმები ჯერ კიდევ სრულად არ არის გაწყვეტილი, 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. საპირისპირო შემთხვევაში რეაქცია ენდოთერმულია.

რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება კატალიზატორზე

რეაქციის სიჩქარე შესაძლებელია გავზარდოთ ტემპერატურის მომატების გარეშეც, თუ გამოვიყენებთ კატალიზატორებს.

კატალიზატორი ეწოდება ისეთ ნივთიერებას, რომელიც ცვლის რეაქციის სიჩქარეს, ან იწვევს რეაქციას, მაგრამ არ იხარჯება, საბოლოო 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 სხვ.

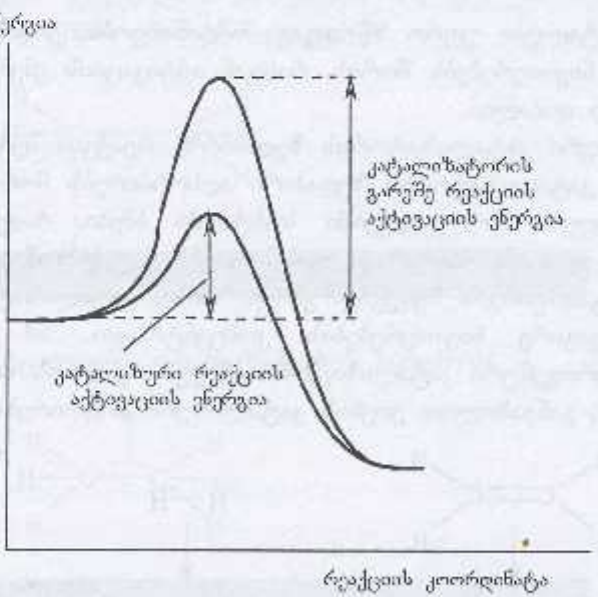
რეაქციის სიჩქარის შეცვლას კატალიზატორის თანაობისას კატალიზი ეწოდება. კატალიზი არსებობს დადებითი და უარყოფითი. დადებითი კატალიზის

შემთხვევაში რეაქციის სიჩქარე იზრდება, ხოლო უარყოფითი კატალიზის შემთხვევაში — მცირდება. უარყოფით კატალიზატორებს ინჰიბიტორები ეწოდება. ინჰიბიტორის მაგალითია უროტროპინი (ორგანული ნივთიერება), რომლის 1% მარილმჟავასა და რკინას შორის რეაქციის სიჩქარეს ამცირებს დაახლოებით 200-ჯერ. ჩვეულებრივ, როცა ლაპარაკობენ კატალიზურ რეაქციაზე, გულისხმობენ დადებით კატალიზს.

კატალიზატორი საერთოდ ნარევში შეიცვლება ძალიან მცირე რაოდენობით (რეაგენტებთან შედარებით). კატალიზატორის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე ძალიან დიდია.

კატალიზატორის აქტიურობა ძალზე სპეციფიკურია და შეიძლება ითქვას, რომ არსებობს ყოველი რეაქციის შესაბამისი კატალიზატორი. განსაკუთრებით ეს ითქმის ბიოლოგიურ კატალიზატორებზე — ფერმენტებზე. მაგალითად, გლუკოზის დაშლის პროცესში წარმოიქმნება შუალედური პროდუქტი — პიროყურძნის მჟავა, რომელსაც ერთი ფერმენტი ღვინის სპირტად გარდაქმნის, მეორე კი — რძემჟავად.

არსებობს ისეთი ნივთიერებებიც, რომლებიც აძლიერებს კატალიზატორის აქტიურობას. თვითონ ეს აქტივობა არ გააჩნია, ან სუსტი აქვს. ასეთ ნივთიერებებს პრომოტორები ეწოდება. მაგალითად, ამიაკის სინთეზის დროს კატალიზატორად იყენებენ რკინას, რომლის პრომოტორებია კალიუმისა და ალუმინის ოქსიდები (K_2O, Al_2O_3).



ზოგიერთი რეაქციის სიჩქარე იზრდება რეაქციის პროდუქტის გავლენით. ასეთ კატალიზს ავტოკატალიზი ეწოდება. ავტოკატალიზის მაგალითია H_2O_2-ის დაჟანგვა $KMnO_4$-ით მჟავა გარემოში. დასაწყისში რეაქცია ნელა მიმდი-

საშუალოდ არის 7000 მ²/გ, ე. ი. 1 გ ასეთ კატალიზატორს ისეთივე ზედაპირის ფართობი აქვს, როგორიც საფეხბურთო მოედანს.

კატალიზური შხამები

კატალიზატორების უმრავლესობა გარდამავალი მეტალები (Pt, Pd, Ni, Fe, Cu), მეტალის ოქსიდები (V_2O_5, MnO_2, Cr_2O_3) და სულფიდებია (CoS, MoS_2, WS_2). კატალიზატორები ფუნქციონირების გარკვეული პერიოდის შემდეგ კარგავს აქტიურობას და გამოდის წყობიდან ანუ, როგორც იტყვიან, იწამლება. კატალიზატორის მოწამვლას იწვევს ისეთი ელემენტები, როგორებიცაა O, S, N, P, As და სხვ. ეს ელემენტები უფრო ენერგიულად უერთდება კატალიზატორებს, ვიდრე მორეაგირე ნივთიერებები. **ნივთიერებებს, რომლებიც კატალიზატორებს უერთდება და ამის გამო იწვევს მათ დეზაქტივაციას, კატალიზური შხამები ეწოდება.** კატალიზატორის მოწამვლის თავიდან აცილება შესაძლებელია მორეაგირე ნივთიერებების ზედმიწევნით გასუფთავების საშუალებით, ამიტომ, როგორც წესი, კატალიზურ რეაქციებს ატარებენ ქიმიურად გასუფთავებული მორეაგირე ნივთიერებებით.

კატალიზურ მოწამვლას განიცდის ბიოლოგიური კატალიზატორები — ფერმენტებიც. სხვადასხვა მომწამლავი ნივთიერებების ტოქსიკური მოქმედება ორგანიზმზე განპირობებულია იმით, რომ შხამი ახდენს ფერმენტის შებოჭვას (ბლოკირებას) და წყდება სასიცოცხლო პროცესების მიმდინარეობა, რაც საბოლოოდ იწვევს ცოცხალი ორგანიზმის სიკვდილს.

1.9.2 შექცევადი რეაქციები და ქიმიური წონასწორობა

რეაქციებს, რომლებიც ერთდროულად ორი ურთიერთსაპირისპირო მიმართულებით მიმდინარეობს, შექცევადი რეაქციები ეწოდება.

შექცევადი რეაქციებია:

გოგირდის დიოქსიდის დაჟანგვა:

$$2SO_2 + O_2 \overset{Pt}{\rightleftarrows} 2SO_3$$

ამიაკის სინთეზი:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

გოგირდის დიოქსიდის დაჟანგვა აზოტის დიოქსიდით:

$$SO_2 + NO_2 \rightleftarrows SO_3 + NO$$

ოზონის სინთეზი:

$$3O_2 \rightleftarrows 2O_3$$

და სხვ. ზოგადად შექცევადი რეაქცია ასე ჩაიწერება:

$$aA + bB \rightleftarrows cC + dD$$

ასეთი რეაქციის დასაწყისში, როდესაც მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციები[21] [A] და [B] მაქსიმალურია, პირდაპირი რეაქციის სიჩქარე v_1 მაქსიმალურია:

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

რეაქციის მსვლელობის პერიოდში [A] და [B] თანდათანობით კლებულობს და v_1-იც მცირდება. [A]-სა და [B]-ს შემცირებასთან ერთად ნარევში იზრდება პროდუქტების კონცენტრაციები [C] და [D] და იწყება შებრუნებული რეაქცია, რომლის სიჩქარეა:

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

სარეაქციო ნარევში [C]-სა და [D]-ს მატებასთან ერთად v_2 თანდათანობით იზრდება. დადგება მომენტი, როცა პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციების სიჩქარეები ერთმანეთს გაუტოლდება:

$v_1 = v_2$, მაშინ $k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$ და მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციები აღარ იცვლება.

როდესაც პირდაპირი და შებრუნებული რეაქციის სიჩქარეები ერთმანეთს გაუტოლდება და ნარევში არსებული ნივთიერებების კონცენტრაციები აღარ იცვლება, მყარდება ქიმიური წონასწორობა. ქიმიური წონასწორობა მოძრავია, ე.ი. მიმდინარეობს როგორც პირდაპირი, ისე შებრუნებული რეაქციები, მაგრამ თანაბარი სიჩქარით – საწყისი ნივთიერებების რამდენი მოლეკულაც შედის რეაქციაში, პროდუქტებიდან იმდენივე მოლეკულა რეაგირებს ერთმანეთთან. ოთხი ნივთიერების კონცენტრაცია ერთმანეთთან დაკავშირებულია წონასწორული კონსტანტით:

$$\frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} = \frac{k_1}{k_2} = K_წ$$

k_1 და k_2 მუდმივი სიდიდეების შეფარდებით მიიღება ახალი კონსტანტა, რომელსაც წონასწორობის კონსტანტა ეწოდება. წონასწორობის კონსტანტა ($K_წ$) არ არის დამოკიდებული ნივთიერებათა კონცენტრაციაზე და იცვლება მხოლოდ ტემპერატურის ცვლილებისას.

ქიმიური წონასწორობისას მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციებს წონასწორული ეწოდება. წონასწორული კონსტანტის განტოლებიდან გამომდინარეობს წონასწორობის კანონი: წონასწორობის დროს რეაქციის პროდუქტების

---

[21] წონასწორულ რეაქციებში ნივთიერებების კონცენტრაციები ასეთი სახით იწერება: [A], [B], [C], [D] და ა.შ.

კონცენტრაციების ნამრავლის ფარდობა მორეაგირე ნივთიერების კონცენტრაციების ნამრავლთან მუდმივი სიდიდეა. განვიხილოთ მისი სამი შესაძლო მნიშვნელობა:

როცა $K_წ > 1$, მაშინ წონასწორობა გადაწეულია პირდაპირი რეაქციის მიმართულებით;

როცა $K_წ < 1$, მაშინ წონასწორობა გადაწეულია მარცხნივ, შებრუნებული რეაქციის მიმართულებით;

როცა $K_წ = 1$, მაშინ რეაქცია წონასწორობის მდგომარეობაშია.

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 პრინციპი

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:

$$SO_2 + NO_2 \rightleftarrows SO_3 + NO$$

ამ რეაქციის წონასწორული კონსტანტა $k_წ = \frac{[NO][SO_3]}{[SO_2][NO_2]}$. დავუშვათ, რადაც ტემპერატურაზე $[SO_3] = 0.2$; $[NO] = 0.4$; $[NO_2] = 0.1$ და $[SO_2] = 0.2$, მაშინ $k_წ = \frac{0.4 \cdot 0.2}{0.2 \cdot 0.1} = 4$.

თუ ახლა სარეაქციო ჭურჭელში დამატებით შევუშვებთ 0.3 მოლი/ლ NO_2-ს და დავუშვებთ, რომ სხვა ნივთიერებების კონცენტრაცია არ იცვლება, მაშინ $K_წ$-ის 1-ის ტოლი უნდა გახდეს:

$$k_წ = \frac{0.4 \cdot 0.2}{0.2 \cdot (0.1 + 0.3)} = 1$$

მაგრამ წონასწორობის კონსტანტა მუდმივ ტემპერატურაზე არ უნდა შეიცვალოს და 4-ის ტოლი უნდა დარჩეს. მაშინ ცხადია, უნდა გაიზარდოს $[SO_3]$ და $[NO]$, ხოლო $[SO_2]$ და $[NO_2]$ უნდა შემცირდეს. დავუშვათ,

წონასწორობის მარცხნივ გადაწევის შედეგად წარმოიქმნა x მოლი NO, მაშინ ნივთიერებების წონასწორული კონცენტრაციები იქნება:

$$\begin{array}{cccccc} 0.2-x & 0.1+0.3-x & & 0.2+x & 0.4+x & \\ SO_2 & + & NO_2 & \rightleftarrows & SO_3 & + & NO \end{array}$$

ამიტომ შეგვიძლია შევადგინოთ განტოლება:

$$k_წ = \frac{(0.4+x)(0.2+x)}{(0.2-x)(4-x)} = 4, \text{ აქედან } x = 0.088 \text{ მოლი/(ლ} \cdot \text{წმ)}$$

მაშასადამე, ნივთიერებების ახალი წონასწორობის კონცენტრაციები იქნება: $[NO] = 0.488$ მოლი/ლ, $[SO_3] = 0.288$ მოლი/ლ, $[SO_2] = 0.112$ მოლი/ლ და $[NO_2] = 0.312$ მოლი/ლ.

ქიმიურ წონასწორობაზე გარეშე ფაქტორების – კონცენტრაციის, წნევის და ტემპერატურის – გავლენა შეისწავლა ფრანგმა ქიმიკოსმა ა. 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,** კერძოდ:

1) ტემპერატურის გაზრდისას წონასწორობა გადაიხრება ენდოთერმული რეაქციის მიმართულებით, ხოლო შემცირებისას – ეგზოთერმული რეაქციის მიმართულებით.
2) აირადი ნივთიერების შემთხვევაში წნევის გაზრდისას წონასწორობა გადაიხრება წნევის შემცირების ანუ მოცულობის შემცირების მიმართულებით, ხოლო წნევის შემცირებისას – წნევის გაზრდის მიმართულებით.
3) ხსნარში მიმდინარე ჰომოგენური რეაქციის შემთხვევაში რომელიმე ნივთიერების კონცენტრაციის გაზრდით წონასწორობა გადაიხრება ამ ნივთიერების კონცენტრაციის შემცირების მიმართულებით, ხოლო კონცენტრაციის შემცირებისას პირიქით – კონცენტრაციის გაზრდის მიმართულებით.

ქიმიურ წონასწორობაზე გარეშე ფაქტორების გავლენა განვიხილოთ ამიაკის სინთეზის მაგალითზე:

$$\begin{array}{ccccc} N_{2(აირ.)} & + & 3H_{2(აირ.)} & \rightleftarrows & 2NH_{3(აირ.)} + 46 \text{ კჯ/მოლი} \\ 1 \text{ მოც.} & & 3 \text{ მოც.} & & 2 \text{ მოც.} \end{array}$$

ეს რეაქცია ეგზოთერმულია 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. წყალბადის ან აზოტის კონცენტრაციის გაზრდა წონასწორობას გადაიხრის მარჯვნივ, ამიაკის კი – მარცხნივ.

ახლა განვიხილოთ ესტერიფიკაციის რეაქცია. სპირტასა და მჟავას ურთიერთქმედების პირდაპირ რეაქციას ეწოდება ესტერიფიკაციის რეაქცია, ხოლო შებრუნებულს – ჰიდროლიზი:

$$CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftarrows CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

ესტერიფიკაციის რეაქცია შექცევადი პროცესია. თუ სარეაქციო არეში გავზრდით სპირტის ან მჟავას კონცენტრაციას, მაშინ წონასწორობა გადაიხრება ესტერის წარმოქმნის მიმართულებით. თუ გავზრდით წყლის კონცენტრაციას, მაშინ წონასწორობა გადაიხრება ჰიდროლიზის მიმართულებით. ამრიგად, გარეშე ფაქტორების ზემოქმედებას ქიმიური წონასწორობა საპირისპირო ქმედებით პასუხობს.

ნაწილი II
არაორგანული ქიმია

2.1 წყალბადი

წყალბადი IA ჯგუფის ელემენტია. მისი ატომური ნომერია 1, ხოლო ფარდობითი ატომური მასა – 1.008. ბუნებაში გავრცელებულია წყალბადის სამი ნუკლიდი: $^{1}_{1}$H-პროტიუმი, $^{2}_{1}$H-დეიტერიუმი, რომლის სიმბოლოა D, და $^{3}_{1}$H-ტრიტიუმი, რომლის სიმბოლოა T.

პროტიუმი და დეიტერიუმი მდგრადი იზოტოპებია, ხოლო ტრიტიუმი – რადიოაქტიური. ბუნებაში იგი წარმოიქმნება ატმოსფეროს ზედა ფენებში აზოტის ატომზე ნეიტრონის შეჯახების შედეგად:

$$^{14}_{7}N + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{3}_{1}T + 3^{4}_{2}He$$

ტრიტიუმი β გამოსხივების შედეგად იშლება ჰელიუმად:

$$^{3}_{1}T \rightarrow ^{3}_{2}He + \bar{e}$$

ტრიტიუმის რაოდენობა დედამიწაზე შეადგენს დაახლოებით 2კგ-ს. მისი ნახევარდაშლის პერიოდი τ=12.5 წელია.

დეიტერიუმის შემცველობა ბუნებრივ ელემენტში 0.015%-ია.

წყალბადატომის ელექტრონული კონფიგურაციაა $1s^1$. მისი ვალენტობა 1-ის ტოლია. ნაერთებში კი ამჟღავნებს შემდეგ ჟანგვის ხარისხს:

+1-ს არამეტალებთან ($\overset{+1}{H}Cl$, $H_2\overset{-1}{O}$, $N\overset{+1}{H_3}$)

0-ს მარტივ ნივთიერებაში (H_2)

−1-ს მეტალებთან ($\overset{+1}{Na}\overset{-1}{H}$, $\overset{-2}{Ca}\overset{-1}{H_2}$).

ბუნებაში წყალბადი გვხვდება ნაერთების სახით (წყალი, მინერალები, ორგანული ნაერთები). დედამიწაზე ელემენტ წყალბადის მასური წილი დაახლოებით 1%-ია. კოსმოსში იგი გავრცელებულია ჰელიუმთან ერთად[1] (63% H, 36% He დანარჩენი ელემენტების მასური წილი კი 1%-ია). წყალბადი მზის მასის 50%-ს შეადგენს. წყალბადის ნაერთებიდან ყველაზე გავრცელებულია წყალი. მას ოკეანისა და ზღვის სახით უკავია დედამიწის ზედაპირის 70%.

---

[1] მზეზე და ვარსკვლავებზე ატომური წყალბადისაგან მიიღება ჰელიუმი:

$4^{1}_{1}H \rightarrow ^{4}_{2}He + 2^{0}_{1}e$ (პოზიტრონი) + γ-გამოსხივება.

ამ დროს კოლოსალური ენერგია გამოიყოფა.

წყალბადის მიღების ხერხები.

ლაბორატორიაში წყალბადი მიიღება:

1) განზავებულ გოგირდმჟავასა და მარილმჟავაზე აქტიური მეტალების მოქმედებით:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

ამ რეაქციის შესაბამისი შეკვეცილი იონური ტოლობა იქნება:

$$Zn^0 + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2\uparrow \quad (2\bar{e})$$

2) IA და IIA ჯგუფის აქტიური მეტალების (Mg-ის და Be-ის გარდა) ურთიერთქმედებით წყალთან:

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

3) ამფოტერული მეტალების ურთიერთქმედებით ტუტის განზავებულ ხსნართან:

$$2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$$

4) სილიციუმის ურთიერთქმედებით ტუტის განზავებულ ხსნართან:

$$Si + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$$

5) სუფრის მარილის წყალხსნარის ელექტროლიზით:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{H_2\uparrow} + \underset{(A)}{Cl_2\uparrow} + \underset{\text{ხსნარში}}{2NaOH}$$

ტექნიკაში წყალბადს ღებულობენ:

6) წყლის ელექტროლიზით. ელექტროგამტარობის გაზრდის მიზნით წყალს ამატებენ NaOH-ს, ან H_2SO_4-ს, ან Na_2SO_4-ს. სამივე შემთხვევაში იშლება მხოლოდ წყალი:

$$2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{2H_2\uparrow} + \underset{(A)}{O_2\uparrow}$$

7) გავარვარებულ რკინაზე (700°C) წყლის ორთქლის მოქმედებით:

$$3Fe + 4H_2O \xrightleftharpoons{700^\circ C} Fe_3O_4 + 4H_2$$

8) გავარვარებულ ნახშირზე (1000°C) წყლის ორთქლის მოქმედებით:

$$C + H_2O \xrightleftharpoons{1000^\circ C} CO + H_2$$

CO-სა და H_2-ის მიღებულ ნარევს წყალგაზი ეწოდება. ამ ნარევისაგან სუფთა წყალბადის მისაღებად ნახშირბად(II)-ის ოქსიდს (CO) ჟანგავენ წყლის ორთქლით, ნარევის გატარებით 300-400°C-მდე გახურებულ რკინის ოქსიდზე:

$$CO + H_2O \rightleftarrows CO_2 + H_2$$

მიღებული აირებიდან ნახშირბადის დიოქსიდის მოსაცილებლად ნარევს ატარებენ ტუტის ხსნარში:

$$CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O.$$

9) მეთანის კონვერსიით. მეთანისა და წყლის ორთქლის ნარევს ატარებენ 800°C-მდე გავარვარებულ კატალიზატორზე:

$$CH_4 + H_2O \xrightarrow{800°C,\ Ni} CO + 3H_2$$

$$CO + H_2O \xrightarrow{500°C,\ Fe_2O_3} CO_2 + H_2$$

შემდეგ მიღებულ ნარევს CO_2-ის მოსაცილებლად ტუტის ხსნარში ატარებენ.

ფიზიკური თვისებები. წყალბადი (H_2) უფერო, უსუნო აირია. იგი ჰაერზე 14.5-ჯერ მსუბუქია ($D_3(H_2) = 2/29$) და ყველაზე მსუბუქ აირს წარმოადგენს დედამიწაზე. წყალში ცუდად იხსნება: 100 მლ წყალში 20°C-ზე იხსნება 2 მლ წყალბადი. ზოგიერთი მეტალი (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:

$$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$$

2) ქლორთან წყალბადი სიბნელეში არ ურთიერთქმედებს, სინათლეზე კი რეაქცია აფეთქებით მიდის:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

3) ჟანგბადში წყალბადი იწვის:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

2 მოცულობა წყალბადის და 1 მოცულობა ჟანგბადის ნარევი წვის დროს ფეთქდება დიდი ძალით და ამ ნარევს მგრგვინავი აირი ეწოდება. ჩვეულებრივ პირობებში წყალბადი ჟანგბადთან თითქმის არ შედის რეაქციაში.

4) გაძლნარ გოგირდში წყალბადის გატარებით მიიღება H_2S:

$$H_{2(აირ.)} + S_{(თხ.)} \rightarrow H_2S_{(აირ.)}$$

5) აზოტთან წყალბადი რეაქციაში შედის კატალიზატორის თანაობისას მაღალი ტემპერატურისა და მაღალი წნევის პირობებში. რეაქცია შექცევადია:

$$N_2 + 3H_2 \underset{Fe}{\overset{400\text{-}450^\circ C,\ 30\ \text{ატმ}}{\rightleftharpoons}} 2NH_3$$

6) ნახშირბადთან წყალბადი რეაქციაში შედის ნიკელის კატალიზატორის თანაობისას 500°C-ზე და წარმოქმნის მეთანს:

$$C + 2H_2 \xrightarrow{500^\circ C,\ Ni} CH_4$$

7) წყალბადი უშუალოდ ფოსფორთან და სილიციუმთან არ შედის რეაქციაში.

8) წყალბადი მაღალ ტემპერატურაზე (400°C) რეაქციაში შედის IA და IIA ჯგუფების მეტალებთან (Be-ისა და Mg-ის გარდა). მეტალთა წყალბადნაერთებს ჰიდრიდები ეწოდება. ისინი მყარი იონური ნაერთებია, რომლებიც წყალთან ადვილად შედიან რეაქციაში და გამოყოფენ წყალბადს:

$$2Na + H_2 \xrightarrow{400^\circ C} \overset{+1}{2Na}\overset{-1}{H}$$

$$Ca + H_2 \xrightarrow{400^\circ C} \overset{+2}{Ca}\overset{-1}{H_2}$$

$$KH + \overset{\delta+}{H}\text{–}\overset{\delta-}{OH} \rightarrow \overset{+1}{K}\overset{-1}{OH} + \overset{0}{H_2}\uparrow$$

9) წყალბადი რეაქციაში შედის პასიური მეტალების ოქსიდებთან და მეტალს ალადგენს თავისუფალი სახით. მაშასადამე, წყალბადი აღმდგენია:

$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$$

$$WO_3 + 3H_2 \rightarrow W + 3H_2O$$

$$MoO_3 + 3H_2 \rightarrow Mo + 3H_2O$$

გამოყენება. წყალბადი კარგი აღმდგენია და გამოყენებულია ოქსიდებისაგან ისეთი მეტალების, მისაღებად, რომლებიც კოქსთან (C) ნაერთებს წარმოქმნიან, კერძოდ, მოლიბდენის (Mo), ვოლფრამისა (W) და ქრომის (Cr). წყალბადი გამოიყენება მცენარეული ზეთისაგან მარგარინის მისაღებად (იხ. ცხიმები), ამიაკისა და ქლორწყალბადის წარმოებაში და ა.შ.

2.1.1 წყალბადის ჟანგბადნაერთები

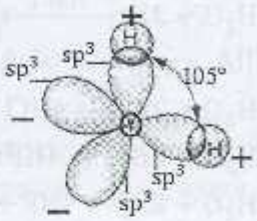
წყალბადი ჟანგბადთან წარმოქმნის ორ ნაერთს: წყალსა (H_2O) და წყალბადის პეროქსიდს (H_2O_2).

წყალი

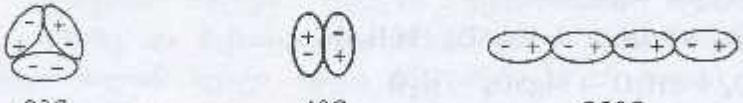
წყალი ბუნებაში ფართოდ გავრცელებული ნაერთია. დედამიწაზე წყლის მასა 10^{18} ტონას შეადგენს. წყალი უფერო, უსუნო და უგემო სითხეა, რომელიც ნორმალური წნევის პირობებში დუღს 100°C-ზე და იყინება 0°C-ზე. დუღილის მაღალი ტემპერატურა ისეთი მცირე მოლეკულური მასის მქონე ($M(H_2O) = 18$ გ/მოლი) ნივთიერებისათვის, როგორიც წყალია, აიხსნება წყლის

მოლეკულების ასოციაციით. წყლის მოლეკულაში ბმა ატომებს შორის მყარდება ჟანგბადის sp^3-ჰიბრიდული ორბიტალისა და წყალბადის s-ორბიტალის ღერძითი გადაფარვით.

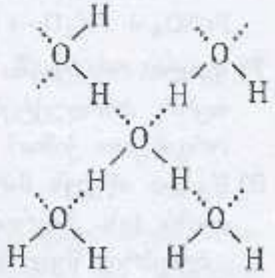
ჟანგბადის ოთხი sp^3-ჰიბრიდული ორბიტალიდან ორი შევსებულია თავისუფალი ელექტრონული წყვილებით, დანარჩენი ორი კი – კოვალენტური ბმის ელექტრონებით. თავისუფალი ელექტრონული წყვილები უფრო ახლოა ატომბირთვთან, ვიდრე საკალენტო ელექტრონები. ვალენტური ელექტრონული წყვილების განზიდვის თეორიის მიხედვით თავისუფალი ელექტრონული წყვილები უფრო მეტად განიზიდავენ ერთმანეთს, ვიდრე საკალენტო ელექტრონული წყვილები, ამიტომ H–O–H ბმის კუთხე 109.5°-დან 104.5°-მდე მცირდება.



კუთხური აღნაგობის გამო წყალი პოლარული მოლეკულაა. წყლის პოლარული მოლეკულები ერთმანეთს იზიდავს და ასოცირებულია. ამიტომ ფორმულა ჩაიწერება ასე: $(H_2O)_n$. 4°C-ზე ასოცირებულია ორ-ორი მოლეკულა $(H_2O)_2$ და კომპაქტური აღნაგობა აქვს; ამიტომ მისი სიმკვრივე მაქსიმალურია და უდრის 1 გ/სმ³-ს. 0°C-ზე ასოცირებულია სამ-სამი მოლეკულა $(H_2O)_3$ და ფაშარი აღნაგობა აქვს, ამიტომ წყალი გაყინვის დროს 9%-ით ფართოვდება. ყინული წყალზე უფრო მსუბუქია ($\varrho_{ყინ.}<1$ გ/სმ³) და წყლის ზედაპირზე ტივტივებს. 20°C-ზე ასოცირებულია ოთხი მოლეკულა $(H_2O)_4$ და წრფივი აღნაგობა აქვს. ორთქლის მდგომარეობაში წყალი ასოცირებული არ არის. ქვემოთ წარმოდგენილია წყლის სტრუქტურა სხვადასხვა ტემპერატურაზე:



წყლის სიმკვრივე უფრო მეტია, ვიდრე ყინულის. წყლის ეს ანომალია ძალ როლს ასრულებს წყალში სასიცოცხლო პროცესების შენარჩუნებისათვის – წყალქვეშა მცენარეებისა და ცხოველების ცხოველქმედებისათვის.



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) IA და IIA ჯგუფის მეტალებთან (Be-ისა და Mg-ის გარდა) ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე წყალბადის გამოყოფით:

$2H_2O + 2Na \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$ $\quad$ $2H_2O + Ca \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$

2) გავარვარებულ რკინასთან წყალბადის გამოყოფით:

$4H_2O + 3Fe \xrightarrow{700^\circ C} Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$

3) VIIA ჯგუფის არამეტალებთან ჟანგბადის გამოყოფით:

$2H_2O + 2Cl_2 \rightarrow 4HCl + O_2\uparrow$

$2H_2O + 2Br_2 \rightarrow 4HBr + O_2\uparrow$

$2H_2O + 2F_2 \rightarrow 4HF + O_2\uparrow$

ფთორის გარემოში წყალი იწვის. ქლორისა და ბრომის წყალთან ურთიერთქმედება სტადიებად მიმდინარეობს, რომლებსაც VIIA ჯგუფის ელემენტების განხილვის დროს გავეცნობით. აქ კი წარმოდგენილია შეჯამებული ტოლობა.

4) წყალი რეაქციაში შედის IA და IIA ჯგუფების მეტალების (Be-ისა და Mg-ის გარდა) ოქსიდებთან და ტუტეებს წარმოქმნის:

$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$ $\quad$ $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

5) წყალი რეაქციაში შედის ყველა მჟავურ ოქსიდთან ქვიშის (SiO_2) გარდა და მჟავებს წარმოქმნის:

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ $\quad$ $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$

$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$ $\quad$ $Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4$

6) წყალი რეაქციაში შედის ზოგიერთ მარილთან და წარმოქმნის კრისტალჰიდრატებს, მაგალითად:

$Na_2SO_4 + 10H_2O \rightarrow Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$

$MgSO_4 + 7H_2O \rightarrow MgSO_4 \cdot 7H_2O$

$CuSO_4 + 5H_2O \rightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O$

$CaCl_2 + 6H_2O \rightarrow CaCl_2 \cdot 6H_2O$

$FeSO_4 + 7H_2O \rightarrow FeSO_4 \cdot 7H_2O$ და ა.შ.

7) წყალი რეაქციაში შედის ორგანულ ნივთიერებებთან და წარმოქმნის მიეროების პროდუქტებს. ამ რეაქციებს ჰიდრატაციის რეაქციები ეწოდება (იხ. ორგანული ქიმია).

8) წყალი იწვევს მარილების და ზოგიერთი ორგანული ნივთიერებების ჰიდროლიზს (იხ. ჰიდროლიზი).

ბუნებრივ წყალში შედის მძიმე წყალი – D_2O (1 გ 5 ლ-ში). მძიმე წყალში ნივთიერებები ცუდად იხსნება, რეაქციები 10-ჯერ უფრო ნელა მიმდინარეობს. მძიმე წყალში თევზი იღუპება.

წყალბადის პეროქსიდი

წყალბადის პეროქსიდის ფორმულაა H_2O_2, სტრუქტურული კი ასეთია:



H_2O_2

მოლეკულა წრფივი არ არის. ორი H–O ბმა განლაგებულია სხვადასხვა სიბრტყეში, რომელთა შორის კუთხე 98.5°-ია. იგი შეიცავს პეროქსიდის დაჯგუფებას $-\overset{-1}{O}-\overset{-1}{O}-$, სადაც ბმა 3-ჯერ უფრო სუსტია, ვიდრე O–H ბმა. ჟანგბადის ჟანგვის ხარისხი −1-ის ტოლია. წყალბადის პეროქსიდი მიიღება მეტალის პეროქსიდებზე მჟავების მოქმედებით. მაგალითად, ნატრიუმის პეროქსიდზე (N_2O_2) ან ბარიუმის პეროქსიდზე (BaO_2) გოგირდმჟავას მოქმედებით:

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

$$BaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + H_2O_2$$

ფიზიკური თვისებები. H_2O_2 სიროფის მსგავსი უფერო სითხეა. წყალში კარგად იხსნება. მის 30%-იან ხსნარს პერჰიდროლი ეწოდება. სუფთა H_2O_2 მდგრადი ნაერთია. 20°C-ზე 1 წლის განმავლობაში იშლება დაახლოებით 0.5%. მძიმე მეტალების იონების თანაობისას, სინათლეზე ან გაცხელებით ძალიან სწრაფად – აფეთქებით იშლება. H_2O_2-ის წყალხსნარის სტაბილურობა დამოკიდებულია pH-ზე და მაქსიმალურია pH 3.5–4.5-ის დიაპაზონში. წყალბადის პეროქსიდი ძალიან სუსტი მჟავაა ($K_დ$ არის 10^{-12} რიგის) და ორ საფეხურად დისოცირდება:

$$H_2O_2 \rightleftarrows H^+ + HO_2^- \qquad K_1 = 2.4 \cdot 10^{-12}$$

$$HO_2^- \rightleftarrows H^+ + O_2^{2-} \qquad K_2 \ll K_1$$

ქიმიური თვისებები. მჟავას ნაშთს O_2^{2-} ანუ $(O-O)^{2-}$ შეუძლია გასცეს ან მიიერთოს ელექტრონები:

$O_2^{2-} + 2e \rightarrow 2O^{2-}$ აღდგა – მჟანგავია

$O_2^{2-} - 2e \rightarrow O_2^0$ დაიჟანგა – აღმდგენია

ამის გამო წყალბადის პეროქსიდი მჟანგავიცაა და აღმდგენიც, თუმცა როგორც მჟანგავი უფრო ძლიერია, ვიდრე როგორც აღმდგენი. იგი ადვილად იშლება ატომური ჟანგბადის გამოყოფით, რაც განაპირობებს მის მჟანგავ თვისებებს:

$$H_2O_2 \rightarrow H_2O + O, \qquad 2O \rightarrow O_2\uparrow$$

წყალბადის პეროქსიდი ჟანგავს კალიუმის იოდიდს და გამოყოფს თავისუფალ იოდს, რომელსაც სახამებლის ხსნარით ამოიცნობენ (იოდი სახამებელს ალურჯებს):

$$2KI + H_2O_2 \rightarrow 2KOH + I_2$$

ძლიერ მჟანგავებთან ($KMnO_4$) წყალბადის პეროქსიდი აღმდგენია:

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2O_2 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O + 5O_2\uparrow$$

წყალბადის პეროქსიდის 3%-იანი ხსნარი გამოყენებულია მედიცინაში ჭრილობის სადეზინფექციოდ, კონცენტრირებული ხსნარი კი – რაკეტებში საწვავის დასაჟანგად.

2.2 VIIA ჯგუფის ელემენტები

ზოგადი დახასიათება

VIIA ჯგუფის ელემენტებს ჰალოგენები ეწოდება. მათი გარე შრის ელექტრონების კონფიგურაციაა ns^2np^5. ძირითად მდგომარეობაში ისინი ერთვალენტიანი ელემენტებია. ფთორის გარდა ყველა ჰალოგენი გადადის აღგზნებულ მდგომარეობაში, რომელშიც ისინი სამ-, ხუთ- და შვიდ-ვალენტიანია. ინერტულ აირებთან უშუალო მეზობლობის გამო მათი ელექტრონიანაღმი სწრაფვის უნარიგა მაქსიმალურია, ამიტომ ჰალოგენი ყველაზე ელექტროუარყოფითი ელემენტია შესაბამის პერიოდში. ჰალოგენები წყალბად- და მეტალნაერთებში ამჟღავნებს -1 ჟანგვის ხარისხს. ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად მცირდება მათი ელექტროუარყოფითობა და სუსტდება მჟანგავი (არამეტალური) თვისებები, აღმდგენი (მეტალური) თვისებები კი ძლიერდება. ფთორის გარდა, ჰალოგენები ამჟღავნებს $+1$, $+3$, $+5$ და $+7$ ჟანგვის ხარისხს და წარმოქმნის შესაბამის ოქსიდებსა და ჟანგბადთან მჟავებს. ყველაზე ძლიერი აღმდგენი თვისებები აქვს იოდს, ამიტომ იგი წარმოქმნის ყველაზე მდგრად ჟანგბადნაერთებს და აძევებს თავისუფალ ქლორს ჟანგბადნაერთებიდან. მაგალითად, $KClO_3$-სა და $KClO_4$-ზე იოდის მოქმედებით გამოიყოფა თავისუფალი ქლორი:

$$2K\overset{+5}{Cl}O_3 + \overset{0}{I_2} \rightarrow 2K\overset{+5}{I}O_3 + \overset{0}{Cl_2}$$

$Cl^{+5} \xrightarrow{+5\bar{e}} Cl^0$ — აღდგა — მჟანგავია

$I^0 \xrightarrow{-5\bar{e}} I^{+5}$ — დაიჟანგა — აღმდგენია

$$2K\overset{+7}{Cl}O_4 + \overset{0}{I_2} \rightarrow 2K\overset{+7}{I}O_4 + Cl_2$$

$Cl^{+7} \xrightarrow{+7\bar{e}} Cl^0$ — აღდგა — მჟანგავია

$I^0 \xrightarrow{-7\bar{e}} I^{+7}$ — დაიჟანგა — აღმდგენია

ჯგუფში ზევიდან ქვევით ჰალოგენების მჟანგავი თვისებები თანდათანობით სუსტდება, ამიტომ ჯგუფის ზედა ელემენტი აძევებს ჯგუფის ქვედა ელემენტებს წყალბად- და მეტალნაერთებიდან, მაგალითად:

$$2K\overset{-1}{Br} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2K\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{Br_2}$$

$Br^{-1} \xrightarrow{-1\bar{e}} Br^0$ — დაიჟანგა — აღმდგენია

$Cl^0 \xrightarrow{+1\bar{e}} Cl^{-1}$ — აღდგა — მჟანგავია

$$2K\overset{-1}{I} + \overset{0}{Br_2} \rightarrow 2K\overset{-1}{Br} + \overset{0}{I_2}$$

$I^{-1} \xrightarrow{-1\bar{e}} I^0$ — დაიჟანგა — აღმდგენია

$Br^0 \xrightarrow{+1\bar{e}} Br^{-1}$ — აღდგა — მჟანგავია

ჯგუფში ზევიდან ქვევით ჰალოგენების ფიზიკური თვისებები იცვლება: F_2 და Cl_2 აირებია, ბრომი თხევადი ნივთიერებაა, იოდი კი – მყარი კრისტალური ნაერთი, რომელსაც მეტალური ბზინვაც ახასიათებს.

ჰალოგენები (ფთორის გარდა) წარმოქმნის ჟანგბადიან მჟავებს, რომლებშიც ამჟღავნებს +1, +3, +5 და +7 ჟანგვის ხარისხებს. მაგალითად, ცნობილია $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$ და $HClO_4$. ჟანგვის ხარისხის ზრდასთან ერთად იზრდება მათი მდგრადობა და სიძლიერე. ყველაზე მდგრადი და ძლიერი მჟავაა $HClO_4$.

2.2.1 ქლორი

ქლორის რიგითი ნომერი Z=17. ბუნებაში ქლორი არსებობს ორი ნუკლიდის – ^{35}Cl-ისა და ^{37}Cl-ის – სახით ($^{35}Cl - 75\%$, $^{37}Cl - 25\%$). ძირითად მდგომარეობაში მას აქვს ერთი გაუწყვილებელი p-ელექტრონი და ამჟღავნებს 1-ის ტოლ ვალენტობას:



[Ne]

ვაკანტური ორბიტალების არსებობის გამო ქლორის ატომი გადადის აღგზნებულ მდგომარეობაში და სამ-, ხუთ- ან შვიდვალენტიანია:

$Cl=[Ne]3s^23p^5$ (I) → $Cl^*=[Ne]3s^23p^43d^1$ (III)

→ $Cl^*=[Ne]3s^23p^33d^2$ (V)

→ $Cl^*=[Ne]3s^13p^33d^3$ (VII)

ნაერთებში ქლორი ამჟღავნებს ჟანგვის შემდეგ ხარისხებს:
–1-ს წყალბად- და მეტალნაერთებში (HCl^{-1}, $NaCl^{-1}$);
0-ს მარტივ ნივთიერებაში (Cl_2^0);

+1-ს, +3-ს, +5-ს, +7-ს – ოქსიდებსა და ჟანგბადიან მჟავებში

$\overset{+1}{HClO}$
$\overset{+3}{HClO_2}$
$\overset{+5}{HClO_3}$
$\overset{+7}{HClO_4}$

გავრცელება. ქლორი დიდი აქტიურობის გამო ბუნებაში თავისუფალი სახით არ არსებობს. ნაერთებიდან კი გავრცელებულია: $NaCl$ – ქვამარილი, $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ – კარნალიტი, $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$ – კაინიტი, KCl – სილვინი, $NaCl \cdot KCl$ – სილვინიტი, $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ – ბიშოფიტი. ზღვის წყალი შეიცავს 3.5%-მდე $NaCl$-ს. ქლორი ყველაზე მეტად გავრცელებული ელემენტია ჰალოგენებიდან.

მიღება. ქლორის მიღების რეაქციები ჟანგვა-აღდგენითია:

1) $\overset{-4}{Mn}O_2 + 4H\overset{-1}{Cl} \rightarrow MnCl_2 + 2H_2O + \overset{0}{Cl}_2\uparrow$

$$\begin{array}{c|l} 1 & Mn^{+4} \xrightarrow{+2\bar{e}} Mn^{+2} \quad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია} \\ 2 & Cl^{-1} \xrightarrow{-1\bar{e}} Cl^0 \quad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია} \end{array}$$

2) $K\overset{+5}{Cl}O_3 + 6H\overset{-1}{Cl} \rightarrow K\overset{-1}{Cl} + 3H_2O + 3\overset{0}{Cl}_2\uparrow$

$$\begin{array}{c|l} 1 & Cl^{+5} \xrightarrow{+6\bar{e}} Cl^{-1} \quad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია} \\ 6 & Cl^{-1} \xrightarrow{-1\bar{e}} Cl^0 \quad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია} \end{array}$$

3) $K_2\overset{+6}{Cr_2}O_7 + 14H\overset{-1}{Cl} \rightarrow 2K\overset{-1}{Cl} + 2\overset{+3}{Cr}Cl_3 + 7H_2O + 3\overset{0}{Cl}_2\uparrow$

$$\begin{array}{cc|l} 2 & 1 & Cr^{+6} \xrightarrow{+3\bar{e}} Cr^{+3} \quad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია} \\ 6 & 3 & Cl^{-1} \xrightarrow{-1\bar{e}} Cl^0 \quad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია} \end{array}$$

4) $2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 16H\overset{-1}{Cl} \rightarrow 2KCl + 2\overset{+2}{Mn}Cl_2 + 8H_2O + 5\overset{0}{Cl}_2\uparrow$

$$\begin{array}{cc|l} 2 & 1 & Mn^{+7} \xrightarrow{+5\bar{e}} Mn^{+2} \quad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია} \\ 10 & 5 & Cl^{-1} \xrightarrow{-1\bar{e}} Cl^0 \quad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია} \end{array}$$

5) ტექნიკაში ქლორს ღებულობენ სუფრის მარილის წყალხსნარის ელექტროლიზით:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{H_2\uparrow} + \underset{(A)}{Cl_2\uparrow} + \underset{\text{ხსნარში}}{2NaOH}$$

ფიზიკური თვისებები. ქლორი მომწვანო-მოყვითალო ფერის მაბრჭობელა აირია. აღიზიანებს სასუნთქი გზების ლორწოვან გარსს, იწვევს ფილტვების შესივილის დაშლას. ქლორი პირველი მომწამლავი ნივთიერებაა, რომელიც გერმანელებმა გამოიყენეს I მსოფლიო ომში. ქლორი ჰაერზე 2.5-ჯერ მძიმეა ($D_{ჰ}(Cl_2) = 71/29$). 1 ლ წყალში 20°C-ზე იხსნება 2.5 ლ Cl_2 და წარმოქმნის ქლორიან წყალს.

ქიმიური თვისებები. ქლორი ფთორის შემდეგ ყველაზე აქტიური არამეტალია. იგი რეაქციაში შედის თითქმის ყველა ელემენტთან ჟანგბადის, აზოტისა და ნახშირბადის გარდა.

1) ქლორი რეაქციაში შედის წყალბადთან:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

ეს რეაქცია სიბნელეში არ მიდის, რეაქცია იწყება სინათლეზე ან გაცხელებისას. სინათლის ფოტონი (hν) ჯერ ქლორის მოლეკულას გახლეჩს ატომებად, რომლებსაც გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს. **კენტ ელექტრონიან ატომს რადიკალი ეწოდება:**

$$Cl{:}Cl \xrightarrow{h\nu} 2Cl\cdot$$

ქლორის რადიკალი წარმოქმნისთანავე ეჯახება წყალბადის მოლეკულას და მოხლეჩს წყალბადის რადიკალს, რომელსაც გაუწყვილებს თავის ელექტრონს და წარმოქმნის ქლორწყალბადის მოლეკულას. წყალბადის მოლეკულის გახლეჩის შედეგად წარმოქმნილი წყალბადის რადიკალი ახლა ქლორის მოლეკულას ეჯახება და გახლეჩს მას იმავე რადიკალების წარმოქმნით:

$$Cl\cdot + H{:}H \rightarrow H{:}Cl + H\cdot$$

შემდეგ

$$H\cdot + Cl{:}Cl \rightarrow H{:}Cl + Cl\cdot$$

და ა.შ. რეაქცია მიდის ჯაჭვური მექანიზმით.

2) ქლორი რეაქციაში შედის გოგირდთან, გამდნარ გოგირდში ქლორის გატარებისას:

$$S_{(თხ.)} + Cl_{2(აირ.)} \rightarrow SCl_2$$

3) ქლორი რეაქციაში შედის ფოსფორთან, ჯერ მიიღება PCl_3:

$$2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3$$

რომელიც კვლავ შედის რეაქციაში ქლორთან და წარმოქმნის PCl_5-ს:

$$PCl_3 + Cl_2 \rightarrow PCl_5$$

4) რეაქციაში შედის სილიციუმთან:

$$Si + 2Cl_2 \xrightarrow{400°C} SiCl_4$$

5) ქლორის გარემოში იწვის მეტალები, მაგალითად, Na იწვის ყვითელი ალით:

$$Cl_2 + 2Na \rightarrow 2NaCl$$

6) კალციუმი: $Ca + Cl_2 \rightarrow CaCl_2$

7) ალუმინი: $2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$

8) რკინა: $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

9) 20°C-ზე ქლორი რეაქციაში შედის ვერცხლთან სინათლის მოქმედებით (ფოტოქიმიური რეაქცია):

$$2Ag + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2AgCl$$

10) ქლორი 20°C-ზე ტენის თანაობისას რეაქციაში შედის ოქროსთან. აბსოლუტურად მშრალი ქლორი ოქროსთან რეაქციაში შედის მხოლოდ 150°C-ზე:

$$2Au + 3Cl_2 \rightarrow 2AuCl_3$$

11) ქლორი რეაქციაში წყლის წყალთან:

$$Cl_2 + H_2O \rightleftarrows HCl^{-1} + HOCl^{+1}$$

ეს რეაქცია შექცევადია და წონასწორობა გადაბრილია მარჯვნივ. ჯერ მიიღება მარილმჟავას და ქვექლოროვანი მჟავას ნარევი. ქვექლოროვანი მჟავა არ არის მდგრადი და იშლება ატომური ჟანგბადის გამოყოფით:

$$HClO \rightarrow HCl + O$$

თუ ამ ორ რეაქციას შევაჯამებთ, მივიღებთ:

$$Cl_2 + H_2O \rightarrow 2HCl + O$$

ქლორისა და წყლის ნარევს ($Cl_2 + H_2O$) ქლორიანი წყალი ეწოდება. ქლორიანი წყალი ატომური ჟანგბადის გამოყოფის გამო ძლიერი მჟანგავია. ქლორიანი წყლის ამ თვისებაზეა დამყარებული ქლორის გამოყენება სასმელი წყლის სადეზინფექციოდ. რეაქციის შედეგად გამოყოფილი ატომური ჟანგბადი ხოცავს წყალში არსებულ მიკროორგანიზმებს.

12) ტუტის ხსნარში ქლორის გატარებისას რეაქცია ორი მიმართულებით მიდის: ცივ ხსნარში (დაბალ ტემპერატურაზე) ქლორის გატარებისას მიიღება სუფრის მარილი და ქვექლოროვანი მჟავას მარილი:

$$2NaOH + Cl_2 \xrightarrow{\text{ცივი}} NaCl + NaClO + H_2O$$

ეს უკანასკნელი თანდათანობით იშლება და გამოყოფს ატომურ ჟანგბადს: $NaClO \rightarrow NaCl + O$. ამის გამო ქლორის ტუტე ხსნარი ძლიერი მჟანგავია და ახასიათებს სადეზინფექციო და მათეთრებელი თვისებები.

კალიუმის ტუტის ხსნარში ქლორის გატარებით ბერთოლემ მიიღო ხსნარი, რომელიც შეიცავდა KCl და KClO მარილებს. ამ ხსნარს „ჟაველის ხსნარი“ უწოდეს (ჟაველი სოფელია პარიზის ახლოს). „ჟაველის ხსნარი“ ძლიერი მჟანგავია ატომური ჟანგბადის გამოყოფის გამო:

$$KClO \rightarrow KCl + O; \quad 2O \rightarrow O_2\uparrow$$

ამიტომ იგი ყოფაცხოვრებაში გამოყენებულია მათეთრებლად. დიდი გამოყენება აქვს აგრეთვე მათეთრებელ კირს ანუ ქლორიან კირს, რომელიც კალციუმის ტუტეში ქლორის გატარებით მიიღება:

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow Ca\begin{matrix}Cl\\O-Cl\end{matrix} + H_2O$$

ქლორიანი კირი თეთრი ფხვნილია. აქვს ქლორის სუნი. გამოყენებულია სადეზინფექციოდ საზოგადოებრივ ადგილებში და მათეთრებლად ყოფაცხოვრებაში. იგი ჰაერიდან იერთებს ნახშირორჟანგს, რის შედეგადაც გამოიყოფა ატომური ჟანგბადი:

$$2\,Ca\begin{matrix}Cl\\O-Cl\end{matrix} + CO_2 \rightarrow CaCl_2 + CaCO_3 + Cl_2 + O$$

13) ცხელი ტუტის ხსნარში ქლორის გატარებისას მიიღება მარილმჟავასა და ქლორატის მჟავას მარილი:

$$6NaOH + 3\overset{0}{Cl_2} \xrightarrow{80^\circ C} 5Na\overset{-1}{Cl} + Na\overset{+5}{Cl}O_3 + 3H_2O$$

$$5 \mid Cl^0 \xrightarrow{+1e} Cl^{-1}$$

$$1 \mid Cl^0 \xrightarrow{-5e} Cl^{+5}$$

ქლორის ურთიერთქმედება წყალთან და ტუტის ხსნარებთან დისმუტაციის რეაქციაა, რომელშიც ქლორის ატომი მჟანგავიცაა და აღმდგენიც.

14) ქლორი, როგორც უფრო აქტიური ჰალოგენი, წყალბად- და მეტალნაერთებიდან აძევებს ბრომსა და იოდს:

$$2NaBr + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + Br_2$$

$$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$$

ქლორწყალბადი

ქლორი წყალბადთან წარმოქმნის ბინარულ (ორკომპონენტიან) ნაერთს — HCl-ს. მრეწველობაში იგი მიიღება წყალბადის ქლორში დაწვით:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

ლაბორატორიაში კი HCl-ს ღებულობენ სუფრის მარილზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით. ზომიერი გაცხელების პირობებში მიიღება გოგირდმჟავას მჟავა მარილი და გამოიყოფა 1 მოლი ქლორწყალბადი:

$$NaCl + H_2SO_4(\text{კონც.}) \xrightarrow{t} NaHSO_3 + HCl\uparrow$$

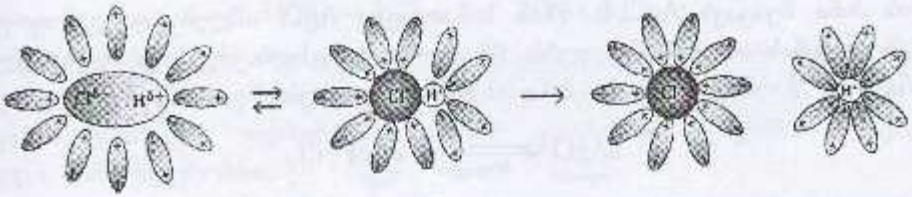
გოგირდმჟავას მჟავა მარილი მაღალ ტემპერატურაზე კვლავ შედის რეაქციაში NaCl-თან და გამოყოფს კიდევ ერთ მოლ ქლორწყალბადს:

$$NaHSO_4 + NaCl \xrightarrow{t} Na_2SO_4 + HCl\uparrow$$

თუ შევაჯამებთ ბოლო ორ რეაქციას, მივიღებთ:

$$2NaCl + H_2SO_4(\text{კონც.}) \xrightarrow{t} Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$

თვისებები. ქლორწყალბადი უფერო, მახრჩობელა აირია. ჰაერთან შედარებით $D_{ჰ}(HCl) = \frac{36.5}{29} = 1.25$-ჯერ მძიმეა. 20°C-ზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება 500 მოცულობა ქლორწყალბადი. ქლორწყალბადის მოლეკულაში ბმა კოვალენტურ-პოლარულია და ელექტრონული წყვილი გადახრილია ქლორისაკენ $\overset{\delta+}{H} \rightarrow \overset{\delta-}{Cl}$, ამიტომ ქლორი ნაწილობრივ უარყოფითად იმუხტება, ხოლო წყალბადი — ნაწილობრივ დადებითად. ქლორწყალბადის პოლარული მოლეკულა წყალში გახსნის დროს იხლიჩება წყლის მოლეკულების მეშვეობით და წარმოქმნის ჰიდრატირებულ იონებს:



ქლორწყალბადის წყალხსნარს მარილმჟავა ეწოდება. მარილმჟავა HCl(aq) ძლიერი, ერთფუძიანი მჟავაა, რომელიც წყალხსნარში მთლიანად დაშლილია იონებად:

$$HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^- \qquad K \gg 1$$

მარილმჟავას კონცენტრირებული ხსნარი შეიცავს 37%-მდე HCl-ს. იგი უფერო სითხეა, ჰაერზე ბოლავს. მას მჟავას ყველა თვისება აქვს. რეაქციაში შედის:

1) აქტიურ მეტალებთან:

$$2HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

2) ფუძე ოქსიდებთან:

$$2HCl + MgO \rightarrow MgCl_2 + H_2O$$

3) ჰიდროქსიდებთან:

$$2HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$

4) მასზე უფრო სუსტი მჟავების მარილებთან:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 - H_2O + CO_2\uparrow$$

მარილმჟავა აღმდგენია და მჟანგავებთან ურთიერთქმედებისას გამოყოფს თავისუფალ ქლორს (იხ. ქლორის მიღების ხერხები).

მარილმჟავას მარილები. მარილმჟავას მარილებს ქლორიდები ეწოდება. AgCl-ის გარდა, ყველა ქლორიდი წყალში ხსნადია, ამიტომ ქლორიდ-იონის (Cl^-) აღმოსაჩენია ვერცხლის კატიონი:

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$$

ვერცხლის ქლორიდი თეთრი ხაჭოსებრი ნალექია, რომელიც მჟავაში არ იხსნება. ვერცხლის ქლორიდი სინათლეზე იშლება და გამოიყოფა ვერცხლი შავი ნალექის სახით:

$$2AgCl \xrightarrow{h\nu} \underset{\text{შავი}}{2Ag\downarrow} + Cl_2$$

ვერცხლის ქლორიდის ეს თვისება გამოყენებულია ფოტოგრაფიაში ფოტოფირების და ფოტოქაღალდების დასამზადებლად.

სინათლეზე AgCl-ის გაშავება გამოყენებულია მზის ისეთი სათვალის დასამზადებლად, რომელიც ჩრდილში უფეროა, მზეზე კი – მუქდება. ასეთი სათ-

ვალის მინა შეიცავს AgCl-ს. შუქის სინათლეზე AgCl იშლება და გამოყოფილი ვერცხლი მინას ამღვრევს შავ ფერს. ჩრდილში ვერცხლი ისევ უერთდება ქლორს და AgCl-ის წარმოქმნის გამო მინა ისევ უფერულდება:

$$2AgCl \underset{\text{ჩრდილი}}{\overset{\text{შუქი}}{\rightleftharpoons}} 2Ag\downarrow + Cl_2$$
თეთრი შავი

ქლორიდებს ფართოდ იყენებენ როგორც ყოფა-ცხოვრებაში (სუფრის მარილი[2]), ისე მრეწველობაში – მაგალითად, ქლორის მისაღებად და ა.შ. გამოიყენება სხვა მარილებიც:

KCl – სასუქია;

$CaCl_2$ – მედიცინაში 10%-იანი ხსნარის სახით. უწყლო $CaCl_2$-ს იყენებენ ლაბორატორიაში, როგორც საშრობ საშუალებას;

$ZnCl_2$ – მეტალის ზედაპირის გასასუფთავებლად რჩილვის დროს. მისი ხსნარით გაჟღენთილია ლიახლაგის შპალები ლპობისაგან დასაცავად;

$BaCl_2$ – სოფლის მეურნეობაში მავნებლების წინააღმდეგ.

ქლორის ჟანგბადნაერთები

არსებობს ქლორის შემდეგი ოქსიდები:
Cl_2O, ClO_2 (ან $Cl_2O_3 \cdot Cl_2O_5$), ClO_3 (ან $Cl_2O_5 \cdot Cl_2O_7$) და Cl_2O_7.

ისინი მჟავური ოქსიდებია და შეესაბამებათ ჟანგბადიანი მჟავები: $\overset{+1}{H}ClO$, $\overset{+3}{H}ClO_2$, $\overset{+5}{H}ClO_3$, $\overset{+7}{H}ClO_4$. (ClO_2 წყალთან მოქმედებისას ორ მჟავას – $HClO_2$-ს და $HClO_3$-ს წარმოქმნის, ხოლო ClO_3 – $HClO_3$-ს და $HClO_4$-ს).

ჟანგბადიან მჟავებში ქლორი ამჟღავნებს +1, +3, +5 და +7 ჟანგვის ხარისხს. ყველაზე არამდგრადი ნაერთია $HClO$, ყველაზე მდგრადი კი – $HClO_4$. იგი არსებობს თავისუფალი სახით, ხოლო $HClO$, $HClO_2$ და $HClO_3$ – არა. ისინი გვხვდება მხოლოდ მათი წყალხსნარების სახით.

ქლორის ჟანგბადიანი მჟავებია:	წარტივად:
$HClO$ – ჰქექლოროვანი მჟავა,	ქლორ(I)-ის მჟავა
$HClO_2$ – ქლოროვანი მჟავა,	ქლორ(III)-ის მჟავა
$HClO_3$ – ქქექლორის მჟავა,	ქლორ(V)-ის მჟავა
$HClO_4$ – ქლორის მჟავა.	ქლორ(VII)-ის მჟავა

ქლორ(I)-ის მჟავა ($HClO$) ყველაზე არამდგრადი ნაერთია და იშლება აბრომური ჟანგბადის გამოყოფით:

---

[2] NaCl-ის კრისტალები ჰიგროსკოპიულია არ არის, მაგრამ ტექნიკური სუფრის მარილი ჰაერზე ადვილად სველდება მინარევის სახით ჰიგროსკოპიული ნივთიერების – $MgCl_2$-ის შემცველობის შემთხვევაში.

$$HClO \rightarrow HCl + O;\quad 2O \rightarrow O_2\uparrow$$

ამიტომ იგი ყველაზე ძლიერი მჟანგავია. ქლორ(VII)-ის მჟავა $HClO_4$ ყველაზე მდგრადი ნაერთია და ამიტომ მჟანგავის თვისებებს ნაკლებად ამჟღავნებს. მჟანგავის თვისებები ქლორის ჟანგბადიან მჟავებში ძლიერდება შემდეგი თანმიმდევრობით:

$$HClO_4 < HClO_3 < HClO_2 < HClO$$

მდგრადობა კი – ასეთი თანმიმდევრობით:

$$HClO < HClO_2 < HClO_3 < HClO_4$$

ქლორის ჟანგბადიანი მჟავები ერთფუძიანი მჟავებია. მათი მჟავური სიძლიერე დამოკიდებულია უშუალოდ ქლორთან დაკავშირებული ჟანგბადატომების რაოდენობაზე და მცირდება შემდეგი თანმიმდევრობით:

$$HClO_4 > HClO_3 > HClO_2 > HClO$$

ჟანგბადიანი მჟავების მარილები მიიღება ქლორის გატარებით ტუტის წყალხსნარში. ტუტის ცივ ხსნარში წარმოიქმნება ქლორ(I)-ის მჟავას მარილები – ჰიპოქლორიტები ანუ ქლორატ(I)-ები:

$$\overset{0}{Cl_2} + 2NaOH \xrightarrow{0^\circ} Na\overset{-1}{Cl} + Na\overset{+1}{Cl}O + H_2O$$

$$1 \left| \begin{array}{l} Cl^0 \xrightarrow{+1\bar{e}} Cl^{-1} \end{array} \right. \quad \text{აღდგა – მჟანგავია}$$

$$1 \left| \begin{array}{l} Cl^0 \xrightarrow{-1\bar{e}} Cl^{+1} \end{array} \right. \quad \text{დაიჟანგა – აღმდგენია}$$

ტუტის ცხელ ხსნარში ქლორის გატარებით მიიღება ქლორ(V)-ის მჟავას მარილები – ქლორატები ანუ ქლორატ(V)-ები:

$$3Cl_2 + 6NaOH \xrightarrow{80^\circ C} 5Na\overset{-1}{Cl} + Na\overset{+5}{Cl}O_3 + 3H_2O$$

$$1 \left| \begin{array}{l} Cl^0 \xrightarrow{+1\bar{e}} Cl^{-1} \end{array} \right. \quad \text{აღდგა – მჟანგავია}$$

$$1 \left| \begin{array}{l} Cl^0 \xrightarrow{-5\bar{e}} Cl^{+5} \end{array} \right. \quad \text{დაიჟანგა – აღმდგენია}$$

ქლორ(V)-ის მჟავას კალიუმის მარილი $KClO_3$ მიიღება KOH-ის ცხელ ხსნარში ქლორის გატარებით:

$$3Cl_2 + 6KOH \xrightarrow{80^\circ C} 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$$

$KClO_3$ ს ბერთოლეს მარილი ეწოდება (ფრანგი ქიმიკოსი ბერთოლეს პატივსაცემად, რომელმაც დაადგინა მისი ფორმულა). ბერთოლეს მარილი 200°C-მდე გახურებისას და MnO_2-ის თანაობისას იშლება ჟანგბადის გამოყოფით:

$$2KClO_3 \xrightarrow[MnO_2]{200^\circ C} 2KCl + 3O_2\uparrow$$

ხოლო უკატალიზატოროდ 500°C-მდე გაცხელებისას განიცდის დისმუტაციას:

$$4K\overset{+5}{Cl}O_3 \xrightarrow{500^\circ C} K\overset{-1}{Cl} + 3K\overset{+7}{Cl}O_4$$

$$1 \mid 2 \mid Cl^{+5} \xrightarrow{+6\bar{e}} Cl^{-1}$$ აღდგა – მჟანგავია

$$3 \mid 6 \mid Cl^{+5} \xrightarrow{-2\bar{e}} Cl^{+7}$$ დაიჟანგა – აღმდგენია

ქლორის ჟანგბადიანი მჟავას მარილებზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით ღებულობენ შესაბამის მჟავას, ხოლო მჟავაზე P_2O_5-ის მოქმედებით – შესაბამის ოქსიდს, მაგალითად:

$$2KClO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2HClO_4$$

$$2HClO_4 + P_2O_5 \rightarrow 2HPO_3 + Cl_2O_7$$

2.2.2 ფთორი

ფთორი ელემენტთა პერიოდული სისტემის მე-2 პერიოდის ელემენტია. მისი ატომური ნომერია 9, ხოლო ფარდობითი ატომური მასა – 19. შედგება ერთი ნუკლიდისაგან – ^{19}F. გარე სავალენტო შრეზე ფთორს ერთი გაუწყვილებელი p-ელექტრონი აქვს და ამიტომ ერთვალენტიანია:

$$F = 1s^2 2s^2 2p^5$$

ფთორს ვაკანტური ორბიტალები არა აქვს, ამიტომ არ შეუძლია აღგზნებულ მდგომარეობაში გადასვლა და მუდმივად ერთვალენტიანია. ნაერთებში ამჟღავნებს მხოლოდ -1 ჟანგვის ხარისხს. 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. ფთორი ყველაზე აქტიური არამეტალია. მისი ელექტროუარყოფითობა მაქსიმალურია (4-ის ტოლია), ამიტომ ფთორის მიღება ქიმიური აგენტით ფთორიდ-ანიონის დაჟანგვით შეუძლებელია. მას ღებულობენ მხოლოდ გამდნარი ფლუორიტის ან უწყლო თხევადი ფთორწყალბადის ელექტროლიზით:

$$CaF_2 \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} Ca + F_2\uparrow$$
$$(K) \quad (A)$$

თვისებები. ფთორი ღია ყვითელი ფერის მომწამლავი აირია, იგი ჰაერზე უფრო მძიმეა ($D_{ჰ}(F_2) = 38/29$). ქიმიურად ძალიან აქტიურია. ქლორისაგან განსხვავებით მისი მაღალი აქტიურობა განპირობებულია ფთორის ატომებს შორის არსებული სუსტი კოვალენტური ბმით. სხვა ჰალოგენებისაგან განსხვავებით კოვალენტური ბმის არამდგრადობა გამოწვეულია ფთორის ატომის რადიუსის სიმცირით. მცირე რადიუსის გამო ფთორის ატომის გაწყვილებული ელექტრონები ერთმანეთს განიზიდავს, რაც ამცირებს კოვალენტური ბმის მდგრადობას. ფთორი რეაქციაში შედის ყველა ელემენტთან ჟანგბადის და ჰელიტის გარდა. იგი ერთადერთი ელემენტია, რომელიც რეაქციაში შედის ინერტულ აირებთან (He, Ne, Ar-ის გარდა), მაგალითად, ფთორი რეაქციაში შედის

ქსენონთან და წარმოქმნის დი-, ტეტრა- და ჰექსაფთორიდებს:

$$Xe + F_2 \xrightarrow{t} XeF_2 \qquad Xe + 2F_2 \xrightarrow{t} XeF_4 \qquad Xe + 3F_2 \xrightarrow{t} XeF_6$$

ფთორში იწვის წყალი და ქვაბში, რეაქციის შედეგად გამოიყოფა ჟანგბადი:

$$2F_2 + 2H_2O \rightarrow 4HF + O_2\uparrow \qquad 2F_2 + SiO_2 \rightarrow SiF_4 + O_2\uparrow$$

ფთორი რეაქციაში შედის:

1) წყალბადთან (ეს რეაქცია მიმდინარეობს სიბნელეშიც და დაბალ ტემპერატურაზეც კი (−250°C), აფეთქების გარეშე):

$$F_2 + H_2 \rightarrow 2HF$$

ფთორის ატმოსფეროში წყალბადის წვისას გამოიყოფა დიდი რაოდენობით ენერგია და ალის ტემპერატურა 3700°C-ს აღწევს (შედარებისთვის – ჟანგბადში აცეტილენის წვისას ალის მაქსიმალური ტემპერატურა 3150°C-ია).

2) გოგირდთან და წარმოქმნის ჰექსაფთორიდს:

$$3F_2 + S \rightarrow SF_6$$

3) ფთორში იწვის მური და გრაფიტი. მური იწვის ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე, გრაფიტი – მაღალზე:

$$C + 2F_2 \rightarrow CF_4$$

4) ფთორში იწვის ფოსფორი: $2P + 5F_2 \rightarrow 2PF_5$

5) სილიციუმი: $Si + 2F_2 \rightarrow SiF_4$

6) ფთორში იწვის ყველა მეტალი, მაგალითად, ოქრო:

$$2Au + 3F_2 \xrightarrow{300°C} 2AuF_3$$

7) ტუტის განზავებული ხსნარისა და ფთორის ურთიერთქმედებით მიიღება ჟანგბადის დიფთორიდი, რომელშიც ჟანგბადის ჟანგვის ხარისხი +2-ის ტოლია. ჟანგბადის დიფთორიდი უფერო ტოქსიკური აირია:

$$2KOH + 2F_2 \rightarrow 2KF + \overset{+2}{O}\overset{-1}{F_2} + H_2O$$

ჟანგბადის დიფთორიდის გარდა ამ დროს მიიღება წყალბადის პეროქსიდი, ჟანგბადი და ოზონი. ისინი წარმოიქმნება ატომური ჟანგბადის მეშვეობით, რომელიც ფთორისა და წყლის ურთიერთქმედების შედეგად გამოიყოფა:

$$F_2 + H_2O \rightarrow 2HF + O$$

შემდეგ ატომური ჟანგბადი შედის რეაქციაში წყალთან, ფთორთან და ჟანგბადის სხვა ატომებთან:

$$H_2O + O \rightarrow H_2O_2 \qquad F_2 + O \rightarrow OF_2$$
$$2O \rightarrow O_2 \qquad 3O \rightarrow O_3$$

ფთორწყალბადი

ფთორწყალბადი ლაბორატორიაში მიიღება ფლუორიტზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით:

$$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2HF\uparrow$$

ფთორწყალბადი უფერო, მძაფრი სუნის მქონე აირია. ჰაერზე მსუბუქია ($D_3(HF) = 20/29$); ადვილად თხევადდება (20°C). თხევადი ფთორწყალბადი, სხვა ჰალოგენწყალბადებისგან განსხვავებით, ასოცირებულია წყალბადური ბმებით:

$$H—F\cdots H—F\cdots H—F$$

თხევადი HF წყალში იხსნება ნებისმიერი რაოდენობით და წარმოქმნის ფთორწყალბადმჟავას, რომელსაც ძლიერი მჟავაც ეწოდება.

ფთორწყალბადმჟავა სხვა ჰალოგენწყალბადმჟავებისაგან განსხვავებით საშუალო სიძლიერის მჟავაა ($K_d = 10^{-4}$), რაც იმითაა გამოწვეული, რომ წყალბადის ატომების იონიზაციას აფერხებს მათ შორის არსებული წყალბადური ბმები:

$$HF \rightleftarrows H^+ + F^- \quad \text{ან} \quad H_nF_n \rightleftarrows H^+ + H_{(n-1)}F_n^-$$

ფთორწყალბადმჟავა სხვა ჰალოგენწყალბადმჟავებისაგან განსხვავებით რეაქციაში შედის ქვიშასთან და წარმოქმნის აეროლად ნაერთს – SiF_4-ს:

$$SiO_2 + 4HF \rightarrow SiF_4\uparrow + 2H_2O$$

ანალოგიურად ურთიერთქმედებს HF მინის შედგენილობაში არსებულ SiO_2-თან, ამის გამო მისი შენახვა მინის ჭურჭელში არ შეიძლება, მას ინახავენ პოლიეთილენის ჭურჭელში. ეს რეაქცია გამოყენებულია მინაზე წარწერის გასაკეთებლად და დეკორატიული მინის წარმოებაში.

ფთორწყალბადმჟავას ყველა მარილი წყალში ხსნადი და ტოქსიკურია. ჟანგბადიან მჟავებს ფთორი არ წარმოქმნის.

2.2.3 ბრომი

ბრომი მურა წითელი ფერის მძიმე სითხეა, რომელიც ადვილად ორთქლდება. ორთქლი მოყვითალო წითელი ფერისაა. კანზე მოხვედრის შემთხვევაში ბრომი იწვევს ძლიერ დამწვრობას.

ბრომი მიიღება მის მარილზე ქლორის მოქმედებით:

$$MgBr_2 + Cl_2 \rightarrow MgCl_2 + Br_2$$

ბრომი იხსნება წყალში ($S^{20°C} = 35$ გ/ლ), მის წყალხსნარს ბრომიანი წყალი ეწოდება ($Br_2 + H_2O$). ბრომი რეაქციაში შედის წყალთან ქლორის მსგავსად:

$$Br_2 + H_2O \rightleftarrows HBr + HBrO$$

ქლორისაგან განსხვავებით, აქ წონასწორობა გადაწეულია მარცხნივ, ამიტომ ბრომიანი წყალი უფრო სუსტი მჟანგავია, ვიდრე ქლორიანი წყალი.

ბრომი ქლორთან შედარებით ნაკლებად აქტიურია, მაგრამ, საერთოდ, საკმაოდ ენერგიულია და წვეულებრივ პირობებში რეაქციაში შედის თითქმის ყველა ელემენტთან აზოტის, ჟანგბადის და ნახშირბადის გარდა. წყალბადთან ურთიერთქმედებისას ბრომი წარმოქმნის ბრომწყალბადს (HBr) – უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე მძიმე აირს ($D_ჰ = 81/29$), რომლის წყალხსნარი წარმოადგენს ბრომწყალბადმჟავას. HBr მარილმჟავაზე უფრო ძლიერია, რადგან ბმა ბრომსა და წყალბადატომს შორის უფრო სუსტია, ვიდრე Cl-სა და წყალბადს შორის. ბრომწყალბადმჟავას ახასიათებს მჟავების ყველა თვისება. მის მარილებს ბრომიდები ეწოდება. ყველა ბრომიდი წყალში ხსნადია AgBr-ის გარდა, ამიტომ ბრომიდ-იონის აღმოჩენია ვერცხლის კატიონი:

$$Ag^+ + Br^- \rightarrow AgBr\downarrow$$

AgBr მოყვითალო ფერის ხაჭოსებრი ნალექია, რომელიც არ იხსნება ძლიერ მჟავებში. AgCl-ის მსგავსად AgBr სინათლეზე იშლება და გამოყენებულია ფოტოგრაფიაში. ნატრიუმისა და კალიუმის ბრომიდები გამოყენებულია მედიცინაში, როგორც დამამშვიდებელი საშუალება.

ჟანგბადთან ბრომი ქლორის ანალოგიურად ამჟღავნებს +1, +3, +5 ან +7 ჟანგვის ხარისხს და წარმოქმნის ანალოგიურ ჟანგბადიან მჟავებს ($HBrO$, $HBrO_2$, $HBrO_3$ და $HBrO_4$). რომელთა სიძლიერე ქლორის ჟანგბადიანი მჟავების ანალოგიურია, მაგრამ ბრომის ჟანგბადიანი მჟავები ნაკლებად მდგრადია და ამის გამო უფრო ძლიერი მჟანგავებია.

2.2.4 იოდი

იოდი მონაცრისფრო-შავი ფერის მყარი ნივთიერებაა, რომელსაც მეტალური ბზინვა ახასიათებს. გაცხელების შედეგად გალღობის გარეშე ორთქლდება, ორთქლი იისფერია. მისი გაცივებით ისევ კრისტალები წარმოიქმნება. ნივთიერების ამ უნარს სუბლიმაცია ეწოდება. წყალში ცუდად იხსნება ($S^{20°C} = 0.2$ გ/ლ). კარგად იხსნება სპირტში, წარმოქმნილი ხსნარი ყავისფერია. უჟანგბადო ორგანულ გამხსნელებში (მაგალითად, CCl_4) ხსნარი იისფერია.

იოდი მიიღება მის მარილზე ქლორის მოქმედებით:

$$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$$

იოდი ჰალოგენების ჯგუფში ყველაზე ნაკლებად აქტიური ელემენტია და რეაქციაში შედის მხოლოდ მაღალ ტემპერატურამდე გაცხელებისას. წყალბადთან იოდი რეაქციაში შედის 200°C-ზე. რეაქცია ენდოთერმულია და ამიტომ – შექცევადი:

$$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI - 24 \text{ კჯ/მოლი}$$

2.3 VIA ჯგუფის ელემენტები

ზოგადი დახასიათება

VIA ჯგუფის ელემენტებს ქალკოგენები ეწოდება. მათ გარე შრეზე მოთავსებული სავალენტო ელექტრონების კონფიგურაციაა ns^2np^4. ძირითად მდგომარეობაში ისინი ორვალენტიანი ელემენტებია. ჟანგბადის გარდა ყველას აქვს ვაკანტური d-ორბიტალები, ამის გამო გადადის აღგზნებულ მდგომარეობაში (s და p-ორბიტალებიდან d-ორბიტალებზე ელექტრონების გადასვლის შედეგად). შესაბამისად, ქალკოგენები (ჟანგბადის გარდა) ოთხ და ექვს-ვალენტიანია.

ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ქალკოგენების ატომის რადიუსი იმატებს, რის გამოც ძლიერდება მათი აღმდგენი (მეტალური) თვისებები და სუსტდება – მჟანგავი (არამეტალური). ჟანგბადი ყველაზე ძლიერი მჟანგავია ფთორის შემდეგ, მას აღმდგენი თვისებები არა აქვს (ალადგენს მხოლოდ ფთორს). დანარჩენი ქალკოგენები (S, Se, Te) კი ამჟღავნებს როგორც აღმდგენ, ისე მჟანგავ თვისებებს. ყველაზე მეტი მეტალური თვისება აქვს ტელურს. იგი კარგად ატარებს ელექტროდენს და მეტალური ბზინვაც ახასიათებს.

VIA ჯგუფის ელემენტები წყალბადთან წარმოქმნის ნაერთებს: H_2O, H_2Se, H_2Te. ელემენტის რადიუსის ზრდასთან ერთად მცირდება მათი სწრაფვა ელექტრონისადმი, რაც ბმის პოლარიზაციას ამცირებს. ამის გამო წყალბადნაერთებიდან H_2O ყველაზე მდგრადი ნაერთია, ხოლო H_2Te – ყველაზე არამდგრადი. მათი წყალხსნარები სუსტი მჟავებია, რომელთა სიძლიერე H_2O-დან H_2Te-მდე თანდათანობით იზრდება. წყალი ნეიტრალურია, H_2S – სუსტი მჟავაა, H_2Se და H_2Te – შედარებით ძლიერი.

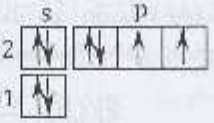
ქალკოგენები წარმოქმნის ჟანგბადნაერთებს – RO_2-სა და RO_3-ს, რომელთა მდგრადობა იზრდება ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად. მათი ოქსიდები მჟავურია და შეესაბამება მჟავები – H_2RO_3 და H_2RO_4. ქალკოგენების ჟანგბადიანი მჟავების სიძლიერე ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად მცირდება. ამასთან, სელენისა და ტელურის მჟავები – H_2SeO_4 და H_2TeO_4 – გოგირდმჟავაზე უფრო ძლიერი მჟანგავებია. სელენის მჟავა გოგირდმჟავასგან განსხვავებით ჟანგავს ოქროს:

$$2Au + 6H_2SeO_4 \rightarrow Au_2(SeO_4)_3 + 3SeO_2 + 6H_2O$$

2.3.1 ჟანგბადი

ჟანგბადი VIA ჯგუფის მე-2 პერიოდის ელემენტია. მისი ატომური ნომერი $Z=8$. შედგება სამი ნუკლიდისაგან – $^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$, $^{18}_{8}O$. ფარდობითი ატომური მასა $A_r = 16$. ჟანგბადის ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:

$O = 1s^2 2s^2 2p^4$



მას აქვს ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი და ორვალენტიანი ელემენტია. ვაკანტური ორბიტალი არა აქვს და, ცხადია, აღგზნებულ მდგომარეობაში ვერ გადავა. ამიტომ დამატებითი ვალენტობა არ ახასიათებს. ჟანგბადი წაერთებში ამჟღავნებს შემდეგ ჟანგვის ხარისხებს:

−2-ს ოქსიდებში,

−1-ს პეროქსიდებში,

−1/2-ს სუპეროქსიდებში,

0-ს მარტივ ნივთიერებებში (O_2 და O_3),

+1-ს დიჟანგბადის დიფთორიდში ($\overset{+1}{O_2}\overset{-1}{F_2}$),

+2-ს ჟანგბადის დიფთორიდში ($\overset{+2}{O}\overset{-1}{F_2}$).

ბუნებაში ჟანგბადი გავრცელებულია როგორც თავისუფალი სახით, ისე ნაერთების შედგენილობაში, თავისუფალი სახით შედის ჰაერის შედგენილობაში, სადაც მისი მასური წილი $\omega\%(O_2) = 23\%$, ხოლო მოცულობითი წილი $\varphi\%(O_2) = 21\%$. საერთოდ, ჰაერის შედგენილობა ასეთია:

$\upsilon\%(N_2) = 78\%$	$\omega\%(N_2) = 75.5\%$
$\varphi\%(O_2) = 21\%$	$\omega\%(O_2) = 23\%$
$\varphi\%(Ar) = 0.93\%$	$\omega\%(Ar) = 1.3\%$
$\varphi\%(CO_2) = 0.03\%$	$\omega\%(CO_2) = 0.046\%$

ატმოსფეროში $1.1 \cdot 10^{15}$ ტ ჟანგბადია. 100 კმ-ის ზევით ჟანგბადი არსებობს მხოლოდ ატომური სახით. ჟანგბადი შედის ორგანული და არაორგანული ნივთიერებების შედგენილობაში. დედამიწაზე გავრცელების მიხედვით ელემენტი ჟანგბადი პირველ ადგილზეა. იგი დედამიწის ქერქის 47%-ს შეადგენს (მასით*), მისი შემცველი ნაერთებიდან კი ყველაზე მეტად გავრცელებულია წყალი.

ჟანგბადს აქვს ორი ალოტროპი — თავისუფალი ჟანგბადი ანუ დიჟანგბადი და ოზონი ანუ ტრიჟანგბადი. ოზონი (O_3) წარმოიქმნება ატმოსფეროს ზედა ფენაში დედამიწის ზედაპირიდან 25 კმ სიმაღლეზე მზის რადიაციის მოქმედებით. ოზონის ფენა დედამიწას იცავს ულტრაიისფერი გამოსხივებისგან.

ჟანგბადის მიღება. მრეწველობაში ჟანგბადი მიიღება თხევადი ჰაერის ფრაქციული გამოხდით (აზოტი გამოიხდება −196°C-ზე, ჟანგბადი კი −

---

* ყველაზე იშვიათი ელემენტია ასტატი, მისი შემცველობა დედამიწის ქერქში მხოლოდ 70 მგ-ია.

−183°C-ზე). ლაბორატორიაში კი მას რამდენიმე გზით ღებულობენ:

1) ბერთოლეს მარილის გახურებით MnO_2-ის თანაობისას:

$$2KClO_3 \xrightarrow[MnO_2]{200°C} 2KCl + 3O_2\uparrow$$

2) კალიუმის ნიტრატის გახურებით:

$$2KNO_3 \xrightarrow{t} 2KNO_2 + O_2\uparrow$$

3) კალიუმის პერმანგანატის გახურებით:

$$2KMnO_4 \xrightarrow{t} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

4) ვერცხლისწყლის ოქსიდის გახურებით:

$$2HgO \xrightarrow{t} 2Hg + O_2\uparrow$$

5) ბარიუმის პეროქსიდის გახურებით:

$$2BaO_2 \xrightarrow{700°C} 2BaO + O_2\uparrow$$

6) წყლის ელექტროლიზით:

$$2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{2H_2\uparrow} + \underset{(A)}{O_2\uparrow}$$

7) პეროქსიდებზე და სუპეროქსიდებზე ნახშირბადის დიოქსიდის მოქმედებით (ჟანგბადის რეგენერაცია):

$$2Na_2O_2 + 2CO_2 \rightarrow 2Na_2CO_3 + O_2\uparrow$$

$$4KO_2 + 2CO_2 \rightarrow 2K_2CO_3 + 3O_2\uparrow$$

ამ გზით ჟანგბადს ღებულობენ კოსმოსურ ხომალდებსა და წყალქვეშა გემებში (იხ. პეროქსიდები და სუპეროქსიდები).

ფიზიკური თვისებები. ჟანგბადი უსუნო, უფერო, უგემო აირია, ჰაერზე უფრო მძიმეა $(D_{(O_2)} = 32/29)$. აქვს პარამაგნიტური თვისებები, რაც განპირობებულია მოლეკულაში ორი გაუწყვილებელი ელექტრონის არსებობით. ორი გაუწყვილებელი ელექტრონის არსებობა ჟანგბადის მოლეკულაში აიხსნება მოლეკულური ორბიტალების თეორიით (იხ. დამატება 5).

ჩვეულებრივი ანუ პარამაგნიტური (ტრიპლეტური) ჟანგბადი ასე აღინიშნება $O_2(\uparrow\uparrow)$. პარამაგნიტური ჟანგბადის მოლეკულა სინათლის კვანტის მოქმედებით გადადის აღგზნებულ მდგომარეობაში, სადაც მას გაუწყვილებელი ელექტრონები აღარ აქვს და ამიტომ დიამაგნიტურია. დიამაგნიტურ ჟანგბადს ასე აღნიშნავენ $O_2(\uparrow\downarrow)$ და მას სინგლეტური ჟანგბადი ეწოდება. იგი 94 კკ/მოლი-ით უფრო მდიდარია, ვიდრე პარამაგნიტური ჟანგბადი და დიდი აქტიურობით გამოირჩევა. მისი სიცოცხლის ხანგრძლივობა 45 წუთია. ერთმანეთთან შეჯახების შედეგად დიამაგნიტური ჟანგბადის მოლეკულები ისევ პარამაგნიტურში გადადის:

$$O_2(\uparrow\downarrow) + O_2(\uparrow\downarrow) \rightleftarrows O_2(\uparrow\uparrow) + O_2(\downarrow\downarrow)$$

ჟანგბადი წყალში მცირედ ხსნადი აირია. 100 მოცულობა წყალში 20°C-ზე იხსნება 3 მოცულობა O_2, რაც სრულიად საკმარისია ზღვებსა და ოკეანეებში სიცოცხლის შესანარჩუნებლად.

ქიმიური თვისებები. ჟანგბადი ქიმიური აქტიურობით მხოლოდ ფთორს ჩამოუვარდება. იგი რეაქციაში შედის ყველა ელემენტთან ჰალოგენების, ოქროსა და პლატინის გარდა. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე O_2 ნაკლებად აქტიურია, რადგან მისი მოლეკულის ატომებად გახლეჩა დაკავშირებულია აქტივაციის დიდ ენერგიასთან (494 კჯ).

1) წყალბადთან ჟანგბადი რეაქციაში შედის 400°C-ზე.

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

2) გოგირდთან 250°C-ზე: $S + O_2 \rightarrow SO_2$

3) აზოტთან 3000-4000°C-ზე (ეს რეაქცია ენდოთერმულია):

$$N_2 + O_2 \xrightarrow{3000-4000^\circ C} 2NO - Q;$$

4) ფოსფორთან 60°C-ზე და წარმოქმნის P_2O_3-ს (ჟანგბადის ნაკლებობის შემთხვევაში) და P_2O_5-ს (ჭარბი ჟანგბადის შემთხვევაში):

$$4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$$

$$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$$

5) ნახშირბადთან 700°C-ზე: $C + O_2 \rightarrow CO_2$

6) სილიციუმთან 600°C-ზე: $Si + O_2 \rightarrow SiO_2$

7) ჟანგბადში იწვის მეტალები. ლითიუმის დაწვით მიიღება ოქსიდი:

$$4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$$

ნატრიუმის დაწვით – პეროქსიდი:

$$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$

კალიუმის, რუბიდიუმისა და ცეზიუმის დაწვით მიიღება სუპეროქსიდები, ანუ ზეპეროქსიდები:

$$K + O_2 \rightarrow KO_2$$

$$Rb + O_2 \rightarrow RbO_2$$

$$Cs + O_2 \rightarrow CsO_2$$

სუპეროქსიდები პარამაგნიტურია და, მაშასადამე, აქვს გაუწყვილებელი ელექტრონები. პეროქსიდებს გაუწყვილებელი ელექტრონი არა აქვს და, შესაბამისად, არც პარამაგნიტურია. სუპეროქსიდი ბენზოლხსნარში იონიზაციას განიცდის: $KO_2 \rightleftarrows K^+ + O_2^-$ და წარმოქმნის მეტალის კატიონს და სუპეროქსიდის ანიონს, რომელსაც აქვს გაუწყვილებელი ელექტრონი. ასეთ იონს, რომელსაც მუხტის გარდა, გაუწყვილებელი ელექტრონიც აქვს, იონ-რადიკალი ეწოდება.

8) მაგნიუმი იწვის ჟანგბადში კაშკაშა ალით:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

9) ბარიუმი იწვის ჟანგბადში და პეროქსიდს წარმოქმნის:

$$Ba + O_2 \rightarrow BaO_2$$

10 რკინა იწვის ჟანგბადში და წარმოქმნის ხერხს:

$$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$$

11) ჟანგბადში იწვის წყალბადნაერთები და წარმოიქმნება შესაბამისი ოქსიდები. მაგალითად:

$2H_2S + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2S$ (არასრული წვა)

$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2H_2O + 2SO_2$ (სრული წვა)

$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

$2PH_3 + 4O_2 \rightarrow P_2O_5 + 3H_2O$,

ამ უკანასკნელი რეაქციის პროდუქტები შემდეგ ფოსფორმჟავას წარმოქმნის:

$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

ამიაკი (NH_3) იწვის მხოლოდ სუფთა ჟანგბადში:

$$4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$$

12) ჟანგბადში იწვის სულფიდები:

$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$$

13) ჟანგბადი ჟანგავს სულფიტს და წარმოქმნის სულფატს:

$$2Na_2\overset{+4}{S}O_3 + \overset{0}{O_2} \rightarrow 2Na_2\overset{+6\,-2}{S}O_4$$

$2 \mid S^{+4} \xrightarrow{-2\bar{e}} S^{+6}$ ალდგა – მჟანგავია

$2 \mid O^{0} \xrightarrow{+2e} O^{-2}$ დაიჟანგა – ალმდგენია

ჟანგბადი გამოყენებულია მედიცინაში, წვის პროცესების ინტენსიფიკაციისთვის, ფეთქებადი ნარევების დასამზადებლად და ა.შ.

ჟანგბადი წყალბადთან წარმოქმნის ორ ნაერთს – წყალს (H_2O) და წყალბადის პეროქსიდს (H_2O_2).

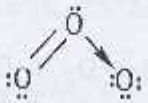
ოზონი

ატმოსფეროში ოზონი მიიღება ელვა-ჭექის დროს, ხოლო ლაბორატორიაში – ჟანგბადის ელექტროგანმუხტვის პროცესში, რომელსაც ატარებენ სპეციალურ ხელსაწყოში – ოზონატორში. რეაქცია ენდოთერმულია და შექცევადი:

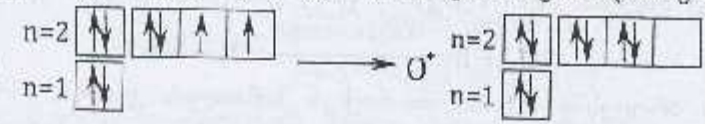
$$3O_2 \rightleftarrows 2O_3 - Q$$

ფიზიკური თვისებები. ოზონი ლურჯი აირია, აქვს დამახასიათებელი სუნი, რომელიც ელექტროგანმუხტვის დროს შეიგრძნობა ხოლმე. ოზონს H_2S-თან შედარებით 50-ჯერ უფრო მკვეთრი სუნი აქვს.

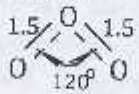
ოზონს კუთხური აღნაგობა აქვს, რომელშიც ცენტრალური ატომი იმყოფება sp^2-ჰიბრიდიზაციაში. იგი ჟანგბადის ერთ ატომს უერთდება ორმაგი ბმით, ხოლო მეორეს – დონორულ-აქცეპტორულად:



დონორის როლს ასრულებს ჟანგბადის ცენტრალური ატომი, ხოლო აქცეპტორის როლს – აღგზნებული ჟანგბადის ატომი, რომელსაც თავისუფალი ორბიტალი აქვს. აღგზნებული ჟანგბადის წარმოქმნა ასე მიმდინარეობს:



ოზონის მოლეკულაში ორმაგი ბმიდან ერთია σ-ბმა, მეორე კი – π-ბმა. π-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. მოლეკულაში π-ბმის გადანაწილებას დელოკალიზაცია ეწოდება.



იგი, როგორც ენდოთერმული ნაერთი, ადვილად იშლება ატომური ჟანგბადის გამოყოფით:

$$O_3 \rightarrow O_2 + O$$

ამიტომ ოზონი ჟანგბადზე უფრო ძლიერი მჟანგავია და ოთახის ტემპერატურაზე (20°C) ჟანგავს ვერცხლს, ოქროსა და პლატინას:

$$2Ag + O_3 \rightarrow Ag_2O + O_2\uparrow$$

$$2Au + 3O_3 \rightarrow Au_2O_3 + 3O_2\uparrow$$

ოზონი სინათლეზე ჟანგავს ქლორს (VII) ოქსიდამდე:

$$Cl_2 + 3O_3 \rightarrow Cl_2O_7 + O_2\uparrow$$

კალიუმის იოდიდის ხსნარში ოზონის გატარებისას გამოიყოფა იოდი:

$$2KI + O_3 + H_2O \rightarrow 2KOH + I_2 + O_2\uparrow$$

ამ რეაქციას ოზონის აღმოსაჩენად იყენებენ (აღმოსაჩენად ამატებენ საბამებლის ხსნარს, რომელიც იოდთან ლურჯად იფერება).

ოზონს აქვს ბაქტერიოციდული თვისებები. ძალიან მცირე კონცენტრაციის

შემთხვევაში ასუფთავებს ჰაერსა და წყალს მიკროორგანიზმებისაგან, მაგრამ 1 მგ/მ^3 კონცენტრაციისას მომწამლავია ადამიანისათვის.

ოზონის წარმოქმნა მიმდინარეობს ატმოსფეროს ზედა ფენაში (20-25 კმ-ის სიმაღლეზე) მოლეკულური ჟანგბადისგან. ჯერ ჟანგბადის მოლეკულა ულტრაისფერი გამოსხივების ზემოქმედებით იხლიჩება ატომურ ჟანგბადად:

$$O_2 + h\nu \rightarrow \cdot O\cdot + \cdot O\cdot$$

შემდეგ ატომური ჟანგბადი ეკვახება მოლეკულურ ჟანგბადს და წარმოქმნის ოზონის მოლეკულას:

$$\cdot O\cdot + O_2 \rightarrow O_3$$

ოზონის წარმოქმნის შეკაშებული რეაქცია ასე ჩაიწერება:

$$3O_2 - h\nu \rightleftarrows 2O_3$$

ოზონის მოლეკულა მდგრადი არ არის და სინათლის კვანტის შთანთქმის შედეგად ისევ იშლება. ასეთ რეაქციას ფოტოქიმიური რეაქცია ეწოდება:

$$2O_3 + h\nu \xrightarrow{\lambda=220-320\ \text{ნმ}} O_2 + \cdot O\cdot$$

დაშლის პროცესში ოზონი შთანთქავს სინათლის კვანტს, რომლის ტალღის სიგრძე 220-დან 320 ნმ-მდეა. ასეთი მოკლეტალღიანი სინათლის კვანტი დამღუპველად მოქმედებს მცენარეებსა და ცხოველებზე. ოზონის წარმოქმნის და დაშლის პროცესების შედეგად მზის ულტრაისფერი გამოსხივება (λ=250 ნმ) ოზონის ფენაში გაელისას პრაქტიკულად მთლიანად შთაინთქმება. აღნიშნული პროცესი იცავს დედამიწას ულტრაისფერი გამოსხივებისაგან, ამიტომ არ არის სასურველი ატმოსფეროს ზედა ფენაში ოზონის კონცენტრაციის შემცირება.

მცირე რაოდენობით ოზონი წარმოიქმნება კვარცის ნათურის ნათებისას, ასლგადამღები მანქანის და ლაზერული პრინტერის მუშაობისას, ასევე სხვა შემთხვევებში, სადაც ელექტროგანმუხტვის პროცესები მიმდინარეობს.

ოზონის შრის შემცირება ატმოსფეროს ზედა ფენაში ხდება ისეთი ნივთიერებების ზემოქმედებით, როგორიცაა აზოტის მონოქსიდი და ფთორქლორნახშირწყალბადები ანუ ე.წ. ფრეონები.

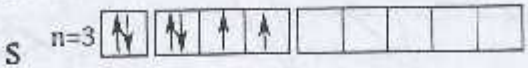
აზოტის მონოქსიდს ატმოსფეროს ზედა ფენაში გამოყოფს ზებგერითი ავითმფრინავის ძრავა. გამოყოფილი NO რეაქციაში შედის ოზონთან NO_2-ისა და O_2-ის წარმოქმნით:

$$NO + O_3 \rightarrow NO_2 + O_2$$

ოზონის ფენას უფრო მეტად აზიანებს ფრეონები, რომლებსაც მაცივრებში და კონდენციონერებში იყენებენ, როგორც გამაცივებელ საშუალებას, ხოლო აეროზოლის ბალონებში — სხვადასხვა შხამქიმიკატებისა და სურნელოვანი ნივთიერებების გასაფრქვევად. ამჟამად ფრეონებს ცვლიან სხვადასხვა ორგანული ნივთიერებებით.

2.3.2 გოგირდი

გოგირდი ელემენტთა პერიოდული სისტემის მე-3 პერიოდის VIA ჯგუფის ელემენტია. მისი ატომური ნომერი Z=16, ფარდობითი ატომური მასა კი – 32. გოგირდის ატომის ელექტრონული კონფიგურაციაა $S = [Ne]3s^2 3p^4$. მას გარე შრეზე აქვს ექვსი ელექტრონი.



გოგირდს ძირითად მდგომარეობაში 2 გაუწყვილებელი p-ელექტრონი აქვს და ამჟღავნებს 2-ის ტოლ ვალენტობას. ჟანგბადატომისგან განსხვავებით აქვს ვაკანტური d-ორბიტალები და ადვილად გადადის აღგზნებულ მდგომარეობაში, რომელშიც გოგირდი 4- და 6-ვალენტიანია:

$$S=[Ne]3s^2 3p^4 \rightarrow S^*=[Ne]3s^2 3p^3 3d^1 \ (IV)$$
$$S=[Ne]3s^2 3p^4 \rightarrow S^*=[Ne]3s^1 3p^3 3d^2 \ (VI)$$

გოგირდი ნაერთებში ამჟღავნებს შემდეგ ჟანგვის ხარისხებს:

–2-ს მეტალ- და წყალბადნაერთებში,

–1-ს პირიტში[3] $\left(Fe^{+2}\begin{matrix}S^{-1}\\ |\\ S^{-1}\end{matrix}\right)$,

0-ს მარტივ ნივთიერებაში,

$$\left.\begin{matrix}-2\text{-ს}\\ +4\text{-ს}\\ +6\text{-ს}\end{matrix}\right]$$ ოქსიდებსა და ჟანგბადიან მჟავებში.

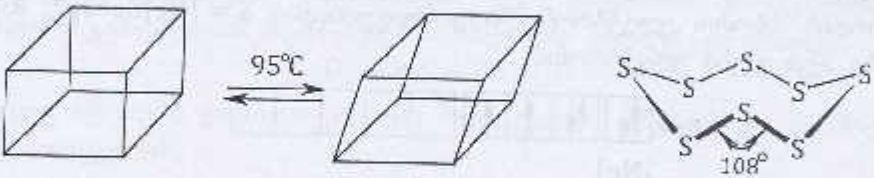
გოგირდი ბუნებაში გავრცელებულია თავისუფალი და ნაერთების სახით. თავისუფალი სახით გვხვდება სიცილიაში, ამერიკასა და სხვა ქვეყნებში. ნაერთებიდან კი გავრცელებულია ბარიტის ($BaSO_4$), თაბაშირის ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$), მირაბილიტის ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$), ინგლისური მარილის ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$), ტყვიის კრიალას (PbS), თუთიის მატყუარას (ZnS), სინგურის (HgS), პირიტის (FeS_2) და სხვა მინერალის სახით. გოგირდი შედის ამინომჟავების (ცისტეინი, ცისტინი, მეთიონინი) შედგენილობაში.

თავისუფალი სახით არსებობს გოგირდის სამი ალოტროპი: რომბული, მონოკლინური და პლასტიკური. რომბული გოგირდი ყვითელი ფერის კრისტა-

---

[3] პირიტი რკინის პერსულფიდია. იგი პეროქსიდის ანალოგს წარმოადგენს, სადაც გოგირდის ატომები ერთმანეთთან დაკავშირებულია ერთმაგი, არაპოლარული ბმით (–S–S–), ხოლო მეორე ვალენტობით დაკავშირებულია ლითონის ატომთან. პეროქსიდის მსგავსად პერსულფიდს აქვს დამჟანგავი და აღმდგენი თვისებები.

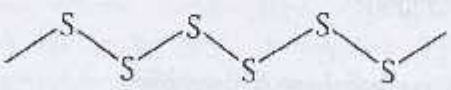
ლური ნივთიერებაა, რომელიც არსებობს 95°C-მდე. 95°C-ის ზევით იგი გარდაიქმნება მონოკლინურ გოგირდად, რომელიც ღია ყვითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა.



რომბული გოგირდი

მონოკლინური გოგირდი

რომბული და მონოკლინური გოგირდის მოლეკულა შედგება რვა ატომისაგან (S_8) და გვირგვინის მსგავსი ციკლური აღნაგობა აქვს. ვალენტური კუთხე 108°-ის ტოლია. 160°C-ზე გოგირდი ლღვება. 160°C-ის ზევით ციკლური მოლეკულები გახლეჩას იწყებს და გადადის პოლიმერულ ჯაჭვებში (S_π). 190°C-ზე მიიღება ბლანტი მუქი ყავისფერი სითხე, რომელიც შეიცავს გოგირდის n ატომისაგან შემდგარ წრფივი აღნაგობის ჯაჭვს (n>1000). 444°C-ზე გოგირდი ღუღს, შემდგომი გაცხელებით პოლიმერული ჯაჭვები თანდათანობით იხლიჩება და 1500°C-ზე გოგირდი ერთატომიანი სახით არსებობს. თუ 250°C-მდე გაცხელებულ გოგირდს ჩავასხამთ ცივ წყალში, მიიღება პლასტიკური გოგირდი — მუქი ყავისფერი მასა, რომელსაც ზიგზაგისებური აღნაგობის ჯაჭვი აქვს და შედგება გოგირდის n ატომისგან (S_n):



თავისუფალი გოგირდი მიიღება:

1) გოგირდის დიოქსიდის კოქსით აღდგენის შედეგად კატალიზატორის (Al_2O_3)-ის თანაობისას.

$$SO_2 + C \xrightarrow[Al_2O_3]{450^\circ C} CO_2 + S$$

2) პირიტის უჰაეროდ გახურებით 600°C-მდე:

$$FeS_2^{-1} \xrightarrow{600^\circ C} FeS^{-2} + S^0$$

ამ რეაქციაში პერსულფიდის იონი $[S{-}S]^{2-}$ მჟანგაიცაა და აღმდგენიც:

$S^{-1} \xrightarrow{-1\bar{e}} S^0$ დაიჟანგა — აღმდგენია

$S^{-1} \xrightarrow{+1\bar{e}} S^{-2}$ აღდგა — ჟანგავია

3) თავისუფალი გოგირდი წარმოიქმნება ვულკანური ამოფრქვევის დროს H_2S-ისა და SO_2-ის ურთიერთქმედებით, რომლებიც ვულკანური აირების შედგენილობაში შედის:

$$2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$$

ქიმიური თვისებები. გოგირდი ჟანგბადის შემდეგ ყველაზე აქტიური არამეტალია. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე იგი თითქმის ყველა ელემენტთან შედის რეაქციაში ოქროს, პლატინის და აზოტის გარდა:

1) გაბნარ გოგირდში წყალბადის გატარებით წარმოიქმნება გოგირდწყალბადი:

$$S_{(\text{გაბნარი})} + H_2 \rightleftarrows H_2S \quad (200^\circ C)$$

2) ფთორის გარემოში იწვის SF_6-ის წარმოქმნით:

$$S + 3F_2 \rightarrow SF_6$$

3) ჭარბ ქლორში წვისას წარმოქმნის გოგირდის დიქლორიდს:

$$S + Cl_2 \rightarrow SCl_2$$

4) ჟანგბადში გოგირდი იწვის და წარმომქმნის გოგირდის დიოქსიდს:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

5) ფოსფორთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის P_2S_3 და P_2S_5:

$$2P + 3S \rightarrow P_2S_3 \qquad 2P + 5S \rightarrow P_2S_5$$

6) ნახშირბად წარმოქმნის ნახშირბადის დისულფიდს:

$$C + 2S \rightarrow CS_2$$

CS_2 (გოგირდნახშირბადი) კარგი გამხსნელია, იგი ადვილად აქროლადი და მომწამლავია.

7) სილიციუმთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის სილიციუმის დისულფიდს:

$$Si + 2S \rightarrow SiS_2$$

8) გოგირდი მეტალებს ენერგიულად ჟანგავს და სულფიდებს წარმოქმნის. სპილენძთან გახურებისას წარმოქმნის სპილენძ(I)-ის სულფიდს (Cu_2S), ხოლო ვერცხლისწყალს უერთდება $-190^\circ C$ ტემპერატურაზეც კი:

$$2Cu + S \rightarrow Cu_2S \qquad Hg + S \rightarrow HgS$$

გოგირდი (ფხვნილის სახით) გამოყენებულია სოფლის მეურნეობაში მაკნებლების წინააღმდეგ, გოგირდმჟავას წარმოებაში, რეზინის მისალებად (იხ. კაუჩუკი) და ა.შ.

გოგირდწყალბადი

გოგირდი წყალბადთან ურთიერთქმედებით წარმოქმნის გოგირდწყალბადს – H_2S. იგი მიიღება:

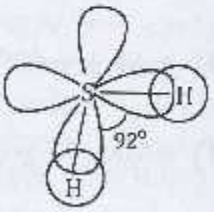
1) პირდაპირი სინთეზით – გაცხარ გოგირდში წყალბადის გატარებით 200°C-ზე:

$$H_2 + S \longrightarrow H_2S\uparrow$$

2) სულფიდებზე განზავებული მჟავების მოქმედებით:

$$FeS + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

ფიზიკური თვისებები. გოგირდწყალბადი უფერო, ლაყე კვერცხის სუნის მქონე აირია, ჰაერზე მძიმეა ($D_{ჰ}(H_2S) = 34/29 = 1.2$). ატომებს შორის s–p გადაფარვით წარმოქმნილი ბმა კოვალენტურ-პოლარულია. მოლეკულა კუთხური აღნაგობისაა. ვალენტური კუთხე 92°-ის ტოლია. H_2S-ის ორბიტალური სქემა ასეთია:



კუთხური აღნაგობის გამო გოგირდწყალბადის მოლეკულა პოლარულია, მაგრამ წყალთან შედარებით გაცილებით ნაკლებად პოლარული. წყლისგან განსხვავებით გოგირდწყალბადის მოლეკულებს შორის წყალბადური ბმები არ მყარდება. 1 მოცულობა წყალში 20°C-ზე იხსნება 2.5 მოცულობა H_2S.

ქიმიური თვისებები.

1) გოგირდწყალბადი იწვის მოცისფრო ალით. ჟანგბადის გარემოში მიმდინარეობს სრული წვა, მიიღება SO_2 და H_2O:

$$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2H_2O + 2SO_2$$

ჟანგბადის ნაკლებობის შემთხვევაში მიმდინარეობს არასრული წვა:

$$2H_2S + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2S$$

2) რადგან გოგირდის ჟანგვის ხარისხი გოგირდწყალბადში მინიმალურია (–2) და მეტი ელექტრონის შეძენა მას არ შეუძლია, ამიტომ გოგირდწყალბადი მხოლოდ აღმდგენია და, ჩვეულებრივ, აღდგება ნეიტრალურ გოგირდამდე. იგი რეაქციაში შედის მჟანგავებთან:

ა) ჰალოგენებთან:

$$\overset{-2}{H_2}\overset{0}{S} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2H\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{S}$$

1 | $S^{-2} \xrightarrow{-2\bar{e}} S^0$ დაჟანგა – აღმდგენია

2 | $Cl^0 \xrightarrow{+1\bar{e}} Cl^{-1}$ აღდგა – მჟანგავია

$$\overset{-2}{H_2}\overset{0}{S} + \overset{0}{I_2} \rightarrow 2H\overset{-1}{I} + \overset{0}{S}$$

1 | $S^{-2} \xrightarrow{-2\bar{e}} S^0$ დაიჟანგა – აღმდგენია

2 | $I^0 \xrightarrow{+1\bar{e}} I^{-1}$ აღდგა – მჟანგავია

ბ) $KMnO_4$-თან მჟავა გარემოში:

$$2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 5H_2\overset{-2}{S} + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 5\overset{0}{S} + 8H_2O$$

$2 \mid Mn^{+7} \xrightarrow{+5\bar{e}} Mn^{+2}$ აღდგა – მჟანგავია

$5 \mid S^{-2} \xrightarrow{-2\bar{e}} S^0$ დაიჟანგა – აღმდგენია

3) გოგირდწყალბადი აღადგენს გოგირდის დიოქსიდს – SO_2:

$$2H_2\overset{-2}{S} + \overset{+4}{S}O_2 \rightarrow 2H_2O + 3\overset{0}{S}$$

$2 \mid S^{-2} \xrightarrow{-2\bar{e}} S^0$ დაიჟანგა – აღმდგენია

$1 \mid S^{+4} \xrightarrow{+4\bar{e}} S^0$ აღდგა – მჟანგავია

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 გოგირდმჟავაით:

$$H_2\overset{+6}{S}O_4 + 3H_2\overset{-2}{S} \rightarrow 4H_2O + 4\overset{0}{S}$$

$1 \mid S^{+6} \xrightarrow{+6\bar{e}} S^0$ აღდგა – მჟანგავია

$3 \mid S^{-2} \xrightarrow{-2\bar{e}} S^0$ დაიჟანგა – აღმდგენია

5) გოგირდწყალბადი წყალში გახსნისას წარმოქმნის გოგირდწყალბადმჟავას – H_2S. იგი სუსტი მჟავაა (α=0.07%) და ნაწილობრივ დისოცირდება. როგორც ორფუძიანი მჟავა, დისოცირდება ორ საფეხურად:

$$H_2S \rightleftarrows H^+ + HS^- \qquad K_1 = 9 \cdot 10^{-8}$$

$$HS^- \rightleftarrows H^+ + S^{2-} \qquad K_2 = 1.1 \cdot 10^{-13}$$

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 ტუტემიწათა მეტალების სულფიდები და ამონიუმის სულფიდი. წყალში უხსნადი სულფიდები შეფერილია: CuS, PbS და Ag_2S შავია, MnS – ჩორციასფერი, CdS – ყვითელი, ZnS – თეთრი, HgS – წითელი, SnS – ყავისფერი. ამიტომ სულფიდ-იონების აღმოჩენა ხდება PbS, CdS და სხვა წყალში უხსნადი სულფიდების გამოლექვით. რკინა(III) ის სულფიდი (Fe_2S_3), ალუმინის სულფიდი (Al_2S_3) და ქრომ(III)-ის სულფიდი (Cr_2S_3) სრულად ჰიდროლიზდება, ამიტომ წყალხსნარში ისინი არ არსებობენ. მაგალითად:

$$Al_2S_3 + 6HOH \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$$

გოგირდწყალბადი ძლიერი საწამლავია. მისი ხანგრძლივად ჩასუნთქვა

იწვევს სისხლის ჰემოგლობინის დაშლას. იგი უერთდება ჰემოგლობინის შედგენილობაში შემავალ რკინას, წარმოიქმნება FeS და ჰემოგლობინი კარგავს ჟანგბადის გადამტანის ფუნქციას. H_2S აბლენს სასუნთქი ფერმენტების – ციტოქრომების ბლოკირებას. H_2S-ის ანტიდოტია[4] მცირეოდენი ქლორის ჩასუნთქვა. გოგირდწყალბადი შედის ზოგიერთი თერმული წყლის (თბილისის, პიატიგორსკის, მაცესტის და სხვ.) შედგენილობაში. ბუნებაში გოგირდწყალბადი წარმოიქმნება სულფატების ბიოქიმიური გარდაქმნის შედეგად. მაგალითად:

$$CaSO_4 \rightarrow CaS \rightarrow H_2S \rightarrow S$$

ასე წარმოიქმნა H_2S შავი ზღვის ქვედა ფენებში.

გოგირდის ოქსიდები

გოგირდი ჟანგბადთან წარმოქმნის სამ ოქსიდს: მონოოქსიდს SO, დიოქსიდს SO_2 და ტრიოქსიდს SO_3. გოგირდის მონოოქსიდი მარილარწარმომქმნელი ოქსიდია, SO_2 და SO_3 კი – მჟავური ოქსიდები.

გოგირდის დიოქსიდი

გოგირდის დიოქსიდი ლაბორატორიაში მიიღება:

1) გოგირდის დაწვით:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

2) კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაზე სპილენძის მოქმედებით:

$$2H_2\overset{-6}{S}O_4(\text{კონც.}) + \overset{0}{Cu} \rightarrow \overset{+2}{Cu}SO_4 + \overset{-4}{S}O_2 + 2H_2O$$

$$1 \left| S^{+6} \xrightarrow{+2\bar{e}} S^{+4} \right. \quad \text{აღდგა – მჟანგავია}$$

$$1 \left| Cu^{0} \xrightarrow{-2\bar{e}} Cu^{+2} \right. \quad \text{დაიჟანგა – აღმდგენია}$$

3) სულფიტებზე მჟავების მოქმედებით:

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + SO_2\uparrow$$

4) პირიტის გამოწვით (წარმოებაში):

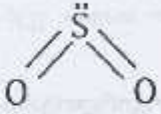
$$4\overset{-2\ -1}{FeS_2} + 11\overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{+3\ -2}{Fe_2O_3} + 8\overset{+4}{S}O_2\uparrow$$

$$4 \left| 2 \left| \begin{matrix} Fe^{+2} \xrightarrow{-1\bar{e}} Fe^{+3} \\ 2S^{-1} \xrightarrow{-10\bar{e}} 2S^{+4} \end{matrix} \right. \right\} -11 \text{ დაიჟანგა – აღმდგენია}$$

$$22 \left| 11 \right| O^{0} \xrightarrow{+2\bar{e}} O^{-2} \quad \text{აღდგა – მჟანგავია}$$

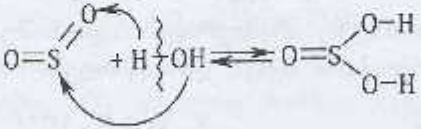
[4] ანტიდოტი – შხამის გამაუვნებელყოფელი საშუალება.

ფიზიკური თვისებები. SO_2 უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე მახრჩობელა აირია. ჰაერზე 2.2-ჯერ მძიმეა $(D_3(SO_2) = 64/29)$. ატომებს შორის ბმა კოვალენტურ-პოლარულია, კუთხური აღნაგობისაა:



გოგირდის ატომი SO_2-ის მოლეკულაში იმყოფება sp^2-ჰიბრიდიზაციაში და ვალენტური კუთხე 120°-ის ტოლია. კუთხური აღნაგობის გამო SO_2 პოლარული მოლეკულაა. 1 მოცულობა წყალში იხსნება 40 მოცულობა SO_2.

ქიმიური თვისებები. გოგირდის დიოქსიდის წყალში გახსნის დროს იხლიჩება ერთ-ერთი π-ბმა და გოგირდი იერთებს წყლის მოლეკულას:



გოგირდის დიოქსიდის წყალთან ურთიერთქმედება შექცევადი პროცესია და წონასწორობა ძირითადად გადაწეულია მარცხნივ. ამიტომ H_2SO_3 მხოლოდ წყალხსნარში არსებობს.

გოგირდის დიოქსიდში გოგირდის ჟანგვის ხარისხია +4. ამიტომ მას შეუძლია ელექტრონების როგორც მიერთება, ასევე გაცემა და ავლენს როგორც მჟანგავ, ისე აღმდგენ თვისებებს. ძლიერ მჟანგავებთან ივი აღმდგენია და ძლიერ აღმდგენებთან – მჟანგავი. მაგალითად:

NO_2-თან აღმდგენია:

$$\overset{+4}{N}O_2 + \overset{+4}{S}O_2 \rightarrow \overset{+2}{N}O + \overset{+6}{S}O_3$$

$$1 \mid N^{+4} \xrightarrow{+2\bar{e}} N^{+2} \quad \text{აღდგა – მჟანგავია}$$

$$1 \mid S^{+4} \xrightarrow{-2\bar{e}} S^{+6} \quad \text{დაიჟანგა – აღმდგენია}$$

H_2S-თან – მჟანგავი:

$$\overset{+4}{S}O_2 + 2H_2\overset{-2}{S} \rightarrow 2H_2O + 3\overset{0}{S}$$

$$1 \mid S^{+4} \xrightarrow{+4\bar{e}} S^0 \quad \text{აღდგა – მჟანგავია}$$

$$2 \mid S^{-2} \xrightarrow{-2\bar{e}} S^0 \quad \text{დაიჟანგა – აღმდგენია}$$

გოგირდის დიოქსიდი მაღალ ტემპერატურაზე (450°C) და კატალიზატორის (V_2O_5) თანაობისას იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით და წარმოქმნის SO_3-ს:

$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$$

ეს რეაქცია შექცევადია. გოგირდის დიოქსიდი ანტისეპტიკია და ხოცავს მარმუაგა ბაქტერიებს. ამის გამო მას იყენებენ ღვინის კასრების (ქარხნებში) და ქვევრების სადეზინფექციოდ, ხილისა და ბოსტნეულის დასაკონსერვებლად და ა.შ.

გოგირდმჟავა

გოგირდმჟავას ტექნიკაში ღებულობენ კონტაქტური ხერხით, რომელიც სამი ძირითადი პროცესისაგან შედგება:

1) გოგირდის დიოქსიდის მიღება,
2) დიოქსიდის კატალიზური დაჟანგვა ტრიოქსიდად,
3) ტრიოქსიდის წყალთან ურთიერთქმედებით გოგირდმჟავას მიღება.

გოგირდის დიოქსიდის მიღება ხდება პირიტის გამოწვით სპეციალურ ღუმელში:

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2 + Q$$

ეს პროცესი ეგზოთერმულია და მხოლოდ დასაწყისში არის საჭირო ღუმელის გახურება, შემდეგ კი გამოწვა მიმდინარეობს გამოყოფილი სითბოს ხარჯზე. გამოწვის შედეგად გამოყოფილი SO_2 მინარევების სახით შეიცავს დარიშხანის ოქსიდების – As_2O_3-ისა და As_2O_5-ის – მყარ ნაწილაკებს. მათი მოცილების მიზნით ღუმელიდან გამოსულ აირს ატარებენ სპეციალურ ფილტრებში (ციკლონი და ელექტროფილტრი). დარიშხანის ოქსიდების მოცილების შემდეგ SO_2-ს კონცენტრირებული გოგირდმჟავათი აცილებენ წყლის ორთქლს (გამშრობ კოშკში).

გამშრალი და გასუფთავებული SO_2-ის და ჟანგბადის ნარევი შეჰყავთ საკონტაქტო აპარატში, რომელშიც მოთავსებულია 450°C-მდე გახურებული კატალიზატორი (V_2O_5). აქ დიოქსიდი მოლიანად (≈99%) იჟანგება და გარდაიქმნება ტრიოქსიდად:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$$

საკონტაქტო აპარატიდან გამოსული გოგირდის ტრიოქსიდი შეჰყავთ მშთანთქმელ კოშკში, რომელშიც კონცენტრირებულია გოგირდმჟავაა. იგი უკეთესად შთანთქავს SO_3-ს, ვიდრე წყალი და წარმოქმნის ოლეუმს, ანუ მბოლავ გოგირდმჟავას:

$$SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_7 \text{ ანუ } H_2SO_4 \cdot SO_3$$

წყლის გამოყენების შემთხვევაში H_2SO_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 შთანთქავს.

კონტაქტური ხერხით მიღებული გოგირდმჟავა ინახება ოლეუმის სახით და საჭიროების შემთხვევაში მისი განზავებით ღებულობენ სასურველი კონცენტრაციის გოგირდმჟავას.

ფიზიკური თვისებები. კონცენტრირებული გოგირდმჟავა (98.3%) წარმოადგენს უფერო, ბლანტ და მძიმე სითხეს (ϱ=1.84 გ/სმ³). უწყლო გოგირდმჟავა არაელექტროლიტია. იგი პოლარულ მოლეკულას წარმოადგენს.

ქიმიური თვისებები. კონცენტრირებული გოგირდმჟავას თვისებები განსხვავდება განზავებული მჟავას თვისებებისაგან. კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ძლიერი წყალწამართმევი და ძლიერი მჟანგავია.

როგორც წყალწამრთმეველი ნივთიერება, იგი ანაზღირებს ყველა ორგანულ ნივთიერებას, მაგალითად, შაქარს:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2SO_4 \rightarrow 12C + H_2SO_4 \cdot 11H_2O \text{ (ჰიდრატი)}$$

როგორც დამჟანგავი, იგი გაცხელებისას ურთიერთქმედებს თითქმის ყველა მეტალთან ოქროს და პლატინის გარდა. პასიურ მეტალებთან ურთიერთქმედებისას გამოყოფს SO_2-ს. მაგალითად, სპილენძთან გაცხელებისას ჯერ წარმოქმნის სპილენძის ოქსიდსა და გოგირდოვან მჟავას:

$$H_2SO_4(\text{კონც}) + Cu \xrightarrow{t} CuO + H_2SO_3$$

შემდეგ H_2SO_3 იშლება: $H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2$

ბოლო სპილენძის ოქსიდი რეაქციაში შედის ისევ გოგირდმჟავასთან:

$$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$$

თუ შევაჯამებთ:

$$2H_2\overset{+6}{S}O_4 + \overset{0}{Cu} \rightarrow \overset{+2}{Cu}SO_4 + 2H_2O + \overset{+4}{S}O_2\uparrow$$

$$1 \mid S^{+6} \xrightarrow{+2\bar{e}} S^{+4} \quad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია}$$

$$1 \mid Cu^{0} \xrightarrow{-2\bar{e}} Cu^{+2} \quad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია}$$

აქტიურ მეტალებთან ურთიერთქმედებისას გამოყოფს H_2S-ს

$$5H_2\overset{+6}{S}O_4 + 4\overset{0}{Zn} \rightarrow 4\overset{+2}{Zn}SO_4 + H_2\overset{-2}{S} + 4H_2O$$

$$1 \mid 2 \mid S^{+6} \xrightarrow{+8\bar{e}} S^{-2} \quad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია}$$

$$4 \mid 8 \mid Zn^{0} \xrightarrow{-2\bar{e}} Zn^{+2} \quad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია}$$

კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ჟანგავს HI-სა და HBr-ს.

$$H_2SO_4 + 2HI \rightarrow 2H_2O + SO_2 + I_2$$

$$1 \mid S^{+6} \xrightarrow{+2\bar{e}} S^{+4} \quad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია}$$

$$2 \mid I^{-1} \xrightarrow{-1\bar{e}} I^{0} \quad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია}$$

93%-ზე უფრო მაღალი კონცენტრაციის H_2SO_4 ჩვეულებრივ პირობებში არ ურთიერთქმედებს Fe, Al, Pb და Cr-თან, ამიტომ მის* ტრანსპორტირებას რკინის ცისტერნებით ახდენენ.

განზავებული გოგირდმჟავა ძლიერ ორფუძიან მჟავას წარმოადგენს:

$$H_2SO_4 \rightleftarrows H^+ + HSO_4^- \qquad K_1 \gg 1 \ (100\%\text{-ით})$$

$$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-} \qquad K_2 = 1.2 \cdot 10^{-2}$$

რომელსაც ძლიერი მჟავას დამახასიათებელი ყველა თვისება აქვს, კერძოდ, რეაქციაში შედის:

1) აქტიურ მეტალებთან და წყალბადს გამოყოფს:

$$H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

2) ფუძე ოქსიდებთან:

$$H_2SO_4 + ZnO \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

3) ჰიდროქსიდებთან:

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

4) სუსტი მჟავას მარილებთან:

$$H_2SO_4 + CaCO_3 \rightarrow CaSO_4 + H_2O + CO_2\uparrow$$

25%-იანი გოგირდმჟავა გამოიყენება მანქანის აკუმულატორში.

გოგირდმჟავას მარილები. გოგირდმჟავა წარმოქმნის ორი ტიპის – მჟავა და სრულ მარილებს. სრულ მარილებს სულფატები ეწოდება, ხოლო მჟავა მარილებს – ჰიდროსულფატები. ყველა ჰიდროსულფატი ხსნადია. სულფატებიც ხსნადია, გარდა $BaSO_4$-ის და $PbSO_4$-ისა, ამიტომ სულფატ-იონების აღმოსაჩენია ბარიუმის და ტყვიის კატიონები. მათი ურთიერთქმედებით სულფატ-იონებთან გამოიყოფა მჟავებში უხსნადი თეთრი ფერის კრისტალური ნალექები ($BaSO_4$ და $PbSO_4$):

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$$

$$Pb^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4\downarrow$$

სულფატებს დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს, მაგალითად:

$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – მირაბილიტი, ანუ გლაუბერის მარილი – გამოიყენება მედიცინაში კუჭის გასაწმენდად. უწყლო მარილი Na_2SO_4 – კი სოდისა და მინის წარმოებაში.

$(NH_4)_2SO_4$ – აზოტიანი სასუქია,

K_2SO_4 – კალიუმიანი სასუქი,

$MgSO_4 \cdot 7H_2O$ – ინგლისური, ანუ მწარე მარილი მედიცინაში გამოიყენება კუჭის გასაწმენდად.

$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – თაბაშირი გამოიყენება მედიცინაში, არქიტექტურასა და ყოფა-ცხოვრებაში.

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – შაბიამანი გამოიყენება სოფლის მეურნეობაში ვენახის შესაწამლად.

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ – ალუმინის შაბი გამოიყენება ყოფა-ცხოვრებაში.

2.4 VA ჯგუფის ელემენტები

ზოგადი დახასიათება

VA ჯგუფის ელემენტების გარე შრეზე მოთავსებულია ხუთი ns^2np^3 ელექტრონი. სამივე p-ელექტრონი გაუწყვილებელია და განაპირობებს 3-ის ტოლ ვალენტობას. აზოტის გარდა VA ჯგუფის ყველა ელემენტი გადადის აღგზნებულ მდგომარეობაში $(ns^1np^3(n-1)d^1)$ და ხუთვალენტიანია. აზოტი, ჯგუფის სხვა ელემენტებისაგან განსხვავებით, ოთხვალენტიანიც არის, ვინაიდან თავისუფალი ელექტრონული წყვილის ($2s^2$) მეშვეობით ერთ ბმას დონორულ-აქცეპტორულად წარმოქმნის.

VA ჯგუფის ყველა ელემენტი წარმოქმნის წყალბადნაერთებს: NH_3, PH_3, AsH_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 ჰოლარობა და წყალბადის კატიონის მიერთების უნარი. AsH_3-ს, SbH_3-სა და BiH_3-ს საერთოდ არ გააჩნია ფუძე თვისებები.

VA ჯგუფის ელემენტები წარმოქმნის R_2O_3-ისა და R_2O_5-ის ტიპის ოქსიდებს. ატომის რადიუსის ზრდის შესაბამისად იზრდება მათი მდგრადობა. სამვალენტიანი დარიშხანის, სტიბიუმისა და ბისმუტის ოქსიდები 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 ხუთვალენტიანი ოქსიდების ფუძე თვისებები შესუსტებულია, მჟავური თვისებები კი – გაძლიერებული. ატომის რადიუსის ზრდის მიხედვით R_2O_5 ოქსიდების მჟავური თვისებები სუსტდება.

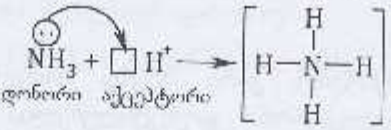
2.4.1 აზოტი

აზოტი ელემენტთა პერიოდული სისტემის მე-2 პერიოდის VA ჯგუფის ელემენტია. მისი ატომური ნომერია 7, ფარდობითი ატომური მასა კი 14-ის ტოლია. აზოტის ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:

$$N = [He]2s^22p^3$$

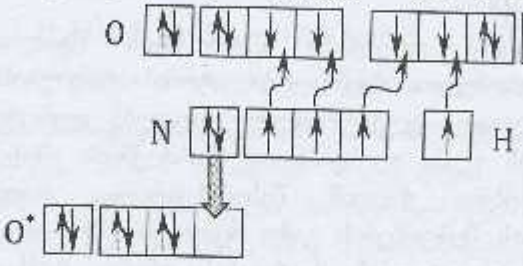
გარე შრეზე აქვს ორი გაწყვილებული s-ელექტრონი და სამი გაუწყვილებელი p-ელექტრონი, ამის გამო იგი სამვალენტიანია. ვაკანტური ორბიტალები არ გააჩნია და აღგზნებულ მდგომარეობაში ვერ გადადის, მაგრამ დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით წარმოქმნის კიდევ ერთ ბმას და ამჟღავნებს ოთხის ტოლ ვალენტობას. მაგალითად: სამვალენტიანი აზოტის ატომი ამიაკის მოლეკ-

კულაში $2s^2$ ელექტრონული წყვილით იერთებს წყალბადის ერთ კატიონს H^+ და წარმოქმნის ამონიუმის კატიონს (NH_4^+), რომელშიც იგი ოთხვალენტიანია:

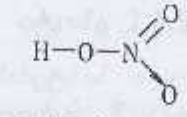


ამრიგად, აზოტი ამონიუმის იონში ოთხვალენტიანია −3 ჟანგვის ხარისხით.

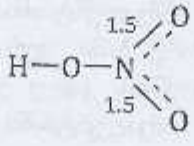
აზოტის ატომი ოთხვალენტიანია არა მარტო წყალბადნაერთებში, არამედ ჟანგბადნაერთებშიც. მაგალითად, განვიხილოთ აზოტმჟავას აღნაგობა. ატომებს შორის ბმის დამყარება განვიხილოთ ელექტრონული კონფიგურაციით:



კლაკნილი ისრები გამოსახავს ელექტრონების გაწყვილებას, მთლიანი ისარი — ელექტრონული წყვილის ჩანერგვას თავისუფალ ორბიტალში და დონორულ-აქცეპტორული ბმის წარმოქმნას ჟანგბადის აღგზნებულ ატომთან. მაშასადამე, ერთ-ერთი ჟანგბადატომის ერთი გაუწყვილებელი p-ელექტრონი უწყყილდება აზოტის ერთ გაუწყვილებელ p-ელექტრონს, ხოლო მეორე გაუწყვილებელი p-ელექტრონი — წყალბადის s-ელექტრონს და წარმოქმნის მარტივ σ-ბმებს N—O—H ატომებს შორის. აზოტს ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი უწყვილდება ჟანგბადის მეორე ატომის ორ გაუწყვილებელ p-ელექტრონს და ორმაგი ბმით იკავშირებს მას, ხოლო ჟანგბადის მესამე, აღგზნებული ატომი ახიარებს აზოტის თავისუფალ ელექტრონულ წყვილს და დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით უერთდება მას. სტრუქტურულად HNO_3-ის აღნაგობა ასე გამოისახება:



შემდგომ ხდება ბმების გათანაბრება აზოტთან დაკავშირებული ჟანგბადის ატომებს შორის, კერძოდ, π-ბმის ელექტრონები თანაბრად გაიყოფა ორ ატომს შორის. ამის შედეგად აზოტსა და ჟანგბადს შორის წარმოიქმნება 1.5-იანი ბმები:



ამრიგად, აზოტი აზოტმჟავაში და ნიტრატებში ოთხვალენტიანია +5 ჟანგვის ხარისხით.

ნაერთებში აზოტი ამჟღავნებს შემდეგ ჟანგვის ხარისხს:

−3-ს წყალბად- და მეტალნაერთებში ($N^{-3}H_3$, Li_3N^{-3}),

0-ს მარტივ ნივთიერებაში,

+1-ს	ოქსიდებში	N_2O
+2-ს		NO
+3-ს		N_2O_3
+4-ს		NO_2
+5-ს		N_2O_5

აზოტი ბუნებაში გავრცელებულია ძირითადად თავისუფალი სახით. იგი ატმოსფეროს შედგენილობის ≈78%-ს შეადგენს და მისი მასა დაახლოებით $4 \cdot 10^{15}$ ტონაა. აზოტი გავრცელებულია მინერალების სახითაც, ესენია: $NaNO_3$ (ჩილეს გვარიჯილა) და KNO_3 (ინდოეთის გვარიჯილა).

ლაბორატორიაში აზოტი მიიღება ამონიუმის ნიტრიტის დაშლით:

$$NH_4NO_2 \xrightarrow{t} N_2 + 2H_2O$$

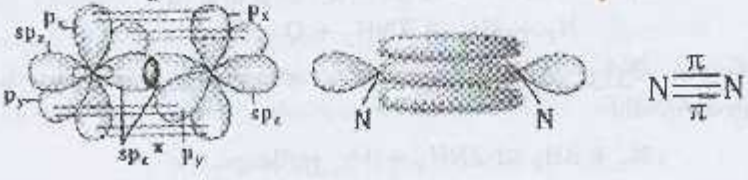
გაფხვიერებული ამონიუმის ნიტრიტი გახურებისას ფეთქდება, ამიტომ აზოტს ღებულობენ NH_4Cl-ისა და $NaNO_2$-ის კონცენტრირებული ხსნარების ურთიერთქმედებით:

$$NH_4Cl + NaNO_2 \rightarrow NaCl + NH_4NO_2$$

$$NH_4NO_2 \rightarrow N_2\uparrow + 2H_2O$$

ამ შემთხვევაში ამონიუმის ნიტრიტის დაშლა ფეთქების გარეშე მიმდინარეობს. ტექნიკაში აზოტს ღებულობენ თხევადი ჰაერის ფრაქციული გამოხდით.

თვისებები. აზოტი უფერო, უსუნო, ჰაერზე ოდნავ მსუბუქი აირია ($D_{ჰ}(N_2) = 28/29$). მოლეკულა შედგება ორი ატომისაგან (N_2), ბმა მათ შორის კოვალენტურ-არაპოლარულია, რომელიც sp-ჰიბრიდული ორბიტალების და p-p-ორბიტალების გადაფარვით მყარდება. ამრიგად, აზოტის ატომებს შორის სამმაგი ბმაა (N≡N): ერთი σ და ორი π-ბმა. σ-ბმა ატომებირთვების შემაერთებელი ღერძის გასწვრივ sp_z–sp_z ორბიტალების გადაფარვით წარმოიქმნება, ხოლო ორი π-ბმა – p_y–p_y და p_x–p_x გვერდული გადაფარვით:



სამმაგი ბმით დაკავშირებული აზოტის ატომები ძალიან მდგრად მოლეკულას წარმოქმნის. ბმის ენერგიაა 942 კჯ/მოლი. ეს იმას ნიშნავს, რომ აზოტის მოლეკულის ატომებად გასახლეწად საჭიროა 942 კჯ/მოლი ენერგია. ამიტომაა, რომ აზოტი ჩვეულებრივ პირობებში პასიურია და მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე შედის რეაქციაში მარტივ ნივთიერებებთან:

1) წყალბადს უერთდება 450°C ტემპერატურისა და 300 ატმ (30 მგპა) წნევის პირობებში:

$$N_2 + 3H_2 \underset{Fe}{\overset{400\text{-}450^\circ C,\ 30\ მგპა}{\rightleftharpoons}} 2NH_3$$

2) ჟანგბადს უერთდება ელექტრული განმუხტვისას 3000-4000°C ტემპერატურაზე. ეს რეაქცია ენდოთერმულია:

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO - Q$$

3) 1000°C-ზე აზოტი უერთდება სილიციუმს და წარმოქმნის მყარ ნაერთს, რომელიც მექანიკურად ძალიან მაგარი და ქიმიურად ძალიან მდგრადია:

$$2N_2 + 3Si \rightarrow Si_3N_4$$

4) აზოტი ლითიუმს უერთდება ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე (20°C) და წარმოქმნის ნიტრიდს:

$$6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$$

5) IA და IIA ჯგუფების დანარჩენ ლითონებთან კი რეაქციაში შედის მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე. მაგალითად:

$$3Ca + N_2 \xrightarrow{t} Ca_3N_2$$

ამიაკი

აზოტი წყალბადთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ამიაკს – NH_3. ლაბორატორიაში მას ღებულობენ:

1) ნიტრიდების ჰიდროლიზით:

$$Ca_3N_2 + 6HOH \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2NH_3\uparrow$$

2) ამონიუმის მარილებზე ჩამქრალი ან ჩაუმქრალი კირის მოქმედებით:

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2NH_4OH$$
$$\longrightarrow 2NH_3\uparrow + 2H_2O$$

მრეწველობაში ამიაკი მიიღება მარტივი ნივთიერებებისაგან:

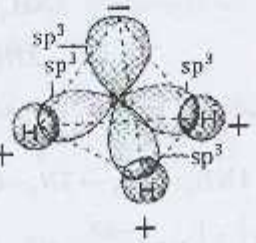
$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3 + Q$$

ამიაკის სინთეზი შექცევადი, კატალიზური პროცესია, რომელიც სითბოს გამოყოფით მიმდინარეობს:

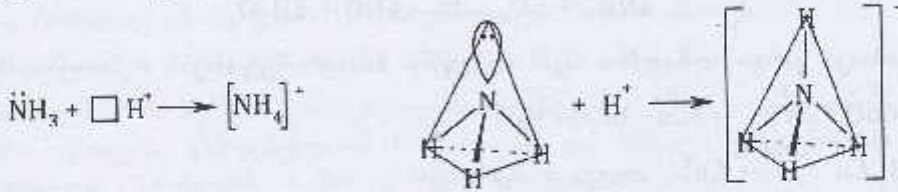
$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3 + 46\ კჯ/მოლი$$

კატალიზატორად გამოყენებულია რკინა, რომელიც გააქტიურებულია კალიუმისა და ალუმინის ოქსიდებით. ლე შატელიეს პრინციპის თანახმად, ქიმიური წონასწორობის გადაწევა ამიაკის სინთეზისაკენ მოითხოვს რეაქციის ჩატარებას დაბალ ტემპერატურაზე, მაგრამ რეაქცია მიმდინარეობს მხოლოდ 450°C-მდე გაცხელებისას. ასეთ პირობებში კი წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ – ამიაკის დაშლისაკენ. ამიაკის დაშლის კომპენსაცია შესაძლებელია, თუ რეაქციას ჩავატარებთ მალალ წნევაზე (20 მპა-დან 100 მპა-მდე), რადგან ამ შემთხვევაში წონასწორობა გადაიხრება მოცულობის შემცირებისაკენ მიმავალი რეაქციის მიმართულებით. ამიაკის სინთეზის ოპტიმალური პირობებია 450°C და 30 მპა. ამ პირობებში ამიაკის გამოსავლიანობაა 20%, ამიტომ გამოსავლიანობის გაზრდას (95%-მდე) აღწევენ ცირკულაციური მეთოდის გამოყენებით – რეაქციაში შეუსვლელი რეაგენტების მრავალჯერადი გატარებით საკონტაქტო აპარატში.

ამიაკი შუალედური პროდუქტის სახით გამოიყოფა ცოცხალ ორგანიზმებში α-ამინომჟავების ფერმენტული დაშლის შედეგად.



თვისებები. ამიაკი უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე, ჰაერზე უფრო მსუბუქი $D_3(NH_3) = 17/29$) აირია. ატომებს შორის ბმა კოვალენტურ-პოლარულია, sp^3–s-გადაფარვით დამყარებული. მოლეკულა პოლარულია და წესიერი პირამიდის ფორმა აქვს. პირამიდის წვერში აზოტის ატომია, ფუძეში კი წყალბადის ატომები. აზოტის ოთხი sp^3–ჰიბრიდიდან სამი მონაწილეობს N–H ბმების წარმოქმნაში, მეოთხის (აზოტის თავისუფალი ელექტრონული წყვილი) საშუალებით კი აზოტის ატომს შეუძლია დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით წარმოქმნას ბმა წყალბადის კატიონთან:



ამიაკის მოლეკულა პოლარულია როგორც N–H ბმების, ისე აზოტის თავისუფალი ელექტრონული წყვილის გავლენის გამო. 1 მოცულობა წყალში 20°C-ზე იხსნება 700 მოცულობა ამიაკი.

ამიაკის კარგი ხსნადობა განპირობებულია წყალთან ქიმიური ურთიერთქმედებით. ამიაკი წყალთან ჯერ წყალბადურ ბმას წარმოქმნის, შემდეგ მოხლეჩს მას წყალბადის კატიონს და გარდაიქმნება ამონიუმის ტუტედ:

$$NH_3 + HOH \rightleftarrows H_3N\cdots H{-}OH \rightleftarrows NH_4^+OH^-$$

ამონიუმის ტუტე წყალხსნარში დისოცირდება ამონიუმის კატიონად (NH_4^+) და ჰიდროქსიდის ანიონად, რომელიც განაპირობებს ხსნარის ტუტე რეაქციას. მისი დისოციაციის კონსტანტაა:

$$K = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3 \cdot H_2O]} = 10^{-5}$$

რაც იმას ნიშნავს, რომ ამიაკის 1 მოლიან ხსნარში NH_4^+-ის კონცენტრაცია შეადგენს 0.4%-ს, ე.ი. 0.4% ამიაკი და წყალი წარმოქმნის ტუტეს, ანუ NH_4^+-ის და OH^--ის იონებს. მაშასადამე, ამონიუმის ტუტე ფაქტობრივად, თავისუფალი სახით არ არსებობს.

ამიაკის კონცენტრირებული წყალხსნარი შეიცავს 25% ამიაკს და მას ამიაკიანი წყალი ეწოდება. ამიაკის ფუძე თვისებების გამო ამიაკიანი წყალი ამჟღავნებს ტუტის ყველა თვისებას. იგი რეაქციაში შედის მჟავეებთან, მარილებთან და მჟავეურ ოქსიდებთან:

$$NH_4OH + HCl \rightarrow NH_4Cl + H_2O$$

$$2NH_4OH + CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2NH_4Cl$$

$$2NH_4OH + SO_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 + H_2O$$

ამიაკი სუფთა ჟანგბადში იწვის მოყვითალო-მწვანე ალით:

$$4\overset{-3}{N}H_3 + 3\overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{0}{N_2} + 6\overset{-2}{H_2O}$$

$4 \mid 2 \mid N^{-3} \xrightarrow{-3\bar{e}} N^0$ დაიჟანგა – აღმდგენია

$6 \mid 3 \mid O^0 \xrightarrow{+2\bar{e}} O^{-2}$ აღდგა – მჟანგავია

კატალიზატორის თანაობისას ამიაკი იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით:

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt} 4NO + 6H_2O$$

ამიაკი კარგი აღმდგენია. იგი აღადგენს პასიურ მეტალებს ოქსიდებიდან:

$$3\overset{-2}{Cu}O + 2\overset{-3}{N}H_3 \rightarrow 3\overset{0}{Cu} + 3H_2O + \overset{0}{N_2}\uparrow$$

$3 \mid Cu^{+2} \xrightarrow{+2\bar{e}} Cu^0$ აღდგა – მჟანგავია

$2 \mid N^{-3} \xrightarrow{-3\bar{e}} N^0$ დაიჟანგა – აღმდგენია

ჰალოგენები ჟანგავენ ამიაკს თავისუფალ აზოტამდე:

$$2\overset{-3}{N}H_3 + 3\overset{0}{Br_2} \rightarrow \overset{0}{N_2} + 6\overset{-1}{H}Br$$

$2 \mid 1 \mid N^{-3} \xrightarrow{-3\bar{e}} N^0$ დაიჟანგა – აღმდგენია

$6 \mid 3 \mid Br^0 \xrightarrow{+1\bar{e}} Br^{-1}$ აღდგა – მჟანგავია

ამონიუმის მარილები. ამონიუმის მარილები მიიღება ამიაკისა და მჟავების ურთიერთქმედებით:

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$
$$2NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$$
$$3NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_3PO_4$$

ამონიუმის მარილები უფერო კრისტალური ნაერთებია. ყველა იხსნება წყალში და დისოციირდება ამონიუმის კატიონად და მჟავას ნაშთის ანიონად:

$$NH_4Cl \rightleftarrows NH_4^+ + Cl^-$$

ამონიუმის კატიონი (NH_4^+) ასრულებს ერთვალენტიანი მეტალის როლს და განსაკუთრებით ჰგავს კალიუმის იონს (მათი რადიუსები ერთნაირია). კალიუმის მარილებისაგან განსხვავებით, ამონიუმის მარილები გახურებით ადვილად იშლება ამიაკად და მჟავად; მაგალითად:

$$(NH_4)_3PO_4 \rightarrow 3NH_3\uparrow + H_3PO_4$$

თუ მჟავა აქროლადია, მაშინ ამონიუმის მარილი აქროლდება (სუბლიმირდება) და ორთქლის კონდენსაციის შემთხვევაში ისევ წარმოიქმნება თეთრი ბოლის სახით. ამონიუმის ჰალოგენიდები ასე იშლება:

$$NH_4Cl \rightleftarrows NH_3\uparrow + HCl\uparrow$$

ამონიუმის მარილი მჟავასთან, რომლის მჟავური ნაშთი მჟანგავია, გახურებისას ჟანგდება, მაგალითად:

$$NH_4NO_3 \xrightarrow{t} N_2O + 2H_2O$$
$$NH_4NO_2 \xrightarrow{t} N_2 + 2H_2O$$
$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{t} N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$$

ამონიუმის მარილების გამოცნობა ხდება მათზე ტუტეების მოქმედებით. ამიაკი, რომელიც ამ რეაქციის დროს გამოიყოფა, სუნით ამოიცნობა:

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O + NH_3\uparrow$$

ამონიუმის მარილები გამოყენებულია ტექნიკაში. NH_4Cl, რომელსაც ნიშადური ეწოდება, გამოყენებულია სარჩილავად და მშრალი ელემენტების დასამზადებლად. ამონიუმის ნიტრატი და სულფატი გამოყენებულია აზოტიან სასუქებად. მცენარე ამონიუმის აზოტს (NH_4^+) უფრო ნელა ითვისებს, ვიდრე ნიტრატისას (NO_3^-). NH_4NO_3 იდეალური აზოტიანი სასუქია. ამონიუმის ჰიდროკარბონატი გამოიყენება საკონდიტრო წარმოებაში ცომის ასაფუებლად (ნამცხვრის ფაშარი კონსისტენციის მისაღებად), რაც NH_4HCO_3-ის გახურების შედეგად გამოყოფილი აირების საშუალებით ხდება:

$$NH_4HCO_3 \rightarrow NH_3\uparrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

აზოტის ოქსიდები

აზოტი წარმოქმნის შემდეგ ოქსიდებს: დიაზოტის ოქსიდს – N_2O, აზოტის მონოოქსიდს – NO, დიაზოტის ტრიოქსიდს – N_2O_3, აზოტის დიოქსიდს – NO_2 და დიაზოტის პენტაოქსიდს – N_2O_5. აქედან N_2O და NO მარილარწარმომქმნელი ოქსიდებია, დანარჩენი – მჟავური. აზოტის ყველა ოქსიდი ენდოთერმული ნაერთია.

N_2O – მიიღება ამონიუმის ნიტრატის გახურებით:

$$NH_4NO_3 \xrightarrow{t} 2H_2O + N_2O\uparrow$$

იგი უფერო, მოტკბო სუნის მქონე აირია. წყალში კარგად იხსნება. 1 მოცულობა წყალში 20°C-ზე იხსნება 63 მოცულობა დიაზოტის ოქსიდი. გაცხელებით (500°C) ადვილად იშლება აზოტად და ჟანგბადად:

$$2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$$

ამის გამო N_2O ძლიერი მჟანგავია. ჟანგავს მეტალებს, არამეტალებსა და ორგანულ ნაერთებს; მაგალითად:

$$\overset{0}{Cu} + \overset{+1}{N_2}O \rightarrow \overset{+2}{Cu}O + \overset{0}{N_2}$$

$$\overset{0}{H_2} + \overset{-1}{N_2}O \rightarrow \overset{-1}{H_2}O + \overset{0}{N_2}$$

$$\overset{-4}{CH_4} + 4\overset{+1}{N_2}O \rightarrow \overset{+4}{CO_2} + 4\overset{0}{N_2} + 2H_2O$$

N_2O-ს ჩასუნთქვა იწვევს ნარკოზს.

NO ლაბორატორიაში მიიღება განზავებულ (30%-იან) აზოტმჟავაზე სპილენძის მოქმედებით:

$$8HNO_3 + 3Cu \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

ხოლო ტექნიკაში ამიაკის კატალიზური დაჟანგვით. აზოტის ოქსიდი უფერო აირია, მოლეკულა პარამაგნიტურია, რაც გაუწყვილებელი ელექტრონის მაგნიტური მომენტით არის გამოწვეული. მისი სტრუქტურა ასეთია: $\dot{N}=O$. აზოტის კენტი ელექტრონი ენერგეტიკულად არახელსაყრელ (გამოიშველ) დონეზეა, ამიტომ თავისუფალი რადიკალების მსგავსად იგი ძნელად ორკეცდება (დიმერიზდება), მაგრამ სხვა რადიკალებს ადვილად უკავშირდება. მაგალითად, იგი თავისთავად (სპონტანურად) უერთდება ჟანგბადს, რომელიც ბირადიკალს წარმოადგენს (იხ. ქვეთავი 2.3.1) და წარმოქმნის NO_2-ს:

$$2\dot{N}O + \dot{O}=\dot{O} \rightarrow 2\dot{N}O_2$$

NO ადვილად შედის რეაქციაში ჰალოგენებთან და ნიტროზილჰალოგენიდებს წარმოქმნის, მაგალითად:

$$2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl \text{ (ნიტროზილქლორიდი)}$$

ნიტროზილქლორიდი შუალედური პროდუქტის სახით წარმოიქმნება თეზაფისგან:

$$HNO_3 + 3HCl \rightarrow 2Cl + NOCl + 2H_2O$$

N_2O_3 ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე არამდგრადი ნაერთია და იშლება აზოტის მონოოქსიდად და დიოქსიდად:

$$N_2O_3 \rightarrow NO + NO_2$$

ოკი არსებობს მხოლოდ დაბალ ტემპერატურაზე თხევად და მყარ მდგომარეობაში. თხევადი N_2O_3 ლურჯი ფერისაა.

NO_2 მიიღება:

1) აზოტის მონოოქსიდის დაჟანგვით:

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

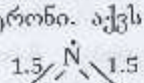
2) კონცენტრირებულ HNO_3-ზე სპილენძის მოქმედებით:

$$Cu - 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$

3) პასიური მეტალების ნიტრატების დაშლით:

$$2Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2PbO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

აზოტის დიოქსიდი მურა-წითელი ფერის, დამახასიათებელი სუნის მქონე, მომწამლავი, მძიმე აირია ($D_3(NO_2) = 46/29$). NO_2 პარამაგნიტურია, მაშასადამე, აქვს გაუწყვილებელი ელექტრონი. აქვს კუთხური აღნაგობა:



აზოტის ატომი ჟანგბადის ატომთან დაკავშირებულია 1.5-იანი ბმებით. მის მოლეკულაში კენტი ელექტრონი ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელ მდგომარეობაშია, ვიდრე აზოტ(II)-ის ოქსიდის (NO) მოლეკულაში, ამიტომ NO_2 ადვილად დიმერიზდება.

$$\underset{\text{მურა-წითელი}}{2NO_2} \underset{+151^\circ C}{\overset{-11^\circ C}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{უფერო}}{N_2O_4}$$

დიმერი (N_2O_4) პარამაგნიტური აღარ არის. იგი უფეროა ყველა აგრეგატულ მდგომარეობაში. $-11^\circ C$-ზე წონასწორობა გადახრილია მარჯვნივ, ხოლო $+150^\circ C$-ზე — მარცხნივ. NO_2 მჟავური ოქსიდია და წყალთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ორ მჟავას — HNO_3 და HNO_2. ამგვარ ოქსიდებს შერეული ოქსიდები ეწოდება[5]. წყალთან ურთიერთქმედების შედეგად ფორმირებული აზოტოვანი მჟავა წარმოქმნისთანავე განიცდის დისმუტაციას და წარმოქმნის აზოტმჟავას და აზოტ(II)-ის ოქსიდს:

---

[5] თანამედროვე ნომენკლატურით მათ ორმაგ ოქსიდებს უწოდებენ.

$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$

$$3\overset{-3}{H}\overset{+5}{N}O_2 \rightarrow \overset{+5}{H}\overset{+5}{N}O_3 + 2\overset{-2}{N}O \uparrow + H_2O$$

$$1 \mid N^{+3} \xrightarrow{-2\bar{e}} N^{+5}$$

$$2 \mid N^{+3} \xrightarrow{+1\bar{e}} N^{+2}$$

თუ შევაჯამებთ ამ ორი რეაქციის ტოლობებს, მივიღებთ:

$$3NO_2 + H_2O \rightarrow 2HNO_3 + NO\uparrow$$

ამრიგად, NO_2-ის წყალში გახსნის შედეგად მიიღება HNO_3 და გამოიყოფა NO. თუ NO_2-ს წყალში გაუხსნით ჟანგბადთან ერთად, მაშინ NO ალარ გამოიყოფა და წარმოიქმნება მხოლოდ აზოტმჟავა:

$$\overset{+4}{4}N\overset{-5-2}{O_2} + 2H_2O + \overset{0}{O_2} \rightarrow 4\overset{-5-2}{HNO_3}$$

ეს პროცესი გამოყენებულია მრეწველობაში აზოტმჟავას მისაღებად.

აზოტის დიოქსიდი ძლიერი მჟანგავია. იგი ჟანგავს SO_2-ს, H_2S-ს და სხვა ალმდგენლებს:

$$SO_2 + NO_2 \rightarrow NO + SO_3$$

$$NO_2 + H_2S \rightarrow NO + S + H_2O$$

N_2O_5 უფერო, ადვილად დნობადი ($t_{დნ}$=32°C, $t_{დუღ}$=47°C) კრისტალური ნაერთია. N_2O_5 ფეთქებადი ნივთიერებაა. მიიღება აზოტმჟავას დეჰიდრატაციით 20°C ტემპერატურაზე ჭარბი P_2O_5-ის მოქმედებისას:

$$2HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow 2HPO_3 + N_2O_5$$

N_2O_5 ხარბად იერთებს წყალს და წარმოქმნის აზოტმჟავას:

$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$$

N_2O_5 ძლიერი მჟანგავია. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ადვილად იშლება:

$$2N_2O_5 \xrightarrow{20°C} 4NO_2 + O_2$$

აზოტმჟავა

ტექნიკაში აზოტმჟავა მიიღება ამიაკის კატალიზური დაჟანგვით. ჯერ კონვერტორში იჟანგება ამიაკი 900°C-ზე:

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{900°C,\ Pt} 4NO + 6H_2O$$

შემდეგ მიღებულ NO-ს ჟანგავენ ჰაერის ჟანგბადით:

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

მიღებულ NO_2-ს გაატარებენ მშთანთქმელ კოშკში, რომელშიც წყალი და ჰაერის ჟანგბადია.

$$4NO_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4HNO_3$$

მშთანმთქმელ კოშკში წარმოქმნილ მჟავას გამოხდიან და ღებულობენ 68%-იან აზოტმჟავას. უწყლო (100%) HNO_3-ის მისაღებად კი 68%-იან HNO_3-ს გამოხდიან P_2O_5-ის თანაობისას.

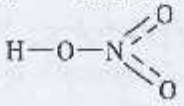
ლაბორატორიაში აზოტმჟავას ღებულობენ ნატრიუმის ნიტრატზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით:

$$NaNO_{3(მყ.)} + H_2SO_{4(თხ.)} \xrightarrow{t} NaHSO_{4(მყ.)} + HNO_{3(თხ.)}$$

რეაქციას ატარებენ ზომიერი გაცხელების პირობებში. მაღალ ტემპერატურაზე აზოტმჟავა იშლება:

$$4HNO_3 \rightarrow 4NO_2 + 2H_2O + O_2$$

ამიტომ ლაბორატორიაში მიღებული აზოტმჟავა შეფერილია ყვითლად NO_2-ის ნაწილობრივი გახსნის გამო. სუფთა (100%) HNO_3 უფერო, ჰაერზე მბოლავი სითხეა. მოლეკულას აქვს ბრტყელი აღნაგობა:



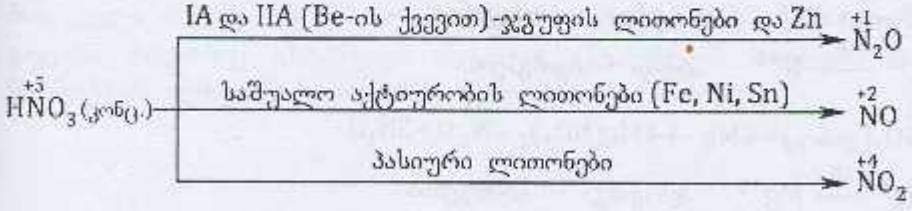
მისი წყალხსნარი ძლიერი მჟავაა და მთლიანად დისოცირდება იონებად:

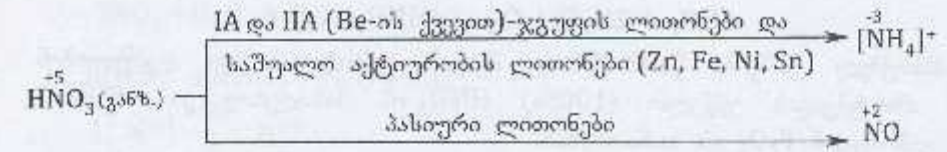
$$HNO_3 \rightleftarrows H^+ + NO_3^- \qquad K \gg 1$$

აზოტმჟავა მჟანგავია როგორც კონცენტრირებულ, ისე განზავებულ მდგომარეობაში. ხსნარის განზავების შესაბამისად მისი მჟანგავი თვისებები სუსტდება.

კონცენტრირებული აზოტმჟავა, როგორც მჟანგავი, რეაქციაში შედის როგორც აქტიურ, ისე პასიურ მეტალებთან და არამეტალებთან და გამოყოფს აღდგენის სხვადასხვა პროდუქტს. ოქრო და პლატინა აზოტმჟავასთან რეაქციაში არ შედის გაცხელების შემდეგაც კი. ქრომი, რკინა და ალუმინი ჩვეულებრივ პირობებში არ ურთიერთქმედებენ HNO_3-თან ზედაპირზე დამცველი ფენის წარმოქმნის გამო (გაპასიურების პროცესი), ამიტომ HNO_3-ს გადაზიდავენ ალუმინის ჭურჭლით.

სხვა მეტალების ურთიერთქმედება კონცენტრირებულ და განზავებულ HNO_3-თან მიმდინარეობს შემდეგი სქემის მიხედვით:





აზოტმჟავა უანგავს არამეტალებსაც, მაგალითად, გოგირდს, ფოსფორს, ნახშირბადს:

$$H\overset{+5}{N}O_3(\text{კონც.}) \xrightarrow{S,\ P,\ C} \text{შესაბამისი მჟავა} + \overset{+4}{N}O_2$$

$$H\overset{+5}{N}O_3(\text{განზ.}) \xrightarrow{S,\ P,\ C} \text{შესაბამისი მჟავა} + \overset{+2}{N}O$$

განზავებულ ხსნარში აზოტმჟავას ერთ მოლეკულაზე აღმდგენელის მიერ გაცემული ელექტრონების უფრო მეტი რაოდენობა მოდის, ვიდრე კონცენტრირებულ ხსნარში. ამის გამო განზავებულ ხსნარში N^{+5}-ის ერთი ატომი ელექტრონების მეტ რაოდენობას იერთებს და აღდგება თავისუფალ აზოტამდე (N_2) ან ამიაკამდე ($\overset{-3}{N}H_3$). კონცენტრირებულ ხსნარში კი N^{+5}-ის ერთი ატომი ელექტრონების ნაკლებ რაოდენობას იერთებს და აღდგება NO-მდე ან NO_2-მდე:

$$4H\overset{+5}{N}O_3(\text{კონც.}) + \overset{0}{Cu} \rightarrow \overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 2\overset{+4}{N}O_2 + 2H_2O$$

$$1 \quad Cu^0 \xrightarrow{-2\bar{e}} Cu^{+2} \quad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია}$$

$$2 \quad N^{+5} \xrightarrow{+1\bar{e}} N^{+4} \quad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია}$$

$$8H\overset{+5}{N}O_3(\text{განზ.}) + 3\overset{0}{Cu} \rightarrow 3\overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 2\overset{+2}{N}O + 4H_2O$$

$$3 \quad Cu^0 \xrightarrow{-2e} Cu^{+2} \quad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია}$$

$$2 \quad N^{+5} \xrightarrow{+3\bar{e}} N^{+2} \quad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია}$$

$$5H\overset{+5}{N}O_3(\text{კონც.}) + \overset{0}{P} \rightarrow H_3\overset{+5}{P}O_4 + 5\overset{+4}{N}O_2 + H_2O$$

$$1 \quad P^0 \xrightarrow{-5\bar{e}} P^{+5} \quad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია}$$

$$5 \quad N^{+5} \xrightarrow{+1\bar{e}} N^{+4} \quad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია}$$

$$5H\overset{+5}{N}O_3(\text{განზ.}) + 3\overset{0}{P} + 2H_2O \rightarrow 3H_3\overset{+5}{P}O_4 + 5\overset{+2}{N}O$$

$$3 \quad P^0 \xrightarrow{-5\bar{e}} P^{+5} \quad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია}$$

$$2 \quad N^{+5} \xrightarrow{+3\bar{e}} N^{+2} \quad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია}$$

$$10H\overset{+5}{N}O_3(\text{კონც.}) + 4\overset{0}{Mg} \rightarrow 4\overset{+2}{Mg}(NO_3)_2 + \overset{+1}{N}_2O + 5H_2O$$

$$4 \quad Mg^0 \xrightarrow{-2\bar{e}} Mg^{+2} \quad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია}$$

$$2 \mid N^{+5} \xrightarrow{+4\bar{e}} N^{+1} \qquad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია}$$

$$10HN^{+5}O_3(\text{განზ.}) - 4\overset{0}{Mg} \rightarrow 4\overset{+2}{Mg}(NO_3)_2 + \overset{-3}{N}H_4NO_3 + 3H_2O$$

$$4 \mid 8 \mid Mg^0 \xrightarrow{-2\bar{e}} Mg^{+2} \qquad \text{დაიჟანგა} - \text{აღმდგენია}$$

$$1 \mid 2 \mid N^{+5} \xrightarrow{+8\bar{e}} N^{-3} \qquad \text{აღდგა} - \text{მჟანგავია}$$

ფაქტობრივად, სხვადასხვა კონცენტრაციის აზოტმჟავაზე მაგნიუმის მოქმედებით გამოიყოფა აზოტმჟავას აღდგენის ყველა პროდუქტი:

$$N_2O, NO, N_2, NH_3(NH_4NO_3)$$

აზოტმჟავა ჟანგავს აგრეთვე ჰალოგენწყალბადმჟავებს (HF-ის გარდა) და გამოყოფს თავისუფალ ჰალოგენს და ნიტროზილჰალოგენიდს შუალედური პროდუქტის სახით. განვიხილოთ აზოტმჟავას ურთიერთქმედება მარილმჟავასთან:

$$H\overset{+5}{N}O_3 + 3H\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+3}{N}OCl + \overset{0}{Cl}_2 + 2H_2O$$

$$1 \mid N^{+5} \xrightarrow{+2\bar{e}} N^{+3}$$

$$2 \mid Cl^{-1} \xrightarrow{-1\bar{e}} Cl^0$$

რეაქცია სტადიებად მიმდინარეობს. ჯერ გამოიყოფა თავისუფალი ქლორი და აზოტ (II)-ის ოქსიდი (NO):

$$2H\overset{+5}{N}O_3 + 6H\overset{-1}{Cl} \rightarrow 2\overset{-2}{N}O + 3\overset{0}{Cl}_2 + 4H_2O$$

$$2 \mid 1 \mid N^{+5} \xrightarrow{+3\bar{e}} N^{+2}$$

$$6 \mid 3 \mid Cl^{-1} \xrightarrow{-1\bar{e}} Cl^0$$

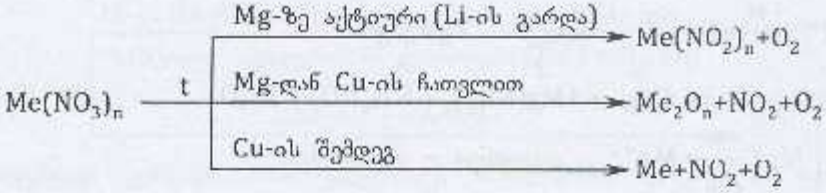
რომელიც შემდეგ ქლორთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის შუალედურ პროდუქტს ნიტროზილქლორიდს (NOCl):

$$2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl \qquad 2HNO_3 + 6HCl \rightarrow 2NOCl + 2Cl_2 + 4H_2O$$

1 მოცულობა კონცენტრირებული HNO_3-ისა და **3** მოცულობა კონცენტრირებული მარილმჟავას ნარევს თეზაფი ეწოდება. იგი ძალიან ძლიერი მჟანგავია. ხსნის ოქროსა და პლატინას და წარმოქმნის შესაბამის მარილებს:

$$HNO_3 + 3HCl + Au \rightarrow AuCl_3 + NO + 2H_2O$$

აზოტმჟავას მარილები. აზოტმჟავას მარილებს ნიტრატები ეწოდება. ყველა ნიტრატი წყალში კარგად ხსნადი კრისტალური ნივთიერებაა. გახურებით ყველა იშლება და გამოყოფს ჟანგბადს, ამიტომ ნიტრატები ისეთივე მჟანგავებია, როგორიც აზოტმჟავა. მეტალის აქტიურობის მიხედვით ნიტრატები წარმოქმნის აღდგენის სხვადასხვა პროდუქტს:



მაგალითად: $2KNO_3 \xrightarrow{t} 2KNO_2 + O_2\uparrow$

$$2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

$$2AgNO_3 \xrightarrow{t} 2Ag + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

ნიტრატები $KNO_3, NaNO_3, NH_4NO_3, Ca(NO_3)_2$ ძირითადად გამოყენებულია აზოტიან სასუქებად, შავი დენთის დასამზადებლად, რომელიც შედგება 75% KNO_3-ის, 15% C-ისა და 10% S-ისაგან.

2.4.2 ფოსფორი

ფოსფორი პერიოდული სისტემის მე-3 პერიოდის VA ჯგუფის p-ელემენტია. მისი ატომური ნომერია 15. ბუნებაში გავრცელებულია ერთადერთი ნუკლიდი ^{31}P. ძირითად მდგომარეობაში სამვალენტიანია $P = [Ne]3s^23p^3$. აზოტისაგან განსხვავებით აქვს ვაკანტური 3d-ორბიტალები და შეუძლია აღგზნებულ მდგომარეობაში გადასვლა, რომელშიც ხუთვალენტიანია:

$$P = [Ne]3s^23p^3(III) \rightarrow P^* = [Ne]3s^13p^33d^1(V)$$

ნაერთებში ფოსფორი ამჟღავნებს შემდეგ ჟანგვის ხარისხებს:

−3-ს წყალბად- და მეტალნაერთებში ($\overset{-3}{P}H_3$, $Ca_3\overset{-3}{P}_2$)

0-ს მარტივ ნივთიერებაში

+3-ს, +5-ს ოქსიდებში P_2O_3, P_2O_5

ბუნებაში გავრცელებულია შემდეგი ნაერთების სახით: ფოსფორიტი ($Ca_3(PO_4)_2$), ქლორაპატიტი ($3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaCl_2$), ფთორაპატიტი ($3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$). ეს უკანასკნელი ბიოლოგიური სისტემების – ძვლის ქსოვილისა და ხერხემლის ჩონჩხის ძირითადი კომპონენტია. იგი ამაგრებს კბილებს. ფოსფორი შედის ადენოზინფოსფორმჟავების (**ატფ**-ის, **ადფ**-ის) ნუკლეინის მჟავების (**დნმ**-ის და **რნმ**-ის) შედგენილობაში. **ატფ** და **ადფ** უჯრედის ენერგეტიკულ ცვლაში მონაწილეობს, **დნმ** გენეტიკური კოდის მატარებელია, **რნმ** კი ცილების სინთეზში მონაწილეობს.

თავისუფალი სახით ფოსფორი არსებობს სამი ალოტროპის სახით: თეთრი, წითელი და შავი ფოსფორი.

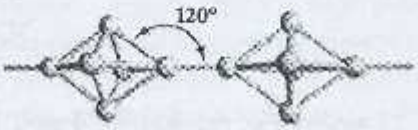
თეთრი ფოსფორი ცვილისებური ნივთიერებაა, აქვს ნივრის დამახასიათებელი სუნი; ჰაერზე აალდება (35°C-ზე), ამიტომ წყალში ინახავენ; სიბნელეში ანათებს და ნაწილობრივ იფანგება; ძლიერ მომწამლავია (0.05 გ სასიკვდილო დოზაა ადამიანისათვის); მისი მოლეკულა შედგება ოთხი ატომისაგან და ტეტრაედრული აღნაგობა აქვს.



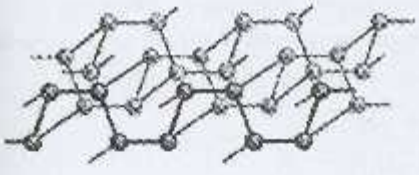
თეთრი ფოსფორის კრისტალური გისოსი მოლეკულურია, ე.ი. გისოსის კვანძებში ოთხატომიანი (P_4) მოლეკულებია განლაგებული. ამის გამო თეთრი ფოსფორი რბილია, აღვილად ლღობადი (44°C), აღვილად აქროლადი (60°C) და ორგანულ გამხსნელებში კარგად ხსნადია.

თეთრი ფოსფორი უჰაეროდ (ან უეანგბადო არეში) გაცხელების ან ხანგრძლივად შენახვისას გარდაიქმნება წითელ ფოსფორად.

წითელი ფოსფორი პოლიმერული აღნაგობისაა და შედგება პირამიდულად დაკავშირებული ატომებისაგან:



წითელი ფოსფორის კრისტალური გისოსი ატომურია. ამიტომ იგი ძნელად აქროლადი, ძნელად დნობადი და ორგანულ გამხსნელებში ცუდად ხსნადია. ჰაერზე არ აალდება, სიბნელეში არ ანათებს და მომწამლავი 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 გისოსიც ატომურია.

წითელი და შავი ფოსფორი ორგანულ გამხსნელებში არ იხსნება.

მიღება. თეთრი ფოსფორი მიიღება ფოსფორიტის, ქვიშის და კოქსის გახურებით. ჯერ ფოსფორიტისა და ქვიშის ურთიერთქმედებით მიიღება $CaSiO_3$ და გამოიყოფა ფოსფორ(V)-ის ოქსიდი:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 \xrightarrow{1500°C} 3CaSiO_3 + P_2O_5$$

შემდეგ P_2O_5 აღდგება კოქსით:

$$2P_2O_5 + 10C \rightarrow 5CO + P_4$$

შეჯამებული ტოლობა ასეთია:

$$2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 + 10C \rightarrow 6CaSiO_3 + P_4 + 10CO\uparrow$$

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 არამეტალებთან და მეტალებთან. წყალბადს უშუალოდ არ უერთდება. რეაქციაში შედის ყველა არამეტალთან გახშირბადისა და სილიციუმის გარდა და წარმოქმნის სამ- და ხუთვალენტიან ნაერთებს. მაგალითად:

$$2P + 3Cl_2 \rightarrow 2PCl_3$$

PCl_3 ისევე იერთებს ქლორს და წარმოქმნის PCl_5-ს:

$$PCl_3 + Cl_2 \rightarrow PCl_5$$

მაღალ ტემპერატურაზე ფოსფორი რეაქციაში შედის აზოტთან:

$$6P + 5N_2 \xrightarrow{t} 2P_3N_5$$

გახურებისას ფოსფორი რეაქციაში შედის აქტიურ მეტალებთან და წარმოქმნის ფოსფიდებს. მაგალითად:

$$3Na + P \rightarrow Na_3P$$

$$3Ca + 2P \rightarrow Ca_3P_2$$

$$Al + P \rightarrow AlP$$

ფოსფორი რეაქციაში შედის მჟანგავებთან, მაგალითად, აზოტმჟავასთან:

$$\overset{0}{P} + 5\overset{+5}{H}\overset{+5}{N}O_3(\text{კონც.}) \rightarrow \overset{+5}{H_3}\overset{+5}{P}O_4 + 5\overset{+4}{N}O_2 + H_2O$$

$1 \mid P^0 \xrightarrow{-5\bar{e}} P^{+5}$ დაიჟანგა – აღმდგენია

$5 \mid N^{+5} \xrightarrow{+1\bar{e}} N^{+4}$ აღდგა – მჟანგავია

$$\overset{0}{3P} + 5\overset{-5}{H}\overset{+5}{N}O_3(\text{განზ.}) - 2H_2O \rightarrow 3\overset{-5}{H_3}\overset{+5}{P}O_4 + 5\overset{+2}{N}O$$

$3 \mid P^0 \xrightarrow{-5\bar{e}} P^{+5}$ დაიჟანგა – აღმდგენია

$5 \mid N^{+5} \xrightarrow{+3\bar{e}} N^{+2}$ აღდგა – მჟანგავია

ფოსფორისა და ბერთოლეს მარილის ოდნავი გახახუნების შემთხვევაში ხდება აფეთქება:

$$6\overset{0}{P}_{(\text{წ.})} + 5K\overset{+5}{Cl}O_{3(\text{მ.})} \rightarrow 3\overset{+5}{P_2}O_5 + 5K\overset{-1}{Cl}$$

$6 \mid P^0 \xrightarrow{-5\bar{e}} P^{+5}$ დაიჟანგა – აღმდგენია

$5 \mid Cl^{+5} \xrightarrow{+6\bar{e}} Cl^{-1}$ აღდგა – მჟანგავია

ფოსფორის ეს თვისება გამოყენებულია ასანთის წარმოებაში. ასანთის კოლოფზე წასმულია წითელი ფოსფორისა და მინის ფხვნილის ნარევი, ასანთის ღეროს თავზე კი – ბერთოლეს მარილისა და გოგირდის ნარევი. ახახუნის დროს ბერთოლეს მარილი ჟანგავს ფოსფორს და ნარევში არსებული გოგირდი ინთება.

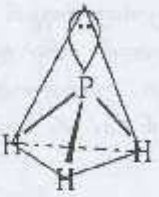
ფოსფინი

ფოსფორი წყალბადთან წარმოქმნის ნაერთს PH_3, რომელსაც ფოსფინი ეწოდება. იგი მიიღება Ca_3P_2-ზე მჟავას ან წყლის მოქმედებით:

$$Ca_3P_2 + 6HCl \rightarrow 3CaCl_2 + 2PH_3\uparrow$$

$$Ca_3P_2 + 6HOH \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2PH_3\uparrow$$

ფოსფინი უფერო, უსიამოვნო (დამპალი ოცხის) სუნის მქონე, მომწამლავი აირია. მოლეკულას პირამიდული აღნაგობა აქვს. პირამიდის წვეროში მოთავსებულია ფოსფორი, ხოლო ფუძეში წყალბადატომები. P–H ბმები არაპოლარულია, ატომების ელექტროუარყოფითობის ტოლობის გამო: $X(P) = X(H) = 2.1$, მაგრამ მიუხედავად ამისა, მოლეკულა პოლარულია, რადგან ფოსფორს აქვს თავისუფალი ელექტრონული წყვილი.



მიუხედავად პოლარული აღნაგობისა, 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 გამომჟღავნებული. ფოსფინი უერთდება მხოლოდ ძლიერ მჟავებს, მაგალითად, HI-ს და წარმოქმნის ფოსფონიუმის იოდიდს:

$$PH_3 + HI \rightarrow [PH_4]^+I^-$$

ფოსფინი წყალთან რეაქციაში არ შედის, რადგან ნაკლებად პოლარული მოლეკულა წყლის მოლეკულიდან ვერ მოხლეჩს წყალბადის კატიონს.

ფოსფინი ჰაერზე აალდება და წვისას წარმოქმნის ფოსფორმჟავას:

$$2PH_3 + 4O_2 \rightarrow P_2O_5 + 3H_2O$$

$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

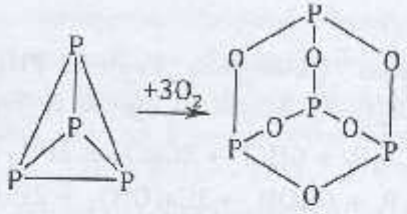
ფოსფორის ოქსიდები და მჟავები

ფოსფორი წარმოქმნის ორ ოქსიდს: ფოსფორ(III)-ის და ფოსფორ(V)-ის ოქსიდს: P_2O_3 და P_2O_5. მყარი სახით ისინი დიმერებია (P_4O_6 და P_4O_{10}.)

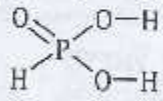
ფოსფორ(III)-ის ოქსიდი მიიღება ფოსფორის არასრული წვის შედეგად ჟანგბადის ნაკლებობის შემთხვევაში:

$$4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$$

ფოსფორ(III)-ის ოქსიდი თეთრი ფერის ფხვნილია. დიმერს (P_4O_6) აქვს ციკლური აღნაგობა:



იგი მჟავური 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 მეტალის ატომით ჩანაცვლების უნარი არ აქვს. მისი სტრუქტურული ფორმულა ასეთია:



ფოსფორი აქ ხუთვალენტიანია ჟანგვის ხარისხით +3.

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:

$$H_3PO_3 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_3^- \qquad K_1 = 1.6 \cdot 10^{-3}$$

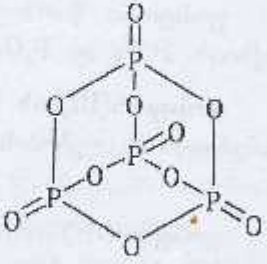
$$H_2PO_3^- \rightleftarrows H^+ + HPO_3^{2-} \qquad K_2 = 6.3 \cdot 10^{-7}$$

და წარმოქმნის ორი ტიპის – მჟავურ (NaH_2PO_3) და სრულ (Na_2HPO_3) – მარილებს. მის მარილებს ფოსფიტები ეწოდება. ყველა ჰიდროფოსფიტი ხსნადია წყალში, ხოლო ფოსფიტებიდან ხსნადია IA ჯგუფის მეტალებისა და კალციუმის ფოსფიტები.

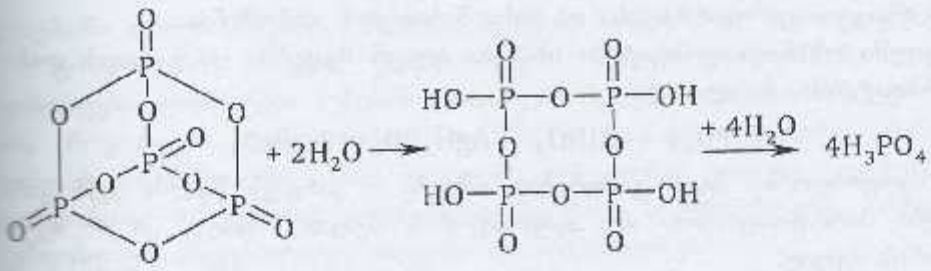
ფოსფორ(V)-ის ოქსიდი. ფოსფორ(V)-ის ოქსიდი მიიღება ფოსფორის დაწვით ჭარბ ჟანგბადში:

$$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$$

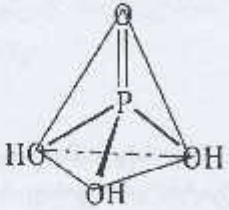
თეთრი ფერის ჰიგროსკოპიული ფხვნილია. დიმერს (P_4O_{10}) აქვს ციკლური აღნაგობა:



P_2O_5 ძლიერი წყალწამართმევი ნივთიერებაა. წყალთან ურთიერთქმედების დროს ჯერ წარმოქმნის მეტაფოსფორმჟავას ტეტრამერს:



შემდეგ მეტაფოსფორმჟავა ერთვება წყალს და წარმოქმნის 4 მოლეკულა ორთოფოსფორმჟავას, რომელიც დეფორმირებული ტეტრაედრული აღნაგობისაა. ტეტრაედრის სამ წვეროში OH-ჯგუფებია, ხოლო მეოთხეში – ჟანგბადის ატომი.



ლაბორატორიაში ორთოფოსფორის მჟავა მიიღება ფოსფატებზე კონცენტრირებული H_2SO_4-ის მოქმედებით ან ფოსფორ(V)-ის ოქსიდის გახსნით ცხელ წყალში:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4(\text{კონც.}) \rightarrow 3CaSO_4\downarrow + 2H_3PO_4$$

$$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$$

ფოსფორმჟავა ადვილად მიიღება ფოსფორზე განზავებული (32%-იანი) აზოტმჟავას მოქმედებით:

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O \rightarrow 3H_3PO_4 + 5NO\uparrow$$

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. ($EO_n(OH)_m$ ზოგად ფორმულაში $n=1$ და $m=3$), დისოცირდება სამ საფეხურად (დისოციაციის I საფეხური ეგზოთერმული პროცესია, II და III საფეხურები – ენდოთერმული):

$$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^- \qquad K_1 = 7.52 \cdot 10^{-3}$$

$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-} \qquad K_2 = 6.34 \cdot 10^{-8}$$

$$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-} \qquad K_3 = 2.2 \cdot 10^{-13}$$

შესაბამისად, H_3PO_4 წარმოქმნის სამი ტიპის მარილს: დიჰიდროფოსფატებს, მაგალითად, NaH_2PO_4; ჰიდროფოსფატებს, მაგალითად, Na_2HPO_4; ფოსფატებს, მაგალითად, Na_3PO_4.

ყველა დიჰიდროფოსფატი ხსნადია. ჰიდროფოსფატებიდან ხსნადია IA ჯგუფის მეტალების მარილები, ხოლო ფოსფატებიდან – Na^+-ის, K^+-ისა და NH_4^+-ის მარილები. ფოსფატ-იონი Ag^+-თან წარმოქმნის ყვითელ ნალექს:

$$3Ag^+ + PO_4^{3-} \rightarrow Ag_3PO_4\downarrow$$

ეს რეაქცია ფოსფორმჟავისა და მისი მარილების აღმომჩენია.

წყალში უხსნადი ფოსფატები იხსნება ძლიერ მჟავებში და გადადის დიჰიდროფოსფატებში, მაგალითად:

$$Ag_3PO_4\downarrow + 2HNO_3 \rightarrow AgH_2PO_4 + 2AgNO_3$$

ორთოფოსფორის მჟავა გახურებით იშლება – კარგავს წყალს. ჯერ გარდაიქმნება პიროფოსფორის, ანუ დიფოსფორის მჟავად, შემდეგ კი – მეტაფოსფორის მჟავად:

$$2H_3PO_4 \xrightarrow{270^\circ C} H_4P_2O_7 + H_2O$$

$$H_4P_2O_7 \xrightarrow{315^\circ C} 2HPO_3 + H_2O$$

ფოსფორმჟავას მარილები გამოყენებულია ფოსფორიანი სასუქების (პრეციპიტატი, ამოფოსი, სუპერფოსფატი) წარმოებაში (იხ. შემდეგი ქვეთავი). ნატრიუმის დიჰიდროფოსფატი გამოიყენება მედიცინაში და შედის პრეპარატ „უროდანის“ შედგენილობაში.

მინერალური სასუქები

მცენარის ზრდა-განვითარებისათვის საჭიროა თითქმის ყველა ელემენტი, მაგრამ მეტ-ნაკლები რაოდენობით. მცენარეს დიდი რაოდენობით სჭირდება ე.წ. მაკროელემენტები: კალიუმი, აზოტი და ფოსფორი. დანარჩენი ელემენტები საჭიროა ძალიან მცირე რაოდენობით, ამიტომ მათ მიკროელემენტებს უწოდებენ.

აზოტიანი სასუქებია შარდოვანა, ნიტრატები და ამონიუმის მარილები. აზოტიანი სასუქების ხარისხი განისაზღვრება მარილში ელემენტ აზოტის მასური წილის (ω%(N)) მიხედვით. მარილებიდან აზოტს ყველაზე მეტი მასური წილით შეიცავს ამონიუმის გვარჯილა (NH_4NO_3), ამიტომ მას ყველაზე ფართოდ იყენებენ. ამონიუმის გვარჯილას ღებულობენ აზოტმჟავაზე ამიაკის მოქმედებით:

$$NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$$

ამონიუმის ნიტრატის გარდა, ფართოდ იყენებენ კალიუმის გვარჯილას (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 აზოტიანი სასუქია, მაგრამ მისი ქლორიდი NH_4Cl ნაკლებად არის გამოყენებული, იმის გამო, რომ ქლორის იონები (Cl^-) ზოგიერთ მცენარეზე (კარტოფილი, ვაზი, თამბაქო) ცუდად მოქმედებს.

კალიუმიანი სასუქია კალიუმის ყველა მარილი, განსაკუთრებით კი ნიტრატი, ფოსფატი, სულფატი. ქლორიდების გამოყენებას, საერთოდ, ერიდებიან. კა-

ლიუმიანი სასუქია ნაცარი, რომელიც შეიცავს K_2CO_3-ს და მიკროელემენტებს.

ფოსფორიანი სასუქია ფოსფორმჟავას წყალში ხსნადი მარილები – ფოსფატები. ფოსფატები ბუნებაში მოიპოვება წყალში უხსნადი მარილების სახით, როგორიცაა ფოსფორიტი $Ca_3(PO_4)_2$ და ფტორაპატიტი. ბუნებრივი ფოსფატებიდან წყალში ხსნად მარილებს ღებულობენ ქიმიური გადამუშავებით. ფოსფორიანი სასუქებიდან აღსანიშნავია მარტივი სუპერფოსფატი, ორმაგი სუპერფოსფატი, პრეციპიტატი, ამოფოსი და ნიტროფოსკა.

1) მარტივი სუპერფოსფატი მიიღება ფოსფორიტზე გოგირდმჟავას მოქმედებით:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$$

მარტივი სუპერფოსფატი

იგი დაახლოებით 50% ფუჭ მინარევს შეიცავს $CaSO_4$-ის სახით, რომელიც ნიადაგში მაგრდება და ხელს უშლის მცენარეს საკვები ნივთიერებების შეწოვაში. ამჟამად მას აღარ აწარმოებენ.

2) ორმაგი სუპერფოსფატი მიიღება ფოსფორიტზე ფოსფორმჟავას მოქმედებით:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \rightarrow 3Ca(H_2PO_4)_2$$

3) პრეციპიტატი მიიღება ჩამქრალ კირზე ფოსფორმჟავას მოქმედებით:

$$Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow CaHPO_4 + 2H_2O$$

4) ამოფოსი მიიღება ფოსფორმჟავაზე ამიაკის მოქმედებით. იგი ამონიუმის ჰიდრო- და დიჰიდროფოსფატების ნარევია:

$$\left.\begin{aligned} NH_3 + H_3PO_4 &\rightarrow NH_4H_2PO_4 \\ 2NH_3 + H_3PO_4 &\rightarrow (NH_4)_2HPO_4 \end{aligned}\right\} \text{ ამოფოსი}$$

5) ამოფოსზე ქალიუმიანი სასუქების დამატებით ღებულობენ კომბინირებულ სასუქს – ნიტროფოსკას, რომელიც მცენარისათვის საჭირო სამივე მაკროელემენტს (N, K, P) შეიცავს.

2.5 IVA ჯგუფის ელემენტები

ზოგადი დახასიათება

IVA ჯგუფში მოთავსებულია ნახშირბადი (C), სილიციუმი (Si), გერმანიუმი (Ge), კალა (Sn) და ტყვია (Pb). ძირითად მდგომარეობაში მათი გარე შრის კონფიგურაციაა ns^2np^2, რომელზეც ორი გაუწყვილებელი ელექტრონია, ამიტომ ეს ელემენტები ამჟღავნებს ორის ტოლ ვალენტობას. ისინი ადვილად გადადიან აღგზნებულ მდგომარეობაში – ns^1np^3, რომელშიც ოთხი გაუწყვილებელი ელექტრონია და ამჟღავნებენ ოთხის ტოლ ვალენტობას.

ჯგუფში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად სუსტდება მათი არამეტალური თვისებები და ძლიერდება მეტალური. ნახშირბადი და სილიციუმი ტიპიური არამეტალებია, ხოლო გერმანიუმი, კალა და ტყვია – მეტალები. IVA ჯგუფის ელემენტების წყალბადნაერთების მდგრადობა მცირდება ზევიდან ქვევით. მდგრადობის მიხედვით წყალბადნაეროები განლაგებულია შემდეგი თანმიმდევრობით:

$$CH_4 > SiH_4 > GeH_4 > SnH_4 > PbH_4$$

ყველაზე მდგრადია მეთანი (CH_4), ყველაზე არამდგრადი – PbH_4.

IVA ჯგუფის ელემენტების ჟანგვის ხარისხი +2-ისა და +4-ის ტოლია. ჟანგბადთან ისინი წარმოქმნიან ძნელად მონოოქსიდებს და დიოქსიდებს.

გერმანიუმ(II)-ის ნაერთები ძალზე არამდგრადია, ხოლო გერმანიუმ(IV)-ის ნაერთები უფრო მდგრადი. GeO_2 ამფოტერული ოქსიდია, რომელსაც მჟავური ბუნება უფრო აქვს, ვიდრე ფუძისა.

ოთხვალენტიანი კალას ნაერთები უფრო მდგრადია, ვიდრე ორვალენტიანისა. ამიტომ კალა(II)-ის ნაერთები ადვილად გარდაიქმნება კალა(IV)-ის ნაერთებად და ძლიერ აღმდგენების წარმოადგენს, მაგალითად:

$$\overset{-2}{Sn}Cl_2 + 2\overset{+3}{Fe}Cl_3 \rightarrow 2\overset{+2}{Fe}Cl_2 + \overset{+4}{Sn}Cl_4$$

$$1 \mid Sn^{+2} \xrightarrow{-2\bar{e}} Sn^{+4} \quad \text{დაჟანგა – აღმდგენია}$$

$$2 \mid Fe^{+3} \xrightarrow{+1\bar{e}} Fe^{+2} \quad \text{აღდგა – მჟანგავია}$$

კალა(II)-ის ოქსიდი (SnO) ამფოტერულია:

$$SnO + 2HCl \rightarrow SnCl_2 + H_2O$$

$$SnO + 2NaOH \rightarrow Na_2SnO_2 + H_2O$$

ამფოტერულია მისი დიოქსიდიც (SnO_2):

$$SnO_2 + 4HCl \rightarrow SnCl_4 + 2H_2O$$

$$SnO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SnO_3 + H_2O$$

კალას მჟავა H_2SnO_3 ისეთივე სუსტია, როგორიც 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:

$$PbO_2 + 4HCl \rightarrow PbCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

PbO და PbO_2 ამფოტერული ოქსიდებია. PbO უფრო მეტად ფუძე თვისებას ამჟღავნებს, ხოლო PbO_2 – მჟავურს.

სილიციუმი და გერმანიუმი ნახევარგამტარებია და გამოყენებულია „მზის ბატარეებში", რომლებიც მზის სითბურ ენერგიას ელექტროენერგიად გარდაქმნიან.

2.5.1 ნახშირბადი

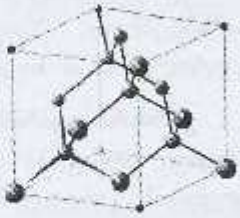
ნახშირბადი მოთავსებულია პერიოდული სისტემის მე-2 პერიოდის IVA ჯგუფში. ატომური ნომერი Z=6. ბუნებაში გავრცელებულია ორი – ^{12}C (99%) და ^{13}C (1%) – ნუკლიდის სახით. მისი ელექტრონული კონფიგურაცია ძირითად მდგომარეობაში ასეთია: $C = 1s^2 2s^2 2p^2$. აქ იგი 2-ვალენტიანია. ნახშირბადის ატომი ადვილად გადადის აღგზნებულ მდგომარეობაში $C^* = 1s^2 2s^1 2p^3$, რომელშიც 4 გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს და ოთხვალენტიანია sp^3, sp^2 და sp-ჰიბრიდიზაციების საშუალებით. ნაერთებში იგი ამჟღავნებს სხვადასხვა ჟანგვის ხარისხს:

–4-ს წყალბად- და მეტალნაერთებში (CH_4, Al_4C_3)

0-ს მარტივ ნივთიერებებში

+2, +4-ს ოქსიდებში CO-სა და CO_2-ში.

თავისუფალი სახით არსებობს მისი ოთხი ალოტროპი: ალმასი, გრაფიტი, კარბინი და ფულერენი. ეს უკანასკნელი ალოტროპი მე-20 საუკუნის 80-იან წლებში მიიღეს[6].



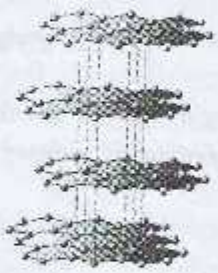
ალმასი. ალმასში ნახშირბადის ატომი იმყოფება sp^3-ჰიბრიდიზაციაში, აქვს კუბური გისოსი, რომელშიც ყოველი ნახშირბადატომი ტეტრაედრული აღნაგობისაა. ნახშირბადის ატომებს შორის ბმის სიგრძე 0.154 ნმ-ია.

ტეტრაედრის ყოველი ატომი დაკავშირებულია მეზობელი ტეტრაედრის ნახშირბადის ატომთან. ალმასი ძალიან მაგარი მინერალია, მისი სიმაგრე მაქსიმალურია და ულრის 10-ს. იგი კაწრავს ყველა მინერალს. ალმასს დიდი შუქტეხა ახასიათებს, ამიტომ ბრწყინავს. დაწახნაგებულ ალმასს

[6] 2004 წელს მიღებულ იქნა ნახშირბადის კიდევ ერთი ალოტროპი – გრაფენი (ორგანზომილებიანი კრისტალური ნახშირბადი) (რედ.).

ბრილიანტი ეწოდება. 1955 წლიდან ალმასს ხელოვნურად ღებულობენ გრაფიტისაგან, მაღალი ტემპერატურის (3650°C) და მაღალი წნევის (5000 მგპა) პირობებში.

გრაფიტი. გრაფიტში ნაშირბადატომი იმყოფება sp^2-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 გაუმჭვირვალე, მონაცრისფრო-შავი, რბილი მინერალია. მისი სიმაგრე მინიმალურია და უდრის 1-ს. გამოყენებულია ფანქრის გულის დასამზადებლად, ატომგულურ რეაქტორებში ნეიტრონების სიჩქარის შესამცირებლად და საპოხ ნივთიერებად.

გრაფიტის სახეცვლებია: ხის ნახშირი, კოქსი და ძუნძული. ისინი მიიღება ორგანული ნივთიერებების უჰაეროდ გახურებისას, რასაც პიროლიზი ეწოდება (პირო – ცეცხლი და ლიზი – დაშლა).

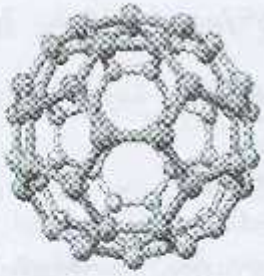
ხის ნახშირს ღებულობენ ხის უჰაეროდ გახურების პირობებში. ხის ნახშირი ფოროვანია. თუ მას დავამუშავებთ გაბურებული წყლის ორთქლით, მისი ფორიანობა კიდევ უფრო იზრდება, ასეთ ნახშირს გააქტიურებული ნახშირი ეწოდება. 1 გ გააქტიურებული ნახშირის ფორების ზედაპირის ფართობი 800 მ^2 შეადგენს. გააქტიურებული ნახშირი გამოყენებულია აირწინაღებში, მედიცინაში და სხვადასხვა პროდუქტის გასასუფთავებლად. (მაგალითად, არყის გასასუფთავებლად რახის ზეთებისგან).

კოქსი მიიღება ქვანახშირის პიროლიზით. გამოყენებულია მეტალურგიასა (თუჯის გამოდნობის პროცესში) და ყოფა-ცხოვრებაში.

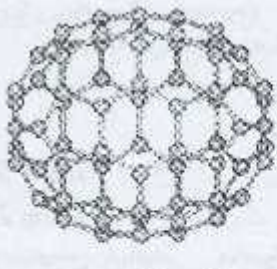
ძურა გამოყენებულია ტიპოგრაფიაში შავი ტიპოგრაფიული საღებავის დასამზადებლად; საბურავების წარმოებაში და ა.შ. ტექნიკაში ღებულობენ აცეტილენის ან ნაფთალინის არასრული წვით.

კარბინი. კარბინში ნახშირბადატომი იმყოფება sp-ჰიბრიდიზაციაში. აქვს წრფივი აღნაგობა $(-C\equiv C-)_n$. იგი შავი ფერის ფხვნილია, 800°C-ზე გახურებისას გარდაიქმნება გრაფიტად.

ფულერენი. ფულერენების მოლეკულები ფეხბურთის (C_{60}) ან რაგბის ბურთის (C_{70}) ფორმისაა, ნახშირბადატომი sp^2-ჰიბრიდიზაციაშია. ფულერენი–C_{60} შედგება ციკლებისაგან, რომლებიც 20 ექვსკუთხედს და 12 ხუთკუთხედს შეიცავს. ფულერენი–C_{70}-ის შედგენილობაში შედის ნახშირბადატომებისაგან შედგენილი 30 ექვსკუთხედი.



ფულერენი–C_{60}



ფულერენი–C_{70}

პირველად ფულერენები მიიღეს ლაზერით დასხივებული გრაფიტისაგან წარმოქმნილი ორთქლის კონდენსირების შედეგად. ფულერენები გამოიყენება ნახევარგამტარულ მიკროსქემებში, აკუმულატორებში, ფარმაცევტულ პრეპარატებში და სხვ.

ნახშირბადის ნაერთებიდან ბუნებაში გავრცელებულია: $CaCO_3$ – კირქვა, ცარცი, მარმარილო, $MgCO_3$ – მაგნეზიტი, $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ – დოლომიტი, $FeCO_3$ – სიდერიტი, $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ – მალაქიტი და სხვ.

თვისებები. ჩვეულებრივ პირობებში ნახშირბადი საკმაოდ პასიური ელემენტია და მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე ურთიერთქმედებს მარტივ ნივთიერებებთან. ნახშირის სახით იგი რეაქციაში შედის:

1) წყალბადთან 500°C-ზე ნიკელის კატალიზატორის თანაობისას:

$$C + 2H_2 \xrightarrow{500^\circ C,\ Ni} CH_4$$

2) ჰალოგენებიდან რეაქციაში შედის მხოლოდ ფთორთან:

$$C + 2F_2 \rightarrow CF_4$$

3) ჟანგბადში იწვის. 700°C-მდე გაცხელებისას წარმოქმნის CO_2-ს და გამოყოფს დიდი რაოდენობის სითბოს:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 + 393 \text{ კჯ/მოლი}$$

არასრული წვისას 1000°C-ზე ზევით CO_2 მოქმედებს რეაქციაში შეუსვლელ ნახშირბადთან და წარმოიქმნება ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი:

$$C + CO_2 \longrightarrow 2CO - 172 \text{ კჯ/მოლი}$$

4) გოგირდთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის გოგირდნახშირბადს

$$C + 2S \rightarrow CS_2$$

გოგირდნახშირბადს აქვს ხახოვანი ალნაგობა. ადვილად აქროლადი სითხეა. კარგად ხსნის იოდსა და ფოსფორს, მომწამლავია, ჰაერზე აალდება და იწვის. წვის შედეგად წარმოქმნის CO_2-სა და SO_2-ს:

$$CS_2 + 3O_2 \longrightarrow CO_2 + 2SO_2$$

5) სილიციუმთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის კარბორუნდს:

$$Si + C \rightarrow SiC$$

კარბორუნდი ძალიან მაგარი ნივთიერებაა (ალმასის შემდეგ) და გამოყენებულია სტომატოლოგიაში.

6) მეტალებთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ნაერთებს, რომლებსაც კარბიდები ეწოდება:

$$4Al + 3C \rightarrow Al_4C_3$$

$$Ca + 2C \rightarrow CaC_2$$

კარბიდები მყარი კრისტალური ნაერთებია. კარბიდების შედგენილობა ხშირად არ შეესაბამება ვალენტობას, მაგალითად, რკინის კარბიდი – Fe_3C, რომელსაც ცემენტიტი ეწოდება. კარბიდების უმრავლესობა წარმოადგენს ჩანერგვის მყარ ხსნარებს, რომლებშიც კრისტალური ბესრის კვანძებში განლაგებულ მეტალის ატომებს შორის სივრცეში მოთავსებულია ნახშირბადის ატომები. ამიტომ მათი შედგენილობა ცვალებადია და ვალენტობას არ შეესაბამება. კარბიდებიდან აღსანიშნავია ალუმინის კარბიდი (Al_4C_3) და კალციუმის კარბიდი (CaC_2).

7) ნახშირი რეაქციაში შედის წყალთან 1000°C-ზე და წარმოქმნის წყალგაზს, რომელიც CO-სა და H_2-ის ნარევია:

$$C + H_2O \overset{1000^\circ C}{\rightleftharpoons} CO + H_2$$

8) ნახშირი მრავალ მეტალს აღადგენს ოქსიდებიდან:

$$CuO + C \rightarrow Cu + CO$$

$$SnO_2 + 2C \rightarrow Sn + 2CO$$

9) ნახშირი არამეტალებსაც აღადგენს მათი ოქსიდებიდან:

$$SO_2 + 2C \rightarrow S + 2CO$$

$$P_2O_5 + 5C \rightarrow 2P + 5CO$$

10) ნახშირი იწვის ცხელი კონცენტრირებული აზოტმჟავას ზედაპირზე:

$$4\overset{-5}{H}\overset{+5}{N}O_3 + \overset{0}{C} \rightarrow 4\overset{+4}{N}O_2 + \overset{+4}{C}O_2 + 2H_2O$$

1	$C^0 \xrightarrow{-4\bar{e}} C^{+4}$	დაიჟანგა – აღმდგენია
4	$N^{+5} \xrightarrow{+1\bar{e}} N^{+4}$	აღდგა – მჟანგავია

ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი

ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი მიიღება რამდენიმე ხერხით:

1) გავარვარებულ ნახშირზე CO_2-ის გატარებით:

$$CO_2 + C \xrightarrow{1000^\circ C} 2CO$$

2) ჭიანჭველმჟავას დეჰიდრატაციით კონცენტრირებულ H_2SO_4-თან გაცხელებისას:

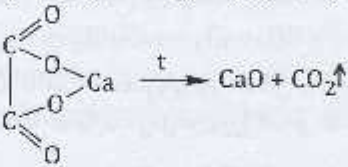
$$HCOOH \xrightarrow[H_2SO_4]{t} H_2O + CO$$

3) მჟაუნმჟავას გაცხელებით კონცენტრირებული H_2SO_4-ის თანაობისას. ჯერ მჟაუნმჟავადან ხდება CO_2-ის მოხლეჩა და ჭიანჭველმჟავას წარმოქმნა, რომელიც შემდეგ დეჰიდრატაციას განიცდის:

$$\begin{matrix} COOH \\ | \\ COOH \end{matrix} \xrightarrow[H_2SO_4]{t} HCOOH + CO_2\uparrow$$

$$HCOOH \xrightarrow[H_2SO_4]{t} H_2O + CO\uparrow$$

4) მჟაუნმჟავაკალციუმის (კალციუმის ოქსალატის) გახურებით:



მიღებული აირების ნარევს CO_2-ის მოსაცილებლად ტუტის ხსნარში ატარებენ.

თვისებები. ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი უფერო, უსუნო, უგემო, ჰაერზე ოდნავ მსუბუქი ($D_{ჰ}(CO) = 28/29$) აირია, ძლიერი საწამლავია. იგი უერთდება ჰემოგლობინის მოლეკულაში შემავალ რკინას და უკარგავს მას ჟანგბადის მიერთების უნარს. CO-ს „მხუთავი აირი“ ეწოდება. CO ჰემოგლობინს 300-ჯერ უფრო ადვილად უერთდება, ვიდრე ჟანგბადი, ამიტომ ჰაერში ჟანგბადზე 300-ჯერ ნაკლები კონცენტრაციის (21:300=0.07%) შემთხვევაში CO-ს შეუძლია დაბლოკოს ჰემოგლობინი. ჰაერში CO-ს 0.1% კონცენტრაცია უკვე მომწამლავია; 1% კონცენტრაციის შემთხვევაში CO რამდენიმე წუთში იწვევს სიკვდილს.

CO-ს მოლეკულაში ნახშირბადატომი ორვალენტიანია. ნახშირბადატომის ორი საკუთარი ელექტრონის ჟანგბადის ორ საკუთარ ელექტრონთან გაწყვილებით წარმოიქმნება ორი კოვალენტური ბმა; :C::Ö:

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 ჟანგბადატომების შორის მყარდება სამმაგი ბმა. ნახშირბადის ატომი CO-ს მოლეკულაში sp-ჰიბრიდიზაციაშია. ნახშირბადატომს კიდევ რჩება ორი საკოორდინაციო ელექტრონი, ამიტომ CO ელექტრონების დონორია და მაღალი რეაქციის უნარიანობით გამოირჩევა:

1) ჟანგბადში წვის შედეგად CO წარმოქმნის CO_2-ს:

$$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2 + 865 \text{ კჯ/მოლი}$$

CO ჟანგბადში იწვის ცისფერი ალით.

Pd-ის და Pt-ის კატალიზატორების თანაობისას CO სრულად იჟანგება CO_2-მდე. ამიტომ კატალიზატორები გამოიყენება ავტომანქანების გამონაბოლქვში CO-ს კონცენტრაციის შესამცირებლად.

2) ნახშირბად (II)-ის ოქსიდი 20°C-ზე გააქტიურებული ნახშირბადის თანაობისას სინათლეზე იერთებს ქლორს და წარმოქმნის ფოსგენს (საბრძოლო მომწამლავი ნივთიერება) მახრჩობელა აირს:

$$CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$$

3) CO ურთიერთქმედებს ნატრიუმის ტუტესთან 200°C-ისა და 1.0 მგპა წნევის პირობებში და წარმოქმნის ჭიანჭველმჟავანატრიუმის მარილს:

$$CO + NaOH \xrightarrow{200°C,\ 1.0\ \text{მგპა}} HCOONa$$

ამიტომ ფორმალურად CO ჭიანჭველმჟავას ანჰიდრიდია.

4) CO კარგი აღმდგენია და გამოყენებულია მეტალურგიაში, მაგალითად, ოუკის წარმოებაში:

$$Fe_3O_4 + 4CO \rightarrow 3Fe + 4CO_2\uparrow$$

5) მაღალი ტემპერატურისა (400°C) და მაღალი წნევის (30 მგპა) პირობებში CO რეაქციაში შედის წყალბადთან და წარმოქმნის მეთილის სპირტს: კატალიზატორად ამ რეაქციაში გამოყენებულია ZnO და Cr_2O_3:

$$CO - 2H_2 \rightarrow CH_3OH$$

6) პალადიუმისა და პლატინის კატალიზატორების თანაობისას CO-ს წყალბადთან ურთიერთქმედებით წარმოიქმნება სხვადასხვა შედგენილობის ნაჯერი ნახშირწყალბადები (ფიშერ-ტროპშის სინთეზი):

$$nCO + (2n+1)H_2 \rightarrow C_nH_{2n+2} + nH_2O$$

ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდი (ნახშირბადის დიოქსიდი)

ლაბორატორიაში ნახშირბადს დიოქსიდი მიიღება კარქვაზე განზავებული მჟავების მოქმედებით:

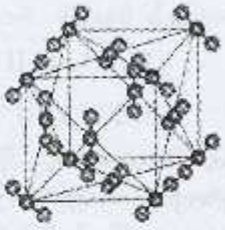
$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

ტექნიკაში კი მას ღებულობენ კარქვის გახურებით:

$$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2\uparrow$$

თვისებები. CO_2 უფერო, უსუნო აირია, ჰაერზე მძიმეა ($D_{ჰ}(CO_2) = 44/29$). 15°C-ზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება 1 მოცულობა CO_2. მის მოლეკულაში ნახშირბადატომი sp-ჰიბრიდიზაციაშია და აქვს წრფივი აღნაგობა:

$$O{=}C{=}O$$



წრფივი აღნაგობის გამო მოლეკულა არაპოლარულია. დედამიწის ატმოსფეროს შედგენილობაში შედის 0.03% CO_2, ხოლო პლანეტა ვენერას ატმოსფეროში დაახლოებით 95%-ია. 20°C-ისა და 5 მგპა წნევის პირობებში ივი თხევადდება და ფოლადის ბალონებში ინახება. ბალონიდან გადმოსხმისთანავე თხევადი CO_2 იყინება და მიიღება ე.წ. "მშრალი ყინული". CO_2-ის კრისტალური გისოსი მოლეკულურია, ე.ი. გისოსის კვანძებში მოლეკულებია განლაგებული.

მოლეკულური კრისტალური გისოსის გამო მშრალ ყინულს დნობისა და აქროლების დაბალი ტემპერატურა აქვს. მშრალი ყინულის აქროლების ტემპერატურაა −78°C.

CO_2 მჟავური ოქსიდია, რეაქციაში შედის:

1) ტუტეებთან

$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

2) ფუძე ოქსიდებთან

$$CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$$

3) წყალთან და წარმოქმნის არამდგრად ნახშირმჟავას, ამიტომ წყალთან ურთიერთქმედება შექცევადი პროცესია:

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$$

CO_2 წვას ხელს უშლის. ანთებული კვარი CO_2-ის გარემოში ქრება, მაგრამ ზოგიერთი აქტიური მეტალი იწვის CO_2-ში. მაგალითად, ანთებული მაგნიუმი განაგრძობს წვას და გამოყოფს მურს:

$$2Mg + CO_2 \rightarrow 2MgO + C$$

CO_2-ის ამოსაცნობად მას კირიან წყალში ატარებენ:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$

CO_2 კირიან წყალს აამღვრევს წყალში უხსნადი $CaCO_3$-ის წარმოქმნის გამო.

ჰაერში CO_2 ~ 0.03%-ია. 0.25–1% კონცენტრაცია ადამიანის ჯანმრთელობისათვის საზიანოა, 7%-ზე მეტი კონცენტრაცია კი იწვევს სუნთქვის შეჩერებას და სიკვდილს.

ნახშირმჟავა და მისი მარილები

უწყლო ნახშირმჟავა არ არსებობს. იგი გეხვდება მხოლოდ წყალხსნარში, რომელიც CO_2-ის წყალში გახსნით მიიღება:

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$$

ნახშირმჟავა არამდგრადი ნაერთია და ისევ იშლება CO_2-ად და წყლად. 20°C-ზე წონასწორობა გადაწეულია მარცხნივ და მხოლოდ 1% CO_2 წარმოქმნის მჟავას. როგორც ორფუძიანი მჟავა, იგი დისოცირდება ორ საფეხურად:

$$H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^- \qquad K_1 = 2.5 \cdot 10^{-4}$$

$$HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-} \qquad K_2 = 5.61 \cdot 10^{-11}$$

და, შესაბამისად, წარმოქმნის ორი ტიპის მარილს. მის მჟავურ მარილებს ჰიდროკარბონატები ეწოდება, ხოლო სრულ მარილებს – კარბონატები. ყველა ჰიდროკარბონატი წყალში ხსნადია. კარბონატებიდან კი წყალში იხსნება IA ჯგუფის მეტალების მარილები. ყველა ჰიდროკარბონატი გაცხელებით გარდაიქმნება კარბონატად. ხოლო კარბონატები, გარდა IA ჯგუფის მეტალების კარბონატებისა, გახურებით იშლება ფუძე და მჟავურ ოქსიდებად:

$$2NaHCO_3 \xrightarrow{t} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2\uparrow$$

კარბონატებიდან აღსანიშნავია:

K_2CO_3 – პოტაში, რომელიც კალიუმიან სასუქად გამოიყენება;

$NaHCO_3$ – სასმელი სოდა, რომელიც გამოყენებულია მედიცინასა და ყოფა-ცხოვრებაში;

Na_2CO_3 – კალცინირებული სოდა და კრისტალური სოდა – $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, რომლებიც გამოყენებულია მინის და საპნის წარმოებაში, ყოფა-ცხოვრებასა და ტექნიკაში (სარეცხ საშუალებად).

სოდას ტექნიკაში ღებულობენ სოლვეის ხერხით – სუფრის მარილის ნაჯერ ხსნარში ატარებენ ამიაკსა და ნახშირბადის დიოქსიდს. ჯერ მიიღება ამონიუმის ჰიდროკარბონატი:

$$NH_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow NH_4HCO_3$$

შემდეგ:

$$NH_4HCO_3 + NaCl \rightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$$

შეჯამებული რეაქცია ასეთია:

$$NaCl + NH_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$$

ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი ამონიუმის ქლორიდთან შედარებით უფრო ძნელად იხსნება წყალში, ამიტომ მისი ძირითადი მასა გამოილექება. ხსნარს გაფილტრავენ, ნალექს გარეცხავენ ცივი წყლით, გააშრობენ და გაახურებენ:

$$2NaHCO_3 \xrightarrow{t} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

შედეგად მიიღება უწყლო, ანუ კალცინირებული სოდა.

კარბონატების აღმოჩენა ხდება მჟავების მოქმედების შედეგად გამოყოფილი CO_2-ის შეშვეობით (CO_2-ის გამოყოფა შიშინით მიმდინარეობს):

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$$

2.5.2 სილიციუმი

სილიციუმი მოთავსებულია პერიოდული სისტემის მე-3 პერიოდის IVA ჯგუფში. $Z(Si)=14$, $A_r(Si)=28$. სილიციუმის ატომს ელექტრონული კონფიგურაცია აქვს $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. ძირითად მდგომარეობაში აქვს ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი. იმის გამო, რომ აქვს ვაკანტური 3p-ორბიტალი, სილიციუმის ატომი გადადის აღგზნებულ მდგომარეობაში, რომელშიც ოთხი გაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს. ამრიგად, ძირითად მდგომარეობაში იგი ორვალენტიანია, ხოლო აღგზნებულში – ოთხვალენტიანი. ნაწილობრივ განსხვავებით მას მხოლოდ sp^3-ჰიბრიდიზაცია ახასიათებს და უჯერ ბმებს არ წარმოქმნის.

ნაერთებში სილიციუმი ამჟღავნებს შემდეგ ჟანგვის ხარისხებს:

$\overset{-4}{Si}$-ს მეტალნაერთებში ($Ca_2\overset{-4}{Si}$).

0-ს მარტივ ნივთიერებაში.

+2-ს, +4-ს] ოქსიდებში $\overset{+2}{SiO}$, $\overset{+4}{SiO_2}$

თავისუფალი სახით არსებობს მისი ორი ალოტროპი: კრისტალური სილიციუმი – მუქი ნაცრისფერი წახნაგცენტრირებული კუბური სტრუქტურის კრისტალები და ამორფული სილიციუმი – ყავისფერი ფხვნილი.

კრისტალური სილიციუმი მიიღება ქვიშისა და კოქსის ნარევის გახურებით:

$$SiO_2 + 2C \xrightarrow{1500^\circ C} 2CO + Si$$

ამორფული სილიციუმი მიიღება ქვიშისა და მაგნიუმის ნარევის გახურებით:

$$SiO_2 + 2Mg \xrightarrow{t} 2MgO + Si$$

სილიციუმი დედამიწაზე ჟანგბადის შემდეგ ყველაზე გავრცელებული ელემენტია (28%). ბუნებაში გავრცელებულია ნაერთების სახით. მათგან აღსანიშნავია:

SiO_2 – ქვიშა, კვარცი, მთის ბროლი, ამეთვისტო, იასპი, ოპალი, აგატი, ინფუზორული მიწა და სხვ. სილიციუმის დიოქსიდი შედის აგრეთვე ზოგიერთი მცე-

ნარის (მაგალითად, ცხენისკუდას) და ცხოველური ორგანიზმების ჩონჩხის შედგენილობაში;

$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ – თეთრი თიხა ანუ კაოლინი;

$K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ – მინდვრის შპატი;

$Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$ – ნეფელინი;

$3BeO \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$ – ზურმუხტი; და სხვ.

ქიმიური თვისებები. სილიციუმი უფრო მეტად ამჟღავნებს მეტალურ თვისებებს, ვიდრე ნახშირბადი. მარტივ ნივთიერებებთან შემდეგნაირად ურთიერთქმედებს:

1) წყალბადთან რეაქციაში უშუალოდ არ შედის;

2) ფთორში ოქვა ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე:

$$Si - 2F_2 \xrightarrow{20^\circ C} SiF_4$$

3) ქლორთან რეაქციაში შედის 400°C-ზე:

$$Si + 2Cl_2 \xrightarrow{400^\circ C} SiCl_4$$

4) ჟანგბადში იწვის 600°C-ზე:

$$Si + O_2 \xrightarrow{600^\circ C} SiO_2$$

5) გოგირდის ორთქლთან რეაგირებს 600°C-ზე:

$$Si + 2S \xrightarrow{600^\circ C} SiS_2$$

6) 1000°C-ზე რეაქციაში შედის აზოტთან და წარმოქმნის ძალიან მაგარ და ქიმიურად პასიურ, მყარ ნივთიერებას – Si_3N_4-ს:

$$3Si + 2N_2 \xrightarrow{1000^\circ C} Si_3N_4$$

7) 2000°C-ზე რეაქციაში შედის ქოქსთან და წარმოქმნის კარბორუნდს, რომელიც ალმასის შემდეგ ყველაზე მაგარი ნაერთია:

$$3Si + C \xrightarrow{2000^\circ C} SiC$$

8) გახურებისას ურთიერთქმედებს IA და IIA ჯგუფების მეტალებთან და წარმოქმნის სილიციდებს:

$$2Ca + Si \rightarrow Ca_2Si$$

9) რეაქციაში შედის HF-თან და წარმოქმნის SiF_4-ს:

$$Si + 4HF \xrightarrow{20^\circ C} SiF_4 + 2H_2\uparrow$$

10) ნახშირბადის მსგავსად წყალთან ურთიერთქმედებს მაღალ ტემპერატურაზე:

$$Si + 2H_2O \xrightarrow{800^\circ C} SiO_2 + 2H_2\uparrow$$

11) რეაქციაში შედის ტუტის წყალხსნართან და გამოყოფს წყალბადს:

$$Si + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$$

ეს რეაქცია ენერგიულად მიმდინარეობს დაბალი ტემპერატურის პირობებშიც კი.

სილიციუმი ნახევარგამტარია და გამოყენებულია მზის ბატარეებში, რომლებიც მზის სითბურ ენერგიას გარდაქმნის ელექტროენერგიად. ასეთი ბატარეები დგას კოსმოსურ ხომალდებში.

სილიციუმი, როგორც მიკროელემენტი, აუცილებელია ცხოველების ძვლების ზრდის პროცესისათვის, მცენარეებისა და ზღვის ორგანიზმების ზრდა-განვითარებისათვის.

სილანი

სილიციუმის წყალბადნაერთია სილანი (SiH_4). იგი მიიღება არაპირდაპირი გზით — სილიციდებზე მჟავას მოქმედებით:

$$Ca_2Si + 4HCl \rightarrow 2CaCl_2 + SiH_4\uparrow$$

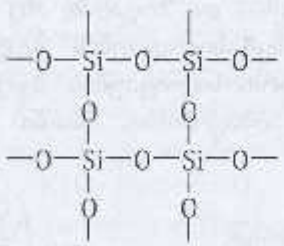
სილანი არასასიამოვნო სუნის მქონე მომწამლავი აირია, არამდგრადი ნაერთია და ჰაერზე ადვილად იჟანგება:

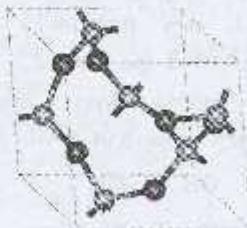
$$SiH_4 + 2O_2 \rightarrow SiO_2 + 2H_2O$$

სილიციუმის ჟანგბადნაერთები

სილიციუმი წარმოქმნის ორ ოქსიდს: SiO-სა (მონოოქსიდს) და SiO_2-ს (დიოქსიდს). SiO მარილარწარმომქმნელი ოქსიდია, SiO_2 კი — მჟავური.

SiO_2-ის მოლეკულა პოლიმერული სტრუქტურისაა და აღნაგობით განსხვავდება CO_2-საგან, ვინაიდან სილიციუმის ატომს არ ახასიათებს sp^2-ჰიბრიდიზაცია და, მაშასადამე, არც ორმაგ ბმებს წარმოქმნის. SiO_2-ს აქვს ატომური კრისტალური გისოსი, რომელშიც მისი კოორდინაციული რიცხვი 4-ის ტოლია, ე.ი. სილიციუმის ყოველი ატომის გარშემო ჟანგბადის ოთხი ატომია განლაგებული:





იგი ძნელად დნობადი და ძნელად აქროლადია. SiO_2 ბუნებაში წარმოიქმნება მთის ქანების გამოფიტვის პროცესში, წვიმის წყლისა და ჰაერის CO_2-ის გავლენით. მიმდინარეს შპატი, რომელიც მთის ქანების ძირითადი შემადგენელი ნაწილია, იშლება:

$$K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2 + 2H_2O + CO_2 \rightarrow K_2CO_3 + Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O + 4SiO_2$$

პოტაშა თიხა ქვიშა

სილიციუმის დიოქსიდი მჟავური ოქსიდია, მაგრამ წყალთან რეაქციაში არ შედის და მჟავას არ წარმოქმნის, თუმცა ფუძეებთან და ფუძე ოქსიდებთან ურთიერთქმედებს გაბურებისას და სილიციუმის მჟავას მარილებს იძლევა:

$$SiO_2 + Mg(OH)_2 \xrightarrow{t} MgSiO_3 + H_2O$$

$$SiO_2 + CaO \xrightarrow{t} CaSiO_3$$

SiO_2 ტუტის ხსნარში ადვილად იხსნება:

$$SiO_2 + 2NaOH \xrightarrow{t} Na_2SiO_3 + H_2O$$

SiO_2 გახურებით ურთიერთქმედებს ჟანგბადიანი მჟავების მარილებთან და წარმოქმნის სილიკატებსა და მჟავას ანჰიდრიდებს:

$$Na_2CO_{3(ბ.)} + SiO_{2(მ.)} \xrightarrow{t} K_2SiO_{3(მ.)} + CO_{2(აირ.)}$$

$$Ca_3(PO_4)_{2(ბ.)} + 3SiO_{2(მ.)} \xrightarrow{t} 3CaSiO_{3(ბ.)} + P_2O_{5(ბ.)}$$

$$2KNO_{3(მ.)} + SiO_{2(ბ.)} \xrightarrow{t} K_2SiO_{3(ბ.)} + N_2O_{5(მ.)}$$

$$N_2O_{5(მ.)} \longrightarrow 2NO_{2(აირ.)} + \frac{1}{2}O_{2(აირ.)}$$

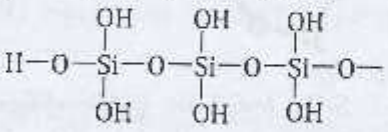
სილიციუმის მჟავა

სილიციუმის მჟავა მიიღება სილიკატებზე მჟავების მოქმედებით:

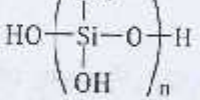
$$Na_2SiO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2SiO_3\downarrow$$

სილიციუმის მჟავა წყალში არ იხსნება და ხსნარიდან გამოიყოფა ლაბისუბური ნალექის სახით.

სილიციუმის მჟავა რთული შედგენილობისაა და ზოგადად ასე გამოისახება: $nSiO_2 \cdot mH_2O$. თუ $n=m=1$, მაშინ მას მეტასილიციუმის მჟავა (H_2SiO_3) ეწოდება, თუ $n=1$ და $m=2$, მაშინ – ორთოსილიციუმის მჟავა (H_4SiO_4). სილიციუმის ყველა მჟავა პოლიმერული აღნაგობისაა, მათში სილიციუმის კოორდინაციული რიცხვი 4-ის ტოლია.



ან მოკლედ:



სილიციუმის მჟავა გაბურებისას გამოყოფს წყალს და წარმოქმნის ფოროვან SiO_2-ს, რომელსაც სილიკაგელი ეწოდება. იგი ადსორბენტია და გამოყენებულია ნავთის, ბენზინის, ცხიმებისა და სხვა ორგანული ნივთიერებების გასასუფთავებლად, ასევე ტენის მშთანთქმელად.

სილიკატური მრეწველობა

სილიკატურ მრეწველობას ეკუთვნის მინის, ცემენტის და კერამიკის ნაირსახეობის წარმოება.

მინა მყიფე, გამჭვირვალე ნივთიერებაა, რომელიც შეიძლება განვიხილოთ, როგორც გადაცივებული სითხე, რომელიც არ კრისტალდება დიდი სიბლანტის გამო.

კრისტალური ნივთიერებისაგან განსხვავებით მას არ გააჩნია შედმეტი დნობის ტემპერატურა, გაცხელებისას თანდათან რბილდება და პლასტიკური ხდება. კომპონენტების მოლეკულების განლაგებაში წესრიგი მხოლოდ შედარებით მოკლე მანძილზე არსებობს.

მინა მრავალკომპონენტიანი სისტემაა. იგი სილიკატების ერთგვაროვანი ნარევია. ქიმიური თვისებების მიხედვით მინა ჰასიური 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 ნატრიუმიან მინასაც უწოდებენ. იგი მიიღება სოდის, კარქვისა და კვარცის შელღობით 1400°C-ზე:

$$Na_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t} Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow$$

$$CaCO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t} CaSiO_3 + CO_2\uparrow$$

ნატრიუმის და კალციუმის სილიკატების და ჭარბი ქვიშის შელღობის შედეგად მიღებული ნარევის წარმოადგენს ნატრიუმიან მინას. მისი მიახლოებითი ფორმულაა: $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$.

მინის დამზადებისას სოდის ნაცვლად თუ პოტაშს (K_2CO_3) გამოვიყენებთ, მიიღება ქიმიური ანუ კალიუმიანი მინა $K_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$. იგი ცეცხლგამძლეა და ქიმიური ჭურჭლის დასამზადებლად გამოიყენება.

თუ კარქვის ნაცვლად ტყვიის ოქსიდს გამოვიყენებთ, მიიღება ბრილი ანუ ტყვიის მინა $K_2O \cdot PbO \cdot 6SiO_2$. მაღალი სიმკვრივის მინის დასამზადებლად ასევე იყენებენ ბარიუმის ოქსიდს, მიიღება $K_2O \cdot BaO \cdot 6SiO_2$.

ბოთლის დასამზადებლად გამოყენებულია ნატრიუმიანი მინა, რომელსაც ჩვეულებრივი ქვიშისაგან ამზადებენ. ქვიშაში რკინის შემცველობის გამო ბოთლის მინა მწვანეა.

განსაკუთრებული თერმომდგრადობით გამოირჩევა ბორსილიკატური მინა (პირექსი), რომელიც შეიცავს 76% SiO_2-სა და 13% B_2O_3-ს. იგი უძლებს 800°C ტემპერატურას და გამოყენებულია საყოფაცხოვრებო და ლაბორატორი-

ული ჭურჭლის დასამზადებლად. მისი შედგენილობა ასეთია: $5Na_2O \cdot 3CaO \cdot 16B_2O_3 \cdot 76SiO_2$.

მინას ამზადებენ უშუალოდ კვარცისგანაც. კვარცის მინა შეიცავს 99.9% SiO_2-ისგან. იგი გამოირჩევა დნობის მაღალი ტემპერატურით, მცირე გაფართოების კოეფიციენტით და ულტრაიისფერი, ხილული და ინფრაწითელი სხივების მაღალი გამტარუნარიანობით. კვარცის მინა ქიმიური ნაერთების (გარდა HF-ისა) ზემოქმედებისადმი საკმაოდ მდგრადია.

ფერადი მინების მისაღებად ხარშვის პროცესში ნარევს უმატებენ სხვადასხვა მეტალის ოქსიდს. CoO მინას აძლევს ლურჯ ფერს, Cr_2O_3 და CuO – მწვანეს, MnO – იისფერს და ა.შ.

მზის სათვალეებში გამოყენებულია ფოტოქრომული მინა (იხ. ქვეთავი 2.2.1).

ცემენტი მიიღება კაოლინისა და კირქვის ნარევის ნელა მბრუნავ, დახრილ, გრძელ ღუმელში გამოწვით.

$$\underset{\text{კაოლინი}}{Al_2O_3 \cdot 2SiO_2} + \underset{\text{კირქვა}}{3CaCO_3} + 2H_2O \xrightarrow{1500^\circ C} \underbrace{2CaSiO_3 + Ca(AlO_2)_2}_{\text{ცემენტი}} + 3CO_2\uparrow + 2H_2O$$

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.

კერამიკული ნაწარმი. მცირე რაოდენობით წყალთან თიხის შეზელვით წარმოქმნილი მასა პლასტიკურია და ადვილად ღებულობს სასურველ (ავტომატის, კრამიტის, ჭურჭლის და ა.შ.) ფორმას. ასეთი ნაკეთობა გაშრობის და მაღალ ტემპერატურაზე გამოწვის შედეგად სიმტკიცეს იძენს და მას კერამიკულ ნაწარმს უწოდებენ. მათ მიეკუთვნება კერამიკა, ფაიფური, ქაშანური და სხვ. კერამიკა ფოროვანია, ქაშანური წვრილფოროვანი, ხოლო ფაიფურს ფორები არ აქვს. ასეთი განსხვავება საწყისი მასალის სხვადასხვაგვარი შედგენილობით და გამოწვის ტექნოლოგიითაა განპირობებული. მაგალითად, ფაიფურის დასამზადებლად იყენებენ კაოლინის, კვარცისა და მინდვრის შპატის ნარევს. მაღალტემპერატურული გამოწვის შედეგად ხდება ნაწილაკების შეცხობა, რაც ფორების დაპატარავებას და მათ სრულ გაქრობას იწვევს. ქიმიურად ფაიფური ალუმინოსილიკატია, რომელიც $3Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$-ის კრისტალებს შეიცავს. ქაშანური უფრო დაბალ ტემპერატურაზე გამოიწვება, ამიტომ იგი მცირე ზომის ფორებს შეიცავს.

2.6 მეტალები

ზოგადი დახასიათება

მარტივი ნივთიერებები იყოფა მეტალებად და არამეტალებად. მეტალი ისეთი მარტივი ნივთიერებაა, რომლის ატომი გარე შრის დასრულებას სავალენტო ელექტრონების გაცემით ახდენს. არამეტალი კი ისეთი მარტივი ნივთიერებაა, რომლის ატომი გარე შრის დასრულებას ელექტრონების მიერთებით ახდენს. ისინი ერთმანეთისაგან განსხვავდება როგორც ფიზიკური, ისე ქიმიური თვისებებით.

მეტალებისა და არამეტალების ფიზიკური თვისებები

	მეტალები	არამეტალები
1)	ყველა მეტალი კრისტალურ მდგომარეობაშია. კრისტალები ბზინავს, ფხვნილი კი – არა. გამონაკლისია ოქრო და ალუმინი.	არამეტალები (იოდისა და გრაფიტის გარდა) არ ბზინავს.
2)	მეტალი პლასტიკურია და ახასიათებს დენადობა, წელვადობა, გრეხვადობა, გლინვადობა და ა.შ.	არამეტალს პლასტიკურობა არ ახასიათებს. იგი მყიფეა და დარტყმისას იმსხვრევა.
3)	მეტალი კარგად ატარებს ელექტროდენს და პირველი რიგის ელექტროგამტარია. ყველაზე კარგი გამტარია Ag, შემდეგ Cu, Au, Al და სხვ. ყველაზე ცუდი გამტარია Hg.	არამეტალი (გრაფიტის გარდა) ელექტროდენს არ ატარებს.
4)	მეტალი კარგად ატარებს სითბოს, მეტალების სითბოგამტარობა ისე იცვლება, როგორც ელექტროგამტარობა. მაშასადამე, ყველაზე კარგი სითბოგამტარია Ag, Cu, Au, Al, ყველაზე ცუდი – Hg.	არამეტალი (გრაფიტის გარდა) სითბოს არ ატარებს. არამეტალის ელექტროგამტარობა ტემპერატურის პირდაპირპროპორციულია.
5)	მეტალის ელექტროგამტარობა ტემპერატურის უკუპროპორციულია: რაც უფრო დაბალია ტემპერატურა, მით უფრო ნაკლებად ირხევა მეტალის კრისტალური გისოსის კვანძებში მო-	არამეტალის კრისტალურ გისოსში თავისუფალი ელექტრონები არ არსებობს. ისინი კოვალენტურ ბმებს წარმოქმნიან. მაღალ ტემპერატურაზე კოვალენტური ბმები

თავსებული ატომები და მით უფრო ნაკლებ წინაღობას უწევს თავისუფალი ელექტრონების მიმართულ მოძრაობას.	იხლიჩება და თავისუფალი ელექტრონების წარმოქმნის გამო არამეტალი ელექტროგამტარი ხდება.

მეტალებისა და არამეტალების ქიმიური თვისებები

	მეტალები	არამეტალები
1)	დაბალი ჟანგვის ხარისხის მქონე მეტალის ოქსიდები ფუძე ოქსიდებია, საშუალო – ამფოტერული და მაღალი – მჟავური.	არამეტალის ოქსიდი ყველა ოქსიდი მჟავური ოქსიდია.
2)	დაბალი ჟანგვის ხარისხის მქონე მეტალის ოქსიდები იონური ნაერთებია, მაღალი ჟანგვის ხარისხის მქონე კი – კოვალენტური.	არამეტალის ყველა ოქსიდი კოვალენტური ნაერთია.
3)	s-მეტალები წყალბადთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის მყარ იონურ ნაერთებს, მაგალითად: NaH, CaH_2.	არამეტალი წყალბადთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის აიროვან კოვალენტურ ნაერთს, მაგალითად: HCl, NH_3, CH_4.
4)	მეტალი გასცემს ვალენტურ ელექტრონს და ამჟღავნებს დადებით ჟანგვის ხარისხს, ამიტომ იგი აღმდგენია: $Me \rightarrow Me^{n+} + n\bar{e}$	არამეტალს ახასიათებს ელექტრონების გაცემაც და შეძენაც და ამჟღავნებს როგორც დადებით, ისე უარყოფით ჟანგვის ხარისხს, ამიტომ არამეტალი შეიძლება იყოს როგორც მჟანგავი, ისე აღმდგენი.
5)	მეტალი რეაქციაში შედის მჟავებთან და მარილებს წარმოქმნის. მეტალის მჟავასთან ურთიერთქმედებისას არამჟანგავი მჟავა წყალბადს გამოყოფს, მჟანგავი კი არა.	არამეტალი მჟავასთან ურთიერთქმედებისას მარილს არ წარმოქმნის.

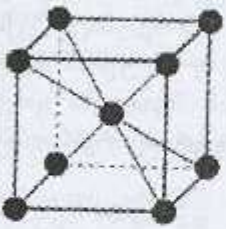
6) მეტალი ისეთი მარტივი ნივთიერებაა, რომლის ატომები მდგრად ელექტრონულ კონფიგურაციას გარე შრიდან ელექტრონების გაცემით აღწევენ.	არამეტალი ისეთი მარტივი ნივთიერებაა, რომლის ატომები მდგრად ელექტრონულ კონფიგურაციას ელექტრონების შეერთებით აღწევენ.

მეტალების კლასიფიკაცია და სტრუქტურა

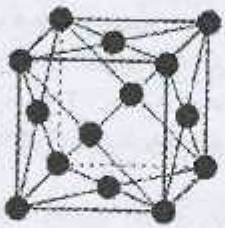
მეტალები იყოფა 4 ჯგუფად:

1. s-მეტალები,
2. p-მეტალები,
3. d-მეტალები,
4. f-მეტალები.

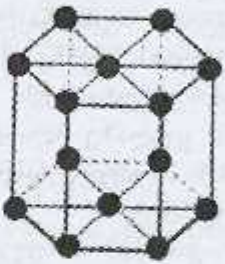
მეტალებს ახასიათებს სამი სტრუქტურული ტიპი:



მოცულობაცენტრირებული კუბური სტრუქტურა



წახნაგცენტრირებული კუბური სტრუქტურა



ჰექსაგონალური სტრუქტურა

მოცულობაცენტრირებულ კუბურ სტრუქტურაში მეტალის ერთი ატომის გარშემო განლაგებულია 8 ატომი, ამიტომ ასეთ სტრუქტურაში ატომის კოორდინაციული რიცხვი 8-ის ტოლია. ასეთი სტრუქტურა ფაშარია.

წახნაგცენტრირებულ კუბურ სტრუქტურაში მეტალის კოორდინაციული რიცხვი 12-ია. ასეთი სტრუქტურა მჭიდროა. ასეთივე მჭიდრო აღნაგობა აქვს ჰექსაგონალურ სტრუქტურასაც.

ზოგიერთ მეტალს სხვადასხვა კრისტალური სტრუქტურა აქვს და ამის გამო რამდენიმე ალოტროპის სახით არსებობს. მაგალითად, კალა არსებობს ორი ალოტროპის – თეთრი და ნაცრისფერი კალის სახით. თეთრ კალაში სტრუქტურა ტეტრაგონალურია. ეს ალოტროპი მდგრადია 13°C-ის ზევით, ხოლო კუბური კრისტალური სტრუქტურის მქონე ნაცრისფერი კალა კი 13°C-ის ქვევით. თეთრი კალა მოვერცხლისფრო თეთრი ბზინვარე ლითონია, ნაცრისფერი კი უხვნილია და არ ბზინავს. თეთრი კალა დაბალ ტემპერატურაზე გაცივებისას გარდაიქმნება ნაცრისფერში და უხვნილად იქცევა. ეს

გარღაქნა უფრო ადვილად მიმდინარეობს იმ შემთხვევაში, თუ თეთრი კალა ნაცრისფერის მინარევს შეიცავს. ამ მოვლენას "კალის ჭირი" ეწოდება. ეს პროცესი მაქსიმალური სიჩქარით მიმდინარეობს −33°C-ზე.

რკინას აქვს მოცულობაცენტრირებული და წახნაგცენტრირებული კუბური სტრუქტურა და ძირითადად სამი ალოტროპის (α, β და γ) სახითაა. α-რკინა არსებობს 770°C-მდე. იგი ფერომაგნიტურია. აქვს მოცულობაცენტრირებული კუბური კრისტალური მესერი. β-რკინა არსებობს 770°C-დან 910°C-მდე. იგი დიამაგნიტურია (მაგნიტი არ იზიდავს) და აქვს მოცულობაცენტრირებული კუბური სტრუქტურა. γ-რკინა არსებობს 910°C-დან 1400°C-მდე. γ-რკინა დიამაგნიტურია და აქვს წახნაგცენტრირებული კუბური სტრუქტურა, პლასტიკურია და უფრო ადვილია მისი მექანიკური დამუშავება.

IA ჯგუფის მეტალებს აქვს მოცულობაცენტრირებული კუბური სტრუქტურა, VIIIB ჯგუფის მეტალებს კი – წახნაგცენტრირებული კუბური სტრუქტურა. კრისტალური სტრუქტურა განაპირობებს მეტალების პლასტიკურობას. ყველაზე ადვილად ჭედადია ის მეტალი, რომელსაც წახნაგცენტრირებული კუბის სტრუქტურა აქვს. ნაკლებად ჭედადია მოცულობით ცენტრირებული კუბური სტრუქტურის მქონე მეტალი, ხოლო მეტალი, რომელსაც ჰექსაგონალური სტრუქტურა აქვს, ცუდად ჭედადია. მაგალითად, γ-Fe უფრო ჭედადია, ვიდრე α-Fe. ყველაზე პლასტიკურია ოქრო. 1 გ ოქროსგან შეიძლება გაიჭიმოს 2 კმ სიგრძის მავთული (ასეთი მავთულის დიამეტრი 10-ჯერ მცირეა ადამიანის თმის დიამეტრზე).

სიმკვრივის (ρ) მიხედვით მეტალები იყოფა მსუბუქ და მძიმე მეტალებად. მსუბუქი მეტალების $\rho<5$ გ/სმ^3, ხოლო მძიმე მეტალების $\rho>5$ გ/სმ^3. მსუბუქი მეტალებია IA ჯგუფისა და IIB ჯგუფის მეტალები, მძიმეა B ჯგუფების მეტალები (Cr, Zn, Fe, Ni, Ag, Hg, Au, Os და სხვ.). ყველაზე მსუბუქია ლითიუმი ($\rho=0.5$ გ/სმ^3), ყველზე მძიმე – ოსმიუმი ($\rho=22.5$ გ/სმ^3).

მეტალები ერთმანეთისაგან განსხვავდება სიმაგრით (მყარი ნივთიერების სიმაგრეს ზომავენ პირობითი სკალით 1-დან 10-მდე. მყარი ნივთიერება, რომელიც მეორეს გაკაწრავს, უფრო მაგარია). ყველაზე რბილია IA ჯგუფის მეტალები, ისინი დანით იჭრება. მაგარია ის d-ელემენტები, რომლებსაც შეუვსებელი d-ორბიტალები აქვს. ყველაზე მაგარი მეტალია ქრომი. იგი სიმაგრით ალმასს უახლოვდება და მისას ჭრის.

მეტალები ერთმანეთისაგან განსხვავდება დნობის ტემპერატურით. მეტალი, რომლის დნობის ტემპერატურა 1000°C-ზე დაბალია, ადვილდნობალია. მეტალი, რომლის დნობის ტემპერატურა 1500°C-ზე მაღალია – ძნელდნობალი. ყველაზე ადვილდნობადია ვერცხლისწყალი ($t_{დნ.}=-39^{o}C$), ყველაზე ძნელდნობადი კი – ვოლფრამი ($t_{დნ.}=3380°C$). IA ჯგუფის მეტალები ადვილდნობადია და 100°C-მდე დნებიან (ლითიუმის გარდა, რომლის $t_{დნ.}=180°C$; ნატრიუმის $t_{დნ.}=98°C$, ცეზიუმის $t_{დნ.}=28°C$).

ორთქლისებურ მდგომარეობაში თითქმის ყველა მეტალი ერთატომიან მოლეკულას წარმოადგენს.

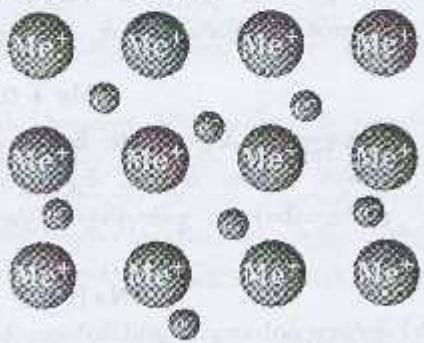
თითქმის ყველა მეტალი მოვერცხლისფრო-თეთრი ფერისაა. გამონაკლისია სპილენძი და ოქრო. სპილენძი წითელია, ოქრო — ყვითელი. პირობითად მეტალებს და მათ შენადნობებს ყოფენ შავ და ფერად მეტალებად. შავი მეტალებს უწოდებენ რკინას, თუჯს და ფოლადს, დანარჩენ მეტალებს კი — ფერადს.

მაგნიტური თვისებების მიხედვით მეტალები იყოფა ფერომაგნიტურ და დიამაგნიტურ მეტალებად. ფერომაგნიტურია: Fe, Ni და Co, რომლებსაც მაგნიტი იზიდავს. დიამაგნიტურია: Cu, Sn, Ag, Au და სხვ. მეტალის მაგნიტური თვისებები განპირობებულია გაუწყვილებელი ელექტრონების არსებობით. ფერომაგნიტური მეტალი შეიცავს ბევრ გაუწყვილებელ ელექტრონს, დიამაგნიტურ მეტალს კი გაუწყვილებელი ელექტრონი საერთოდ არა აქვს. მეტალის ფერომაგნიტური თვისებები დამოკიდებულია კრისტალურ სტრუქტურაზეც. დიამაგნეტიზმი და პარამაგნეტიზმი განხილულია დამატებაში.

ძლიერი მაგნიტური თვისებები აქვს სამარიუმის (Sm) და კობალტის (Co) შენადნობს. ამ შენადნობისაგან დამზადებულ მაგნიტს, რომელიც ხელის გულზე ეტევა, შეუძლია შეიკავოს 1 ტონამდე მასა.

ქიმიური ბმის ტიპი მეტალის კრისტალურ სტრუქტურაში

მეტალის ატომის გარე შრეზე ელექტრონების რაოდენობა მცირეა, ხოლო თავისუფალი ორბიტალი ბევრია, ამის გამო სავალენტო ელექტრონები თავისუფლად მოძრაობს მეტალის მთელ მოცულობაში. მეტალის კრისტალური გისოსის კვანძებში მოთავსებულია დადებითად დამუხტული იონები. თავისუფალი ელექტრონები კი ქაოსურად მოძრაობს იონებს შორის. ისინი ეჯაჭვებიან დადებითად დამუხტულ იონებს და ნეიტრალურ ატომებს წარმოქმნიან. მეზობელი იონის მიზიდვის გამო ელექტრონი ადვილად გადადის ერთი ატომიდან მეორეზე და თავისუფლად მოძრაობს მათ შორის. მეტალის დადებით იონებს შორის თავისუფლად მოძრავ ელექტრონებს „ელექტრონული აირი“ ან თავისუფალი ელექტრონები ეწოდება. თავისუფალი ელექტრონებით კრისტალური გისოსის კვანძებში მოთავსებულ იონებს შორის მყარდება ბმა, რომელსაც მეტალური ბმა ეწოდება (იხ. ქვეთავი 1.4.5).



მეტალების ქიმიური თვისებები

მეტალებისათვის დამახასიათებელია სავალენტო ელექტრონების გაცემის უნარი და დადებითად დამუხტული იონის – კატიონის წარმოქმნა:

$$Me \rightarrow n\bar{e} + Me^{n+}$$

რაც უფრო ნაკლებია სავალენტო ელექტრონების რიცხვი და მეტია ატომის რადიუსი, მით უფრო აქტიურია მეტალი. ელექტრონების გაცემის უნარის გამო მეტალი აქტიური აღმდგენია. მეტალი რეაქციაში შედის არამეტალებთან:

1) ყველა მეტალი შედის რეაქციაში ჰალოგენებთან და წარმოქმნის ჰალოგენიდებს:

$$Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2 \qquad 2Au + 3Cl_2 \rightarrow 2AuCl_3$$

2) ყველა მეტალი (ოქროს გარდა) რეაქციაში შედის გოგირდთან და წარმოქმნის სულფიდებს:

$$Mg + S \rightarrow MgS \qquad Hg + S \rightarrow HgS$$

3) ყველა მეტალი (პლატინისა და ოქროს გარდა) შედის რეაქციაში ჟანგბადთან და წარმოქმნის ოქსიდებს:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO \qquad 4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

4) IA და IIA ჯგუფის მეტალები (Be და Mg-ის გარდა) შედის რეაქციაში წყალთან ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე – წარმოქმნის ტუტეს და გამოყოფს წყალბადს:

$$2Me + 2HOH \rightarrow 2MeOH + H_2\uparrow \qquad Me + 2HOH \rightarrow Me(OH)_2 + H_2\uparrow$$

5) IA და IIA ჯგუფის s-მეტალები გაცხელებისას რეაქციაში შედის წყალბადთან და წარმოქმნის ჰიდრიდებს:

$$Me + 0.5nH_2 \xrightarrow{400^\circ C} \overset{+n}{Me}\overset{-1}{H}_n$$

მეტალების ჰიდრიდები მყარი იონური ნაერთებია, რომლებშიც წყალბადი ანიონის სახით შედის. მეტალის ჰიდრიდები ადვილად იშლება წყლით (ჰიდროლიზი) და გამოყოფს წყალბადს, მაგალითად:

$$\overset{+1}{Na}\overset{-1}{H} + \overset{+\delta}{H}-\overset{-\delta}{O}H \rightarrow \overset{+1}{Na}\overset{-1}{O}H + \overset{0}{H_2}\uparrow$$

6) მეტალებისათვის დამახასიათებელია ჟანგვა-აღდგენის უნარი. ელექტროლიტის ხსნარიდან მეტალის ატომი აძევებს სხვა, ნაკლებად აქტიურ მეტალს, მაგალითად, თუთია მარილის ხსნარიდან აძევებს უფრო პასიური მეტალის – სპილენძის იონს:

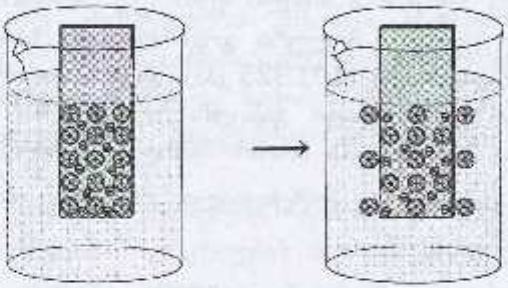
$$\overset{0}{Zn} + \overset{2+}{Cu} \rightarrow \overset{2+}{Zn} + \overset{0}{Cu} \quad (2\bar{e})$$

რის შედეგადაც თუთია იჟანგება და გადადის ხსნარში იონის სახით, ხოლო სპილენძის იონი აღდგება და გამოიყოფა თავისუფალი სახით.

სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების მწკრივი

როგორც ცნობილია, მეტალის კრისტალური გისოსი შედგება დადებითად დამუხტული იონებისაგან, რომლებიც კრისტალური გისოსის კვანძებშია განლაგებული და ელექტრონული აირისაგან, რომელიც მეტალის მთელ მასაშია განაწილებული. როცა მეტალის ფირფიტას ჩავუშვებთ წყალში, წყლის დიპოლები მოხლეჩს ფირფიტის ზედაპირიდან კატიონებს, რომლებიც ჰიდრატირებული იონების სახით გადადიან ხსნარში, ხოლო მეტალის ფირფიტა იმუხტება უარყოფითად. უარყოფითად დამუხტული ფირფიტა თავის მხრივ იზიდავს ხსნარში გადასულ კატიონებს, რომლებიც ფირფიტის გარშემო იყრიან თავს. მაშასადამე, მიმდინარეობს შექცევადი პროცესი:

$$Me \rightleftarrows Me^{n+} + n\bar{e}$$



უარყოფითად დამუხტულ მეტალის ზედაპირსა და ხსნარს შორის წარმოიქმნება ორმაგი ელექტრული ფენა – დადებითი მუხტი ხსნარში და უარყოფითი მუხტი მეტალზე. მათ შორის გაჩნდება პოტენციალთა სხვაობა, რომელსაც ელექტროდული პოტენციალი ეწოდება და აღინიშნება E ასოთი.

წყალში ყველა მეტალის ზედაპირი იმუხტება უარყოფითად, ხოლო წყლის მოსაზღვრე ფენა – დადებითად.

მეტალის ზედაპირზე უარყოფითი მუხტის სიდიდე სხვადასხვა მეტალისათვის სხვადასხვაა და დამოკიდებულია კრისტალური გისოსის სტრუქტურაზე, მეტალის იონიზაციის ენერგიასა და ხსნარში გადასული იონის ჰიდრატაციის ენერგიაზე. რაც უფრო აქტიურია მეტალი, მით უფრო დიდია მის ზედაპირზე უარყოფითი მუხტი და მით უფრო მარჯვნივ არის გადაწეული შექცევადი პროცესი $Me \rightleftarrows Me^{n-} + n\bar{e}$.

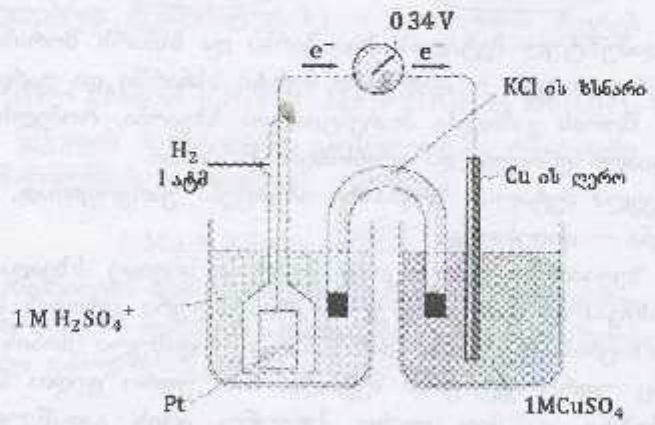
თუ მეტალის ფირფიტას ჩავუშვებთ მისი მარილის ხსნარში, მაშინ მეტალისა და სითხის საზღვარზე არსებული წონასწორობა $Me \rightleftarrows Me^{n+} + n\bar{e}$ შეიცვლება და წარმოიქმნება ახალი პოტენციალთა სხვაობა. ხსნარში მარილის კატიონების კონცენტრაციის გაზრდის გამო წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ.

თუ მარილის ხსნარში ჩაშვებულია აქტიური მეტალი, წონასწორობა გადაიწევა მარჯვნივ, ხოლო პასიური მეტალის შემთხვევაში – მარცხნივ. ამიტომ აქტიური მეტალი მისი მარილის ხსნარში დამუხტულია უარყოფითად, ხოლო

პასიური მეტალი – დადებითად. თუ მეტალის ზედაპირი უარყოფითად არის დამუხტული, მაშინ მისი პოტენციალი უარყოფითია, თუ მეტალის ზედაპირი დადებითად არის დამუხტული – პოტენციალი დადებითია.

ყოველი მეტალი, ჩაშვებული წყალში ან ელექტროლიტის ხსნარში, წარმოადგენს ელექტროდს. თუ მეტალს ჩავუშვებთ მისი მარილის 1 მოლური კონცენტრაციის ხსნარში (C=1 მოლი/ლ) 25°C ზე, ამ პირობებში წარმოქმნილ პოტენციალს **სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი** ეწოდება და აღინიშნება E^0-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 გოგირდმჟავას ხსნარში, რომელშიც აბარებენ აირად წყალბადს 1 ატმ (101.325 კპა) წნევის პირობებში.

პლატინის ზედაპირზე წყალბადი გასცემს ელექტრონს და გარდაიქმნება კატიონად. კატიონსა და მოლეკულას შორის მყარდება წონასწორობა:
$H_2 \rightleftarrows 2H^+ + 2\bar{e}$ და წარმოიქმნება პოტენციალი, რომელიც პირობითად ნულის ტოლადაა მიღებული: $E^0_{2H^+/H_2}=0$.



წყალბადის ელექტროდს თუ მეტალის ელექტროდს ელექტროლიტურა ხიდაკით (ელექტროლიტის ხსნარით შევსებული მოხრილი მილით) დავუკავშირებთ და წრედს შევკრავთ, დაიწყება ელექტრონების მიმართული მოძრაობა. თუ ელექტრონები მეტალის ელექტროდიდან წყალბადის ელექტროდისკენ მოძრაობს, მაშინ ელექტროდის პოტენციალი უარყოფითია. თუ წყალბადის ელექტროდიდან მეტალის ელექტროდისკენ – დადებითი. რაც უფრო მცირეა (ალგებრულად) ელექტროდული პოტენციალი, მით უფრო აქტიურია მეტალი. ხოლო რაც უფრო დიდია ელექტროდული პოტენციალი, მით უფრო პასიურია მეტალი.

სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების მწკრივში მეტალების თანმიმდევრობა ისეთივეა, როგორიც ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში. (სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების ცხრილი იხ. დანართში).

ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივი

მეტალები ელექტრონების გაცემის უნარის ზრდის მიხედვით ლაგდება მწკრივად, რომელსაც ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივი ეწოდება. ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში მეტალის აქტიურობის საზომად მიღებულია ის მუშაობა, რომელიც საჭიროა იმისათვის, რომ კრისტალური გისოსიდან მეტალის ჰიდრატირებული იონი გადავიდეს ხსნარში. ეს მუშაობა სამი ენერგიის ჯამს წარმოადგენს:

1) ატომიზაციის ანუ კრისტალური გისოსის ენერგია, რომელიც იხარჯება კრისტალური გისოსის დაშლისას ცალკეულ ატომებად ($E_{კრ.}$).
2) იონიზაციის ენერგია, რომელიც საჭიროა იმისათვის, რომ მეტალის ატომს მოვწყვიტოთ ელექტრონი საკალენტო შრიდან და გადავიყვანოთ იონურ მდგომარეობაში ($E_{იონ.}$).
3) ჰიდრატაციის ენერგია, რომელიც გამოიყოფა ხსნარში გადასული კატიონების მიერ წყლის მოლეკულების მიერთების შედეგად ($E_{ჰიდრ.}$).

ატომიზაციის ენერგია მეტალის კრისტალური გისოსის სიმტკიცით განისაზღვრება, იონიზაციის ენერგია – მეტალის მდებარეობით პერიოდულ სისტემაში, ხოლო ჰიდრატაციის ენერგია – იონის ელექტრონული სტრუქტურით, მისი მუხტით და რადიუსით. რაც უფრო ნაკლებია ამ ენერგიათა ჯამი, მით უფრო აქტიურია მეტალი. ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში მეტალები ასეთი თანმიმდევრობითაა განლაგებული: Li,K,Ba,Ca,Na, Mg, Al, Mn, Cr, Zn, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, (H_2), Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

მწკრივში მარცხნიდან მარჯვნივ მცირდება ელექტრონების გაცემის უნარი, მარჯვნიდან მარცხნივ კი მცირდება იონების მიერ ელექტრონების მიერთების უნარი, ყველაზე აქტიური მეტალია ლითიუმი, ხოლო ყველაზე პასიური – ოქრო.

ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში მეტალების განლაგება მხოლოდ პერიოდულ სისტემაში მათი მდებარეობით არ განისაზღვრება. მაგალითად, პერიოდულია სისტემის მიხედვით კალიუმი უფრო აქტიურია, ვიდრე ლითიუმი, რადგან კალიუმი მეოთხე ენერგეტიკული დონიდან უფრო ადვილად გასცემს ელექტრონს, ვიდრე ლითიუმი. მაგრამ ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში მეტალის მდებარეობა არ არის დამოკიდებული მხოლოდ იონიზაციის ენერგიაზე დასაშე ენერგიის (ატომიზაციის, იონიზაციისა და ჰიდრატაციის ენერგიების) ჯამით განისაზღვრება. ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში ლითიუმი უფრო აქტიურია, ვიდრე კალიუმი. კალიუმის ატომის იონიზაციის ენერგია ულრის −415 კჯ/მოლს, ხოლო ლითიუმისა −520 კჯ/მოლის ტოლია. კატიონის

ჰიდრატაციის ენერგია მით უფრო მეტია, რაც უფრო მცირეა კატიონის რადიუსი და დიდია მუხტი. ამიტომ წყალხსნარში ლითიუმის იონის ჰიდრატაციის ენერგია უფრო მეტია, ვიდრე კალიუმის, ე.ი. ლითიუმი უფრო ადვილად გასცემს ელექტრონს, ვიდრე კალიუმი. მაგალითად, განვიხილოთ ლითიუმისა და კალიუმის იონიზაციისა და ჰიდრატაციის ენერგიების ჯამი:

$$Li - \bar{e} \rightarrow Li^+ - 520 \text{ კჯ/მოლი (იონიზაციის ენერგია)}$$

+

$$Li^+ + nH_2O \rightarrow Li^+ \cdot (H_2O)_n + 505 \text{ კჯ/მოლი (ჰიდრატაციის ენერგია)}$$

ჯამში: $Li - \bar{e} + nH_2O \rightarrow Li^+ \cdot (H_2O)_n - 15$ კჯ/მოლი

$$K - \bar{e} \rightarrow K^+ - 415 \text{ კჯ/მოლი (იონიზაციის ენერგია)}$$

+

$$K^+ + nH_2O \rightarrow K^+ \cdot (H_2O)_n + 318 \text{ კჯ/მოლი (ჰიდრატაციის ენერგია)}$$

ჯამში: $K - \bar{e} + nH_2O \rightarrow K^+ \cdot (H_2O)_n - 97$ კჯ/მოლი

მაშასადამე, წყალხსნარში ლითიუმის ჰიდრატირებული იონის წარმოქმნაზე იხარჯება გაცილებით ნაკლები ენერგია (15 კჯ/მოლი), ვიდრე კალიუმის ჰიდრატირებული იონის წარმოქმნაზე (97 კჯ/მოლი).

ასეთივე შეუთავსებლობაა თუთიის და სპილენძის ატომების ელექტროქიმიურ და ქიმიურ აქტიურობებს შორის. თუთია და სპილენძი პერიოდული სისტემის IB და IIB ჯგუფების მეზობელი მეტალებია – Z(Cu)=29 და Z(Zn)=30. მათი იონიზაციის ენერგიები დაახლოებით ერთნაირია, მაგრამ კრისტალური გისოსის ენერგიები დიდად განსხვავდება. სპილენძის კრისტალური გისოსი წახნაგცენტრირებული კუბია, ხოლო თუთიისა – ჰექსაგონალური. თუთიის დნობის ტემპერატურა უდრის 419°C, ხოლო სპილენძისა – 1083°C-ს. ამის გამო მათი ატომიზაციის ენერგიებიც დიდად განსხვავდება და ჯამური ენერგია სპილენძს უფრო მეტი აქვს, ამიტომ იგი თუთიაზე უფრო პასიურია.

მეტალების მიღების ხერხი

მეტალები ბუნებაში გვხვდება ნაეროების – მადნების სახით. მადნები: უმრავლესობა ოქსიდები ან სულფიდებია. თავისუფალი სახით ბუნებაში არსებობს მხოლოდ კეთილშობილი მეტალები, როგორიცაა: ვერცხლი, პლატინა და ოქრო.

მადნებიდან მეტალების მიღებას მეტალურგია ეწოდება. მეტალურგიის სხვადასხვა მეთოდი არსებობს. ძირითადად ცნობილია პირო-, ჰიდრო- და ელექტრომეტალურგია.

პირომეტალურგია არის მეტალების მიღება მაღალი ტემპერატურის პირობებში და მიმდინარეობს სხვადასხვა აღმდგენის გამოყენებით. აღმდგენებად გამოყენებულია კოქსი (C), ნახშირბადის მონოოქსიდი (CO), წყალბადი (H_2) და

აქტიური მეტალები. ყველაზე იაფი და ხელმისაწვდომი აღმდგენია კოქსი, ამიტომ იგი ყველაზე ფართოდ გამოიყენება სპილენძის, რკინის, თუთიის, ტყვიის და სხვათა მისაღებად. მაგალითად:

$CuO + C \rightarrow Cu + CO$ $\quad$ $ZnO + C \rightarrow Zn + CO$

$SnO_2 + 2C \rightarrow Sn + 2CO$ $\quad$ $PbO + C \rightarrow Pb + CO$

$FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2$ $\quad$ $Fe_3O_4 + 4CO \rightarrow 3Fe + 4CO_2$

$MoO_3 + 3H_2 \rightarrow Mo + 3H_2O$ $\quad$ $WO_3 + 3H_2 \rightarrow W + 3H_2O$

როცა მეტალი ნახშირბადთან შედის რეაქციაში და კარბიდებს წარმოქმნის, მაშინ აღმდგენად გამოიყენება აქტიური მეტალები – Al, Mg, Ca, Na ან H_2. მაგალითად, მანგანუმის, ქრომის, ტიტანის მისაღებად გამოყენებულია ალუმინი:

$4Al + 3MnO_2 \rightarrow 3Mn + 2Al_2O_3$ $\quad$ $2Al + Cr_2O_3 \rightarrow 2Cr + Al_2O_3$

აქტიური მეტალების მეშვეობით მეტალების მადნებიდან აღდგენის მეტალოთერმია ეწოდება. ალუმინოთერმია მეტალოთერმიის კერძო შემთხვევაა.

ჰიდრომეტალურგია ეწოდება მეტალის მიღებას მარილის წყალხსნარზე აქტიური მეტალების მოქმედებით. ჰიდრომეტალურგიით ღებულობენ პასიურ მეტალებს: ოქროს, ვერცხლს, სპილენძს და სხვ. მაგალითად:

$$CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

$$2AgNO_3 + Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2Ag$$

ელექტრომეტალურგია ეწოდება მეტალის მიღებას მისი მარილის ელექტროლიზით. ელექტრომეტალურგიით შესაძლებელია ყველა მეტალის მიღება, მაგრამ მას იყენებენ განსაკუთრებით აქტიური მეტალების მისაღებად გამდნარი მარილებისა და ოქსიდებისაგან. ელექტრომეტალურგიით მიიღება IA და IIA ჯგუფების აქტიური მეტალები და ალუმინი:

$$2NaCl \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{2Na} + \underset{(A)}{Cl_2}\uparrow$$

$$CaCl_2 \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{Ca} + \underset{(A)}{Cl_2}\uparrow$$

$$2Al_2O_3 \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{4Al} + \underset{(A)}{3O_2}\uparrow$$

თუ მადანი სულფიდია, მაშინ მას ჯერ გამოწვავენ და მიიღებენ ოქსიდს, შემდეგ კი ოქსიდისაგან ღებულობენ მეტალს ზემოთ აღნიშნული მეთოდებით. მაგალითად:

$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2 \qquad ZnO + C \rightarrow Zn + CO$$

შენადნობები

მეტალების დამახასიათებელი თვისებაა გამდნარ მდგომარეობაში შეერიოს ერთმანეთს და წარმოქმნას ერთგვაროვანი ნარევი (ხსნარი), რომელიც გამყარების შემდეგ შენადნობს წარმოქმნის. შენადნობი არის მეტალისა და ერთი ან რამდენიმე ელემენტის ერთგვაროვანი ნარევი. შენადნობის ფიზიკური თვისებები განსხვავდება შემადგენელი მეტალების ფიზიკური თვისებებისაგან. შენადნობის დნობის ტემპერატურა უფრო დაბალია, ვიდრე შემადგენელი მეტალებისა. მაგალითად, კალას (Sn) დნობის ტემპერატურაა 232°C, ბისმუტის – 327°C, კადმიუმის – 321°C, ტყვიის – 327°C. ამ მეტალებისაგან 1:4:1:2 მასური შეფარდებით დამზადებული შენადნობი კი დნება 67°C-ზე (ამ შენადნობს ვუდის შენადნობი ეწოდება). შენადნობი უფრო მაგარია, ვიდრე შემადგენელი მეტალები. მაგალითად, სპილენძის შენადნობი 1% ბერილიუმთან 7-ჯერ უფრო მაგარია, ვიდრე სპილენძი. ოქროს ვერცხლთან შენადნობი გაცილებით უფრო მაგარია, ვიდრე სუფთა ოქრო ან ვერცხლი.

შენადნობები ატარებს ელექტროდენსა და სითბოს, მაგრამ უფრო ცუდად, ვიდრე სუფთა მეტალები.

ყოფა-ცხოვრებაში გამოყენებულია შემდეგი შენადნობები:

თითბერი – 60% სპილენძისა და 40% თუთიის შენადნობი;

ბრინჯაო – სპილენძისა (90%) და კალას (10%) შენადნობი;

დურალუმინი – ალუმინის (94.5%), სპილენძის (4%), მაგნიუმის (1%), და მანგანუმის (0.5%) შენადნობი;

მაგნალიუმი – ალუმინის (87%) და მაგნიუმის (13%) შენადნობი;

მელქიორი – სპილენძისა (50%) და ნიკელის (50%) შენადნობი;

ნიქრომი – ნიკელისა (80%) და ქრომის (20%) შენადნობი;

სილუმინი – ალუმინისა (90%) და სილიციუმის (10%) შენადნობი;

საქრომშეუდლო ყვითელი ოქრო – ოქროსა (75% ან 58%) და სპილენძის (25% და 42%) შენადნობი;

საქრომშეუდლო თეთრი ოქრო – ოქროსა (75% ან 58%) და ნიკელის (25% და 42%) შენადნობი; ოქროსა (90%) და პალადიუმის (10%) შენადნობი; ოქროსა (60%) და პლატინის (40%) შენადნობი;

უჟანგავი ფოლადი – რკინისა (82%) და ქრომის (18%) შენადნობი;

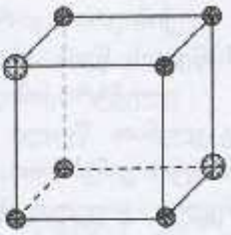
თუჯი – რკინისა (96%) და ნახშირბადის (4%) შენადნობი;

ფოლადი – რკინისა (98%) და ნახშირბადის (2%) შენადნობი.

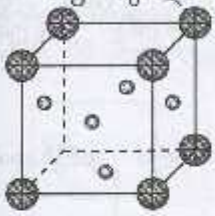
არსებობს ისეთი შენადნობიც, რომელსაც საწყისი ფორმის დამახსოვრების უნარი აქვს. ასეთია ნიკელისა და ტიტანის შენადნობი (ნიტინოლი). ამ შენადნობისაგან დამზადებულ საგანს შეიძლება ფორმა შეუცვალო, მაგრამ გაცხელებისას დეფორმირებული საგანი ისევ იბრუნებს პირვანდელ ფორმას.

შენადნობი წარმოადგენს მყარ ხსნარს (ერთგვაროვან ნარევს) და არსებობს ორი – ჩანაცვლების და ჩანერგვის ხსნარების სახით.

ჩანაცვლების მყარი ხსნარი წარმოიქმნება იმ შემთხვევაში, თუ შემადგენელი მეტალების იონები დაახლოებით ერთნაირი ზომისაა, კრისტალური გისოსები კი — ერთნაირი. ჩანაცვლების მყარ ხსნარში ერთი მეტალის კრისტალური გისოსის იონები ჩანაცვლებულია მეორე მეტალის იონებით; მაგალითად, ასეთი მყარი ხსნარია სპილენძისა და ნიკელის შენადნობი.



თუ შენადნობში შემავალი მეტალების იონები განსხვავებული ზომისაა, მაშინ წარმოიქმნება ჩანერგვის მყარი ხსნარი, სადაც კრისტალური გისოსის კვანძებს შორის არსებულ სივრცეში განლაგებულია მცირე ზომის მეტალის იონები. ჩანერგვის მყარი ხსნარია მაგალითად, თუჯი და ფოლადი, სადაც გისოსის კვანძებს შორის სივრცეში ჩანერგილია ნახშირბადის ატომები.



მეტალების კოროზია

გარემო პირობების მოქმედებით მეტალების ქიმიური დაშლის პროცესს კოროზია ეწოდება. კოროზიის შედეგად იცვლება მეტალის გარეგნული სახე: ზედაპირი ხდება ხაოიანი და იფარება კოროზიის შედეგად წარმოქმნილი სხვადასხვა ნივთიერებებით. კოროზიის შედეგად მეტალი კარგავს მექანიკურ მდგრადობას.

არჩევენ კოროზიის ორ ძირითად სახეობას — ქიმიურ და ელექტრო-ქიმიურ კოროზიას.

ქიმიური კოროზიის დროს (მშრალ პირობებში) მეტალის ზედაპირი იჟანგება ტექნოლოგიურ პროცესში მონაწილე სხვადასხვა ქიმიურად აქტიური ნივთიერებით, როგორიცაა ჰაერის ჟანგბადი (O_2), გოგირდწყალბადი (H_2S), გოგირდის ოქსიდები, ჰალოგენები და სხვა აგრესიული ნივთიერებები. ქიმიური კოროზიის დროს მეტალის ზედაპირი იფარება ოქსიდის ფენით. თუ ოქსიდის ფენა მჭიდროდ ეკვრის მეტალის ზედაპირს და შეუღწევადია აირებისათვის, მაშინ იგი იცავს მეტალს შემდგომი დაჟანგვისაგან და კოროზია აღარ გრძელდება. ამის მაგალითია ალუმინი და ქრომი. მათ ზედაპირზე გადაკრული აქვთ ოქსიდის მკვრივი 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 ძიძგინარეობს. ამის მაგალითია რკინა და მისი შენადნობები. რკინის კოროზია ტემპერატურის გაზრდით საგრძნობლად ჩქარდება. ასე, მაგალითად, 300°C-ზე რკინა იფარება ოქსიდის შესაჩრჩევი ფენით, ხოლო 600°C-ზე — სქელი ფენით, რომელიც შედგება FeO-ს, Fe_2O_3-ისა და Fe_3O_4-ისაგან.

ქიმიური კოროზია მიმდინარეობს შიგაწვისა და რეაქტიულ ძრავებში: საწვავის წვის პროდუქტები – SO_2 და SO_3 – შლის ძრავას ნაწილებს.

ელექტროქიმიური კოროზიის დროს მეტალი 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 (ჰაერში არსებული CO_2-ის წყალში გახსნის გამო: $CO_2 + H_2O \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$) და თავისუფალ ჟანგბადს. ჟანგბადი და წყალი ერთდროულად რეაგირებს რკინასთან და იწვევს მის კოროზიას. ბუნებრივ წყალთან კონტაქტის შემთხვევაში რკინა გასცემს ელექტრონებს და გადადის იონურ მდგომარეობაში:

$$Fe - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$$

გაცემული ელექტრონები კი უერთდება წყალში გახსნილი ჟანგბადის მოლეკულას და წარმოქმნის ჰიდროქსიდის იონს.

$$O_2 + 2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-$$

ჰიდროქსიდის ანიონი უერთდება ხსნარში გადასულ რკინის კატიონს და წარმოქმნის რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდს, რომელიც შემდეგ ჰაერის ჟანგბადით იჟანგება რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდად:

$$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$$

$$4\overset{-2}{Fe}(OH)_2 + 2H_2O + \overset{0}{O_2} \rightarrow 4\overset{+3\ -2}{Fe(OH)_3}$$

$$\begin{array}{c|c|l} 4 & 2 & Fe^{+2} - 1\bar{e} \rightarrow Fe^{-3} \\ 2 & 1 & O^0 + 2\bar{e} \rightarrow O^{-2} \end{array}$$

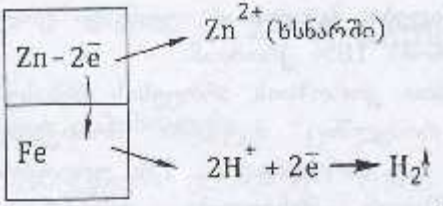
შეჯამებულად ეს პროცესი ასე ჩაიწერება:

$$\overset{0}{4Fe} + 6H_2O + \overset{0}{3O_2} \rightarrow \overset{+3\ -2}{4Fe(OH)_3}$$

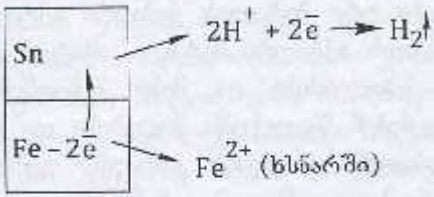
რკინის ამგვარი კოროზია მიმდინარეობს ნეიტრალურ და ტუტე არეში. მჟავა არეში კი რკინის მიერ გაცემული ელექტრონები უერთდება წყალბადის კატიონს და გამოიყოფა თავისუფალი წყალბადი:

$$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2\uparrow \qquad Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$

კოროზია მიმდინარეობს იმ შემთხვევაშიც, როდესაც სხვადასხვა აქტიურობის მეტალები ერთმანეთთან კონტაქტშია. ამ შემთხვევაში ელექტრონები მოძრაობს აქტიური მეტალიდან პასიურისაკენ. აქტიური მეტალი გადადის იონურ მდგომარეობაში: $Me \rightleftarrows Me^{n+} + n\bar{e}$, ხოლო ელექტრონი გადადის პასიურ მეტალზე და იცავს მას კოროზიისაგან. მაგალითად, თუ ერთმანეთთან დაკავშირებულ თუთიასა და რკინის ფირფიტები დასველდება წვიმის წყლით, რომელშიც გახსნილია ჰაერის ჟანგბადი და CO_2, მაშინ დაიწყება ელექტრონების გადასვლა თუთიიდან რკინის ფირფიტაზე. თუთიის იონები გადადის ხსნარში, ხოლო რკინის ფირფიტაზე ადდგება წყალბადის კატიონი, ე.ი. დაიჟანგება მხოლოდ თუთია, რკინა კი – არა.

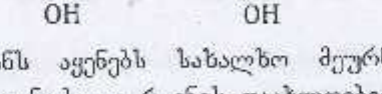


თუ დასველდა რკინისა და კალას წყვილი, მაშინ რკინა, როგორც უფრო აქტიური მეტალი, გადასცემს ელექტრონებს კალას ფირფიტას. ახლა რკინის იონები გადადის ხსნარში, ხოლო კალას ფირფიტაზე აღდგება წყალბადის კატიონი. ამ შემთხვევაში რკინა უფრო სწრაფად იჟანგება.



ელექტროქიმიურ კოროზიას განიცდის ისეთი მეტალებიც, რომლებიც შეიცავენ სხვადასხვა მინარევებს, მაგალითად, შენადნობები. ქიმიურად სუფთა მეტალი 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 მინარევზე გადადის. რკინა იჟანგება, ხოლო მინარევის ზედაპირზე ჟანგბადი აღდგება (ნეიტრალურ და ტუტე ხსნარში). 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 მეურნეობას. ყოველწლიურად კოროზიას განიცდის გამოდნობილი რკინის დაახლოებით 10%.

მეტალების დაცვა კოროზიისგან. კოროზიისგან მეტალების დასაცავად გამოყენებულია შემდეგი მეთოდები:

1) **მეტალის ზედაპირის იზოლაცია გარემოსაგან**, რისთვისაც მეტალის ზედაპირს ფარავენ სხვა მეტალის თხელი ფენით, რომელიც ნაკლებად იჟანგება, მაგალითად, ნიკელით, ქრომით, თუთიით, ვერცხლით, ოქროთი ან დამცველი ფენით, როგორიცაა ლაქი, საღებავი, მინანქარი და სხვ.

2) **კოროზიისადმი მედეგი შენადნობის მიღება**. მაგალითად: უჟანგავი ფოლადის, რომელიც წარმოადგენს რკინის შენადნობს 18% ქრომთან.

3) **გარემო პირობების შეცვლა**. ამ მიზნით კოროზიის პროცესის შესასუსტებლად ელექტროლიტის ხსნარს, რომელშიც მეტალია მოთავსებული, უმატებენ ინჰიბიტორებს. მაგალითად, თუ მარილმჟავაში 1% უროტროპინს შევიტანთ, რკინის კოროზია 100-ჯერ შენელდება. უროტროპინიან მარილმჟავას იყენებენ ქვაბების გასაწმენდად მინადუღისაგან. ასეთ მჟავაში მინადუღი ($CaCO_3$) კარგად იხსნება, რკინა კი რეაქციაში არ შედის.

4) **პროტექტორული დაცვა**. აქტიური მეტალების მეშვეობით პასიური მეტალების დაცვას კოროზიისაგან პროტექტორული დაცვა ეწოდება. რაც უფრო მეტად განსხვავებულია ურთიერთშემხები ორი მეტალის ქიმიური აქტიურობა, მით უფრო ძლიერ კოროზიას განიცდის აქტიური მეტალი. 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 მეტალის (Mg, Zn) ზოლს, რომელიც წყალშია ჩაშვებული. აქტიური მეტალის ზოლი თანდათან იშლება და რკინას იცავს დაჟანგვისგან.

2.7 IA ჯგუფის ელემენტები

ზოგადი დახასიათება

IA ჯგუფის ელემენტებს ტუტე მეტალები ეწოდება. ტუტე მეტალებია: ლითიუმი (Li), ნატრიუმი (Na), კალიუმი (K), რუბიდიუმი (Rb), ცეზიუმი (Cs) და ფრანციუმი (Fr). ფრანციუმი მიღებულია სინთეზურად. დანარჩენი კი გავრცელებულია ბუნებაში.

IA ჯგუფის ელემენტების გარე სავალენტო შრეზე მოთავსებულია ერთი ელექტრონი (ns^1) და s-ელემენტებს წარმოადგენენ. ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად მცირდება იონიზაციის ენერგია და, შესაბამისად, იზრდება მათი ქიმიური აქტიურობა. ისინი კრისტალდება, მოცულობაცენტრირებული კუბის ფორმით, ამიტომ ფაშარი აღნაგობა აქვს. მათი სიმკვრივე 1-ზე ნაკლებია. IA ჯგუფის მეტალები რბილი მეტალებია, დანით იჭრება. ყველაზე რბილია ცეზიუმი, ყველაზე მაგარი – ლითიუმი. ტუტე მეტალების დნობის ტემპერატურა ატომის რადიუსის უკუპროპორციულია და ჯგუფში ქვევიდან ზევით იზრდება. ყველაზე დაბალი დნობის ტემპერატურა აქვს ცეზიუმს (28.5°C), ყველაზე მაღალი – ლითიუმს (180°C).

მეტალური ბმა ტუტე მეტალებში ყველაზე სუსტია, რამდენადაც მეტალური ბმის მდგრადობა პროპორციულია სავალენტო ელექტრონების (n) რიცხვის ფარდობისა მის (r) რადიუსთან (n/r).

იონიზაციის დაბალი ენერგიის გამო ტუტე მეტალები ყველაზე აქტიური მეტალებია. მეტალის რადიუსის ზრდის მიხედვით მათი აქტიურობა იზრდება. ყველაზე მეტად აქტიურია ცეზიუმი, ხოლო ყველაზე ნაკლებად აქტიური – ლითიუმი.

ტუტე მეტალები ყველაზე აქტიური აღმდგენებია და ცხადია, მათი მიღება შესაძლებელია მხოლოდ მარილების ნალღობის ელექტროლიზით.

IA ჯგუფის მეტალები ბუნებაში გავრცელებულია ნაერთების სახით. დედამიწის ქერქში ტუტე მეტალებიდან ყველაზე გავრცელებულია ნატრიუმი და კალიუმი (2.5–2.6%).

ტუტე მეტალები ენერგიულად იწვის ჟანგბადში. ლითიუმის დაწვით წარმოიქმნება ოქსიდი, ნატრიუმის დაწვით კი – პეროქსიდი, კალიუმის, რუბიდიუმისა და ცეზიუმის დაწვით – ზეპეროქსიდი.[7]

$$4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O \quad - \text{ოქსიდი}$$

$$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2 \quad - \text{პეროქსიდი}$$

---

[7] პეროქსიდებში გაუწყვილებელი ელექტრონი არ არსებობს, ხოლო ზეპეროქსიდში ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონია, ამის გამო მათ პარამაგნიტური თვისებები აქვს და შეფერილი ნივთიერებებია.

$$\left.\begin{array}{l} K + O_2 \rightarrow KO_2 \\ Rb + O_2 \rightarrow RbO_2 \\ Cs + O_2 \rightarrow CsO_2 \end{array}\right\} \text{ სუპეროქსიდი}$$

2.7.1 ნატრიუმი და კალიუმი

ნატრიუმის ატომური ნომერია 11, ფარდობითი ატომური მასა – 23. კალიუმის ატომური ნომერია 19. ფარდობითი ატომური მასა – 39. მათი ატომების ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:

$$Na = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \qquad K = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$$

ნაერთებში ამჟღავნებენ +1-ის ტოლ ჟანგვის ხარისხს. ნატრიუმი ბუნებაში გავრცელებულია შემდეგი მინერალების სახით:

$NaCl$ – სუფრის მარილი,
$NaNO_3$ – ჩილეს გვარჯილა,
$NaCl \cdot KCl$ – სილვინიტი,
Na_3AlF_6 – კრიოლითი,
$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – მირაბილიტი.

კალიუმი გაერცელებულია შემდეგი მიწერალების სახით:

KCl – სილვინი,
$KCl \cdot NaCl$ – სილვინიტი,
$KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ – კარნალიტი,
$KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$ – კაინიტი.

მიღება: მრეწველობაში ნატრიუმი მიიღება გამდნარი სუფრის მარილის ელექტროლიზით;

$$2NaCl \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{2Na} + \underset{(A)}{Cl_2}\uparrow$$

ნატრიუმი მიიღება აგრეთვე გამდნარი ნატრიუმის ჰიდროქსიდის ელექტროლიზისაც:

$$4NaOH \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{4Na} + \underset{(A)}{O_2}\uparrow + 2H_2O$$

ანალოგიურად შეიძლება კალიუმის მიღებაც, მაგრამ კალიუმის მაღალი აქტიურობის გამო მისი ელექტროლიზური აღდგენა ელექტროენერგიის დიდ ხარჯს მოითხოვს და ეკონომიურად წამგებიანია. ამიტომ კალიუმს ღებულობენ გამდნარ KOH-ში ან KCl-ში ნატრიუმის ოროქლის გატარებით:

$$KOH - Na \xrightarrow{440^\circ C} K + NaOH$$

$$KCl + Na \xrightarrow{800^\circ C} K - NaCl$$

ამ დროს კალიუმი გამოიყოფა ორთქლის სახით[8].

ფიზიკური თვისებები. ორივე მოვერცხლისფრო-თეთრი ბზინვარე მეტალია. ჰაერზე მათი ზედაპირი იფარება ჰიდროქსიდის და კარბონატის ფენით. დიდი აქტიურობის გამო მათ ნავთში ინახავენ.

ქიმიური თვისებები. ნატრიუმი და კალიუმი ენერგიულად შედის რეაქციაში:

1) წყალბადთან:

$$2Na + H_2 \xrightarrow{400^\circ C} 2NaH \qquad 2K + H_2 \xrightarrow{400^\circ C} 2KH$$

2) ქლორთან – ნატრიუმი ქლორის გარემოში იწვის ყვითელი ალით:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

ხოლო კალიუმი – იისფერი ალით:

$$2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$$

3) ჟანგბადთან – ნატრიუმი ჟანგბადში იწვის პეროქსიდის წარმოქმნით:

$$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$

ხოლო კალიუმი – ღია ნარინჯისფერი სუპეროქსიდის წარმოქმნით:

$$K + O_2 \rightarrow KO_2$$

4) გოგირდთან (მცირე გაცხელებისას):

$$2Na + S \xrightarrow{t} Na_2S \qquad 2K + S \xrightarrow{t} K_2S$$

5) აზოტთან (მაღალ ტემპერატურაზე):

$$6Na + N_2 \xrightarrow{t} 2Na_3N \qquad 6K + N_2 \xrightarrow{t} 2K_3N$$

6) ფოსფორთან:

$$3Na + P \xrightarrow{t} Na_3P \qquad 3K + P \xrightarrow{t} K_3P$$

7) კოქსთან აცეტილენიდის წარმოქმნით:

$$2Na + 2C \rightarrow Na_2C_2 \qquad 2K + 2C \rightarrow K_2C_2$$

8) წყალთან – ნატრიუმი წყალთან ურთიერთქმედების დროს ლღვება და მისი ბურთულაკი წყლის ზედაპირზე ქაოსურად მოძრაობს გამოყოფილი წყალბადის გამო:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

კალიუმი უფრო ენერგიულად ურთიერთქმედებს წყალთან და რეაქცია მიდის აფეთქებით:

$$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow$$

---

[8] უნდა შევნიშნოთ, რომ ამ რეაქციებს არაფერი აქვს საერთო ხსნარებში მიმდინარე რეაქციებთან, რომლებშიც უფრო აქტიური ლითონი სხსარიდან აძევებს ნაკლებად აქტიურს.

9) სპირტებთან – წყალთან შედარებით რეაქცია სპირტებთან ნაკლებად ენერგიულად მიმდინარეობს, განსაკუთრებით გრძელჯაჭვიან სპირტებთან, მაგ., პენტანოლთან:

$$2C_5H_{11}OH + 2Na \rightarrow 2C_5H_{11}ONa + H_2\uparrow$$

ნატრიუმისა და კალიუმის ნაერთები

ოქსიდები. ნატრიუმი და კალიუმი ჟანგბადთან წარმოქმნის ოქსიდებს (Na_2O და K_2O), პეროქსიდს (Na_2O_2) და სუპეროქსიდს (KO_2 ანუ K_2O_4).

ოქსიდები მიიღება პეროქსიდზე ან სუპეროქსიდზე მეტალების მოქმედებით:

$$Na_2O_2 + 2Na \rightarrow 2Na_2O \qquad KO_2 + 3K \rightarrow 2K_2O$$

ნატრიუმისა და კალიუმის ოქსიდები უფერო კრისტალური ფუძე ოქსიდებია და რეაქციაში შედის წყალთან, მჟავებთან და მჟავურ ოქსიდებთან:

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH \qquad K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$$

$$Na_2O + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O \qquad K_2O + 2HCl \rightarrow 2KCl + H_2O$$

$$Na_2O + SO_3 \rightarrow Na_2SO_4 \qquad K_2O + SO_3 \rightarrow K_2SO_4$$

პეროქსიდი (Na_2O_2) უფერო კრისტალებია, რეაქციაში შედის წყალთან ან განზავებულ მჟავებთან და წარმოქმნის წყალბადის პეროქსიდს:

$$Na_2O_2 + 2HOH \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$$

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

ნატრიუმის პეროქსიდი რეაქციაში შედის ტენიან CO_2-თან ~20°C-ზე და გამოყოფს ჟანგბადს:

$$2Na_2O_2 + 2CO_2 \rightarrow 2Na_2CO_3 + O_2\uparrow$$

ტენიან CO_2-თან რეაქციაში შედის კალიუმის სუპეროქსიდიც:

$$4KO_2 + 2CO_2 \rightarrow 2K_2CO_3 + 3O_2\uparrow$$

ეს რეაქციები გამოყენებულია წყალქვეშა ნავებში და კოსმოსურ ხომალდებში ჟანგბადის რეგენერაციისთვის (იხ. ქვეთავი 1.5.1).

ჰიდროქსიდები. ნატრიუმის ჰიდროქსიდს ლაბორატორიაში ღებულობენ:

1) ნატრიუმის ურთიერთქმედებით წყალთან:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

2) ნატრიუმის ოქსიდის გახსნით წყალში:

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

ტექნიკაში მას ღებულობენ NaCl-ის წყალხსნარის ელექტროლიზით:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{H_2\uparrow} + \underset{(A)}{Cl_2\uparrow} + \underset{\text{ხსნარში}}{2NaOH}$$

ნატრიუმის ტუტეს ღებულობენ სოდაზე (Na_2CO_3) კალციუმის ტუტის მოქმედებით:

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaOH$$

ამის გამო ნატრიუმის ტუტეს ტექნიკაში კაუსტიკური სოდა ეწოდება. კალიუმის ტუტეს ღებულობენ KCl-ის წყალხსნარის ელექტროლიზით:

$$2KaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} H_2\uparrow + Cl_2\uparrow + 2KOH$$
$$(K) \quad (A) \quad \text{ხსნარში}$$

NaOH და KOH კარგად იხსნება წყალში, გახსნისას გამოიყოფა სითბო. ისინი ძლიერი ელექტროლიტებია, რომლებიც მთლიანად დისოცირდება წყალხსნარში:

$$KOH \rightleftarrows K^+ + OH^- \qquad NaOH \rightleftarrows Na^+ + OH^-$$

ახასიათებთ ტუტის ყველა თვისება. რეაქციაში შედის მჟავებთან, მჟავა ოქსიდებსა და მარილებთან. NaOH და KOH თეთრი ფერის მყარი ნივთიერებებია. ინახება ჰერმეტულად თავსაბურავ ჭურჭელში, რადგან ჰაერის ნოყმედებით გარდაიქმნებიან კარბონატებად:

$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$
$$2KOH + CO_2 \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$$

მარილები. ნატრიუმის მარილებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია სოდა. მრეწველობაში მას ღებულობენ სოლვეის (ფრანგი ქიმიკოსი) ხერხით (იხ. ქვეთავი 2.5.1):

$$NaCl + NH_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$$

$NaHCO_3$-ს გაფილტვრით გამოყოფენ, გარეცხავენ ცივი წყლით და მოაშორებენ NH_4Cl-ს. შემდეგ მშრალ $NaHCO_3$-ს გაახურებენ და ღებულობენ უწყლო სოდას, რომელსაც კალცინირებული სოდა ეწოდება.

$$2NaHCO_3 \xrightarrow{t} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$$

კრისტალური სოდისგან ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) განსხვავებით იგი კრისტალიზაციურ წყალს არ შეიცავს და მისი ტრანსპორტირება უფრო ეკონომიურია.

სოდა გამოიყენება საპნისა და მინის წარმოებაში, ყოფა-ცხოვრებაში იყენებენ გასარეცხად.

სასმელი სოდა გამოყენებულია მედიცინაში ($NaHCO_3$) და ყოფაცხოვრებაში მჟავიანობის შესამცირებლად.

ნატრიუმის საერთების აღმოჩენა ხდება უფერო ალში მისი შეტანით. იგი ალს ყვითელ ფერს აძლევს.

კალიუმის მარილებიდან მნიშვნელოვანია:

KNO_3 – კალიუმის ნიტრატი ანუ გვარჯილა – გამოყენებულია მინერალურ სასუქად და შავი დენთის დასამზადებლად.
K_2CO_3 – კალიუმის კარბონატი ანუ პოტაში – გამოყენებულია მინერალურ სასუქად, ქიმიური მინის წარმოებაში, საპნის მისალებად და სხვ.
KI – კალიუმის იოდიდი – გამოიყენება მედიცინაში, სუფრის მარილის იოდირებისათვის და სხვ.

ორგანიზმში ნატრიუმის იონები კალიუმის იონებთან ერთად ახორციელებენ ნერვული იმპულსების გადატანას. ნატრიუმის იონი ორგანიზმში ხელს უწყობს წყლის დაგროვებას, ხოლო კალიუმის იონი – წყლის გამოყოფას. Na^+ შედის სისხლის პლაზმაში, K^+ კი იმყოფება უჯრედში. მათი თანაფარდობა არეგულირებს წყლის რაოდენობას სისხლის პლაზმაში. ადამიანის ორგანიზმი შეიცავს დაახლოებით 175 გ კალიუმის იონს და 70 გ ნატრიუმის იონს. სისხლში შედის 0.9% NaCl. 0.9%-იან NaCl-ის ხსნარს ფიზიოლოგიური ხსნარი ეწოდება. იგი გამოყენებულია მედიცინაში სისხლის პლაზმის შესაცვლელად.

ადამიანისათვის კალიუმის სადღეღამისო ნორმა შეადგენს დაახლოებით 4 გ-ს, NaCl-ისა კი დაახლოებით 10-15 გ-ს.

კალიუმი აუცილებელია მცენარის ზრდა-განვითარებისთვის, ამიტომ კალიუმის მარილები გამოყენებულია მინერალურ სასუქებად.

2.8 IIA ჯგუფის ელემენტები

ზოგადი დახასიათება

IIA ჯგუფის ელემენტებია: ბერილიუმი (Be), მაგნიუმი (Mg), კალციუმი (Ca), სტრონციუმი (Sr), ბარიუმი (Ba) და რადიუმი (Ra). მაგნიუმის შემდეგ მოთავსებულ ელემენტებს ტუტეწიაწა მეტალები ეწოდება (ამ მეტალების ოქსიდებს ადრე „მიწები" უწოდებდნენ, წყალში მათი გახსნით კი ტუტეები მიიღებოდა).

ამ მეტალებს გარე შრის s-ორბიტალზე აქვს ორი ელექტრონი და ამ-ელავნებენ −2 ჟანგვის რიცხვს. IIA ჯგუფის მეტალებს ბარიუმის გარდა ჰექსაგონალური გისოსი აქვს, ბარიუმს კი — მოცულობაცენტრირებული კუბური გისოსი.

IIA ჯგუფის მეტალები ტუტე მეტალების შემდეგ ყველაზე აქტიურ მეტალებს წარმოადგენენ. ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად მათი მეტალური თვისებები ძლიერდება და თუ პირველი ელემენტი — ბერილიუმი ამფოტერული თვისებისაა, ბარიუმი ძლიან აქტიური მეტალია. ტუტეწიაწა მეტალები და მათი ოქსიდები რეაქციაში შედიას წყალთან და ტუტეებს წარმოქმნის.

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

$$Ba + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2\uparrow$$

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

$$BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$$

მაგნიუმი წყალთან ურთიერთქმედებს მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე (100°C) და გამოყოფს წყალბადს:

$$Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2\uparrow$$

მიღებული ოქსიდი შემდგომ ძალიან ნელა შედის რეაქციაში წყალთან და ჰიდროქსიდს წარმოქმნის:

$$MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow$$

ბერილიუმი კი არც ცხელ წყალთან შედის რეაქციაში.

ბერილიუმი ამფოტერული ელემენტია. მის შემდეგ მოთავსებული ელემენტები კი ტიპიური მეტალებია. ატომური რადიუსის ზრდის მიხედვით მეტალური თვისებები ძლიერდება. აქტიურობით ისინი ტუტე მეტალებს უახლოვდებიან.

IIA ჯგუფის მეტალების ჰიდროქსიდების ხსნადობა მეტალის აქტიურობის ზრდის მიხედვით იზრდება მაგნიუმიდან ბარიუმამდე. მაგნიუმის ჰიდროქსიდი წყალში უხსნადია, კალციუმისა — მცირედ ხსნადი, ბარიუმის ჰიდროქსიდი კი — კარგად ხსნადი (20°C-ზე $Mg(OH)_2$ იხსნება $8.3 \cdot 10^{-4}$ მოლი/ლ, ხოლო $Ba(OH)_2$ — $2.8 \cdot 10^{-1}$ მოლი/ლ).

2.8.1 კალციუმი

კალციუმი მოთავსებულია მე-4 პერიოდის II ჯგუფში. კალციუმის ატომის ელექტრონული კონფიგურაციის ფორმულაა:

$$Ca \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$$

იგი s-ელემენტია და ნაერთებში აჩვენებს +2 ჟანგვის ხარისხს.

კალციუმი ბუნებაში გავრცელებულია შემდეგი მინერალების სახით:

$CaCO_3$ – კირქვა, ცარცი, მარმარილო, კალციტი, ისლანდიური შპატი (გამჭვირვალე კალციტი, საიდანაც ოპტიკურ ლინზებს ამზადებენ),

$CaCO_3 \cdot MgCO_3$ – დოლომიტი,

$3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaCl_2$ – ქლორაპატიტი,

$3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ – ფთორაპატიტი,

CaF_2 – მღლობი შპატი,

$Ca_3(PO_4)_2$ – ფოსფორიტი,

$CaCO_3 \cdot 2H_2O$ – თაბაშირი,

$CaCO_3 \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ – მერგელი.

მიღება. კალციუმს ღებულობენ გამლღვალი $CaCl_2$-ის ელექტროლიზით:

$$CaCl_2 \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} \underset{(K)}{Ca} + \underset{(A)}{Cl_2}\uparrow$$

თვისებები. კალციუმი თეთრი, მოვერცხლისფრო მეტალია, დანით არ იჭრება, ჰაერსაც განირთხევა ტუტის ხსნარის წარმოქმნის გამო. ინახავენ ნავთში.

ქიმიური თვისებების მიხედვით საკმაოდ აქტიური მეტალია. იგი რეაქციაში შედის:

1) წყალბადთან და ჰიდრიდს წარმოქმნის:

$$\overset{0}{Ca} + \overset{0}{H_2} \xrightarrow{200^\circ C} \overset{2+1-}{CaH_2}$$

2) ქლორის ატმოსფეროში იწვის:

$$Ca + Cl_2 \rightarrow CaCl_2$$

3) ჰაერში იწვის ღია წითელი ფერის ალით და ოქსიდს წარმოქმნის:

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$

4) გაცხელებით უერთდება გოგირდს:

$$Ca + S \rightarrow CaS$$

5) მაღალ ტემპერატურაზე რეაქციაში შედის აზოტთან და წარმოქმნის ნიტრიდს:

$$3Ca + N_2 \xrightarrow{300^\circ C} Ca_3N_2$$

6) შედის რეაქციაში ფოსფორთან:

$$3Ca + 2P \rightarrow Ca_3P_2$$

7) მაღალ ტემპერატურაზე რეაქციაში შედის კოქსთან და წარმოქმნის დიკარბიდს – კალციუმის აცეტილენიდს, რომელსაც ტექნიკაში უბრალოდ კარბიდი ეწოდება:

$$Ca + 2C \rightarrow CaC_2$$

8) გახურებით რეაქციაში შედის სილიციუმთან და სილიციდს წარმოქმნის:

$$2Ca + Si \rightarrow Ca_2Si$$

9) კალციუმი შედის რეაქციაში წყალთან და გამოყოფს წყალბადს:

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

10) პასიური მეტალების ოქსიდებიდან აღადგენს მეტალებს:

$$2Ca + TiO_2 \rightarrow 2CaO + Ti$$

11) მჟავებთან ენერგიულად შედის რეაქციაში და გამოყოფს წყალბადს:

$$Ca + H_2SO_4(განზ.) \rightarrow CaSO_4 + H_2\uparrow$$

კალციუმის ნაერთები

ოქსიდი. კალციუმი წარმოქმნის ოქსიდს (CaO). იგი მიიღება კირქვის გახურებით 900°C-ზე:

$$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2\uparrow$$

კალციუმის ოქსიდს ჩაუმქრალი კირი ეწოდება. იგი თეთრი ფერის ფხვნილია. წყალში იხსნება, გახსნისას გამოიყოფა სითბო და გარდაიქმნება ჩამქრალ კირად:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + Q$$

კალციუმის ოქსიდი ფუძე ოქსიდია და ურთიერთქმედებს მჟავებთან და მჟავურ ოქსიდებთან:

$$CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$$

$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$$

კალციუმის ოქსიდისა და კოქსის შედნობით მიიღება კარბიდი:

$$CaO + 3C \rightarrow CaC_2 + CO\uparrow$$

კალციუმის ჰიდროქსიდი. $Ca(OH)_2$ თეთრი ფერის ფხვნილია. წყალში მცირედ იხსნება: 25°C-ზე 1 ლ წყალში იხსნება 1 გ ჰიდროქსიდი.

კალციუმის ჰიდროქსიდს ლებულობენ ჩაუმქრალი კირის წყალთან მოქმედებით, რასაც კირის ჩაქრობა ეწოდება:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

$Ca(OH)_2$-ის წყალხსნარს კირიანი წყალი ეწოდება, ხოლო სუსპენზიას – კირის რძე. კირიანი წყალი ძლიერი ტუტეა ჰიდროქსიდის სრული დისოციაციის გამო:

$$Ca(OH)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2OH^-$$

კირიან წყალში CO_2-ის გატარებით ხსნარი იძღერევა და გამოიყოფა $CaCO_3$-ის ნალექი:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$

ჭარბი რაოდენობით CO_2-ის გატარებისას ნალექი იხსნება და ხსნარი ისევ გამჭვირვალე ხდება, წყალში კარგად ხსნადი კალციუმის ჰიდროკარბონატის წარმოქმნის გამო:

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2$$

ბუნებაში ეს რეაქცია შექცევადია. კალციუმის ჰიდროკარბონატი წარმოიქმნება წვიმის წყლის გავლით ნიადაგის კარბონატულ ფენაში და იხსნება მიწისქვეშა წყლებში. ასეთი წყლების ნიადაგიდან გამოჟონვის დროს, ჰიდროკარბონატი იშლება და ისევ წარმოიქმნება კალციუმის კარბონატი სტალაქტიტების და სტალაგმიტების სახით:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

ჩლეის 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, ჩაუმქრალი კირისა და CO_2-ის მისაღებად, კბილის ფხვნილის დასამზადებლად, ქაღალდის წარმოებაში, ე.წ. ცარცის ქაღალდის დასამზადებლად და ა.შ.

კალციუმის მარილებიდან ბუნებაში გავრცელებულია სულფატი მიწერალ თაბაშირის სახით – $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. თაბაშირი თეთრი ფერის ფხვნილია, წყალში მცირედ ხსნადი (2 გ/ლ). გახურებისას კარგავს წყალს და გარდაიქმნება ალებასტრად:

$$2(CaSO_4 \cdot 2H_2O) \xrightarrow{150^\circ C} (CaSO_4)_2 \cdot H_2O + 3H_2O$$

თაბაშირი ალებასტრი

ალებასტრი გამოყენებულია მედიცინაში, არქიტექტურაში, ყოფა-ცხოვრებაში და ა.შ.

IIA ჯგუფის მეტალების მნიშვნელობა ბიოლოგიაში

IIA ჯგუფის მეტალებიდან ბიოლოგიაში დიდი მნიშვნელობა აქვს მაგნიუმს და კალციუმს. მაგნიუმი შედის ქლოროფილის მარცვლების შედგენილობაში, რომლის საშუალებითაც მიმდინარეობს ფოტოსინთეზი – ნახშირწყლების წარ-

მოქმნა წყლისა და CO_2-საგან.

მაგნიუმი შედის ორგანიზმში (დაახლოებით 25 გ) და ძირითადად თავმოყრილია ძვლებში. მაგნიუმის იონები ორგანიზმში აუცილებელია ნერვული სისტემის ნორმალური ფუნქციონირებისათვისაც.

კალციუმის იონები (Ca^{2+}) ორგანიზმში ძირითადად შედის ძვლების შედგენილობაში ფოსფატის სახით $Ca_3(PO_4)_2$. სადღეღამისო მოთხოვნილება კალციუმის იონზე 1 გ-ია. საშუალოდ ადამიანის ორგანიზმში შედის 1 კგ ელემენტი კალციუმი. იგი საჭიროა სისხლის შედედებისათვის და ნერვული სისტემის ნორმალური მუშაობისთვის. კალციუმის შეთვისება ხდება რძის პროდუქტებიდან D ვიტამინის მეშვეობით. კალციუმის ნაკლებობა ორგანიზმში იწვევს დაავადებას, რომელსაც რაქიტი ეწოდება.

2.8.2 წყლის სიხისტე

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 სხვ.

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).

არჩევენ 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 კი გამოწვეულია კალციუმისა და მაგნიუმის ქლორიდებითა და სულფატებით. სიხისტე საერთოა, თუ წყალში არის როგორც კარბონატული, ისე არაკარბონატული სიხისტის გამომწვევი მარილები.

კარბონატული სიხისტის აცილება შესაძლებელია წყლის ადუღებით, დულილის პროცესში ჰიდროკარბონატები იშლება და გამოყოფილი $CaCO_3$ ილექება ჭურჭლის კედლებზე მინადულის სახით:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$Mg(HCO_3)_2 \rightarrow MgCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

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.

ხისტი წყლის გამოყენება ტექნიკური მიზნებისთვის (ცენტრალური გათბობისათვის) და თეთრეულის გასარეცხად მიზანშეწონილი არ არის, რადგან ცენტრალური გათბობის მილებში $CaCO_3$-ის გამოლექვის შედეგად სისტემა მალე გამოდის მწყობრიდან, ხოლო რეცხვის დროს კალციუმის და მაგნიუმის იონები რეაქციაში შედის საპონთან და წარმოქმნის წყალში უხსნად კალციუმისა და მაგნიუმის მარილს, რომელთაც რეცხვის უნარი არა აქვთ:

$$2C_{17}H_{35}COONa + Ca^{2+} \rightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Ca\downarrow + 2Na^+$$

ბუნებრივ წყალში Ca^{2+} და Mg^{2+} იონების არსებობის გამო საპნის გარკვეული რაოდენობა იხარჯება წყლის დარბილებაზე და მხოლოდ ამის შემდეგ იწყებს საპონი თავისი ფუნქციის შესრულებას.

ხისტი წყლის დასარბილებლად ტექნიკაში მიმართავენ წყლის დამუშავებას:

1) კალციუმის ტუტით, რომელიც დროებით სიხისტეს აცილებს:

$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$

ეს მეთოდი უფრო ეკონომიურია, ვიდრე წყლის ადუღება.

2) სოდის საშუალებით, რომელიც წყალს აცლის როგორც დროებით, ისე მუდმივ სიხისტეს:

$$Mg(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3\downarrow + NaHCO_3$$

$$CaSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + Na_2SO_4$$

3) ნატრიუმის ფოსფატის საშუალებით, რომელიც სოდაზე უფრო ეფექტურია იმის გამო, რომ გამოლექილი კალციუმისა და მაგნიუმის ფოსფატები უფრო ნაკლებად ხსნადია, ვიდრე კარბონატები:

$$3CaSO_4 + 2Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2\downarrow + 3Na_2SO_4$$

ამჟამად წყალს არბილებენ იონიტების საშუალებით. იონიტი წარმოადგენს მაღალმოლეკულურ, მცირე ორგანულ ნივთიერებას, რომლის ჩონჩხი შეიცავს ფიქსირებულ ანიონებს და მასთან დაკავშირებულ მოძრავ კატიონებს, რომლებიც მიმოიცვლება წყალში:

$$2\boxed{\text{იონიტი}}^-Na^+ + Ca^{2+} \longrightarrow \boxed{\text{იონიტი}}_2^-Ca^{2+} + 2Na^+$$

იონიტი წყალში არსებული კალციუმის იონებს ბოჭავს და ხსნარში გადადის Na^+ იონები.

2.9 IIIA ჯგუფის მეტალები

ზოგადი დახასიათება

IIIA ჯგუფი ყველაზე მეტ ელემენტს შეიცავს. ეს 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 ns^2np^1 კონფიგურაციის სამი ელექტრონი.

IIIA ჯგუფის ელემენტებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია ალუმინი. იგი გამოყენებულია სტრატეგიული მნიშვნელობის შენადნობების მისაღებად, როგორიცაა: დურალუმინი ანუ დურალი – Al (95%), Cu (4%), Mg, Fe, Si (1%), მაგნალიუმი ანუ ალმაგი – Al (83%), Mg (15%), Ca (2%).

2.9.1 ალუმინი

ალუმინი მე-3 პერიოდის IIIA ჯგუფის მეტალია. Z=13. ცნობილია მისი ერთი ნუკლიდი $^{27}_{13}Al$. ალუმინის ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია ასეთია:

$$Al = [Ne]3s^23p^1$$

როგორც ელექტრონული ფორმულიდან ჩანს, უნდა არსებობდეს ალუმინის ეროვალენტიანი ნაერთებიც, მაგრამ ისინი ძალზე არამდგრადია და გარდაიქმნება სამვალენტიან ნაერთებად. ჩვეულებრივ, ალუმინი ნაერთებში ამჟღავნებს +3 ჟანგვის ხარისხს. ბუნებაში გავრცელებულია შემდეგი ნაერთების სახით:

Al_2O_3 – კორუნდი – გამჭვირვალე მინერალია, როშლის წითელ სახეობას ლალი ეწოდება (შეიცავს 0.3% Cr_2O_3-ს), ლურჯს – საფიროსი (0.2% Ti_2O_3), ნაცრისფერს – ზუმფარა (Fe_3O_4),

$BeO \cdot Al_2O_3$ – ალექსანდრიტი,

$Al_2O_3 \cdot nH_2O$ (n შეიძლება იყოს 1, 2 ან 3) – ბოქსიტი,

$AlF_3 \cdot 3NaF$ ანუ Na_3AlF_6 – კრიოლითი,

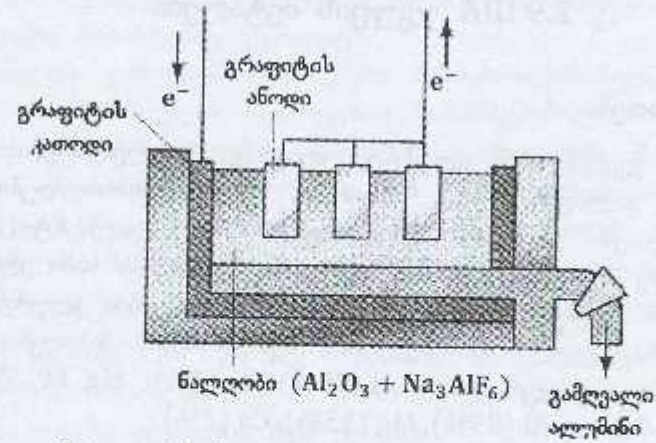
$Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 3SiO_2$ – ნეფელინი,

$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ – კაოლინი ანუ თეთრი თიხა.

დედამიწის ქერქში ალუმინი გავრცელების მხრივ მესამე ელემენტია (8%) ჟანგბადის და სილიციუმის შემდეგ.

მიღება. ალუმინს ღებულობენ ბოქსიტების ელექტროლიზით:

$$2Al_2O_3 \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} 4Al + \overset{0}{3O_2}\uparrow$$
$$(K) \quad (A)$$



ელექტროლიზს ატარებენ ფოლადის აბაზანაში, რომელიც გრაფიტით არის დაფარული. ჯერ აბაზანაში ჩაყრიან კრიოლითს და გაალღობენ 1000°C-მდე გაცხელებით, შემდეგ თხევად კრიოლითში 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°C, დენის ძალა – 100 000 ამპერი, ძაბვა – 5 ვოლტი. გამლღვალი ალუმინი გროვდება ჭურჭლის ფსკერზე. 1 ტონა ალუმინის მისაღებად იხარჯება დაახლოებით 20 ათასი კილოვატ-საათი ენერგია.

ფიზიკური თვისებები. ალუმინი მოვერცხლისფრო-თეთრი ბზინვარე მეტალია, კრისტალდება წახნაგცენტრირებულ კუბურ გისოსში. მისი სიმკვრივე $\varrho = 2.7$ გ/სმ³ და მსუბუქ მეტალებს მიეკუთვნება. იგი ძალიან პლასტიკურია და მისგან შესაძლებელია ძალიან თხელი ფოლგის დამზადება. კარგად ატარებს ელექტროდენს და სითბოს.

ქიმიური თვისებები. ალუმინი ძალიან აქტიური მეტალია. ალუმინის იონის (Al^{3+}) მუხტის სიმკვრივე (მუხტის შეფარდება იონის რადიუსთან) არის 3:0.05=60, რაც მაქსიმალურია მე-3 პერიოდის მეტალებს (Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}) შორის. ასეთი მაღალი სიმკვრივის გამო იგი დიდი ქიმიური აქტიურობით ხასიათდება. ალუმინი ენერგიულად შედის რეაქციაში:

1) ჰალოგენებთან:

$$2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$$

$$2Al + 3I_2 \rightarrow 2AlI_3$$

2) ჟანგბადთან და მის ზედაპირზე წარმოიქმნება ოქსიდის თხელი ფენა, რომელიც იცავს მას შემდგომი დაჟანგვისაგან:

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

3) გოგირდთან: $2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$

4) აზოტთან: $2Al + N_2 \rightarrow 2AlN$

5) ფოსფორთან: $Al + P \rightarrow AlP$

6) ნახშირბადთან და წარმოქმნის მეთანიდს (კარბიდს), რომელიც ჰიდროლიზის შედეგად მეთანს გამოყოფს:

$$4Al + 3C \rightarrow Al_4C_3$$

$$Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4 \uparrow$$

7) სილიციუმთან და წარმოქმნის შენადნობს, რომელსაც სილუმინი ეწოდება.

ალუმინი ურთიერთქმედებს რთულ ნივთიერებებთან:

8) განზავებულ მჟავასთან და გამოყოფს წყალბადს:

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$$

$$2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2 \uparrow$$

9) ტუტის წყალხსნართან და გამოყოფს წყალბადს.

$$2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] - 3H_2 \uparrow$$

10) ჩვეულებრივი ალუმინი, რომელსაც ზედაპირზე გადაკრული აქვს ოქსიდის (Al_2O_3) დამცავი ფენა, წყალთან არ ურთიერთქმედებს. თუ ალუმინს ვერცხლისწყალში შეჭანიკურად მოვაცილებთ ოქსიდის ფენას, მაშინ ალუმინს ზედაპირზე გადაეკვრება ვერცხლისწყალი და მიიღება ამალგამირებული ალუმინი, იგი ძალიან აქტიურად შედის რეაქციაში წყალთან და გამოყოფს წყალბადს:

$$2Al + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2 \uparrow$$

11) ალუმინი არ შედის რეაქციაში კონცენტრირებულ HNO_3-თან, H_2SO_4-სა და H_3PO_4-თან.

12) ალუმინი, როგორც ძლიერი აღმდგენი, აღადგენს მეტალებს მათი ოქსიდებიდან.

$$8Al + 3Fe_3O_4 \rightarrow 9Fe + 4Al_2O_3 - Q$$

რეაქცია ეგზოთერმულია და გამოყოფილი რკინა თხევადი სახით მიიღება, ალუმინისა და რკინის ხენჯის ნარევს თერმიტი ეწოდება, ხოლო ალუმინის საშუალებით მეტალების მიღებას ოქსიდებისაგან – ალუმინოთერმია. ალუმინოთერმია გამოყენებულია მრეწველობაში ქრომის, ვანადიუმის, ტიტანის, მანგანუმის, ნიკელისა და სხვა მეტალების მისაღებად:

$$10Al + 3V_2O_5 \rightarrow 6V + 5Al_2O_3$$

$$2Al + Cr_2O_3 \rightarrow 2Cr + Al_2O_3$$

ალუმინი კობალტთან და ნიკელთან წარმოქმნის შენადნობს, რომელსაც ალნიკო ეწოდება. იგი გამოყენებულია ძალიან ძლიერი მუდმივი მაგნიტის და-

სამზადებლად. მას შეუძლია თავის მასაზე 10-15-ჯერ უფრო მძიმე სხეულის შეკავება.

ალუმინის ნაერთები

ოქსიდი (Al_2O_3). ალუმინის ოქსიდი ლაბორატორიაში მიიღება ჰიდროქსიდის გაცხელებით:

$$2Al(OH)_3 \xrightarrow{t} Al_2O_3 + 3H_2O$$

იგი თეთრი ფერის ფხვნილია, ამფოტერულია და რეაქციაში შედის მჟავასთან და ტუტესთან:

$$Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$$
$$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4]$$

ჰიდროქსიდი ($Al(OH)_3$). ალუმინის ჰიდროქსიდი ლაბორატორიაში მიიღება ალუმინის წყალში ხსნად მარილებზე ამიაკიანი წყლის მოქმედებით:

$$AlCl_3 + 3NH_4OH \rightarrow 3NH_4Cl + Al(OH)_3 \downarrow$$

ალუმინის ჰიდროქსიდი თეთრი ფერის ფხვნილია, ამფოტერულია, იხსნება მჟავაშიც და ტუტეშიც:

$$Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$
$$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4]$$

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 ადსორბციის დიდი უნარი აქვს, ამიტომ იყენებენ წყლის გასასუფთავებლად. აღსანიშნავია აგრეთვე ალუმინის შაბი ($KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$), რომელიც გამოყენებულია ყოფა-ცხოვრებაში, ტყავის ირიმლვისათვის. 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:

$$KAl(SO_4)_2 \rightleftarrows K^+ + Al^{3+} + 2SO_4^{2-}$$

ალუმინის მარილებიდან მედიცინაში გამოყენებულია მისი აცეტატი – $(CH_3COO)_3Al$, როგორც გარეგანი საშუალება ქანის სხვადასხვა დაავადების დროს.

2.10 თანაური (B) ჯგუფების ელემენტები

2.10.1 მანგანუმი

მანგანუმი მდებარეობს მე-4 პერიოდის VIIB ჯგუფში. მისი ატომური ნომერია 25, ფარდობითი ატომური მასა – 55. ბუნებაში გავრცელებულია ერთი ნუკლიდის – ^{55}Mn სახით. საგალენტო შრეზე აქვს 7 ელექტრონი – $3d^5 4s^2$, ნაერთებში ამჟღავნებს +2, +3, +4, +6, +7 ჟანგვის ხარისხებს. დაბალი ჟანგვის ხარისხის 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;
ჰაუსმანიტი (Mn_3O_4), რომელიც წარმოადგენს $MnO \cdot Mn_2O_3$ ნაერთს;
მანგანუმის შპატი ($MnCO_3$) – არსებობს ვარდისფერი კრისტალების სახით;
ბრაუნიტი (Mn_2O_3).

მანგანუმს ღებულობენ ჰაუსმანიტიდან ალუმინოთერმიის საშუალებით:

$$8Al + 3Mn_3O_4 \rightarrow 9Mn + 4Al_2O_3$$

სუფთა მანგანუმი (99.9%) მიიღება ქართველი ქიმიკოსის რ. აგლაძის მიერ დამუშავებული მეთოდით – ორკალენტიანი მანგანუმის მარილების წყალხსნარის ელექტროლიზით:

$$2MnSO_4 + 2H_2O \xrightarrow[(K)\quad \text{ხსნარში} \quad (A)]{\text{ელექტროლიზი}} 2Mn + 2H_2SO_4 + O_2\uparrow$$

ფიზიკური თვისებები. მანგანუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი მეტალია, მიეკუთვნება მძიმე მეტალებს (ϱ=7.4 გ/სმ^3). მეტალებთან 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 შეიცავს 80-87% რკინის, 12-15% მანგანუმისა და 1-2% ნახშირბადისაგან. ასეთი შენადნობი გამოყენებულია რკინიგზისა და ტრამვაის ლიანდაგების დასამზადებლად.

ქიმიური თვისებები. მანგანუმი აქტიური მეტალია. მეტალების ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში მოთავსებულია ალუმინსა და თუთიას შორის. იგი მალალ ტემპერატურაზე ენერგიულად შედის რეაქციაში არამეტალებთან და წარმოქმნის +2 ჟანგვის ხარისხის მქონე ნაერთებს:

1) $Mn + Cl_2 \rightarrow MnCl_2$

2) $3Mn + 2O_2 \rightarrow Mn_3O_4$ ანუ $MnO \cdot Mn_2O_3$

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:

$$Mn + 2H_2O \rightarrow Mn(OH)_2 + H_2\uparrow$$

8) ურთიერთქმედებს განზავებულ მჟავებთან:

$$Mn + 2HCl(განზ.) \rightarrow MnCl_2 + H_2\uparrow$$

$$Mn + H_2SO_4(განზ.) \rightarrow MnSO_4 + H_2\uparrow$$

9) კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან და აზოტმჟავასთან რეაქციაში შედის გაცხელებით:

$$\overset{0}{Mn} + 2H_2\overset{+6}{S}O_4(კონც.) \xrightarrow{t} \overset{-2}{Mn}SO_4 + 2H_2O + \overset{+4}{S}O_2$$

$$\overset{0}{Mn} + 4H\overset{-3}{N}O_3(კონც.) \rightarrow \overset{+2}{Mn}(NO_3)_2 + 2H_2O - 2\overset{+4}{N}O_2$$

$$3\overset{0}{Mn} + 8H\overset{+5}{N}O_3(განზ.) \rightarrow 3\overset{+2}{Mn}(NO_3)_2 + 4H_2O + 2\overset{-2}{N}O$$

10) მანგანუმი მრავალ მეტალს ალადგენს ოქსიდებიდან:

$$Mn + FeO \rightarrow MnO + Fe$$

მანგანუმის ნაერთები

მანგანუმის ყველა ნაერთი შეფერილია. მანგანუმი წარმოქმნის შემდეგ ოქსიდებს: $MnO, Mn_2O_3, MnO_2, MnO_3$ და Mn_2O_7. მათგან MnO და Mn_2O_3 ფუძე ოქსიდებია, MnO_2 – ამფოტერული, MnO_3 და Mn_2O_7 – მჟავური ოქსიდები. +2-ზე მეტი ჟანგვის ხარისხის მქონე მანგანუმის 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°C-ზე გახურების შედეგად იშლება ჟანგბადის გამოყოფით (O_2-ის მიღების ლაბორატორიული ხერხი):

$$2K\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O}_4 \xrightarrow{t} K_2\overset{+6}{Mn}O_4 + \overset{+4}{Mn}O_2 + \overset{0}{O}_2\uparrow$$

კალიუმის პერმანგანატი ძლიერი მჟანგავია, ამასთან მჟავა, ტუტე და ნეიტრალურ არეში ჟანგვის ხარისხი სხვადასხვანაირად იცვლება:

მჟავა არეში $KMnO_4$ ყველაზე ძლიერი მჟანგავია. რადგან Mn^{+7} აღდგება Mn^{+2}-მდე:

$$2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 3H_2SO_4 + 5Na_2\overset{+4}{S}O_3 \rightarrow 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + 5Na_2\overset{+6}{S}O_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

$$2 \mid Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$$
$$5 \mid S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6}$$

ნეიტრალურ არეში Mn^{+7} აღდგება Mn^{+4}-მდე:

$$2K\overset{+7}{Mn}O_4 + H_2O + 3Na_2\overset{+4}{S}O_3 \rightarrow 2\overset{+4}{Mn}O_2 + 3Na_2\overset{+6}{S}O_4 - 2KOH$$

$$2 \mid Mn^{+7} + 3\bar{e} \rightarrow Mn^{+4}$$
$$3 \mid S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6}$$

ტუტე არეში Mn^{+7} აღდგება Mn^{+6}-მდე:

$$2K\overset{+7}{Mn}O_4 + 2KOH + Na_2\overset{+4}{S}O_3 \rightarrow 2K_2\overset{+6}{Mn}O_4 - Na_2\overset{+6}{S}O_4 + H_2O$$

იისფერი — მწვანე

$$2 \mid Mn^{+7} + 1\bar{e} \rightarrow Mn^{+6}$$
$$1 \mid S^{+4} - 2\bar{e} \rightarrow S^{+6}$$

კალიუმის პერმანგანატი გამოყენებულია მედიცინაში. მისი განზავებული (0.01–5%) ხსნარი ანტისეპტიკია. ჭრილობის მოსაბანად იყენებენ 0.1-0.5%-იან ხსნარს, ყელში გამოსაელებად 0.01%-იანს, წყლულისა და დამწვრობის შემთხვევაში კი – 2-5%-იანს.

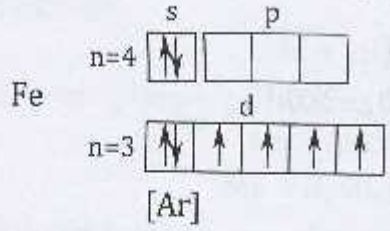
მანგანუმი მიკროელემენტია, იგი აჩქარებს მცენარეებში ქლოროფილის წარმოქმნას. აუცილებელია აზოტის ასიმილაციისთვის.

მანგანუმის დიოქსიდი გამოყენებულია მშრალი გალვანური ელემენტის დასამზადებლად.

მეტალურია მანგანუმი გამოიყენება მეტალების ზედაპირის კოროზიისაგან დასაცავად. მეტალურგიაში მანგანუმს იყენებენ რკინის ოქსიდების აღსადგენად.

2.10.2 რკინა

რკინა მე-4 პერიოდის VIIIB ჯგუფის ელემენტია. მისი ატომური ნომერია 26, ხოლო ფარდობითი ატომური მასა – 56. სავალენტო შრეზე აქვს 8 ელექტრონი – $3d^64s^2$. 3d-ორბიტალზე ოთხი გაუწყვილებელი ელექტრონია, ხოლო 4s-ორბიტალზე – ორი გაწყვილებული ელექტრონი:



რკინა ნაერთებში ძირითადად ამჟღავნებს +2 და +3 უანგვის ხარისხს, იგი ეკუთვნის d-ელემენტებს. ქიმიური ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობს სავალენტო შრის 4s და 3d-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 (α-Fe-ის სახით) გვხვდება დედამიწისეული წარმოშობის თვითნაბად რკინაში. რკინა უხსოვარი დროიდან არის ცნობილი. სუფთა რკინა პირველად მიღებულ იქნა კავკასიაში (თარიღი ცნობილი არ არის).

მიღება. სუფთა რკინა მიიღება ოქსიდების აღდგენით. აღმდგენად გამოიყენება წყალბადი ან ალუმინი:

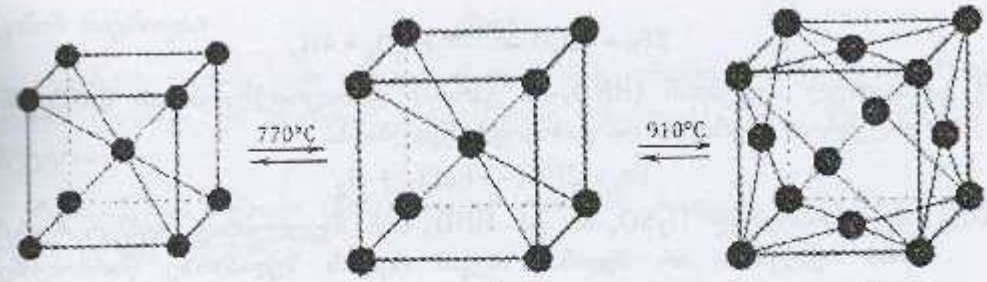
$$Fe_2O_3 + 3H_2 \rightarrow 2Fe + 3H_2O$$

$$Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$$

წყალბადის გამოყენების შემთხვევაში უფრო სუფთა რკინა მიიღება.

სუფთა რკინას მარილის წყალხსნარის ელექტროლიზითაც იღებენ.

ფიზიკური თვისებები. რკინა მოვერცხლისფრო-თეთრი ფერის მეტალია. მიეკუთვნება მძიმე მეტალებს (ϱ=7.87 გ/სმ^3). არსებობს მისი სამი ალოტროპი: α-Fe, β-Fe და γ-Fe.



α-Fe β-Fe γ-Fe

α-Fe არსებობს 770°C-მდე. იგი ფერომაგნიტურია. აქვს მოცულობაცენტრირებული კუბური კრისტალური გისოსი. β-Fe არსებობს 770°C-დან 910°C-მდე. იგი დიამაგნიტურია (მაგნიტი არ იზიდავს) და აქვს მოცულობაცენტრირებული კუბური სტრუქტურა. γ-Fe 910°C-ზე ზევით არსებობს, 1400°C-მდე. იგი დიამაგნიტურია და აქვს წახნაგცენტრირებული კუბური სტრუქტურა, პლასტიკურია და ადვილია მისი მექანიკური დამუშავება. 1536°C-ზე რკინა ლღვება.

ქიმიური თვისებები. რკინა აქტიურობის მწკრივში თუთიის შემდეგ დგას. რეაქციაში შედის შემდეგ ნივთიერებებთან:

1) ჰალოგენებთან (რეაქციას აჩქარებს წყლის მცირე რაოდენობა):

$$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$$

2) ჟანგბადთან (გახურებული რკინა იწვის ჟანგბადში ხერჭის წარმოქმნით):

$$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$$

3) გახურებით ურთიერთქმედებს გოგირდთან:

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

4) მაღალ ტემპერატურაზე ურთიერთქმედებს აზოტთან:

$$2Fe + N_2 \rightarrow 2FeN$$

5) ფოსფორთან:

$$Fe + P \rightarrow FeP$$

6) ნახშირბადთან წარმოქმნის ცემენტიტს:

$$3Fe + C \rightarrow Fe_3C$$

7) რკინა ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ძალიან ნელა იჟანგება ტენიან ჰაერზე:

$$\overset{0}{4Fe} + 6H_2O - \overset{0}{3O_2} \rightarrow \overset{+3\ -2}{4Fe(OH)_3}$$

$$\begin{array}{|c|c|l} 4 & 2 & Fe^0 - 3\bar{e} \rightarrow Fe^{+3} \\ 6 & 3 & O^0 + 2\bar{e} \rightarrow O^{-2} \end{array}$$

8) 700°C-მდე გაყარვარებულ რკინაზე წყლის ორთქლის მოქმედებით გამოიყოფა წყალბადი:

$$3Fe + 4H_2O \xrightleftharpoons{700^\circ C} Fe_3O_4 + 4H_2$$

9) განზავებულ მჟავებთან (HNO_3-ის გარდა) ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ორვალენტიან ნაერთებს და გამოყოფს წყალბადს:

$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$$

10) კონცენტრირებულ H_2SO_4-სა და HNO_3-თან ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე რკინა რეაქციაში არ შედის, რადგან რკინის ზედაპირზე წარმოიქმნება დამცველი ფენა და იგი პასიურდება. გაცხელებული კონცენტრირებული H_2SO_4 ჟანგავს რკინას Fe^{+3}-მდე და გამოყოფს SO_2-ს:

$$2\overset{0}{Fe} + 6H_2\overset{+6}{S}O_4(\text{კონც.}) \rightarrow \overset{+3}{Fe_2}(\overset{+6}{S}O_4)_3 + 6H_2O + 3\overset{+4}{S}O_2\uparrow$$

$$\begin{array}{l|l} 2 & Fe^0 - 3\bar{e} \rightarrow Fe^{+3} \\ 3 & S^{+6} + 2\bar{e} \rightarrow S^{+4} \end{array}$$

კონცენტრირებული HNO_3 რკინას ჟანგავს Fe^{+3}-მდე და გამოყოფს NO-ს:

$$\overset{0}{Fe} + 4H\overset{+5}{N}O_3(\text{კონც.}) \rightarrow \overset{+3}{Fe}(\overset{+5}{N}O_3)_3 + 2H_2O + \overset{+2}{N}O\uparrow$$

$$\begin{array}{l|l} 1 & Fe^0 - 3\bar{e} \rightarrow Fe^{+3} \\ 1 & N^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow N^{+2} \end{array}$$

11) რკინა მარილის წყალხსნარიდან ამცვებს ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში მის მარჯვნივ მდგომ მეტალებს:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow CuSO_4 + Fe$$

12) რკინა CO-სთან წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთს – პენტაკარბონილრკინას ($Fe(CO)_5$):

$$Fe + 5CO \rightarrow Fe(CO)_5$$

რომელიც დაბალმდუღარე სითხეა. იგი გაცხელებით იშლება და მიიღება თითქმის 100%-იანი სისუფთავის რკინა:

$$Fe(CO)_5 \rightarrow Fe + 5CO\uparrow$$

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_2O_3) და რკინა(II) და (III)-ის ოქსიდი (Fe_3O_4) ანუ ტრიფერუმტეტრაოქსიდი.

რკინა(II)-ის ოქსიდი (FeO). ლაბორატორიაში მიიღება რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდის გაცხელებით:

$$Fe(OH)_2 \xrightarrow{t} FeO + H_2O$$

აგრეთვე Fe_2O_3-ის ნაწილობრივი აღდგენისას ნახშირბადის მონოოქსიდით 500°C-ზე:

$$Fe_2O_3 + CO \xrightarrow{500^\circ C} 2FeO + CO_2$$

FeO შავი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. ეს ნაერთი ფუძე ოქსიდია და მისი შესაბამისი ჰიდროქსიდი $\mathbf{Fe(OH)_2}$ მიიღება რკინა(II)-ის მარილზე ტუტის მოქმედებით (აზოტის გარემოში):

$$FeSO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + Fe(OH)_2\downarrow$$

რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდი მოყვითალო-თეთრი ფერის ნალექია. ჰაერის ჟანგბადის მოქმედებით იჟანგება და წარმოქმნის მურა-წითელი ფერის რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდს:

$$\overset{+2}{4}Fe(OH)_2 + 2H_2O + \overset{0}{O_2} \rightarrow 4\overset{+3\ -2}{Fe(OH)_3}$$

$$\begin{array}{|c|c|l} 4 & 2 & Fe^{+2} - 1\bar{e} \rightarrow Fe^{+3} \\ 2 & 1 & O^0 + 2\bar{e} \rightarrow O^{-2} \end{array}$$

საერთოდ, რკინა(II)-ის ნაერთები ადვილად გარდაიქმნება რკინა (III)-ის ნაერთებად და აღმდგენებია.

რკინა(III)-ის ოქსიდი (Fe_2O_3). ამ ოქსიდს ლაბორატორიაში ღებულობენ რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდის გაცხელებით:

$$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

რკინა(III)-ის ნიტრატის გახურებით:

$$4Fe(NO_3)_3 \xrightarrow{600^\circ C} 2Fe_2O_3 + 12NO_2 + 3O_2$$

პირიტის გამოწვით:

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

რკინა(III)-ის ოქსიდი მურა-წითელი ფერის კრისტალური ნაერთია. გამოყენებულია წითელი ფერის ზეთის საღებავის (მუშიას) დასამზადებლად.

რკინა(III)-ის ოქსიდი ამფოტერულია და რეაქციაში შედის როგორც მჟავეებთან, ისე ტუტეებთან და წარმოქმნის მარილებს:

$$Fe_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2FeCl_3 + 3H_2O$$

$$Fe_2O_3 + 2NaOH \xrightarrow{t} \underset{\text{ნატრიუმის ფერიტი}}{2NaFeO_2} + H_2O$$

რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი წარმოიქმნება რკინა(III)-ის მარილზე ამონიუმის ტუტის მოქმედებით:

$$FeCl_3 + 3NH_4OH \rightarrow 3NH_4Cl + Fe(OH)_3\downarrow$$

რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი ამფოტერულია. მისი ფუძე თვისებები რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდის 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 მჟავური თვისებებს, მაგრამ არათანაბრად. $Fe(OH)_3$-ის ფუძე თვისებები უფრო ძლიერია, ვიდრე მჟავური თვისებები. ტუტესთან შედნობით იგი წარმოქმნის ფერიტს, ხოლო ტუტის წყალხსნართან ურთიერთქმედებისას — ჰიდროქსოფერიტს:

$$Fe(OH)_3 + NaOH \xrightarrow{t} NaFeO_2 + 2H_2O$$

$$Fe(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na[Fe(OH)_4]$$

რკინა(III)-ის ნაერთები სუსტი მჟანგავებია. ისინი ჟანგავენ მეტალებს. მაგალითად:

$$2FeCl_3 + Fe \rightarrow 3FeCl_2$$

$$2FeCl_3 + Zn \rightarrow 2FeCl_2 + ZnCl_2$$

$$2FeCl_3 + Cu \rightarrow 2FeCl_2 + CuCl_2$$

რკინა(III)-ის ქლორიდი მჟანგავი თვისებების გამო გამოყენებულია რადიოტექნიკაში.

რკინა(III)-ის ქლორიდი ჟანგავს H_2S-ს, SO_2-ს და KI-ს:

$$2\overset{+3}{Fe}Cl_3 + H_2\overset{-2}{S} \rightarrow 2\overset{+2}{Fe}Cl_2 + \overset{0}{S} + 2HCl$$

$$2\overset{+3}{Fe}Cl_3 + 2K\overset{-1}{I} \rightarrow 2\overset{+2}{Fe}Cl_2 + \overset{0}{I_2} + 2KCl$$

$$2\overset{+3}{Fe}Cl_3 + \overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O \rightarrow \overset{+2\ -6}{FeSO_4} + 4HCl + \overset{+2}{Fe}Cl_2$$

რკინა(II,III)-ის ოქსიდი (Fe_3O_4) შერეული, ანუ ორმაგი ოქსიდია ($FeO \cdot Fe_2O_3$). მჟავაში გახსნისას წარმოქმნის რკინა(II)-ისა და რკინა(III)-ის მარილებს:

$$Fe_3O_4 + 8HCl \rightarrow FeCl_2 + 2FeCl_3 + 4H_2O$$

რკინა(II)-ისა და რკინა(III)-ის მარილების ამოცნობა. რკინა(II)-ის მარილებს ამოიცნობენ სისხლის წითელი მარილით $K_3[\overset{+3}{Fe}(CN)_6]$, რომელიც შეიცავს რკინა(III)-ის იონს:

$$2[\overset{+3}{Fe}(CN)_6]^{3-} + 3Fe^{2+} \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$$

ამ დროს წარმოქმნება ლურჯი ფერის უხსნად მარილს, რომელსაც ტურნბულის ლურჯი ეწოდება.

რკინა(III)-ის მარილებს ამოიცნობენ მასზე სისხლის ყვითელი მარილით $K_4[\overset{+2}{Fe}(CN)_6]$, რომელიც შეიცავს რკინა(II)-ის იონს:

$$3[\overset{+2}{Fe}(CN)_6]^{4-} + 4Fe^{3+} \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$$

რკინა(III)-ის ნაერთებთან სისხლის ყვითელი მარილის წყალხსნარის მოქმედებით გამოიყოფა ლურჯი ნალექი, რომელსაც ბერლინის ლაჟვარდი ეწოდება.

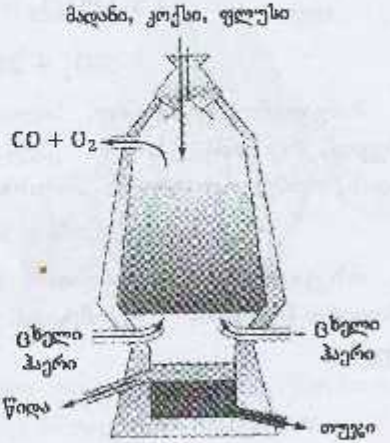
რკინა(III)-ის მარილების აღმოცნობა შეიძლება აგრეთვე ამონიუმის როდანიდით (NH_4SCN). როდანიდ-იონები Fe^{3+} იონთან წარმოქმნის სისხლივით წითელი ფერის ნაერთს – რკინის როდანიდს, რომელიც წყალში ხსნადი, ძალიან მცირედ დისოცირებადი ნაერთია:

$$Fe^{3+} + 3SCN^- \rightarrow Fe(SCN)_3$$

თუჯის წარმოება

რკინა ძირითადად გამოიყენება თუჯისა და ფოლადის სახით. თუჯი არის რკინისა და ნახშირბადის შენადნობი, რომელიც 1.7–5% 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 (Fe_3C), ხოლო ნაცრისფერი – გრაფიტის სახით. თეთრი თუჯის შემდგომი გადამუშავებით იღებენ ფოლადს, ხოლო ნაცრისფერი თუჯი გამოყენებულია სხვადასხვა საყოფაცხოვრებო საგნების (ტაფების, ქვაბების, მილების, მანქანის ძრავის და სხვ.) დასამზადებლად. თუჯის მიღება ხდება ბრძმედში. ბრძმედი ცეცხლგამძლე აგურებისაგანაა აშენებული, მისი სიმაღლე 25-60 მეტრია, დიამეტრი კი – 10 მეტრი. ბრძმედის წარმადობა დღეში 2000 ტ თუჯია.



ბრძმედის ზედა და ქვედა ნაწილები შევიწროებულია. ზედა ნაწილს შახტი ეწოდება, ხოლო ქვედას – ქურა. ბრძმედში შახტიდან მონაცვლეობით, ფენა-ფენა

ყრიან რკინის ოქსიდების შემცველ მადანს, კოქსს და ფლუსებს. ქურაში, სადაც ტემპერატურა 1850°C-მდე აღწევს, იწვის კოქსი:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 + Q$$

მიღებული CO_2 გაივლის გავარვარებულ კოქსის ფენებს და გარდაიქმნება ნახშირბადის მონოოქსიდად:

$$CO_2 + C \rightarrow 2CO - Q$$

ენდოთერმული პროცესის მიმდინარეობის გამო ქურის ზევით ტემპერატურა თანდათან მცირდება და ბრძმედის ზედა ნაწილში 400°C-მდე ეცემა.

რკინის ოქსიდის აღდგენა იწყება ნახშირბადის მონოოქსიდით დაახლოებით 500°C-ზე. რკინა(III)-ის ოქსიდი ჯერ ნაწილობრივ აღდგება:

$$3Fe_2O_3 + CO \xrightarrow{500°C} 2Fe_3O_4 + CO_2$$

შემდეგ, 600°C-ზე აღდგება რკინა(II,III)-ის ოქსიდი:

$$Fe_3O_4 + CO \xrightarrow{600°C} 3FeO + CO_2$$

700°C-ზე აღდგება რკინა(II)-ის ოქსიდი მარტივ ნივთიერებამდე:

$$FeO + CO \xrightarrow{700°C} Fe + CO_2$$

800°C-ზე მადანს აცალკევებენ 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 წიდის წარმოქმნა:

$$CaCO_3 + SiO_2 \xrightarrow{800°C} CaSiO_3 + CO_2\uparrow$$

1100°C-დან იწყება მადანში არსებული მინარევების (MnO_2, SiO_2, $Ca_3(PO_4)_2$, FeS) აღდგენა კოქსით:

$$MnO_2 + 2C \xrightarrow{1100°C} Mn + 2CO$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + 5C \xrightarrow{1100°C} 3CaO + 2P + 5CO$$

$$SiO_2 + 2C \xrightarrow{1100°C} Si + 2CO$$

მანგანუმი, ფოსფორი, სილიციუმი და გოგირდი (FeS-ის სახით) იხსნება თხევად რკინაში, ხოლო კალციუმის ოქსიდი ჭარბ SiO_2-თან წარმოქმნის წიდას, რომელიც თუჯში არ იხსნება:

$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 \text{ (წიდა)}$$

თხევადი რკინა თანდათან ჩამოდის ქვევით და გავარვარებულ კოქსთან ურთიერთქმედებით ცემენტიტს წარმოქმნის, რომელიც ასევე იხსნება თუჯში:

$$3Fe + C \rightarrow Fe_3C$$

ამრიგად, თხევადი თუჯი შეიცავს მანგანუმის, ფოსფორის, სილიციუმის, გოგირდის (FeS-ის სახით) და ცემენტიტის მინარევებს. თხევად თუჯს ასხამენ სპეციალურ ჭურჭელში, რომელსაც ცაცხვი ეწოდება.

თუჯს თავზე მოადგება თხევადი წიდა, რომელიც მას იცავს ჰაერზე დაჟანგვისაგან.

ბრძმედი განუწყვეტლივ მუშაობს დაახლოებით 10 წლის განმავლობაში, შემდეგ კი საჭიროებს კაპიტალურ შეკეთებას.

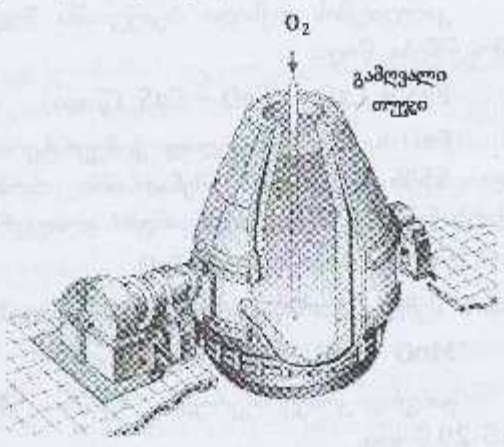
ფოლადის წარმოება

ფოლადი, თუჯისგან განსხვავებით, პლასტიკური და ადვილად ჭედადია. ფოლადს ღებულობენ თუჯისაგან, მასში არსებული მინარევების მოცილების შედეგად. მინარევებს აცილებენ ოქსიდებად გარდაქმნის მეშვეობით, რომლებიც ან აირის სახით მოცილდება თხევად თუჯს, ან გარდაიქმნება წიდად ფლუსების მეშვეობით.

ფოლადის წარმოების სამი ძირითადი ხერხი არსებობს: ჟანგბად-კონვერტერული, მარტენის და ელექტროთერმული.

ჟანგბადკონვერტერული ხერხი თავისთავად ორია — ბესემერის და თომასის. თომასის ხერხს იყენებენ იმ შემთხვევაში, თუ თუჯი დიდი რაოდენობით შეიცავს გოგირდსა და ფოსფორს, ხოლო ბესემერის მეთოდს — თუ თუჯი დიდი რაოდენობით შეიცავს ნახშირბადს.

ჟანგბადკონვერტერული ხერხით ფოლადს ღებულობენ კონვერტერში — მსხლის 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. კონვერტერში თუჯი თხევად მდგომარეობას ინარჩუნებს ეგზოთერმული რეაქციების შედეგად გამოყოფილი სითბოს ხარჯზე და გაცხელება არ სჭირდება. მარტენის ღუმელს კი აცხელებენ თხევადი ან აირადი საწვავით, ხოლო ელექტროღუმელს — ელექტროენერგიით.

ქიმიური პროცესები, რომლებიც საფუძვლად უდევს ფოლადის წარმოებას, განვიხილოთ ბესემერის კონვერტერში მიმდინარე პროცესების მიხედვით.

ოხევად თუჯში მილების საშუალებით ჩაბერავენ ჟანგბადს. ამ დროს თუჯში არსებული მინარევები იჟანგება:

$Si + O_2 \rightarrow SiO_2$ $\quad 2Mn + O_2 \rightarrow 2MnO$

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ $\quad 4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$

ნაწილობრივ იჟანგება რკინაც:

$$2Fe + O_2 \rightarrow 2FeO$$

ყველა ეს რეაქცია ეგზოთერმულია. 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:

$$\left.\begin{array}{l} MnO + SiO_2 \rightarrow MnSiO_3 \\ FeO + SiO_2 \rightarrow FeSiO_3 \end{array}\right\} \text{წიდა}$$

წიდას ამორებენ და რჩება ფოლადი. თუ თუჯის შედგენილობაში დიდი რაოდენობით შედის გოგირდი და ფოსფორი, მაშინ ფოლადს გამოადნობენ თომასის ხერხით. ამ შემთხვევაში კონვერტერის კედლები შიგნიდან ამოშენებულია დოლომიტით ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$) და, გარდა ამისა, თხევად თუჯს ამატებენ კირქვას. კირქვის დაშლის შედეგად წარმოქმნილი კალციუმის ოქსიდი შედის რეაქციაში ფოსფორ(V)-ის ოქსიდთან და წარმოქმნის ე.წ. თომასის წიდას ($Ca_3(PO_4)_2$ და CaO):

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2\uparrow$$

$$4CaO + P_2O_5 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaO$$

ეს წიდა გამოიყენება ფოსფოროვანი სასუქის — სუპერფოსფატის მისაღებად და ამიტომ იგზავნება მინერალური სასუქების ქარხანაში.

კალციუმის ოქსიდი რეაქციაში შედის FeS-თან და ამ შემთხვევაშიც წარმოიქმნება წიდა:

$$FeS + CaO \rightarrow FeO + CaS \text{ (წიდა)}$$

FeO-ს მოსაცილებლად კონვერტერში უმატებენ ფერომანგანუმს — რკინისა და 65% მანგანუმის შენადნობს, რომელსაც ზესტაფონის ფეროშენადნობის ქარხანაში ამზადებენ. მანგანუმი აღადგენს რკინას:

$$FeO + Mn \rightarrow Fe + MnO$$

ამის შემდეგ წარმოქმნილი MnO გადადის წიდაში:

$$MnO + SiO_2 \rightarrow MnSiO_3 \text{ (წიდა)}$$

ჟანგბად-კონვერტერული ხერხით 40 ტ ფოლადის გამოდნობას სჭირდება 15-20 წუთი.

მარტენის ხერხით ფოლადის მიღება 10-12-ჯერ უფრო ხანგრძლივი პროცესია. მარტენის ღუმელი ცხელდება აირით და ტემპერატურა ღუმელში 1800°C-მდე აღწევს. მარტენის ღუმელში შესაძლებელი ხდება ჯართის გადა-

მუშავება და ფოლადის ხარისხის გაკონტროლება, ამიტომ მარტენის ღუმელში უკეთესი ხარისხის ფოლადს ადნობენ.

ელექტროღუმელში, რომელშიც შესაძლებელია 3000°C-ზე მეტი ტემპერატურის მიღება, ძირითადად ღებულობენ ლეგირებულ ფოლადს, რომლის შედგენილობაში შედის სხვადასხვა მალეგირებული ელემენტი: Cr, Ni, Co, Mn, W, V, Cu, Mo, Ti და სხვ. ასეთი ფოლადი უფრო მაგარია და გამოყენებულია სპეციალური დანიშნულებისათვის. მაგალითად, რელსების, საჭრელი ინსტრუმენტების, ჯავშნის და სხვათა დასამზადებლად.

ფოლადის თვისებების ცვლილება შესაძლებელია არამარტო მალეგირებელი 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 წყლით სწრაფად გავაცივებთ, მაშინ ფოლადი ინარჩუნებს იმ კრისტალურ სტრუქტურას, რომელიც ჰქონდა მაღალ ტემპერატურაზე და ძალიან მაგარი, მაგრამ მყიფე ხდება. თერმული წრთობით შესაძლებელია სხვადასხვა ხარისხის ფოლადის მიღება.

2.10.3 d-ელემენტების მნიშვნელობა ბიოლოგიაში

d ელემენტებს დიდი მნიშვნელობა აქვს ბიოლოგიაში. ისინი შედიან ფერმენტების შედგენილობაში და ასრულებენ მნიშვნელოვან სასიცოცხლო ფუნქციებს. ყველაზე დიდი რაოდენობით d-ელემენტებიდან ადამიანის ორგანიზმი შეიცავს **რკინას** (დაახლოებით 4 გ). იგი შედის ჰემოგლობინის შედგენილობაში და ჟანგბადის გადამტანის ფუნქციას ასრულებს. მისი ნაკლებობა იწვევს ანემიას. დანარჩენი d 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 ნაწლავისებური ანთების და მძიმე მეტალებით მოწამლული ავადმყოფების სამკურნალოდ. აუცილებელია სქესობრივი მომწიფებისა და შთამომავლობის გასაგრძელებლად.

სპილენძი აუცილებელია ჰემოგლობინის სინთეზისათვის ორგანიზმში. შედის ღვიძლის შედგენილობაში. მცენარეებისათვის ტოქსიკურია.

მანგანუმი შედის სხვადასხვა ფერმენტის შედგენილობაში და აუცილებელია მცენარის ზრდა-განვითარებისათვის. მისი ნაკლებობა მცენარეში იწვევს ქლოროფილის უკმარისობას — ქლოროზს. ადამიანის ორგანიზმში მისი არსებობა აფერხებს ათეროსკლეროზის განვითარებას.

ქრომი აუცილებელია გლუკოზის მეტაბოლიზმის პროცესში.

კობალტი შედის ვიტამინ B_{12}-ის შედგენილობაში და გამოყენებულია ანემიის წინააღმდეგ. B_{12} მონაწილეობს დნმ-ს და რნმ-ს სინთეზში. იგი შედის ღვიძლის შედგენილობაში, მცენარეებისათვის ტოქსიკურია.

მოლიბდენი მცენარეებში ასტიმულირებს ნუკლეინის მჟავების და ცილების სინთეზს. მისი ნაკლებობა მცენარეებში იწვევს სპეციფიკურ დაავადებებს, უნაყოფობას და ზიზმობას.

ნიკელი ძუძუმწოვრებისა და მცენარეებისათვის აუცილებელი მიკროელემენტია. ადამიანის ორგანიზმი შეიცავს 5-13,5 მგ ნიკელს. მისი ნაკლებობა იწვევს ღვიძლის დაავადებას.

ნაწილი III
ორგანული ქიმია

3.1 ორგანული ქიმიის შესავალი

ბუნებაში არსებული ნივთიერებები იყოფა ორ დიდ ჯგუფად: ორგანულ და არაორგანულ ნივთიერებებად. ყველა ორგანული ნივთიერების შედგენილობაში შედის ელემენტი ნახშირბადი, ხოლო არაორგანული ნივთიერებების შედგენილობაში — პერიოდული სისტემის ყველა ელემენტი.

ნივთიერებებს, რომელთა შედგენილობაში შედის ელემენტი ნახშირბადი (გარდა ნახშირბადის ოქსიდებისა, ნახშირმჟავას და მისი მარილებისა, კარბიდებისა და ციანიდებისა), 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 ქიმიისგან საფუძვლად დაედო ორგანული ნივთიერებების სიმრავლე, სპეციფიკური თვისებები და მნიშვნელობა.

ორგანულ ნივთიერებათა რიცხვი ამჟამად 20 მილიონს აღწევს, არაორგანულ ნივთიერებათა რაოდენობა კი 0.5 მილიონს არ აღემატება.

ორგანულ ნივთიერებათა სიმრავლეს განაპირობებს ნახშირბადატომის უნიკალური თვისება — სხვადასხვა ტიპის ბმებით დაუკავშირდეს სხვა ნახშირბადატომებს და წარმოქმნას გრძელი ჯაჭვი, რომლის შედგენილობაში შეიძლება იყოს ათასობით 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 გამოხდიან ვაკუუმში. ორგანული ნივთიერებების უმრავლესობა, მცირე გამონაკლისის გარდა, იწვის, არაორგანული ნივთიერებების უმრავლესობა კი — არა. ორგანულ ნივთიერებებს ახასიათებს მრავალგვარიზომერია, რაც ორგანულ ნივთიერებათა სიმრავლის საწინდარია.

ორგანულ ნივთიერებებს ძალიან დიდი მნიშვნელობა აქვს ცოცხალ სამყაროში, როგორც საკვებ ნივთიერებებს (ნახშირწყლები, ცილები, ცხიმები) ძათგან ამზადებენ ქსოვილს (ბამბის, აბრეშუმის, შალის). ორგანული ნივთიერებები სამკურნალო პრეპარატების ძირითადი კომპონენტებია; მრავალი მათგანი გამოყენებულია სოფლის მეურნეობის მავნებლების წინააღმდეგ საბრძოლველად.

ხოლო ისეთი ორგანული ნივთიერებები, რომლებსაც ბუნებრივი აირი, ნავთობი და ქვანახშირი შეიცავს, სახალხო მეურნეობის განვითარებისათვის აუცილებელი ნედლეულია.

3.1.1 ქიმიური აღნაგობის თეორია

ქიმიური აღნაგობის თეორია ორგანული ქიმიის საფუძველია. იგი ჩამოაყალიბეს XIX საუკუნის 60-იან წლებში ა. კუპერმა, ფ. კეკულემ და ა. ბუტლეროვმა. ქიმიური აღნაგობის თეორიის ძირითადი დებულებებია:

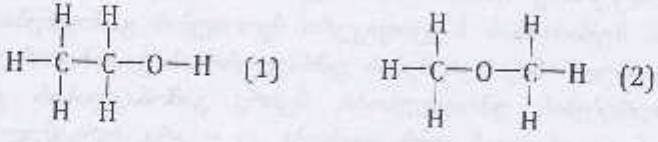
1) ორგანულ ნივთიერებათა მოლეკულაში ატომები ერთმანეთს უკავშირდებიან ვალენტობის შესაბამისად. ნახშირბადატომი ორგანულ ნაერთებში მუდამ ოთხვალენტიანია.

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 ჩამოვაყალიბოთ: ორგანული ნივთიერების ქიმიური თვისებები განისაზღვრება მისი მოლეკულის სტრუქტურული აღნაგობით. მაგალითად, იმ ორგანული ნივთიერების ქიმიური თვისებები, რომლის მოლეკულური ფორმულაა C_2H_6O, გაურკვეველია, ვიდრე არ გვეცოდინება მოლეკულაში ატომთა დაკავშირების თანმიმდევრობაც. ნახშირბადის ორი და ჟანგბადის ერთი ატომის ერთმანეთთან დაკავშირება ორგვარადაა შესაძლებელი:

C–C–O ან C–O–C

თუ ნახშირბადისა და ჟანგბადის ატომებს მათი ვალენტობის შესაბამისად მივუერთებთ წყალბადის 6 ატომს, მივიღებთ ორ სტრუქტურულ ფორმულას:



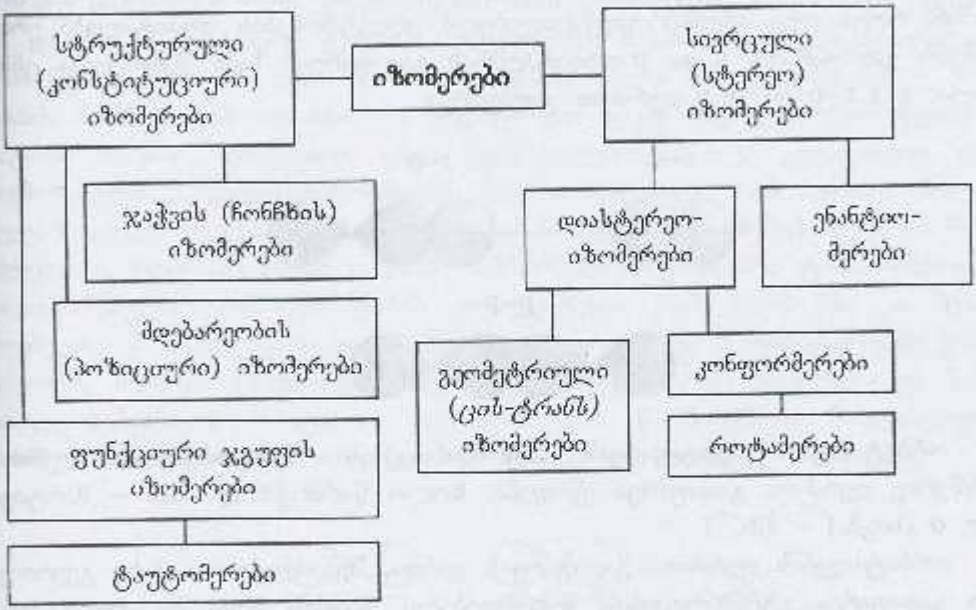
(1) (2)

პირველი ნივთის სპირტის ფორმულაა, ხოლო მეორე – დიმეთილეთერისა. ეს ორი ნივთიერება ერთმანეთისაგან განსხვავდება როგორც ფიზიკური, ისე ქიმიური თვისებებით: ნივთის სპირტი სითხეა, დიმეთილეთერი – აირი; ნივთის სპირტი შედის რეაქციაში მეტალურ ნატრიუმთან, დიმეთილეთერი კი – არა.

ეს ნივთის სპირტი და დიმეთილეთერი იზომერებია.

იზომერები ეწოდება ისეთ ორგანულ ნივთიერებებს, რომლებსაც ერთნაირი შედგენილობა (მოლეკულური ფორმულა) აქვთ, მაგრამ განსხვავ-

დებიან ქიმიური აღნაგობით (სტრუქტურით), და აქედან გამომდინარე, ფიზიკურ-ქიმიური თვისებებითაც. იზომერიის მოვლენა განაპირობებს ორგანულ ნაერთთა სიმრავლეს. ორგანულ ქიმიაში ცნობილია სტრუქტურული ანუ კონსტიტუციური იზომერია და სივრცითი, ანუ სტერეოიზომერია. სტრუქტურული იზომერიის სახეებია: ჯაჭვის ანუ ჩონჩხის იზომერია, მდებარეობის ანუ პოზიციური იზომერია და ფუნქციური ჯგუფის იზომერია. სტერეოიზომერიის სახეებია: დიასტერეომერია (გეომეტრიული და კონფორმაციული იზომერია) და ენანტიომერია (ოპტიკური იზომერია). იზომერიის აღნიშნულ სახეებს განვიხილავთ ორგანულ ნივთიერებათა ცალკეული კლასების შესწავლისას.



3) ერთი და იგივე ელემენტი სხვადასხვა ორგანულ ნივთიერებაში სხვადასხვა თვისებას ამჟღავნებს, რაც განპირობებულია მოლეკულაში არსებული სხვა ატომების, განსაკუთრებით კი უშუალოდ მათთან დაკავშირებული ატომების გავლენით (იგულისხმება ურთიერთგავლენა).

მაგალითად: სპირტის მოლეკულაში ჟანგბადთან დაკავშირებული წყალბადი (R–O–H) ადვილად ჩაინაცვლება მეტალის ატომით, ხოლო მჟავის მოლეკულაში ნახშირბადის ატომთან დაკავშირებული წყალბადი მეტალის ატომით არ ჩაინაცვლება.

მოლეკულაში ატომთა ურთიერთგავლენის შესწავლა ორგანული ქიმიის ერთ-ერთი ძირითადი საკითხია.

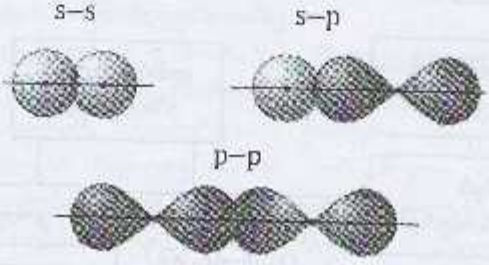
ქიმიური აღნაგობის თეორიის განვითარების შედეგად შეიქმნა მოძღვრება მოლეკულის სივრცითი აღნაგობის შესახებ და მოლეკულის აღნაგობის ელექტრონული თეორია.

3.1.2 მოლეკულის ელექტრონული 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.

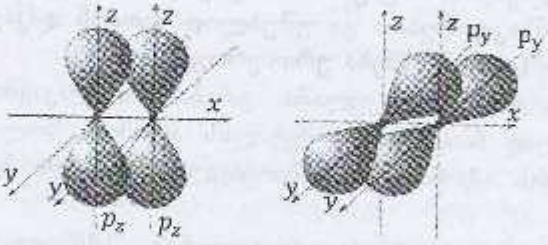
ქიმიური ბმის ტიპები ორგანულ ნაერთებში

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 ღერძიით გადაფარვა.



ორბიტალების გადაფარვას ატომბირთვების შემაერთებელი ღერძის გასწვრივ ღერძითი გადაფარვა ეწოდება, ხოლო წარმოქმნილ ბმას – მარტივი ანუ σ (სიგმა) – ბმა.

ორბიტალების ღერძითი გადაფარვის გარდა, შესაძლებელია მათი გვერდული გადაფარვა ატომბირთვების შემაერთებელი ღერძის ზედა და ქვედა პერპენდიკულარულ სიბრტყეებში.



p-ორბიტალების გვერდული გადაფარვით დამყარებულ ბმას π (პი)-ბმა ეწოდება.

ორბიტალების ურთიერთგადაფარვა ბმის მდგრადობას განაპირობებს. რაც უფრო მეტია გადაფარვის ფართობი, მით უფრო მდგრადია ბმა. ორბიტალების

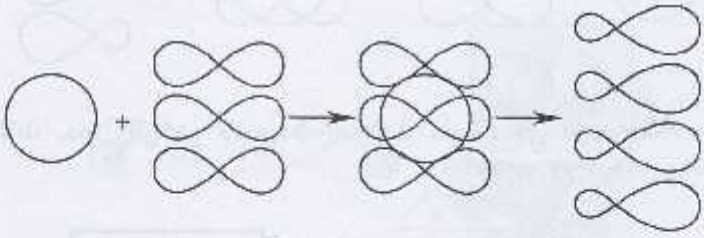
ლერძული გადაფარვის ფართობი უფრო დიდია, ვიდრე p-ორბიტალების გვერდული გადაფარვის ფართობი, ამიტომ σ-ბმა უფრო მდგრადია, ვიდრე π-ბმა.

ორგანულ ნაერთებში ბმა ნახშირბადის ატომთან მყარდება ატომების სავალენტო ელექტრონების ორბიტალების გადაფარვით.

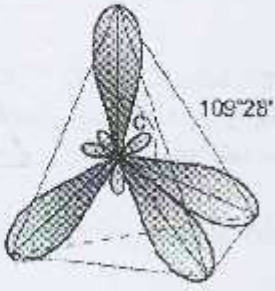
ნახშირბადის ატომს ნორმალურ ანუ ძირითად მდგომარეობაში აქვს ორი დაუწყვილებელი p-ელექტრონი და ამჟღავნებს ორის ტოლ ვალენტობას, მაგრამ ის ადვილად გადადის აღგზნებულ მდგომარეობაში, რომელშიც მას უკვე ოთხი დაუწყვილებელი ელექტრონი აქვს და ამიტომ ოთხვალენტიანია.

$$C = 1s^2 2s^2 2p^2 (II) \longrightarrow C^* = 1s^2 2s^1 2p^3 (IV)$$

თუ დავუშვებთ, რომ კოვალენტური ბმის წარმოქმნაში ნახშირბადი იყენებს 2s და 2p 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 წყალბადატომი ოვისებებით უნდა განსხვავდებოდეს s–p გადაფარვით დაკავშირებული 3 წყალბადატომისაგან, 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 სავალენტო s და p ორბიტალების ერთმანეთთან შერწყმა (შეულღობა) ანუ ჰიბრიდიზაცია. ერთი სფერული და სამი ჰანტელისებური p-ორბიტალის ჰიბრიდიზაციით წარმოიქმნება მსხლისებური ფორმის ოთხი ჰიბრიდი, რომელსაც sp^3-ჰიბრიდული ორბიტალი ეწოდება:

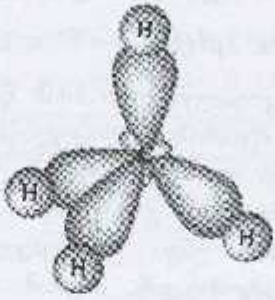


მაშასადამე, ნახშირბადატომის ოთხი გაუწყვილებელი ელექტრონის ჰიბრიდიზაციით მიიღება ოთხი sp^3-ჰიბრიდი და ნახშირბადატომი მათ იყენებს კოვალენტური ბმის დასამყარებლად. ერთნაირი მუხტით დამუხტული sp^3-ორბიტალები ერთმანეთს განიზიდავს და ოთხი sp^3-ჰიბრიდი სივრცეში ერთმანეთს მაქსიმალურად შორდება. გეომეტრიული ფორმა, რომელშიც ოთხი ორბიტალი მაქსიმალურადაა დაშორებული ერთმანეთისაგან, არის ტეტრაედრი. თუ ტეტრაედრის ცენტრში მოთავსებულია ნახშირბადის

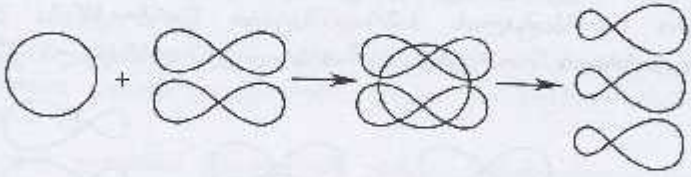


ატომი, მაშინ მისი sp^3-ორბიტალები მიმართული იქნება ტეტრაედრის წვეროებისაკენ და ერთმანეთისაგან 109.5°-იანი კუთხით იქნება დაშორებული.

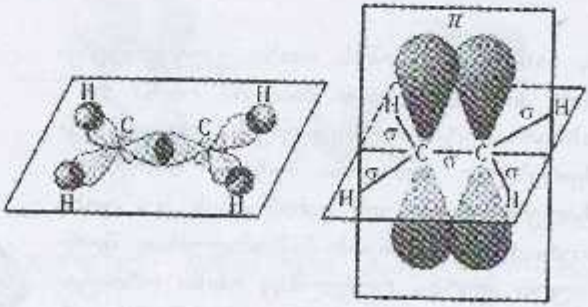
წყალბადატომის s-ორბიტალი გადაფარავს ნახშირბადატომის sp^3-ორბიტალს და წარმოქმნის მეთანის მოლეკულას, რომელშიც ოთხივე წყალბადატომი ნახშირბადატომთან დაკავშირებულია sp^3—s ღერძული გადაფარვის შედეგად წარმოქმნილი σ-ბმების საშუალებით. sp^3-ჰიბრიდიზაცია გვხვდება ნაჯერ ნახშირწყალბადებში.



ეთილენის რიგის უჯერ ნახშირწყალბადებში საჭალენტო ელექტრონების ჰიბრიდიზაცია იცვლება. ამ შემთხვევაში ჰიბრიდიზაციაში შედის ერთი s და ორი p-ორბიტალი და მიიღება სამი sp^2-ჰიბრიდი:

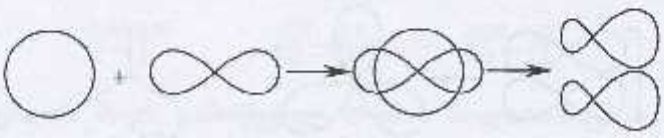


ერთი p-ორბიტალი კი რჩება ჰიბრიდიზაციის გარეშე და, მაშასადამე, ინარჩუნებს ჰანტელისებურ ფორმას.

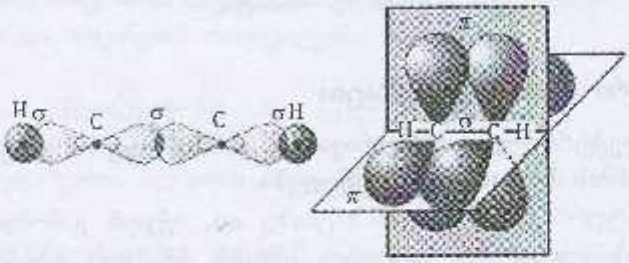


ეთილენის მოლეკულაში ($CH_2=CH_2$) სამი sp^2-ჰიბრიდი ერთ სიბრტყეშია განლაგებული და ერთმანეთთან ქმნის 120°-იან კუთხეს. სამი sp^2-ჰიბრიდის ღერძითი გადაფარვით ნახშირბადის ატომი წარმოქმნის სამ σ-ბმას, აქედან ორი ბმა მყარდება წყალბადატომებთან და ერთი – ნახშირბადატომებს შორის. ნახშირბადის ატომებს კიდევ აქვს თითო p-ორბიტალი, რომლებიც ერთმანეთს გვერდულად გადაფარავს და მათ შორის მყარდება ერთი π-ბმა, რომელიც მოლეკულის სიბრტყის, ანუ σ-ბმების სიბრტყის პერპენდიკულარულ სიბრტყეშია მოთავსებული.

აცეტილენის ($CH\equiv CH$) მოლეკულაში ნახშირბადის საგალენტო ელექტრონები იმყოფება sp-ჰიბრიდიზაციაში. მაშასადამე, შეჯვარებაში მონაწილეობს ერთი s და ერთი p-ორბიტალი და მიიღება ორი ჰიბრიდი, ორი ელექტრონი კი რჩება ჰანტელისებური სახით. ორი sp-ჰიბრიდი ერთ წრფეზეა მოთავსებული და კუთხე მათ შორის 180°-ია.

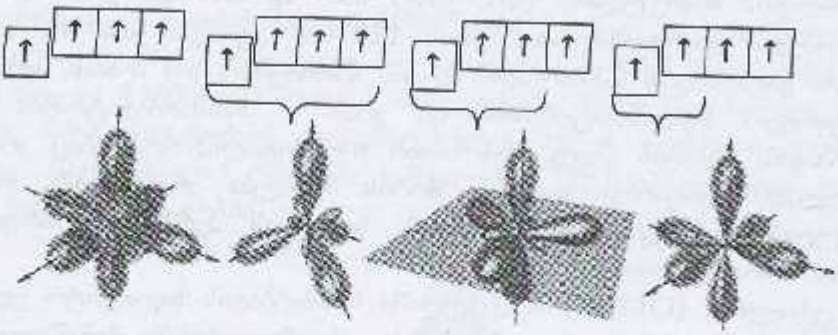


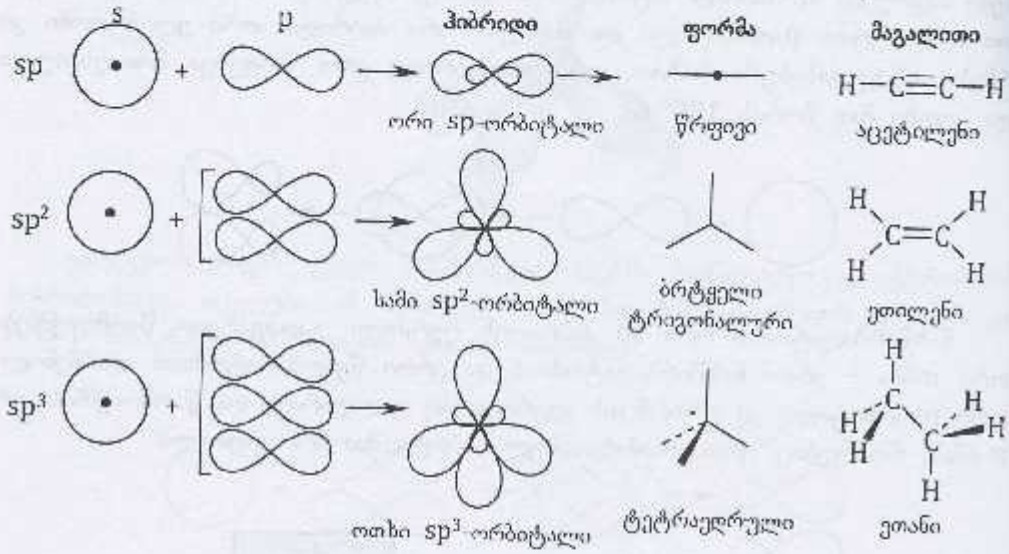
ნახშირბადატომის ორი sp ჰიბრიდის ღერძული გადაფარვით წარმოიქმნება ორი σ-ბმა – ერთი ნახშირბადატომთან და ერთი წყალბადატომთან. დარჩენილი ორი p-ორბიტალი კი ერთმანეთს გვერდულად გადაფარავს და წარმოიქმნის ორ π-ბმას, რომლებიც ურთიერთმართობულ სიბრტყეშია მოთავსებული:



sp^3, sp^2 და sp-ჰიბრიდებს მსხლისებური ფორმა აქვს, მაგრამ s-ორბიტალის ძოცულობითი 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:





კოვალენტური ბმის პოლარიზაცია

ბმის 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: ინდუქციურ, შეულლებისა და სივრცით ეფექტებს.

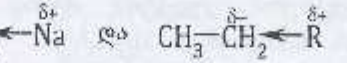
ინდუქციური ეფექტი. ეთანის მოლეკულაში ($CH_3–CH_3$) ნახშირბადის ატომებს შორის დამყარებული σ-ბმის ელექტრონები სიმეტრიულად არის განაწილებული ატომებს შორის. ამის გამო σ-ბმა არაპოლარულია. თუ ეთანში ერთ წყალბადს ჩავანაცვლებთ რომელიმე ატომით ან ატომთა ჯგუფით (მათ ჩამნაცვლებლები ეწოდება), მაშინ მოლეკულაში σ-ბმის თანაბარი განაწილება

დაირღვევა ჩამნაცვლებლის განსხვავებული ელექტროუარყოფითობის გამო. მაგალითად, თუ ეთანში წყალბადს ჩავანაცვლებთ ქლორის ატომით, მაშინ ქლორეთანის მოლეკულაში წარმოიქმნება ნაწილობრივი მუხტები (აღინიშნება δ-ასოთი) ქლორი დაიმუხტება ნაწილობრივ უარყოფითად (δ^-), ხოლო ნახშირბადი – ნაწილობრივ დადებითად (δ^+):



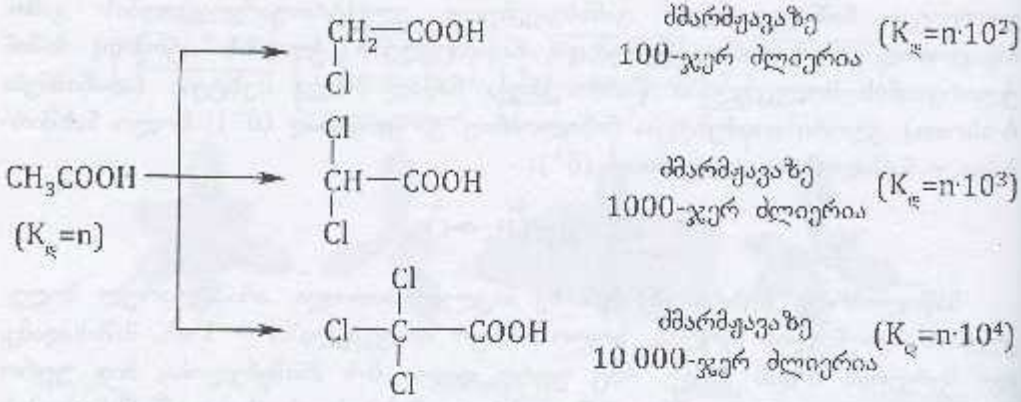
ნაწილობრივი მუხტი (δ) ერთზე ნაკლები სიდიდეა. არაპოლარულ მოლეკულაში იგი ნულის ტოლია, ხოლო იონურ მოლეკულაში – 1-ის. მაშასადამე, იგი მერყეობს 0-დან 1-მდე. რაც უფრო დიდია δ-ს მნიშვნელობა, მით უფრო იონურია კოვალენტური ბმა. ნაწილობრივი მუხტის რიცხვით მნიშვნელობას ეფექტური მუხტი ეწოდება. მაგალითად, HI-ის მოლეკულაში δ–0.05, CaO-ს მოლეკულაში – δ=0.8-ს, NaCl-ის მოლეკულაში კი – δ=0.97-ს, ე.ი.:

ჩამნაცვლებლის მიერ გამოწვეულ σ-ბმის პოლარიზაციას ინდუქციური ეფექტი ეწოდება და აღინიშნება I ასოთი, თუ ჩამნაცვლებელი იზიდავს σ-ბმის ელექტრონებს, მაშინ იგი იმუხტება უარყოფითად და ამჟღავნებს უარყოფით ინდუქციურ ეფექტს (–I). თუ ჩამნაცვლებელი განიზიდავს σ-ბმის ელექტრონებს, მაშინ იგი იმუხტება დადებითად და ამჟღავნებს დადებით ინდუქციურ ეფექტს (+I). უარყოფით ინდუქციურ ეფექტს ამჟღავნებს ნახშირბადატომზე უფრო ელექტროუარყოფითი არამეტალები, მაგალითად, ჰალოგენები (F, Cl, Br, I) ჰალოგენნაწარმების მოლეკულაში. დადებით ინდუქციურ ეფექტს ამჟღავნებს მეტალები და ალკანების რადიკალები.

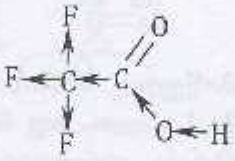


მეტალებთან შედარებით, ალკანის რადიკალის (R) დადებითი ინდუქციური ეფექტი მცირეა.

ჩამნაცვლებლის ინდუქციური ეფექტის გავლენა მოლეკულაში შედარებით მოკლე მანძილზე ვრცელდება. ჰალოგენის ინდუქციური ეფექტი დიდ გავლენას ახდენს კარბონმჟავების სიძლიერეზე. რაც უფრო ახლოსაა ჰალოგენი კარბოქსილის ჯგუფთან, მით უფრო მეტ გავლენას ახდენს იგი მჟავას სიძლიერეზე, ანუ დისოციაციის ხარისხზე. მაგალითად, თუ ძმარმჟავაში წყალბადის ატომებს ჩაუნაცვლებთ ქლორით, მაშინ ქლორჩანაცვლებული მჟავების სიძლიერე თანდათანობით იზრდება ჩანაცვლებული ქლორის ატომების რაოდენობის ზრდასთან ერთად:



ყველაზე ძლიერი ჰალოგენწანაცვლებული მჟავაა ტრიქლორძმარმჟავა, სადაც ძმარმჟავაში მაქსიმალური რაოდენობითაა ჩანაცვლებული ყველაზე ელექტროუარყოფითი ელემენტი – ფთორი.

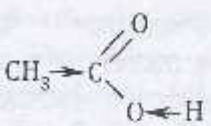


რაც უფრო დაშორებულია ჰალოგენი კარბოქსილის ჯგუფიდან, მით უფრო ნაკლებია მისი გავლენა მჟავას სიძლიერეზე. ოთხი ნახშირბადით დაშორებულ კარბოქსილის ჯგუფზე ჰალოგენის გავლენა პრაქტიკულად ნულის ტოლი ხდება. მაგალითად: 5-ქლორპენტანმჟავასა და პენტანმჟავას

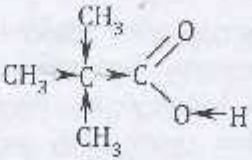
$Cl–CH_2–CH_2\ CH_2–CH_2–COOH$ და $CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–COOH$

სიძლიერე პრაქტიკულად ერთნაირია.

დადებითი ინდუქციური ეფექტის მქონე ჩამნაცვლებელი – ალკანის რადიკალი (R) მჟავას სიძლიერეს ასუსტებს. მაგალითად: ძმარმჟავა მეთილის რადიკალის გავლენით 10-ჯერ უფრო სუსტია, ხოლო 2,2-დიმეთილპროპანმჟავა 15-ჯერ უფრო სუსტი, ვიდრე ჭიანჭველმჟავა (HCOOH).

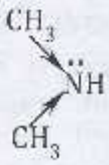


ძმარმჟავა



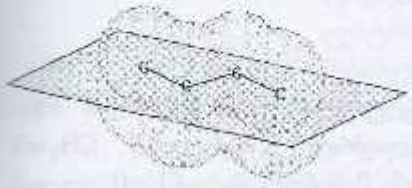
2,2-დიმეთილპროპანმჟავა

რადიკალის დადებითი ინდუქციური ეფექტის (+I) გამო აციკლური ამინები ამიაკზე უფრო ძლიერი ფუძეებია. მაგალითად: ამიაკთან შედარებით მეთილამინი ($CH_3–NH_2$) 10-ჯერ უფრო ძლიერი ფუძეა, ხოლო დიმეთილამინი კიდევ უფრო ძლიერია.



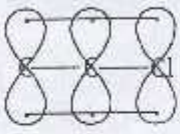
შეუღლების ეფექტი გვხვდება მხოლოდ შეუღლებულ სისტემაში, რომელშიც ორი ან რამდენიმე π-ბმა ან ჩამნაცვლებლის თავისუფალი ელექტრონული წყვილი (p ელექტრონები) და π-ბმა ერთმანეთისაგან დაშორებულია ერთმაგი ბმით.

π-ბმების შეუღლებული სისტემაა დივინილში ($CH_2=CH-CH=CH_2$), რომელშიც ნახშირბადატომები sp^2-ჰიბრიდიზაციაშია და აქვს კიდევ p-ორბიტალებიც, რომლებიც ერთმანეთს გადაფარავს გვერდულად და წარმოქმნის ერთიან π-ორბიტალს, სადაც ელექტრონული სიმკვრივე თანაბრად არის განაწილებული. ასეთ ორბიტალს მოლეკულური ორბიტალი ეწოდება.



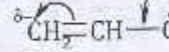
როგორც აღვნიშნეთ, მოლეკულურ ორბიტალში π-ელექტრონული სიმკვრივე გათანაბრებულია. ამ მოვლენას π-ელექტრონების დელოკალიზაცია ეწოდება. უჯერ ორგანულ ნაერთებში ელექტრონების დელოკალიზაციას შეუღლება ეწოდება. π-ელექტრონების შეუღლებისას გამოიყოფა ენერგია და ხდება შეუღლებული სისტემის სტაბილიზაცია შინაგანი ენერგიის შემცირების გამო – მიიღება თერმოდინამიკურად მდგრადი სისტემა. ამ ტიპის შეუღლებას π–π-შეუღლება ეწოდება.

შეუღლება ხორციელდება არამარტო დივინილის მოლეკულაში, არამედ ალკენების ნაწარმებშიც. მაგალითად, თუ ეთილენის მოლეკულაში ჩავანაცვლებთ ქლორის ატომს, რომელსაც თავისუფალი ელექტრონული წყვილი აქვს, მაშინ ქლორის ატომის თავისუფალი ელექტრონების p-ორბიტალი გადაფარება π-ბმის ორბიტალით და წარმოიქმნება p და π-ელექტრონების დელოკალიზებული სტაბილური ორბიტალი:



ამ ტიპის შეუღლებას p–π-შეუღლება ეწოდება.

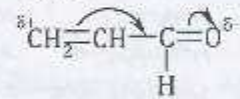
ჩამნაცვლებლის (ამ შემთხვევაში იგულისხმება ქლორის ატომი) **უნარს, გამოიწვიოს π-ელექტრონების დელოკალიზაცია, შეუღლების მეზომერული ეფექტი ეწოდება და აღინიშნება M ასოთი.** შეუღლების ეფექტს სტრუქტურულ ფორმულაში აღნიშნავენ მოხრილი ისრით:



p–π-შეუღლების გამო ქლორის ატომი იმუხტება ნაწილობრივ დადებითად, ხოლო CH_2-ის ჯგუფი – ნაწილობრივ უარყოფითად. ისეთი ჩამნაცვლებელი, რომელიც შეუღლების ეფექტის გავლენით იმუხტება ნაწილობრივ დადებითად, ამ-

ჟღავნებს დადებით შეუღლების ეფექტს (+M). დადებითი შეუღლების ეფექტი ახასიათებს იმ რადიკალებს, რომლებსაც თავისუფალი ელექტრონული წყვილი აქვს. ასეთებია: ჰალოგენები, ჰიდროქსილის ჯგუფი (:OH), ამინოჯგუფი ($:NH_2$) და σ-ბმის შემცველი სხვა რადიკალები.

ჩამნაცვლებელს, რომელსაც აქვს π-ბმა და სტაბილური შეუღლებული სისტემის მისაღებად ნაშრომადატომიდან იზიდავს π-ბმის ელექტრონებს, რის გამოც იმუხტება ნაწილობრივ უარყოფითად, ახასიათებს უარყოფითი შეუღლების ეფექტი (−M). უარყოფით შეუღლების ეფექტს ამჟღავნებს ჟანგბადატომი აკროლეინის მოლეკულაში:



ჟანგბადი, როგორც ელექტროუარყოფითი ელემენტი, ნაშრომადიდან იზიდავს π-ბმის ელექტრონებს და იმუხტება ნაწილობრივ უარყოფითად. CH_2-ის ჯგუფი კი იმუხტება ნაწილობრივ დადებითად. ამ შემთხვევაში −CH=O ჯგუფი ამჟღავნებს უარყოფით შეუღლების ეფექტს (−M).

უარყოფითი შეუღლების ეფექტი ახასიათებს:



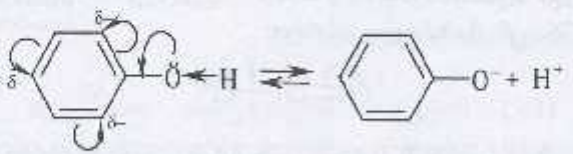
კარბონილის კარბოქსილის ნიტრო რთულეთერული

და სხვა უჯერი ბმების შემცველ ჯგუფებს.

მაშასადამე, ინდუქციური ეფექტის დროს ხდება σ-ბმის ელექტრონების გადაწევა, ხოლო შეუღლების ეფექტის დროს – π-ბმის ელექტრონების გადაწევა. ამრიგად, შეუღლების ეფექტი მჟღავნდება უჯერ ნაერთებში, ხოლო ინდუქციური ეფექტი – ნაჯერ ნაერთებში.

შეუღლების ეფექტი განაპირობებს ბენზოლის მოლეკულაში π-ელექტრონების დელოკალიზაციას, რაც ბენზოლის მოლეკულის სტაბილიზაციას იწვევს.

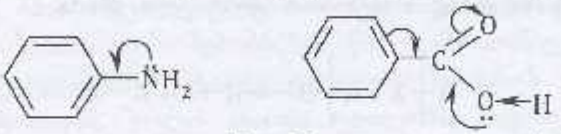
დადებითი შეუღლების ეფექტის (+M) გამო, ჰიდროქსილის ჯგუფი ფენოლის მოლეკულაში ადვილად დისოცირდება წყალბადის კატიონად და სპირტზე უფრო ძლიერ ძმავას წარმოადგენს:



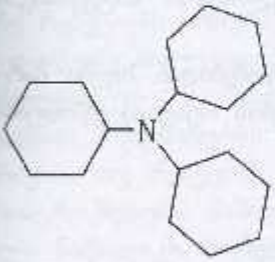
ფენოლი

ანილინში, ამინოჯგუფის დადებითი შეუღლების ეფექტის გამო, მცირდება აზო-

ტის ფუძე თვისებები, ხოლო კარბოქსილის ჯგუფის უარყოფითი შეუღლების ეფექტის გამო, ბენზოის მჟავა უფრო ძლიერია, ვიდრე ძმარმჟავა.



ანილინი ბენზოის მჟავა

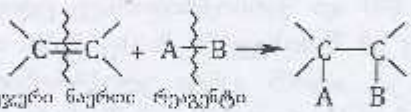


სივრცითი ეფექტი განპირობებულია სარეაქციო ცენტრთან დაკავშირებული დიდი მოცულობის რადიკალების გავლენით, რაც აფერხებს სარეაქციო ცენტრთან რეაგენტების დაკავშირებას. მაგალითად, მესამეული ამინის ფუძე თვისებები რადიკალის ინდუქციური ეფექტის გამო უფრო ძლიერად უნდა ყოფილიყო გამომჟღავნებული მეორეული ამინებთან შედარებით, 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, ტრიციკლოჰექსილამინი სივრცითი დაბრკოლების გამო, ძნელად რეაგირებს მჟავებთან და შესაბამისად მისი ფუძე თვისებები ძალიან შესუსტებულია.

3.1.3 ორგანულ რეაქციათა კლასიფიკაცია

ორგანულ ქიმიაში რეაქციების კლასიფიკაციას ახდენენ რეაქციის საბოლოო პროდუქტის მიხედვით. ორგანული რეაქციები იყოფა სამ დიდ ჯგუფად: 1) მიერთების; 2) ჩანაცვლების; 3) მოხლეჩის რეაქციები.

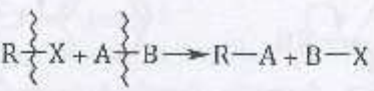
მიერთების რეაქცია ეწოდება ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც ორგანული ნივთიერება π-ბმის გახლეჩის შედეგად იერთებს რეაგენტის მოლეკულას. ზოგადად მიერთების რეაქცია ასე გამოისახება:



π-ბმის გახლეჩის შედეგად ნახშირბადის ატომებს უთავისუფლდება საკვალენტო 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).

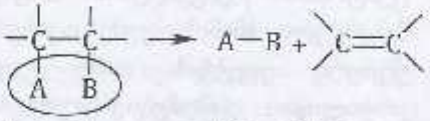
ჩანაცვლების რეაქცია ეწოდება რეაქციას, რომლის დროსაც ორგანული

ნივთიერებების მოლეკულაში შემავალი ერთ-ერთი ატომი (აღვნიშნოთ იგი X ასოთი) ჩანაცვლება რეაგენტის ერთ-ერთი ატომით. ჩანაცვლების რეაქციის დროს იხლიჩება ნახშირბადის ატომთან არსებული σ-ბმა.



ჩანაცვლების რეაქციებს S ასოთი აღნიშნავენ (ინგლისური სიტყვისაგან Substitution, რაც ჩანაცვლებას ნიშნავს).

რეაქციას, რომლის დროსაც მეზობელი ნახშირბადატომებიდან ხდება მარტივი მოლეკულის მოხლეჩა და π-ბმის წარმოქმნა, მოხლეჩის რეაქცია ეწოდება:

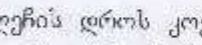


მოხლეჩის რეაქციას E ასოთი აღნიშნავენ (ინგლისური სიტყვისაგან Elimination, რაც მოხლეჩას ნიშნავს). ელიმინირების რეაქცია მიერიების რეაქციის შებრუნებული პროცესია.

ორგანული რეაქციების კლასიფიკაციას ახდენენ აგრეთვე მოლეკულაში ბმის გახლეჩის ტიპის მიხედვით.

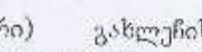
რეაქციის პროცესში კოვალენტური ბმა იხლიჩება არა მარტო ალებული ნივთიერების მოლეკულაში, არამედ – რეაგენტის (A–B) მოლეკულაშიც. რეაგენტის მოლეკულაში კოვალენტური ბმის გახლეჩის ორი ტიპი არსებობს: 1) სიმეტრიული; 2) არასიმეტრიული.

სიმეტრიული (ჰომოლიტური) გახლეჩის დროს კოვალენტური ბმის ელექტრონული წყვილი იხლიჩება სიმეტრიულად და წარმოიქმნება Ȧ და Ḃ ნაწილაკები:



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 მოხლეჩს ისევ რადიკალს, ე.ი. ატომს კენტი ელექტრონით და გაუწყვილებს მას თავის ელექტრონს. **რეაქციებს, რომლებიც მიმდინარეობს რადიკალების მონაწილეობით, რადიკალური რეაქციები ეწოდება. ისინი R ინდექსით აღინიშნება.** რადიკალების მონაწილეობით შეიძლება მიმდინარეობდეს როგორც მიერთების, ისე ჩანაცვლების რეაქციები. მაგალითად, არსებობს A_R და S_R ტიპის რეაქციები.

არასიმეტრიული (ჰეტეროლიტური) გახლეჩის დროს რეაგენტის ეროი ატომი რჩება ელექტრონის გა-



რეში, ხოლო მეორეს რჩება თავისუფალი ელექტრონული წყვილი. მაშინ A ნაწილაკი დაიმუხტება დადებითად (A^+), ხოლო B ნაწილაკი – უარყოფითად ($:B^-$). კოვალენტური ბმის ამგვარ გახლეჩას იონური გახლეჩა ეწოდება. ასეთი იონები თავისუფალი სახით არ არსებობს და წარმოქმნისთანავე შედის რეაქციაში ალებულ მოლეკულასთან: კატიონი ცდილობს შეიძინოს ელექტრონული წყვილი ნახშირბადატომიდან, ხოლო ანიონი ცდილობს თავისი ჭარბი ელექტრონული წყვილი გადასცეს ნახშირბადატომს. იონების მონაწილეობით მიმდინარე რეაქციებს იონური რეაქციები ეწოდება. ამის 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 ნახშირბადატომს. **ნაწილაკს, რომელიც ელექტრონულ წყვილს ნახშირბადის ატომს აწვდის, ატომბირთვის მოყვარული, ანუ ნუკლეოფილური ნაწილაკი ეწოდება, ხოლო რეაქციას – ნუკლეოფილური. ნუკლეოფილური რეაქცია აღინიშნება N ინდექსით.**

ძლიერი ელექტროფილური ნაწილაკებია: კატიონები (H^+, NH_4^+) შედარებით სუსტი – მოლეკულების, 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 შემავალ ნახშირბადატომს უზიარებს. ასეთი რეაგენტებია: 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.

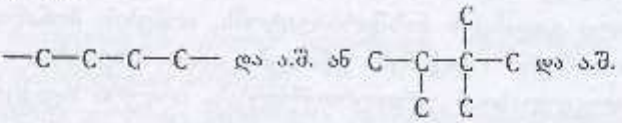
3.1.4 ორგანულ ნივთიერებათა კლასიფიკაცია

ორგანულ ნივთიერებათა რიცხვი ამჟამად 20 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.

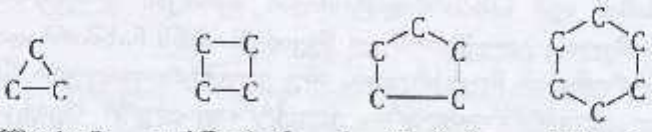
ორგანული ნივთიერების მოლეკულაში შემავალი ნახშირბადის ატომები

ერთმანეთთან დაკავშირების შედეგად წარმოქმნის ჯაჭვს. ნახშირბადატომების ჯაჭვის აღნაგობის მიხედვით ორგანული ნივთიერებები იყოფა ღიაჯაჭვიან ანუ აციკლურ, ციკლურ და ჰეტეროციკლურ ნაერთებად.

1) **აციკლური** ეწოდება ნაერთს, რომლის მოლეკულაში ნახშირბადატომები ერთმანეთთან დაკავშირებულია წრფივი ან დატოტვილი, მაგრამ ღია ჯაჭვის სახით; მაგალითად:

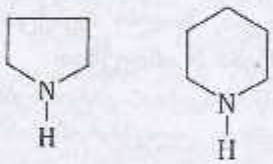


2) **ციკლური** ეწოდება ისეთ ნაერთს, რომლის მოლეკულაში ნახშირბადატომებისაგან წარმოქმნილი ჯაჭვი შეკრულია სხვადასხვა ზომის ციკლის სახით; მაგალითად:



სამწევრიანი ოთხწევრიანი ხუთწევრიანი ექვსწევრიანი და სხვ.

3) **ჰეტეროციკლური** ნაეროის ციკლის შედგენილობაში შედის სხვა (ჰეტერო) ელემენტის (ჟანგბადის, გოგირდის, აზოტის და სხვ.) ატომებიც. მაგალითად:



და სხვ.

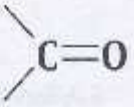
ყოველი ჯგუფის ნაერთები ფუნქციური ჯგუფის მიხედვით იყოფა კლასებად. ფუნქციური ჯგუფი ეწოდება ატომს ან ატომთა ჯგუფს, რომელიც ნაერთის ფუნქციას ანუ ქიმიურ თვისებებს განსაზღვრავს. ორგანული ნივთიერებების უმარტივესი კლასი არის ნახშირწყალბადები — ნახშირბადისა და წყალბადის ნაერთები. თუ ნახშირწყალბადებში წყალბადს ჩავანაცვლებთ სხვა ატომით ან ატომთა ჯგუფით, მივიღებთ ორგანულ ნივთიერებათა შემდეგ კლასებს:

1) ჰალოგენნაწარმები, რომლებშიც ნახშირწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებულია **ჰალოგენის** ატომი.
მათი ზოგადი ფორმულაა:
R–Hal (Hal = F, Cl, Br ან I).

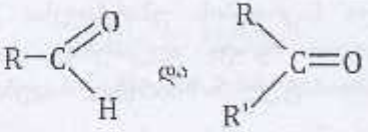
2) სპირტები, რომლებშიც ნახშირწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებულია **ჰიდროქსილის ჯგუფი: —OH**

მათი ზოგადი ფორმულაა: **R–OH**

3) ალდეჰიდები და კეტონები, რომლებშიც ნახშირწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებულია **კარბონილის ჯგუფი:**

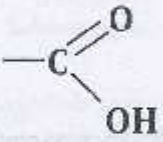


მათი ზოგადი ფორმულებია:

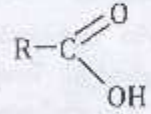


და

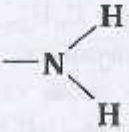
4) მჟავები, რომლებშიც ნახშირბადწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებულია **კარბოქსილის ჯგუფი:**



მათი ზოგადი ფორმულაა:



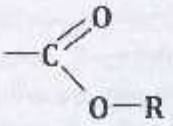
5) ამინები, რომლებშიც ნახშირწყალბადების რადიკალთან დაკავშირებულია **ამინოჯგუფი:**



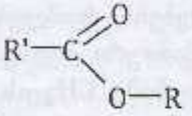
მათი ზოგადი ფორმულაა: $R-NH_2$.

6) მარტივი ეთერები, რომლებშიც ნახშირწყალბადის რადიკალები დაკავშირებულია ჟანგბადით, ზოგადი ფორმულაა: **R–O–R**

7) ესტერები, რომლებშიც ნახშირწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებულია **ესტერული ჯგუფი:**



მათი ზოგადი ფორმულაა:



3.2 ნახშირწყალბადები

ნახშირწყალბადის მოლეკულა შედგება ნახშირბადისა და წყალბადის ატომებისაგან. იგი ორგანული ნაერთების უმარტივესი კლასია. ნახშირწყალბადები შედგენილობის მიხედვით იყოფა ალკანებად, ალკენებად, ალკინებად, ალკადიენებად, ციკლურ და არომატულ ნახშირწყალბადებად.

3.2.1 ალკანები

ჰომოლოგიური რიგი. იზომერია და ნომენკლატურა

ალკანები ეწოდება აციკლური აღნაგობის ისეთ ნახშირწყალბადებს, რომელთა მოლეკულაში ნახშირბადატომებს შორის ბმა მარტივია (σ-ბმა), 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
$C_{10}H_{22}$ – დეკანი და ა.შ.

ყოველი მომდევნო ნივთიერების ფორმულა წინასაგან განსხვავდება CH_2-ის ჯგუფით. **ორგანულ ნივთიერებებს, რომლებსაც ერთნაირი ზოგადი ფორმულა, ანალოგიური აღნაგობა და ქიმიური თვისებები აქვს, მაგრამ ერთმანეთისაგან განსხვავდება ერთი ან რამდენიმე CH_2-ის ჯგუფით, ჰომოლოგები ეწოდება, CH_2-ჯგუფს კი — ჰომოლოგიური სხვაობა.** ნახშირბადატომთა ზრდის მიხედვით დალაგებული ჰომოლოგება ქმნის ჰომოლოგიურ რიგს. პირველი წევრის მიხედვით ალკანების მეთანის ჰომოლოგიურ რიგსაც უწოდებენ.

ჰომოლოგიურ რიგს ისეთივე მნიშვნელობა აქვს ორგანულ ქიმიაში, როგორიც 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 წარმოიდგება შესაბამისი ალკანის სახელწოდებისაგან – „ანი“ სუფიქსის შეცვლით „ილი“-ით, მაგალითად:

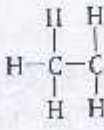
CH_4 – მეთანი	$\dot{C}H_3$ – მეთილი
C_2H_5 – ეთანი	$\dot{C}_2H_5$ – ეთილი
C_3H_8 – პროპანი	$\dot{C}_3H_7$ – პროპილი
C_4H_{10} – ბუტანი	$\dot{C}_4H_9$ – ბუტილი
C_5H_{12} – პენტანი	$\dot{C}_5H_{11}$ – პენტილი ანუ ამილი და ა.შ.

ზოგადად, ალკანის რადიკალს ალკილი ეწოდება. რადიკალი რეალურად არსებული ნაწილაკია, მაგრამ ხარჯოკლე სიცოცხლისუნარიანობით ხასიათდება. იგი არსებობს მხოლოდ 10^{-3} წმ-ის განმავლობაში.

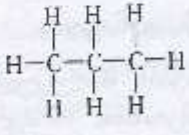
ალკანების სტრუქტურულ ფორმულას ადგენენ ქიმიური აღნაგობის თეორიის დებულებების შესაბამისად. მეთანის სტრუქტურული ფორმულაა:



, ეთანისა:



, პროპანისა:



წრფულებრივ წერენ შეკვეცილ სტრუქტურულ ფორმულას, რომელშიც ნაბშირბადისა და წყალბადის ატომებს შორის ბმა გამოსახული არ არის. შეკვეცილი ფორმულით ეთანის სტრუქტურული ფორმულაა $CH_3–CH_3$, პროპანისა – $CH_3–CH_2–CH_3$. ბუტანი შეიძლება ორი სტრუქტურული ფორმულით ჩაიწეროს:

$$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3 \quad \text{და} \quad \begin{matrix} & & CH_3 \\ & & | \\ CH_3 & – & CH \\ & & | \\ & & CH_3 \end{matrix}$$

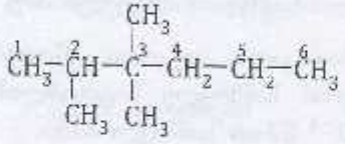
პირველი წრფივი აღნაგობისაა, მეორე კი – განშტოებული.

ორგანულ ნივთიერებებს, რომლებსაც ერთნაირი მოლეკულური, მაგრამ სხვადასხვანაირი სტრუქტურული აღნაგობა აქვს და, აქედან გამომდინარე, სხვადასხვა თვისებით ხასიათდება, იზომერები ეწოდება. წრფივი აღნაგობის იზომერს უწოდებენ ნორმალურ წევრს, ხოლო განშტოებული აღნაგობისას – იზო-წევრს. ნახშირბადატომთა რაოდენობის ზრდის მიხედვით იზომერების რაოდენობაც იზრდება. მაგალითად: დეკანს ($C_{10}H_{22}$) აქვს 75 იზომერი, ხოლო დოდეკანს ($C_{12}H_{26}$) – 355. აქედან ნორმალური აღნაგობისაა ერთი, დანარჩენი კი განშტოებულია.

განშტოებული აღნაგობის ალკანების სახელწოდება იწერება ოქორიული და გამოყენებითი ქიმიის საერთაშორისო კავშირის – IUPAC-ის მიერ დადგენილი წესების მიხედვით[1]. IUPAC-ის თანახმად იზო-წევრებს კი იხსენიებენ, როგორც ნორმალური წევრების ნაწარმებს, სადაც წყალბადატომები ჩანაცვლებულია სხვადასხვა რადიკალით. განშტოებული ალკანების დასახელებისათვის საჭიროა: 1) ჯერ შევარჩიოთ ძირითადი ჯაჭვი. ძირითადია ის ჯაჭვი, რომელიც ყველაზე

[1] უფრო დაწვრილებით იხ. დამატებაში.

მეტ ნახშირბადატომს შეიცავს; 2) შემდეგ ძირითადი ჯაჭვი დაინომრება არაბული ციფრებით (ლოკანტებით). დანომვრას ვიწყებთ იმ ბოლოდან, რომელთანაც უფრო ახლოა განშტოება; 3) დაასახელებენ იმ ლოკანტებს, სადაც განშტოებაა და ასახელებენ ჩანაცვლებულ რადიკალებს; 4) ბოლოს დაასახელებენ ძირითად ჯაჭვში შემავალ ნახშირწყალბადს. მაგალითად:

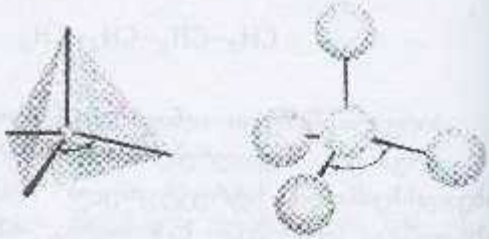


2-მეთილ-3,3-დიმეთილჰექსანი ანუ 2,3,3-ტრიმეთილჰექსანი.

ალკანების აღნაგობა

ალკანების მოლეკულაში ნახშირბადატომის ჩვალენტო 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 წყალბადის 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.

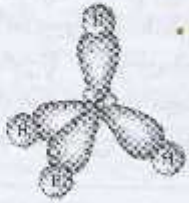


sp^3–sp^3

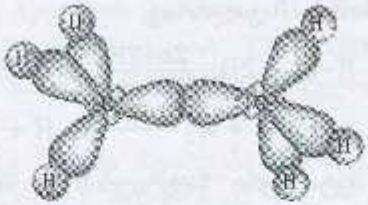


sp^3–s

გრაფიკულად მეთანის მოლეკულა გამოისახება ასე:

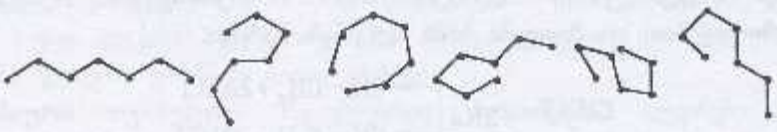


ეთანისა – ასე:



sp^3-ჰიბრიდიზაციაში ნახშირბადის ატომს ახასიათებს შემდეგი ნიშნები: 1) ტეტრაედრული აღნაგობა; 2) სავალენტო ბმებს შორის კუთხე, ანუ ვალენტური კუთხე – 109.5°; 3) C–C-ბმის სიგრძე – 0.154 ნმ; 4) (C–H)-ბმის სიგრძე – 0.110 ნმ.

ნახშირბადატომებს შორის ბმა ღერძითი სიმეტრიისაა, ამის გამო ერთმაგი ბმით დაკავშირებული ნახშირბადის ატომები ღერძითი ორბიტალის გარშემო თავისუფლად ბრუნავს. ამიტომ ალკანის მოლეკულა სივრცეში ღებულობს სხვადასხვა გეომეტრიულ ფორმას. მაგალითად: ჰეპტანის მოლეკულა (C–C)-ბმის გარშემო ნახშირბადატომების თავისუფალი ბრუნვის შედეგად ღებულობს შემდეგ გეომეტრიულ ფორმებს:



ეს გეომეტრიული ფორმები ძალიან სწრაფად (10^9 ბრუნვა წამში) ურთიერთგარდაიქმნება 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 აღნაგობის ჯაჭვი აქვს, რადგან ნახშირბადატომები 109.5°-იანი კუთხით უკავშირდება ერთმანეთს, მაგრამ, ჩვეულებრივ, სტრუქტურას გამოსახავენ წრფივად:

$$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$$

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) ჰალოგენნაწარმების აღდგენით. აღდგენას ახდენენ ან ატომური წყალბადით

(ატომურია წყალბადი გამოყოფის მომენტში) ან მოლეკულურით, კატალიზატორების თანაობისას. მაგალითად:

$$R{-}Cl + 2H \xrightarrow{Zn+2HCl} R{-}H + HCl$$

$$R{-}Cl + H_2 \xrightarrow{Pt} R{-}H + HCl$$

2) ჰალოგენნაწარმზე მეტალური ნატრიუმის მოქმედებით. ნატრიუმი ჰალოგენნაწარმიდან მოხლეჩს ჰალოგენს, დარჩენილი ორი რადიკალი კი ერთმანეთს უკავშირდება და მიიღება ალკანის მოლეკულა:

$$\begin{matrix} R{-}Cl + Na \\ R{-}Cl + Na \end{matrix} \longrightarrow 2NaCl + R{-}R$$

ამ რეაქციას ვიურცის რეაქცია ეწოდება და გამოყენებულია მხოლოდ ლუწი ნახშირბადატომის შემცველი ალკანების მისაღებად:

$$\begin{matrix} CH_3{-}Cl + Na \\ CH_3{-}Cl + Na \end{matrix} \longrightarrow 2NaCl + CH_3{-}CH_3$$

კენტი ნახშირბადატომის შემცველი ალკანის მისაღებად უნდა ავიღოთ სხვადასხვა შედგენილობის ჰალოგენნაწარმი. ამ შემთხვევაში რეაქცია მიდის სამი მიმართულებით და მიიღება სამი ალკანის ნარევი:

$$\begin{matrix} CH_3Cl \\ C_2H_5Cl \end{matrix} \xrightarrow{+2Na} \begin{matrix} \rightarrow CH_3{-}CH_3 + 2NaCl \\ \rightarrow CH_3{-}C_2H_5 + 2NaCl \\ \rightarrow C_2H_5{-}C_2H_5 + 2NaCl \end{matrix}$$

ნარევის დაყოფა ცალკეულ კომპონენტებად ძალიან ძნელია.

3) ალკანების მიღება შესაძლებელია ქვანახშირის კუპრის (ფისის), გუდრონის და ქვანახშირის ჰიდრირებით მაღალი ტემპერატურის (300-500°C) და მაღალი წნევის (10-20 მგპა) პირობებში კატალიზატორების WS_2 და MoS_2 თანაობისას (ფ. ბერგიუსის რეაქცია):

$$\left.\begin{matrix} \text{ქვანახშირის კუპრი} \\ \text{გუდრონი} \\ \text{ქვანახშირი} \end{matrix}\right] + H_2 \xrightarrow{WS_2,\ MoS_2} \text{ალკანების თხევადი ნარევი}$$

4) ნახშირბადის მონოოქსიდის კატალიზური ჰიდრირებით (ფიშერ-ტროპშის სინთეზი):

$$nCO + (2n+1)H_2 \xrightarrow{Co/MgO/ThO_2/SiO_2} C_nH_{2n+2} + nH_2O$$

ფიშერ-ტროპშის რეაქციას ატარებენ 200°C ტემპერატურისა და ნორმალური წნევის პირობებში. ამრიგად მიღებული პროდუქტი შეიცავს ბენზინს და

ნავთს. სხვა კატალიზატორის და მაღალი წნევის პირობებში წარმოიქმნება ალკენებიც. ფიშერ-ტროპშის მეთოდით გერმანია II მსოფლიო ომის პერიოდში ღებულობდა სინთეზურ საწვავს, რომელიც 72% ბენზინს შეიცავდა. ამჟამად, ფიშერ-ტროპშის მეთოდით სინთეზურ საწვავს ღებულობენ იმ ქვეყნებში, სადაც ქვანახშირის დიდი მარაგია.

5) ლაბორატორიაში მეთანის მიღება შეიძლება ძმარმჟავა ნატრიუმის მარილისა და ნატრიუმის ტუტის ნარევის გაბურებით:

$$CH_3COONa_{(ბ)} + NaOH_{(მყ)} \xrightarrow{t} CH_4 + Na_2CO_3$$

6) მეთანის მიღება შეიძლება აგრეთვე ალუმინის კარბიდზე წყლის მოქმედებით:

$$Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3\downarrow + 3CH_4\uparrow$$

ალკანების თვისებები

ფიზიკური თვისებები. ჰომოლოგიური რიგის პირველი ოთხი წევრი (C_1–C_4) აირია, მომდევნო წევრები (C_5-დან C_{16}-მდე) თხევადი ნივთიერებები, ხოლო მაღალი წევრები (C_{17}-დან) – მყარი ნივთიერებები.

მყარი ნივთიერებები და აირები უსუნოა, თხევად ნივთიერებებს კი აქვს ნავთის სუნი. ალკანის სიმკვრივე (ρ) 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 პარაფინებიც ეწოდება, რაც პასიურს[2] ნიშნავს.

ალკანების პასიურობას განაპირობებს მოლეკულაში ატომებს შორის დამყარებული ბმის ბუნება. პარაფინებში ნახშირბადის ატომი sp^3-ჰიბრიდიზაციაშია. ამ ტიპის ჰიბრიდიზაციაში ნახშირბადის ატომს ახასიათებს ტეტრაედრული აღნაგობა; ვალენტური კუთხე 109.5°-ია, ნახშირბადატომებს შორის σ-ბმის სიგრძე კი – 0.154 ნმ.

C–H-ბმა არაპოლარულია, რადგან ნახშირბადისა და წყალბადის ელექტროუარყოფითობა თითქმის ერთნაირია. ნაჯერი ბმების არსებობის გამო პარაფინებს ახასიათებს ჩანაცვლების რეაქცია. იგი განსაკუთრებით აქტიურად შედის რეაქციაში ჰალოგენებთან და წარმოქმნის ჰალოგენჩანაცვლებულ პროდუქტებს. განვიხილოთ მეთანის ურთიერთქმედება ქლორთან:

$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$$
$$CH_3Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + HCl$$

[2] სიტყვა-სიტყვით პარაფინი ლათინურად მცირედ მონათესავეს (parum – "მცირე", affinis – "მონათესავე") ნიშნავს (რედ.).

$$CH_2Cl_2 + Cl_2 \rightarrow CHCl_3 + HCl$$
$$CHCl_3 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + HCl$$

ეს რეაქცია ბიბნელეში არ ხდება, მაგრამ სინათლეზე მეთანისა და ქლორის ნარევი ფეთქდება და მიიღება ჰალოგენნაწარმების ნარევი ($CH_3Cl, CH_2Cl_2, CHCl_3, CCl_4$). რეაქცია მიმდინარეობს რადიკალური მექანიზმით (S_R). ჯერ ქლორის მოლეკულა სინათლის კვანტის ენერგიის მოქმედებით იხლიჩება რადიკალურად:

$$Cl\text{:}Cl \xrightarrow{h\nu} 2Cl\cdot$$

ქლორის რადიკალი წარმოქმნისთანავე ეჯახება მეთანის მოლეკულას და მოხლეჩს წყალბადის რადიკალს. მეთანის მოლეკულიდან წყალბადის რადიკალის მოხლეჩის შედეგად წარმოიქმნება მეთილის რადიკალი ($\dot{C}H_3$) და HCl-ის მოლეკულა:

$$\dot{C}l + H\text{:}CH_3 \longrightarrow H\text{:}Cl\uparrow + \dot{C}H_3$$

მეთილის რადიკალი რეალურად არსებობს $8 \cdot 10^{-3}$ წმ-ის განმავლობაში. იგი წარმოქმნისთანავე ეჯახება ქლორის მოლეკულას და წარმოქმნის ჰალოგენნაწარმის მოლეკულას და ისევ ქლორის რადიკალს:

$$\dot{C}H_3 + Cl\text{:}Cl \longrightarrow CH_3\text{:}Cl + \dot{C}l$$

ქლორის რადიკალი ახლა ეჯახება ჰალოგენნაწარმის (CH_3Cl) მოლეკულას და ა.შ. ხდება ქლორის თანდათანობითი ჩანაცვლება მეთანის მოლეკულაში:

$$\dot{C}l + CH_3Cl \rightarrow \dot{C}H_2Cl + HCl$$
$$\dot{C}H_2Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + \dot{C}l$$
$$\dot{C}l + CH_2Cl_2 \rightarrow \dot{C}HCl_2 + HCl$$
$$\dot{C}HCl_2 + Cl_2 \rightarrow CHCl_3 + \dot{C}l$$
$$\dot{C}l + CHCl_3 \rightarrow \dot{C}Cl_3 + HCl$$
$$\dot{C}Cl_3 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + \dot{C}l$$

რეაქციის ბოლოს რადიკალები ერთმანეთს ეჯახება – რეკომბინირდება: $\dot{C}l + \dot{C}l \rightarrow Cl_2$ ან $\dot{C}H_3 + \dot{C}l \rightarrow CH_3Cl$ ან $\dot{C}H_3 + \dot{C}H_3 \rightarrow CH_3{-}CH_3$ 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.

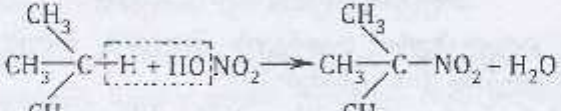
რეაქციებს, რომლებიც მიმდინარეობს სინათლის გავლენით ფოტოქიმიური რეაქციები ეწოდება. რეაქციის ყოველ სტადიაზე რადიკალი და მოლეკულა შედის რეაქციაში და ისევ წარმოიქმნება ახალი რადიკალი და ახალი მოლეკულა. რეაქციას, რომელშიც ყოველ სტადიაზე წარმოიქმნება აქტიური ნაწილაკები, რომლებიც შემდგომ იწვევს ქიმიურ გარდაქმნებს, 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 შეუძლებლია და პრაქტიკულად იოდნაწარმი არ მიიღება (წონასწორობა გადაწეულია მარცხნივ):

$$RH + I_2 \rightleftarrows HI + RI$$

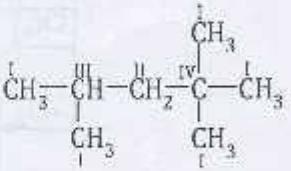
ფტორში კი ალკანები ფეთქდება.

ალკანები მაღალ ტემპერატურაზე (300-400°C) რეაქციაში შედის აზოტმჟავასთან:



იზობუტანი ნიტროიზობუტანი

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 და ა.შ.

მაგალითად, იზოოქტანის 2,2,4-ტრიმეთილპენტანის სტრუქტურაში შემავალ მეთილის რადიკალში $-CH_3$ ნახშირბადი პირველადია, $>CH_2$ -ში მეორეული,

 -ში – მესამეული, -ში – მეოთხეული. მაშასადამე, მეთილის ($-CH_3$) წყალბადები პირველადია, მეთილენის (მეთილიდენის) ($>CH_2$) წყალბადები მეორეული, ხოლო მეთინის (მეთილიდინის)  რადიკალში

კი – მესამეული.

ალკანები იწვის ჰაერზე. ჭარბი ჟანგბადის პირობებში წარმოიქმნება CO_2 და H_2O, ხოლო ჟანგბადის ნაკლებობის შემთხვევაში – CO და H_2O. მაგალითად: მეთანი ჭარბ ჟანგბადში იწვის უფერო ალით და მიიღება CO_2 და წყალი:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + 890 \text{ კჯ/მოლი}$$

ჟანგბადის ნაკლებობის შემთხვევაში კი მეთანი იწვის მწამლი ალით და არასრულად:

$$2CH_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO + 4H_2O$$

პარაფინების გრძელჯაჭვიანი წევრები, როგორც წესი, იწვის მწამლი ალით, რადგან დიდი მასური წილის გამო ნახშირბადი მთლიანად ვერ ასწრებს დაწვას და მისი უმცირესი ნაწილაკები ვარვარდება ალში.

გრძელჯაჭვიანი ალკანები კატალიზატორის თანაობისას ჰაერის ჟანგბადით იჟანგება და ძირითადად წარმოქმნის კარბონმჟავებს:

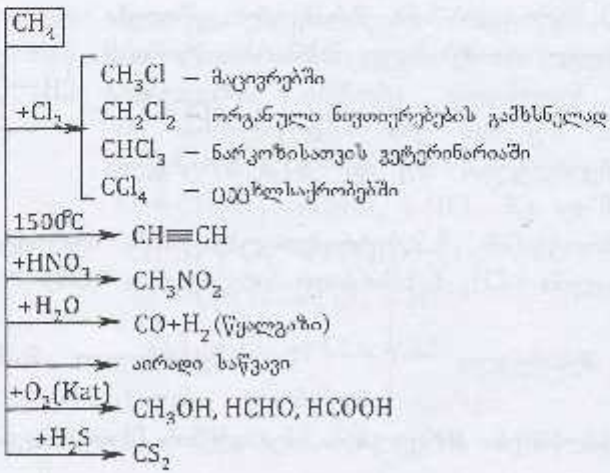
$$CH_3(CH_2)_n{-}CH_2{-}CH_2{-}(CH_2)_n{-}CH_3 + 2.5O_2 \xrightarrow{120^\circ C,\ KMnO_4} [?]$$
$$\rightarrow 2CH_3(CH_2)_nCOOH + H_2O$$

პარაფინების კატალიზური დაჟანგვის შედეგად მიღებულ კარბონმჟავებს იყენებენ საპნის მისაღებად (იხ. ცხიმები).

მეთანს იყენებენ აცეტილენის მისაღებად. ამისათვის მას ახურებენ მაღალ ტემპერატურაზე (1500°C) და შემდეგ სწრაფად აცივებენ:

$$2CH_4 \xrightarrow{1500^\circ C} CH{\equiv}CH + 3H_2$$

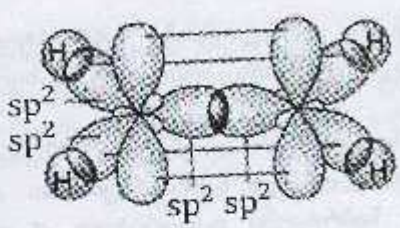
მეთანის გამოყენება მოცემულია შემდეგ სქემაზე

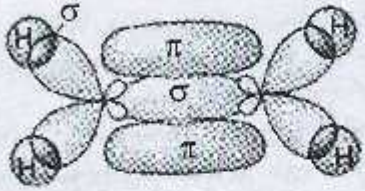


3.2.2 ალკენები

ალკენები ეწოდება უჯერ ნახშირწყალბადებს, რომელთა მოლეკულაში შედის ერთი ორმაგი ბმა და ზოგადი ფორმულაა C_nH_{2n}. ალკენების ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრია ეთილენი ($CH_2=CH_2$).

ეთილენის მოლეკულაში ნახშირბადატომი sp^2-ჰიბრიდიზაციაშია და ბრტყელი აღნაგობა აქვს. ყველა ატომი ერთ სიბრტყეშია მოთავსებული. ვალენტური კუთხეა 120°, ხოლო C=C ბმის სიგრძე – 0.134 ნმ.



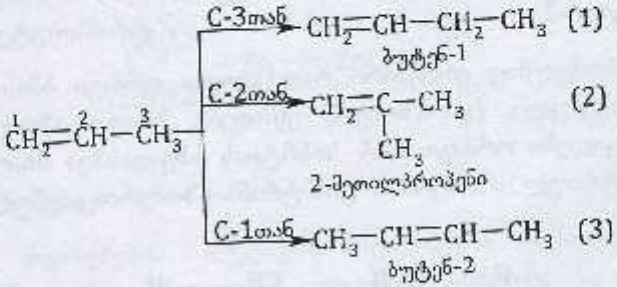


ჰომოლოგიური რიგი. იზომერია და ნომენკლატურა

ეთილენის ჰომოლოგის – პროპილენის – სტრუქტურას შევადგენთ, თუ ეთილენში წყალბადატომს ჩავანაცვლებთ მეთილის რადიკალით:

$$CH_2=CH_2 \rightarrow CH_2-CH-CH_3$$

პროპილენში მეთილის რადიკალის ჩანაცვლების სამი ვარიანტი არსებობს და შესაბამისად მივიღებთ სამი იზომერის სტრუქტურას:

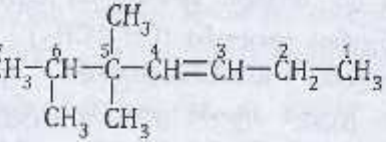


(1) და (2), ასევე (2) და (3) ჯაჭვის იზომერებია, ხოლო (1) და (3) – ორმაგი ბმის მდებარეობის იზომერები.

ალკენების ნომენკლატურა იწარმოება ნომენკლატურის საერთაშორისო წესების ძირითადი:

1) ორმაგი ბმა უნდა შედიოდეს ძირითადი ჯაჭვის შედგენილობაში;
2) დანომვრა 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:

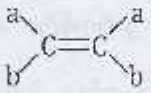


5,5,6-ტრიმეთილჰეპტენ-3

ალკენებს, გარდა ორი სახის (ჯაჭვის და ორმაგი ბმის) სტრუქტურული იზომერიისა, ახასიათებს კიდევ სივრცითი იზომერიის ერთ-ერთი სახეობა – გეომეტრიული იზომერია.

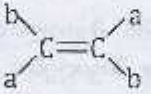
გეომეტრიული იზომერიის მიზეზია სივრცეში რადიკალების სხვადასხვა განლაგება. იგი განპირობებულია მოლეკულაში ორმაგი ბმის არსებობით. ორმაგი ბმა წარმოადგენს ურთიერთმართობულ სიბრტყეში დამყარებულ σ და π-ბმების ერთობლიობას. ორმაგი ბმის არსებობა გამორიცხავს ნახშირბადატომების ბრუნვის შესაძლებლობას. თუ ნახშირბადის ორი დარჩენილი ვალენტობა გაჯერებულია სხვადასხვა რადიკალით (a და b), მაშინ ისინი სივრცეში, ორმაგი ბმის სიბრტყის მიმართ განლაგდებიან ორნაირად:

1) სიბრტყის ერთ მხარეს:



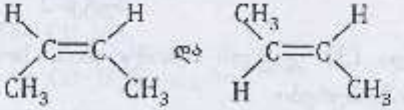
ცის-ბუტენ-2

2) სიბრტყის სხვადასხვა მხარეს:



ტრანს-ბუტენ-2

იზომერს, რომელშიც ერთნაირი რადიკალები ორმაგი ბმის სიბრტყის ერთ მხარესაა განლაგებული, ცის-იზომერი ეწოდება, ხოლო იზომერს, რომელშიც ერთნაირი რადიკალები ორმაგი ბმის სიბრტყის სხვადასხვა მხარეზეა – ტრანს-იზომერი. გეომეტრიულ იზომერიას ცის-ტრანს-იზომერიაც ეწოდება. იგი იწყება ბუტენ-2-დან:



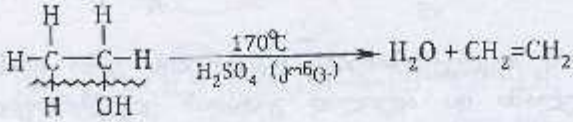
ცის-ბუტენ-2 ტრანს-ბუტენ-2

ალკენების იზომერებს წარმოადგენენ ციკლოალკანები ანუ ციკლოპარაფინები, რომელთა ზოგადი ფორმულა ასევე C_nH_{2n}. (იხ. ქვეთავი 3.2.5).

ალკენების მიღება

ალკანებისაგან განსხვავებით, ალკენები ბუნებაში არ არის და მათ სინთეზურად ღებულობენ.

1) სპირტების შიგამოლეკულური დეჰიდრატაციით:



დეჰიდრატაციას ატარებენ კონცენტრირებული გოგირდმჟავასა და სპირტის ურთიერთქმედებით 170°C ტემპერატურაზე ან 300°C ზე, გახურებულ ალუმინის ოქსიდზე სპირტის ორთქლის გატარებით:

$$CH_3-CH_2OH \xrightarrow{300^\circ C,\ Al_2O_3} CH_2-CH_2+H_2O$$

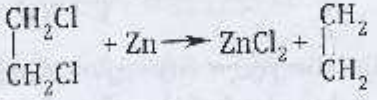
2) ჰალოგენნაწარმების დეჰიდროჰალოგენირებით ფხვიერი კალიუმის ტუტის თანაობისას:

$$CH_3-CH_2Cl \xrightarrow{-HCl,\ KOH(ფხ.)} CH_2=CH_2+H_2O$$

3) ალკანების დეჰიდრირებით (300°C-მდე გახურებულ კატალიზატორზე – Cr_2O_3 – გატარებით):

$$CH_3-CH_3 \xrightarrow{300^\circ C,\ Cr_2O_3} CH_2=CH_2-H_2$$

4) დიჰალოგენნაწარმების დეჰალოგენირებით თუთიის ფხვნილის მეშვეობით:

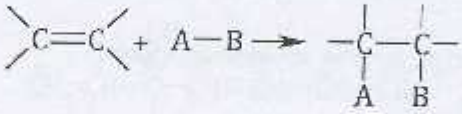


ალკენების თვისებები

ფიზიკური თვისებები. ალკენების ფიზიკური თვისებები ალკანების მსგავსია. C_2-დან C_4-მდე (ჩათვლით) ალკენები აირებია, C_5-დან C_{15}-მდე – სითხეები და C_{16}-დან ზევით – მყარი ნივთიერებები. აირები და მყარი ნივთიერებები უსუნოა, თხევად ნივთიერებებს კი აქვს ნავთის სუნი.

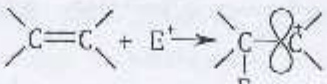
ქიმიური თვისებები. ალკენების ქიმიური თვისებები დამოკიდებულია მოლეკულის ელექტრონულ აღნაგობაზე. ალკენებში ორმაგი ბმა შედგება ერთი σ- და ერთი π-ბმისაგან. π-ბმა σ-ბმასთან შედარებით სუსტია, რადგან p-ორბიტალების გვერდული გადაფარვა შედარებით ნაკლებ ფართობზე ხდება, ვიდრე sp^2-ჰიბრიდული ორბიტალების ღერძული გადაფარვა. გარდა ამისა, π-ბმის ელექტრონები უფრო დაცილებულია ატომბირთვიდან, ვიდრე σ-ბმის

ელექტრონები. ამიტომ π-ბმა ნაკლებად მდგრადია, ადვილად იხლიჩება და ამის გამო ალკენებს ახასიათებს მიერთების რეაქციები:



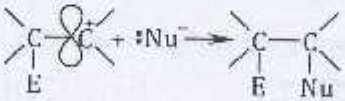
ატომბირთვიდან π-ელექტრონების დაცილების გამო ისინი ნაკლებად შებოჭილია მოლეკულაში და ადვილად გადადის ელექტროფილურ რეაგენტზე. ამიტომ ალკენებს ახასიათებს ელექტროფილური მიერთების რეაქციები (A_E), რომლებიც ორ სტადიად მიმდინარეობს:

I საფეხურზე ხდება ელექტროფილური რეაგენტის (დადებითად დამუხტული ნაწილაკის (E^+)) მიერთება და ორგანული კატიონის ანუ კარბკატიონის წარმოქმნა. კარბკატიონში დადებითად დამუხტულ ნახშირბადის ატომს აქვს თავისუფალი p-ორბიტალი:



კარბკატიონი

II საფეხურზე ნუკლეოფილური რეაგენტის ($:Nu^-$) თავისუფალი ელექტრონული წყვილი ჩაინერგება კარბკატიონის თავისუფალ p-ორბიტალში და დაუკავშირდება მას σ-ბმით:



ალკენებისათვის დამახასიათებელი მიერთების რეაქციებიდან აღსანიშნავია:

1) წყალბადის მიერთება, რასაც ჰიდრირება ეწოდება:

$$CH_2{=}CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3{-}CH_3$$

ჰიდრირება მიმდინარეობს ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე პლატინის კატალიზატორის თანაობისას.

2) ჰალოგენების მიერთება, რასაც ჰალოგენირება ეწოდება:

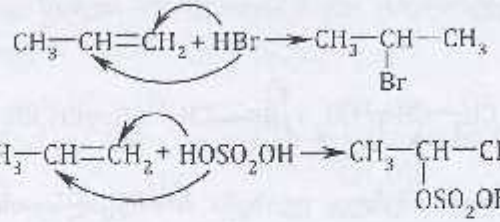
$$CH_2{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br{-}CH_2Br$$

ბრომის მიერთების ეს რეაქცია თვალსაჩინოა, რადგან ბრომის წითელი შეფერილობა უფერულდება, ამიტომ ეგი უკეთი ბმის აღმოსაჩენად გამოიყენება.

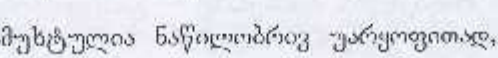
3) ჰალოგენწყალბადის მიერთება, რასაც ჰიდროჰალოგენირება ეწოდება:

$$CH_2{=}CH_2 + HBr \rightarrow CH_2{-}CH_2Br$$

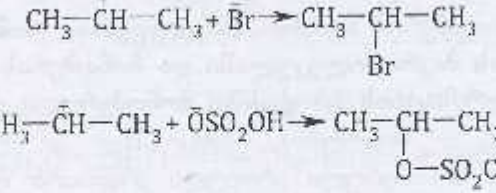
არასიმეტრიული ალნაგობის ალკენებში ჰიდროჰალოგენირება მიმდინარეობს მარკოვნიკოვის წესით: **მჟავების მიერთების დროს წყალბადის კატიონი უპირატესად უერთდება მეტად ჰიდრირებულ ნახშირბადის ატომს.** მაგალითად:



მარკოვნიკოვის წესი ელექტრონული მიერთების მექანიზმით აიხსნება. რადიკალის (+I) ეფექტის გამო σ-ბმის ელექტრონები გადაწეულია CH ჯგუფისაკენ, რაც თავის მხრივ, იწვევს მოძრავი π-ელექტრონების გადაწევას CH_2 ჯგუფისაკენ, ამის გამო პროპილენის მოლეკულაში ელექტრონული სიმკვრივის განაწილება არათანაბარია:



CH_2 ჯგუფი დამუხტულია ნაწილობრივ უარყოფითად, ხოლო CH ჯგუფი – ნაწილობრივ დადებითად. წყალბადის კატიონი, ცხადია, ეკვახება CH_2 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 მიიერთებს მჟავას ანიონს და წარმოქმნის ნეიტრალურ მოლეკულას:



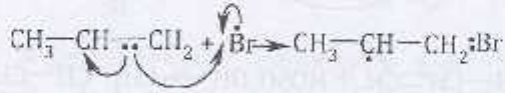
ჰალოგენწყალბადის მიერთება ალკენებთან პეროქსიდების თანაობისას მიმდინარეობს მარკოვნიკოვის წესის საწინააღმდეგოდ:

$$CH_3–CH=CH_2 + HBr \rightarrow CH_3–CH_2–CH_2Br$$

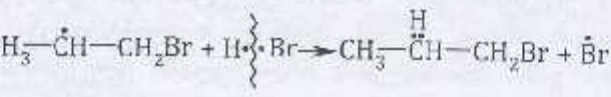
ამ შემთხვევაში HBr-ის მიერთება ხდება რადიკალური მექანიზმით (A_r). პეროქსიდის მიერ გამოყოფილი ატომური ჟანგბადი ჟანგავს ბრომწყალბადის მოლეკულას და გამოყოფს ბრომის რადიკალს:

$$2HBr + [O] \rightarrow H_2O + 2\dot{B}r$$

ახლა ბრომის რადიკალი ეჯახება პროპილენის მოლეკულას და თავის კენტ ელექტრონს უზიარებს π-ბმის ერთ-ერთ ელექტრონს და, სივრცეში უფრო ხელსაყრელი მდებარეობის გამო (სივრცითი ფაქტორი), უკავშირდება განაპირა CH_2 ჯგუფს. π-ელექტრონებს თუ წერტილებით აღვნიშნავთ, რეაქცია ასე ჩაიწერება:



მიღებული რადიკალი შემდეგ ეჯახება ბრომწყალბადის მოლეკულას, მოხდეჩს წყალბადის რადიკალს და წარმოქმნას ჰალოგენისწარმის მოლეკულას და ბრომის რადიკალს:



ეს რეაქცია ჯაჭვური მექანიზმით მიმდინარეობს. რეაქციის რადიკალური მექანიზმის შემთხვევაში ნაკლები მნიშვნელობა აქვს მოლეკულაში ბმების პოლარიზაციას, რადგან რადიკალის თვისებაზე – გააწყვილოს კენტი ელექტრონი, ბმის პოლარიზაცია ნაკლებ გავლენას ახდენს.

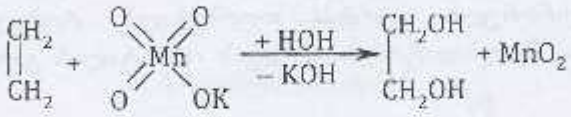
4) **პოლიმერიზაციის რეაქცია**. პოლიმერიზაცია ეწოდება ერთნაირი მოლეკულების შეერთების პროცესს, რომლის შედეგადაც წარმოიქმნება ერთი დიდი, ანუ მაკრომოლეკულა. მაგალითად, ეთილენის პოლიმერიზაციით მიიღება პოლიეთილენი:

$$nCH_2=CH_2 \rightarrow (-CH_2-CH_2-)_n$$

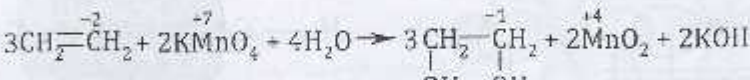
ალებულ უჯერ ნაერთს მონომერი ეწოდება, მიღებულ მაკრომოლეკულების ერთობლიობას – პოლიმერი. **ატომთა დაჯგუფებას, რომელიც მრავალჯერ მეორდება პოლიმერის მაკრომოლეკულაში და მონომერის ერთი მოლეკულიდან მიიღება პოლიმერიზაციის პროცესში, მონომერული ერთეული ეწოდება.** მაგალითად, $CH_2=CH_2$ – მონომერია, $-CH_2-CH_2-$ კი – მონომერული ერთეული. მონომერი და მონომერული ერთეული ერთნაირი შედგენილობისაა, მაგრამ სხვადასხვა ალნაგობა აქვს. მონომერი შეიცავს ორმაგ ბმას, ხოლო მისგან წარმოქმნილი მონომერული ერთეული – არა. **n რიცხვს, რომელიც გვიჩვენებს მონომერული ერთეულების რაოდენობას მაკრომოლეკულაში, პოლიმერიზაციის ხარისხი ეწოდება**. პოლიმერიზაციის ხარისხი მუდმივი სიდიდე არ არის. ამიტომ პოლიმერიზაციის დროს მიიღება მაკრომოლეკულების ნარევი და პოლიმერის მოლური მასა მაკრომოლეკულების საშუალო მოლურ მასას წარმოადგენს. მონომერსა და პოლიმერში ელემენტების მასური წილი ერთნაირია, მაგრამ ისინი განსხვავდება მოლური მასებითა და ქიმიური თვისებებით. პოლიმერიზაციის ხარისხი, ჩვეულებრივ, მერყეობს რამდენიმე ასეულიდან რამ-

დენიძე ათასეულამდე;

5) **დაჟანგვა**. ალკენები კალიუმის პერმანგანატის ნეიტრალური ხსნარით იჟანგება და წარმოქმნის ორატომიან სპირტებს. მაგალითად, ეთილენი $KMnO_4$-ის ხსნარში გატარებით გარდაიქმნება ეთილენგლიკოლად. ამ დროს პერმანგანატის იისფერი ხსნარი უფერულდება:



ეს რეაქცია ჟანგვა-აღდგენის პროცესია:

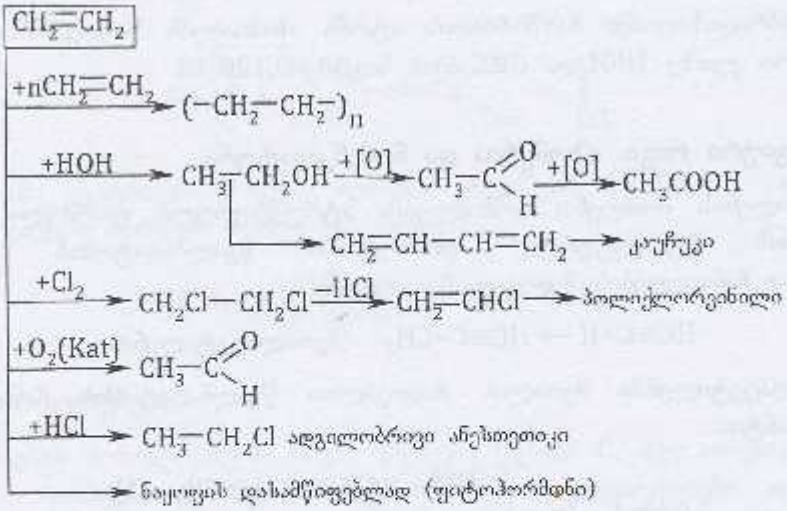


$$6 \mid 3 \mid C^{-2} \xrightarrow{-1\bar{e}} C^{-1} \quad \text{დაჟანგა — აღმდგენია}$$

$$2 \mid 1 \mid Mn^{+7} \xrightarrow{+3\bar{e}} Mn^{+4} \quad \text{აღდგა — მჟანგავია}$$

კალიუმის პერმანგანატის გაუფერულების რეაქციით ხდება უჯერი ბმების აღმოჩენა.

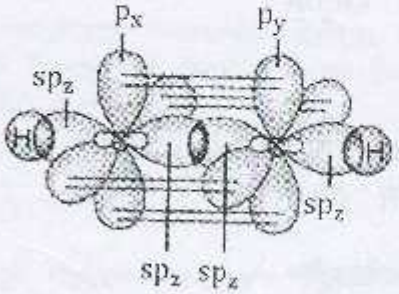
ეთილენის გამოყენება:

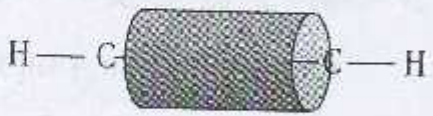


3.2.3 ალკინები

ალკინები ეწოდება უჯერ ნახშირწყალბადებს, რომელთა მოლეკულაში შედის ერთი სამმაგი ბმა. მათი ზოგადი ფორმულაა (C_nH_{2n-2}). ალკინების პირველი წარმომადგენელია აცეტილენი: CH≡CH.

აცეტილენის მოლეკულაში არსებული ორი π-ბმა გაერთიანების შედეგად წარმოქმნის ცილინდრული ფორმის π-ორბიტალს, რომელშიც გაჯვეულია 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:



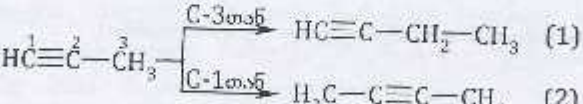
sp-ჰიბრიდიზაციაში ნახშირბადის ატომს ახასიათებს ხაზოვანი აღნაგობა, ვალენტური კუთხე 180° და C≡C-ბმის სიგრძე 0.120 ნმ.

ჰომოლოგიური რიგი. იზომერია და ნომენკლატურა

აცეტილენის მომდევნო ჰომოლოგის სტრუქტურული ფორმულა მიიღება აცეტილენის სტრუქტურულ ფორმულაში წყალბადატომის მეთილის რადიკალით ჩანაცვლების შედეგად, მაგალითად:

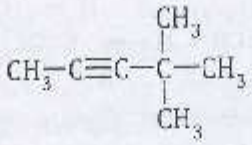
$$HC{\equiv}C{-}H \longrightarrow HC{\equiv}C{-}CH_3 \quad \text{(მეთილაცეტილენი)}$$

მეთილაცეტილენში მეთილის რადიკალით წყალბადატომის ჩანაცვლების ორი ვარიანტია:



(1) და (2) იზომერი ქრომანეთისაგან განსხვავდება სამმაგი ბმის მდებარეობით, მაშასადამე, ისინი მდებარეობის იზომერებია. ალკინებს, ცხადია,

ჯაჭვის იზომერიც აქვს. რაც შეეხება გეომეტრიულ იზომერს, იგი გამორიცხულია ალკინების წრფივი აღნაგობის გამო. ალკინებს ქიმიკოსები ალკანების და ალკენების ანალოგიურად დაბოლოება „ინ"-ის დამატებით. მაგალითად:

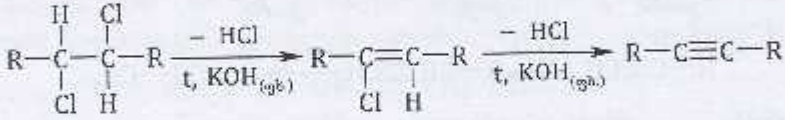


4,4-დიმეთილპენტინ-2

ალკინების მიღების ხერხები

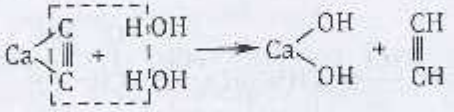
ალკინები ბუნებაში გავრცელებული არ არის და მათ სინთეზურად ღებულობენ. სინთეზური მეთოდებიდან საყურადღებოა:

1) ალკინების სინთეზი დიჰალოგენწარმებზე ფხვიერი კალიუმის ტუტის მოქმედებით:



ჯერ ბდება ერთი მოლი ქლორწყალბადის მოხლეჩა და შემდეგ – მეორის.

2) აცეტილენი ლაბორატორიაში მიიღება კალციუმის კარბიდზე წყლის მოქმედებით:



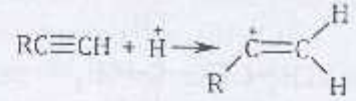
3) ტექნიკაში აცეტილენი მიიღება მეთანის კრეკინგით 1500°C-ზე გახურებით და სარეაქციო ნარევის სწრაფი გაცივებით:

ალკინების თვისებები

ალკინების ჰომოლოგიური რიგის წევრები C_2-დან C_4-მდე აირებია, C_5-დან C_{16}-მდე – სითხეები და C_{17}-დან ზევით – მყარი ნივთიერებები. აირებს და მყარ ნივთიერებებს სუნი არა აქვს, სითხეებს კი ნავთის სპეციფიკური სუნი აქვს.

ალკინების ქიმიური თვისებები განპირობებულია სამმაგი ბმის ბუნებით. ორი π-ბმის არსებობის გამო ალკინებს ახასიათებს მიერთების რეაქციები, მაგრამ ალკენებთან შედარებით ნაკლებად რეაქციისუნარიანია. ალკინების პა-

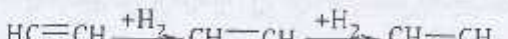
სიურობა მიერთების რეაქციაში გამოწვეულია A_E რეაქციის პირველ საფეხურზე წარმოქმნილი უჯერი კარბკატიონის ნაკლები მდგრადობით ნაჯერ კარბკატიონთან შედარებით:



უჯერი კარბკატიონის წარმოქმნის ენერგია უფრო მეტია, ვიდრე ნაჯერი კარბკატიონისა ($RCH-CH_3$). მისი წარმოქმნის მაღალი ენერგეტიკული ბარიერის გამო კი რეაქცია უფრო ნელა მიმდინარეობს.

ელექტროფილური მიერთების რეაქციები (A_E) ალკინებთან ორ სტადიად მიმდინარეობს. ჯერ იხლიჩება ერთი π-ბმა და შემდეგ – მეორე. ალკინები ურთიერთობენ:

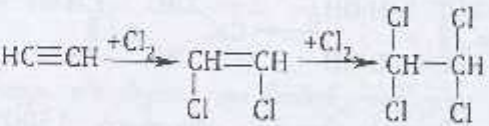
1) წყალბადს:



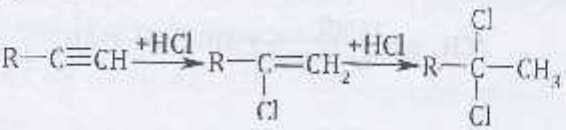


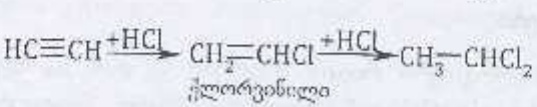
2) ჰალოგენებს:





3) ჰალოგენწყალბადებს:[3]





4) წყალს (ეს რეაქცია შეისწავლა ა. კუჩეროვმა და მისი სახელწოდებით არის ცნობილი). რეაქცია მიმდინარეობს $HgSO_4$-ის თანაობისას:

---

[3] პირველ სტადიაზე მიერთება მარკოვნიკოვის წესით მიმდინარეობს, მეორეზე კი ვითვალისწინებთ მეზომერულ ეფექტს.

$$HC{\equiv}CH + H{-}OH \xrightarrow[90^\circ,\ 40\%\ H_2SO_4]{HgSO_4} [CH_2{=}CH{-}OH]$$

ვინილის სპირტი

მიიღება ვინილის სპირტი ($CH_2{=}CH-$ რადიკალის ვინილი ეწოდება), რომელიც არის უჯერი სპირტი ანუ ენოლი. ენოლი არ არის მდგრადი ნაერთი. π-ბმის გამოყენებით O–H ბმის პოლარიზაცია ისე იზრდება, რომ წყალბადი წყდება კატიონის სახით და წარმოიქმნება ანიონი $CH_2{=}CH{-}O^-$. ანიონის უარყოფითი მუხტი π-ელექტრონებთან შეულღლების გამო გადადის მეზობელ ნახშირბადატომთან და არსებობს ორი სტრუქტურის სახით:

$$\overset{\curvearrowleft}{CH_2}{=}\overset{\curvearrowleft}{CH}{-}\overset{\curvearrowleft}{O^-} \rightleftharpoons \overset{\curvearrowleft}{CH_2}{-}\overset{\curvearrowleft}{CH}{=}\overset{\curvearrowleft}{O}$$

I II

თუ წყალბადის კატიონი დაუკავშირდა I ანიონს, ისევ ენოლი წარმოიქმნება ($CH_2{=}CH{-}OH$), თუ დაუკავშირდა II ანიონს, მაშინ – ალდეჰიდი ($CH_3{-}CH{=}O$). ეს ორი ნაერთი ერთმანეთის იზომერია და ურთიერთგარდაიქმნება. მაშასადამე, მათ შორის მყარდება დინამიკური წონასწორობა. პირველი სტრუქტურა წარმოადგენს ენოლური ფორმას, მეორე – ალდეჰიდურს:

$$CH_2{=}CH{-}OH \rightleftharpoons CH_3{-}CH{=}O$$

ენოლური ფორმა ალდეჰიდური ფორმა

ალდეჰიდური ფორმა უფრო მდგრადია, ვიდრე ენოლური, რადგან ენოლურ ფორმაში ჟანგბადთან დაკავშირებული წყალბადი უფრო აქტიურია, ვიდრე ალდეჰიდურ ფორმაში ნახშირბადთან დაკავშირებული წყალბადი. ამის გამო წონასწორობა გადახრილია ალდეჰიდური ფორმისაკენ.

იმგვარ სტრუქტურულ იზომერებს, რომლებიც წყალბადატომის მდებარეობით განსხვავდება და დინამიკურ წონასწორობაში იმყოფება, ტაუტომერები ეწოდება, ხოლო მოვლენას – ტაუტომერია; ტაუტომერიის აღნიშნულ სახეობას კი – კეტო-ენოლური ტაუტომერია[4].

ამრიგად, აცეტილენის ჰიდრატაციის საბოლოო პროდუქტია ძმრის ალდეჰიდი:

$$HC{\equiv}CH + H_2O \xrightarrow[90^\circ,\ 40\%\ H_2SO_4]{+HgSO_4} [CH_2{=}CH{-}OH] \xrightarrow{\text{იზომერიზაცია}} CH_3{-}CHO$$

5) აცეტილენი ვალენტის(I)-ის ქლორიდისა და ამონიუმის ქლორიდის თანაობისას განიცდის დიმერიზაციას:

$$HC{\equiv}CH + HC{\equiv}CH \xrightarrow{CuCl/NH_4Cl} HC{\equiv}C{-}CH{=}CH_2$$

[4] ალდეჰიდის შემთხვევაში ამ ტიპის ტაუტომერიას ალდო-ენოლურ ტაუტომერიასაც უწოდებენ.

მიღებულ პროდუქტს ვინილაცეტილენი ეწოდება.

ვინილაცეტილენი იგივე კატალიზატორის თანაობისას იერთებს HCl-ს და წარმოქმნის ქლოროპრენს:

$$CH_2=CH-C\equiv CH + HCl \rightarrow CH_2=CH-CCl=CH_2$$

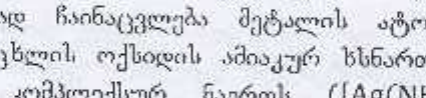
ქლოროპრენის პოლიმერიზაციით მიიღეს პირველი სინთეზური კაუჩუკი – ნეოპრენი (1932 წ. – ამერიკა). ნეოპრენი ტრანს-აღნაგობის პოლიმერია. ბუნებრივი კაუჩუკისაგან განსხვავებით, იგი არ ჯირჯვდება ორგანულ გამხსნელებით, ამიტომ მისგან ამზადებენ ნაყოფბეჭდუქტებისა და ორგანული გამხსნელების გადასაჭერ შლანგებს.

6) აცეტილენი ნიკელორგანული ნაერთების თანაობისას 70°C-ზე განიცდის ტრიმერიზაციას და წარმოქმნის ბენზოლს:

$$3CH\equiv CH \rightarrow C_6H_6$$

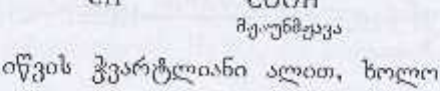
7) მიერთების რეაქციების გარდა, აცეტილენს ახასიათებს ე.წ. აცეტილენური წყალბადის ($\equiv C-H$, ანუ $C_{sp}-H$) ჩანაცვლების რეაქცია.

ნახშირბადატომში sp-ჰიბრიდიზაციაში უფრო ელექტროუარყოფითია (3.3), ვიდრე sp^2 და sp^3-ჰიბრიდიზაციაში (შესაბამისად, 2.5 და 2.75), ამიტომ $C_{sp}-H$ ბმა უფრო პოლარიზებულია, ვიდრე $C_{sp^2}-H$ და $C_{sp^3}-H$. ყველა სხვა ნახშირწყალბადისაგან განსხვავებით აცეტილენური წყალბადატომი მჟავური ბუნებისაა და ადვილად ჩაინაცვლება მეტალის ატომით, მაგალითად: იგი რეაქციაში შედის ვერცხლის ოქსიდის ამიაკურ ხსნართან. ვერცხლის ოქსიდი ამიაკში წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთს ($[Ag(NH_3)_2]^+OH^-$), რომლის შედგენილობაში შედის ვერცხლის კატიონი Ag^+. ვერცხლის კატიონი აცეტილენთან ურთიერთქმედებისას ჩანაცვლება 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:



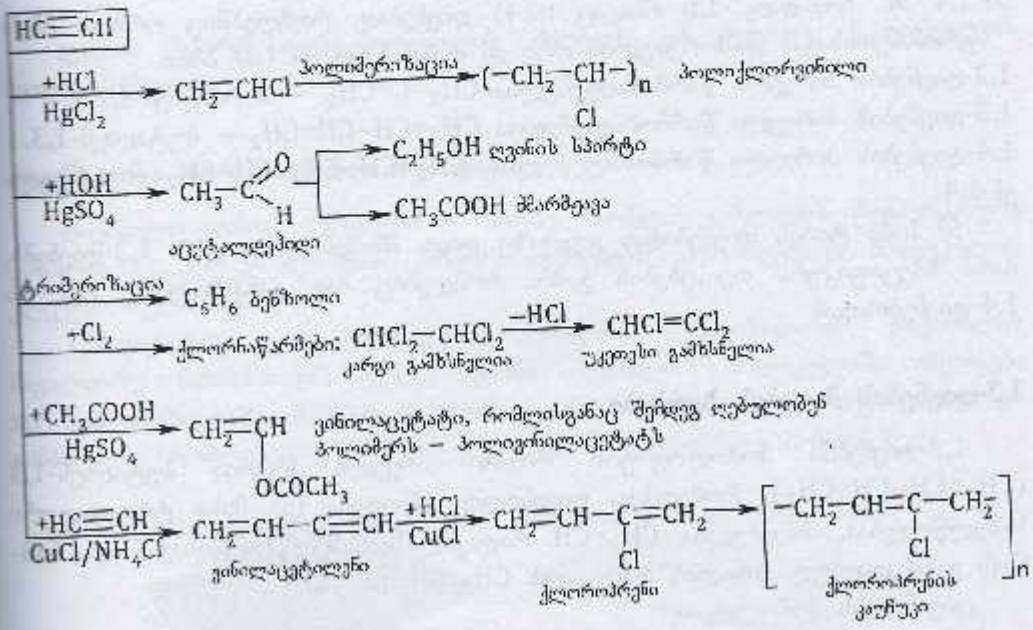
მჟაუნმჟავა

9) აცეტილენი ჰაერზე იწვის ჭვარტლიანი ალით, ხოლო სუფთა ჟანგბადში – უფერო ალით. ალის ტემპერატურა 3000-3500°C-მდე აღწევს, ამიტომ აცეტილენის და ჟანგბადის ნარევი გამოყენებულია ავტოგენური ჭრა-შედუღები-

საოვის:

$$2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$$

აცეტილენის გამოყენება წარმოდგენილია შემდეგ სქემაზე:



3.2.4 ალკადიენები

ალკადიენები ეწოდება ნახშირწყალბადებს, რომელთა მოლეკულაში შედის ორი ორმაგი ბმა. მათი ზოგადი ფორმულაა C_nH_{2n-2}. ასეთივე ზოგადი ფორმულა აქვს ალკინებსაც, ამიტომ ისინი იზომერებს წარმოადგენენ.

ალკადიენების, ანუ დიენების ნომენკლატურა იწარმოება ალკანების სახელწოდებისაგან, სუფიქს „ადიენის“ დამატებით. სუფიქსის შემდეგ იწერება ღოკანტი (რიცხვი, რომელიც უჯერი ბმების ან რადიკალის მდებარეობას გვიჩვენებს მოლეკულაში). მაგალითად:

$\overset{1}{CH_2}-\overset{2}{CH}-\overset{3}{CH}=\overset{4}{CH_2}$ – ბუტადიენ-1,3

$CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2$ – პენტადიენ-1,4

$CH_2=C=CH_2$ – პროპადიენ-1,2;

$CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH=CH_2$ – ჰექსადიენ-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 (σ) ბმით.
3) 1,4 ან, ზოგადად, 1,n (სადაც $n \geq 4$) დიენებად, რომლებშიც ორმაგი ბმები ერთმანეთისაგან დაშორებულია ორი ან მეტი მარტივი (σ) ბმით.

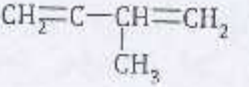
1,2-დიენების პირველი წარმომადგენელია $CH_2=C=CH_2$ – პროპადიენ-1,2.
1,3-დიენების პირველი წარმომადგენელია $CH_2=CH-CH=CH_2$ – ბუტადიენ-1,3.
1,4-დიენების პირველი წარმომადგენელია. $CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2$ – პენტადიენ-1,4.

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 მიღების ხერხები

1,3-დიენების ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრია ბუტადიენ-1,3 ($CH_2=CH-CH=CH_2$), რომელსაც დივინილიც ეწოდება (ეს მისი ტრივიალური სახელწოდებაა, მიღებულია $CH_2=\dot{C}H$ რადიკალის სახელწოდებისაგან და ნიშნავს გაორკეცებულ ვინილის რადიკალს $CH_2=CH:CH=CH_2$).

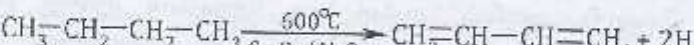
დივინილის ჰომოლოგია

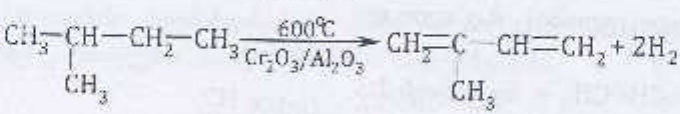


რომელსაც 2-მეთილბუტადიენ-1,3 ანუ იზოპრენი ეწოდება (ტრივიალური სახელწოდება).

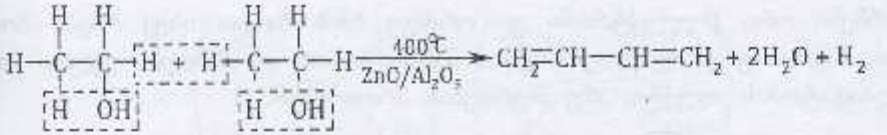
დივინილი და იზოპრენი მრეწველობაში მიიღება:

1) ალკანიდან წყალბადის მოხლეჩით, ანუ დეჰიდრირებით. რეაქციას ატარებენ 600°C-ზე და Cr_2O_3-ის კატალიზატორის თანაობისას:





2) დივინილი მიიღება ღვინის სპირტიდან წყლისა და წყალბადის მოლეკულების მოხლეჩვით – დეჰიდრო-დეჰიდრატაციით. რეაქციას ატარებენ ღვინის სპირტის ორთქლის გატარებით 400°C-მდე გახურებულ კატალიზატორზე – ZnO/Al_2O_3.

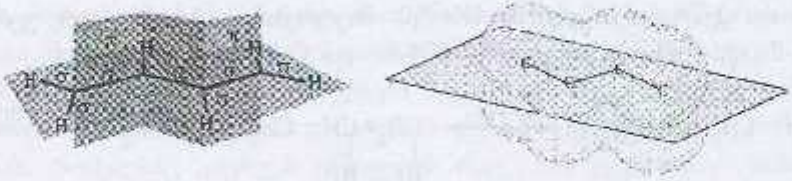


ღვინის სპირტისაგან დივინილის მიღების ამ მეთოდს ს. ლებედევის მეთოდი ეწოდება.

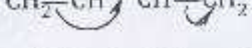
დივინილისა და იზოპრენის თვისებები

დივინილი აირია, იზოპრენი – სითხე, რომლის დუღილის ტემპერატურა დაბალია ($t_{დუღ.} = 34°C$). მათ ქიმიურ თვისებებს განსაზღვრავს მოლეკულის ელექტრონული აღნაგობა.

1,3-დიენების ელექტრონული აღნაგობა გაკვიხილოთ დივინილის მაგალითზე. ნახშირბადის ყველა ატომი დივინილის მოლეკულაში იმყოფება sp^2-ჰიბრიდიზაციაში, მაშასადამე, ოთხივე ნახშირბადის ატომს აქვს თითო p-ორბიტალი, რომლებიც ერთმანეთს გვერდულად გადაფარავს σ-ბმის ზედა

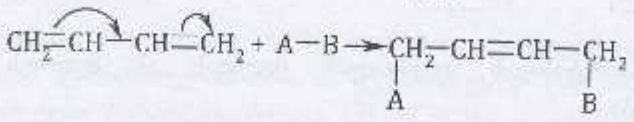


და ქვედა სიბრტყეში. ოთხი p-ორბიტალის გვერდითი გადაფარვით წარმოიქმნება საერთო π-ორბიტალი, რომელიც აერთიანებს ორ π-ბმას და თანაბრად ნაწილდება ნახშირბადის ოთხ ატომს შორის. ამრიგად, დივინილის მოლეკულაში არც ჭეშმარიტად ორმაგი ბმაა და არც ჭეშმარიტად ერთმაგი. ამიტომ დივინილში ($CH_2=CH-CH=CH_2$), C=C ბმის სიგრძე 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 π-ბმების ელექტრონული სიმკვრივის გათანაბრება გამოისახება მოხრილი ისრით. π-ბმების ელექტრონული სიმკვრივის თანაბარ განაწილებას მოლეკულაში შეუღლება ეწოდება:

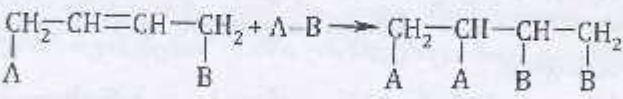


შეუღლების შედეგად C-1 იმუხტება ნაწილობრივ დადებითი მუხტით (δ+), ხოლო C-4 – ნაწილობრივ უარყოფითი მუხტით (δ–). ამის გამო დივინილთან 1 მოლი რეაგენტის მიერთება ძიძდინარეობს კიდურა ნახშირბადატომებთან (C-1 და C-4). ერთი მოლი რეაგენტის მიერთებას ორი p-ელექტრონი სჭირდება,

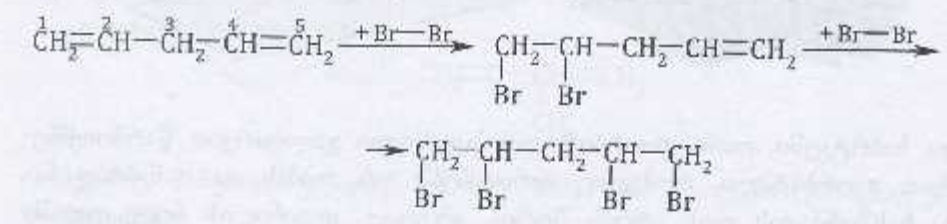
დანარჩენი ორი p-ელექტრონი კი ორმაგი ბმის საჩინო ისევ რჩება მოლეკულაში, მაგრამ გადაადგილდება ერთი ნახშირბადით და მიიღება უჯერი ნახშირწყალბადატომის ადუქტი, ანუ მიერთების პროდუქტი:



რეაქციის მეორე სტადიაზე უჯერი ადუქტი კიდევ იერთებს რეაგენტის ერთ მოლს და მიიღება ნაჯერი ადუქტი. ეს რეაქცია ალკენებთან მიერთების რეაქციის ანალოგიურია:



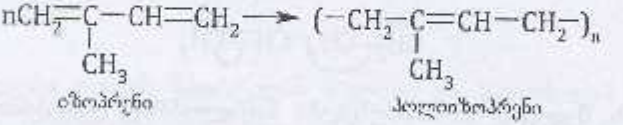
ერთი მოლი რეაგენტის მიერთებას დიენურ ნახშირწყალბადებთან 1,4-მიერთება ეწოდება. 1,4-მიერთების რეაქციები ახასიათებს მხოლოდ შეუღლებულ, ანუ 1,3-ტიპის დიენებს. სხვა შემთხვევაში მიერთების რეაქციები ისევე მიმდინარეობს, როგორც ალკენების შემთხვევაში, ოღონდ – ორ სტადიად. მაგალითად: პენტადიენ-1,4-თან ბრომის მიერთებისას ბრომი ჯერ უერთდება C-1 და C-2 ატომებს, შემდეგ კი – C-4-სა და C-5-ს.



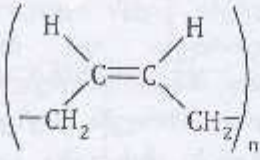
შეუღლებული დიენები ადვილად პოლიმერიზდება. დივინილის პოლიმერიზაციით მიიღება პოლიდივინილი. პოლიმერიზაცია მიმდინარეობს 1,4-მიერთებით:



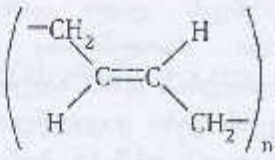
ანალოგიურად პოლიმერიზდება იზოპრენიც:



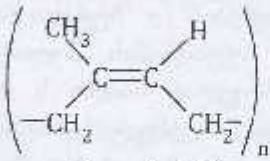
პოლიდივინილი და პოლიიზოპრენი ორმაგი ბმის არსებობის გამო არსებობს ცის-და ტრანს-იზომერების სახით:



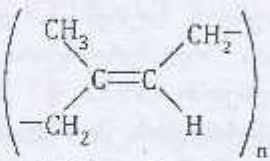
ცის-პოლიდივინილი



ტრანს-პოლიდივინილი



ცის-პოლიიზოპრენი



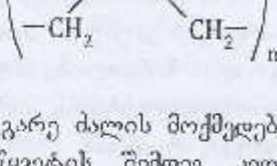
ტრანს-პოლიიზოპრენი

დიენების გამოყენება

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 შედის ბაბუაწვერას, ლელვისა და სხვათა შედგენილობაში, დიდი რაოდენობით კი — მცენარე ჰევეას რძიანაში. ჰევეა ხარობს ბრაზილიაში. აბორიგენები ჰევეას დასერილი ტოტებიდან აგროვებენ რძიანას და შემდეგ შეავას დამატებით ღებულობენ თეთრი ფერის ელასტიკურ მასას, რომელსაც კაუჩუკს უწოდებენ, რაც „ხის ცრემლებს“ ნიშნავს.

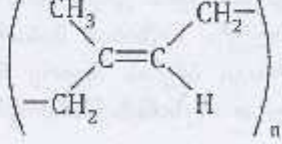
ბუნებრივი კაუჩუკის ანალიზმა შედეგად დადგინდა, რომ იგი შედგება პოლიიზოპრენისაგან, რომელშიც ყოველი მონომერული ერთეული ცის-აღნაგობისაა, ანუ, როგორც იტყვიან, ცის-სტერეორეგულარული აღნაგობისაა:



ცის-კონფიგურაციის გამო მოლეკულა დახვეულია. გარე ძალის მოქმედებით მოლეკულა იჭიმება, ხოლო ძალის მოქმედების შეწყვეტის შემდეგ 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.

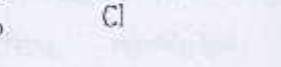
გუტაპერჩი ელასტიკური არ არის, რადგან გამლილი სტრუქტურა აქვს და წარმოადგენს თერმოპლასტიკურ პოლიმერს. იგი გაცხელებით იცვლის ფორმას, რომელსაც გაციების შემდეგაც ინარჩუნებს.



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 ≈13-15 მლნ ტონას. ამის გამო კაუჩუკს სინთეზურად ღებულობენ.

სინთეზურ კაუჩუკს იღებენ 1,3-დიენების – ბუტადიენის, იზოპრენის და მათი ჰომოლოგების პოლიმერიზაციით. ბუტადიენის პოლიმერიზაციით სინთეზური კაუჩუკი რუსეთში (1932 წ.) პირველად მიიღო ს. ლებედევმა ბუტადიენზე მეტალური ნატრიუმის მოქმედებით. მიღებულ სინთეზურ კაუჩუკს ბუნა-კაუჩუკი უწოდეს (ბუტადიენის და ნატრიუმის სახელწოდებისაგან). ბუნა-კაუჩუკი წარმოადგენდა ცის- და ტრანს-იზომერების ნარევს და ამის გამო მისი ელასტიკურობა ბუნებრივ კაუჩუკზე ნაკლები იყო.

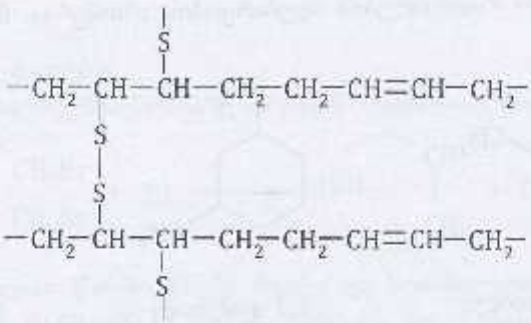
1955 წლიდან დიენების პოლიმერიზაციას ატარებენ სპეციალური კატალიზატორების თანაობისას, რომლებიც ერიმანეთისაგან დამოუკიდებლად აღმოაჩინეს გერმანიაში კ. ციგლერმა, ხოლო იტალიაში – ჯ. ნატამ. ამ კატალიზატორებს ციგლერ-ნატას კატალიზატორები ეწოდება. მათი საშუალებით დიენების პოლიმერიზაციით მიიღება მხოლოდ ცის-სტერეორეგულარული აღნაგობის პოლიმერი, რომელსაც დიდი ელასტიკურობა ახასიათებს. ბუტადიენიდან ციგლერ-ნატას კატალიზატორის საშუალებით მიღებულ პოლიმერს დივინილის კაუჩუკი უწოდეს. თუ იზოპრენის მოლეკულაში წყალბადის რადიკალს (CH_3) შევცვლით ქლორის ატომით, მიიღება ნაერთი, რომელსაც ქლოროპრენი ეწოდება.



ქლოროპრენის პოლიმერიზაციით ღებულობენ ქლოროპრენულ კაუჩუკს, რომელიც ბუნებრივზე უფრო მდგრადია სინათლის, 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. ნედლი კაუჩუკისაგან ამზადებენ რეზინს, რისთვისაც მას აცხელებენ (130-140°C) გოგირდთან ერთად. ამ პროცესს ვულკანიზაცია ეწოდება. ვულკანიზაციის შედეგად კაუჩუკის მაკრომოლეკულები ერთმანეთს უკავშირდება გოგირდის ორი ატომის საშუალებით იქ, სადაც მოხდა π-ბმების გახლეჩა. რეზინის მისაღებად კაუჩუკს უმატებენ 3-5% გოგირდს. ამ პირობებში ორმაგი ბმების მცირე ნაწილი იხლიჩება და უმეტესი ნაწილი რჩება. განვიხილოთ რეზინის წარმოქმნა დივინილის კაუჩუკის მაგალითზე:



ორმაგი ბმების გახლეჩის ადგილას მაკრომოლეკულები ერთმანეთს უკავშირდება გოგირდის ორი ატომით, ე.წ. დისულფიდური ხიდით 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 ხიდით და მიიღება მყარი პოლიმერი, რომელიც აღარ არის ელასტიკური. ამ პოლიმერს ებონიტი ეწოდება.

3.2.5 ციკლოალკანები

ციკლოალკანების ანუ ციკლოპარაფინების ზოგადი ფორმულაა C_nH_{2n}. ციკლის შედგენილობაში არსებულ ნახშირბადატომთა რიცხვის მიხედვით ციკლოალკანები იყოფა:

1) 3 და 4 წევრიან ციკლებად, რომლებსაც მცირე ციკლები ეწოდება.
2) 5–7 წევრიან ციკლებად, რომლებსაც ნორმალური ციკლები ეწოდება.
3) 8–11 წევრიან ციკლებად, რომლებსაც საშუალო ციკლები ეწოდება.
4) 12-ზე მეტწევრიან ციკლებად, რომლებსაც მაკროციკლები ეწოდება.

დაბალი რიგის ციკლებს (7-წევრამდე) გამოსახავენ შესაბამისი გეომეტრული ფიგურებით (სამკუთხედით, ოთხკუთხედით, ხუთკუთხედით და ექვსკუთხედით), მაღალი რიგის ციკლებს კი – წრეწაზით, სადაც ჩაწერილია CH_2-ის რაოდენობის შესაბამისი რიცხვი:

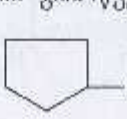
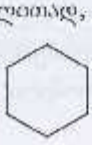


მაგალითად, ციკლოდეკანი ასე ჩაიწერება:

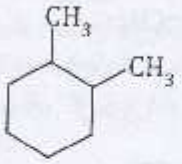


ციკლოალკანებისათვის დამახასიათებელია როგორც სტრუქტურული, ისე სტერეოიზომერია. სტრუქტურული იზომერიიდან გვხვდება:

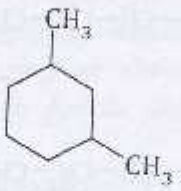
1) ციკლის სიდიდით გამოწვეული იზომერია. მაგალითად,

მეთილ-ციკლოპენტანი  და ციკლოჰექსანი  იზომერებია.

2) ჩანაცვლებული რადიკალების მდებარეობის იზომერია. მაგალითად:



1,2-დიმეთილ-ციკლოჰექსანი

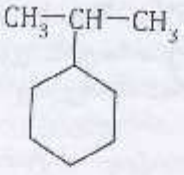


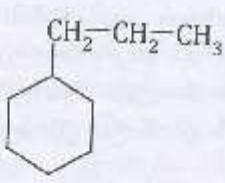
1,3-დიმეთილ-ციკლოჰექსანი



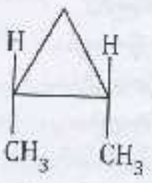
1,4-დიმეთილ-ციკლოჰექსანი

3) ციკლში ჩანაცვლებული რადიკალების ალნაგობით გამოწვეული იზომერია. მაგალითად, პროპილციკლოჰექსანი და იზოპროპილციკლოჰექსანი იზომერებია:

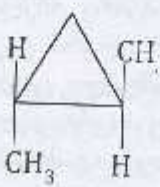




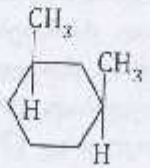
სტერეოიზომერიიდან გვხვდება გეომეტრიული და ოპტიკური იზომერია. ციკლის არსებობა გამორიცხავს ციკლში შემავალი ნახშირბადატომების თავისუფალ ბრუნვას და იმ შეღახვევაში, როცა ორი რადიკალი სხვადასხვა ნახშირბადატომთანაა დაკავშირებული, ციკლოალკანი არსებობს ცის- და ტრანს-იზომერის სახით. მაგალითად:



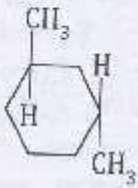
და



,



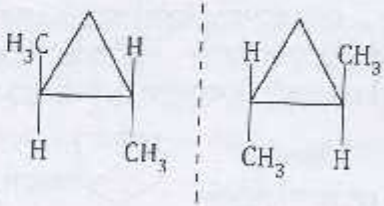
და



ერთ შემთხვევაში მეთილის რადიკალები ციკლის სიბრტყის ერთ მხარეზეა მოთავსებული და ცის-იზომერებს წარმოადგენენ, მეორე შემთხვევაში კი — სხვადასხვა მხარეზეა განლაგებული და ტრანს-იზომერებია.

ოპტიკურ იზომერიას ციკლოალკანებში ადგილი აქვს იმ შემთხვევაში, თუ მოლეკულას არა აქვს სიმეტრიის სიბრტყე.

ცის-იზომერებს სიმეტრიის სიბრტყე გააჩნია და ოპტიკური იზომერია არ აქვს, მაგრამ ტრანს-იზომერებს სიმეტრიის სიბრტყე არ გააჩნია და აქვს ორი ოპტიკური იზომერი. ასე მაგალითად, 1,3-ტრანსდიმეთილციკლოპროპანს აქვს ორი ოპტიკური იზომერი:



მიღების ხერხები

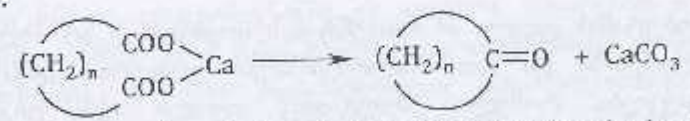
ციკლოალკანები მიიღება:

1) ტერმინალურ დიჰალოგენნაწარმებზე თუთიის ფხვნილის მოქმედებით:

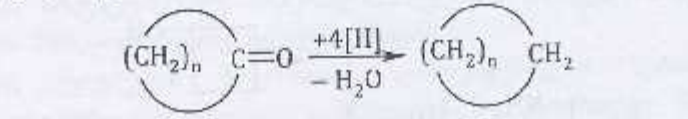


ამ მეთოდით ადვილად წარმოიქმნება მცირე და ნორმალური ციკლები. უფრო მაღალი ციკლების წარმოქმნას კი წინ უსწრებს ალკენების გამოყოფა.

2) ორფუძიანი მჟავების კალციუმის, ან ბარიუმის მარილების პირალიი გამოხდით:

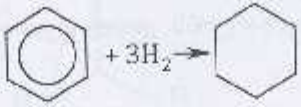


წარმოქმნილი ციკლური კეტონიდან ციკლოალკანის მიღება ხდება ალდგენით. ალდგენას აწარმოებენ იოდწყალბადით. ჯერ მიიღება ციკლური სპირტი და შემდეგ ციკლოალკანი. ზოგადი სახით რეაქცია ასე ჩაიწერება:



ეს მეთოდი გამოსადეგია ნორმალური ციკლების მისაღებად.

3) ციკლოჰექსანის მიღება ადვილად შეიძლება ბენზოლის კატალიზური ჰიდრირებით მაღალი ტემპერატურის პირობებში:

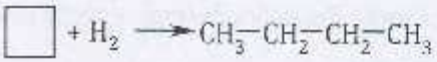


ქიმიური თვისებები

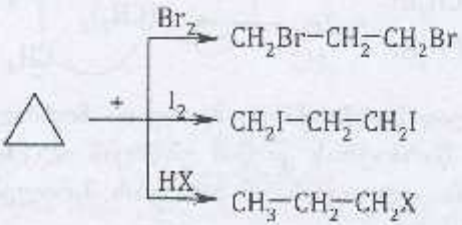
როგორც აღვნიშნეთ, ციკლოალკანების უმრავლესობას ახასიათებს ალკანების დამახასიათებელი ჩანაცვლების რეაქციები, ხოლო ციკლობრომბანსა და ნაწილობრივ ციკლობუტანს – ელექტროფილური მიერთების რეაქციები. ასე მაგალითად, ციკლოპროპანი ნიკელის კატალიზატორის თანდასწრებით 80°C-ზე იერთებს წყალბადს და წარმოქმნის პროპანს:



ციკლობუტანი წყალბადს იერთებს უფრო ძნელად, 120°C-მდე გაცხელების პირობებში:

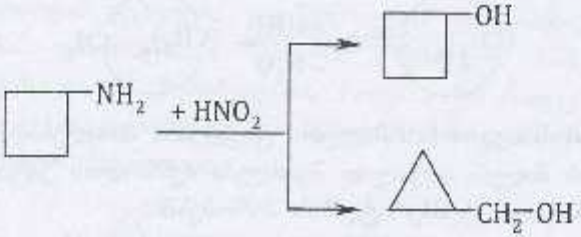


ბრომის, იოდის და ჰალოგენწყალბადის მოქმედებით ციკლოპროპანი იძლევა მიერთების პროდუქტებს:



ხოლო ციკლობუტანის ციკლი ამ რეაგენტების მოქმედებით არ ისლიჩება.

ციკლოალკანებისა და მათი ნაწარმებისთვის ერთ-ერთი დამახასიათებელი თვისებაა რეაქციები, რომელთა შედეგადაც ადგილი აქვს ციკლის ზომის შეცვლას: შემცირებას ან გაზრდას. ციკლის შემცირებით მიმდინარეობს ამინოციკლობუტანზე აზოტოვანი მჟავის მოქმედება. რეაქციის შედეგად ადგილი აქვს როგორც ციკლობუტანოლის, ისე ციკლოპროპილმეთანოლის წარმოქმნას:



ციკლის გადიდებით მიმდინარეობს ეთილციკლობუტანის იზომერიზაცია $AlCl_3$-თან გაცხელებისას:



ალკანების ზოგიერთი წარმომადგენელი, მაგალითად, ციკლოპენტანი და ციკლოჰექსანი შედის სხვადასხვა ნავთობის (მაგალითად, ბაქოს ნავთობის) შედგენილობაში და მათ ნაფთენები ეწოდება. ნავთობში შედის აგრეთვე ციკლოპენტანისა და ციკლოჰექსანის ციკლის შემცველი კარბონმჟავებიც, რომლებსაც ნაფთენის მჟავებს უწოდებენ. ტუტეთი ნავთობის გასუფთავების შედეგად ნაფთენის მჟავები გამოიყოფა ნატრიუმის მარილების სახით, რომელსაც სინთეზურ გამრეცხ ნივთიერებად იყენებენ.

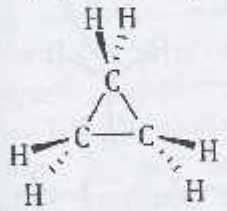
ამრიგად, ალკანების მცირე ციკლების ქიმიური თვისებები განსხვავდება ნორმალური, საშუალო და მაკროციკლების თვისებებისგან. მცირე ციკლები გამოირჩევა არამდგრადობით და C–C ბმის გახლეჩის გამო ახასიათებს

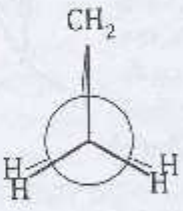
მიერთების რეაქციები. ნორმალური და მაკროციკლები კი გამოირჩევა დიდი მდგრადობით და ახასიათებს ჩანაცვლების რეაქციები.

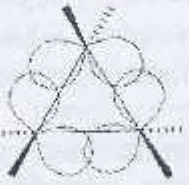
ციკლების დაჭიმულობა

ციკლების მდგრადობის საკითხი პირველად შეისწავლა ბაიერმა (1885 წ) და წამოაყენა ე.წ. ციკლების დაჭიმულობის თეორია. დაჭიმულობის თეორიის თვალსაზრისით ციკლებს ბრტყელი აღნაგობა აქვს და ნახშირბადატომებს შორის არსებული სავალენტო ბმები გადახრილია მათი ნორმალური – ტეტრაედრული მდგომარეობიდან (109.5°). ვალენტური კუთხე ნახშირბადატომებს შორის ყველაზე მეტად გადახრილია ციკლოპროპანში, სადაც სავალენტო ბმებს შორის კუთხე 60°-ია. ციკლობუტანში ეს გადახრა შედარებით მცირეა (90°), ციკლოპენტანში (108°) კი – მინიმალური. ციკლოპენტანიდან დაწყებული ვალენტური კუთხეების გადახრა ტეტრაედრული მდგომარეობიდან ისევ უნდა გაზრდილიყო, რასაც უნდა გამოეწვია სამუალო და მაკროციკლების უმდგრადობა. ფაქტობრივად კი, მაღალი რიგის ციკლები დიდი სტაბილურობით გამოირჩევა, რისი ახსნაც ბაიერის თეორიამ ვერ შეძლო (აღმოჩნდა, რომ ეს ციკლები არაა ბრტყელი, ანუ არაკოპლანარულია). ამრიგად, ბაიერის თეორია სამაროლიანია მხოლოდ მცირე ციკლებისათვის.

საერთოდ, ციკლების მდგრადობა დამოკიდებულია ძირითადად ოთხ ფაქტორზე: კუთხურ ანუ ბაიერის დაჭიმულობაზე, ტორსიულ ანუ პიტცერის დაჭიმულობაზე, ბმების დაჭიმულობაზე და პრელოგის დაჭიმულობაზე.







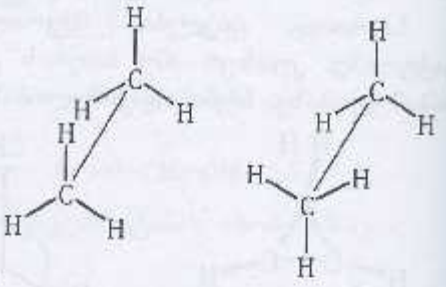
თანამედროვე კვანტურ-მექანიკური წარმოდგენების თანახმად, ბრტყელია მხოლოდ სამწევრიანი ციკლი – ციკლოპროპანი, დანარჩენ ციკლებს კი ბრტყელი აღნაგობა არა აქვს და ბმები ერთმანეთის მიმართ ინარჩუნებს სივრცეში ტეტრაედრულ კუთხეებს. ამრიგად, ციკლოპროპანის უმდგრადობას ხსნიან ციკლის წარმომქმნელი C–C ბმების ნაკლები მდგრადობით. როგორც ცნობილია, ალკანებში ნახშირბადის სავალენტო ელექტრონები იმყოფება sp^3-ჰიბრიდიზაციაში და ამა ნახშირბადატომებს შორის მყარდება ჰიბრიდული ორბიტალების ღერძითი გადაფარვით (sp^3–sp^3 ტიპის გადაფარვა). ალკანებში ჰიბრიდული ორბიტალებს შორის კუთხე 109.5°-ია, რაც ყველაზე უფრო ეფექტურია, ხოლო წარმოქმნილი ბმა ყველაზე მდგრადი. ციკლოპროპანის მოლეკულაში σ-ბმებს შორის კუთხე 109.5° ალარ არის და შეადგენს 60°-ს.

ასეთ პირობებში ორბიტალების გადაფარვა ატომთა დაკავშირების ღერძის განსწვრივ არ ხდება და ბმის ელექტრონული ღრუბელი გამობერილია ციკლის გარეთ.

ორბიტალების ასეთი გადაფარვა ნაკლებად ეფექტურია, ხოლო წარმოქმნილი ბმა — ნაკლებად მდგრადი. ციკლოპროპანში σ-ბმა განსხვავდება ჩვეულებრივი σ-ბმისგან, ხოლო ნახშირბადის ჰიბრიდიზაცია — sp^3-ჰიბრიდიზაციისაგან. σ-ბმას ციკლოპროპანში გარდამავალი ადგილი უკავია ჩვეულებრივ σ-ბმასა და π-ბმას შორის და მას "ბანანური ბმა" ეწოდება. ბანანური ბმის სიგრძე ციკლოპროპანში ჩვეულებრივი σ-ბმის სიგრძეზე უფრო ნაკლებია და 0.151 ნმ-ს შეადგენს.

კონფორმაციული ანალიზის საფუძვლები

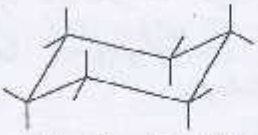
მარტივი ანუ σ-ბმა, როგორც ცნობილია, ცილინდრულია სიმეტრიისაა და მის გარშემო ატომთა ბრუნვას ხელს არ უშლის. ასე მაგალითად, ეთანის მოლეკულაში CH_3–CH_3 ერთი მეთილის ჯგუფი მეორეს მიმართ თავისუფლად ბრუნავს და სივრცეში იძლევა წყალბადატომთა სხვადასხვა განლაგებებს. ატომთა სხვადასხვა განლაგებებს, რომლებიც ერთმანეთში გადადის მარტივი ბმის ღერძის გარშემო შემობრუნების საშუალებით, კონფორმაცია ეწოდება. ეთანის შემთხვევაში შესაძლებელია ძირითადად ორი კონფორმაცია: ერთი, როდესაც წყალბადის ატომები იმყოფება ერთმანეთის გასწვრივ და მეორე, როდესაც ერთ ნახშირბადატომთან დაკავშირებული წყალბადის ატომები განლაგებულია მეორე ნახშირბადატომთან დაკავშირებულ წყალბადის ატომებს შორის.



პირველ კონფორმაციას ეწოდება ჩამოფარებული კონფორმაცია, ხოლო მეორეს — დამუხრუჭებული კონფორმაცია. ჩამოფარებულ კონფორმაციაში სხვადასხვა მეთილის ჯგუფის წყალბადატომები ერთმანეთისგან დაცილებულია მინიმალური მანძილით, ხოლო დამუხრუჭებულ კონფორმაციაში — მაქსიმალური მანძილით. ჩამოფარებული კონფორმაცია წყალბადატომების სიახლოვის გამო ნაკლებად მდგრადია და გადადის დამუხრუჭებულ კონფორმაციაში, სადაც წყალბადატომებს შორის მანძილი მაქსიმალურია, ხოლო ურთიერთგავლენა — მინიმალური. ამ მდგომარეობაში მოლეკულა უფრო სტაბილურია და მარტივი ბმების გარშემო ბრუნვა აქ თითქოს დამუხრუჭებულია. ამ დამუხრუჭებული მდგომარეობიდან რომ გადავიდეს ეთანი ჩამოფარებულ კონფორმაციაში, საჭიროა 13 კჯ/მოლი ენერგიის დახარჯვა. ეს იმდენად მცირე ენერგიაა, რომ ასეთი მცირე ენერგეტიკული ბარიერი არ იძლევა ცალკეული კონფორმაციების გამოყოფის საშუალებას.

იმ ენერგიას, რომელიც საჭიროა მარტივი σ-ბმის გარშემო ატომთა ბრუნვისთვის, ტორსიული ენერგია ეწოდება. (ინგლ. Torsion – გრეჩა). მოლეკულა ცდილობს შეინარჩუნოს უფრო სტაბილური – დამუხრუჭებული კონფორმაცია და ყოველი გადახრა ამ სტაბილური მდგომარეობიდან იწვევს ტორსიულ დაჭიმულობას.

თანამედროვე სტერეოქიმიური წარმოდგენის თანახმად, ციკლობუტანი, ციკლოპენტანი და უფრო მაღალი ციკლები არაკოპლანარულია და სივრცეში ბუტერბროდულ აღნაგობას ინარჩუნებენ. ციკლოჰექსანის ციკლში ბაიერის კუთხური დაჭიმულობა მთლიანად მოხსნილია და სივრცეში ორი კონფორმერის – ე.წ. სავარძლისა და აბაზანის კონფორმერების სახით არსებობს (მორი, 1919 წ.).

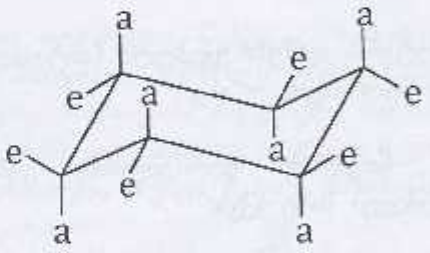


სავარძლის კონფორმაცია



აბაზანის კონფორმაცია

ენერგეტიკული თვალსაზრისით უფრო მდგრადია სავარძლის ფორმა. სავარძლის კონფორმაციაში ციკლოჰექსანის 12 C–H ბმა იყოფა ორ ჯგუფად: აქსიალურ (a) და ეკვატორულ (e) ბმებად.

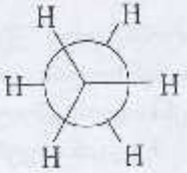


აქსიალური ეწოდება ისეთ ბმებს, რომლებიც სიმეტრიის ღერძის (axis) და ერთმანეთის პარალელურად, ხან ზევით და ხან ქვევით, მორიგეობით არიან განლაგებულნი. ეკვატორული ეწოდება ისეთ ბმებს, რომლებიც სიმეტრიის ღერძის მიმართ 109.5°-ით არიან მიმართული პერიფერიისაკენ.

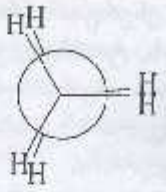
რაც შეეხება მაკროციკლების აღნაგობას, ციკლში ნახშირბადატომთა რიცხვის ზრდასთან ერთად მათი აღნაგობა იღებს ხაზოვან ფორმას და კუთხური, ან ტორსიული დაჭიმულობა მათში აღარ არსებობს.

მოლეკულის კონფორმაციული მდგომარეობის გამოსახვა ყველაზე მოხერხებულია ნიუმენის პროექციული ფორმულების საშუალებით. ნიუმენის პროექციული ფორმულა წარმოადგენს მოლეკულის პროექციას სიბრტყეზე C–C ბმის გასწვრივ. პირველი (ე.წ. ფრონტალური) ნახშირბადის ატომი აღინიშნება სამი ბმის გადაკვეთის წერტილით, ხოლო მეორე (ე.წ. ზურგის) ნახშირბადის ატომი აღინიშნება წრეწირით.

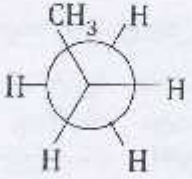
ეთანის დამუხრუჭებული (ტრანსოიდული, ანტი-პლანარული) კონფორმაცია ნიუმანის ფორმულით გამოისახება ასე:



ხოლო ჩამოფარებული (ცისოიდური, სინპლახარული) კონფორმაცია — ასე:

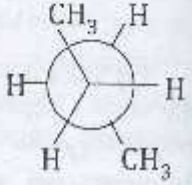


ჩამოფარებულ ფორმაში "უკან" მდგომ ნახშირბადატომთან დაკავშირებულ წყალბადატომებს ეფარება "წინა" ნახშირბადატომთან დაკავშირებული წყალბადის ატომები, ამიტომ ისინი არ ჩანს, მაგრამ ნიუმენის ფორმულაში მათ ოდნავ წაანაცვლებენ გამოჩენის მიზნით.

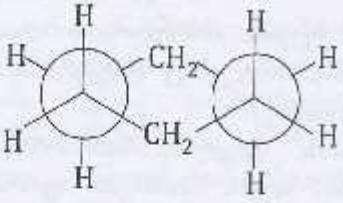


პროპანის ჭადრაკული (დაცერებული, სინ-კლინარული) კონფორმაცია ასე გამოისახება:

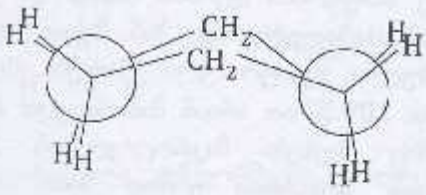
ბუტანის დამუხრუჭებული (ანტი-პლანარული, ტრანსოიდული) კონფორმაცია — ასე:



ნიუმენის ფორმულებით გამოსახულ ციკლოჰექსანის კონფორმაციებს შემდეგი სახე აქვს:



სავარძლის ჭადრაკული კონფორმაცია



აბაზანის ჩამოფარებული კონფორმაცია

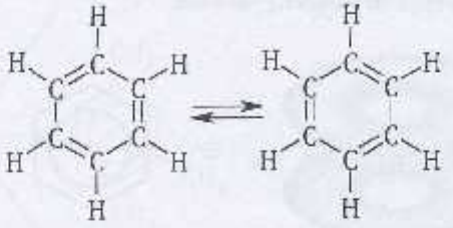
სავარძლის კონფორმაციაში ნახშირბადის და წყალბადის ყველა ატომი ძლვრად კონფორმაციაშია, ხოლო აბაზანის კონფორმაციაში — არაძლვრადში.

3.2.6 არომატული ნახშირწყალბადები

არომატული ეწოდება ისეთ ნახშირწყალბადებს, რომელთა შედგენილობაში შედის ბენზოლის ციკლი, ანუ ბიროვი.

ბენზოლის მოლეკულური ფორმულაა C_6H_6. მისი სტრუქტურული ფორმულა შეადგინა გერმანელმა ქიმიკოსმა ფ. კეკულემ. კეკულეს ძიხედვით ბენ-

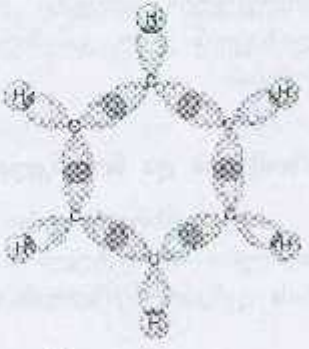
ბოლს ექვსწევრიანი ციკლური აღნაგობა აქვს, რომელშიც სამი ორმაგი და სამი მარტივი ბმაა შეუღლებული. ბენზოლის სტრუქტურა შეიძლება ორი სახით ჩაიწეროს:



სქემატურად ბენზოლის სტრუქტურას წესიერი ექვსკუთხედის სახით წერენ, რომელშიც სამი π-ბმაა შეუღლებულ მდგომარეობაში:

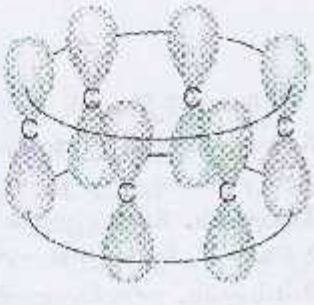


არომატული ნახშირწყალბადების ზოგადი ფორმულაა C_nH_{2n-6}. ზოგადად მათ არენები ეწოდება. კეკულეს ფორმულის მიხედვით, ბენზოლს უნდა ახასიათებდეს უჯერი ბმებისათვის დამახასიათებელი მიერთების რეაქციები, მაგრამ ჭიმიური ოვისებების შესწავლისას აღმოჩნდა, რომ იგი საკმაოდ მდგრადი ნაერთია, რომელსაც ჩანაცვლების რეაქციები ახასიათებს, თუმცა მკაცრ პირობებში (მაღალი წნევა, მაღალი ტემპერატურა და კატალიზატორი) მიერთების რეაქციებშიც მონაწილეობს. იგი იერთებს წყალბადს, ქლორს და სხვ.

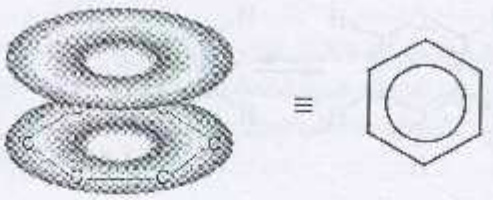


ბენზოლის მდგრადობა მიერთების რეაქციებისადმი და ჩანაცვლების რეაქციებში მონაწილეობა ახსნა ელექტრონული აღნაგობის თეორიით. ბენზოლის მოლეკულაში ნახშირბადის ატომები sp^2-ჰიბრიდიზაციაშია და ამის გამო ბენზოლის მოლეკულა ბრტყელია. ნახშირბადატომებს შორის ბმა მყარდება sp^2-sp^2-ჰიბრიდის ღერძული გადაფარვით.

ყოველ ნახშირბადატომს აქვს არაჰიბრიდული თითო p-ორბიტალი, რომლებიც ერთმანეთს გვერდულად გადაფარავს ციკლის სიბრტყის მართობული სიბრტყის ზედა და ქვედა ნახევარსიბრტყეებში. ექვსი p-ორბიტალის გვერდითი გადაფარვით წარმოიქმნება ერთიანი ციკლური π-ორბიტალი, რომელიც თანაბრად არის განაწილებული ნაბშირბადის 6 ატომს შორის. ამის გამო ციკლში არსებული ყოველი C–C-



ბმის სიგრძე უდრის 0.140 ნმ-ს. მაშასადამე, ბენზოლის მოლეკულა ბრტყელ წესიერ ექვსკუთხედს წარმოადგენს, რომლის სიბრტყის ზევით და ქვევით ციკლური აღნაგობის π-ორბიტალი თანაბრად არის განაწილებული, ანუ დელოკალიზებული ნახშირბადის 6 ატომს შორის.



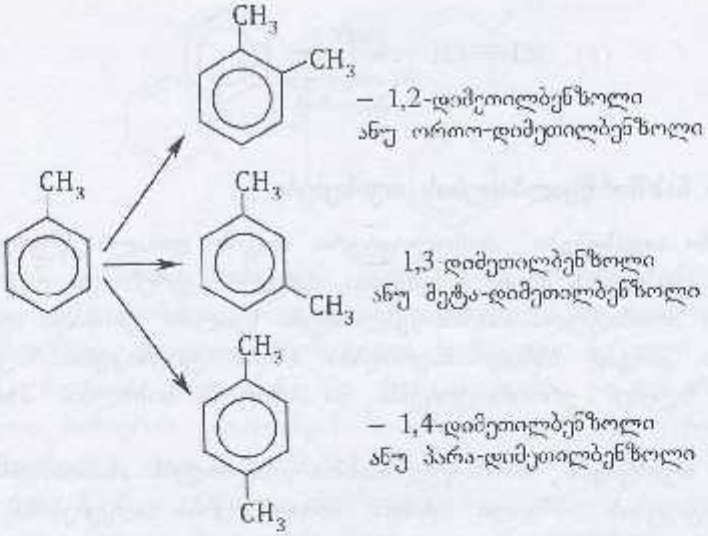
დელოკალიზებულ π-ორბიტალს ბენზოლის მოლეკულაში სქემატურად აღნიშნავენ ექვსკუთხედში ჩახაზული წრეწირით. π-ელექტრონების დელოკალიზაციის გამო ბენზოლის მოლეკულის შინაგანი ენერგია გაცილებით ნაკლებია იმ ენერგიაზე, რომელიც მას კეკულეს ფორმულის თანახმად უნდა ჰქონოდა. ფაქტობრივად, ბენზოლის წესიერ ექვსკუთხედში არც ჟანგბადის ბმებია და არც — ჟანგბადიზებულ ორმაგი. ბრტყელი აღნაგობის ციკლურ სტრუქტურას, რომელიც დელოკალიზებულ მდგომარეობაში შეიცავს 6 π-ელექტრონს ციკლური ორბიტალის სახით, არომატული სისტემა ეწოდება, ხოლო ამ ელექტრონებს — არომატული სექსტეტი. არომატული სისტემა თერმოდინამიკურად მდგრადი სისტემაა, რადგან დაბალი შინაგანი ენერგია აქვს. მოლეკულის შინაგანი ენერგიის შემცირება მისი π-ელექტრონების დელოკალიზაციის გამო, განაპირობებს ნაერთის არომატულ თვისებებს ანუ არომატულ ბუნებას.

იზომერია და ნომენკლატურა

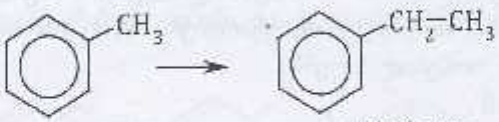
თუ ბენზოლის ერთ წყალბადატომს ჩავანაცვლებთ მეთილის რადიკალით, მივიღებთ არომატული ნახშირწყალბადების ჰომოლოგიური რიგის მეორე წევრის — მეთილბენზოლის ფორმულას:



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 ორჩანაცვლებულ ბენზოლს. ბენზოლში ორი რადიკალის ჩანაცვლების სამი ვარიანტი არსებობს. მაშასადამე, ორჩანაცვლებულ ბენზოლს სამი იზომერი აქვს:



წყალბადის ჩანაცვლება მეთილის რადიკალით შესაძლებელია გვერდით ჯაჭვშიც:



ეთილბენზოლი

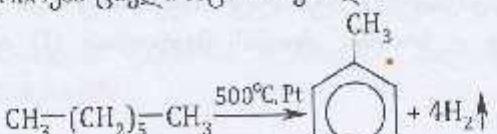
მიღების მეთოდები. ბენზოლს და ტოლუოლს ღებულობენ ქვანახშირის ფისის, ან არომატული ტიპის ნავთობის ფრაქციული გამოხდით. სინთეზური მეთოდებიდან კი აღსანიშნავია:

1) ციკლოპარაფინების დეჰიდრირება მაღალ ტემპერატურაზე და კატალიზატორის თანაობისას:

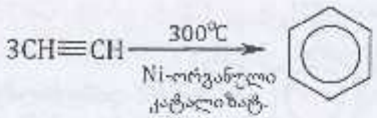


ციკლოჰექსანი ბენზოლი მეთილციკლოჰექსანი ტოლუოლი

2) ალკანების დეჰიდრირება-ციკლიზაციის მეთოდი:



3) ბენზოლი მიიღება აცეტილენის ტრიმერიზაციით:



არომატული ნაზშირწყალბადების თვისებები

ფიზიკური თვისებები. ჰომოლოგიური რიგის დაბალი წევრები უფერო, დამახასიათებელი სუნის მქონე სითხეებია, მაღალი წევრები კი — კრისტალური ნივთიერებები. არომატული ნახშირწყალბადები წყალში უხსნადი და ორგანულ გამხსნელებში კარგად ხსნადი ნაერთებია. ისინი ტოქსიკური ნივთიერებებია, ორგანიზმში ხლეჩენ ერითროციტებს და ამიტომ სისხლის შხამებს წარმოადგენენ.

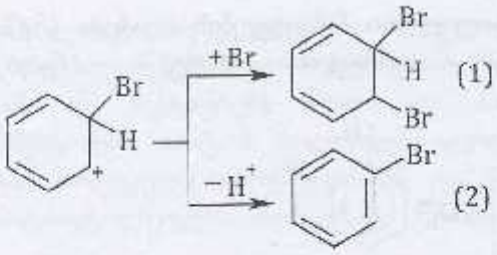
ქიმიური თვისებები. არომატულ ნახშირწყალბადებს ახასიათებს S_E ტიპის რეაქციები. რეაქციის პირველი სტადია მიმდინარეობს ალკენებთან ელექტროფილური მიერთების (A_E) რეაქციის მსგავსად. რეაქციას ატარებენ რკინა(III)-ის ჰალოგენიდების თანაობისას, რომელიც იწვევს ჰალოგენის მოლეკულის პოლარიზაციას და შემდგომ ბმის იონურ გახლეჩას. მაგალითად, განვიხილოთ ბენზოლის ბრომირება. ამ რეაქციას ატარებენ $FeBr_3$-ის თანაობისას, რომელიც ბრომის მოლეკულას იონებად ხლეჩს:



ბრომის კატიონი უერთდება ერთ-ერთ ნახშირბადატომს π-ბმის ელექტრონების საშუალებით, რომელიც არომატული სექსტეტის შედგენილობიდან გამოდის ციკლის გარეთ, კატიონის დადებითი მუხტი კი გადაეცემა მეზობელ ნახშირბადატომს. ამრიგად, წარმოიქმნება ციკლური ალნაგობის უჯერი კარბკატიონი, რომელსაც σ-კომპლექსი ეწოდება:

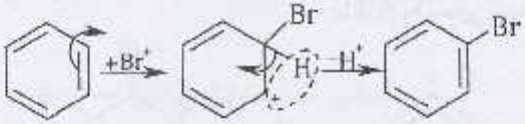


არომატული სექსტეტის დაკარგვის გამო, σ-კომპლექსის შინაგანი ენერგია გაცილებით დიდია ბენზოლის შინაგან ენერგიასთან შედარებით, ამიტომ σ-კომპლექსი ცდილობს გადავიდეს ნეიტრალურ მდგომარეობაში. ეს გადასვლა შეიძლებელია ორი გზით — ბრომის ანიონის მიერთებით (I) ან წყალბადის კატიონის მოხლეჩით (2):



წყალბადის კატიონის მოხლეჩის შემთხვევაში ნახშირბადატომს უთავისუფლდება ერთი ბმა, რომელიც ისევ ციკლს უბრუნდება და ბენზოლის ბირთვში კვლავ წარმოიქმნება მდგრადი არომატული სექსტეტი. პირველი გზა გამორიცხულია (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 ეგზოთერმული პროცესია, ხოლო მიერთების რეაქცია – ენდოთერმული, ამიტომ ჩვეულებრივ პირობებში მიმდინარეობს ჩანაცვლების რეაქციები და თერმოდინამიკურად მდგრადი ნაერთები წარმოიქმნება.

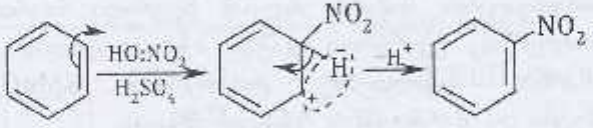
ამრიგად, ბენზოლში ჩანაცვლების რეაქცია მიმდინარეობს შემდეგი სქემის მიხედვით:



მოხლეჩილი წყალბადის კატიონი უერთდება ბრომის ანიონს და HBr-ის მოლეკულას წარმოქმნის:

$$H^+ + Br^- \rightarrow HBr$$

ანალოგიური მექანიზმით მიმდინარეობს ბენზოლის ურთიერთქმედება აზოტმჟავასთან გოგირდმჟავას თანაობისას, რომელიც HNO_3-ის მოლეკულიდან NO_2^+-ის კატიონს წარმოქმნის, რომელიც უერთდება ბენზოლის მოლეკულას:

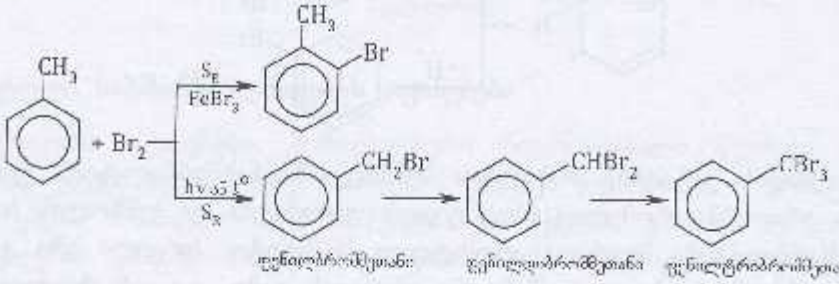


მოხლეჩილი წყალბადის კატიონი უერთდება ჰიდროქსიდის ანიონს და წყლის მოლეკულას წარმოქმნის:

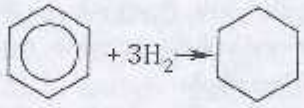
$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

ტოლუოლში ჩანაცვლების რეაქცია მიმდინარეობს როგორც ბენზოლის ბირთვში, ისე გვერდით ჯაჭვში. რკინა(III)-ის ჰალოგენიდების თანაობისას მიმ-

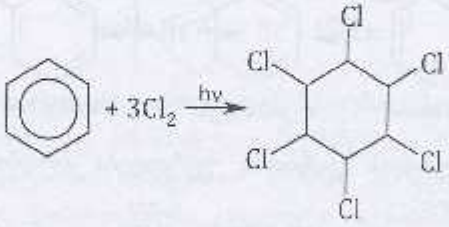
დინარეობს ელექტროფილური ჩანაცვლების რეაქცია (S_E), ხოლო უკატალიზატოროდ გაცხელების ან დასხივების პირობებში – რადიკალური ჩანაცვლების რეაქციები (S_R):



არომატული ნახშირწყალბადები მონაწილეობს მიერთების რეაქციებშიც. მაგალითად, ბენზოლი მაღალ ტემპერატურაზე და ნიკელის კატალიზატორის თანაობისას იერთებს წყალბადს და წარმოქმნის ციკლოჰექსანს:

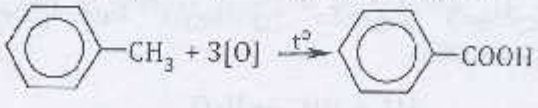


ულტრაიისფერი სხივების მოქმედებით ბენზოლი იერთებს ქლორს და წარმოქმნის ჰექსაქლორციკლოჰექსანს:



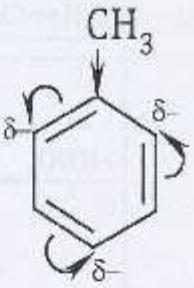
ბენზოლში ჩანაცვლების რეაქციები პირობებზე დამოკიდებულებით, სტადიებად მიმდინარეობს და წარმოიქმნება ერთ-, ორ- და სამჩანაცვლებული ნაწარმები (ორთო-, მეტა- და პარა-ნაწარმები). რაც შეეხება მიერთების რეაქციებს, ისინი ერთ სტადიად ხორციელდება და ციკლოჰექსანის ნაწარმები მიიღება.

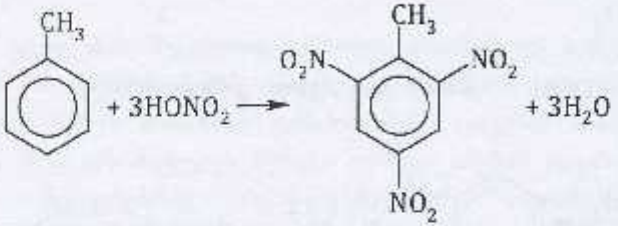
ბენზოლი დამჟანგავების მიმართ ძალიან მდგრადი ნაერთია, მაგრამ მისი ჰომოლოგები, რომლებსაც გვერდითი ჯაჭვი აქვს, ადვილად იჟანგება ცხელი $KMnO_4$-ის ხსნარით. მაგალითად: ტოლუოლი $KMnO_4$ ის ხსნართან გაცხელებით იჟანგება და წარმოქმნის ბენზოის მჟავას.



ტოლუოლის დაჟანგვას განაპირობებს ბენზოლის ბირთვის გავლენა მეთილის რადიკალზე (საერთოდ, განშტოებაზე). თავის მხრივ, მეთილის რადიკალიც

ახდენს გავლენას ბენზოლის ბირთვზე. დადებითი ინდუქციური ეფექტის გამო იგი ზრდის ელექტრონულ სიმკვრივეს ორთო- და პარა-მდებარეობაში და ააქტიურებს ორთო- და პარა-ნაბშირბადის წყალბადატომებს. ამიტომ ტოლუოლი ადვილად შედის რეაქციაში სამ მოლეკულა აზოტმჟავასთან და წარმოქმნის 2,4,6-ტრინიტროტოლუოლს, რომელსაც ტროტილი ეწოდება:



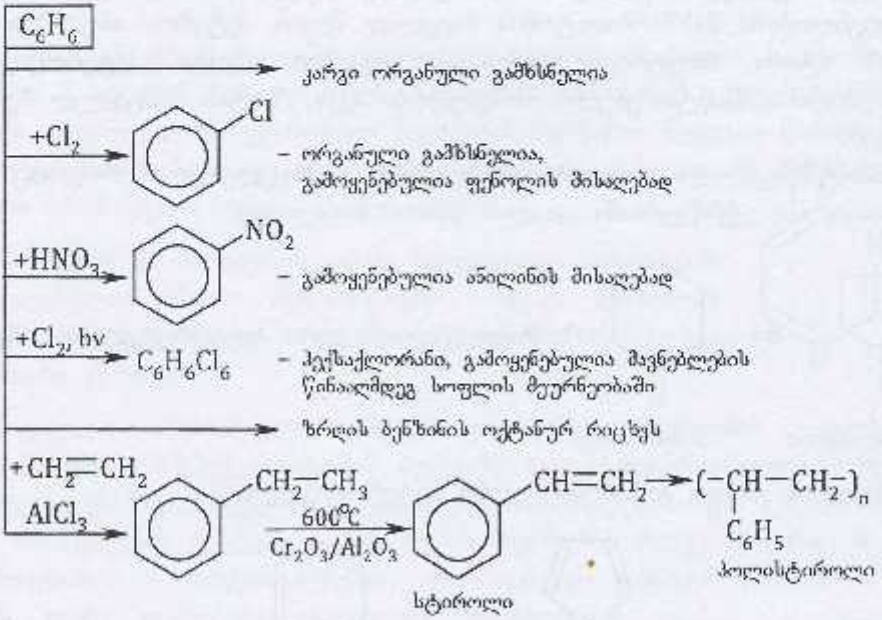


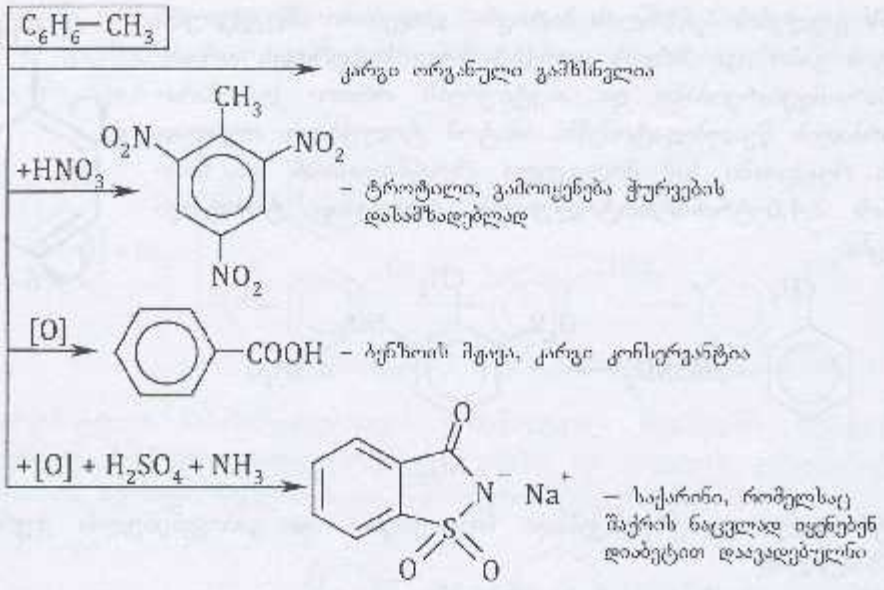
ტროტილი ძლიერფეთქებადი ნივთიერებაა და გამოყენებულია ჭურვების დასამზადებლად.

ბენზოლი იწვის ძალიან ჭვარტლიანი ალით:

$$2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6H_2O$$

ბენზოლის და ტოლუოლის გამოყენება მოცემულია სქემებზე:

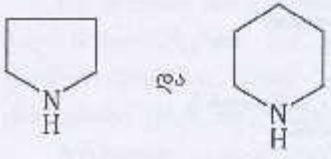




3.2.7 ჰეტეროციკლური ნაერთები

ჰეტეროციკლური ეწოდება ისეთ ციკლურ ორგანულ ნაერთებს, რომელთა შემადგენლობაში ნახშირბადატომის ნაცვლად შედის ჰეტერო- ანუ სრვა ელემენტის ატომი, როგორიცაა ჟანგბადი, გოგირდი, აზოტი. ჰეტეროციკლური ნაერთებიდან განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს აზოტის შემცველ ჰეტეროციკლებს.

აზოტშემცველი ციკლებიდან ბუნებაში გავრცელებულია როგორც ხუთწევრიანი, ისე ექვსწევრიანი ციკლის სახით. მაგალითად:



პიროლიდინი პიპერიდინი

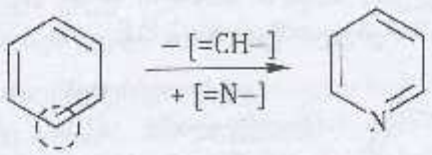
ნაჯერის გარდა, არსებობს უჯერი ჰეტეროციკლებიც:



პიროლი პირიდინი

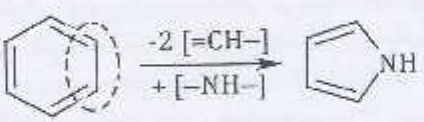
პირიდინი შეიძლება განვიხილოთ, როგორც ბენზოლის ნაწარმი, სადაც

ბენზოლის ციკლიდან „ამოვიღებთ" ერთ =CH– ჯგუფს და მის ნაცვლად „ჩავსვამთ" =N– ჯგუფს:

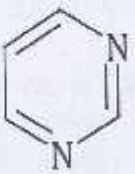


ამ ჯგუფების შეცვლით ბენზოლი არომატულ ბუნებას არ კარგავს, რადგან ციკლში π-ელექტრონების რიცხვი უდრის 6, ეს კი გერმანელი ქიმიკოსის ჰიუკელის წესის თანახმად განაპირობებს ციკლის არომატულ ბუნებას (შეგახსენებთ, რომ არომატული ბუნება ორმაგი ბმების მდგრადობას განაპირობებს და π-ბმები ჩვეულებრივ რეაქციებში არ იხლიჩება), ნაერთი ადვილად მონაწილეობს ჩანაცვლების რეაქციაში და π-ბმებს ინარჩუნებს უცვლელი რაოდენობით.

პიროლის შემთხვევაში ბენზოლის ბირთვში –CH=CH– დაჯგუფება იცვლება –NH– ჯგუფით:

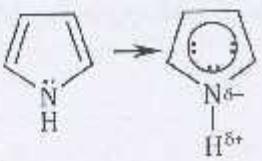


ცხადია, ამ დროს ციკლში ატომთა რაოდენობა მცირდება 1 ატომით და მივიღებთ 5 ატომიან ჰეტეროციკლს, სადაც ნახშირბადის 4 p-ელექტრონისა და აზოტის თავისუფალ ელექტრონულ წყვილთან შერწყმის შედეგად წარმოიქმნება 6 ელექტრონიანი მდგრადი არომატულ კონფიგურაციას, ე.ი. ამ შემთხვევაშიც ბირთვის არომატული ბუნება არ შეიცვლება.

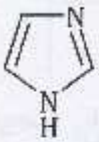


პიროლის და პირიდინის გარდა ბიოლოგიურ სისტემებში გავრცელებულია ისეთი ჰეტეროციკლი, სადაც ბენზოლის ბირთვში ჩანაცვლებულია ორი აზოტის ატომი, რომელსაც პირიმიდინი ეწოდება.

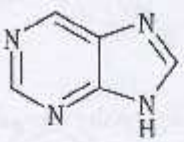
ზოგადად არომატული ჰეტეროციკლური ნაერთების თვისებები დამოკიდებულია: 1) ჰეტეროატომის ბუნებაზე და 2) ჰეტეროციკლის ბუნებაზე. როგორც აღვნიშნეთ, ჰეტეროციკლის ბუნება არომატულია ე.ი. ციკლს ახასიათებს ჩანაცვლების რეაქცია და არ შედის მყარების რეაქციაში, რაც შეეხება ჰეტეროატომის – აზოტის ბუნებას, არაორგანული ქიმიიდან ცნობილია, რომ აზოტს ფუძე თვისებები ახასიათებს თავისუფალი ელექტრონული წყვილის არსებობის გამო (მჟავა-ფუძური თვისებების ელექტრონული თეორიის მიხედვით, ფუძე ელექტრონული წყვილის დონორია, მჟავა კი – აქცეპტორი).



პიროლის მოლეკულაში აზოტის თავისუფალი ელექტრონული წყვილი გაერთიანებულია π-ელექტრონებთან და ელექტრონული წყვილის დონორის ფუნქციას ვერარ ასრულებს, ამიტომ პიროლს ფუძე თვისებები არა აქვს – პირიქით, აზოტთან დაკავშირებული წყალბადი მჟავური ბუნებისაა.



იმიდაზოლი



პურინი

ფუძე თვისებები აზოტს არც პირიმიდინის მოლეკულაში აქვს. ცნობილია ხუთწევრიან ციკლში აზოტით ორჩანაცვლებული ჰეტეროციკლიც, რომელსაც იმიდაზოლი ეწოდება. პირიმიდინისა და იმიდაზოლის კონდენსირებული ციკლი ცნობილია პურინის სახელწოდებით.

პურინსა და პირიმიდინს ძალიან დიდი მნიშვნელობა აქვს ბიოლოგიაში. ისინი ნაწარმების სახით შედიან ნუკლეინის მჟავების შედგენილობაში.

3.3 ნახშირწყალბადების ბუნებრივი წყაროები

3.3.1 ნავთობი

ნავთობი ბუნებაში გავრცელებული მუქი ფერის ზეთისებური სითხეა, იგი წყალში არ იხსნება და წყალზე უფრო მსუბუქია. დედამიწის ქერქში ნავთობი წარმოიქმნა ბილიონი წლის განმავლობაში ზღვის მცენარეული და ცხოველური ორგანიზმების ხრწნის შედეგად.

ნავთობი ორგანული ნივთიერებების რთული ნარევია, იგი ძირითადად შედგება ნახშირწყალბადებისაგან, რომელთა შედგენილობაში შედის 5-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 ნორმალური პარაფინები. პარაფინული ნავთობია პენსილვანიის (ამერიკა), გროზნოს, კუბეტის 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 (იაპონია) 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 ტიპიური შემთხვევა.

პეტროლეინის ეთერი გამოყენებულია ლაქებისა და საღებავების გასახსნელად, ქიმწმენდაში (ცხიმის ლაქების ამოსაყვანად) და ა.შ.

ნავთობიდან პირდაპირ გამონახად ბენზინში დაბალ ტემპერატურაზე მდუღარე ფრაქცია (80°C-მდე) მცირეა და შეადგენს 10%-ს. ძირითადი ნაწილი (90%) გამოიხდება 120-200°C-ზე. ბენზინი გამოყენებულია ავტომანქანების მოდაწვის ძრავების საწვავად.

ფრაქციები	დუღილის ტემპერატურის ინტერვალი, °C	შედგენილობა
პეტროლეინის ეთერი (მსუბუქი ბენზინი)	30-100	$C_5 - C_7$
ბენზინი*	40-200	$C_5 - C_{12}$
ლიგროინი	120-240	$C_8 - C_{14}$
ნავთი	180-300	$C_{12} - C_{18}$
გაზოილი ანუ სოლარის ზეთი	200-400	$C_{14} - C_{25}$
მაზუთი	>300	$C_{20} - C_{34}$
პარაფინი		$C_{25} - C_{40}$
გუდრონი		$>C_{35}$

ლიგროინს 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 მდუღარე ფრაქციისაგან. ალკენების შემცველობის შემთხვევაში სანათი ნავთი იწვის ჭვარტლიანი ალით.

გაზოილი გამოყენებულია საწვავად დიზელის ძრავაში. მის ცნაშენელოვან რაოდენობას კრეკინგის საშუალებით გარდაქმნიან ბენზინად.

მაზუთი შავი ფერის ბლანტი სითხეა. მაზუთის ვაკუუმში გამოხდით ღებულობენ საპოხ (მინერალურ) ზეთებს. დანიშნულების მიხედვით არსებობს მანქანის, ტრაქტორის, საათის და სხვა ზეთები. მაზუთს იყენებენ საწვავად საქვაბე დანადგარებსა და ბენზინის მისაღებად ნავთობქიმიურ წარმოებაში. მაზუთის წყლის ორთქლით გამოხდის შედეგად ღებულობენ ვაზელინს. იგი მყარი და თხევადი პარაფინების ნარევია და გამოყენებულია კოსმეტიკაში, მედიცინასა და ტექნიკაში (საპოხად).

პარაფინი მყარი ნაშიერწყალბადების ნარევია და იყენებენ სანთლის დასამზადებლად. პარაფინს მედიცინაშიც იყენებენ (აბაზანების სახით). ნავთობიდან აქროლადი პროდუქტების გამოხდის შემდეგ რჩება შავი, არააქროლადი მასა, რომელსაც გუდრონი ეწოდება. იგი დულს 450-600°C-ის ფარგლებში.

ბუნებაში აგრეთვე გავრცელებულია ასფალტი (მთის ფისი). იგი წარმოიქმნება ნავთობის ფრაქციების ჰაერზე დაჟანგვის შედეგად. ასფალტი შავი ფერის ადვილად ლღობადი ნივთიერებაა. გვხვდება ვენესუელაში, ტრინიდადში, საფრანგეთში, კანადასა და პალესტინაში — მკვდარი ზღვის მიდამოებში.

* ინგლისში ბენზინს "Petrol" ეწოდება, აშშ-ში კი — "Gasoline" ან შემოკლებით "Gas".

გუდრონი გამოყენებულია გზების დასაგებად, სარდაფის იატაკის, სახურავის დასაფარად, როგორც ჰიდროსიბოლაციო მასალა და საწვავად.

ნავთობპროდუქტების ქიმიური გადამუშავება

ნავთობის გამოხდის შედეგად მიღებული ბენზინის ფრაქციის გამოსავლიანობა მთლიანი მოცულობის მხოლოდ 20%-ს შეადგენს და ვერ აკმაყოფილებს სატრანსპორტო საშუალებების მოთხოვნებს. ამიტომ მას ღებულობენ ნავთობპროდუქტების მაღალ ტემპერატურაზე მდუღარე ფრაქციების (გაზოილი და მაზუთი) ქიმიური გადამუშავებით. ნავთობპროდუქტების ქიმიური გადამუშავების ორი ძირითადი მეთოდი არსებობს: კრეკინგი და რიფორმინგი.

კრეკინგი (ინგლ. Cracking – გასხლეჩა) არის მაღალ ტემპერატურაზე მდუღარე ფრაქციებში შემავალი ნახშირწყალბადების გახლეჩის პროცესი დაბალ ტემპერატურაზე მდუღარე 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 მდუღარე ფრაქციას აცხელებენ მათი დუღილის ტემპერატურაზე უფრო მაღალ ტემპერატურამდე, დაახლოებით 600-700°C. ამ პირობებში ნახშირწყალბადების გახლეჩას პიროლიზი ეწოდება. ამიტომ თერმულ კრეკინგს პიროლიზსაც უწოდებენ. თერმული კრეკინგის პირობებში პარაფინები იხლიჩება ნაჯერ და უჯერ ნახშირწყალბადებად. მაგალითად:

$$\underset{\text{ეიკოზანი}}{C_{20}H_{42}} \rightarrow \underset{\text{დეკანი}}{C_{10}H_{22}} + \underset{\text{დეცენი}}{C_{10}H_{20}}$$

$$\underset{\text{დეკანი}}{C_{10}H_{22}} \rightarrow \underset{\text{პენტანი}}{C_5H_{12}} + \underset{\text{პენტენი}}{C_5H_{10}}$$

კრეკინგ-ბენზინი პირდაპირ გამოხახადი ბენზინისაგან განსხვავებით შეიცავს უჯერ ნახშირწყალბადებს. მათი არსებობა არასასურველია ალკენების 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 შედარებით დაბალ ტემპერატურაზეც (470-540°C), მაღალი წნევის პირობებში (0.4-0.6 მგპა).

კატალიზური კრეკინგი. კატალიზურ კრეკინს ატარებენ შედარებით დაბალ ტემპერატურაზე (500-600°C) და კატალიზატორების თანაობისას. კატალიზატორად იყენებენ ალუმოსილიკატებს ($mAl_2O_3 \cdot nSiO_2$).

$$\text{გაზოილი} \xrightarrow{600^\circ C,\ \text{კატ.}} \text{ბენზინი}$$

კატალიზური კრეკინგით მიღებული ბენზინი უკეთესი ხარისხისაა და უფრო სტაბილურია, ვიდრე თერმული კრეკინგის შედეგად მიღებული ბენზინი.

ჰიდროკრეკინგი. ჰიდროკრეკინგი ეწოდება წყალბადის თანაობისას ნავთობის მაღალ ტემპერატურაზე გადამუშავების პროცესს. ჰიდროკრეკინგს ატარებენ დიდი წნევის პირობებში (10-20 მგპა) და კატალიზატორის – NiO/MoO_3 ან CoO/MoO_3-ის თანაობისას, რომელიც ალუმინოსილიკატზეა დაფენილი. ჰიდროკრეკინგის დროს ხდება ციკლოპარაფინების გახლეჩა და შემდგომ მათი ჰიდრირება. ამგვარად, მაღალმოლეკულური პარაფინებისგან წარმოიქმნება დაბალმოლეკულური იზოპარაფინები.

რიფორმინგი. რიფორმინგს ატარებენ არა ბენზინის ფრაქციის რაოდენობის გაზრდის, არამედ მისი ხარისხის გაუმჯობესების მიზნით (რიფორმინგი ნაწილობრივ გაკეთილშობილებას). რიფორმინგის დროს მოლეკულა არ იხლიჩება, იცვლება მისი სტრუქტურა. რიფორმინგი ტარდება (2-5 მგპა) წნევის და მაღალი ტემპერატურის (500°C) პირობებში. რიფორმინგის შედეგად პირდაპირი გამონახადი ბენზინის ხარისხი მნიშვნელოვნად უმჯობესდება. დაბალოქტანური ბენზინისაგან (ოქტანური რიცხვი 30) რიფორმინგით მიიღება მაღალოქტანური (ოქტანური რიცხვი 95) ბენზინი. კატალიზატორად გამოყენებულია პლატინა (Pt), რომელიც გააქტიურებულია შემდეგი ოქსიდებით: MoO_3, CuO, Cr_2O_3.

რიფორმინგის დროს მიმდინარეობს:

I) ნორმალური პარაფინების იზომერიზაცია:



ნ-ოქტანი
ოქტ. რიცხ. = −10

იზო-ოქტანი
ოქტ. რიცხ. = 100

2) ნორმალური პარაფინების ციკლიზაცია:



ნ-ჰექსანი
ოქტ. რიცხ. = 25

ციკლოჰექსანი
ოქტ. რიცხ. = 97

3) ციკლოპარაფინების არომატიზაცია:



ციკლოჰექსანი
ოქტ. რიცხ. = 77

ბენზოლი
ოქტ. რიცხ. = 100

4) რიფორმინგის პროცესში პარალელურად მიმდინარეობს პარაფინების ჰიდროკრეკინგიც:



ნ-დეკანი
ოქტ. რიცხ. = −50

ნ-პენტანი
ოქტ. რიცხ. = 62

დეტონაციური მედეგობა. ძრავაში ბენზინის არათანაბარ წვას დეტონაცია ეწოდება. დეტონაციის დროს ბენზინისა და ჰაერის ორთქლის ნარევი ცილინდრში ნარევის მაქსიმალურ შეკუმშვამდე ფეთქდება. ასეთი აფეთქების გამო ძრავას მარგი ქმედების კოეფიციენტი მცირდება, ხოლო დეტალები ადვილად ზიანდება. ბენზინის დეტონაციური მედეგობა დამოკიდებულია ბენზინის შედგენილობაზე. ნორმალური აღნაგობის პარაფინები ადვილად აალდება და ძრავაში დეტონაციით იწვის. დატოტვილი აღნაგობის პარაფინები უფრო ძნელად აალდება და ძრავას ცილინდრში ნორმალურად იწვის. ბენზინის დეტონაციისადმი მედეგობა განისაზღვრება ოქტანური სკალის მიხედვით 0-დან 100 ერთეულამდე. ნულის ტოლი ოქტანური რიცხვი აქვს ნ-ჰეპტანს, ხოლო 100-ის ტოლი – იზოოქტანს (2,2,4-ტრიმეთილპენტანს). ამ ორი პარაფინისაგან ამზადებენ სარეფს და ამ ნარევის წვას ადარებენ ბენზინის წვას. თუ ბენზინი იწვის ისე, როგორც ნარევი, რომელშიც იზოოქტანის და ნ-ჰეპტანის თანაფარდობა 93 : 7-ია, მაშინ ბენზინის ოქტანური რიცხვი 93-ია.

ნახშირწყალბადების ოქტანური რიცხვი იზრდება შემდეგი თანმიმდევრობით:

ალკანები < ალკენები < ალკინები < ციკლოალკანები <
< იზოალკანები < არენები.

დიზელის ძრავიანი საწვავისთვის შემოღებულია – ცეტანური რიცხვი, რომელიც 1-მეთილნაფტალინთვის ნულის ტოლია, ხოლო ჰექსადეკანისთვის – 100-ის).

3.3.2 ქვანახშირი

ქვანახშირი შავი ფერის მყარი წვადი ნივთიერებაა, რომელიც ბუნებრივი სახით არსებობს დედამიწის წიაღში. იგი ორგანული წარმოშობისაა და წარმოიქმნა მცენარეული ნარჩენებისაგან, მათზე მიკროორგანიზმების მოქმედების შედეგად. საქართველოში ქვანახშირის საბადო არის ტყიბულის, ტყვარჩელის და ახალციხის რაიონებში.

ქვანახშირი ნავთობზე იაფი და უფრო გავრცელებული წიაღისეულია. მისი მარაგი ბევრად აღემატება ნავთობისას. იგი შედგება თაეისუფალი ნახშირბადის (70-79%) და რთული აღნაგობის ციკლური ორგანული ნაერთებისაგან, რომელთა შედგენილობაში შედის ელემენტები C, H, O, S, N და ნაცარი. კარგად

გამოშშრალ ქვანახშირს, რომელიც დიდი რაოდენობით ნახშირბადს შეიცავს (97%), ანტრაციტი ეწოდება.

ნახშირბადის დაბალი შემცველობის (70%-მდე) წვადი წიაღისეულია ბუნებაში გავრცელებული მურა ნახშირიც, რომელიც შუალედური ფორმაა ტორფსა და ქვანახშირს შორის.

ქვანახშირის გადამუშავება

ქვანახშირის გადამუშავების ორი მეთოდი არსებობს: მშრალი გამოხდა და გაზიფიკაცია.

ქვანახშირის უჰაეროდ გახურების პროცესი ანუ მშრალი გამოხდა მიმდინარეობს დაახლოებით 1000°C-ზე და მას კოქსვა ეწოდება. ქვანახშირის დაკოქსვით მიიღება: კოქსი, ქვანახშირის ფისი, ამიაკიანი წყალი და კოქსის აირი.

კოქსი შეიცავს 96-98% ნახშირბადს. იგი შავი ფერის, ნახშირის მსგავსი ნივთიერებაა. გამოიყენება მეტალურგიაში, როგორც საწვავი და როგორც აღმდგენი.

კოქსვის პროცესში გამოყოფილი აქროლადი პროდუქტების გაცივებით მიიღება ქვანახშირის ფისი და ამიაკიანი წყალი. 1 ტონა ფისისაგან გამოყოფენ 16 კგ ბენზოლს, 2.5 კგ ტოლუოლს, 0.3 კგ ქსილოლებს, 20 კგ ფენოლს და მის ნაწარმებს, 40-60 კგ ნაფთალინს, ჰეტეროციკლურ ნაერთებს და ა.შ. — სულ 400-მდე ინდივიდუალურ ნივთიერებას.

კოქსის აირი ძირითადად შეიცავს ბენზოლს და ამიაკს. ამიაკის მოსაცილებლად აირს ატარებენ გოგირდმჟავაში:

$$2NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$$

მიღებული ამონიუმის სულფატიდან კი ამზადებენ აზოტიან სასუქს.

ქვანახშირის გაზიფიკაციას ატარებენ ქვანახშირის და წყლის ორთქლის გახურებით 1000-დან 2000°C-მდე. ამ პირობებში ნახშირი მთლიანად გარდაიქმნება წყალგაზად ($CO + H_2$) და გენერატორის გაზად ($CO + N_2$). გენერატორის გაზი იწვის. მას მეტალურგიაში და კოქსქიმიურ მრეწველობაში საწობობად იყენებენ. წყალგაზს იყენებენ სხვადასხვა ორგანული ნივთიერების მისაღებად, მაგალითად, წყალგაზისგან მრეწველობაში ღებულობენ მეთანოლს.

3.4 ნახშირწყალბადების ჰიდროქსილნაწარმები

ნახშირწყალბადების ისეთ ნაწარმს, სადაც წყალბადატომი ჩანაცვლებულია ჰიდროქსილის ჯგუფით (—OH), სპირტი ეწოდება. სპირტების (ალკოჰოლების) ზოგადი ფორმულაა R–OH, სადაც R არის ალკანების, ალკენების, ალკინების ან არენების რადიკალი. **არენების ჰიდროქსილნაწარმს, სადაც ჰიდროქსილი დაკავშირებულია ბენზოლის ბირთვის ნახშირბადატომთან, ფენოლი ეწოდება.**

3.4.1 ალკანების ჰიდროქსილნაწარმები

ალკანების ჰიდროქსილნაწარმებს, რომელთა მოლეკულაში ერთი ჰიდროქსილი შედის, ნაჯერი ერთატომიანი სპირტები ეწოდება. მათი ზოგადი ფორმულაა: $C_nH_{2n+1}OH$. 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,
მათი ზოგადი ფორმულაა $R-CH_2OH$;

მეორეული სპირტები შეიცავს  დაჯგუფებას,

მათი ზოგადი ფორმულაა:  ;

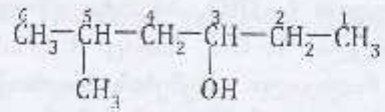
მესამეული სპირტები შეიცავს  დაჯგუფებას,

მათი ზოგადი ფორმულაა:  .

სპირტებში მდებარეობის იზომერია იწყება პროპილის სპირტიდან, ხოლო ჯაჭვის იზომერია – ბუტილის სპირტიდან.

ნომენკლატურა. საერთაშორისო ნომენკლატურით სპირტების სახელწოდების მისაღებად ნახშირწყალბადის სახელწოდებას ემატება „ოლ“ დაბო-

ლოება. ძირითად ჯაჭვად აღებულია ნახშირბადატომთა გრძელი ჯაჭვი, რომელიც ჰიდროქსილს შეიცავს, ხოლო დანომვრა იწყება იმ ბოლოდან, რომელიც უფრო ახლოსაა ჰიდროქსილის ჯგუფთან, მაგალითად:

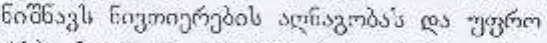


5-მეთილჰექსანოლ-3

სპირტებში გამოყენებულია ტრივიალური სახელწოდებებიც (რომლებიც საერთოდ არ ასწინმნავს ნივთიერების აღნაგობას და უფრო ხშირად მის წარმოშობაზე მიუთითებს). მეთილის სპირტს ხის სპირტი ეწოდება, ხოლო ეთილის სპირტს — ღვინის სპირტი ან სამედიცინო სპირტი.

მიღების ხერხები. სპირტების ღებულობენ შემდეგი მეთოდებით:

1) ჰალოგენნაწარმების ჰიდროლიზით



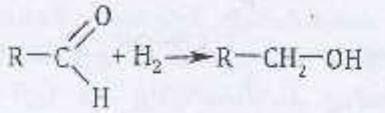
რეაქცია შექცევადია. იმისათვის, რომ წონასწორობა გადავხაროთ მარჯვნივ, რეაქციას ატარებენ ტუტე არეში. ტუტე რეაქციაში შედის გამოყოფილ მჟავასთან:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

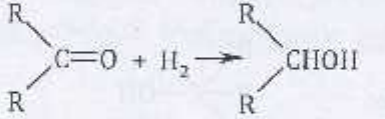
მარილს წარმოქმნის და წონასწორობას მარჯვნივ გადაწევს. თუ შევაჯამებთ ამ ორ რეაქციას, მივიღებთ:

$$RCH_2Cl + NaOH \rightarrow RCH_2{-}OH + NaCl$$

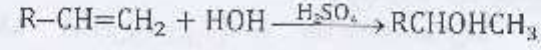
2) ალდეჰიდების და კეტონების აღდგენით. ალდეჰიდების აღდგენით პირველადი სპირტი მიიღება:



კეტონების აღდგენით მიიღება მეორეული სპირტი:



3) ალკენების ჰიდრატაციით. კატალიზატორად ლაბორატორიაში გამოყენებულია გოგირდმჟავა:



ამ მეთოდით ეთილენისაგან მიიღება ღვინის სპირტი, რომელსაც ტექნიკური

მიზნებისათვის იყენებენ:

$$CH_2{=}CH_2 + HOH \rightleftarrows CH_3{-}CH_2OH$$

ეს რეაქცია შექცევადია და ატარებენ 300°C-ის და 7 მგპა წნევის პირობებში. კატალიზატორად კი იყენებენ ფოსფორმჟავას, რომელიც დატვინილია გააქტიურებულ ნახშირზე.

ღვინის სპირტი მრეწველობაში მიიღება შაქროვანი ნივთიერების (შეიცავს შაქრის ჭარხალი, შაქრის ლერწამი, ხილი) და სახამებელშემცველი ნივთიერებების (შეიცავს ხორბალი, სიმინდი, კარტოფილი) ფერმენტული დულილით:

$$(C_6H_{10}O_5)_n \xrightarrow{\text{ჰიდროლიზი}} nC_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{დულილი}} 2nC_2H_5OH + 2nCO_2\uparrow$$

სახამებელი — გლუკოზა — სპირტი

ხის სპირტს ტექნიკაში ღებულობენ ნახშირბად(II)-ის ოქსიდისაგან:

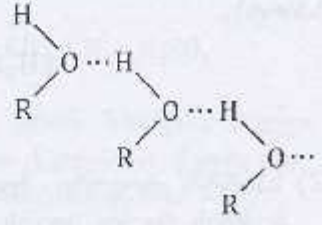
$$CO + 2H_2 \xrightarrow[ZnO/Cr_2O_3]{450°C,\ 30\ \text{მგპა}} CH_3OH$$

სჩვა კატალიზატორის — $CuO/ZnO/Al_2O_3$ გამოყენებისას რეაქცია მიმდინარეობს 200-300°C და 5-8 მგპა-ის პირობებში.

ფიზიკური თვისებები. სპირტების ჰომოლოგიური რიგის მოკლეჯაჭვიანი წევრები C_1-დან C_{11}-მდე თხევადი ნივთიერებებია, C_{12}-დან ზევით — მყარია. მყარ ნივთიერებებს სუნი არა აქვს.

სპირტი	სახელწოდება	დულილის ტემპერატურა, °C
CH_3OH	მეთანოლი	65°
$CH_3{-}CH_2{-}OH$	ეთანოლი	78°
$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}OH$	პროპანოლ-1	97°
$CH_3{-}CHOH{-}CH_3$	პროპანოლ-2	82°
$CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}OH$	ბუტანოლ-1	112°

თხევადი ნივთიერებების მოკლეჯაჭვიან წევრებს — მეთანოლს და ეთანოლს — სასიამოვნო სუნი აქვს, გრძელჯაჭვიანს კი — არასასიამოვნო. მოკლეჯაჭვიანი წევრები კარგად იხსნება წყალში, გრძელჯაჭვიანი წევრები — ცუდად. ღვინის სპირტის გარდა ყველა მომწამლავია, განსაკუთრებით ხის სპირტი.



სპირტის მოლეკულები ასოცირებულია წყალბადური ბმების საშუალებით:

სპირტებში წყალბადური ბმები ძალიან სუსტია და გაცხელებისას თანდათანობით იხლიჩება, აორთქლდგომარეობაში კი აღარ არსებობს.

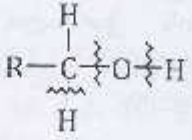
ქიმიური თვისებები. სპირტის მოლეკულაში პოლარიზებულია როგორც C–O, ისე O–H ბმა, ამის გამო რეაქციებში იონურად იხლიჩება ორივე ბმა. სპირტების დამახასიათებელი ქიმიური რეაქციები შეიძლება დავაჯგუფოთ:

ა) რეაქციები, სადაც იხლიჩება C–O ბმა;

ბ) რეაქციები, სადაც იხლიჩება O–H ბმა;

გ) რეაქციები, სადაც იხლიჩება C–H და O–H ბმები.

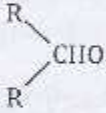
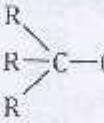
ამრიგად, რეაქციაში იხლიჩება შემდეგი ბმები:



1) ჰიდროქსილის წყალბადი O–H ბმის პოლარიზაციის გამო ჩაინაცვლება აქტიური მეტალებით:

$$2CH_3–O–H + 2Na \rightarrow 2CH_3–O–Na + H_2\uparrow$$

სპირტი ამ რეაქციაში ამჟღავნებს მჟავურ ბუნებას, მაგრამ იგი წყალზე 100-ჯერ უფრო სუსტი მჟავაა, რადიკალის დადებითი ინდუქციური ეფექტის (+I) გამო: R→O←H. რადიკალი ამცირებს ჟანგბადატომის ელექტროუარყოფითობას, ამიტომ სპირტში O–H ბმის პოლარიზაცია უფრო ნაკლებია, ვიდრე წყალში H–O←H. რადიკალის რაოდენობის ზრდა O–H ბმის პოლარიზაციას კიდევ უფრო ამცირებს, ამიტომ ყველაზე ძლიერი მჟავური თვისებები აქვს პირველად სპირტებს – $R–CH_2OH$,

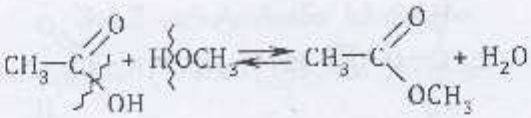
შედარებით სუსტი – მეორეულს  , და კიდევ უფრო სუსტი – მესამეულს  .

$R–CH_2OH$-ის $K \approx 10^{-15}$; R_2CHOH-ის $K \approx 10^{-17}$; R_3COH-ის $K \approx 10^{-19}$.

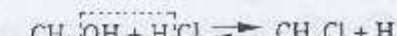
ამის გამო ნატრიუმთან რეაქციაში ყველაზე აქტიურად შედის პირველადი სპირტი, ხოლო მესამეული სპირტი – უფრო პასიურად. სპირტის მოქმედებით მეტალებთან მიიღება მარილი, რომელსაც ალკოჰოლატი ეწოდება. ალკოჰოლატი, როგორც სუსტი მჟავას მარილი, ადვილად იშლება წყლის მოქმედებით. წყალი როგორც უფრო ძლიერი მჟავა, მარილიდან ანაცვლებს სუსტ მჟავას – სპირტს.

$$\underset{\text{ძლიერი მჟავა}}{CH_3ONa} + HOH \longrightarrow \underset{\text{სუსტი მჟავა}}{CH_3OH} + NaOH$$

2) სპირტი, როგორც მჟავა, რეაქციაში შედის ორგანულ მჟავასთან და წარმოქმნის რთულ ეთერს ანუ ესტერს:



3) სპირტი რეაქციაში შედის ჰალოგენწყალბადმჟავასთან და წარმოქმნის ჰალოგენნაწარმს. ამ შემთხვევაში ახლიჩება C–O ბმა:



ფუძე მჟავა

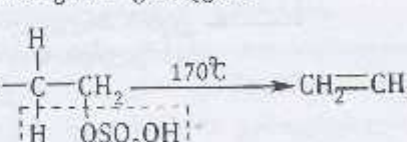
სპირტი ამ შემთხვევაში ამჟღავნებს ფუძე თვისებებს. ე.ი. სპირტი ამფოტერული ნაერთია – ორგანულ მჟავასთან იგი მჟავაა, ხოლო არაორგანულ მჟავასთან – ფუძე.

4) სპირტი წყალწამრთმევი ნივთიერების მოქმედებით განიცდის დეჰიდრატაციას – წყლის მოხლეჩას. სპირტების დეჰიდრატაცია მიმდინარეობს კონცენტრირებული H_2SO_4-ის მოქმედებით. ტემპერატურის მიხედვით ხდება შიდამოლეკულური და მოლეკულათაშორისი დეჰიდრატაცია.

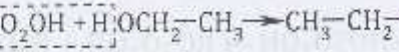
მოლეკულათაშორისი დეჰიდრატაცია მიმდინარეობს შედარებით დაბალ ტემპერატურაზე, ხოლო შიდამოლეკულური – უფრო მაღალ (170°C) ტემპერატურაზე. დეჰიდრატაციის პროცესში გოგირდმჟავა ასრულებს არამარტო წყალწამრთმევი ნივთიერების ფუნქციას, არამედ რეაქციის კატალიზატორიც არის. სპირტი ჯერ რეაქციაში შედის კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან 0°C-ზე და წარმოქმნის ალკილგოგირდმჟავას. მაგალითად:



ეთილგოგირდმჟაყა ჭარბი გოგირდმჟავას არეში 170°C-ზე მოიხლეჩს გოგირდმჟავას და წარმოქმნის ეთილენს:

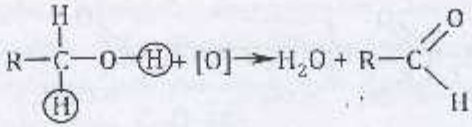


ხოლო ჭარბი სპირტის არეში 140°C-ზე რეაქციაში შედის სპირტთან და წარმოქმნის მარტივ ეთერს.

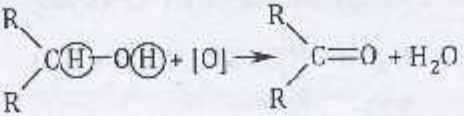


5) სპირტი მჟანგავის მოქმედებით იჟანგება. დაჟანგვის დროს სპირტის მოლეკულიდან მოიხლიჩება წყალბადის ორი ატომი. ერთი წყალბადი წყდება ჰიდროქსილის ჯგუფს, მეორე კი – ჰიდროქსილიან ნახშირბადატომს.

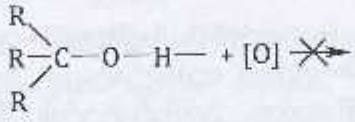
პირველადი სპირტების დაჟანგვით მიიღება ალდეჰიდები:



მეორეული სპირტების დაჟანგვით – კეტონები:



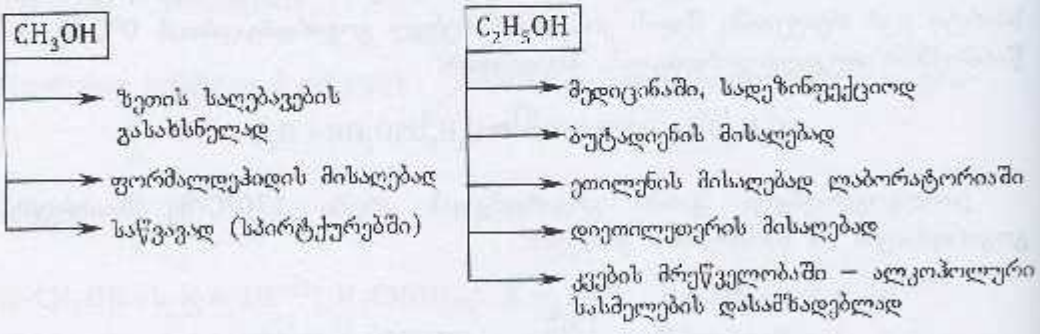
მესამეული სპირტები კი არ იჟანგება მესამეულ ნახშირბადატომთან წყალბადის არარსებობის გამო:



6) სპირტები იწვის უფერო ალით:

$$2CH_3OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 4H_2O$$

გამოყენება. სპირტების გამოყენება მოცემული სქემაზე:



ჰომოლოგიური რიგის გრძელჯაჭვიანი წევრები (C_{12}–C_{20}) გამოყენებულია სინთეზური სარეცხი ნივთიერებების, ანუ დეტერგენტების მისაღებად, რისთვისაც გრძელჯაჭვიან სპირტებზე გოგირდმჟავას მოქმედებით ღებულობენ გოგირდმჟავას მჟავა ეთერს:

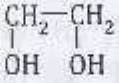
$$R–OH + HOSO_2OH \rightarrow ROSO_2OH + H_2O$$

რომელსაც შემდეგ ტუტით ანეიტრალებენ და ღებულობენ დეტერგენტებს (დაწვრილებით იხ. კარბონმჟავებში):

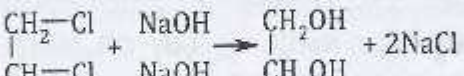
$$R–O–SO_2OH + NaOH \rightarrow ROSO_2ONa + H_2O$$

3.4.2 ორატომიანი სპირტები

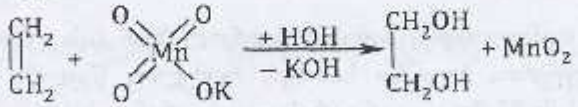
ორატომიანი სპირტების წარმომადგენელია ეთილენგლიკოლი ანუ ეთანდიოლი:



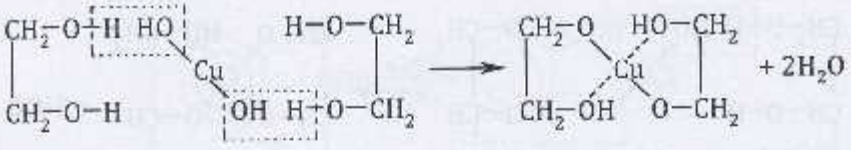
იგი მიიღება 1,2-დიქლორეთანის ჰიდროლიზით:



ან ეთილენის დაჟანგვით $KMnO_4$-ის ნეიტრალური ხსნარით:



თვისებები. ეთილენგლიკოლი უფერო, ბლანტი სითხეა. დუღს 197°C-ზე. აქვს ტკბილი გემო, მომწამლავია, წყალში იხსნება ნებისმიერი შეფარდებით, ეთილენგლიკოლს ისეთივე თვისებები აქვს, როგორიც ერთატომიან სპირტებს, მაგრამ სპირტებისაგან განსხვავებით რეაქციაში შედის სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდთან და წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთს – გლიკოლატს[5]:



სპილენძის გლიკოლატი კაშკაშა ლურჯი ფერის ნაერთია. ამ რეაქციით აღმოაჩენენ ორ და მრავალატომიან სპირტებს.

IA ჯგუფის მეტალებთან და ჰიდროქსიდებთან ეთილენგლიკოლი წარმოქმნის გლიკოლატებს (მაგალითად, $NaOCH_2–CH_2ONa$).

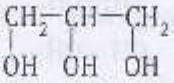
ეთილენგლიკოლის წყალხსნარი გამოყენებულია ავტომობილების ძრავებში, როგორც ანტიფრიზი (ხიათიერება, რომელიც დაბლა წევს გაყინვის ტემპერატურას). მისი 52.6%-იანი წყალხსნარი იყინება –40°C-ზე. ეთილენგლიკოლიდან ღებულობენ სინთეზურ ბოჭკოს – ლავსანს (იხ. ბოჭკოები).

---

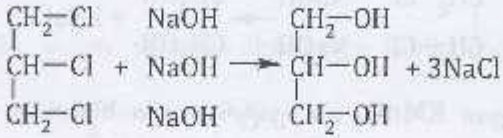
[5] გლიკოლატში ოთხი ბმიდან ორი დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმითაა წარმოქმნილი (რედ.).

3.4.3 სამატომიანი სპირტები

სამატომიანი სპირტების პირველი წარმომადგენელია გლიცერინი (პროპან-ტრიოლი):



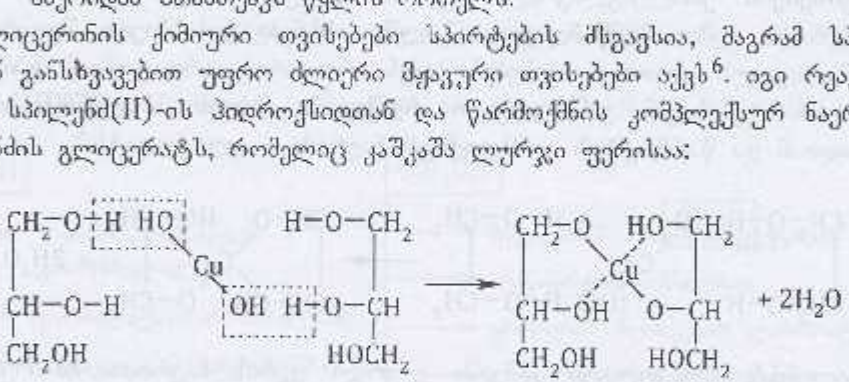
სინთეზურად იგი მიიღება 1,2,3-ტრიქლორპროპანის ჰიდროლიზით:



ჩვეულებრივ, მას ღებულობენ ცხიმების ჰიდროლიზით (იხ. ცხიმები).

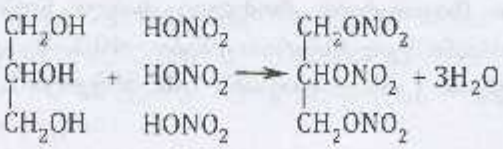
გლიცერინი უფერო, ბლანტი სითხეა, რომელიც წყალში იხსნება ნებისმიერი რაოდენობით. მომწამლავი არ არის. გლიცერინი ჰიგროსკოპიული ნივთიერებაა — ჰაერიდან შთანთქავს წყლის ორთქლს.

გლიცერინის ქიმიური თვისებები სპირტების მსგავსია, მაგრამ სპირტებისაგან განსხვავებით უფრო ძლიერი მჟავური თვისებები აქვს[6]. იგი რეაქციაში შედის სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდთან და წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთს — სპილენძის გლიცერატს, რომელიც კაშკაშა ლურჯი ფერისაა:



მჟავური თვისებების გაძლიერების გამო იგი რეაქციაში შედის CuO-სთანაც.

გლიცერინი, სპირტების მსგავსად, რეაქციაში შედის აზოტმჟავასთან და წარმოქმნის ტრინიტროგლიცერინს — გლიცერინისა და აზოტმჟავას რთულ ეთერს:



ტრინიტროგლიცერინი უფერო, ბლანტი სითხეა, რომელიც ძალიან ადვილად ფეთქდება. მისი ნარევი ინფუზორიულ მიწასთან (SiO_2-ის სახეობაა) დინა-

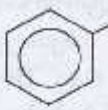
[6] გლიცერინის დისოციაციის კონსტანტაა $K = 1.2 \cdot 10^{-14}$, ხოლო ეთილენგლიკოლის — $K = 6.6 \cdot 10^{-15}$.

მიტია. ნიტროგლიცერინის 1%-იანი ხსნარი გამოყენებულია მედიცინაში გულის დაავადების სამკურნალოდ, სტენოკარდიული შეტევის კუპირებისათვის.

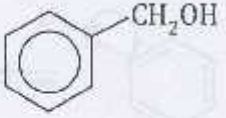
გლიცერინი გამოყენებულია პარფიუმერიაში კანის დასარბილებლად.

3.4.4 ფენოლები

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:

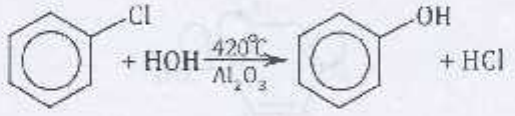


ხოლო არომატული სპირტების — ფენილმეთანოლი (ბენზილის სპირტი):



არომატული სპირტები ნაჯერი ერთატომიანი სპირტების მსგავსია, ხოლო ფენოლები თავისი ბუნებით მნიშვნელოვნად განსხვავდება სპირტებისაგან.

ფენოლები მიიღება ქვანახშირის კუპრის ფრაქციული გამოხდით. სინთეზურად მას ღებულობენ ქლორბენზოლზე წყლის ორთქლის მოქმედებით 420°C-ზე და Al_2O_3-ის თანაობისას.

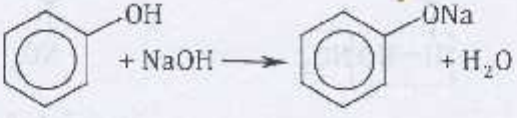


ფენოლი უფერო, კრისტალური ნივთიერებაა, დნობის ტემპერატურაა 43°C, ნაწილობრივ დაჟანგვის გამო გადაპკრავს ვარდისფერი. ცივ წყალში ცუდად იხსნება, ცხელ წყალში (66°C-ზე ზევით) იხსნება ნებისმიერი შეფარდებით.

ფენოლი სპირტებისაგან განსხვავებით მჟავაა და წყალხსნარში დისოცირდება წყალბადის კატიონის წარმოქმნით:

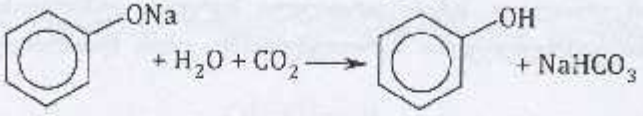
$$C_6H_5OH \rightleftarrows C_6H_5O^- + H^+$$

იგი წყალზე ძლიერი და ნახშირმჟავაზე სუსტი მჟავაა. ფენოლი რეაქციაში შედის ტუტესთან და წარმოქმნის მარილს, რომელსაც ფენოლატი ეწოდება.

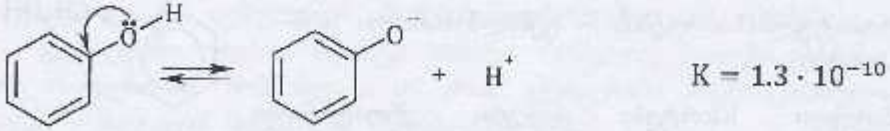


ვინაიდან ფენოლატი წყალზე უფრო ძლიერი მჟავას მარილია, წყლით აღ-

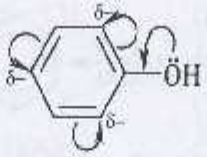
არ იშლება, მაგრამ იშლება ნახშირმჟავას მოქმედებით:



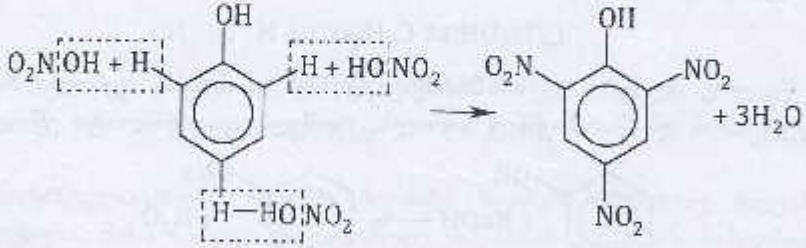
ფენოლის მჟავური თვისებები განპირობებულია O–H ბმის პოლარიზაციაზე ბენზოლის ბირთვის გავლენით. ბენზოლის ბირთვის π-ელექტრონები შეუღლებულია ჟანგბადატომის თავისუფალ ელექტრონულ წყვილთან (რადგან π-ელექტრონებიდან დაშორებულია ერთი მარტივი ბმით). ამის გამო ჟანგბადატომის თავისუფალი ელექტრონული წყვილი გადაწეულია ბენზოლის 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 π-ელექტრონების თანაბარი განაწილება და დელოკალიზებული ელექტრონები რამდენადმე ჭარბი აღმოჩნდება მე-2, მე-4 და მე-6 ნახშირბადატომებთან.

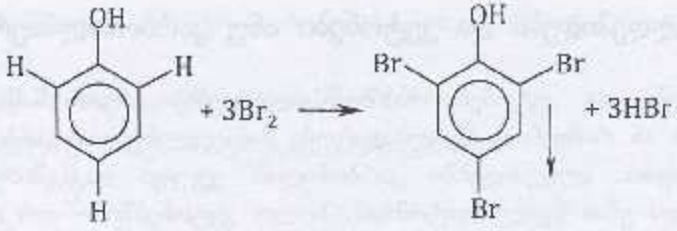


ამის გამო ელექტროფილური ჩანაცვლების რეაქციაში (S_E) ჩაინაცვლება მე-2, მე-4 და მე-6 ნახშირბადის წყალბადატომები. მაგალითად: ფენოლი ადვილად შედის რეაქციაში განზავებულ აზოტმჟავასთან და წარმოქმნის 2,4,6-ტრინიტროფენოლს, რომელსაც პიკრინის მჟავა ეწოდება.

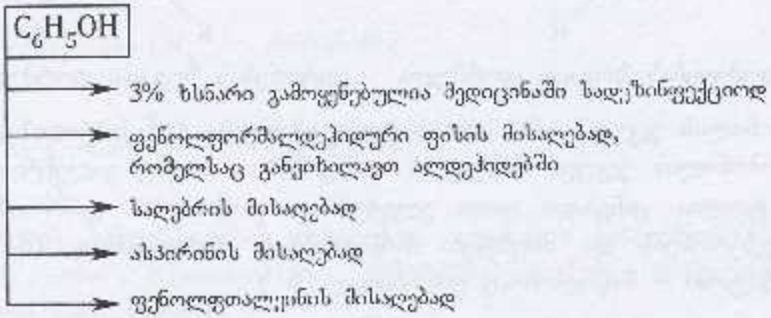


პიკრინის მჟავა

ფენოლი ადვილად შედის რეაქციაში ბრომიან წყალთან და წარმოქმნის 2,4,6-ტრიბრომფენოლის თეთრი ფერის ნალექს:

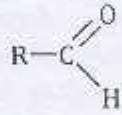


ფენოლის გამოყენება მოცემულია სქემაზე:

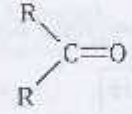


3.5 ალდეჰიდები და კეტონები ანუ კარბონილნაერთები

ალდეჰიდები და კეტონები ნახშირწყალბადების ისეთი წარმებია, რომელშიც ერთი ან რამდენიმე წყალბადატომი ჩანაცვლებულია კარბონილის ფუნქციური ჯგუფით. ალდეჰიდებში კარბონილის ჯგუფი დაკავშირებულია ერთ რადიკალთან და ერთ წყალბადატომთან, ხოლო კეტონებში – ორ რადიკალთან:

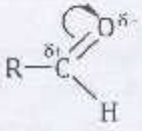


ალდეჰიდების ზოგადი ფორმულა



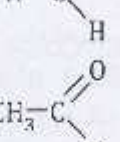
კეტონების ზოგადი ფორმულა

კარბონილის ჯგუფში ნახშირბადატომი იმყოფება sp^2-ჰიბრიდიზაციაში. ამიტომ კარბონილის ჯგუფსა ბრტყელი აღნაგობისაა, სადაც ვალენტური კუთხე 120°-ის ტოლია. ჟანგბადი დიდი ელექტროუარყოფითობის გამო იზიდავს π-ბმის ელექტრონებს და იმუხტება ნაწილობრივ უარყოფითად (δ^-), ხოლო ნახშირბადატომი – ნაწილობრივ დადებითად (δ^+).



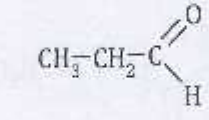
ჰომოლოგიური რიგი და ნომენკლატურა

ალდეჰიდების ჰომოლოგიური რიგის წევრებია:

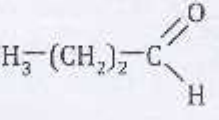


– ჭიანჭველის ალდეჰიდი, ანუ ფორმალდეჰიდი, ანუ მეთანალი

– ძმრის ალდეჰიდი, ანუ აცეტალდეჰიდი, ანუ ეთანალი



– პროპიონალდეჰიდი, ანუ პროპანალი

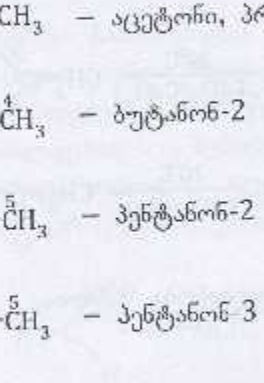


– ერბოალდეჰიდი ანუ ბუტანალი და ა.შ.

ალდეჰიდის ტრივიალური სახელწოდება მიიღება შესაბამისი მჟავას ტრივიალური სახელწოდებისაგან (ჭიანჭველის ალდეჰიდი, ძმრის ალდეჰიდი და ა.შ.), ხოლო საერთაშორისო ნომენკლატურით მათი სახელწოდების მისაღებად ალ-

კანების სახელწოდებას ემატება დაბოლოება „ალი“ (მეთანალი, ეთანალი, პროპანალი და ა.შ.).

კეტონების ჰომოლოგიური რიგის წევრებია:



– აცეტონი, პროპანონი

– ბუტანონ-2

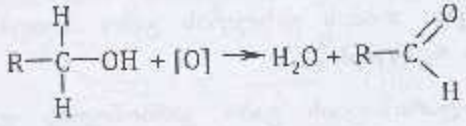
– პენტანონ-2

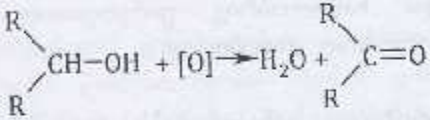
– პენტანონ-3

კეტონების სახელწოდების მისაღებად ალკანების სახელწოდებას ემატება დაბოლოება „ონი“, მიეთითება იმ ნახშირბადის ნომერი, რომელთანაც არის მიერთებული ჟანგბადატომი.

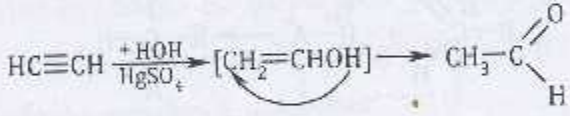
კარბონილნაერთების მიღების ზერხები

1) ალდეჰიდები და კეტონები მიიღება შესაბამისად პირველადი და მეორეული სპირტების დაჟანგვით:

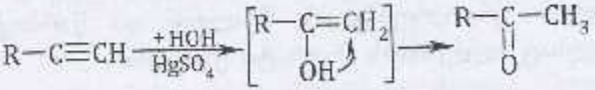




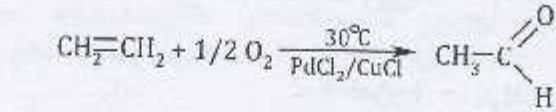
2) ალკინების ჰიდრატაციით (კუჩეროვის რეაქცია). აცეტილენის ჰიდრატაციით მიიღება აცეტალდეჰიდი:

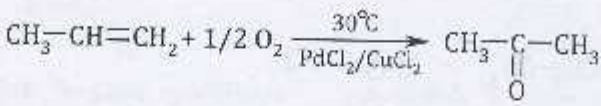


ხოლო აცეტილენის ჰომოლოგების ჰიდრატაციით – კეტონები:



3) ალდეჰიდებისა და კეტონების მიღების ეკონომიური მეთოდია ალკენების კატალიზური დაჟანგვა. ეთილენის კატალიზური დაჟანგვით მიიღება აცეტალდეჰიდი, ხოლო მისი ჰომოლოგის პროპილენის კატალიზური დაჟანგვით — აცეტონი:





ამ გზით აცეტონის მიღებისას გამოსავლიანობა 90%-ია.

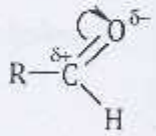
კარბონილნაერთების თვისებები

ფიზიკური თვისებები. ფორმალდეჰიდი უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე აირია, C_2-დან C_{15}-მდე თხევადია, ხოლო გრძელჯაჭვიანი ალდეჰიდები მყარი ნივთიერებებია.

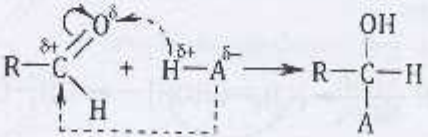
კეტონების პირველი წარმომადგენელი — აცეტონი — დამახასიათებელი სუნის მქონე სითხეა, გრძელჯაჭვიანი წევრები კი მყარი ნივთიერებებია. ალდეჰიდებისა და კეტონების მოკლეჯაჭვიანი წევრები წყალში იხსნება. გრძელჯაჭვიანი წევრები იხსნება მხოლოდ ორგანულ გამხსნელებში.

ქიმიური თვისებები. π-ბმის გახლეჩის გამო ალდეჰიდებსა და კეტონებს ახასიათებს მიერთების რეაქციები.

ორმაგი ბმის პოლარიზაციის გამო კარბონილის ჯგუფის ჟანგბადატომი იმუხტება ნაწილობრივ უარყოფითად, ხოლო ნახშირბადატომი — ნაწილობრივ დადებითად.

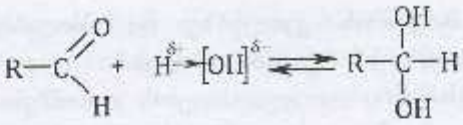


ბმის ასეთი პოლარიზაცია განაპირობებს რეაგენტების მიერთების ორიენტაციას. ზოგადად ალდეჰიდებთან მიერთების რეაქციები ასე მიმდინარეობს:

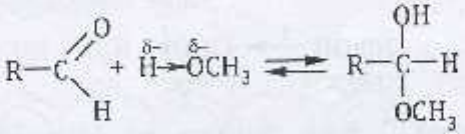


ბრტყელი აღნაგობა ტეტრაედრული აღნაგობა

საერთოდ, მიერთების რეაქციაში ალდეჰიდი უფრო ადვილად შედის, ვიდრე კეტონი. ალდეჰიდები ურთიერთქმედებს წყალთან და წარმოქმნის მიერთების პროდუქტს, რომელსაც ალდეჰიდის ჰიდრატი ეწოდება:

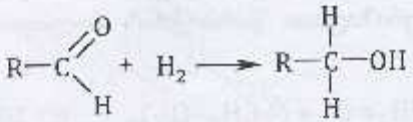


ალდეჰიდის ჰიდრატში ნახშირბადის ატომთან დაკავშირებულია ორი ჰიდროქსილის ჯგუფი. ასეთი ნაერთი მდგრადი არ არის და ისევე იშლება საწყის ნივთიერებებად. ამიტომ ალდეჰიდებთან წყლის მიერთება შექცევადი პროცესია და მხოლოდ ფორმალდეჰიდის შემთხვევაშია გალახრილი წონასწორობა მარჯვნივ. ანალოგიურად იერთებს ალდეჰიდი სპირტსაც და წარმოქმნის ნაერთს, რომელსაც ნახევარაცეტალი ეწოდება. ეს რეაქციაც შექცევადია:

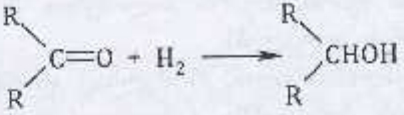


ნახევარაცეტალი

ალდეჰიდები იერთებს წყალბადს (ჰიდრირება) და წარმოქმნის პირველად სპირტებს:



კეტონები კი ჰიდრირებით გარდაიქმნება მეორეულ სპირტებად:

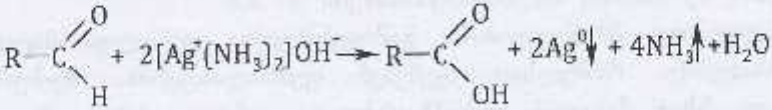


ალდეჰიდები კეტონებისაგან განსხვავებით ადვილად იჟანგება კარბონილის ჯგუფთან დაკავშირებული წყალბადატომის გამო. ჟანგვა იმდენად ადვილად მიმდინარეობს, რომ საკმარისია სუსტი დამჟანგავებიც, როგორიცაა ამიაკში გახსნილი ვერცხლის ოქსიდი Ag_2O და სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდი.

ვერცხლის ოქსიდით ჟანგვას ატარებენ ამიაკის ხსნარში, რომელშიც ვერცხლის ოქსიდი კარგად იხსნება და წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთს:

$$Ag_2O + 4NH_3 + H_2O \rightarrow 2[Ag^+(NH_3)_2]OH^-$$

ალდეჰიდი იჟანგება ვერცხლის კატიონით:

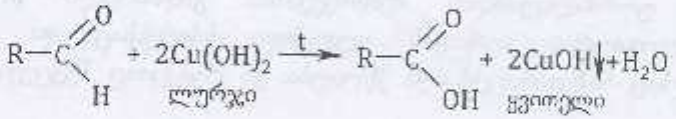


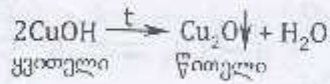
დაჟანგვით ალდეჰიდებისაგან წარმოიქმნება მჟავები, ხოლო გამოყოფილი

ვერცხლი ილექება სინჯარის კედლებზე და მიიღება სარკე. ამიტომ ამ რეაქციას „ვერცხლის სარკის“ რეაქცია ეწოდება.

ეს რეაქცია თვალსაჩინოა და ალდეჰიდების აღმოსაჩენია.

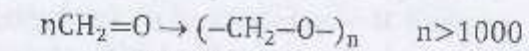
სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდი ალდეჰიდებს ფანგავს გაცხელებისას. ჯერ მიიღება ყვითელი ფერის სპილენძ(I)-ის ჰიდროქსიდი, რომელიც შემდგომი გაცხელებით იშლება სპილენძ(I)-ის ოქსიდად, რომელიც წითელი (აგურისფერი) ნალექია:





კეტონებს ვერცხლის სარკის რეაქცია და სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდით დაჟანგვის რეაქცია არ ახასიათებს. ამ თვისებით შესაძლებელია ალდეჰიდების და კეტონების ერთმანეთისაგან გარჩევა.

ალდეჰიდები კეტონებისაგან განსხვავებით პოლიმერიზდება. მაგალითად, ფორმალდეჰიდი პოლიმერიზაციით წარმოქმნის პოლიფორმალდეჰიდს, რომელიც წრფივი აღნაგობისაა.



პოლიფორმალდეჰიდი

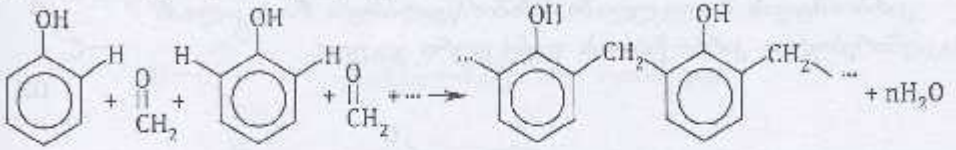
პოლიფორმალდეჰიდი მყარი, მაგარი პოლიმერია, მისგან მიღებული პლასტმასიდან ამზადებენ მანქანის დეტალებს.

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:

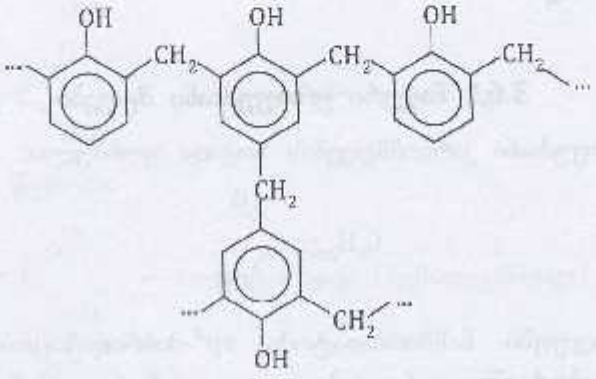
პარაფორმი გამოყენებულია მედიცინაში ინსტრუმენტების და შენობის სადეზინფექციოდ. მისი გაცხელებით ისევ ფორმალდეჰიდი მიიღება. პარაფორმი იხსნება ცხელ წყალში და წარმოქმნის ფორმალინის ხსნარს. ფორმალინი — ფორმალდეჰიდის 37-40%-იან ხსნარი — გამოყენებულია ანატომიური პრეპარატების შესანახად, ბალზამირებისათვის და ა.შ.

ფორმალდეჰიდი ძრეწველობაში გამოყენებულია ფენოლფორმალდეჰიდური ფისის მისაღებად, რომელსაც იყენებენ ფენოპლასტების, ხე-ბურბუშელას ფილების და სხვა მასალის დასამზადებლად. ფენოლფორმალდეჰიდურ ფისს ღებულობენ ფენოლზე ფორმალდეჰიდის მოქმედებით: ჯერ ფორმალდეჰიდთან

რეაქციაში შედის ფენოლის მე-2 და მე-6 ნახშირბადატომის აქტიური წყალბადები და მიიღება წრფივი ალნაგობის პოლიმერი და წყალი:



შემდეგ რეაქციაში შედის პოლიმერის შედგენილობაში შემავალი ფენოლის მე-4 ნახშირბადატომის აქტიური წყალბადი და ფორმალდეჰიდი. წყლის მოლეკულის გამოყოფის შედეგად მიიღება ბადისებური სტრუქტურის მქონე პოლიმერი — ფენოლფორმალდეჰიდური ფისი.

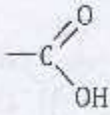


ფენოლფორმალდეჰიდური ფისის მიღება პოლიკონდენსაციის რეაქციაა (იხ. პოლიმერები).

ალდეჰიდების აღმოჩენა შესაძლებელია აგრეთვე ფუქსინგოგირდოვანი მჟავას ხსნარით. ფუქსინი წითელი ფერის საღებავია. თუ ფუქსინის წყალხსნარში გავატარებთ გოგირდ(IV)-ის ოქსიდს (SO_2), მაშინ ხსნარი გაუფერულდება და მიიღება ფუქსინგოგირდოვანი მჟავა, რომელიც უფეროა. თუ ფუქსინგოგირდოვანმჟავას უფერო ხსნარს დავუმატებთ ალდეჰიდს, ფუქსინის წითელი ფერი აღდგება. ეს რეაქცია ახასიათებს მხოლოდ ალდეჰიდებს.

3.6 კარბონმჟავები

კარბონმჟავას მოლეკულაში ნახშირწყალბადის რადიკალთან დაკავშირებულია კარბოქსილის ფუნქციური ჯგუფი:

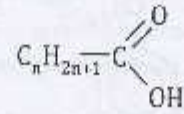


კარბონმჟავების ზოგადი ფორმულაა: $R-C(=O)-OH$

კარბოქსილის რაოდენობის მიხედვით არსებობს ერთ- და მრავალფუძიანი მჟავები, ხოლო რადიკალის ბუნების მიხედვით – ნაჯერი, უჯერი, ციკლური, არომატული და სხვ.

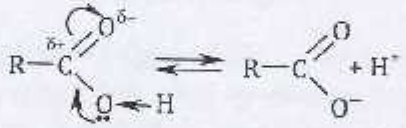
3.6.1 ნაჯერი ერთფუძიანი მჟავები

ნაჯერი ერთფუძიანი კარბონმჟავების ზოგადი ფორმულაა:



კარბოქსილის ჯგუფში ნახშირბადატომი sp^2-ჰიბრიდიზაციაშია. ამის გამო ატომები ერთ სიბრტყეშია განლაგებული, ვალენტური კუთხე 120°-ია. კარბოქსილის ჯგუფი ფორმალურად შედგება კარბონილისა და ჰიდროქსილის ჯგუფებისაგან, მაგრამ ამ ჯგუფების ურთიერთგავლენის გამო კარბოქსილის ჯგუფს არც კარბონილნაერთებისა და არც სპირტების თვისებები არ ახასიათებს და მათგან განსხვავებით იძენს მჟავას თვისებებს.

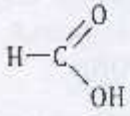
კარბონილის ჯგუფის ნახშირბადატომი ნაწილობრივი დადებითი მუხტის გამო იზიდავს ჟანგბადის თავისუფალ ელექტრონულ წყვილს და O–H ბმის პოლარიზაციას იმდენად აძლიერებს, რომ წყალხსნარში წყალბადი წყდება კატიონის სახით:

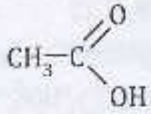


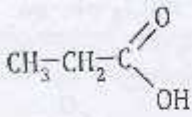
თავის მხრივ, ჰიდროქსილის ჯგუფიც ახდენს გავლენას კარბონილის ჯგუფზე. ჰიდროქსილის ჟანგბადიდან თავისუფალი ელექტრონული წყვილის მიზიდვის შედეგად კარბონილის ნახშირბადატომზე დადებითი მუხტის რაოდენობა მცირდება და კარბონილის ჯგუფისათვის დამახასიათებელი მიერთების რეაქციები ალარ მიმდინარეობს.

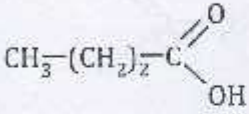
ჰომოლოგიური რიგი და ნომენკლატურა.

კარბონმჟავების ჰომოლოგიური რიგის წევრებია:

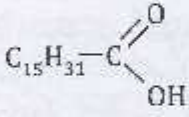
 – ჭიანჭველმჟავა ანუ მეთანმჟავა

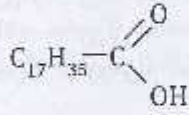
 – ძმარმჟავა ანუ ეთანმჟავა

 – პროპიონმჟავა ანუ პროპანმჟავა

 – ერბომჟავა ანუ ბუტანმჟავა

გრძელჯაჭვიანი წევრები:

 – პალმიტინმჟავა (ჰექსადეკანმჟავა)

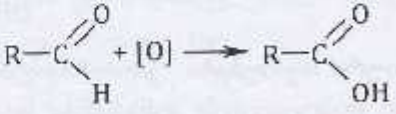
 – სტეარინმჟავა (ოქტადეკანმჟავა) და სხვ.

კარბონმჟავების ნომენკლატურა ძირითადად ტრივიალურია. საერთაშორისო ნომენკლატურის მიხედვით მათი სახელწოდების მისაღებად ალკანის სახელწოდებას ემატება სიტყვა „მჟავა".

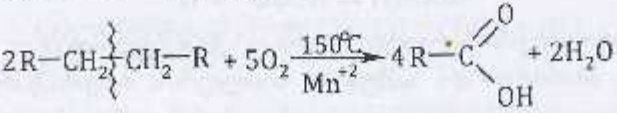
კარბონმჟავების მიღების ზერხები

კარბონმჟავებს ღებულობენ:

1) ალდეჰიდების დაჟანგვით:



2) ალკანების კატალიზური დაჟანგვით:



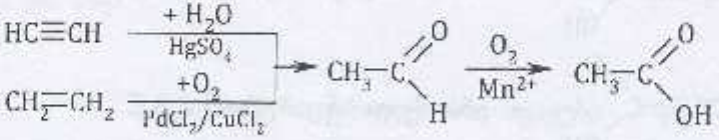
კატალიზატორად ამ რეაქციაში გამოყენებულია Mn-ის კატალიზატორები. ალკანების მოლეკულა იხლიჩება დაახლოებით შუაზე და CH_2 ჯგუფი გარდაიქმნება კარბოქსილის ჯგუფად.

ჭიანჭველმჟავას მრეწველობაში ღებულობენ ნახშირბადის მონოოქსიდის გატარებით ნატრიუმის ტუტეში მაღალი ტემპერატურისა და წნევის პირობებში, შემდეგ კი მიღებულ მარილზე ძლიერი მჟავას მოქმედებით:

$$CO + NaOH \xrightarrow{200^\circ C,\ 0.7\ მპა} HCOONa$$

$$HCOONa + HCl \xrightarrow{t} HCOOH\uparrow + NaCl$$

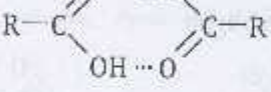
3) ძმარმჟავას მრეწველობაში ღებულობენ ჰაერის ჟანგბადით აცეტალდეჰიდის კატალიზური დაჟანგვის შედეგად, აცეტალდეჰიდს კი — აცეტილენის ჰიდრატაციით ან ეთილენის კატალიზური დაჟანგვით $PdCl_2$-ის და $CuCl_2$-ის თანაობისას:



კარბონმჟავების თვისებები

ფიზიკური თვისებები. C_1-დან C_9-მდე კარბონმჟავები უფერო სითხეებია, C_{10}-დან — მყარი. თხევად ნივთიერებებს სუნი აქვს, მყარი — უსუნოა. ჭიანჭველმჟავას და ძმარმჟავას მძაფრი სუნი აქვს, C_3-დან C_9-მდე მჟავებს კი — არასასიამოვნო სუნი. ჰომოლოგიური რიგის პირველი ოთხი წევრი იხსნება წყალში. შემდეგ ხსნადობა ძალიან კლებულობს და მყარი მჟავები წყალში უხსნადია.

კარბონმჟავები ასოცირებულია წყალბადური ბმებით. სპირტებისაგან განსხვავებით მჟავებში წყალბადური ბმები უფრო ძლიერია და აირად მდგომარეობაშიც კი ისინი დიმერებს წარმოადგენს, რომლებშიც ორი წყალბადური ბმაა:



ქიმიური თვისებები. კარბონმჟავები ანუ ორგანული მჟავები სუსტი მჟავებია: მათი დისოციაციის კონსტანტა დაახლოებით 10^{-4}—10^{-5}-ის რიგისაა.

$$RCOOH \rightleftarrows RCOO^- + H^+$$

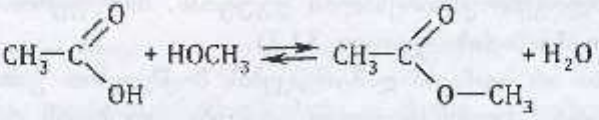
ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრი — ჭიანჭველმჟავა — 10-ჯერ უფრო ძლიერია, ვიდრე ძმარმჟავა და საშუალო სიძლიერის მჟავას წარმოადგენს. მისი ჰომოლოგები რადიკალის გავლენით უფრო სუსტი მჟავებია. რადიკალი კოვალენტური ბმის განზიდვის გამო (დადებითი ინდუქციური ეფექტი) ამცირებს კარბოქსილის ნახშირბადატომის დადებით მუხტს. ამიტომ მცირდება ჰიდროქსილის ჟანგბადიდან ოლეიხუფალი ელექტრონული წყვილის მიზიდვა და,

შესაბამისად, O–H ბმის პოლარიზაციაც.

ორგანულ მჟავებს ახასიათებს არაორგანული მჟავების ყველა თვისება – რეაქციაში შედის მეტალებთან, ფუძე ოქსიდებთან, მეტალის ჰიდროქსიდებსა და სუსტი მჟავას მარილებთან:

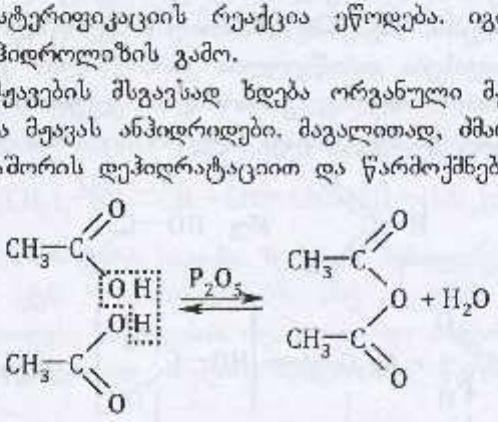
$$2CH_3COOH + Mg \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2$$
$$2CH_3COOH + MgO \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2O$$
$$2CH_3COOH + Mg(OH)_2 \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + 2H_2O$$
$$2CH_3COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2CH_3COONa + H_2O + CO_2\uparrow$$

არაორგანული მჟავების მსგავსად ორგანული მჟავები რეაქციაში შედის სპირტებთან და ესტერებს წარმოქმნის, მაგალითად:

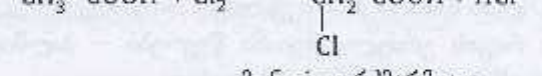


ამ რეაქციას ესტერიფიკაციის რეაქცია ეწოდება. იგი შექცევადია წარმოქმნილი ესტერის ჰიდროლიზის გამო.

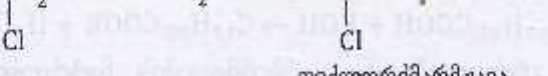
არაორგანული მჟავების მსგავსად ხდება ორგანული მჟავების დეჰიდრატაცია და წარმოიქმნება მჟავას ანჰიდრიდები. მაგალითად, ძმარმჟავას ორი მოლეკულის მოლეკულათაშორის დეჰიდრატაციით და წარმოქმნება ძმრის ანჰიდრიდი:



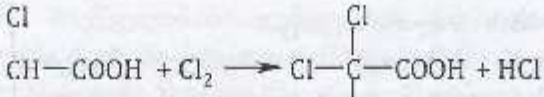
არაორგანული მჟავებისაგან განსხვავებით ორგანული მჟავები რეაქციაში შედის ჰალოგენებთან და წარმოქმნის ჰალოგენჩანაცვლებულ მჟავებს. მაგალითად, ძმარმჟავაზე ქლორის მოქმედებით მიიღება ქლორჩანაცვლებული მჟავები:



მონოქლორძმარმჟავა

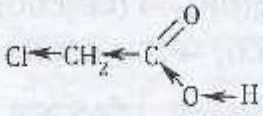


დიქლორძმარმჟავა



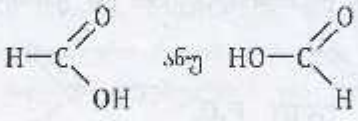
ტრიქლორძმარმჟავა

ჰალოგენჩანაცვლებული მჟავების სიძლიერე ჰალოგენის გავლენით იზრდება O–H ბმის პოლარიზაციის გაზრდის გამო.

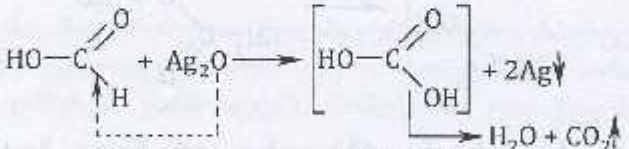


რაც უფრო მეტია ჩანაცვლებული ჰალოგენის ატომთა რაოდენობა და რაც უფრო ახლოა ჰალოგენი კარბოქსილის ჯგუფთან, მით უფრო ძლიერია ჰალოგენჩანაცვლებული მჟავა (იხ. ქვეთავი 3.1.2).

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 წარმოქმნის ალდეჰიდის ჯგუფს. ამრიგად, ჭიანჭველმჟავა ალდეჰიდიც არის და მჟავაც.



ანუ



ნახშირმჟავა

ჭიანჭველმჟავა გამოყენებულია ვეტერინარიაში (ფუტკრის დაავადების სამკურნალოდ), ხილის წვენის დასაკონსერვებლად და ა.შ.

ძმარმჟავას 3-5%-იან ხსნარს ძმარი ეწოდება და გამოყენებულია კულინარიაში.

ჰომოლოგიური რიგის გრძელჯაჭვიანი წევრები – პალმიტინის და სტეარინის მჟავები – გამოყენებულია საპნის მისაღებად:

$$C_{17}H_{35}COOH + NaOH \rightarrow C_{17}H_{35}COONa + H_2O$$

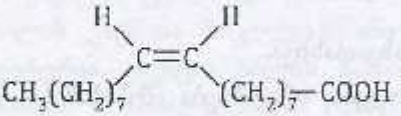
$$C_{17}H_{35}COOH + KOH \rightarrow C_{17}H_{35}COOK + H_2O$$

საპონი არის გრძელჯაჭვიანი კარბონმჟავების ნატრიუმისა და კალიუმის მარილი. ნატრიუმის საპონი მაგარია, კალიუმისა – რბილი. სხვა მეტალების მარილები ან ძვირია, ან წყალში არ იხსნება და სარეცხ საშუალებად არ გამოდგება.

3.6.2 უჯერი კარბონმჟავები

უჯერი კარბონმჟავების მოლეკულაში კარბოქსილის ჯგუფთან დაკავშირებულია უჯერი ნახშირწყალბადის რადიკალი.

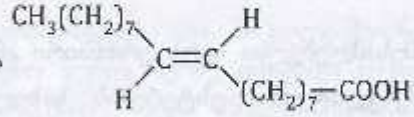
უჯერი მჟავების წარმომადგენელია აკრილის მჟავა $CH_2=CH-COOH$ გრძელჯაჭვიანი წევრებიდან აღსანიშნავია ოლეინის მჟავა $C_{17}H_{33}COOH$, რომლის სტრუქტურული ფორმულაა $CH_3(CH_2)_7CH=CH(CH_2)_7COOH$. იგი არსებობს ორი გეომეტრიული იზომერის სახით:



ცის-იზომერი

ოლეინის მჟავა

და



ტრანს-იზომერი

ელაიდინის მჟავა

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 π-ბმას შეიცავს და წარმოადგენს ოქტადეკა-9,12-დიენმჟავას:

$$CH_3-(CH_2)_4-\overset{13}{C}H=\overset{12}{C}H-\overset{11}{C}H_2-\overset{10}{C}H=\overset{9}{C}H-(CH_2)_7-\overset{1}{C}OOH$$

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:

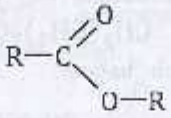
$$n\,CH_2=CH-COOH \rightarrow \left(-CH_2-\underset{\displaystyle COOH}{\underset{|}{CH}}-\right)_n$$

ანალოგიურად პოლიმერიზდება აკრილის მჟავას მეთილეთერი და წარმოქმნის პოლიმეთილაკრილატს, რომელსაც ორგანული მინა ეწოდება:

$$n\,CH_2=CH-COOCH_3 \rightarrow \left(-CH_2-\underset{\displaystyle COOCH_3}{\underset{|}{CH}}-\right)_n$$

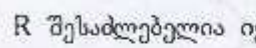
3.7 რთული ეთერები ანუ ესტერები

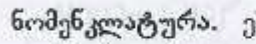
რთული ეთერები ანუ ესტერები კარბონმჟავას ისეთი ნაწარმია, რომელშიც კარბოქსილის წყალბადი ჩანაცვლებულია ნახშირწყალბადის რადიკალით, მათი ზოგადი ფორმულაა:



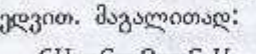
R შესაძლებელია იყოს ერთნაირი ან სხვადასხვა.

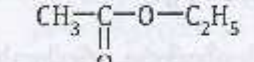
ნომენკლატურა. ესტერების სახელწოდება იწარმოება შესაბამისი მჟავას და კარბოქსილის ჯგუფთან ჩანაცვლებული რადიკალის სახელწოდებების მიხედვით. მაგალითად:


– ძმარმჟავა ეთილესტერი ანუ ეთილაცეტატი

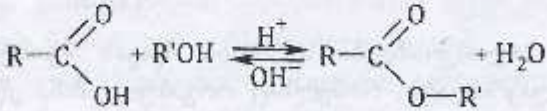

– პროპიონმჟავა მეთილესტერი ანუ მეთილპროპიონატი.

საერთაშორისო ნომენკლატურით ჯერ ასახელებენ კარბოქსილთან დაკავშირებულ რადიკალს და შემდეგ მჟავას სახელწოდებას „ატი“ დაბოლოებით:


– ეთილეთანატი


– მეთილპროპანატი

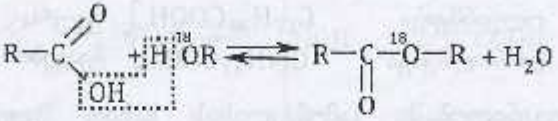
მიღების ხერხები. ესტერის მიღების კლასიკური მეთოდია კარბონმჟავაზე სპირტების მოქმედება. ამ რეაქციის კატალიზატორია გოგირდმჟავა, რომელიც კატალიზური მოქმედების გარდა წყალწამრომევიცაა და შექცევად პროცესს გადახრის მარჯვნივ:



პირდაპირ რეაქციას ესტერიფიკაციის (ანუ ეთერიფიკაციის) რეაქცია ეწოდება, შებრუნებულს – შესაპნის (იგივე ჰიდროლიზის პროცესია). შებრუნებული რეაქცია მიმდინარეობს ტუტე არეში.

ესტერიფიკაციის რეაქციის მექანიზმი დადგინდა ნიშანდებული ჟანგბადატომის საშუალებით. აიღეს სპირტი, რომლის შედგენილობაში შედიოდა ჟანგბადის ნუკლიდი, რომლის მასური რიცხვი იყო 18 ($^{18}_{8}O$). რეაქციის შემდეგ მძიმე ჟანგბადატომი ესტერის შედგენილობაში აღმოჩნდა. ცხადი გახდა, რომ რეაქცი-

ის პროცესში წყლის მოლეკულა წარმოიქმნება მჟავას ჰიდროქსილისა (OH) და სპირტის წყალბადისაგან:



თვისებები. შედგენილობის მიხედვით ესტერები იყოფა სამ ჯგუფად – ხილის ესენცია, ცვილი და ცხიმი.

ხილის ესენცია მოკლეჯაჭვიანი კარბონმჟავისა და მოკლეჯაჭვიანი სპირტის ესტერია. ესენცია ხილის სასიამოვნო სუნის მქონე თხევადი ნივთიერებაა. მაგალითად: იზოამილეთანატს ($CH_3COOC_5H_{11}i$)[7] აქვს მსხლის სუნი, ბუტილბუტანატს ($C_3H_7COOC_4H_9$) – ანანასის სუნი, ამილეთანატს ($CH_3COOC_5H_{11}$) – ბანანის სუნი და ა.შ. (ამილი პენტილის რადიკალის ძველი სახელწოდებაა).

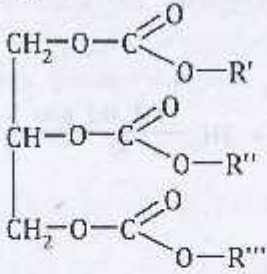
ხილის ესენციებს იყენებენ საკონდიტრო წარმოებაში.

ცვილი გრძელჯაჭვიანი კარბონმჟავის და გრძელჯაჭვიანი სპირტის რთული ეთერია, მაგალითად, ფუტკრის ცვილი პალმიტინის მჟავას ($C_{15}H_{31}COOH$) და მირიცილის სპირტის ($C_{30}H_{61}OH$) ესტერია – $C_{15}H_{31}COOC_{30}H_{61}$.

ესტერებიდან ყველაზე დიდი მნიშვნელობა აქვს ცხიმებს.

3.7.1 ცხიმები

ცხიმი გლიცერინისა და გრძელჯაჭვიანი ერთფუძიანი კარბონმჟავის ესტერია. ცხიმის ზოგადი ფორმულაა:



R′, R″, R‴ ნახშირწყალბადის რადიკალებია.

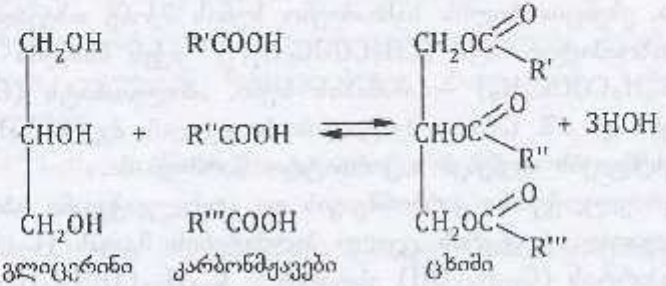
ბუნებრივი ცხიმი, როგორც წესი, სხვადასხვა მჟავას ესტერია და სხვადასხვა რადიკალისაგან შედგება. ცხიმების შედგენილობაში შედის ნორმალური აღნაგობისა და ლუწი რაოდენობის ნახშირბადატომების შემცველი მჟავების ნაშთები, როგორიცაა:

[7] i – აღნიშნავს "იზო"-ს

პალმიტინმჟავა	$C_{15}H_{31}COOH$	ნაჯერი
სტეარინმჟავა	$C_{17}H_{35}COOH$	მჟავები
ოლეინმჟავა	$C_{17}H_{33}COOH$	უჯერი
ლინოლმჟავა	$C_{17}H_{31}COOH$	მჟავები

კარაქის შედგენილობაში გამონაკლისის სახით შედის მოკლეჯაჭვიანი ერბომჟავას (C_3H_7COOH) ნაშთი.

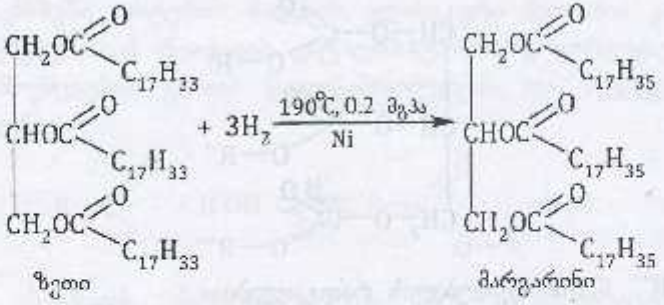
ცხიმის მიღება შესაძლებელია ესტერიფიკაციის რეაქციით, რომელშიც გლიცერინი და კარბონმჟავა მონაწილეობს (ბერტლოს რეაქცია):



გლიცერინი კარბონმჟავები ცხიმი

წარმოშობის მიხედვით არსებობს მცენარეული და ცხოველური ცხიმი. როგორც წესი, მცენარეული ცხიმი თხევადია და მას ზეთი ეწოდება. ცხოველური ცხიმი მყარია და ქონი ეწოდება*. ქონის შედგენილობაში დიდი რაოდენობით შედის ნაჯერი მჟავების ნაშთები, ხოლო ზეთის შედგენილობაში – უჯერი მჟავების ნაშთები.

უჯერ მჟავათა ნაშთების შემცველობის გამო ზეთი იერთებს წყალბადს და წარმოქმნის მყარ ცხიმს, რომელსაც მარგარინი ეწოდება. მაგალითად:

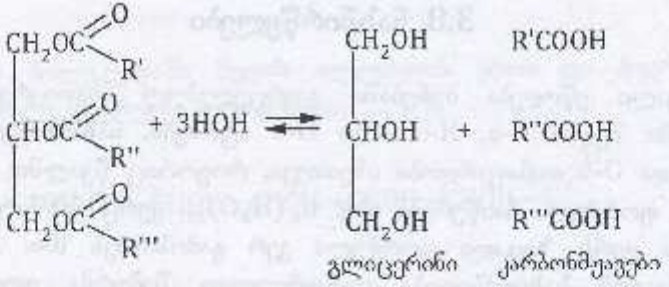


ზეთი მარგარინი

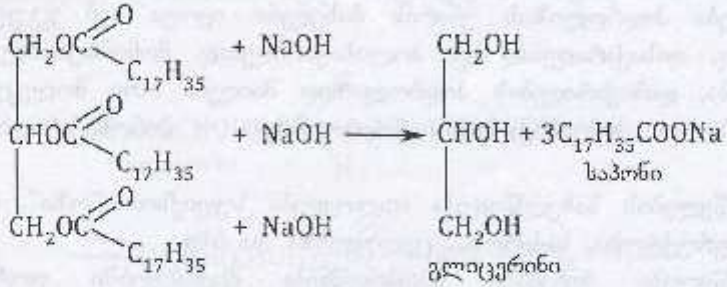
ცხიმი, როგორც ესტერი, ჰიდროლიზდება. ჰიდროლიზს ატარებენ ან გადახურებული წყლის ორთქლით, ან ტუტეებთან დულილით. წყალთან დულილისას მიიღება გლიცერინი და მჟავა (შევრელის რეაქცია):

---

* გამონაკლისებია თევზის ქონი, რომელიც თხევადი ცხიმია და კაკაოს, არაქისისა და ქოქოსის ზეთები, რომლებიც მყარი ცხიმებია.



ტუტეებთან ღულილისას მიიღება გლიცერინი და საპონი:



ნატრიუმის საპონი შედარებით მაგარია, კალიუმისა კი — რბილი. ტყვიის საპონი ($(C_{17}H_{35}COO)_2Ph$) გამოყენებულია მედიცინაში, როგორც გარეგანი საშუალება.

ცხიმი მნიშვნელოვანი საკვები ნივთიერებაა. ადამიანის ორგანიზმში იგი ჯერ ჰიდროლიზდება, შემდეგ ჰიდროლიზის პროდუქტები — გლიცერინი და კარბონმჟავები შეიწოვება ნაწლავებიდან და ისევ სინთეზირდება უკვე ამ ორგანიზმისათვის დამახასიათებელი ალნაკობის ცხიმი. ცხიმების საშუალებით ორგანიზმი ღებულობს უჯერ კარბონმჟავებს, რომელთა სინთეზი მას არ შეუძლია. უჯერი მჟავები ორგანიზმში ასრულებს პროვიტამინის ფუნქციას და ბიოლოგიურად აქტიური ნივთიერებების წინამორბედებია.

3.8 ნახშირწყლები

ნახშირწყალი ეწოდება ბუნებაში გავრცელებულ ნივთიერებას, რომლის შედგენილობაში შედის C-ს, H-ისა და O-ს ატომები. ნახშირწყლის მოლეკულაში H-ისა და O-ს თანაფარდობა ისეთივეა, როგორიც წყალში (2:1). ამიტომ მათი ზოგადი ფორმულა ჩაიწერება ასე: $C_n(H_2O)_m$. 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.

ნახშირწყლების სახელწოდება ბოლოვდება სუფიქსით "ოზა", მაგალითად: გლუკოზა, ფრუქტოზა, საქაროზა, ცელულოზა და სხვ.

ნახშირწყლები ბუნებაში წარმოიქმნება მცენარეებში ფოტოსინთეზის შედეგად. ფოტოსინთეზი რთული კატალიზური პროცესია, რომელიც ფერმენტების, ქლოროფილისა და მზის ენერგიის გამოყენებით მიმდინარეობს. გამარტივებული სახით ფოტოსინთეზი შემდეგი სქემით შეიძლება წარმოვიდგინოთ:

ჯერ მზის ენერგიით წყალი იშლება ატომურ წყალბადად და მოლეკულურ ჟანგბადად:

$$2nH_2O \xrightarrow{h\nu} 4nH + nO_2$$

მოლეკულური ჟანგბადი ატმოსფეროში გამოიყოფა, ხოლო ატომური წყალბადი აღადგენს ნახშირბადის დიოქსიდს ნახშირწყლამდე:

$$nCO_2 + 4nH \longrightarrow C_nH_{2n}O_n + nH_2O$$

3.8.1 მონოსაქარიდები

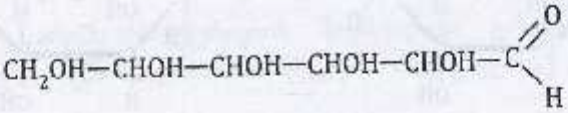
მონოსაქარიდები პოლისაქარიდების ჰიდროლიზის საბოლოო პროდუქტებია. მათი ზოგადი ფორმულაა $C_nH_{2n}O_n$. ნახშირბადატომების რაოდენობის მიხედვით მონოსაქარიდები იყოფა პენტოზებად და ჰექსოზებად.

პენტოზების შედგენილობაში შედის 5 ნახშირბადატომი, ხოლო ჰექსოზების შედგენილობაში – 6 ნახშირბადატომი. მათი ზოგადი ფორმულებია: $C_5H_{10}O_5$ და $C_6H_{12}O_6$.

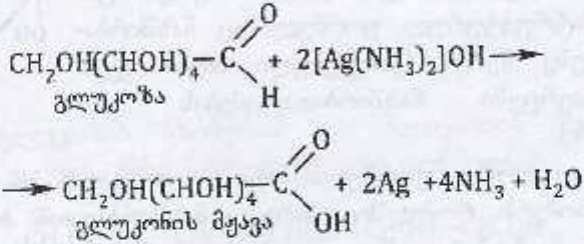
ბუნებაში ყველაზე გავრცელებული მონოსაქარიდებია **ჰექსოზები**. ჰექსოზებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია გლუკოზა ანუ ყურძნის შაქარი და ფრუქტოზა ანუ ხილის შაქარი.

გლუკოზა

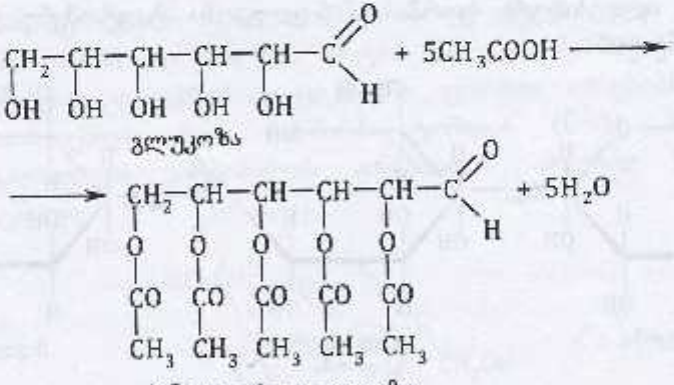
გლუკოზას მოლეკულაში შედის ალდეჰიდის ერთი და ჰიდროქსილის 5 ჯგუფი. მისი სტრუქტურული ფორმულაა:



გლუკოზა ალდეჰიდსპირტია და აქვს როგორც ალდეჰიდის, ისე მრავალატომიანი სპირტის დამახასიათებელი თვისებები, მაგალითად, „ვერცხლის სარკის“ რეაქცია:

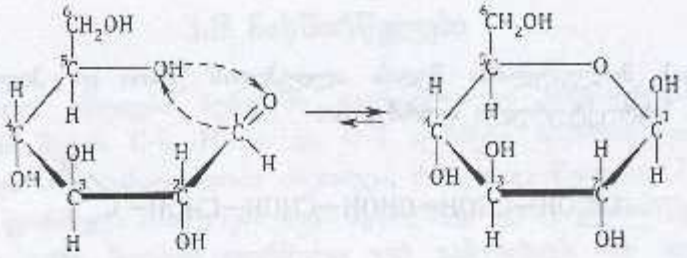


როგორც სპირტი შედის რეაქციაში ძმარმჟავასთან და ესტერს — პენტააცეტილგლუკოზას წარმოქმნის:

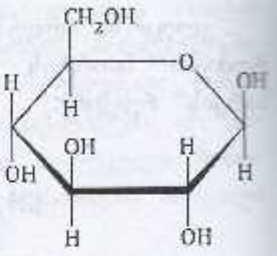


პენტააცეტილგლუკოზა

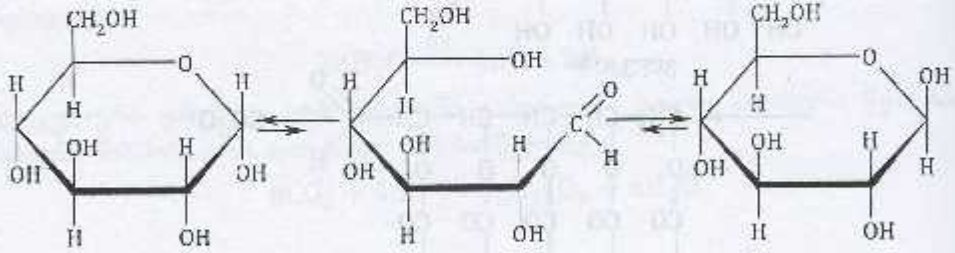
გლუკოზას აქვს ისეთი თვისებებიც, რომელსაც ალდეჰიდური ფორმულა ვერ გამოხატავს. აღმოჩნდა, რომ გლუკოზის ალდეჰიდური ფორმა ადვილად გადადის ციკლურში. ციკლურ ფორმაში გადასვლას ხელს უწყობს გლუკოზის ჩონჩხის ისეთი გეომეტრიული ფორმის წარმოქმნა, როდესაც ალდეჰიდის ჯგუფი და მეხუთე ნახშირბადატომის ჰიდროქსიდი მაქსიმალურად უახლოვდება ერთმანეთს:



ასეთ გეომეტრიულ ფორმაში მეხუთე ნახშირბადის ჰიდროქსილის წყალბადი გადადის კარბონილის ჟანგბადთან, ხოლო ჟანგბადის ატომი უკავშირდება კარბონილის ნახშირბადატომს. ამგვარად წარმოიქმნება ციკლი, რომლის სტრუქტურულ ფორმულასაც ნახშირბადატომების გარეშე წერენ (გამუქებული ბმები უკეთ გამოსახავს სივრცეში ნახშირბადატომების ურთიერთგანლაგებას):



გლუკოზის ციკლური ფორმულა ორი — α და β — იზომერის სახით არსებობს. იმ იზომერს, რომელშიც პირველ ნახშირბადთან ჰიდროქსილი დგას ციკლის ზევით, β-იზომერი ეწოდება, ხოლო იმ იზომერს, რომელშიც ჰიდროქსილი დგას ციკლის ქვევით — α-იზომერი. წყალხსნარში α და β იზომერები ურთიერთგარდაიქმნება ალდეჰიდური ფორმის გავლით. α-გლუკოზა, ღიაჯაჭვიანი ალდეჰიდური ფორმა და β-გლუკოზა ტაუტომერულ წონასწორობაშია ერთმანეთთან:



α-გლუკოზა ალდეჰიდური ფორმა β-გლუკოზა

ტაუტომეტრულ ნარევში β გლუკოზა ~62%-ია, α გლუკოზა ~38%, ხოლო ალდეჰიდური ფორმა — 0.02%. ალდეჰიდური ფორმის სიმცირის გამო გლუკოზა ფუქსინგოგირდოვანმჟავას წითლად ვერ აფერადებს.

გლუკოზა მცენარეებში წარმოიქმნება ფოტოსინთეზის შედეგად:

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{h\nu,\ \text{ქლოროფილი}} C_6H_{12}O_6 + 6O_2\uparrow$$

გლუკოზა თეთრი ფერის, წყალში კარგად ხსნადი ფხვნილია, შედის ხილის წვენში და თაფლის შემგენილობაში, განსაკუთრებით ლიდი რაოდენობითაა ყურძნის წვენში.

გლუკოზა სუნთქვის პროცესში ნახშირორჟანგისა და წყლის წარმოქმნით იშლება:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \xrightarrow{\text{სუნთქვა}} 6CO_2\uparrow + 6H_2O$$

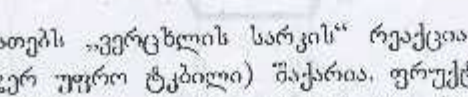
ხოლო უჟანგბადო არეში ბაქტერიების მოქმედებით განიცდის ფერმენტულ გახლეჩას (დუღილს). ცნობილია: სპირტული, რძემჟავური, ერბომჟავური და სხვა დუღილი.

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow[\text{ბაქტერიები}]{\text{სპირტული დუღილის}} 2C_2H_5OH + 2CO_2\uparrow$$

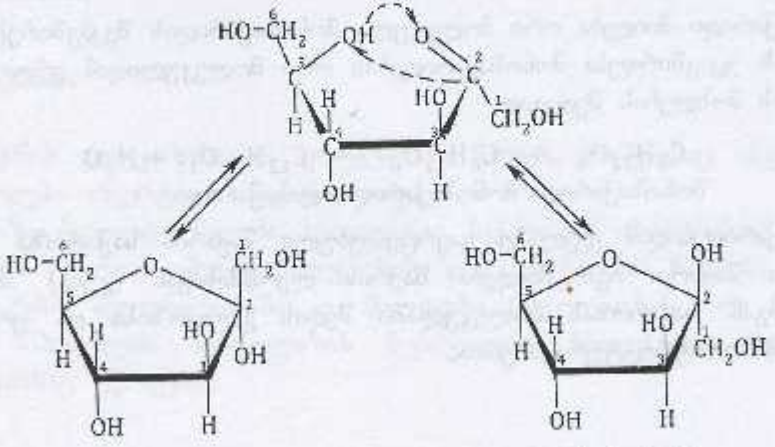
$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow[\text{ბაქტერიები}]{\text{რძემჟავური დუღილის}} 2CH_3-CH(OH)-COOH$$

ფრუქტოზა

ფრუქტოზა გლუკოზის იზომერია. იგი ალდეჰიდის ჯგუფის ნაცვლად შეიცავს კეტონის ჯგუფს, მისი სტრუქტურული ფორმულაა:



მას არ ახასიათებს „ვერცხლის სარკის“ რეაქცია. იგი ყველაზე ტკბილი (საქაროზაზე 1.5-ჯერ უფრო ტკბილი) შაქარია. ფრუქტოზა დიდი რაოდენობით შედის თაფლში (60%) და ხილში, ამიტომ მას ხილის შაქარიც ეწოდება. გლუკოზის მსგავსად ფრუქტოზაც ციკლური ფორმით არსებობს. ციკლური ფორმულა წარმოიქმნება მე-5 ნახშირბადატომიდან (C–5) ჰიდროქსილის წყალბადის გადასვლით კარბონილის ჟანგბადთან. ამჯერად წარმოიქმნება ხუთწევრიანი ციკლი:

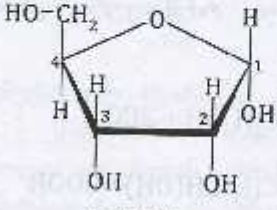


α-ფრუქტოზა

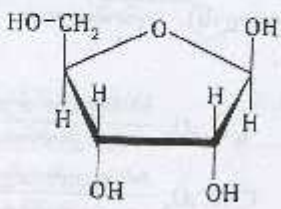
β-ფრუქტოზა

პენტოზები

პენტოზა მონოსაქარიდია, რომლის შედგენილობაში შედის ნახშირბადის 5 ატომი. პენტოზებიდან აღსანიშნავია რიბოზა. იგი არსებობს α და β-იზომერების სახით და ხუთწევრიანი ციკლური აღნაგობა აქვს:

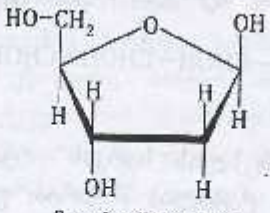


α-რიბოზა



β-რიბოზა

ბუნებაში გავრცელებულია ისეთი პენტოზაც, რომლის მეორე ნახშირბადთან (C–2) ჰიდროქსილის ჯგუფს ჩამოცილებული აქვს ჟანგბადის ატომი. მას დეზოქსირიბოზა ეწოდება.



β-დეზოქსირიბოზა

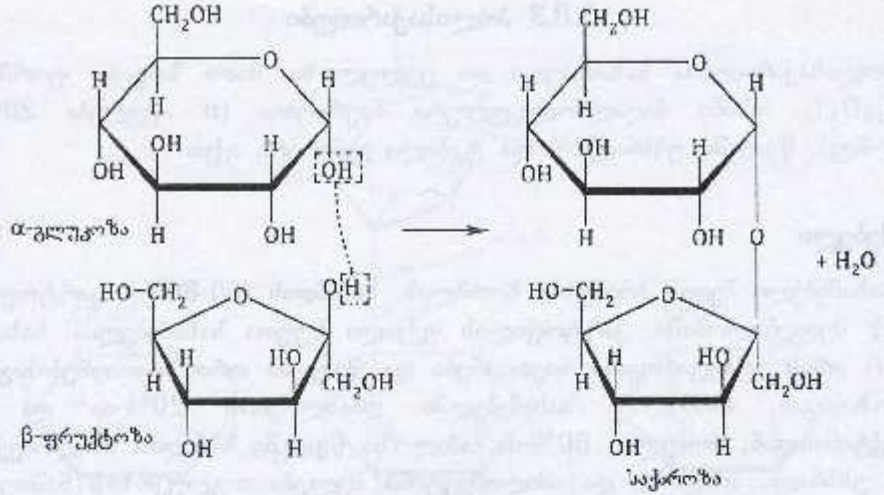
β-რიბოზა და β-დეზოქსირიბოზა შედის ნუკლეინის მჟავების შედგენილობაში.

3.8.2 დისაქარიდები

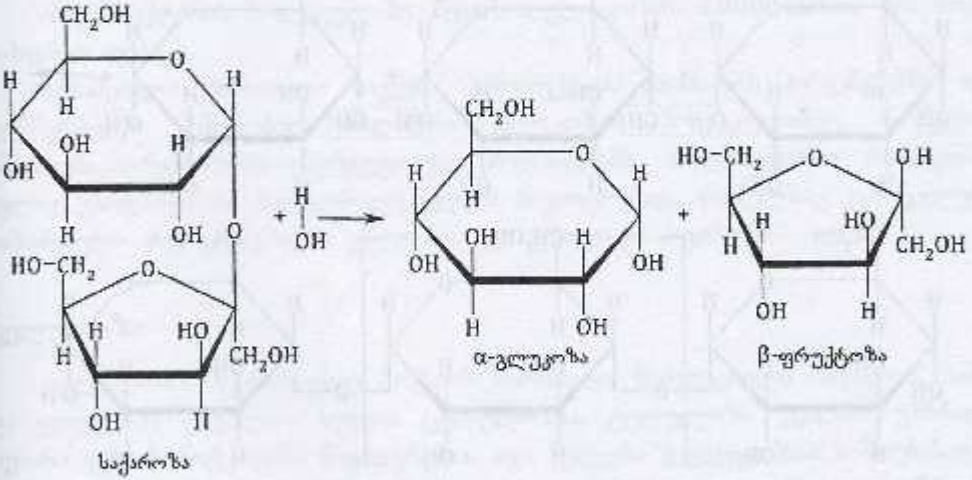
დისაქარიდი მიიღება ორი მოლეკულა მონოსაქარიდის შეკავშირებით. ისინი ერთმანეთს უკავშირდება მონოსაქარიდების ორი მოლეკულიდან ერთი მოლეკულა წყლის მოხლეჩის შედეგად:

$$\underset{\text{მონოსაქარიდი}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{მონოსაქარიდი}}{C_6H_{12}O_6} \longrightarrow \underset{\text{დისაქარიდი}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O$$

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 (ინვერტაზა) მოქმედებით ჰიდროლიზდება:



და წარმოქმნის გლუკოზისა და ფრუქტოზის ნარევს, რომელსაც ინვერტული შაქარი ეწოდება. ინვერტული შაქარია თაფლი.

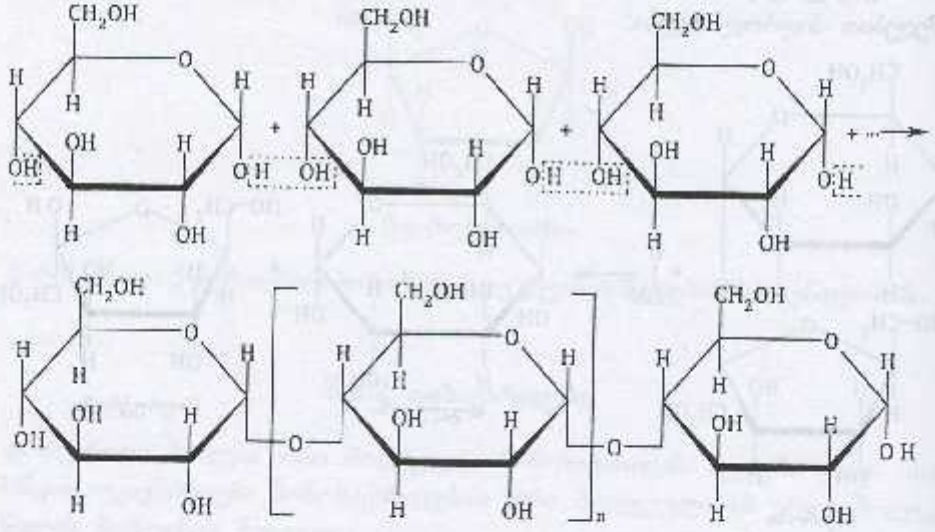
საქაროზა ძირითადი საკვები პროდუქტია. საქაროზას იზომერებია: ლაქტოზა ანუ რძის შაქარი, რომელიც გლუკოზისა და გალაქტოზის ნაშთებს შეიცავს და შედის რძის შეღგენილობაში, და მალტოზა (α-გლუკოზის ორი ნაშთით), რომელიც საზამთლის ჰიდროლიზის შუალედური პროდუქტია. მალტოზას ალაოს შაქარსაც უწოდებენ.

3.8.3 პოლისაქარიდები

პოლისაქარიდებია სახამებელი და ცელულოზა. მათი ზოგადი ფორმულაა $(C_6H_{10}O_5)_n$. ისინი მაღალმოლეკულური ნაერთებია (n იცვლება 200-დან 7000-მდე). წყალში უხსნადებია და ტკბილი გემო არა აქვთ.

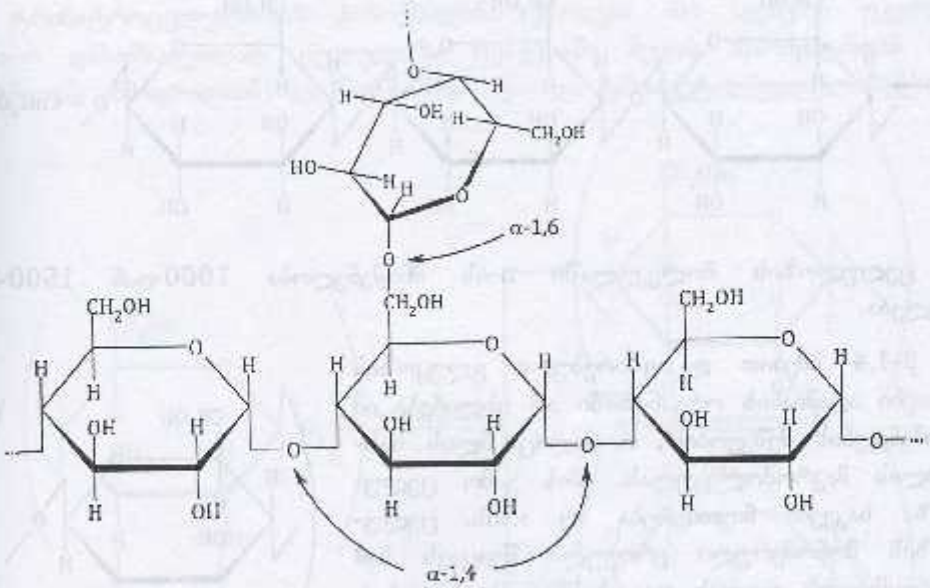
სახამებელი

სახამებელი შედის ბრინჯის, სორბლის, სიმინდის (60-80%), კარტოფილის (20%) შედგენილობაში. კარტოფილის ფქვილი სუფთა სახამებელია. სახამებელი არ არის ერთგვაროვანი ნივთიერება და შედგება ორი ნივთიერებისაგან – ამილოზისაგან, რომელიც სახამებელში დაახლოებით 20%-ია და ამილოპექტინისაგან, რომელიც 80%-ია. ამილოზა წყალში ხსნადია, ამილოპექტინი კი – უხსნადი. ამილოზა და ამილოპექტინი შედგება α-გლუკოზის ნაშთებისაგან. ამილოზის მოლეკულაში α-გლუკოზის ნაშთები ერთმანეთთან დაკავშირებულია α-1,4 ბმებით:



ამილოზის მოლეკულა შედგება α-გლუკოზის დაახლოებით 200 ნაშთისაგან (n=200). მას იოდი ალურჯებს.

ამილოპექტინს დატოტვილი აღნაგობა აქვს, რომელშიც α-გლუკოზის ნაშთები ერთმანეთთან დაკავშირებულია α-1,4 და α-1,6 ბმების საშუალებით:

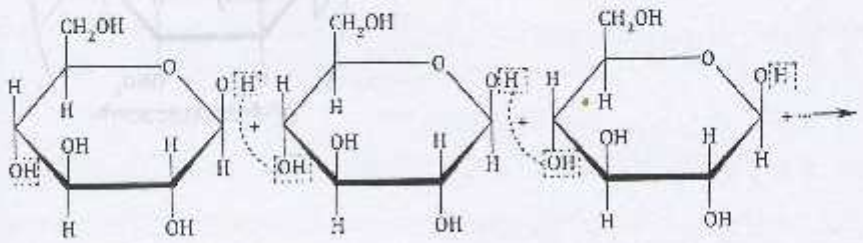


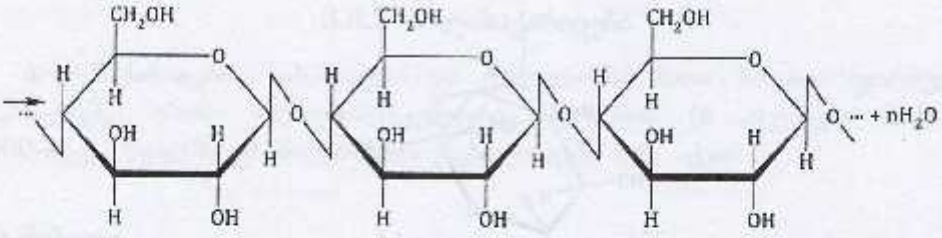
ამილოპექტინის მოლეკულაში შედის α-გლუკოზის 1000 ნაშთი. მას იოდი იისფრად ღებავს.

სახამებელი ძირითადი საკვები პროდუქტია. ადამიანის ორგანიზმში იგი ფერმენტების მეშვეობით იხლიჩება გლუკოზის მოლეკულამდე, რომელიც ხმარდება ორგანიზმის ენერგეტიკულ მოთხოვნებს, ხოლო ჭარბი რაოდენობა კვლავ გარდაიქმნება მაღალმოლეკულურ ნივთიერებად, რომელსაც ცხოველური სახამებელი ანუ გლიკოგენი ეწოდება. იგი გროვდება ღვიძლში.

ცელულოზა

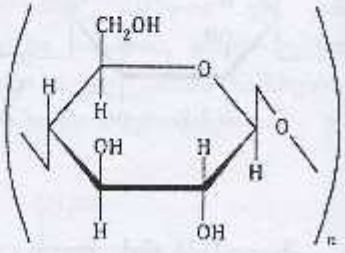
ცელულოზა მცენარეული ბოჭკოს ძირითადი შემადგენელი ნაწილია. ბამბა და ფილტრის ქაღალდი სუფთა ცელულოზაა. ცელულოზა წყალში უხსნადი, თეთრი ფერის ბოჭკოვანი ნივთიერებაა. იგი შედგება β-გლუკოზის ნაშთებისაგან, რომლებიც ერთმანეთთან β-1,4 ბმებითაა დაკავშირებული და მხოლოდ წრფივი აღნაგობა აქვს:



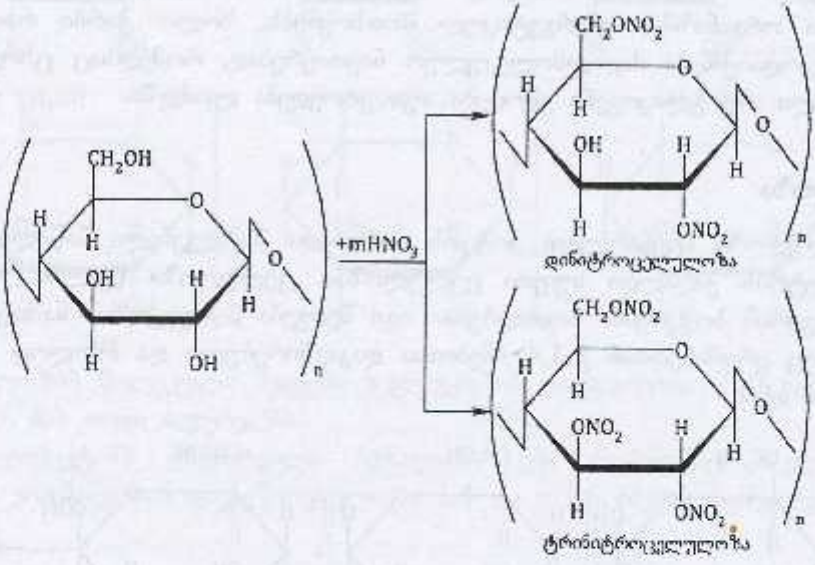


ცელულოზის მოლეკულაში n-ის მნიშვნელობა 1000-დან 1500-მდე იცვლება.

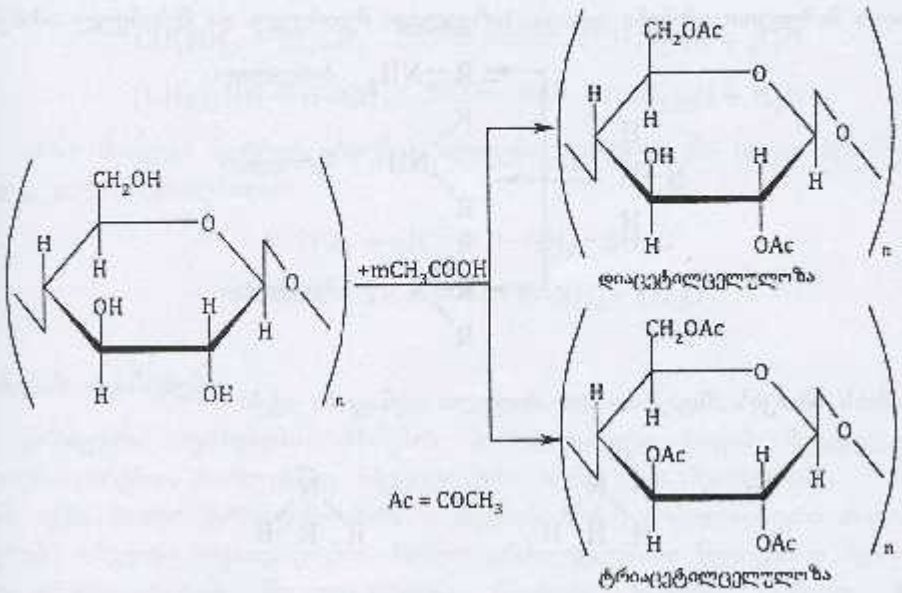
β-1,4 ბმებით დაკავშირებული გლუკოზის ნაშთები ადამიანის ორგანიზმში არ იხლიჩება იმ ფერმენტების მეშვეობით, რომელიც შლის სახამებლის მაკრომოლეკულას. ამის გამო ცელულოზა საკვები ნივთიერება არ არის. ცელულოზის მონომერული ერთეული შეიცავს სამ ჰიდროქსილის ჯგუფს და ახასიათებს სპირტის დამახასიათებელი თვისებები:



რეაქციაში შედის აზოტმჟავასთან და წარმოქმნის დი- და ტრინიტროცელულოზის ნარევს:



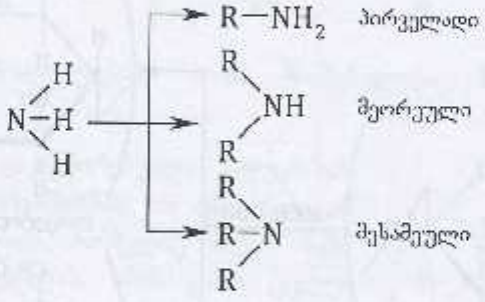
ტრინიტროცელულოზას პიროქსილინი ეწოდება. მას იყენებენ უკვამლო დენთის დასამზადებლად. ცელულოზა რეაქციაში შედის ძმარმჟავასთან (და ძმარმჟავას ანჰიდრიდთან) და წარმოქმნის დი- და ტრიაცეტილცელულოზებს:



დი- და ტრიაცეტილცელულოზა გამოყენებულია ხელოვნური აბრეშუმის ანუ აცეტატური ბოჭკოს დასამზადებლად.

3.9 ამინები

ამინი ამიაკის ნაწარმია, სადაც წყალბადატომები ჩანაცვლებულია ნახშირწყალბადის ერთი ან რამდენიმე რადიკალით. ჩანაცვლებული რადიკალის რაოდენობის მიხედვით ამინები იყოფა პირველად, მეორეულ და მესამეულ ამინებად:



ამინს ამიაკის მსგავსად პირამიდული აღნაგობა აქვს:

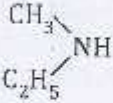


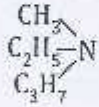
3.9.1 ნაჯერი ამინები

ნომენკლატურა

ამინის სახელწოდება იწარმოება აზოტთან დაკავშირებული რადიკალების სახელწოდებისაგან. მაგალითად:

CH_3-NH_2 – მეთილამინი,


– მეთილეთილამინი,


– მეთილეთილპროპილამინი.

ამინების მიღება

ამინს მრეწველობაში ღებულობენ სპირტის ორთქლისა და ამიაკის ნარევის გატარებით 400°C-მდე გახურებულ Al_2O_3-ზე:

$$CH_3OH + NH_3 \xrightarrow{400^\circ C,\ Al_2O_3} CH_3NH_2 + H_2O$$

მიღებული მეთილამინი შედის რეაქციაში ჭარბ სპირტთან და წარმოქმნის დი- და ტრიმეთილამინს:

$$CH_3NH_2 + HOCH_3 \xrightarrow{400^\circ C,\ Al_2O_3} (CH_3)_2NH + H_2O$$

$$(CH_3)_2NH + HOCH_3 \xrightarrow{400^\circ C,\ Al_2O_3} (CH_3)_3N + H_2O$$

ამინი მიიღება ნიტრონაერთების აღდგენითაც. აღდგენა ხდება ატომური ან მოლეკულური წყალბადით:

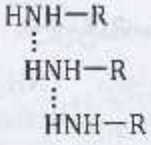
$$R{-}NO_2 + 6H \longrightarrow R{-}NH_2 + 2H_2O$$

$$R{-}NO_2 + 3H_2 \xrightarrow{Ni} R{-}NH_2 + 2H_2O$$

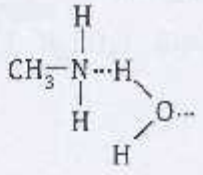
ამინების თვისებები

ფიზიკური თვისებები. ამინების ჰომოლოგიური რიგის მოკლეჯაჭვიანი წევრები აირებია, რომლებსაც სპეციფიკური სუნი აქვს. მეთილამინს – ამიაკის სუნი აქვს, ხოლო ტრიმეთილამინს – თევზის სუნი. ჰომოლოგიური რიგის შუა წევრები თხევადი ნივთიერებებია, ხოლო გრძელჯაჭვიანი წევრები – მყარი. ჰომოლოგიური რიგის მოკლეჯაჭვიანი წევრები წყალში კარგად ხსნადი ნივთიერებებია, გრძელჯაჭვიანი – ცუდად ხსნადი.

პირველადი და მეორეული ამინები წყალბადური ბმებით ასოცირდება:



მესამეულ ამინში სიერცითი ეფექტის გამო წყალბადური ბმები არ არსებობს. ამინი წყალბადურ ბმებს წარმოქმნის წყლის მოლეკულებთანაც:



ამიტომ ამინი წყალში კარგად ხსნადია (განსაკუთრებით მოკლეჯაჭვიანი ამინები C_6-მდე).

ქიმიური თვისებები. ამიაკის მსგავსად ამინი ფუძეა და მჟავასთან წარმოქმნის ამონიუმის ტიპის მარილებს:

$$CH_3{-}NH_2 + H^+Cl^- \longrightarrow [CH_3{-}NH_3]^+Cl^- \text{ ანუ } CH_3NH_2 \cdot HCl$$

მეთილამონიუმის ქლორიდი

რადიკალის დადებითი ინდუქციური ეფექტის გამო ამინში თავისუფალი ელექტრონული წყვილის სიმკვრივე აზოტის ატომზე უფრო მეტია, ვიდრე ამიაკში, ამიტომ მეთილამინი 20-25-ჯერ უფრო ძლიერი ფუძეა, ვიდრე ამიაკი.

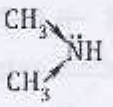
ამინების ურთიერთქმედებით წყალთან მიიღება ტუტეები:

$$R{-}NH_2 + HOH \rightleftarrows [R{-}NH_3]^+OH^-$$

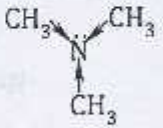
რადიკალების რაოდენობის გაზრდით ფუძე თვისებები ძლიერდება. ამიტომ დიმეთილამინი უფრო ძლიერი ფუძეა, ვიდრე მეთილამინი, მაგრამ ტრიმეთილამინი დიმეთილამინზე ძლიერი ფუძე არ არის სივრცითი ფაქტორის გამო: მეთილის სამი რადიკალით გარშემორტყმული აზოტის თავისუფალი ელექტრონული წყვილი ძნელად მისაწვდომი ხდება დონორულ-აქცეპტორული ბმის დასამყარებლად.



$K = 4 \cdot 10^{-4}$.



$K = 5 \cdot 10^{-4}$



$K = 6 \cdot 10^{-5}$

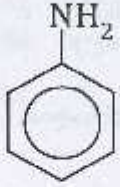
ამინების მოლეკულაში შესაძლებელია რამდენიმე ამინოჯგუფის არსებობა. მათ შორის აღსანიშნავია ჰექსამეთილენდიამინი:

$$NH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}NH_2$$

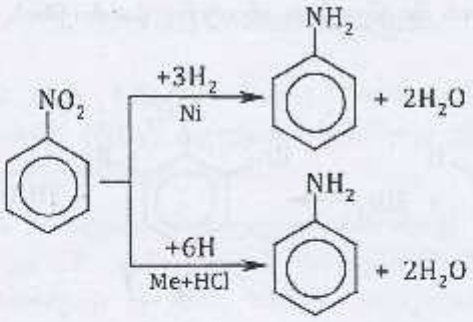
ანუ $NH_2(CH_2)_6NH_2$. იგი გამოიყენება სინთეზური ბოჭკოს – ნაილონის მისაღებად.

3.9.2 არომატული ამინები

არომატულ ამინში ამინოჯგუფი (NH_2) დაკავშირებულია ბენზოლის ბირთვის ნახშირბადატომთან. არომატული ამინების პირველი წარმომადგენელია ანილინი:



ანილინს მრეწველობაში ღებულობენ ნიტრობენზოლის აღდგენით ატომური ან მოლეკულური წყალბადით. ატომურ წყალბადს ღებულობენ მჟავაზე სხვადასხვა აქტიური მეტალის მოქმედებით. ატომური წყალბადით ნიტრობენზოლის აღდგენა ხდება უკატალიზატოროდ, ხოლო მოლეკულური წყალბადის შემთხვევაში რეაქცია მიმდინარეობს კატალიზატორის თანაობისას:

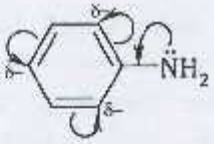


Me=Zn, Fe ან Sn.

ნიტრონაერთებიდან ამინების მიღების ამ მეთოდს ნ. ზინინის მეთოდი ეწოდება (1824 წ.).

ანილინი წყალში უხსნადი თხევადი ნივთიერებაა. აქვს დამახასიათებელი სუნი. ჰაერზე ნაწილობრივი დაჟანგვის გამო ანილინი ყავისფერია. არომატული ამინები ტოქსიკური ნივთიერებებია.

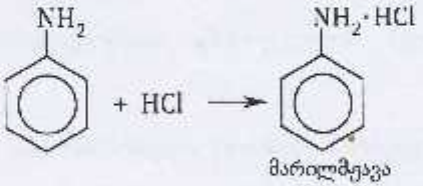
ანილინი ამიაკთან შედარებით 10 000-ჯერ უფრო სუსტი ფუძეა და ლაკმუსს ფერს არ უცვლის, მისი ფუძე თვისების შესუსტება გამოწვეულია აზოტის თავისუფალი ელექტრონული წყვილის შეუღლებით ბენზოლის π-ელექტრონებთან.



$K = 4 \cdot 10^{-10}$

შეუღლების ეფექტის გამო ელექტრონული სიმკვრივე აზოტის ატომზე მცირდება, ხოლო ბენზოლის ბირთვის მე-2, მე-4 და მე-6 ნახშირბადატომებთან — იზრდება, ამიტომ მათი წყალბადატომები ადვილად ჩაინაცვლება.

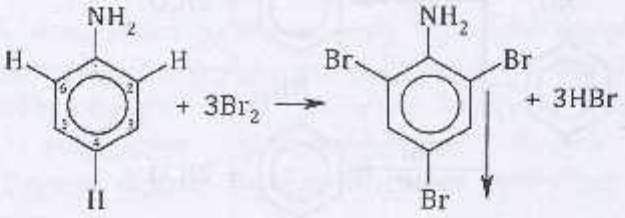
ანილინი სუსტი ფუძეა, მაგრამ ძლიერ მჟავეებთან (HCl, H_2SO_4) მაინც შედის რეაქციაში და წარმოქმნის მარილებს:



მარილმჟავა ანილინი

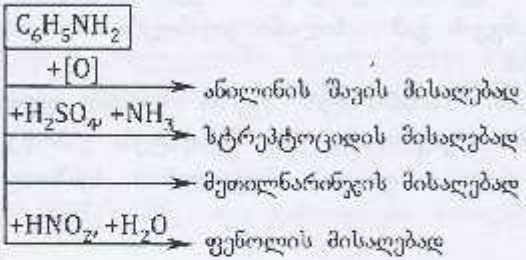
ამინოჯგუფის (NH_2) გაჟღენთ ბენზოლის ბირთვში ჩანაცვლების რეაქციები ადვილად მიმდინარეობს მე-2, მე-4 და მე-6 ნახშირბადატომებთან.

მაგალითად, ბრომიანი წყლის მოქმედებით ანილინი წარმოქმნის 2,4,6-ტრიბრომანილინის თეთრ ნალექს:



შრეწველობაში ანილინს იყენებენ საღებავების წარმოებაში და სამკურნალო პრეპარატების მისაღებად (სტრეპტოციდი და მისი ნაწარმები, რომლებსაც სულფანილამიდური პრეპარატები ეწოდება).

ანილინის გამოყენება:



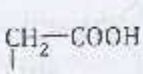
3.10 ამინომჟავები

კარბონმჟავას ისეთ წარმოებულს, სადაც რადიკალის წყალბადი ჩანაცვლებულია ამინო (NH_2) ჯგუფით, ამინომჟავა ეწოდება. ამინომჟავების ზოგადი ფორმულა ასეთია:

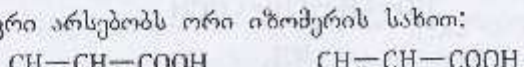
კარბოქსილის რაოდენობის მიხედვით ამინომჟავა შეიძლება იყოს ერთფუძიანი, ორფუძიანი და ა.შ. ამინოჯგუფის რაოდენობის მიხედვით არსებობს მონოამინომჟავა, დიამინომჟავა და ა.შ., ხოლო რადიკალის ბუნების მიხედვით ამინომჟავა შეიძლება იყოს ნაჯერი, უჯერი, არომატული და სხვ.

3.10.1 ერთფუძიანი ნაჯერი ამინომჟავები

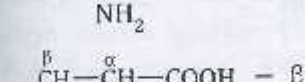
ერთფუძიანი ნაჯერი ამინომჟავების ჰომოლოგიური რიგის პირველი წევრია ამინოძმარმჟავა (გლიცინი):

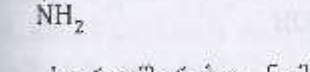


მეორე წევრი არსებობს ორი იზომერის სახით:

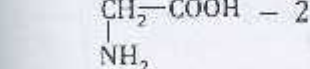


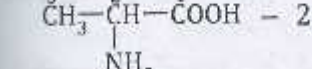
რომლებიც ამინოჯგუფის მდებარეობით განსხვავდება. ნახშირბადატომთა ჯაჭვში ამინოჯგუფის მდებარეობას აღნიშნავენ ბერძნული ანბანის ასოებით: α, β, γ, δ, ε და ა.შ. კარბოქსილის ჯგუფიდან დაშორებულ პირველ ნახშირბადატომს α ასოთი აღნიშნავენ, მეორეს – β და ა.შ.

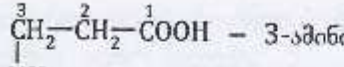

α-ამინოპროპიონის მჟავა


β-ამინოპროპიონის მჟავა

საერთაშორისო ნომენკლატურით ამინოჯგუფის მდებარეობას აღნიშნავენ ციფრებით, მაგალითად:


2-ამინოძმარმჟავა (α-ამინოძმარმჟავა)


2-ამინოპროპანმჟავა (α-ამინოპროპანმჟავა)



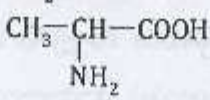
$\overset{3}{CH_2}(NH_2)-\overset{2}{CH_2}-\overset{1}{COOH}$ – 3-ამინოპროპანმჟავა (β-ამინოპროპანმჟავა)

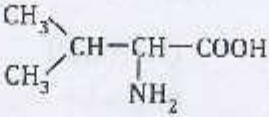
ჩვეულებრივ, გამოყენებულია ძველი ნომენკლატურა.

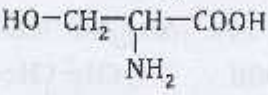
ამინომჟავების იზომერებიდან განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს α-ამინომჟავებს, რომლებიც ცილების შემადგენელი ნაწილებია.

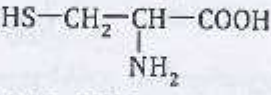
ცილების შედგენილობაში გავრცელებული 20 α-ამინომჟავიდან აღსანიშნავია შემდეგი:

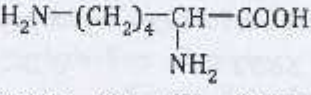
1) გლიცინი 

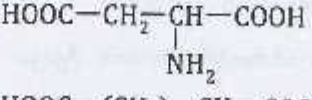
2) ალანინი 

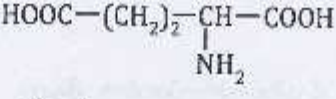
3) ვალინი 

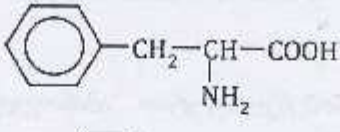
4) სერინი 

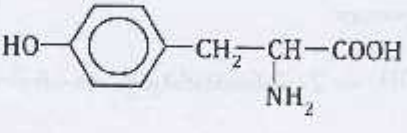
5) ცისტეინი 

6) ლიზინი 

7) ასპარაგინის მჟავა 

8) გლუტამინის მჟავა 

9) ფენილალანინი 

10) თიროზინი 

ამინომჟავებს ახასიათებთ ოპტიკური იზომერია. უფრო დაწვრილებით გავეცნოთ იზომერიის ამ სახეს.

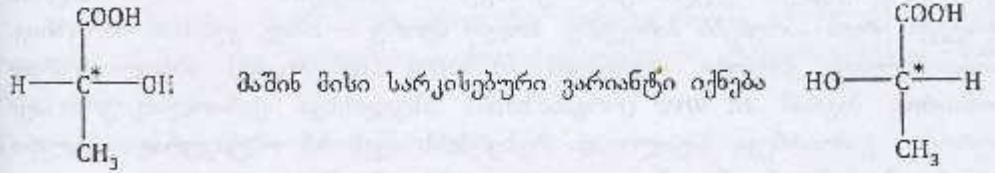
ოპტიკური იზომერია

სინათლის სხივი წარმოადგენს ელექტრომაგნიტურ ტალღას, რომელიც ირხევა სხივის პერპენდიკულარულ ნებისმიერ სიბრტყეში. თუ ბუნებრივ სხივს გავატარებთ ნიკოლის პრიზმაში, აქედან გამოსული სხივი ირხევა არა ნებისმიერ, არამედ ერთ განსაზღვრულ სიბრტყეში. ასეთ სხივს პოლარიზებული სხივი ეწოდება, ხოლო პოლარიზებული სხივის პერპენდიკულარულ სიბრტყეს — პოლარიზაციის სიბრტყე. 1813 წ. ფრანგმა ფიზიკოსმა ბიომ აღმოაჩინა, რომ ზოგიერთ ორგანულ ნივთიერებაში პოლარიზებული სხივის გავლისას პოლარიზაციის სიბრტყე გადაიხრება. **ნივთიერების უნარს, მოაბრუნოს პოლარიზებული სხივის სიბრტყე, ოპტიკური აქტიურობა ეწოდება, ხოლო ნივთიერებას — ოპტიკურად აქტიური.** ნივთიერებამ სხივის პოლარიზაციის სიბრტყე შეიძლება მოაბრუნოს მარჯვნივ, ე.ი. საათის ისრის ბრუნვის მიმართულებით, ან მარცხნივ, საათის ისრის ბრუნვის საპირისპირო მიმართულებით. შესაბამისად, არჩევენ მარჯვნივ ან მარცხნივ მბრუნავ იზომერებს ანუ ენანტიომერებს. მარჯვნივ მობრუნება აღინიშნება (—)-ით, ხოლო მარცხნივ მობრუნება (—)-ით.

მოლეკულაში ოპტიკურ აქტიურობას განაპირობებს ასიმეტრიული, ანუ ქირალური ნახშირბადატომის არსებობა. ასიმეტრიული ეწოდება ნახშირბადს ისეთ ატომს, რომლის ოთხი ვალენტობა გაჯერებულია ოთხი სხვადასხვა ატომთა ჯგუფით. ასეთ შემთხვევაში ასიმეტრიულ ატომთან განლაგებული ჯგუფები სივრცეში იკავებენ ორ სხვადასხვა განლაგებას, რომლებიც ისე შეესაბამება ერთმანეთს, როგორც საგანი და მისი სარკისებური გამოსახულება, ამის გამო იზომერიის ამ სახეობას სარკისებური ანუ ოპტიკური იზომერია ეწოდება, ხოლო იზომერებს — ოპტიკურად აქტიური ნივთიერებები.

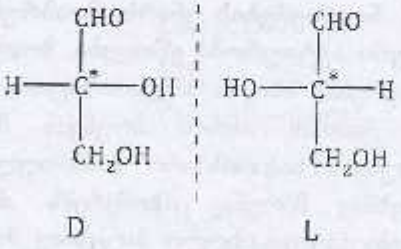
ოპტიკურ იზომერებს გამოსახავენ პროექციული ფორმულით გერმანელი ქიმიკოსის ე. ფიშერის მიხედვით.

ოპტიკური აქტიური ნივთიერებების მაგალითია რძის მჟავა, რომელიც ერთ ასიმეტრიულ ნახშირბადატომს შეიცავს (CH_3—C*HOH—COOH). როგორც წესი, ასეთ ატომს ფიფქით (*) აღნიშნავენ. რძის მჟავას პროექციულ ფორმულას წერენ შემდეგნაირად: ძირითად ჯაჭვს წერენ ვერტიკალურად, ასიმეტრიული ატომის ზევით წერენ რთულ ატომთა ჯგუფს — კარბოქსილის ჯგუფს, ქვევით ნახშირწყალბადის რადიკალს, მარჯვნივ — OH-ჯგუფს და მარცხნივ H-ის ატომს (ან პირიქით).



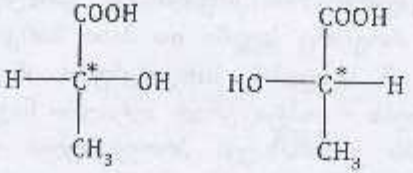
სხივის პოლარიზაციის სიბრტყეს რძის მჟავის ერთი იზომერი აბრუნებს მარჯვნივ, მეორე კი მარცხნივ. ასიმეტრიულ ატომთან დაკავშირებული ჯგუ-

ფეების სხვადასხვა განლაგებას სივრცეში, ანუ კონფიგურაციას აღნიშნავენ D და L ასოებით. თავდაპირველად დადგენილ იქნა ფარდობითი კონფიგურაცია სტანდარტული ნივთიერების მიხედვით. სტანდარტულ ნივთიერებად კი ალებულ იქნა გლიცერინის ალდეჰიდი. გლიცერინის ალდეჰიდი შეიცავს ერთ ასიმეტრიულ ატომს და არსებობს ორი იზომერის სახით. გლიცერინის ალდეჰიდის პროექციულ ფორმულას წერენ შემდეგი წესის მიხედვით: ძირითად ჯაჭვს წერენ ვერტიკალურად, ფუნქციურ ჯგუფს – ზევით, ხოლო წყალბადსა და ჰიდროქსილის ჯგუფს ნახშირბადის ასიმეტრიულ ატომთან – ჰორიზონტალურად:



D L

თუ ნახშირბადის ასიმეტრიულ ატომთან ჰიდროქსილი დგას მარჯვნივ, მაშინ ასეთ იზომერს D-კონფიგურაციის იზომერი ეწოდება, ხოლო თუ ჰიდროქსილი დგას მარცხნივ, მაშინ – L-იზომერი (ფიშერის წესი). შესაბამისად, რძის მჟავას ოპტიკური იზომერები ასე აღინიშნება:



D-რძის მჟავა L-რძის მჟავა

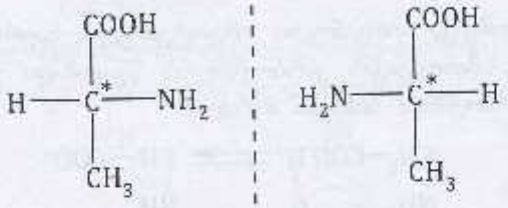
სხივის პოლარიზაციის სიბრტყის შემობრუნების მიმართულება კონფიგურაციასთან დაკავშირებული არ არის, ამიტომ D-კონფიგურაციის სხვადასხვა ნივთიერებებში გვხვდება როგორც მარჯვნივ მბრუნავი (+), ისე მარცხნივ მბრუნავი (–) იზომერები.

D და L ოპტიკურ იზომერებს ენანტიომერები (Enantio – საპირისპირო) ეწოდება. ენანტიომერებს ერთნაირი სკალარული ფიზიკური სიდიდეები აქვს, მაგრამ განსხვავდება ვექტორული ფიზიკური თვისებებით – პოლარიზაციის სიბრტყეს ერთი აბრუნებს მარჯვნივ, ხოლო მეორე – იმავე კუთხით მარცხნივ. ენანტიომერების ქიმიური თვისებები *in vitro* (სინჯარაში) აბსოლუტურად ერთნაირია, მაგრამ *in vivo* (ორგანიზმში) სხვადასხვა ფიზიოლოგიური აქტიურობით გამოირჩევა. მაგალითად, რეზერპინს აქვს 64 ოპტიკურად აქტიური იზომერი, მაგრამ, აქედან ფიზიოლოგიურად აქტიური მხოლოდ ერთია.

D და L ენანტიომერების ეკვიმოლარული ნარევი ოპტიკურად აქტიური არ არის. ასეთ ნარევს რაცემატი ეწოდება და აღინიშნება r ასოთი.

სინთეზურად მიღებული ქირალური მოლეკულა რაცემატს წარმოადგენს, რადგან D და L იზომერების წარმოქმნის ალბათობა ერთნაირია. ოპტიკურად აქტიური ნივთიერებების სინთეზი კი ისევ ოპტიკურად აქტიური ნივთიერებების ურთიერთქმედებით ხდება.

ამინომჟავების ოპტიკური იზომერები ანალოგიურად კლასიფიცირდება. პროექციულ ფორმულაში NH_2-ჯგუფი თუ დგას მარჯვნივ, მას D ასოთი აღნიშნავენ, თუ დგას მარცხნივ – L ასოთი.



D-ალანინი L-ალანინი

D და L-რიგის იზომერებს ერთნაირი ფიზიკური და ქიმიური თვისებები აქვს, მაგრამ ბიოლოგიური აქტიურობით განსხვავდება. ერთი მონაწილეობს ფერმენტულ რეაქციებში და მეორე კი – არა. მონაწილეობს იმ შემთხვევაში თუ ოპტიკურად აქტიური იზომერი (D ან L) ისე "მოერგება" ფერმენტს, როგორც გასაღები საკეტს.

ბუნებრივი ამინომჟავები L-კონფიგურაციისაა. D-კონფიგურაციის ამინომჟავები ბუნებაში გავრცელებული არ არის.

ამინომჟავების მიღება

α-ამინომჟავების მიღების ძირითადი მეთოდია ცილების ჰიდროლიზი, რომლის დროსაც წარმოიქმნება α-ამინომჟავების ნარევი სინთეზური მეთოდებიდან აღსანიშნავია ჰალოგენწანაცვლებულ მჟავაზე ამიაკის მოქმედება:

$$CH_2Cl-COOH + NH_3 \longrightarrow CH_2(NH_2)-COOH + HCl$$

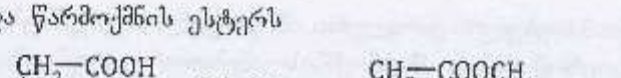
ამინომჟავების თვისებები

α-ამინომჟავები მყარი, კრისტალური ნივთიერებებია, რომლებსაც აქვს როგორც ამინის, ისე კარბონმჟავას ქიმიური თვისებები. როგორც მჟავა, ისინი რეაქციაში შედის:

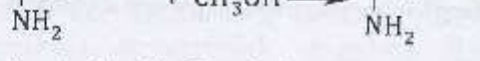
1) ტუტესთან და წარმოქმნის მარილს

$$CH_2(NH_2)-COOH + NaOH \longrightarrow CH_2(NH_2)-COONa + H_2O$$

2) სპირტთან და წარმოქმნის ესტერს



3) როგორც ფუძე, რეაქციაში შედის მჟავასთან და წარმოქმნის მარილს

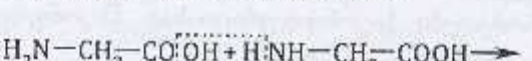


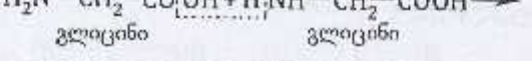
ამრიგად, ამინომჟავა ორგანული ამფოტერული ნაერთია. მჟავა და ფუძე თვისებების გამო α-ამინომჟავას კარბოქსილის წყალბადი უერთდება ამინოჯგუფის აზოტს და წარმოქმნის შინაგან მარილს:

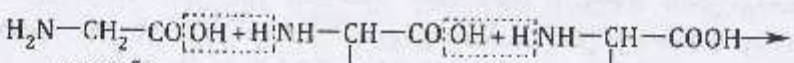


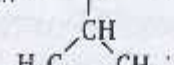
რომელსაც ბიპოლარული იონი ანუ ცვიტერ-იონი ეწოდება. ცვიტერ-იონი ლაკმუსს არც აწითლებს და არც ალურჯებს.

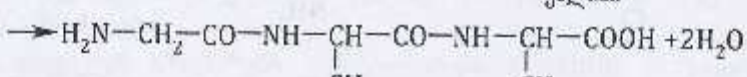
ამფოტერული ბუნების გამო ამინომჟავები ერთმანეთთან შედის რეაქციაში და წარმოქმნის პეპტიდს. რეაქციაში მონაწილე ამინომჟავების რიცხვის მიხედვით არსებობს დი-, ტრი- და პოლიპეპტიდები

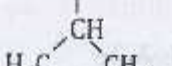












პეპტიდებში ამინომჟავათა ნაშთები ერთმანეთთან დაკავშირებულია

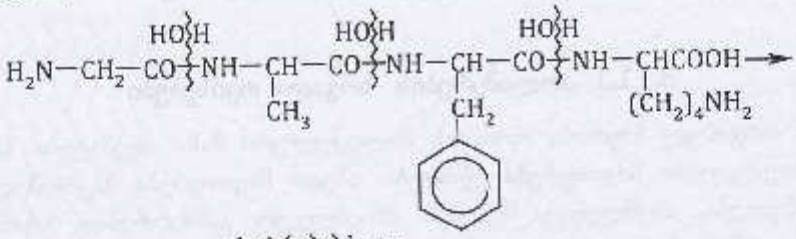


ჯგუფით, რომელსაც ამიდური ანუ პეპტიდური ჯგუფი ეწოდება,

სოლო ამ ჯგუფით დამყარებულ ბმას – ამიდური ანუ პეპტიდური ბმა.

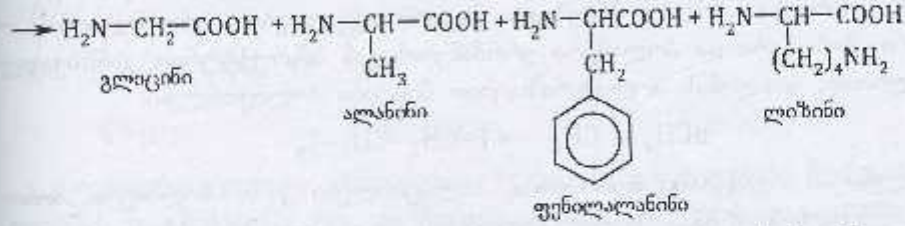
პოლიპეპტიდი ესტერის მსგავსად ჰიდროლიზდება და იხლიჩება ცალკეულ

ამინომჟავებად:



ტეტრაპეპტიდი

(გლიცინ-ალანილ-ფენილალანილ-ლიზინი)

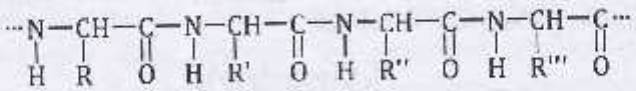


გლიცინი ალანინი ფენილალანინი ლიზინი

ამინომჟავებიდან მედიცინაში ნერვული დაავადების სამკურნალოდ გამოყენებულია გლუტამინის მჟავა. ასპარაგინის მჟავას კალიუმისა და მაგნიუმის მარილები პანანგინის სახელწოდებით გამოყენებულია გულის დაავადებების სამკურნალოდ.

პოლიპეპტიდები

პოლიპეპტიდის შედგენილობაში შედის 2-დან 2500-მდე ამინომჟავას ნაშთი. 2-დან 20-მდე ამინომჟავას ნაშთის შემცველ პოლიპეპტიდს ოლიგოპეპტიდი ეწოდება (ბერძ. ოლიგო – მცირეა). პოლიპეპტიდების ზოგადი ფორმულა ასეთია:



R, R′, R″, R‴ α-ამინომჟავათა ნაშთებია.

ოლიგოპეპტიდებიდან ალსანიშნავია დიპეპტიდი – ასპარტამი, რომელიც ასპარაგინის მჟავასა და ფენილალანინის დიპეპტიდის მეთილის ეთერია (ასპ-ფენ-OCH_3).

ასპარტამი 200-ჯერ უფრო ტკბილია საქაროზაზე, მას იყენებენ კვების მრეწველობაში შაქრის შემცვლელად, მედიცინაში – დიაბეტით დაავადებულებისათვის.

3.11 მაღალმოლეკულური ნაერთები

3.11.1 პოლიმერების ზოგადი თვისებები

ისეთ ორგანულ ნაერთს, რომლის მოლეკულური მასა აღემატება 10 000-ს, მაღალმოლეკულური ნივთიერება ეწოდება. ასეთი ნივთიერება მაკრომოლეკულებისაგან შედგება, რომლებიც შეიცავს მრავალჯერ განმეორებად ატომთა ჯგუფებას – მონომერულ ერთეულს.

ისეთ ორგანულ ნივთიერებას, რომელიც მაკრომოლეკულას წარმოქმნის, მონომერი ეწოდება, ხოლო მიღებულ მაკრომოლეკულების ერთობლიობას – პოლიმერი. მონომერი და პოლიმერი ერთმანეთისაგან სტრუქტურით განსხვავდება. მაგალითად, ეთილენის პოლიმერიზაციით მიიღება პოლიეთილენი:

$$nCH_2 = CH_2 \longrightarrow (-CH_2-CH_2-)_n$$

ეთილენი ამ რეაქციაში მონომერია, პოლიეთილენი კი – პოლიმერი. მონომერის მოლეკულაში π-ბმაა, ხოლო პოლიმერის მოლეკულაში π-ბმა აღარ არის. პოლიმერი შედგება n რაოდენობა მონომერული 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, ისე უფრო მეტი მასის მქონე მაკრომოლეკულები.

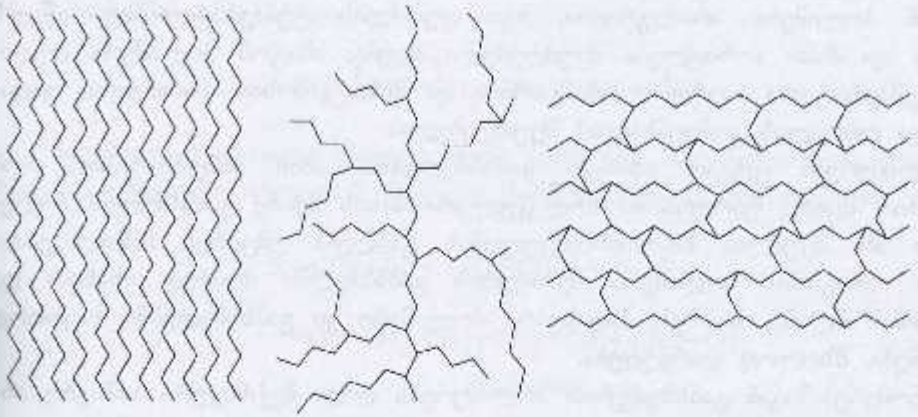
პოლიმერიზაციის ხარისხის საშუალო მნიშვნელობა შესაძლებელია გამოვითვალოთ პოლიმერის ფარდობითი მოლეკულური მასის შეფარდებით მონომერული ერთეულის ფარდობით მასასთან:

$$n = \frac{M_r(\text{პოლიმერის})}{M_r(\text{მონომერული ერთეულის})}$$

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.

ტემპერატურის ზემოქმედების მიხედვით პოლიმერები იყოფა თერმოპლასტიკურ და თერმორეაქტიულ პოლიმერებად. თერმოპლასტიკურია პოლიმერი, რომელიც გაცხელების შედეგად ფორმას იცვლის და გაცივების შემდეგ ამ ფორმას ინარჩუნებს.



წრფივი დატოტვილი ბადისებური

თერმორეაქტიულია პოლიმერი, რომელიც გაცხელების შედეგად იცვლის ფორმას და შემდეგში მას ინარჩუნებს, მაგრამ ხელმეორედ გაცხელებისას დეფორმაციას აღარ გახიცლის და აღარ ლღვება. თერმორეაქტიული პოლიმერი თავდაპირველი გაცხელებისას იცვლის სტრუქტურას და წრფივი აღნაგობიდან გადადის ბადისებურში, რის გამოც კარგავს პლასტიკურობას. თერმორეაქტიული პოლიმერია ფენოლფორმალდეჰიდური ფისი.

მექანიკური თვისებების მიხედვით პოლიმერები იყოფა ელასტომერებად და პლასტომერებად. ელასტომერი ელასტიკურია: მისი საწყისი სიგრძე შეიძლებელია 10-15-ჯერ გაიზარდოს. ელასტომერებია კაუჩუკი და რეზინი.

პლასტომერი გარე ძალის ზემოქმედებისას იცვლის ფორმას და ძალის მოქმედების შეწყვეტის შემდეგ ინარჩუნებს შეცვლილ ფორმას.

პოლიმერის თვისებები განსხვავდება მონომერის თვისებებისაგან. მაგალითად, მონომერის მოლური მასა, დნობისა და დუღილის ტემპერატურა, ხსნადობა მუდმივი სიდიდეებია და მის მახასიათებელ კონსტანტებს წარმოადგენს, ხოლო პოლიმერის მოლური მასა, დნობისა და დუღილის ტემპერატურები არ არის მუდმივი სიდიდე და არც პოლიმერის მახასიათებელი კონსტანტებია.

პოლიმერის ფარდობითი მოლეკულური მასა მასში შემავალი მაკრომოლეკულების ფარითობითი მოლეკულური მასების საშუალო არითმეტიკულია და ფართო საზღვრებში მერყეობს.

პოლიმერს მონომერისგან განსხვავებით მუდმივი დნობის ტემპერატურა არ გააჩნია, რადგან გაცხელების პროცესში ჯერ დნება შედარებით მცირე მოლეკულური მასის მქონე მაკრომოლეკულა, შემდეგ უფრო დიდი და ა.შ. რადგან პოლიმერის ფარდობითი მოლეკულური მასა ფართო ინტერვალში მერყეობს, დნობის ტემპერატურაც მუდმივი სიდიდე არ არის და მერყეობს რამდენიმე ათეული გრადუსის ფარგლებში.

პოლიმერის დუღილის ტემპერატურა საკმაოდ მაღალი უნდა იყოს მისი

მაკრომოლეკულების დიდი ფარდობითი მოლეკულური მასის გამო, მაგრამ ვინაიდან პოლიმერი არამდგრადია, იგი დუღილის ტემპერატურამდე იწყებს დაშლას და მისი აორთქლება შეუძლებელი ხდება, ამიტომ პოლიმერს დუღილის 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, მხოლოდ ჯირკვლდება.

მონომერებისაგან განსხვავებით პოლიმერებს დიდი მექანიკური სიმაგრე ახასიათებს, რაც მაკრომოლეკულებში კოვალენტური ბმების სიმრავლითაა განპირობებული.

წარმოშობის მიხედვით არსებობს ბუნებრივი და სინთეზური პოლიმერები. ბუნებრივი პოლიმერებია: კაუჩუკი, პოლისაქარიდები (სახამებელი და ცელულოზა), ცილები და ნუკლეინის მჟავები. სინთეზური პოლიმერებია: პოლიეთილენი, პოლიპროპილენი, პოლიაკრილატი, პოლიქლოროვინილი, სინთეზური კაუჩუკები, სინთეზური ბოჭკოები და სხვ.

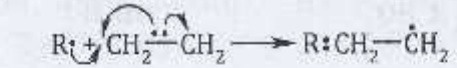
3.11.2 სინთეზური პოლიმერების მიღების ხერხები

პოლიმერების მიღების ორი მეთოდი არსებობს: პოლიმერიზაცია და პოლიკონდენსაცია.

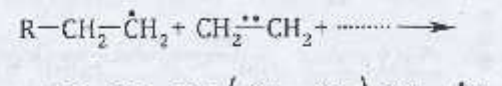
პოლიმერიზაცია

პოლიმერიზაცია ეწოდება ერთნაირი მოლეკულების შეერთების პროცესს, რომლის დროსაც მიიღება მაკრომოლეკულა. პოლიმერიზაციის პროცესში მაკრომოლეკულების გარდა არაფერი 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 რადიკალური, ან იონური მექანიზმით მიმდინარეობს. მაგალითად, ეთილენის პოლიმერიზაცია მიმდინარეობს ისეთი ნივთიერებების დამატებით, რომლებიც გაცხელების შედეგად რადიკალებს წარმოქმნის. ასეთ ნივთიერებებს ინიციატორები ეწოდება. ინიციატორის დაშლით მიღებული რადიკალი ($\dot{R}$) ეკვახება ეთილენის მოლეკულას და თავის კენტ ელექტრონს უწყვილებს π-ბმის ერთ-ერთ ელექტრონს. წარმოქმნილი ელექტრონული წყვილის საშუალებით რადიკალი უკავშირდება ნახშირბადა-

ატომს, 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:

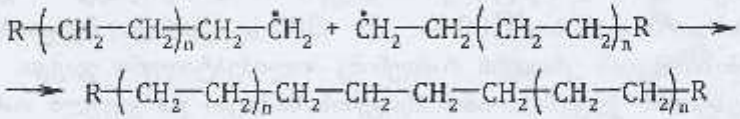


მაკრორადიკალი

მიღებული მაკრორადიკალი ეჯახება საწყის რადიკალს, ან გაორკეცდება და ორივე შემთხვევაში წარმოქმნის მაკრომოლეკულას:



მაკრორადიკალი მაკრომოლეკულა

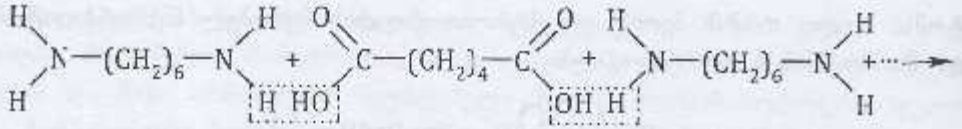


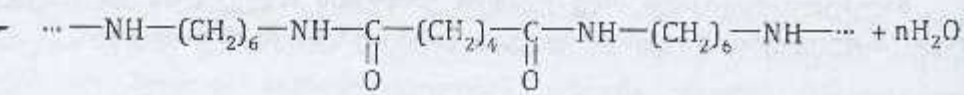
მიღებულ მაკრომოლეკულებში პოლიმერიზაციის ხარისხი (n), ცხადია, ერთნაირი არ იქნება. აქ განხილული რადიკალური მექანიზმის გარდა, პოლიმერიზაცია მიმდინარეობს იონური მექანიზმითაც.

პოლიკონდენსაცია

პოლიკონდენსაცია ეწოდება პოლიმერების მიღების ისეთ რეაქციას, რომლის დროსაც დაბალმოლეკულური ნაერთებიდან მიიღება პოლიმერი და თანამდევი მარტივი შედგენილობის ნაერთები (H_2O, NH_3, HCl და სხვ.). 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-დიამინოჰექსანისა ($H_2N(CH_2)_6NH_2$) და ორფუძიანი ადიპინის მჟავას ($HOOC(CH_2)_4COOH$) პოლიკონდენსაციით. პოლიმერის გარდა პოლიკონდენსაციის პროცესში გამოიყოფა წყლის მოლეკულაც:



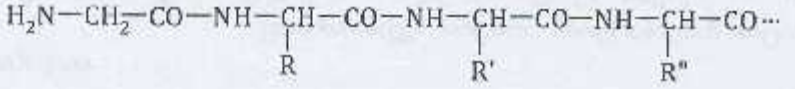


პოლიკონდენსაციის რეაქციებია: ფენოლფორმალდეჰიდური ფისის, პოლისაქარიდების, პოლიპეპტიდების, პოლიამიდური ბოჭკოებისა და სხვათა მიღების რეაქციები.

3.11.3 ცილები

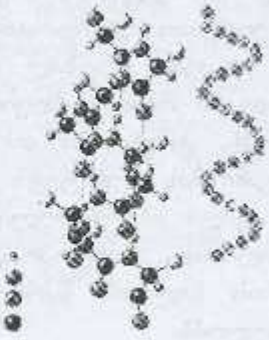
ცილა ამინომჟავების ბუნებრივი პოლიმერია, რომლის მოლეკულური მასა 10^4-დან 10^8-მდე იცვლება. ცილების შედგენილობაში შედის 20 სხვადასხვა α-ამინომჟავა. α-ამინომჟავები ერთმანეთთან დაკავშირებულია პეპტიდური ბმებით და წარმოქმნის პოლიპეპტიდურ ჯაჭვს. პოლიპეპტიდურ ჯაჭვში α-ამინომჟავების რაოდენობა 100-სა და 300-ს შორის მერყეობს. ცილის შედგენილობაში შედის ერთი ან რამდენიმე პოლიპეპტიდური ჯაჭვი.

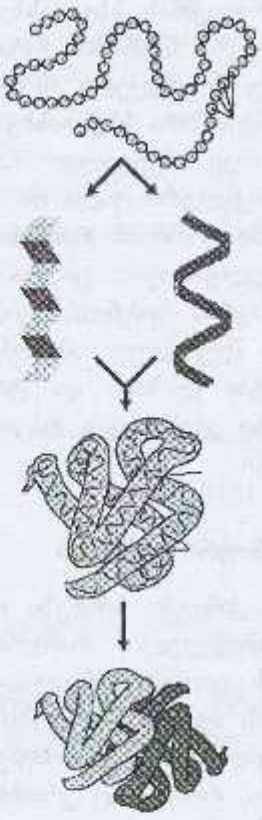
პოლიპეპტიდის ჯაჭვში α-ამინომჟავების ნაშთები გარკვეული თანმიმდევრობითაა დაკავშირებული ერთმანეთთან. α-ამინომჟავების დაკავშირების უნიკალურ თანმიმდევრობას ცილის პირველადი სტრუქტურა ეწოდება:



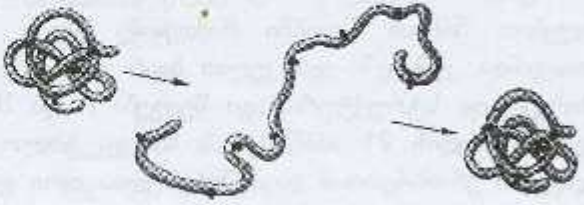
პოლიპეპტიდური ჯაჭვი სივრცეში დახვეულია სპირალურად და ქმნის ცილის მეორეულ სტრუქტურას. სპირალური სტრუქტურის არსებობას განაპირობებს წყალბადური ბმები α-ამინომჟავების –NH– და $\begin{matrix}-C-\\ \| \\ O\end{matrix}$ ჯგუფებს შორის. როგორც წესი, ყოველი ამინომჟავას –NH– ჯგუფის წყალბადი უკავშირდება მეორე ამინომჟავას $\begin{matrix}-C-\\ \| \\ O\end{matrix}$ ჯგუფს.

სპირალის გარეთ განლაგებულია რადიკალები, რომელთა შედგენილობაში შედის სხვადასხვა ფუნქციური ჯგუფი: $-OH$, $-NH_2$, $-COOH$, $-HS$ და სხვ. ისინი ერთმანეთთან შედის რეაქციაში და წარმოქმნის ესტერულ, ეთერულ, მარილის, დისულფიდურ ($-S-S-$) და სხვა ტიპის ბმებს. ამის გამო სპირალი ჩახვეება. მიღებულ სტრუქტურას მესამეული სტრუქტურა ეწოდება. ზოგიერთი ცილა შედგება ერთმანეთთან შეერთებული 2 ან მეტი მესამეული სტრუქტურისაგან. ამ შემთხვევაში ცილას მეოთხეული სტრუქტურა გააჩნია.





გარკვეული ზემოქმედების პირობებში (ტემპერატურა, pH, რადიაცია და სხვ.) ცილაში ირღვევა მეორეული და მესამეული სტრუქტურა. ამ პროცესს ცილის დენატურაცია ეწოდება. პირობების მიხედვით დენატურაცია შეიძლება იყოს



როგორც შექცევადი (რენატურაცია), ისე შეუქცევადი. დენატურაციისადმი განსაკუთრებით მგრძნობიარეა ფერმენტები — ბიოლოგიური კატალიზატორები.

ცილები ცოცხალ ორგანიზმში მრავალნაირ ფუნქციას ასრულებს: წარმოადგენს რბილი ქსოვილების სტრუქტურულ ელემენტებს, ფერმენტებს, ჰორმონებს, ჟანგბადისა და მინერალური მარილების გადამტანებს; განაპირობებს ორგანიზმის იმუნიტეტს და სხვ.

ცილა ამფოტერული ნივთიერებაა. ახასიათებს რამდენიმე ფერადი რეაქცია, მაგალითად, ქსანტოპროტეინის რეაქცია — აზოტმჟავას მოქმედებით ყვითელი ფერის ნალექის წარმოქმნა, რომელიც ტუტის მოქმედებით ნარინჯისფერს ღებულობს.

ცილებში შემავალი 20 α-ამინომჟავიდან 10 შესაძლებელია ადამიანის ორგანიზმში წარმოიქმნას სხვადასხვა ნივთიერებისგან, მაგრამ დანარჩენი 10 ამინომჟავას სინთეზი ადამიანის ორგანიზმში არ მიმდინარეობს. ასეთ ამინომჟავებს ძირითადი ანუ შეუცვლელი ამინომჟავები ეწოდება. შეუცვლელი α-ამინომჟავები ადამიანის ორგანიზმმა სხვადასხვა ცილოვანი საკვებიდან უნდა მიიღოს. ცილას, რომელიც ათივე შეუცვლელ ამინომჟავას შეიცავს, სრულფასოვანი ცილა ეწოდება. ცხოველური ცილა და რძე სრულფასოვანია, ხოლო ზოგიერთ მცენარეულ ცილაში ერთი ან რამდენიმე შეუცვლელი ამინომჟავა არ შედის. ასეთი ცილა არასრულფასოვანი ცილაა. სოიოს ცილა თავისი შედგენილობით სრულფასოვანია, მაგრამ სიმინდის ცილა არასრულფასოვანია, რადგან თითქმის არ შეიცავს ორ შეუცვლელ ამინომჟავას (ლიზინსა და ტრიპტოფანს). ბრინჯის ცილაში ცოტაა ლიზინი და ტრეონინი, ხორბალში კი — ლიზინი. ამიტომ სრულფასოვანი კვებისთვის რაციონში უნდა შედიოდეს ყველანაირი მცენარეული პროდუქტი.

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 განხორციელების ართულებს ის გარემოება, რომ 20 სხვადასხვა α-ამინომჟავისაგან შესაძლებელია $2 \cdot 10^{18}$ იზომერული ცილის მიღება, რომლებიც ერთმანეთისგან პირველადი სტრუქტურით განსხვავდება.

ცილის პირველადი სტრუქტურის დადგენა ხდება ქიმიური გახლეჩის საშუალებით. 50-იან წლებში რამდენიმე წლის ინტენსიური მუშაობის შედეგად დადგინდა კუჭქვეშა ჯირკვლის მიერ გამომუშავებული ჰორმონის — ინსულინის პირველადი სტრუქტურა. იგი შედგება A და B პოლიპეპტიდური ჯაჭვისგან. A-ჯაჭვში შედის 21 ამინომჟავას ნაშთი, ხოლო B-ში — 30 ამინომჟავას ნაშთი. ჯაჭვები ერთმანეთთან დაკავშირებულია ორი დისულფიდური (–S–S–) ბმით.

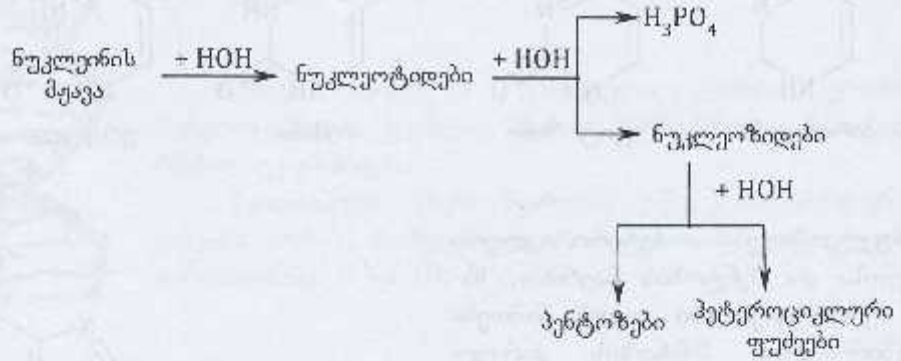
გასული საუკუნის 60-იან წლებში განხორციელდა ინსულინის სინთეზი. 51 ამინომჟავის ნაშთის დადგენილი თანმიმდევრობით დაკავშირებას დასჭირდა 3 წლის დაძაბული მუშაობა. ბოლო წლებში მეცნიერებმა შეიმუშავეს სინთეზის სწრაფი და ეფექტური მეთოდი, რომლის საფუძველზეც შეიქმნა ავტომატური ხელსაწყო – სინთეზატორი. ამ ხელსაწყოს 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.

3.11.4 ნუკლეინის მჟავები

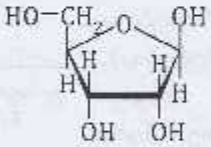
ნუკლეინის მჟავები წყალში ხსნადი, მაღალმოლეკულური ბიოპოლიმერებია. ისინი აღმოაჩინეს უჯრედის ბირთვის შედგენილობაში (Nucleus – ბირთვი). მათი მოლეკულური მასა იცვლება 10^6-დან 10^9-მდე. პირველად ნუკლეინის მჟავა უჯრედიდან გამოყო ფრიდრიხ მიშერმა 1868 წელს.

ნუკლეინის მჟავას აღნაგობა მეცნიერებმა დაადგინეს XX საუკუნის 40-50-იან წლებში. ცილების მსგავსად ნუკლეინის მჟავაც განიცდის ჰიდროლიზს და წარმოქმნის შემდეგ პროდუქტებს:

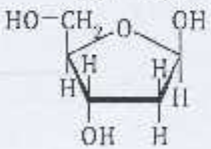


ჰიდროლიზის საბოლოო პროდუქტებია პენტოზები და ჰეტეროციკლური ფუძეები. პენტოზებიდან ნუკლეინის მჟავების შედგენილობაში შედის:

1) D-რიბოზა



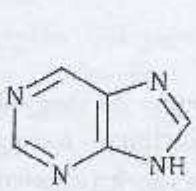
2) D-დეზოქსირიბოზა



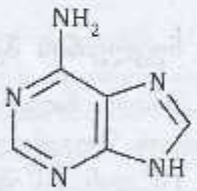
ისეთ ნუკლეინის მჟავებს, რომელთა შემადგენლობაში შედის D-დეზოქსირიბოზა, დეზოქსირიბონუკლეინის მჟავები (ДნМ) ეწოდება. ხოლო ნუკლეინის მჟავებს, რომელთა შემადგენლობაში შედის D-რიბოზა — რიბონუკლეინის მჟავები (რნМ).

ჰეტეროციკლური ფუძეებიდან ნუკლეინის მჟავების შედგენილობაში შედის: ადენინი (А), გუანინი (Г), ციტოზინი (Ц), ურაცილი (У), თიმინი (Т). А, Г, Ц და Т შედის ДნМ-ის შემადგენლობაში, ხოლო рნМ-ში Т შეცვლილია У-ით.

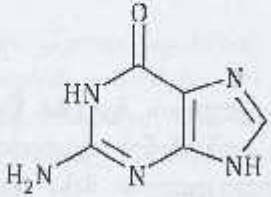
А და Г ჰეტეროციკლური ნაერთის — პურინის ნაწარმია (ფუძეებია):



პურინი

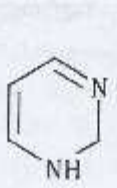


ადენინი

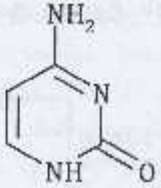


გუანინი

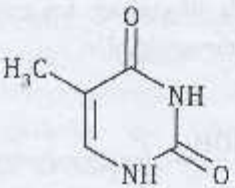
ხოლო Ц, Т და У პირიმიდინის ნაწარმებია (ფუძეებია):



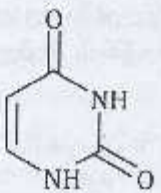
პირიმიდინი



ციტოზინი



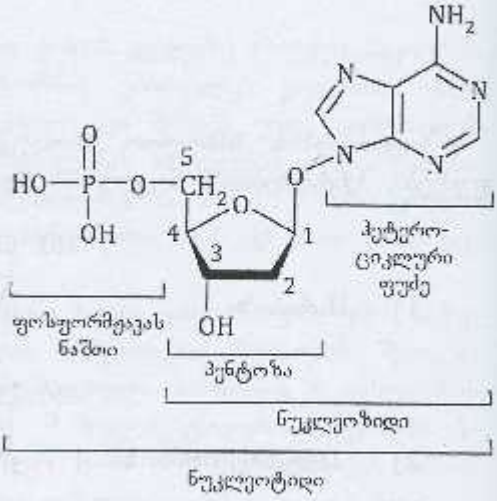
თიმინი



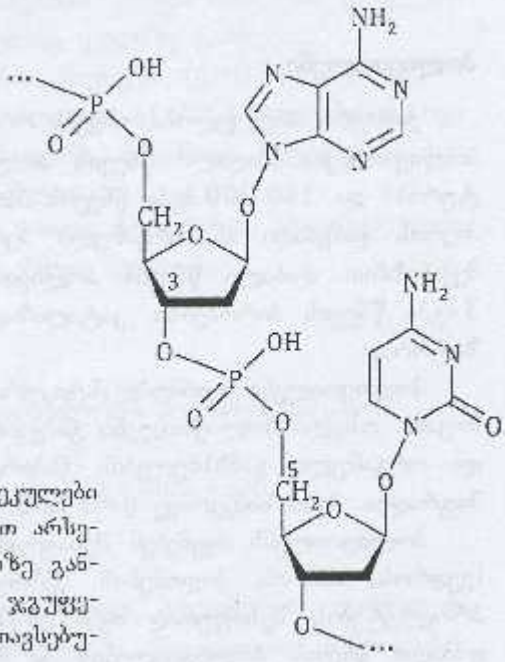
ურაცილი

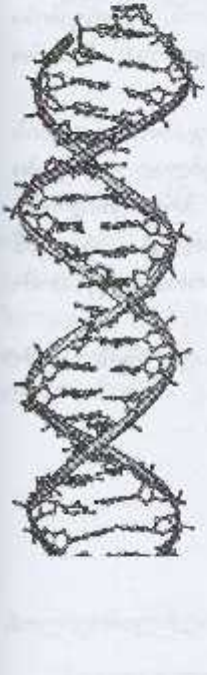
ნუკლეოზიდები ჰეტეროციკლური ფუძეებისა და პენტოზის ნაერთია, სადაც ჰეტეროციკლური ფუძის ნაშთები დაკავშირებულია პენტოზის პირველ ნახშირბადატომთან (C-1). ნუკლეოზიდები წყალში ხსნადი უფერო კრისტალური ნივთიერებებია.

ნუკლეოტიდები ნუკლეოზიდებისა და H_3PO_4-ის ნაწარმებია (ესტერებია), სადაც ფოსფორმჟავას ნაშთი დაკავშირებულია პენტოზის მეხუთე ნახშირბადატომთან (C-5).



ნუკლეინის მჟავები ნუკლეოტიდების პოლიკონდენსაციის პროდუქტებია, სადაც ნუკლეოტიდების ნაშთები ერთმანეთთან დაკავშირებულია პენტოზის C-3 და C-5 ნახშირბადატომებს შორის არსებული ფოსფორმჟავას ნაშთით.

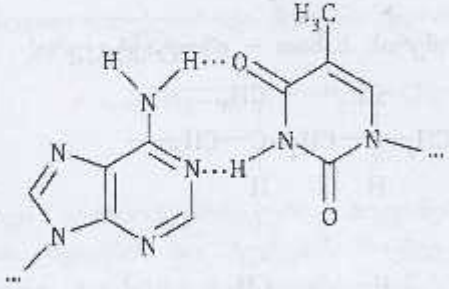




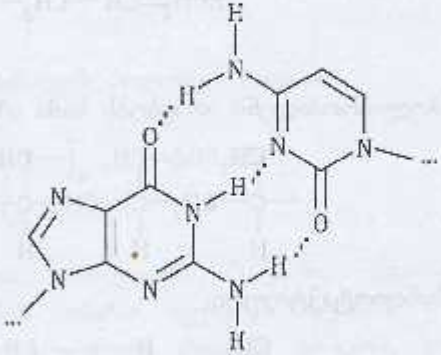
დნმ-ს მაკრომოლეკულები ორმაგი α-სპირალის სახით არსებობს. სპირალის ზედაპირზე განლაგებულია ფოსფატური ჯგუფები, ხოლო ფუძეები მოთავსებულია შიგნით.

ორმაგი სპირალის ცალკეული ჯიმები ერთმანეთს ჰეტეროციკლურ ფუძეებს შორის წარმოქმნილი წყალბადური ბმებით უკავშირდება.

წყალბადური ბმები მყარდება ე.წ. კომპლემენტურ წყვილებს შორის, რომელთაგან ერთი პურინის ფუძეა, მეორე კი პირიმიდინის: ა და თ, გ და ც.



ა ··· თ



გ ··· ც

3.11.5 სინთეზური პოლიმერები

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 ჟანგბადი ან ორგანული პეროქსიდები. რეაქცია მიდის რადიკალური მექანიზმით. დაბალი წნევის პოლიეთილენს იღებენ 30°C ტემპერატურისა და 3 მგპა წნევის პირობებში. კატალიზატორად იყენებენ ციგლერ-ნატას კატალიზატორს.

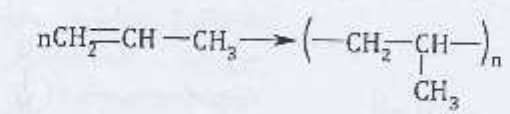
პოლიეთილენი თერმოპლასტიკური პოლიმერია, თეთრია და შეხებისას ცხიმოვანი. თხელი პოლიეთილენი გამჭვირვალეა. იგი წყლის, მჟავების, ტუტეებისა და ორგანული გამხსნელების (სპირტი, აცეტონი, ბენზინი, ეთერი) მიმართ მდგრადია. მისი სიმკვრივე ϱ=0.92-0.95 გ/სმ^3 დნება 100°C-ზე.

პოლიეთილენს იყენებენ შესაფუთი აფსკების, მილების, საოჯახო ნივთების (ვედროს, ბაბრის, ბიდონების, კასრების და სხვ.) დასამზადებლად. საკვები პროდუქტების შესაფუთად იყენებენ მხოლოდ მაღალი წნევის პოლიეთილენს. დაბალი წნევის პოლიეთილენის ამ მიზნით გამოყენება არ შეიძლება, რადგან იგი შეიცავს კატალიზატორის ($TiCl_4 + (C_2H_5)_3Al$) მინარევს, რომელიც მომწამლავია.

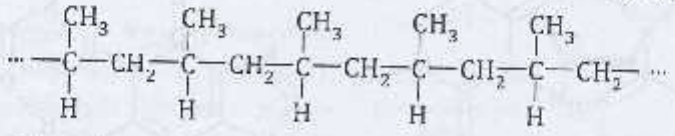
მომავალში პოლიეთილენიდან გამაზნულია სინთეზური ქაღალდის დამზადება.

პოლიპროპილენი

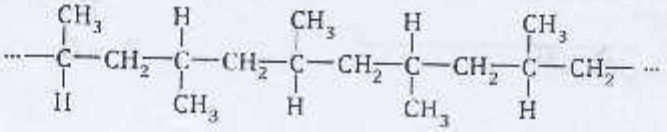
პოლიპროპილენი მიიღება პროპილენის პოლიმერიზაციით:



პოლიპროპილენი არსებობს სამი იზომერის სახით – იზოტაქტიკური:



სინდიოტაქტიკური:



და ატაქტიკური ანუ ქაოსური აღნაგობის იზომერი. ამ სამი იზომერიდან პრეწველობა ამზადებს იზოტაქტიკური აღნაგობის პოლიპროპილენს (ციგლერ-ნატას კატალიზატორის გამოყენებით), რომელიც ყველაზე გამძლეა.

პოლიპროპილენი პოლიეთილენზე უფრო მსუბუქი (ϱ=0.9 გ/სმ^3), უფრო მაგარი და უფრო მაღალ ტემპერატურაზე მდნობი (140°C) პოლიმერია. იგი პოლიეთილენის მსგავსად გამოიყენებულია მილების, მანჯანათა დეტალების, ტექნიკური ქსოვილებისა და სხვათა დასამზადებლად.

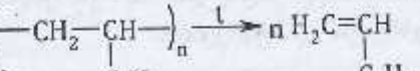
ატაქტიკური იზომერი რეზინისმაგვარი, რბილი პოლიმერია, იზოტაქტიკური იზომერი კი ბოშკოვანია, რომლის რთვა და ქსოვა შეიძლება.

პოლისტიროლი

პოლისტიროლი მიიღება სტიროლის რადიკალური პოლიმერიზაციით:

$$n\,CH_2{=}CH(C_6H_5) \longrightarrow \left(-CH_2-CH(C_6H_5)-\right)_n \qquad n=3000\text{-}4500$$

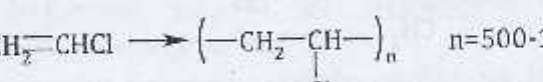
იგი თერმოპლასტიკური, გამჭვირვალე, მყიფე პოლიმერია. დარბილება იწყება 80°C-დან, იხსნება ორგანულ გამხსნელებში (მაგალითად, ბენზოლში). გამოყენებულია შესაფუთ მასალად მსუბუქი ქაფპლასტის სახით, ეროვნული საოჯახო ჭურჭლის, ელექტრო- და რადიოაპარატურის დეტალების და სხვათა დასამზადებლად. სხვა პოლიმერებისაგან განსხვავებით გაცხელებით დეპოლიმერიზდება, ე.ი. ისევ მონომერებად იშლება:



$$\left(-CH_2-CH(C_6H_5)-\right)_n \xrightarrow{t} n\,H_2C{=}CH(C_6H_5)$$

პოლივინილქლორიდი

პოლივინილქლორიდი მიიღება ქლორვინილის პოლიმერიზაციით:

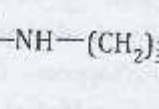


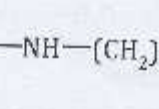
$$n\,CH_2{=}CHCl \longrightarrow \left(-CH_2-CH(Cl)-\right)_n \qquad n=500\text{-}1500$$

იგი თერმოპლასტიკური პოლიმერია, რბილდება 70°C-ზე, მდგრადია წყლის, მჟავების და ტუტების მოქმედების მიმართ. იყენებენ მილების, ფურცლოვანი პლასტმასების, ლინოლეუმის, ხელოვნური ტყავის, ბოშკოს, გრამფირფიტის დისკოს და სხვათა დასამზადებლად.

მაკრომოლეკულაში შედის მრავალი ამიდური (პეპტიდური) ბმა (–NH–CO–). ნაილონს ანიდიც ეწოდება.

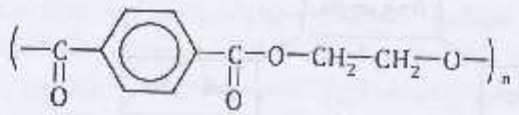
პოლიამიდური ბოჭკოებია: კაპრონი, ენანტი და სხვ.

კაპრონი  მიიღება ε-ამინოკაპრონმჟავას პოლიკონდენსაციით.

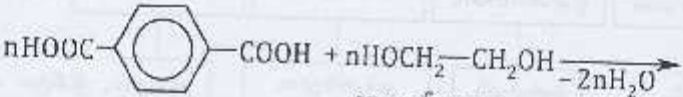
ენანტი  მიიღება ამინოენანტის მჟავას პოლიკონდენსაციით.

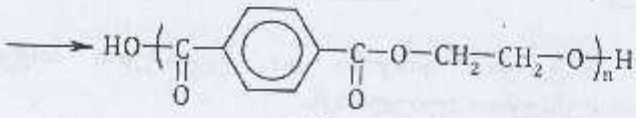
საერთოდ პოლიამიდური ბოჭკო დიდი სიმაგრით გამოირჩევა. იგი თერმოპლასტიკური პოლიმერია. უძლებს ძლიერ გაჭიმვასა და მრავალჯერად დეფორმაციას. თუმცა ნაკლებად მდგრადია მჟავაში მიმართ – ადვილად იხლიჩება მჟავას ხსნარის ზემოქმედებით.

პოლიამიდურ ბოჭკოს იყენებენ კვართების, პერანგების, წინდების, ხალიჩების და სხვათა დასამზადებლად. პოლიამიდური ბოჭკოსაგან ამზადებენ კორდის ქსოვილებს, რომლებსაც იყენებენ ავია- და ავტოსაბურავების დასამზადებლად. პოლიამიდური ბოჭკოებისაგან ამზადებენ ფილტრს, ოევზსაჭერ ბადეს, თოკს, ბაგირს და ა.შ.

ლავსანი 

მიიღება ეთილენგლიკოლისა და ორფუძიანი არომატული მჟავას – ტერეფთალის მჟავას პოლიკონდენსაციით:





ლავსანი

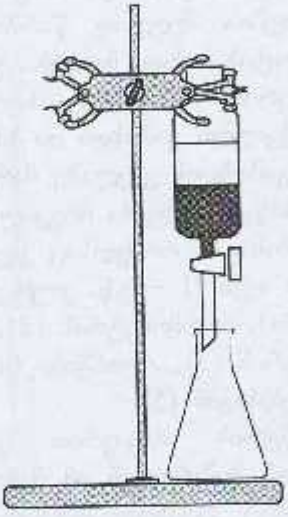
იგი პოლიეთერული ბოჭკოა. გამოირჩევა დიდი სიმაგრით, მაღალი თერმო- და ცვეთამედეგობით. თერმოპლასტიკურია. 80°C ქვეთო ფორმას არ იცვლის, ამის გამო მისგან დამზადებული ტანსაცმელი არ იჭმუჭნება. ინგლისში მას ტერილენს უწოდებენ, ჩოლო ამერიკაში – დაკრონს.

დამატება 1. ნივთიერებათა დაყოფისა და ანალიზის მეთოდები

1.1 ნარევების დაყოფა

ნივთიერება, ბუნებრივი თუ სინთეზურად მიღებული, ყოველთვის საჭიროებს მინარევებისაგან გასუფთავებას. ნივთიერებების ნარევის დაყოფის მეთოდებიდან არჩევენ დაწდომის, გაფილტვრის, კრისტალიზაციის, გამოხდის ანუ დისტილაციის, ქრომატოგრაფიის და სხვა მეთოდებს.

დაწდომის მეთოდი გამოიყენება, როდესაც საჭიროა ერთმანეთს დავაცილოთ განსხვავებული სიმკვრივის უხსნადი ნივთიერებები. თუ სიმკვრივეები ძლიერ განსხვავებულია და თან ერთი წყალზე მსუბუქია, მეორე კი მძიმე, მაშინ დაცილება მარტივია — ნარევი უნდა ჩავყაროთ წყალში და ვაცადოთ, ვიდრე მძიმე ნივთიერება დაილექება ხოლო მსუბუქი ამოტივტივდება. ამ მეთოდით შეიძლება დავყოთ ისეთი ნივთიერებებიც, რომლებიც განსხვავებული სიჩქარით იხსნება (მაგალითად, ამ მეთოდს უძველესი დროიდან იყენებენ ოქროს მომპოვებლები "ოქროს ქვიშის" გარეცხვისას).



როცა ნარევი წარმოადგენს ერთმანეთში უხსნად, განსხვავებული სიმკვრივის სითხეებს, მაშინ მას ათავსებენ სპეციალურ გამყოფ ძაბრში, აცდიან დაწდომას და შემდეგ ძაბრის ქვედა ნაწილში მოთავსებული ონკანიდან ჩამოუშვებენ უფრო მძიმე სითხეს.

თუ დაწდომა ძალიან ნელა მიმდინარეობს, პროცესი შეიძლება დავაჩქაროთ ცენტრიფუგირების საშუალებით. მაგალითად, ამ მეთოდს მიმართავენ რძიდან ნალების მოსაცილებლად.

ფილტრაციით აცალკევებენ მყარი ნარევის კომპონენტებს, თუ მათი ხსნადობა განსხვავებულია. ასეთი ნარევების დასაყოფად ხშირად გამოიყენება კრისტალიზაციის მეთოდიც. **კრისტალიზაცია** ეწოდება ნივთიერების გადასვლას გახსნილი მდგომარეობიდან მყარ მდგომარეობაში. კრისტალიზაცია მყარი ნივთიერების გასუფთავების ძირითადი მეთოდია.

კრისტალიზაციის მეთოდით ნივთიერების გასასუფთავებლად ამზადებენ ნივთიერების ნაჯერ ხსნარს მაღალ ტემპერატურაზე და შემდგომ მისი გაცივებით გამოკრისტალდება სუფთა ნივთიერება, მინარევები კი რჩებიან ხსნარში. მაგალითად, თუ საჭიროა ნატრიუმის და კალიუმის ქლორიდების დაცილება, ნარევს ხსნიან ცხელ წყალში ნაჯერი ხსნარის წარმოქმნამდე. შემდეგ კი აცივებენ. NaCl-ის ხსნადობა თითქმის არ არის ტემპერატურაზე დამოკიდებული, KCl-ის ხსნადობა კი ტემპერატურის შემცირებით მკვეთრად მცირდება, ამ-

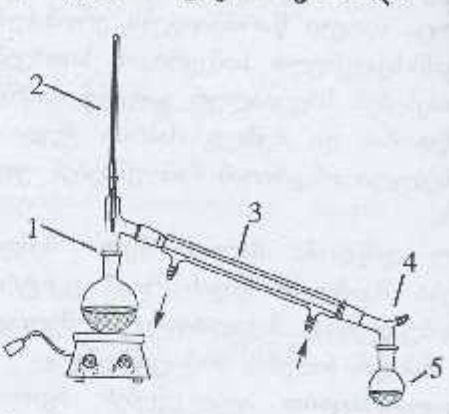
იტომ გაცივებისას KCl გამოკრისტალდება, NaCl კი ხსნარში დარჩება.

მყარი ნივთიერების გადასვლას აირად მდგომარეობაში თხევადი ფაზის გამოტოვებით, **სუბლიმაცია** ეწოდება. ასეთი უნარი დამახასიათებელია მოლეკულური კრისტალური გისოსის მქონე ნივთიერებებისათვის. სუბლიმაციისათვის გასასუფთავებელ ნივთიერებას დაყრიან ფაიფურის ჯამზე, გადაფარებენ ნასვრეტებიან ფილტრის ქაღალდს, ჯამზე დაამხობენ ძინის ძაბრს, რომლის ბოლო ბამბით არის დაცობილი, ხოლო კედლებზე შემოახვევენ სველ ფილტრის ქაღალდს. ჯამს წელა ცეცხლზე აცხელებენ. გაცივების შემდეგ ფრთხილად აილებენ ძაბრს და კედლებზე გამოყოფილ კრისტალებს შეაგროვებენ.



თხევად ნივთიერებას ასუფთავებენ გამოხდის სხვადასხვა მეთოდით. გამოხდა, ანუ დისტილაცია გულისხმობს თხევადი ნივთიერების ადუღების შედეგად წარმოქმნილი ორთქლის კონდენსაციას, რომელიც დისტილატის სახით მიიღება. გამოხდის რამდენიმე სახე არსებობს: გამოხდა წყლის მაცივრით, გამოხდა ჰაერის მაცივრით, გამოხდა დეფლეგმატორით ანუ ფრაქციული გამოხდა და სხვ.

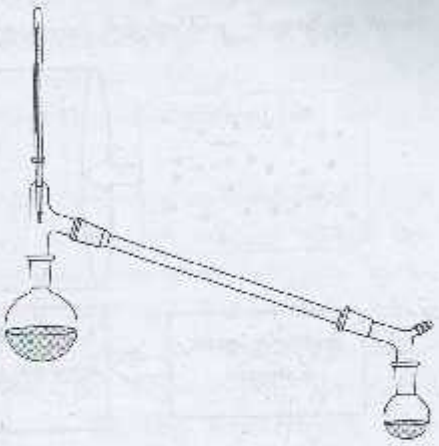
გამოხდის ყველაზე მარტივი მეთოდია **წყლის მაცივრით გამოხდა**. ხელსაწყო შედგება მრგვალძირა კოლბისაგან, რომელსაც გვერდითი მილი აქვს (1 – ე.წ. კიურცის კოლბა), თერმომეტრის (2), წყლის მაცივრის (3), ალონჟისა (4) და მიმღებისაგან (5).



წყლის მაცივრით გამოხდის მეთოდს მიმართავენ იმ შემთხვევაში, როდესაც გასასუფთავებელი სითხის დულილის ტემპერატურა 120°C-ზე დაბალია. კოლბაში ნივთიერების ადუღების შედეგად წარმოქმნილი ორთქლი, გვერდითი მილის საშუალებით, წყლის მაცივარში გადადის. აქ იგი კონდენსირდება და სუფთა ნივთიერება ჩაედინება ალონჟის საშუალებით მიმღებ კოლბაში, მინარევები კი რჩება გამოსახდელ კოლბაში. გამოხდის პროცესში თერმომეტრის ჩვენების მიხედვით ადგენენ ნივთიერების სისუფთავეს. სუფთა ნივთიერების დულილის ტემპერატურა უნდა მერყეობდეს ±1-2°-ის ფარგლებში.

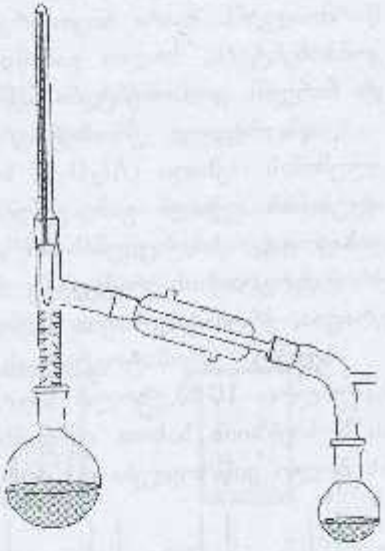
ჰაერის მაცივრით გამოხდას მიმართავენ იმ შემთხვევაში, როცა გასასუფთავებელი სითხის დულილის ტემპერატურა 120°C-ს აღემატება. ამ შემთხვევაში წყლის მაცივრის გამოყენება არ შეიძლება, რადგან ორთქლის მაღალი ტემპერატურის გამო წყლის მაცივარში მინის კედლებზე წარმოიქმნება დიდი ტემპერატურული სხვაობა, რამაც შეიძლება გამოიწვიოს მინის გასკდომა. ამიტომ

ხელსაწყო თითქმის იგივეა, მაგრამ წყლის მაცივრის ნაცვლად კოლბას მორგებული აქვს მიწის მილი, რომელიც ასრულებს მაცივრის მოვალეობას — მაღალმდუღარე სითხის ორთქლის გასაცივებლად ჰაერიც საკმარისია.



წილადური ანუ ფრაქციული გამოხდის მიზანია დაჰყოს ერთგვაროვანი ნარევი შემადგენელ კომპონენტებად. ფრაქციული გამოხდით შესაძლებელია ისეთი ნარევების დაყოფა, რომელთა კომპონენტების დუღილის ტემპერატურა განსხვავდება 50°C-ით მაინც და ახეოტროპულ ნარევს არ წარმოადგენენ.

ფრაქციულ გამოხდას აწარმოებენ ან წყლის მაცივრით, ან ჰაერის მაცივრით, ნარევის ტემპერატურის მიხედვით. ხელსაწყო შედგება მრგვალძირა კოლბისაგან, რომელიც დაკავშირებულია დეფლეგმატორთან. ეს უკანასკნელი წარმოადგენს სხვადასხვა კონსტრუქციის და სხვადასხვა სიგრძის მილს, რომელსაც შიგნიდან ზედაპირის დიდი ფართობი აქვს და იგივე დანიშნულება აქვს, რაც თეფშებიან სარექტიფიკაციო სვეტს. დეფლეგმატორს ათავსებენ კოლბასა და მაცივარს შორის. დეფლეგმატორის დანიშნულებაა ერთმანეთისაგან დააცილოს სხვადასხვა ტემპერატურაზე მდუღარე ნივთიერებები.



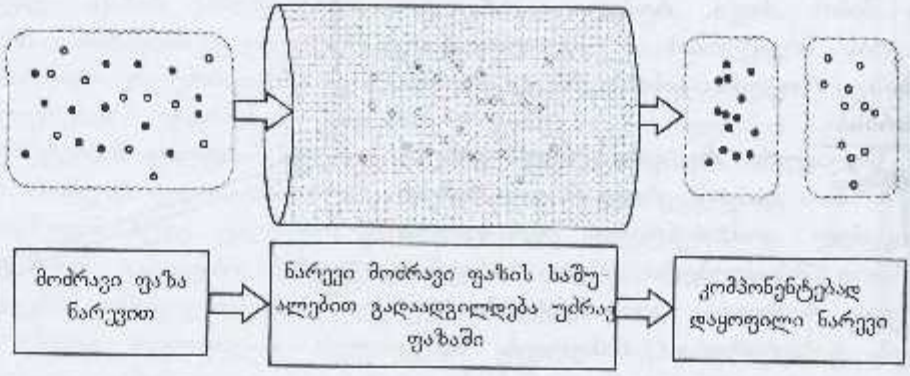
ქრომატოგრაფია არის ერთგვაროვანი ნარევის დაყოფის ფიზიკო-ქიმიური მეთოდი, რომელიც ემყარება ადსორბენტზე სხვადასხვა ნივთიერებების შერჩევით ადსორბციას[8], ან ორ ფაზას შორის ნივთიერებების განაწილების სხვადასხვა უნარს. ქრომატოგრაფიის დროს ნარევის კომპონენტების დაყოფა ხდება უძრავ და მოძრავ ფაზებს შორის შემდეგი პრინციპით:

მოძრავი ფაზა, რომელიც ნარევს შეიცავს, გაივლის უძრავ ფაზას, რომე-

---

[8] ნივთიერების ადსორბცია ხდება მაშინ, როცა იგი მეორე ნივთიერების ზედაპირის მიერ შთაინთქმება. იგი არ უნდა აგვერიოს აბსორბციაში, რომელიც მიმდინარეობს მაშინ, როცა ერთი ნივთიერება დიფუზირდება მეორე ნივთიერებაში და შთაინთქმება მთელი მოცულობის, და არა ზედაპირის მიერ.

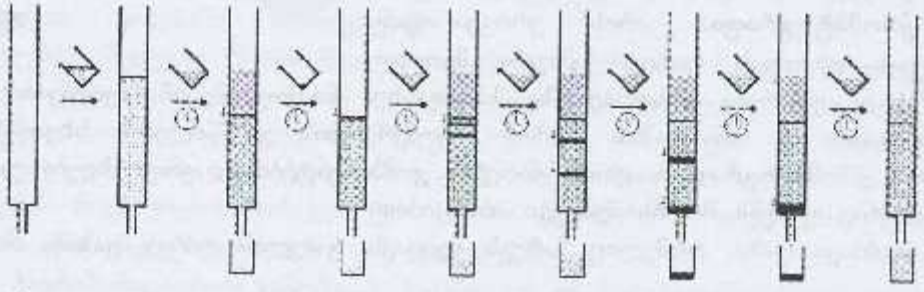
ლიც სხვადასხვა სიჩქარით ატარებს ნარევის კომპონენტებს. ამის შედეგად უძრავი ფაზიდან კომპონენტები ცალ-ცალკე გამოვლენ.



მოძრავი და უძრავი ფაზების მიხედვით ქრომატოგრაფია ორი ტიპისაა: ადსორბციული და განაწილებითი. ადსორბციულ ქრომატოგრაფიაში უძრავ ფაზას წარმოადგენს მყარი ნივთიერება, რომელიც შერჩევითად ადსორბირებს ნარევის კომპონენტებს; ხოლო განაწილებით ქრომატოგრაფიაში უძრავი ფაზა სითხეა და ნარევის კომპონენტები ნაწილდება ამ სითხესა და მოძრავ ფაზას შორის.

ადსორბციულ ქრომატოგრაფიაში ადსორბენტად ძირითადად გამოყენებულია: ალუმინის ოქსიდი (Al_2O_3), სილიციუმის ოქსიდი (SiO_2), ცელულოზა და სხვ. ალუმინის ოქსიდი გამოიყენება ნეიტრალური და ფუძე ბუნების ნივთიერებათა დასაყოფად, სილიციუმის ოქსიდი – მჟავე ხასიათის დასაყოფად. ცნობილია ქრომატოგრაფიის რამდენიმე მეთოდი: სვეტური და თხელფენოვანი ქრომატოგრაფია, ქრომატოგრაფია ქაღალდზე და სხვ.

სვეტურ ქრომატოგრაფიას ატარებენ მინის სვეტებში, რომელთა დიამეტრია საშუალოდ 10 მმ, ხოლო სიგრძე – 30 სმ. სვეტში ჩრიან ადსორბენტს მშრალი ან სუსპენზიის სახით, იმ გამხსნელში, რომელიც გამოიყენება სამუშაოდ. სვეტის ბოლო ვიწროვდება და მორგებული აქვს საკეტი.



სვეტში ზევიდან ასხამენ გამხსნელს, რომელიც ადსორბენტს უნდა ფარავდეს მთლიანად და მასზე მაღლა უნდა იყოს რამდენიმე სანტიმეტრით. სამუშაოდ გამზადებულ სვეტში ასხამენ ნარევის ხსნარს. როცა ხსნარი ბოლომდე გაიელის სვეტს, მოხდება ნარევში არსებული ნივთიერებების შთანთქმა სვეტის

სხვადასხვა სიმაღლეზე. შემდეგ სხვადასხვა გამხსნელების გატარებით სვეტიდან ჩამორეცხავენ ადსორბირებულ კომპონენტებს და შეაგროვებენ ცალ-ცალკე.

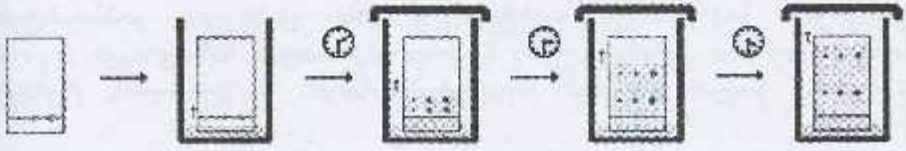
სვეტური ქრომატოგრაფია შეიძლება მაღალი წნევის პირობებშიც ჩატარდეს (ე.წ. მაღალი წნევის ქრომატოგრაფია). ამ შემთხვევაში ნარევის დაყოფა გაცილებით სწრაფად ხდება.

თხელფენოვანი ქრომატოგრაფია ემყარება როგორც ადსორბენტის მიერ სხვადასხვა ნაერთის სხვადასხვაგვარ ადსორბციას, ისე ორ თხევად ფაზას შორის ნივთიერების განაწილების სხვადასხვა უნარს. ერთ-ერთი თხევადი ფაზა, ჩვეულებრივ წყალი, შთაინთქმება ადსორბენტის მიერ და წარმოქმნის უძრავ ფაზას, მეორე – მოძრაობს ამ უძრავი ფაზის გასწვრივ და სხვადასხვა სიჩქარით გადააქვს ნარევის შემადგენელი კომპონენტები. ნივთიერების გადატანის სიჩქარის საზომია ე.წ. ფრონტების შეფარდება – R_f, ანუ ნივთიერების მიერ ფირფიტაზე განვლილი მანძილის შეფარდება გამხსნელის მიერ განვლილ მანძილთან, რომელსაც ასე გამოითვლიან:

$$R_f = \frac{\ell_1}{\ell_0}$$

სადაც ℓ_1 – სტარტიდან ნივთიერების ლაქის ცენტრამდე მანძილია, ხოლო ℓ_0 – სტარტიდან გამხსნელის ფრონტამდე მანძილი. ცხადია, R_f ყოველთვის ერთზე ნაკლები სიდიდეა.

ნივთიერების დაყოფას თხელფენოვანი ქრომატოგრაფიით შემდეგნაირად ატარებენ: ნივთიერებას დაიტანენ ფირფიტის კიდეზე მონიშნულ სასტარტო ხაზზე ხსნარის სახით და გამხსნელის აორთქლების შემდეგ ფირფიტას ჩადგამენ ქრომატოგრაფიულ ქილაში, რომელშიც ჩასხმულია გამხსნელი:



ფირფიტის კიდე სასტარტო ხაზის ქვეშით ეხება ქილაში ჩასხმულ გამხსნელს. ქილას დაახურებენ თავსახურს. კაპილარული ძალების გავლენით გამხსნელი ადის ზევით და თან მიაქვს კომპონენტები, რომლებიც სხვადასხვა მანძილით გადაადგილდებიან ფირფიტაზე. როცა გამხსნელის ფრონტის ხაზი მიაღწევს ფირფიტის ზედა ნაწილს (მაგრამ არ უნდა გადავიდეს), ფირფიტას ამოიღებენ, გააშრობენ და უფერო ლაქებს ამჟღავნებენ სხვადასხვა ნივთიერების ხსნარით. უნივერსალური გამამჟღავნებელია იოდი, ანიტომ ფირფიტას ჩადგამენ ექსიკატორში, რომელშიც იოდის ორთქლია. ხშირად ლაქების დანახვა ხდება ულტრაიისფერი დასხივების პირობებშიც. გამჟღავნების შემდეგ განსაზღვრავენ ნივთიერების R_f-ს.

თხელფენოვან ქრომატოგრაფიას მრავალმხრივი გამოყენება აქვს. მისი საშ-

უალებით ააზღვრავენ საკვებში პესტიციდების შემცველობას, მცენარეულ პიგმენტებს, საღებავებს და სხვ. ეს მეთოდი ფართოდ გამოიყენება ორგანული რეაქციების მონიტორინგში: რეაქციის მსვლელობისას არეაქციო ნარევს პერიოდულად აწვეთებენ ქრომატოგრაფიულ ფირფიტას და ატარებენ ქრომატოგრაფიას. როდესაც ფირფიტაზე გამოჩნდება პროდუქტების ლაქები — რეაქცია დაწყებულია, ხოლო როდესაც აღარ მჟღავნდება საწყისი ნივთიერებების ლაქები — რეაქცია დასრულებულია.

ქაღალდის ქრომატოგრაფია არის განაწილებითი ქრომატოგრაფიის ერთერთი ნაირსახეობა, რომელშიც უძრავ ფაზად გამოყენებულია სითხე (ძირითადად წყალი), რომელიც ქაღალდზეა ადსორბირებული, ხოლო მოძრავ ფაზად გამოყენებულია რომელიმე ორგანული გამხსნელი.

ქრომატოგრაფიაში მოძრავ ფაზად აირსაც იყენებენ (**გაზური ქრომატოგრაფია**) — ძირითადად აზოტს, წყალბადს, ჰელიუმს ან არგონს. არსებობს გაზური ქრომატოგრაფიის ორი სახე: გაზური და გაზურ-თხევადი. გაზურ ქრომატოგრაფიაში უძრავ ფაზას წარმოადგენს მყარი ნივთიერება (ძირითადად სილიკაგელი). გაზურ-თხევადში კი მაღალი დულილის ტემპერატურის მქონე სითხე, რომლითაც გაჟღენთილია მყარი ფოროვანი ინერტული ნივთიერება, მაგალითად, ნახშირი. გაზური ქრომატოგრაფია — ადსორბციული ქრომატოგრაფიის ნაირსახეობაა, გაზურ-თხევადი კი — განაწილებითი ქრომატოგრაფიის. გაზური ქრომატოგრაფიის ცალკეული მეთოდები უაღრესად ფართოდ გამოიყენება მრავალკომპონენტიანი ნარევების დაყოფისას.

ნივთიერების სისუფთავის დადგენა

ნივთიერების სისუფთავეს ადასტურებენ მისი ფიზიკური კონსტანტების დადგენით. მაგალითად, კრისტალური ნივთიერებებისთვის ააზღვრავენ ლღობის ტემპერატურას, ხოლო თხევადი ნივთიერებებისთვის — დულილის ტემპერატურას.

ლღობის ტემპერატურის განსაზღვრა. იმ ტემპერატურას, რომელზეც მყარი ნივთიერება წონასწორობაში იმყოფება თხევად ფაზასთან, ლღობის ტემპერატურა ეწოდება. მყარი ნივთიერების ლღობის ტემპერატურას საზღვრავენ სპეციალურ ხელსაწყოში. იგი წარმოადგენს გრძელყელიან მრგვალძირა კოლბას, რომელშიც ასხია მაღალმდუღარე სითხე (ჩვეულებრივ, კონცენტრირებული გოგირდმჟავა). კოლბაში ჩადგმულია გრძელი სინჯარა, სინჯარაში მოთავსებულია თერმომეტრი, რომელსაც ბოლოში რეზინის რგოლის საშუალებით მიმაგრებული აქვს კაპილარი, სადაც შეაქვთ საკვლევი ნივთიერების კრისტალები. კოლბას აცხელებენ და აკვირდებიან თერმომეტრის ჩვენებას. დაიწმნავენ იმ ტემპერატურას, როდესაც კაპილარში მყარი ნივთიერება დაიწყებს შეკვეთებას და აფიქსირებენ ტემპერატურას, რომელზეც კრისტალები მთლიანად გადნება. ამ ტემპერატურათა ინტერვალი სუფთა ნივთიერებისთვის არ უნდა აღემატე-

ბოდეს 1°C-ს.

დულილის ტემპერატურის განსაზღვრა. იმ ტემპერატურას, რომლის დროსაც სითხის ორთქლის დრეკადობა უტოლდება გარე ატმოსფერულ წნევას, დულილის ტემპერატურა ეწოდება. დულილის ტემპერატურას საზღვრავენ ნივთიერების გამოხდის პროცესში. მცირე რაოდენობის სითხის დულილის ტემპერატურის განსაზღვრისთვის სითხეს ათავსებენ 6 მმ დიამეტრის მქონე მინის მილში, რომელშიც ღია ბოლოთი ჩაშვებულია მინის უფრო ეიწრო კაპილარი. მილს ამაგრებენ თერმომეტრთან და მოათავსებენ ლღობის ტემპერატურის განსაზღვრის ხელსაწყოში. ხელსაწყოს აცხელებენ. ჯერ შეიმჩნევა სითხიდან ბუშტულაკების ნელი გამოყოფა. შემდეგ ორთქლის ბუშტულაკების ენერგიული გამოყოფა. სითხის დულილის ტემპერატურად ჩაითვლება ის ტემპერატურა, როდესაც დაიწყება ბუშტულაკების ინტენსიური გამოყოფა. ამ მეთოდის ცდომილებაა ±5°C.

ნივთიერების სისუფთავე მოწმდება აგრეთვე ისეთი ფიზიკური მახასიათებლების მიხედვით, რაგორებიცაა: გარდატეხის მაჩვენებელი, ებულიოსკოპიური და კრიოსკოპიული მუდმივები (ნივთიერების მიერ ხსნარის დულილის და ლღობის ტემპერატურის შეცვლის უნარი), სიბლანტე, სინათლის სპექტრის განსაზღვრული უბნის შთანთქმის უნარი (ექსტინქციის კოეფიციენტი) და სხვ.

1.2 ანალიზური ქიმიის საკითხები

ანალიზური ქიმია ორ ძირითად ამოცანას – საანალიზო ნიმუშის თვისობრივი და რაოდენობრივი შედგენილობის დადგენას ემსახურება. შესაბამისად, ანალიზური მეთოდები ორ ჯგუფად – თვისებით და რაოდენობით ანალიზად იყოფა. საანალიზო ნიმუშს შეიძლება წარმოადგენდეს მადანი, შენადნობი, ფარმაკოლოგიური პრეპარატი, საკვები, ბუნებრივი ობიექტი (მცენარე, სისხლი, შარდი, ბუნებრივი აირი, ნავთობი და მისი პროდუქტები, ნიადაგი და სხვ.).

თვისებითი ანალიზის დროს ნივთიერებაში ისაზღვრება ცალკეული ელემენტების ან ფუნქციური ჯგუფების შემცველობა, ან ხდება ნარევში ცალკეული ნივთიერებების აღმოჩენა.

რაოდენობითი ანალიზის დროს ნივთიერებაში ან ნარევში ისაზღვრება ელემენტების, იონების, ფუნქციური ჯგუფების ან ინდივიდუალური ნივთიერების რაოდენობრივი შემცველობა.

თვისებითი ანალიზი

თვისებით ანალიზში ფართოდ გამოიყენება ელემენტების მიერ ალის შეფერვის სპეციფიკური უნარი. ანალიზისათვის საკვლევი ნაერთის მცირე რაოდენობა პლატინის ან ნიქრომის მავთულისაგან დამზადებული მარყუჟის საშუალებით შეაქვთ გაზის სანათურის ალის უფერო ნაწილში. თუ ამ დროს ხელსაწყოს – ფოტომეტრის საშუალებით გავზომავთ ალის შეფერვის ინტენსივობას, მაშინ შესაძლებელი გახდება ნიმუშში ელემენტის რაოდენობრივი შემცველობის დადგენა. ანალიზის ამ მეთოდს ალური ფოტომეტრია ეწოდება.

ალის შეფერვის უნარით ძირითადად მეტალები გამოირჩევა:

ელემენტი	ალის შეფერილობა	ელემენტი	ალის შეფერილობა
Li	წითელი	Ca	წითელი (აგურისფერი)
B	მწვანე	Sr	წითელი
Na	ყვითელი	Cu	მწვანე
K	იისფერი	Ba	მოყვითალო-მწვანე
Ru	წითელი	Cs	ცისფერი

ალის შეფერვა ორგანულ ნაერთებში ჰალოგენების შემცველობის დასადგენადაც გამოიყენება (ბეილშტეინის მეთოდი). ამ დროს საკვლევ ნაერთს (მაგალითად, ქლოროფორმს – $CHCl_3$) აწვეთებენ წინასწარ გამომწვარ სპილენძის ბადეზე და შეიტანენ უფერო ალში. ალი შეიღებება მწვანედ, რაც გამოწვეულია სპილენძის აქროლადი ჰალოგენიდების წარმოქმნით. ამ რეაქციას

იძლევა ყველა ჰალოგენი, ფთორის გარდა. ბეილშტეინის სინჯი ძალიან მგრძნობიარეა და შეიძლება ქლორის აღმოჩენა წერწყვშიც კი.

ალის შეფერვა თვისებითი ანალიზის ე.წ. "მშრალ" ხერხს წარმოადგენს. ამ ტიპის მეთოდია შეფერილი ნალღობის მიღების მეთოდიც, როდესაც საკვლევ სინჯს პლატინის მარყუჟზე შეალღობენ ბორაქსს ($Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$) ან ნატრიუმ-ამონიუმის ჰიდროფოსფატს ($NaNH_4HPO_4 \cdot 4H_2O$) მცირე რაოდენობასთან. წარმოიქმნება სადაფისმაგვარი შენადნობი, რომლის ფერი ქრომის შემთხვევაში მწვანეა, რკინის – მურა-მწვანე, ნიკელის – მურა-წითელი, მანგანუმის – იისფერი, სპილენძის ან კობალტის – ლურჯი.

"მშრალი" მეთოდებიდან ზოგიერთ შემთხვევაში გამოიყენება ნიმუშის მყარ რეაქტივთან მოსრესვის მეთოდიც. ასე მაგალითად, Fe^{3+}-ის მარილების ამონიუმის როდანიდთან ერთად მოსრესვისას წარმოიქმნება სისხლისფერი $Fe(SCN)_3$; ამონიუმის მარილების ჩამქრალ კირთან $Ca(OH)_2$ მოსრესვისას გამოიყოფა ამიაკი და ა.შ.

თვისებით ანალიზში უფრო ხშირად მიმართავენ "სველ" მეთოდს, რომელიც დაფუძნებულია ხსნარში მიმდინარე სპეციფიკურ რეაქციებზე. "სველი" მეთოდით ანალიზის ჩასატარებლად არაორგანულ ნივთიერებას ხსნიან გამოხდილ წყალში ან მინერალურ მჟავებში (იშვიათად – შეალღობენ ტუტესთან და შემდეგ ხსნიან წყალში), ორგანულ ნაერთებს კი უფრო ხშირად ორგანულ გამხსნელებში ხსნიან. თვისებითი ანალიზისათვის გამოიყენება ანალიზური ანუ თვისებითი რეაქციები, რომელთა შედეგი ვიზუალურია: გამოიყოფა ნალექი, ან იცვლება ხსნარის შეფერილობა, ან გამოიყოფა აირადი ნივთიერება. ცხრილებში მოცემულია ზოგიერთი კატიონისა და ანიონის სპეციფიკური რეაქციები, რომლებიც მათ აღმოსაჩენად გამოიყენება.

აღმომჩენ რეაქტივს ზოგჯერ წარმოადგენს რამდენიმე ნივთიერების ნარევი, რომელიც უშუალოდ ანალიზის წინ უნდა მომზადდეს. მაგალითად, გრისის რეაქტივი, რომელიც ნიტრიტ-იონების (NO_2^-) ძალიან მცირე რაოდენობებთანაც კი წითელ შეფერილობას წარმოქმნის, მზადდება ძმარმჟავაში გახსნილი სულფანილის მჟავას და α-ნაფთილამინის ხსნარების შერევით; ამონიუმის იონების აღმომჩენი ნესლერის რეაქტივი არის კომპლექსური მარილი $K_2[HgI_4]$, რომელიც HgI_2-ისა და KI-ის ტუტეში გახსნის შედეგად მიიღება. არცთუ იშვიათად არაორგანული იონების განსასაზღვრავად ორგანული ნაერთები (მაგალითად, ღვინისმჟავას და მჟაუნმჟავას მარილები, დითიზონი, ანტიპირინი, ალიზარინი და სხვ.) გამოიყენება.

ანიონი	აღმოსაჩენი რეაქტივი	შედეგი
F^-	რკინა(III)-ის იონები (Fe^{3+})	თეთრი ნალექი
	ალიზარინსულფონატი	იისფერი ხსნარი უფერულდება
Cl^-	ვერცხლი(I)-ის იონები (Ag^+)	თეთრი ნალექი
	დიხრომატი (MnO_2), KI-ის ხსნარი და სახამებელი	მიიღება Cl_2, რომელიც დაჟანგავს იოდიდ-იონს და გამოყოფილი იოდი ალურჯებს სახამებელს
Br^-	ვერცხლი(I)-ის იონები (Ag^+)	მოყვითალო ნალექი
	დიხრომატი ($KMnO_4$, MnO_2 ან ქლორიანი წყალი) მჟავა არეში	წყალბადხსნარი მურა ფერს იღებს, ორგანული გამხსნელი – ნარინჯისფერს
	ფუქსინსულფოგირდოვანი მჟავა	მოწითალო-იისფერი ხსნარი
I^-	ვერცხლი(I)-ის იონები (Ag^+)	ყვითელი ნალექი, იხსნება $Na_2S_2O_3$-ის ხსნარში
	ტყვია(II)-ის იონები (Pb^{2+})	ყვითელი ნალექი, იხსნება ჭარბ KI-ში
	ქლორიანი წყალი და სახამებელი	გამოყოფილი I_2 ალურჯებს სახამებელს
	ნიტრიტ-იონი (NO_2^-) მჟავა არეში და სახამებელი	გამოყოფილი I_2 ალურჯებს სახამებელს
S^{2-}	მჟავა არე (H^+)	გამოიყოფა აირი ლაქა ქვერცხის სუნით
	ტყვია(II)-ის იონები (Pb^{2+})	შავი ნალექი
	კადმიუმ(II)-ის იონები (Cd^{2+})	ყვითელი ნალექი
	ნატრიუმის ნიტროპრუსიდი	მოწითალო-იისფერი ხსნარი
NO_2^-	იოდიდ-იონი (I^-) მჟავა არეში და სახამებელი	გამოყოფილი I_2 ალურჯებს სახამებელს
	გრისის რეაქტივი	კაშკაშა წითელი ხსნარი
	ანტიპირინი მჟავა არეში	ზურმუხტისფერი მწვანე ხსნარი
NO_3^-	დიფენილამინი მჟავა არეში	ლურჯი ხსნარი
	ალძგუნი (თუთიის ფხვნილი) და გრისის რეაქტივი	აღდგება ნიტრიტამდე, რომელიც წარმოქმნის კაშკაშა წითელ ხსნარს
	რკინა(II)-ის იონები (Fe^{2+})	მურა წითელი ხსნარი
CO_3^{2-}	მჟავა არე (H^+)	გამოიყოფა უსუნო აირი (შუშხუნით)
	კალციუმის (Ca^{2+}) და ბარიუმის (Ba^{2+}) იონები	თეთრი ნალექი, იხსნება მჟავებში გაზის გამოყოფით
SO_3^{2-}	მჟავა არე (H^+)	დამახასიათებელი სუნის აირი
	$KMnO_4$-ის ან იოდის ხსნარი	ხსნარის გაუფერულება
SO_4^{2-}	ბარიუმის (Ba^{2+}) იონები	თეთრი ნალექი, არ იხსნება მჟავებში
	ტყვია(II)-ის იონები (Pb^{2+})	თეთრი ნალექი, იხსნება ცხელ ტუტეში
PO_4^{3-}	კალციუმის და ბარიუმის იონები	თეთრი ნალექი, იხსნება მჟავებში
	ვერცხლი(I)-ის იონები (Ag^+)	ყვითელი ნალექი, იხსნება აზოტმჟავაში

კატიონი	აღმომჩენი რეაქტივი	შენიშვნა
K^+	ღვინისმჟავა ნატრიუმი ($NaHC_4H_4O_6$)	თეთრი ნალექი, იხსნება მჟავებსა და ტუტეებში
NH_4^+	ტუტის ხსნარი (OH^-)	დამახასიათებელი სუნის აირი
	ნესლერის რეაქტივი	ჰურა წითელი ნალექი
Ag^+	ქლორიდ-იონი (Cl^-)	თეთრი ნალექი, იხსნება NH_4OH-ის ხსნარში
	იოდიდ-იონი (I^-)	ყვითელი ნალექი, არ იხსნება NH_4OH-ის ხსნარში, იხსნება $Na_2S_2O_3$-ის ხსნარში
	ქრომატ-იონი (CrO_4^{2-})	ჰურა წითელი ნალექი, იხსნება NH_4OH-ის და HNO_3-ის ხსნარებში
	დითიზონი	ყვითელი ხსნარი ორგანულ გამხსნელში
Ca^{2+}	ფეროციანიდის კომპლექს-იონი ($[Fe(CN)_6^{-4}$)	თეთრი ნალექი, იხსნება არაორგანულ მჟავებში, არ იხსნება ძმარმჟავაში
	ფოსფატ-იონი (PO_4^{3-})	თეთრი ნალექი, იხსნება არაორგანულ მჟავებში, არ იხსნება ძმარმჟავაში
	კარბონატ-იონი (CO_3^{2-})	თეთრი ნალექი, იხსნება მჟავებში გაზის გამოყოფით
	ოქსალატ-იონი ($C_2O_4^{2-}$)	თეთრი ნალექი, იხსნება არაორგანულ მჟავებში, არ იხსნება ძმარმჟავაში
Ba^{2+}	ოქსალატ-იონი ($C_2O_4^{2-}$)	თეთრი ნალექი, იხსნება არაორგანულ მჟავებში და ძმარმჟავაში
	სულფატ-იონი (SO_4^{2-})	თეთრი ნალექი, არ იხსნება მჟავებში
	ქრომატ-იონი (CrO_4^{2-})	თეთრი ნალექი, იხსნება მჟავებში
	კარბონატ-იონი (CO_3^{2})	თეთრი ნალექი, იხსნება მჟავებში გაზის გამოყოფით
	ფოსფატ-იონი (PO_4^{3-})	თეთრი ნალექი, იხსნება არაორგანულ მჟავებში, არ იხსნება ძმარმჟავაში
Pb^{2+}	ქლორიდ-იონი (Cl^-)	თეთრი ნალექი, იხსნება ცხელ წყალში
	იოდიდ-იონი (I^-)	ყვითელი ნალექი, იხსნება ჭარბ KI-ში
	სულფიდ იონი (S^{2-})	შავი ნალექი
	დითიზონი	წითელი ხსნარი ორგანულ გამხსნელში
Fe^{2+}	ფეროციანიდის კომპლექს-იონი ($[Fe(CN)_6]^{3-}$)	ლურჯი ნალექი
Fe^{3+}	ფეროციანიდის კომპლექს-იონი ($[Fe(CN)_6]^{4-}$)	ლურჯი ნალექი
	როდანიდ-იონი (SCN^-)	წითელი (სისხლისფერი) ხსნარი
Al^{3+}	ამიაკის ხსნარი (OH^-)	თეთრი ნალექი, იხსნება ტუტეში და მჟავებში
	ალიზარინი	კაშკაშა წითელი ხსნარი

ალმომჩენი რეაქციები გამოიყენება ორგანული ნაერთების იდენტიფიკაციისთვისაც. მოვიყვანოთ ფუნქციური ჯგუფების სპეციფიკური რეაქციების მიხედვით ორგანული ნაერთების ალმოჩენის ზოგიერთი მაგალითი:

უჯერი ბმების შემცველობას ადგენენ ბრომშავი წყლის ან $KMnO_4$-ის ხსნარის გაუფერულებით. ცხიმებში უჯერი ბმების განსაზღვისათვის კი იოდის გაუფერულება გამოიყენება.

აცეტილენს ალმოაჩენენ სპილენძ(I)-ის ან ვერცხლ(I)-ის იონებით (შესაბამისად მიიღება მურა-წითელი ან მოყვითალო-ნაცრისფერი ნალექი).

არომატულ ნახშირწყალბადები შეფერილ ხსნარებს წარმოქმნის ფორმალინისა და კონცენტრირებული გოგირდმჟავას ნარევთან, აგრეთვე უწყლო $AlCl_3$-თან. მაგალითად, ბენზოლი პირველ შემთხვევაში წარმოქმნის წითელ შეფერილობას, მეორეში კი ნარინჯისფერ-წითელს.

მეორეული და მესამეული სპირტები ამღვრევს ლუკასის რეაქტივს, რომელიც მზადდება უწყლო თუთიის ქლორიდის გახსნით კონცენტრირებულ მარილმჟავაში, ხოლო პირველად სპირტებს ეს რეაქცია არ ახასიათებს.

ორატომიანი და სამატომიანი სპირტები გახსნის ახლადგამოლექილ სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდს და წარმოქმნის კაშკაშა ლურჯი ფერის ხსნარს;

ფენოლის ალმოსაჩენად მის წყალხსნარს უმატებენ რკინა(III)-ის ქლორიდს – წარმოიქმნება იისფერი შეფერილობა. გარდა ამისა, ფენოლს ახასიათებს ბრომიან წყალთან თეთრი ფერის ნალექის წარმოქმნაც.

ალდეჰიდებს განსაკუთრებით ბევრი თვისებითი რეაქცია ახასიათებს. ესენია: ა) "ვერცხლის სარკის" რეაქცია, ბ) სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდთან ყვითელი ნალექის წარმოქმნა, რომელიც გახურებისას აგურისფერში გადადის; გ) უფერო ფუქსინგოგირდოვანმჟავასთან მოწითალო-იისფერი შეფერილობის წარმოქმნა და სხვ.

კეტონები ნატრიუმის ნიტროპრუსიდთან ($Na_2[Fe(CN)_5NO]$) ტუტე არეში წარმოქმნის წითელ ხსნარს, რომელიც ძმარმჟავას დამატებით ალუბლის ფერს ღებულობს. ამ რეაქციას ლეგალის სინჯს უწოდებენ და შარდში აცეტონის ალმოსაჩენად იყენებენ.

ნახშირწყლების ალმოჩენის უნივერსალური მეთოდია მილოშის რეაქცია: α-ნაფთოლის ახლად დამზადებულ ხსნარს ქლოროფორმში ამატებენ საკვლევი ნიმუშის წყალხსნარს და ფრთხილად უმატებენ რამდენიმე წვეთ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას ისე, რომ წყალს არ შეერიოს და წარმოქმნას ორი ფენა. ქვედა ფენაში იქნება გოგირდმჟავა, ზედაში – წყალხსნარი. ფენების გამყოფ ზედაპირზე სწრაფად წარმოიქმნება წითელ-იისფერი რგოლი, რაც ნიმუშში ნახშირწყლის არსებობაზე მიუთითებს.

მონოსაქარიდების განსაზღვრისას ალდოზებისათვის (ალდეჰიდური ჯგუფის

შემცველი შაქრებისათვის, მაგალითად, გლუკოზისათვის) გამოიყენება რამდენიმე მეთოდი, რომელთა არსიც ალდეჰიდური ჯგუფის აღმოჩენაში მდგომარეობს. კეტოზებისათვის (კეტონური ჯგუფის შემცველი შაქრებისათვის, მაგალითად, ფრუქტოზისათვის) გამოიყენება რეზორცინის ხსნარი მარილმჟავაში, რომელთანაც გაცხელებისას მიიღება ვარდისფერი შეფერილობა. ამ რეაქციას (ე.წ. სელივანოვის მეთოდი) იძლევა ოლიგოსაქარიდებიც, რომელთა შედგენილობაში შედის ფრუქტოზა (მაგალითად, საქაროზა, რაფინოზა, ინულინი). ალდოზებისა და კეტოზების ერთმანეთისაგან გარჩევა შემდეგნაირად შეიძლება: თუ შაქარს შარდოვანასთან, $SnCl_2$-თან და გოგირდმჟავასთან ერთად გავაცხელებთ, გაცივების შემდეგ კეტოზის შემთხვევაში ხსნარი ლურჯად შეფერადდება (ასეთივე რეაქციას იძლევა საქაროზაც), ხოლო ალდოზა წითელ შეფერილობას წარმოქმნის.

ამინომჟავების აღმოსაჩენად გამოიყენება ორგანული ნაერთი ნინჰიდრინი, რომელთანაც ამინომჟავები მოყვარდისფრო-იისფერ (ამინომჟავა პროლინის შემთხვევაში – წითელ) ნაერთებს წარმოქმნიან.

ცილების აღმოსაჩენად მრავალი სპეციფიკური რეაქცია არსებობს, მაგალითად, ქსანტოპროტეინის რეაქცია განპირობებულია ცილაში ბენზოლის ბირთვის შემცველი ამინომჟავების არსებობით, რომლებიც აზოტმჟავასთან შეფერილ ნიტრონაწარმებს წარმოქმნის. ცილაზე კონცენტრირებული აზოტმჟავას დამატებით მიიღება თეთრი ნალექი, რომელიც ხსნარის დულილით გადადის ღია ყვითელ ფერში. გაცივების და ტუტის დამატების შემდეგ ქრ – ნარინჯისფერში. ცილების განსაზღვრის სხვა მეთოდის – ბიურეტის რეაქციის არსია პეპტიდური ჯგუფის (–CO–NH–) აღმოჩენა. ამ შემთხვევაში ნატრიუმის ტუტისა და სპილენძ(II)-ის სულფატის დამატებისას მიიღება შეფერილობა, რომელიც იცვლება პოლიპეპტიდურ ჯაჭვში ამინომჟავების რაოდენობის მიხედვით: დიპეპტიდი იძლევა ლურჯ ფერს, ტრიპეპტიდი – იისფერს, ტეტრა- და პოლიპეპტიდები – წითელს.

რაოდენობითი ანალიზი

რაოდენობით ანალიზს აწარმოებენ ქიმიური, ფიზიკურ-ქიმიური და ფიზიკური მეთოდებით. ქიმიური მეთოდებიდან არჩევენ ანალიზის წონით და მოცულობით მეთოდებს.

წონითი მეთოდი ანუ გრავიმეტრია ანალიზის ქიმიური მეთოდია, რომელიც შემდეგი თანმიმდევრობით ხორციელდება: საანალიზო ნიმუშს (წონაკს) ხსნიან გამხსნელში, განსაზღვრავ ნივთიერებას ლექავენ რეაქტივის მოქმედებით, ნალექს გამოყოფენ გაფილტვრით, რეცხავენ და აშრობენ (ან გამოწვავენ) მუდმივ მასამდე. მიღებულ ნაშთს წონიან ანალიზურ სასწორზე, რომლის საშუალებითაც ნივთიერება 0.0001 გ სიზუსტით იწონება. ნაშთის მასიდან გამოი-

თელება საანალიზო ნივთიერების შემცველობა საკვლევ ნიმუშში. გამოთვლა ხდება ფორმულით:

$$x = \frac{a \cdot f \cdot 100\%}{g}$$

სადაც x არის საანალიზო ნიმუშში ნივთიერების პროცენტული შემცველობა; a — მიღებული ნაშთის მასა გრამებში; g — საანალიზო წონაკის მასა გრამებში; f — გადასათვლელი კოეფიციენტია, რომელიც ექსპერიმენტულადაა განსაზღვრული და ითვალისწინებს დანაკარგებს ანალიზის პროცესში (მეთოდის ცდომილებას). ეს კოეფიციენტი უნდა მოიძებნოს სპეციალურ ცხრილებში ან მისი მნიშვნელობა უხსნა დადგინდეს სტანდარტული ნიმუშების ანალიზით.

მოცულობითი მეთოდი ანუ ტიტრიმეტრია ანალიზის ქიმიური მეთოდია, რომლის დროსაც საანალიზო ნიმუშში ნივთიერების კონცენტრაციის დასადგენად მასზე მოქმედებენ რეაქტივის ზუსტი კონცენტრაციის მქონე ხსნარით, რომელიც საანალიზო ხსნარს ემატება მცირე დოზებით (წვეთ-წვეთობით), ექვივალენტობის წერტილის მიღწევამდე. ამ ოპერაციას ტიტრაცია* ეწოდება. ექვივალენტობის წერტილი არის ის მდგომარეობა, როდესაც ნივთიერებები იმ მოლური თანაფარდობით შედიან რეაქციაში, როგორი თანაფარდობაცაა რეაქციის ტოლობაში მათ კოეფიციენტებს შორის. ექვივალენტობის წერტილის ზუსტად დადგენა მოცულობით ანალიზში ძალიან მნიშვნელოვანია და მისი განსაზღვრა ხდება იმ მეთოდის შესაბამისად, რომელიც გამოიყენება ტიტრაციის პროცესში.

მოცულობით ანალიზში ფუძის ან მჟავას კონცენტრაციის დასადგენად გამოიყენება **ნეიტრალიზაციის მეთოდი ანუ ფუძურ-მჟავური ტიტრაცია**. ექვივალენტობის წერტილის დასადგენად გამოიყენება ინდიკატორები: ლაკმუსი, ფენოლფტალეინი, მეთილნარინჯი ან სხვ. ამ მეთოდის გამოყენებისას ინდიკატორის შეფერილობის შეცვლით აფიქსირებენ, როდის ანეიტრალებს გასატიტრად გამოყენებული მჟავა საანალიზო ფუძეს (ან პირიქით).

მოცულობით ანალიზში ფართოდ გამოიყენება **ჟანგვა-აღდგენითი ტიტრაცია** — როცა საანალიზო ნივთიერების რაოდენობას სახლერავენ მის დაჟანგვაზე ან აღდგენაზე დახარჯული მჟანგავის ან აღმდგენის ხსნარის მოცულობით. ჟანგვა-აღდგენითი ტიტრაციის ცალკეული სახეებია პერმანგანატომეტრია, იოდომეტრია, ქრომატომეტრია და სხვ. პერმანგანატომეტრიაში დამჟანგველად გამოიყენება $KMnO_4$, რომელიც ოვითონაა შეფერილი. იოდომეტრიაში ექვივალენტობის წერტილის დასადგენად საკვლევ ხსნარს უმატებენ რამდენიმე წვეთ სახამებლიან ხსნარს, რომელიც ჭარბ იოდს ლუჯად შეღებავს და რეაქციის დასრულებას აჩვენებს.

---

* ტიტრი არის ხსნარის კონცენტრაცია, გამოსახული გ/მლ-ებით. აქედან ჩამოდინარეობს ტერმინები: ტიტრიმეტრია და ტიტრაცია.

ხშირად კატიონების შემცველობის დასადგენად ამ იონს შებოჭავენ შესაბამისი კომპლექსწარმომქმნელი ნაერთის (ე.წ. კომპლექსონის) საშუალებით. ამ მეთოდს კომპლექსონომეტრია ეწოდება. მაგალითად, კომპლექსონომეტრია გამოიყენება წყლის სიხისტის დასადგენად. ტიტრაცია ტარდება კომპლექსონის — EDTA-ს (ეთილენდიამინტეტრაძმარმჟავას) ზუსტი კონცენტრაციის მქონე ხსნარით.

ქიმიური მეთოდების გარდა რაოდენობრივ ანალიზში ხშირად იყენებენ ფიზიკო-ქიმიურ მეთოდებსაც, კერძოდ ოპტიკურ, ელექტროქიმიურ და ქრომატოგრაფიულ მეთოდებს.

ანალიზის ოპტიკური მეთოდები დაფუძნებულია ნივთიერების თვისებაზე, კონცენტრაციის ზრდასთან ერთად შეცვალოს ხსნარის ოპტიკური მახასიათებლები. ძირითადი ოპტიკური მეთოდებია: **პოლარიმეტრია** — ნივთიერების მიერ ხსნარში გამავალი პოლარიზებული სხივის სიბრტყის შემობრუნების კუთხის გაზომვა; **რეფრაქტომეტრია** — ნივთიერების ხსნარში გამავალი სინათლის გარდატეხის კუთხის გაზომვა; **ფოტომეტრია** — ნივთიერების ხსნარში გამავალი სინათლის ინტენსივობის გაზომვა; **სპექტროფოტომეტრია** — ნივთიერების ხსნარში გამავალი განსაზღვრული ტალღის სიგრძის სინათლის ინტენსივობის გაზომვა (ამ მეთოდში არჩევენ ცალკეულ სპექტრულ უბნებს — სპექტროფოტომეტრიას სინათლის ულტრაიისფერ, ხილულ და ინფრაწითელ უბნებში); **ნეფელომეტრია** — ნივთიერების სუსპენზიის ან ემულსიის მიერ განბნეული სინათლის ინტენსივობის გაზომვა და სხვ.

ელექტროქიმიური მეთოდებიდან აღსანიშნავია **pH-მეტრია**, როცა სპეციალური ელექტროდის საშუალებით ხდება ხსნარის pH-ის განსაზღვრა. ამ ხელსაწყოს საშუალებით შესაძლებელია დადგინდეს, როდის მიიღწევა ექვივალენტობის წერტილი ფუძურ-მჟავური ტიტრაციის დროს. ასევე გამოიყენება **იონომეტრია** — იონსელექტიური ელექტროდებით აზა თუ ამ იონის კონცენტრაციის განსაზღვრა. ექვივალენტობის წერტილის ზუსტად დადგენა ხდება აგრეთვე **კონდუქტომეტრიის** (ხსნარის ელექტროგამტარობის გაზომვა) და **პოტენციომეტრიის** (ხსნარში ჩაშვებულ ელექტროდებზე პოტენციალთა სხვაობის გაზომვა) საშუალებით. **პოლაროგრაფიის** დროს იზომება ხსნარში გამავალი ელექტრული დენის ძალის დამოკიდებულება ძაბვაზე. ამ მეთოდით ძალიან დიდი სიზუსტით ისაზღვრება ელექტროდებზე დაჟანგული ან აღდგენილი ნივთიერების რაოდენობა.

ამჟამად ანალიზურ ქიმიაში ფართოდ გამოიყენება ქრომატოგრაფიული მეთოდები, რომლებიც საშუალებას იძლევა ნარევის დაყოფისთანავე განისაზღვროს მისი შედგენილობა. ამ დროს გადამწყვეტი მნიშვნელობა აქვს, როგორ მოხდება ქრომატოგრაფიულად დაყოფილი ინდივიდუალური ნივთიერებების იდენტიფიკაცია. ამისათვის ქრომატოგრაფიული სვეტიდან გამოსულ მოძრავ ფაზას გაატარებენ დეტექტორში — ხელსაწყოში, რომელიც ზომავს ნივთიერების მახასიათებლებს (მაგალითად, ოპტიკურ, ელექტროქიმიურ და ა.შ.). გა-

ზურ ქრომატოგრაფიაში დეტექტორად ხშირად გამოიყენება ალური ფოტომეტრი, ალური იონიზატორი, კატარომეტრი (ზომავს ნივთიერების თბოგამტარობას) და სხვ.; თხელად ქრომატოგრაფიაში – სპექტროფოტომეტრი, რეფრაქტომეტრი, კონდუქტომეტრი და სხვ. ძალიან ზუსტი დეტექტირების საშუალებას იძლევა მასსპექტრომეტრი, რომელიც ადგენს ნივთიერების მოლეკულურ მასას. ქრომატოგრაფიული ანალიზის შესაძლებლობები მნიშვნელოვნად გაიზარდა ხელსაწყოს კომპიუტერთან მიერთების შემდეგ: დეტექტორებზე მიღებული პარამეტრები (ნივთიერების ქრომატოგრაფიული სვეტიდან გამოსვლის დრო, ოპტიკური მახასიათებლები, მოლეკულური მასა და სხვ.) იგზავნება მონაცემთა ბაზაში, რომელშიც თავმოყრილია ცნობილი ნივთიერებების ასეთივე მახასიათებლები და ამ პარამეტრების შედარების საფუძველზე ხდება ნივთიერების იდენტიფიკაცია.

დამატება 2. იუპაკ-ის ნომენკლატურის პრინციპები

ორგანულ ქიმიაში ერთმანეთის პარალელურად არსებობს რამდენიმე ნომენკლატურული სისტემა (რაციონალური, ჟენევის, ᲘᲣᲞᲐᲙ-ის), რომელთა შორის ყველაზე თანამედროვეა ᲘᲣᲞᲐᲙ-ის ნომენკლატურა. თანამედროვე ᲘᲣᲞᲐᲙ-ის ნომენკლატურაზე კორექტული წარმოდგენის შესაქმნელად ერთიანობაში განვიხილოთ მისი ძირითადი პრინციპები.

ᲘᲣᲞᲐᲙ-ის ნომენკლატურაში (IUPAC – International Union of Pure and Applied Chemistry – თეორიული და გამოყენებითი ქიმიის საერთაშორისო კავშირი) ნაერთის სახელწოდება შედგება ერთი ან რამდენიმე პრეფიქსისაგან (თავსართისაგან), ფუძისა და სუფიქსისაგან (ბოლოსართისაგან).

ფუძე ძირითადი ჯაჭვის ნახშირბალატომების დასახელებაა. გამოიყენება შესაბამისი ალკანების სახელწოდების ფუძე. ნახშირბალატომების მემცველობის მიხედვით ძირითადი ჯაჭვი აღინიშნება:

C_1 - "მეთ-"	C_{11} - "უნდეკ-"	C_{20} - "ეიკოზ-"	C_{30} - "ტრიაკონტ-"
C_2 - "ეთ-"	C_{12} - "დოდეკ-"	C_{21} - "გენეიკოზ-"	C_{31} - "გენტრიაკონტ-"
C_3 - "პროპ-"	C_{13} - "ტრიდეკ-"	C_{22} - "დოკოზ-"	C_{32} - "დოტრიაკონტ-"
C_4 - "ბუტ-"	C_{14} - "ტეტრადეკ-"	C_{23} - "ტრიკოზ-"	C_{33} -"ტრიტრიაკონტ-"
C_5 - "პენტ-"	C_{15} - "პენტადეკ-"	C_{24} - "ტეტარკოზ-"	და ა.შ.
C_6 - "ჰექს-"	C_{16} - "ჰექსადეკ-"	C_{25} - "პენტაკოზ-"	C_{40} - "ტეტრაკონტ-"
C_7 - "ჰეპტ-"	C_{17} - "ჰეპტადეკ-"	C_{26} - "ჰექსაკოზ-"	C_{50} - "პენტაკონტ-"
C_8 - "ოქტ-"	და ა.შ.	და ა.შ.	C_{60} - "ჰექსაკონტ-"
C_9 - "ნონ-"			და ა.შ.
C_{10} - "დეკ-"			C_{100} - "ჰექტ-"

ძირითადად ითვლება ნახშირბადატომების ის ჯაჭვი, რომელიც შეიცავს ფუნქციურ ჯგუფს (ან ფუნქციური ჯგუფების მაქსიმალურ რაოდენობას). ამასთანავე, ძირითადი ჯაჭვი მოცემულ ნაერთში შესაძლოა არც იყოს ყველაზე გრძელი, ე.ი. არ შეიცავდეს ყველაზე მეტ ნახშირბადატომებს. აქვე აღვნიშნავთ, რომ ᲘᲣᲞᲐᲙ-ის ნომენკლატურის ზემოთ განხილული ამოსავალი პრინციპი – ფუნქციური ჯგუფის პრივილეგირებული მდგომარეობა, ძირითადი ჯაჭვის შერჩევისას ქიმიური თვალსაზრისით საკმაოდ ლოგიკურია, რადგან ფუნქციური ჯგუფი მონაწილეობს ქიმიური გარდაქმნების უმრავლესობაში – რაც გარკვეულწილად აისახება ნაერთის სახელწოდებაში.

პოლიფუნქციურ ნაერთში სუფიქსში აღინიშნება მხოლოდ მთავარი (ე.წ. "უფროსი") ფუნქციური ჯგუფი. ყველა სხვა ჩამნაცვლებელის – გვერდითი რადიკალების, არაფუნქციური ჩამნაცვლებლების, "უმცროსი" ფუნქციური ჯგუფების დასახელება მოიტანება პრეფიქსებში.

ცხრილში მოცემულია უმნიშვნელოვანესი ფუნქციური ჯგუფები "უფროსო-

ბის" კლების მიხედვით. ამრიგად, ცხრილში მოყვანილი ყოველი ზემო ჯგუფი განსაზღვრავს ძირითად ჯაჭვს და ნუმერაციის მიმართულებას. ამასთანავე მრგვალ ფრჩხილებში მოთავსებული ნახშირბადი (C) შედის ფუძის სახელწოდების განმსაზღვრელ ნახშირბადატომების ძირითად ჯაჭვში.

ნაერთთა კლასები და ფუნქციური ჯგუფების პირობითი სახელწოდებები				
ნაერთთა კლასი	**ფორმულა**	**პრეფიქსი ან სუფიქსი**		
კარბონმჟავები	$-(C)OOH$			...-მჟავა
სულფონის მჟავები	$-SO_2H$	სულფო-...	ან	...სულფონის მჟავა
ალდეჰიდები	$-(C)HO$	ოქსო-...	ან	...-ალი
კეტონები	$(C)=O$	ოქსო-...	ან	...-ონი
სპირტები, ფენოლები	$-OH$	ჰიდროქსო-...	ან	...-ოლი
თიოლები	$>S$ ან $-SH$	მერკაპტო-...	ან	...-თიონი
ამინები	$\equiv N$ ან $>NH$ ან $-NH_2$	ამინო-...	ან	...-ამინი
ჰალოგენნაერთები	$-F$	ფთორო-...	ან	...-ფთორიდი
	$-Cl$	ქლორო-...	ან	...-ქლორიდი
	$-Br$	ბრომო-...	ან	...-ბრომიდი
	$-I$	იოდ ...	ან	...-იოდიდი
ნიტროზონაერთები	$-NO$	ნიტროზო-...		
ნიტრონაერთები	$-NO_2$	ნიტრო-...		
აზიდები	N_3	აზიდო-...		
დიაზონაერთები	N_2	დიაზო-...		

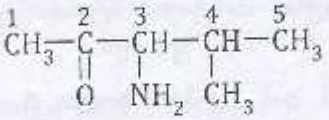
ნაეროილოვის სახელწოდების მინიჭებისას უნდა იქნეს დაცული შემდეგი ძირითადი წესები:

1) ვსაზღვრავთ "უფროს" ფუნქციურ ჯგუფს და მის საფუძველზე ვარჩევთ ნახშირბადატომების ძირითად ჯაჭვს (ან ძირითად ციკლურ ფრაგმენტს, რომელიც შეიცავს ამ ფუნქციურ ჯგუფს);
2) ძირითად ჯაჭვში ნახშირბადატომებს ვნომრავთ იმ ბოლოდან, საიდანაც უფრო ახლოა "უფროსი" ფუნქციური ჯგუფი;
3) სისტემის ნაკლოვანების გამოსახატავად სახელწოდების ფუძის შემდეგ ვწერთ სუფიქსებს: "ან" — ერთმაგი ბმის შემთხვევაში, "ენ" — ორმაგი ბმის შემთხვევაში და "ინ" — სამმაგი ბმის შემთხვევაში;
4) ჩამნაცვლებელთა ძირითად ჯაჭვთან შეკავშირების ადგილებს აღვნიშნავთ ციფრებით, ე.წ. ლოკანტებით და მათთან ერთად მოგვყავს ამ ჩამნაცვლებელთა სახელები — ანბანის მიხედვით — ნაერთის სახელწოდების დასაწყისში. თუ ერთნაირი ჩამნაცვლებლები რამდენიმეა, ვწერთ: "დი" — ორი ერთნაირი ჩამნაცვლებლის შემთხვევაში, "ტრი" — სამის შემთხვევაში,

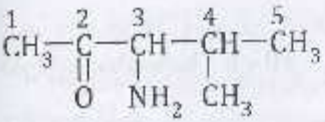
"ტეტრა" – ოთხის შემთხვევაში და ა.შ. ლოკანტების აღმნიშვნელი ციფრი სიტყვიერი ნაწილისაგან გამოიყოფა ტირეთი;

5) პირველი წესის გათვალისწინებით, ძირითადი ჯაჭვის ნუმერაციის გზის განსაზღვრისას (ალტერნატივის შემთხვევაში) ვიცავთ "ლოკანტების მინიმალური ჯამის პრინციპს", რაც იმაში მდგომარეობს, რომ ჩამნაცვლებლების შესაბამისი ლოკანტების ჯამი შეძლებისდაგვარად მინიმალური უნდა იყოს. განვიხილოთ ორი მაგალითი:

I.

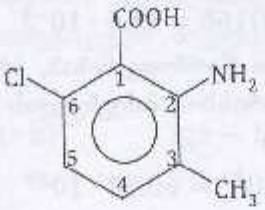


მოცემულ ნაერთში "უფროსია" კარბონილის ჯგუფი, ამიტომ ნუმერაცია იწყება მარცხნიდან. ძირითადი ჯაჭვი შეიცავს ხუთ ნახშირბალატომს (ფუძე "პენტ-"). სახელწოდება იწყება გვერდით განშტოებაში მდგომი ჯგუფების დასახელებით ანბანის მიხედვით (ე.ი. ჯერ ვასახელებთ ამინო-ჯგუფს, მერე – მეთილს). დასახელება მთავრდება სუფიქსით "ონი". საბოლოოდ ნაერთის სახელწოდება იქნება:

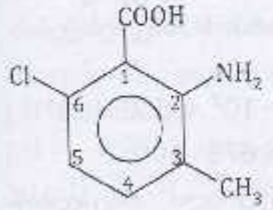


3-ამინო-4-მეთილპენტანონ-2

II.



მოცემულ არომატულ ნაერთში "უფროსია" კარბოქსილის ჯგუფი, საიდანაც საათის ისრის მიმართულებით (რადგან NH_2 უფროსია Cl-ზე) ვიწყებთ ნუმერაციას. სახელწოდება იწყება ჩამნაცვლებელი ჯგუფების დასახელებით ანბანის მიხედვით (ე.ი. ჯერ ვასახელებთ ამინო-ჯგუფს, მერე მეთილს და ბოლოს – ქლორს). ფუძეში დგას "ბენზო-". დასახელება მთავრდება სუფიქსით "-ის მჟავა". საბოლოოდ ნაერთის სახელწოდება იქნება:



2-ამინო-3-მეთილ-6-ქლორბენზოის მჟავა.

დამატება 3. ქიმიკოსისათვის საჭირო მათემატიკური მოქმედებები

რიცხვების წარმოდგენა სტანდარტული სახით

ქიმიაში ხშირად გვხვდება ძალიან დიდი, ან პირიქით – ძალიან მცირე რიცხვები. მათი ჩაწერა უფრო მარტივია სტანდარტული სახით:

$$N \cdot 10^n$$

სადაც N – არის რიცხვი 1 დან 10-მდე, ხოლო n – ხარისხის მაჩვენებელი.

ჩვეულებრივ ათობით სისტემაში ჩაწერილი რიცხვის (მაგალითად, 6 022 000) სტანდარტული სახით ჩაწერა ხდება შემდეგნაირად:

1) რიცხვში მძიმე უნდა გადავანაცვლოთ ისე, რომ მივიღოთ რიცხვი 1-დან 10-ის ფარგლებში (ამ შემთხვევაში 6.022).
2) მიღებული რიცხვი უნდა გადავამრავლოთ 10-ის იმ ხარისხზე, რამდენი პოზიციითაც გადავიტანეთ მძიმე. თუ მძიმე გადაგვაქვს მარჯვნიდან მარცხნივ, 10-ის ხარისხი იქნება დადებითი:

$$6\,022\,000 = 6.022 \cdot 10^6$$

ხოლო თუ მძიმე გადაგვაქვს მარცხნიდან მარჯვნივ, 10-ის ხარისხი იქნება უარყოფითი, მაგალითად:

$$0.000166 = 1.66 \cdot 10^{-4}$$

რიცხვის ათის ხარისხის სახით წარმოდგენისას, მძიმის ერთი ნიშნით მარჯვნივ გადატანა, შეესაბამება ხარისხის მაჩვენებლის ერთი ერთეულით შემცირებას:

$$6.022 \cdot 10^{23} = 60.22 \cdot 10^{22}$$

ანალოგიურად, მძიმის ერთი ნიშნით მარცხნივ გადატანა შეესაბამება ხარისხის მაჩვენებლის ერთი ერთეულით ზრდას:

$$2.24 \cdot 10^{-3} = 0.224 \cdot 10^{-2}$$

რიცხვის სტანდარტული სახით წარმოდგენისას საჭიროა ვიცოდეთ, რომ $10^0 = 1$. ამ რიცხვებზე მათემატიკური მოქმედებისას უნდა ვისარგებლოთ შემდეგი წესებით:

მიმატება და გამოკლება. ხარისხისმაჩვენებლიან რიცხვებზე ამ მოქმედებების შესრულებისას, საჭიროა წინასწარ მათი ხარისხის მაჩვენებლების გათანაბრება:

$$5.22 \cdot 10^4 + 3.21 \cdot 10^2 = 522 \cdot 10^2 + 3.21 \cdot 10^2 = 525.21 \cdot 10^2 \approx 5.25 \cdot 10^4$$

$$6.25 \cdot 10^{-2} - 5.77 \cdot 10^{-3} = 6.25 \cdot 10^{-2} - 0.577 \cdot 10^{-2} = 5.673 \cdot 10^{-2}$$

გამრავლება და გაყოფა. სტანდარტული სახით ჩაწერილი რიცხვების

გამრავლებისას საჭიროა მათი ხარისხის მაჩვენებლების შეკრება:

$(5.4 \cdot 10^2) \cdot (2.1 \cdot 10^3) = (5.4 \cdot 2.1) \cdot 10^{2+3} = 11.34 \cdot 10^5 \approx 1.1 \cdot 10^6$

$(1.2 \cdot 10^5) \cdot (3.22 \cdot 10^{-3}) = (1.2 \cdot 3.22) \cdot 10^{5-3} = 3.864 \cdot 10^2 \approx 3.9 \cdot 10^6$

ხოლო გაყოფისას გასაყოფის ხარისხის მაჩვენებელს უნდა გამოვაკლოთ გამყოფის ხარისხის მაჩვენებელი:

$$\frac{3.2 \cdot 10^5}{6.25 \cdot 10^2} = \frac{3.2}{6.25} \cdot 10^{5-2} = 0.512 \cdot 10^3 = 5.12 \cdot 10^2$$

რიცხვების წარმოდგენა ლოგარითმის სახით

ხსნარის წყალბადური მაჩვენებლის (pH) გამოსათვლელად გვჭირდება ათობითი ლოგარითმის გამოყენება. რიცხვის ათობითი ლოგარითმი (lg), წარმოადგენს ხარისხის მაჩვენებელს, რომელშიც უნდა ავახარისხოთ რიცხვი 10, რომ მივიღოთ მოცემული რიცხვი. მაგალითად, 1000-ის ათობითი ლოგარითმი (lg1000) ტოლია 3-ის, რადგან $10^3 = 1000$. მოვიყვანოთ კიდევ მაგალითები:

$\lg 10^5 = 5 \qquad \lg 1 = 0 \qquad \lg 10^{-2} = -2$

ე.ი. თუ $\lg[H^+] = -5$, მაშინ $[H^+] = 10^{-5}$

ნებისმიერი რიცხვის ლოგარითმის პოვნა შეიძლება სპეციალური ცხრილების ან კალკულატორის საშუალებით.

ლოგარითმებზე არითმეტიკული მოქმედებები უნდა შევასრულოთ შემდეგი წესების მიხედვით:

$$\lg a + \lg b = \lg(a \cdot b) \qquad \lg a - \lg b = \lg\left({}^{a}/_{b}\right)$$

განვიხილოთ ამოცანები:

ამოცანა 1: დავადგინოთ ხსნარის pH, როდესაც წყალბად-იონების კონცენტრაცია 0.015 მოლი/ლ.

ცნობილია, რომ $pH = -\lg[H^+]$. ამიტომ: $pH = -\lg 0.015$.

წარმოვადგინოთ 0.015 სტანდარტული სახით: $0.015 = 1.5 \cdot 10^{-2}$

$pH = -\lg(1.5 \cdot 10^{-2}) = -(\lg 1.5 + \lg 10^{-2}) = -(\lg 1.5 + (-2)) = -\lg 1.5 + 2$

სპეციალური ცხრილების ან კალკულატორის საშუალებით ვიპოვოთ 1.5-ის ათობითი ლოგარითმი. ესაა ≈0.18. ე.ი. მივიღებთ:

$pH = -0.18 + 2 = 1.82.$

ამოცანა 2: დავადგინოთ წყალბად-იონების კონცენტრაცია ხსნარში, რომლის pH არის 3.80.

$pH = -\lg[H^+]$, ამიტომ $3.80 = -\lg[H^+]$ და $\lg[H^+] = -3.80$

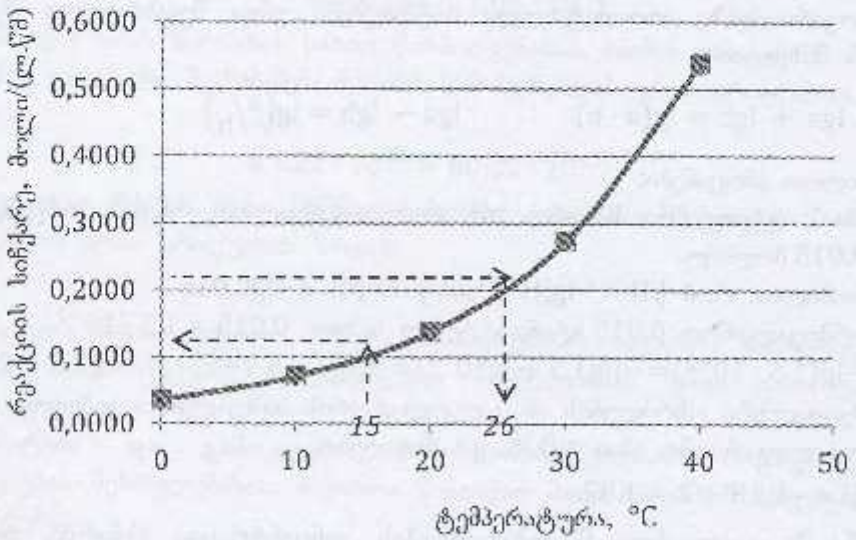
ე.ი. $[H^+] = 10^{-3.80} = 0.000158 = 1.58 \cdot 10^{-4}$

მონაცემების გრაფიკული გამოსახვა

ფუნქცია არის დამოკიდებულება ორ სიდიდეს შორის. ეს დამოკიდებულება მოსახერხებელია გამოიხატოს გრაფიკული სახით. ჩვეულებრივ იმ სიდიდეს, რომელსაც ექსპერიმენტის დროს ცვლიან (მაგალითად, ტემპერატურას), უწოდებენ დამოუკიდებელ ცვლადს და მის მნიშვნელობას ალნიშნავენ გრაფიკის ჰორიზონტალურ OX-ღერძზე. ხოლო სიდიდეს, რომელიც იცვლება დამოუკიდებელი ცვლადის შეცვლის შედეგად, უწოდებენ დამოკიდებულ ცვლადს (მაგალითად, რეაქციის სიჩქარეს) და მის მნიშვნელობას ალნიშნავენ გრაფიკის ვერტიკალურ OY ღერძზე. მაგალითად განვიხილოთ ექსპერიმენტი, სადაც ზრდიან ტემპერატურას და ზომავენ რეაქციის სიჩქარეს. მიღებული შედეგებია:

ტემპერატურა, °C	რეაქციის სიჩქარე, მოლი/(ლ·წმ)
0	0.035
10	0.071
20	0.138
30	0.273
40	0.538

ავაგოთ რეაქციის სიჩქარის ტემპერატურაზე დამოკიდებულების გრაფიკი:



გრაფიკის გამოყენებით შეიძლება ვიპოვოთ იმ ტემპერატურის შესაბამისი სიჩქარე, რომელიც ექსპერიმენტულად არ დაგვიდგენია. მაგალითად, თუ გვაინტერესებს, რა სიჩქარე მიიღწევა 15°C ტემპერატურაზე, OX ღერძზე უნდა

მოვძებნოთ 15°C-ის შესაბამისი წერტილი და ალვმართოთ ამ წერტილიდან მართობი. სიჩქარის მრუდთან ამ მართობის გადაკვეთის წერტილიდან უნდა დავუშვათ მართობი OY-ზე. მივიღებთ, რომ 15°C ტემპერატურაზე სიჩქარე არის 0.1 მოლი/(ლ·წმ).

შეიძლება გადავწყვიტოთ შებრუნებული ამოცანაც, მაგალითად, მოვძებნოთ, რომელ ტემპერატურაზე მიიღწევს რეაქციის სიჩქარე 0.2 მოლი/(ლ·წმ)-ს. ანალოგიური მოქმედებებით მივიღებთ, რომ ამ დროს ტემპერატურა უნდა იყოს 26°C.

დამატება 4. აბსოლუტური და ფარდობითი ატომური და მოლეკულური მასები

ატომებისა და მოლეკულების მასების გამოსახვა შეიძლება აბსოლუტური (SI და CGS სისტემის) ერთეულებით (კგ, გ), სპეციალური ერთეულით (მასის ატომური ერთეული — მაე) და ფარდობითი ერთეულებით, რომლებსაც განზომილება არ გააჩნია.

დღეისათვის მთელი რიგი ფიზიკური მეთოდების საშუალებით მაღალი სიზუსტითაა შესაძლებელი ატომებისა და მოლეკულების აბსოლუტური მასების (შესაბამისად m_a და m_m) დადგენა. მაგ., ცნობილია, რომ:

$m_a(H) = 1.66 \cdot 10^{-24}$ გ $= 1.66 \cdot 10^{-27}$ კგ;

$m_a(C) = 1.99 \cdot 10^{-23}$ გ $= 1.99 \cdot 10^{-26}$ კგ;

$m_a(O) = 2.66 \cdot 10^{-23}$ გ $= 2.66 \cdot 10^{-26}$ კგ;

$m_m(H_2O) = 2.992 \cdot 10^{-23}$ გ $= 2.992 \cdot 10^{-26}$ კგ.

ამ რიგის რიცხვებით მანიპულირება მოუხერხებელია, ამიტომ უფრო ხშირად ვიყენებთ ფარდობით ატომურ (A_r), ფარდობით მოლეკულურ (M_r), ან მაე-ებით გამოსახულ ატომურ და მოლეკულურ მასებს.

ატომის მასის გამოსახვის პრობლემა პირველად გადაჭრა 1803 წელს ჯ. დალტონმა, რომელმაც ატომური მასის ცნება შემოიტანა. მან ატომური მასის სპეციალურ ერთეულად ყველაზე მსუბუქი ელემენტის — წყალბადის 1 ატომის მასა[1] (წყალბადის სკალა) მიიღო. ამ ერთეულს წყალბადერთეული (წე) ეწოდა. დალტონმა წე-ის გამოყენებით დაადგინა იმ დროისთვის ცნობილი 14 ელემენტის ატომური მასები. მაგ., აღმოჩნდა, რომ ჟანგბადის ატომური მასა 16 წე-ია, ე.ი. ჟანგბადის 1 ატომის მასა წყალბადის 16 ატომის მასის ტოლია.

შემდგომში, 1906 წლიდან ფარდობითი ატომური მასის ერთეულად წე-ის ნაცვლად ჟანგბადერთეულს (ჟე), ანუ ჟანგბადის ატომის მასის 1/16 ნაწილს იყენებდნენ, მაგრამ ჟანგბადის იზოტოპების ($^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$, $^{18}_{8}O$) აღმოჩენის შემდეგ, 1961 წლიდან საჭიროდ ჩათვალეს, მასის ატომური ერთეულად (მაე) შეეთვლოთ ნახშირბადის $^{12}_{6}C$ ატომის მასის 1/12 ნაწილი. ამჟამად მაე ერთეულებით ელემენტის ფარდობითი ატომური მასა უდრის ელემენტის ატომის მასის ფარდობას ნახშირბადის ^{12}C-იზოტოპის ატომის მასის 1/12-თან. საღლეისოდ დადგენილია, რომ 1 მაე-ს აბსოლუტური მასაა $1.6605402(10) \cdot 10^{-27}$ კგ.

ფარდობითი ატომური (მოლეკულური) მასა გვიჩვენებს, თუ რამდენჯერ აღემატება მოცემული ატომის (მოლეკულის) მასა ნახშირბადის ^{12}C ატომის მასის 1/12 ნაწილს. ის უგანზომილებო სიდიდეა.

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

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

მაგალითად:

$$A_r(H) = \frac{m_a(H)}{\frac{1}{12}\, m_a(^{12}C)} = \frac{1.66 \cdot 10^{-24}\text{ გ}}{1.66 \cdot 10^{-24}\text{ გ}} = 1$$

[1] ამ დროს მასის ნაცვლად იყენებდნენ ცნებას — წონა.

$$A_r(O) = \frac{m_a(O)}{\frac{1}{12}\, m_a(^{12}C)} = \frac{2.66 \cdot 10^{-23}\text{გ}}{1.66 \cdot 10^{-24}\text{გ}} = 16$$

$$M_r(H_2O) = \frac{m_m(H_2O)}{\frac{1}{12}\, m_a(^{12}C)} = \frac{2.992 \cdot 10^{-23}\text{გ}}{1.66 \cdot 10^{-24}\text{გ}} = 18$$

სპეციალური ერთეულებით გამოსახული ატომური (m_a) ან მოლეკულური (m_m) მასა გვიჩვენებს, თუ რამდენ **მაე**-ს უტოლდება მოცემული ატომის ან მოლეკულის მასა. ის რიცხობრივად ტოლია ფარდობითი ატომური ან მოლეკულური მასისა და მისი განზომილებაა **მაე**. მაგალითად:

$m_a(H) = 1$ მაე; $m_a(O) = 16$ მაე; $m_m(H_2O) = 18$ მაე.

დამატება 5. მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი

კოვალენტური ნაერთებისთვის, ვალენტური ბმების (ვბ) თეორია იძლევა მრავალი მოლეკულის სტრუქტურის თეორიული დასაბუთებისა და მათი თვისებების განსაზღვრის საშუალებას. შეგახსენებთ, რომ ამ თეორიის ორანაირად: კოვალენტური ქიმიური ბმის წარმოქმნა, შესაძლებელია მხოლოდ ატომთა შორის საერთო ელექტრონული წყვილის მეშვეობით. მიუხედავად ვბ თეორიის რიგი დადებითი მხარეებისა, ის ვერ ხსნის ზოგიერთ საკითხს, მაგ.:

ა) H_2^-, He_2^+ და მათი მსგავსი მოლეკულური იონების წარმოქმნას, ვინაიდან ვბ თეორია არ ითვალისწინებს ატომთა შორის ერთ ელექტრონიან ბმას;

ბ) ზოგიერთი მოლეკულიდან ელექტრონის მოხლეჩვის(ალეზნების) შედეგად ბმის განმტკიცებას ($O_2 \to O_2^+, F_2 \to F_2^-$);

გ) ინერტულ აირთა შენაერთების (KrF_4, XeF_6 და ა.შ.) წარმოქმნას;

დ) ისეთი მოლეკულების წარმოქმნა, როგორიცაა CO, NO, B_2H_6 და სხვა;

ე) ჟანგბადისა და ბორის მოლეკულები (O_2, B_2) პარამაგნიტურ თვისებებს და ა.შ.

ამდენად, საჭირო გახდა ატომებისაგან მოლეკულაში ბმების წარმოქმნის მექანიზმების უფრო ღრმა ანალიზი, რის შედეგადაც შეიქმნა მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი (მო), რომლის შემუშავებაში უდიდესი როლი ითამაშა ნობელის პრემიის ლაურიატმა ამერიკელმა მეცნიერმა რ. მალიკენმა, ფ. ჰუნდთან და ჯ. ლენარდ-ჯონსთან ერთად. ამ მეთოდში გამოიყენება რთული მათემატიკური აპარატი და ამიტომ ხშირად იყენებენ მის გამარტივებულ (მიახლოებით) სახეს – მოლეკულური ორბიტალები–ატომური ორბიტალების წრფივ კომბინაციას (მო-აწკ), რომელსაც დავეცნობით შემდგომ მსჯელობაში.

კონკრეტული მაგალითების განხილვამდე, მოგაწოდებთ რამოდენიმე განმარტებას: ორბიტალები, ატომებს შორის ბმების წარმოქმნისას, როგორც წესი, ბირთვებს შორის არეში გადაიფარებიან. ასეთ გადაფარვას ორბიტალური ეწოდება. მოლეკულური ორბიტალი (მო) – წარმოადგენს მოლეკულაში ელექტრონის ტალღურ ფუნქციას (Ψ), რომელიც შეიძლება წარმოვიდგინოთ შესაბამის ატომურ ორბიტალთა (აო) წრფივ კომბინაციად. მო-ს ფიზიკური არსი ისეთივეა, როგორც აო-ს ტალღური ფუნქციისა, ანუ ($\Psi^2 dv$) განსაზღვრავს ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივის არსებობის ალბათობას მოლეკულის dv ელექტრონულ მოცულობაში. ყველა ტალღურ ფუნქციას შეესაბამება გარკვეული ენერგია. მოლეკულის სრული ელექტრონული ენერგია წარმოადგენს დაკავებულ მო-ზე მყოფ ყველა ელექტრონის ენერგიათა ჯამს. ვინაიდან, მოლეკულებში ატომების ბირთვები განაპირობებენ მათ გავლენის სფეროში მოქცეულ ელექტრონთა ქცევას, ერთნაირი ატომბირთვების შემცველ ატომებისაგან წარმოქმნილ მოლეკულების შემთხვევაში ვსაუბრობთ **ჰომობირთვულ** მო-ზე, განსხვავებული ატომბირთვების შემთხვევაში – **ჰეტერობირთვულზე**. მო ტალღური ფუნქცია, წრფივ მათემატიკურ დამოკიდებულებას ამყარებს მოლეკულის წარმომქმნელ ატომთა აო-ს მიმართ.

$$\Psi_{\text{მოლ.}} = C_1\varphi + C_2\varphi_2 + \cdots C_n\varphi_n \qquad (1)$$

სადაც $\varphi_1, \varphi_2 \cdots, \varphi_n$ ატომური ორბიტალებია, $C_1, C_2 \cdots, C_n$ მათი წრფივობის რიცხვითი კოეფიციენტები. შემდგომში, ჩვენ ძირითადად ორატომიან მოლეკულებს განვიხილავთ. ორატომიანი ჰომობირთვული მოლეკულის შემთხვევაში:

$$\Psi = C_1\varphi_1 + C_2\varphi_2 \quad (2)$$

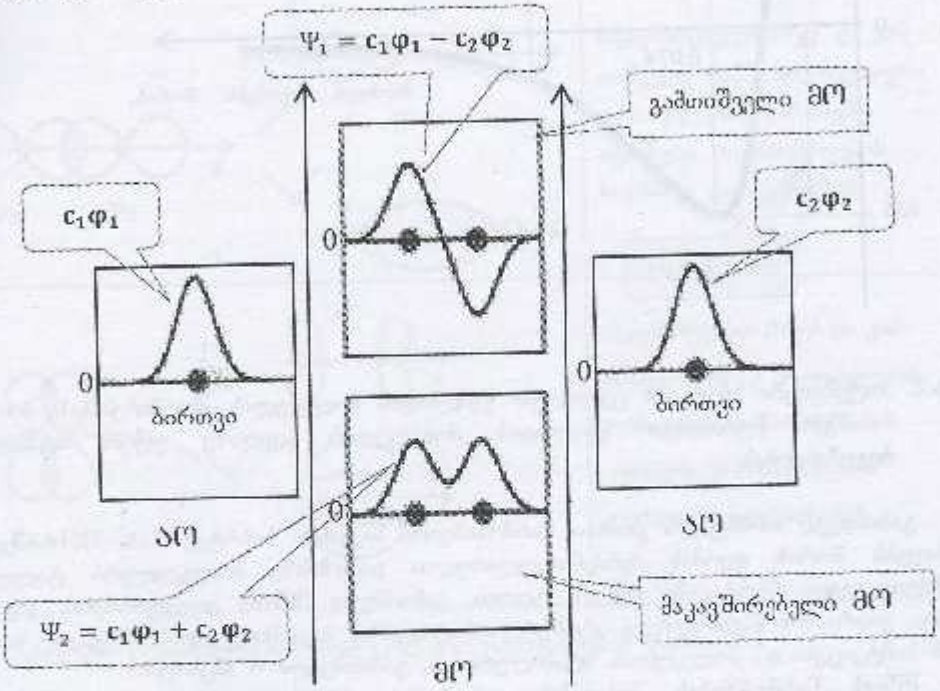
გარკვეული მათემატიკური მიდგომების (ვარიაციული მეთოდი, ნორმირება, ოპერატორების გამოყენება და ა.შ.) მიხედვით კოეფიციენტებისათვის შემდგომი განტოლება:

$$C_1^2 + C_2^2 = 1;$$

ვინაიდან ატომთა ერთნაირობის გამო $C_1^2 = C_2^2$, შესაბამისად C_1-ის მიწართ გვექნება ორი ამონახსნი: $C_1 = +C_2 = \pm\sqrt{\frac{1}{2}}$ და (2) მიიღებს ასეთ სახეს:

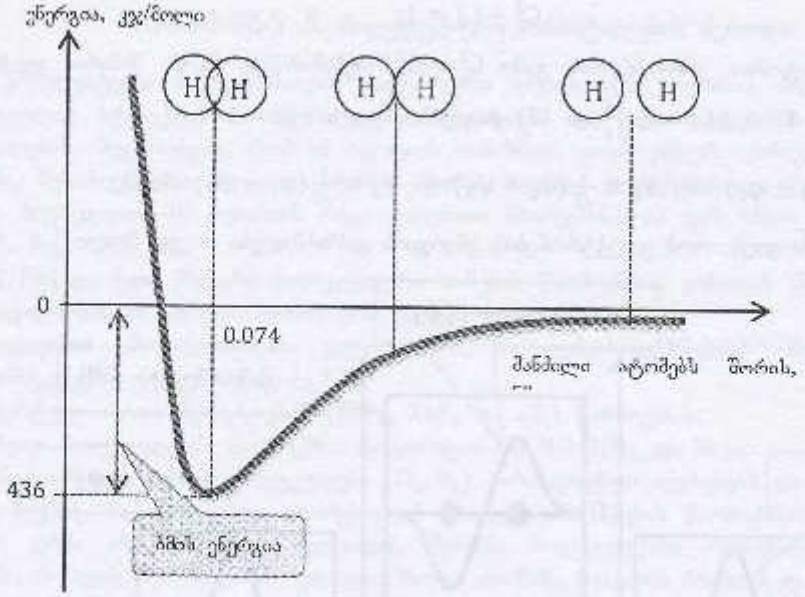
$\Psi = \frac{1}{\sqrt{2}}(\varphi_1 \pm \varphi_2)$ ანუ $\Psi_1 = \frac{1}{\sqrt{2}}(\varphi_1 + \varphi_2)$ და $\Psi_2 = \frac{1}{\sqrt{2}}(\varphi_1 - \varphi_2)$ (ნახ.1)

უნდა გავაბსოვდეს, რომ ელექტრონების ენერგიის განზომილება – $\text{ჯ}\text{ო}\text{ლი}^{-1}$.



ნახ.1. ტალღური ფუნქციები აო-ებიდან მო-ების წარმოქმნისას. როდესაც ელემენტის ორი ატომი უახლოვდება ერთმანეთს, გარკვეულ მანძილზე მათი ტალღური ფუნქციებია $c_1\varphi_1$ და $c_2\varphi_2$.

ტალღური ფუნქციები ასახავენ ელექტრონებისა და ორბიტალების პოტენციურ ენერგიებს. მო ვით უფრო მდგრადია, რაც უფრო ნაკლები ენერგია გააჩნია, ვინაიდან ბმის წარმოქმნისას მეტი ენერგია გამოიყოფა და მოლეკულის ენერგია მინიმუმისაკენ ცდისწრაფვის. ვინაიდან $(\varphi_1 + \varphi_2)$ შემთხვევა მიუთითებს ატომბირთვებს შორის ელექტრონების სიმკვრივის ზრდაზე, იგულისხმება, რომ მოლეკულაში ორი ბირთვის გავლენით ელექტრონების ენერგია ნაკლებია, ვიდრე ატომურ მდგომარეობაში ჰქონდათ და მინიმუმს აღწევს წონასწორულ მანძილზე (ნახ.2). ასეთ ორბიტალს **მაკავშირებელი** ეწოდება. $(\varphi_1 - \varphi_2)$ შემთხვევაში არ ხდება ელექტრონული სიმკვრივის სრული კონცენტრაცია ბირთვების შორის სივრცეში. პირიქით, ელექტრონული ღრუბლის სიმკვრივე გამოიდევნება ამ არედან. ასეთ მო-ს **გამთიშველი** ეწოდება.

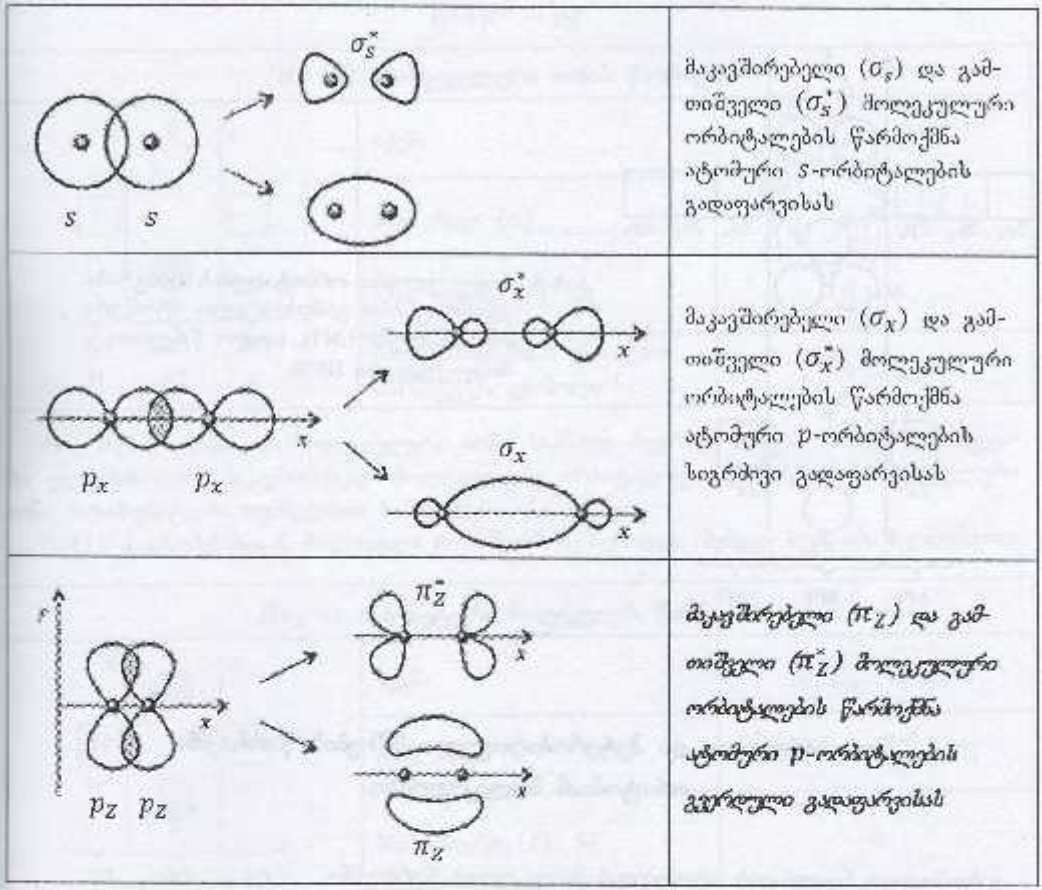


ნახ.2. პოტენციური ენერგიის ცვლილება წყალბადის მოლეკულის ფორმირებისას. მრუდის მინიმუმი შეესაბამება წყალბადის მოლეკულის ყველაზე უფრო სტაბილურ მდგომარეობას.

გამთიშველ ორბიტალს გააჩნია წარმოსახვითი საკვანძო სიბრტყე (ნახ. 3), რომელიც ბირთვებს შორის ღერძის პერპენდიკულარულია და მასზე მოლეკულური ტალღური ფუნქცია ყველა წერტილში ნულის ტოლია. გამთიშველ მო-ზე ელექტრონების ენერგია მეტია, ვიდრე მის წარმომქმნელ ატომურ ორბიტალებზე. მაკავშირებელი ორბიტალი ზრდის ბმის სიმტკიცესა და მოლეკულის სტაბილურობას, გამთიშველი – აშცირებს.

მო-ის წარმოქმნისას, შესაბამისი ატომური ორბიტალებიდან, ამ უკანასკნელთა ლათინური დასახელება s, p, d ... იცვლება ბერძნულით σ, π, δ. მოლეკულაში მო-ების საერთო რაოდენობა, მის წარმომქმნელ აო-ების საერთო რაოდენობის ტოლია. მაგალითად, ორი ატომის s და p სავალენტო აო-ებით, რაც მო წარმოქმნა არის შესაძლებელი – 2(1–3). აქედან 4 იქნება მაკავშირებელი, 4 კი გამთიშველი. გამთიშველ ორბიტალებს (*) ნიშანს ადებენ. p-ელემენტებიდან მოლეკულის წარმოქმნისას, სავალენტო s-ელექტრონებით წარმოქმნილი σ_s ორბიტალები (σ_s და σ_s^*) ბმის წარმოქმნაში უშუალო მონაწილეობას არ იღებენ (ურთიერთმაოილდებიან), ისევე, როგორც ქვედა დონეების ელექტრონები და მათ **არამაკავშირებელ** :მო-ებს უწოდებენ.

მო-ების წარმოქმნა ხდება პაულის პრინციპისა და ჰუნდის წესის დაცვით. არსებობს მო-ების ჩაწერის (ჩვენების) დიაგრამული (ნახ.4) და სქემატური ფორმები. მათში დაცული უნდა იყოს მო-ზე ელექტრონების ენერგიის ზრდის მიხედვით განსახლების წესი. კონკრეტულ მო-ს ერთნაირი ენერგიის მქონე ელექტრონები იწერება ფრჩხილებში, ელექტრონების რაოდენობის ფრჩხილის გარეთ, ზედა მარჯვენა კუთხეში მითითებით. მაგალითად, $(\sigma_s 2s)$ ან $\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2(\pi_x 2p_x)^2$ და ა.შ.



მაკავშირებელი (σ_s) და გამთიშველი (σ_s^*) მოლეკულური ორბიტალების წარმოქმნა ატომური s-ორბიტალების გადაფარვისას

მაკავშირებელი (σ_x) და გამთიშველი (σ_x^*) მოლეკულური ორბიტალების წარმოქმნა ატომური p-ორბიტალების სიგრძივი გადაფარვისას

მაკავშირებელი (π_Z) და გამთიშველი (π_Z^*) მოლეკულური ორბიტალების წარმოქმნა ატომური p-ორბიტალების განივი გადაფარვისას

ნახ.3. ატომური ორბიტალებიდან მოლეკულური ორბიტალების წარმოქმნა.

მო-ებზე ელექტრონების განსახლების სქემა ასეთია:

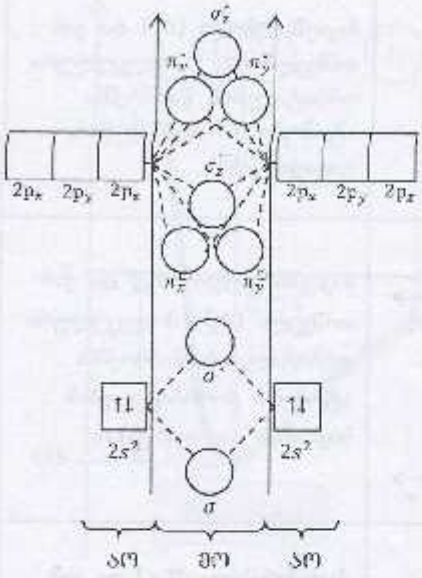
$\sigma_s1s < \sigma_s^*1s < \sigma_s2s < \sigma_s^*2s < \pi_x2p_x = \pi_y2p_y < \sigma_z2p_z < \pi_x^*2p_x = \pi_y^*2p_y < \sigma_z^*2p_z$

და ა.შ.

π_x და π_yორბიტალებს, რომელთაც ერთნაირი ენერგია გააჩნიათ, გადაგვარებული ეწოდება. (მათ $\pi_{x,y}$-თაც აღნიშნავენ). მთავარი ქვეჯგუფის VI და VII ჯგუფებში π_x და σ_z (და არა π_x^* და σ_z^*) ერთმანეთს ადგილს უცვლიან და მეორე პერიოდის ელემენტებისგან წარმოქმნილ მოლეკულებში სქემა ასე სახეს იღებს: $(KK)\sigma_s2s < \sigma_s^*2s < \sigma_z2p_z < \pi_{x,y}2p_{x,y} < \pi_{x,y}^*2p_{x,y} < \sigma_z^*2p_z$. (KK) აღნიშნავს ქვედა (პირველ) ენერგეტიკულ დონეს ორი ატომისათვის.

მოო-ში ბმის ჯერადობის მაგიერად, ბმის რიგი განიხილება. მოო განიხილავს ეროელექტრონიანი ბმის არსებობის შესაძლებლობას მბ მეთოდისგან განსხვავებით. ასეტომ, ამ შემთხვევაში გვხდება მთელი რიცხვით გამოსახულის გარდა, $^1/_2$; $^3/_2$; $^5/_2$ რიგის ბმებიც.

$$\text{ბმის რიგი} = \frac{\text{ელ. ჯამი მაკავშ. ორბიტალებზე} - \text{ელ. ჯამი გამთ. ორბიტალებზე}}{2} = \frac{\sum e_{\text{მაკ.}} - \sum e_{\text{გამთ.}}}{2}$$



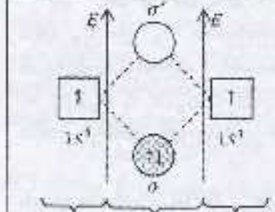
ნახ.4. მოლეკულური ორბიტალების დიაგრამა. კვადრატებით გამოსახულია ატომური ორბიტალები (ატო), ხოლო წრეებით – მოლეკულური (მო).

ჰომობირთვული და ჰეტერობირთვული მო-ების წარმოქმნა ორატომიან მოლეკულებში

განვიხილოთ წყალბადის ატომებიდან მოლეკულის წარმოქმნა:

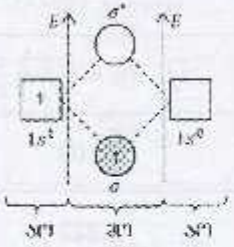
$$H + H \rightarrow H_2$$

წყალბადის თითოეულ ატომს ერთი s ელექტრონი გააჩნია, რომლებიც თანხმდებიან σმო განლაგებაზე. ამრიგად, H_2-ის შემთხვევაში მივიღებთ შემდეგ დიაგრამასა და სქემას:

$H-H$ მოლეკულის წარმოქმნა		
	სქემა	$(\sigma_s 1s)^2$
	ბმის რიგი (n)	1 (ანუ მაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალს წარმოქმნის ორი 1s ელექტრონი; $n = \frac{2-0}{2} = 1$)
	ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.074
	ბმის წარმოქმნის ენთალპია ($\Delta H^0_{m(ბგ.)}$), კჯ·მოლი$^{-1}$	−436

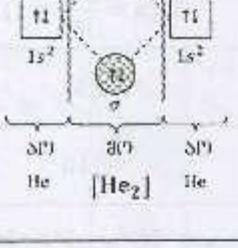
წყალბადის მოლეკულური კათიონის (H_2^+) წარმოქმნა შეიძლება ასე გამოისახოს:

$$H^0 + H^- \rightarrow H_2^+$$

$(H \cdots H)^1$ მოლეკულური იონის წარმოქმნა[2]		
	სქემა	$(\sigma_s 1s)^1$
	ბმის რიგი (n)	$^1/_2$ $(n = \frac{1-0}{2} = \frac{1}{2})$
	ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.106
	ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{\text{წარ.}})$, კკალ·მოლი $^{-1}$	−256

როგორც ვხედავთ, ეს მოლეკულური იონი საკმაოდ მდგრადი აღნება. ორივე შემთხვევაში ელექტრონები მაკავშირებელ მოლეკულურ ორბიტალზე სახლდებიან. მოლეკულური იონი პარამაგნიტური თვისებებით ხასიათდება.

$He(1s^2)$ ატომებისაგან მოლეკულა რომ წარმოიქმნებოდეს, შემდეგ სურათს მივიღებდით:

He_2 ის ჰიპოთეტური მოლეკულის წარმოქმნა		
	სქემა	$(\sigma_s 1s)^2 (\sigma_s^* 1s)^2$
	ბმის რიგი (n)	0 $(n == \frac{2-2}{0} = 0)$
	ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0
	ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{\text{წარ.}})$, კკალ·მოლი$^{-1}$	0

ამ შემთხვევაში მაკავშირებელ და გამთიშველ ორბიტალებზე ელექტრონთა ტოლი რაოდენობაა და ბმა არ წარმოიქმნება, ამიტომ He მხოლოდ ატომურ მდგომარეობაში გვხვდება.

ახლა ვნახოთ, თუ როგორია ჰელიუმის ატომსა და მის კატიონს შორის ბმის წარმოქმნის სურათი:

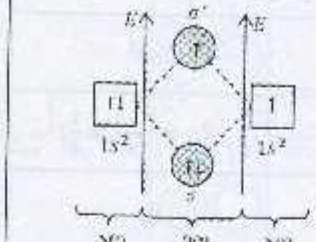
$$He + He^+ \rightarrow He_2^+$$

ამ შემთხვევაში მაკავშირებელ ორბიტალზე ორი ელექტრონია, გამთიშველზე კი მხოლოდ ერთი და შესაბამისად მოლეკულური იონის ატომბირთვებს (ატომგულებს) შორის ბმა რეალიზდება ერთელექტრონიანი ორბიტალით, რომელიც საკმაოდ მტკიცეა. მოლეკულური იონი პარამაგნიტურია.

გადავიდეთ მე-2 პერიოდის ელემენტებზე. ამ შემთხვევაში K, ანუ პირველი ელექტრონული შრის ელექტრონები არამაკავშირებელ ორბიტალზე არიან განლაგებულნი. ბმას მაკავშირებელ σ ორბიტალზე წარმოქმნიან მეორე, L-შრის s და p ელექტრონები.

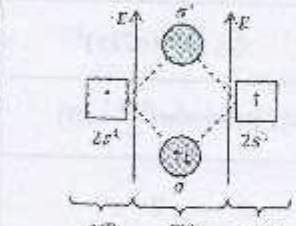
---

[2] წერტილებით ⋯ აღნიშნულია ნახევარბმა.

He_2^+-ის მოლეკულური იონის $(He \cdots He)^-$ წარმოქმნა		
	სქემა	$(\sigma_s 1s)^2(\sigma_s^* 1s)^1$
	ბმის რიგი (n)	$^1/_2$ $(n = \frac{2-1}{2} = \frac{1}{2})$
	ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.108
	ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{m(ბგ.)})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	−322

განვიხილოთ ატომებისგან Li-ის მოლეკულის წარმოქმნის სქემა:

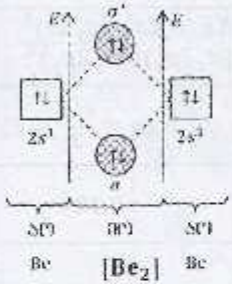
$$Li + Li \rightarrow Li_2$$

Li_2-ის მოლეკულის $(Li - Li)$ წარმოქმნა		
	სქემა	$KK(\sigma_s 2S)^2$
	ბმის რიგი (n)	1 $(n = \frac{2-0}{2} = 1)$
	ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.267
	ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{m(ბგ.)})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	−110

ბმას წარმოქმნის მაკავშირებელ ორბიტალზე განსახლებული თითო 2s ელექტრონი. p-ორბიტალზე ელექტრონები არ იმყოფება და შესაბამისად π მაკავშირებელი მო ამ პროცესში არ მონაწილეობენ. როგორც ვხედავთ Li_2 მოლეკულა საკმაოდ მდგრადია. მართლაც, ლითიუმი ორთქლის მდგომარეობაში ძირითადად ამ სახითაა წარმოდგენილი.

ახლა განვიხილოთ Be_2 მოლეკულის წარმოქმნის შესაძლებლობა. ბერილიუმის თითოეული ატომის საგალენტო შრეზე ორი 2s ელექტრონია, ე.ი. ბმაში მონაწილეობა უნდა მიიღოს ოთხმა ელექტრონმა. მაკავშირებელი ერთი σ_s ორბიტალი მხოლოდ ერთი წყვილის განსახლებისთვის არის საკმარისი და, შესაბამისად, დანარჩენი ორი ელექტრონი გამოიშვება σ_s^*-ორბიტალს იკავებს. 2p-ელექტრონები აქაც არ მონაწილეობენ ბმის წარმოქმნაში.

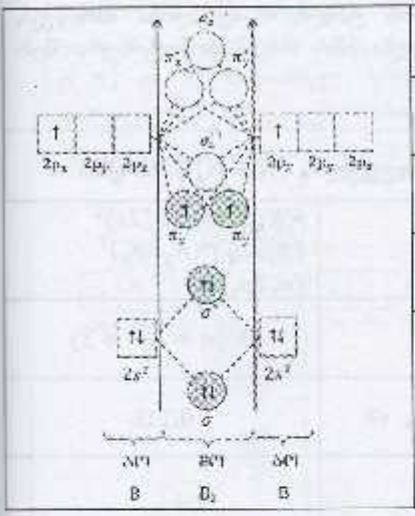
Be_2-ის ჰიპოთეტური მოლეკულის წარმოქმნა



სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2$
ბმის რიგი (n)	0 $(n=\frac{2-2}{2}=0)$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0
ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{წარ.})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	0

როგორც ვხედავთ, ბმის რიგი 0-ის ტოლია, ე.ი. Be_2 მოლეკულა არ წარმოიქმნება, მართლაც, IIA ჯგუფის მეტალები ორთქლის მდგომარეობაში მხოლოდ ერთატომიანებია.

$B(1s^2 2s^2 2s^1)$-დან $Ne(1s^2 2s^2 2p^6)$-მდე მო-ს შექმნაში უკვე p-ელექტრონები მონაწილეობს. განსახლების ენერგეტიკული რიგი ზოგადად ასეთია $\sigma_s < \sigma_s^* < (\pi_x = \pi_y) < \sigma_z < (\pi_x^* = \pi_y^*) < \sigma_s^*$. ბორის შემდეგ π_x და π_z ადგილებს იცვლიან: $\pi_z < (\pi_x = \pi_y)$ განვიხილოთ ბორის ორატომიანი მოლეკულის წარმოქმნის სურათი.

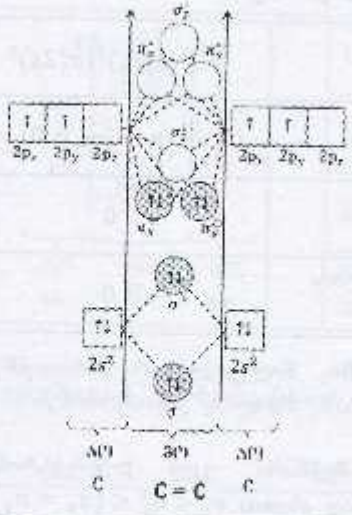


B_2-ის მოლეკულის $(B-B)$ წარმოქმნა	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2$ $(\pi_x 2p_x)^1(\pi_y 2p_y)^1$
ბმის რიგი (n)	1 $(n=\frac{4-2}{2}=1)$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.159
ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{წარ.})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	−274

როგორც ბმის ენერგიებიდან ჩანს, B_2 მოლეკულა უფრო მდგრადია, ვიდრე Li_2. ბორის ატომბირთვს უფრო დიდი მუხტი აქვს, ვიდრე ლითიუმს, ამის გამო ელექტრონები ბორში უფრო ძლიერ მიიზიდება ატომბირთვების მიერ, რაც ამოკლებს ბმის და ზრდის მის ენერგიას. ლითიუმისგან განსხვავებით, B_2 ბირადიკალია, ე.ი. პარამაგნიტური თვისებები გააჩნია.

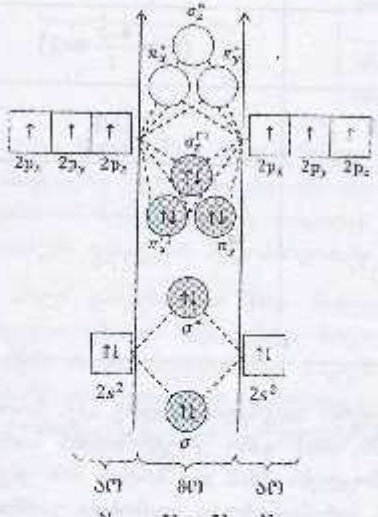
$C(1s^2 2s^2 2p^2)$-ს გარე სავალენტო შრეზე ბმებს ახორციელებს 2p-ელექტრონებით წარმოქმნილი (π) მო-ს მეშვეობით.

ბორთან შედარებით ნახშირბადის მოლეკულაში ბმის სიგრძე ნაკლებია და, შესაბამისად, მისი ენერგია მეტია. მოლეკულა C_2 დიამაგნიტურია.



C_2-ის მოლეკულის (C = C) წარმოქმნა	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2 (\pi_x 2p_x)^2(\pi_y 2p_y)^2$
ბმის რიგი (n)	2 $(n = \frac{6-2}{2} = 2)$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.124
ბმის წარმოქმნის ენთალპია ($\Delta H^0_{m(298)}$), კჯ·მოლი$^{-1}$	−607

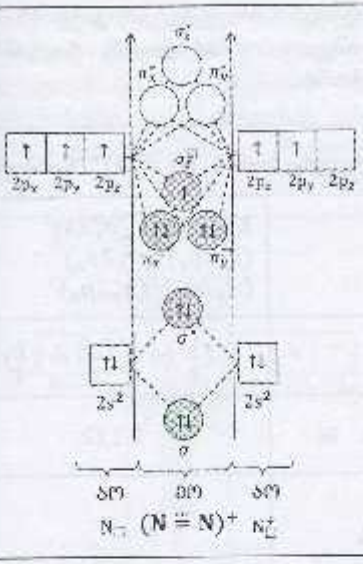
აზოტის $N(1s^2 2s^2 2p^3)$-ის მოლეკულის (N_2) წარმოქმნისას ბმის რიგის (საუბარია σ და π მოლეკულურ ორბიტალებზე) მაქსიმალური, 3-ის ტოლი მნიშვნელობა მიიღწევა, შემდეგი ელემენტების ორატომიან მოლეკულებში კი ხდება ბმის რიგის მონოტონური შემცირება.



N_2-ის მოლეკულის ($N \equiv N$) წარმოქმნა	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2 (\pi_x 2p_x)^2(\pi_y 2p_y)^2 (\sigma_z 2p_z)^2$
ბმის რიგი (n)	3 $(n = \frac{8-2}{2} = 3)$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.110
ბმის წარმოქმნის ენთალპია ($\Delta H^0_{m(298)}$), კჯ·მოლი$^{-1}$	−942

როგორც ვხედავთ, მოლეკულა N_2 დიამაგნიტურია.

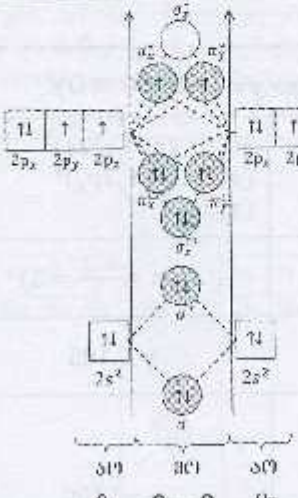
თუ აზოტის მოლეკულა (N_2) გარდაქმნება აზოტის მოლეკულის კატიონად (N_2^-), მაშინ ასეთ სურათს მივიღებთ:



N_2-ის კატიონის $(N \equiv N)^-$ წარმოქმნა	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2$ $(\pi_x 2p_x)^2(\pi_y 2p_y)^2$ $(\sigma_s 2p_z)^1$
ბმის რიგი (n)	$2\frac{1}{2}$ $(n = \frac{7-2}{2} = 2\frac{1}{2})$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.112
ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{m(ბმ.)})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	−842

ეს იონი პარამაგნიტურია. აქ აზოტის მოლეკულასთან შედარებით ბმის სიგრძე იზრდება, რიგი და ენერგია მცირდება.

$O(1s^2 2s^2 2p^4)$ ჟანგბადის ატომში ე-ელექტრონების რაოდენობა 4-ის ტოლია. ჯაჭვში ორივე ატომის 8 p-ელექტრონი აქვს, რაც ვერ ავსებდა სამ მო-ზე და შესაბამისად იხინი იკავებენ π_x^* და π_y^* გამთიშველ ორბიტალებს, ხელს უშლიან ატომბიროვების დაახლოებას და ამცირებენ ბმის სიმტკიცეს. ამასთან აქ ხდება π_x^* და σ_s ადგილების შეცვლა.

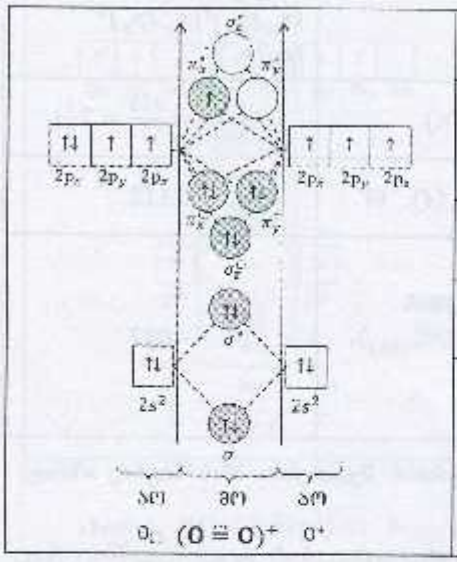


O_2-ის მოლეკულის $(O = O)$ წარმოქმნა	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2$ $(\sigma_z 2p_z)^2(\pi_x 2p_x)^2$ $(\pi_y 2p_y)^2(\pi_x^* 2p_x)^1$ $(\pi_y^* 2p_y)^1$
ბმის რიგი (n)	2 $(n = \frac{6-2}{2} = 2)$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.121
ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{m(ბმ.)})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	−493

ჟანგბადის მოლეკულა ბირადიკალია, ე.ი. ორი გაუწყვილებელი ელექტრონი გააჩნია და პარამაგნიტურ თვისებებს ამჟღავნებს.

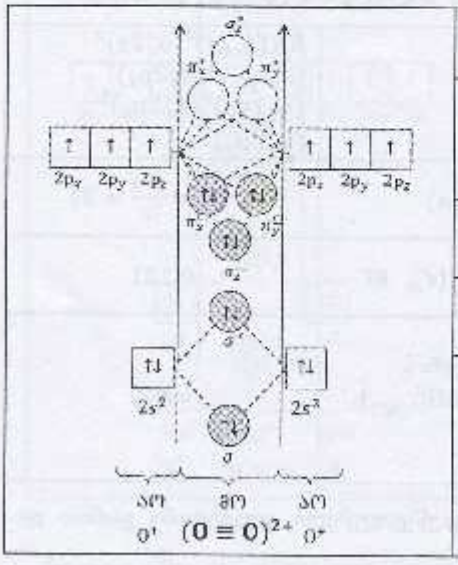
განვიხილოთ, რა მოხდება, თუ ჟანგბადს მოლეკულას წავართმევთ, ან შეეძენთ ელექტრონებს.

თუ O_2-ის მოლეკულას წავართმევთ ელექტრონს, მივიღებთ მოლეკულურ კატიონს O_2^+. ამ დროს პირველ რიგში მოწყდება ელექტრონი გამთიშველი ორბიტალიდან, რადგან ის მაღალი ენერგიისაა და პროცესი ენერგეტიკულად მომგებიანია:



O_2^--ის მოლეკულური იონის $(O \equiv O)^+$ წარმოქმნა	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2 (\sigma_z 2p_z)^2(\pi_x 2p_x)^2 (\pi_y 2p_y)^2(\pi_x^* 2p_x)^1$
ბმის რიგი (n)	$2\frac{1}{2}$ $(n = \frac{7-2}{2} = 2\frac{1}{2})$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.112
ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{m(ბმ.)})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	-629

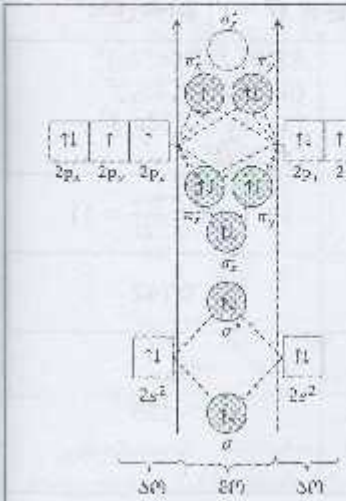
როგორც ვხედავთ, გამთიშველი ორბიტალიდან ელექტრონის მოხლეჩა ახლოცეებს ბირთვებს და ზრდის ამავე დროს ბმის რიგსა და ენერგიას, ე.ი. O_2^- უფრო მდგრადია ენერგეტიკულად, ვიდრე O_2. ამ მოლეკულურ იონს პარამაგნიტური თვისებები ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონის გამო შენარჩუნებული აქვს.



O_2^{2+}-ის მოლეკულური იონი $(O \equiv O)^{2+}$	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2 (\sigma_z 2p_z)^2(\pi_x 2p_x)^2 (\pi_y 2p_y)^2$
ბმის რიგი (n)	3 $(n = \frac{6-2}{2} = 3)$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	≈ 0.105
ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{m(ბმ.)})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	≈ -1100

თუ წარმოვიდგენთ, რომ ჟანგბადის მოლეკულას მოვხლეჩით არა ერთ, არამედ ორივე გამთიშველ ელექტრონს, მივითებთ ისეთივე MO-კოფიგურაციას, როგორიც აქვს აზოტის მოლეკულას, ამიტომ ჟანგბადის O_2^{2-} იონში გვექნება სამმაგი ბმა $(O \equiv O)^{+2}$, ხოლო იონი დიამაგნიტური იქნება:ამჯერად განვიხილოთ შემთხვევები, როდესაც ჟანგბადის მოლეკულა იერთებს ელექტრონებს (ეს მხოლოდ გამთიშველ ორბიტალებზე ხდება)

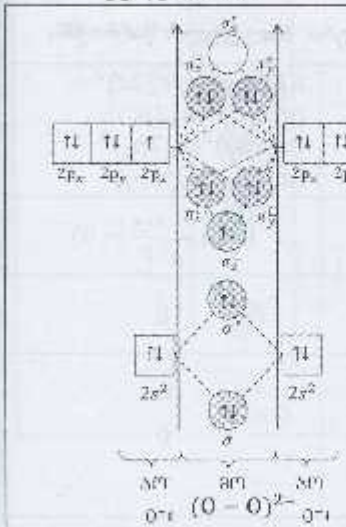
ა) O_2^- წარმოქმნა გამოვსახოთ MO შეთოდით:



O_2^--ის მოლეკულური ანიონის $(O\overline{\overline{\ }}O)^-$ წარმოქმნა	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2$ $(\sigma_z 2p_z)^2(\pi_x 2p_x)^2$ $(\pi_y 2p_y)^2(\pi_x^* 2p_x)^1$ $(\pi_y^* 2p_y)^2$
ბმის რიგი (n)	$1\frac{1}{2}$ $(n = \frac{8-5}{2} = 1\frac{1}{2})$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.126
ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{m(\text{წმ.})})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	−393

როგორც ვხედავთ გამთიშველ ორბიტალებზე ელექტრონის დამატება, ბირთვებს აშორებს ერთმანეთს და ამავე დროს ხდება ბმის რიგისა და შესაბამისად მისი ენერგიის შემცირება. $(O\overline{\overline{\ }}O)^-$ მოლეკულურ ანიონში ერთი გაუწყვილებელი ელექტრონი გვრჩება. ამიტომ ეს ნაწილაკი პარამაგნიტურია.

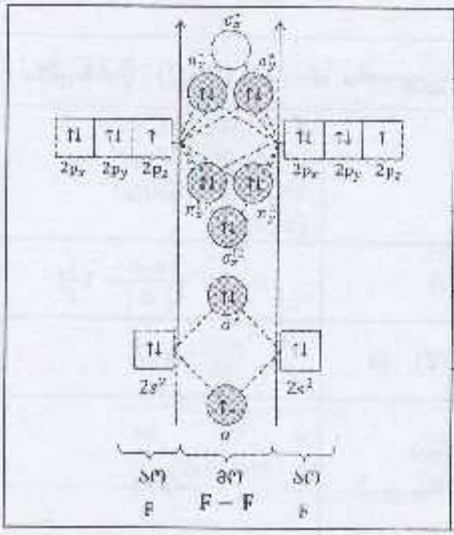
ბ) ეთქვათ ჟანგბადის მოლეკულამ მიიერთა ორი ელექტრონი და მოვიცა O_2^{-2} მოლეკულური იონი:



O_2^{2-}-ის მოლეკულური ანიონი $(O-O)^{2-}$	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2$ $(\sigma_z 2p_z)^2(\pi_x 2p_x)^2$ $(\pi_y 2p_y)^2(\pi_x^* 2p_x)^2$ $(\pi_y^* 2p_y)^2$
ბმის რიგი (n)	1 $(n = \frac{8-6}{2} = 1)$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.149
ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{m(\text{წმ.})})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	−305

მიღებული მონაცემები კიდევ ერთხელ ადასტურებენ გამთიშველ ორბიტალზე განსახლებული ელექტრონების მიერ ბირთვის განხიდვის, ბმის რიგისა და ენერგიის შემცირების ფაქტს. მოლეკულური ანიონი O_2^{2-} არ შეიცავს გაუწყვილებელ ელექტრონებს და ის დიამაგნიტურია.

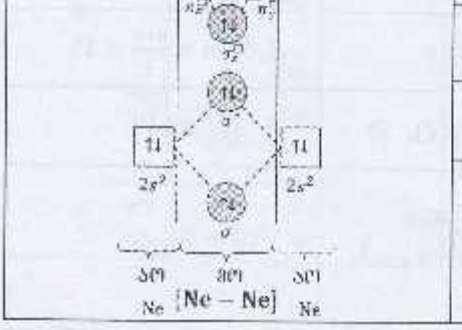
F $(1s^2 2s^2 2p^5)$ წარმოქმნის მოლეკულას, რომელშიც ბმის რიგი განიცდის შემცირებას:



F_2 – ის მოლეკულის (F – F) წარმოქმნა	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2$ $(\sigma_z 2p_z)^2(\pi_x 2p_x)^2$ $(\pi_y 2p_y)^2(\pi_x^* 2p_x)^2$ $(\pi_y^* 2p_y)^2$
ბმის რიგი (n)	1 $\left(n = \frac{8-6}{2} = 1\right)$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.142
ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{m(298)})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	−139

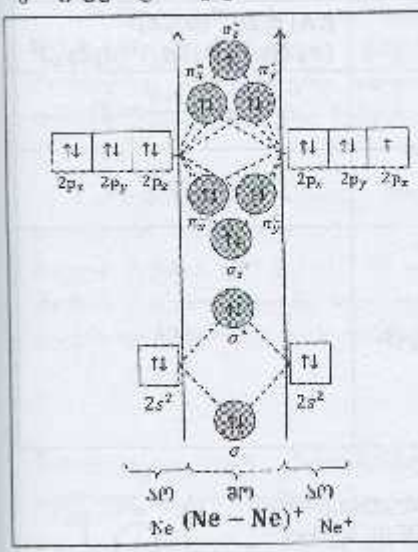
აქაც, თვით კანონზომიერებები გვაქვს, იზოლოდ F_2 მოლეკულაში ბმა მოსალოდნელზე სუსტია, რაც ალბათ გამთიშველი ელექტრონების როლის გარდა, ფტორის მოლეკულის მცირე მოცულობაში ელექტრონული მაღალი სიმკვრივის გამო მათ ურთიერთგაზიდვითაც არის განპირობებული.

Ne $(1s^2 2s^2 2p^6)$– ადვილი მისახვედრია, რომ ამ შემთხვევაში მაკავშირებელი და გამთიშველი ელექტრონების რიცხვი ტოლია და ამიტომ მოლეკულა არ წარმოიქმნება.



Ne_2 – ის ჰიპოტეტური მოლეკულის წარმოქმნა	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2$ $(\sigma_z 2p_z)^2(\pi_x 2p_x)^2$ $(\pi_y 2p_y)^2(\pi_x^* 2p_x)^2$ $(\pi_y^* 2p_y)^2(\sigma_z^* 2p_z)^2$
ბმის რიგი (n)	0 $\left(n = \frac{8-8}{2} = 0\right)$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0
ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{m(298)})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	0

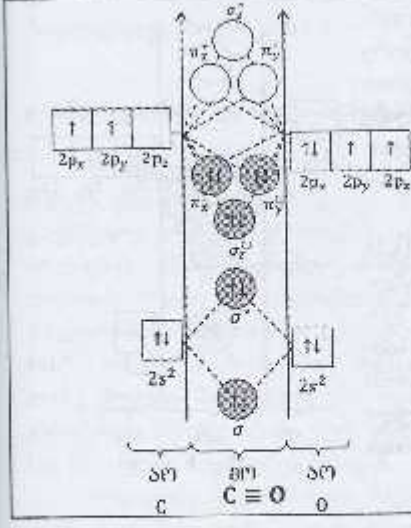
ბუნებრივია, რომ Ne_2^+ მოლეკულურ იონს აქვს არსებობის უფლება, ვინაიდან მისი კონფიგურაცია იქნება:



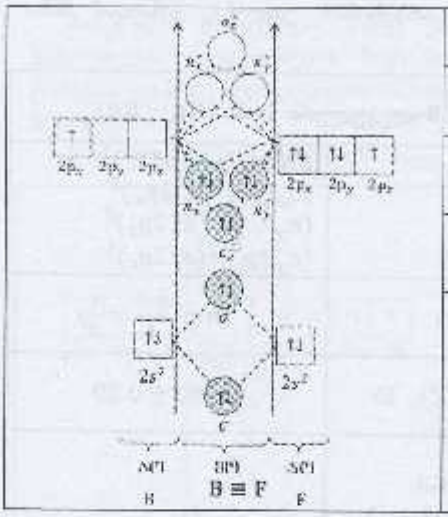
Ne_2^+-ის მოლეკულური იონი $(Ne\cdots Ne)^-$	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2$ $(\sigma_z 2p_z)^2(\pi_x 2p_x)^2$ $(\pi_y 2p_y)^2(\pi_x^* 2p_x)^2$ $(\pi_y^* 2p_y)^2(\sigma_z^* 2p_z)^1$
ბმის რიგი (n)	$\frac{1}{2}$ $(n=\frac{8-7}{2}=\frac{1}{2})$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.200 ± 0.20
ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{m(\text{ბ.})})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	-71

განვიხილოთ ზოგიერთი ჰეტერობირთვიანი (სხვადასხვა ატომური ნომრის) ორატომიანი მოლეკულის წარმოქმნის სქემა.

მოლეკულებს, რომელთაც ტოლი რაოდენობის სავალენტო შრის ელექტრონები გააჩნიათ, იზოელექტრონული ეწოდებათ. იზოელექტრონულებია $N_2(5+5=10)$ და $CO(4+6=10)$ აგრეთვე $BF(3+7=10)$ და N_2; აღმოჩნდა, რომ როგორც მოსალოდნელი იყო, მათ ერთნაირი ბმის სტრუქტურა აქვთ.



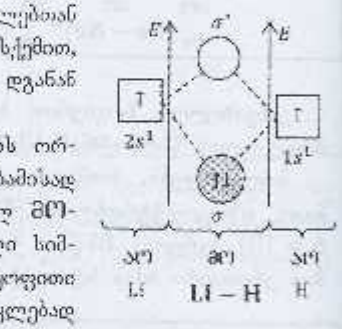
CO-ს მოლეკულა $(C\equiv O)$	
სქემა	$KK(\sigma_s 2s)^2(\sigma_s^* 2s)^2$ $(\sigma_x 2p_x)^2(\pi_y 2p_y)^2(\pi_z 2p_z)^2$
ბმის რიგი (n)	3 $(n=\frac{8-2}{2}=3)$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.113
ბმის წარმოქმნის ენთალპია $(\Delta H^0_{m(\text{გმ})})$, კჯ·მოლი$^{-1}$	-1040

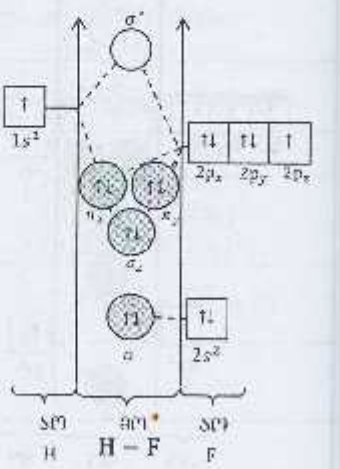


BF-ის მოლეკულა (B ≡ F)	
სქემა	$KK(\sigma_x 2s)^2(\sigma_x 2s)^{2^*}$ $(\pi_y 2p_y)^2(\pi_z 2p_z)^2(\sigma_x 2p_x)^2$
ბმის რიგი (n)	3 $(n=\frac{8-2}{2}=3)$
ბმის სიგრძე (ℓ), ნმ	0.126
ბმის წარმოქმნის ენთალპია ($\Delta H^0_{f(298)}$), კჯ·მოლი$^{-1}$	−756

აზოტის მოლეკულის შედარება CO-ს და BF-ის მოლეკულებთან გვიჩვენებს, რომ ეს სამივე მოლეკულა როგორც წარმოქმნის სქემით, ასევე ბმის რიგით, სავრცითია და ენერგეთიკულად ძალიან ახლოს დგანან ერთმანეთთან.

ხაზგასასმელია, რომ მეტად ელექტროუარყოფითი ატომის ორბიტალური ენერგეტიკული დონეები უფრო დაბალია. შესაბამისად ახლოსაა მაკავშირებელ მᲝ-თან და დაწორებულია გამოიშვილ მᲝ-დან. აქედან გამომდინარე, მაკავშირებელ მᲝ-ზე ელექტრონული სიმკვრივის წარმოქმნაში მეტი წვლილი უფრო ელექტროუარყოფითი ატომების წილად მოდის, გამოიშვილ მᲝ-ზე კი — ნაკლებად ელექტროუარყოფითი ატომებისა. თვით მᲝ-ბი დეფორმირებულია და მეტწილად კონცენტრირებულია ერთი ან მეორე ატომის ბირთვის სივრცეში. რაც უფრო ახლოსაა ენერგეთით მაკავშირებელი მᲝ მოლეკულის წარმოქმნელი რომელიმე ატომის შესაბამის ორბიტალთან, მით უფრო პოლარულია ბმა და A–B ზოგად შემთხვევაში, სადაც B ელემენტი უფრო ელექტროუარყოფითია, გვექნება სურათი $A^{+\delta}$–$B^{-\delta}$.





მაგალითად, LiH-ის შემთხვევაში, მაკავშირებელ $\sigma_s 1s2s$ მᲝ-ზე ელექტრონული სიმკვრივე გადანაცვლებულია წყალბადისკენ და ბმა 76.6%-ით იონიზირებულია. HF-ის შემთხვევაში მაკავშირებელ $\sigma 1sp_z$ მᲝ-ზე ელექტრონული სიმკვრივე გადანაცვლებულია ფტორისკენ და ბმა 41%-ით იონიზირებულია. KF-ის შემთხვევაში ფთორისკენ ელექტრონული სიმკვრივის კიდევ უფრო ძლიერი გადაწევის გამო, ბმის იონიზაციის ხარისხი 83%-ს აღწევს.

დიპოლური მომენტი და ბმის იონურობის ხარისხი

მოლეკულის დიპოლური მომენტი განპირობებულია მასში დადებითი და უარყოფითი მუხტების გადანაწილებით. განვიხილოთ ორატომიანი ჰეტეროპოლარული მოლეკულები, რომლებშიც აბსოლუტური სიდიდით ტოლი მუხტები (q), ერთმანეთისგან r მანძილითაა დაშორებული. დიპოლური მომენტი გამოითვლება ფორმულით:

$$\mu = qr$$

იმ შემთხვევაში, როდესაც $q = 10^{-10}$ ელ.სტ.ერთ. და $r = 10^{-10}$ მ, ასეთი მოლეკულის დიპოლური მომენტი $\mu = 10^{-20}$ ელ.სტ.ერთ.·მ = 1 D (დებაი). რადგან, ელექტრონის ერთეული მუხტია $q = 4.8 \cdot 10^{-10}$ ელ.სტ.ერთ., იმავე მანძილზე $\mu = 4.8$ D. რეალურად, ორატომიან ჰეტეროპოლარულ მოლეკულებში სუფთა სახით იონური ან კოვალენტური ბმები არ გვაქვს და საუბრობენ ბმის იონიზაციის ხარისხზე, რომელიც შეადგენს:

$$I_{ბმ} = \frac{\mu_{ექსპ.}}{\mu_{გამ}}$$

სადაც $\mu_{ექსპ.}$ არის ექსპერიმენტულად მიღებული დიპოლური მომენტი, ხოლო $\mu_{გამ}$ – თეორიულად გამოთვლილი. მაგ., განვიხილოთ KBr და HBr:

KBr შემთხვევაში: $\mu_{ექსპ.} = 10.4D$, $\mu_{გამ} = 4.8 \cdot 2.82 \cdot 10^{-10} = 13.5$ D;

$$I_{(ბმ)}(KBr) = \frac{10.41}{13.5} = 0.77 = 77\%;$$

HBr შემთხვევაში: $\mu_{ექსპ.} = 0.79D$. $\mu_{გამ} = 4.8 \cdot 1.41 \cdot 10^{-10} = 6.77$ D;

$$I_{(ბმ)}(HBr) = \frac{0.79\ \text{D}}{6.77\ \text{D}} = 0.12 = 12\%;$$

ეს. KBr-ში ბმა 77%-ით იონურია, HBr-ში კი – 12%-ით; ამიტომ, KBr-ს იონურ ნაერთებს მიაკუთვნებენ, ხოლო HBr-ს – კოვალენტურებს.

დიამაგნეტიზმი და პარამაგნეტიზმი

პარამაგნეტიზმი ეს არის ნივთიერების ან ნაწილაკის (მოლეკულა, იონი) თვისება, მაგნიტურ ველში იძოძრაოს ველის ძაბვის ზრდის მიმართულებით. ის განპირობებულია მათში გაუწყვილებელი ელექტრონების არსებობით. ეს ელექტრონები საკუთარი ღერძის გარშემო ბრუნვისას ქმნიან **მაგნიტურ მომენტს**, რომელიც იზრდება გაუწყვილებელი ელექტრონების რიცხვის ზრდით. პარამაგნიტური თვისებები აქვს ჟანგბადს (O_2), ბორის მოლეკულას (B_2), d-ელემენტის ჯგუფონებსა და ნაერთებს. მაგალითად, მეტალია პირველ გარდამავალ რიგში Mn^{2+} და Fe^{3+}, რომლებიც შეიცავენ 5 გაუწყვილებელ 3d ელექტრონს თითოეულა, ყველაზე ძლიერი პარამაგნიტური თვისებებით ხასიათდებიან. ამ თვისებას მაგნიტური ველიდან გამოტანის შემდეგ ისინი ვერ ინარჩუნებენ, განსხვავებით ფერომაგნიტური თვისებების (Fe, Co, Ni) მქონე ნივთიერებებისაგან.

ზოგიერთი ნივთიერებები მაგნიტურ ველში მოთავსებისას გამოიდევნებიან მისგან, ანუ მოძრაობენ მაგნიტური ველის ძაბვის შემცირების მიმართულებით. ასეთი ნივთიერებები იწოდებიან **დიამაგნიტურებად**. ისინი არ შეიცავენ გაუწყვილებელ ელექტრონებს (s-ელემენტების იონები). გაუწყვილებელი ელექტრონების რაოდენობა (მოლური კონცენტრაცია) იზომება სპეციალური მაგნიტური სასწორით.

დამატება 6. თერმოდინამიკა და თერმოქიმია

თერმოდინამიკური ცნებები

თერმოდინამიკა ბერძნული სიტყვებისაგან Thermos (სითბო) და Dinamos (ძალა, სიძლიერე) წარმოქმნილი ცნებაა და განიხილავს ენერგიასა და მუშაობას მაკროსკოპულ სისტემებში (ფიზიკური, ბიოლოგიური, ქიმიური).

სისტემა წარმოადგენს მატერიალური სამყაროს იმ ნაწილს, რომელიც ჩვენი დაკვირვების ან კვლევის საგანია. სისტემაში მყოფი მატერია რეალურად ან წარმოსახვით შეიძლება შემოისაზღვროს. აღნიშნული საზღვრის გარეთ არსებული მატერიას, რომელთანაც სისტემას შეუძლია მასის, ენერგიის ან მუშაობის მიმოცვლა **გარემო** ეწოდება. თუ სისტემა განიხილება თერმოდინამიკური პარამეტრების ან ფუნქციების მეშვეობით, ის თერმოდინამიკურია.

სისტემა **იზოლირებულია**, თუ ის გარემოსთან არ ახორციელებს მასისა და ენერგიის მიმოცვლას; **ჩაკეტილია**, თუ ახორციელებს გარემოსთან მხოლოდ ენერგიის მიმოცვლას და **ღიაა** როდესაც შეუძლია განახორციელოს გარემოსთან როგორც ენერგიის, ასევე მასის მიმოცვლა. უნდა აღინიშნოს, რომ აბსოლუტურად იზოლირებული სისტემა მხოლოდ წარმოსახვითია.

ფაზა ეწოდება სისტემის იმ ნაწილს, რომელიც ყველა წერტილში ერთგვაროვანია თვისებებით და გამოცალკევებულია სისტემის სხვა ნაწილებისაგან გამყოფი ზედაპირით. ამ თვალსაზრისით სისტემები განიხილებიან როგორც **ჰომოგენური** – რომლებიც ერთი ფაზისაგან შედგებიან და **ჰეტეროგენური** – რომლებიც ერთზე მეტი ფაზისაგან არიან შედგენილი.

სისტემის **მდგომარეობა** იმ თვისებათა ერთობლიობაა, რომლითაც მას თერმოდინამიკურად ვახასიათებთ; აღნიშნულ თვისებათა ანაკრებს თერმოდინამიკური პარამეტრები ეწოდებათ. ისინი ერთმანეთთან მდგომარეობის მათემატიკური ფუნქციებით არიან დაკავშირებული. სისტემის ნებისმიერი თერმოდინამიკური პარამეტრის შეცვლა იწვევს მთლიანად სისტემის მდგომარეობის შეცვლას.

სისტემის თერმოდინამიკური მდგომარეობა **წონასწორულია**, თუ დროში მისი პარამეტრები ყველა წერტილში მუდმივია და, თავისთავად, მუშაობის შესრულების გარეშე არ იცვლება, ანუ არ ხდება მასისა და ენერგიის ნაკადების გადანაწილება. პარამეტრები დროში უცვლელი შეიძლება იყოს მასისა და ენერგიის გარემოსთან მუდმივი გაცვლის პირობებშიც და ამ შემთხვევაში სისტემის მდგომარეობა **სტაციონარულია**. ყველა სხვა შემთხვევაში სისტემის პარამეტრები დროში ცვლადია და მდგომარეობა **გარდამავალია**.

ქიმიური თერმოდინამიკა

ქიმიური თერმოდინამიკა შეისწავლის ქიმიური რეაქციების პროცესში ქიმიური ენერგიის სხვა სახის ენერგიაში გადასვლას და ქიმიური სისტემების მიერ მუშაობის შესრულების უნარს, ის განიხილავს ენერგიათა გადასვლების რაოდენობრივ კანონებსა და ქიმიური რეაქციების თავისთავად მიმდინარეობის მიმართულებებსა და საზღვრებს მოცემულ პირობებში.

ქიმიურ თერმოდინამიკაში სისტემის თვისებებს შეისწავლიან და პარამეტრებს (წნევა, ტემპერატურა, მოცულობა) აღრიცხავენ წონასწორულ მდგომარეობებში (საწყის და საბო-

ლოო). ქიმიური სისტემის ერთი მდგომარეობიდან მეორეში გადასვლის პირობების მიხედვით არჩევენ **იზოთერმულ** (ტემპერატურა მუდმივია, ე. ი. T = const), **იზობარულ** (წნევა მუდმივია, ე.ი. P = const), **იზოქორულ** (მოცულობა მუდმივია, ე. ი. V= const) და **ადიაბატურ** (ენერგია არ იცვლება, ე. ი. q = 0) პროცესებს. პრაქტიკულად, ქიმიური პროცესები იზობარულ-იზოთერმულ (P = const; T = const) პირობებში მიმდინარეობს, რადგანაც რეაქციები ღია ჭურჭელში გაუცხელებლად, ან მაგალ, მაგრამ მუდმივ ტემპერატურაზე ტარდება და იზოქორულ-იზოთერმულ პირობებში (V = const, T = const), ნაგალითად, დახშულ რეაქტორებში და ა.შ.

ენერგია (energeia) ბერძნული სიტყვაა და აღნიშნავს ქმედითუნარიანობას, ანუ წარმოადგენს მუშაობის შესრულების უნარიანობის ზომას. ქიმიური სისტემები ქიმიური ენერგიით ხასიათდებიან. ქიმიური ენერგია შეიძლება გარდაიქმნას ელექტრულად, მექანიკურად, სითბურად და პირიქით. ქიმიური სისტემის შემადგენელ ნაწილებს (ატომები, მოლეკულები, იონები, რადიკალები და ა.შ.) გააჩნიათ როგორც კინეტიკური (მოძრაობის), ისე პოტენციური (ფარული) ენერგია. პოტენციური ენერგიის ერთ-ერთი სახეა ურთიერთქმედების ენერგია.

ქიმიური სისტემის **შინაგანი ენერგია** ($U_შ$) წარმოადგენს მისი კომპონენტების კინეტიკური $E_კ$ და პოტენციური ($E_პ$) ენერგიების ჯამს და SI სისტემაში იზომება ჯოულებით (ჯ) ან კილოჯოულებით (კჯ). არსებობს სისტემგარეშე ერთეული კალორია (კალ), რომელიც ნაკლებად გამოიყენება (1 კალ=4.18 ჯ). შინაგანი ენერგია მოიცავს შემადგენელი კომპონენტების გადაადგილებას, ბრუნვის და რხევების კინეტიკურ ენერგიას, ავრეთვე მოლეკულებს, ატომებს, იონებს და ატომშიდა ნაწილაკების შორის მიზიდვა-განზიდვით გამპირობებულ პოტენციურ ენერგიას და არ მოიცავს სისტემის საერთოდ განლაგების (მდებარეობის) პოტენციურ ენერგიასა და სისტემის, როგორც მთლიანის მოძრაობის ენერგიას.

შინაგანი ენერგია წარმოადგენს **სისტემის მდგომარეობის** ფუნქციას. მისი უშუალოდ გაზომვა შეუძლებელია, მაგრამ შეიძლება გაიზომოს მისი ცვლილება მდგომარეობის შეცვლის შედეგად. შინაგანი ენერგიის ცვლილება არაა დამოკიდებული სისტემის მდგომარეობის შეცვლის გზასა და საშუალებებზე და განისაზღვრება მხოლოდ საწყის და საბოლოო მდგომარეობაში ენერგიათა სხვაობით:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

სადაც, U_2 და U_1, წარმოადგენენ სისტემის შინაგან ენერგიას საბოლოო და საწყის მდგომარეობაში.

როგორც აღვნიშნეთ, სისტემას შეუძლია აწარმოოს გარემოსთან ენერგიის და ნივთიერების მიმოცვლა. მაგ., სითბოს (q) და მუშაობის (w) მეშვეობით. თუ ეს არ ხდება, სისტემა იზოლირებულად ითვლება.

სითბო წარმოადგენს ენერგიის ზომას, რომელიც ერთი სისტემიდან გადაეცემა მეორეს, მათ შორის ტემპერატურული სხვაობის ხარჯზე (ცხელიდან — ცივს). ამ დროს ნივთიერების გადატანა არ ხდება. მათემატიკურად ასე ხასიათდება:

$$q = mc\Delta T$$

სადაც m ნივთიერების მასაა (კგ), ΔT ტემპერატურის ცვლილება (K), c — ხვედრითი სითბოტევადობა, რომელიც საჭიროა 1 კგ ნივთიერების ტემპერატურის ერთი კელვინით გაზრდისათვის. მაგ., წყლისათვის $c = 4.18\ კჯ \cdot კგ^{-1} \cdot K^{-1}$. სითბო არ წარმოადგენს სისტემის მდგომარეობის ფუნქციას. ის იზომება ჯ და კჯ.

მუშაობა წარმოადგენს ერთი სისტემიდან მეორეზე, ან სისტემიდან გარემოზე, და პირიქით, ენერგიის გადაცემის ზომას. მუშაობა, როგორც წესი, სრულდება მასების

გადაადგილებით (წინააღმდეგობის დაძლევით) გარკვეული ძალების (მექანიკური, ელექტრული, მაგნიტური, ოპტიკური და ა.შ.) მეშვეობით.

$$W = Fl$$

სადაც F – ძალაა (ნიუტონი, ნ), l – ძალის მოქმედების მიმართულებით გადაადგილება (მეტრი, მ). მისი განზომილებაა ნ.მ. აღსანიშნავია რომ, $1\ ე\cdot ქ = 1\ ჯ$.

აირის მიერ, გაფართოების ან შეკუმშვის შედეგად გარე ძალების (წნევის) წინააღმდეგ შესრულებული მუშაობა შეიძლება ასე გამოისახოს:

$$W = P\Delta V$$

სადაც P – წნევაა (პა ან ატმ), ΔV – აირის მოცულობის ცვლილება (ლ). ამ შემთხვევაში მუშაობის განზომილებაა – ლ · ატმ. თავის მხრივ, $1\ ჯ = 9{,}87 \cdot 10^{-3}$ ლ · ატმ.
$(1 ატმ. = 101.3 \cdot 10^3 პა = 101.3 კპა)$

თერმოდინამიკის პირველი კანონი

თერმოდინამიკის პირველი კანონი შეიძლება ასე ჩამოყალიბდეს: **ენერგია არ წარმოიქმნება არაფრისგან და არც უკვალოდ ქრება, არამედ ნებისმიერ პროცესში გადადის ერთი ფორმიდან მეორეში, მათ შორის სითბოსა და მუშაობაში (ენერგიის შენახვის კანონი).** მათემატიკურად ეს ასე უნდა ჩაიწეროს:

$$\Delta U = q + W$$

თუ q დადებითია, სისტემა იძენს ენერგიას, თუ W დადებითია, მაშინ სისტემაზე ხორციელდება მუშაობა და ასევე იძენს ენერგიას, თუ W უარყოფითია, მაშინ სისტემა თვითონ ასრულებს მუშაობას და, შესაბამისად, კარგავს ენერგიას. სითბოსა და მუშაობის ფაქტორების გათვალისწინებით, ზოგადად ΔU დადებითია, თუ, სისტემა მთლიანობაში იძენს ენერგიას და ΔU უარყოფითია, თუ, სისტემა მთლიანობაში კარგავს ენერგიას. თუ, სისტემა გარემოდან მიღებული სითბოს ეკვივალენტურ მუშაობას ასრულებს $\Delta U = 0$ ე. ი. სისტემის შინაგანი ენერგია არ იცვლება.

ვინაიდან ქიმიაში ხშირად გვაქვს საქმე აირად სისტემებთან, ქიმიური ურთიერთქმედების დროს შესრულებული მუშაობა აირის გაფართოებას ხშირდება. თუ ჩავთვლით, რომ გაფართოება სისტემაში მუშაობის ერთადერთი სახეა, მაშინ აირის მოცულობის ცვლილება ტოლია $\Delta V = V_2 - V_1$ და, შესაბამისად, $\Delta U = q_p - p\Delta V$ (2) განტოლება უჩვენებს, რომ სისტემა ასრულებს მუშაობას და აქედან გამომდინარე კარგავს ენერგიას, ამ შემთხვევაში თერმოდინამიკის პირველი კანონი ასე ჩაიწერება:

$$\Delta U = q_p - p\Delta V$$

აქედანვე,

$$q_p = \Delta U + p\Delta V \quad (3).$$

სადაც q_p არის სისტემისთვის მიწოდებული ენერგია მუდმივი წნევის პირობებში. რადგანაც $\Delta U = U_2 - U_1$ და $\Delta V = V_2 - V_1$, განტოლება (3) შეიძლება ასე გარდავსახოთ:

$$q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1)$$

$$q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) \quad (4)$$

მათემატიკურ ჯგაში $(U + pV)$ სისტემის ენთალპიას უწოდებენ. ის აღინიშნება H სიმბოლოთი, ეზომება ერთი მოლი ნივთიერების მიმართ და განზომილებაა კჯ/მოლი ანუ კჯ·მოლი$^{-1}$. თუ ენთალპიას ჩავსვამთ (4) განტოლებაში, მივიღებთ:

$$q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

ე.ი. იმ სისტემებზე მიწოდებული სითბო, რომლებშიც მუშაობა მხოლოდ გაფართოებაზე სრულდება, იხარჯება მათი ენთალპიის ზრდაზე. ენთალპიის ექსპერიმენტულად განსაზღვრა შეუძლებელია, მაგრამ სისტემის მდგომარეობის შეცვლისას, შეიძლება ΔH განსაზღვრა, ვინაიდან ის არ არის დამოკიდებული პროცესის ჩატარების გზებისა და საშუალებებზე. ენთალპია, იმავე როგორც შინაგანი ენერგია, სისტემის მდგომარეობის თერმოდინამიკური ფუნქციაა.

თუ ქიმიური რეაქცია მიდის ავტოკლავში (იზოქორული პროცესი $V = const$; $\Delta V = 0$), სისტემა არ ასრულებს გაფართოების მუშაობას და მთელი მიწოდებული სითბო, სისტემის შინაგანი ენერგიის ზრდას ხმარდება

$$q_v = \Delta u + p \cdot 0 = \Delta u$$

ე.ი. იზობარულ პროცესებში სითბო ენთალპიასთან არის დაკავშირებული, იზოქორულში კი შინაგან ენერგიასთან.

თერმოქიმიური კანონები

ქიმიური რეაქციები, როგორც წესი მიმდინარეობს ენთალპიის ცვლილებით; $\Delta H = H_2 - H_1$ სადაც H_2 რეაქციის პროდუქტების ენთალპიაა, H — რეაგენტების. თუ პროდუქტების ენთალპია უმაღლესია რეაგენტებისაზე, სითბო გამოიყოფა (სისტემიდან გარემოში), რეაქცია ეკზოთერმულია და ΔH უარყოფითი სიდიდეა, საწინააღმდეგო შემთხვევაში რეაქცია ენდოთერმულია, სითბო გარემოდან მიეწოდება სისტემას და ΔH დადებითია.

თერმოქიმიური პროცესები შესწავლება $P = const$; $T = const$ (იზობარულ-იზოთერმულ) პირობებში და ემორჩილება რეაქციის სითბოთა ადიტიურობის (შეკრებითობის) კანონს და ჰესის კანონის საშუალებით ცნობილი: **ქიმიური რეაქციის სითბური ეფექტი არაა დამოკიდებული მისი მიმდინარეობის გზაზე, არამედ დამოკიდებულია მორიგი ნივთიერებათა და პროდუქტების ბუნებასა და ფიზიკურ მდგომარეობაზე.** ეს კანონი მოქმედებს $V = cons$; $T = const$ (იზოქორულ-იზოთერმულ) პროცესებშიც. უნდა გვახსოვდეს, რომ თერმოქიმიური რეაქციების ჩაწერისას აუცილებელია ნივთიერებათა აგრეგატული მდგომარეობის მითითება, ხოლო რეაქციის ენთალპია იწერება გამოყოფილად. მაგალითად, $aA_{(ა)} + bB_{(მყ)} \rightarrow cC_{(ა)} + dD_{(ა)}$, $\Delta H = -x$ კჯ. ზოგჯერ მყარი (მყ.) იცვლება კრისტალურით (კრ.). ჰესის კანონი ითვალისწინებს სტექიომეტრიის მოთხოვნებს. ვინაიდან, თერმოდინამიკაში ძირითადი ყურადღება სისტემის შინაგანი ენერგიის ცვლილებებს ექცევა, თერმოქიმიური რეაქციების ჩაწერის ძველი ფორმა, სადაც წევრი Q გარემოს ენერგიის ცვლილებას აღნიშნავდა, არ გამოიყენება. უნდა გვახსოვდეს, რომ $\Delta H = -Q$. რადგანაც, ენთალპიის სიდიდე ნივთიერების რაოდენობაზე, ფიზიკურ მდგომარეობასა და პირობებზეა დამოკიდებული, მიღებულია ყოველი კონკრეტული ქიმიური პროცესი დახასიათებული იქნას სტანდარტული მოლური ენთალპიით $\Delta H^0_m(298K)$. სტანდარტული მოლური ენთალპია იანგარიშება 1 მოლი ნივთიერების მიმართ (ალებულის ან მიღებულის), 1 ატმ. წნევისა და 298K(25°C) პირობებში. სამარტივესთვის შეიძლება ასეც ჩაიწეროს ΔH^0_{298} ან ΔH^0_m.

განვიხილოთ წყალბადსა და ჟანგბადს შორის ურთიერთქმედების რეაქციის შემთხვევები:

1) $2H_{2(ა)} + O_{2(ა)} \rightarrow 2H_2O_{(თხ)}$, $\Delta H = -571.6$ კჯ

2) $2H_{2(ა)} + O_{2(ა)} \rightarrow 2H_2O_{(ა)}$, $\Delta H = -483.6$ კჯ

ვინაიდან ჩვენ 1 მოლი წყალბადის დაწვის, ან 1 მოლი წყლის წარმოქმნის ენთალპია გვაინტერესებს, რეაქცია ასე ჩაიწერება:

3) $H_{2(ვ)} + \frac{1}{2}O_{2(ვ)} \rightarrow H_2O_{(თხ.)}$, $\Delta H^0_m = -285.8$ კჯ/მოლი (კჯ · მოლი$^{-1}$)

4) $H_{2(ვ)} + \frac{1}{2}O_{2(ვ)} \rightarrow H_2O_{(ვ)}$, $\Delta H^0_m = -241.8$ კჯ/მოლი (კჯ · მოლი$^{-1}$)

ამ მოცემულიდან მაგალითიდან ჩანს, რომ წყლის ორთქლის მდგომარეობიდან თხევადში გადასვლის პროცესის დროს გამოიყოფა სითბო და ამ ფაზური გადასვლის ენთალპია:

$\Delta H^0_{m(ფაზ.)} - \Delta H^0_{(ვ)} - \Delta H^0_{(თხ.)} = 44.0$ კჯ · მოლი$^{-1}$.

5) $\frac{1}{2}I_{2(კრ.)} + \frac{1}{2}H_{2(ვ)} \rightarrow HI_{(ვ)}$, $\Delta H^0_m = 25.9$ კჯ · მოლი$^{-1}$

6) $\frac{1}{2}I_{2(ვ)} + \frac{1}{2}H_{2(ვ)} \rightarrow HI_{(ვ)}$, $\Delta H^0_m = -5.2$ კჯ · მოლი$^{-1}$

აირადი იოდის კრისტალურში გადასვლის ($\frac{1}{2}I_{2(ვ)} \rightarrow \frac{1}{2}I_{2(კრ.)}$) ენთალპიაა:

$\Delta H^0_{m(ფაზ.)} = -5.2 - 25.9 = -31.1$კჯ · მოლი$^{-1}$

როგორც ვხედავთ, პირობების მიხედვით, იოდწყალბადის სინთეზი მარტივი ნივთიერებებისაგან შეიძლება იყოს, როგორც ენდოთერმული (1), ასევე ეკზოთერმული (2) პროცესი. აქვე ჩანს, რომ 1 მოლი იოდის სუბლიმაციას მოითხოვს ენერგიას:

$I_{2(კრ.)} \rightarrow I_{2(ვ)}$, $\Delta H = -2 \cdot (-31.1)$ კჯ · მოლი$^{-1}$ 62.2 კჯ · მოლი$^{-1}$

ქიმიური ნაერთების წარმოქმნის სითბო

ნივთიერების წარმოქმნის სტანდარტული მოლური ენთალპია $\Delta H^0_{m წარ.}(298K)$ ან $\Delta H^0_{m(წარ.)}$ ეწოდება მარტივი ნივთიერებებიდან ერთი მოლი ამ ნივთიერების წარმოქმნისას, ენთალპიის ცვლილების სტანდარტულ პირობებში. წყლის წარმოქმნისას სტანდარტულ პირობებს შეესაბამება (3), ვინაიდან წყალი 298K (25°C) თხევად მდგომარეობაშია, იოდწყალბადის შემთხვევაშიც (5) რადგანაც 298K-ზე I_2 კრისტალურ მდგომარეობაშია.

მარტივ ნივთიერებათა წარმოქმნის სტანდარტულ ენთალპიას 0 ტოლად მიიჩნევენ. მაგ., სტანდარტულ მდგომარეობაში 0-ის ტოლია $\Delta H^0_m(I_{2(კრ.)})$ და არა $\Delta H^0_m(I_{2(ვ.)})$. ზოგიერთი მარტივი ნივთიერების გარკვეულ მოდიფიკაციას, 0-სგან განსხვავებული წარმოქმნის სტანდარტული ენთალპია გააჩნია, რომელიც აუცილებლად მეთითება. ყველა სხვა შემთხვევაში ვთვლით, რომ $\Delta H^0_{m წარ.}$ მარტივი ნივთიერებებისათვის 0-ის ტოლია. ნივთიერების წარმოქმნის სტანდარტულ მოლურ ენთალპიის განზომილებაა კჯ·მოლი$^{-1}$.

ზოგადად, ნაერთის წარმოქმნის სტანდარტული ენთალპია (სითბო, ენერგია) იანგარიშება, მარტივი ნივთიერების სახით წარმოდგენილი მისი წარმომქმნელი ელემენტების ჯამური ატომიზაციის $\Sigma\Delta H^0_{ატ.}$ და ამ ნაერთში არსებული ყველა ბმის გაწყვეტის (დისოციაციის) $\Sigma\Delta H^0_{დ.}$ ენთალპიათა სხვაობით. უნდა გავიხსენოთ რომ, ბმის გაწყვეტისა და წარმოქმნის ენთალპიები რიცხობრივად ტოლები და ნიშნით საწინააღმდეგონი არიან.

ატომიზაციის სტანდარტული ენთალპია $\Delta H^0_{ატ.}$ იმ ენერგიის ტოლია, რომელიც საჭიროა 1 მოლი სტანდარტულ პირობებში მყოფი მარტივი ნივთიერებების ატომებისაგან იდეალური (პირობითად) აირის წარმოქმნისთვის. სტანდარტულ პირობებში აირადი ნივთიერებების ატომიზაციის ენერგია ემთხვევა ბმის ჯამური ენერგიის განაყოფს მოლეკულაში ატომთა რიცხვზე; მყარი ნივთიერებებისთვის ეს ენერგია სუბლიმაციის (აჭრილების) და

ატომებად დაშლის ენერგიათა ჯამის, ხოლო სითხეებში – ორთქლადქცევისა და ატომებად დაშლის ენერგიათა ჯამის ტოლია. როგორც წესი, ნაერთის წარმოქმნის სტანდარტული ენთალპია უარყოფითია (პროცესი ეკზოთერმულია), თუმცა რიგი ნივთიერებებისათვის (C_2H_2; C_2H_4; C_6H_6; NO_2) ის დადებითი სიდიდეა (პროცესი ენდოთერმულია). რაც უფრო უარყოფითია ენთალპია, მით უფრო სტაბილურია ნაერთი.

საინტერესოა ბენზოლის წარმოქმნის სტანდარტული ენთალპიის განხილვა:

$$C_{(გრ.)} + 3H_{2(გ)} \rightarrow C_6H_{6(ს)}$$

კეკულეს ფორმულით წარმოდგენილ მოლეკულაში  გვაქვს შემდეგი ბმები:

3 (C–C), 6(C–H), 3(C=C) ბმა. ანგარიში ასე წარმოებს[3]:

$$\Sigma\Delta H^0_{ატ.} = 6\Delta H^0_{ატ.}(C) + 6\Delta H^0_{ატ.}(H) = (6 \cdot 718 + 6 \cdot 218)კჯ$$

$$\Sigma\Delta H^0_{გმ.} = 3\Delta H^0 (C–C) + 6\Delta H^0 (C–H) + 3\Delta H^0 (C=C) = (3 \cdot 348 + 6 \cdot 413 + 3 \cdot 615)კჯ$$

$$\Delta H^0_{მწარ.}(C_6H_6) = (4308 + 1308)კჯ - (1044 + 2478 + 1845)კჯ = 249კჯ/მოლი$$

საინტერესოა, რომ თბუვადი ბენზოლის წარმოქმნის ექსპერიმენტულად გათვლილი ენთალპიაა 83 კჯ·მოლი$^{-1}$ ე.ი. ბენზოლში 3 ლოკალიზებული π ბმა კი არ გვაქვს, არამედ, ელექტრონები დელოკალიზებულია და მოლეკულა უფრო მტკიცეა (სტაბილურია). აღნიშნულ ენერგიათა სხვაობას (166 კჯ·მოლი$^{-1}$) რეზონანსის, ან სტაბილიზაციის ენერგიას უწოდებენ. ზოგადად ელექტრონების დელოკალიზაციას ახლავს მოლეკულის ენერგიის შემცირება და შესაბამისად ძისი მდგრადობის გაზრდა.

თუ ვისარგებლებთ ატომიზაციისა და ბმის წარმოქმნის ენერგიების მონაცემებით, მაშინ ნაერთის წარმოქმნის სტანდარტული ენთალპია, მათი ალგებრული ჯამის ტოლი იქნება.

ნაერთებს, რომელთა წარმოქმნის მოლური სტანდარტული ენთალპია უარყოფითია, ეკზოთერმულს უწოდებენ, ხოლო რომლებისთვისაც დადებითი – ენდოთერმულს. მაგ., ენდოთერმული ნაერთია ოზონი O_3 ($\Delta H^0_m = 1425$ კჯ · მოლი$^{-1}$). აღსანიშნავია, რომ ზოგადად მყარი ნივთიერებების წარმოქმნის მოლური სტანდარტული ენთალპიების აბსოლუტური მნიშვნელობა (ძოდული) შეტია, ვიდრე სითხეების და აირების.

ნივთიერების წარმოქმნის მოლური სითბოს განსაზღვრა შეიძლება სხვა მეთოდითაც, რომელიც ეყრდნობა საწყისი (რეაგენტები) და საბოლოო ნივთიერებების (პროდუქტები) წარმოქმნის მოლურ ენთალპიებსა და რეაქციის ენთალპიას შორის დამოკიდებულებას:

$$\Delta H^0_{მ(რეაქც.)} = \sum \Delta H^0_{მ(პრ.)} - \sum \Delta H^0_{მ(რეაგ.)}$$

ილუსტრაციისათვის, ბენზოლის წვის რეაქციის სითბოს ექსპერიმენტული მონაცემებით ბენზოლის წარმოქმნის მოლური სტანდარტული ენთალპიის გაანგარიშება:

$$C_6H_{6(ს)} + 7\tfrac{1}{2}O_{2(გ)} \rightarrow 6CO_{2(გ)} + 3H_2O_{(ს)}, \quad \Delta H = -3298 \text{ კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$$

მივწეროთ ნაერთების ფორმულების ქვეშ წარმოქმნის ენთალპიები და მივუთითოთ რეაქციის ენთალპია:

$C_6H_{6(ს)}$	+	$7\frac{1}{2}O_{2(გ)}$	→	$6CO_{2(გ)}$	+	$3H_2O_{(ს)}$	$\Delta H = -3298$ კჯ · მოლი$^{-1}$
($\Delta H^0_{მ\ წარ.}$), კჯ		0 კჯ · მოლი$^{-1}$		$6 \cdot (-393.5)$ კჯ · მოლი$^{-1}$		$3 \cdot (-286.4)$ კჯ · მოლი$^{-1}$	

[3] მონაცემები აღებულია ცნობარიდან.

$$\Delta H^0_{m\ წარ.}(C_6H_6) = 6 \cdot (-393.5)\ კჯ \cdot მოლი^{-1} + 3 \cdot (-286.4)\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$$
$$-(-3298.2)\ კჯ \cdot მოლი^{-1} = (-2\,361 - 857 + 3298.2)\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$$
$$= +80.8\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$$

ეს მონაცემები ახლოსაა მონაცემთან $+83\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$, რომლითაც ზოგადად სარგებლობენ.

განვიხილოთ ზოგიერთი ტიპის რეაქციები და სხვა პროცესების სტანდარტული ენთალპიების დადგენის ხერხები.

ა) ნახშირწყალბადების წვის სტანდარტული მოლური ენთალპია.

მეთანის წვის მოლური სტანდარტული ენთალპიაა $+890\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$. ალკანების ჰომოლოგების $\Delta H^0_{m(წვ.)}$ განსხვავდება მეთანისაგან ჰომოლოგიური სხვაობის (CH_2) წვის ენთალპიის ჯერადი რიცხვით.

$\Delta H^0_m CH_{2(წვ.)} = -660\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$.

ზოგადად, $\Delta H^0_m C_nH_{2n+2(წვ.)} = \Delta H^0_m CH_{4(წვ.)} + (n-1)\Delta H^0_m CH_2$

ან თუ ვიცით $\Delta H^0_m C_nH_{2n+2(წვ.)}$, მაშინ $\Delta H^0_m C_mH_{2m+2(წვ.)}$ ტოლია $\Delta H^0_m C_nH_{2n+2(წვ.)} + (m-n)\Delta H^0_m CH_{2(წვ.)}$. მაგალითად:

1) დავადგინოთ პენტანის დაწვის რეაქციის მოლური სტანდარტული ენთალპია (სითბო):
$\Delta H^0_m C_7H_{16(წვ.)} = \Delta H^0_m CH_{4(წვ.)} + (7-1)\Delta H^0_m CH_{2(წვ.)} =$
$-890\ კჯ \cdot მოლი^{-1} + 6\,(-660)\ კჯ \cdot მოლი^{-} = -4850\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$

2) დავადგინოთ ეთანის წვის რეაქციის მოლური სტანდარტული ენთალპია, თუ ბუტანის წვის სტანდარტული ენთალპიაა $-2\,879\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$

$$\Delta H^0_m C_2H_{6(წვ.)} = \Delta H^0_m C_4H_{10(წვ.)} + (m-n)\Delta H^0_m CH_{2(წვ.)}$$

$\Delta H^0_m C_2H_{6(წვ.)} = -2879\ კჯ \cdot მოლი^{-1} + (2-4)(-660)\ კჯ \cdot მოლი^{-1} = (-2879 + 1320)\ კჯ \cdot მოლი^{-1} = -1559\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$

ბ) ნეიტრალიზაციის რეაქციის სტანდარტული მოლური ენთალპია $\Delta H^0_{m(ნეიტრ.)}$.

ნებისმიერი ნეიტრალიზაციის რეაქციას (განსაკუთრებით ძლიერ ელექტროლიტებში), შინაარსის გამოსაზვა მოკლე იონური განტოლებით ასე შეიძლება:

$$H^+_{(ხსნარ.)} + OH^-_{(ხსნარ.)} \rightarrow H_2O,\ \ \Delta H^0_{m(ნეიტრ.)} = -57.1\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$$

გ) კრისტალური გისოსის სტანდარტული მოლური ენთალპია $\Delta H^0_{m(გის.)}$.

კრისტალური გისოსის წარმოქმნა შემადგენელი იონებისაგან ძრავალსაფეხურიანი რთული ეკზოთერმული პროცესია. $\Delta H^0_{m(გის.)}$ განსაზღვრა, როგორც წესი, ექსპერიმენტულად ხდება. სარწმუნო თეორიული შეფასება, მხოლოდ გისოსის წარმომქმნელი ელემენტების ელექტროუარყოფითობაა მორის დიდი სხვაობების ($\Delta\chi > 1.5$) შემთხვევაში მიიღება.

დ) მყარ ნივთიერებათა წყალში გახსნის სტანდარტული მოლური ენთალპია $\Delta H^0_{m(გახს.)}$.

ამ სიდიდის დაანგარიშებისას ითვალისწინებენ სამ სიდიდეს:

1) კრისტალის გისოსის წარმოქმნის მოლურ სტანდარტულ ენთალპიას $\Delta H^0_{m(გის.)}$;

2) წყალში გახსნისას ხსნარში გადასული იონების მთელი ხსნარის მოცულობაში განაწილების $\Delta H^0_{m(ხსნ.)}$;

3) წარმოქმნილი იონების ჰიდრატაციის ენთალპიის $\Delta H^0_{m(ჰიდრ.)}$.

(1) და (3) პროცესები ეკზოთერმულია, სოლო (2), როგორც წესი ენდოთერმული.

$$\Delta H^0_{m(\text{ხს.})} = \Delta H^0_{m(\text{ჰიდრ.})} - \Delta H^0_{m(\text{ვერ.})}$$

სუფრის მარილის წყალში გახსნა შეიძლება ასე ჩაიწეროს:

$$Na^+Cl^-_{(\text{კრ.})} + nH_2O \rightarrow Na^+_{(\text{ჰიდრ.})} + Cl^-_{(\text{ჰიდრ.})}, \qquad \Delta H^0_{m(\text{ხს.})}\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$$

$$\Delta H^0_{m(\text{ჰიდრ.})} = -772\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1};\ -\Delta H^0_{m(\text{ვერ.})} = -776\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$$

ზემოთაღნიშნულის შესაბამისად:

$$\Delta H^0_{m(\text{ხს.})} = -772\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1} - (-776)\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1} = 4\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1};$$

ე.ი. პროცესი ენდოთერმულია, მცირე სითბური ეფექტით (ენთალპიით).

ნივთიერებათა გახსნის პროცესი ზოგადად შეიძლება იყოს ეკზოთერმული (მჟავები, ტუტეები) და ენდოთერმულიც (გვარჯილების წყალში გახსნა). შეიძლება ენთალპია 0-ს უახლოვდებოდეს (აირები, რომლებიც წყალთან არ ურთიერთქმედებენ, მაგ., N_2, He, H_2 და სხვ. და ზოგიერთი მარილი).

ზემოთ უკვე ვახსენეთ ქიმიური რეაქციების (წვის) და ფაზური გადასვლების (H_2O, I_2) სტანდარტული მოლური ენთალპიები $\Delta H^0_{m(\text{წვ.})}$ და $\Delta H^0_{m(\text{ფაზ.})}$. შეიძლება ალოტროპიულ მოდიფიკაციათა ურთიერთგადასვლის სტანდარტული მოლური ენთალპიების გამოთვლაც. მაგ.:

$$\Delta H^0_{m(\text{წრდ.})}\left(C_{(\text{გრაფიტი})} - C_{(\text{ალმასი})}\right) = +1.9\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1};$$

$$\Delta H^0_{m(\text{წრდ.})}\left(P_{(\text{თეთრი})} - P_{(\text{შავი})}\right) = -39\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}.$$

ანგარიშობენ აგრეთვე, რიგი სხვა პროცესების სტანდარტულ მოლურ ენთალპიებს.

დაწვის სითბო

ჰომოლოგიურ რიგში, როგორც აღვნიშნეთ, წვის სითბო ზოგადად შეიძლება ასე გამოისახოს:

$$\Delta H^0_n = \Delta H^0_1 + (n-1)\Delta H^0_m(CH_2)$$

სადაც ΔH^0_1 არის ჰომოლოგიურ რიგში ნაერთის რიგითი ნომერი (ნახშირბადების რიცხვი), ΔH^0_1 – რიგის პირველი წევრის დაწვის სტანდარტული სითბო, $(n-1)\Delta H^0_m(CH_2)$ – კვამური ჰომოლოგიური სხვაობის დაწვის სითბო. ამ მეთოდით შეიძლება 0.2-1%-ის სიზუსტით ანგარიში.

ამოცანა 1: განსაზღვრეთ ჰომოლოგიური სხვაობის $-CH_2-$-ის დაწვის სითბო და დაანგარიშეთ $C_4H_{10(g)}$-ის დაწვის სითბო, თუ $CH_{4(g)}$-ის დაწვის სითბო ტოლია – 890 კჯ · მოლი$^{-1}$.

ამოხსნა: დავიწეროთ $-CH_2-$-ის წვის სითბო:

$$CH_{2(g)} + 1.5O_{2(g)} = CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

ამისათვის საჭიროა ჯერ დავადგინოთ CH_2-ის წარმოქმნის სითბო. ეს პროცესი მოითხოვს შემდეგი ელემენტების ატომიზაციას:

$$\Delta H^0_{m(\text{ატ.})}(C) = 718\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}; \qquad \Delta H^0_{m(\text{ატ.})}(H) = 218\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$$

$$2 \cdot 218\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1} = 436\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1};$$

$$(718 + 436 = 1154)\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$$

ეხლა დავაანგარიშოთ 2(C–H) და 1(C–C) ბმის ენერგია:

$$(2 \cdot 413 + 348 = 1174)\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$$

CH_2 წარმოქმნის სითბო ტოლია

$\Delta H^0_{m(წარ.)} = (1154 - 1174)\text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1} = -20\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$.

მივუწეროთ წვის რეაქციის წევრებს წარმოქმნის ენთალპიების რიცხვითი მნიშვნელობები:

$CH_{2(ა)}$	+	$1.5O_{2(ა)}$	→	$CO_{2(ა)}$	+	$H_2O_{(ა)}$
-20 კჯ · მოლი$^{-1}$		0 კჯ · მოლი$^{-1}$		-393.5 კჯ · მოლი$^{-1}$		-285.8 კჯ · მოლი$^{-1}$

$$\Delta H^c_{m(წვ)}(CH_2) = -(393.5 + 285.8)\ \text{კჯ} - (-20)\ \text{კჯ} = -679.3\ \text{კჯ} + 20\ \text{კჯ} =$$

$$= -659.3\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$$

(ზოგადად სარგებლობენ მნიშვნელობით $-660\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$

ეს სიდიდე უმნიშვნელოდ იცვლება რიგში.

დავიანგარიშოთ ბუტანის წვის სითბო:

$\Delta H^0_{m(წვ)}(C_4H_{10}) = \Delta H^0_m(CH_4) + 3 \cdot \Delta H^0_m(CH_2) = -890 - 3 \cdot 659.3 = -2868\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$;

ექსპერიმენტულად გამოთვლილი ტოლია $-2874\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$;

ამოცანა 2: რა რაოდენობით სითბო გამოიყოფა ა) 1 კგ; ბ) 1 ლ C_8H_{18} საშუალო შემადგენლობის მქონე ბენზინის ($\rho = 0.7$ გ/სმ^3) დაწვისას და გ) როგორია ამ მონაცემებით ოქტანის წარმოქმნის სითბო?

ამოხსნა: თავიდან დავიანგარიშოთ 1 მოლი C_8H_{18} დაწვის სითბო:

$$C_8H_{18(ა)} + 12.5O_{2(ა)} = 8CO_{2(ა)} + 9H_2O_{(ა)}, \qquad \Delta H\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$$

როგორც უკვე აღვნიშნეთ, ჰომოლოგიურ რიგში დაწვის სითბო შეიძლება ასე დავიანგარიშოთ:

$\Delta H^0_{m\ დაწ.}(C_8H_{18}) = \Delta H^0_{m\ დაწ.}(CH_4) + 7\Delta H^0_{m\ დაწ.}(CH_2) =$

$= -890\text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1} + 7(-660)\text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1} = -5510\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$;

ა) $\text{Mr}C_8H_{18} = 114$; $\quad n = \dfrac{m}{M}$

$$\Delta H = n\Delta H^0_{m\ დაწ.}(C_8H_{18}) = \frac{1000\ \text{გ}}{114\ \frac{\text{გ}}{\text{მოლი}}} \cdot \left(-5510\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}\right) = -48333\ \text{კჯ} = 48.3 \cdot 10^6\text{ჯ}$$

ბ) $n = \dfrac{\rho V}{M} = \dfrac{0.7\ \text{გ} \cdot 1\ \text{სმ}^3 \cdot 1000\ \text{სმ}^3}{114\ \text{გ} \cdot \text{მოლი}^{-1}} = 6.14$ მოლი

$$\Delta H = 6.14\ \text{მოლი} \cdot \left(-5510\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}\right) = -33833\ \text{კჯ} = 33.8 \cdot 10^6\text{ჯ}$$

გ) ოქტანის წარმოქმნის სითბო შეიძლება დავიანგარიშოთ, თუ წვის პროდუქტების წარმოქმნის სტანდარტულ სითბოთა ჯამს გამოვაკლებთ C_8H_{18}-ის დაწვის სტანდარტულ სითბოს:

$$\Delta^0_{წარ.}(C_8H_{18}) = \left[8(-393.5)\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1} + 9(-285.8)\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}\right] - (-5510\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1} =$$

$$= -5720.2\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1} + 5510\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1} == -210.2\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$$

ეს მონაცემი ახლოსაა ექსპერიმენტულთან $-208.5\ \text{კჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1}$

ამოცანა 3: 40 კმ^2 ფართობის ქალაქში დღე-ღამის განმავლობაში 36 მმ ნალექი მოვიდა. დაიანგარიშეთ: ა) სითბოს ის რაოდენობა, რომელიც გამოიყოფა ღრუბლებში ორთქლის

სახით არსებული წყლის სითბურ კონდენსირებისას. ბ) რა მასის ტრინიტროტოლუოლი (ტროტილი) შეგვცვლის აფეთქებისას ამ რაოდენობის ენერგიას. ტროტილის აფეთქებისას გამოიყოფა 4000 კჯ/კგ სითბო.

ამოხსნა: ა) დავიანგარიშოთ წვიმის დროს წარმოქმნილი თხევადი წყლის მასა ($\rho=1\,გ/სმ^3=1\,კგ/მ^3$) $S = 40\ კმ^2 = 40 \cdot 10^6 მ^2$; $V = S \cdot h$; $h - 36\ მმ = 0.036\ მ$; $V = 40 \cdot 10^6 \cdot 0.036 = 1.44 \cdot 10^6\ მ^3$; $m = 1.44 \cdot 10^9\ ტ = 1.44 \cdot 10^{12}\ გ$.

ცხადია წყლის მოლების რაოდენობა:

$$n = \frac{1.44 \cdot 10^{12}}{18} = 80 \cdot 10^9 მოლი\ H_2O.$$

ცხრილებიდან ვიგებთ, რომ

$$\Delta H^0_m(H_2O_{(ა)}) - \Delta H^?_m H_2O_{(თხ.)} = -44\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$$

ე.ი. გამოყოფილი ენერგია ტოლია $(80 \cdot 10^9 \cdot 44) კჯ = 3.52 \cdot 10^{12}\ კჯ$.

ბ) მიღებული ენერგია გადავიყვანოთ ტროტილის ექვივალენტებში: 1 ტ. ტროტილის დაწვისას გამოიყოფა $4000\ კჯ \cdot 1000 = 4 \cdot 10^6\ კჯ$ ენერგია. პროცესის ტროტილის ექვივალენტი ტოლია:

$$\frac{3.52 \cdot 10^{12}\ კჯ}{4 \cdot 10^6 კჯ \cdot ტ^{-1}} = 880 \cdot 10^3\ ტ$$

ე.ი. ქალაქში მოსული წვიმის ორთქლიდან წყლად ქცევის ენერგია 880 კ.ტ. ტროტილის ექვივალენტია, რაც 40-ჯერ და მეტად აღემატება ჰიროსიმაში ჩამოგდებული ატომური ბომბის მასას, მიხედვით, ამ შეძთხვევაში ენერგია წამებში გამოიყოფა და ეფექტიც დამანგრეველი იყო.

შეიძლება სხვა შედარებაც: ცნობილია, რომ $1 კჯ > 1 კვტ \cdot წმ$. კჯ $1 კვტ \cdot წმ$. შეიძლება ქიმიური ენერგია ელექტრულში გადავიყვანოთ: $3.52 \cdot 10^{12} კჯ = 3.52 \cdot 10^{12} კვტ \cdot წმ$. წელიწადში არის

$$3600_{წმ} \cdot 24_{სთ} \cdot 365_{დღე} = 31\,536000\ წმ = 31.536 \cdot 10^6\ წმ$$

ელექტროენერგიის ექვივალენტი იქნება:

$$\frac{3.52 \cdot 10^{12} კვტ \cdot წმ}{31.536 \cdot 10^6\ წმ} \approx 110 \cdot 10^3 კვტ \approx 110\ მეგავატი$$

ე.ი. ამ ენერგიას გამოიმუშავებს 110 მეგავატი სიმძლავრის ელექტროსადგური წელიწადში.

ამოცანა 4: განსაზღვრეთ: ა) ციკლოჰექსანის ელემენტებისაგან წარმოქმნის სტანდარტული სითბო $\Delta H^0_m(298K)$. ბ) როგორია 1 ბოლი ციკლოჰექსანის დაწვის სითბო: ბ.1) როდესაც წყალი ორთქლის მდგომარეობაშია და ბ.2) როდესაც სისტემა მოყვანილია სტანდარტულ პირობებში ($T = 298K$) ე.ი. წყალი თხევად მდგომარეობაშია.

ამოხსნა: ა) 1 მოლი ნივთიერების წარმოქმნის სტანდარტული სითბო (ენთალპია) ტოლია ნივთიერების შემადგენლობაში მყოფი ყველა ქიმიური ელემენტის ატომიზაციის ენერგიათა ჯამს $E_{(ატ.)}$ გამოკლებული ამ ნივთიერებებში არსებული ყველა ბმის ენერგიათა ჯამი $E_{(ბმ.)}$.

ციკლოჰექსანის ელემენტებისაგან წარმოქმნა შეიძლება ასე გამოვსახოთ:

$$6C + 12H = C_6H_{12}$$

შესაბამის ცხრილებში ვიპოვით საჭირო მონაცემებს: ნახშირბადის ატომიზაციის (აორთქლების) ენერგიაა $718\ кДж \cdot моль^{-1}$, წყალბადის ატომების ატომიზაციის (მოლეკულის დისოციაციის) ენერგია ტოლია $218\ кДж \cdot моль^{-1}$; რაც შეეხება ბმის ენერგიებს: ციკლოჰექსანში გვაქვს C–H (12) და C–C (6) ბმები; რომელთა ენერგიები შესაბამისად ტოლია $413\ кДж \cdot моль^{-1}$ და $348\ кДж \cdot моль^{-1}$. შესაბამისად:

$$\sum E_{(s)} = 6 \cdot 712\ кДж \cdot моль^{-1} + 12 \cdot 218\ кДж \cdot моль^{-1} = 6924\ кДж \cdot моль^{-1}$$

$$\sum E_{(в)} = 6 \cdot 348\ кДж \cdot моль^{-1} + 12 \cdot 413\ кДж \cdot моль^{-1} = 7044\ кДж \cdot моль^{-1}$$

უნდა აღინიშნოს, რომ ყველა ეს სიდიდე დადებითია.

$$\Delta H^0_m(298K) = E_{(s)} - E_{(в.)} = 6924 - 7044 = -120\ кДж \cdot моль^{-1}$$

(ვინაიდან 1 მოლ ნივთიერებაზე მოხდა ანგარიში). ე.ი. ეს პროცესი ეგზოთერმულია.

ბ.1) დავწეროთ 1 მოლი ციკლოჰექსანის დაწვის რეაქცია და ნივთიერებებს ქვემოთ მივუწეროთ შესაბამისი ცხრილებიდან ნივთიერებათა სტანდარტული მოლური ენთალპიები. ქიმიური რეაქციის სტანდარტული ენთალპია $\Delta H^0_m(298K)$ ტოლია პროდუქტების წარმოქმნის სტანდარტულ ენთალპიათა (სითბოთა) ჯამს $\Delta H^0_{m,ფ}$ გამოკლებული რეაგენტთა წარმოქმნის სტანდარტულ ენთალპიათა (სითბოთა) ჯამი $\Delta H^0_{m,რეაგ.}$. აუცილებლად უნდა მივუთითოთ ნივთიერებათა აგრეგატული მდგომარეობა:

$$C_6H_{12(s)} + 9O_{2(г)} \rightarrow 6CO_{2(г)} + 6H_2O_{(г)}$$

$$-120\ кДж \quad 0\ кДж \quad 6 \cdot (-395.5)\ кДж \quad 6 \cdot (-242)\ кДж$$

$$\Delta H^0_m = -(6 \cdot 395.5 + 6 \cdot 242)кДж - (-120)кДж = (-3825 + 120)кДж$$
$$= -3705\ кДж \cdot моль^{-1}$$

ბ.2) თუ წვის ენთალპიას წყლის ორთქლიდან თხევად მდგომარეობაში გადასვლის შემდეგ დავიანგარიშებთ, მაშინ დაგვჭირდება წყლის ფაზური გადასვლის ენთალპიის მოძებნა ცხრილში. წყლის ფაზური გადასვლის $H_2O_{(г)} - H_2O_{(თხ.)}$ სტანდარტული ენთალპია ტოლია

$$(-286)кДж - (-242)кДж = -44\ кДж \cdot моль^{-1}$$

შესაბამისად ციკლოჰექსანის წვის ენთალპია ამ შემთხვევაში იქნება:

$$\Delta H^0 = -3705\ кДж + 6(-44)кДж = -4089\ кДж \cdot моль^{-1}.$$

ენტროპია. გიბსის თავისუფალი ენერგია

ქიმიური რეაქციები იყოფა თავისთავად, ანუ დაწყების შემდეგ გარედან ჩარევის გარეშე და არათავისთავად – გარედან აუცილებელი ენერგიის მიმდინარე პროცესებად. თაყვანს ფიქრობდნენ, რომ ეკზოთერმული რეაქციები თავისთავადია, ენდოთერმული კი არათავისთავადი. მაგრამ, დადგინდა, რომ რიგი ქიმიური ენდოთერმული პროცესებისა (გვარჯილების წყალში გახსნა, სითხეების აორთქლება და ა.შ.) თავისთავადია, ხოლო ზოგიერთი ეკზოთერმული რეაქცია (ნაკერი ნახშირწყალბადების სინთეზი მარტივი ნივთიერებებიდან და სხვა) არათავისთავადი. გაჩნდა ეჭვი, რომ შინაგანი ენერგიისა და ენთალპიის გარდა, უნდა არსებობდნენ სისტემის მდგომარეობის სხვა თერმოდინამიკური ფუნქციები, რომლებიც მნიშვნელოვან როლს ასრულებენ რეაქციის თავისთავად მიმდინარეობის პირობების განსაზღვრაში.

ერთ-ერთ უმნიშვნელოვანეს დამატებით ფაქტორს ენტროპია (ბერძ. en-ში, trope-ცვლილება) ეწოდა. ენტროპია (S) ზოგადად უწესრიგობის (ქაოსურობის) საზომია. მათემატიკურად, ის ამყარებს კავშირს სისტემის მიერ მიღებულ ან გაცემულ სითბოსა (Q) და ტემპერატურას (T) შორის:

$$\Delta S = \frac{Q}{T} \qquad (1)$$

მისი განზომილებაა – $Ж \cdot K^{-1}$.

ენტროპიის ცვლილება $\Delta S = \frac{Q_{შეც.}}{T}$ სამართლიანია მხოლოდ შექცევად პირობებში, ე.ი. როდესაც სისტემა წონასწორობაშია გარემოსთან. თუ პროცესი შეუქცევადია, ანუ, სითბო მხოლოდ გაიცემა ან შეიწოვება სისტემის მიერ, მაშინ

$$\Delta S > \frac{Q_{შეც.}}{T} \qquad (2)$$

ვინაიდან, ენტროპია ძლიერ წარგებლობის საზომია, ადვილად წარმოსალგენია, რომ მისი ზრდა თან ახლავს მყარი ნივთიერებების ლღობასა და სუბლიმაციას, სითხეების აორთქლებას, მყარი და თხევადი ნივთიერებების გახსნას, მოლეკულაში ატომთა შორის ბმების შესუსტებას, ნივთიერების ქიმიური შემადგენლობის გართულებას, მასისა და მოცულობის ზრდას და ა.შ. ენტროპია მცირდება აღნიშნულის საწინააღმდეგო პროცესებში.

ენტროპიის ცნებასთან არის დაკავშირებული **თერმოდინამიკის მეორე კანონი**, რომელსაც მრავალგვარი განსაზღვრება აქვს, ნაგრამ არსი შეიძლება ამგვარად გადმოიცეს: ყველა თავისთავად მიმდინარე პროცესს თან ახლავს სისტემისა და მისი გარემოს ჯამური ენტროპიის უცილებელი ზრდა. ე.ი. ამ დროს ენტროპია მხოლოდ დადებითი სიდიდეა. ამგვარად: $\Delta S_{სრული} = \Delta S_{სისტემა} + \Delta S_{გარემო}$.

თერმოდინამიკის მესამე კანონი ეიუთვნება ქიმიური ნაერთების ენტროპიის მნიშვნელობას. ამ კანონის თანახმად: იდეალური ბროლის კრისტალის ენტროპია ტემპერატურათა აბსოლუტურ ნულზე (0K ანუ –273,15°C), ნულის ტოლია. ე.ი. ამ პირობებში შეწყვეტილია ყოველგვარი, მათ შორის რხევითი მოძრაობაც. შესაბამისად, ყველა ქიმიური ნივთიერების ენტროპია ნებისმიერ სხვა პირობებში დადებითი სიდიდეა.

რეაქციის თავისთავად მიმდინარეობის განმაპირობებელი მდგომარეობის კიდევ ერთი თერმოდინამიკური ფუნქციაა გიბსის (ამერიკელი უ. გიბსის შემოღებულია) თავისუფალი ენერგია (G). სრული ენტროპია მათემატიკურად ასე გამოისახება:

$$\Delta S_{სრ.} = \Delta S_{სისტ.} + \frac{Q}{T} \quad ან \quad \Delta S_{სრ.} = \Delta S_{სისტ.} - \frac{\Delta H}{T} \qquad (3)$$

სადაც, $-\frac{\Delta H}{T}$ არის გარემოს ენტროპიის ცვლილება.

თუ, ამ განტოლების ყველა წევრს გავამრავლებთ $(-T)$-ზე, მივიღებთ:

$$-T\Delta S_{სრ.} = -T\Delta S_{სისტ.} + \Delta H \quad \text{ან} \quad -T\Delta S_{სრ.} = \Delta H - T\Delta S_{სისტ.} \quad (4)$$

გიბსის თავისუფალი ენერგიის ცვლილება $\Delta G = -T\Delta S_{სრ.}$. საბოლოოდ, განტოლება ასეთ სახეს იღებს:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad (5)$$

სადაც, თერმოდინამიკური ფუნქციებია: $\Delta G, \Delta H$ და ΔS მკუთვნის სისტემას.

ადრე ავღნიშნეთ, რომ იზობარულ პროცესში $\Delta H = Q$, ხოლო თავის მხრივ, $Q = T\Delta H$. აქედან გამომდინარე შეიძლება რეაქციებისათვის ამ პირობებში:

$$\Delta G = T\Delta S - T\Delta S = 0; \quad \text{ანუ} \quad \Delta G = \Delta H - \Delta H = 0 \quad (6)$$

ე.ი. თავისუფალი ენერგია არ იცვლება, რაც წონასწორულ მდგომარეობას შეესაბამება.

შეუქცევადი რეაქციებისათვის, როგორც ვიცით, $\Delta S > \frac{\Delta H_{შეუქც.}}{T}$ ანუ $T\Delta S > \Delta H$ და შესაბამისად $\Delta H - T\Delta S < 0$; ე.ი. $\Delta G < 0$; (7)

საბოლოოდ, შეგვიძლია დავასკვნათ, რომ ნებისმიერ თავისთავად მიმდინარე რეაქციას იზობარულ იზოთერმულ პროცესში აუცილებლად ახლავს თან თავისუფალი ენერგიის (ΔG) შემცირება. წონასწორულად ითვლება მდგომარეობა, როდესაც $\Delta G = 0$, ე.ი. არ თავისუფალი ენერგიის ცვლილება.

თავისუფალი ენერგიის სიდიდე ისევე, როგორც სხვა თერმოდინამიკური ფუნქციები დამოკიდებულია ტემპერატურაზე. თუმცა, როგორც წესი ამ ფუნქციებს განიხილავენ სტანდარტულ პირობებში.

ჯიბსის წარმოქმნის მოლური თავისუფალი ენერგია ΔG^0_m სტანდარტულ პირობებში, ეწოდა მოლი ამ ნაცვლადების შესაბამისი მარტივი ნივთიერებებისაგან წარმოქმნის ენერგიის ტოლია და მისი განზომილება ისევე, როგორც, უნთალპია ტოლია მიღებულ პროდუქტებისა და რეაგენტების ჯამური სტანდარტული თავისუფალი ენერგიების სხვაობის:

$$\Delta G^0_m = (\sum \Delta G^0_{m(პროდ.)} - \sum \Delta G^0_{m(რეაგ.)}) \text{ჯ} \cdot \text{მოლი}^{-1} \quad (8)$$

თერმოდინამიკური, ანუ აბსოლუტური სტანდარტული ენტროპიის (S^0_m) მოლური განზომილებაა $\text{ჯ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{მოლი}^{-1}$. რეაქციაში ენტროპიის მოლური ცვლილება ასევე პროდუქტებისა და რეაგენტების ჯამური ენტროპიების ცვლილების ტოლია:

$$\Delta S^0_m = \sum \Delta S^0_{m(პროდ.)} - \sum \Delta S^0_{m(რეაგ.)} \quad (9)$$

განვიხილოთ წყლის სინთეზის მაგალითზე, ა) სისტემის ენტროპიის ცვლილება, ბ) სრული ენტროპიის ცვლილება სტანდარტულ პირობებში და გ) წყლის დაშლისათვის აუცილებელი საწყისი ტემპერატურა.

$$H_{2(გ)} + \frac{1}{2} O_{(გ)} \rightarrow H_2O_{(გ)}$$

ეს რეაქცია დაწერების შემდეგ თავისთავად მიმდინარეობს

ა) $\Delta S^0_{m(სისტ.)} = \Delta S^0_m(H_2O) - \Delta S^0_m(H_{2(გ)}) - \frac{1}{2}\Delta S^0_m(O_{2(გ)})$

ცხრილებიდან ჩაუსვათ შესაბამისი მნიშვნელობები;

$$\Delta S^0_{m(სისტ.)} = \left(189 - 131 - \frac{1}{2} \cdot 205\right) \text{ჯ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{მოლი}^{-1} = -44.5 \text{ ჯ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{მოლი}^{-1}$$

ენტროპიის შემცირების ერთ-ერთი მიზეზია აირისა მოცულობის შემცირება $(1 - 1.5 = -0.5)$ მოლი. მაგრამ, ამავე დროს რეაქცია ეგზოთერმულია, რაც ზრდის ენტროპიას. თერ-

თერმოდინამიკის მეორე კანონის თანახმად, თავისთავად მიმდინარე რეაქციაში უნდა მოხდეს ენტროპიის ჯამური ზრდა.

ბ) ენტროპიის ჯამური ცვლილების დასაანგარიშებლად იზობარულ პროცესში $\Delta S^0_{ჯამ.} = \Delta S^0_{სისტ.} - \Delta S^0_{გარ.}$ თავის მხრივ

$$\Delta S^0_{გარ.} = -\frac{\Delta H}{T}$$

აქედან, $\Delta S^0_{ჯამ.} = \left(-44.5\ ჯ \cdot K^{-1} \cdot მოლი^{-1}\right) - \left(\frac{-285.8\ კჯ \cdot მოლი^{-1}}{298K}\right) =$

$$-\left(-44.5 + \frac{285.8 \cdot 10^3}{298}\right) ჯ \cdot K^{-1} \cdot მოლი^{-1} = +914.5\ ჯ \cdot K^{-1} \cdot მოლი^{-1}$$

ე.ი. თერმოდინამიკის მეორე კანონი $\Delta S^0_{ჯამ.} > 0$ დაცულია.

როგორც ვხედავთ, წყლის სინთეზის რეაქცია სტანდარტულ პირობებში თავისთავადი რეაქციაა. ამასთან წყალი, 298K-ზე არ იშლება ე.ი. პროცესი შეუქცევადია.

გ) იმისათვის, რომ დავადგინოთ, რომელ ტემპერატურაზე დაიწყება იზობარულ პროცესში წყლის დაშლა, გავიხსენოთ:

$$\Delta S > \frac{Q_{შეცვლ.}}{T} \quad \text{ანუ} \quad \Delta S > \frac{\Delta H}{T}, \quad \text{აქედან} \quad T\Delta S > \Delta H, \quad T > \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

და შესაბამისად, $T > \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0}$; $\Delta H^0_{წარ.}(H_2O) = 285.8\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$, $\Delta S^0_{წარ} = 189\ ჯ \cdot K^{-1} \cdot მოლი^{-1}$

$$T > \frac{285.8\ კჯ \cdot მოლი^{-1}}{189\ ჯ \cdot K^{-1} \cdot მოლი^{-1}}$$

$$T > \frac{285.6 \cdot 10^3 ჯ \cdot მოლი^{-1}}{189\ ჯ \cdot K^{-1} \cdot მოლი^{-1}} > 1512K$$

ე.ი. წყლის დაშლა, რომ დაიწყოს აუცილებელია მინიმუმ 1512K ტემპერატურა. ეს პროცესი არათავისთავადია და დაშორდება სითბოს მუდმივი მიწოდება.

დადგენილია, რომ ΔG^0_{298}-ს კავშირი აქვს წონასწორობის მუდმივასთან:

$$\Delta G^0_{298} = -5.7\ lgK_{p(298)} = -5.7 lgK_c \qquad (10)$$

ე.ი. ეს დამოკიდებულება დაცულია როგორც აირად ფაზაში, ასევე ხსნარებში. ჩვენს მიერ განხილულ რეაქციაში $\Delta G^0_{298} = -228.8\ კჯ \cdot მოლი^{-1}$; ეს რეაქცია წავა თავისთავად მანამ, ვიდრე სისტემაში წონასწორობა არ დამყარდება.

ამ რეაქციის წონასწორობის მუდმივა

$$K_p = \frac{P(H_2O_{(ა)})}{P(H_{2(ა)}) \cdot P(O_{2(ა)})}$$

$(P(H_2O_{(ა)}), P(H_{2(ა)}), P(O_{2(ა)}) -$ პარციალური წნევებია.)

შეიძლება ვიანგარიშოთ (9) განტოლებიდან:

$$lgK_{p,298} = \frac{228.8}{5.7} = 40.1$$

საიდანაც $K_{p,298} = 10^{40.1} = 10^{40} \cdot 10^{0.1} = 1.35 \cdot 10^{40}$ ე.ი. 298K-ზე, წყლის ორთქლის პარციალური წნევა შეუდარებლად მეტია წყალბადისა და ჟანგბადის პარციალურ წნევებზე, რაც მოუთითებს, რომ ამ პირობებში ხდება წყალბადისა და ჟანგბადის სრული გარდაქმნა წყლად. თუ პროცესი სხვა პირობებში ტარდება, საჭიროა შესაბამისი გადაანგარიშებები (მონაცემები დაანგარიშებულია სტანდარტულ პირობებისათვის).

ენთალპიასა და თავისუფალ ენერგიასთან დაკავშირებული ექსპერიმენტული მონაცემები ძირითადად კალორიმეტრული წეთოდით მიიღება. თუმცა, შესაძლებელია ზოგიერთ შემთხვევაში სპექტროსკოპიისა და სხვა მეთოდების გამოყენება.

დამატება 7. გალვანური ელემენტის ემძ-ს გამოთვლა

გალვანური ელემენტის ემძ (ელექტრომამოძრავებელი ძალა, ძაბვა) გამოითვლება ფორმულით:

$$E_{\text{ელემ.}} = E_{(K)} - E_{(A)}$$

თვით ნახევარელემენტის ელექტროქიმიური პოტენციალი ნერნსტის განტოლების თანახმად არის:

$$E_{\text{ნ.ე.}} = E^0_{Me^{n+}_{(\text{ხს.})}/Me_{(\text{მყ.})}} + \frac{2.3RT}{nF}\lg C_{Me^{n+}} = \frac{0.059}{n}\lg C_{Me^{n+}} \approx \frac{0.06}{n}\lg C_{Me^{n+}}\ \text{ვ (ვოლტი)}$$

სადაც: $E^0_{Me^{n+}_{(\text{ხს.})}/Me_{(\text{მყ.})}}$ არის სტანდარტული ელექტროქიმიური პოტენციალი (ვ),

n – მეტალის მუხტი, C – მეტალის მარილის ხსნარის კონცენტრაცია (მოლი·ლ$^{-1}$),

R – აირთა მუდმივა; F – ფარადეის რიცხვი (96500 კულონი).

უნდა გვახსოვდეს, რომ კათოდის $E_{\text{ნ.ე.}}$-ს აკლდება ანოდის $E_{\text{ნ.ე.}}$ მიღებული რიცხვი თუ დადებითია, მაშინ რეაქცია თავისთავად მიდის, თუ უარყოფითია – მიდის თავისთავად, მხოლოდ საწინააღმდეგო მიმართულებით.

ამოცანა 1: განვსაზღვროთ დანიელის ელემენტის ემძ, რომელშიც 298K ტემპერატურაზე დამყარებულია წონასწორობა:

$Zn_{(\text{მყ.})} + Cu^{2+}_{(\text{ხს.})} \rightleftarrows Zn^{2+}_{(\text{ხს.})} + Cu_{(\text{მყ.})}$, ხოლო $C_{Zn^{2+}_{(\text{ხს.})}} = 0.01M$ და $C_{Cu^{2+}_{(\text{ხს.})}} = 0.001M$.

ჩაწეროთ სქემატურად ელემენტი:

$$Zn_{(\text{მყ.})}/Zn^{2+}_{(\text{ხს.})} \parallel Cu^{2+}_{(\text{ხს.})}/Cu_{(\text{მყ.})};$$

აგრეთვე მიმდინარე პროცესები:

$(A): Zn_{(\text{მყ.})} - 2e \rightleftarrows Zn^{2+}_{(\text{ხს.})};$

$(K): Cu^{2+}_{(\text{ხს.})} + 2e \rightleftarrows Cu_{(\text{მყ.})};$

მოვძებნოთ შესაბამის ცხრილში $E^0_{Cu^{2+}_{(\text{ხს.})}/Cu_{(\text{მყ.})}}$-სა და $E^0_{Zn^{2+}_{(\text{ხს.})}/Zn_{(\text{მყ.})}}$-ის მნიშვნელობები:

$E^0_{Cu^{2+}_{(\text{ხს.})}/Cu_{(\text{მყ.})}} = +0.34$ ვ; $E^0_{Zn^{2+}_{(\text{ხს.})}/Zn_{(\text{მყ.})}} = -0.76$ ვ.

ჩავსვათ ეს მნიშვნელობები ნერნსტის განტოლებაში:

$$E_{\text{ნ.ე.(K)}} = E^0_{Cu^{2+}_{(\text{ხს.})}/Cu_{(\text{მყ.})}} + \frac{0.06}{2}\lg 10^{-3} = [+0.34 + 0.03(-3)]_{\text{ვ}} = [+0.34 - 0.09]_{\text{ვ}} = +0.25_{\text{ვ}}$$

$$E_{\text{ნ.ე.(A)}} = E^0_{Zn^{2+}_{(\text{ხს.})}/Zn_{(\text{მყ.})}} + \frac{0.06}{2}\lg 10^{-2} = [-0.76 + 0.03(-2)]_{\text{ვ}} = [-0.76 - 0.06]_{\text{ვ}} = -0.82_{\text{ვ}}.$$

გამოვთვალოთ ელემენტის ემძ:

$$E_{\text{ელ.}} = E_{(K)} - E_{(A)} = 0.25_{\text{ვ}} - (-0.82)_{\text{ვ}} = 0.25_{\text{ვ}} + 0.82_{\text{ვ}} = 1.07_{\text{ვ}}$$

ამოცანა 2: გალვანური ელემენტის კათოდს წარმოადგენს $CuSO_4$-ის 0.1 M ხსნარში ჩაშვებული სპილენძის ფირფიტა, ხოლო ანოდს – $CuSO_4$-ის 0.001 M ხსნარში ჩაშვებული სპილენძის ფირფიტა. გამოვთვალოთ ასეთი გალვანური ელემენტის ემძ.

სქემატურად, კონცენტრაციული გალვანური ელემენტის ჩაწერისას მარცხნივ იწერება ნაკლები კონცენტრაციის ხსნარის შემცველი ნახევარელემენტი (ანოდი), მარჯვნივ იწერება მეტი კონცენტრაციის ხსნარის შემცველი ნახევარელემენტი (კათოდი).

$$\underset{\text{A}}{Cu_{(\text{ვყ.})}} \;\Big|\; \underset{0.001\ \text{M}}{CuSO_{4(\text{ხსნ.})}} \;\Big|\; \underset{0.1\ \text{M}}{CuSO_{4(\text{ხსნ.})}} \;\Big|\; \underset{\text{K}}{Cu_{(\text{ვყ.})}}$$

ასეთი ელემენტის, რომელსაც კონცენტრაციული ელემენტი ეწოდება, ემძ-ს გამოსათვლელად უნდა ვისარგებლოთ შემდეგი ფორმულით:

$$E_{(\text{კონც.ელ.})} = \frac{0.06}{n} \lg \frac{C_{Me^{n+}(K)}}{C_{Me^{n+}(A)}}$$

ამიტომ მივიღებთ:

$$E_{(\text{კონც.ელ.})} = \frac{0.06}{2} \lg \frac{0.1}{0.001} = 0.03 \cdot 2 = 0.06\ \text{ვ}.$$

დანართი 1. ნივთიერებების ტექნიკური სახელწოდებები

ალუმოზგელი, ლალი, საფირონი	Al_2O_3
ალუმინის შაბი	$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
ამონალი	NH_4NO_3 (72%) + Al ფხვნილი (25%) + ნახშირი (3%)
ამონიუმის შაბი	$NH_4Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
ამოფოსი	$NH_4H_2PO_4 + (NH_4)_2HPO_4$
ანჰიდრონი	$Mg(ClO_4)_2$
ავკასის ზეთი	H_2SO_4 (90,5 – 92,5%)
ბარიტი	$BaSO_4$
ბერთოლეს მარილი	$KClO_3$
ბერლინის ლაჟვარდი	$Fe_4[Fe(CN)_6]_3$
ბორაქსი	$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$
ბორდოს ხსნარი	$CuSO_4$(0,5 – 1,0%) + $Ca(OH)_2$(0,5 – 1,0%)
გამამხიარულებელი აირი	N_2O
გამომწვარი კირი	CaO
გამომწვარი მაგნეზია	MgO
გლაუბერის მარილი	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
გოგირდის ეთერი	$C_2H_5 - O - C_2H_5$
დიატომიტი	SiO_2
ელგაზი	SF_6
თაბაშირი	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
თეზაფი	HNO_3 (1 ნაწილი) + HCl (3 ნაწილი)
თეთრი დარიშხანი	As_2O_3
თეთრი პრეციპიტატი	$NH_2 \cdot HgCl$
თომასის წიდა	$4CaO \cdot P_2O_5$
თუთიის თეთრა	ZnO
თხევადი მინა	$K_2O \cdot nSiO_2$ ან $Na_2O \cdot nSiO_2$
ინდოეთის გვარვიწილა	KNO_3
კალის ზეთი	$SnCl_4$ (უწყლო)
კალომელი	Hg_2Cl_2
კალცინირებული სოდა	Na_2CO_3
კარბოლმჟავა	C_6H_5OH, ფენოლი
კარბორუნდი	SiC
კაუსტიკური სოდა	$NaOH$
კირიანი რძე	$Ca(OH)_2$-ის სუსპენზია წყალში
კრისტალური სოდა	$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
კრიოლიტი	$3NaF \cdot AlF_3$
ლაპისი	$AgNO_3$
ლუინ-გვარვიწილა	$(NH_4)_2SO_4 + NH_4NO_3$
ლითოპონი	$ZnS + BaSO_4$
მაგნეზიური (სორელის) ცემენტი	$2MgO + MgCl_2$
მავნეზიური კირი	$CaO + MgO$
მალაქიტი	$CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ ანუ $Cu_2(OH)_2CO_3$
მათეთრებელი კირი	$CaOCl_2$
მარტივი სუპერფოსფატი	$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O + 2CaSO_4$

მდნობი მჟავა	HF
მეტაბისულფატი	$Na_2S_2O_5$ ან $K_2S_2O_5$
მირაბილიტი	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
მორის მარილი	$FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$
მუმია	Fe_2O_3
მშრალი ყინული	CO_2 (ძყარი)
მწარე (ინგლისური) მარილი	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$
ნატროვანი კირი	$2CaO \cdot NaOH$
ნიშადური	NH_4OH
ნორვეგიის გვარიჭილა	$Ca(NO_3)_2$
ოლეუმი	$H_2SO_4 + nSO_3(18,5 - 60\% SO_3)$
პირიტი	FeS_2
პოტაში	K_2CO_3
პრეციპიტატი	$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$
ქაველის წყალი	KOCl-ის წყალხსნარი
რკინააამონიუმის შაბი	$Fe(NH_4)(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
რკინის მთრიმლავი	$Fe_2(SO_4)_3$
რკინის სურინჯი	Fe_3O_4
რკინის შაბი	$KFe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
სასაქმებელი ქვა	$KOOC - (CHOH)_2 - COO(SbO)$
სასმელი სოდა	$NaHCO_3$
სარეცხი სოდა	Na_2CO_3
სეგნეტის მარილი	$KOOC - (CHOH)_2 - COONa$
სილვინი	KCl
სილვინიტი	$NaCl \cdot KCl$
სილიკაგელი	SiO_2
სინგური	HgS
სისხლის ყვითელი მარილი	$K_4[Fe(CN)_6]$
სისხლის წითელი მარილი	$K_3[Fe(CN)_6]$
სპილენძის აკვასპი	$CuSO_4$
სტიბიუმის ზეთი	$SbCl_3$
სულემა	$HgCl_2$
სუფრის მარილი	NaCl
ტექსტონი	$NaClO_2$
ტიტანის თეთრა	TiO_2
ტყვიის მურდასანგი	PbO
ტყვიის თეთრა	$2PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$
ტყვიის სურინჯი	Pb_3O_4
ტყვიის შაქარი	$Pb(CH_3COO)_2$
ტყვიის ძმარი	$Pb(CH_3COO)OH$
ფორმალინი	ფორმალდეჰიდის წყალხსნარი
ფოსფორიტი	$Ca_3(PO_4)_2$
ქამელეონი (მინერალური)	$KMnO_4$
ქრომის შაბი	$KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
ღვინის სპირიტი	C_2H_5OH
ღვინის ქვის მჟავა	$HOOC(CHOH)_2COOH$

ყვითელი კრონი	$PbCrO_4$ ან $ZnCrO_4$
ყურძნის შაქარი	გლუკოზა $C_6H_{12}O_6$
ჩამქრალი კირი	$Ca(OH)_2$
ჩაუმქრალი კირი	CaO
ჩილეს გვარჯილა	$NaNO_3$
შაბიამანი	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$
ცარცი	$CaCO_3$
ხის სპირიტი	CH_3OH
ხის შაქარი	L-ქსილოზა
ჰიპოსულფატი	$Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$

დანართი 2. ელემენტების ელექტროუარყოფითობა (პოლინგის სკალა)

რიგობრივი ნომერი	ელემენტი	ელექტრო-უარყოფითობა
1	H	2.20
2	He	-
3	Li	0.98
4	Be	1.57
5	B	2.04
6	C	2.55
7	N	3.04
8	O	3.44
9	F	3.98
10	Ne	-
11	Na	0.93
12	Mg	1.31
13	Al	1.61
14	Si	1.90
15	P	2.19
16	S	2.58
17	Cl	3.16
18	Ar	-
19	K	0.82
20	Ca	1.00
21	Sc	1.36
22	Ti	1.54
23	V	1.63
24	Cr	1.66
25	Mn	1.55
26	Fe	1.83
27	Co	1.88
28	Ni	1.91
29	Cu	1.90
30	Zn	1.65
31	Ga	1.81
32	Ge	2.01
33	As	2.18
34	Se	2.55
35	Br	2.96
36	Kr	3.00
37	Rb	0.82
38	Sr	0.95
39	Y	1.22
40	Zr	1.33
41	Nb	1.6
42	Mo	2.16

რიგობრივი ნომერი	ელემენტი	ელექტრო-უარყოფითობა
43	Tc	1.9
44	Ru	2.2
45	Rh	2.28
46	Pd	2.20
47	Ag	1.93
48	Cd	1.69
49	In	1.78
50	Sn	1.96
51	Sb	2.05
52	Te	2.1
53	I	2.66
54	Xe	2.6
55	Cs	0.79
56	Ba	0.89
57	La	1.10
58	Ce	1.12
59	Pr	1.13
60	Nd	1.14
61	Pm	-
62	Sm	1.17
63	Eu	-
64	Gd	1.20
65	Tb	-
66	Dy	1.22
67	Ho	1.23
68	Er	1.24
69	Tm	1.25
70	Yb	-
71	Lu	1.27
72	Hf	1.3
73	Ta	1.5
74	W	2.36
75	Re	1.9
76	Os	2.2
77	Ir	2.20
78	Pt	2.28
79	Au	2.54
80	Hg	2.00
81	Tl	1.62
82	Pb	2.33
83	Bi	2.02
84	Po	2.0

რიგობრივი ნომერი	ელემენტი	ელექტრო-უარყოფითობა
85	At	2.2
86	Rn	-
87	Fr	0.7
88	Ra	0.9
89	Ac	1.1
90	Th	1.3
91	Pa	1.5
92	U	1.38
93	Np	1.36
94	Pu	1.28
95	Am	1.3
96	Cm	1.3
97	Bk	1.3
98	Cf	1.3
99	Es	1.3
100	Fm	1.3
101	Md	1.3
102	No	1.3

დანართი 3. ელექტროდული პოტენციალები

ელექტროდზე მიმდინარე აღდგენის ნახევარრეაქცია	აღდგენის სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალი (E^0), ვოლტი
$F_2 + 2\bar{e} \rightleftarrows 2F^-$	+2.870
$Au^+ + 1\bar{e} \rightleftarrows Au^0$	+1.830
$Cl_2 + 2\bar{e} \rightleftarrows 2Cl^-$	+1.360
$Pt^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Pt^0$	+1.188
$Br_2 + 2\bar{e} \rightleftarrows 2Br^-$	+1.066
$Hg^{2+} + 2e \rightleftarrows Hg^0$	+0.851
$Ag^+ + 1\bar{e} \rightleftarrows Ag^0$	+0.799
$I_2 + 2\bar{e} \rightleftarrows 2I^-$	+0.540
$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Cu^0$	−0.340
$NO_3^- + 4H^- + 2\bar{e} \rightleftarrows NO + 2H_2O$	+0.096
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2\bar{e} \rightleftarrows SO_2 + 2H_2O$	+0.020
$2H^+ + 2e \rightleftarrows H_2^0$	0.000
$Pb^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Pb^0$	−0.126
$Sn^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Sn^0$	−0.136
$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Ni^0$	−0.234
$Fe^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Fe^0$	−0.441
$S^0 + 2\bar{e} \rightleftarrows S^{2-}$	−0.508
$Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Zn^0$	−0.744
$Cr^{3+} + 3\bar{e} \rightleftarrows Cr^0$	−0.763
$Mn^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Mn^0$	−1.185
$Al^{3+} + 3\bar{e} \rightleftarrows Al^0$	−1.660
$Mg^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Mg^0$	−2.372
$Na^- + 1\bar{e} \rightleftarrows Na^0$	−2.711
$Ca^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Ca^0$	−2.868
$Sr^{2-} + 2\bar{e} \rightleftarrows Sr^0$	−2.899
$Ba^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Ba^0$	−2.912
$K^- + 1\bar{e} \rightleftarrows K^0$	−2.931
$Rb^+ + 1\bar{e} \rightleftarrows Rb^0$	−2.980
$Cs^+ + 1\bar{e} \rightleftarrows Cs^0$	−3.026
$Li^+ + 1e \rightleftarrows Li^0$	−3.040

დანართი 4. სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალები

კატიონი/მეტალი	E°, ვოლტი
Li^+/Li	−3.045
K^+/K	−2.924
Cs^+/Cs	−2.923
Ba^{2+}/Ba	−2.905
Ca^{2+}/Ca	−2.864
Na^+/Na	−2.711
Mg^{2+}/Mg	−2.370
Al^{3+}/Al	−1.700
Mn^{2+}/Mn	−1.192
Cr^{3+}/Cr	−0.852
Zn^{2+}/Zn	−0.763
Fe^{2+}/Fe	−0.447
Co^{2+}/Co	−0.277
Ni^{2+}/Ni	−0.234
Sn^{2+}/Sn	−0.141
Pb^{2+}/Pb	−0.126
$2H^+/H_2$	0
Cu^{2+}/Cu	+0.338
Ag^+/Ag	+0.799
Hg^{2+}/Hg	+0.852
Pt^{2+}/Pt	+1.200
Au^{3+}/Au	+1.500

დანართი 5. ზოგიერთი მჟავას დისოციაციის კონსტანტა 25°C-ზე

მჟავა	ანიონი	$K_{დ1}$	$K_{დ2}$	$K_{დ3}$
$HClO_4$	ClO_4^-	$\approx 10^8$		
$HClO_3$	ClO_3^-	$\approx 10^3$		
HNO_3	NO_3^-	$2.7 \cdot 10^1$		
HI	I^-	$\approx 10^{11}$		
HBr	Br^-	$\approx 10^9$		
HCl	Cl^-	$\approx 10^7$		
H_2SO_4	HSO_4^-	$1 \cdot 10^3$		
	SO_4^{2-}		$1.2 \cdot 10^{-2}$	
H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	$7.52 \cdot 10^{-3}$		
	HPO_4^{2-}		$6.34 \cdot 10^{-8}$	
	PO_4^{3-}			$2.2 \cdot 10^{-13}$
H_2SO_3	HSO_3^-	$1.5 \cdot 10^{-2}$		
	SO_3^{2-}		$1 \cdot 10^{-8}$	
H_2CO_3	HCO_3^-	$4.3 \cdot 10^{-7}$		
	CO_3^{2-}		$5.61 \cdot 10^{-11}$	
H_2S	HS	$9 \cdot 10^{-8}$		
	S^{2-}		$1.1 \cdot 10^{-13}$	
H_3PO_3	$H_2PO_3^-$	$1.6 \cdot 10^{-3}$		
	HPO_3^{2-}		$6.3 \cdot 10^{-7}$	
HClO	ClO^-	$5 \cdot 10^{-8}$		
HF	F^-	$6.67 \cdot 10^{-4}$		

სარჩევი

ნაწილი I. ზოგადი ქიმიის საფუძვლები 3

1.1 ქიმიის ძირითადი ცნებები 3

1.1.1 ატომურ-მოლეკულური მოძღვრება 5

1.1.2 ატომი და ქიმიური ელემენტი 5

1.1.3 წარტივი ნივთიერებები: მეტალები და არამეტალები 7

1.1.4 ფარდობითი ატომური და მოლეკულური მასები 8

მოლი — ნივთიერების რაოდენობის საზომი 9

ნაერთში ელემენტების მასური წილი 11

1.1.5 მასის მუდმივობის კანონი 11

1.1.6 შედგენილობის მუდმივობის კანონი 12

1.1.7 ავოგადროს კანონი 13

1.1.8 ცნება ვალენტობის შესახებ 17

1.2 ელემენტთა პერიოდულობის კანონი და პერიოდული სისტემა 20

1.2.1 ელემენტთა პერიოდულობის კანონის აღმოჩენა 20

1.2.2 ქიმიურ ელემენტთა პერიოდული სისტემა 21

1.2.3 ელემენტთა პერიოდულობის კანონის მნიშვნელობა 23

1.3 ატომის აღნაგობა 25

1.3.1 ატომბირთვის აღნაგობა 27

ბუნებრივი რადიონუკლიდები 30

ბირთვული რეაქციები 31

მასის დეფექტი ბირთვულ რეაქციებში 31

1.3.2 ელექტრონული შრეების აღნაგობა 33

1.3.3 პერიოდული სისტემა და ატომის აღნაგობა 42

1.4 ქიმიური ბმის ტიპები 47

1.4.1 იონური ბმა 47

1.4.2 კოვალენტური ბმა 48

ატომური ორბიტალების ჰიბრიდიზაცია 52

1.4.3 იონური და კოვალენტური ბმების თვისებები 54

1.4.4 კოვალენტური ბმის წარმოქმნა დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით 57

1.4.5 მეტალური ბმა 58

1.4.6 წყალბადური ბმა 59

1.4.7 მოლეკულათაშორისი ურთიერთმიზიდულობის ძალები 61

1.4.8 ვალენტობა ატომის აღნაგობის თვალსაზრისით 62

1.4.9 ჯანგვის ხარისხი 66

1.5 რთული ნივთიერებები 69

1.5.1 ოქსიდები 69

ოქსიდების ნომენკლატურა 69

ოქსიდების მიღების ხერხები 70

ოქსიდების თვისებები 71

მჟავური ოქსიდები 71

ფუძე ოქსიდები 72

ამფოტერული ოქსიდები 73

პეროქსიდები და სუპეროქსიდები 74

1.5.2 ფუძეები 75

ფუძეების მიღება 75
ფუძეების თვისებები 76
ამფოტერული ფუძეები 77
1.5.3 მჟავები 79
მჟავების ნომენკლატურა 79
მჟავების მიღება 82
მჟავების თვისებები 82
1.5.4 მარილები 86
მარილების ნომენკლატურა 88
მარილების მიღების ხერხები 89
მარილების თვისებები 90
1.5.5 კომპლექსური ნაერთები 91
1.6 ქიმიური რეაქციების კლასიფიკაცია 94
1.6.2 ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები 96
ჟანგვა-აღდგენის რეაქციის ტოლობის შედგენა 98
ჟანგვა-აღდგენის რეაქციების კლასიფიკაცია 102
აღდგენის სტანდარტული პოტენციალი 103
გალვანური ელემენტი 104
1.7 დისპერსიული სისტემები 107
1.7.1 ხსნარები 108
გახსნის პროცესი 108
ხსნადობის კოეფიციენტი 110
ხსნარის კონცენტრაცია 112
1.8 ელექტროლიტური დისოციაციის თეორია 114
1.8.1 მჟავების ელექტროლიტური დისოციაცია 115
1.8.2 ტუტეების ელექტროლიტური დისოციაცია 117
1.8.3 მარილების ელექტროლიტური დისოციაცია 117
1.8.4 დისოციაციის ხარისხი 118
ძლიერი და სუსტი ელექტროლიტები 119
1.8.5 წყლის დისოციაცია და წყალბადის მაჩვენებელი 122
1.8.6 ბუფერული ხსნარები 123
1.8.7 იონური რეაქციები 124
1.8.8 ჰიდროლიზი 126
1.8.9 ელექტროლიზი 130
ელექტროლიტის წყალხსნარის ელექტროლიზის იონური თეორია 132
ელექტროლიზის როლი წარმოებაში 135
ფარადეის კანონები 137
1.9 ქიმიური კინეტიკა 139
1.9.1 ქიმიური რეაქციის სიჩქარე 139
რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება მორეაგირე ნივთიერებების კონცენტრაციაზე 141
ქიმიური რეაქციის რიგი 143
ტემპერატურის გავლენა რეაქციის სიჩქარეზე 145
აქტივაციის ენერგია 146
რეაქციის სიჩქარის დამოკიდებულება კატალიზატორზე 148
კატალიზური შხამები 152
1.9.2 შექცევადი რეაქციები და ქიმიური წონასწორობა 152

ქიმიური წონასწორობის გადაზრა. ლე შატელიეს პრინციპი 154
ნაწილი II. არაორგანული ქიმია 157
2.1 წყალბადი 157
წყალბადის მიღების ხერხები 157
2.1.1 წყალბადის ჟანგბადნაერთები 158
წყალი 160
წყალბადის პეროქსიდი 160
2.2 VII ჯგუფის ელემენტები 163
ზოგადი დახასიათება 165
2.2.1 ქლორი 165
ქლორწყალბადი 166
ქლორის ჟანგბადნაერთები 170
2.2.2 ფთორი 172
ფთორწყალბადი 174
2.2.3 ბრომი 176
2.2.4 იოდი 176
2.3 VI ჯგუფის ელემენტები 177
ზოგადი დახასიათება 180
2.3.1 ჟანგბადი 180
ოზონი 180
2.3.2 გოგირდი 184
გოგირდწყალბადი 187
გოგირდის ოქსიდები 190
გოგირდის დიოქსიდი 192
გოგირდოვანი მჟავა და მისი მარილები 192
გოგირდის ტრიოქსიდი 194
გოგირდმჟავა 195
2.4 V ჯგუფის ელემენტები 196
ზოგადი დახასიათება 199
2.4.1 აზოტი 199
ამიაკი 199
აზოტის ოქსიდები 202
აზოტმჟავა 206
2.4.2 ფოსფორი 208
ფოსფინი 212
ფოსფორის ოქსიდები და მჟავები 215
ძნელადლღობადი სასუქები 215
2.5 IV ჯგუფის ელემენტები 218
ზოგადი დახასიათება 220
2.5.1 ნახშირბადი 220
ნახშირბადი(II)-ის ოქსიდი 221
ნახშირბადი(IV)-ის ოქსიდი (ნახშირბადის დიოქსიდი) 224
ნახშირმჟავა და მისი მარილები 226
2.5.2 სილიციუმი 228
სილიკატები 229
231

სილიციუმის ჟანგბადნაერთები 231
სილიციუმის მყავა 232
სილიკატური მრეწველობა 233
2.6 მეტალები 235
ზოგადი დახასიათება 235
მეტალების კლასიფიკაცია და სტრუქტურა 237
ქიმიური ბმის ტიპი მეტალის კრისტალურ სტრუქტურაში 239
მეტალების ქიმიური თვისებები 240
სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების მწკრივი 241
ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივი 243
მეტალების მიღების ზერხი 244
შენადნობები 246
მეტალების კოროზია 247
2.7 IA ჯგუფის ელემენტები 251
ზოგადი დახასიათება 251
2.7.1 ნატრიუმი და კალიუმი 252
ნატრიუმისა და კალიუმის ნაერთები 254
2.8 IIA ჯგუფის ელემენტები 257
ზოგადი დახასიათება 257
2.8.1 კალციუმი 258
კალციუმის ნაერთები 259
II ჯგუფის მეტალების მნიშვნელობა ბიოლოგიაში 260
2.8.2 წყლის სიხისტე 261
2.9 IIIA ჯგუფის მეტალები 263
ზოგადი დახასიათება 263
2.9.1 ალუმინი 263
ალუმინის ნაერთები 266
2.10 თანაური (B) ჯგუფების ელემენტები 267
2.10.1 მანგანუმი 267
მანგანუმის ნაერთები 268
2.10.2 რკინა 270
რკინის ნაერთები 273
თუჯის წარმოება 275
ფოლადის წარმოება 277
2.10.3 d-ელემენტების მნიშვნელობა ბიოლოგიაში 279

ნაწილი III. ორგანული ქიმია 281

3.1 ორგანული ქიმიის შესავალი 281
3.1.1 ქიმიური აღნაგობის თეორია 282
3.1.2 მოლეკულის ელექტრონული აღნაგობა 284
ქიმიური ბმის ტიპები ორგანულ ნაერთებში 284
კოვალენტური ბმის პოლარიზაცია 288
3.1.3 ორგანულ რეაქციათა კლასიფიკაცია 293
3.1.4 ორგანულ ნივთიერებათა კლასიფიკაცია 295
3.2 ნახშირწყალბადები 298
3.2.1 ალკანები 298

ჰომოლოგიური რიგი. იზომერია და ნომენკლატურა 298
ალკანების აღნაგობა 300
ალკანების მიღების ხერხები 301
ალკანების თვისებები 303
3.2.2 ალკენები 307
ჰომოლოგიური რიგი. იზომერია და ნომენკლატურა 307
ალკენების მიღება 309
ალკენების თვისებები 309
3.2.3 ალკინები 314
ჰომოლოგიური რიგი. იზომერია და ნომენკლატურა 314
ალკინების მიღების ხერხები 315
ალკინების თვისებები 315
3.2.4 ალკადიენები 319
1,3-დიენების მიღების ხერხები 320
დივინილია და იზოპრენის თვისებები 321
დიენების გამოყენება 323
3.2.5 ციკლოალკანები 325
მიღების ხერხები 327
ქიმიური თვისებები 327
ციკლების დაჭიმულობა 329
კონფორმაციული ანალიზის საფუძვლები 330
3.2.6 არომატული ნახშირწყალბადები 332
იზომერია და ნომენკლატურა 334
არომატული ნახშირწყალბადების თვისებები 336
3.2.7 ჰეტეროციკლური ნაერთები 340
3.3 ნახშირწყალბადების ბუნებრივი წყაროები 343
3.3.1 ნავთობი 343
ნავთობპროდუქტების ქიმიური გადამუშავება 345
3.3.2 ქვანახშირი 347
ქვანახშირის გადამუშავება 348
3.4 ნახშირწყალბადების ჰიდროქსილნაწარმები 349
3.4.1 ალკანების ჰიდროქსილნაწარმები 349
3.4.2 ორატომიანი სპირტები 355
3.4.3 სამატომიანი სპირტები 356
3.4.4 ფენოლები 357
3.5 ალდეჰიდები და კეტონები ანუ კარბონილნაერთები 360
ჰომოლოგიური რიგი და ნომენკლატურა 360
კარბონილნაერთების მიღების ხერხები 361
კარბონილნაერთების თვისებები 362
3.6 კარბონმჟავები 366
3.6.1 ნაჯერი ერთფუძიანი მჟავები 366
ჰომოლოგიური რიგი და ნომენკლატურა 367
კარბონმჟავების მიღების ხერხები 367
კარბონმჟავების თვისებები 368
3.6.2 უჯერი კარბონმჟავები 371
3.7 რთული ეთერები ანუ ესტერები 372

3.7.1 ცხიმები 373
3.8 ნახშირწყლები 376
3.8.1 მონოსაქარიდები 376
გლუკოზა 377
ფრუქტოზა 379
პენტოზები 380
3.8.2 დისაქარიდები 380
3.8.3 პოლისაქარიდები 382
სახამებელი 382
ცელულოზა 383
3.9 ამინები 386
3.9.1 ნაკლერი ამინები 386
ნომენკლატურა 386
ამინების მიღება 386
ამინების თვისებები 387
3.9.2 არომატული ამინები 388
3.10 ამინომჟავები 391
3.10.1 ერთფუძიანი ნაკლერი ამინომჟავები 391
ოპტიკური იზომერია 393
ამინომჟავების მიღება 395
ამინომჟავების თვისებები 395
პოლიპეპტიდები 397
3.11 მაღალმოლეკულური ნაერთები 398
3.11.1 პოლიმერების ზოგადი თვისებები 398
3.11.2 სინთეზური პოლიმერების მიღების ხერხები 400
პოლიმერიზაცია 400
პოლიკონდენსაცია 401
3.11.3 ცილები 402
ცილების ქიმიური სინთეზი 404
3.11.4 ნუკლეინის მჟავები 405
3.11.5 სინთეზური პოლიმერები 408
პოლიეთილენი 408
პოლიპროპილენი 408
პოლისტიროლი 409
პოლიტეტრაფტორეთილენი 409
ფენოლფორმალდეჰიდური ფისი 410
კაუჩუკი 410
ბოჭკოები 411

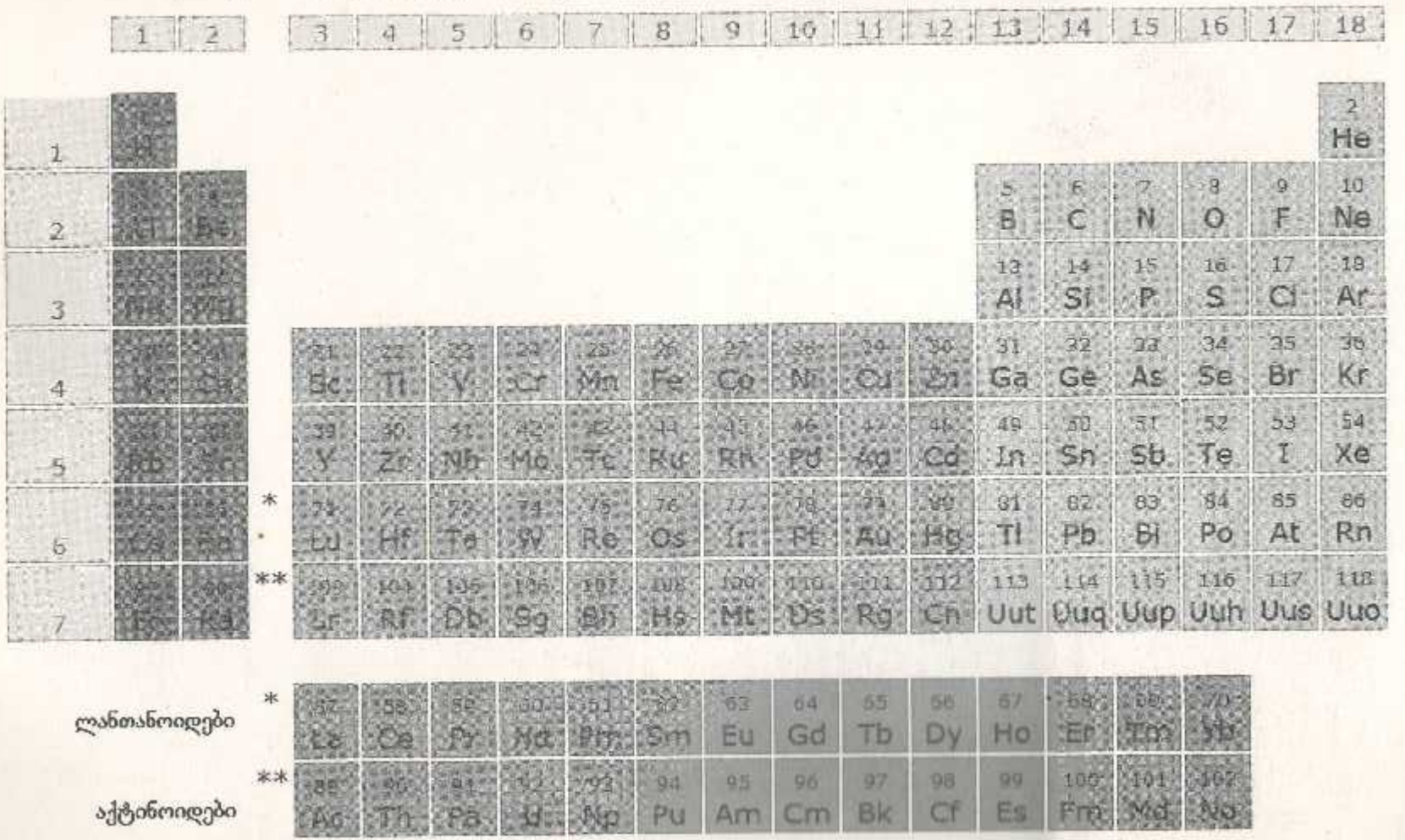
დამატება 1. ნივთიერებათა დაყოფისა და ანალიზის მეთოდები 413

1.1 ნარევების დაყოფა 413
ნივთიერების სისუფთავის დადგენა 418
1.2 ანალიზური ქიმიის საკითხები 420
თვისებითი ანალიზი 420
რაოდენობითი ანალიზი 425

დამატება 2. იუპაკ-ის ნომენკლატურის პრინციპები 429

დამატება 3. ქიმიკოსისათვის საჭირო მათემატიკური მოქმედებები **432**
რიცხვების წარმოდგენა სტანდარტული სახით 432
რიცხვების წარმოდგენა ღეროვარითმის საშუალებით 433
მონაცემების გრაფიკული გამოსახვა 434
დამატება 4. აბსოლუტური და ფარდობითი ატომური და მოლეკულური მასები **436**
დამატება 5. მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი **438**
პოლარული და ჰეტეროპოლარული მ(ე)ების წარმოქმნა ორატომიან მოლეკულებში ... 442
დიპოლური მომენტი და მ(ე)ის პოლარობის ხარისხი 453
დიამაგნეტიზმი და პარამაგნეტიზმი 453
დამატება 6. თერმოდინამიკა და თერმოქიმია **454**
თერმოდინამიკული ცნებები 454
ქიმიური თერმოდინამიკა 454
თერმოდინამიკის პირველი კანონი 456
თერმოქიმიური კანონები 457
ქიმიური ნაერთების წარმოქმნის სითბო 458
დაწვის სითბო 461
ენტროპია. გიბსის თავისუფალი ენერგია 465
დამატება 7. გალვანური ელემენტის ემძ-ს გამოთვლა **468**
დანართი 1. ნივთიერებების ტექნიკური სახელწოდებები 470
დანართი 2. ელემენტების ელექტროუარყოფითობა (პოლინგის სკალა) 473
დანართი 3. ელექტროდული პოტენციალები 475
დანართი 4. სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალები 476
დანართი 5. ზოგიერთი მჟავას დისოციაციის კონსტანტა 25°C-ზე 477
სარჩევი 478

ქიმიური ელემენტების პერიოდული სისტემა (გრძელი ვარიანტი)



ISBN 978-9941-16-198-8