

**AZƏRBAYCAN TEXNİKİ UNİVERSİTETİNİN  
NƏZDİNDƏ BAKI TEXNİKİ KOLLECI**

**“ÜMUMİ KİMYANIN ƏSASLARI  
“fənnindən mühazirələr**

Orta ixtisas təhsili  
müəssisələrində  
fənnin tədrisi üçün  
nəzərdə tutulub

Müəllim:  
Qasımova Səbinə  
Rzabəy qızı

**Bakı 2023**

## MÜNDƏRİCAT

<b>Kimyanın mövzusu, əsas anlayışları.....</b>	<b>2</b>
<b>Kimyanın əsas qanunları.....</b>	<b>3</b>
<b>Atomun quruluşu və tərkibi.....</b>	<b>4</b>
<b>Dövri qanun və dövri sistem.....</b>	<b>6</b>
<b>Kimyəvi rabitələr.....</b>	<b>7</b>
<b>Kimyəvi reaksiyaların istilik effekti .....</b>	<b>9</b>
<b>Kimyəvi kinetika .....</b>	<b>10</b>
<b>Kimyəvi tarazlıq .....</b>	<b>11</b>
<b>Məhlullar.....</b>	<b>12</b>
<b>Elektrolitik məhlullarda gedən reaksiyalar.....</b>	<b>13</b>
<b>Duzların hidrolizi .....</b>	<b>14</b>
<b>Oksidləşmə reduksiya reaksiyaları.....</b>	<b>14</b>
<b>Elektroliz .....</b>	<b>17</b>
<b>Metalların ümumi xassələri.....</b>	<b>18</b>
<b>Metalların korroziyası. ....</b>	<b>20</b>
<b>I qrupun s-elementləri. Hidrogen .....</b>	<b>20</b>
<b>I qrupun s-elementləri. Qələvi metallar.....</b>	<b>22</b>
<b>II A yarımqrup elementləri .....</b>	<b>23</b>
<b>Suyun codluğu. ....</b>	<b>24</b>
<b>III A yarımqrup elementləri .Alüminium.....</b>	<b>25</b>
<b>IV qrupun p – elementləri. Karbon.....</b>	<b>26</b>
<b>IV qrupun p – elementləri. Silisium .....</b>	<b>28</b>
<b>V qrupun p – elementləri. Azot.....</b>	<b>29</b>
<b>V qrupun p – elementləri. Fosfor.....</b>	<b>30</b>
<b>VI A yarımqrup elementləri. Kükürd.....</b>	<b>32</b>
<b>VI A yarımqrup elementləri ,Oksigen.....</b>	<b>34</b>
<b>VII A yarımqrup elementləri. Halogenlər. ....</b>	<b>35</b>
<b>Dövri sistemin B yarımqrup elementləri. ....</b>	<b>37</b>

# Kimyanın mövzusu, əsas anlayışları

## Kimya nədir?

Kimya öncə təbiətşünaslıq elmlərindən biridir. Kimya maddələrin tərkibini, xassələrini, quruluşunu və çevrilmələrini öyrənir.

Kimyanın yaranması və inkişaf tarixi çox qədim olub, ərəb ölkələri: Misir, Çin, Hindistan, Yunanıstanla bağlıdır.

Kimya sözünün əmələ gəlməsi haqqında müxtəlif fikirlər irəli sürülür. Eramızdan 100 il əvvəl yunan tarixçisi Plutarxın fikrincə kimya “kemia” sözündən əmələ gəlmişdir, bu da qədim Misirin adıdır. Belə də güman edilir ki, kimya yunanca tökmə metal mənasını verən “kima” sözündən yaranmışdır.

Ərəblər 641-ci ildə Misiri, 711-ci ildə isə İspaniyanı işğal etdikdən sonra kimya haqqında biliklər Avropaya yayılmağa başladı. Ona görə də bu dövr kimyanın dirçəliş dövrü adlandırıldı. Onlar Kimya sözünün önünə “əl” şəkilçisi əlavə etməklə kimyanı özlərinin ki etdiklər və əlkimya adlandırdılar.

## Kimyanın əsas anlayışları

Kimyəvi element, bəsit və mürəkkəb maddə, saf maddə və qarışıqlar, allotropiya, atom, molekul, nisbi atom və nisbi molekul kütlələri, kimyəvi işarə və formul, kimyəvi element, kimyəvi tənlik, valentlik və s.

**Maddə**- Cisimləri təşkil edir, molekulardan, atomlardan və ya ionlardan təşkil olunub. Molekul-maddənin xassələrini özündə saxlayan ən kiçik hissəcikdir, başqa sözlə maddə nədən ibarətdirsə ona molekul deyilir. Molekullar kimyəvi reaksiya zamanı atomlara parçalanır.

**Saf maddə** - Sabit fiziki xassəli maddələrə deyilir.

**Qarışıqlar**- İki və daha artıq saf maddələrdən ibarətdir.

**Bəsit maddələr** – Eyni element atomlarından ibarətdir. ( $O_2, O_3, N_2, P, S$  və s)

**Mürəkkəb maddələr**- Müxtəlif növ elementlərdən ibarətdir. ( $H_2O, H_2SO_4, CO$  və s)

**Atom**- kimyəvi elementin xassəsini özündə saxlayan ən kiçik hissəcikdir. Atomlar kimyəvi reaksiya zamanı parçalanmır.

**Molekul**- Molekulyar quruluşlu maddələrin bütün xassələrini özündə saxlayan ən kiçik hissəcikdir.

**Kimyəvi element.** Nüvəsinin müsbət yükü, eyni olan atom növüdür. Nüvənin yükünün qiyməti elementin dövrü sistemdəki sıra nömrəsinə uyğun gəldiyindən, kimyəvi elementə belə tərif də vermək olar:

Elementlər şərti olaraq metallara və qeyri-metallara bölünür. Bu bölgünü ilk dəfə İsveç alimi Bertselius 1814-cü ildə irəli sürmüşdür. Mühtədən asılı olaraq bəzi elementlər amfoter (ikili) xassələr göstərdiyindən onlara amfoter elementlər deyilir.

Elementlər yer qabığında müxtəlif miqdarla yayılmışlar. Ən geniş yayılmış qeyrimetallar- oksigen (49,1 %), silisium (27 %), metallardan isə alüminium (7,59 %) və dəmir (4,28 %).

**Kimyəvi formul** – Maddə tərkibinin kimyəvi işarələr və indekslərdən istifadə etməklə şərti yazılışdır.

**Allotropiya**- Eyni bir elementin müxtəlif bəsit maddələr əmələ gəlməsinə allotropiya, əmələ gəlmiş bəsit maddələrə isə allotropiya şəkidəyişmələri deyilir.

Məs: oksigenin 2 allotropik dəyişməsi ( $O_2$ -oksigen,  $O_3$ -ozon), fosforun 3 allotropik dəyişməsi ( $P_4$ -ağ,  $P_N$ -qara,  $P_N$ -qırmızı), karbonun 4 allotropik dəyişməsi (almaz, qrafit, fulleren, karbin), kükürün 2 allotropik dəyişməsi (plastik kükürd, kristal kükürd)

**Nisbi atom kütləsi** – Nisbi atom kütləsi Ar ilə işarə olunur. Nisbi atom kütləsini hesablamaq üçün karbonun  $^{12}C$ - izotopunun 1/12-dən istifadə edilir.

$$a.k.v=1,66 \cdot 10^{-24}$$

Elementin nisbi atom kütləsinin onun atom kütləsinin atom kütlə vahidinə (a.k.v) olan nisbətidir.

$$A_r = \frac{m_a(EI)}{a.k.v}$$

**Nisbi molekul kütləsi**- Nisbi molekul kütləsi  $M_r$  ilə işarə olunur. Elementin nisbi molekul kütləsinin onun atom kütləsinin atom kütlə vahidinə (a.k.v) olan nisbətidir.

$$M_r = \frac{m_M(EI)}{a.k.v}$$

**Valentlik** – Kimyəvi element atomunun özünə müəyyən sayda digər element atomlarını birləşdirmək qabiliyyətinə deyilir. Sabit və dəyişkən olur.

Sabit valentlilər-H, Li, Na, Al, Ca, Ba, F və s

Dəyişkən valentlilər-Cu, N, P, S, Cl, Br və s

Maddələri bir-birindən fərqləndirən və onlar arasındakı oxşarlığı müəyyən edən əlamətlərə **xassə** deyilir.

Maddələrin xassələri	
Fiziki xassələri	Kimyəvi xassələri
Maddələrin rəngi, iy, dadı, aqreqat halı, ərimə və qaynama temperaturu, sıxlığı, istilik və elektrik keçiriciliyi, suda həll olunma qabiliyyəti və s.	Maddələrin başqa maddələrlə qarşılıqlı təsiri və xarici təsirlər nəticəsində dəyişməsi

## Kimyanın əsas qanunları

**1. MADDƏ KÜTLƏSİNİN SAXLANMASI** qanunu 1748-ci ildə M.

Lomonosov tərəfindən kəşf edilmişdir. 1756-cı ildən tətbiq edilir. Qanunun tərihi : Reaksiyaya daxil olan maddələrin kütləsi, reaksiya nəticəsində alınan maddələrin kütləsinə bərabərdir.

**2. TƏRKİBİN SABİTLİYİ QANUNU** 1799-1801-ci illərdə fr. alimi

Prust tərəfindən kəşf edilmişdir : İstənilən saf maddə alınma üsulundan asılı olmayaraq sabit vəsfi və miqdarı tərkibə malikdir. Məs. su müxtəlif üsullarla alınır

Lakin bütün bunlara baxmayaraq suyun keyfiyyət və kəmiyyət tərkibi sabit olaraq qalır.

**3. HƏCM NİSBƏTLƏRİ QANUNU** -1808-ci ildə fr. alimi GeyLüssak tərəfindən kəşf edilib :

Sabit temperatur və təzyiqdə reaksiyaya

girən qazların və qaz hahında alınan maddələrin həcmələrinin bir-birinə nisbəti sadə tam ədədlərin nisbəti kimidir :



**4. AVOQADRO QANUNU** 1811-ci ildə ital. alimi Avoqadro tərəfindən

kəşf edilib : Eyni şəraitdə müxtəlif qazların bərabər həcmələrində bərabər sayda molekullar var.

Avoqadro qanunundan 2 nəticə çıxır:

1. Eyni şəraitdə müxtəlif qazların bərabər sayda molekulları bərabər həcm tutur.
2. Normal şəraitdə hər hansı bir qazın 1 molu eyni həcm tutur.

Müəyyən edilmişdir ki, normal şəraitdə bütün qazların 1 molunun tutduğu həcm eyni olub, 22,4 l-ə bərabərdir. Bu həcm qazın molyar həcmi adlanır.

$$V_M(\text{molyar həcm})=22,4\text{l}$$

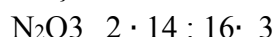
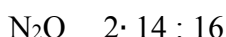
$$N_A(\text{Avaqadro ədədi})=6,02 \cdot 10^{23}$$

Avaqadro qanunu aşağıdakı düsturla ifadə olunur.

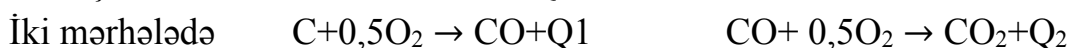
$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_M}$$

**HƏNDƏSİ NİSBƏTLƏR QANUNU** 1803-cü ildə ing. alimi C. Dalton tərəfindən kəşf edilib : Əgər iki element bir-birilə bir neçə birləşmə əmələ gətirərsə, elementlərdən birinin eyni kütləsilə birləşmiş digər elementin kütlələri arasındakı nisbət kiçik tam ədədlərin nisbəti, kimidir.

Məs. azot oksidləri misalında bunu nəzərdən keçirək.



**HESS QANUNU** Reaksiyanın istilik effekti reaksiyanın gediş yollarından və mərhələlərin sayından və mərhələlərin sayından yox, reaksiyaya girən və alınan maddələrin təbiətindən və fiziki halından asılıdır.



Hess qanununa görə birbaşa gedən reaksiyanın istilik effekti mərhələlərlə

gedən istilik effektlərinin cəminə bərabərdir.

$$Q = Q_1 + Q_2$$

## Atomun quruluşu və tərkibi.

Atomun tərkibi. Atom – elementin kimyəvi xassələrini özündə saxlayan və kimyəvi reaksiyalarda bölünməyən ən kiçik hissəcikdir. Müasir təsəvvürlərə görə atomun mərkəzində nüvə yerləşir, nüvənin ətrafında isə energetik səviyyələr üzrə elektronlar yüksək sürətlə hərəkət edir. Nüvə müsbət yüklü proton (p) və yüksüz neytronlardan (n) ibarətdir. Nüvə müsbət yüklüdür və yükü protonların sayına bərabərdir. Elektronlar (e) isə mənfi yüklüdür. Atomu təşkil edən hər bir elementar hissəciyin kütlə və yükünə baxaq:

Hissəcik	Proton	Neytron	Elektron
İşarəsi	P	N	E
Şərti yükü	+1	0	-1
Kütləsi , a.k.v.	1	1	≈0

### Atomda müxtəlif kəmiyyətlər arasında əlaqə.

Atom bütövlükdə elektroneytraldır, çünki müsbət yüklü protonlarının sayı mənfi yüklü elektronlarının sayına bərabərdir. Atomun əsas kütləsi nüvədə cəmlənir. Nüvənin ölçüsü atomun ölçüsündən 50 – 100 min dəfə kiçikdir.

**Atom** – müsbət yüklü nüvədən və mənfi yüklü elektronlardan ibarət elektroneytral zərrəcikdir.

**Element** protonların sayı və kimyəvi xassələri eyni olan atomlar toplusudur. Məsələn, oksigenin müxtəlif kütləli atomları ( $^{16}_8O$ ,  $^{17}_8O$ ,  $^{18}_8O$ ). Bu atomların proton sayları və kimyəvi xassələri eyni olduğundan, onların birlikdə toplusu oksigen elementi adlanır.

$^{23}_{11}Na$	$Ar = 23$ $n = Ar - p = 23 - 11 = 12$ $p = 11$ $e = 11$	$Ar = p + n = 11 + 12 = 23$ $p = e = \text{elementin sıra nömrəsi} = 11$ $\text{nüvə yükü} = \text{proton sayı} = +11$
----------------	--	--

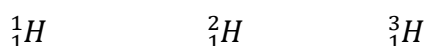
### İonlarda müxtəlif kəmiyyətlər arasında əlaqə.

Kimyəvi reaksiya zamanı bir atom digər atoma müəyyən sayda elektron verir və ya həmin atomdan elektron alır. Elektron verən atomda elektronların sayı azalır və atom müsbət yüklü iona (kation) çevrilir. Elektron alan atomda isə elektronların sayı artır və atom mənfi yüklü iona (anion) çevrilir. Atomların elektron verməklə və ya özlərinə elektron birləşdirməklə çevrildikləri hissəcik ion adlanır.

$^{27}_{13}Al^{+3}$	$Ar = 27$ $n = Ar - p = 27 - 13 = 14$ $p = 13$ $e = p - d = 13 - (+3) = 10$	$Ar = p + n = 13 + 14 = 27$ $p > e$ olan ionlar kation adlanır
$^{32}_{16}S^{2-}$	$Ar = 32$ $n = Ar - p = 32 - 16 = 16$ $p = 16$ $e = p - d = 16 - (-2) = 18$	$Ar = p + n = 16 + 16 = 32$ $p < e$ olan ionlar anion adlanır

**Izotop** -

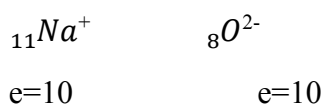
protonlarının sayı (nüvəsinin yükü) eyni olan, atom kütlələri müxtəlif olan eyni element atomlarına izotoplar deyilir.



**Izoton** – neytronların sayı eyni, atom kütlələri fərqli olan atomlara izotonlar deyilir.



**Izoelektron** – elektron sayı eyni, proton sayı fərqli olan atom və ionlara izoelektronlar deyilir.



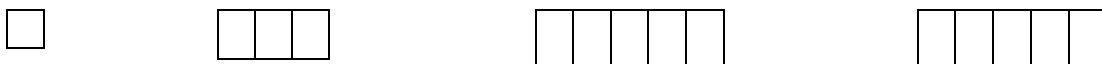
**Izobar** – atom kütlələri eyni, proton sayları fərqli olan atomlara izobarlar deyilir.



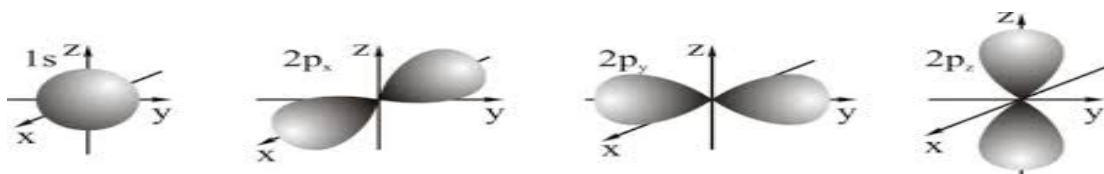
**Atomun elektrik səviyyələrinin quruluşu.** Elektronlar nüvə ətrafında energetik səviyyələr üzrə paylanır və daim hərəkətdədir. Nüvədən uzaqlaşdıqca energetik səviyyələrdəki elektronların enerjisi artır. Energetik səviyyələr isə enrijlərinə görə bir – birindən fərqlənən yarım səviyyələrə bölünür. Yarım səviyyələrin sayı dördür, onların adları isə kiçik hərflərlə göstərilir: s, p, d və f.

${}^1_1\text{H}$	$1s^1$
${}^2_2\text{He}$	$1s^2$
${}^6_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$
${}^8_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$

Hər yarım səviyyələrdə enerjiləri eyni olan bir və ya bir neçə orbital (elektron buludu) olur. Elektronlar nüvə ətrafında yüksək sürətlə hərəkət edərək elektrik sahəsi yaradır. Bu elektrik sahəsinə elektron buludu və ya orbital deyilir. Orbitallar şərti olaraq xanalarla göstərilir.



s -yarım səviyyəsində bir, p – yarım səviyyəsində üç, d -yarım səviyyəsində beş, f – yarım səviyyəsində isə yeddi orbital olur. Orbitallar formasına görə bir – birindən fərqlənir. s – orbitalı küre formasındadır, istiqaməti yoxdur, p – orbitalı hantel formasındadır, fəzada üç istiqamətlidir (px, py, pz), d və f orbitalları isə mürəkkəb quruluşludur.



3. Hər bir orbital (xana) minimum bir, maksimum isə bir – birinə əks istiqamətdə hərəkət edən iki elektron tərəfindən yaranır.



**Atomda elektronların energetik səviyyələr üzrə paylanması.** Əvvəlcə daha az enerjiyə malik səviyyə və yarım səviyyələrin orbitalları elektronlarla dolur. Bu ardıcılıq aşağıdakı kimidir.

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s

## **Dövri qanun və dövri sistem**

Elementlərin və onların əmələ gətirdikləri bəsit və mürəkkəb maddələrin xassələri atomların nüvələrinin yükünün artması ilə dövri surətdə təkrarlanır. Dövri sistem cədvəlinin qısa dövrlü formasında 7 dövr və 8 qrup var. Dövri sistem cədvəlində üfüqi sıralar dövrlər adlanır. Dövrlər qələvi – metallar (1 – ci dövr hidrogenlə) başlayıb, təsirsiz qazla qurtarır. Birinci, ikinci və üçüncü dövrlər bir sıradan ibarət olub kiçik dövrlər, digərləri isə iki sıradan ibarət olub böyük dövrlər adlanır. Birinci dövrdə 2, ikinci və üçüncü dövrün hər birində 8, dörd və beşinci dövrün hər birində 18, altıncı dövrdə 32, yeddinci dövrdə isə 23 element var. Yeddinci dövr tamamlanmayıb. Dövri sistem cədvəlində şaquli sütunlar qruplar adlanır. Qruplar əsas (A yarımqrupu) və əlavə (B yarımqrupu) yarımqruplara ayrılır. Əsas yarımqruplarda s və p – elementləri, əlavə yarımqruplarda isə d və f – elementləri yerləşir. Aşağıda əsas yarımqrup elementlərindən bəziləri verilmişdir.



## D.İ.MENDELEYEVİN KİMYƏVİ ELEMENTLƏRİN DÖVRÜ SİSTEMİ

DÖVRLƏR	SIRALAR	QRUPLAR															
		A I B	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B	VIII B								
1	1	H 1,00794 Hydrogenium Hidrogen										(H)				He 4,002602 Helium Helium	
2	2	Li 6,941 Lithium Litiu	Be 9,01218 Beryllium Berillium	B 10,811 Borium Bor	C 12,011 Carboneum Karbon	N 14,0067 Nitrogenium Azot	O 15,9994 Oxygenium Oksigen	F 18,998403 Fluorum Flüor	Ne 20,179 Neon Neon								
3	3	Na 22,98977 Natrium Natrium	Mg 24,305 Magnesium Maqnezium	Al 26,98154 Aluminium Alüminium	Si 28,0855 Silicium Silisium	P 30,97376 Phosphorus Fosfor	S 32,066 Sulfur Kükürd	Cl 35,453 Chlorum Xlor	Ar 39,948 Argon Arqon								
4	4	K 39,0983 Kalium Kalium	Ca 40,078 Calcium Kalsium	Sc 44,95591 Scandium Skandium	Ti 47,88 Titanium Titan	V 50,9415 Vanadium Vanadium	Cr 51,9961 Chromium Xrom	Mn 54,9380 Manganum Mangan	Fe 55,847 Ferrum Dömir	Co 58,9332 Cobaltum Kobalt	Ni 58,69 Niccolum Nikel						
	5	Zn 65,39 Zincum Sink	Ga 69,723 Gallium Qallium	Ge 72,59 Germanium Germanium	As 74,9216 Arsenicum Arsen	Se 78,96 Selenium Selen	Br 79,904 Bromum Brom	Kr 83,80 Krypton Kripton									
5	6	Rb 85,4678 Rubidium Rubidium	Sr 87,62 Strontium Stronsium	Y 88,9059 Yttrium İttrium	Zr 91,224 Zirconium Sirkonium	Nb 92,9064 Niobium Niobium	Mo 95,94 Molybdaenum Molibden	Tc 98 Technetium Texnesium	Ru 101,07 Ruthenium Rutenium	Rh 102,9055 Rhodium Rodium	Pd 106,42 Palladium Palladium						
	7	Ag 107,8682 Argentum Gümüş	Cd 112,41 Cadmium Kadmium	In 114,82 Indium İndium	Sn 118,710 Stannum Qalay	Sb 121,75 Stibium Sibium	Te 127,60 Tellurium Tellur	I 126,9045 Iodum Yod	Xe 131,29 Xenon Ksenon								
6	8	Cs 132,9054 Cesium Seziu	Ba 137,33 Barium Barium	La* 138,9055 Lanthanum Lantan	Hf 178,49 Hafnium Hafnium	Ta 180,9479 Tantalum Tantal	W 183,85 Wolframium Volfraim	Re 186,207 Rhenium Renium	Os 190,2 Osmium Osmium	Ir 192,22 Iridium İridium	Pt 195,08 Platinum Platin						
	9	Au 196,9665 Aurum Qızıl	Hg 200,59 Hydrargyrum Cıva	Tl 204,383 Thallium Tallium	Pb 207,2 Plumbum Qurğuşun	Bi 208,9804 Bismuthum Bismut	Po [209] Polonium Polonium	At [210] Astatium Astat	Rn [222] Radon Radon								
7	10	Fr [223] Francium Fransium	Ra [226] Radium Radium	Ac** [227] Actinium Aktinium	Rf [261] Rutherfordium Rezerfordium	Db [262] Dubnium Dubnium	Sg [263] Seaborgium Siborgium	Bh [264] Bohrium Borium	Hs [265] Hassium Hassium	Mt [266] Meitnerium Meytnerium							
BAŞ OKSIDLƏR		R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>								
UÇUCU HİDROGENLİ BİRLƏŞMƏLƏR					RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	RH <sub>2</sub>	RH									
LANTANOİDLƏR*		58 Ce 140,12 Cerium Serium	59 Pr 140,9077 Praseodymium Praxodim	60 Ne 144,24 Neodymium Neodim	61 Pm [145] Promethium Prometium	62 Sm 150,36 Samarium Samarium	63 Eu 151,96 Europium Evropium	64 Gd 157,25 Gadolinium Qadolinium	65 Tb 158,9254 Terbium Terbium	66 Dy 162,50 Dysprosium Disprozium	67 Ho 164,9304 Holmium Holium	68 Er 167,26 Erbium Erbium	69 Tm 168,9342 Thulium Tullium	70 Yb 173,04 Ytterbium İtterbium	71 Lu 174,967 Lutetium Lütetium		
AKTİNOİDLƏR**		90 Th 232,0381 Thorium Torium	91 Pa [231] Protactinium Protaktinium	92 U 238,0289 Uranium Uran	93 Np [237] Neptunium Neptunium	94 Pu [244] Plutonium Plutonium	95 Am [243] Americium Amerisium	96 Cm [247] Curium Kürium	97 Bk [247] Berkelium Berklium	98 Cf [251] Californium Kalifornium	99 Es [252] Einsteinium Eynşteynium	100 Fm [257] Fermium Fermium	101 Md [258] Mendelevium Mendelevium	102 No 259,1009 Nobelium Nobelium	103 Lr 260,1054 Lawrencium Lourensium		

## Kimyəvi rabitələr

Molekulda atomları bir birinə bağlayan qüvvələrin cəminə kimyəvi rabitə deyilir. Kimyəvi rabitə yaranarkən atomların energetik səviyyəsi tamamlanır. Bu elektron aldıqda sonuncu təbəqənin tamamlanması hesabına da ol bilər. Son təbəqədəki elektronları verdikdə əvvəlki təbəqənin tamamlanması sayəsində də ola bilər. Bu zaman atom və ya otket  $ns^2np^6$  ya da dublet  $ns^2$  qaydasına tabe olur. Kimyəvi rabitənin yaranması valent elektronları sayəsində baş verir. Rabitə yaranmasında iştirak edən elektronlara valent elektronları deyilir.

<b>Dublet (<math>ns^2</math>)</b>	<b>Oktet (<math>ns^2np^6</math>)</b>
$1H^-, 4Be^{2+}, 6C^{4+}$ və s.	$12Mg^{2+}, 9F^-, 16S^{6+}$ və s

Kimyəvi rabitənin yaranması valent elektronları sayəsində baş verir. Rabitə yaranmasında iştirak edən elektronlara valent elektronları deyilir.

Kovalent rabitə	İon rabitəsi	Metal rabitəsi	Hidrogen rabitəsi
-----------------	--------------	----------------	-------------------



Kimyəvi rəbitənin 4 növü var.

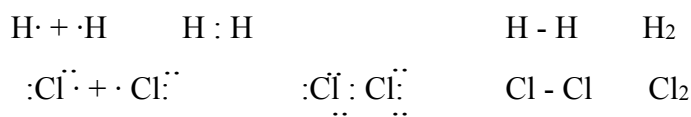
### Kovalent rəbitə

Elektromənfiyyəti fərqlənməyən yaxud qismən fərqlənən qeyri metal atomları arasında ümumi elektron cütü sayəsində yaranan rəbitəyə kovalent rəbitə deyilir.

Kovalent rəbitə iki mexanizm üzrə yaranır.

Mübadilə mexanizmi	Donor- akseptor mexanizmi
--------------------	---------------------------

Mübadilə mexanizmi ilə kovalent rəbitə yaranarkən atomların tək elektronları ümumi əlaqələndirici elektron cütü əmələ gətirir. Rəbitə yaranarkən hər iki atomun eyni sayda elektronu iştirak edir.



Donor-akseptor mexanizmi ilə yaranan rəbitə bir atomun bölünməmiş elektron cütü, digərinin boş orbitalı hesabına əmələ gəlir.



H-O-H	H-N-H   H	C≡O
O-donor    H-akseptor	N-donor    H-akseptor	O-donor    C-akseptor

### Kovalent rəbitənin növləri

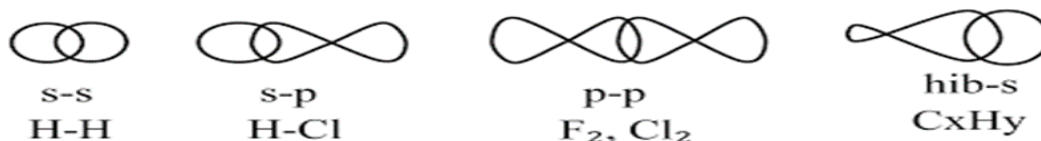
Kovalent rəbitənin 2 növü var.

Qeyri polyar kovalent rəbitə	Polyar kovalent rəbitə
Elektromənfiyyəti eyni qeyri metallar arasında H <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub> , S <sub>8</sub> , P <sub>4</sub> və s.	Elektromənfiyyəti müxtəlif qeyri metallar arasında HF, HCl, HBr, NH <sub>3</sub> , CO <sub>2</sub> , SO <sub>2</sub> , P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> və s.

### σ (siqma) rəbitə π(pi) rəbitələri

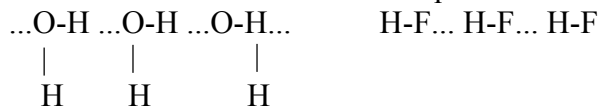
Kimyəvi rəbitə elektron buludlarının atomların mərkəzlərini birləşdirən düz xətt üzrə örtülməsindən yaranarsa, belə rəbitəyə σ (siqma) rəbitə deyilir. Təkqat rəbitələrin hamısı, çoxqat rəbitələrin isə biri σ (siqma) rəbitədir.

Kimyəvi rəbitə elektron buludlarının atomlarını birləşdirən oxun hər iki tərəfində orbitalların yandan örtülməsi hesabına yaranarsa, belə rəbitəyə π(pi) rəbitə deyilir. Bu rəbitə p orbitallarının yandan örtülməsi hesabına yaranır. Çoxqat rəbitələrin biri σ (siqma), qalanı π(pi) rəbitədir.



## Hidrogen rabitəsi

Bir molekulun H atomu ilə digər molekulun güclü elektromənfi elementlər olan F,O,N atomları arasında yaranan rabitəyə hidrogen rabitəsi deyilir.Hidrogen rabitəsi 3 noqta ilə göstərilir(...). Hidrogen maye və bərk maddələrdə olur,qaz halında olan maddələrdə olmur.H<sub>2</sub>O,HF,NH<sub>3</sub>,C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH,HCOOH və s.hidrogen rabitəsi əmələ gətirir. Hidrogen rabitəsi ion və kovalent rabitədən zəifdir.Su qaz halındadırsa,molekulları arasında hidrogen rabitəsi yoxdur.



## İon rabitəsi

Elektromənfiklikləri kəskin fərqlənən element atomları arasında yaranan rabitəyə ion rabitəsi deyilir.İon rabitəsi müsbət və mənfi ionlar arasında elektrostatik cazibə qüvvəsinin təsiri nəticəsində əmələ gəlir. Əsasən metal atomları və qeyri metal atomları arasında yaranır.Məsələn: NaCl,KF,CaCl<sub>2</sub>, CuO və s.

## Metal rabitəsi

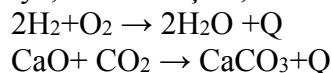
Bu rabitənin növü metallarda (Cu,Fe,Au,Cr,Al və onların ərintilərində olur. Metal atomları reduksiyaedicilik xüsusiyyətinə görə valent elektronunu verərək müsbət yüklü iona –kationa çevrilir.Atomlardan qopmuş elektronlar müsbət yüklü ionların arasında rabitə yaradır. Digər rabitələrdən fərqli olaraq metal rabitəsində valent elektronları iki qonşu atoma deyil,ümumi kristala aiddir.Yüksək elektrik və istilik keçiriciliyi ,yüksək ərimə temperaturu xarakterik metallıq xassələri metal rabitəsi ilə əlaqədardır.Müsbət yüklü metal ionları və kristal qəfəsindəki sərbəst elektronlar arasında yaranan rabitəyə metal rabitəsi deyilir.

## Kimyəvi reaksiyaların istilik effekti

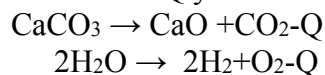
Maddələr arasında baş verən reaksiyalar istiliyin ayrılması,yaxud udulması ilə gedir.Kimyəvi reaksiyalar zamanı ayrılan və ya udulan istiliyin miqdarına reaksiyanın istilik effekti deyilir.Q hərfi ilə işarə olunur.Vahidi kc-dur.(kc-kilocoul)İstiliyin ayrılıb udulmasına görə reaksiyalar iki qrupa bölünür:

Kimyəvi reaksiya	
Ekzotermik reaksiyalar İstiliyin ayrılması ilə gedir(ekzo-xaric,termos-istilik deməkdir)Əksər birləşmə və bütün yanma reaksiyaları ekzotermikdir	Endotermik reaksiyalar İstiliyin udulması ilə gedir.(endo-daxil,termos-istilik deməkdir)Əksər parçalanma reaksiyaları endotermikdir

İstiliyin ayrılması ilə gedən reaksiyalara ekzotermik reaksiyalar deyilir.Ayrılan istilik reaksiyanın sonunda +Q şəklində göstərilir. Atomların özlərinə elektron birləşməsi,desublimasiya,kondensləşmə,donma kimi proseslər ekzotermik proseslərdir.

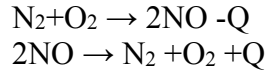


İstiliyin udulması ilə gedən reaksiyalara endotermik reaksiyalar deyilir. Udulan istilik reaksiya sonunda -Q yazılır.

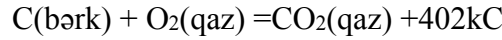


Atomlardan elektron qoparılması,buxarlanma,ərimə,sublimasiya kimi proseslər endotermik prosesdir.Yanma reaksiyaların hamısı ekzotermik

olduğu halda, bəzi birləşmə reaksiyaları endotermikdir. Məs:



Reaksiyaya daxil olan və alınan maddələrin aqrekat halının və istilik effektinin göstərildiyi tənliyə termokimyəvi tənlik deyilir. Belə tənliklərdə ox ( → ) əvəzinə = işarəsi qoyulur.



Bəzən reaksiyanın istilik effekti yox, entalpiyası da deyilir. Entalpiya sabit təzyiqdə sistemin daxili enerjisinin dəyişməsidir. Entalpiya H işarə edilir. Qiymətə istilik effektinin əksi olur. ( $\Delta H = -Q$ )

Məsələn, reaksiyanın istilik effekti +200 kC -dursa, entalpiyası -200kC-dur.

Bir mol mürəkkəb maddənin bəsit maddələrdən əmələ gəlməsi zamanı ayrılan və udulan istilik miqdarına əmələ gəlmə istiliyi deyilir. Qə.g ilə işarə olunur. Vahidi kC/mol dur.

Bir mol maddə yanarkən ayrılan istiliyin miqdarına yanma istiliyi deyilir.  $Q_{\text{yanma}}$ -ilə işarə olunur.

## Kimyəvi kinetika

Reaksiyadakı maddələrin aqrekat halına görə kimyəvi reaksiyalar homogen və heterogen olur. Reaksiyaya daxil olan, yaxud reaksiya nəticəsində alınan maddələrdən birinin qatılığının vahid zamanda dəyişməsinə homogen reaksiyanın sürəti deyilir. Aşağıdakı düsturla hesablanır.

$$v = \pm(\Delta C)/\Delta\tau \quad \text{və ya} \quad v = \pm(C_2 - C_1)/\Delta\tau$$

$\Delta C$ - reaksiyaya daxil olan, yaxud alınan maddənin qatılığının dəyişməsi  $\Delta\tau$

$\Delta\tau$ - reaksiyaya sərf olunan zamandır.

C molyar qatılıq olub, vahid həcmə düşən maddənin mol miqdarını göstərir.

$$C = v/V \quad \text{olduğundan} \quad v = \Delta v / (V\Delta\tau) \quad \text{olur.}$$

Molyar qatılığın vahidi mol/l –dir. Homogen reaksiyanın sürəti isə mol/(l·san)-dir.

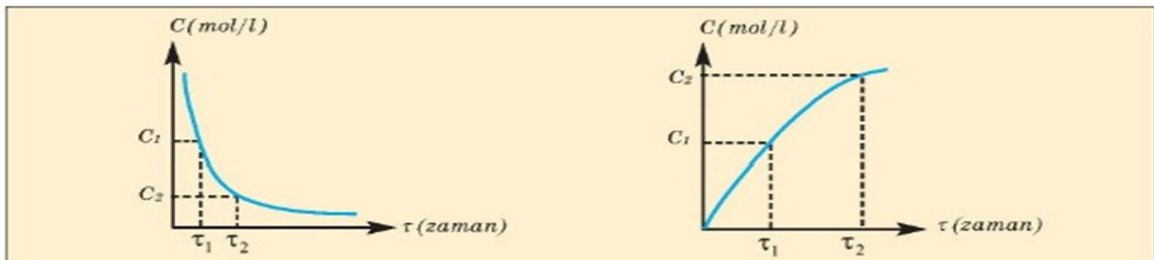
Heterogen reaksiyanın sürəti vahid zamanda vahid səthdə reaksiyaya daxil olan və ya alınan maddələrdən birinin mol sayının dəyişməsinə bərabərdir.

$$v = \Delta v / (V\Delta\tau) \quad \text{vahidi isə mol}/(m^2 \cdot \text{san}), \text{ mol}/(sm^2 \cdot \text{san})$$

Reaksiyaya daxil olan və alınan maddələrin molyar qatılığının dəyişməsi kinetik əyriyə adlanan qrafiklərlə ifadə olunur. Reaksiyaya daxil olan maddələrin qatılığı zaman keçdikcə azalır. Əmələ gələn məhsul isə sifirdən artır.

Zaman keçdikcə başlanğıc maddə sərf olunur. Başlanğıc maddənin qatılıq dəyişməsi bu düsturla ifadə olunur.  $\Delta C = C_2 - C_1$

$$\bar{v}_{\text{homogen}} = + \frac{\Delta C}{\Delta\tau} = + \frac{C_2 - C_1}{\Delta\tau} \quad \text{olur.}$$



Başlanğıc maddənin qatılığının dəyişməsi  $\Delta C = C_2 - C_1 < 0$  olur.

Məhsulun qatılığının dəyişməsi  $\Delta C = C_2 - C_1 > 0$  olur.

Kimyəvi reaksiyaların sürətinə müxtəlif amillər təsir edir. Bunlara aiddir; maddələrin təbiəti, bərk maddənin səthinin sahəsi, qatılıq, temperatur, katalizator və s.

Reaksiyaya girən maddələrin qatılığının reaksiya sürətinə təsiri

Reaksiyanın sürəti başlanğıc maddələrin qatılıqları hasilinə bərabərdir. (Kütlələrin təsiri qanunu)



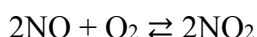
$$v = kC_A^m \cdot C_B^n$$

**Temperaturun reaksiya sürətinə təsiri.** Temperatur artdıqca əksər reaksiyaların sürəti artır. Temperatur hər 10°C artdıqda reaksiyanın sürəti 2-4 dəfə artır. (Vant – Hofst qaydası)

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}$$

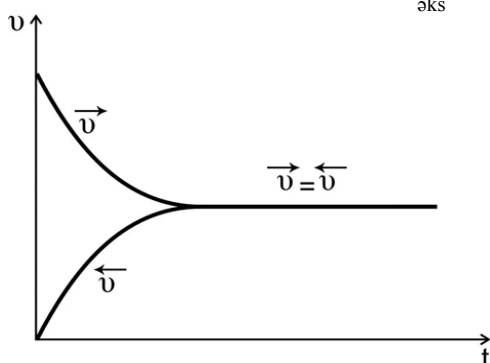
## Kimyəvi tarazlıq

Eyni zamanda həm düzgün həm də əksinə gedən reaksiyalara dönər reaksiyalar deyilir. Düzünə və əksinə gedən reaksiyalar bərabər olduqda an kimyəvi tarazlıq adlanır.



$$v_{düz} = kC_{NO}^2 \cdot C_{O_2}$$

$$v_{əks} = C_{NO_2}^2$$



Tarazlıq halında  $v_{düz} = v_{əks}$

$$\frac{k_1}{k_2} = K = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 \cdot [O_2]}$$

## Kimyəvi tarazlığa təsir edən amillər

1. Qatılığın təsiri
2. Temperaturun təsiri.
3. Təzyiqin təsiri.

**Le-Şatlye prinsipi-** Tarazlıqda olan sistemə hər hansı bir xarici təsir (3 amildən biri) göstərsə, tarazlıq bu təsiri zəiflədən istiqamətə yerini dəyişər.

### Kimyəvi tarazlığa qatılığın təsiri

Tarazlıqda olan sistemdə başlanğıc maddələrdən birinin qatılığını artırıdıqda

Tarazlıq sağa doğru yerini dəyişər.

Tarazlıqda olan sistemdə başlanğıc maddələrdən birinin qatılığını azaltsaq

Tarazlıq sola doğru yerini dəyişər.

### Kimyəvi tarazlığa qatılığın təsiri

Temperatur artırıldıqda tarazlıq endotermik reaksiya istiqamətində yerini dəyişər.

Temperatur azaldıqda isə tarazlıq ekzotermik reaksiya istiqamətində yerini dəyişər.

### Təzyiqin tarazlığa təsiri

Təzyiqin artırılması ilə tarazlıq həcmi azalması istiqamətində yerini dəyişir.

Təzyiqin azalması ilə tarazlıq həcmi artırılması istiqamətində yerini dəyişir.

## Məhlullar.

$$m_{m\grave{a}h} = m_{h\grave{a}llolan} + m_{h\grave{a}lledici}$$

Həllolan maddədən və həlledicidən ibarət olsn bircinsli sistemə məhlul deyilir.

Məhlullar aqreqat halına görə 3 qrupa bölünür.

1. **Qaz məhlul**-Hava məhluldur.Burada O<sub>2</sub> qazı həll olan maddə N<sub>2</sub> isə həlledicidir.
2. **Maye məhlul**- Duzlu su,şəkərli su məhluldur.Burada duz,şəkər həll olan su isə həlledicidir.
3. **Bərk məhlul**- Ərintilər bərk məhluldur.Məsələn polad ərintisinin tərkibində C,Mn,S və P həll olan,Fe isə həlledicidir.

Bir maddənin digər maddənin həcmində bərabər paylanmasına **həllolma** deyilir.Həllolma fiziki-kimyəvi prosesdir.

Maddələr həll olunma qabiliyyətinə görə 3 yerə bölünür.

1. **Yaxşı həll olanlar**- 1 litr suda 10 q-dan çox həll olur.  $Kh > 10q/l$

Na,K və NH<sub>4</sub><sup>+</sup>-ün bütün duzları,bütün nitratlar,xloridlər.

2. **Az həll olanlar** -1l suda 0,01q-dan 10q –dək həll olur,  $0,01 < Kh < 10q/l$

CaSO<sub>4</sub>,SrSO<sub>4</sub>,PbSO<sub>4</sub>,Mg(OH)<sub>2</sub>,Ca(OH)<sub>2</sub>,

3. **Həll olmayanlar** – 1l suda 0,01q-dan az həll olur,  $Kh > 10q/l$

Qələvilərdən başqa bütün əsaslar,bütün karbonatlar,fosfatlar,sulfidlər və s

Müəyyən temperaturda 1000 ml həlledicidə maksimum həll olan maddənin qramlarla miqdarına həllolma əmsalı deyilir.

$$Kh = \frac{mmad}{msu} \cdot 1000$$

Temperatur əksər bərk maddələrin həllolma qabiliyyətini artırır.Çünki bu maddələrin həll olması endotermikdir.

Temperatur qazların həllolma qabiliyyətini azaldır.Çünki bu maddələrin həll olması ekzotermikdir.

Verilmiş temperaturda həll edilən maddənin daha həll ola bilmədiyi məhlul **doymuş məhlul** adlanır.

Məsələn:18<sup>0</sup>C temperaturda 1l suda maksimum 2040 q şəkər həll olur. Deməli Kh=2040q/l dir.

Verilmiş temperaturda həll edilən maddənin əlavə miqdarının həll ola bildiyi məhlul **doymamış məhlul** adlanır.

Məsələn:1l suda maksimum 2040 q deyil 2039 q şəkər həll edilibsə bu məhlul doymamışdır.

Həll olan maddənin miqdarı həlledicinin miqdarına yaxın olduqda belə məhlul qatı məhlul ,həlledicinin miqdarından çox az olduqda isə duru məhlul adlanır.

Məhlulun müəyyən kütləsində və ya həcmində həll olmuş maddənin miqdarına **məhlulun qatılığı** deyilir.

Həll olmuş maddənin kütlə payı 100q məhlulda həll olan maddənin qramlarla ifadəsidir.

$$\omega = \frac{mmad}{mm\grave{a}h} 100\%$$

$$m_{m\grave{a}h} = m_{mad} + m_{su}$$

## Elektrolitik məhlullarda gedən reaksiyalar.

Suda məhlulları və ərintiləri elektrik cərəyanı keçirməyən maddələrə **qeyri elektrolitlər** deyilir. Suda məhlulları və ərintiləri elektrik cərəyanı keçirən maddələrə **elektrolitlər** deyilir.

Elektrolitlərin elektrik cərəyanını keçirməsinə səbəb onları əridildikdə və suda həll etdikdə ionlara (+ və -) parçalanmasıdır. Bu proses elektrolitik dissosiasiya adlanır.

Dissosiasiya dönər prosesdir. Molekulların dissosiasiyası ilə yanaşı, ionların dissosiasiyası da baş verir.

Dissosiasiya etmiş molekulların sayının ümumi molekulların sayına olan nisbətində **dissosiasiya dərəcəsi** deyilir.

$$\alpha = \frac{n}{N} \text{ və ya } \alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

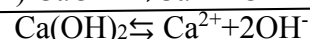
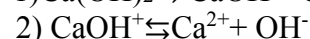
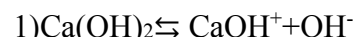
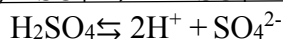
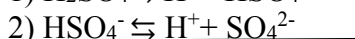
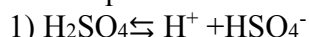
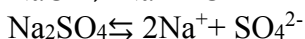
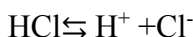
Maddənin miqdarı mollarla verilərsə

$$\alpha = \frac{vdis}{vüm} \text{ və ya } \alpha = \frac{vdis}{vüm} \cdot 100\%$$

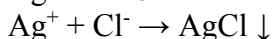
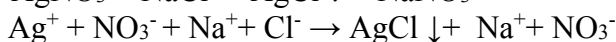
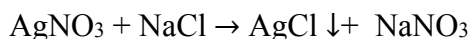
Dissosiasiya dərəcəsinin qiymətinə görə elektrolitlər 3 yerə bölünür.

<b>Zəif elektrolitlər</b>	<b>Orta qüvvətli elektrolitlər</b>	<b>Qüvvətli elektrolitlər</b>
$\alpha \leq 3\%$	$\alpha = 3 - 30\%$	$\alpha \geq 30\%$
H <sub>2</sub> S, H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , Cu(OH) <sub>2</sub> H <sub>2</sub> O, NH <sub>4</sub> OH və s.	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , Mg(OH) <sub>2</sub> və s	HCl, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , NaOH, Ca(OH) <sub>2</sub> NaCl və s

Elektrik dissosiasiya misallara baxaq.



Elektrolitlərin suda məhlullarının qarşılıqlı təsirində **ion mübadilə reaksiyaları**, belə reaksiyaların tənliyinə isə **ion tənlikləri** deyilir. İon mübadilə reaksiyalarında əvvəlcə tənlik molekulyar formada yazılır. Qüvvətli elektrolitlər ionlaşmış formada yazılır, zəif elektrolitlər isə ionlara parçalanmır və molekulyar formada yazılır. Tənliyin bu formada yazılışı **tam ion tənliyi** adlanır. Tənliyin sol və sağ tərəfində islah olunmuş ionlardan sonra qalan tənlik **qısa ion tənliyi** adlanır.



İon mübadilə reaksiyalarının axıra qədər gedir.

- 1) Çöküntü alınarsa
- 2) Qaz halında maddə əmələ gələrsə
- 3) Zəif dissosiasiya edən maddə (məs. su) alınarsa

## Duzların hidrolizi

Duzların su ilə qarşılıqlı təsirdə olaraq zəif elektrolit əmələ gətirməsi ilə nəticələnən reaksiyalara duzların hidrolizi deyilir. (hidro-su, lizis-parçalanma deməkdir.

Başqa sözlə desək hidroliz-duzların su vasitəsilə parçalanmasıdır. Normal duzların tərkibində  $H^+$  və  $OH^-$  ionları olmadığı halda onların suda məhlulları indikatorlara təsir edə bilər. (lakmusu qızarda və göyərdə bilir. Səbəb hidroliz sayəsində məhlulda yaranan turş və ya qələvi mühitdir. Çünki hidroliz zamanı  $H^+$  və  $OH^-$  ionu yaranır.

Duzun hidrolizə uğraması üçün 2 əsas şərt ödənməlidir.

1) Duz suda həll olmalıdır.

2) Duzu əmələ gətirən turşu və ya əsasdan heç olmasa biri zəif olmalıdır.

Hidroliz edib etməmək baxımından duzları 4 qrupa bölmək olar.

1. Qüvvətli turşu və qüvvətli əsasdan əmələ gələn duzlar- $Na_2SO_4, KNO_3, CaCl_2$  və s.

Bu duzlar hidroliz etmir və mühit neytral olur.  $pH=7$  Lakmusun rəngi dəyişmir.

2. Qüvvətli turşu və zəif əsasdan əmələ gələn duzlar- $CuCl_2, Al(NO_3)_3, FeSO_4$  və s.

Bu duzlar kationa görə hidroliz olunur və turş mühit yaranır. Lakmusun rəngi qızarır.  $pH < 7$

3. Zəif turşu və qüvvətli əsasdan əmələ gələn duzlar-  $K_2S, Na_2CO_3, Na_3PO_4$  və s.

Bu duzlar turşuya görə hidroliz olunur və qələvi mühit yaranır. Lakmusun rəngi göyərir.  $pH > 7$

4. Zəif turşu və zəif əsasdan əmələ gələn duzlar-  $CuS, CO_3, Na_3PO_4$  və s.

Bu duzlar turşuya görə hidroliz olunur və qələvi mühit yaranır. Lakmusun rəngi göyərir.  $pH > 7$

## Oksidləşmə reduksiya reaksiyaları

### Oksidləşmə dərəcəsi.

Birləşməni onu təşkil edən elektromənfiliklərini nəzərə almaqla ionlardan təşkil olunduğunu nəzərə alsaq bu zaman ayrı-ayrı elementlərin malik olduğu şərti və ya formal yük onların oksidləşmə dərəcəsi adlanır. Göstərilən anlayışa görə oksidləşmə dərəcəsi sıfır, müsbət və mənfi qiymətlər alır.

1. bəsit maddələrdə elementin oksidləşmə dərəcəsi sıfıra bərabərdir.

2. neytral molekulları təşkil edən elementlərin oksidləşmə dərəcələrinin cəbri cəmi sıfırdır.

3. mürəkkəb ionları təşkil edən elementlərin oksidləşmə dərəcələrinin cəbri cəmi onların yükünə bərabərdir.

4. qələvi və qələvi-torpaq metallarının birləşmələrdə oksidləşmə dərəcəsi uyğun olaraq həmişə +1 və +2-dir.

5. hidrogen metalların hidridlərindən ( $NaH, CaH_2$  və s.) başqa, digər birləşmələrdə +1 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Metalların hidridlərində isə oksidləşmə dərəcəsi -1-dir.

6. bəzi halları çıxmaqla oksigenin birləşmələrdə oksidləşmə dərəcəsi -2-dir.

Göstərilən qaydadan istifadə edərək müəyyən birləşmələrdə və molekullarda bu və ya digər elementin oksidləşmə dərəcəsinə riyazi təyin edək:

+1 x - 2

$KMnO_4$ ;      +1+x (-2)·4=0; x= +7;

+1 x -2

$H_2SO_4$ ;      +1·2+x (-2)·4=0; x= +6;

x -2

$MnO_4^-$ ;      x+(-2)·4 = -1; x=7

Birləşmələrdə elementlərin valentliyi ilə oksidləşmə dərəcəsi anlayışlarını eyniləşdirmək olmaz. Elementin valentliyi onun verilmiş birləşmədə əmələ gətirdiyi cüt elektronlu rabitələrin sayı ilə

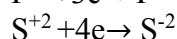
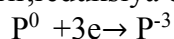


müəyyən olunduğu halda oksidləşmə dərəcəsi onun bu birləşmədə kəsb etdiyi şərti yükün miqdarını göstərir. İon tipli birləşmələrdə elementin valentliyi ilə oksidləşmə dərəcəsi üst-üstə düşdüyü halda kovalent birləşmələrdə bu anlayışlar bir-birindən bir çox hallarda kəskin fərqlənirlər. Məsələn, bütün üzvi birləşmələrdə C atomları 4 valentli olduğu halda birləşmənin tərkibindən asılı olaraq müxtəlif qiymətlər alır.

### Oksidləşmə reduksiya reaksiyaları.

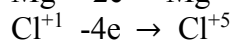
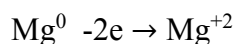
Kimyəvi element atomlarının oksidləşmə dərəcəsinin dəyişməsi ilə gedən reaksiyalara oksidləşmə reaksiyaları deyilir. Oksidləşmə reduksiya reaksiyalarının iki əsas komponenti var: oksidləşdirici və reduksiyaedici.

Oksidləşdirici-elektron alan hissəcikdir, oksidləşmə dərəcəsi azalır elektron sayı artır, reduksiya prosesini həyata keçirir, reduksiya olunur, ondan törəyən məhsul reduksiya məhsuludur:



Verilmiş sxemlərdə  $P^0$  və  $S^{+2}$  oksidləşdirici, onlardan törəyən məhsullar.  $S^{-2}$  və  $P^{-3}$  isə reduksiya məhsullarıdır.

Reduksiyaedici- elektron verən hissəcikdir, oksidləşmə dərəcəsi artır, elektron sayı azalır, oksidləşmə prosesini həyata keçirir, oksidləşir, ondan törəyən məhsul oksidləşmə məhsuludur.



Verilmiş sxemlərdə  $Mg^0$  və  $Cl^{+1}$  reduksiyaedici, onlardan törəyən məhsullar.  $Mg^{+2}$  və  $Cl^{+5}$  isə oksidləşmə məhsullarıdır.

Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarında oksidləşmə və reduksiya vəhdətdə baş verir. Reduksiya edicinin verdiyi elektronların sayı oksidləşdiricinin aldığı elektronların sayına bərabərdir.

Əgər kimyəvi element atomu minimum oksidləşmə dərəcəsi göstərsə, deməli o yalnız elektron verə-yalnız reduksiyaedici ola bilər. Əgər kimyəvi element atomu maksimum oksidləşmə dərəcəsi göstərsə, deməli o yalnız elektron ala –yalnız oksidləşdirici ola bilər. Əgər kimyəvi element atomu aralıq oksidləşmə dərəcəsi göstərsə, deməli o həm oksidləşdirici, həm də reduksiyaedici ola bilər.

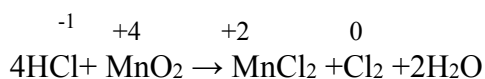
Yalnız reduksiyaedici	Həm oksidləşdirici, həm də reduksiyaedici	Yalnız oksidləşdirici
$F^{-1}$		$F^0$
$O^{-2}$	$O^{-1}, O^0, O^{+1}$	$O^{+2}$
$S^{-2}$	$S^{-1}, S^0, S^{+1}, S^{+2}, S^{+4}$	$S^{+6}$
$Cl^{-}$	$Cl^0, Cl^{+1}, Cl^{+3}, Cl^{+5}$	$Cl^{+7}$
$Ca^0$		$Ca^{+2}$
$Fe^0$	$Fe^{+2}$	$Fe^{+3}$

### Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının növləri.

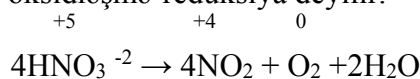
Oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları dörd növə bölünür:

1. atomlararası və ya molekullarası
2. molekul daxili
3. disproporsiya
4. konmutasiya

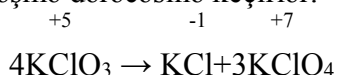
Atomlararası və ya molekullarası oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları. Oksidləşdirici və reduksiyaedici ayrı-ayrı element atomları olub, reaksiyaya daxil olan müxtəlif maddələrin tərkibində olur.



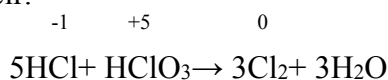
Molekul daxili oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları. Oksidləşdirici və reduksiyaedici ayrı-ayrı elementlər olub reaksiyaya girən eyni bir maddənin tərkibinə daxildirsə, belə reaksiyalara molekul daxili oksidləşmə-reduksiya deyilir.



Disproporsiya və ya öz-özünə oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları. Bu tip reaksiyalarda oksidləşdirici və reduksiyaedici eyni element atomu olub müəyyən bir oksidləşmə dərəcəsinə müxtəlif oksidləşmə dərəcəsinə keçirlər.



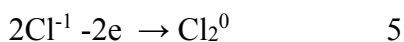
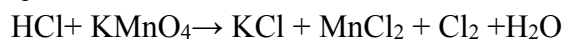
Konmutasiya və ya öz-özünə oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları. Bu tip oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarında eyni element atomları müxtəlif oksidləşmə dərəcələrindən eyni oksidləşmə dərəcəsinə keçir.



### Oksidləşmə-reduksiya reaksiyalarının əmsallaşdırılması

Oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları tənliklərinin tərtib edilməsində (yəni əmsallaşdırılmasında) əsas etibarlı ilə elektron balans üsulundan istifadə edilir. Bu üsul ona əsaslanır ki, reduksiyaedici tərəfindən verilən elektronların sayı oksidləşdiricinin özünə birləşdirdiyi elektronların sayına bərabər olmalıdır. Elektron balans üsulu ilə oksidləşmə-reduksiya reaksiyaları tənliklərinin tərtib olunması aşağıdakı mərhələlərdən ibarətdir:

Oksidləşmə-reduksiya reaksiyaların tərtib edilməsi.



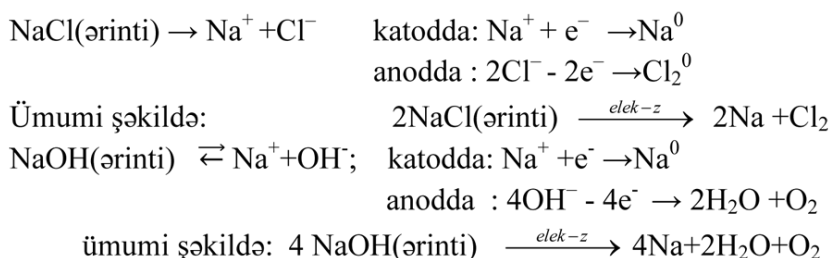
## Elektroliz

Elektrolit məhlulundan, yaxud ərintisindən elektrik cərəyanı keçirdikdə elektrodlarda baş verən oksidləşmə reduksiya reaksiyalarına elektroliz deyilir. Elektroliz zamanı elektrik enerjisi kimyəvi enerjiyə çevrilir. Elektrik cərəyanının təsiri ilə ionlar nizamlı olaraq elektrodlara tərəf - müsbət yüklü ionlar mənfi yüklü katoda, mənfi yüklü ionlar müsbət yüklü anoda tərəf hərəkət edir. Elektrodlarda ionlar yüklərini itirərək neytral atomlara çevrilirlər. Katodda elektron reduksiya olunur, anodda anion oksidləşir.

Elektroliz prosesi 2 mühitdə baş verə bilər.

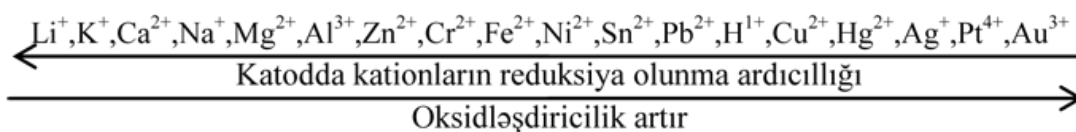
- ✓ ərintidə
- ✓ məhlulda

Ərintilərin elektrolizi zamanı katodda kation reduksiya olunur. Qızdırıldıqda parçalanmayan maddələri ərintidə elektroliz etmək mümkündür. Məsələn

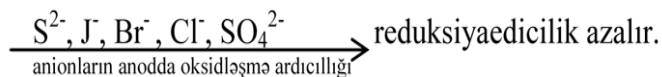


### **Məhlullarda kation və anionların kimyəvi aktivliyi:**

Müxtəlif metalların duzlarının qarışığının suda məhlulunun elektrolizi zamanı katodda metalların reduksiya olunma ardıcılığı aşağıdakı kimidir:



Anionların isə anodda oksidləşmə ardıcılığı aşağıdakı kimidir.



### **Elektrolitlərin suda məhlulda elektrolizi**

Suda məhlulda oksigenli və oksigensiz duzlar, turşular, qələvilər elektroliz edə bilər.

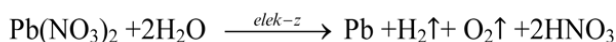
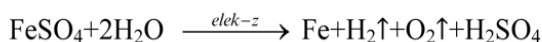
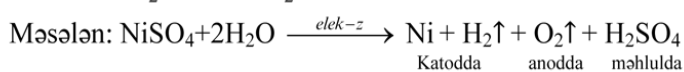
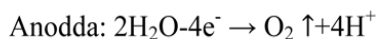
Katodda və anodda gedən proseslərə baxaq.

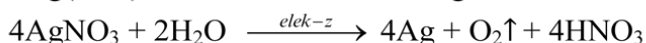
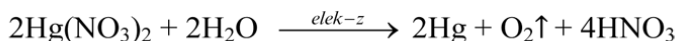
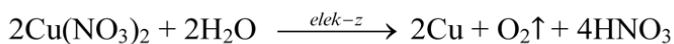
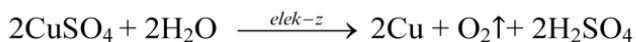
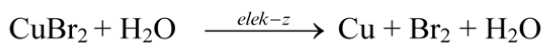
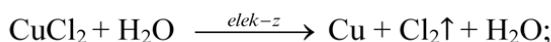
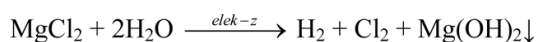
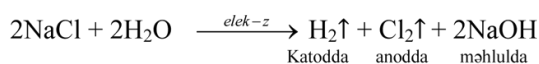
#### ✓ Katodda

1. Li, K, Na, Ca, Ba, Mg, Al olduqda yalnız H<sub>2</sub> alınır.
2. Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb olduqda həm hidrogen, həm H<sub>2</sub> alınır.
3. Cu, Hg, Ag, Pt, Au olduqda yalnız metal alınır.

#### ✓ Anodda

1. S<sup>2-</sup>, J<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup> olduqda uyğun qeyri metal- S, J<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>.
2. SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup> və s, OH<sup>-</sup>, F<sup>-</sup> olduqda yalnız O<sub>2</sub> alınır.





### Elektroliz prosesinə təsir edən amillər

Elektroliz prosesi məhlulların elektriki keçirmə qabiliyyəti ilə əlaqədardır. Məhlulların elektriki keçirmə qabiliyyəti, ilk növbədə ionların qatılığından asılıdır. İonların qatılığı çox olduqda məhlulun elektriki keçirmə qabiliyyəti artır. Məsələn, hər birindən ayrı-ayrılıqda 1 mol/l qatılıqlı (yəni 1M) NaCl, CaCl<sub>2</sub>, FeCl<sub>3</sub> duzlarının məhlullarından elektrik keçiriciliyi ən çox olanı FeCl<sub>3</sub> olacaqdır. Çünki onun məhlulunda ionların həm sayı, həm də qatılığı daha çoxdur.

## Metalların ümumi xassələri.

Metalların ümumi xassələri. Hal-hazırda məlum olan 118 kimyəvi elementlərdən 90-ı metallara aiddir.

I, II, III qrupların həm əsas və həm də əlavə yarımqruplarının hamısı (H və B müstəsna olmaqla) metaldır.

I-VIII qrupun əlavə yarımqrupları elementlərinin hamısı, həmçinin lantanoid və aktinoidlər metallara aiddir.

IV qrupun əsas yarımqrupunda C və Si-dan başqa bütün elementlər metallardır;

V qrupun əsas yarımqrupunda Sb və Bi,

VI qrupun əsas yarımqrupunda isə yalnız polonium (Po) metaldır.

Dövri sistem cədvəlində berilliumdan astata diaqonal xətt çəkilmiş olarsa, onun yaxınlığında (yuxarıda və aşağıda) yerləşən elementlərin: Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb və s. ikili xassəyə malik metallar amfoter metallardır.

Metallar ümumi fiziki xassələrə malikdir. Bu xassələr aşağıdakılardır:

1) plastiklik, 2) metal parıltısı, 3) yüksək istilik və elektrik keçiriciliyi

Plastiklik - metalın yumşaqılıq xassəsidir.

Metallarda istilik və elektrik keçiriciliyi kristal qəfəsində sərbəst elektronların yerləşməsi ilə əlaqədardır.

Civədən başqa bütün metallar adi temperaturda bərk maddələrdir. Ən asan əriyən metal civə (-38°C) və ən çətin əriyən metal isə volframdır. (3390-3410°C). 1000°C-dən yuxarı temperaturda əriyən metallar: Fe, Mn, Cr, Cu çətin, 1000°C-dən aşağı temperaturda əriyən metallar: Li, Na, Al, Ca və s. asan əriyən metallar adlanır.

Sıxlığına görə (xüsusi çəkisinə) metallardan ən yüngülü litium, ən ağırı osmiumdur

Texnikada metallar aşağıdakı qruplara bölünür:

1) Qara metallar: Fe, Mn, Cr və onların ərintiləri.

2) Əlvan metallar: Al, Mg, Ca, Cu, Pb, Sn, Zn və s.

3) Nadir metallar: Li, Be, V, Mo, W və s.

4) Qiymətli metallar: Pt, Au, Ag, Zr, Os, Pd və s.

### Metalların təbiətdə yayılması.

Metalların təbiətdə sərbəstə həm də birləşmələr şəklində rast gəlinir. Qalay, mis, gümüş və civəyə həm birləşmə və həm də sərbəst halda, qızıla və platinə sərbəst halda (külçə şəklində) rast gəlinir.

Ən geniş yayılmış metal alüminium, ikinci geniş yayılmış metal isə dəmirdir.

Metallar əsasən sənayedə filizlərdən alınır. Filizlərə müxtəlif oksidləri, sulfidləri, halogenidləri, karbonatları, fosfatları misal göstərmək olar.

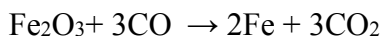
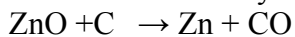
Təbiətdə az tapılan, ətraflı öyrənilməyən və bu səbəbə görə texnikada az tətbiq edilən metallara nadir metallar deyilir.

**Metalların alınma üsulları.** Təbiətdə metallar sərbəst (Au, Ag, Hg, Pt) və birləşmələr halında yayılmışdır. Metallar sənayedə əsasən filizlərdən alınır. Sənayedə metalları almaq üçün lazım olan təbii birləşmələrə filiz deyilir. Ən çox istifadə edilən filizlər aşağıdakılardır:

Mineralların adı və tərkibi			
Boksit	$Al_2O_3 \cdot nH_2O$	Sieritd	$FeCO_3$
Maqnetit	$Fe_3O_4$	Silvin	KCl
Pirit	$FeS_2$	Qalit	NaCl
kinovar)	HgS	təbii gips	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
Kalsit	$CaCO_3$	glauber duzu	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$

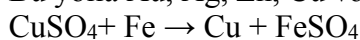
Filizlərdən metallar əsasən 3 üsulla alınır:

1) Pirometallurgiya. Bu üsulla metallar filizlərdən yüksək temperaturda reduksiyaedicilər vasitəsilə (C, CO,  $H_2$  və aktiv metallar) alınır. (Yadda saxlamaq lazımdır ki, sulfidlər, karbonatlar reduksiyadan əvvəl oksidlərə çevrilir).

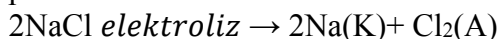


2) Hidrometallurgiya.

Metal birləşmələrinin məhlula keçirilməsi və onun nisbətən aktiv metalla reduksiyası prosesidir. Bu yolla Au, Ag, Zn, Cu və s. metalları almaq olur:

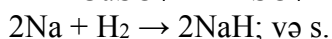
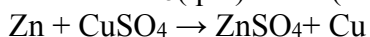
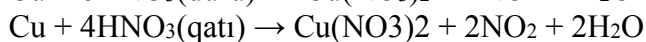
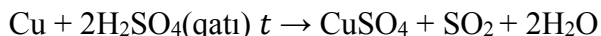
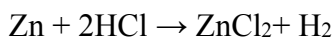
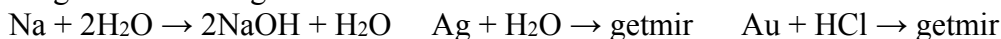
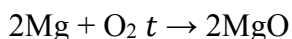
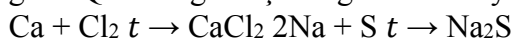


3) Elektrometallurgiya metal birləşmələrinin ərintilərindən metalların elektroliz yolu ilə alınması prosesi:



### Metalların kimyəvi xassələri.

Metallar elektromənfiliyi yüksək olan halogenlərlə, oksigenlə və kükürlə daha asan reaksiyaya girir. Qızıl və gümüş oksigenlə reaksiyaya girmir.



## Metalların korroziyası.

Korroziya metalların ətraf mühitin təsirindən dağılması olub, öz-özünə baş verən oksidləşmə reduksiya prosesidir. Getmə mexanizminə görə korroziya 2 tipə bölünür :

1. Kimyəvi korroziya 2. Elektrokimyəvi korroziya

Kimyəvi korroziya

a) quru qazların ( $O_2$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$ ,  $CO_2$  və s.)

b) qeyri-elektrolitlərin (neft, kerosin, benzin, sürtkü yağları və s.) təsirindən yaranır.

Elektrokimyəvi korroziya elektrolit mühitində baş verir. Misal olaraq Fe-in Cu ilə xlorid turşusu mühitində kontaktını göstərmək olar. Dəmirin rütubətli havada korroziyası 65% artır.

Temperaturun artması həmçinin korroziyanın sürətini artırır Al ilə Cu rütubətli havada kontaktda olduqda, həmçinin korroziya baş verir.

Korroziyadan mühafizə üsulları aşağıdakılardır:

1. Qoruyucu örtük ( Zn, Sn, Pb, Ni və Cr ilə )

2. Legirlənmə - metala qeyri-aktiv komponentlərin qatılması ( məs. Cr, Ni, Ti, V və s.)

3. Mühitin tərkibinin dəyişdirilməsi - elektrolit korroziyanı ləngidən maddələrin - inhibitorların qatılması və s.

**Ərintilər.** Metallik hal üçün xarakterik olan xassələrə malik iki və ya daha artıq metaldan, yaxud metaldan və qeyri-metaldan ibarət sistemlərə ərintilər deyilir.

Ərintiləri almaq üçün metallar birlikdə əridilərək qarışdırılır və soyudulur. Bu üsulla ərintilər üç şəkildə - bərk məhlul, müxtəlif metalların kristallarının qarışığı və intermetallik birləşmələr şəklində alınır.

1. Bərk məhlul - metalların maye halda və bərkidikdən sonra bir-birində bərabər paylanması nəticəsində əmələ gəlir. Bu növ ərintilərə melxior ( $Cu+Ni$ ), polad ( $Fe+C$ ) və s. aiddir.

2. Müxtəlif metalların kristallarının qarışığı - metallar maye halda bir-birində istənilən nisbətdə qarışır, soyudulduqdan sonra ayrılıqda kristallaşan zaman əmələ gəlir: Pb-Sn, Bi-Cd, Ag-Pb və s. ərintilər.

3. Intermetallik birləşmələr - metallar bir-birində həll olduqda onların atomlarının öz aralarında reaksiyaya daxil olaraq əmələ gətirdiyi birləşmələrdir.

Ən geniş yayılmış ərintilərdən olan polada müxtəlif legirleyici elementlər müxtəlif xassələr verir. Məsələn,

Cr - bərklik və korroziyaya davamlılıq

Si - turşuların təsirinə qarşı davamlılıq

W - bərklik və istiyə qarşı möhkəmlik

Ti - istiyə davamlılıq, mexaniki möhkəmlik, korroziyaya davamlılıq

## I qrupun s-elementləri. Hidrogen

Hidrogen atomu quruluşuna görə məlum elementlərin ən sadə nümayəndəsidir. O, bir proton (nüvədə) və bir elektrondan ibarətdir. Hidrogen üçün ən səciyyəvi xüsusiyyətlərdən biri, onun həm müsbət həm də mənfi yüklü ion əmələ gətirə bilməsidir. Bir sıra xassələrinə görə hidrogen birinci qrupun əsas yarımqrupuna daxil edilsə də lakin halogenlərin kimi metallarla duzvari birləşmələr əmələ gətirməsi, birləşmələrində müsbət və mənfi valentliyinin vahiddən artıq olmasına və hidrogen VII qrupun əsas yarımqrup elementləri ilə bir sırada yazmağa qismən haqq qazandırır. Hidrogenin üç izotopu məlumdur.



Hidrogenin izotoplarının təbii qarışığında protium 99,98%-i, deyterium isə 0,015%-i təşkil edir. Protium atmosferdə çox cüzi miqdardadır. Tritium kosmik şüaların fəaliyyəti zamanı atmosferin yuxarı qatlarında əmələ gəlir.

**Təbiətdə tapılması:** Yer qabığının kütləcə 1% -I qədəri hydrogen təşkil etsə də, kainatda ən geniş yayılmış element hidrogendir.. O, günəş və bəzi ulduzların kütlələrinin 50%-dən çoxunu təşkil edir. Planetimizdə hydrogen, vulkanların fəaliyyəti, neft quyularının fantanı zamanı çıxarılır. O, eyni zamanda iynəyarpaqlı bitkilərin tənəffüsü zamanı cüzi miqdarda əmələ gəlir. Hydrogen neft və su kimi çox mühüm mineralların əsas tərkib hissəsidir. Heyvan, bitki orqanlarını əmələ gətirən maddələrin təxminən 90%-ni hydrogen təşkil edir. O, havadan yüngül olduğuna görə atmosferin aşağı qatlarında, demək olar ki, yoxdur.

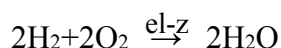
**Alınması:** Hidrogeni ilk dəfə İngilis alimi Henri Kavendiş 1766 –cı ildə saf halda almışdır.

**Laboratoriyada** hidrogen aşağıdakı üsullarla alınır:

1. Çoxlu miqdarda hidrogen almaq üçün durulaşdırılmış xlorid və ya sulfat turşusuna (1:5) sink metalı ilə təsir etmək lazımdır.

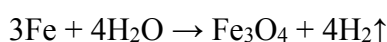


2. Suyun elektroliz cərəyanının təsirindən parçalanmasından

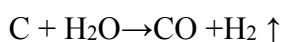


**Sənayedə** hidrogen aşağıdakı üsullarla alınır:

1. Közərdilmiş dəmir üzərindən su buxarı keçirməklə



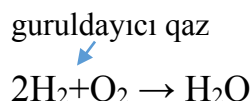
2. Közərdilmiş kömür üzərindən su buxarı keçirməklə



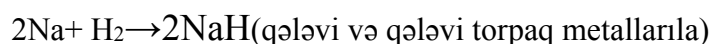
**Fiziki xassələri:** Hydrogen adi şəraitdə rəngsiz, iysiz, dadsız və ən yüngül qazdır. Havadan 14,5 dəfə, oksigendən 16 dəfə yüngüldür. Suda az həll olur, 100 həcm suda normal şəraitdə 2 həcm  $\text{H}_2$  həll olur. Hydrogenin diffuziya sürəti böyükdür. O, qaz molekulları arasında sürətlə keçir. Ona görə də havaya nisbətən istiliyi 7 dəfə tez keçirir.

**Kimyəvi xassələri:** Hydrogenin elektromənfiyyəti və ionlaşma potensialı kiçikdir. Ona görə də metallar kimi qüvvətli reduksiyaediciyə aiddir. Hydrogenin kimyəvi xassələri onun xarici elektron qabından bir elektron  $1s^1$  olması ilə xarakterizə olunur. O, elektronunu verib müsbət iona çevrilir, yalnız flüorla adi şəraitdə reaksiyaya girir, +1, 0 və -1 oksidləşmə dərəcəsi göstərir. Hydrogen həm qeyri metal (Si, P, nəcib qazlar istisna), həm də metallarla (Al, Be və digər elementləri istisna) qarşılıqlı təsirdə ola bilər.

Hydrogen oksigenlə partlayışla reaksiyaya daxil olur. Bu üzdən də 2:1 nisbətində götürülmüş qarışığına “guruldayıcı qaz” deyilir.



Saf hidrogen mavi alovla yanır və çoxlu istilik ayrılır. (3500°C) Bundan da çətinəriyən metalların qaynaq edilməsində istifadə olunur. (hidrogen qaynağı)







**Tətbiqi:** Hidrogenin tətbiqi sahələri çox genişdir. Hal-hazırda hidrogen sənaye miqyasında ammoniyak, xlorid turşusunun alınmasında, doymamış üzvi birləşmələrin hidrogenləşdirilməsində xüsusən maye bitki yağlarını bərk yağa çevirmək üçün işlədilir. O, eyni zamanda daş kömürdən süni benzin almaq üçün sərf edilir. Hidrogenin oksigenlə qarışığını yandırdıqda 3500C-yə kimi istilik verir. Bundan da kvarts əritmədə istifadə olunur. Hidrogenin kauçukda həll olması və havadan yüngül olması onun hava gəmiçiliyində istifadə olunmasına imkan verir. Hidrogen insanların yanacağa olan ehtiyacını ödəmək üçün nəzərdə tutulan perspektiv yolların ayrıcında dayanmışdır. Hidrogen zəhərli deyil, lakin, həyat üçün yaramır. Sırf hidrogen mühitində canlılar yaşaya bilməz. Hidrogen polad silindrdə saxlanılır və daşınır.

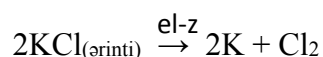
## I qrupun s-elementləri. Qələvi metallar.

**I-A qrup elementlərinin ümumi xarakteristikası.** I əsas yarımqrup elementlərinə litium, natrium, kalium, ribidium, sezium və fransium elementləri aiddir. Bu yarımqrup qələvi metallar yarımqrupu adlanır, ns1 elementləridir. Sabit bir valentlidirlər, +1 oksidləşmə dərəcəsi göstərilir. Qrup üzrə yuxarıdan aşağıya atom radiusu metalların aktivliyi, reduksiyaediciliyi artır. Əksinə oksidləşdiricilik, ərimə temperaturu, bərkliyi, ionlaşma enerjisi azalır.

**Təbiətdə tapılması.** Qələvi metallar kimyəvi aktiv olduqları üçün yalnız birləşmələr şəklində tapılırlar. Təbiətdə və canlı orqanizmdə ən çox yayılanları Na və K –dir.

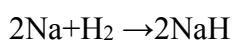
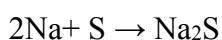
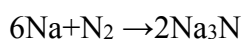
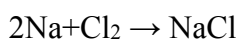
NaCl	qalit, xörək duzu
KCl	Silvin
KCl·NaCl	Silvinit
NaNO <sub>3</sub>	çili şorası
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> · 10H <sub>2</sub> O	Qlauber duzu

**Alınması.** Sənayedə Na və K-u əsasən elektrokimyəvi üsulla, NaCl və NaOH ərintilərinin elektrolizindən alırlar.

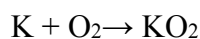
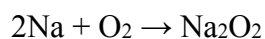
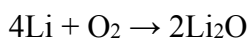


**Fiziki xassələri.** Qələvi metallar (Li, Na, K) sudan yüngül, asanəriyən, yumşaq metallardır. Litiumdan başqa qalanlarını bıçaqla kəsməklə olur. Na və K hər ikisi gümüşü ağ rəngli, parlaq maddədir. Elektriki yaxşı keçirirlər. Havada dərhal oksidləşdikləri üçün onları kerosində saxlayırlar.

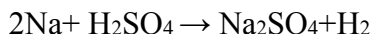
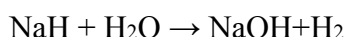
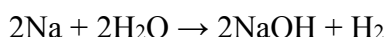
**Kimyəvi xassələri.** Qələvi metallar güclü reduksiyaedici olduğundan demək olar ki, bütün qeyri metallarla asanlıqla birləşmə əmələ gətirir.



Oksigendə yandıqda Li-oksidi, Na-peroksid, K – superoksid əmələ gəlir.



Qələvi metallar və hidridləri su, turşular ilə H<sub>2</sub> ayırır:



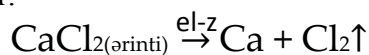
**Tətbiqi.** Na əlvan metallurgiyada reduksiyaedici kimi, nüvə reaktorlarında istilik daşıyıcısı kimi işıq enerjisini elektrik enerjisinə çevirən (fotoelementlərdə) cihazlarda, Cs-dan avtomat cihazlarda,  $\text{NaHCO}_3$ -çay sodası,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ -məişət sodası kimi istifadə olunur. NaOH və KOH-neft sənayesində, kağız istehsalında, toxuculuq sənayesində geniş istifadə olunur. Sabun istehsalında, sintetik yuyucu maddələrin alınmasında onlardan istifadə olunur.

## II A yarımqrup elementləri

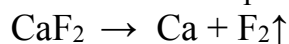
**II A yarımqrup elementlərinin ümumi xarakteristikası.** Bu yarımqrupa Be, Mg, qələvi-torpaq metallardan (oksidləri torpaq adlanır) Ca, Sr, Ba və Ra aiddir.  $\text{Be} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow \text{Sr} \rightarrow \text{Ba} \rightarrow \text{Ra}$  sırası üzrə atom və ion radiusu, metallıq xassəsi, reduksiyaedicilik, oksid və hidrokisidlərinin suda həll olması artır. Əksər duzlarının (sulfat) isə həll olması  $\text{Be} \rightarrow \text{Ra}$  sırası üzrə azalır. Be-un atom radiusu bu yarımqrup üçün ən kiçik olduğundan onun kovalent və koordinativ rabitə əmələ gətirmək qabiliyyəti (kompleks birləşmələr) o birilərindən güclüdür. II A yarımqrup elementləri  $ns^2$  elementləridir. Normal halda tək cütləşməmiş elektronları olmadığından valentlikləri yoxdur. Ancaq həyəcanlananda  $ns^2 \text{ } h\nu \rightarrow ns^1 np^1$  vəziyyətinə keçməyi ilə əlaqədar olaraq sp hibridləşmə vəziyyətinə keçirlər +2 oksidləşmə dərəcəsi göstərilir (2-valentli olurlar). RO tipli oksidlər,  $\text{R}(\text{OH})_2$  tipli əsaslar,  $\text{RH}_2$  tipli uçucu olmayan hidridlər əmələ gətirirlər. BeO və  $\text{Be}(\text{OH})_2$  amfoter xassəli, digər RO,  $\text{R}(\text{OH})_2$  tipli oksid və hidrokisidlər amfoter xassəli deyildirlər. Ra radioaktiv elementdir.

**Təbiətdə tapılması.** Mg geniş yayılmışdır (yer qabığında 2,1% təşkil edir).  $\text{MgCO}_3$ -maqnezit,  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ -dolomit,  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ -karnallit və s. minerallar şəklində tapılır. Ca da geniş yayılmış elementdir (yer qabığının 3,6%-nı təşkil edir). Ən mühüm təbii birləşmələri  $\text{CaCO}_3$ -kalsit,  $\text{CaF}_2$ -flüorid,  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ -dolomit,  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ -gips və s.-dir. Ba-un təbiətdə tapılan birləşmələri aşağıdakılardır.  $\text{BaCO}_3$ -viterit,  $\text{BaSO}_4$ -barit şpatı.

**Alınması:** *Sənayedə* kalsiumu 6 hissə  $\text{CaCl}_2$  və 1 hissə  $\text{CaF}_2$  qarışığının ərintisini elektroliz etməklə alırlar.



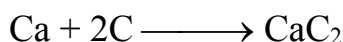
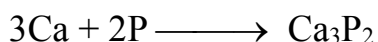
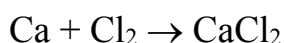
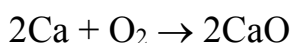
$\text{CaF}_2$  kalsium-xloridin ərimə temperaturunu aşağı salmaq üçün əlavə edilir.



**Fiziki xassələri.** Mg, Ca, Ba gümüşü-ağ yumşaq metallardır. Elektriki, istiliyi yaxşı keçirirlər. Mg-un səthi havada qaldıqda qoruyucu oksid təbəqəsi ilə örtülür.

**Kimyəvi xassələri.** Aktiv metallarda, reduksiyaedicilik qabiliyyəti qələvi metallardan azdır. Mg qızdırıldıqda Ca isə adi şəraitdə su, oksigen, halogenlərlə reaksiyaya girirlər.

Kalsium havanın oksigeni və su buxarı ilə qarşılıqlı təsirdə olur. Bu səbəbdən onu ağ neftdə saxlayırlar. Adi şəraitdə kalsium həmçinin halogenlərlə, qızdırıldıqda isə digər qeyri-metallarla asanlıqla qarşılıqlı təsirdə olur:



Kalsium sudan və duru turşulardan (nitrat turşusundan başqa) hidrogeni sıxışdırıb çıxarır. Kalsium soyuq su ilə çox yavaş, qaynar su ilə çox sürətli reaksiyaya daxil olur:



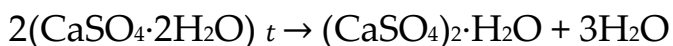
Kalsiumun mühüm birləşmələrindən olan gipsin aşağıdakı növləri var:

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  - təbii gips

$(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  - yandırılmış gips (alebastr)

$\text{CaSO}_4$  - susuz və ya ölü gips

Yandırılmış (yarımsulu) gipsi (alebastrı) təbii gipsin 150-180°C-yə qədər qızdırılması yolu ilə alırlar.



təbii gips alebastr

Alebastrın bərkimə xassəsindən inşaatda suvaq kimi, təbabətdə isə gips sarğılarının qoyulmasında istifadə edirlər.

Təbii gips  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  daha yüksək temperaturda qızdırıldıqda tamamilə suyunu itirərək susuz gipsə çevrilir.



$\text{CaSO}_4$  suyu birləşdirmək qabiliyyətinə malik olmadığına görə ona «ölü gips» deyilir.

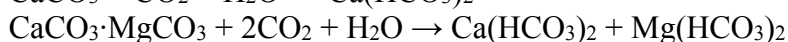
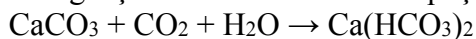
## Suyun codluğu.

Suyun codluğu əsasən  $\text{Ca}^{2+}$  və  $\text{Mg}^{2+}$  ionlarının miqdarı ilə təyin olunur. Codluq vahidi 1 l suda olan  $\text{Ca}^{2+}$  və  $\text{Mg}^{2+}$  ionlarının mq-ekvivalentlərlə miqdarı götürülür:

Cod su texniki məqsədlər üçün yaramır. Bununla əlaqədar olaraq suyun codluğunu aradan qaldırırlar ki, ondan istifadə mümkün olsun.

İki cür codluq var: karbonatlı (müvəqqəti) və daimi codluq.

Karbonatlı codluğu (müvəqqəti)  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{HCO}_3^{2-}$  ionlar əmələ gətirir. Təbiətdə bu proses əhəngdaşı və dolomitin  $\text{CO}_2$  ilə qarşılıqlı təsirindən əmələ gəlir.

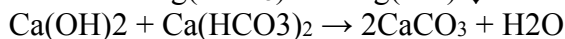


Müvəqqəti codluğu aşağıdakı üsullarla aradan qaldırırlar:

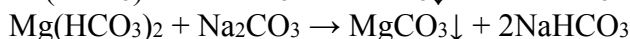
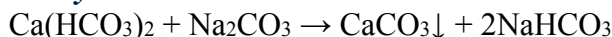
### **1. Suyu-qaynatmaqla**



### **2. Suyu əhəng suyu və ya natronlu əhəng əlavə etməklə**

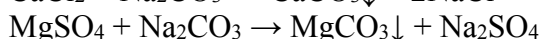
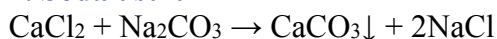


### **3. Suyu soda əlavə etməklə**

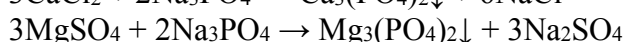
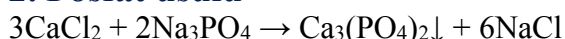


Daimi codluğu (qeyri-karbonatlı) suda  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  ionları əmələ gətirir. Bu codluq qızdırmaqla aradan qalxmır yalnız kimyəvi yolla soda və fosfat üsulu ilə aradan qaldırılır.

### **1. Soda üsulu**



### **2. Fosfat üsulu**



Son zamanlar suyu təmizləmək üçün ionitlərdən geniş istifadə olunur. İonitlər - tərkibində xarici mühitin ionları ilə dəyişilə bilən mütəhərrik ionlar olan bərk maddələrdir. İonitlər qeyri-üzvi və üzvi sorbentlər olur. Cod suda sabun köpüklənir, çünki həll olmayan duzlar əmələ gəlir. Sintetik yuyucu vasitələr isə cod suda da yuyuculuq xassəsini saxlayır, çünki onların kalsium duzları suda həll olur.

## III A yarımqrup elementləri .Alüminium.

### III A yarımqrup elementlərinin ümumi xarakteristikası.

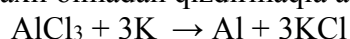
III A yarımqrupuna B, Al, Ga, İn, Tl daxildir, Bu elementlərin xarici elektron səviyyəsində 3 elektron olduğundan +3 oksidləşmə dərəcəsi göstərir və III valentli olurlar. Bor –un oksidləşmə dərəcəsi 3 və +3-dir və qeyri metaldir. Bor (B ) dövri sistemdə 2-cü dövrdə ,IIIA yarımqrupda yerləşir. Alüminium(Al) dövri sistemdə 3-cü dövrdə ,IIIA yarımqrupda yerləşir.

**Təbii birləşmələri:** Sərbəst halda tapılmırlar, əsas təbii birləşmələri aşağıdakılardır:

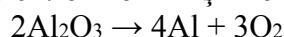
Təbii birləşmə(yaxud mineral)	Birləşmənin adı
$K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$	Çöl ştapı(ortaklaz)
$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$	Ağ gil
$Al_2O_3 \cdot nH_2O$	Boksit
$Al_2O_3$	Korund

Təbiətdə yayılmasına görə Al metallar arasında birinci, elementlər arasında isə 3-cü yeri (O; Si-dan sonra) tutur.  $Al_2O_3$  tərkibində  $Cr_2O_3$  olduqda yaqut (yaşıl), Ti və Fe-oksidləri qarışığı olduqda safir (göy) adlanır.

**Alınması:** 1827-ci ildə alman kimyaçısı F.Völer kalium və natrium metalları ilə alüminium-xloridi hava daxil olmadan qızdırmaqla alüminium almışdır.



Sənayedə isə alüminiumu  $Al_2O_3$ -ün ərintisinin elektrolizindən alırlar. Ərimə temperaturunu aşağı salmaq üçün elektroliz ərinmiş kriolit ( $Na_3AlF_6$ ) məhlulunda aparılır.

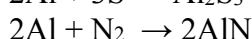
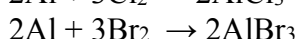
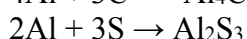
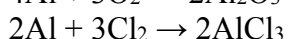
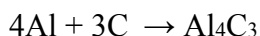
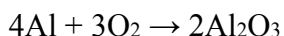


**Fiziki xassələri:** Bor amorf halda qonur, kristal halda tünd qırmızı rəngdədir. Kristal halda borun bərkliyi almaza yaxındır. İstiliyi pis keçirir. Al gümüşü-ağ yumşaq metaldir, istiliyi, elektriki yaxşı keçirir, havada qaldıqda üzərində oksid təbəqəsi əmələ gəlir. Ga, İn, Tl gümüşü-ağ yumşaq metaldir, Ga hətta dırnaqla kəsilir. İstiliyi elektriki yaxşı keçirirlər. Onları şüşə və ya plastik qablarda saxlayırlar.

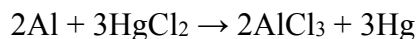
### Kimyəvi xassələri:

Metalların gərginlik sırasında Al ən aktiv metallardan sonra yerləşməsinə baxmayaraq gündəlik təcrübədən məlumdur ki, ondan hazırlanan məmulata nə oksigen, nə də qaynama temperaturunda olan su təsir etmir. Belə ki,  $100^\circ C$  -də alüminiumdan hazırlanmış çaydanda su qaynasa da alüminiumla heç bir təsirdə olmur.

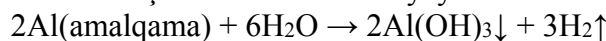
Al qeyri metallarla reaksiyaya daxil olur. (H-dən başqa) örtülür.



Alüminiumun səthi civə duzu ilə təmizlədikdə oksid təbəqəsi dağılır. Al amalqaması əmələ gəlir.

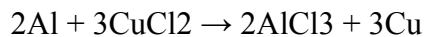


Al amalqaması su ilə adi şəraitdə su ilə reaksiyaya daxil olur.

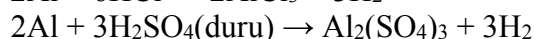
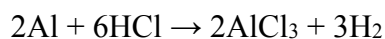


Metal oksidlərindən metalların alüminium vasitəsilə reduksiyasına alüminotermiya deyilir.

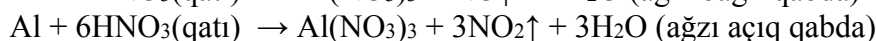
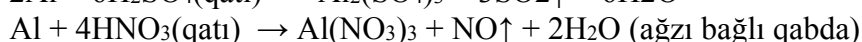
Al metalların gərginlik sırasında özündən sonra yerləşən metalları duzlarının məhlullarından sıxışdırıb çıxarır.



Alüminium qatı  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , qatı və duru  $\text{HNO}_3$ -dən başqa digər turşulardan hidrogeni sıxışdırıb çıxarır.



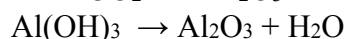
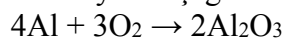
Qatı  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , qatı və duru  $\text{HNO}_3$  adi şəraitdə alüminiumu passivləşdirir. Lakin qızdırıldıqda bu turşularla reaksiyaya daxil olur.



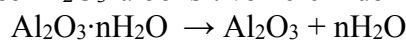
**Alüminiumun mühüm birləşmələri.**

**Alüminium-oksit  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .**

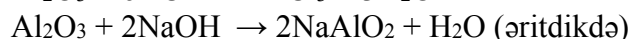
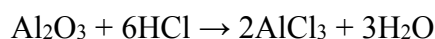
a)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ -ü laboratoriyada aşağıdakı üsullarla almaq olar:



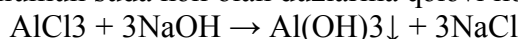
b) Sənayedə isə  $\text{Al}_2\text{O}_3$ -ü boksit və nefelindən alırlar.



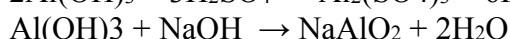
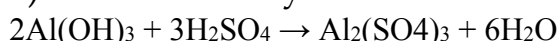
$\text{Al}_2\text{O}_3$  bərk, çətinəriyən ( $2050^\circ\text{C}$ ), ağ rəngli maddədir. Kimyəvi xassələrinə görə o, amfoterdir. Suda həll olmur.



**Alüminium-hidroksid  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .** Suda həll olmayan ağ rəngli bərk maddədir. Dolayı yolla alüminiumun suda həll olan duzlarına qələvi ilə təsir etməklə alınır.



$\text{Al}(\text{OH})_3$  amfoter xassəyə malikdir.



## Tətbiqi:

Al-istifadəsinə görə metallar içərisində Fe-dən sonra ikinci yerdədir. Məişətdə işlədilən qab-qacaq istehsalında korroziya davamlılığına və yüngüllüyünə görə davamlı xəlitələr hazırlanır. Süni peyklərdə, təyyarə istehsalında əvəzsizdir. Sərbəst halda elektrik naqilləri (məftil) hazırlanır. Pirometallurjiyada metalları almaq üçün istifadə olunur.

## **IV qrupun p – elementləri. Karbon**

IV qrupun əsas yarımqrup elementlərinə karbon, silisium, germanium, qalay və qurğuşun daxildir. Bunların xarici elektron təbəqəsində 4 elektron yerləşir. Ona görə 4 elektron alıb-verməklə -4 və +4 valentli ola bilirlər.

Karbonun sıra nömrəsi 6, atom kütləsi 12 k. v.-dir, qeyri-metaldır. C-nun xarici elektron təbəqəsində 4 elektron yerləşir ki, bu da  $s^2p^2$  konfigurasiyaya malikdir.

## Təbiətdə tapılması

Karbona təbiətdə həm sərbəst, həm də birləşmələr şəklində rast gəlinir. Sərbəst karbona almaz, qrafit, karbin, amorf karbon şəklində təsadüf edilir.

Təbii birləşmə(yaxud mineral)	Birləşmənin adı
CaCO <sub>3</sub>	əhəng daşı, mərmər, təbaşir
MgCO <sub>3</sub>	Maqnezit
MgCO <sub>3</sub> · CaCO <sub>3</sub>	Boksit
FeCO <sub>3</sub>	Korund
(CuOH) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Malaxit

Karbonun 4 allotropik şəkildəyişməsi var

**Almaz**— rəngsizdir, şəffafdır. Bütün maddələrin ən bərkidir. Onun şüşəni kəsmək və süxurları qazmaq üçün alətlərdə tətbiq edilməsi də bu xassəsinə əsaslanır. Cilalanmış almaz brilliant adlanır. Almazın çox bərk haldadır.

**Qrafit**— Tünd boz rəngli, almazdan yumşaq, qeyri şəffaf kristal maddədir. Qrafit almazdan fərqli olaraq elektriki və istiliyi yaxşı keçirir.

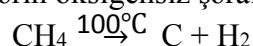
**Karbin**- qara rənglidir, narın kristal toxudur.

**Fülliren**- Şəffaf kristal maddədir. Süni yolla alınır.

## Alınması

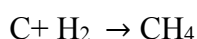
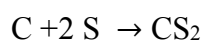
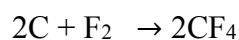
Karbonun allotropik şəkildəyişmələri yer qabığının dərin qatlarından çıxarılır.

Karbon üzvü maddələrin oksigensiz şəraitdə pirolizindən alınır.

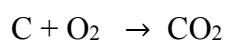
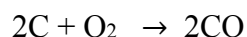


## Kimyəvi xassələri

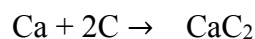
Reaksiyalarda karbon əsasən reduksiyaedici olur. Xlor brom və yodla qarşılıqlı təsirdə olmur. Flüorla adi şəraitdə qarşılıqlı təsirdə olur. Qızdırıldıqda kükürlə və hidrogenlə qarşılıqlı təsirdə olur.



Karbonun hava azlığı şəraitində yanmasından **dəm qazı** əmələ gəlir. Çox olduqda isə tam yanma baş verir. CO<sub>2</sub> alınır.



Metallarla qarşılıqlı təsirdə olur. C bu zaman oksidləşdirici olur.



**Karbon -2 oksid (dəm qazı)** rəngsiz, zəhərləyici qazdır. Suda çox az həll olur.

Karbon 2- oksid göy alovla yanır, nəticədə karbon 4-oksidi əmələ gətirir.

**Karbon 4-oksidi (karbon qazı)** — rəngsiz qazdır. Maye CO<sub>2</sub> polad balonlarda saxlanılır və şiddətli soyudulmada qar kimi mayeyə çevrilir. Bərk preslənmiş CO<sub>2</sub> “quru buz” adlanır.

Karbon 4-oksidi yalnız suda məhlulda mövcud olan karbonat turşusunun (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) anhidrididir.

Sənayedə soda istehsalında, şəkər sənayesində, mədən sularının hazırlığında işlədilir. Bundan başqa CO<sub>2</sub> yanğın söndürməkdə işlədilir.

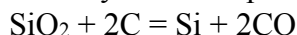
## IV qrupun p – elementləri. Silisium

Karbonun ən yaxın analoqu silisiumdur. Si dövrü sistemin IV qrupunun əsas yarımqrupunda yerləşir. Kimyəvi işarəsi Si, sıra nömrəsi 14, atom kütləsi 28 olan qeyri metaldir Silisium yer qabığının əmələgətirən mineralların əsas və mühüm elementidir.

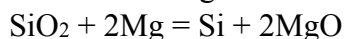
SiO<sub>2</sub> – qum, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · 2SiO<sub>2</sub> · 2H<sub>2</sub>O—gil, K<sub>2</sub>O · Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> · 6SiO<sub>2</sub> – çöl şpatı və bir çox başqa mineralların tərkibinə daxildir. Si birləşmələri bəzi bitkilərdə, heyvanların dırnaqlarında, quşların lələklərində olur.

### Alınması.

Sənayedə sərbəst Si, SiO<sub>2</sub>-in yüksək temperaturda kömürlə reduksiyasından alınır:



Laboratoriyada Si, SiO<sub>2</sub>-nin metal Mg-la birlikdə qızdırılmasından alınır:



### Fiziki xassələri

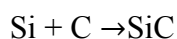
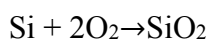
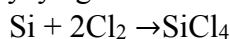
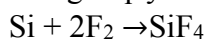
Si kristal və amorf olmaqla 2 allotropik modifikasiya əmələ gətirir.

Kristal Si-un bərkliyi zəifdir, o çox kövrəkdir. Amorf Si qonur rəngli ,metal parıltılı ,çətinəriyən tozdu, elektriki keçirmir.

### Kimyəvi xassələri

Si adi şəraitdə F-la reaksiyaya girib qaz halında olan silisium 4-flüorid SiF<sub>4</sub> əmələ gətirir:

Qızdırıldıqda isə digər qeyri metallarla reaksiyaya girir.



Si qızdırıldıqda bilavasitə başqa qeyri-merallarla (O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, S, C) birləşmələr əmələ gətirir. Si yalnız qeyri-metallarla deyil, həmçinin bir çox metallar və hidrogen ilə də birləşmələr əmələ gətirir. Si-un metallarla birləşmələrinə silisidlər deyilir.

Silisiumun 2-oksidi məlumdur: SiO və SiO<sub>2</sub>.

SiO – davamsızdır.

SiO<sub>2</sub> təbiətdə amorf və kristal halında tapılır. SiO<sub>2</sub> – silisiumun ən çox davamlı birləşməsidir.

Si-un havada yanmasından əmələ gəlir və çoxlu miqdarda istilik ayılır :



SiO<sub>2</sub>-ə təbiətdə başlıca olaraq kvars mineralı (narın qum dənələri) şəklində təsadüf edilir. Saf qum – ağ rənglidir, qatışıqlar şəklində dəmir birləşmələri də olur, buna görə də qum sarı rəngə boyanır. SiO<sub>2</sub>— anhidrid, su ilə reaksiyaya girmir.

Silikat sənayesi keramika, şüşə və sement istehsalından ibarətdir. Keramika məmulatlarının istehsalı üçün əsas xammal gildir.

Na<sub>2</sub>O·CaO·6SiO<sub>2</sub> – adi pəncərə şüşəsi

K<sub>2</sub>O·CaO·6SiO<sub>2</sub> – çətinəriyən və ya kimyəvi (kaliumlu) şüşə

K<sub>2</sub>O·PbO·6SiO<sub>2</sub> – büllur şüşə

Təmiz qumdan kvars şüşə alırlar. Şüşəyə rəngli oksidlər qatıldıqda ona müvafiq rəng verir.

Məsələn, CoO – göy, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – yaşıl, CuO – göy-yaşıl. Şüşəyə az miqdar narın xırdalanmış qızıl əlavə etməklə al-qırmızı şüşə (yaqut şüşə) alırlar.

Sement istehsalı üçün əsas xammal əhəngdaşı və gildir.



## V qrupun p – elementləri. Azot

V qrupun əsas yarımqrupuna azot (N), fosfor (P), arsen (As), stibium (Sb) və bismut (Bi) elementləri daxildir. Bu elementlərin ümumi elektron formulu aşağıdakı kimidir:  $ns2np3$ . Bu yarımqrup elementlərin atomlarının xarici energetik səviyyəsində beş elektron var. Birləşmələrdə bu elementlərin aşağı oksidləşmə dərəcəsi -3, yüksək oksidləşmə dərəcəsi isə +5-dir. Azotun ən yüksək valentliyi dörd, digər elementlərin isə beşdir. Bunun səbəbi azot atomunda boş orbitalın olmamasıdır. O, həyəcanlandıqda cüt elektronlar təklənə bilmir və xarici energetik səviyyəsində dörd orbital olduğu üçün maksimum dörd valentli olur.

V qrupun əsas yarımqrup elementlərinin xassələrində oxşar və fərqli cəhətlər var. Məsələn, azot  $RH_3$  tipli birləşməni nisbətən asan və birbaşa,  $R_2O_5$  tipli oksidi isə dolayı yolla əmələ gətirdiyi halda, fosfor birbaşa oksigendə yanaraq  $P_2O_5$  və dolayı yolla  $PH_3$  əmələ gətirir. Bu onların atomlarının quruluşundakı fərqlə bağlıdır.

Azot molekulu ikiatomludur. Azot molekununun kimyəvi formulu  $N_2$ , quruluş formulu isə  $N \equiv N$  şəklindədir. Üçqat rabitənin biri  $\sigma$  ikisi isə  $\pi$  rabitəsidir.

Sıra nömrəsi 7, qısa elektron formulu  $...2s22p3$ -dür.

**Təbiətdə tapılması.** Sərbəst azot havanın həcmcə 78%-ni təşkil edir. O, təbiətdə az miqdarda nitratlar şəklində tapılır. Azot həmçinin zülali maddələrin tərkibinə daxildir.

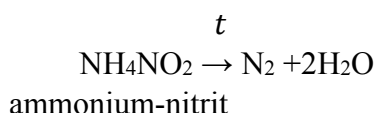
Azot ingilis alimi D.Rezerford tərəfindən kəşf edilmişdir.

Təbii birləşmə(yaxud mineral)	Birləşmənin adı
$NaNO_3$	Çili şorası
$KNO_3$	Hindistan şorası
$Ca(NO_3)_2$	Norveç şorası

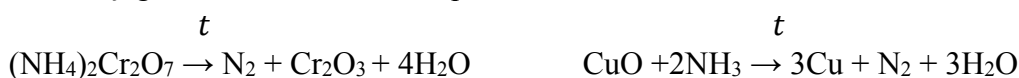
### **Alınması.**

a) Sənayedə azot maye havanın fraksiyalı distilləsindən alınır. Hava  $-200^\circ C$ . Bu zaman əvvəlcə azot buxarlanır (azotun qaynama temperaturu  $-196^\circ C$ , oksigenin isə  $-183^\circ C$  -dir).

b) Laboratoriyada alınması üsulları:

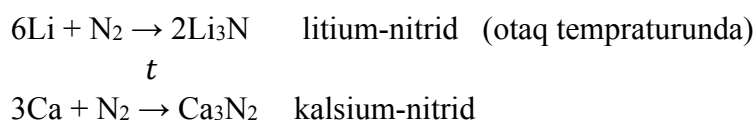


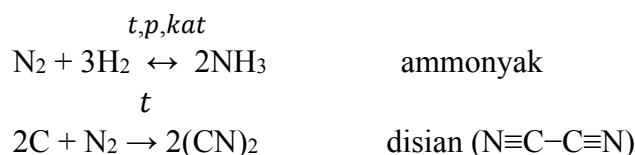
Azotu aşağıdakı üsullarla da almaq olar.



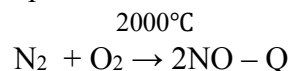
**Fiziki xassələri.** Azot rəngsiz, iysiz, havadan bir qədər yüngül qazdır. Suda oksigendən də az həll olur. Azot bərk halda molekulyar kristal qəfəs əmələ gətirir.

**Kimyəvi xassələri.**  $N \equiv N$  rabitəsi kifayət qədər möhkəm və davamlıdır. Azot bir çox metal və qeyri-metallarla yüksək temperaturda qarşılıqlı təsirdə olur. Onun metallarla əmələ gətirdiyi birləşmələrə nitridlər deyilir. O, yalnız litiumla adi şəraitdə (otaq temperaturunda) reaksiyaya daxil olur.



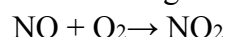


Elektrik qövsü temperaturunda azot oksigenlə reaksiyaya daxil olur.



Bu reaksiya atmosferdə şimşək çaxarkən yaranan elektrik boşalması zamanı baş verir.

NO adi şəraitdə havanın oksigeni ilə oksidləşir.



Azotun bir neçə oksidi var. Bu oksidləşmə dərəcəsi +1 dən +5 -ə dəyişir.

N <sub>2</sub> O	+1	diazot monooksid
NO	+2	azot monooksid
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	+3	diazot trioksid
NO <sub>2</sub>	+4	azot dioksid
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	+5	diazot pentaoksid

**Tətbiqi.** Azot əsasən ammonyakın sintezi üçün, sonuncu isə nitrat turşusunun və digər azotlu birləşmələrin istehsalında istifadə edilir. Maye azot soyuducu sistemlərdə tətbiq edilir.

## V qrupun p – elementləri. Fosfor

Fosfor V qrupun əsas yarımqrup elementidir. Sıra nömrəsi 15, nisbi atom kütləsi 31-dir. Fosfor birləşmələrində III və V valentli olur, əsasən -3, +3 və +5 oksidləşmə dərəcələri göstərir.

Təbiətdə tapılması.

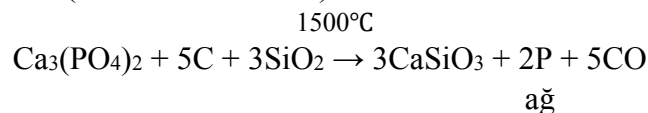
Fosforun kimyəvi aktivliyi yüksək olduğu üçün təbiətdə yalnız birləşmələr şəklində rast gəlinir. Fosforun əsas mineralları aşağıdakılardır.

Təbii birləşmə(yaxud mineral)	Birləşmənin adı
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Fosforit
3Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> ·CaCl <sub>2</sub>	Xlorapatit
3Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> ·Ca(OH) <sub>2</sub>	Hidroksiapatit
3Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> ·CaF <sub>2</sub>	Flüorapatit

Bundan başqa fosfor zülali maddələrin, eləcə də sümüklərin dişlərin tərkibində olur. Yetkin insan orqanizmində təqribən 1,5 kq-a qədər fosfor olur. Fosfor əsasən beyin hüceyrələrində, həmçinin sinir və sümük toxumalarında olur. Sümükdə fosfor 3Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·CaCO<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O şəklindədir.

### Alınması.

1. Fosforu sənayedə elektrik peçlərində kalsium-ortofosfat ilə qum qarışığının 1500°C-də koksla reduksiya etməklə (elektrotermiki üsul) alırlar.



**Fiziki xassələri.** Fosfor sərbəst halda üç allotropik şəkildəyişmə əmələ gətirir. Bu fosfor atomlarının bir-biri ilə birləşərək, müxtəlif tipli kristal qəfəsləri əmələ gətirmə qabiliyyətləri ilə izah edilir. Ağ fosfor molekulyar kristal qəfəs, qırmızı və qara fosfor isə atom kristal qəfəs əmələ gətirir.

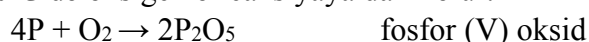
Ağ fosforun kristal qəfəsinin düyünlərində P<sub>4</sub> molekulları olur. O, adi şəraitdə sarıya çalan rəngsiz kristal maddədir. Bərkliyi azdır, su altında bıçaqla kəsmək mümkündür. Sarımsaq qoxusu verir.. Suda həll olmur, karbon-disulfiddə (CS<sub>2</sub>) yaxşı həll olur, 44°C-də əriyir, xırdalanmış halda adi temperaturda alovlanır. Ağ fosfor güclü zəhərdir, qaranlıqda işıq verir.

### **Kimyəvi xassələri.**

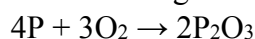
Fosforun bütün allotropik şəkildəyişmələri kifayət qədər aktivdir. Lakin ağ fosforun aktivliyi daha yüksəkdir. Qırmızı fosfor isə qara fosfora nisbətən daha aktivdir.

Ağ fosforu hava daxil olmadan qızdırdıqda sarılır və tədricən qırmızı fosfora çevrilir. Qırmızı fosforu qızdırmaqla alınan buxarı kondensləşdirdikdə isə ağ fosfor əmələ gəlir.

Ağ fosfor 40°C-də oksigenlə reaksiyaya daxil olur.

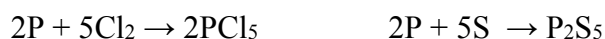


Bu reaksiya qırmızı fosforla 260°C-də, qara fosforla isə 490°C-də başlayır. Oksigen çatışmadıqda isə fosfor (III) oksid əmələ gəlir.

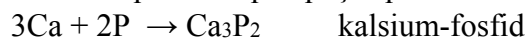


Fosforun iki əsas oksidi məlumdur. P<sub>2</sub>O<sub>3</sub> və P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

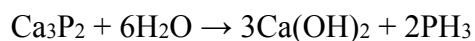
Fosfor bir çox qeyri-metallarla qarşılıqlı təsirdə olur.



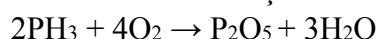
Fosfor əksər metallarla qızdırıldıqda qarşılıqlı təsirdə olub fosfidlər əmələ gətirir.



Fosfor birbaşa hidrogenlə qarşılıqlı təsirdə olmadığından onun hidrogenli birləşməsi PH<sub>3</sub>-fosfin aşağıdakı yolla alınır.



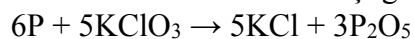
Fosfin qoxumuş balıq iyi verən, havada alovlanan zəhərli qazdır. O, hava ilə partlayıcı qarışıq əmələ gətirir. Havada asan oksidləşir.



Fosfin kimyəvi formuluna görə ammoniyaka oxşayır, lakin ammoniyaka nisbətən zəif əsasi xassəlidir.

### **Tətbiqi**

Qırmızı fosfordan kibrit istehsalında istifadə olunur. Belə ki, onun narın əzilmiş şüşə və yapışqanla qarışığını kibrit qutusunun yanına çəkirlər. Tərkibi kalium-xlorat (Bertolle duzu) KClO<sub>3</sub> və kükürddən ibarət olan kibrit başlığı qutunun yanına sürtüldükdə alovlanma baş verir.



Ağ fosfor yandırıcı bombalarda və hərbdə tüstü pərdələrinin yaradılması üçün tətbiq edilir. Fosfor (V) oksiddən suuducu maddə kimi (məsələn, qazların qurudulması üçün), ortofosfat turşusundan isə mineral gübrə istehsalında istifadə olunur.

## VI A yarımqrup elementləri. Kükürd

IV qrupun əsas yarımqrupunu oksigen(O),kükürd(S),selen(Se),tellur(Te) və polonium(Po) elementləri təşkil edir.Bu elementlər xalkogenlər adlanır.(Xalkagen –“filiz doğuran”deməkdir.)Xalkogen atomlarının qısa elektron ...ns<sup>2</sup>np<sup>4</sup> kimidir.Oksigenin elektron formuluna və qrafik formuluna baxsaq görərik ki,onun boş d yarımşəviyyəsim(2d) olmadığından həyəcanlana bilmir.Ona görə də maksimum +2, minimum -2 oksidləşmə dərəcəsi göstərir.

**KÜKÜRD-** Sıra nömrəsi 16, nisbi atom kütləsi 32-dir. III dövr və VI qrupun əsas yarımqrup elementidir.Birləşmələrində kükürd ,əsasən , -2,-1,+4,+6 oksidləşmə dərəcəsi göstərir.

**Təbiətdə tapılması.** Kükürd təbiətdə həm sərbəst, həm də birləşmələr şəklində yayılmışdır.

FeS <sub>2</sub>	dəmir kolçedanı, pirit	ZnS	Sfalerit
PbS	qurğuşun parıltısı	BaSO <sub>4</sub>	ağır şpat
Cu <sub>2</sub> S	mis parıltısı (xalkozin)	CuFeS <sub>2</sub>	mis kolçedanı və ya xalkopirit
HgS	Kinovar	CaSO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O	Gips
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ·10H <sub>2</sub> O	mirabilit mineralı və ya qlauber duzu	MgSO <sub>4</sub> ·7H <sub>2</sub> O	acı duz

Kükürd sərbəst halda İtaliya, ABŞ, Yaponiya, Qaraqum səhrası, Özbəkistan və Volqa boyunda rast gəlinir. O, həmçinin zülalların tərkibində olur.

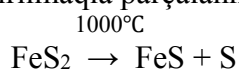
### Alınması.

#### a) Sənayedə

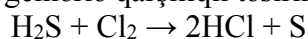
Sərbəst halda olan kükürdü sənayedə təbii yataqlardan ifrat qızdırılmış su buxarı vasitəsilə çıxarmaqla (Fraş üsulu) alırlar. Fraş üsulunda yerin altına borularla sıxılmış isti hava və ifrat qızdırılmış buxar vurulur. Buxarın təsirindən əriyən kükürd (tər=112,8°C) havanın təzyiqi altında su ilə birlikdə yerin səthinə çıxır və soyuyaraq bərkiyir.

#### b) Laboratoriyada

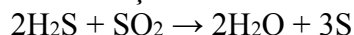
1. Piritin qızdırılmaqla parçalanmasından:



2. H<sub>2</sub>S-in halogenlərlə qarşılıqlı təsirindən :



3. H<sub>2</sub>S-in SO<sub>2</sub> ilə oksidləşməsindən:

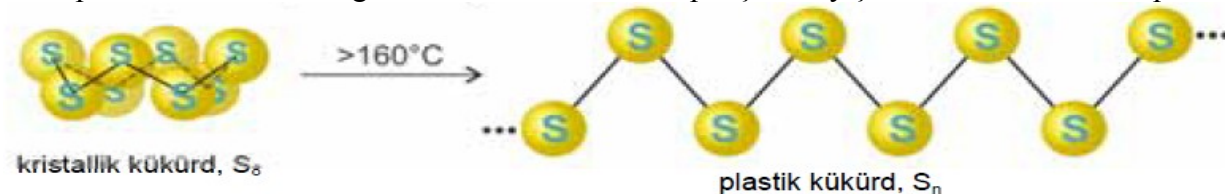


### Fiziki xassələri.

Kükürd sarı rəngli, kristal maddədir. O, istiliyi pis keçirir, elektrik cərəyanını isə keçirmir. Kükürd parçası suda batır, kükürd tozu isə suda islanmadığı üçün üzür. Kükürdlü filizlərin «boş süxurlardan» ayrılması üçün zənginləşdirmə üsuluna flotasiya deyilir və praktikada ondan geniş istifadə edilir. Kükürd suda praktiki olaraq həll olmur. O, karbon-disulfiddə (CS<sub>2</sub>), toluol (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>-CH<sub>3</sub>) və bəzi başqa üzvi həlledicilərdə yaxşı həll olur. Kükürd 112,8°C-də əriyərək, sarı rəngli axıcı mayeyə çevrilir, 444,6°C-də isə qaynayır.

Adi şəraitdə kükürd molekulları səkkiz atomludur və həlqəvi quruluşa malikdir. Onu qızdırdıqda kükürd molekullarının səkkiz atomlu halqaları qırılaraq, dartıla və qısala bilən açıq uzun zəncirlərə çevrilir. Bu plastik kükürddür.

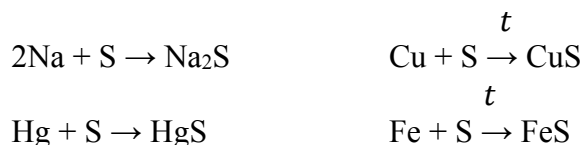
Qaynama temperaturuna qədər qızdırılmış kükürd soyuq suya tökülərsə, rezin kimi asan dartıla bilən plastik kükürd əmələ gəlir. Kükürdün iki allotropik şəkildəyişməsi var: kristallik və plastik. Kristallik kükürdün asan əriməsi onun molekulyar quruluşlu olduğunu göstərir. Kükürd buxarlarını sürətlə soyutduqda kiçik kristallardan ibarət «kükürd çiçəyi» adlanan narın toz alınır. Qaynama temperaturuna qədər qızdırılmış kükürd soyuq suya tökülərsə, rezin kimi asan dartıla bilən plastik kükürd əmələ gəlir. Kükürdün iki allotropik şəkildəyişməsi var: kristallik və plastik.



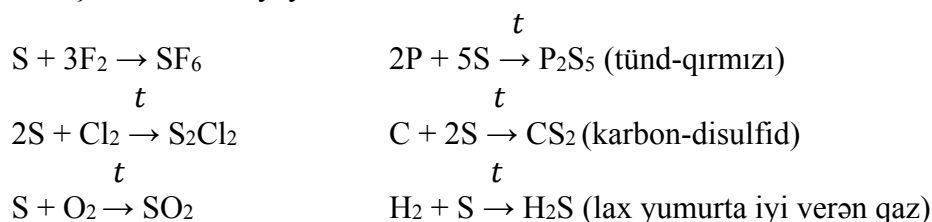
### Kimyəvi xassələri.

Kükürd aktiv qeyri-metaldır. Lakin oksidləşdirici xassəsi oksigenə nisbətən xeyli zəifdir. Ona görə də kükürd özündən elektromənfi elementlərlə (F, Cl, O, N) reaksiyalarda reduksiyaedici, özündən az elektromənfiyə malik elementlərlə reaksiyalarda isə oksidləşdirici olur.

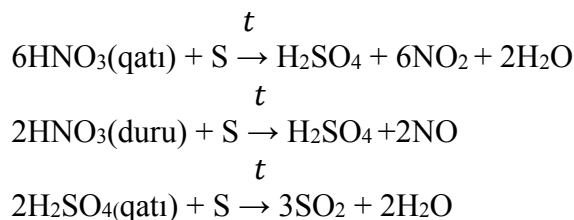
1. Kükürd Au, Pt və İr-dan başqa metallarla qarşılıqlı təsirdə olur. O, natrium, kalium və civə ilə otaq temperaturunda, digər metallarla isə qızdırıldıqda reaksiyaya daxil olur.



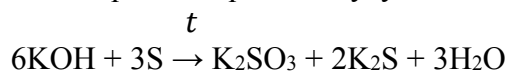
2. Kükürd nəcib qazlar və yoddan başqa digər qeyri metallarla birbaşa qarşılıqlı təsirdə olur. O, flüor ilə adi şəraitdə reaksiyaya daxil olur.



3. Kükürd qatı sulfat, qatı və duru nitrat turşuları ilə qızdırıldıqda reaksiyaya daxil olur.



4. Kükürd qələvilərlə qızdırıldıqda reaksiyaya daxil olur.



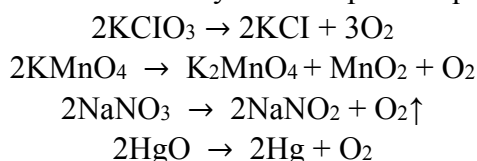
**Tətbiqi.** Kükürddən bitkilərin zərərvericiləri və xəstəliklərinə qarşı mübarizədə, sulfat turşusunun, karbon-disulfidin (həlledici), kibritin istehsalında, təbabətdə müxtəlif məlhəmlərin hazırlanmasında, kauçukun vulkanlaşdırılmasında istifadə edilir.

## VI A yarımqrup elementləri ,Oksigen

VI A yarımqrup elementləri Oksigen VI qrupun əsas yarımqrupu aşağıdakı elementlərdən O<sub>2</sub>, S, Se, Te, Po ibarətdir. Oksigen yarımqrupu elementləri atomlarının xarici kvant təbəqəsində 6 elektron olur. Oksigenin sıra nömrəsi 8, elektron konfigurasiyası belədir 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup> . Oksigen azotdan daha aktiv qeyri-metaldır. Elementin sıra nömrəsinin artması ilə atomlarının radiusu da böyüyür, bu isə elektrona olan qohumluğun azalmasına səbəb olur.

### Alınması:

Sənaye miqyasında oksigen maye havadan alınır. Çox saf oksigeni suyun elektrolizi ilə alırlar. Laboratoriyada oksigeni Bertole duzunu və ya kalium permanqanatı qızdırmaqla almaq olar.

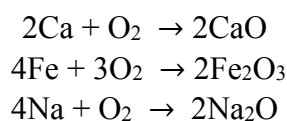


### Fiziki xassələri

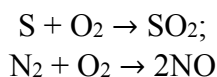
Oksigen iysiz, rəngsiz və dadsız qazdır, 1atm. təzyiqdə 100 həcm suda 3 l həcm O<sub>2</sub> həll olur.

### Kimyəvi xassələri

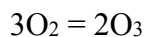
Oksigenin, təsirsiz qazlar müstəsna olmaqla, bütün elementlərlə 104 birləşmələri məlumdur. Oksigen fəal elementlərdən olub, Au və Pt-dən başqa bütün metallarla bilavasitə birləşir və nəticədə oksid əmələ gətirir.



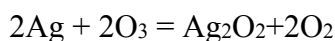
Oksigen halogenlərdən başqa digər qeyri-metal atomları ilə birləşir və nəticədə turşu oksidi və ya duz əmələ gətirən oksidlər əmələ gəlir.



Maddələrin oksigenlə birləşməsi oksidləşmə adlanır. Yanma, korroziya, çürümə və tənəffüs oksigenin iştirakı ilə gedən oksidləşmə-reduksiya prosesləridir. Oksigen 2 allotropik modifikasiya əmələ gətirir; O<sub>2</sub> və O<sub>3</sub> (ozon) Ozon az miqdarda havada olur. Elektrik boşalması nəticəsində havanın oksigeni qismən ozona çevrilir.



Şimşəkdən sonra havanın xoş iyi havada az miqdarda ozon əmələ gəlməsi ilə izah edilir. Ozonun göyümtül rəngi və kəskin xarakterik iyi olur. O, suda oksigendə yaxşı həll olur. Oksigen həm də yüksək temperaturda da gümüşlə reaksiya girmir. Ozon metal gümüşə təsirindən isə sürətlə oksidləşərək Ag<sub>2</sub>O<sub>2</sub> əmələ gətirir.



Gümüş peroksid. Ozon qüvvətli oksidləşdiricilik qabiliyyəti sayəsində mikroorqanizmləri tələf edir, içməli suyun və havanın zərərsizləşdirilməsi üçün dezinfeksiyaedici kimi tətbiq olunur.

## VII A yarımqrup elementləri. Halogenlər.

Dövri sistemin VII qrupunun əsas yarımqrupunda yerləşən flüor F, xlor Cl, brom Br, yod I və astat At elementləri halogenlər adlanır. Halogen atomlarının xarici energetik səviyyəsində 7 elektron yerləşir –  $ns^2np^5$ . Bu səviyyənin tamamlanması ( $ns^2np^6$ ) üçün bir elektron çatmır. Halogenlər güclü oksidləşdiricidirlər. Onlar hidrogen və metallarla birləşmələrində özlərinə asanlıqla bir elektron birləşdirərək -1 oksidləşmə dərəcəsi göstərib, birvalentli olur. Flüordan başqa digər halogenlər 3, 5, 7 valentli olur və müvafiq olaraq +3, +5, +7 oksidləşmə dərəcəsi də göstərə bilər. Bu onunla izah olunur ki, Cl, Br, I atomlarında boş d-yarım səviyyəsi var. Tək elektronların sayından (3, 5, 7) asılı olaraq birləşmələrində xlor, brom və yodun valentliyi 3, 5, 7, oksidləşmə dərəcəsi isə müvafiq olaraq +3, +5, +7 olur. Flüor atomu ən yüksək elektromənfiyyətə malik element olduğundan bütün elementlərlə birləşmələrində yalnız -1 oksidləşmə dərəcəsi göstərir.

Flüordan başqa digər halogenlər oksigenli turşular əmələ gətirir. Məsələn, xlorun  $HClO_4$ ,  $HClO_3$ ,  $HClO_2$ ,  $HClO$  tipli turşuları var. Bu turşuların qüvvətliliyi elementin oksidləşmə dərəcəsinin azalması istiqamətində zəifləyir, yəni bunların içərisində  $HClO_4$  ən qüvvətli turşudur.

Halogenlər ikiatomlu molekullardan ibarət olan bəsit maddələr əmələ gətirir –  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ . Halogenlərin reaksiyaya girmə qabiliyyəti  $F_2 \rightarrow Cl_2 \rightarrow Br_2 \rightarrow I_2$  istiqamətində azalır. Ona görə də bu sırada əvvəlki element özündən sonrakıları HR-tipli turşulardan və onların duzlarından sıxışdırıb çıxarır. Halogenlərin bəsit maddələrinin molekulları arasında cazibə qüvvəsinin  $F_2 \rightarrow Cl_2 \rightarrow Br_2 \rightarrow I_2$  istiqamətində artması nəticəsində onların aqreqat halları da qanunauyğun dəyişir: flüor – çətin, xlor isə – asan mayeləşən qaz, brom – maye, yod isə bərk maddədir.

**Təbiətdə tapılması** Halogenlər çox aktiv olduğu üçün təbiətdə sərbəst rast gəlinmir. Yalnız birləşmələr şəklində mövcuddur.

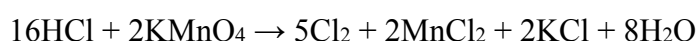
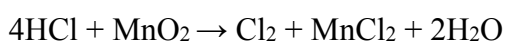
$CaF_2$	Flüorit	$NaCl$	xörək duzu, qalit
$Na_3AlF_6$	Kriolit	$KCl$	Silvin
$3Ca_3(PO_4)_2 \cdot 6H_2O$	Flüorapatit	$NaCl \cdot KCl$	Silvinit

Xlorun birləşmələri okean, dəniz və göl sularında, həmçinin bitki və heyvan orqanizmlərində olur.

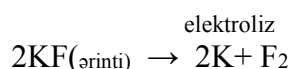
**Br-** dəniz suyunda və buruq sularında qələvi metalların duzları şəklində tapılır.

**J-** ( $NaBr, NaJ$ ) Onlar Cl-un birləşmələri ilə birlikdə tapılır.

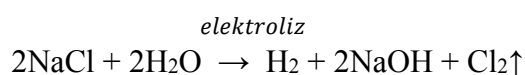
**Alınması.** **Laboratoriyada** xlor, brom, yodun alınması eynidir:



**Sənayedə** flüoru yalnız elektroliz yolu ilə almaq mümkündür.



Xlor natrium-xloridin qatı məhlulunun elektrolizindən alınır:





Brom və yod sənayedə bromidlərə və yodidlərə  $\text{Cl}_2$  təsir etməklə alınır.



### Fiziki xassələri.

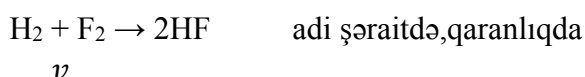
Halogen	Aqrekat halı	Rəngi
$\text{F}_2$	Qaz	açıq sarı
$\text{Cl}_2$	Qaz	sarımtıl yaşıl
$\text{Br}_2$	Maye	qırmızı qonur
$\text{J}_2$	bərk	tünd bənövşəyi(qara)

Xlor sarımtıl-yaşıl rəngli, kəskin iyli, boğucu, zəhərli qazdır. Xlorun suda məhluluna xlorlu su deyilir. Xlor tənəffüs yollarını qıcıqlandırır, onun böyük miqdarı ilə tənəffüs isə ölümlə nəticələnir.  $\text{J}_2$ -qızdırıldıqda süblimə edir. Bundan başqa spirtdə həll olur.

$\text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{J}_2$  suda praktiki həll olmur.  $\text{F}_2$  isə başqa halogenlərdən fərqli olaraq sudan oksigeni sıxışdırıb çıxarır.

### Kimyəvi xassələri.

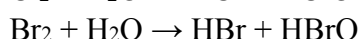
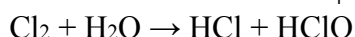
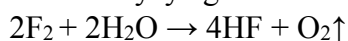
#### 1. Halogen + $\text{H}_2 \rightarrow$



Bu iki reaksiya partlayışla baş verir.

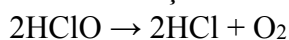
#### 2. Halogen + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow$

Xlor su ilə reaksiyaya girərək xlorid və hipoxlorit turşularını əmələ gətirir:

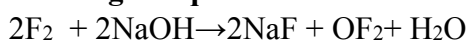


$\text{J}_2$  su ilə reaksiyaya daxil olmur.

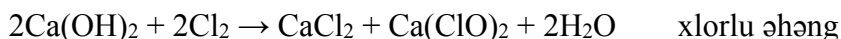
$\text{HClO}$ -davamsız turşudur.



#### 3. Hallogen + qələvi $\rightarrow$



100°C

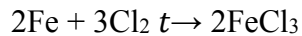
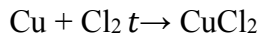


Brom da qələvilərlə eyni şəraitdə reaksiyaya daxil olur və eyni tip maddələr əmələ gətirir.

#### 4. Hallogen + metal $\rightarrow$

Halogenlər bütün metallarla reaksiyaya daxil olur (Au, Pt istisna)





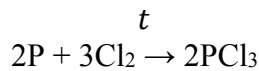
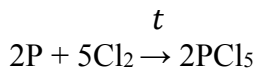
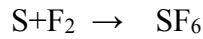
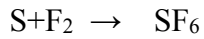
### 5. Halogen + q/metal →

Flüor -O<sub>2</sub> dən başqa bütün qeyri-metallarla reaksiyaya girir.

Xlor -C, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub> dən başqa bütün qeyri-metallarla reaksiyaya girir.

Brom- C, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub> dən başqa bütün qeyri-metallarla reaksiyaya girir.

Yod -C, O<sub>2</sub>, S dən başqa bütün qeyri-metallarla reaksiyaya girir.



### Tətbiqi

F-üzvi maddələrin flüorlaşmasında,teflon tipli polimer maddələrin istehsalında istifadə edilir. Cl-içməli suyun zərərsizləşdirilməsində , parça və kağızların ağardılmasında, HCl istehsalında istifadə edilir.

Br-tibbdə,boya istehsalında ,fotoqrafiyada istifadə olunur.

J- tibbdə,müxtəlif dərman istehsalında istifadə edilir.

## Dövri sistemin B yarımqrup elementləri.

Əsas yarımqrup elementlərindən fərqli olaraq, əlavə yarımqrup elementlərində axırıncı elektronlar atomun xarici yox, xaricdən əvvəlki energetik səviyyəsini doldurur. Əlavə yarımqruplarda d-elementlər yerləşir, onun atomlarında xarici energetik səviyyədə, əsasən iki, bəzən bir (Cu, Cr) s-elektron olur. Ona görə də əlavə yarımqrup elementlərinin oksigenli birləşmələrinin tərkibi öz aralarında oxşardır. Lakin d-elementləri hidrogenli birləşmə əmələ gətirmir. d-elementlərin əmələ gətirdiyi bəsit maddələrin kimyəvi xassələrindəki qanunauyğunluq, əsas yarımqrup elementlərinin əmələ gətirdiyi bəsit maddələrindən fərqlənir. Əlavə yarımqruplarda nüvənin yükü artdıqca müvafiq metalların kimyəvi aktivliyi, bir qayda olaraq azalır. Əlavə yarımqrupların bir çox metalları dəyişkən oksidləşmə dərəcəsinə malik olur. onların oksidləşmə dərəcəsi artdıqca oksidlərinin və hidröksidlərinin əsasi xassələri zəifləyir, turşu xassələri güclənir.

Əlavə yarımqrup metallarından daha çox praktik əhəmiyyətə malik olanları mis (Cu), sink (Zn), xrom (Cr) və dəmir (Fe).

Ən əhəmiyyətli nümayəndələrin elektron formulları aşağıda göstərilmişdir.

Dövri sistemdə mövqeyi və atomunun quruluşu. Cu -I, Zn- II ,Cr- VI, Fe-VIII qrupun əlavə yarımqrupunun metallarıdır.

IV dövr əlavə yarımqrup elementi	Elektron formulu
+24Cr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
+26Fe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
+29Cu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
+30Zn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

## Təbiətdə tapılması.

Mis təbiətdə əsasən yayılmışdır. Bəzən isə sərbəst misə böyük ölçülərə malik külçələr şəklində rast gəlinir. Bəzi qədim dillərdə dəmir « səma daşı » adlanır. Yer qabığında dəmir yayılmasına görə alüminiumdan sonra ikinci yeri tutur. Sink təbiətdə yalnız birləşmələr Xrom yer qabığının 0,03%-ni təşkil edir. Müəyyən olunmuşdur ki, xrom Günəşdə, ulduzlarda və meteoritlərdə də var.

Cu (birləşmələr şəklində əsasən)	Zn (birləşmələr şəklində)	Cr (birləşmələr şəklində)	Fe (birləşmələr şəklində)
mis parıltısı $Cu_2S$	sfalerit $ZnS$	xromlu dəmir daşı $FeCr_2O_4$	maqnetit – $Fe_3O_4$
kuprit $Cu_2O$	qalmey $ZnCO_3$	krokoit $PbCrO_4$	hematit – $Fe_2O_3$
mis kolçedanı	sink şpinelidir ( $ZnAl_2O_4$ ).	xrom (III) oksid $Cr_2O_3$	limonit – $Fe_2O_3 \times nH_2O$
malaxit $(CuOH)_2CO_3$			pirit – $FeS_2$
$CuFeS_2$ (xalkopirit)			siderit – $FeCO_3$

Mis açıq çəhrayı rəngli, kifayət qədər yumşaq metaldır. O, elektrik cərəyanını çox yaxşı keçirir (yalnız gümüşdən geri qalır). Mis ağır metallara aiddir.

Sink maviyəçalan gümüşü rəngli metaldır. O, adi şəraitdə kövrəkdir. Sink ağır metallara aiddir. Xrom bozuntul-ağ rəngli metaldır, xarici görünüşünə görə polada oxşayır və çətinəriyən ən bərk metaldır. Onunla şüşə kəsmək olar.

Saf dəmir gümüşü-ağ rəngli plastik metaldır. Digər metallardan fərqli olaraq, dəmir maqnit xassələrinə malikdir.

Mis az aktiv metallara aiddir. Soyuqda havanın oksigeni ilə çox zəif qarşılıqlı təsirdə olur, üzəri oksid təbəqəsi ilə örtülür, o da misin sonrakı oksidləşməsinin qarşısını alır

*Sinkin* səthi nazik oksid təbəqəsi ilə örtüldüyündən havada davamlıdır. Həmin təbəqə metalı sonrakı oksidləşmədən qoruyur

*Xromun* səthi davamlı oksid təbəqəsi ilə örtüldüyündən, o, hətta turşularla çətinliklə reaksiyaya daxil olur

*Dəmir* kimyəvi davamlıdır, lakin müxtəlif qarışıqları olan adi dəmir nəm havada tez paslanır.

## İstifadə olunan ədəbiyyatlar

1. Qarayev Z. "Qeyri – üzvi kimya", Maarif, Bakı, 1983
2. Ağahüseynova M.M "Ümumi kimya" Bakı, 2004
3. Ağahüseynova M.M , T.M.Hüseynova Ümumi kimyadan məşğələ və məsələlər (dərs vəsaiti), Bakı, 2012
4. Ağahüseynova M.M , T.M.Hüseynova Ümumi və qeyri – üzvi kimyadan sərbəst işlərin tapşırıqları və sesiyarası yoxlama testlər (dərs vəsaiti), Bakı, 2014
5. Ağahüseynova M.M Kimya, Bakı, 2008.
6. Ağahüseynova M.M , Əsgərov H.F., Quliyev V.İ. "Ümumi və qeyri – üzvi kimya" Bakı, 2006