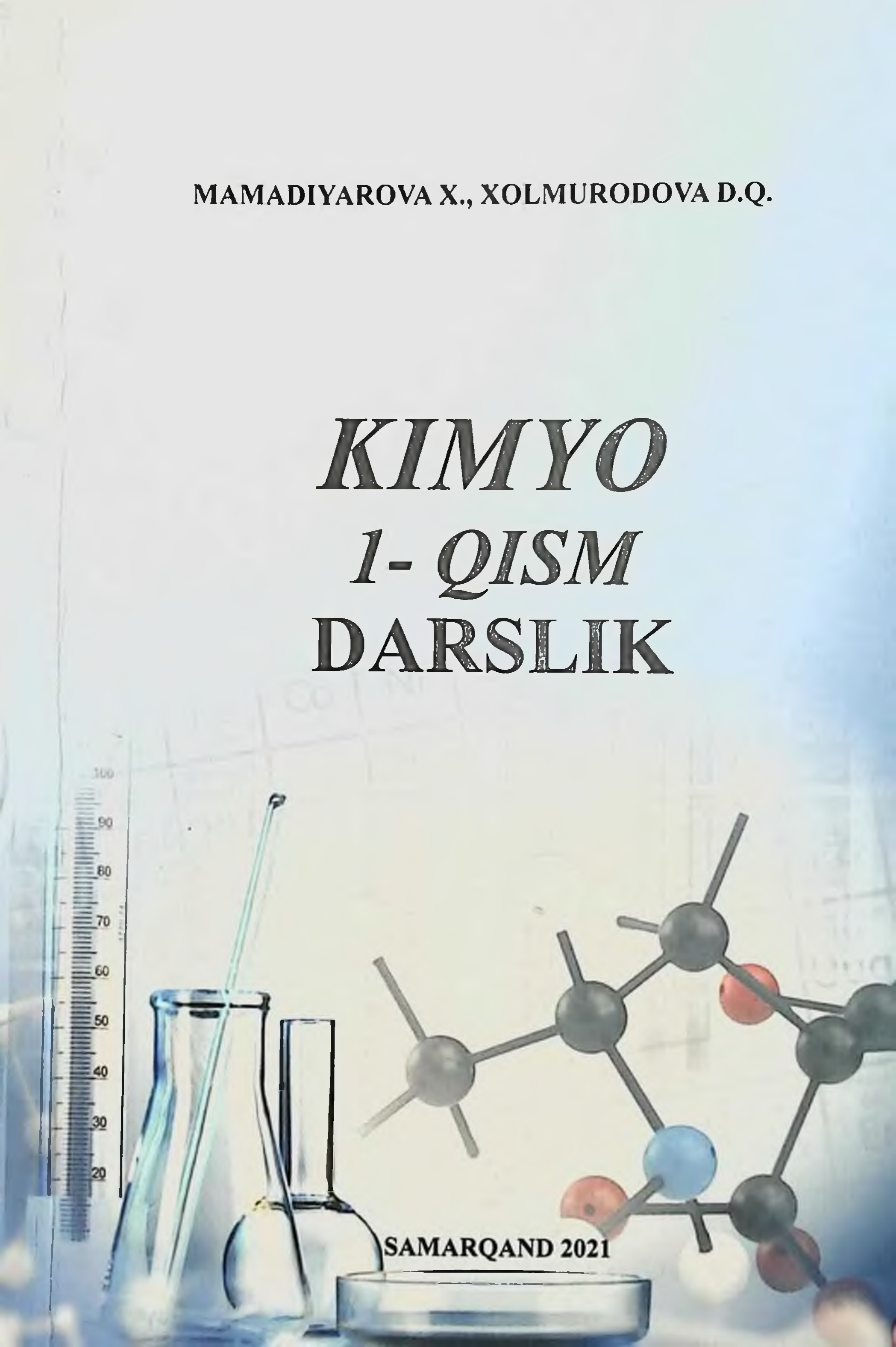


MAMADIYAROVA X., XOLMURODOVA D.Q.

KIMYO
1- QISM
DARSLIK

The background of the cover features a laboratory setting. On the left, a vertical graduated cylinder with a scale from 20 to 100 is visible. In the foreground, there is a collection of glassware: an Erlenmeyer flask containing a blue liquid, a test tube, a beaker, and a petri dish. To the right, a ball-and-stick molecular model is shown, consisting of black, red, blue, and white spheres connected by grey rods. The overall scene is set against a light blue background with a faint grid pattern.

SAMARQAND 2021

MAMADIYAROVA X. XOLMURODOVA D.Q

KIMYO

1-qism

DARSLIK

Sam DTI
axborot-resurs markazi

Samarqand - 2021

UDK 54(035) (075.4)

Taqrizchilar:

SamMI biyologik kimyo kafedrası t.f.d professor . A.Q.Asqarov

O`zR FA akademigi O`zRxizmatko`rsatgan fan arbobi, t.f.d. professor . S.S. Negmatov.

So'z boshi

Ushbu o'quv darslik farmasiya yunalishida ta'lim olayotgan fakultet uchun tuzilgan namunaviy dasturga mos keladi darslik 1 va 2 chi qismdan iborat bo'lib darslikni 1-qismda umumiy kimyo asoslari atom, molekula tushunchalari molyar hajm molyar massa, kimyoning ehg muhim qonunlari moddalarning fizikaviy kimyoviy xossalari, atom tuzilishi, izotoplar, kvant sonlari, D.I.Mendeleyev davriy qonuni, davriy sestemasi, kimyoviy bog'lanish turlari, oksidlanish-qaytarilish reyaksiyalari, elektroliz, kimyoviy reaksiya tezligi, reaksiyalarning issiqlik effektlari, to'yingan va to'yinmagan eritmalar, elektrolitik dissotsiyalanish nazaryasi, anorganik birikmalarning muhim sinflari, asosla, tuzlar, ularning kimyoviy xossalari haqida to'liq ma'lumotlar yoritilgan.

Ushbu darslik yozishga kirishish bilan mualliflar o'z oldiga ikkita vazifani qo'ydi:

- 1) kitobning berilgan hajmida kerakli axborotdan maksimum berish;
- 2) darslikni tushunilishi oson va engil formada bayon qilish, masalalarni yechishda va kimyoviy aylanishlar zanjirini tuzishda amaliy foydalanish qulayligiga erishish.

Darslikda yetarli hajmda yoritilgan savollarga: nordon, asosli va kompleks tuzlar, kristallogidratlar, mahsulot unumi, kimyoviy belgi, formula va tenglamalar beradigan axborotlar, to'yingan, to'yinmagan va aromatik uglevodorodlar, kislorodli, azotli organik birikmalar, uglevodlar va oqsillarga, alohida e'tibor berilgan.

Mualliflar maktab dasturiga kirmaydigan ayrim savollarni (eruvchanlik ko'paytmasi, ekvivalentlar qonuni, eritma pH va b.) ham qisqacha bayon qilishni zarur deb hisobladi.

Belgilanishlar

Me	—	metall	
R	—	kimyoviy element, radikal	
G	—	galogen	
A^{n-}	—	anion, kislota qoldig'i	
Me^{n+}	—	metall kationi	
n^+, m	—	ionning nisbiy elektr zaryadi	
$\pm\delta$	—	qisman (effektiv) zaryad	
k	—	kimyoviy reaksiya tezlik konstantasi	
kat	—	katalizator	
K	—	dissotsiatsiya (ionlanish), muvozanat konstantasi	
o	—	-orto-holat	
m	—	-meta-holat	
p	—	-para-holat	
$+ [o] \rightarrow$	—	oksidlanish jarayoni	
$+ [n] \rightarrow$	—	qaytarilish jarayoni	
t_q	—	qaynash temperaturasi	
t_s	—	suyuqlanish temperaturasi	
e^-	—	elektron	
e^+	—	pozitron	
${}^1_1H, {}^1_1P$	—	proton	
1_0n	—	neytron	
Z	—	zaryadlar soni (yadrodagi protonlar soni)	
N	—	yadrodagi neytronlar soni	
\neq, \nrightarrow	—	reaksiya bormaydi	
$\xrightarrow{t, kat, P}$	—	reaksiya sharoitlari: t - qizdirish R - yuqori bosim kat - katalizator	
$\xrightarrow{H^+}$	—	nordon muhit	
$\xrightarrow{OH^-}$	—	ishqoriy muhit	
\uparrow	—	gaz	
\downarrow	—	cho'kma	
\leftrightarrow	—	qaytar (qaytar reaksiya)	
\rightleftharpoons	—	teng kuchli	
$>$	—	katta	
$<$	—	kichik	
\leq	—	kichik yoki teng	
\geq	—	katta yoki teng	
\approx	—	taxminan teng	

Σ — yig'indi

Qisqartmalar:

m-da — modda

hav. — havo

ik. — ikkilamchi

g — gaz

s — suv

k-ta — kislota

mekv — millickvivalent

n.sh. — normal sharoit

od.sh. — oddiy sharoit

bir. — birlamchi

er. — eritma

xos. — xossa

st.sh. — standart sharoit: $R=1 \text{ atm (101325 Pa)}$, $t=25^{\circ}\text{S (298}^{\circ}\text{K)}$

q — qattiq

uch. — uchlamchi

liz. — fizikaviy

kim. — kimyoviy

el-z — elektroliz

ishq — ishqoriy (ishqor)

b — boshqalar

I-QISM. UMUMIY KIMYO ASOSLARI

I-bo'lim. KIMYO FANI VA KIMYONING VAZIFALARI

Materiya — bizni o'rab olgan dunyo, o'zining butun xilma-xilligi bilan - moddalar va maydon ko'rinishida mavjuddir. Moddalar juda ko'p. Hozirgi vaqtda ≈ 500 ming anorganik va 10 milliondan ortiq organik moddalar ma'lum. Tabiatda hamma jismlar moddalardan tashkil topgan. Hammasi bo'lib 4 turdagi maydonlar ma'lum. Maydonlar vositasida jismlar bir-birlariga fizikaviy ta'sir qiladilar (tortiladi yoki itariladi).

Modda tushunchasi xuddi geometriyadagi nuqta tushunchasiga o'xshab birlamchi tushunchadir, shuning uchun moddaga aniq va mantiqiy jihatdan bekami-ko'st ta'rif berish mumkin emas. Faqat moddaning asosiy belgilarini ko'rsatish mumkin:

- modda tinch massaga ega;
- fazoning bir bo'lagini egallaydi (oxirgi o'lcham va shaklga ega).

Moddalarni o'rganish bilan har xil tabiiy fanlar shug'ullanadi, ular orasida kimyo eng muhim o'ringa va ahamiyatga ega.

Kimyo moddalarning tarkibini, tuzilishini, xossalarini va bir-birlariga aylanishlarini o'rganadi. Kimyo fan sifatida XVII asr oxirlarida shakllandi. Endilikda umuman kimyo to'g'risida gapirilmasdan, balki kimyoviy fanlar oilasi to'g'risida gapiriladi va ularning har biri moddalar va ularning aylanishlari to'g'risida to'plangan bilimlar sohasini o'z ichiga oladi. SHunday qilib jonsiz tabiatni tarkibiy qismini va aylanishlarini o'rganadigan kimyoning bo'limi — anorganik kimyo nomini oldi. Hayvonot va o'simliklar dunyosini tarkibiy asoslarini o'rganadigan bo'lim — organik kimyo deb nom oldi. Har qanday kimyoviy aylanishlarga mansub umumiy qonuniyatlarni o'rganish bilan umumiy kimyo shug'ullanadi.

Moddalarning sifat va miqdoriy tarkibini o'rganish bilan tahliliy kimyo shug'ullanadi. Kimyo boshqa tabiiy fanlar bilan uzviy bog'liq va chatishib ketganki, ular bilan tutash quyidagi fanlar vujudga keldi va gurkirab rivojlanmoqda, bular biokimyo, geokimyo, fizikaviy kimyo, elektrokimyo, radiatsion kimyo, kimyoviy texnologiya va b.

Kimyo oldida turgan asosiy vazifa moddalar to'g'risida to'plangan bilimlarni insonlar turmushini yaxshilashga qaratilgandir. Bular eng avvalo:

- kundalik amaliy faoliyatimizda foydalaniladigan moddalar va materiallarni tabiiy xomashyolardan olish uchun chiqindisiz va ekologik zararsiz texnologiya yaratish (metallar, qotishmalar, yoqilg'ilar, o'g'itlar);
- xossalari oldindan ma'lum bo'lgan sun'iy moddalarni yaratish (plastmassalar, dorivor preparatlar);
- kimyoviy aylanishlar energiyalaridan foydalanish (miniatyur va uzoq muddatli tok manbalarini yaratish).

Atom - molekulyar ta'limoti — bu ta'limot asosiga moddalarning eng kichik strukturaviy zarrachalari atomlar, molekulalar va ionlar ekanligi to'g'risidagi tasavvurlar qo'yilgan.

1 bob. Atom - molekulyar ta'limotining asosiy hollari

- ❖ Atomlardan tuzilgan:
 - hamma metallar,
 - ko'pchilik metallmaslar (inert gazlar, S, Si, B, Se, As, Te).
- ❖ Molekulalardan tuzilgan:
 - amalda hamma organik moddalar,
 - kam sondagi anorganik: oddiy va murakkab gazlar (H_2 , O_2 , O_3 , N_2 , F_2 , Cl_2 , NH_3 , CO , CO_2 , SO_2 , SO_3 , N_2O , NO , NO_2 , H_2S , Hg), hamda H_2O , Br_2 , I_2 , R_4 , S_8 va ayrim boshqa moddalar.
- ❖ Ionlardan tarkib topgan:
 - hamma tuzlar,
 - ko'pchilik gidroksidlar (asoslar va kislotalar).
- ❖ Atomlar, molekulalar va ionlar uzluksiz issiqlik harakatida bo'ladilar:
 - qattiq moddalarda atomlar, molekulalar va ionlar kristall panjara tugunlarida ayrim muvozanat holatiga nisbatan tebranma harakatda bo'ladilar;
 - suyuqliklarda molekulalar bir holatdagi bir qancha tebranma harakatdan qo'shni holatga sakrab o'tadilar va u erda ham bir qancha tebranma harakat qiladilar va h.k.
 - gazlarda molekulalar berilgan butun hajmda tartibsiz xaotik harakatda bo'ladi.
- ❖ Atomlar, molekulalar va ionlar orasida oraliq mavjud:
 - qattiq moddalarda va suyuqliklarda bu oraliq atomlar va molekulalar o'lchami kabi o'lchamda bo'ladi;
 - gazlarda molekulalararo masofa ayni molekulalar o'lchamiga nisbatan juda katta bo'ladi.
- ❖ Atomlararo, molekulalararo va ionlararo elektr tabiatga ega bo'lgan o'zaro tortishish va itarish kuchlari mavjud. Bu kuchlar qattiq moddalarda eng yuqori, gazlarda esa eng kichik darajada ifodalangan bo'ladi.
- ❖ Oddiy moddalar atomlar yoki molekulalardan, murakkab moddalar esa molekulalardan yoki ionlardan tarkib topgan bo'ladi. Oddiy moddalarning molekulalari bir xil atomlardan, murakkab moddalarning molekulalari har xil atomlardan tarkib topgan.
- ❖ Kimyoviy elementlarning atomlari bir-biridan massalari, o'lchamlari va xossalari bilan farq qiladi.
- ❖ Molekula - atomga nisbatan ancha yirik strukturaviy birlik. U ikkita yoki bir necha yuz ming atomlardan iborat bo'lishi mumkin.

Atom-molekulyar ta'limotning asosiy hollari XVIII asrning o'rtalarida XIX asrning boshlarida M.V.Lomonosov, J.Dalton va boshqa olimlarning ishlari asosida yaratilgan bo'lsada, moddalarning strukturasi to'g'risidagi dastlabki tasavvurlar qadimgi Gretsiyada paydo bo'lgan. «Atom» so'zining o'zi qadimgi grekcha so'zdan olingan bo'lib «bo'linmas» degan ma'noni anglatadi. «Molekula» - so'zma-so'z «kichkina» massa deganidir.

Atom-molekulyar ta'limoti 1860 yildan boshlab Karlsrueda (Germaniya) xalqaro kimyogarlar s'ezdida atom va molekulalarning ta'rifi qabul qilingandan so'ng to'liq tan olindi.

2 bob. Moddalarning strukturaviy birliklari

Atom - kimyoviy elementning va oddiy moddaning eng kichik elektroneytral zarrachasi bo'lib, moddaning hamma kimyoviy xossalariga ega, fizikaviy jihatdan ham, kimyoviy jihatdan ham bo'linmaydi.

Molekula - moddaning eng kichik elektroneytral zarrachasi bo'lib, uning hamma kimyoviy xossalariga ega, fizikaviy jihatdan bo'linmaydi (ammo kimyoviy jihatdan bo'linadi).

Atomning elektroneytralligi uning yadrosidagi protonlar soni qobiqlardagi elektronlar soni bilan tengligidadir. Chunki elektron va proton zaryadlarining qiymatlari bo'yicha teng va belgilari bo'yicha qarama-qarshi bo'lgani uchun atomdagi zaryadlar yig'indisi nolga teng. Molekula ham elektroneytral atomlardan tuzilganligi uchun elektroneytraldir.

Atomning kimyoviy xossasi tashqi energetik qavatning (asosan oxirgi) tuzilishi, molekulaning kimyoviy xossasi uning tarkibi va tuzilishi bilan ifodalanadi.

Fizikaviy xossa - atom va molekulalarning majmui bilan aniqlanadi. Alohida olingan atom yoki molekulalarning fizikaviy xossalari, masalan, qaynash yoki suyuqlanish temperaturalari haqida gapirish ma'nosizdir.

Atom va molekulalarning o'lchamlari va massalari juda kichik.

Masalan, vodorod atomining massasi $m_{(H)} = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg.

Diametri - $1,06 \cdot 10^{-10}$ m.

Ion - murakkab moddaning eng kichik zarrachasi, atom yoki atomlar gruppasi bo'lib, bitta yoki bir nechta elektronlar yo'qotish yoki qabul qilishi natijasida ortiqcha musbat yoki manfiy zaryadga ega.

Masalan, $Al^0 - 3e^- \rightarrow Al^{3+}$, $S^0 + 2e^- \rightarrow S^{2-}$

3 bob. Atom va molekulalarning absolyut va nisbiy massalari

Atom va molekularning massalarini grammlarda yoki kilogrammlarda (g, kg) ifodalanishiga absolyut massa deyiladi (m bilan belgilanadi).

Amalda atom va molekularning absolyut massalaridan foydalanish juda noqulay, eng avvalo ularning qiymatlari nihoyatda kichik (masalan, $m_{(C)} = 1,993 \cdot 10^{-26}$ kg), shuning uchun absolyut massa bilan bir qatorda atom va molekularning nisbiy massalaridan foydalaniladi, ya'ni uglerod ^{12}S massasining 1/12 qismiga nisbatan olingan nisbiy massadan foydalaniladi va bu birlikka atom massa birligi (a.m.b.) deyiladi.

Atom massa birligini absolyut massasi:

$$m_{(a.m.b)} = \frac{1}{12} m_{(C)} = \frac{1}{12} \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ kg} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Kimyoviy elementning nisbiy atom massasi (A_r , r - "relative" - nisbiy) - deb, berilgan atom ^{12}S atomining 1/12 qismidan qancha katta ekanligini ko'rsatadigan songa aytiladi.

$$A_r = \frac{m_{(atom)}}{m_{(a.m.b)}} = \frac{m_{(atom)} \text{ kg}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \quad (1)$$

A_r ning qiymati D.I.Mendelevning kimyoviy elementlar jadvalida keltirilgan.

Moddaning nisbiy molekulyar massasi M_r - deb, berilgan molekula ^{12}S atomining 1/12 qismidan qancha katta ekanligini ko'rsatadigan songa aytiladi.

$$M_r = \frac{m_{(molekula)}}{m_{(a.m.b)}} = \frac{m_{(molekula)} \text{ kg}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \quad (2)$$

1, 2-formulalardan ma'lumki, A_r va M_r o'lchamsiz kattalik. 1 va 2 formulalardan atom va molekularning absolyut va nisbiy massalari orasidagi bog'liqlik ham kelib chiqadi:

$$m_{(atom)} = A_r m_{a.m.b} = A_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m_{(molekula)} = M_r m_{a.m.b} = M_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Molekula massasi uni tashkil qilgan atomlar massalarining yig'indisiga teng bo'lgani uchun, u

$$M_r = \sum A_r$$

Masalan: $M_{r(O_2)} = 2A_{r(O)} = 2 \cdot 16 = 32$

$$M_{r(H_2O)} = 2A_{r(H)} + A_{r(O)} = 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

$$** M_{r(H_2SO_4)} = 2A_{r(H)} + A_{r(S)} + 4A_{r(O)} = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$$

Kristallogidratlarning nisbiy molekulyar massalari:

$$M_{r(\text{кристаллогидрат})} = M_{r(\text{соединения})} + n \cdot M_{r(H_2O)} \quad \dots$$

Masalan:

$$M_{r(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O)} = M_{r(Na_2SO_4)} + 10 \cdot M_{r(H_2O)} = 142 + 10 \cdot 18 = 322$$

Kimyoda nisbiy atom va nisbiy molekulyar massalarni a.m.b da ifodalashga ruxsat beriladi.

Masalan: $M_{r(O_2)} = 32 \text{ a.m.b}$, $M_{r(H_2O)} = 18 \text{ a.m.b}$, $M_{r(H_2SO_4)} = 98 \text{ a.m.b}$

A_r - kimyoviy elementning eng asosiy tavsiflaridan biri.

M_r - moddaning eng asosiy tavsiflaridan biridir.

**Ion birikmalarning M_r - ni aniqlashda (tuzlar, kislotalar, asoslar) moddaning struktura birligi sifatida shartli ravishda molekula hisoblanadi.

***Kristallogidratlarning M_r - ni aniqlashda moddaning struktura birligi sifatida shartli ravishda bir molekula tuz bilan bog'langan n- molekula suvdan iborat assotsiat hisoblanadi.

3 bo'lim. KIMYODAGI STEXIOMETRIK QONUNLAR VA FIZIK KATTALIKLAR

O'zaro reaksiyaga kirishayotgan moddalar yoki birikmalardagi o'zaro reaksiyaga kirishgan elementlarning og'irlik nisbatlari (massa va hajmiy) bilan ish ko'radigan kimyoning bo'limiga *stexiometriya* deyiladi.

Kimyoviy formulalar va tenglamalar bo'yicha hisoblarga hamda moddalarning formulalarini chiqarishga *stexiometrik hisoblar* deyiladi. Reaksiyalarning tenglamalari va formulalaridagi koeffitsientlarning modda miqdorlariga mosligi *stexiometriklik* deyiladi.

Stexiometriya asosida kimyoning asosiy qonunlari: energiya va massaning saqlanish qonunlari, tarkibning doimiylik qonuni, ekvivalentlar qonuni, hajmiy nisbatlar qonuni, Avogadro qonuni va boshqalar yotadi.

I bob. Massa. Moddalar massasining saqlanish qonuni

Har qanday modda ma'lum massa (m) va hajm (V) ga ega.

Xalqaro birliklar sistemasi SI bo'yicha massa birligi sifatida 1 kg, hajm birligi sifatida 1 m^3 qabul qilingan. Ammo turli kimyoviy hisoblashlar uchun ancha kichik massa (1 g, 1 mg) va hajm (1 l, 1 ml) birliklari qulay:

$$\begin{aligned} 1 \text{ kg} &= 1000 \text{ g} = 10^3 \text{ g}, \\ 1 \text{ g} &= 10^{-3} \text{ kg}, \\ 1 \text{ mg} &= 10^{-3} \text{ g} = 10^{-6} \text{ kg}. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ m}^3 &= 1000 \text{ l} = 10^3 \text{ l}, \\ 1 \text{ l} &= 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3, \\ 1 \text{ ml} &= 1 \text{ cm}^3 = 10^{-3} \text{ l} = 10^{-6} \text{ m}^3. \end{aligned}$$

Moddaning massasini (m) modda hajmiga (V) nisbatiga *moddaning zichligi* (ρ) deyiladi:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (1)$$

Moddaning zichligi g/ml yoki kg/m³ larda o'lchanadi (SI sistemasida).

Massaning saqlanish qonuni: reaksiyaga kirishayotgan moddalarning massasi reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalarning massasiga teng.

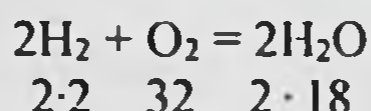
Matematik ifodasi: $\sum m_{d,x} = \sum m_{p,x}$

Bu erda $\sum m_{d,x}$ — dastlabki moddalar massalari yig'indisi, $\sum m_{p,x}$ — reaksiya mahsulotlari massalari yig'indisi.

Massaning saqlanish qonunini 1748 yil M.V.Lomonosov va unga bog'liq bo'lmagan holda fransuz olimi A.Lavuaz'e ochganlar. Bu qonun atom-molekulyar ta'limot nuqtai nazaridan oson tushuntiriladi:

Kimyoviy reaksiyalarda atomlar yo'qolmaydi va yo'qdan paydo bo'lmaydi, ular faqat qayta gruppalanadi va reaksiya mahsuloti molekulalarini hosil qiladi, bunda har bir elementning atomlar soni reaksiyagacha va reaksiyadan keyin ham saqlanib qoladi, atomlar doimiy massaga ega bo'lgani uchun moddalarning massalari reaksiyagacha va reaksiyadan keyin ham bir xil bo'ladi.

Masalan, vodorod va kislorodning o'zaro ta'sirida 2 mol H_2 ($2 \cdot 2 = 4$ g) bilan 1 mol O_2 (32 g) birikadi va 2 mol suv ($2 \cdot 18 = 36$ g) hosil bo'ladi. Moddalarning reaksiyagacha massasi $m_{(H_2)} + m_{(O_2)} = 4 + 32 = 36$ g. teng. Moddalarning reaksiyadan keyingi massasi ham 36 g. teng.



2 bob. Modda miqdori. Modda miqdori birligi

Modda miqdori deyilganda (n) ayni moddaning ma'lum sondagi struktura birliklari tushuniladi. Modda miqdorining birligi sifatida – 1 mol qabul qilingan.

1 mol – modda miqdori ^{12}S izotopining 12 g (0,012 kg)da qancha atom bo'lsa, shuncha miqdordagi strukturaviy birliklar (atom, molekula yoki boshqa zarrachalar) tushuniladi.

Uglerod ^{12}S atom massasi $1,993 \cdot 10^{-23}$ g teng. 12 g ^{12}S dagi atomlar soni:
$$N = \frac{12g}{1,993 \cdot 10^{-23} g} = 6,02 \cdot 10^{23}$$
 ta atom bo'ladi. SHuning uchun molga quyidagicha ta'rif berish mumkin:

Mol – bu moddaning shunday miqdoriki, unda ayni moddaning agregat holatidan qat'iy nazar moddada $6,02 \cdot 10^{23}$ ta strukturaviy birlik bo'ladi.

Modda miqdori to'g'risida gapirilganda hamma vaqt qanday strukturaviy birlik to'g'risida so'z borayotganini aniq bilishimiz lozim.

Masalan:

- 1 mol temir – bu $6,02 \cdot 10^{23}$ ta temir atomlari, chunki temir atomlardan tuzilgan.
 - 1 mol suv – bu $6,02 \cdot 10^{23}$ ta suv molekulasini, chunki suv molekulalardan tuzilgan.
 - 1 mol natriy xlorid – bu $6,02 \cdot 10^{23}$ ta shartli NaCl molekulasini (chunki natriy xlorid ionlardan tuzilgan).
 - 1 mol $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – bu $6,02 \cdot 10^{23}$ ta strukturaviy birlik, uning har biri bitta shartli $CuSO_4$ molekulasidan va 5 ta suv molekulasidan tuzilgan.
- $6,02 \cdot 10^{23}$ soni *Avogadro doimiysi* deyiladi va N_A bilan belgilanadi.

SHunday qilib, N_A — 1 mol moddadagi strukturaviy birliklar sonini bildiradi: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ mol.

Bundan quyidagilar kelib chiqadi, ya'ni:

- agar strukturaviy birliklar soni (N) ma'lum bo'lsa, modda miqdori (∂, n) quyidagi formula bo'yicha aniqlanadi:

$$\partial(n) = \frac{N}{N_A}$$

- agar modda miqdori (∂, n) ma'lum bo'lsa, strukturaviy birliklar soni (N) quyidagi formula bo'yicha aniqlanadi:

$$N = \partial \cdot N_A$$

«Mol modda», «mol kimyoviy element», «mol ion» tushunchalarini farqlash lozim:

Mol kimyoviy element — bu $6,02 \cdot 10^{23}$ berilgan kimyoviy element atomlari.

«Mol modda» va «mol kimyoviy element» tushunchalari atom yoki metallik strukturaga ega bo'lgan moddalar uchun mos keladi. Masalan, mol Fe moddasi va mol kimyoviy element Fe tushunchalarining ma'nosi bir xil. Ikkala holda ham bu $6,02 \cdot 10^{23}$ ta temir atomlari tushuniladi.

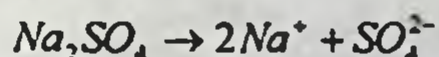
Mol modda — har bir kimyoviy elementning mollar soni, moddaning bir molekulasidagi ayni elementning atomlar sonidan iborat bo'ladi.

Masalan, 1 molekula C_2H_6 da 2 atom S va 6 atom H dan iborat; $6,02 \cdot 10^{23}$ C_2H_6 molekulasida, $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ uglerod atomlaridan va $6 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ vodorod atomlaridan iborat bo'ladi yoki 1 mol C_2H_6 da 2 mol atom S va 6 mol atom H bor.

Mol ion bu $6,02 \cdot 10^{23}$ ta berilgan turdagi ionlardir.

Mol modda har bir turdagi mol ionlar bir mol modda dissotsiatsiyalanganda hosil bo'ladigan ionlar turi sonidan iborat bo'ladi.

Masalan, bir molekula Na_2SO_4 dissotsiatsiyalanganda $2Na^+$ ionlari va $1 SO_4^{2-}$ ionlari hosil bo'ladi:



$6,02 \cdot 10^{23}$ Na_2SO_4 molekulasida dissotsiatsiyalanganda $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ ta Na^+ ionlari va $6,02 \cdot 10^{23}$ ta SO_4^{2-} ionlari hosil bo'ladi.

Haqiqatan ham 1 mol Na_2SO_4 da 2 mol ion Na^+ va 1 mol ion SO_4^{2-} dan iborat.

Mol tushunchasi nafaqat atom, molekula yoki ionlarga nisbatan, balki har qanday boshqa zarralarga nisbatan ham qo'llaniladi. Masalan, 1 mol elektron bu $6,02 \cdot 10^{23}$ ta elektron deganidir.

3 bob. Molyar massa

Molyar massani (M) o'lchash birligi va ma'nosi massa va modda miqdori orasidagi bog'liqlikni ko'rsatadigan formuladan kelib chiqadi:

$$m = \nu \cdot M = \frac{N}{N_A} \cdot M$$

bundan, $M=m$, qachon $\nu=1$ mol yoki qachonki $N=N_A$ bo'lsa degan ma'no kelib chiqadi.

Molyar massa – bu bir mol moddaning massasi yoki moddaning $6.02 \cdot 10^{23}$ ta strukturaviy birliklari massasidir.

Molyar massaning o'lchov birligi: $\frac{g}{mol}$ yoki $\frac{kg}{mol}$ (SI sistemasida).

Moddaning molyar massasi – molekulyar yoki ion strukturaga ega bo'lgan moddaning nisbiy molyar massasiga son jihatdan teng.

$$M = M_r$$

Masalan, suvning molyar massasi:

$$M_{(H_2O)} = M_{r(H_2O)} = 18 \frac{g}{mol}$$

Atom yoki metallik strukturaga ega bo'lgan moddaning molyar massasi, uning nisbiy atom massasiga son jihatdan teng.

$$M = A_r$$

Masalan, temirning molyar massasi:

$$M_{(Fe)} = A_{r(Fe)} = 56 \frac{g}{mol}$$

Oddiy ionning molyar massasi tegishli kimyoviy elementning nisbiy atom massasiga son jihatdan teng, murakkab ionning molyar massasi shu ionni tashkil qilgan kimyoviy elementlarning A_r – lari yig'indisiga teng.

Masalan, temir kationlarining molyar massalari:

$$M_{(Fe^{2+})} = M_{(Fe^{3+})} = A_{r(Fe)} = 56 \frac{g}{mol};$$

• sulfat ionining molyar massasi:

$$M_{(SO_4^{2-})} = A_{r(S)} + 4 A_{r(O)} = 32 + 4 \cdot 16 = 96 \frac{g}{mol}$$

Ionlar neytral atomlardan bitta yoki bir nechta yo'qotgan yoki qabul qilgan elektronlar bilangina farq qilishi bilan tushuntiriladi, elektronlarning massalari hisobga olinmaydi.

4 bob. Molyar hajm

Molyar hajm (V_m) o'lchash birligi va ma'nosi hajm bilan gazsimon modda miqdori orasidagi bog'liqlikni ko'rsatadigan formuladan kelib chiqadi.

$$V = \nu \cdot V_m = \frac{N}{N_A} \cdot V_m$$

bundan. $V_m = V$, qachon $\nu = 1$ mol, yoki yoki $N = N_A$ bo'lsa degan ma'no kelib chiqadi.

Molyar hajm – bu 1 mol ($6.02 \cdot 10^{23}$ molekula) gazning berilgan sharoitdagi (bosim va temperatura) hajmidir.

Molyar hajmning o'lchov birligi $\frac{\text{л}}{\text{мол}}$ yoki $\frac{\text{м}^3}{\text{мол}}$ (SI sistemasida).

Ixtiyoriy T va R dagi gazning molyar hajmi yozilgan 1 mol uchun Mendeleev-Klapeyron tenglamasi bo'yicha hisoblanadi:

$$PV_m = RT \quad \text{bundan} \quad V_m = \frac{RT}{P}$$

bu erda $R = 8.314 \frac{\text{Дж}}{\text{мол} \cdot \text{К}}$ - gazlarning universal doimiysi.

Normal sharoitda (n.sh.) ($P = 101325 \text{ Pa}$, $T = 273 \text{ }^\circ\text{K}$)

$$V_m = \frac{8,314 \cdot 273}{101325} = 0,0224 \frac{\text{м}^3}{\text{мол}} = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{мол}}$$

«Molyar hajm» tushunchasi nafaqat alohida gazlar uchun, balki har qanday gazlar aralashmasi uchun ham taalluqli.

Masalan 1 mol havo ($6,02 \cdot 10^{23}$ molekula) n.sh.da $V_m = 22.4$ l hajmini egallaydi. Massa, hajm va gaz miqdori orasidagi bog'liqlikni ko'rsatadigan formuladan foydalanib:

$$\nu_{(r)} = \frac{m_{(r)}}{M_{(r)}} = \frac{V_{(r)}}{V_m} \quad \text{aniqlanadi.}$$

- Ixtiyoriy massadagi gaz hajmini:

$$V = \frac{m}{M} V_m = \nu_{(r)} \cdot V_m$$

- Ixtiyoriy hajmdagi gaz massasini:

$$m = \frac{V}{V_m} \cdot M = \nu_{(r)} \cdot M_{(r)}$$

- Har qanday gazlar aralashmasini o'rtacha molyar massasini:

$$M_{(sp)}^{sp} = \frac{m_{(sp)}}{V_{(sp)}} \cdot V_m = \rho_{(sp)} \cdot V_m$$

5 bob. Hajmiy nisbatlar qonuni

Fransuz kimyogari J.Gey-Lyussak (1805 y.) oddiy gazlarning (H_2 , Cl_2 , O_2) o'zaro ta'sir etish reaksiyalarini o'rganib quyidagi qonuniyatni topdi:

O'zgarmas temperatura va bosimda reaksiyaga kirishayotgan gazlarning hajmlari va reaksiyada hosil bo'lgan gazsimon mahsulotlar hajmlarining bir-birlariga nisbati o'zaro kichik butun sonlar nisbati kabi bo'ladi.

Masalan, bir hajm xlor va bir hajm vodoroddan ikki hajm vodorod xlorid hosil bo'ladi (nisbatlar 1:1:2). Gey-Lyussak ochgan bu qonuniyat *hajmiy nisbatlar qonuni* nomini oldi.

6 bob. Avogadro qonuni

Italiyalik olim Avogadro (1811 y.) agar oddiy gazlarning molekulalari ikki atomli deb hisoblansa, hajmiy nisbatlar qonuni oson tushuntirilishini isbot qildi.

Teng hajmdagi har xil gazlarda bir xil sharoitda (temperatura va bosim) molekulalar soni bir xil bo'ladi.

Haqiqatan ham gazlar atomlardan tarkib topgan desak, $H+Cl=HCl$ reaksiya tenglamasidan, bir hajm xlor va bir hajm vodoroddan bir hajm HCl hosil bo'ladi (nisbatlar 1:1:1), agar gazlar ikki atomli molekulalardan tarkib topgan desak, $H_2+Cl_2=2HCl$ tenglamasidan $V_{(H_2)}:V_{(Cl_2)}:V_{(HCl)}=1:1:2$ kelib chiqadi va bu nisbat Gey-Lyussakning tajriba yo'li bilan topgan nisbatlarga mos keladi.

Ikkinchi farazning to'g'riligi tarixga Avogadro qonuni nomi bilan kirdi va u quyidagi dalil bilan oson tushuntiriladi, ya'ni:

Gazlardagi molekulalararo masofa molekulaning o'zining o'lchamidan ancha katta, shunday ekan qandaydir hajmdagi molekulalar soni molekulalarning o'lchami bilan emas, balki ular orasidagi masofa bilan aniqlanadi, o'z navbatida u temperatura va bosimga bog'liq bo'ladi.

Xuddi shu sababli bir xil bosim va temperaturada bir xil hajmdagi har xil gazlar (shu bilan birgalikda ularning aralashmalari ham) bir xil sondagi molekulalardan iborat bo'ladi.

7 bob. Avogadro qonunidan kelib chiqadigan xulosalar

Birinchi xulosa:

Agar bir xil hajmdagi har xil gazlarda bir xil bosim va temperaturada molekulalar soni bir xil bo'lishi to'g'ri bo'lsa, uning teskarisi ham to'g'ri bo'lishi kerak, ya'ni:

Molekulalar soni bir xil bo'lgan har xil gazlar bir xil sharoitda bir xil hajmni egallaydi.

SHunday qilib, har qanday gazning (va har qanday gazlar aralashmasining) $6,02 \cdot 10^{23}$ molekulalari (1 mol) n.sh.da 22,4 l hajmni egallaydi. Bu hajmga *n.sh.da* gazlarning molyar hajmi deyiladi.

Ikkinchi xulosa:

Bir xil sharoitda *teng hajmdagi* har xil gazlarning massa nisbatlari bir tomondan ularning zichliklari nisbatlariga teng:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{P_1 V}{P_2 V} = \frac{\rho_1}{\rho_2}$$

ikkinchi tomondan bir xil sharoitda teng hajmda molekulalar soni teng bo'lganligidan, *mollar soni bir xil bo'lgan* gazlar – ularning molyar massalari nisbati kabi bo'ladi.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\rho \cdot M_1}{\rho \cdot M_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Bu nisbat bir gazning ikkinchi gazga nisbatan nisbiy zichligi deyiladi(D).

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Bir gazning ikkinchi gazga nisbatan nisbiy zichligi o'lchamsiz fizik kattalik bo'lib, bir gaz boshqasiga nisbatan necha marta og'ir yoki engilligini bildiradi.

SHunday qilib, ikki gazdan qaysi biri og'ir ekanligini topish uchun D-nisbiy zichlik hisoblanadi, ya'ni bu gazlarning nisbati M_1/M_2 topiladi. Masalan,

$$D_{(\text{CO}_2)\text{havoga nis}} = \frac{M_{(\text{CO}_2)}}{M_{(\text{havo})}} = \frac{44}{29} = 1,5$$

Bu CO_2 -ni havoga nisbatan taxminan 1,5 marta og'ir ekanligini bildiradi.

Bir gazning ikkinchi gaz bo'yicha nisbiy zichligi (D) ni gazlarning zichligi $\rho_{(g)}$ bilan tenglashtirish mumkin emas:

- * $\rho_{(D)}$ va D har xil fizikaviy ma'noga ega,
- * $\rho_{(D)}$ har qanday moddani xarakterlaydi. D-faqat gazlarni,
- * $\rho_{(D)}$ gazlarda kg/m^3 , g/l da o'lchanadi. D-o'lchamsiz kattalik.

8 bob. Tarkibning doimiylik qonuni

Tarkibning doimiylik qonuni J.Prust tomonidan 1801 yil ochildi va u quyidagicha ta'riflandi:

Har qanday toza modda olinish usulidan qat'iy nazar, uning sifat va miqdoriy tarkibi doimiy bo'ladi.

Masalan, uglerod (IV) oksidi CO_2 -ni bir necha usulda olish mumkin:

- $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 \uparrow$
- $\text{MgCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \uparrow\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2 \uparrow$
- $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$

Demak, olinish usulidan qat'iy nazar CO_2 molekulasida 1 atom uglerod va 2 atom kislorod iborat.

Esda tuting:

- * teskari tasdiq. ya'ni ma'lum tarkibga ma'lum birikma javob beradi deyish noto'g'ri. Dimetil efir va etil spirti bir xil sifat va miqdor tarkibga ega: $\text{S}_2\text{H}_6\text{O}$, lekin ular har xil moddalar va ular har xil tuzilishga ega $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$, $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{ON}$.
- * tarkibning doimiylik qonuni faqat molekulyar strukturali birikmalar (daltonidlar) uchun qo'llaniladi. Nomolekulyar strukturali birikmalar (bertolidlar) ko'pincha o'zgaruvchan tarkibli bo'ladi.

9 bob. Ekvivalentlar qonuni

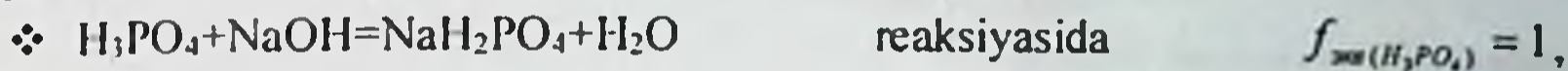
Tarkibning doimiylik qonunidan elementlarning atomlari bir-birlari bilan qat'iy ma'lum og'irlik nisbatlarda birikishi kelib chiqadi. SHuni murakkab moddalarning birikishiga ham aytish mumkin. SHu bilan bog'liq ekvivalentlik omili va moddaning molyar massa ekvivalenti tushunchalari chiqariladi.

Ekvivalentlik omili (f_{ekv}) deb – almashinish reaksiyalarida bitta N^+ ionga yoki oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida bitta elektronga to'g'ri keladigan ayni moddaning zarrachasi (atomlar, molekulalar)ni qanday ulushiga teng ekanligini ko'rsatuvchi songa aytiladi.

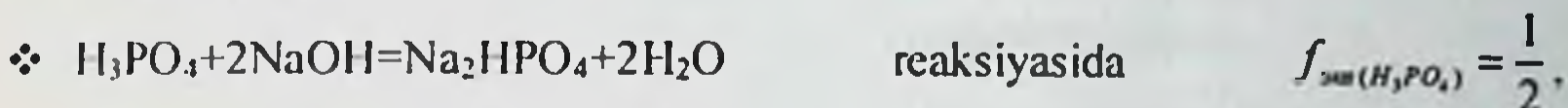
Ekvivalentning molyar massasi (M_{ekv}) – bu moddaning 1_{mol} ($6.02 \cdot 10^{23}$ zarracha) ekvivalent massasi, modda molyar massasi (M) ni, ekvivalentlik omili (f_{ekv}) ga ko'paytmasiga teng.

$$M_{ekv} = f_{ekv} \cdot M$$

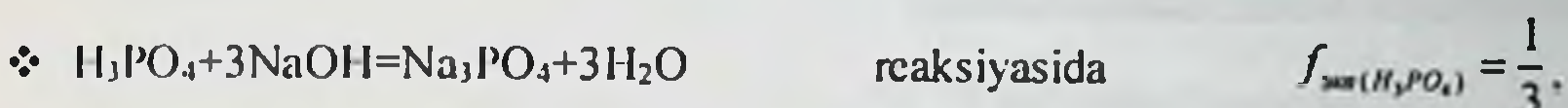
Ekvivalentlik omili (ekvivalent) va moddaning molyar massasi ekvivalentligi ayni modda ishtirok etayotgan reaksiya asosida topiladi: bitta moddaning f_{ekv} va M_{ekv} lari har xil reaksiyada har xil bo'ladi. Masalan,



$M_{zax(H_3PO_4)} = M_{(H_3PO_4)} = 98 \frac{z}{mol}$, chunki 1 molekula H_3PO_4 da 1 atom H almashinadi.



$M_{zax(H_3PO_4)} = \frac{1}{2} M_{(H_3PO_4)} = \frac{98}{2} = 49 \frac{z}{mol}$, chunki 1 molekula H_3PO_4 da 2 atom H almashinadi.

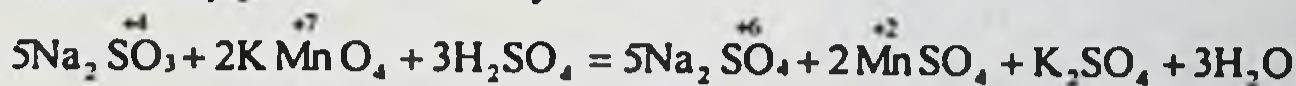


$M_{zax(H_3PO_4)} = \frac{1}{3} M_{(H_3PO_4)} = \frac{98}{3} = 32,667 \frac{z}{mol}$, chunki 1 molekula H_3PO_4 da 3 atom H almashinadi.

Keltirilgan hamma reaksiyalarda NaOH ning ekvivalentlik omili (ekvivalenti) 1 ga teng.

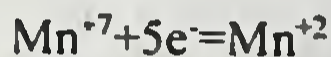
$$M_{ekv(NaOH)} = 40 \text{ g/mol}$$

❖ Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida



oksidlovchining ekvivalentlik omili $f_{zax(KMnO_4)} = \frac{1}{5}$

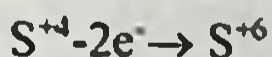
$M_{zax(KMnO_4)} = \frac{1}{5} M_{(KMnO_4)} = \frac{158}{5} = 31,6 \frac{z}{mol}$, chunki 1 molekula $KMnO_4$ 5 ta elektron biriktiradi:



Qaytaruvchining ekvivalentlik omili (ekvivalenti) Na_2SO_3

$$f_{zax(Na_2SO_3)} = \frac{1}{2}$$

$M_{zax(Na_2SO_3)} = \frac{1}{2} M_{(Na_2SO_3)} = \frac{126}{2} = 63 \frac{z}{mol}$, chunki 1 molekula Na_2SO_3 2 ta elektron beradi:



Ekvivalentlar qonuni : Reaksiyaga kirishayotgan moddalarning massalari bu moddalarning molyar ekvivalent massalariga to'g'ri proporsionaldir.

Masalan: agar A va B moddalar reaksiyaga kirishayotgan bo'lsa, bundan

$$\frac{m_{(A)}}{m_{(B)}} = \frac{M_{\text{экв}}(A)}{M_{\text{экв}}(B)}$$

bu erda $m_{(A)}$ va $m_{(B)}$ - reaksiyaga kirishayotgan moddalarning massalari. $M_{(A)}$ va $M_{(B)}$ - reaksiyaga kirishayotgan moddalarning ekvivalent molyar massalari.

Ibob. Kimyoviy element

Musbat yadro zaryadlari bir xil atomlar turiga kimyoviy element deyiladi.

Hozirgi vaqtda musbat yadro zaryadlari bir-biridan farq qiladigan 110 atomlar turi yoki 110 kimyoviy elementlar ma'lum. Nisbatan kichik sondagi bu kimyoviy elementlar ulkan sondagi moddalarni hosil qiladi.

Har bir element belgiga va nomga ega. Ko'pchilik kimyoviy elementlar buyuk olimlar nomi yoki mamlakatlari (elementni ochgan olimning nomi, Vatani) nomi bilan ataladi.

Masalan: Enshteyniy-Es, Mendeleeviy-Md, Fransiy-Fr, Poloniy-Ro.

Kimyoviy elementlar metallarga va metalmaslarga bo'linadi.

Agar Mendeleev jadvalining qisqa variantida bordan astatgacha diogonal o'tkazsak, bu diogonalning chap tomonida faqat metallar, o'ngida esa metalmaslar va katta davrning metallari joylashadi.

110 ta kimyoviy elementlardan 88 tasi metallar va 22 tasi metalmaslardir.

Metallar o'z navbatida quyidagiga bo'linadi:

- Ishqoriy- Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
- Ishqoriy-er-Sa, Sr, Ba, Ra
- Siyrak-er-Ss, Y, La va lantanidlar, As va aktinidlar.

Metalmaslar esa bo'linadilar.

- Inert (asl) gazlar- Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
- Galogenlar- F, Cl, Br, I, At
- Xalkogenlar- O, S, Se, Te
- Pniktogenlar -N, P, As.

Metalmaslarga - N, V, S va Si lar ham kiradi.

Kimyoviy elementlarni metallar va metalmaslarga bo'linishi ma'lum darajada shartli. Xuddi shunday Sr, Mn, Al-tipik metallar, ammo ayrim birikmalarida (NMnO_4 , Mn_2O_7 , CrO_3 , KAlO_2) ular o'zlarini metalmaslardek tutadilar. Boshqa tomondan I-tipik metalmas, ammo oddiy modda ko'rinishda (I_2) ayrim metallik (qattqlik, yaltiroqlik) xossalarini namoyon qiladi. Eng ko'p tarqalgan kimyoviy elementlar jumlasiga:

- kosmosda-N va Ne
- havoda-N (78.1%) va O (20.8%) -hajm bo'yicha
- suvda-N (11.11%) va O (88.89%)
- er qobig'ida massa bo'yicha- O (47.2%), Si (27.6%), Al (8.8%), Fe (5.1%), Sa (3.6%), Na(2.64%), K(2.6%), Mg(2.1%), H(0.15%) - ni tashkil qiladi. Keltirilgan natijalardan ko'rinib turibdiki, kimyoviy elementlarning tabiatda

tarqalishlari umuman bir xilda emas: yuqorida sanalgan kimyoviy elementlardan 9 tasi er massasining 99,79% ni tashkil qiladi, qolgan elementlarga esa hammasi bo'lib 0,21% to'g'ri keladi.

«Kimyoviy element» tushunchasi «atom» tushunchasi orqali ifodalanadi yoki aytiladi:

Atom – kimyoviy elementning mavjudligini material formasi, shuning uchun atomning hamma xarakteristikasi bir vaqtning o'zida kimyoviy elementning ham xarakteristikasidir.

Bundan, kimyoviy elementni ifodalashda, uning bitta atomiga to'liq xarakteristika berish zarurligi kelib chiqadi, ya'ni ko'rsatish lozim:

- nomlanishi, kimyoviy belgisi, D.I.Mendelevning elementlar davriy sistemasidagi o'ri;
- absolyut (m) va nisbiy (A_r) massasini;
- yadro tuzilishini va elektron qobiqlarini, elektron formulasini;
- izotop tarkibini, tabiatda tarqalishi va uchrashini;
- ayni kimyoviy element hosil qiladigan oddiy va murakkab moddalarni;
- elektromanfiylik qiymatini va boshqa elementlar bilan birikmalaridagi kimyoviy bog'lanish tiplarini;
- namoyon qiladigan valentliklari qiymatini va oksidlanish darajalarini;
- kimyoviy xossalarini.

Alohida bitta atomning olinishi, ishlatilishi va fizikaviy xossalari to'g'risida gapirish ma'nosiz, shuning uchun u yoki bu kimyoviy elementni xarakterlaganda uning olinish usullari, ishlatilishi yoki fizikaviy xossalari gapirilmaydi.

2 bob. Oddiy modda. Allotropiya

Kimyoviy elementlarning atomlari bir-birlaridan alohida erkin holatda juda yuqori temperaturada mavjud bo'ladi. Boshqa holatlarda kimyoviy elementlarning atomlari bir-birlari bilan birikib, atrofimizni o'rab olgan moddalarni hosil qiladilar. Bunda, agar bir turdagi atomlarning birikishlari sodir bo'lsa, olingan modda *oddiy modda* deyiladi, agar har xil atomlarning birikishlaridan hosil bo'lsa, *murakkab modda* deyiladi. Shunday qilib:

Oddiy modda – bir xil kimyoviy elementning atomlaridan tarkib topgan moddadir.

Ko'pchilik kimyoviy elementlar bir necha oddiy moddalarni hosil qiladilar. Bu hodisaga *allotropiya* deyiladi.

Bir kimyoviy elementdan hosil bo'lgan oddiy moddalarga ayni kimyoviy elementning *allotropik modifikatsiyalari* yoki *allotropik shakl o'zgarishlari*

deyiladi. Masalan, uglerod kimyoviy elementi 3 ta oddiy modda hosil qiladi – olmos, grafit, karbin. kimyoviy element kislorod esa 2 ta oddiy modda – O_2 va O_3 hosil qiladi.

Allotropiya hodisasi ikkita sababga ko'ra namoyon bo'ladi:

- molekuladagi har xil atomlar soniga ko'ra (O_2 , O_3);
- modda kristall panjarasining har xil tuzilishiga ko'ra (olmos, grafit, karbin).

Allotropiya hodisasi borligi sababli 110 kimyoviy elementlar uchun 400 ga yaqin oddiy moddalar ma'lum.

Oddiy moddalar esa:

- atom strukturaga (inert gazlar, S, Si)
- metallik strukturaga (hamma metallar) yoki
- molekulyar strukturaga (H_2 , N_2 , O_2 , O_3 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , S_8 , Sn, P_4 orasida) uchraydi.

Modda (oddiy yoki murakkab) o'zida quyidagi tavsiflarni namoyon qiladi:

- modda formulasi beradigan axborotlarni;
- kimyoviy xossalarni;
- fizikaviy xossalarni;
- tabiatda tarqalishini;
- olinishlari;
- ishlatilishlari.

Ko'pchilik hollarda kimyoviy elementning nomlanishi va oddiy moddalarning belgilanishi to'g'ri kelishiga qaramasdan «kimyoviy element» tushunchasi bilan «oddiy modda» tushunchasini bir xil tushunish mumkin emas. Masalan, oltingugurt, kislorod, mis kimyoviy elementlari bor va oltingugurt, kislorod, mis oddiy moddalari bor. SHuning uchun har safar ushbu atamalar aytilganda gap kimyoviy element to'g'risida yoki oddiy modda to'g'risida borayotganligiga e'tibor berish lozim. Masalan, agar «kislorod suv molekulasida tarkibiga kiradi» deyilsa, gap kimyoviy element to'g'risida borgan bo'ladi va O deb yoziladi, agar «kislorod yonishga yordam beradi» deyilsa, gap oddiy modda to'g'risida borayotganini bildiradi va O_2 deb yozish kerak.

3 bob. Murakkab moddalar. Mexanik aralashmalar

Har xil element atomlaridan tuzilgan moddalarga murakkab moddalar yoki kimyoviy birikmalar deyiladi.

Kimyoviy birikmalarning asosiy belgilariga kiradi:

- bir jinslilik;
- tarkibning doimiyligi;
- fizikaviy va kimyoviy xossalarning doimiyligi;
- hosil bo'lishida energiyaning chiqishi va yutilishi;
- fizikaviy usullar bilan tarkibiy qismlarga ajratish mumkin emasligi.

Tabiatda absolyut toza modda yo'q. Har qanday moddada hech bo'lmaganda juda kichik foizdagi aralashmalar bo'ladi. SHuning uchun amalda hamma vaqt moddalarning mexanik aralashmalari bilan ish ko'riladi. Agar aralashmadagi bitta moddaning miqdori qolgan hamma moddalardan ancha ko'p bo'lsa, shartli ravishda bunday moddani *individual kimyoviy birikma* deyiladi.

Sanoatda chiqariladigan moddadagi ruxsat etilgan aralashmalar miqdori standart bilan aniqlanadi va modda markasiga bog'liq bo'ladi.

Ko'pchilik qabul qilgan moddaning quyidagi markalari mavjud:

- texn-texnik toza,
- 1-toza,
- a.u.t.-analiz uchun toza,
- kt-kimyoviy toza,
- mt-maxsus toza.

Aralashmaning eng ko'p miqdori (20% gacha) texn. markadagi mahsulotlarda bo'ladi, eng kam miqdori (10^{-6} % gacha) maxsus toza markasida bo'ladi. Mexanik aralashmani hosil qiluvchi moddalarga *komponentlar* deyiladi. Bunda aralashmaning asosiy massasini tashkil qiladigan moddaga – *asosiy komponent* va aralashmaning hosil qiladigan boshqa hamma moddalarga – *aralashmalar* deyiladi. Mexanik aralashmaning kimyoviy birikmalardan farqi:

- istalgan mexanik aralashmani fizikaviy usullar bilan tarkibiy qismlarga ajratish mumkin, bu mexanik aralashmani hosil qilgan komponentlarni har xil zichlikka, suyuqlanish va qaynash temperaturalariga, eruvchanlikka, magnitga tortilishiga va boshqa fizik xossalarga asoslangan (masalan, yog'och va temir qipiqclarini suv yoki magnit yordamida ajratish mumkin);

- tarkibning doimiy emasligi;
- fizikaviy va kimyoviy xossalarning doimiy emasligi.
- bir jinsli emasliklari (ammo suyuqliklar va gazlar aralashmalari (havo) bir jinsli);
- mexanik aralashmaning hosil bo'lishida issiqlikning (energiyaning) chiqishi yoki yutilishi kuzatilmaydi.

Mexanik aralashmalar va kimyoviy birikmalar orasidagi holatni eritmalar egallaydi.

Eritmalar kimyoviy birikmalarga o'xshaydi:

- bir jinsligi bilan,

- eritmalar hosil bo'lishida issiqlik yutilishi yoki chiqishi bilan.
- Eritmalarning mexanik aralashmalarga o'xshashligi:
- fizikaviy usullarda osonlik bilan dastlabki moddalarga ajralishlari bilan (masalan, osh tuzi eritmasini bug'latish yo'li bilan alohida N_2O va $NaCl$ ni olish mumkin).
 - tarkibning doimiy emasligi bilan ularning tarkibi keng chegarada o'zgarishi mumkin.

4 bob. Massa ulush. Hajmiy ulush

Kimyoviy birikmalarning hamda har xil moddalarning aralashmalarini va eritmalarini massa ulushlarda (massa %), bundan tashqari suyuqliklar va gazlar aralashmalarini tarkibini hajmiy ulushlarda (hajmiy %) ifodalanadi.

Moddadagi kimyoviy elementning massa ulushi (*W_{k.e.}*) deb, moddaning bir xil molekulasidagi ayni element atomining hamma massalari molekulaning umumiy massasini qanday qismini (birning ulushini yoki % ni) tashkil qilishini ko'rsatadigan songa aytiladi.

$$W_{k.e.} = \frac{nAr}{Mr} \text{ yoki } \% \text{ da ifodalansa, } W_{k.e.} = \frac{nAr}{Mr} 100\%$$

bu erda n -modda molekulasidagi ayni kimyoviy elementning atom sonlari, Ar -ayni kimyoviy elementning nisbiy atom massasi, Mr – moddaning nisbiy molekulyar massasi.

Murakkab modda tarkibini kimyoviy elementlarning massa ulushlari orqali ifodalanishiga *massa bo'yicha modda tarkibi* deyiladi.

Masalan, suvning massa bo'yicha tarkibi:

$$W_{\text{suvdagi KE}^{\text{H}}^{\text{N}}} = \frac{n_{(H)} \cdot Ar_{(H)}}{Mr_{(H_2O)}} = \frac{2 \cdot 1}{18} = 0.1111 \text{ (11,11\%)}$$

$$W_{H_2O \text{ dagi KE}^{\text{O}}} = \frac{n_{(O)} \cdot Ar_{(O)}}{Mr_{(H_2O)}} = \frac{1 \cdot 16}{18} = 0.8889 \text{ (88,89\%)}$$

Mexanik aralashmadagi komponentning massa ulushi (W) deb, 1 birlik yoki 100% deb qabul qilingan aralashmaning umumiy massasini qanday qismini tashkil qilishini ko'rsatadigan komponentning massa sonlariga aytiladi.

$$W_i = \frac{m_i}{m_{ap}} \text{ yoki } W(\%) = \frac{m_i \cdot 100}{m_{ap}}, \quad m_{ap} = m_1 + m_2 + \dots + m_n$$

Bu erda m_i - ixtiyoriy i -komponent massasi, n -aralashmadagi komponentlar soni, $m_1 \dots m_n$ -aralashmaning tashkil qilgan komponentlar massalari. Masalan, aralashmadagi asosiy komponentning massa ulushi:

$$W_{\text{as kom}} = \frac{m_{(\text{as kom})}}{m_{\text{ap}}}$$

aralashmalar massa ulushi :

$$W_{\text{ar}} = \frac{m_{(\text{ap})}}{m_{\text{ym.ap}}}$$

Aralashmani tashkil qiluvchi hamma komponentlarning massa ulushlari yig'indisi 1 yoki 100% ga teng bo'ladi:

$$W_{(\text{ar})} = W_1 + W_2 + \dots + W_n = 1 \quad \text{yoki}$$

$$W\%_{(\text{ap})} = W_{1(\%)} + W_{2(\%)} + \dots + W_{n(\%)}$$

Gazlar va suyuqliklar aralashmasidan gaz yoki suyuqlikning hajmiy ulushini (W_h) deb –1 birlik yoki 100% deb qabul qilingan aralashmaning umumiy hajmini qanday qismini tashkil qilishini ko'rsatadigan ayni gaz yoki suyuqlikning hajmiy sonlariga aytiladi.

$$W_i^h = \frac{v_i}{v_{(\text{ap})}}$$

bu erda v_i - aralashmadagi i - komponent hajmi.

Esda tutish lozimki, ya'ni:

- $V(g.ar.) = V_1 + V_2 + \dots + V_n$ - faqat o'zgarmas bosim va temperaturada.
- Suyuqliklar aralashmasining hajmi hatto o'zgarmas temperaturada ham aralashiriladigan suyuqliklar hajmlarining yig'indisiga taxminan teng bo'ladi:

$$V(s.ar.) \approx V_1 + V_2 + \dots + V_n$$

- Aralashmani tashkil qiluvchi hamma komponentlarining hajmiy ulushlari yig'indisi 1 yoki 100% ga teng bo'ladi:

$$W_1^h + W_2^h + \dots + W_n^h = 1 \quad \text{yoki} \quad W_{1\%}^h + W_{2\%}^h + \dots + W_{n\%}^h = 100\%$$

Gazlar yoki suyuqliklar aralashmasining tarkibini hajmiy ulushlar orqali ifodalanishiga *hajm bo'yicha aralashma tarkibi* deyiladi.

Masalan, *quruq havo tarkibi*:

hajm bo'yicha: $W_{N_2}^h = 78.1\%$, $W_{O_2}^h = 20.9\%$

massa bo'yicha: $W_{(N_2)} = 75.5\%$, $W_{(O_2)} = 23.1\%$

Eritmalarga erigan modda va erituvchidan iborat aralashma deb qarash mumkin. SHuning uchun ularning tarkibini har qanday aralashma tarkibi kabi komponentlarning massa ulushlaridek ifodalash mumkin:

$$W_{(xp, mod)} = \frac{m_{(xp, mod)}}{m_{(ip, a)}}$$

bu erda $m_{(xp, a)} = m_{(xp, mod)} + m_{(H_2O)}$ yoki $m_{(xp-0a)} = \rho_{xp, a} \cdot V_{xp, a}$.

Eritma tarkibini, erigan moddaning massa ulushi (%da) orqali ifodalanishiga bu eritmaning foizli konsentratsiyasi deyiladi.

Suyuqliklarning suyuqliklardagi eritmalarini tarkibini (masalan, spirtning suvdagi, atsetonning suvdagi) hajmiy ulushlarda ifodalash qulayroq:

$$W^{h\%dc\ er} = \frac{W_{(c, xp)}}{V_{(xp, a)}} \cdot 100 \%,$$

Bu erda $V_{(xp, a)} = \frac{m_{(xp, a)}}{\rho_{(xp, a)}}$ yoki taqriban.

$$V_{(er, a)} = V_{(H_2O)} + V_{(xp, a)}$$

Masalan, vino, aroq mahsulotlarida spirtning miqdorini massa ulushlarda emas, balki hajmiy ulushlarda (%) ko'rsatiladi va bu son ichimlikning o'tkirligi deyiladi. Qattiq moddalarning suyuqliklardagi yoki gazlarning suyuqliklardagi eritmalarining tarkibi hajmiy ulushlarda ifodalanmaydi.

5 bo'lim. KIMYOVIY FORMULALAR

1 bob. Kimyoviy elementlarning belgilari (simvollari).

Элементнинг кимёвий белгиси ёки кимёвий символи - бу айни элементнинг латинча номининг биринчи ёки 2 та биринчи харфларидир.

Masalan: Ferrum – Fe, Cuprum – Cu, Oxygenium – O . . .

Kimyoviy belgi beradigan axborot	Misol: Cl
Elementning nomi	Xlor
Elementning berilgan kimyoviy elementlar sinfiga mansubligini	Metallmas, galogen
Elementning bir atomini	1 atom xlor
Ayni elementning nisbiy atom massasini (Ar)	Ar(Cl)=35.5
Kimyoviy elementning absolyut atom massasini $m = Ar \cdot 1,6610^{-24} \text{ g} = Ar \cdot 1,6610^{-27} \text{ kg}$.	$m(Cl) = 35,5 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 58,9 \cdot 10^{-24}$

Kimyoviy belgining nomi ko'pchilik hollarda kimyoviy elementning nomi kabi o'qiladi. Masalan: K-Kaliy, Sa-Kalsiy, Mn-Marganets, Mg-Magniy, Na-Natriy.

Jadvalda kimyoviy elementning belgisi boshqacha o'qiladigan hollar keltirilgan.

Kimyoviy elementning nomi	Kimyoviy belgisi	Kimyoviy belgining nomi
Azot	N	En
Vodorod	H	Ash
Temir	Fe	Ferrum
Oltin	Au	Aurum
Kislorod	O	O
Kremniy	Si	Silitsium
Mis	Cu	Kuprum
Qalay	Sn	Stanium
Simob	Hg	Gidrargirum
Qo'rg'oshin	Pb	Plyumbum
Oltinugurt	S	Es
Kumush	Ag	Argentum
Uglerod	C	Se
Fosfor	P	Pe

2 bob. Oddiy moddalarning formulalari

Кимёвий формула – бу модданинг сифат ва миқдор таркибларини кимёвий элементларнинг символлари ёрдамида ифодаланишидир.

Ko'pchilik oddiy moddalarning kimyoviy formulalari (hamma metallar va ko'pchilik metalmaslar) tegishli kimyoviy elementlarning belgilaridir.

Masalan: temir moddasi va temir kimyoviy elementi bir xil belgi - Fe bilan ifodalanadi.

Agar oddiy modda molekulyar strukturaga ega bo'lsa (molekula ko'rinishida mavjud bo'lsa), uning formulasi – tegishli kimyoviy element belgisi o'rnida quyi qismida molekuladagi atomlar sonini ko'rsatuvchi son indeks qo'yiladi.

Masalan: N_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , P_4 , S_8 .

Oddiy modda formulasi beradigan axborot	Misol: S
Moddaning nomi	Uglerod (olmos, grafit, karbin)
Ma'lum modda sinfiga mansubligini	Metalmas
Moddaning bir atomini	1 atom uglerod
Moddani hosil qiladigan elementning nisbiy atom massasini (Ar)	$Ar(S)=12$
Absolyut atom massasini	$m(S)=12 \cdot 1.66 \cdot 10^{-24} g = 19.93 \cdot 10^{-24} g$
Moddaning bir molini	1 atom uglerod, yoki $6.02 \cdot 10^{23}$ ta uglerod atomlari
Moddaning molyar massasini	$M(S)=Ar(S)=12 g/mol.$

3 bob. Murakkab moddalarning formulalari

Murakkab moddalarning formulasini bu modda tarkibiga kiradigan elementlarning belgilarini va molekuladagi har bir elementlar atomlar sonini ko'rsatish bilan tuziladi. Bunda qoida bo'yicha kimyoviy elementlarni elektromanfiyliklari ortib borishi quyidagi qator asosida tuziladi:

Me, Si, B, Te, H, P, As, J, Se, C, S, Br, Cl, N, O, F.

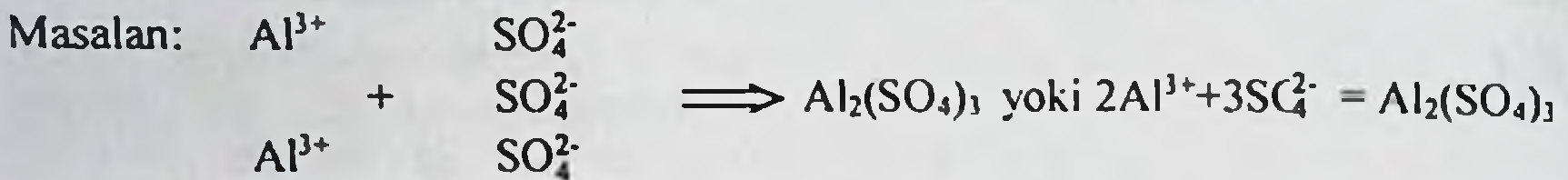
Masalan: H_2O , $CaSO_4$, Al_2O_3 , CS_2 , OF_2 , NaH .

Bundan azotning vodorod bilan ayrim birikmalari (masalan: ammiak NH_3 , gidrazin N_2H_4), organik kislotalarning tuzlari (masalan: formiat natriy – $HCOONa$, atsetat kalsiy – $(CH_3COO)_2Ca$), uglevodorodlar (CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2 . . .) mustasnodir.

Dimer ko'rinishida mavjud bo'ladigan moddalarning kimyoviy formulalari (NO_2 , P_2O_3 , P_2O_5 , bir valentli simob tuzlari, masalan: Hg_2Cl_2 , $Hg_2(NO_3)_2$. . .) quyidagi ko'rinishda yoziladi: N_2O_4 , P_4O_6 , P_4O_{10} , Hg_2Cl_2 , $Hg_2(NO_3)_2$.

Molekuladagi va murakkab iondagi kimyoviy elementlarning atomlar soni valentlik yoki oksidlanish darajasi tushunchalari asosida har bir elementning belgisini o'nggida pastki qismiga sonlar (indeks) qo'yish bilan aniqlanadi (indeks 1 qo'yilmaydi) Bunda quyidagi qoidadan kelib chiqadi:

Молекуладаги ҳамма атомларнинг оксидланиш даражаларининг алгебраик йиғиндиси нолга тенг бўлиши керак (молекулалар электронейтралдир) Мураккаб ионларда – ион зарядига тенг бўлади.



Modda formulasi bo'yicha yoki murakkab iondagi kimyoviy elementlarning oksidlanish darajalarini topishda ham shu formuladan foydalaniladi.

Molekulani yoki murakkab ionni hosil kiladigan elementlarning oksidlanish darajalarini topishda oksidlanish darajalari ma'lum bo'lgan elementlardan foydalaniladi.

Masalan: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ molekulasida kaliyniki (+1) va kislorodniki (-2) oksidlanish darajalari ma'lum, xromnikini topish uchun: $\text{K} \text{ Cr } \text{O}_2 \text{ ter}^x \text{li}^2 \text{ ra tuzami: } +2+2x-14=0$ va bundan $x=+6$ teng ekanligini topamiz. Demak, bu birikmada xromning oksidlanish darajasi +6.

- MnO_4^- - ionida kislorodniki (-2) ma'lum, formula asosida marganetsni oksidlanish darajasini topamiz: $(\text{Mn}^x \text{O}_4)^{-2}$

$x-8=1$ bundan $x=+7$.

E'tibor bering:

Мураккаб ионнинг заряди бу ионни хосил килувчи ҳамма атомларнинг оксидланиш даражаларининг алгебраик йиғиндисига тенг.

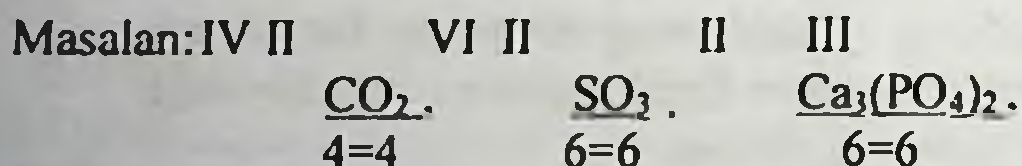
SHuning uchun murakkab iondagi kimyoviy elementni oksidlanish darajasini aniqlashda ionni o'zi qavs ichiga olinadi va uning zaryadi qavsdan tashqariga chiqariladi. Masalan:



Tenglama tuzamiz: $2x-6=-2$ va $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ionidagi oltingugurtning oksidlanish darajasini topamiz va u +2 ga tengligini aniqlaymiz.

Valentlik bo'yicha formula tuzganda moddani ikkita har xil tipdagi zarrachalardan tuzilgan birikma deyiladi va ularning valentliklari ma'lum bo'ladi. Keyin quyidagi qoidaga amal qilinadi:

Молекуладаги бир типдаги заррачалар сонини валентликка кўпайтмаси бошқа типдаги заррачалар сонининг валентликка кўпайтмасига тенг бўлади.



Reaksiya tenglamasidagi formulalar oldiga qo'yiladigan sonlarga *koeffitsientlar* deyiladi.

U yo molekulalar sonini yoki moddaning mollar sonini ko'rsatadi.

Kimyoviy belgi oldida turgan koeffitsient ayni kimyoviy element atomining sonini ko'rsatadi, belgi oddiy modda formulasi bo'lgan holda koeffitsient yo atomlar sonini, yoki bu moddaning mollar sonini ko'rsatadi. Masalan: 3Fe – temirning 3 atomini yoki 3 mol atom temirni.

2H – vodorod kimyoviy elementining 2 atomini.

N_2 – bir molekula vodorod, bir mol vodorod.

Ko'pgina moddalarning kimyoviy formulalari tajriba yo'li bilan aniqlangan. SHu sababli ular empirik («empirio» - tajriba) formulalar ham deyiladi.

Murakkab moddaning kimyoviy formulasi beradigan axborotlar	Misol: CaSO_3
Moddaning nomini	Kalsiy karbonat
Moddaning ma'lum sinfga mansubligini	o'rta (normal) tuz
Moddaning bir molekulasini	1 molekula kalsiy karbonat
Bir mol modda	$6,02 \cdot 10^{23}$ CaSO_3 molekulasini
Moddaning nisbiy molekulyar massasini	$M_r(\text{CaCO}_3) = 100$
Moddaning molyar massasini	$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$
Moddaning absolyut molekulyar massasini	$m(\text{CaCO}_3) = M_r(\text{CaCO}_3) \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-22} \text{ g}$
Sifat tarkibini (modda qanday kimyoviy elementlardan hosil bo'lgan)	Kalsiy, uglerod va kislorod.
Moddaning miqdor tarkibini: <ul style="list-style-type: none"> Bir molekula moddadagi har bir element atomlari soni Bir mol moddadagi har bir elementning mollar soni 	<p>Kalsiy karbonat molekulasini bir atom Ca, bir atom S va 3 atom O dan iborat</p> <p>Bir mol kalsiy karbonat ($6,02 \cdot 10^{23}$ molekula) da bo'ladi:</p> <ul style="list-style-type: none"> 1 mol ($6,02 \cdot 10^{23}$ atomlar) kalsiy kimyoviy elementi, 1 mol ($6,02 \cdot 10^{23}$ atomlar) uglerod kimyoviy elementi, 3 mol $3 \cdot (6,02 \cdot 10^{23}$ atomlar) kislorod kimyoviy elementi.
Moddaning massa tarkibini: 1 mol moddadagi har bir elementning massasi	<p>1 mol kalsiy karbonat (100 g) da bo'ladi:</p> <ul style="list-style-type: none"> 40 g Ca kimyoviy elementi, 12 g S kimyoviy elementi, 48 g O kimyoviy elementi.
Moddadagi kimyoviy elementlarning massa ulushlari (modda tarkibi massa bo'yicha foizlarda)	<p>Massa bo'yicha kalsiy karbonatda:</p> <p>$W(\text{Ca}) = 40/100 = 0,4 (40\%)$</p> <p>$W(\text{C}) = 12/100 = 0,12 (12\%)$</p> <p>$W(\text{O}) = 3 \cdot 16/100 = 0,48 (48\%)$</p>

<p>Ion strukturali moddalar uchun (tuzlar, kislotalar, asoslar) modda formulasi molekuladagi har bir turdagi ionlar soni, ularning miqdori va massalari (1 mol moddada) to'g'risidagi axborotlarni beradi.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Kalsiy karbonat molekulasida Ca^{2+} - ioni va SO_3^{2-} ionlaridan tuzilgan • 1 mol ($6,02 \cdot 10^{23}$ molekula) kalsiy karbonat – mol ($6,02 \cdot 10^{23}$) Ca^{2+} - ionlaridan va mol ($6,02 \cdot 10^{23}$) SO_3^{2-} ionlaridan iborat. • 1 mol (100 g) kalsiy karbonatda 40 g Ca^{2+} - ionlari va 60 g SO_3^{2-} ionlari bo'ladi
<p>Moddaning molyar hajmi n.sh.da (faqat gazlar uchun)</p>	

4 bob. Grafik formulalar

Modda to'g'risida to'laroq axborot olish uchun grafik formulalardan foydalaniladi, ular molekuladagi atomlarning bog'lanish tartibini va har bir elementni valentligini ko'rsatadi. Molekulalardan tarkib topgan moddalarning grafik formulalari u yoki bu darajada bu molekulalarning tuzilishini (strukturasini) aks ettiradi, bunday hollarda ularni struktura formulalari ham deyiladi.

Moddalarning grafik (struktura) formulalarini tuzish uchun zarur:

- moddani tashkil qilgan hamma kimyoviy elementlarni valentliklarini aniqlash (eslatamiz: kimyoviy elementlarning valentligi ayni element atomini molekuladagi boshqa element atomlari bilan bog'langan umumiy elektronlar jufti soniga teng);
- Molekuladagi har bir element miqdorini atomlar soniga teng holda moddani hosil qiluvchi hamma kimyoviy elementlarning belgilarini yozish;
- Kimyoviy elementlarning belgilarini chiziqlar bilan birlashtirish;
- Har bir chiziqcha kimyoviy elementlar orasidagi bog'ni yuzaga keltiradigan umumiy elektron jufti bildiradi va shu sababli har ikkala elementga bir xil taalluqlidir;
- Kimyoviy element belgisini o'rab olgan chiziqchalar soni ayni kimyoviy element valentligiga muvofiq bo'lishi kerak;
- Kislородli kislotalarni va ularning tuzlarini formulalarini tuzishda vodorod atomi va metallarning atomlari kislota hosil qiluvchi element bilan kislород orqali birikadi;
- Tuzlarning grafik formulalarini tuzishda, bu tuzni hosil qilgan kislotani formulasini tuzishdan boshlash qulay. Bunda tuz molekulasida kislota qoldig'i qancha bo'lsa, shuncha marta kislota qoldig'i formulasi yoziladi. Keyin vodorod atomlari metall atomlari bilan almashtiriladi, bunda kislota qoldiqlarini hammasi metall atomlari bilan bog'lanishi kerak;
- Faqat peroksidlarning formulalarini tuzishda kislород atomlari bir-biri bilan bog'lanadi.

Grafik formulalarga misollar

Moddaning nomi	Moddaning formulasi	Grafik formulasi
Vodorod	N_2	H – H

Kislorod	O_2	$O = O$
Azot	N_2	$N \equiv N$
Suv	H_2O	$\begin{array}{c} H \\ \diagdown \\ O \\ \diagup \\ H \end{array}$
Karbonat anhidrid	CO_2	$O = C = O$
Uglerod (II) oksid	CO	$C \equiv O$
Xlor (VII) oksid	Cl_2O_7	$\begin{array}{ccc} O & & O \\ & & \\ O = Cl - O - & & Cl = O \\ & & \\ O & & O \end{array}$
Alyuminiy hidroksidi	$Al(OH)_3$	$\begin{array}{c} H - O \\ H - O \\ H - O \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \\ \diagdown \end{array} Al$
Sulfat kislota	H_2SO_4	$\begin{array}{c} H - O \\ H - O \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array} S \begin{array}{l} = O \\ = O \end{array}$
Kalsiy sulfat	$CaSO_4$	$\begin{array}{c} O \\ O \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array} Ca \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array} S \begin{array}{l} = O \\ = O \end{array}$
Ortofosfat kislota	H_3PO_4	$\begin{array}{c} H - O \\ H - O \\ H - O \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \\ \diagdown \end{array} P = O$
Kalsiy digidrofosfat	$Ca(H_2PO_4)_2$	$\begin{array}{c} H \\ \\ O \\ \\ O = P \\ \\ O \\ \\ H \end{array} - O - Ca - O - \begin{array}{c} H \\ \\ O \\ \\ O = P \\ \\ O \\ \\ H \end{array}$

6 bo'lim. MODDALARNING XOSSALARI

Har bir modda ma'lum fizikaviy va kimyoviy xossalarga ega bo'ladi.

Моддаларни бир-биридан фарк киладиган ёки ўзаро ўхшаш белгилари - *модданинг хоссаси* дейилади.

1 bob. Moddalarning kimyoviy xossalari

Моддалар бир – бири билан таъсирлашганда ёки ташқи омиллар (температура, босим, нурланиш) таъсирида бошқа моддаларга айланишида ўзларининг таркиб ва тuzилишларини ўзгартириш қобилиятларини аниқлайдиган белгиларига – *кимёвий хоссалари* дейилади.

Moddaning kimyoviy xossalarini izohlash quyidagi savollarga javob berishdir:

- Ayni modda boshqa moddalar bilan ta'sirlashadimi yoki yo'q, agar ta'sirlashsa, qanday sharoitda va bunda nima hosil bo'ladi?
- Moddaning tarkibi va tuzilishiga tashqi sharoit qanday ta'sir etadi, asosan temperaturaning o'zgarishi?

Anorganik moddaning oltita sinflari ma'lum: metallar, metalmaslar, binar birikmalar (oksidlar), asoslar, kislotalar va tuzlar.

SHuning uchun moddaning kimyoviy xossasi bu sinflarning har biriga bo'lgan munosabatlari bilan aniqlanadi va shu bilan birga ayni sinfga bo'lgan munosabati bilan ham aniqlanadi. Masalan, biror bir tuzning kimyoviy xossasini aniqlash – quyidagi savollarga javob berish demakdir: ayni tuz, kislotalar, asoslar, oksidlar, metallar, metalmaslar, boshqa tuzlar bilan ta'sirlashadimi? Bulardan tashqari kimyogarlar uchun bilishi qiziqarli bo'ladi, ya'ni ayni modda qizdirilganda (kuydirilganda) parchalanishini yoki parchalanmasligini hamda ayni modda tabiatda eng ko'p tarqalgan suv bilan ta'sirlashadimi yoki yo'q, eriydimi yoki erimaydimi . . . ?

Bulardan, kimyoviy xossani ifodalashda ayni moddani quyidagi boshqa moddalarga munosabatini bilish zarurligi kelib chiqadi:

- kislotalarga
- asoslarga
- tuzlarga
- oksidlarga
- metallarga
- metalmaslarga
- qizdirishga
- suvga
- organik moddalarga

Anorganik moddalarning organik moddalarga munosabatlari organik kimyo bo'limida ko'riladi.

Bunday yondashish moddaning ko'p sonli xossalarini sistemalashtirish imkonini beradi, ularni ma'lum hodisa bo'yicha ifoda qilishda, ularni o'rganish va o'zlashtirish jarayonini ancha engillashtiradi.

2 bob. Moddalarning fizikaviy xossalari

Модданинг бошқа моддаларга айланиш қобилиятини ҳисобга олмасдан унинг индивидуаллигини аниқлайдиган белгиларига - *физикавий хосса* дейилади.

Moddaning fizikaviy xossalarini fizika o'rganadi. Kimyogarlarni esa ayni moddani bilishda yordam beradigan fizikaviy xossalarigina qiziqtiradi, bularga quyidagilar kiradi:

- qaynash temperaturasi,
- suyuqlanish temperaturasi,
- agregat holati,
- zichligi,
- suvda va boshqa erituvchilarda eruvchanligi,
- ranggi,
- hidi, sindirish ko'rsatkichi (suyuqliklar uchun),
- turli elektromagnit to'lqinlarida nurlanish va yutish spektrlari va boshqalar.

3 bob. Moddalarning agregat holatlari

Moddalar qattiq, suyuq va gaz holatlarida mavjud bo'ladilar. Bularga moddaning agregat holatlari deyiladi.

Qattiq va suyuq holatlarga moddaning kondensirlangan holatlari ham deyiladi.

Umumiy holda moddaning agregat holati temperatura va bosim bilan aniqlanadi.

Masalan: suv – 0°S (273°K) dan past va 1 atm (101325 Pa) bosimda qattiq modda, 100°S dan yuqori temperaturada – gaz, $0 - 100^{\circ}\text{S}$ temperatura oralig'ida suyuq.

Odatda moddaning agregat holatini tasvirlashda standart sharoit: $t=25^{\circ}\text{C}$ (298°K), $P=1\text{atm}$ (101325 Pa) ko'zda tutiladi.

Yuqori temperaturada gazsimon holat barqaror, quyi (past) temperaturada aksincha, hamma moddalar kondensirlangan holatda bo'ladi. Bosimning ko'tarilishi moddaning kondensirlangan holatga o'tishiga imkon beradi.

1 bob. Fizikaviy va kimyoviy hodisalar

Vaqt o'tishi bilan moddalarda sodir bo'ladigan har qanday o'zgarishlarga *hodisalar* deyiladi.

Bir moddaning boshqa bir moddaga aylanishi natijasida dastlabki moddalar tarkibi, tuzilishi va xossalari bilan farq qiladigan hodisalar kimyoviy hodisalar deyiladi yoki kimyoviy reaksiyalar deyiladi.

Kimyoviy hodisalarga misollar:

- oksidlanish
- yonish
- chirish
- zanglash
- achish
- izomerlanish

Kimyoviy reaksiyalarga kirishadigan moddalarga dastlabki moddalar yoki reagentlar deyiladi. Reaksiya natijasida hosil bo'ladigan moddalarga reaksiya mahsulotlari deyiladi.

Kimyoviy reaksiyalarda dastlabki moddalarning molekulari buziladi, atomlar qayta gruppalanib yangi modda molekulari - reaksiya mahsulotlarini hosil qiladilar.

Kimyoviy reaksiyalarda atomlar yoki umuman o'zgarmaydilar yoki elektronni biriktirishi yoki berishi natijasida tashqi elektron qavatga taalluqli juda kichik o'zgarish bo'lishi mumkin.

Шакллари, ўлчамлари, агрегат ҳолати, модданинг фазодаги ҳолати ёки ядро таркибининг ўзгариши ҳисобига янги модданинг ҳосил бўлиши билан содир бўладиган ҳодисаларга *физикавий* ҳодисалар дейилади.

Fizikaviy hodisalarga misollar:

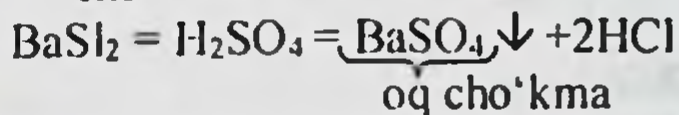
- qizdirish – sovutish
- bug'latish – kondensatsiyalanish
- suyuqlanish – kristallanish
- maydalanish
- yadro reaksiyalari
- elektr toki
- mexanik harakat.

Kimyoviy hodisalar hamma vaqt fizikaviy hodisalar bilan kuzatiladi (issiqlikning chiqishi, yorug'lik, elektr tokining vujudga kelishi). Fizikaviy hodisalarning kimyoviy hodisalar bilan kuzatilishi juda kamdan kam.

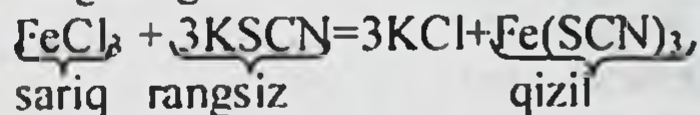
2 bob. Kimyoviy reaksiyalarning belgilari

Berilgan hodisaning haqiqatan ham kimyoviy (kimyoviy reaksiya) hodisa ekanligini quyidagi xarakterli belgilari bo'yicha kuzatiladi:

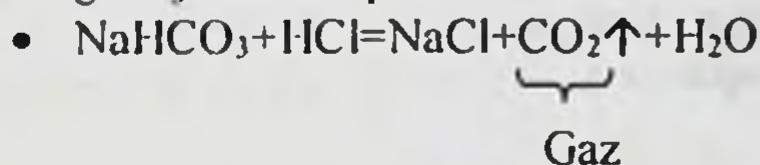
- cho'kma hosil bo'lishi



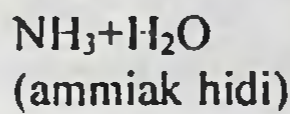
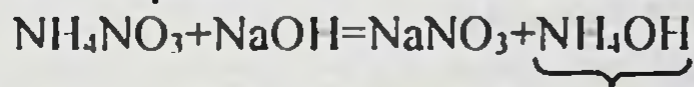
- rang o'zgarishi



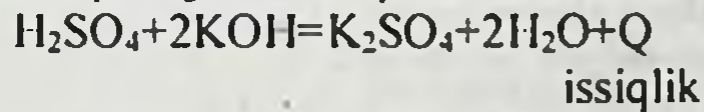
- gaz ajralib chiqishi



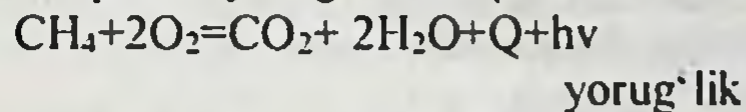
- hid chiqishi



- issiqlik ajralib chiqishi



- issiqlik va yorug'lik chiqishi



3 bob. Kimyoviy reaksiyalarning yuzaga kelishi va borish sharoitlari

Hamma hollarda kimyoviy reaksiyalarning yuzaga kelishi uchun zarur:

- ❖ reaksiyaga kirishuvchi moddalar orasida tig'iz kontaktning mavjudligi;
- ❖ ularning to'qnashishlari uchun katta yuza.

Bunga moddalarni maydalash va aralashtirish bilan erishiladi. Moddalarning eng katta maydalanish darajasiga (molekulalar va ionlargacha) ularni eritish natijasida erishiladi. SHuning uchun suvli eritmalarda reaksiyalar oson boradi.

Ko'pchilik hollarda reaksiyani boshlanishi uchun yuqorida ko'rsatilgan sharoitlar bilan birga yana:

- reaksiya boshlanishini tezlatish uchun ma'lum energiya beriladi (qizdirish, rentgen va ultrabinafsha nurlar bilan nurlantirish, quyosh nuri);
- atmosfera bosimidan katta bosim (gazlar orasidagi reaksiyalarda)
- katalizatorning mavjudligi talab qilinadi.

Reaksiyaning borishi uchun zarur:

- ❖ reaksiya zonasiga reagentlarning doimiy kiritilib turilishi;
- ❖ ta'sirlashayotgan moddalarning molekulari orasida yangi birikish jarayonlarining yuzaga keltirishni ta'minlovchi sharoitlarni doimiy saqlash.

Ayrim hollarda moddalarning birikishlarini ta'minlovchi sharoitlari reaksiyaning o'zi natijasida yuzaga keladi. SHunday reaksiyalar boshlangandan keyin o'z-o'zicha davom etadi. Masalan, yonish reaksiyasining boshlanishi uchun moddani ma'lum bir temperaturagacha qizdirish zarur, bu temperaturaga chaqnash temperaturasi deyiladi. Undan keyin yonish reaksiyasi o'z-o'zidan boradi, chunki ajralib chiqayotgan energiya yangi birikish jarayonlarini tezlatish uchun etarli, yonishda yuzaga keladigan havo muhiti oqimini ko'chishi tufayli yonish zonasiga O₂ doimiy kelishini ta'minlaydi.

Reaksiyani to'xtatish uchun uni yuzaga keltiradigan birorta sharoitni buzish yoki ta'sirlashish zonasiga kiradigan birorta reagentlarni cheklash kifoya. Masalan, yonishni to'xtatish uchun O₂ kelishini cheklash (yonayotgan predmet odevyal bilan yopiladi yoki ko'pikdan qobiq hosil qilinadi) yoki yonayotgan predmet temperaturasini chaqnash temperaturasidan pastga tushiriladi (suv quyiladi).

4 bob. Kimyoviy reaksiyalarning tiplari

CHeksiz sondagi kimyoviy reaksiyalarni orientrlash oson bo'lishlari uchun ularni turli belgilari bo'yicha klassifikatsiyalanadi (sinflarga bo'linadi).

- Dastlabki moddalar va reaksiya mahsulotlari soni va tarkibi bo'yicha hamma reaksiyalar birikish, ajralish, o'rin olish va almashinish reaksiyalariga bo'linadilar.

Birikish reaksiyasi – bu reaksiya yordamida ikki yoki bir necha moddalardan <u>bitta yangi modda</u> hosil bo'ladi.	$S + O_2 = SO_2$ $BaO + H_2O = Ba(OH)_2$ $4NO_2 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3$
Ajralish reaksiyasi – bu reaksiya natijasida bitta moddadan <u>bir nechta yangi moddalar</u> hosil bo'ladi.	$2HgO = 2Hg + O_2 \uparrow$ $CaCO_3 = CaO + CO_2 \uparrow$ $2AgNO_3 = 2Ag + 2NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$
O'rin olish reaksiyasi – bu oddiy va murakkab moddalar orasida sodir bo'lib, reaksiya natijasida murakkab	$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu \downarrow$ $Zn + 2HSl = ZnSl_2 + H_2 \uparrow$ $Cl_2 + 2KJ = 2KSl + J_2 \downarrow$

modda molekulasidagi birorta element atomining o'rnini olishi natijasida <u>yangi oddiy va yangi murakkab moddalar</u> hosil bo'ladi.	
Almashinish reaksiyasi – bu ikkita murakkab moddalar orasida boradigan reaksiyalar bo'lib, reaksiya natijasida ularning molekulalari tarkibiy qismlari bilan almashinadi va <u>ikkita yangi moddalar</u> hosil bo'ladi.	$\text{AlI}_3 + 3\text{KOH} = 3\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ $\text{AgNO}_3 + \text{KJ} = \text{KNO}_3 + \text{AgJ} \downarrow$ $\text{KOH} + \text{HBr} = \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$

- Qaytarlik belgisi bo'yicha hamma reaksiyalar qaytar va qaytmas reaksiyalarga bo'linadi.

Bir vaqtning o'zida ikki qarama – qarshi yo'nalishda boradigan reaksiyalarga <u>qaytar reaksiyalar</u> deyiladi.	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons{t, \text{ kat}} 2\text{NH}_3$ $\text{H}_2 + \text{J}_2 \xrightleftharpoons{h\nu} 2\text{HI}$
Faqat bir yo'nalishda va amalda oxirigacha boradigan reaksiyalarga <u>qaytmas reaksiyalar</u> deyiladi.	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4 \downarrow$ $\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

Ko'pchilik kimyoviy reaksiyalar qaytar bo'ladi.

- Issiqlik effektlari bo'yicha hamma reaksiyalar ekzotermik va endotermik reaksiyalarga bo'linadilar.

Issiqlik chiqishi bilan boradigan ($\Delta N < 0$, $Q > 0$) reaksiyalarga <u>ekzotermik reaksiyalar</u> deyiladi.	$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 \quad \Delta H = -393.5 \text{ kDj}$ yoki $Q = 396.5 \text{ kDj}$
Issiqlik yutilishi bilan boradigan ($\Delta N > 0$, $Q < 0$) reaksiyalarga <u>endotermik reaksiyalar</u> deyiladi.	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \quad \Delta H = 180 \text{ kDj}$ yoki $Q = -180 \text{ kDj}$

Ko'pchilik birikish reaksiyalari ekzotermik bo'lsa, ko'pchilik ajralish reaksiyalari endotermik bo'ladi.

- Ta'sirlashayotgan moddalardagi elementlarning oksidlanish darajalarining o'zgarishi bo'yicha hamma reaksiyalar quyidagilarga bo'linadi: oksidlanish darajalari o'zgarmasdan boradigan reaksiyalar va oksidlanish darajalari o'zgarishi bilan boradigan reaksiyalar (oksidlanish – qaytarilish reaksiyalari).

Oksidlanish darajasi o'zgar-masdan boradigan reaksiyalar - bu hamma almashinish reaksiyalari hamda ko'pchilik birikish va ajralish reaksiyalaridir.	$2\text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">t, P</p> $2\text{NN}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ <p style="text-align: center;">t</p> $\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \uparrow$
Oksidlanish-qaytarilish reak-sivalari deb hosil bo'lgan moddadagi elementlarning oksidlanish darajalarining o'zga-rishi bilan boradigan reaksiya-larga aytiladi.	$2\text{Hg}^{+2}\text{O}^{-2} = 2\text{Hg}^0 + \text{O}^0_2 \uparrow$ <p style="text-align: center;">t</p> $2\text{KMn}^{+7}\text{O}^{-2}_4 = \text{K}_2\text{Mn}^{+6}\text{O}_4 + \text{Mn}^{+4}\text{O}_2 + \text{O}^0_2 \uparrow$ $2\text{Fe}^{+3}\text{S}_2 + \text{H}_2\text{S}^{-2} = \text{S}^0 \downarrow + 2\text{Fe}^{+2}\text{S}_2 + 2\text{HSI}$

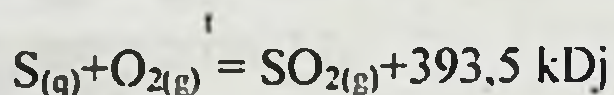
❖ Ta'sirlashayotgan moddalarning agregat holatlari bo'yicha hamma reaksiyalar gomogen va geterogen reaksiyalarga bo'linadilar.

Ta'sirlashayotgan moddalar va reaksiya mahsulotlari bir xil agregat holatda bo'ladigan reak-siyalarga <u>gomogen</u> reaksiyalar deyiladi.	$2\text{NO}_{(r)} + \text{O}_{2(g)} = 2\text{NO}_{2(r)}$
Ta'sirlashayotgan moddalar har xil agregat holatda bo'ladigan reaksiya-larga <u>geterogen</u> reaksiyalar deyiladi.	$\text{S}_{(q)} + \text{O}_{2(r)} = \text{SO}_{2(r)}$

❖ Katalizator ishtirok etishi bo'yicha hamma reaksiyalar katalitik va katalizatorsiz reaksiyalarga bo'linadilar.

Katalizator ishtirok etishi bilan boradigan reaksiyalar <u>katalitik</u> reaksiyalar deyiladi.	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{t, kat}} 2\text{SO}_3$
Katalizatorsiz reaksiyalar - katalizatorlarsiz boradilar.	$4\text{KSIO}_3 = 3\text{KSIO}_4 + \text{KSI}$

Har bir kimyoviy reaksiyani bir necha belgilari bo'yicha tavsiflash mumkin. Masalan, quyidagi reaksiya:



Bu reaksiya:

- birikish
- ekzotermik
- gegetrogen
- katalizatorsiz
- oksidlanish-qaytarilish.
- qaytmas.

5 bob. Kimyoviy reaksiyalarning tenglamalari. Mahsulot unumi.

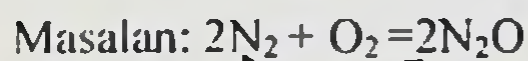
Kimyoviy tenglama – kimyoviy reaksiyani, reaksiyaga kirishadigan moddalarning formulalari yordamida yozish.

Kimyoviy reaksiyalarni reaksiya sxemasi yordamida yoki kimyoviy tenglamalar bilan ifodalanadi. Tenglamaning chap tomoniga dastlabki moddalarning formulalari, o'ng tomoniga reaksiya mahsulotlari yoziladi.

Kimyoviy tenglamalar massalar saqlanish qonuni asosida tuziladi. Shuning uchun

tenglamaning chap va o'ng tomonidagi har bir kimyoviy elementlarning atomlari soni teng bo'lishi kerak.

Buning uchun moddalarning formulalari oldiga sonlardan koeffitsientlar qo'yiladi.



stexiometrik koeffitsientlar

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalari bundan tashqari elektr zaryadlarining saqlanish qonunini ham qoniqtirishi lozim, Unga muvofiq, ayni reaksiyada qaytaruvchi bergan elektronlar soni bilan oksidlovchilar biriktirib olgan elektronlar soni teng bo'lishi lozim. Shuning uchun oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarida koeffitsientlar massalar saqlanish qonuni va zaryadlarning saqlanish qonunlari asosida tanlanadi.

Esdal tuting:

- Reaksiyaga aniq butun sondagi atomlar va molekulalar kirishadi va shuning uchun moddalarning formulalari oldiga kasr sondagi koeffitsientlar qo'yilmaydi. (termokimyoviy tenglamalar bundan mustasno).
- Tenglamaning ikkala qismidagi koeffitsientlarni bir yoki bir necha marta ko'paytirish yoki kamaytirish mumkin. 1 koeffitsient qo'yilmaydi.
- Qaytar reaksiyalarning tenglamalarida tenglik (=) belgisi qaytarlik belgisi (\rightleftharpoons yoki \leftrightarrow) bilan almashtiriladi, bu belgi reaksiyani bir vaqtning o'zida ikkala qarama-qarshi tomonga borishini ko'rsatadi.
- Organik moddalar ishtirokida boradigan reaksiyalarning tenglamalarida tenglik belgisi strelka (\rightarrow) bilan almashtiriladi, u reaksiyaning yo'nalishini ko'rsatadi. Bu organik reaksiyalarning tenglamalarida moddalarning struktura formulalaridan foydalanganda tenglik belgisi (=) qo'sh bog' bilan yanglishmaslik uchun ham strelka (\rightarrow) qo'yiladi.

- Zarurat bo'lganda strelka yoki tenglik belgisi ustiga reaksiyaning borish sharoiti ko'rsatiladi (t, P, kat), chunki ko'pchilik reaksiyalarning yo'nalishlari va natijalari ana shu sharoitlarga bog'liq bo'ladi.
- Gazsimon va kam eriydigan mahsulotning hosil bo'lishi modda formulasining o'ng tomonida yuqoriga yoki pastga yo'nalgan strelkalar bilan belgilanadi.
- Qaytar reaksiyalarning tenglamalarini chapdan o'ngga va o'ngdan chapga ham o'qish mumkin.
- Qaytmas reaksiyalarning tenglamalari esa faqat chapdan o'ngga qarab, chunki

kimyoviy tenglamadagi tenglik belgisi reaksiyaning yo'nalishini emas, balki faqat massalar saqlanish qonunini bajarilishini ko'rsatadi.

Masalan: $HSI + NaOH = NaSI + H_2O$ ammo $NaSI + H_2O \neq NaOH + HSI$

Kimyoviy tenglamalar	Misol: $N_2 + 3H_2 \xrightleftharpoons{t, km, P} 2NH_3$
<u>Kimyoviy reaksiya qatnashchilarining sifat tarkibi</u> (kimyoviy reaksiyaga qanday moddalar kirishadi va qandaylari hosil bo'ladi)	Dastlabki moddalar - N_2 va H_2 , reaksiya mahsuloti - ammiak (agar reaksiyani chapdan o'ngga deb o'qilsa. Dastlabki modda NH_3 , reaksiya mahsulotlari N_2 va H_2 (agar reaksiyani o'ngdan chapga deb o'qilsa).
<u>Kimyoviy reaksiya tipi</u>	Reaksiya qaytar, katalitik, oksidlanish-qaytarilish, gomogen. To'g'ri reaksiya - birikish reaksiyasi, teskarisi - ajralish.

<p>Moddalarning formulalari oldi-dagi koeffitsientlar reaksiya ishti-rokchilari orasidagi miqdoriy nis-batlarni ko'rsatadi:</p> <ul style="list-style-type: none"> ❖ kimyoviy reaksiyaga dastlabki moddalar molekulalaridan qancha kirishadi va bunda reaksiya mahsulotlarining har biridan qanchadan hosil bo'ladi; ❖ 1 mol azot 3 mol vodorod bilan qoldiqsiz ta'sirlashadi va bunda 2 mol ammiak hosil bo'ladi yoki bitta moddaning qancha moli boshqasi bilan qoldiqsiz reak-siyaga kirishadi va har bir reaksiya mahsulotidan qancha moldan hosil bo'ladi. 	<p>Uch molekula vodorod bir molekula azot bilan birikib, 2 molekula ammiak hosil qiladi. Ikki molekula ammiakning parchalanishidan uch molekula vodorod va azot molekulasi hosil bo'ladi.</p> $V_{(N_2)} \cdot V_{(H_2)} \cdot V_{(NH_3)} = 1:3:2$
<p>Reaksiya ishtirokchilarining massa nisbatlari (qoldiqsiz birikishlari uchun dastlabki moddalarning massalari qanday bo'lishi kerak va bunda olingan reaksiya mahsulot-larining massalari qanday bo'ladi)?</p>	<p>28 g azot, $2 \cdot 3 = 6$ g vodorod bilan qoldiqsiz birikib, reaksiya natijasida $2 \cdot 17 = 34$ g ammiak hosil bo'ladi yoki</p> $m_{(N_2)} : m_{(H_2)} : m_{(NH_3)} = 28:6:34 = 14:3:17$
<p>Gazsimon reaksiya ishtirokchilari-ning hajmiy nisbatlari (qoldiqsiz birikishlari uchun dastlabki moddalarning hajmlari qanday bo'lishi kerak va bunda olingan reaksiya mahsulotlarining hajmlari qanday bo'ladi)?</p>	<p>N.sh.da 22,4 l azot, $3 \cdot 22,4 = 67,2$ l vodorod bilan qoldiqsiz birikib, bunda $2 \cdot 22,4 = 44,8$ l ammiak hosil bo'ladi yoki</p> $V_{(N_2)} \cdot V_{(H_2)} \cdot V_{(NH_3)} = 22,4:67,2:44,8 = 1:3:2$
<p>Keltirilgan misoldan shu ma'lumki, reaksiya ishtirokchilarining hajmiy nisbatlari, miqdoriy nisbatlari bilan mos keladi, ya'ni gazsimon reaksiya ishtirokchilari formulalari oldidagi koeffitsientlar nafaqat miqdorlarni hamda bu moddalarning hajmlarini ham ko'rsatadi.</p>	<p>1 mol azot 3 mol vodorod bilan qoldiqsiz ta'sirlashadi va bunda 2 mol ammiak hosil bo'ladi.</p>
<p>Bunda quyidagilar mo'ljallanadi, va'ni</p> <ul style="list-style-type: none"> ❖ dastlabki moddalar absolyut toza holda olingan va reaksiya natijasida absolyut toza mahsulotlar hosil bo'ladi; ❖ reaksiya stexiometrik boradi, ya'ni qo'shimcha reaksiyalar va mahsulotlarning yo'qolishi bo'lmaydi. 	

Amalda hamma kimyoviy reaksiyalar dastlabki moddalarda mavjud bo'lgan aralashmalar hisobiga qo'shimcha jarayonlar bilan sodir bo'ladi.

Bundan tashqari uskunar va texnologik jarayonlarning mukammal emasligi natijasida moddalarning yo'qolishi muqarrar. SHuning uchun amalda reaksiya mahsulotlari miqdori hamisha tenglamalar bo'yicha hisoblanganidan kam bo'ladi. SHu bilan birga mahsulot unumi degan kattalik kiritilgan.

Mahsulot unumi – amalda olingan mahsulot massa, miqdor yoki hajmda, reaksiya tenglamasi bo'yicha hisoblangan (nazariy mumkin bo'lgan) massa, miqdor yoki hajmning qanday qismini tashkil qilishini ko'rsatadigan kattalikka aytiladi. Mahsulot ulushi odatda birning unumi yoki % ifodalanadi.

$$\eta = \frac{m_{(amal)}}{m_{(naz)}}$$

$$\eta = \frac{V_{(amal)}}{V_{(naz)}}$$

$$\eta = \frac{V_{(amal)}}{V_{(naz)}}$$

(faqat gazlar uchun)

Ayrim hollarda mahsulot unumi o'miga uning yo'qolishi ($w_{(yo'q)}$) ko'rsatiladi, unda

$$\eta = 1 - w_{(yo'q)}$$

yoki

$$\eta = 100\% - w_{(yo'q)}\%$$

Masalan, agar $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ reaksiyada mahsulot unumi 0,75 (75%) teng bo'lsa, bu reaksiya jarayonida 0,25 (25%) ammiak yo'qolishini va amalda 1 mol N_2 va 3 mol N_2 dan:

$$V_{(amal)} = \eta \cdot V_{(Naz)} = 0,75 \cdot 2 = 1,5 \text{ mol } NH_3 \text{ yoki}$$

$$m_{(amal)} = \eta \cdot m_{(Naz)} = 0,75 \cdot 34 = 25,5 \text{ r } NH_3 \text{ yoki}$$

$$V_{(amal)} = \eta \cdot V_{(Naz)} = 0,75 \cdot 22,4 = 16,8 \text{ l } NH_3$$

olinishini anglatadi.

8 bo'lim. KIMYOVIY ELEMENTLAR ATOMLARINING TUZILISHLARI

1 bob. Umumiy hollar

XX asr boshlariga kelib ko'pgina hodisalar ochildiki, ular atomning murakkab tuzilishiga to'g'ridan-to'g'ri yoki bilvosita bog'liq edi (fotoeffekt, radioaktivlik va b...). Atom murakkab tuzilishga ega ekanligi aniq bo'lgandan keyin olimlar atom haqiqatan ham qanday tuzilgan degan savolga javob berishga o'rindilar. Atom tuzilishining eng qulay modelini 1911 y. ingliz fizigi E.Rezerford tomonidan taklif etildi.

U qimmatbaho metall (Au, Ag) ning yupqa plastinkasidan α - zarrachalarining o'tishini o'rganib, ularning akusariyat qismi plastinkadan o'z traektoriyalarini o'zgartirmasdan o'tishini aniqladi. Faqat ulardan ayrimlari o'z harakat yo'nalishlarini o'zgartirishi kuzatildi. Bu Rezerfordni atom ham quyosh sistemasiga o'xshash tuzilgan, ya'ni juda kichik musbat zaryadlangan yadrodan va unda atomning hamma massalari mujassamlangan, elektronlar esa uning atrofida xuddi planetalar quyosh atrofida aylangandek harakatlanadilar degan fikrga olib keldi. SHu sababli Rezerford tomonidan taklif etilgan atom modeli – planetar nomini oldi.

Hozirgi vaqtda tasdiqlangan, ya'ni

Kimyoviy elementlar atomlarining o'rtacha diametri $=10^{-10}$ m, yadroning o'rtacha diametri $=10^{-15}$ m.

Bu atom diametri, yadro diametriga nisbatan $10^{-10}/10^{-15}=10^5$ (100000) marta katta ekanligini bildiradi.

Taqqoslash uchun: agar yadro diametrini 1 sm ga oshirsak, atom diametri 100000 sm yoki 1000 m (1 km) ga teng bo'ladi.

Bu hodisa Rezerford tajribasidagi α - zarrachalarning tabiatini, ya'ni α -zarrachasi geliy atomining yadrosi, ko'pchiligining traektoriyalarini o'zgarishsiz qolishi shuning uchunki, α -zarrachaning o'lehami plastinka materiali atomiga nisbatan juda kichik ekanligidir.

Folga materiali atomining elektron qobiqlarini tashkil qiluvchi elektronlar α -zarrachalarning harakatlanishlari uchun to'sqinlik qilolmaydilar, chunki α -zarrachaning massasi elektron massasidan 750 marta kattadir. Faqat folgani tashkil qilgan yadroga yaqin yo'nalgan α -zarrachalargina elektrostatik itarish kuchlari hisobiga yo'nalishlarini o'zgartirganlar.

Rezerford taklif qilgan atom tuzilishining modeli hozirga qadar o'zining fizikaviy mohiyatini yo'qotgan emas. Faqat atomdagi molekulalarning harakat traektoriyalari to'g'risidagi tushunchalar o'zgardi.

2 bob. Hozirgi zamon tasavvurlariga ko'ra atom yadrosining tuzilishi

Kimyoviy elementlar atomlarining yadrolari protonlar va neytronlardan tuzilgan, ularning umumiy nomlari nuklonlar deyiladi.

Proton (1_1p) va neytron (1_0n) – elementar zarrachalar, amalda bir xil massaga, ammo har xil zaryadga ega:

- Neytron – massasi 1,0087 a.m.b va zaryadi $q=0$.
- Proton – massasi 1,0073 a.m.b va zaryadi $q=+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Kl}$ yoki +1 (nisbiy birlikda).

D.I.Mendelev davriy jadvalida elementlar nisbiy birlikda ifodalangan musbat yadro zaryadining ortib borishi tartibida joylashgan, yadroning musbat zaryadi undagi protonlar soni bilan aniqlanadi, shuning uchun

kimyoviy elementning tartib raqami yadrodagi protonlar sonini (Z) ko'rsatadi.

$$N^0_{(k.d)} = Z$$

Atom elektroneytral bo'lishi uchun uning musbat yadro zaryadi manfiy zaryadli – elektronlar bilan eyishgan bo'lishi kerak. Elektronning zaryadi – $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Kl}$ yoki -1 (nisbiy birlikda) ga teng. Shunday ekan

atomning elektron qobig'idagi umumiy elektronlar soni ($N_{(e^-)}$) yadrodagi protonlar soniga yoki kimyoviy elementning tartib nomeriga teng.

$$N_{(e^-)} = N_{(k.d)} = Z$$

Atomning hamma massasi yadroda to'plangan bo'lib va $m_p = m_n = 1 \text{ a.m.b}$ bo'lgani uchun

kimyoviy elementning yaxlitlangan A_g qiymati yadrodagi umumiy nuklonlar soniga teng.

$$A = N + Z, \quad (1)$$

bu erda N – yadrodagi neytronlar soni, Z – yadrodagi protonlar soni, A – berilgan kimyoviy elementning yaxlitlangan A_g qiymati, unga massa soni deyiladi. 1 – formuladan har qanday kimyoviy elementni atom yadrosidagi neytronlar sonini:

$$N = A - Z \text{ tenglamasidan topilishi kelib chiqadi.}$$

Masalan, natriy atomining yaxlitlangan nisbiy massasi qiymati $A_{g(\text{Na})} = 23$, tartib raqami 11. shunday qilib natriy atomi yadrosidagi protonlar soni $Z = 11$, neytronlar soni $N = 23 - 11 = 12$

Atom yadrosi qat'iy chizilgan chegaraga ega emas.

Bu hamma element zarralarga o'xshab nuklonlar ham to'liq xossasiga ega ekanligi bilan bog'liq. Yadroda bir xil zaryadli zarrachalar bir-biriga juda yaqin joylanishlariga qaramasdan bir xil ismli protonlar elektrostatik qonunlar bo'yicha itarilishi kerak edi, ammo kimyoviy elementlar atomlarining yadrolari nihoyatda barqarordir. Bu yadroda elektrostatik itarish kuchlariga nisbatan tortilish kuchlarining ta'siri kattaligi bilan tavsiflanadi. Bu kuchlarga yadro kuchlari deyiladi.

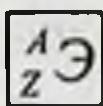
Hozircha umum qabul qilgan yadro tuzilishi to'g'risidagi nazariya mavjud emas. Yadroda nuklonlar ma'lum energetik darajada joylashgan deb faraz qilinadi.

3 bob. Izotoplar

Bir-birlaridan faqat o'zlarining massalari bilan farq qiladigan, yadro zaryadlari bir xil bo'lgan bitta kimyoviy elementning har xil atomlari turiga izotoplar deyiladi. Bunday atomlarning yadrolari bir xil protonlar soniga, ammo har xil neytronlar soniga ega bo'ladi.

Izotoplar hamma kimyoviy elementlar uchun ma'lum. Elementlarning izotoplari 2 tadan (masalan, xlor) 20 tagacha (masalan, Sn da) o'zgarib turadi.

Izotoplar ayni kimyoviy element belgisi va nomi bilan ifodalanadi. Element belgisining chapdan yuqori qismida uning massasi, pastida esa tartib raqami qo'yiladi.



Faqat vodorod izotoplarida bundan mustasno, ular alohida nomga va simvollarga ega:

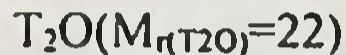
❖ ^1_1H – protiy oddiy suv tarkibiga kiradi:



❖ ^2_1H yoki ^2_1D deyteriy og'ir suv tarkibiga kiradi:



❖ ^3_1H yoki ^3_1T tritiy juda og'ir suv tarkibiga kiradi:



Tabiatda kimyoviy elementlar izotoplarining aralashmalari ko'rinishida mavjud bo'ladi. Bitta kimyoviy elementning izotop tarkiblari atom ulushlarida ($W_{at.}$) ifodalanadi, bu ayni izotopning hamma atomlaridan qancha qismini tashkil qilishini ko'rsatadi va 1 ga yoki 100% ga teng deb qabul qilingan.

$$W_{at.} = \frac{N_1}{N_1 + N_2 + \dots + N_n}$$

Masalan, kimyoviy element xlor 2 izotopdan iborat:

$^{35}_{17}\text{Si}$ va $^{37}_{17}\text{Si}$, bulardan:

$$W_{\text{at.}}(^{35}_{17}\text{Si}) = 0,754 \text{ (75,4\%)}$$

$$W_{\text{at.}}(^{37}_{17}\text{Si}) = 0,246 \text{ (24,6\%)}$$

Bu 100 ta tabiiy xlor atomining 75,4 tasi $^{35}_{17}\text{Si}$ va 24,6 tasi $^{37}_{17}\text{Si}$ ekanligini bildiradi. Ammo atomlar kasr sonlar bilan ifodalanmaganligi uchun har 1000 xlor atomidan 754 $^{35}_{17}\text{Si}$ va 246 $^{37}_{17}\text{Si}$ ekanligini bildiradi.

D.I.Mendeleevning davriy jadvalidagi elementlarning atom massalari ularning izotop tarkibini hisobga olgan holda, o'rtacha atom massalari keltirilgan. SHu sababli jadvalda ko'rsatilgan A_r kasr sonlardir.

Kimyoviy elementlarning o'rtacha nisbiy atom massalari quyidagi formula bo'yicha topiladi:

$$A_r^{\text{yp}} = W_{\text{at.}(1)} \cdot A_{r(1)} + W_{\text{at.}(2)} \cdot A_{r(2)} + \dots + W_{\text{at.}(n)} \cdot A_{r(n)}$$

Masalan xlorning o'rtacha atom massasi:

$A_r^{\text{or}}(\text{gsl}) = 0,754 \cdot 35 + 0,246 \cdot 37 = 35,453$. Bu son D.I.Mendeleev jadvalidagi sonni ko'rsatadi. Barqaror (stabil) va beqaror (radioaktiv) izotoplarga farqlanadi. Keyingisi vaqt o'tishi bilan radioaktiv bo'lish natijasida o'z-o'zidan boshqa element atomlariga aylanadi.

4 bob. Atom elektron qobig'ining tuzilishi. Kvant sonlari

Atom tuzilishining hozirgi zamon nazariyasi kvant mexanikasiga tayanadi, bunga binoan elektron bir vaqtda zarracha xossasiga (tinch massaga ega) va to'lqin xossasiga (uning harakatini to'lqin uzunlik, amplituda, chastota kabilar bilan tavsiflash mumkin) ega. SHuning uchun atomdagi elektron harakatini qandaydir aniq traektoriya (orbita) bo'ylab bo'ladi deyish mumkin emas. Faqat yadro atrofidagi fazoning u yoki bu sohasida elektroni bo'lish ehtimolligi to'g'risida gapirish mumkin. Bunga bog'liq «orbita» tushunchasi o'zining ma'nosini yo'qotdi. Uning o'rniga «elektron bulut» va «orbital» tushunchalari kiritildi.

Elektron bulut – bu kvant mexanika modeli, atomdagi elektronning holatini (harakatini) tavsiflaydi.

Bu modelga muvofiq, tez harakatlanayotgan elektron (10^6 - 10^7 m/s) atom o'lchami bilan chegaralangan sohaning istalgan nuqtasida bo'lishi mumkin.

Agar ma'lum vaqt oralig'ida atomning sohasida bo'lish ehtimolligi mumkin bo'lgan hamma joylarni nuqtalar bilan belgilasak, bu nuqtalarning to'plamiga elektron bulut deyiladi.

Elektron bulut qat'ivan chizilgan chegaraga ega emas va uning zichligi ham bir tekisda emas. Elektron bulutning maksimal zichligi (nuqtalarning maksimal

quyuqligi), atomning ayni sferasi sohasida elektronning eng ko'p bo'lishi ehtimolligini bildiradi. Masalan, vodorod atomidagi yagona elektronning holati shur shaklidagi elektron bulut bilan tavsillanadi va uning maksimal zichligi yadrodan 0,053 nm uzoqlikda bo'ladi. SHunday qilib, bu masofada elektronni topish ehtimolligi maksimal bo'ladi va bu masofani shartli ravishda vodorod atomi radiusi qilib qabul qilingan.

Berilgan elektronni bo'lish ehtimolligi eng katta (90%) bo'lgan atom fazosining qismiga orbital deyiladi.

YAdrodan har xil masofada elektronlar joylashib elektron qavatni hosil qiladilar.

Har bir elektron qavatda turgan elektronlarga ma'lum energiya darajasi muvofiq keladi, shuning uchun elektron qavatlarini energetik daraja deb ham ataladi.

Elektron qavatlarini yadrodan boshlab lotin alifbosi bosh harflari bilan belgilanadi: K, L, M, N, O, P, Q.

Kimyoviy element atomidagi energetik darajalar soni, ayni element joylashgan davrning tartib raqamiga teng bo'ladi.

Hozirgi vaqtda ma'lum bo'lgan hamma elementlar 7 ta davrda joylashganligi uchun atomdagi energetik darajalar soni 7 tadan oshmaydi.

Berilgan energetik darajadagi maksimal joylanishi mumkin bo'lgan elektronlar soni (N) $N=2n^2$ formulasi bilan aniqlanadi.

Bu erda n – qavat raqami

Bu formulaga muvofiq ravishda

- ❖ yadrodan birinchi qavatda maksimum ikkita elektron bo'lishi mumkin ($N=2*1^2=2$),
- ❖ ikkinchisida – 8 elektron ($N=2*2^2=8$),
- ❖ uchinchisida – 18 elektron ($N=2*3^2=18$),
- ❖ to'rtinchisida – 32 elektron ($N=2*4^2=32$) va h.k.

Qavatda maksimum bo'lishi mumkin bo'lgan elektronlar joylashgan qavat tugallangan deyiladi. Tashqi qavatning tugallanishi 8 elektron bo'lganda amalga oshadi.

Bundan vodorod va geliy atomlari mustasno, ularda tashqi qavat yadrodan birinchi hisoblanadi, shuning uchun uni tugallanishi 2 elektron bilan to'ladi.

Atomdagi orbitallar va elektronlarni tavsiflash uchun kvant sonlaridan foydalaniladi.

Bosh kvant son (n) elektron energiyasi va elektron bulutining o'lchamini aniqlaydi: bosh kvant sonning qiymati qanchalik katta bo'lsa, elektron energiyasi shunchalik katta va elektron bulutining o'lchami ham shunchalik katta bo'ladi.

Har bir energetik daraja n – ning ma'lum qiymati qavat raqamiga teng qiymat bilan tavsiflanadi.

Davriy sistemadagi hamma elektron atomlari uchun bosh kvant sonlari 7 ta kattalikka: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 ega.

Nazariy jihatdan n – qiymati cheksiz ortishi mumkin, shu sababli kimyoviy elementlarning oxirgi soni ma'lum emas.

Bitta elektron qavatni (darajani) hosil qiluvchi elektronlar bir – biridan energiyalari bilan bir muncha farq qiladi, yoki har bir energetik daraja pog'onalariga (qavatchalarga) bo'linadi deyiladi. Har bir elektron qavatdagi pog'onalar soni: $E_{p,s}=n^2$ formulasi bilan topiladi, bu erda $E_{p,s}$ – elektron qavatdagi pog'onachalar soni, n – bosh kvant soni. Masalan, K qavatda $1^2=1$, bitta pog'onacha, L qavatda $2^2=4$, to'rtta pog'onacha, M qavatda $3^2=9$, to'qqizta pog'onacha. N qavatda $4^2=16$ o'n oltita pog'onacha bo'ladi va h.k. Demak, yadrodan uzoqlashgani sari energetik qavatlarning pog'onachalariga bo'linish xilma-xilligi ortib boradi.

Orbital kvant soni (l) pog'onachalardagi elektron energiyasini tavsiflaydi: berilgan energetik qavatda, orbital kvant soni eng katta qiymatga muvofiq keladigan pog'onachadagi elektronlar eng katta energiyaga ega bo'ladilar. Orbital kvant soni qiymatga: 0, 1, 2, 3 ega bo'ladi.

Demak, orbital kvant soni (l) pog'onachalardagi elektron energiyasini hamda elektron bulutini shaklini tasvirlaydi.

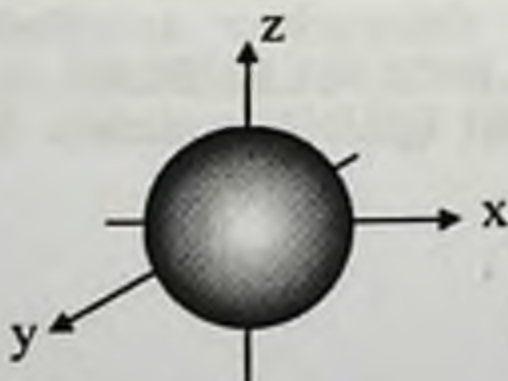
Pog'onachalar mohiyati tavsiflanadi:

- ❖ $l=0$, s – pog'onacha deyiladi,
- ❖ $l=1$, p – pog'onacha deyiladi,
- ❖ $l=2$, d – pog'onacha deyiladi,
- ❖ $l=3$, f – pog'onacha deyiladi.

SHunga muvofiq s-pog'onadagi elektronlar va unga javob beradigan orbital hamda elektron bulut nomlanadi: s-elektronlar, s-orbitallar, s-elektron bulutlar; r-pog'onachada bo'lganlar, r-elektronlar, r-orbitallar va r-elektron bulutlar va hokazo.

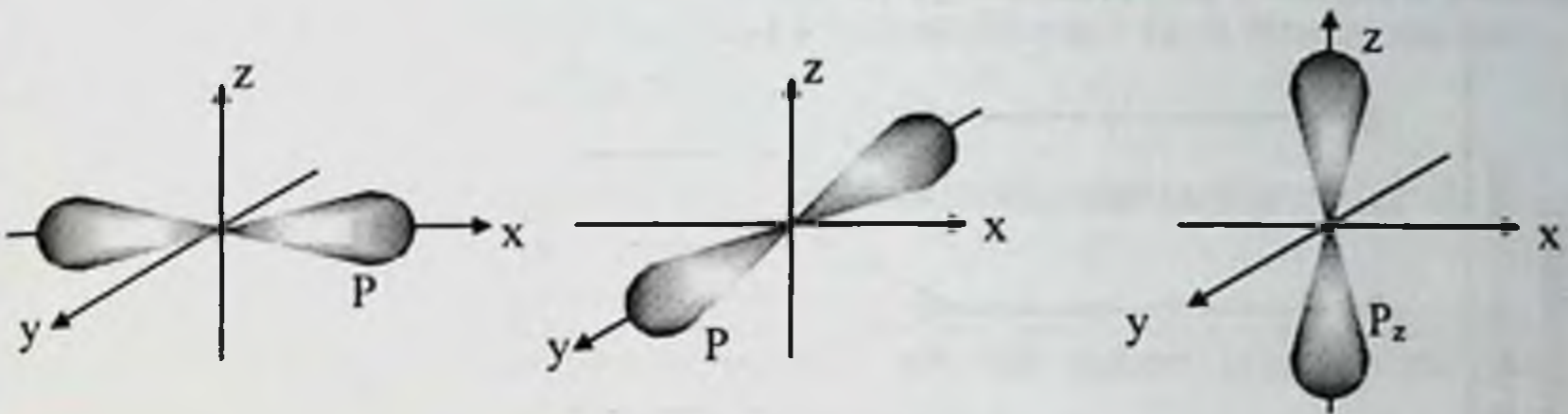
Orbital kvant soni, undan tashqari elektron bulutining shaklini ham aniqlaydi.

- s-orbital (s –elektron bulut) shakliga ega:



shar

- r-orbital (r-elektronni elektron buluti) —cho'zilgan hajmli sakkiz shaklida (gantel):



- d-orbital to'rtta barglik shaklga ega (ikkita chatishgan gantel shakliga ega),
- f-orbital yanada murakkab shaklga ega.

Bosh kvant sonning har bir qiymati uchun $l=0$ dan $l=n-1$ qiymatlarga ega bo'ladi, ammo $l=3$ dan katta bo'lmasligi kerak.

Ayni energetik daraja bo'linadigan pog'onachalar soni bosh kvant son n qiymatiga muvofiq keladigan orbital kvant son l -qiymatlarga teng bo'ladi.

- shunday qilib, $n=1$ qiymatga orbital kvant sonning yagona qiymati $l=0$ muvofiq keladi. Bu yadrodan birinchi energetik daraja birgina s pog'onachadan iborat bo'ladi;
- yadrodan ikkinchi daraja 2 ta pog'onachaga s - va p - ga bo'linadi, chunki $n=2$ qiymati orbital kvant son $l=0$ va $l=1$ qiymatlarga javob beradi;
- yadrodan uchinchi daraja 3 ta pog'onachaga bo'linadi: s -, p - va d - ($n=3$ qiymati l ning 3 ta qiymatlariga $l=0, l=1, l=2$ teng bo'ladi);
- to'rtinchi energetik qavat 4 ta pog'onachaga bo'linadi: s -, p -, d -, va f ($n=4$ qiymati l ning 4 ta qiymatlariga $l=0, l=1, l=2, l=3$ javob beradi);
- beshinchi, oltinchi va ettinchi energetik darajalar ham 4 ta pog'onachalardan iborat bo'ladi (s -, p -, d -, f -), chunki orbital kvant soni 3 dan yuqori songa ega bo'lmaydi, bu fikrlarni quyidagi jadvalda keltirish qulay.

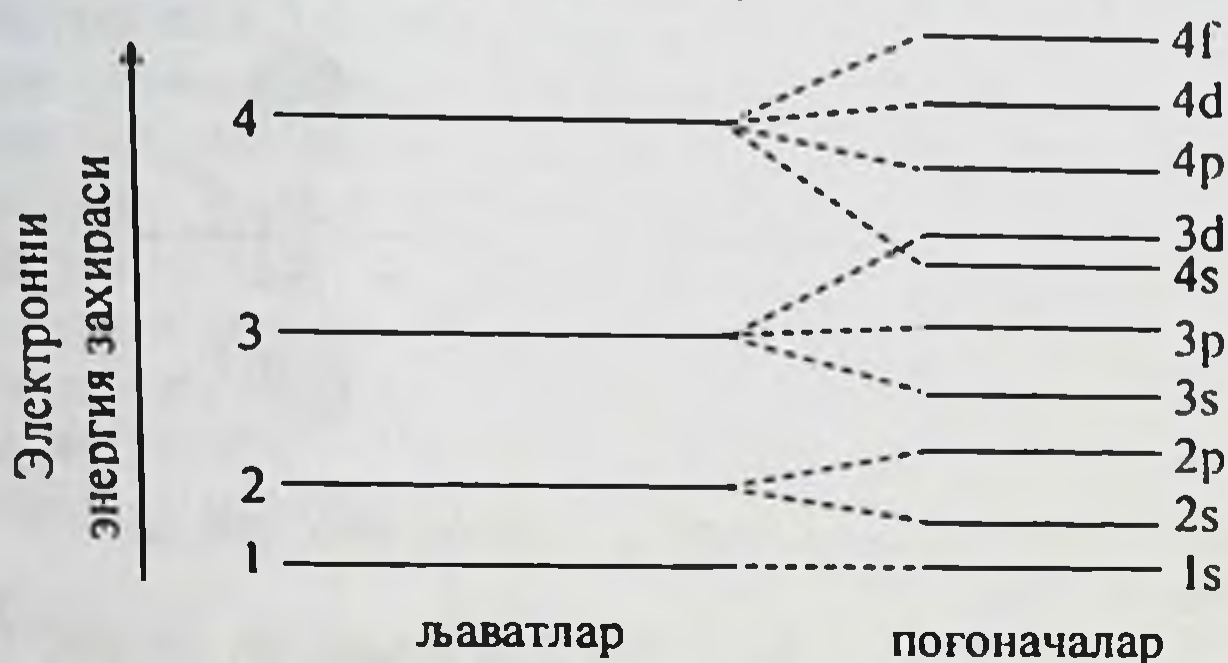
Bosh kvant son qiymati (kvant raqami)	Orbital kvant son qiymati	Pog'onachalar soni va raqamlari
1.	0	1s
2.	0, 1	2s, 2p
3.	0, 1, 2	3s, 3p, 3d
4.	0, 1, 2, 3	4s, 4p, 4d, 4f

Har bir pog'onacha ikkita kvant son n va l ga muvofiq ma'lum sonlar to'plami bilan tavsiflanadi:

Masalan, ikkinchi energetik darajadagi r-pog'onacha $n=2$, $l=1$ qiymatlari bilan tavsiflanadi; to'rtinchi energetik darajadagi f-pog'onacha $n=4$, $l=3$ bilan tavsiflanadi. SHuning uchun

energetik pog'onachani atomdagi elektronning holati sifatida ikkita kvant son n va l ga muvofiq ma'lum sonlar to'plami bilan tavsiflash mumkin.

Energetik darajalarni pog'onachalarga bo'lish sxemalari



Magnit kvant soni (m_l) – orbitallarning fazodagi yo'nalishini (orientatsiyasini) aniqlaydi va u har qanday butun sonni, ya'ni $-l$ dan 0 ham kiradi $+l$ gacha qiymatlarni oladi.

m_l ning har qanday qiymati (har bir energetik pog'onacha) uchun magnit kvant sonining m_l ma'lum qiymatlar to'plami muvofiq keladi. Bu har bir energetik pog'onacha m_l qiymatlari soniga teng bo'lgan ma'lum orbitallar soniga ega bo'lishini bildiradi.

SHunday ekan, $l=0$ qiymati $m_l=0$ bitta qiymatga javob beradi, ya'ni s pog'onacha faqat bitta orbitaldan iborat: $l=1$, magniy kvant soning uchta qiymatiga javob beradi: $m_l=+1$, $m_l=0$ va $m_l=-1$, demak r pog'onacha uchta orbitaldan iborat bo'ladi va hokazo.

Pog'onachalardagi orbitallar soni $\boxed{E_{m_s}=2 \cdot l + 1}$ teng bo'ladi.

$$\boxed{\Sigma m_s = 2l + 1}$$

Pog'onacha va orbitallar nomi	Obital kvant soni l	Magnit kvant soni m_s qiymatlari	Pog'onachani tashkil qiladigan orbitallar soni
s	0	0	$1(2 \cdot 0 + 1) = 1$
p	1	+1, 0, -1	$3(2 \cdot 1 + 1) = 3$
d	2	+2, +1, 0, -1, -2	$5(2 \cdot 2 + 1) = 5$

l	3	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	$7(2 \cdot 3 + 1) = 7$
-----	---	---------------------------	------------------------

Orbitallarni grafik ko'rinishida ham tasvirlanadi, bularga (kvant energetik) yacheyka deyiladi. Unda pog'onachalar quyidagi ko'rinishga ega bo'ladilar:

- s – pog'onacha:
- p– pog'onacha:
- d– pog'onacha:
- f– pog'onacha:

Har bir orbital va undagi elektronlar uchta kvant sonlar – n , l va m_l larning ma'lum qiymatlari to'plami bilan tavsiflanadi.

Masalan, ikkinchi energetik qavatdagi s orbital va undagi elektronlar $n=2$, $l=0$, $m_s=0$ sonlari bilan tavsiflanadi.

spin kvant soni (m_s) – elektronni o'z o'qi atrofida aylanishining yo'nalishini aniqlaydi (spin - pildiroq).

O'q atrofida aylanish faqat ikki yo'nalishda bo'lgani uchun

Spin kvant soni boshqa kvant sonlariga bog'liq bo'lmagan holda faqat ikkita $+1/2$ va $-1/2$ qiymatlarga ega bo'ladi.

- $+1/2$ spinli elektronni shartli ravishda \uparrow spini
 $-1/2$ bo'lganini \downarrow deb belgilanadi.

Spin kvant soni m_s qiymatlari sonlari bilan berilgan orbitaldagi bo'lishi mumkin bo'lgan maksimum elektronlar soni aniqlanadi, ular ikkitadan ko'p bo'lmaydi.

Pauli prinsipiga muvofiq.

atomda to'rtala kvant sonlari to'plami bir xil bo'lgan ikkita elektron bo'la olmaydi.

Bundan, atomdagi har qanday ikkita elektron loqal bitta kvant soni bilan farq qiladi degan xulosa kelib chiqadi. Bundan kelib chiqadi, ya'ni

orbitalni faqat spinlari antiparallel (qarama-qarshi) berilgan ya'ni m_s qiymatlari har xil bo'lgan elektronlar egallaydi, bu elektronlarning qolgan kvant sonlari (n , l , m_s) bir xil bo'ladi.

Masalan, ikkinchi energetik darajadagi s – orbitalda joylashgan elektronlar bir xil qiymatga $n=2$, $l=0$, $m_s=0$, ammo har xil m_s - $+1/2$ va $-1/2$ ga teng bo'ladilar.

Bitta orbitalda joylashgan ikkita elektronlarga juftlashgan yoki ajralmas elektron juft deyiladi.

5 bob. Pog'ona va pog'onachalarni elektronlar bilan to'lish tartibi. Elektron formulalar

Atom orbitallarining elektronlar bilan to'lish tartibi eng kichik energiya zaxirasi prinsipi bilan aniqlanadi, bunga binoan atomning eng barqaror holati uning elektronlari eng kichik energiya qiymatiga ega bo'lgan holatidir.

Bu prinsipga binoan atomning elektron qavatlarini va pog'onachalari eng kichik energiya qiymati bilan tavsiflanadigan, ya'ni eng kichik qiymati n va l pog'onachalardan boshlab to'lib boradi. Dastlab $1s$ pog'onacha, $2s$ pog'onacha, undan keyin $2p$, keyin $3s$, undan keyin $3p$ to'ladi. 4-chi energetik darajadan keyin bu qoidadan chetga chiqiladi, ya'ni 4-chi va undan keyingi qavatlarini elektronlar bilan to'lishini ko'rsatish uchun Klechkovskiy 2 ta qoida yaratdi.

I qoida. Berilgan ikkita pog'onachadan qaysi biri uchun $n+l$ yig'indisi kichik bo'lsa, o'sha holat elektronlar bilan oldin to'ladi.

II qoida. Agar berilgan ikkita holat uchun $n+l$ yig'indisi bir xil qiymatga ega bo'lsa, bosh kvant soni kichik bo'lgan holat elektronlar bilan oldin to'ladi.

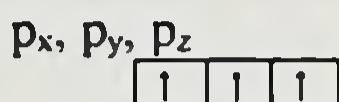
Klechkovskiy qoidasiga muvofiq orbitallarni elektronlar bilan to'lish tartibi quyidagicha ko'rinishga ega.



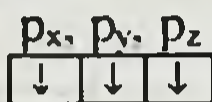
Atom orbitallarining bitta pog'onachasini elektronlar bilan to'lishi Xund qoidasiga bo'ysinadi, unga muvofiq

agar bitta pog'onachada joylashgan elektronlarning spin sonlari yig'indisi maksimum bo'lsa, atom barqaror holatda bo'ladi.

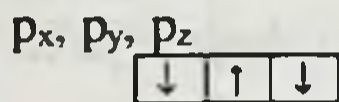
Masalan r^3 holat to'ladi



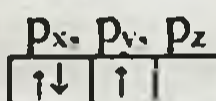
yoki



kabi bo'ladi.



yoki



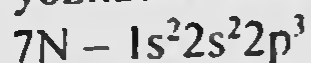
kabi holatlarda bo'lmaydi, chunki birinchi ikki holatda spinlar yig'indisi $3/2$ $1/2 - 1/2 - 1/2 = 3/2$ yoki $1/2 + 1/2 + 1/2 = 3/2$, uchinchi va to'rtinchi hollarda $-1/2$ ga teng, $1/2 - 1/2 + 1/2 = 1/2$ yoki $1/2 + 1/2 - 1/2 = 1/2$

Elektronlarni qavat, pog'onacha va orbitallarga joylashgan atom strukturasi atomning elektron konfiguratsiyasi deyiladi.

Atomning elektron konfiguratsiyasi elektronlarni qavat va pog'onachalarga taqsimlanishini ko'rsatadi va elektron formula ko'rinishida yoziladi.

Elektron formulani tuzishda

- avval qavat raqami son bilan ko'rsatiladi (n – bosh kvant son qiymati);
- orbital kvant soni / qiymati – s, p, d, f harflar bilan ko'rsatiladi.
- harflarning o'ngida yuqori qismiga – ayni pog'onachadagi elektronlar soni yoziladi. Bunda kimyoviy elementning simvoli oldidan uning tartib raqami yoziladi. Masalan, azot atomining elektron formulasi



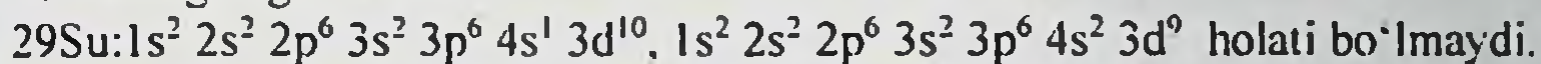
Esda saqlash lozim, ya'ni

atomning pog'onachalarini to'liq yoki yarmigacha (ya'ni qachonki har bir orbitalda bittadan elektron bo'ladigan) to'lgan holatiga ancha barqaror holat muvofiq keladi.

SHu bilan elektron «proskok» yoki «sakrash» hodisasi tushuntiriladi. Qo'yidagi elektronlarning taqsimlanishi xrom atomining barqaror holatiga muvofiq keladi. $24Cr - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$, ya'ni elektron 4s pog'onachadan 3d pog'onachaga elektronning «sakrashi» sodir bo'ladi.

Natijada ikkala pog'onacha yarim to'lgan konfiguratsiyaga o'tadi, bu ancha barqaror holatdir.

Mis atomida ham elektron «sakrashi» sodir bo'ladi, elektron 4s orbitaldan 3d orbitalga o'tadi va yarim to'lgan 4s pog'onacha hamda to'liq to'lgan 3d pog'onachalar olinadi. Natijada mis atomining elektron formulasi quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:



Elektronlarni atomning umumiy energiyasini kamaytirish maqsadida quyiroq pog'onachaga o'tishi «sakrash» hodisasi boshqa element atomlarida: molibden, niobiy, ruteniy, rodiy va palladiylarda ham kuzatiladi.

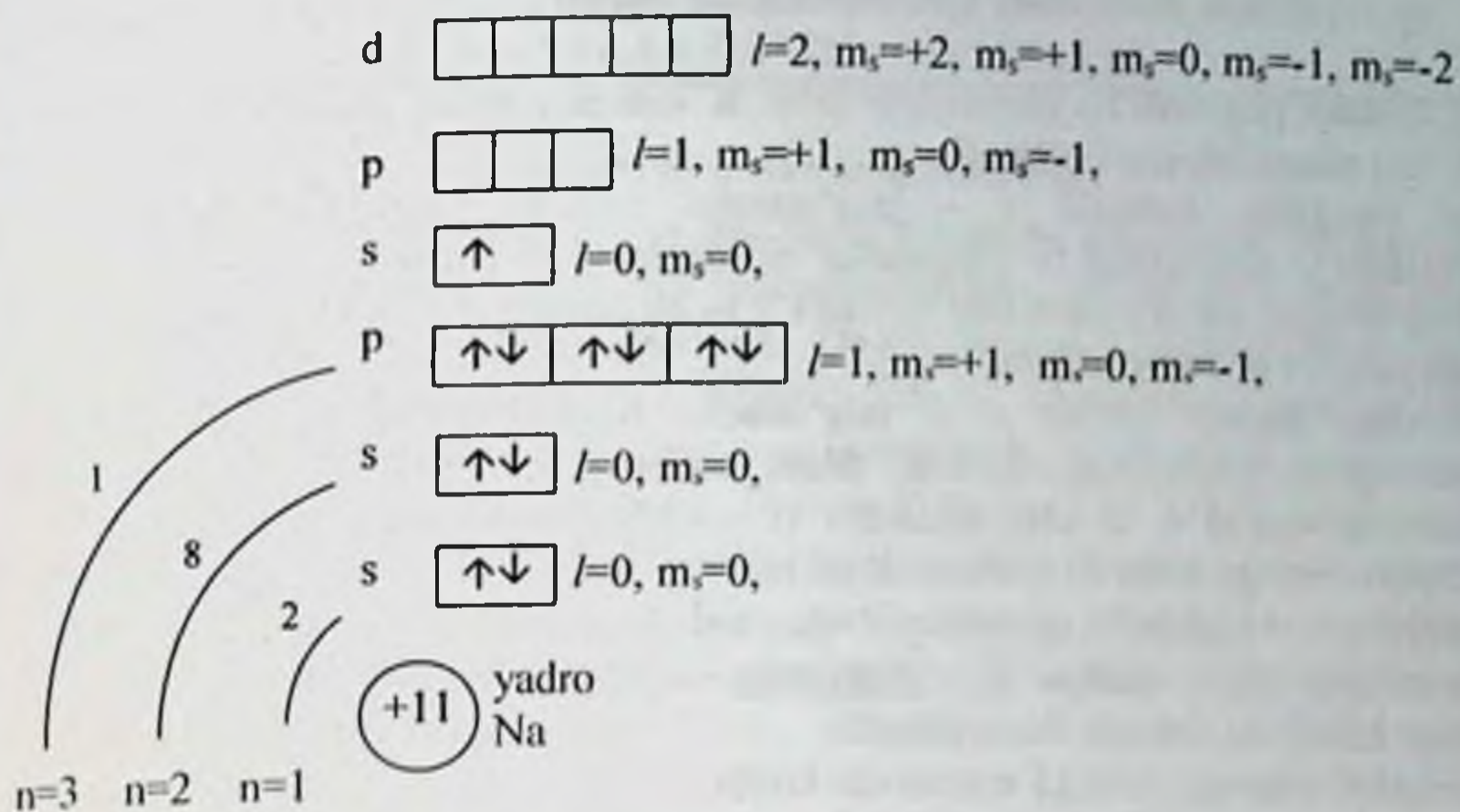
Buning ustiga palladiy atomidagi tashqi ikkala elektron ham 4d pog'onachaga o'tadi va uning tashqi beshinchi energetik darajasida elektron bo'lmaydi.

Kimyoviy elementlar atomlarining elektron formulalari quvidagi tartibda tuziladi:

- avval D.I.Mendaleev jadvalidan element tartib raqami bo'yicha atomdagi umumiy elektronlar soni aniqlanadi;
- keyin element joylashgan davr raqami bo'yicha energetik qavatlar soni aniqlanadi;
- qavatlarni pog'onacha va orbitallarga bo'lib, ularni Klechkovski va Xund qoidalariga muvofiq elektronlar bilan to'ldiriladi;
- qulaylik uchun elektronlarni energetik qavatlarga bo'linishini $N=2n^2$ formulasidan foydalanib yozish mumkin va bunda quyidagilarni hisobga olish lozim, ya'ni:
- ❖ bosh guruh elementlarining tashqi elektron qavatlaridagi elektronlar soni guruh raqamiga teng;

- ❖ qo'shimcha guruhcha elementlarining tashqi elektron qavatlaridagi elektronlar soni 2 ga teng (bundan Cu, Ag, Au, Cr, Nb, Mo, Ru, Rh, Pt lar mustasno, bularning tashqi qavatlarida 1 tadan Pd esa nol elektronlar bor).
- ❖ tashqaridan ichki qavatdagi elektronlar soni atomdagi umumiy elektronlar sonidan qolgan hamma kvant qavatlardagi elektronlarni ayirib tashlangandan keyin qoladigan songa tengdir.

Masalan, natriy atomi uchun: u uchinchi davrda ($n=3$), tartib raqami 11, jami 11 ta elektroni bor. Birinchi qavatda 2 ta, tashqi qavatda 1 ta. 2 – qavatdagi elektronlar soni yuqoridagi qoida bo'yicha: $11 - (2+1)=11-3=8$ elektron bo'ladi.



Na atomining elektron formulasi: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$.

Uni qisqartirilgan holda yozish mumkin. Buning uchun qavs ichida oldingi davrdagi inert gazning kimyoviy belgisi yoziladi (berilgan hol uchun Ne) va atomning tashqi qavat tuzilishi yoziladi. Na qisqartirilgan elektron formulasi: $[Ne] 3s^1$. Shunga o'xshash boshqa kimyoviy elementlarning ham qisqartirilgan formulalari yoziladi. (Ilovaga qarang).

Jadvalda Na atomining hamma 11 ta elektronlarining kvant sonlari keltirilgan:

Qavat №	Elektronlar soni	n qiymati	l qiymati	n+l	m_s qiymati	m_s qiymati
1	2	1	0	1s	1	+1/2
		2	0	1s	1	-1/2
2	8	3	0	2s	2	+1/2
		4	0	2s	2	-1/2
		5	1	2p	3	+1/2
		6	1	2p	3	-1/2
		7	1	2p	3	0
		8	1	2p	3	+1/2
		9	1	2p	3	-1/2
		10	1	2p	3	-1/2
3	1	11	0	3s	3	+1/2

6 bob. Kimyoviy elementlarning oilalari

Oxirgi qanday pog'onacha elektronlar bilan to'lishiga bog'liq holda hamma elementlar to'rtta oilaga (tipga) bo'linadi.

- Tashqi energetik darajasi s – pog'onacha to'lishi bilan bo'ladigan elementlarga s -elementlar (s - elementlar oilasi) deyiladi. Bular bosh guruhni tashkil qiladigan har bir davrning birinchi 2 ta elementlaridir. s - elementlari oilasiga jami 14 ta element kiradi.
- Atomlarning tashqi qavati r – pog'onacha to'lishi bilan bo'ladigan elementlarga r – elementlari deyiladi. Bular har bir davrdagi III – VIII bosh guruhlarning oxirgi 6 ta elementlaridir (I va VII davrlar mustasno). r – elementlari oilasiga jami 30 ta element kiradi.
- Tashqaridan ichki ikkinchi qavatdagi d -pog'onacha elektronlar to'lishi bilan tugallanadigan elementlarga d – elementlar deyiladi. Bular IV,V va VI davrlarga kiritilgan dekada elementlardir. d -elementlari oilasiga jami 33 ta element kiradi.
- Tashqaridan ichki uchinchi qavatdagi f pog'onacha elektronlar to'lishi bilan tugallanadigan elementlarga f -elementlar deyiladi. f – elementlarga lantanidlar va aktinidlar kiradi. f - elementlar oilasiga jami 28 ta element kiradi.

Bu aytilgan fikrlarning hammasi atomning asosiy (uyg'onmagan) holatiga mansubdir.

9 bo'lim. D.I.MENDELEEVNING DAVRIY QONUNI VA KIMYOVIY ELEMENTLAR DAVRIY SISTEMASI

I bob. Davriy qonunning ochilishi

XIX – asr o'rtalariga kelib 60 dan ortiq kimyoviy elementlar ma'lum edi. SHu bilan bog'liq holda elementlarni sistemalashtirishni taqozo qildi. Buni qilish uchun ko'pincha kimyogarlar urindilar. Davriy qonunni ochish uchun eng yaqinlashgan nemis kimyogari Lotar Meyer bo'ldi. U elementlarni atom massasi ortib borishi asosida joylashtirib, davrlarni ajratib oldi va o'xshash elementlarni vertikal qatorlarga joylanishni aniqladi. Ammo L.Meyer ham D.I.Mendeleevning o'zidan oldingi boshqa o'tmishdoshlari singari element massasi bilan ularning xossasi orasidagi bog'liqlikni ochib bera olmadi. Bunday bog'liqlikni D.I.Mendeleev elementlarni atom massalari ortib borishi tartibida joylashtirib topdi.

... F, Na, Mg. ... Cl, K, Ca ... Br, Rb, Sr ... J, Cs, Ba ...

19 23 24 35.5 39 40 80 85 87 127 133 137

«bu gruppalarda ishning mohiyati ko'rinib turibdi deb yozadi u – atom og'irligining ortishi bilan elementlarning xossalari davriy qaytariladi».

D.I.Mendeleev ochgan davriy qonunni quyidagicha ta'rifladi:

«Oddiy jismlarning xossalari hamda elementlar birikmalarining shakl va xossalari elementlar atom og'irliklarining qiymatlariga davriy ravishda bog'liq bo'ladi».

D.I.Mendeleev davriy qonun asosida elementlar davriy sistemasini tuzdi. Buning uchun hamma elementlar qatorini, atom massalarini ortib borish tartibida joylashgan qatorini davrlarga bo'ldi va o'xshash elementlarni bir-birining tagiga joylashtirdi va elementlar davriy sistemasining bunday varianti uzun nomini oldi, chunki unda davrlar bitta qatorda joylashadilar. Davriy qonunni va elementlar davriy sistemasini birinchi variantini tuzish sanasi – 1 mart 1869 yildir. 1870 yil D.I.Mendeleev elementlar davriy sistemasini ancha qulay variantini nashr qildi va u qisqa variant deb nom oldi. Bu variantda davrlar qatorlarga bo'linadi, guruhlar esa guruhchalarga bo'linadi.

Elementlar davriy sistemasini – davriy qonunni grafik tasviridir.

Davriy qonun asosida va elementlar davriy sistemasini asosida D.I.Mendeleev o'sha davrda ochilmagan yangi elementlarning mavjudligi to'g'risidagi xulosaga keldi. Bular uchun u davriy sistemada 29 ta bo'sh joy qoldiradi. Bulardan uchtasining xossasini aniq bashorat qildi va ularga shartli ekabor, ekaalyuminiy, ekasilitsiy (eka - o'xshash) deb nom berdi. Uchala element ham D.I.Mendeleevning hayotligida ochildi. Ular Ga, Ge, va Sc elementlari bo'lib chiqdi. Bu davriy qonunni va elementlar sistemasini unuman tan olinishiga olib keldi.

2 bob. Davriy qonunning hozirgi zamon ta'rifi

Keyinchalik elementning eng umumiy va aniq tavsifi uning atom massasi emas, balki uning yadrosining musbat zaryadi (Z) ekanligi, ya'ni u atomning elektron qobiqlaridagi elektronlar sonini, uning atom tuzilishini va shu bilan elementning hamma kimyoviy xossalarini va uning davriy sistemadagi holatini (o'rnini) bildirishi aniqlandi.

SHu bilan bog'liq holda davriy qonunni ta'rifi o'zgarishga uchradi va hozirgi vaqtda quyidagicha ta'riflanadi:

«Elementlarning xossalari, oddiy moddalar va elementlarning birikmalari ular atomlarining yadro zaryadlarining qiymatlariga davriy ravishda bog'liqdir».

Davriy qonun tabiatning asosiy qonunlaridan biri bo'lib, hozirgi zamon hamma kimyoviy fanlarining asosidir.

3 bob. Davriy sistemaning strukturasi. Davrlar, guruhlar, guruhchalar, qatorlar

Hozirgi paytda D.I.Mendeleev davriy sistemasining 500 dan ortiq variantlari mavjud. Keng tarqalgan formalaridan biri qisqa varianti 7 ta davr, 10 ta qator va 8 ta guruhdan tashkil topgan. Birinchi 3 ta davr (I, II va III) bittadan qatordan iborat. Oz sondagi elementlardan tashkil topgan (I – 2 ta, II, III – 8 tadan element) – kichik davrlar deyiladi.

Kichik davrlar element-lari <u>I, II, III</u>	davrlar	qator	guruh	
	Katta davrlar elementlari (IV, V, VI, VII) <u>V, VI, VII</u>	I	1.	H
II		2.	Li	
III		3.	Na	
IV		4.	K	
		5.		Cu
V		6.	Rb	
		7.		Ag
VI		8.	Cs	
		9.		Au
VII		10.	Fr	

IV va V chi davrlarda 18 tadan element bor. VII davrda bitta qator bo'lsa ham 24 ta element bor, katta davrga mansub tugallanmagan davr deyiladi. Bu davr uchun tartib raqami 105 dan yuqori bo'lgan yangi transuran elementlari ochiladi va yadro zaryadi $Z=118$ bo'lgan yangi inert gaz elementi bilan tugallanadi. Har bir davr ishqoriy metaldan boshlanib, (I – davr bundan mustasno) inert gaz bilan tugallanadi. (7 - davr bundan mustasno).

«Ishqoriy metallar bilan boshlanib inert gaz bilan tugallanadigan elementlarning

ketma-ket gorizontal qatoriga davrlar deyiladi».

2-3 davr elementlarini D.I.Mendeleev tipik elementlar deb atadi, chunki ularning xossalari ishqoriy metallardan inert gazgacha qonuniy o'zgaradi. Katta davrlarning juft qatorlarida chapdan o'ngga o'tgan sari xossalarining o'zgarishi kuchsiz ifodalanadi, chunki ularda faqat metallar joylashgan.

Bu qatorlarning elementlarining tartib raqamlari 21-30, 39-48, 57-71 va 89-110 larga o'tuvchan elementlari deyiladi, chunki bular orqali tipik o'zgaruvchan xossali elementlarga o'tish amalga oshadi. Davrlarda elementlar birikmalarining shakllari ham qonuniy o'zgaradi. Masalan, kislorod bilan hamma elementlar jami 8 xil birikmalar hosil qiladi.

Kimyoviy elementlarning birikmalarining shakllari							
R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	OsO_4

VI – davrda, lantandan keyin $N=57$ (La) 14 ta element joylashadi, bularga lantanidlar deyiladi. $N=89$ aktiniydan (As) keyin – 14 ta element joylashadi, ularga aktinidlar deyiladi. Lantanidlar va aktinidlarning kimyoviy xossalari bir-birlariga juda yaqin, shuning uchun jadvalni ixcham bo'lishi maqsadida ularni davriy sistemadan alohida pastga joylashtiriladi.

Har bir guruh ikkiga bo'linadi – bosh va yordamchi.

Bosh guruhga II va III davr va ular bilan xossalari o'xshash katta davrlarning elementlari kiradi. Yordamchi guruhlarga esa faqat d va t – elementlari kiradi va IV – davrdan boshlanadi.

Bosh va yordamchi guruhlarni farqlash uchun har bir guruhda bosh va yordamchi guruhlari siljigan.

Bitta guruh elementlarida har xil xossali elementlari bo'lishi davriy sistemaning qisqa variantini asosiy kamchiligidir. Bu sistemadan foydalanishni qiyinlashtiradi va ma'lum darajada elementlar xossalarining davriyligini «o'chiradi». SHuning uchun davriy sistemaning uzun variantidan foydalaniladi, unda guruhlarni guruhchalarga va davrlarni qatorlarga bo'linishi yo'q. Bu variantning asosiy kamchiligi – uning uzunligi va ixcham emasligidir. Bir muncha ixcham varianti yarim uzun varianti bo'lib, unda lantanidlar va aktinidlar xuddi qisqa variantdagidek jadvalda alohida joylashdilar.

4 bob. Elementlar xossalarining davriy sistemadagi holatiga bog'liqligi

Davriy qonun va elementlar davriy sistemasi atom tuzilishining hozirgi zamon nazariyasi asosida tushuntiriladi.

Elementlar musbat yadro zaryadlarining ortib borishi atomlarning tashqi elektron qobiqchalarining tuzilishini davriy takrorlanishga olib keladi, natijada elementlar kimyoviy xossalarining davriy takrorlanishi sodir bo'ladi - bu davriy qonunning

fizikaviy ma'nosidir.

Элементларни даврларга бўлиниши энергетик қаватлар сони билан шартланган: энергетик қаватлар сони бир хил бўлган элементлар битта даврга бирлашадилар, бу давр тартиб рақамига тенг.

- **Kichik davrlarda:-** yadro zaryadi soni ortishi bilan tashqi qavatdagi elektronlar soni 1 dan 8 gacha ortadi (1 davrda – 2 tagacha). SHu bilan xossalarni qonuniy ishqoriy metallardan inert gazgacha bo'lgan o'zarishi tushuntiriladi.
- **Katta davrlarda:** yadro zaryadining ortishi bilan energetik qavat va qavatlar (pog'onachalar)ni elektronlar bilan to'lishi murakkablashadi.
- **Katta davrlarning juft qatorlarda:** chapdan o'ngga o'tish bilan tashqi qavat elektronlari soni o'zgarmaydi va oilada 2 ta teng (kam hollarda 1 va 3), tashqaridan ichki va hatto tashqaridan 3- energetik qavatni elektronlar bilan to'lishi sodir bo'ladi. SHuning uchun juft qatorlarda elementlar xossalarining o'zgarishi sekin bo'ladi.
- **Toq.** qatorlarda yadro zaryadining ortib borishi bilan yana tashqi qavat to'ladi. Unda elektronlar soni 1 dan 8 gacha o'zgaradi, natijada xossa xuddi kichik davrlardagitipik elementlardek o'zgaradi.

Элементларни гуруҳ ва гуруҳчаларга бўлиниши қават ва қаватчаларни электронлар билан тўлиши тартиби билан шартлангандир:

- бош гуруҳ элементларида – ташқи қаватнинг ёки s, ёки p поғоначалари электронлар билан тўлади:
- ёрдамчи гуруҳ элементларида эса ташқаридан ички қаватнинг d-поғоначаси ёки ташқаридан 3-ички қаватнинг f-поғоначаси (лантанидлар ва актинидларда) электронлар билан тўлади.

SHunday qilib, bosh guruhlar - s va p elementlardan, yordamchi guruhchalar d va f elementlardan hosil bo'lgan.

- Bosh guruh elementlarida tashqi qavatdagi elektronlar soni guruh nomeriga teng.
- Oo'shimcha guruh elementlarining tashqi qavatlarida 1-2 elektronlar bo'ladi.

Tashqi qavatlarining tuzilishidagi bunday farq, bitta guruhdagi bosh va qo'shimcha guruh elementlari kimyoviy xossalari orasidagi farqqa olib keladi. Masalan, VII-bosh guruh elementlari (F, Cl, Br, J) tashqi qavatlarida 7 tadan elektron bor, qo'shimcha guruh elementlarida (Mn, Tc, Re) 2 tadan elektronlar bor (bular metallar).

Ammo qo'shimcha guruh elementlari atomlarining valent elektronlari tashqi va tashqaridan ichki qavatlaridagi elektronlar bo'lgani uchun, ular ham maksimum musbat guruh tartib raqamiga (VII) teng valentlikni namoyon qiladilar (oksidlanish darajasi +7). Bunda ular xuddi metallmaslardek kirishadilar, bundan guruh raqami qoida bo'yicha kimyoviy bog'lanishlarni hosil qilishda ishtirok etadigan maksimum elektronlar sonini bildiradi degan xulosa kelib chiqadi.

Guruhlarda yuqoridan pastga tushgan sari elementlarning metallmaslik xossalari susayib boradi.

$$F=k([q_+]^* [q_-]^* n)/r^2 \quad (1)$$

Bu erda F – yadroni tashqi elektronlarni tortish kuchi, k – proporsionallik koeffitsienti, $[q_+]$ – yadro zaryadi qiymati, $[q_-]$ – elektron zaryadi qiymati, n – tashqi elektronlar soni, r – atom radiusi.

Bu – yuqoridan pastga tushgani sari elektron qavatlar soni ortishi (atom radiusi), natijada yadro valent elektronlarini kuchsiz tortishi bilan tushuntiriladi:

Masalan: flor va yodning tashqi qavatlarida $7\bar{e}$ bor, shuning bilan birga davriylikka ham ega, ammo yodda valent elektronlari florga nisbatan ancha uzoqda joylashgan ($r_{(I)} \gg r_{(F)}$), shuning uchun kuchsiz ushlab turadi. Natijada yod atomlari flordan farqli nafaqat elektronlar biriktirib oladi, balki elektronlarini berib metallik xossalari ham namoyon qiladi.

Davrlarda chapdan o'ngga o'tgani sari metallik xossalari susayib boradi, bunda yadro zaryadi va tashqi qavatdagi elektronlar soni ortib boradi. I formulaga muvofiq elektronlarni yadro kuchli tortadi. Bu hol birinchi navbatda II–III davr element atomlari va IV–VI katta davrlarning toq qatorlari elementlari uchun taalluqlidir.

Katta davrlarning juft qatorlarida chapdan o'ngga o'tgan sari metallik xossalari susayishi kam kuzatiladi, chunki hamma elementlarning tashqi qavatida 1-2 ta elektron bo'lib, o'zgarishga tashqaridan 2-3 qavatlar duchor bo'ladi. Bulardan quyidagi xulosa kelib chiqadi: *ya'ni tipik metallar davriy sistemaning pastki chap burchagida – tipik metallmaslar esa yuqori o'ng burchagida joylashadilar.*

Atom tuzilishi nuqtai nazaridan davriy sistemada vodorodning joylanishini maxsus holatini (I va VII) tushuntirish oson. U osonlik bilan 1 ta elektronini reaksiyalarda berib ishqoriy metallarga o'xshasa, osonlik bilan 1 ta elektronni qabul qilib galogenlarga o'xshaydi. SHuning uchun vodorod davriy sistemada bir vaqtda ham I, ham VII guruhlarda joylashgan.

Davriy sistemaning 4 ta joyida elementlar atom massalarining ortib borish tartibidan chetga chiqqan holda joylashgan:

Ar – K, Co – Ni, Te – I, Th – Pa.

Bu holni bir vaqtlar elementlar davriy sistemasining kamchiligi deyilsa, ammo hozir atom tuzilishi nazariyasi D.I.Mendeleevning to'g'riligini, ya'ni elementlar atomlarining yadro zaryadlarining ortib borishi tartibida joylashganligini isbotlandi.

Hozirgi paytda elementlar davriy sistemasida 1 – 105 joylarning hammasi to'lgan, ammo davriy sistemaning o'zi tugallangan emas.

Elementlarning ko'pchilik xossalari, masalan: oksidlanish darajasi, elektromanfiylik, atom radiuslari elektron qobiqlarining tuzilishi bilan bog'liq va shuning bilan birga davriylikka ham ega.

Elektron harakati to'liq xarakterda bo'lgani uchun atomlar qat'ivan chizilgan

chegaraga ega emas.

Atomlar shar shaklda bo'lish ehtimolligidan tuyuladigan yoki effektiv radiusdan foydalaniladi.

Davrlarda chapdan o'ngga o'tgan sari atomlarning radiuslari kamayadi – chunki bir xil elektron qavatlar soniga ega bo'lib, yadro zaryadlar soni ortadi va tashqi qavatdagi elektronlar soni ortadi, elektronlarni yadroning tortish kuchi ortadi, natijada atom qisiladi.

Guruhlarda yuqoridan pastga o'tgan sari atom radiusi kattalashadi, chunki bu yo'nalishda elektron qavatlar soni ortadi.

Atomni valent elektronlarini ushlab turish qobiliyati ionlanish energiyasi (I), elektronga moyillik (E) va elektromanfiylik (EM) kabi kattaliklar bilan xarakterlanadi.

Ionlanish energiyasi – normal atomdan bitta elektronni uzib olish uchun zarur bo'lgan energiyaga aytiladi $E^0 + J = \bar{e} + E^+$

Ionlanish energiyasi – elementning metalligini o'lchovidir, ionlanish energiyasi qanchalik kichik bo'lsa, atom elektronni shunchalik oson beradi, elementning metallik xossasi shunchalik yorqin ifodalangan bo'ladi.

Davrlarda chapdan o'ngga o'tganda ionlanish energiyasi ortib boradi, guruhlarda pastdan yuqoriga o'tganda ortadi.

Elektronga moyillik – atomga bitta elektron birikkanda ajralib chiqadigan energiyaga aytiladi.

$$E^0 + \bar{e} = E^- + E$$

Elektronga moyillik – elementning metallmaslik o'lchovidir: elektronga moyillik qanchalik katta bo'lsa, atom elektronni shunchalik oson biriktiradi va elementni metallmasligi shunchalik yorqin ifodalangan bo'ladi.

Davrlarda chapdan o'ngga o'tgani sari elektronga moyillik ortib boradi, guruhlarda pastdan yuqoriga o'tgani sari ortadi.

Ionlanish energiyasi va elektronga moyillik kimyoviy elementlarning metallik va metallmaslik xossalarni bir xilda xarakterlay olmaydi. Bu xossalarni ancha to'liq va umumiy xarakteristikasi bo'lib, elementning elektromanfiyligi xizmat qiladi:

$$\exists.M = J + E$$

Elementning elektromanfiyligi qanchalik kichik bo'lsa, uning metallik xossasi shunchalik kuchli, metallmasligi esa zaif bo'ladi va aksincha.

Elektromanfiylik, ionlanish energiyasi va elektronga moyillik J yoki EV da ifodalanadi. Amalda elektromanfiylikni absolyut qiymatlaridan emas, balki nisbiy elektromanfiylik qiymatidan foydalaniladi. Buning uchun litiyni elektromanfiyligini 1,0 ga teng deb qabul qilingan.

$$H\exists M = X / X_{(Li)}$$

Elektromanfiylikning yuqori qiymati bilan (2-4) metallmaslar kichik qiymatlari (<1) bilan ishqoriy metallar xarakterlanadi. (Ilovaga qarang). D.I.Mendelev jadvalida davrlarda chapdan o'ngga o'tgani sari elementlarning elektromanfiyligi ortadi, bosh guruhlarda esa yuqoridan pastga o'tgani sari kamayadi.

Davrlarda chapdan o'ngga o'tganda va guruhlarda yuqoridan pastga tushganda kimyoviy elementlarning ayrim xarakteristikalarini o'zgarish xarakteri jadvalda keltirilgan.

Element xarakteristikasi	Harakatlanishda o'zgarish xarakteri	
	Davrlarda chapdan o'ngga	Bosh guruhlar bo'yicha yuqoridan pastga
YAdro zaryadi	Ortadi	Ortadi
Elektron qavatlar soni	O'zgarmaydi	Ortadi
Tashqi elektron qavatdagi elektronlar soni	Kichik davrlarda va katta davrlarning toq qatorlarida 1 dan 8 gacha ortadi	O'zgarmaydi
	Katta davrlarning juft qatorlarida odatda 2 teng	O'zgarmaydi
Atom radiuslari	Kamayadi	Ortadi
Ionlanish energiyasi	Ortadi	Kamayadi
Elektronga moyillik	Ortadi	Kamayadi
Elektromanfiylik	Ortadi	Kamayadi
Elementlarning metalliklari	Kamayadi	Ortadi
Metallmasliklari	Ortadi	Kamayadi

1 bob. Kimyoviy bog'lanishning mohiyati

Kimyoviy bog'lanish nazariyasi asosiga quyidagilar qo'yilgan, ya'ni

atomning barqaror holati bo'lib, uning tashqi energetik qavatiga tugallangan, ya'ni 8 ta elektron bo'lgan holati hisoblanadi (birinchi davr elementlari uchun 2 ta).

Tugallangan tashqi qavatga ega bo'lgan atomlar kimyoviy jihatdan juda inert, barqaror. Ular juda qiyinchilik bilan kimyoviy reaksiyaga kirishadi. Tugallangan tashqi qavatga ega bo'lgan 6 ta kimyoviy elementlar atomlari mavjud – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. SHu sababli ularga inert yoki asl gazlar deyiladi.

Qolgan kimyoviy elementlarning atomlari tugallanmagan tashqi darajaga ega, ular kimyoviy reaksiya jarayonida to'ldirishga intiladilar va bu quyidagi yo'l bilan amalga oshadi:

- umumiy elektron juftning hosil bo'lishi;
- elektron berish yoki qabul qilish;
- elektronlarning umumlashuvi.

Bu jarayonlar kimyoviy elementlar atomlari orasida kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lishiga olib keladi.

Kimyoviy bog'lanish hosil bo'lishi natijasida atomlarning elektron strukturalari ancha energetik qulay va oqibatda ancha barqaror bo'ladilar. SHunday qilib,

hamma kimyoviy reaksiyalar asosida atomlarning tashqi energetik qavatlarini to'ldirishga intilish, energiya zahirasi (hamma imkoniyatlardan) eng kichik holatga, ya'ni eng energetik qulay holatga o'tish yotadi. Atomning energiya zahirasi qanchalik kichik bo'lsa, u kimyoviy jihatdan shunchalik barqarordir.

2 bob. Kimyoviy bog'lanish tiplari

Kimyoviy bog'lanish asosan to'rt tipga bo'linadi: *kovalent, ionli, metallik va vodorod.*

Kovalent bog'lanish

Umumiy elektron juftlari hosil bo'lishi bilan amalga oshadigan kimyoviy bog'ga kovalent bog'lanish deyiladi («KO» - birgalikda ishtirok etish, «valentnaya» - valent elektronlarni)

Kovalent bog' hosil bo'lishini ikkita mexanizmi mavjud:

- atomning hayajonlangan yoki hayajonlanmagan holatdagi juftlashmagan toq elektronlari hisobiga almashinish;
- donor – akseptor (koordinatsion).

Kovalent bog'lanish yoki bir xil element atomlari orasida elektromanfiyliklari bir oz farq qiladigan har xil element atomlari orasida ($\Delta\epsilon = 0 - 1,7$) hosil bo'ladi.

Birinchi holda umumiy elektron juft har ikkala atomga bir xil taalluqli bo'ladi. Bog'ning elektron buluti atom yadrolari orasida simmetrik joylashadi. buning natijasida musbat va manfiy zaryadlarning zichligi (yoki og'irlik markazi) siljimagan bo'ladi.

Bunday kovalent bog', ya'ni zaryadlarning qutblari bo'lmagan bog' *qutbsiz kovalent bog'lanish* deyiladi.

Ikkinchi holda – umumiy elektron juft (bog'ning elektron buluti) elektromanfiyligi katta bo'lgan atom tomonga siljigan bo'ladi. buning natijasida musbat va manfiy zaryadlarning zichliklarini taqsimlanish simmetriyasi buziladi va bog' qutbli bo'ladi. Elektron juft qaysi atomdan siljigan bo'lsa, shu atom ayrim musbat zaryadga ($+\delta$) ega bo'ladi. Elektron juft qaysi atomga siljigan bo'lsa, u ayrim manfiy zaryadga ($-\delta$) ega bo'ladi. Natijada molekulada ikki zaryadli qutb yuzaga keladi va u dipolga («di» - ikki, «pol» - qutb) aylanadi. $+\delta$ va $-\delta$ zaryadlari qiymatlari bo'yicha hamisha elektron zaryadidan kam bo'ladi. ($<1,6 \cdot 10^{-19}$ Kl), shuning uchun ularga qisman yoki effektiv zaryad deyiladi.

- qutbsiz kovalent bog'lanishli birikmalarga misollar:

O_2, H_2, F_2, Cl_2, N_2

- qutbli kovalent bog'lanishli birikmalarga misollar:

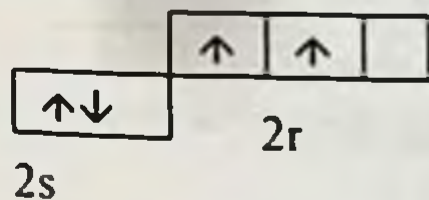
N_2O, HCl, N_2S, NN_3 .

Atomlar orasidagi kimyoviy bog' asosan tashqi elektron qavatdagi elektronlar hisobiga (kam hollarda ichki) amalga oshadi. Bunday elektronlarga valent elektronlar deyiladi. Shuning uchun atomning elektron qavatini tuzilishi ayniqsa, tashqi qavatning kimyoviy elementning aktivligini aniqlovchi hal qiluvchi omildir.

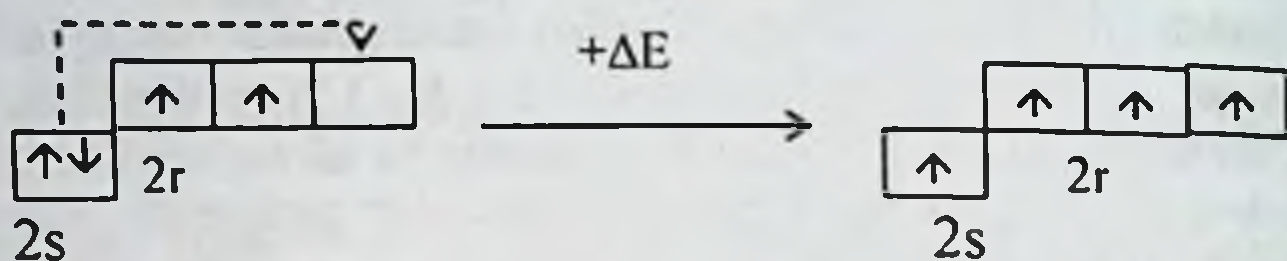
Ayni element atomining toq elektronlari hisobiga boshqa element atomlari bilan hosil qilishi mumkin bo'lgan kimyoviy bog'lanishlar soni, atomning uyg'onmagan yoki uyg'ongan holatlardagi toq elektron soniga teng bo'ladi.

Atomning hayajonlanishi – tashqi qavatdagi ancha kichik energiyali pog'onachalardagi juftlashgan elektronlarni o'sha qavatdagi ancha yuqori pog'onachalardagi bo'sh orbitallarga toq holda o'tkazishga aytiladi.

Atomlarni hayajonlantirish uchun zarur bo'lgan energiya kimyoviy bog' hosil bo'lishida ajralib chiqadigan energiya bilan kompensatsiyalanadi. Uglerod atomi hayajonlanmagan holatda quyidagi tashqi elektron qavatga ega bo'ladi:



... $2s^2 2p^2$ va ikkita kimyoviy bog' hosil qiladi. Hayajonlangan holatda uglerod atomi tashqi qavatida to'rtta juftlashmagan elektron bo'ladi.



... $2s^2 2p^2$... $2s^1 2p^3$ va

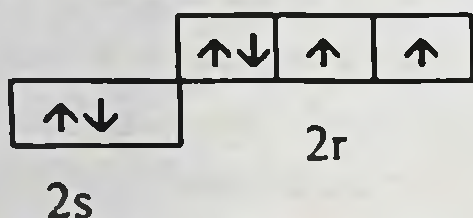
shunday qilib, to'rtta kimyoviy bog' hosil qilishi mumkin.

Atomlarni hayajonlangan holatga o'tkazish faqat tashqi qavatda bo'sh orbitallar (bo'sh kvant yacheykalar) va juftlashgan elektronlar bo'lgan sharoitdagina mumkin bo'ladi.

Masalan, kislorod va oltingugurt atomlari bitta guruh va guruhchada bo'lgani uchun tashqi elektron qavati bir xil konfiguratsiyaga ega bo'ladi.

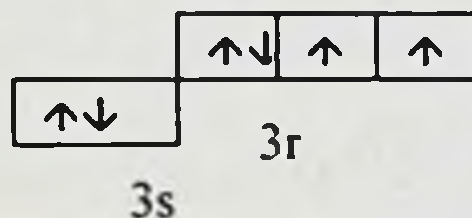
Asosiy holda ularning tashqi qavatlarida 2 tadan juftlashmagan (toq) elektronlari bor.

$O_{(hayajonlanmagan)}$



... $2s^2 2p^4$

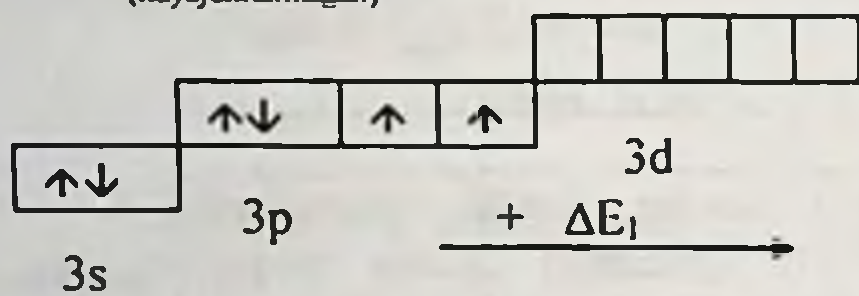
$S_{(hayajonlanmagan)}$



... $3s^2 3p^4$

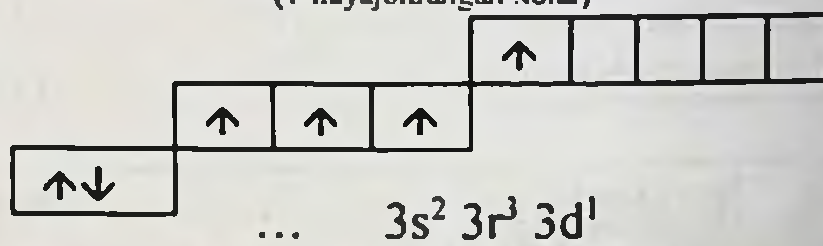
Biroq, oltingugurt atomi kislorod atomidan farqli, ... $3s$ va $3p$ pog'onachalardagi juftlashgan elektronlarni $3d$ -pog'onachadagi bo'sh orbitallarga toq holda o'tkazish hisobiga hayajonlangan holga o'tishi mumkin.

$S_{(hayajonlanmagan)}$



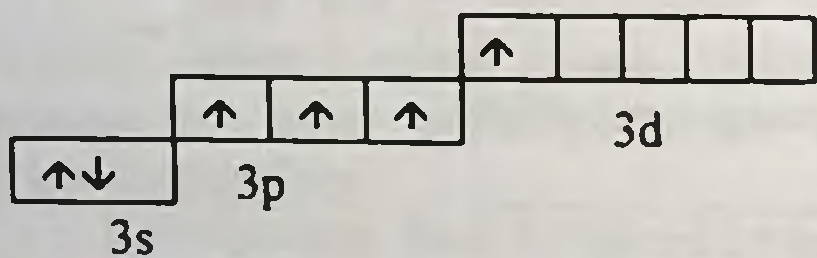
... $3s^2 3p^4$

$S_{(1-hayajonlangan holat)}$



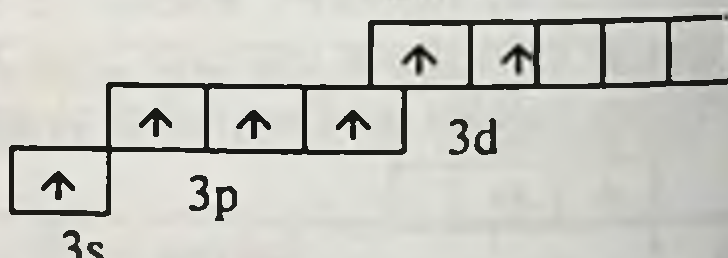
... $3s^2 3p^3 3d^1$

$S_{(1-hayajonlangan holat)}$



+ ΔE_2

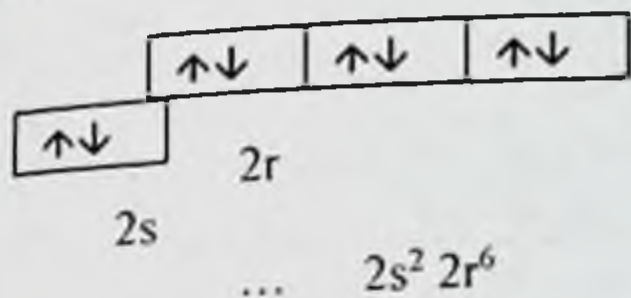
$S_{(2-hayajonlangan holat)}$



... $3s^2 3p^3 3d^1$

... $3s^1 3p^3 3d^2$

SHuning uchun oltingugurt kisloroddan farqli 2 teng valentlikdan tashqari 4 va 6 valentliklarni ham namoyon qiladi. Inert gazlarda, masalan, neonda valent orbitallari elektronlar bilan to'liq to'lgan bo'ladi.



Juflashmagan elektronlar yo'q. inert gazlarning kimyoviy passivligi hamda ularning molekulari bir atomli to'g'risidagi omillar shu bilan tushuntiriladi. ikkita atom orasida hosil bo'lgan kovalent kimyoviy bog'.

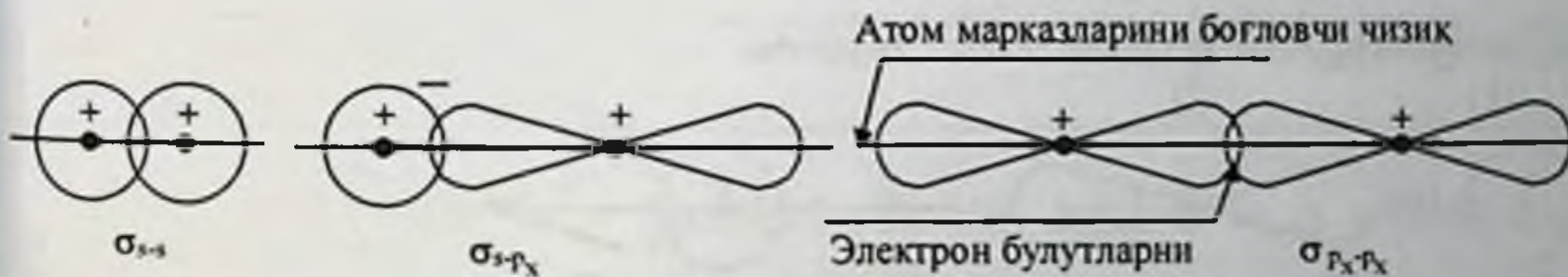
- bir juft elektronlar hisobiga bo'lsa, birlamchi (oddiy) deyiladi.
- ikkita juft elektronlar hisobiga - ikkilamchi,
- Uchta juft elektronlar hisobiga – uchlamchi.

Ikkilamchi va uchlamchi kimyoviy bog'larga karraliylik, (qo'sh) bog' deyiladi.

σ va π kovalent bog'lar ham farqlanadi, ular ta'sirlashayotgan atomlar valent orbitallarining qoplanish xarakteriga va o'zaro bog'lanayotgan ikki atomning markazini bog'lovchi chiziqqa nisbatan elektron zichlikni taqsimlanish simmetriyasi bilan ajralib turadilar.

σ – bog' - bog'langan atomlarning markazidan o'tgan chiziq bo'yicha elektron bulutlar qoplanganda hosil bo'ladi.

σ – bog', s-s, s-p, p_x - p_x hamda gibridlangan orbitallarning bir-birlari va gibridlanmagan orbitallarning qoplanishidan hosil bo'ladi. masalan:

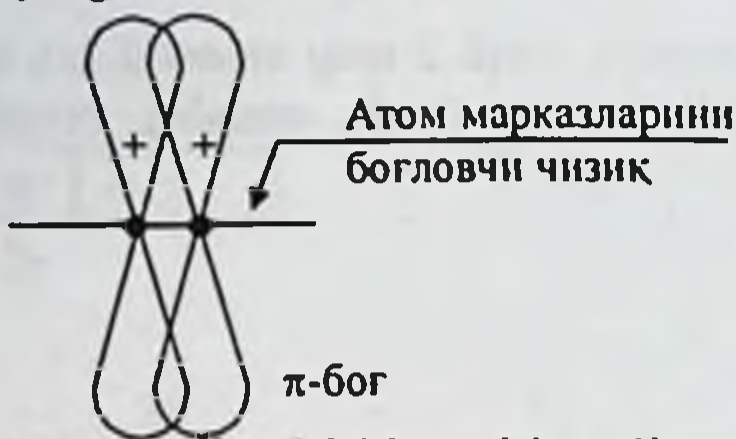


π – bog' atom markazlarini bog'lovchi chiziqqa nisbatan perpendikulyar tekislikda elektron bulutlarning qoplanishidan hosil bo'ladi.

π – bog' r-r va r-d orbitallarining qoplanishi natijasida vujudga keladi.

π – bog' hosil bo'lishida atom markazini bog'lovchi to'g'ri chiziqning har ikki tomonida atom orbitallar qoplanadi.

π – bog' odatda σ bog'ga nisbatan beqarorroq va u faqat atomlararo σ – bog' hosil bo'lgandan keyingina hosil bo'ladi.

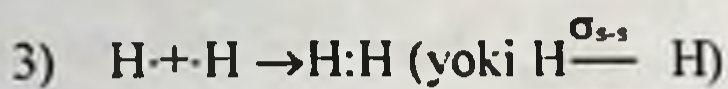
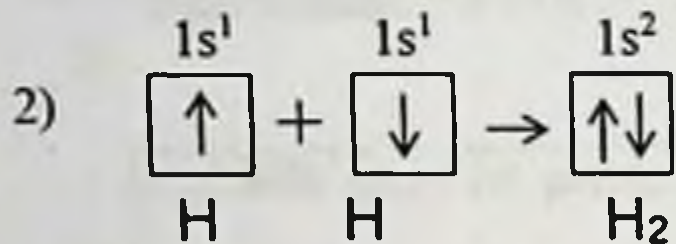
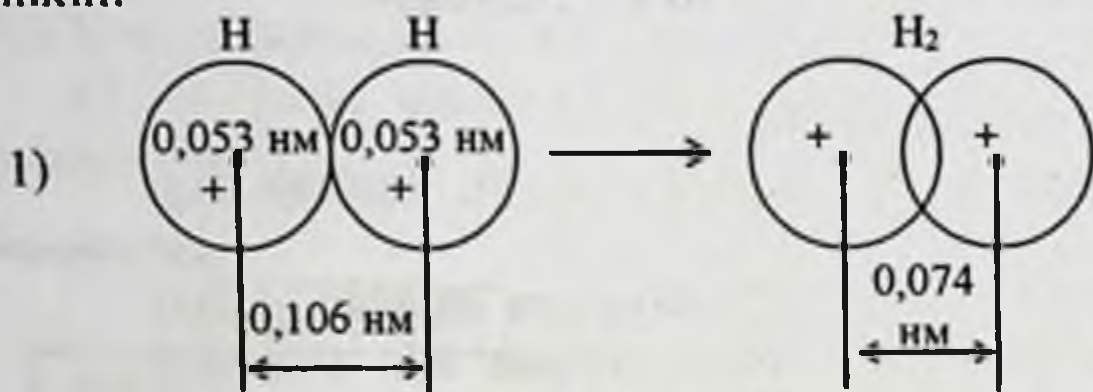


Kimyoviy bog'ni hosil bo'lishi tasvirlanadi:

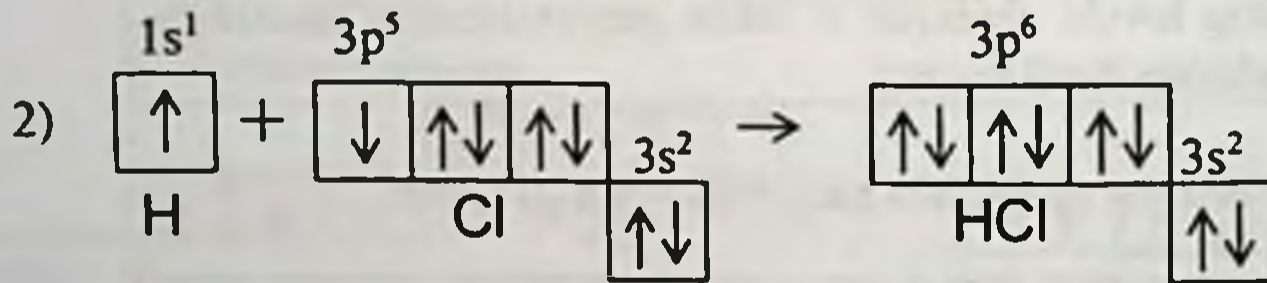
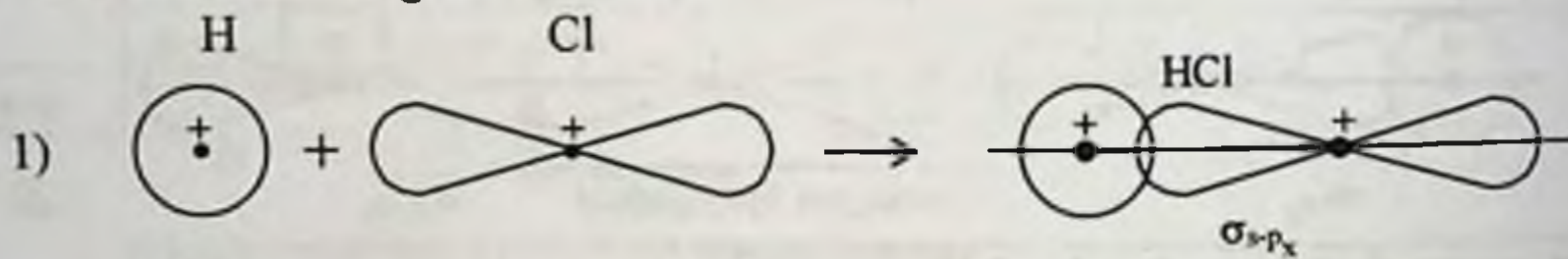
- orbitallarning grafik tasvirlaridan foydalanib;
- kvant yacheykalardan foydalanib;
- elektronlarni nuqta ko'rinishidagi tasviridan foydalanib.

Umumiy elektron juftni chiziqcha bilan tasvirlanadi.

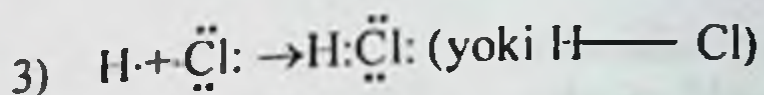
Masalan, vodorod molekulasini (N_2) hosil bo'lishini quyidagicha tasvirlash mumkin:



NSI molekulasining hosil bo'lishi:



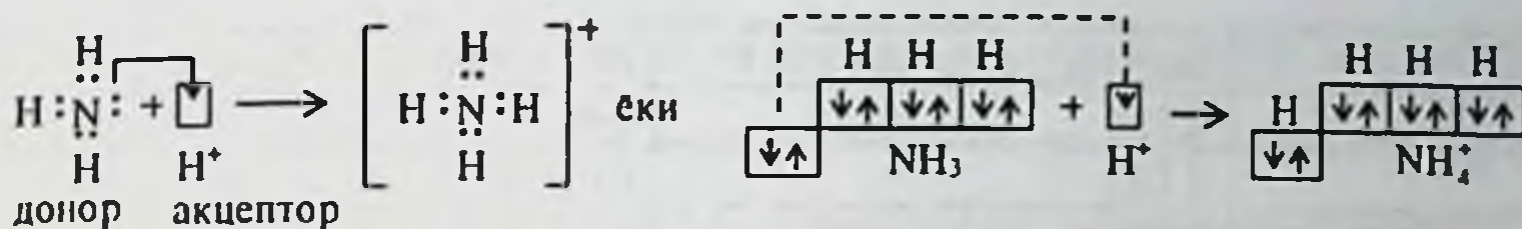
σ_{sp}



Esda tuting: Umumiy elektron juftini faqat spinlari antiparallel bo'lgan elektronlar hosil qiladi.

Donor – akseptor mexanizmi bilan kovalent bog'lanishni hosil bo'lishi quyidagilarni o'z ichiga oladi, ya'ni kimyoviy bog'lanishda ishtirok etayotgan atomlardan biri ajralmagan elektron juftini beradi (unga donor deyiladi), ikkinchisi (akseptor) – o'zining bo'sh orbitalini beradi.

NH_3 molekulasidan va N^+ ionidan NH_4^+ ionini hosil bo'lishi misol bo'lib xizmat qiladi:



Bunda NH_4^+ ionidagi to'rtala bog'dan ularning uchtasi oddiy mexanizm – vodorod atomlarining s – orbitallari va N – r orbitallari hamda to'rtinchi donor – akseptor qoplanish hisobiga yuzaga kelishiga qaramasdan hamma N – H bog'lari mutlaqo bir xil qiymatga ega.

Kovalent bog'ning hosil bo'lishidagi donor – akseptor mexanizmi asosan koordinatsion (kompleks) birikmalarda keng tarqalgan, shu sababli kovalent bog'lanishning bu turiga ba'zan koordinatsion bog'lanish, mexanizmiga esa koordinatsion mexanizm deyiladi.

YOzilgan mexanizmlardagi har qanday kovalent bog'lanishning amalga oshishi uchun har bir atom, juftlashmagan elektronga ega bo'lgan bo'sh yoki to'liq to'lgan atom orbitallarini beradi. SHunday ekan:

atom o'zining tashqi qavatidagi orbitallar sonidan ko'p sondagi kovalent bog'lanishni hosil qila olmaydi.

Kovalent kimyoviy bog' – uzunlik, barqarorlik, qutblilik va vo'naluvchanlik kabilar bilan tavsiflanadi.

Bog'lanish uzunligi - bu kimyoviy bog' hosil bo'lganidan keyin atom yadrolari orasidagi masofadir.

Masalan, N_2 molekulasida σ s-s bog' uzunligi 0,074 nm ga teng. Kimyoviy bog'ning barqarorligi uning energiyasi bilan aniqlanadi.

Bog'lanish energiyasi – bu energiya 1 mol moddadagi hamma molekulalardagi barcha bog'larini uzish uchun talab qilinadigan energiyadir.

Masalan, N-N dagi bog'lanish energiyasi 436 kJ/mol. Bu $6,02 \cdot 10^{23}$ ta N-N bog'larini uzish uchun 436 kJ energiya zarur bo'ladi deganidir.

Kimyoviy bog'ning uzunligi va energiyasi uning barqarorlik o'lchovidir:

Bog' energiyasi qancha katta va bog'ning uzunligi qanchalik kichik bo'lsa, bu bog' shuncha barqaror bo'ladi.

Bog' energiyasi va uzunligi elektron bulutlarning qoplanish darajasiga va bog'ning karraliligiga bog'liq bo'ladi:

Bog'ning uzunligi qanchalik kichik yoki uning energiyasi shunchalik katta, elektron bulutlarning qoplanish darajasi qanchalik katta va bog'ning karraliligi ham shunchalik katta.

Bog'	Bog'ning uzunligi	Bog' energiyasi kJ/mol
S-S	0,154	348
S=S	0,133	614
S≡S	0,121	839

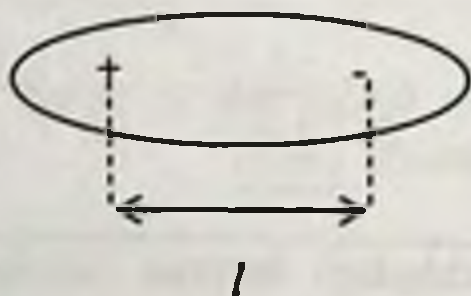
Kovalent bog' energiyasi orbitallarning qoplanish tipiga bog'liq. Masalan, σ_{1s-1s} bog', σ_{s-s} bog'ga nisbatan katta energiyaga (katta barqarorlikka) ega.

Hamma orbitallar (s – boshqalari) fazoviy yo'nalishga ega, shuning uchun bunday orbitallarning qoplanishi hisobiga hosil bo'lgan kovalent bog'lar ma'lum yo'nalishga ega bo'ladilar. Kimyoviy bog'larning yo'naluvchanligi tufayli molekulalar ma'lum geometrik shaklga ega bo'ladilar. H_2 , Cl_2 , HSI tipidagi molekulalar chiziqli strukturali bo'ladilar. Ko'p atomli molekulalar fazoviy strukturaga ega bo'ladilar. Bunday molekulalardagi atomlararo kovalent bog' fazoda ma'lum burchak ostida joylashadilar va unga valent burchagi deyiladi. Bog'ning qutbliligi dipol momenti (μ) bilan tasvirlanadi.

Dipol momenti – kattaligi effektiv zaryad moduli (δ) bilan dipol uzunligi (l) ko'paytmasiga teng.

$$\mu = |\delta| \cdot l$$

Dipol uzunligi deb, musbat va manfiy zaryadlar og'irlik markazlari orasidagi masofa tushuniladi.



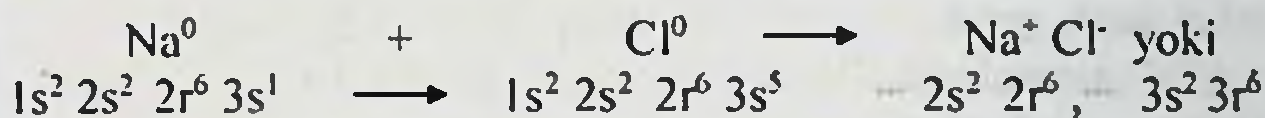
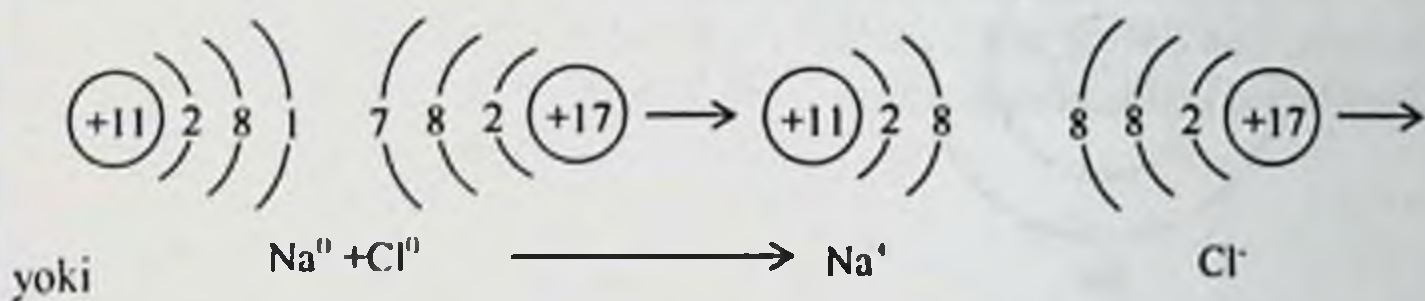
Dipol momenti – vektor kattalik bo'lib, musbat og'irlik markazidagi manfiy zaryad og'irlik markaziga tomon yo'nalgan, ya'ni bog'ning elektron bulut tomon siljishini bildiradi.

Ion bog'lanish

Atomlarning elektromanfiyligi orasidagi farq ($\Delta E > 1.7$) dan katta bo'lganda, kimyoviy bog'lanishni hosil qiluvchi, elektron jufti amalda to'liq elektromanfiyligi kattaroq bo'lgan atomga tomon siljiydi. Bu manfiy ionning hosil bo'lishiga olib keladi. Bu vaqtda elektromanfiyligi kuchsiz atom valent elektronlarni yo'qotadi va musbat ionga aylanadi. Natijada qarama – qarshi ishorali ikkita ion hosil bo'ladi va ular elektrostatik tortishish kuchlari hisobiga bir-biri bilan bog'lanadi.

Ionlarning elektrostatik tortishish kuchlari hisobiga vujudga keladigan bog'lanishga ion bog'lanish deyiladi.

Masalan, NaCl molekulasini hosil bo'lishini quyidagicha tasavvur qilish mumkin:



Na^+ va Cl^- ionlari tugallangan (s- elektronli) tashqi qobiqqa ega. CsF , CsCl , BaCl_2 , Na_2O , CaO ... lar ion bog'lanishli birikmalardir.

SHuni qayd qilish lozimki, haqiqiy ion bog'lanishli molekula yo'q, shuning uchun bog'lanishni ionlilik darajasi to'g'risida so'z yuritiladi. Hatto CsF birikmasida ham ($\Delta E = 3.25$) ionlilik darajasi 89% ga teng.

Demak, elektron juftning 89% florga tegishli va 11% seziyga taalluqli, yoki seziyda effektiv zaryad $\delta = +0.89$, florda effektiv zaryad $\delta = -0.89$.

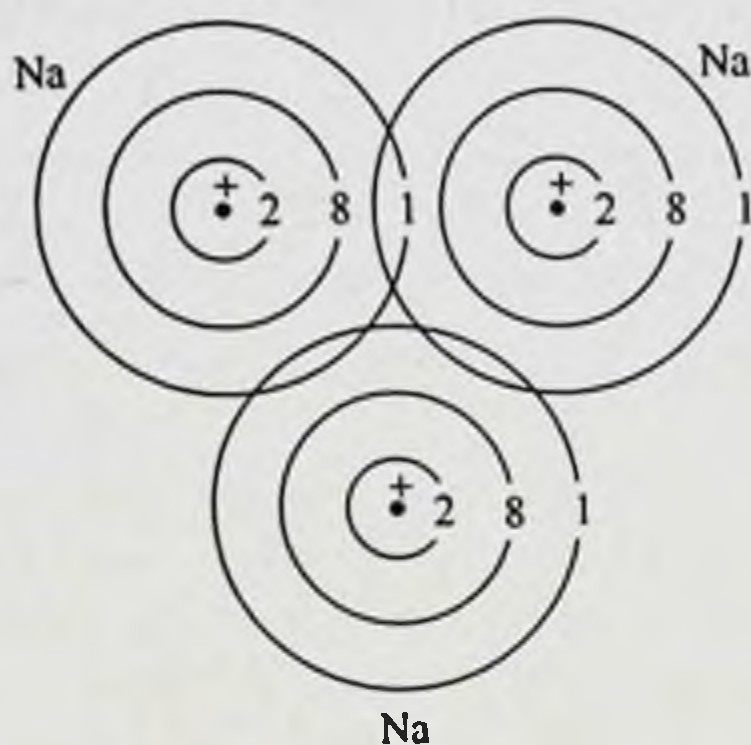
Kovalent bog'lanishdan farqli ion bog'lanish yo'naluvchanlik va to'yinuvchanlikni namoyon qilmaydi.

Yo'naluvchanlikni namoyon qilmasligi – har bir ion (+ va -) zaryadlangan sharcha shaklida bo'lganligi uchun bir-birini xohlagan tomondan tortadi, to'yinmaslik esa har bir ion o'zaro birikkanda ularning kuch maydonlari to'liq eyishmaydi va yana o'z atrofiga boshqa ishorali ionlarni tortib olishida namoyon bo'ladi.

Bu hodisa ion bog'lanishli molekullarni yirik, gigant holda bo'lishiga olib keladi. Masalan, NaCl kristalida har bir Na^+ va Cl^- ionlari atrofida 6 tadan qarama-qarshi ionlar joylashadi.

Metall bog'lanish

Metall atomlari tashqi qobig'ida ko'p sondagi erkin orbitallar va oz sondagi valent elektronlarga ega bo'ladi. Metallning kristallik panjarasi hosil bo'lishida pog'onachalarni energetik zonalarga bo'linishi sodir bo'ladi, ayniqsa, birinchi navbatda tashqi qavatdagi pog'onachalar bo'linadi. Energetik zonalarning hosil bo'lishi atomlarning tashqi orbitallarini qoplanishiga olib keladi (masalan, natriy uchun), buni shartli ravishda quyidagicha tasavvur qilish mumkin.



Natijada, valent elektronlari hech qanday qarshiliksiz atomdan atomga o'tish imkoniyatiga ega bo'ladilar, ya'ni umumlashadilar va kristallik panjaralar hosil qiladigan hamma atomlar uchun umumiy bo'ladilar.

Metallning hamma hajmida xaotik harakat qiladigan umumlashgan valent elektronlarining to'plamiga elektron gaz deyiladi.

Metallning kristallik panjarasidagi hamma atomlar orasidagi barcha umumlashgan valent elektronlar hisobiga amalga oshadigan kimyoviy bog'lanishga metallik bog'lanish deyiladi.

Bu bog' kovalent bog'lanish bilan o'xshash, ya'ni elektronlarning umumlashishlari hisobiga amalga oshadi, ammo kovalent bog'lanishda valent elektronlari faqat ikkita qo'shni atomlar orasida umumlashsa, metallik bog'lanishda esa kristallni hosil qiluvchi hamma atomlar orasida umumlashadi.

Elektron gazning yuqori harakatchanligi metallarga xarakterli xossalar issiqlik va elektr o'tkazuvchanlik, lokallangan kimyoviy bog'ning yo'qligi esa – plastiklik va bolg'alanuvchanlik kabi xossalarini tushuntiradi. Metallik bog'lanish 3-4 marta birlamchi kovalent bog'ga nisbatan kuchsizroq.

Valent elektronlar sonini va yadro zaryadining ortib borishi bilan metallik bog'lanish energiyasi (barqarorligi) ortadi.

Metallarning suyuqlanish temperaturalaridagi farq shu bilan tushuntiriladi. Masalan, $t_c(\text{Al})=660^\circ\text{C}$, $t_c(\text{Na})=97.8^\circ\text{C}$.

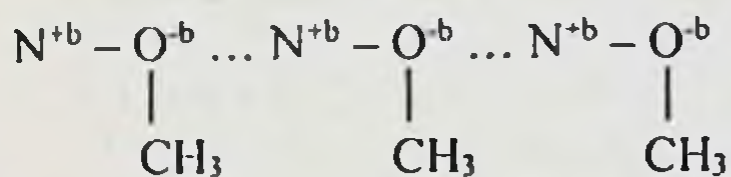
Vodorod bog'lanish

Vodorod bog'lanish - bu vodorod atomlari ishtirokidagi kimyoviy bog'lanishning maxsus turidir.

Vodorod bog'lanish molekulalararo va molekulyar bog'lanishlarga farqlanadi.

Molekulalararo ichki vodorod bog'lanish tarkibiga vodorod va birorta kuchli elektromanfiy element: F, O, N, Si ... bo'lgan molekulalar orasida vujudga keladi.

Modomiki, shunday molekulalarda elektron juft kuchli darajada elektromanfiy atomga tomon siljigan ekan, u holda vodorod atomini xuddi N^+ - ionidek (vodorod atom yadrosi, proton) qarash mumkin. N^+ -ioni o'zining juda kichik o'lchami va elektroni yo'q bo'lgani uchun boshqa atom yoki ionning juftlashgan elektron jufti bilan ta'sirlashib uni umumiyashtiradi. Natijada vodorod atomi qo'shimcha kimyoviy bog'lanish hosil bo'lishida ishtirok etadi, bu ancha kuchsiz kimyoviy bog'lanish bo'lib, u vodorod bog'lanish deb nom oldi. Vodorod bog'lanish fazoda yo'naluvchanligi va to'yinuvchanligi bilan tavsiflanadi. Uni uchta nuqta ... bilan ifodalaydi.



Molekulalararo vodorod bog'lanishli birikmalarga H_2O , HF, NH_3 , CH_3OH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, aminokislotalar misol bo'la oladi.

Ichki molekulyar vodorod bog'lanishli birikmalarga oqsillar va polipeptidlar kiradi.

Vodorod bog'lanish kovalent bog'lanishga nisbatan ancha (taxminan 15 – 20 marta) kuchsizroq bo'ladi.

Vodorod bog'lanish energiyasi elektromanfiyligi va sherik atom – o'lchamiga bog'liq bo'ladi: atomning elektromanfiyligi qanchalik kuchli va atom o'lchovi kichik bo'lsa, vodorod bog'lanish shunchalik barqaror bo'ladi.

Eng barqaror vodorod bog'lanish vodorod florid molekulalari orasida $\text{H} - \text{F} \dots \text{H} - \text{F}$ ($E=40 \text{ J/mol}$) bo'ladi.

Vodorod bog'lanish moddaning ko'pchilik fizikaviy xossalariga jiddiy ta'sir ko'rsatadi. Xususan vodorod bog'lanishli moddalar, ularning analoglariga nisbatan ancha yuqori qaynash temperaturasiga ega.

Masalan, vodorod bog'lanish hisobiga suv odatdagi sharoitda suyuqlik, a H_2S , H_2Se va N_2Te – gazlar: HF – $19,5^\circ\text{S}$ dan pastda suyuqlik, a HCl, HBr va HI – gazlar.

3 bob. Valentlik va oksidlanish darajasi

Kimyoviy birikmalar hosil bo'lishida elementlarning atomlari bir-birlari bilan ixtiyoriy emas, balki qat'iy aniq nisbatlarda birikadilar.

Kimyoviy element atomlari ma'lum sondagi boshqa element atomlaridan kimyoviy bog' hosil bo'lishi bilan biriktirib olish yoki olmaslik qobiliyatlariga elementning valentligi deyiladi.

Odatda kimyoviy elementlarning valentliklarini vodorodga nisbatan aniqlanadi va uning valentligini birga teng deb qabul qilingan: elementning valentligi, ayni elementning bitta atomi biriktirib olgan yoki olmagan vodorod atomlarining soniga tengdir.

Masalan, HCl birikmasida yodning valentligi 1 ga, N_2S da oltingugurtniki - 2, NH_3 da azotniki - 3, SiH_4 birikmasida kremniyning valentligi - 4 ga teng.

Elementning valentligini, valentligi ma'lum bo'lgan boshqa elementlarga nisbatan ham aniqlash mumkin. SHundan, agar kislorodning ikki valentli ekanligi ma'lum bo'lsa, FeO da temir ikki valentlidir.

Elementlarning valentliklari butun sonlar 1- 8 oralig'idagi sonlar bilan ifodalanadi. Valentlik 0 ga teng va 8 dan katta bo'lmaydi.

Ko'pchilik elementlar bir qancha valentlik qiymatlariga, ya'ni o'zgaruvchan valentlikni namoyon qiladi.

Masalan, oltingugurt ikki (N_2S), to'rt (SO_2) va olti valentli (SO_3) bo'lishi mumkin.

Valentlik tushunchasi XIX asr o'rtalarida kiritilgan bo'lib, formulalarni yozishda engillik tug'dirgan va formal izohlangan.

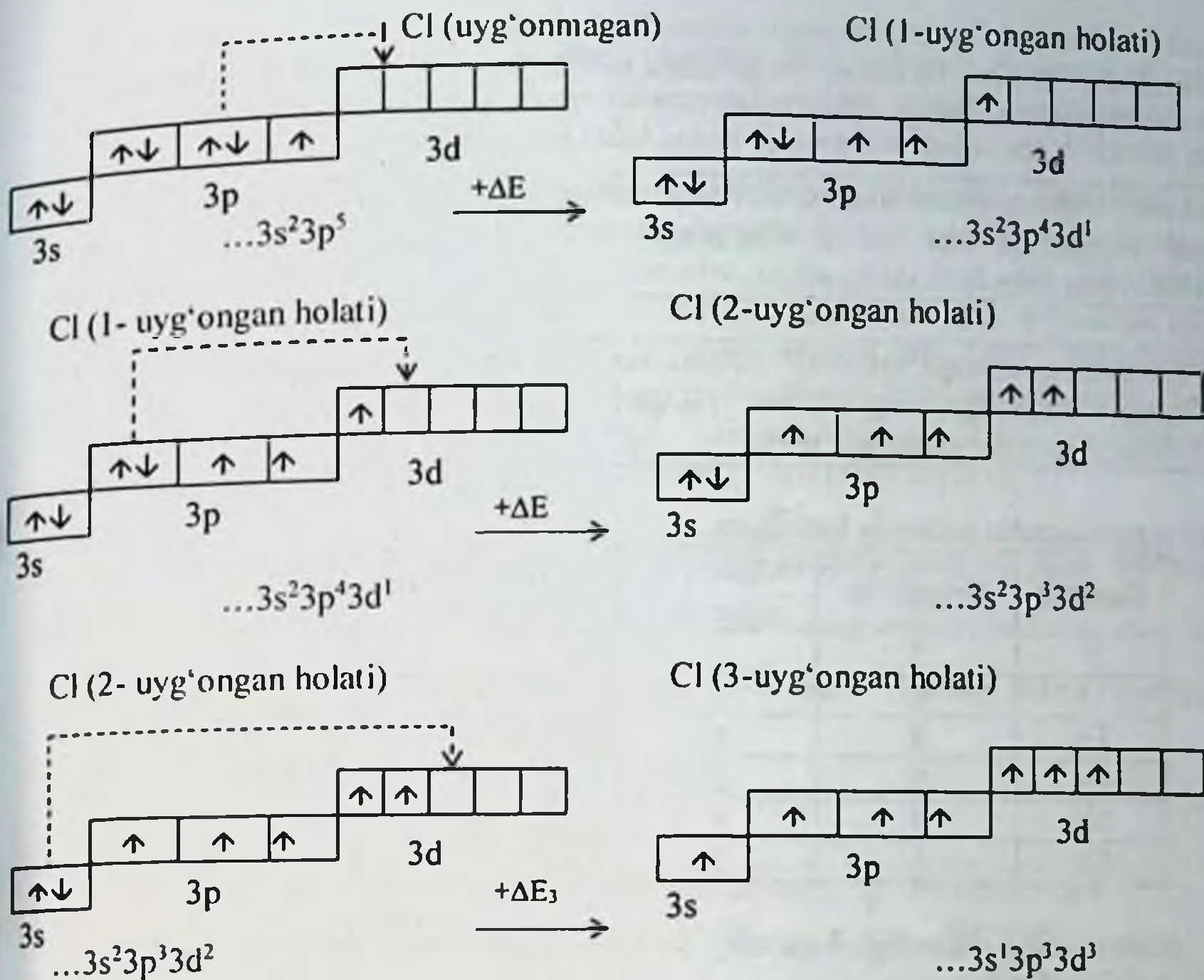
Kimyoviy bog'lanishning elektron nazariyasi nuqtai- nazaridan

kimyoviy birikmalarda elementlarning valentligi berilgan element atomini boshqa element atomi bilan bog'langan kimyoviy bog'lanishlar soniga teng.

Bunda bog'larning qutbliligi hisobga olinmaydi va valentlik ishoraga ega emas.

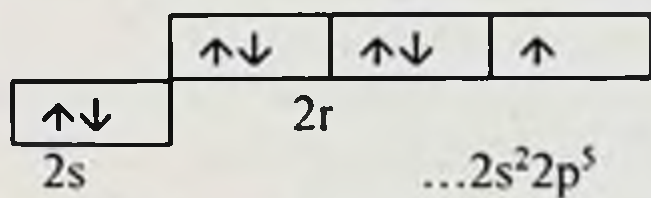
Berilgan element atomi hosil qilishi mumkin bo'lgan kimyoviy bog'lanishlar soni qoida bo'yicha bu atomning asosiy yoki uyg'ongan holatlarida tashqi orbitallaridagi juftlashmagan (toq) elektronlari soniga teng.

Element valentligini atomning elektron qavatining tuzilishini bilgan holda aniqlash mumkin. SHunday qilib xlor atomi asosiy va uyg'ongan holatlarda quyidagicha tashqi qavat tuzilishlariga ega bo'ladi:



va natijada 1, 3, 5, 7 valentliklarni namoyon qiladi. Uyg'onmagan va uyg'ongan holatlarda Vg va J atomlari o'xshash tashqi qavat tuzilishiga ega bo'ladi, ya'ni ular ham 1, 3, 5, 7 valentliklarni namoyon qiladi.

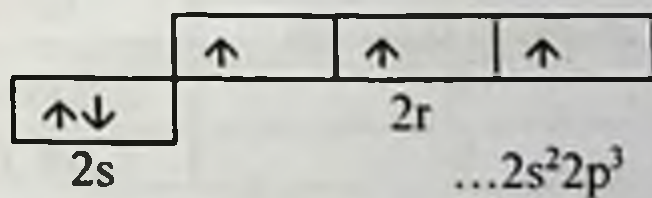
Ftor atomining tashqi qavatida bo'sh orbitallari bo'lmagani uchun, unga uyg'ongan holat mumkin emas.



Ftor faqat 1 ga teng bo'lgan valentlik qiymatini namoyon qiladi.

Donor – akseptor bog'lanish hosil bo'lgan holda, kimyoviy elementning valentligi juftlashmagan elektronlar sonidan ko'p bo'lishi mumkin.

Masalan, ammoniy ionida (NH_4^+) HNO_3 , N_2O_5 , NO_2 molekularida azot atomida faqat uchta juftlashmagan elektron bo'lishiga qaramasdan azotning valentligi to'rtga teng.



Valentlik kimyoviy bog'lanishda ishtirok etadigan elektronlar soni bilan aniqlanadi, bu elektronlar valent elektronlar nomini oladi. Odatda bu elektronlar, ya'ni tashqi energetik qavatdagi elektronlar yadro bilan kuchsiz bog'langandir.

s va r elementlarda valent elektronlari faqat tashqi qavatdagi elektronlardir. d elementlarlar atomlarida esa valent elektronlari tashqi va tashqaridan ichki qavatdagi elektronlar ham bo'lishi mumkin.

Ayni element atomidagi umumiy elektronlar soni qoida bo'yicha element joylashgan gruppaga raqamiga teng bo'ladi. Natijada element namoyon qiladigan maksimal valentligi gruppaga raqamiga teng.

Bundan mustasno nolar jadvalda kiritilgan.

Element	Gruppaga №	Maksimal valentligi	Birikmalariga misollar
F	7	1	HF
O	6	2	ZnO
Fe	8	6	K ₂ FeO ₄
Co	8	3	Co(OH) ₃
Ni	8	4	[Ni(CO) ₄]
Cu	1	3	Cu ₂ O ₁

* Kislородning valentligi 3 ga teng bo'lgan birikmalar ma'lum, masalan uglerod (II) oksidida (S≡O).

Davriy sistemada elementlar sakkiz gruppaga bo'lgani sababli, valentlik ham 8 dan ortiq emas.

Agar kimyoviy bog'lanishda hamma valent elektronlar ishtirok etmasa, element gruppaga raqamidan kichikroq valentlikni namoyon qiladi.

Valentlik asosida binar birikmalarning formulalari tuziladi, bu birikmalarning kimyoviy formulalari bo'yicha elementlarning valentligi aniqlanadi.

Uchta va undan ko'proq elementlardan tashkil topgan birikmalarning formulalari bo'yicha valentlikni aniqlash va bunday birikmalarning formulalarini valentlik bo'yicha tuzish qiyin, shuning uchun valentlik tushunchasi bilan bir qatorda oksidlanish darajasi tushunchasidan foydalaniladi.

Oksidlanish darajasi bu molekuladagi atomning shartli zaryadi bo'lib, umumiy elektronlar juftlar to'liq, elektromanfiyligi kattaroq atomga taalluqli deb faraz bo'yicha hisoblanadi.

Oksidlanish darajasi musbat, manfiy, butun yoki kasr qiymatlariga ega bo'lib 8 dan oshmaydi.

Elektromanfiyligi uncha katta bo'lmagan elementlarning atomlari musbat oksidlanish darajasiga, elektromanfiyligi kattaroq bo'lganlari – manfiy oksidlanish darajasiga ega bo'ladilar, masalan, $\text{Si}^{+4}\text{C}^{-4}$, $\text{C}^{+4}\text{O}^{-2}_2$. Kasr oksidlanish darajasi kam uchraydi. (Masalan, $\text{Fe}_3^{+8/3}\text{O}_4^{-2}$, $\text{K}^{+1}\text{O}_2^{-1/2}$)

Oddiy moddalarda elementlarning oksidlanish darajalari (metallar va metallmaslar) 0 teng, bunda bu moddalar qanday strukturaga: molekulyar yoki atom strukturaga egaligidan qat'iy nazar (masalan, O^0_2 , R^0_4 , Su^0 , S^0) Murakkab moddalarda ham elementlarning atomlari nol oksidlanish darajasi qiymatiga ega bo'lishi mumkin, masalan, $\text{S}^0_6\text{N}^{+1}_2\text{O}^{-2}_6$. Ayni element eng yuqori oksidlanish darajasi qiymatini qabul qilsa, element yuqori oksidlanish darajasida deyiladi, eng kichik qiymatida bo'lsa – element eng quyi oksidlanish darajasida deyiladi. Hamma qolgan oksidlanish darajalariga oraliq oksidlanish darajalari deyiladi.

Elementning eng yuqori musbat oksidlanish darajasi qoida bo'yicha, element joylashgan grupp tartib raqamiga teng bo'ladi.

Masalan, azot va fosfor V gruppaga joylashgan, shuning uchun ularning yuqori oksidlanish darajalari +5 ga teng.

Mustasno bo'lganlari jadvalda keltirilgan.

Element	Gruppa №	Yuqori oksidlanish qiymati	Birikmalariga misollar
F	7	0	F_2
O	6	+2	OF_2
Fe	8	+6	BaFeO_4
Co	8	+3	Co_2O_3
Ni	8	+4	KNiJO_6
Cu	I	+3	Cu_2O_3
Au	I	+3	AuCl_3

Elementning quyi manfiy oksidlanish darajasi qiymati $N_{gr} - 8$ ga teng

Masalan, azot va fosforning quyi oksidlanish darajalari qiymati

$5 - 8 = -3$ teng.

Manfiy oksidlanish darajalari qiymatiga faqat metallmaslar ega bo'ladi.

Metallar manfiy oksidlanish darajasiga ega bo'lmaydilar, shuning uchun metallning quyi oksidlanish darajasi 0 ga teng.

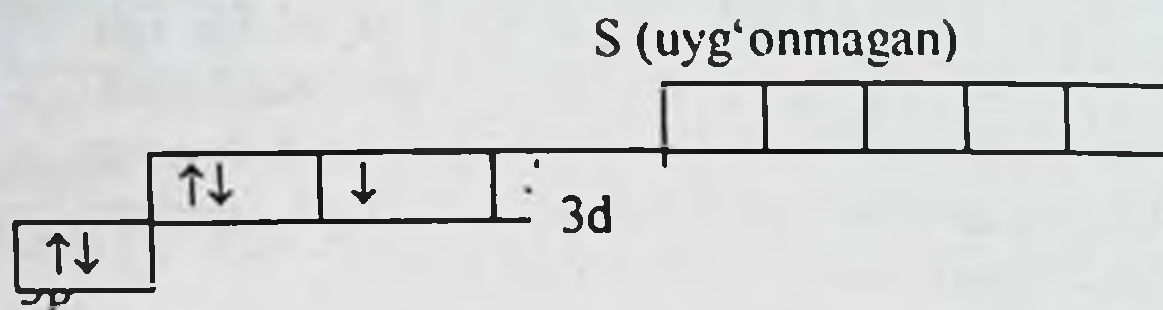
Ayrim elementlarning quyi oksidlanish darajalarining qiymatlari jadvalda keltirilgan.

Element	Quyi oksidlanish darajasi qiymati	Misollar
hamma metallar	0	Cu, K
H, F, Cl, Br, J	-1	NaH, KCl

O, S	-2	CO ₂ , H ₂ S
N, P	-3	NH ₃ , PH ₃
C, Si	-4	Al ₄ C ₃ , Mg ₂ Si

Mumkin bo'lgan oksidlanish darajasi qiymatini xuddi valentlik kabi, element atomining tashqi elektron qavatining tuzilishi bo'yicha aniqlash mumkin.

Masalan, uyg'onmagan holatdagi oltingugurt atomining tashqi darajasi tuzilishi



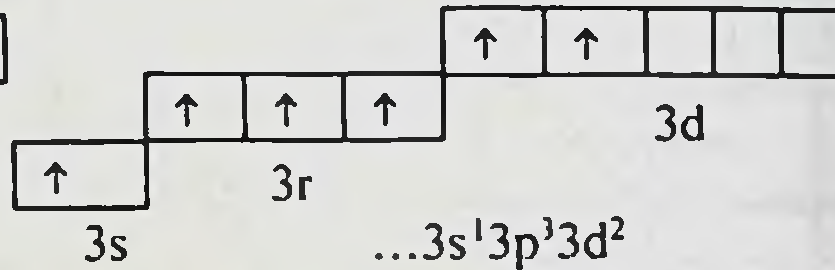
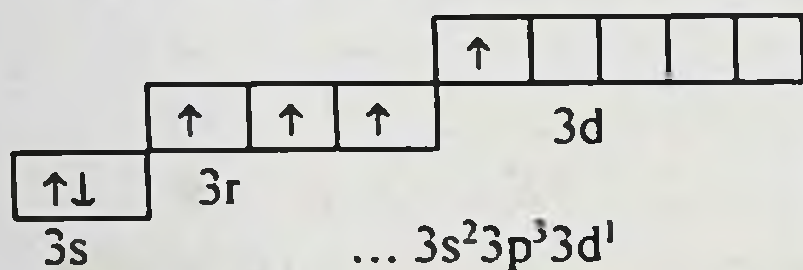
3s ..3s²3p⁴

Bundan ko'rinib turibdiki, tashqi qavatni tugallashi uchun 2 ta elektron etmaydi, uni biriktirib oltingugurt -2 oksidlanish darajasini namoyon qiladi, ammo u ikkita elektron berib +2 oksidlanish darajasini ham namoyon qilishi mumkin.

Uyg'ongan holatda oltingugurt +4 va +6 oksidlanish darajasini namoyon qiladi.

s (1-chi uyg'ongan holat)

s (2-chi uyg'ongan holat)



Ko'rsatilganlardan tashqari oltingugurt: +5, +3, va -1 oraliq oksidlanish darajalarini ham namoyon qiladi. Bunday oksidlanish darajalari *beqaror* nomini oldi, chunki oltingugurt shunday oksidlanish darajalarini tutgan birikmalari juda beqaror va juda qisqa vaqt mavjud bo'ladi. Oltingugurt atomi to'rtta yoki oltita elektronlarni biriktirib, -4 va -6 oksidlanish darajalarni namoyon qila olmaydi, chunki tashqi qavatda 8 tadan ortiq elektron bo'lishi mumkin emas.

Elementning barqaror oksidlanish darajalari quyidagi qoida bo'yicha aniqlanadi..

- I – III bosh va qo'shimcha guruh elementlari birikmalarida faqat musbat, bitta guruh raqamiga teng bo'lgan oksidlanish darajalari qiymatini namoyon qiladi. Bundan istisno: Cu (+2, +1), Au (+3, +1) va Hg (+2, +1)
- IV – VII bosh guruh elementlari, guruh raqamiga teng bo'lgan yuqori musbat oksidlanish darajalaridan tashqari, $N_{\text{guruh}} - 8$ ga teng quyi manfiy hamda oraliq oksidlanish darajalarini ham namoyon qiladi.
- IV – VII qo'shimcha guruh elementlarida guruh raqamlari bilan barqaror oksidlanish darajalari qiymatlari orasida aniq bog'liqlik yo'q. Bu elementlarning atomlari guruh raqamiga teng bo'lgan yuqori oksidlanish darajalarini namoyon qiladi va manfiy oksidlanish darajasiga ega emas, chunki ularning hammasi metallardir.

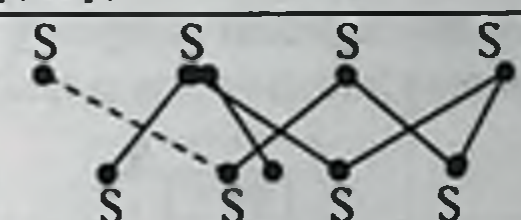
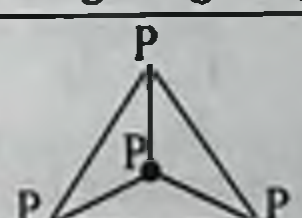
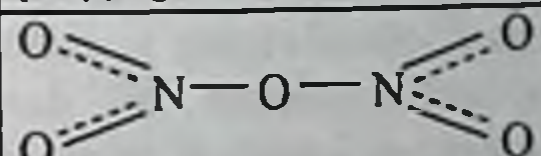
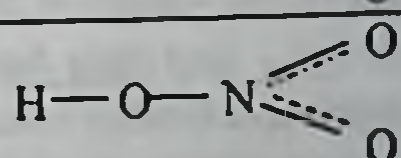
Oksidlanish darajasi tushunchasidan formulalarni tuzishda va moddalarni nomlashda hamda oksidlanish – qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda foydalaniladi.

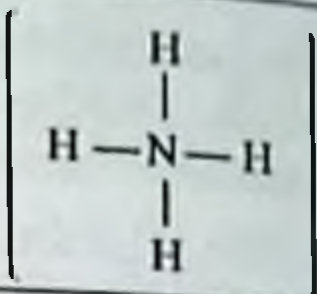
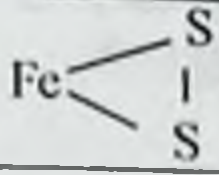
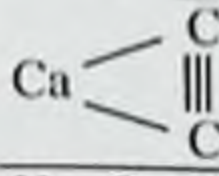
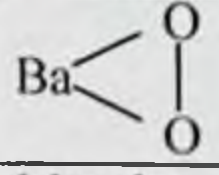
Element	Barqaror oksidlanish darajalari qiymati	Birikmalariga misollar
H	+1, 0, -1	H ₂ O, H ₂ , CaH ₂
F	0, -1	F ₂ , CaF ₂
Cl, Br, I	+7, +5, +3, +1, 0, -1	HIO ₄ , HIO ₃ , HIO ₂ , I ₂ , HI
O	0, -2, (-1)	O ₂ , CuO, BaO ₂
S	+6, +4, 0, -2	H ₂ SO ₄ , H ₂ SO ₃ , S, N ₂ S
N	+5, +4, +3, +2, +1, 0, -3	N ₂ O ₅ , NO ₂ , N ₂ O ₃ , NO, N ₂ , AlN
P	+5, +3, 0, -3	P ₂ O ₅ , P ₂ O ₃ , P, Ca ₃ P ₂
C, (Si)	+4, +2, 0, -4	CO ₂ , CO, SiO ₂ , SiO, C, Si, Mg ₂ Si, Al ₄ C ₃
Cr	+6, +3, +2, 0	CrO ₃ , Cr ₂ O ₃ , CrO, Cr
Mn	+7, +6, +4, +3, +2, 0	Mn ₂ O ₇ , MnO ₃ , MnO ₂ , Mn ₂ O ₃ , MnO, Mn

Esda tutish lozimki,

ayni elementning absolyut oksidlanish darajasining qiymati bilan valentligi hamma vaqt ham to'g'ri kelvermaydi.

Quyidagi jadvalda elementning absolyut oksidlanish darajasini qiymati va valentligini teng emasligini ko'rsatuvchi birikmalarga misollar keltirilgan.

Molekula	Oksidlanish darajasi	Valentligi	Grafik formulalar
H ₂ , F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂	0	1	H—H, F—F...
O ₂	0	2	O=O
N ₂	0	3	N≡N
S ₈	0	2	
P ₄	0	3	
SO	-2 (O atomi)	3	C≡O
N ₂ O	+1 (N atomi)	2, 4	N=N=O
N ₂ O ₅	+5 (N atomi)	4	
HNO ₃	+5 (N atomi)	4	

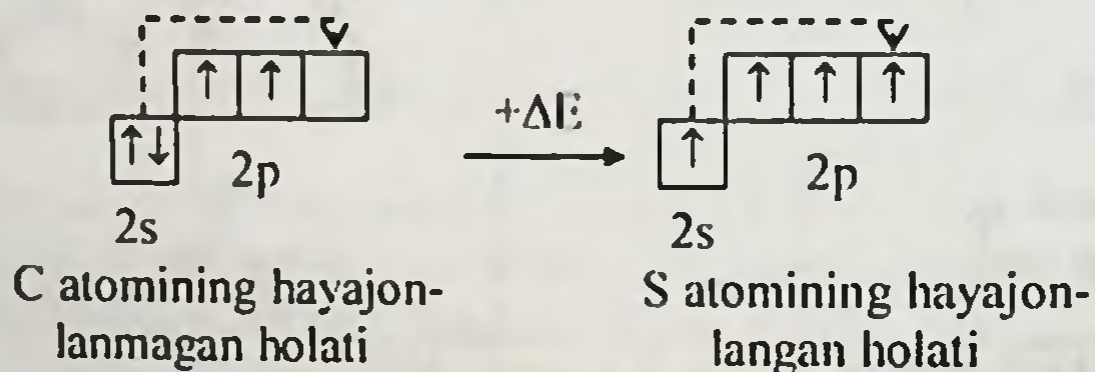
NH_4^+	-3 (N atomi)	4	
FeS_2	-1 (S atomi)	2	
CaC_2	-1 (C atomi)	4	
H_2O_2	-1 (O atomi)	2	$\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$
BaO_2	-1 (O atomi)	2	
Organik moddalarning molekulari	+4 dan -4 gacha (S atomi)	4	Masalan, $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$

11 bo'lim. MOLEKULARNING FAZOVIY TUZILISHLARI

Ko'p atomli molekularning geometrik shakllari kovalent bog'larning yo'naluvchanligi bilan bog'liq. Bu esa o'z navbatida markaziy atomning valent orbitalarini gibridlanish tipiga va ularning o'zaro fazoviy joylanishiga bog'liq.

1 bob. Valent orbitalarining gibridlanish turlari.

Ko'pchilik murakkab moddalarning molekularida kimyoviy bog' hosil bo'lishida har xil tipdagi atom orbitalarining elektronlari ishtirok etadi. Masalan, metan (CH_4) molekulasida kimyoviy bog'larning hosil bo'lishida hayajonlangan uglerod atomining bitta s va 3 ta p elektronlari ishtirok etadi.



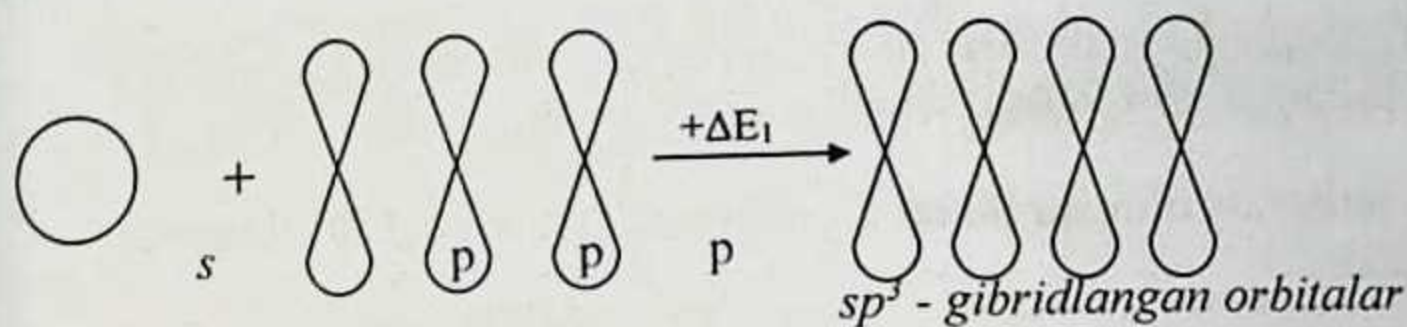
Birinchi qarashda C-H ning to'rtta bog'idan uchtasi uglerod atomining p-elektronlari va H atomlarining s-elektronlaridan hosil bo'lib, bir xilda bo'lishlari kerak va bir-biriga nisbatan 90° burchak ostida joylashishi lozim va bittasi S atomining s-elektroni hamda H atomining s-elektronlaridan hosil bo'lib, kuchsizroq bo'lishi kerak (σ_{s-s} bog'ning barqarorligi σ_{s-p} bog'ning barqarorligidan kam) va yo'naluvchan emas, chunki s-orbital shar shakliga ega. Ammo CH_4 molekulasida

hamma bog'lar teng qiymatli va uglerod atomiga nisbatan bir xil burchak ostida yo'nalgan.

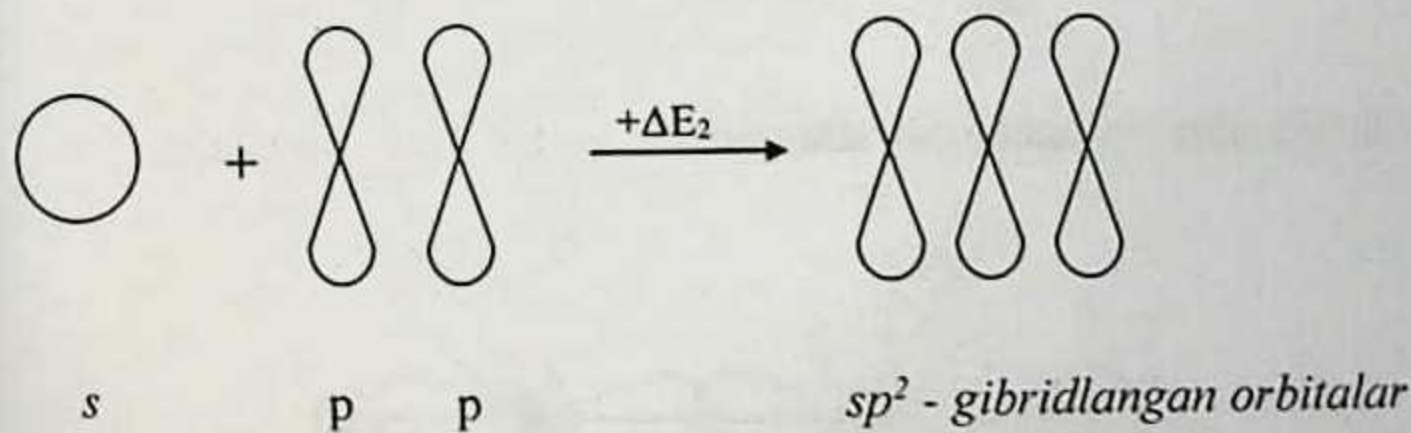
Dastlabki holatdagi teng qiymatli bo'lmagan valent elektronlari qanday qilib teng qiymatli kimyoviy bog' hosil qilishini tushuntirish uchun atom orbitallarining gibridlanishi to'g'risidagi tasavvurlardan foydalaniladi.

Agar kimyoviy bog'lanishning hosil bo'lishida har xil tipdagi atom orbitallarining elektronlari ishtirok etsa, ularning gibridlanishi (chatishishi) sodir bo'ladi. Ma'lum sondagi har xil atom orbitallari o'rniga shuncha sondagi bir xil shaklli va energiyali gibridlangan* orbitallar yuzaga keladi.

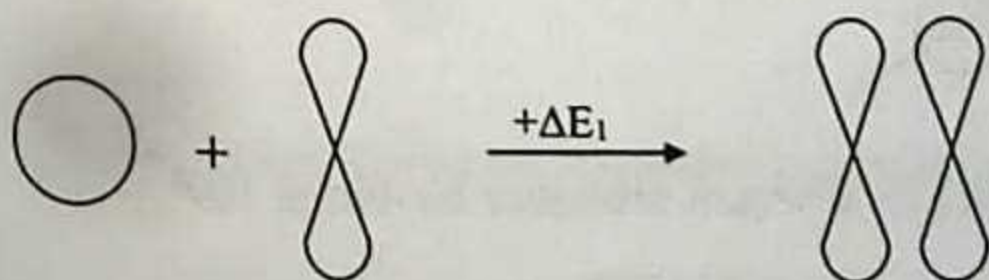
Metan molekulasining hosil bo'lishida bitta s- va uchta r- orbitallar o'rniga, to'rtta gibridlangan nosimmetrik gantel shaklidagi orbitallar yuzaga keladi. Bunday tipdagi gibridlanish sp^3 -gibridlanish nomini oldi, hosil bo'lgan orbitallarga esa sp^3 - gibridlangan orbitalar deyiladi.



Etilen (C_2H_4) molekulasini hosil bo'lishida gibridlanishga bitta s va ikkita r-orbitallar uchraydi va 3 ta gibrid orbital hosil bo'ladi. Bunday tipdagi gibridlanishga sp^2 gibridlanish deyiladi.



Atsetilen (C_2H_2) molekulasini hosil bo'lishida sp-gibridlanish sodir bo'ladi.



* Hozirgi zamon tushunchalari b'uyincha gibridlanish orbitalarining aralashish jarayoni - sox shartli obraz. Gibridlanish deb, atomdagi har bir valent elektronlar holatini ifodalovchi konunni ular bilan kimoviy boglanish hosil b'ulish momentiда ўzgarishi tushuniladi.

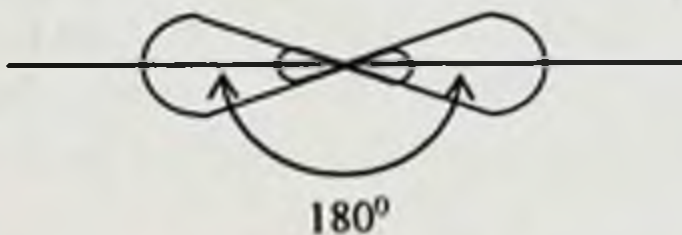
Boshqa tipdagi gibridlanishlar ham mavjud. Masalan, sp^1d^2 gibridlanish, markaziy atomning oltita valent orbitallari (bitta s-, uchta r- va ikkita d-) orbitallar 6 ta teng qiymatli gibridlangan orbitallarga aylanadi.

Gibridlangan orbitallar asimmetrik va yadrodan bir tomonga kuchli cho'zilgan, shuning evaziga bunday orbitallar boshqa atomning orbitallari bilan kuchli darajada qoplanishli bo'lishini ta'minlaydi. Bu ancha barqaror bog' va natijada ancha barqaror molekulaning hosil bo'lishiga olib keladi.

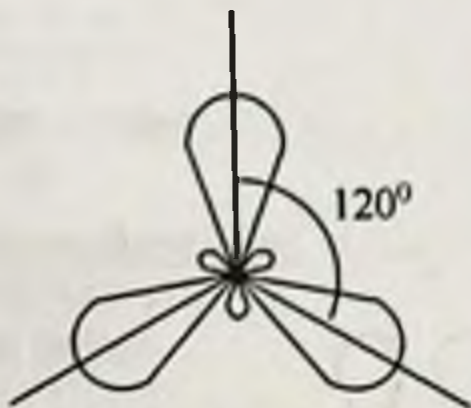
Markaziy atomni hayajonlantirish va gibridlantirish uchun malum energiya sarf bo'ladi, ammo ancha barqaror bog' hosil bo'lishi hisobiga chiqadigan energiya miqdori, sarf bo'lgan energiyani kompensatsiya qilish uchun etadi va jarayon bo'lishiga "hayajonlantirish – gibridlanish – kimyoviy bog' hosil bo'lish" energetik qulaydir (sistema energiyasi kamayadi.)

Gibridlangan orbitallar elektrostatik itarilish hisobiga fazoda markaziy atom yadrosi atrofida bir-biridan maksimum uzoqlikdagi masofada joylashadi.

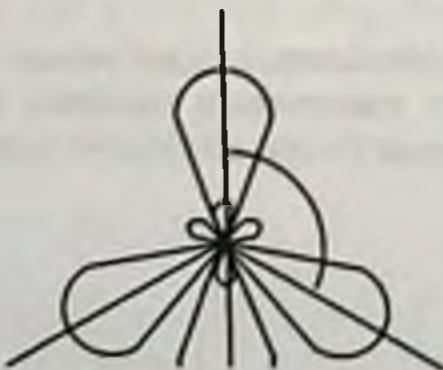
- sp -gibridlanish natijasida olingan ikkita gibridlangan orbitallar 180° burchak ostida joylashadilar.



sp^2 — gibridlanish natijasida olingan uchta gibridlangan orbitallar 120° burchak ostida joylashadilar.



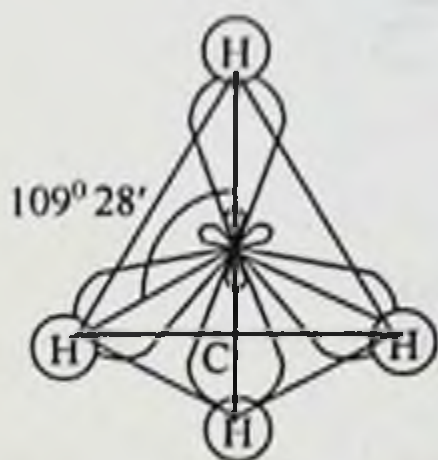
sp^3 — gibridlanish natijasida olingan to'rtta gibridlangan orbitallar bir-biriga $109^\circ 28'$ burchak ostida joylashadilar.



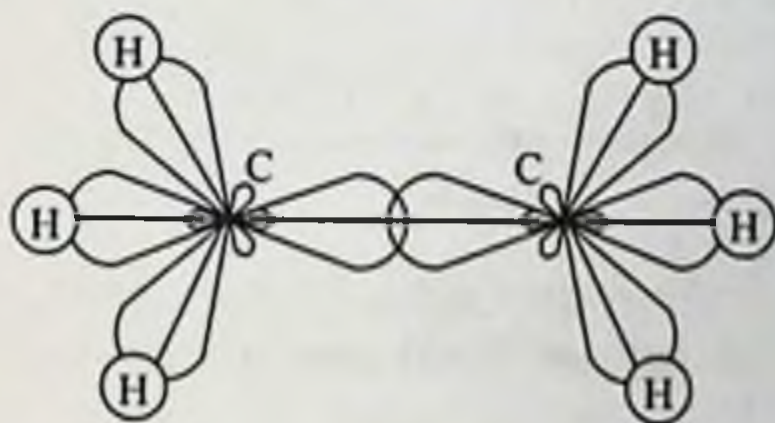
2 bob. Metan, etan, etilen va atsetilen molekulalarining tuzilishlari

Valent elektronlarning orbitallari gibridlanishlari CH_4 , C_2H_6 , C_2H_4 va C_2H_2 molekulalarining fazoviy tuzilishlari bilan shartlangan.

- Metan (CH_4) molekulasining tuzilishi



- Etan molekulasining tuzilishi

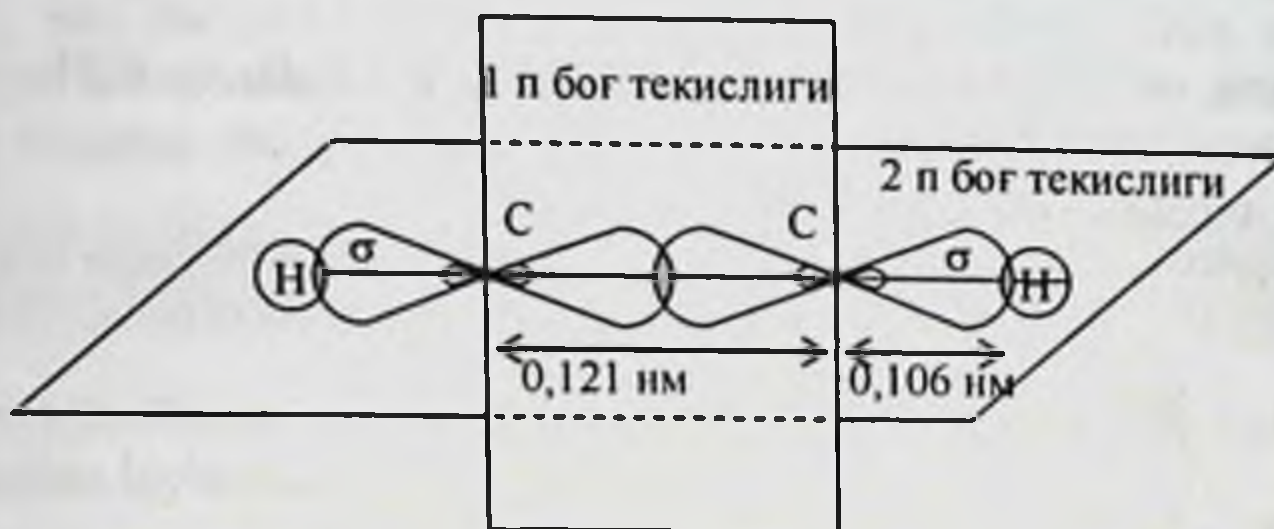


- Etilen (C_2H_4) molekulasining tuzilishi



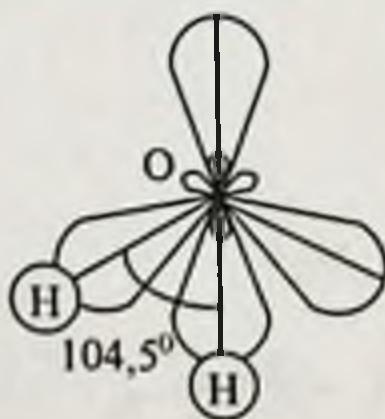
0,133 нм

- Atsetilen (S_2H_2) molekulasining tuzilishi

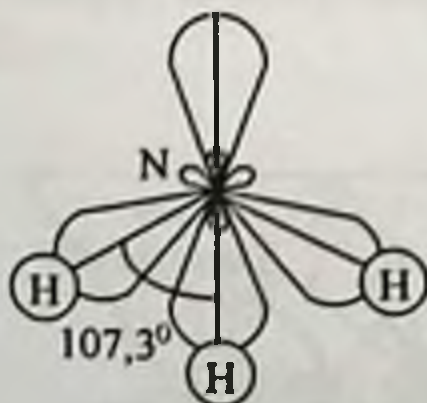


3 bob. Suv va ammiak molekulalarining tuzilishlari

Suv va ammiak molekulalarining hosil bo'lishida kislorod va azot atomlari valent orbitallari sp^3 - gibridlangan bo'ladi. Ammo N_2O va NH_3 molekulalarining valent burchaklari $109^{\circ}28'$ dan farq qiladi. Suv molekulasi uchburchak shakliga ega, valent burchagi (N – O bog'lari orasidagi burchak) $104^{\circ}5'$ teng.



ammiak NH_3 molekulasida shakl to'g'ri piramidali bo'lib, N – H oralaridagi burchak $107^{\circ}3'$ teng.



N_2O va NH_3 molekularida valent burchaklarining tetraedriklikdan chetga chiqishi ajralmagan elektron juftning itarish ta'siridan kelib chiqdi. Bunday juft azot atomida bitta, kislorod atomida esa – ikkita, shuning uchun tetraedrik burchakdan chetlashishi suvda katta.

4 bob. Molekulalararo bog'lanishlar

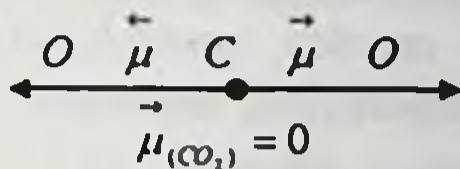
Kovalent bog'ning qutbliligi HCl tipidagi ikki atomli molekullarda, bir vaqtning o'zida molekulaning o'zini ham qutbli bo'lishiga olib keladi. *Ikki zaryadli qutbning mavjudligidan bunday molekullar dipollar* (ikki qutbli) nomini oldilar. HCl molekulasida vodorod atomi musbat zaryadli qutb bo'lsa, xlor atomi manfiy zaryadli qutb bo'ladi. Qutblarning effektiv zaryadlari bir xil va HCl uchun: $\sigma^+ = \sigma^- = 0,18$ qe. yoki bu elektron zaryadining 0,18 qiymatiga teng zaryadni yoki HCl molekulasida bog'ning ionlilik darajasi 18% teng ekanligini bildiradi.

Molekulaning qutbliligi o'lechovi, xuddi bog'ning qutbliligi kabi dipol momenti xizmat qiladi.

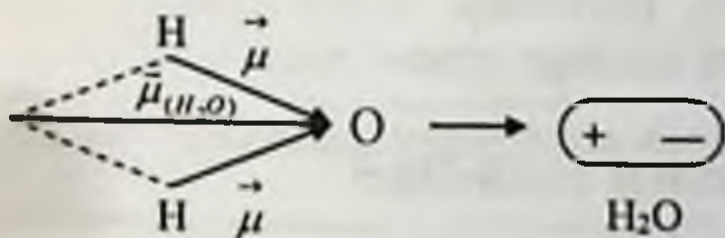
Кўп атомли молекулаларда атомлар орасидаги бог қутбли бўлиши мумкин, молекулаларнинг ўзи эса бу богларнинг фазовий жойлашишига боглик ҳолда қутбли ёки қутбсиз бўлиши мумкин.

Bunday molekullarning dipol momenti alohida bog'larning dipol momentlarining geometrik yig'indisiga teng bo'ladi.

Masalan, uglerod (IV) oksid (SO_2) ning chiziqli molekulasining dipol momenti nolga teng, chunki S – O bog'ining dipol momenti vektorlari teng va qarama – qarshi yo'nalgan.



Suv molekulasida dipol momenti nolga teng emas, chunki N – O bog'larining dipol momentlari bir-biriga nisbatan $104,5^\circ$ burchak ostida yo'nalgan.



Qutbsiz molekullarning (va bog'larning) tashqi maydon ta'sirida (qutbli molekula vujudga keltiradigan) qutblanish qobiliyati, ya'ni dipollarga aylanishiga

qutblanuvchanlik deyiladi. Molekulalarning qutblanuvchanliklari va qutbliligi molekulalararo ta'sirlarda katta rol o'ynaydi.

Uch tipdagi molekulalararo ta'sirlashuv mavjud (molekulalararo bog'lanish):

- Orientatsion
- Induksion
- Dispersion

Orientatsion ta'sirlashuv - qutbli molekulalar (ionli molekulalar ham qutbli molekulalarga kiradi, chunki ion bog' qutbli kovalentdan faqat ionliligi bilan farq qiladi) orasida vujudga keladi, ya'ni qarama - qarshi zaryadlangan dipollar teskari tomonlari bilan tortiladilar. Molekulalar qanchalik kuchli qutblangan bo'lsa, ya'ni dipol momentlari qanchalik katta bo'lsa, ular orasidagi bog' shunchalik kuchli bo'ladi. Temperaturaning ortishi orientatsion ta'sirlanishni zaiflashtiradi, ya'ni molekulalarning issiqlik harakati orientatsiyani buzadi.

Induksion ta'sirlashuv - bu qutbsiz va qutbli molekulalarning o'zaro ta'sirlaridir. Elektr maydoni ta'sirida birinchi, ikkinchi molekulani qutblaydi, unga vaqtinchalik (yoki indutsirlandi deyiladi) dipol beradi, keyin molekula dipollardek ta'sirlashadi. Induksion ta'sirlashuv orientatsion ta'sirlashuvga farqli o'laroq temperaturaga kam bog'liq bo'ladi.

Dispersion ta'sirlashuv - qutbsiz molekulalar orasida vujudga keladi. Issiqlik harakati oqibatida molekulyar elektron bulutlarning doimiy deformatsiyalari sodir bo'ladi. Deformatsiya musbat va manfiy zaryadlarning taqsimlanishining asimmetriyasiga olib keladi va molekula qandaydir daqiqaga dipolga aylanadi. Bu dipol qo'shni molekulani dipollanishiga olib keladi (yoki indutsirlaydi). Tortishish va deformatsiya asosida yuzaga kelgan dipollar dispersion ta'sirlashadilar.

Hamma uchta tipdagi molekulalararo ta'sirlashuvlar Van-der-Vaals kuchlari deb nomlanadigan bitta umumiy nomga birlashgan (Golland fizigi YA. D. Van - der - Vaals sharafiga, birinchi bo'lib real gazlar xossalarini tushuntirishda qo'llagan).

Agar molekuladagi atomlararo bog'ning barqarorligi asosida ayni molekulaning kimyoviy xossasi tushuntirilsa, molekulalararo bog'larning (Van - der - Vaals kuchlari) barqarorliklari asosida moddalarning ko'pgina fizikaviy xossalari; suyuqlanish va qaynash temperaturalari, adsorbsiya, erish, kristallanish va hokazolar tushuntiriladi.

Van - der - Vaals kuchlari valent kuchlariga nisbatan ancha kuchsiz; molekulalararo bog' energiyasi taxminan 50 kJ/molga teng bo'lib, birlamchi kovalent bog'ga nisbatan 10-15 marta zaif.

Gazlardagi molekulalararo bog'lanish, gazlardagi molekulalararo masofa ancha katta bo'lganligi sababli juda zaif, ularni hisobga olmasa ham bo'ladi.

5 bob. Kristallarning fazoviy tuzilishlari

Kristall panjara turlari

Ko'pchilik qattiq moddalar kristallik strukturasi ega, ya'ni modda egallagan fazoda zarrachalar to'g'ri joylashishlari bilan tavsiflanadi. Agar zarrachalar joylashgan nuqtalarni fikran to'g'ri chiziqlar bilan tutashtirsak, fazoviy karkas hosil bo'ladi, unga kristallik panjara deyiladi. Zarrachalar joylashgan nuqtalarga kristallik panjara tugunlari deyiladi. Panjara tugunlarida ionlar, atomlar yoki molekulalar turishi mumkin. Ular tebranma issiqlik harakatida bo'ladilar. Temperatura ortishi bilan tebranish amplitudasi ortadi, bu issiqlik natijasida jismlarning kengayishi namoyon bo'ladi. Zarrachalarning turi va ular orasidagi bog'lanish xarakteriga bog'liq holda to'rt tipdagi kristall panjaralarga bo'linadi: ionli, atom, molekulyar va metallik.

Kristall panjaralari ionlardan tashkil topganlarga ion panjara deyiladi.

Ularni ion bog'lanishdagi moddalar hosil qiladi. Bunga osh tuzi kristali (NaCl) misol bo'ladi, unda har bir natriy ioni oltita xlor ionlari bilan va har bir xlor ioni oltita natriy ioni bilan o'ralgan.

Agar ionlarni kristall panjarada joylashgan shar deb tasavvur qilsak, bunday joylanishga ionlarning eng zich joylashishi to'g'ri keladi.

Kristalkdagi yoki molekuladagi ayni zarrachaga zich tutashgan qo'shni zarrachalar soniga koordinatsion son deyiladi.

Natriy xloridning kristallik panjarasida har ikkala ionning koordinatsion soni oltiga teng. Ion kristallarda alohida molekulalarni ajratish mumkin emas, ular yo'q. Butun kristallni teng sondagi qarama – qarshi zaryadlardan tashkil topgan gigant makromolekula deb qarash mumkin. Bunday kristalda ionlararo bog' barqaror. Shuning uchun

ion panjarali moddalar yuqori qattqlik, qiyin suyuqlanuvchan va uchmaydigan moddalardir.

Ion kristallarni suyuqlantirish, kristallik panjarani buzilishiga olib keladi. Ionlar butun hajm bo'yicha erkin harakatlanish imkoniyatiga ega bo'ladilar, shuning uchun suyuqlanma elektr tokini yaxshi o'tkazadi.

Ionli birikmalar, qutbli molekulalardan tuzilgan suyuqliklarda, masalan, suvda yaxshi eriydilar.

Kristallik panjaralarning tugunlarida alohida atomlar tursa, atom kristallar deyiladi

Atomlar panjarada bir-birlari bilan barqaror kovalent bog'lanishda bo'ladi. Bunga uglerodning allotropik modifikatsiyalaridan biri – olmos misol bo'la oladi. Olmos uglerod atomlaridan tuzilgan bo'lib, har bir uglerod atomi to'rtta uglerod

atomi bilan bog'langan bo'ladi. Olmosda uglerodning koordinatsion soni 4 ga teng.
Olmosning kristallik panjara strukturasi:



Olmosning kristallik panjarasi.

Olmos panjarasida ham xuddi natriy xlorid panjarasidagidek molekulalar bo'lmaydi. Butun kristallga gigant makromolekula deb qarash mumkin.

Atom strukturali moddalar yuqori suyuqlanish temperaturasiga (olmosda 3500°S dan yuqori), barqaror va qattiq amalda suyuqliklarda erimaydi.

Atom kristallik panjaralar bor, kremniy, germaniy va ayrim elementlarning uglerod hamda kremniy bilan hosil qiladigan birikmalari uchun xarakterlidir.

Kristallik panjaralarning tugunlarida molkekulalar (qutbli va qutbsiz) tursa, molekulyar kristallar deyiladi.

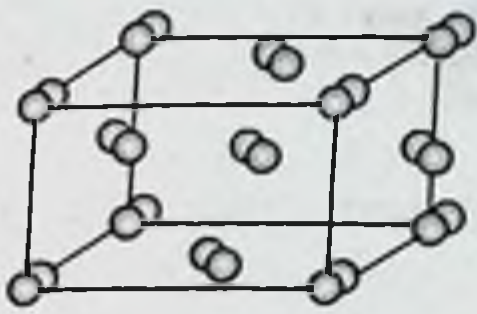
Bunday panjaralarda molekulalar bir – birlari bilan kuchsiz molekulalararo kuchlar bilan bog'langan bo'ladi.

Molekulyar panjarali moddalar unchalik qattiqlikka ega emas va past suyuqlanish temperaturasiga ega. Ular suvda erimaydilar yoki kam eriydilar

Bunday moddalarning eritmaları amalda elektr tokini o'tkazmaydilar. Molekulyar panjarali anorganik moddalar soni ko'p emas, bularga *qattiq* holdagi muz va SO_2 (quruq muz) *qattiq* galogenovodorodlar, *qattiq* oddiy moddalar; inert gazlar, galogenlar, H_2 , N_2 , O_2 , O_3 , P_4 , S_8 lar kiradi.

Ko'pchilik kristallik organik moddalar molekulyar kristallik panjaralar hosil qiladilar.

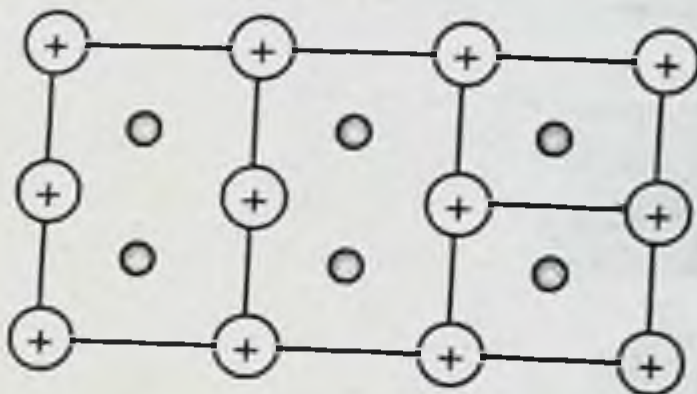
Yod (I_2) misolida molekulyar kristallik panjara ko'rsatilgan.



Yodning kristallik panjarasi

Metallar qattiq holatda metall kristall panjaraga ega bo'ladilar

Metallik panjarani tugunlarida metall kationlari joylashgan va umumlashgan valent elektronlari (manfiy zaryadlangan "elektron gaz" bilan) bilan bog'langan majmua deb qarash mumkin. Elektronlar kationlar bilan elektrostatik tortishadi va panjaraning barqarorligini ta'minlaydi. Metallik panjara sxematik ravishda rasmda tasvirlangan (erkin elektronlar nuqta bilan ko'rsatilgan).



Panjaraning tuzilishi bilan metallar uchun xos bo'lgan plastiklik, elektron gazning katta harakatchanligi bilan ularning yuqori issiqlik va elektr o'tkazuvchanliklari tushuntiriladi.

12-bo'lim. OKSIDLANISH – QAYTARILISH REAKSIYALARI

1 bob. Oksidlanish – qaytarilish reaksiyalarinig mohiyati

Реакцияга киришувчи моддаларнинг молекулаларини хосил қилувчи элементларнинг оксидланиш даражалари ўзгариши содир бўладиган реакцияларга оксидланиш – қайтариллиш реакциялари дейилади.

Negaki atomning oksidlanish darajasini o'zgarishi faqat elektronlarni berishi yoki biriktirib olishi natijasida bo'lgani uchun, u holda,

оксидланиш – қайтариллиш реакцияларини, бир атомдан бошқа атомларга электронларни ўтиши билан содир бўладиган реакциялар деб таъриф бериш мумкин

Электрон берадиган атомлар молекулар ёки ионларга қайтарувчилар, электрон бериш жараёнининг ўзига эса оксидланиш дейилади.

Masalan; $Su^0 - 2e \rightarrow Cu^{+2}$ $2Br^- - 2e \rightarrow Br_2^0$ $Fe^{+2} - 1e \rightarrow Fe^{+3}$

Oksidlanish jarayonida elementlarning oksidlanish darajasi ortadi.

Электрон қабул қиладиган атомлар, молекулар ёки ионларга оксидловчилар дейилади, электрон олиш жараёнининг ўзига қайтариллиш дейилади.

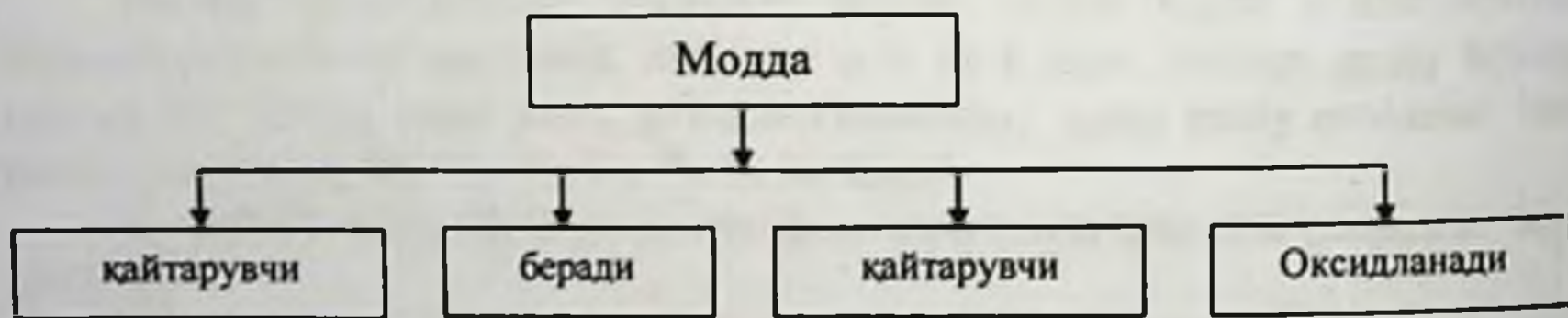
Masalan; $Fe^{+2} + 2e \rightarrow Fe^0$, $Cl_2^0 + 2e \rightarrow 2Cl^-$

Qaytarilish jarayonida elementlarning oksidlanish darajalari kamayadi.

Oksidlanish hamisha qaytarilish bilan, qaytarilish hamisha oksidlanish bilan birgalikda kuzatiladi.

Оксидланиш – қайтариллиш реакциялари жараёнида оксидловчи қайтарилади, қайтарувчи оксидланади.

Bu jarayonlarni esda saqlash uchun quyidagi qoidadan foydalanish mumkin:



Oksidlanish – qaytarilish reaksiyalarining belgilari;

Reaksiyalar oksidlanish-qaytarilish bo'ladi:

- qachonki unda oddiy moddalar – metallar va metalmaslar ishtirok etsa yoki reaksiya natijasida hosil bo'lsa;
- qachonki reaksiya natijasida reaksiyaga kirishuvchi moddalar tarkibiga kiradigan ionlarning tarkibi (nomlanishi) o'zgarsa;
- ko'pchilik hollarda reaksiyaga kirishuvchi dastlabki moddalar soni, reaksiya mahsulotlari soniga teng bo'lmasa;

Oksidlanish – qaytarilish reaksiyalari nafaqat massalar ta'siri qonuniga, ammo elektr zaryadlari saqlanish qonuniga ham bo'ysinadi, unga muvofiq, ayni reaksiyada qaytaruvchi bergan elektronlar soni oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga teng bo'lishi kerak.

SHuning uchun oksidlanish – qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarida koeffitsientlar tanlashda shunday hisob amalga oshiriladiki, elektronlar balansini bo'yicha teng bo'lsin.

2 bob. Oksidlanish – qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzish. Elektron balans usuli

Bu usul bilan tenglama tuzishda:

- Reaksiya sxemasi yoziladi;

$$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- Qaysi elementlarning oksidlanish darajasi o'zgargani aniqlanadi;

$$\text{Na}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3 + \text{KMn}^{+7}\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4 + \text{Mn}^{+2}\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- Oksidlanish va qaytarilish jarayonlari uchun elektron tenglamalari tuziladi:

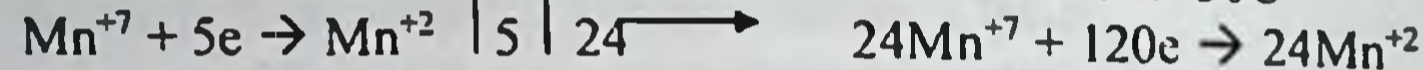
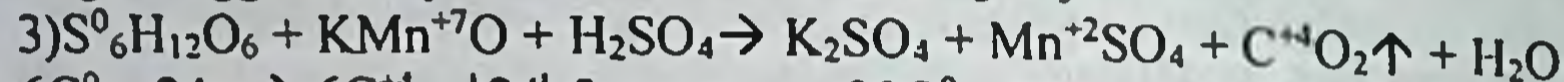
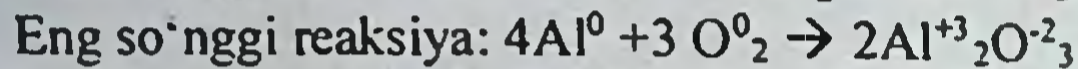
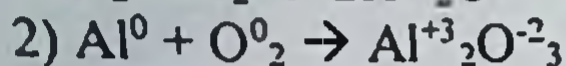
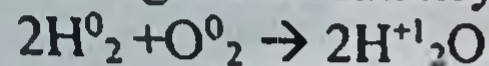
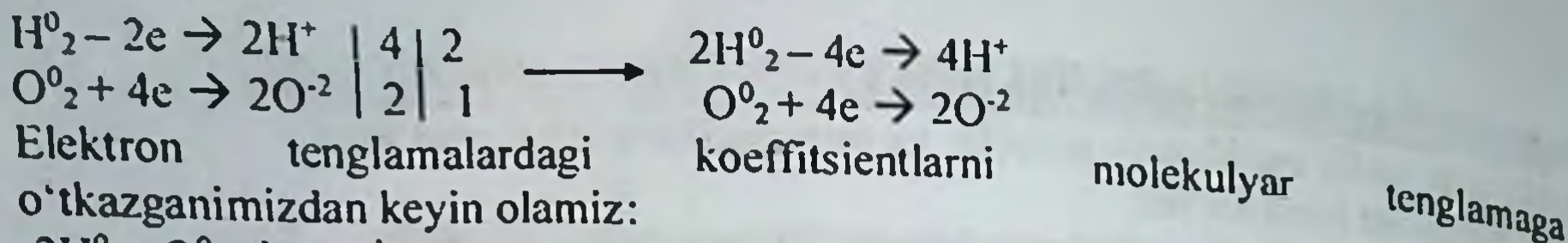
$$\text{S}^{+4} - 2e \rightarrow \text{S}^{+6}$$

$$\text{Mn}^{+7} + 5e \rightarrow \text{Mn}^{+2}$$
- Olingan elektron tenglamalardagi elektronlarni qisqa ko'paytuvchi qoidasi bo'yicha ko'paytirib elektronlar bo'yicha balanslashtiriladi:

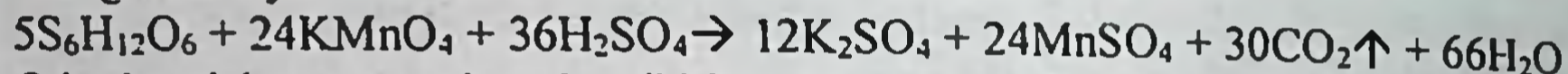
$$\begin{array}{l} \text{S}^{+4} - 2e \rightarrow \text{S}^{+6} \\ \text{Mn}^{+7} + 5e \rightarrow \text{Mn}^{+2} \end{array} \left| \begin{array}{l} 2 \\ 5 \end{array} \right| \begin{array}{l} 5 \\ 2 \end{array} \longrightarrow \begin{array}{l} 5\text{S}^{+4} - 2e \rightarrow 5\text{S}^{+6} \\ 2\text{Mn}^{+7} + 5e \rightarrow 2\text{Mn}^{+2} \end{array}$$
- Elektron tenglamadan sonlarni molekulyar tenglamaga tegishli joylarga o'tkaziladi.

$$5\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- Massalar saqlanish qonunini bajarilishini tekshiriladi (tenglamani chap va o'ng tomonida har bir element atomlari teng bo'lishi kerak) va agar talab qilinsa, yangi koeffitsientlar kiritiladi yoki olingan koeffitsientlar o'zgartiriladi.

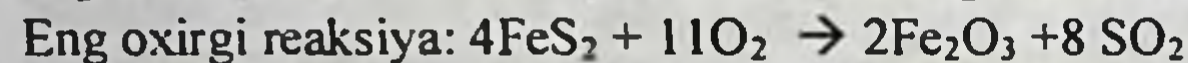
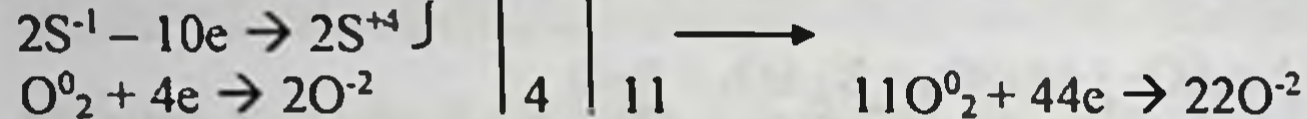
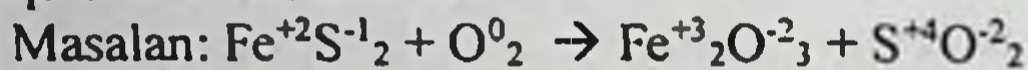
$$5\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$$
- Elektron tenglamalarni tuzishda atomlar soni hisobga olinadi.
- Oddiy moddalarning molekularida ($\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2, \text{O}_2, \text{N}_2, \text{H}_2$)
- binar birikmalarning molekularida: oksidlar, karbidlar, gidridlar, fosfidlar va b..
- organik birikmalarning molekularida
 Masalan: $\text{H}^0_2 + \text{O}^0_2 \rightarrow \text{H}^{+1}_2\text{O}^{-2}$



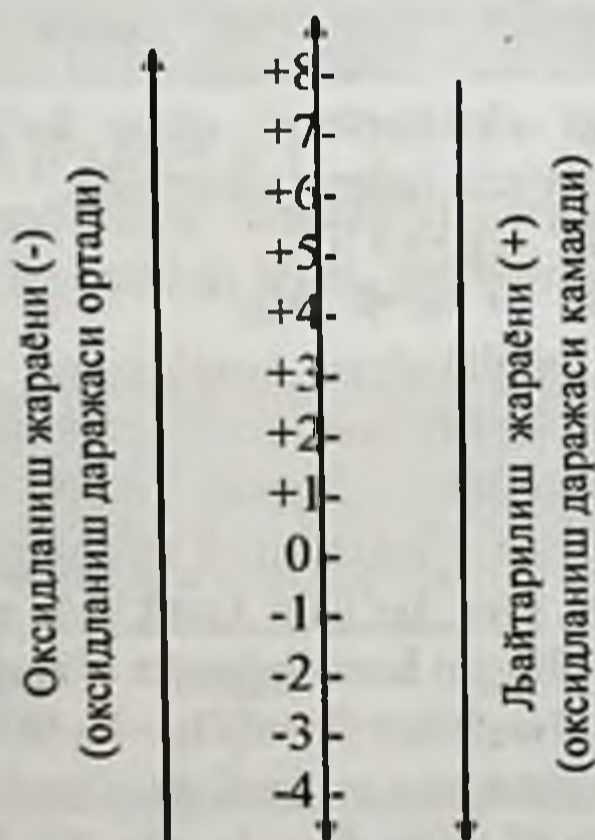
Oxirgi reaksiya:



Odatda elektron tenglamalar ikkita: bittasi oksidlanish jarayonini aks ettiradi, ikkinchisi esa – qaytarilish jarayonini aks ettiradi. Elektron tenglamalar ko'p bo'lgan hollarda ularni ikkitagacha, yo oksidlanish yoki qaytarilish jarayonlarini qo'shib birlashtiriladi.



Qaytaruvchi bergan va oksidlovchi qabul qilgan elektronlar sonini aniqlash uchun oksidlanish darajalarini o'zgarish shkalasidan foydalanish qulay.



Bu erda (-) va (+) ishoralari qaytaruvchining elektron berishini, oksidlovchining esa elektron qabul qilishini bildiradi.

- Qaytaruvchi bergan elektronlar soni pastdan yuqoriga harakat qilinadigan bo'linmalar soniga teng.

Masalan: $N^{-3} \rightarrow N^{+5}$ -3 qiymatdan +5 qiymatgacha 8 bo'linmadan iborat, binobarin, $N^{-3} - 8e \rightarrow N^{+5}$

• Oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soni yuqoridan pastga harakat qilingandagi bo'linmalar soniga teng.

Masalan: $S^{+6} \rightarrow S^0$ +6 qiymatdan 0 qiymatgacha oltita bo'linmadan iborat, natijada, $S^{+6} + 6e \rightarrow S^0$

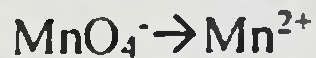
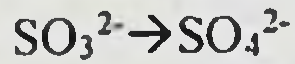
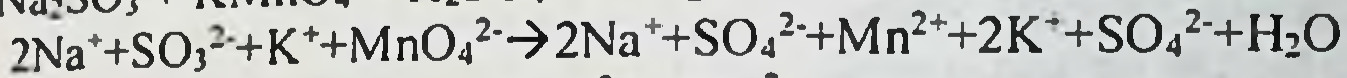
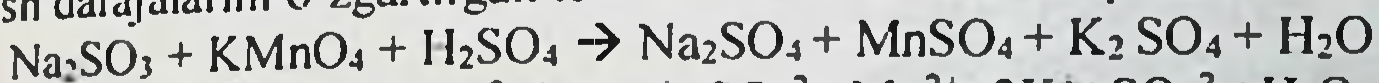
Ion - elektron usuli

Suvli eritmalarida boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzishda *ion-elektron usulidan* foydalanish ancha qulaydir.

Bu usul oksidlovchi ioni (molekulasi)ni qaytarilish yoki qaytaruvchi ioni (molekulasi)ni oksidlanish yarim reaksiyalarini tuzishga asoslangan. SHuning uchun bu usulga ko'pincha yarim reaksiya usuli ham deyiladi.

Yarim reaksiya usulida koefitsientlar tanlash harakatlari quyidagi tartibda bo'ladi.

Reaksiya sxemasi molekulyar va ion - molekulyar shaklda yoziladi va oksidlanish darajalarini o'zgartirgan ionlar va molekular aniqlanadi;



Reaksiyada H^+ ionlarining ishtirok etishi jarayonni kislotali muhitda borishidan dalolat beradi.

Har bir yarim reaksiya uchun ion molekulyar tenglama tuziladi va hamma elementlarning atomlar soni tenglashtiriladi.

Kislorod atomlarining miqdori suv molekulari yoki OH^- ionlaridan foydalanib tenglashtiriladi.

Agar dastlabki ion yoki molekulada reaksiya mahsulotlariga nisbatan ko'proq kislorod atomlari bo'lsa, u holda

❖ ortiqcha kislorod atomlari *kislotali muhitda* H^+ ionlari bilan suv molekulariga bog'lanadi.

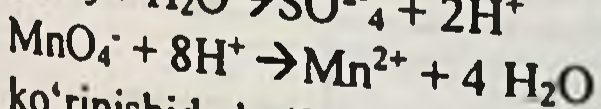
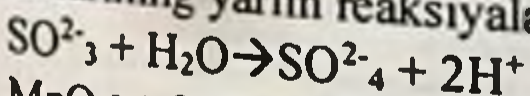
❖ *neytral va ishqoriy muhitlarda* ortiqcha kislorod atomlari suv molekulari bilan bog'lanib ON^- gruppasiga o'tadi.

Agar dastlabki ion yoki molekulada kislorod atomlari soni, reaksiya mahsulotlaridan kam bo'lsa, u holda

❖ etishmaydigan kislorod atomlari soni *kislotali va neytral* eritmalarida suv molekulari hisobiga to'ladi.

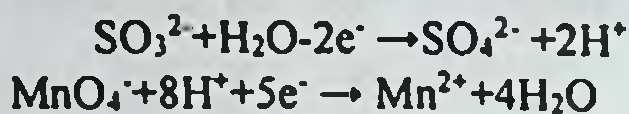
❖ ishqoriy eritmalarida - ON^- ionlari hisobiga to'ladi.

Olingan misolimizda muhit kislotali, shuning uchun ion molekulyar tenglamalarining yarim reaksiyalari:

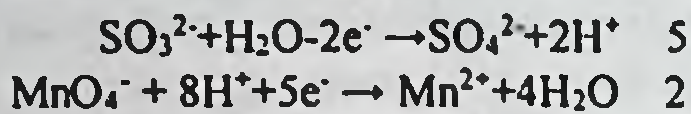


ko'rinishida bo'ladi.

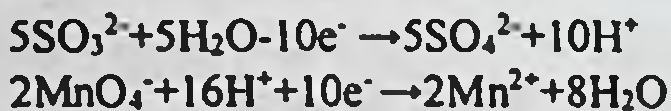
- Yarim reaksiyalarning elektron-ion tenglamalarining yarim reaksiyalari tuziladi. Buning uchun har bir yarim reaksiyaning chap qismiga elektronlarni qo'shish (yoki ayirish) bilan tenglamaning chap va o'ng qismidagi zaryadlar yig'indisi bir xilga keltiriladi:



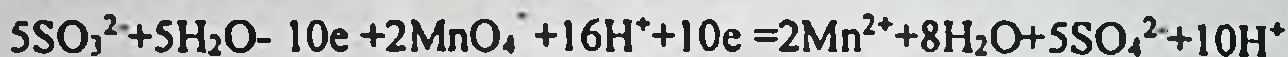
- ❖ Olingan tenglamalarni elektronlar bo'yicha balans bo'lishi uchun eng qisqa ko'paytmaga ko'paytiriladi:



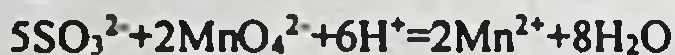
va ko'paytirilgandan keyin:



- olingan elektron - ion tenglamalarini qo'shamiz:



- o'xshash a'zolarini qisqartirib, oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining *ion-molekulyar tenglamasini* olamiz:



- olingan ion-molekulyar tenglama asosida *molekulyar tenglama* tuziladi. Buning uchun reaksiya sxemasi buyicha berilgan ionlar qaysi molekulalardan olinganligi aniqlanadi:



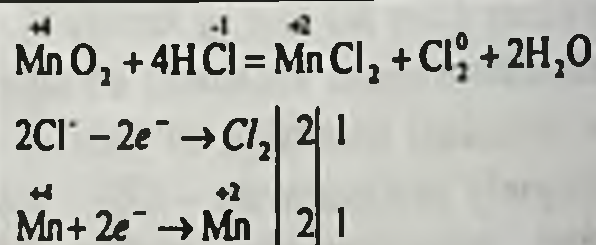
Ion elektron usul eritmada sodir bo'layotgan oksidlanish-qaytarilish jarayonlarini real aks ettiradi, haqiqatda eritmada S^{4+} , S^{6+} , Mn^{7+} ionlari yo'q, ammo SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , MnO_4^- ionlari bor.

Bu usulni qo'llashda oksidlanish darajalarini o'zgartirgan elementlarni aniqlash shart emas, aksincha, reaksiyada ishtirok etayotgan ionlarni zaryadlarini aniqlash etarlidir. Bundan tashqari, elektron-ion usuli oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining mahsulotlarini aniqlash imkonini beradi. Bu usulning kamchiligi shundaki, uni faqat suvli eritmalarda boradigan reaksiyalar uchun qo'llash mumkin.

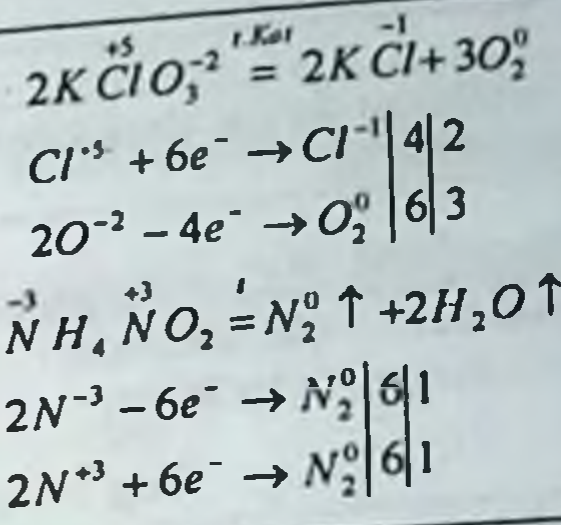
3- bob. Oksidlanish - qaytarilish reaksiyalarning tiplari

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari atomlar yoki molekulalararo, ichki molekulyar, disproporsionirlash reaksiyalari (o'zidan oksidlanish -o'zidan qaytarilish) va konproporsionirlash reaksiyalariga bo'linadi.

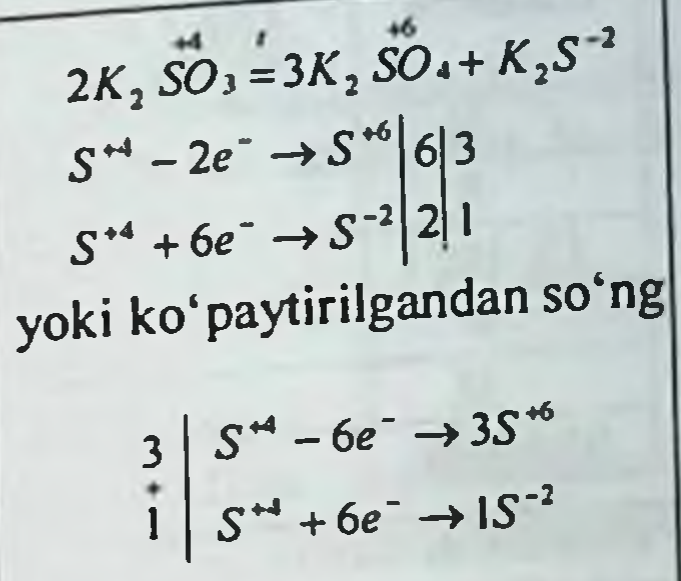
Agar qaytaruvchi atomlari (elektronlarga donorlar) va oksidlovchi atomlari (elektron-larga akseptorlar) har xil dastlabki moddalar tarkiblariga kirsalar, bunday oksidlanish-qaytarilish reaksiyalariga *molekulalararo* reaksiya-lar deyiladi, chunki bunday reaksiyalarda elektronlar bitta modda molekulasidan boshqa modda molekulasiga o'tadi.



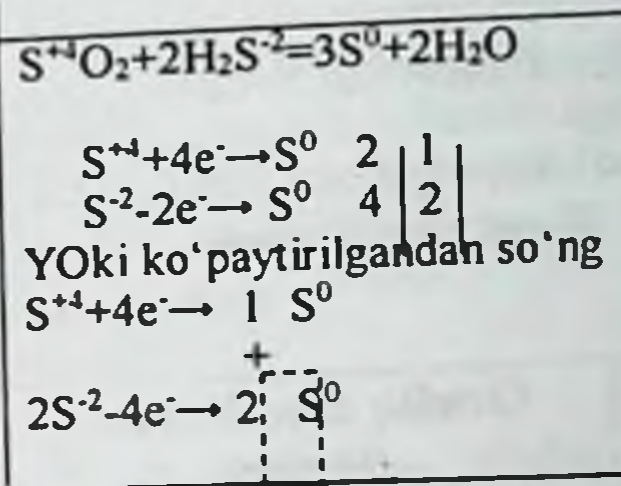
Agar qaytaruvchi atomlari va oksidlovchi atomlari dastlabki bitta modda tarkibiga kirs va har xil element atomlari bo'lsa, yoki har xil oksidlanish darajasidagi bir xil element atomlari bo'lsa, u holda bunday oksidlanish-qaytarilish reaksiyalariga *ichki molekulyar* reaksiyalar deyiladi, chunki bunday reaksiyalarda elektronlar qaytaruvchi atomlardan oksidlovchi atomlarga o'sha bitta modda molekulasida o'tadi.



Agar qaytaruvchi atomlari va oksidlovchi atomlari bitta dastlabki modda tarkibiga kirs va *bir xil oksidlanish darajasidagi bir xil element atomlari bo'lsa*, bunday oksidlanish-qaytarilish reaksiyalariga *o'zidan o'zidan* reaksiyalariga deyiladi, chunki bunda *disproporsionirlash* reaksiyalari deyiladi, chunki bunda modda molekulasining bir qismi qaytaruvchi rolda kirishsa, boshqa qismi oksidlovchi rolda kirishadi. Bunday reaksiyalarning tenglamalarini tuzishda oksidlovchilar va qaytaruvchilarning elektron balanslari tenglamalardagi koeffitsientlari qo'shiladi.



Agar qaytaruvchi atomlari va oksidlovchi atomlari har xil tarkibli dastlabki moddalar tarkibiga kirs, ammo har xil oksidlanish darajasidagi bir xil element atomlari bo'lsa va reaksiya natijasida bu elementlar bir xil oksidlanish darajasida bitta modda tarkibida bo'lsa, bunday oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini konproporsionirlash reaksiyalari deyiladi. Bu reaksiyalarni disproporsionirlash reaksiyalariga qarama-qarshi reaksiyalar deb ham qarash mumkin. Bunday reaksiyalarda reaksiya mahsulotlari oldidagi koeffitsientlar qo'shiladi.



4 bob. Moddalarning oksidlovchi-qaytaruvchi xossalari

Hamma moddalarni oksidlovchi-qaytaruvchi xossalari bo'yicha 3 gruppaga bo'lish mumkin:

- Faqat oksidlovchi bo'ladigan moddalar:
Bunday moddalar molekularidagi oksidlanish darajalarini o'zgartiradigan elementlar eng yuqori oksidlanish darajasida bo'ladilar.

Eng muhim oksidlovchilar

Element	YUqori oksidlanish darajasi	Oksidlovchilarga misollar
N	+5	HNO ₃
Mn	+7	KMnO ₄
Cr	+6	K ₂ Cr ₂ O ₇ , K ₂ CrO ₄
Pb	+4	PbO ₂
F	0	F ₂
Bi	+5	KViO ₃

S	+6	H ₂ SO ₄ (KONS)
---	----	---------------------------------------

YUqori oksidlanish darajasidagi atomlar faqat elektron biriktirib olib o'zlarining oksidlanish darajalarini pasaytiradilar.

- Faqat qaytaruvchi bo'ladigan moddalar.

Bunday moddalar molekularidagi oksidlanish darajalarini o'zgartiradigan elementlar eng quyi oksidlanish darajasida bo'ladilar.

Eng muhim qaytaruvchilar

Element	Quyi oksidlanish darajasi	Qaytaruvchilarga misollar
N	-3	NH ₃
S	-2	H ₂ S
Cl, Br, I	-1	HCl, HBr, HI
P	-3	PH ₃
H	-1	NaH, CaH ₂
Metallar	0	Al, Zn, Mg

Quyi oksidlanish darajasidagi atomlar faqat elektron beradilar va o'zlarining oksidlanish darajalarini oshiradilar.

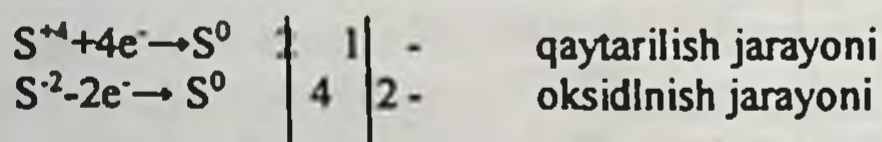
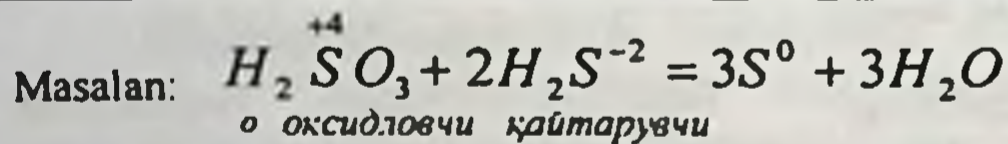
- Ham oksidlovchi ham qaytaruvchi bo'lishi mumkin bo'lgan moddalar (reaksiyaning ikkinchi ishtirokchisiga va reaksiya sharoitiga bog'liq holda):

Bunday moddalarning molekularida *oralik oksidlanish darajasidagi* elementlar bo'ladi.

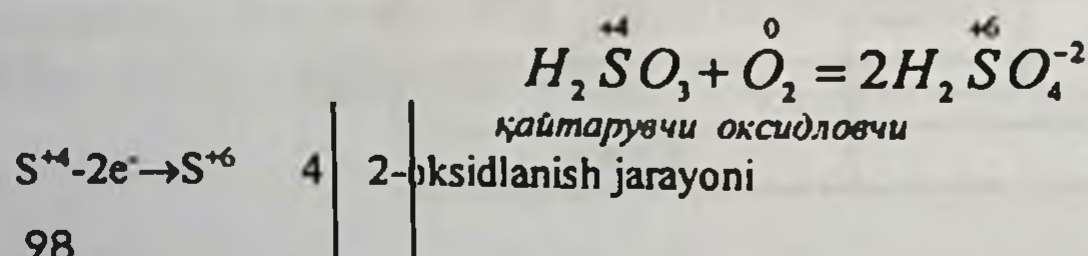
Ham oksidlovchi, ham qaytaruvchi (ikkilamchi)likni namoyon qiladigan moddalar

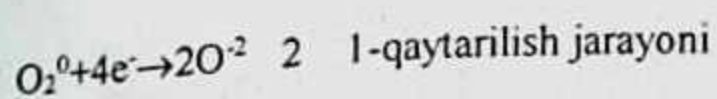
Element	Oraliq oksidlanish darajasi	Ham oksidlovchi ham qayta-ruvchilikni namoyon qiladigan moddalarga misollar
N	0, +3	N ₂ , HNO ₂
S	0, +4	S, SO ₂ , H ₂ SO ₃
Fe	+2	FeSO ₄ , FeCl ₂

Oraliq oksidlanish darajasidagi atomlar elektron berib yoki elektron qabul qilib o'zlarining oksidlanish darajalarini yoki oshiradilar, yoki pasaytiradi.



Bu reaksiyada sulfit kislota H₂SO₃ oksidlovchi xossasini namoyon qiladi, chunki kuchli qaytaruvchi - N₂S bilan ta'sirlashadi.





Ushbu reaksiyada H_2SO_3 qaytaruvchi xossasini namoyon qiladi, chunki kuchli oksidlovchi - O_2 bilan ta'sirlashadi.

Hamma metalmaslar (F_2 dan boshqalari) oksidlovchi-qaytaruvchi ikki taraflamalikni namoyon qiladilar.

5 bob. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining borishiga har xil omillarning ta'siri

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining borishiga omillar ta'sir etadi:

- reaksiya borayotgan muhit ta'siri, atomlarning oksidlanish darajalarining o'zgarishiga ta'sir etib, bir xil moddalar orasidagi oksidlanish-qaytarilish jarayoni har xil muhitda har xil mahsulotlarni hosil bo'lishiga olib keladi.

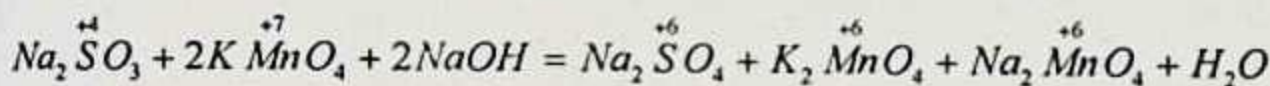
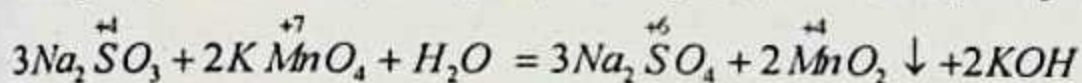
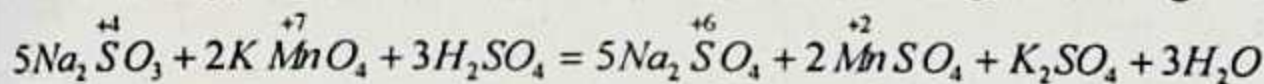
Masalan, permanganat-ioni MnO_4^- (eritma malina rangli)

- nordon muhitda Mn^{2+} kationigacha qaytariladi (rangsiz eritma),
- neytral muhitda- MnO_2 gacha (qo'ng'ir cho'kma),
- kuchli ishqoriy muhitda manganat ionigacha MnO_4^{2-} (eritma yashil rangli).

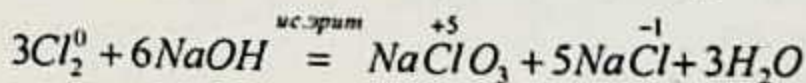
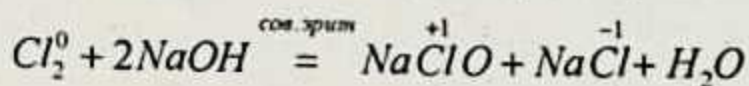
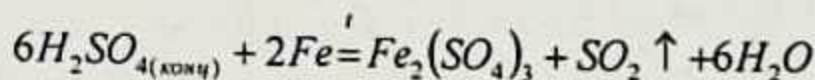
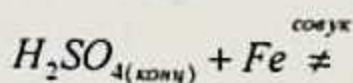
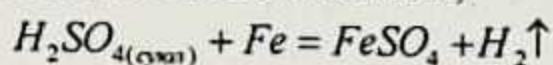
Nordon muhit hosil qilish uchun odatda sul'fat kislotadan foydalaniladi. Nitrat va xlorid kislotalar kam ishlatiladi, chunki nitrat kislota kuchli oksidlovchi, xlorid kislota oksidlanish qobiliyatiga ega.

Ishqoriy muhit hosil qilish uchun KON va NaON eritmaları ishlatiladi.

Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari mahsulotlari xarakteriga muhitning ta'siriga misollar:



- ta'sirlashayotgan moddalar konsentratsiyalari va temperatura, kislota va ishqor ishtirokida boradigan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalariga ayniqsa sezilarli darajada ta'sir etadi. Masalan,



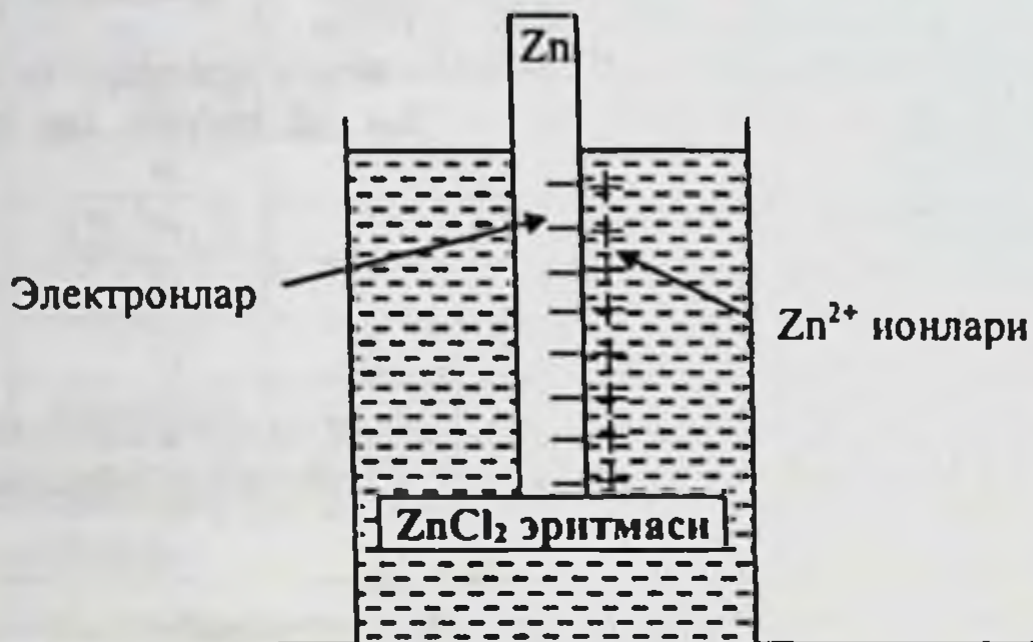
- Katalizatorlar**

Masalan, katalizator - natriy yodid NaI ishtirokida natriy tiosulfat $Na_2S_2O_3$ vodorod peroksid H_2O_2 bilan natriy tetrationsgacha $Na_2S_4O_6$ katalizator-molibdat kislotasi H_2MoO_4 bo'lganda esa natriy gidrosulfatgacha $NaHSO_4$ oksidlanadi.

6-bob. Standart elektrod potentsiallar qatori (kuchlanishlar qatori)

Metall plastinkasi (masalan, Zn) uning tuzini suvdagi eritmasiga botirilganda metall-eritma chegara sirtida elektr zaryadlarining qo'sh qavatini yuzaga keladi. Qo'sh elektr qavatining hosil bo'lishi, metall ionlarining (Zn^{2+}) bir qismini (H_2O molekulari ta'siri ostida) plastinka yuzasidan eritmaga o'tishi bilan bog'liq. Bunda plastinka manfiy zaryadlanadi, chunki unda kompensirlanmagan elektronlar qoladi (har bir Zn atomini eritmaga Zn^{2+} ionini ko'rinishida o'tishida ikkita elektron: $Zn^0 - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$ qoladi).

Metall ionlari, plastinkani qoldirib eritmaning uzoqrog'icha (chuqurroqqa) keta olmaydi, chunki manfiy zaryadlangan plastinka bilan tortishadilar va uning yuzasining bo'ylamasiga tiziladilar va plastinka elektronlari bilan birgalikda qo'sh elektr qavatni hosil qiladilar.



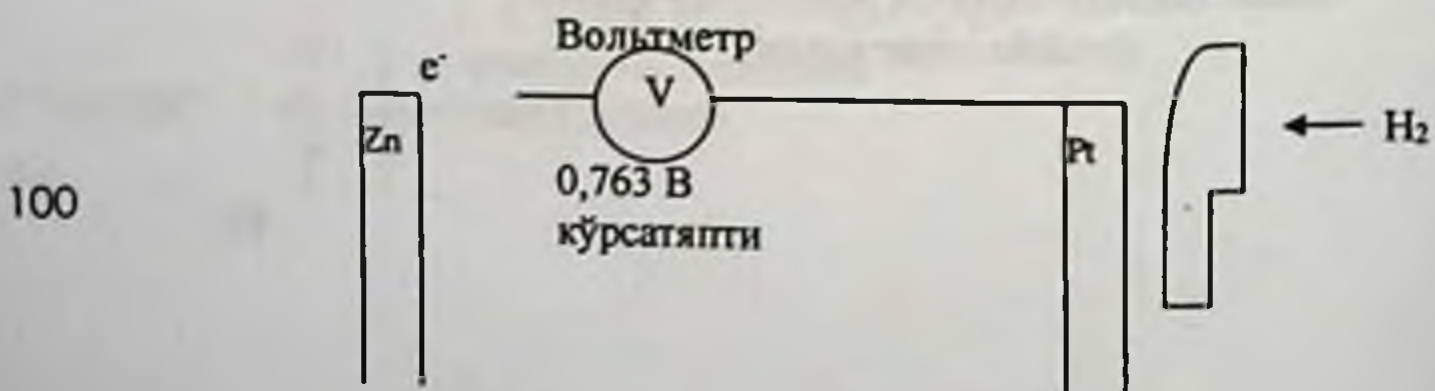
Elektrolit eritmasiga botirilgan metall plastinkasiga, *elektrod* deyiladi, bunda qo'sh elektr qavat hosil bo'lgan potentsiallar ayirmasiga – *elektrod potentsiali* (φ) deyiladi.

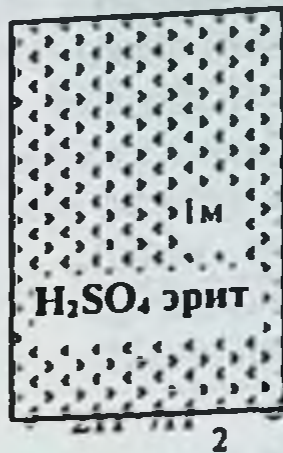
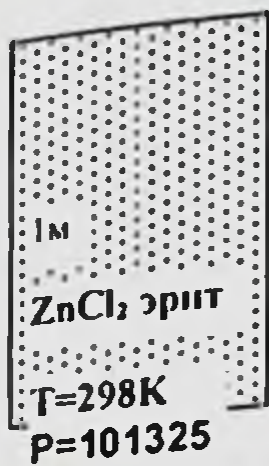
Qo'sh elektr qavat hosil bo'lish jarayoni dinamik va qaytardir. Berilgan sharoitda (temperatura, eritma konsentratsiyasi, pH) elektrod va eritma orasida muvozanat qaror topadi, u ma'lum elektrod potentsiali qiymatini xarakterlaydi.

Standart sharoitga (eritma konsentratsiyasi – 1 mol/l , $T=298 \text{ K}$, $R=1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa}$) muvofiq keladigan elektrod potentsiali qiymatiga ayni metallning *standart elektrod potentsiali* deyiladi va φ^0 bilan belgilanadi.

Elektrod potentsialini absolyut qiymatini o'lchash mumkin emas, chunki o'lchov asbobini qo'sh elektr qavatga ulash mumkin emas. φ^0 - o'lchash uchun tekshirilayotgan metaldan iborat elektrod o'zining tuzi eritmasiga tushirilgan galvanik element va taqqoslash elektrodidan tuzilgan asbob tuziladi. Odatda taqqoslash elektrod sifatida *standart vodorod elektrodidan* foydalaniladi, u Pt - plastinkasi bo'lib 1 M HCl eritmasiga botirilgan va undan bir atm. bosim ostida gaz holdagi vodorod o'tkaziladi, u platinada adsorbsiyalanadi. Standart vodorod elektrodining potentsialini shartli ravishda nolga teng deb qabul qilingan. Voltmetr yordamida tuzilgan galvanik elementning *potentsiallar ayirmasi* o'lchanadi va ayni metallning φ^0 son qiymati olinadi.

φ^0 qiymati *minus* belgi bilan olinadi, agar metall – standart vodorod juftida oksidlanish jarayoni metallda borsa va musbat belgisi bilan olinadi, agar — vodorod elektrodida borsa φ^0 oldidagi minus belgisi, ayni metall H_2 ga nisbatan oson oksidlanishi, Me^{n+} ionlari esa H^+ ionlariga nisbatan qiyin qaytarilishini ko'rsatadi. Musbat φ^0 qiymati, berilgan metall H_2 ga nisbatan ancha kuchsiz qaytaruvchi ekanligini, Me^{n+} ionlari esa H^+ ionlariga nisbatan ancha kuchli oksidlovchiligini bildiradi.





$$V^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,763$$

Metallarni (chapdan o'ngga yoki yuqoridan pastga) φ^0 algebraik qiymatlarini ortib borish tartibida joylashtirib, standart elektrod potentsiallari qatorini olamiz, u faqat suvli eritmalarda o'rinalidir.

φ^0 potentsiallar ayirmasini (kuchlanishlar) ifoda etgani uchun bu qatorni kuchlanishlar qatori deb ham aytiladi.

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, H₂, Cu, Hg, Ag, Au.

← Стандарт электрод потенциалы V^0 камаяди

Kuchlanishlar qatoridan kelib chiqadi:

- ishqoriy va ishqoriy-er metallari H₂O suvdan hamda oksidlovchi xossasini namoyon qilmaydigan kuchli va kuchsiz kislotalardan H₂ siqib chiqaradi (HCl, HBr, HI, H₃PO₄, CH₃COOH, H₂CO₃, H₂S va b.r.) Bu metallar ancha aktiv metallar guruhini hosil qiladi.
- kuchlanishlar qatorida ishqoriy metallar bilan H₂ oralig'ida o'rtacha aktivlikdagi metallar joylashadi, ular kuchli qizdirilgan suv bug'laridan, issiq suvdan va kuchli hamda o'rtacha kuchdagi kislotalardan H₂ siqib chiqaradi.
- kuchlanishlar qatorida H₂ o'ngda kam aktiv (passiv) metallar joylashadi, ular H₂ suvdan va kislotalardan, hatto yuqori temperaturada ham siqib chiqara olmaydilar.
- har bir metall, hamma keyingi (passivroq) metallarni ularning tuzlari, eritmalaridan siqib chiqaradi.

Bundan juda aktiv metallar ishqoriy va ishqoriy-er metallari mustasnodir. Ular passiv metallarning tuzlari eritmalarida tuz bilan emas, balki suv bilan ta'sirlashadilar.

- Oksidlovchi kislotalar (HNO₃ (kons), HNO₃ (suyul), H₂SO₄ (kons)) bilan hamma metallar (Au, Pt, Zr, Rh va boshqalar.) ta'sirlashadilar, ammo bunda vodorod ajralib chiqmaydi.

Metallarning φ^0 algebraik qiymati qanchalik kichik ya'ni kuchlanishlar qatorida qanchalik chaproqda tursa, uning atomlari shunchalik kuchli qaytaruvchilik xossalarini ifoda qiladi va uning ionlari kuchsiz oksidlovchilardir. SHu bilan birga kuchlanishlar qatorida Cs⁺ va Al³⁺ gacha (alyuminiy ham kiradi) turadigan metallarning ionlarining oksidlovchilik xossalari, shunchalik kuchsiz ifodalanganki, hatto ular eritmaları elektrolizda tok bilan ham qaytarilmaydilar (faqat suyuqlanmalari elektrolizida qaytariladilar). SHu sababli bu metallarning kationlari suvli eritmalarda mavjud bo'ladi, ammo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida ishtirok etmaydilar.

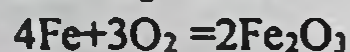
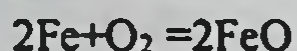
7 bob. Metallarning korroziyalari

Korroziya-metallar va qotishmalarning atrof muhit bilan ta'siri natijasida o'z-o'zidan oksidlanish-qaytarilish jarayonidan emirilishidir.

Korroziya ikkiga bo'linadi- kimyoviy va elektrokimyoviy. Kimyoviy korroziya metallarni atrof-muhitda bo'lgan moddalar bilan o'zaro ta'siri bilan bog'langan. Ishlab chiqarish sharoitida O_2 bilan bir qatorda bunday moddalarga SO_2 , CO_2 , H_2S , NH_3 va boshqalar kiradi. Metallarni gazlar bilan ta'sirlashuvi natijasida bog'liq bo'lgan korroziyaga gazli kimyoviy korroziya deyiladi. Metallarning gazli korroziyasida asosiy hissani kislorod egallaydi. Har xil metallar kislorodga nisbatan har xil barqarorlikka ega bo'ladilar. Ayrim metallar (Al, Cr, Zn, Pb, Sn) havoda zich oksid pardasi bilan qoplanadi, metallar egilganda yoki qizdirilganda bu pardalar buzilmaydi.

Bunday pardalar metallarni oksidlanish yoki suyuqliklar ta'siridan himoya qiladilar va korroziyani keskin sekinlashtiradi.

Boshqa metallarning oksid pardalari (masalan, Fe) yumshoq uqalanib ketadigan, g'ovak, mexanik beqaror mahsulotlardir. Ular metallarni gazlar va suyuqliklar ta'siridan himoya qila olmaydilar. SHuning uchun bunday metallar juda tez korroziyalanadilar. Fe kimyoviy korroziyalanish jarayonini sxematik ravishda quyidagi tenglamalar bilan ko'rsatish mumkin.



Ammo kimyoviy korroziyaga nisbatan elektronlarning metallarni bir qismidan ikkinchi qismiga o'tishi bilan bog'liq elektrokimyoviy korroziya juda katta zarar keltiradi. Kimyoviy korroziya elektrokimyoviy korroziyani yuzaga keltiradi va uni kuchaytiradi.

Elektrokimyoviy korroziya mohiyati

Metallar odatda boshqa metallar va metallmaslar aralashmalaridan iborat bo'ladi. Bunday metallar elektrolit bilan tutashganda (elektrolit bo'lib, havodan adsorbsiyalangan suv va unda hamma vaqt erigan modda ionlari bo'ladi), metall yuzasida ko'plab mikrogalvanik juftlar yuzaga keladi. Bu juftliklarda

aktivroq metall atomi (odatda Fe) anod rolini, passivroq bo'lgani esa - katod rolini o'ynaydi.

- ❖ Katodda O_2 molekularining qaytarilish jarayoni neytral va ishqoriy muhitda boradi yoki kislotali muhitda - N^+ ionlari qaytariladi.
- ❖ Anodda - anod yasalgan metall atomlarining oksidlanishi sodir bo'ladi va Me^{n+} kationlari hosil bo'ladi. Me^{n+} - ionlari elektrolitga o'tadi va ON^- ionlari bilan birikadi, $Me(OH)_n$ gidroksidlarni va boshqa mahsulotlarni hosil qiladi, ularga *zang* deyiladi. Natijada anod rolini o'ynaydigan metall emiriladi.

Nam havoda temirning elektrokimyoviy korroziyalanish sxemasi



Metallarning kuchlanish qatorida metallar bir-birlaridan qancha uzoqroqda joylashgan bo'lsa va atrof-muhit temperaturasi qanchalik yuqori bo'lsa, elektrokimyoviy korroziya tezligi ham shuncha katta bo'ladi.

Toza metallar korroziyaga chidamli. Ammo absolyut toza metall yo'q, hamda har xil sharoitda bo'lganlar har xil elektrolitlar ostida bo'lgan, har xil konsentratsiyali bir xil elektrolitlar ostida bo'lgan bitta metalning alohida qismlarida galvanik juftning hosil bo'lishi natijasida metall va elektrolit (atmosfera namligi) tutashganda hamma vaqt elektrokimyoviy korroziya yuzaga keladi.

Elektrokimyoviy korroziyada katod rolini nafaqat aktivmas metallar hatto elektron qabul qilish qobiliyatiga ega bo'lgan metalmas aralashmalar ham o'ynashi mumkin.

Korroziya – yuz jarayoni bo'lgani uchun metall sirtida yoriq bo'lmasa, metalning ichki qismlarida rivojlanmaydi. SHuning uchun korroziyadan himoyalashning usullaridan biri metall sirtiga metall yoki metalmas qoplamalar qoplashdir.

Metall qoplamalari sifatida *Au, Ag, Ni, Cr, Zn* va boshqa metallarning plyonkalaridan foydalanadi, ular o'zlarining indifferentliklari uchun yoki barqaror oksid plyonkalar hosil qilganliklari sababli korroziyaga kam uchraydilar. Bulardan ayrim metallar (*Au, Ag, Ni, Cr*), himoyalovchilikdan tashqari estetik funksiyalarni bajarib buyumlarga yaxshi tashqi ko'rinish beradi. Metall qoplamalar ikkiga bo'linadi — anod va katod qoplanish.

❖ Agar tayyorlangan buyum himoyalovchi metalga nisbatan passivroq metaldan yasalgan bo'lsa, *anod* qoplanish deyiladi.

❖ Agar aktivroq metaldan yasalgan bo'lsa, *katod* qoplanish deyiladi.

Temirdan yasalgan buyumlar uchun, anod qoplanishda *Zn, Cr* metallari pardalari, katod qoplanishda esa — *Ni, Sn, Ag, Au* pardalari misol bo'ladi. Metallarning butunligi buzilsa (yoriqlar, timalgan), u holda katod qoplanish himoyalamaydi, chunki elektrolit bo'lganda gal'vanik juft yuzaga keladi, eruvchan anod rolini himoyalovchi metall o'ynaydi.

Metallmas qoplanish ham ikki turga bo'linadi — *anorganik* va *organik*. Organik qoplovchilar sifatida laklarning pardalari, bo'yoqlar, plastmassalar, rezinalar, bitumlar, anorganik qoplovchilar sifatida — emallardan foydalaniladi.

Protektorli himoya — himoyalanadigan buyumni o'tkazuvchan *protektor*-ancha aktivroq metall (Al, Mg, Zn) plastinkalari bilan ulashga asoslangan. Korroziya jarayonida protektor anod bo'lib xizmat qiladi va metall buyumlar yoki konstruksiyalarni korroziyalashdan saqlab o'zi buziladi.

Elektrokimyoviy (katodli) himoya himoyalanuvchi buyumni tashqi tok manbasini katodiga ulashga asoslangan bo'lib, buning natijasida buyum katod bo'ladi. Anod rolini yordamchi, oddiy po'latdan yasalgan elektrod (metall bo'lagi) xizmat qiladi va korroziya jarayonida buziladi.

Elektrolit eritmasidan yoki suyuqlanmasidan doimiy elektr toki o'tganda erigan moddaning yoki suyuqlanmaning yoki suvning parchalanishiga olib boradigan elektrodlarda sodir bo'ladigan oksidlanish-qaytarilish jarayoniga elektroliz deyiladi.
 Elektroliz – so'zma-so'z tarjima qilinganda «lisis»-parchalanish, «elektro»-elektr toki bilan demakdir.

1 bob. Elektroliz mexanizmi

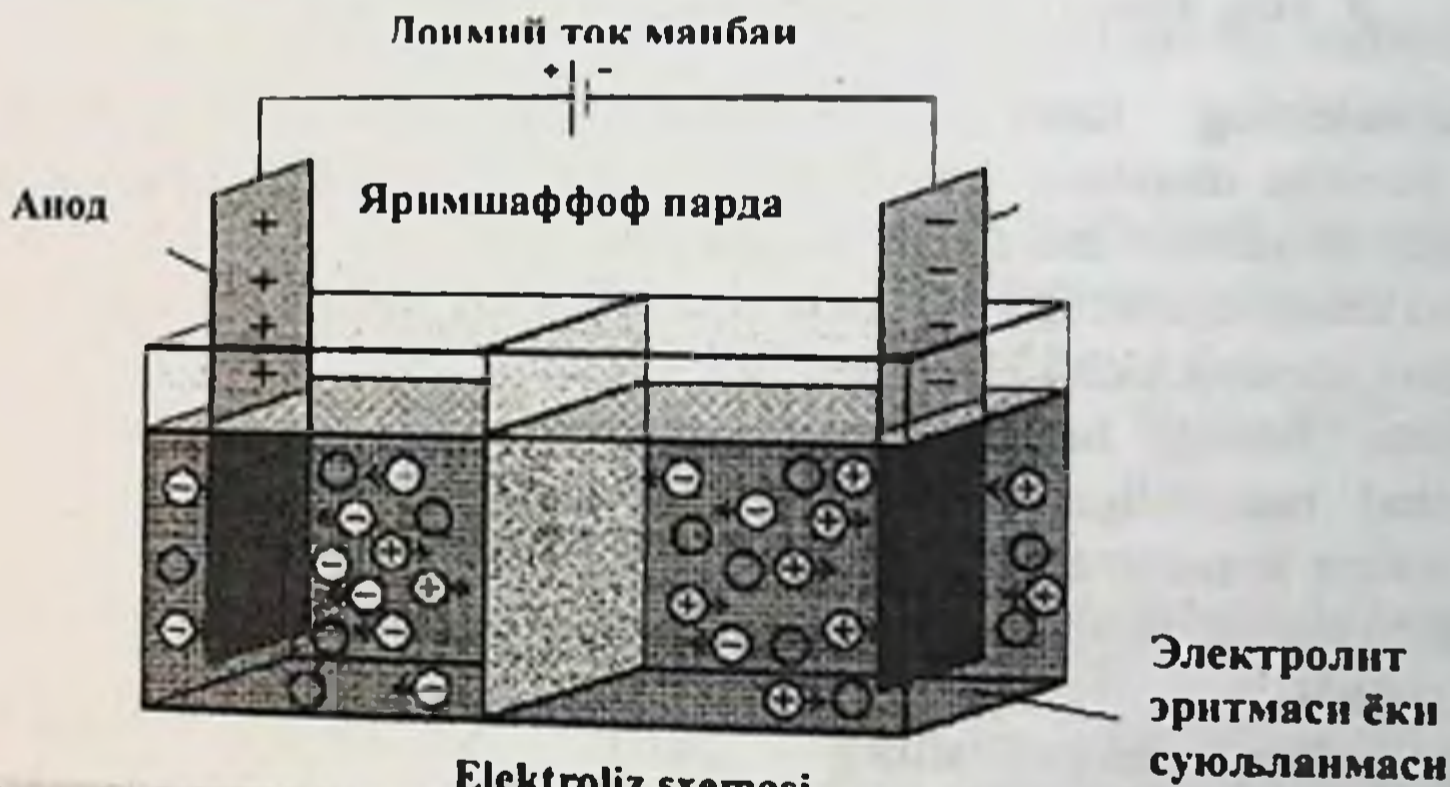
Elektrolizni amalga oshirish uchun maxsus idish, elektrolizyor yoki elektrolitik vanna deb nomlanadigan idish elektrolit eritmasi yoki suyuqlanmasi bilan to'ldiriladi (tuzlar, kislotalar, asoslar, oksidlar) va unga ikkita tok o'tkazadigan plastinka (elektrodlar) tushiriladi. Elektrodlar materiali elektrolitga va elektroliz mahsulotlariga nisbatan inert bo'lishi lozim. Vannada elektrodlar bir-biriga nisbatan ma'lum masofada joylashtiriladi va doimiy tok manbasi klemmasiga ulanadi.

- Musbat klemmaga ulangan elektrodga – anod deyiladi.
- Manfiy klemmaga ulangan elektrodga – katod deyiladi.

Anod klemma oralig'iga yarimo'tkazgich to'siq qo'yiladi, u ionlarni o'tkazadi, ammo molekullarni o'tkazmaydi, ya'ni elektrodli sohasida elektroliz mahsulotlarini ta'sir etishiga chek qo'yilishiga erishiladi. Potensiallar ayirmasi bo'lmaganda elektrolitni eritmasi yoki suyuqlanmasidan hosil bo'ladigan ionlar vannadagi eritma yoki suyuqlanmaning butun hajmida tartibsiz xotik harakatda bo'ladilar. Kuchlanish berilganda har xil zaryadlarning tortilish oqibatidagidek manfiy ionlar musbat zaryadlangan elektrodga (anodga) tortiladilar, musbat ionlar esa manfiy zaryadlangan elektrod (katodga) tomon harakatlanadi.

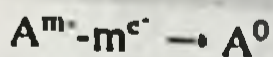
Shundan ionlarning nomlari:

- Anionlar (A^{m-})- anodga tortiladigan ionlar;
- Kationlar (Me^{n+}) katodga tortiladigan ionlar.

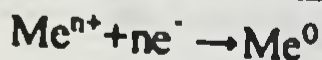


Elektroliz sxemasi

Anodga kelgan anionlar elektronlarini beradi va neytral atomga yoki molekulalarga aylanadilar:



Katodga kelgan kationlar elektronlar olib, neytral atomlarga yoki molekulalarga aylanadilar:



Elektronlarni berish jarayoni oksidlanish, qabul qilish jarayoni qaytarilish deb atalgani uchun eritmadan yoki suyuqlanmadan elektr toki o'tganda:

- * anodda anionlarning (A^{m-} , ON^-) yoki suv molekulasi oksidlanish jarayoni boradi.
- * Katodda kationlarning (M^{n+} , H^+) yoki suv molekulasi qaytarilish jarayoni boradi.

2 bob. Elektrolitlar suyuqlanmalarining elektrolizi

Agar yuqori temperatura bilan bog'liq bo'lgan qiyinchilik hisobga olinmasa suyuqlanmalarining elektrolizi oson boradi: elektrodlarga kuchlanish berilgan daqiqadan boshlab, elektrolitning suyuqlanishidan hosil bo'lgan ionlarning oksidlanish va qaytarilish jarayonlari boradi. Bu jarayonlar elektrod materiallariga va ionlarning tabiatiga bog'liq emas.

Agar suyuqlanmada har xil elektrolitlar ionlarining aralashmasi bo'lsa, u holda ularning elektrodlardagi zaryadsizlanish tartibi ayni sharoitda ularning elektrod potentsiallari (E^0) bilan aniqlanadi:

* anodda anionlar E_0 ortib borishi tartibida oksidlanadilar (ya'ni anodda birinchi bo'lib elektrod potentsiali eng kichik bo'lgan anion oksidlanadi. Masalan, $E^0_{2Cl^-/Cl_2} = -1.395B$, $E^0_{2I^-/I_2} = -0.536B$, birinchi bo'lib xlor ioni, keyin esa yod ioni oksidlanadi).

* katodda kationlar elektrod potentsiallarini E_0 kamayib borishi tartibida qaytariladilar (ya'ni katodda birinchi bo'lib elektrod potentsiali eng katta bo'lgan kation qaytariladi. Masalan, $E^0_{Ag^+/Ag} = 0,79 B$, $E^0_{Cu^{2+}/Cu} = 0,34B$, birinchi bo'lib kumush ioni, keyin esa mis ionlari qaytariladi).

3 bob. Elektrolitlar eritmalarining elektrolizi

Suyuqlanmalarining elektroliziga nisbatan elektrolitlar eritmalarining elektrolizi bir muncha murakkab boradi. Birinchidan, elektrodlardagi jarayonlarni qarab chiqilganda ularda suv molekulasi ishtirok etishini (aynan suv molekulasi N^+ yoki ON^- ionlari emas, chunki suv -kuchsiz elektrolit va N^+ hamda ON^- ionlarining konsentratsiyalari cheksiz kichik) hisobga olish zarur.

Ikkinchidan, bunday hollarda hosil bo'ladigan mahsulot xarakteri ko'p darajada elektrod materialiga, ionlar tabiatiga, hamda elektroliz sharoitiga (temperatura, eritma konsentratsiyasi, rN-muhiti, tok kuchi) va boshqa omillarga bog'liq bo'ladi. Ayniqsa, anod materiali qanday materialdan tayyorlanganligiga katta ta'sir ko'rsatadi.

SHuning uchun elektrolitlarning suvli eritmalarining elektrolizi mahsulotlarini aniqlashda amaldagi qo'yidagi qoidalardan foydalaniladi.

Katoddagi jarayonlar

- Katod materialiga bog'liq emas, ammo metallning kuchlanishlar qatoridagi o'rniga bog'liq.

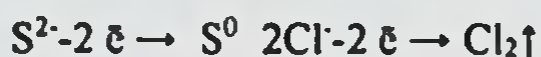
- Birinchi navbatda kuchlanishlar qatorida N_2 dan o'ngda joylashgan kam aktiv metallar kationlari qaytariladi.
 $Me^{n+} + ne \rightarrow Me^0$
- O'rtacha aktivlikdagi metallarning kationlari, kuchlanishlar qatorida Al va N_2 oralig'ida turgan metallar suv molekulasiga bilan birgalikda qaytariladilar va katodda bir vaqtning o'zida ikkita jarayon boradi.
 1. $Me^{n+} + ne \rightarrow Me^0$
 2. $2N_2O + 2e \rightarrow N_2 + 2ON^-$
- Aktiv metallarning kationlari Li dan Al gacha (alyuminiyni ham qo'shib) suvli eritmalarining elektrolizida metall kationlari qaytarilmaydi. Bu holda katodda N_2O molekulari qaytariladi:
 $2N_2O + 2e \rightarrow N_2 + 2ON^-$
- Kislotalarning eritmaları elektrolizida katodda H^+ ionlari qaytariladi:
 $N^+ + e \rightarrow N^0$
- N^0 - atomlari birdaniga N_2 molekulasiga birlashadi, shuning uchun N^+ ionlarning qaytarilish jarayonini quyidagi ko'rinishda yoziladi:
 $2N^+ + 2e \rightarrow N_2 \uparrow$
- Agar eritmada har xil kationlar bo'lsa, ular E^0 qiymatlari kamayishi tartibida qaytariladi.
- dastlab kam aktiv metallarning kationlari qaytariladi.
- keyin o'rtacha aktivlikdagi metallarning kationlari N_2O molekulari bilan birgalikda qaytariladi,
- eng oxirgi navbatda N_2O molekulari qaytariladi (kislotali muhitda N^+ ionlari).

Elektrolitlarning suvli eritmaları elektrolizida katodda sodir bo'ladigan jarayonlar.

O'rtacha aktivlikdagi metallarning kationlari	Aktiv metallarning kationlari
$Mn^{2+}, Zn^{2+}, Cr^{3+}, Fe^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}$ Suv molekulasiga bilan birgalikda qaytariladi. $Me^{n+} + n e \rightarrow Me^0$ $2H_2O + 2 e \rightarrow H_2 \uparrow + 2OH^-$	$Li^+, Cs^+, Rb^+, K^+, Ba^{2+}, Ca^{2+}, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}, NH_4^+$ qaytarilmaydilar. H_2O molekularining qaytarilishi boradi. $2H_2O + e \rightarrow H_2 \uparrow + 2OH^-$
Vodorod kationlari H^+ Faqat kislotalarning eritmaları elektrolizida qaytariladi $2H^+ + 2 e \rightarrow H_2$	Kam aktiv metallarning kationlari $Cu^{2+}, Hg^{2+}, Ag^+, Pt^{2+}, Au^{3+}$ Faqat metall kationlari qaytariladi $Me^{n+} + n e \rightarrow Me^0$

Anoddagi jarayonlar

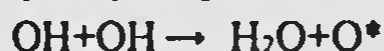
- Anod materialiga va anion tabiatiga bog'liq. Agar anod erimaydigan (inert), ya'ni ko'mir, grafit, platina yoki oltindan bo'lsa, u vaqtda
- birinchi navbatda unda kislorodsiz kislotalarning anionlari (G^{m-} boshqasi) oksidlanadi.
 $2J^{m-} - 2e \rightarrow J_2$ $2Br^- - 2e \rightarrow Br_2$



- oksikislotalarning anionlari (SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} ...) va F'suvli eritmalarning elektrolizida oksidlanmaydilar. Anodda N_2O molekulasining oksidlanish jarayoni boradi:



- ishqor eritmalarining elektrolizida anodda OH^- ionlari oksidlanadi:

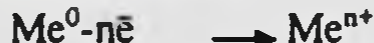


- O atomlari birdaniga o'zaro birikib O_2 molekulasini hosil qiladi, shuning uchun OH^- ionlarning oksidlanish jarayonini quyidagicha yozadilar:



- eritmada har xil anionlar ishtirok etsa, ular E^0 ortib borishlari tartibida oksidlanadilar;
- dastlab kislorodsiz kislotalarning anionlari oksidlanadilar J^- , Br^- , S^{2-} , Cl^- (F'dan boshqalar);
- keyin N_2O molekulari oksidlanadilar (ishqoriy muhitda - OH^- ionlari);
- oksikislotalarning ionlari (SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} ...) va F'eritmada o'zgarishsiz qoladilar.

Agar anod eruvchan (aktiv), ya'ni Cu, Ag, Zn, Ni, Fe va boshqa metallardan (Pt va Au boshqa) tayyorlangan bo'lsa, anion tabiatiga bog'liq bo'lmagan holda hamma vaqt anod tayyorlangan metall atomlarining oksidlanishi boradi:



Bunda hosil bo'ladigan Me^{n+} kationlari eritmaga o'tadi. Anod massasi kamayadi, shundan uning nomlanishi eruvchan degan nom olingan. Kislota qoldiqlari (anionlar) eritmada qoladi.

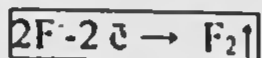
Elektrolitlarning suvli eritmaları elektrolizida anodda sodir bo'ladigan jarayonlar.

Anod erimaydi (inert)	
Kislorodsiz kislotalarning anionlari J^- , Br^- , S^{2-} , Cl^- Oksidlanadilar $A^{m-} - me \rightarrow A^0$	Oksikislotalarning anionlari SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} ... N_2O molekulari oksidlanadi $2H_2O - 4e \rightarrow O_2 \uparrow + 4H^+$
OH^- anionlar Faqat ishqor eritmalarining elektrolizida oksidlanadilar $4OH^- - 4e \rightarrow O_2 \uparrow + 2H_2O$	F^- anionlari N_2O molekulari oksidlanadi $2N_2O - 4e \rightarrow O_2 \uparrow + 4H^+$
Anod eruvchan (aktiv)	
Anionlar oksidlanmaydi. Metall anod atomlarining oksidlanishi boradi: $Me^{n+} + n e \rightarrow Me^0$. Me^{n+} kationlari eritmaga o'tadi. Anod massasi kamayadi.	

E'tibor bering.

Tokning oksidlovchi-qaytaruvchi ta'siri kimyoviy oksidlovchi va qaytaruvchilar ta'siriga nisbatan bir necha bor kuchlidir.

Masalan, biron-bir kimyoviy oksidlovchi G^- anionini oksidlay olmaydi. Bu faqat floridlarning suyuqlanmalari elektrolizida amalga oshadi.



- Elektrolizda elektr zaryadining saqlanish qonuni bajariladi: anodda anionlar bergan elektronlar soni, katodda kationlar qabul qilgan elektronlar soniga teng bo'ladi.
- Elektrolizda hamma miqdoriy hisoblar elektroliz sxemasi asosida tuzilgan molekulyar tenglama bo'yicha yoki Faradey qonuni bilan olib boriladi.

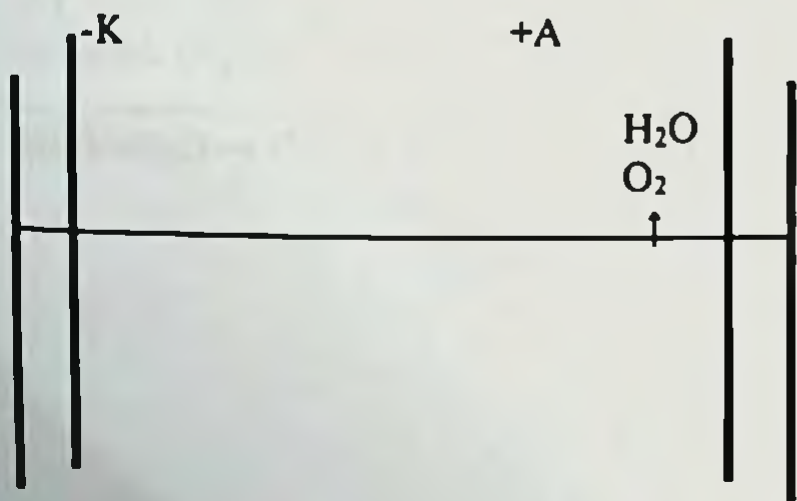
$$m = k \cdot I \cdot \tau$$

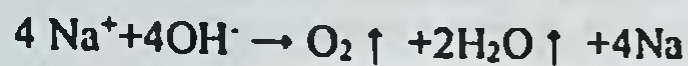
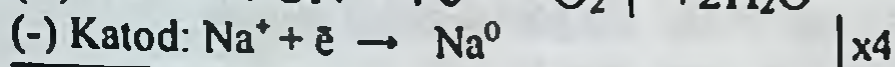
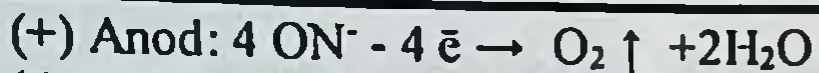
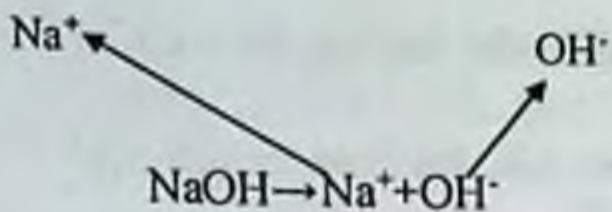
- bu erda m - elektrodning birida ajralib chiqqan modda massasi, k -moddaning elektrokimyoviy ekvivalenti, I - tok kuchi, τ - vaqt.
- Elektroliz sxemasini tuzishda:
 - ❖ elektrolitlarning dissotsiatsiya tenglamasi yoziladi va elektrodalarda ionlar qanday ketma-ketlik tartibda zaryadsizlanishi aniqlanadi;
 - ❖ anod va katoddagi jarayonlarni tenglamalari yoziladi va qisqa ko'paytuvchi qoidasi asosida bergan va qabul qilgan elektronlar soni tenglashtiriladi;
 - ❖ olingan tenglamalar qo'shiladi va elektrolizning ion-molekulyar tenglamasi olinadi;
 - ❖ ion-molekulyar tenglamasi asosida elektrolizning molekulyar tenglamasi tuziladi.
 - ❖ tenglamaning chap va o'ng tomonidagi o'xshash ionlar qisqartiriladi;
 - ❖ agar tenglamaning o'ng va chap tomonida N^+ va ON^- , Na^+ va Cl^- kabi har xil ionlar bo'lsa, ular neytral molekullarga (N_2O , $NaCl$) birlashtiriladi;
 - ❖ agar ionlarni qisqartirish yoki neytral molekullarga birlashtirish imkoni bo'lmasa, tenglamani ikkala tomoniga elektrolitik vannada mavjud bo'lgan qarama-qarshi zaryadli bir xil sondagi ionlardan neytral molekullar hosil bo'lguncha qo'shiladi.

Elektrolizning molekulyar tenglamasi va sxemasi asosida qaysi moddalar parchalanishini, katod va anodda qanday moddalar ajralishini va elektrolizyorda qanday moddalar qolishi aniqlanadi.

- Agar elektrolizni molekulyar tenglamasini yozib bo'lmasa (chap va o'ng tomondagi hamma ionlar va molekullar qisqaradi), bunday elektroliz anodning erishini va anod moddasini katodga o'tishini bildiradi.
- eng aktiv metallarning kationlari Li^+ da Al^{3+} gacha, Al^{3+} o'zi ham kiradi, hamda oksikislotalarning (SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , MnO_4^- va boshqa) va F^- anionlari faqat suyuqlanmalarining elektrolizida elektrodalarda zaryadsizlanadilar.
- Me^{n+} kationlari neytral atomlarga Me^0 qaytarilgandan keyin odatda katodda yupqa parda ko'rinishida chiqadilar. Bundan galvanotexnikada metallarni korroziyadan saqlashda bir metallni boshqa metall bilan qoplashda hamda zargarlikda (oltinlash, kumushlash va xromlashda) ishlatiladi.

4 bob. Elektrolizga misollar NaOH suyuqlanmasi elektrolizi

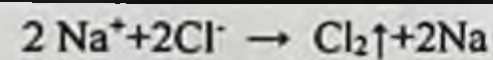
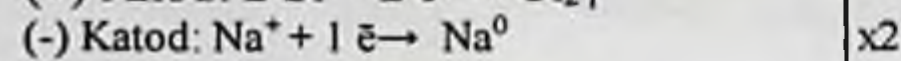
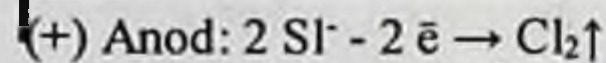
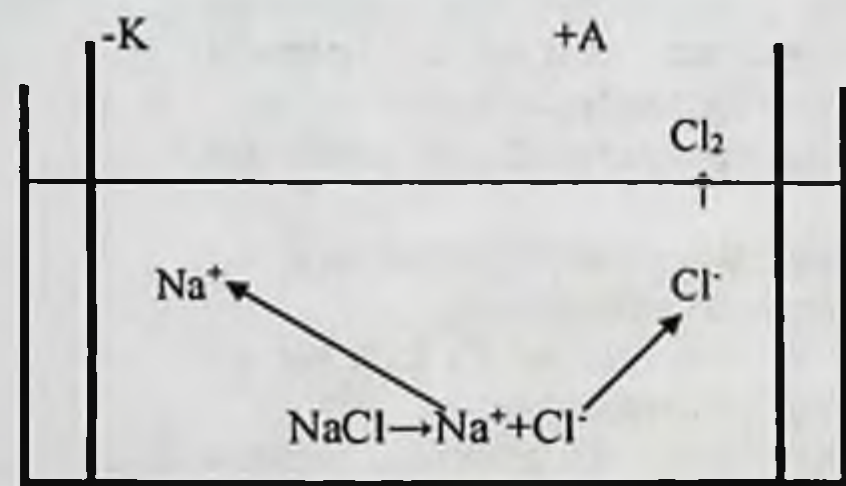




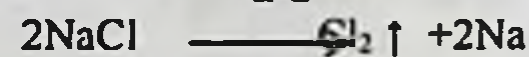
elektroliz



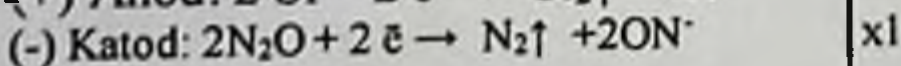
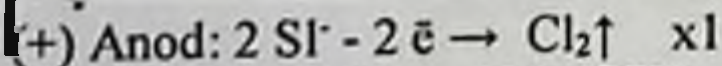
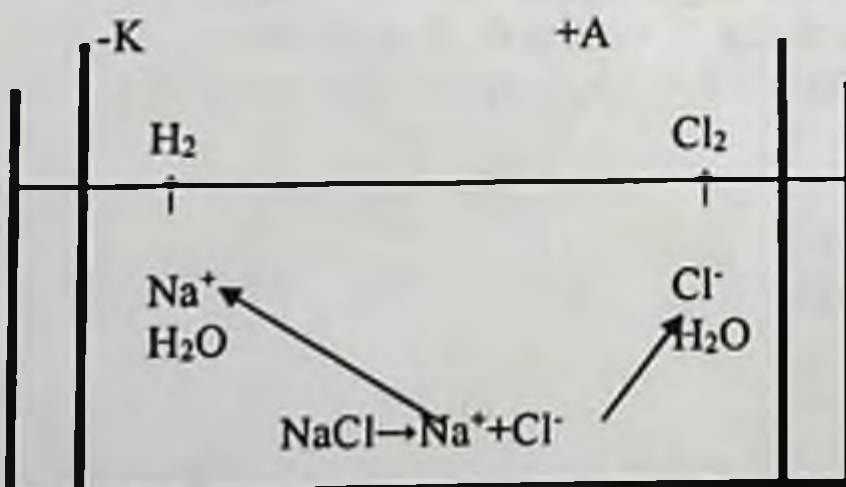
NaCl suyuqlanmasi elektrolizi

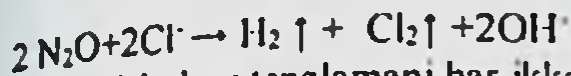


el-z

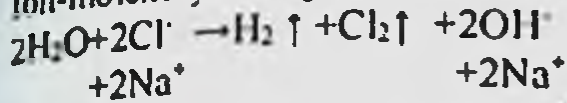


NaCl eritmasi elektrolizi (anod inert)





Ion-molekulyar tenglamani har ikkala tomoniga Na^+ kationini qo'shib:

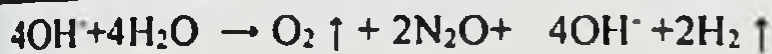
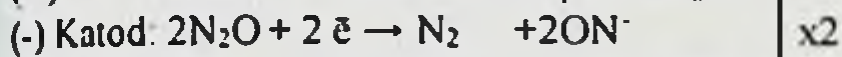
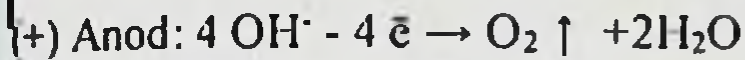
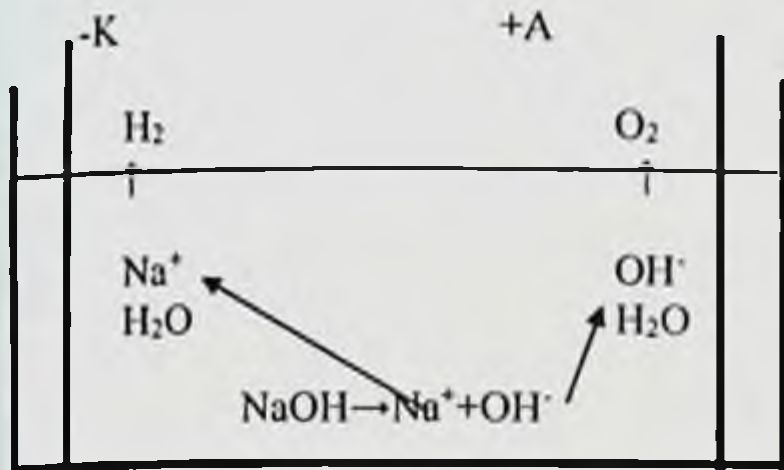


Elektrolizni molekulyar tenglamasini yozamiz:

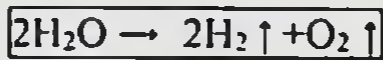


Demak, NaCl eritmasi elektroliz qilinganda: erigan modda NaCl ni va erituvchi H_2O ning parchalanishi sodir bo'ladi. Katodda H_2 , anodda esa Cl_2 ajraladi. Elektrolizyoming katod sohasida NaOH to'planadi.

NaOH eritmasi elektrolizi (anod inert)

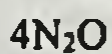
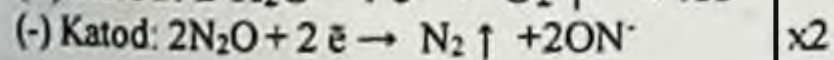
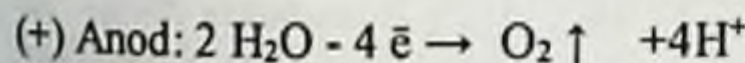
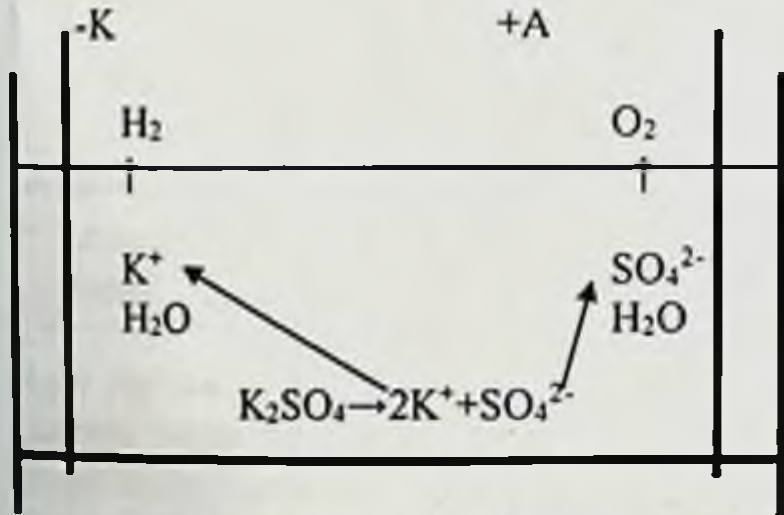


Tenglamani chap va o'ng tomonidagi ON^- ionlari va N_2O molekullari qisqartirilgandan keyin quyidagi tenglamani yozamiz:



bundan NaOH eritmasi elektrolizi suvning elektroliziga olib keladi. Eritmada NaOH konsentratsiyasi ortadi.

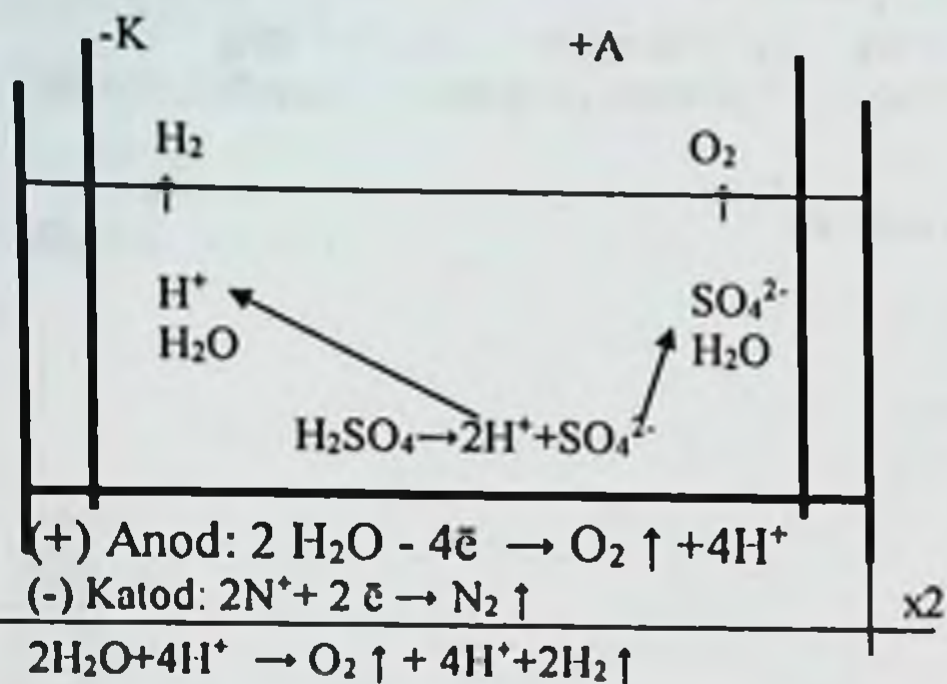
K_2SO_4 eritmasi elektrolizi (anod inert)



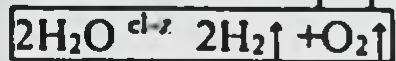
Suv molekulari qisqartirilgandan so'ng elektrolizni molekulyar tenglamasini yozamiz:

$2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{elektroliz}} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ bundan K_2SO_4 eritmasi elektrolizi suvning parchalanishiga olib keladi. Eritmada tuzning konsentratsiyasi ortadi.

H_2SO_4 eritmasi elektrolizi (anod inert)

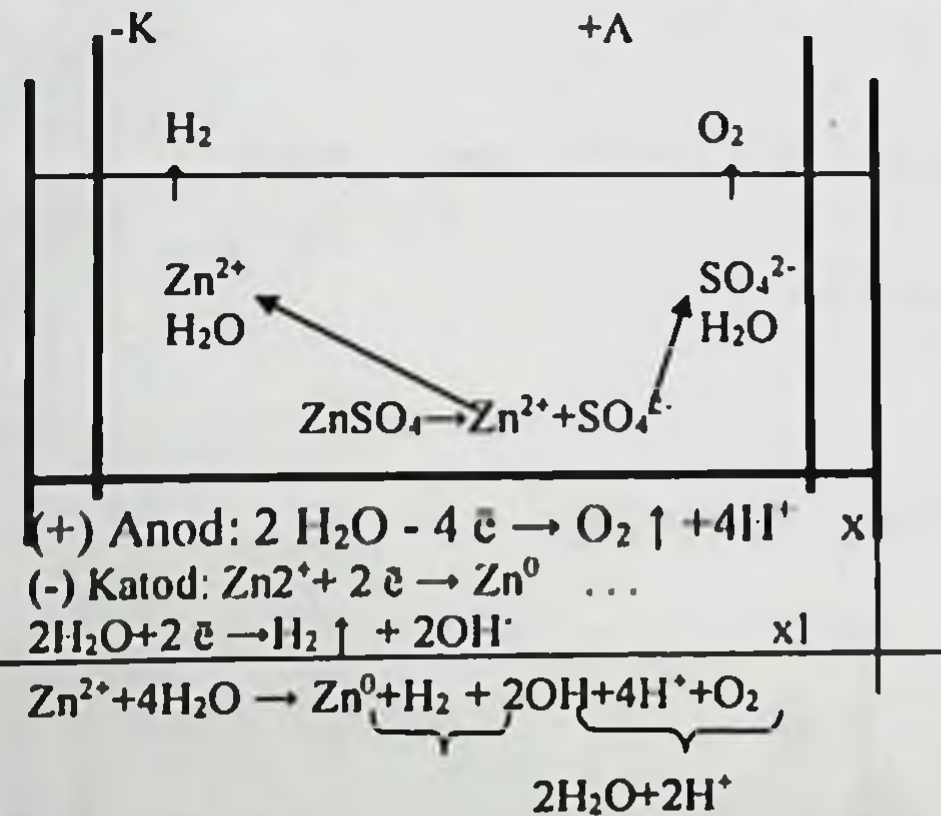


vodorod ionlari qisqargandan keyin yozamiz:

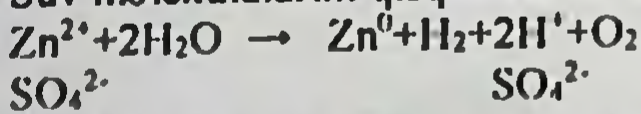


Sulfat kislota eritmasi elektrolizi suvning parchalanishiga olib keladi. Eritmada H_2SO_4 konsentratsiyasi ortadi.

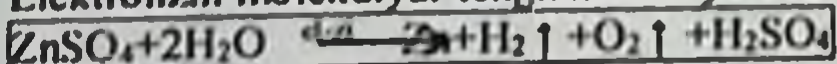
ZnSO_4 eritmasi elektrolizi (anod inert)



Suv molekularini qisqartirib va tenglamani ikkala tomoniga SO_4^{2-} ionlarini qo'shib:

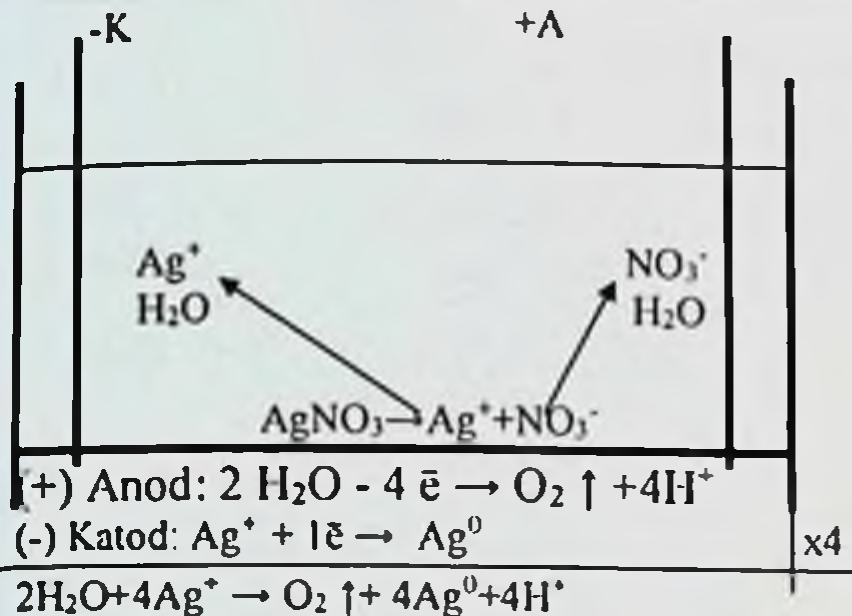


Elektrolizni molekulyar tenglamasini yozamiz:

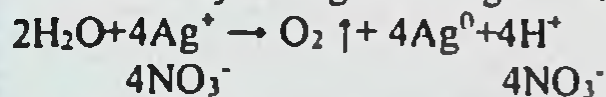


Bundan ZnSO_4 eritmasi elektrolizi erigan modda (ZnSO_4) ni va erituvchini H_2O parchalanishiga olib keladi. Katod Zn parda bilan qoplanadi va anod sohasida H_2SO_4 to'planadi.

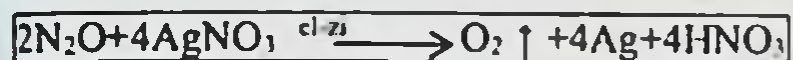
AgNO₃ eritmasi elektrolizi (anod inert)



Ion molekulyar tenglamaning ikkala qismiga NO₃⁻ anionini qo'shib:



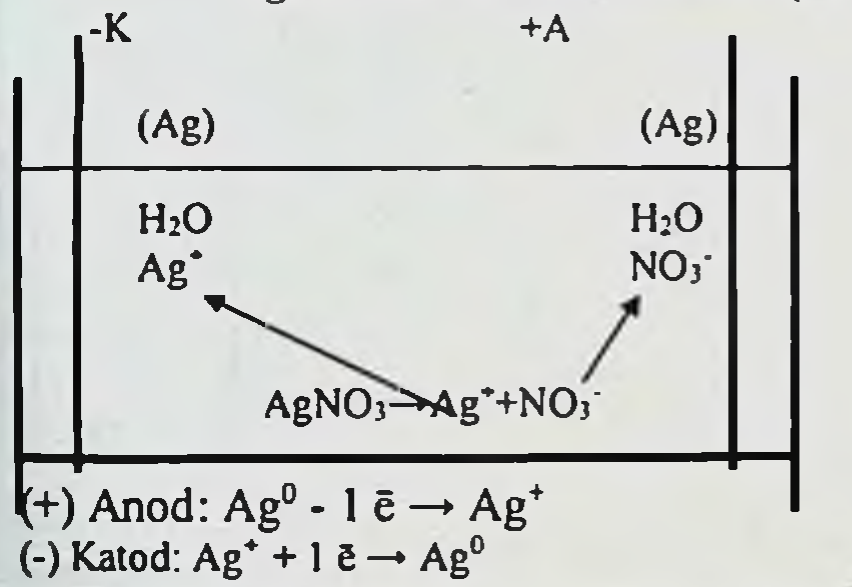
Elektrolizni molekulyar tenglamasini yozamiz:



Demak, kumush nitrat tuzi eritmasi elektrolizida erigan modda (AgNO₃) va erituvchi molekulasini (N₂O) parchalanishi sodir bo'ladi.

Katodda kumush chiqadi va anod sohasida HNO₃ to'planadi.

AgNO₃ eritmasi elektrolizi (anod eruvchan –Ag metalidan)



Hamma ionlar qisqargani uchun kumush nitrat eritmasi elektrolizini molekulyar tenglamasini tuzish mumkin emas.

Bu AgNO₃ eritmasini Ag anod bilan elektrolizi kumushni anoddan katodga o'tish jarayonini bildiradi.

THE DIFFERENTIAL EQUATION



14 bo'lim. KIMYOVIY REAKSIYALAR TEZLIGI.
KIMYOVIY MUVOZANAT

Ibob. Kimyoviy reaksiyalar tezligi

Kimyoviy reaksiyalar bir jinsli muhitda (masalan, gazlararo yoki eritmalararo), yoki ko'p jinsli muhitda (masalan, gazlar bilan qattiq moddalar orasida) boradi. Birinchi holga gomogen reaksiyalar deyiladi va ular reagentlar bilan to'ldirilgan butun hajmda, ikkinchi holga geterogen reaksiyalar deyiladi. Ular moddalarning tegib turgan yuzalarida, fazalar bilan chegaralangan yuza sirtlarda boradi.

Gomogen reaksiyalarning tezligi hajm birligidagi vaqt birligida reaksiyaga kirishayotgan yoki reaksiya natijasida hosil bo'lgan modda miqdori bilan aniqlanadi.

$$V_{\text{gomog}} = \pm \frac{\Delta \nu}{V \Delta \tau} \quad (1)$$

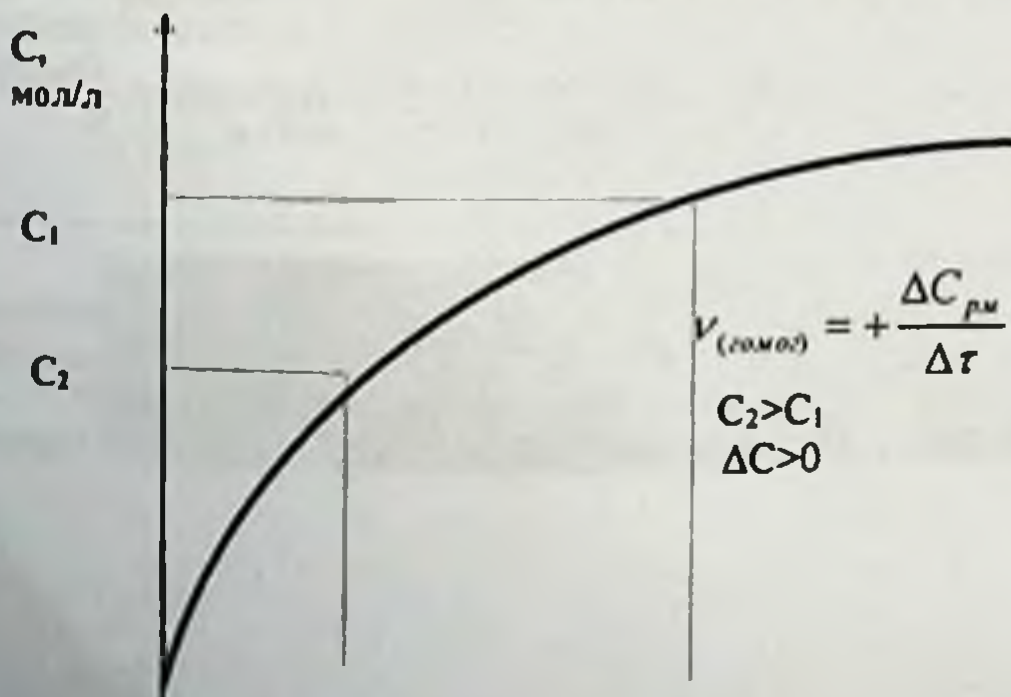
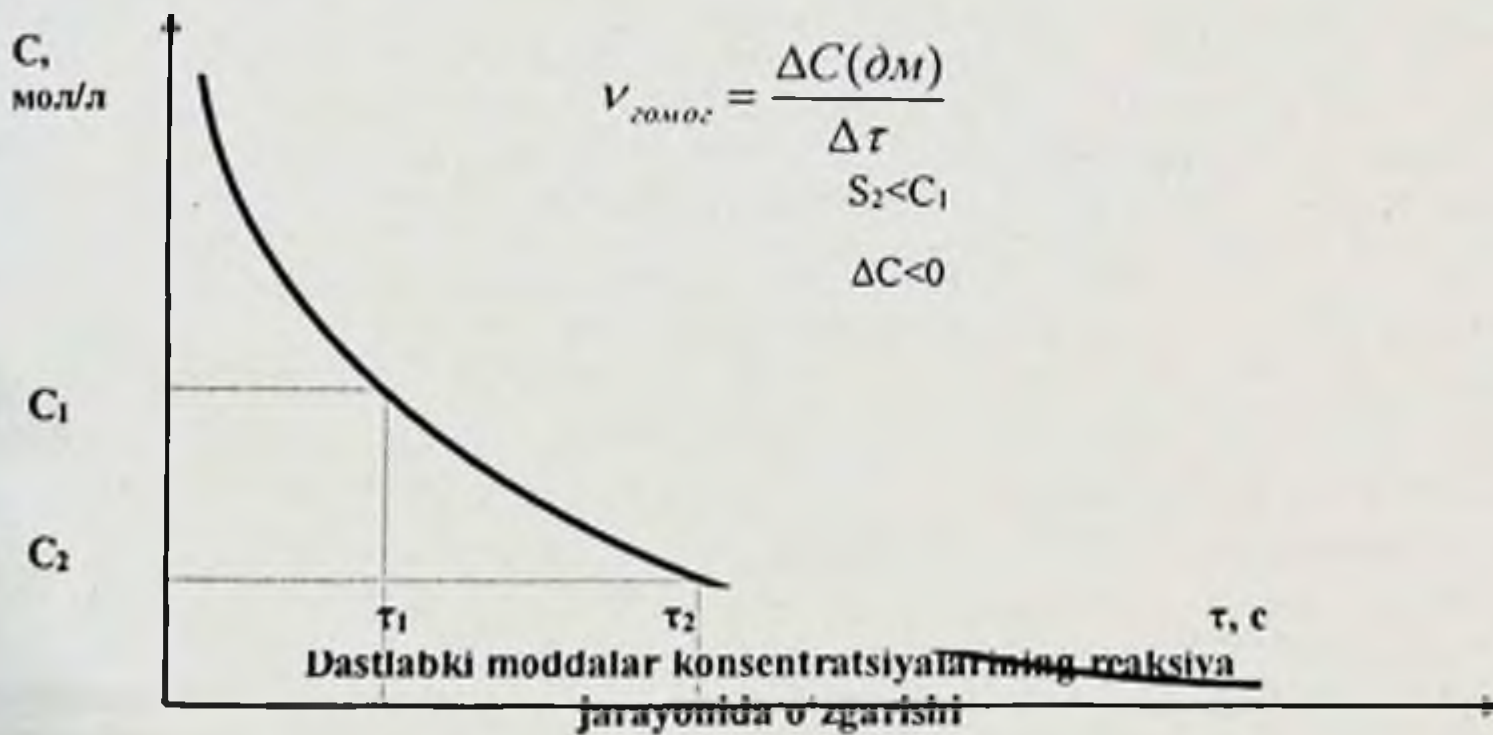
Bu erda $\Delta \nu = \nu_2 - \nu_1$ modda miqdorining o'zgarishi, V -sistema hajmi (eritma, ta'sirlashayotgan gazlar aralashmasi) $\Delta \tau$ -vaqt oralig'i.

Bundan $\frac{\nu}{V} = Cm, a... \frac{\Delta \nu}{V} = \Delta Cm$, bu erda ΔCm -molyar konsentratsiyalarning o'zgarishi, u holda gomogen kimyoviy reaksiyaning tezligini vaqt birligida dastlabki moddalar yoki reaksiya mahsulotlarining molyar konsentratsiyalarini o'zgarishi asosida aniqlash mumkin.

$$V_{\text{gomog}} = \pm \frac{\Delta Cm}{\Delta \tau} \quad (2)$$

Modomiki, molyar konsentratsiyani mol/l da, vaqtni sekundlarda ifodalangani uchun gomogen kimyoviy reaksiyalarning tezligini $\frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{s}}$ eku $\frac{\text{mol}}{\text{m}^3 \cdot \text{s}}$ larda o'lchanadi.

Vaqt o'tishi bilan dastlabki moddalar konsentratsiyalarining konsentratsiya-vaqt koordinatasida grafik ravishda quyidagicha ifodalanadi:



τ_1 τ_2 τ, c

Reaksiya mahsulotlari konsentratsiyalarining reaksiya jarayonida o'zgarishi

Geterogen reaksiyalarning tezligini vaqt birligida, faza chegara sirti birligida reaksiyaga kirishgan yoki reaksiya natijasida hosil bo'lgan moddalar miqdori bilan aniqlanadi.

$$V_{\text{geterog}} = \pm \frac{\Delta v}{S \cdot \Delta \tau} \quad (3)$$

bu erda S-fazalar yuzasi sirti maydoni, geterogen kimyoviy reaksiyalar tezligi mol/m²·s da o'lchanadi.

Kimyoviy reaksiya tezligini aniqlashda reaksiyaga kirishayotgan moddalarning qaysi biri to'g'risida so'z borayotgani hech qanday ahamiyatga ega emas, chunki ularning hammasi reaksiya tenglamasi bilan bog'langan va ularning bittasini miqdorini yoki konsentratsiyasini ekvivalent ravishda o'zgarishiga olib keladi.

Agar kimyoviy reaksiya tezligini dastlabki moddalarning birortasini konsentratsiyasini yoki miqdorini o'zgarishiga qarab baholansa, u holda (1-3) formulalarda kasr oldiga minus ishorasi qo'yiladi. Chunki, bu holda bo'linuvchi manfiy qiymatga ($\Delta S < 0$, $\Delta v < 0$, chunki $S_2 < S_1$ va $v_2 < v_1$) ega bo'ladi reaksiya tezligi musbat qiymatdir. Bundan tashqari, esda tutish lozimki, modda konsentratsiyasi sistema hajmiga bog'liq, shuning uchun (1) va (2) formulalar sistemasi hajmi doimiy bo'lgandagina haqiqiydir.

Kimyoviy reaksiyalarning tezliklari qiymatlari o'zgarmas kattalik emas: vaqt o'tishi bilan vaqtning boshlang'ich paytidagi maksimal qiymatidan nolgacha kamayib boradi agar reaksiya qaytmas bo'lsa yoki ma'lum bir qiymatgacha kamayadi, agar reaksiya qaytar bo'lsa.

Shuning uchun (1-3) formulalar bo'yicha aniqlangan v – qiymatlari $\Delta \tau$ vaqt oralig'ida o'rtacha qiymatdir. Biroq kimyoviy kinetikada ko'pincha kimyoviy reaksiyalarning o'rtacha qiymatlari qaralmasdan bir lahzali (oniy) tezlik, ya'ni ayni daqiqadagi reaksiya tezligi qaraladi. Homogen reaksiyalarning oniy tezligi quyidagi formula bilan aniqlanadi:

$$V_{\text{oniy (gomog)}} = \lim_{\Delta \tau \rightarrow 0} \frac{\Delta c}{\Delta \tau} = c'(\tau) \quad (4)$$

2 bob. Reaksiyalar tezligining turli omillarga bog'liqligi

Kimyoviy reaksiya tezligi bog'liq:

- reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalariga;
- temperaturaga;
- reaksiyaga kirishuvchi moddalar tabiatiga (aktivlanish energiyasi);
- bosimga (reaksiyalarda gazlar ishtirok etsa);
- moddalarning maydalanish darajasiga (qattiq moddalar ishtirokida boradigan reaksiyalarda);
- har xil turdagi nurlanishlar (ko'rinuvchan nur, ultrabinafsha va infraqizil nurlanishlar, rentgen nurlari);
- katalizatorning ishtirokiga.

Demak umumiy holda:

aktivlanish energiyasi qanchalik kichik bo'lsa, konsentratsiya, bosim, temperatura va reaksiyaga kirishayotgan moddalar qanchalik maydalangan bo'lsa, hamda reaksiya katalizator ishtirokida borsa yoki biron-bir nurlanish ta'sir ettirilsa kimyoviy reaksiya tezligi shunchalik katta bo'ladi.

Reaksiya tezligini reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalariga bog'liqligi massalar ta'siri qonuni bilan ifodalanadi:

O'zgarish temperaturada kimyoviy reaksiyalarning tezligi reaksiya tenglamasidagi reaksiyaga kirishayotgan moddalar formulalaridagi stexiometrik koeffitsientlariga teng darajalarida olingan moddalar konsentratsiyalarining ko'paytmasiga to'g'ri proporsionaldir.

$n \cdot A + m \cdot B = q \cdot D$ reaksiyasi uchun massalar ta'siri qonuni quyidagi ko'rinishga ega bo'ladi:

$$V = k \cdot C_{(A)}^n \cdot C_{(B)}^m,$$

bu erda k -proporsionallik koeffitsienti, ayni kimyoviy reaksiya tezlik konstantasi deyiladi.

$S_{(A)}$, $S_{(V)}$ - reaksiyaga kirishayotgan A va V moddalarning molyar konsentratsiyalari.

Kimyoviy reaksiyalarning tezlik konstantasi reaksiyaga kirishayotgan moddalar konsentratsiyalariga bog'liq emas, aksincha reaksiyaga kirishayotgan moddalar tabiatiga va reaksiyaning borish sharoiti (temperatura, bosim, katalizator ishtiroki) bilan aniqlanadi. Berilgan sharoitda borayotgan aniq reaksiya uchun tezlik ta'sirlashayotgan moddalar konsentratsiyalarining ko'paytmasiga to'g'ri proporsionaldir, reaksiya tenglamasidagi bu moddalar formulalaridagi stexiometrik koeffitsientlariga teng darajalarda olingan.

Tezlik konstantasi doimiy kattalikdir. Agar reaksiyaga kirishuvchi moddalar gazlar bo'lsa, massalar ta'siri qonunini gazlarning parsial bosimlari orqali yozish mumkin¹.

$$V = K \cdot P_{(A)}^n \cdot P_{(B)}^m,$$

Massalar ta'siri qonuni kimyoviy kinetikaning asosiy qonuni hisoblanadi. U gomogen (bir jinsli) suyuq yoki gaz muhitida boradigan reaksiyalar uchun qo'llaniladi.

Geterogen (ko'p jinsli) reaksiyalarda massalar ta'siri qonuni faqat gazsimon moddani hisobga oladi:

Masalan, quyidagi reaksiya uchun:

$4Fe_{(k)} + 3O_{2(g)} = 2Fe_2O_{3(k)}$ massalar ta'siri qonuni $V = kC_{(O_2)}^3$ yoki

$V = kP_{(O_2)}^3$ ko'rinishida yozilishi mumkin.

Reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentratsiyalarining ortishi bilan reaksiya tezligining ortishi to'qnashishlar nazariyasi bilan tushuntiriladi, bunga asosan kimyoviy reaksiyalar, ta'sirlashayotgan moddalar molekullari to'qnashganda boradi, garchi har bir to'qnashishlar kimyoviy reaksiyaning ortishi bilan (gazlar uchun bosimni) to'qnashishlar soni ortadi, natijada kimyoviy reaksiya tezligi ham ortadi.

Kimyoviy reaksiya tezligining temperaturaga bog'liqligini Vant-Goff qoidasi aniqlaydi:

ko'pchilik kimyoviy reaksiyalarning tezliklari temperatura har 10^0S ga oshirilganda 2-4 marta ortadi.

Vant-Goff qoidasining matematik ifodasi:

$$V_{t_2} = V_{t_1} \gamma^{10} \quad \text{— bu erda } \gamma = 2-4 \text{ kimyoviy reaksiya tezligining temperatura koeffitsienti,}$$

temperatura 10^0S ga oshirilganda reaksiya tezligi qanday o'zgarishini ko'rsatadi (masalan, agar ayrim reaksiyalar uchun $\gamma = 3$ bo'lsa, bu temperatura 10^0S ga ko'tarilganda reaksiya tezligi 3 marta ortishini va aksincha (temperatura 10^0S ga kamayganda reaksiya tezligi 3 marta kamayishini bildiradi).

V_{t_2} , V_{t_1} , t_1 va t_2 temperaturalarga muvofiq kimyoviy reaksiyalar tezligi.

¹ Gazlar aralashmasining umumiy bosimining qanday qismini ayni gaz hissasiga tuzgiri kelishini kursatadigan bosimga parsial bosim deyiladi. Parsial bosim ayni gaz bitta uzi gazlar aralashmasiga teng hajmining egallaganda kursatadigan bosimga tengdir.

Kimyoviy bir-birlari bilan ta'sirlashmaydigan gazlar aralashmasining bosimni ularning parsial bosimlari yigindisiga teng (Dальтон qonuni).

Reaksiyaning borish vaqti tezlikka teskari proporsional bo'lgani uchun (kimyoviy reaksiya tezligi qanchalik yuqori bo'lsa, u shunchalik tez boradi). Vant-Goff qoidasini quyidagi ko'rinishda yozish mumkin:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

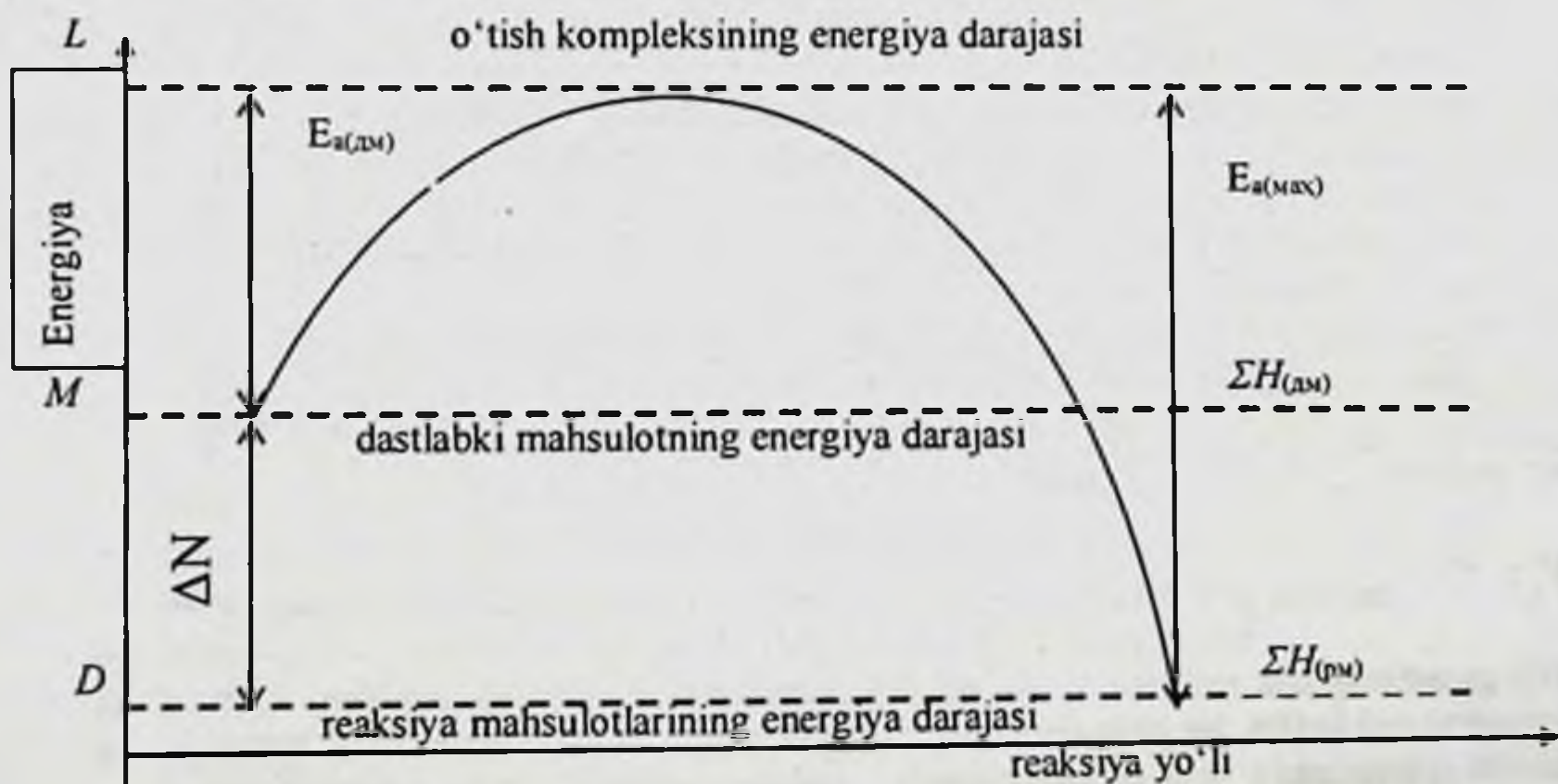
bu erda τ_1 va τ_2 - t_1 va t_2 temperaturalarga muvofiq reaksiyaning borish vaqti.

Temperaturaning ortishi bilan kimyoviy reaksiya tezligining ortishini birinchi qarashda harakatlanayotgan molekulalarning hayotiy tezlanishlarini ortishi bilan va natijada, vaqt birligida to'qnashishlar sonini ortishi bilan tushuntirish mumkin. Biroq hisoblashlar ko'rsatadiki, temperaturani 100°S ga ko'tarilganda to'qnashishlar soni bor yo'g'i 1, 2 marta ortadi, bu vaqtda kimyoviy reaksiya tezligi ming marta ortadi.

Temperaturaning ortishi bilan kimyoviy reaksiya tezligining keskin ortishini aktivlanish nazariyasi tushuntiradi. Bunga muvofiq to'qnashganda kimyoviy reaksiyaga faqat aktiv molekular kirishadi, ya'ni boshqa molekulalarga nisbatan ayrim ortiqcha ta'sirlashish uchun etadigan energiyaga ega bo'lgan molekulalargina kimyoviy reaksiyaga kirishadilar. Qachonki ularga tashqaridan ayrim ortiqcha energiya berilsa molekular aktivlashadi, bu energiyaga aktivlanish energiyasi - $E_{akt.}^1$ deyiladi. Molekulalarni aktivlashtirishning usullaridan biri temperaturani oshirishdir.

Temperaturaning ortishi bilan aktiv molekular soni keskin ortadi, natijada deyarli har bir molekulalarning to'qnashishi ularning ta'sirlashuviga olib kelganligi uchun kimyoviy reaksiya tezligi ham keskin ortadi.

Dastlabki moddalarning aktivlanishi nazariyasi nuqtai nazaridan avval beqaror o'tuvchan komplekslar hosil bo'ladi, uning energiyasi α bo'lsin. Bunga $E_{a(das)}$ ² aktivlanish energiyasi sarflansin va sistema energiyasi M ga teng bo'lgan qiymatga orsin. Keyin hosil bo'lgan reaksiya mahsuloti o'tuvchan kompleksining parchalanish va L D energiyaning chiqishi sodir bo'lsin, bu energiya teskari jarayon energiyasiga, ya'ni reaksiya mahsulotlarining aktivlanish energiyasi $E_{a(r.m)}$ ga son jihatdan teng.

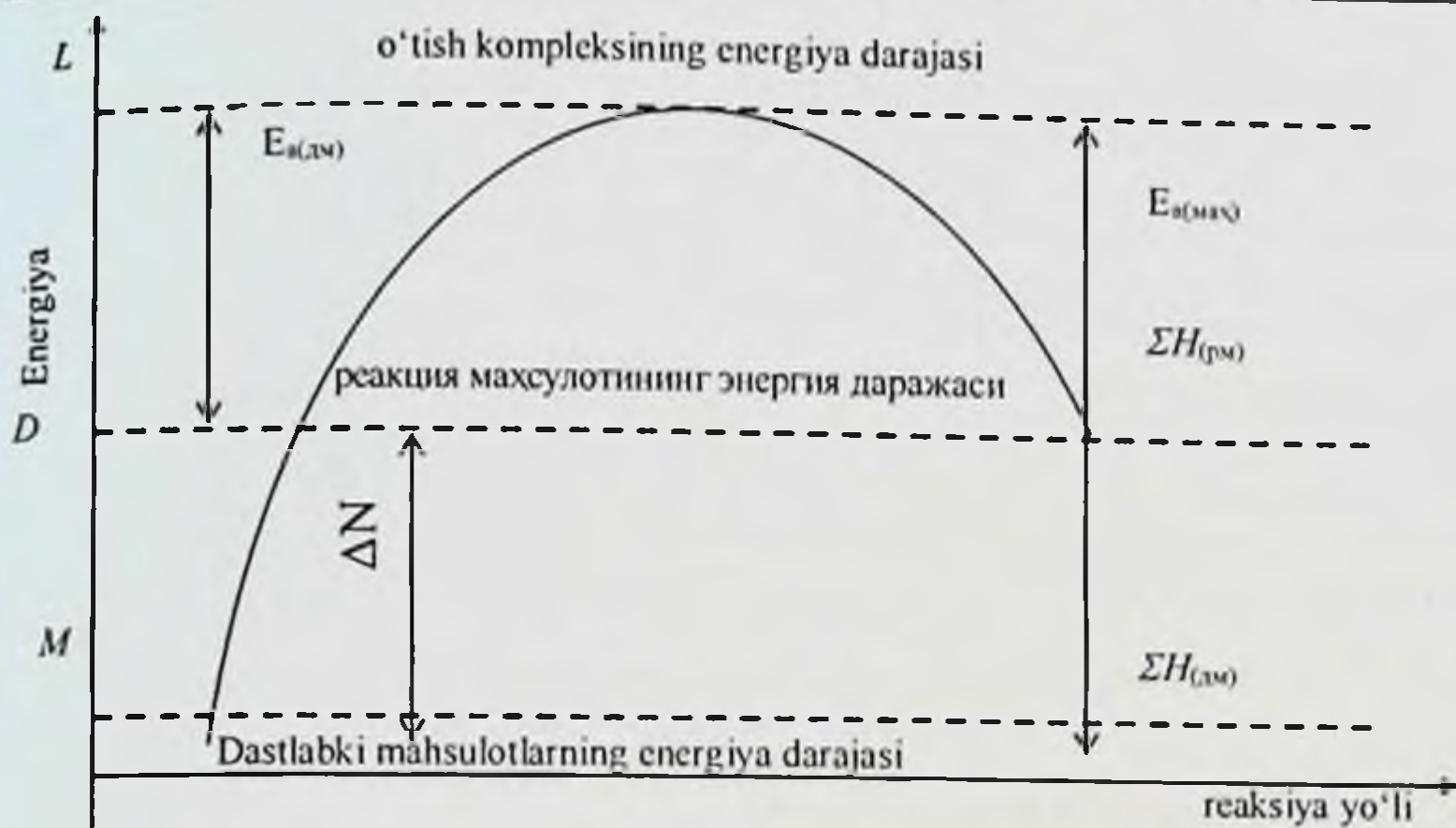


Ekzotermik reaksiyalarda sistema energiyasining o'zgarishi

¹ E_{a} -KJ/mol da ifodalanadi, ya'ni bu energiya, 1 mol moddaга берилadigan va undagi hamma molekulalari aktiv бўлишига etadigan energiyadir.

² $E_{a(das)}$ -tug'ri reaksiyaning aktivlanish energiyasi deb ham ataladi, a $E_{a(r.m)}$ -teskari reaksiyaning aktivlanish energiyasidir.

Agar o'tuvchan kompleks parchalanishida dastlabki moddalarning aktivlanishiga sarf bo'lgan energiyaga nisbatan ko'proq energiya ajralib chiqsa ($E_{a(r,m)} > E_{a(d,m)}$) bunday reaksiyalarga ekzotermik, agar kam chiqsa ($E_{a(r,m)} < E_{a(d,m)}$) endotermik reaksiyalar deyiladi.



Endotermik reaksiyalarda sistema energiyasining o'zgarishi

Reaksiyaning issiqlik effekti sistema holatining oxirgi $\Sigma N_{(r,m)}$ va dastlabki $\Sigma N_{(d,m)}$ energiyalari ayirmasiga teng.

$$\Delta N = \Sigma N_{(r,m)} - \Sigma N_{(d,m)} = E_{a(r,m)} - E_{a(d,m)}$$

Dastlabki moddalar temperaturasini ko'tarib biz ta'sirlashishgacha M, sistema energiya darajasini ko'targan bo'lamiz, energetik chegara ML yoki dastlabki moddalar $E_{a(d,m)}$ kamaytiramiz va uni engib o'tishga qodir molekular sonini ko'paytiramiz, kimyoviy reaksiya tezligini keskin ko'targan bo'lamiz.

Reaksiyaga kirishayotgan moddalar tabiati bilan dastlabki moddalar aktivlanish energiyalari qiymati aniqlanadi.

$E_{a(d,m)}$ qanchalik kam bo'lsa, ML energetik to'siqni engib o'tadigan molekular soni vaqt birligida shuncha ko'p bo'ladi va kimyoviy reaksiya tezligi shunchalik katta bo'ladi.

Agar $E_{a(d,m)} < 40$ KJ/mol bo'lsa, ya'ni molekularning har bir to'qnashishlari ularning ta'sirlashuviga olib keladi va reaksiya juda tez boradi.

Bunday reaksiyaga eritmalardagi ionlar orasidagi almashinish reaksiyalari, masalan, neytrallanish reaksiyalari misol bo'ladi.

Aktivlanish energiyalari $E_{a(d,m)} > 120$ KJ/mol bo'lgan reaksiyalar odatdagi sharoitda shunchalik sekin boradiki, ularning tezliklarini amalda o'lchab bo'lmaydi.

Bunday reaksiyalarda to'qnashishlarning faqat juda oz ulushi kimyoviy ta'sirlanishga olib keladi. Vodorod N_2 va azot N_2 molekularning odatdagi ta'siri bunday reaksiyaga misol bo'ladi.

$E_{a(d.m)}=40-120$ KJ/mol oralig'ida bo'lgan kimyoviy reaksiyalarning tezliklari o'lchanadigan darajada bo'ladi.

Metallarning havo kislorodi bilan oksidlanish reaksiyalari bunday reaksiyalarga misol bo'lib xizmat qiladi.

Reaksiyalarning tezliklari to'qnashish daqiqasida o'zaro orientatsiyalanish holatlariga ham bog'liq bo'ladi. Ko'pchilik moddalarning molekulari murakkab tuzilishiga ega va ularning alohida uchastkalari o'zining reaksiya qobiliyatlari bilan teng kuchli emas. Ta'sirlashish molekularining faqat aktiv qismlari to'qnashgandagina sodir bo'ladi.

3 bob. Kataliz va katalizatorlar

Katalizatorlar yordamida kimyoviy reaksiyalarning tezliklarini o'zgarishi jarayoniga kataliz deyiladi.

Kimyoviy reaksiyalarning tezliklarini oshiradigan, kimyoviy reaksiyada ishtirok etadigan, ammo reaksiya mahsulotlari tarkibiga kirmaydigan va reaksiya natijasida sarflanmaydigan moddalarga katalizatorlar deyiladi.

Bir xil katalizatorlar reaksiyani tezlatadi (musbat kataliz), boshqalari sekinlatadi (manfiy kataliz). Manfiy katalizga ingibirlash deyiladi, kimyoviy reaksiya tezligini kamaytiradigan katalizatorlarga-ingibitorlar deyiladi.

Kataliz-gomogen va geterogen katalizlarga bo'linadi.

Gomogen (bir jinsli) katalizda reaksiyaga kirishuvchi moddalar va katalizator bir xil agregat holatda bo'ladi, ular orasida yuza sirt chegaralanish bo'lmaydi.

Gomogen katalizga misol- SO_2 ni SO_3 gacha NO katalizatori ishtirokida oksidlanish reaksiyasi bo'ladi (ta'sirlashuvchi moddalar va katalizator gazlardir).

Geterogen (ko'p jinsli) katalizda reaksiyaga kirishuvchi moddalar va katalizator har xil agregat holatda bo'ladi, ular orasida yuza sirt chegaralanish (chegara) bo'ladi. Odatda katalizator-qattiq modda, reaksiyaga kirishuvchi moddalar –gazlar yoki suyuqliklar bo'ladi.

Geterogen katalizga misol- NH_3 ni NO gacha Pt katalizatori ishtirokida oksidlanish bo'ladi (katalizator qattiq modda).

Musbat katalizatorlarning ta'siri reaksiyaning aktivlanish energiyasini $E_{a(d.m)}$ kamaytirishga olib keladi, ingibitorlar ta'sirida esa teskaricha bo'ladi.

$2\text{HJ}=\text{H}_2+\text{J}_2$ reaksiyasi uchun $E_{a(d.m)}=184$ kJ/mol. Aynan shu reaksiya Au yoki Pt katalizatorlari ishtirokida borsa, $E_{a(d.m)}=105$ kJ/mol va 59 kJ/mol bo'ladi muvofiq ravishda.

Gomogen katalizda katalizatorning ta'sir etish mexanizmi- katalizator va reaksiyaga kirishuvchi moddalarning birortasi bilan o'zaro birikib oraliq modda hosil qilishi bilan tushuntiriladi. Keyin oraliq modda dastlabki moddaning ikkinchisi bilan reaksiyaga kirishib reaksiya mahsulotini va dastlabki ko'rinishdagi katalizatorlarni hosil qiladi. Negaki, ikkala oraliq jarayonlarning tezliklari to'g'ri jarayon tezligiga nisbatan ancha tez bo'lgani uchun katalizator ishtirokida boradigan reaksiya katalizatorsizga nisbatan juda tez boradi.

Masalan: $\text{SO}_2+\frac{1}{2}\text{O}_2=\text{SO}_3$ reaksiyasi juda sekin boradi, $\text{NO}+\frac{1}{2}\text{O}_2=\text{NO}_2$
katalizator oraliq

modda

$\text{NO}_2+\text{SO}_2=\text{SO}_3+\text{NO}$ - tez boradi.

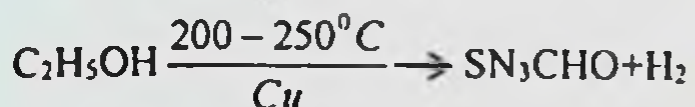
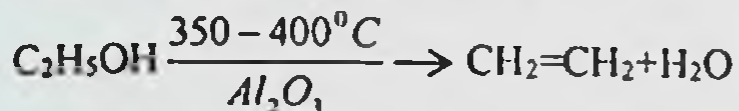
Geterogen katalizda katalizatorning ta'siri boshqacha. Bu holda reaksiyaga kirishuvchi moddalarning molekularini katalizator yuzasiga adsorbsiyasi natijasida reaksiya boradi. (katalizator yuzasi bir jinsli emas, unda aktiv markazlar deb nomlanadigan markazlar mavjud bo'lib, ularga reaksiyaga kirishuvchi moddalarning) zarrachalari adsorbsiyalangan bo'ladi. Kimyoviy reaksiyalarning tezligini ortishi asosan adsorbsiyalangan molekularning aktivlanish

energiyalarini kamayishi, hamda adsorbsiyalangan joylarda reaksiyaga kirishuvchi moddalarning konsentratsiyalarini ortishi asosida erishiladi.

Ayrim moddalar katalizatorlarning ta'sirini kamaytiradi yoki butunlay yo'q qiladi, bunday moddalarga katalitik zaharlar deyiladi. Masalan, ammiak sintezida 0,1% oltingugurtning bo'lishi to'rsimon temir katalizatorining ta'sirini to'liq to'xtatadi. Katalizator ta'sirini kuchaytiradigan moddalarga promotorlar deyiladi. Masalan, ammiak sintezida to'rsimon temir katalizatoriga 2% metaalyuminat kaliy $KAlO_2$ qo'shilganda uning aktivligi ancha ortadi.

Katalizatorning ta'siri tanlangan va o'ziga xosdir.

Bu har xil katalizatorlarni bir xil moddalarga ta'sir ettirib har xil mahsulotlar olish mumkin deganidir. Bu ayniqsa organik moddalar bilan boradigan reaksiyalarga juda xosdir. Masalan, Al_2O_3 katalizatori ishtirokida etil spirtining degidratlanishi sodir bo'ladi. Cu-katalizatori ishtirokida esa degidridlanishi boradi:



Tirik organizmlarda boradigan murakkab kimyoviy almashinishlarda ishtirok etadigan biologik katalizatorlarga fermentlar deyiladi.

Katalizatorlardan sulfat kislota ishlab chiqarishda ammiak, kauchuk, plastmassalar va boshqa ko'pgina moddalarni olishda keng foydalanadilar.

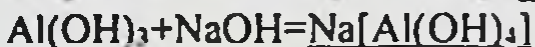
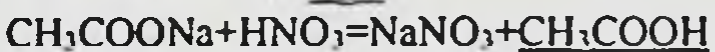
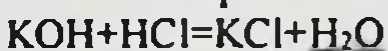
4 bob. Qaytar va qaytmas kimyoviy reaksiyalar

Oxirigacha boradigan va o'zining yo'nalishini temperatura hamda bosimning o'zgarishi bilan o'zgartirmaydigan reaksiyalarga qaytmas reaksiyalar deyiladi.

Kimyoviy reaksiyalar qaytmas deb hisoblanadilar agar:

reaksiya mahsulotlaridan birortasi reaksiya sferasidan quyidagi ko'rinishda chiqarilsa:

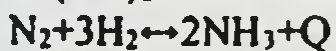
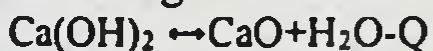
- gaz holida: $BaCO_3 \rightarrow BaO + CO_2 \uparrow$
- cho'kma holida: $Pb(NO_3)_2 + 2NaCl = PbCl_2 \downarrow + 2NaNO_3$
- kam dissotsilanadigan birikma - suv, kuchsiz kislota yoki asos, kompleks tuz:



- katta miqdordagi issiqlik ajraladi, masalan yonish reaksiyalarida: $S + O_2 = SO_2 \quad \Delta N = 393,5 \text{ kJ}$.

Ammo ko'pchilik kimyoviy reaksiyalar qaytar bo'ladi: bir xil sharoitda (P, t, kat) ular bir yo'nalishda boradi. Boshqa bir sharoitda -teskari boradi, ayrim oraliq sharoitlarda esa bir vaqtning o'zida ikki o'zaro qarama-qarshi yo'nalishlarda boradi.

Qaytar reaksiyalarga misol bo'lib kalsiy gidroksidning termik parchalanishi va ammiakning sintezi xizmat qiladi:



CHapdan o'ngga boradigan reaksiyaga to'g'ri o'ngdan chapga boradigan reaksiyaga teskari reaksiya deyiladi.

Agar to'g'ri reaksiya ekzotermik bo'lsa, teskari reaksiya endotermik bo'ladi. SHu bilan birga energiyaning saqlanish qonuniga muvofiq to'g'ri reaksiya natijasida ajralib chiqadigan issiqlik qaytar jarayonda yutiladigan issiqlik miqdoriga teng bo'ladi yoki aksincha «qaytar

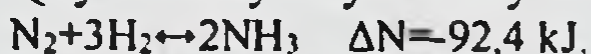
reaksiya», «qaytmas reaksiya» tushunchalari nisbiy: har qanday qaytar reaksiya qaytmas bo'lishi mumkin, agar:

- moddalardan birortasini reaksiya sferasidan chiqarilsa;
- reaksiyaning borish sharoiti o'zgartirilsa.

Boshqa tomondan ko'pchilik qaytmas boradigan reaksiyalarni ularning borish sharoitlarini o'zgartirib qaytar qilish mumkin.

5 bob. Kimyoviy muvozanat va uni siljitish sharoitlari. Le-Chatelle prinsipi.

Qaytar kimyoviy reaksiyani ko'raylik:



$$V_{to'g'} = kC_{N_2} C_{H_2}^3 (1) \quad V_{tes} = kC_{NH_3}^2 (2)$$

Reaksiyaning boshlanishida dastlabki moddalarning konsentratsiyalari maksimal, reaksiya mahsuloti konsentratsiyasi juda kichik, shu sababli to'g'ri reaksiya tezligi teskari reaksiya tezligiga nisbatan ancha yuqori. Ammo vaqt o'tishi bilan dastlabki moddalarning konsentratsiyalari $C_{(N_2)}$ va $C_{(H_2)}$ kamayib boradi, reaksiya mahsuloti konsentratsiyasi $C_{(NH_3)}$ – ortadi.

1 va 2 formulalarga muvofiq to'g'ri reaksiya tezligi kamayadi, teskari reaksiya tezligi ortadi va ma'lum vaqt lazasida teskari reaksiya tezligi to'g'ri reaksiya tezligi bilan tenglashadi.

Sistemaning shunday vaqtdagi holatiga kimyoviy muvozanat, ta'sirlashayotgan moddalar konsentratsiyalariga – muvozanat konsentratsiya deyiladi.

Muvozanat konsentratsiyani odatda muvozanatda bo'lmagan joriy konsentratsiyadan C_{N_2} , C_{H_2} , C_{NH_3} farq qilish uchun moddalarning formulalarini kvadrat qavs ichiga olib belgilanadi: $[N_2]$, $[H_2]$, $[NH_3]$. SHunday qilib kimyoviy muvozanatda $V_{to'g'} = V_{tes}$ bo'ladi, ya'ni yuqorida ko'rsatilgan reaksiya uchun yozish mumkin:

$$k_1 \cdot [N_2] \cdot [H_2]^3 = k_2 \cdot [NH_3]^2 \text{ bundan,}$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = K$$

To'g'ri va teskari reaksiyalar tezlik konstantalari nisbatiga kimyoviy muvozanat konstantasi (K) deyiladi.

Muvozanat konstantasi kimyoviy muvozanatning asosiy miqdoriy xarakteristikasi bo'lib hisoblanadi.

Kimyoviy muvozanatda.

- garchi sistemada hech qanday tashqi o'zgarish kuzatilmaganda ham to'g'ri va teskari reaksiyalar to'xtamaydi;
- vaqt birligida reaksiyaga kirishgan dastlabki moddalarning molekular soni ayni vaqt ichida reaksiya mahsulotlaridan hosil bo'ladigan moddalarning molekular soniga teng bo'ladi;
- moddalardan birortasining konsentratsiyasini, temperatura yoki bosimining o'zgarishi kimyoviy muvozanatni siljishiga olib keladi, ya'ni reaksiyada ishtirok etayotgan hamma moddalarning konsentratsiyasi o'zgaradi.

Bunda,

- agar dastlabki moddalarning konsentratsiyalari kamayib, reaksiya mahsulotlarining konsentratsiyalari ortsa, muvozanat o'ngga siljiydi deyiladi.
- agar dastlabki moddalarning konsentratsiyalari ortib, reaksiya mahsulotlarining konsentratsiyalari kamaysa, muvozanat chapga siljiydi deyiladi.

Muvozanatning siljishi to'g'ri va teskari reaksiyalarning tezliklari yana tenglashguncha, ya'ni moddalarning yangi muvozanat konsentratsiyalari

tenglashishlariga muvofiq yangi muvozanat qaror topguncha davom etadi. Kimyoviy muvozanatning siljishini yo'nalishini Le-Chatelle prinsipi aniqlaydi.

agar muvozanat holatida turgan sistemaga, tashqaridan biron-bir ta'sir ko'rsatilsa (temperatura, bosim, konsentratsiya o'zgartirilsa) u vaqtda muvozanat ko'rsatilgan ta'sirni kamaytiruvchi reaksiya tomoniga siljiydi.

Tajribada bu prinsip quyidagicha amalga oshiriladi:

- agar dastlabki moddaning birortasini konsentratsiyasi oshirilsa (yoki mahsulot konsentratsiyasi kamaytirilsa), u holda sistemada to'g'ri reaksiya kuchayadi bunda dastlabki moddalar konsentratsiyalari kamayadi (muvozanat o'ngga siljiydi).
- agar dastlabki moddalar konsentratsiyasi kamaytirilsa (yoki mahsulot konsentratsiyalari ortsa), u holda sistemada teskari reaksiya kuchayadi, bunda dastlabki moddalar konsentratsiyalari ortadi va mahsulot konsentratsiyalari kamayadi (muvozanat chapga siljiydi).

Agar $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ sistemasida N_2 konsentratsiyasi oshirilsa yoki NH_3 konsentratsiyasi kamaytirilsa, bunda muvozanat o'ngga siljiydi.

• Temperatura oshirilganda muvozanat endotermik reaksiya ya'ni issiqlikni yutilishi bilan boradigan reaksiya tomoniga temperatura kamaytirilganda esa ekzotermik, ya'ni issiqlikni chiqishi bilan boradigan reaksiya tomoniga siljiydi.

$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ $\Delta N = -92,4$ kJ sistemasida to'g'ri reaksiya ekzotermik, teskari esa endotermik shuning uchun temperatura ko'tarilganda muvozanat chapga siljiydi (temperaturani pasaytiruvchi teskari reaksiya kuchayadi) temperatura pasayganda esa muvozanat o'ngga siljiydi (temperaturani oshiruvchi to'g'ri reaksiya kuchayadi).

• Bosim va hajmning o'zgarishi faqat gazlar ishtirok etadigan reaksiyalar muvozanatiga ta'sir ko'rsatadi va bu sharoitda reaksiya gazsimon moddalarning molekulari sonini o'zgarishiga olib keladi.

Sistema bosimi o'zgarimas temperatura (T) va hajmda (V) gazsimon moddalarning molekular soniga to'g'ri proporsionaldir:

$$P = \frac{N \cdot k \cdot T}{V} = nkT$$

Bu erda k - Bolsman kattaligi, $n = \frac{N}{V}$ - gaz molekularining konsentratsiyasi.

SHuning uchun sistema bosimining o'zgarishiga gaz molekulari sonining o'zgarishi ta'sir qiladi.

• Bosim ortganda sistema muvozanati gazsimon moddalar molekulari sonini kamayishi bilan boradigan reaksiya yo'nalishi tomonga, bosim kamayganda esa gazsimon moddalar molekularining sonini ortishi bilan boradigan reaksiyasi yo'nalishi tomon siljiydi.

$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ sistemasida bosim ortganda gazsimon moddalar molekularining soni kamayishi kuzatiladigan to'g'ri reaksiya tomoniga, bosim kamayganda esa teskari reaksiya molekular soni ortishi tomon siljiydi.

O'zgarimas temperaturada gaz hajmi bosimga teskari proporsionaldir, bosim qanchalik katta bo'lsa, gaz hajmi ham shunchalik kichik bo'ladi (Boyl-Mariot qonuni).

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

SHuning uchun sistema hajmini o'zgarishida muvozanatni siljish yo'nalishini aniqlashda bosim qanday o'zgarishi aniqlanadi va keyin bosim ta'sirini ko'rgandagidek mulohaza qilinadi.

• Sistema hajmi oshirilganda bosim proporsional ravishda kamayadi va muvozanat gazsimon moddalarning molekulari sonini kamaytiruvchi reaksiya yo'nalishi tomon siljiydi.

hajm kamayganda esa (sistemada bosim ortadi)-bu moddalarning molekulari soni kamayishi reaksiya yo'nalishi tomon siljiydi.

$N_2+3H_2\leftrightarrow 2NH_3$ sistemada hajm ikki marta kamaysa, bosim ham teng kuchli ikki marta ortadi. Le-SHatele prinsipiga muvofiq sistemada to'g'ri reaksiya kuchayadi, gazsimon moddalarning molekula soni kamayadi va natijada bosimni kamaytiradi va hajmni orttiradi.

- Katalizatorlar to'g'ri va teskari reaksiyalarni bir xilda tezlatadi, shuning uchun katalizatorlar kimyoviy muvozanatni siljitmaydi. Ular faqat muvozanat holatga kelishini tezlashtiradi.

Le-SHatele prinsipi nafaqat qaytar kimyoviy reaksiyalar uchungina qo'llaniladi, ammo uni har qanday muvozanatli sistemalar fizikaviy, fizik-kimyoviy, biologiya va boshqalar uchun ham qo'llash mumkin.

6 bob. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlari

Kimyoviy reaksiyalarning borishi bir xil kimyoviy bog'larning buzilishi va boshqalarining hosil bo'lishi bilan bog'liq. Bog'larning buzilishi uchun energiya sarflanadi, hosil bo'lishida esa ajralib chiqadi.

Bu jarayonlar energetik teng qiymatli bo'lganligi uchun kimyoviy reaksiya yoki energiya chiqishi yoki energiya yutilishi bilan sodir bo'ladi.

Issiqlikni ajralib chiqishi bilan boradigan reaksiyalarga ekzotermik, yutilishi bilan boradiganlarga endotermik reaksiyalar deyiladi.

Issiqlik effekti (ΔN) qiymati ko'rsatilgan reaksiyalarning tenglamalariga termokimyoviy tenglamalar deyiladi. Bunday tenglamalarda moddalarning formulalari oldida kasrli koeffitsientlardan foydalanish ruxsat etiladi. Bu mollar soni kasrli bo'lishi mumkin, termokimyoviy tenglamalarda moddalarning formulalari oldiga qo'yiladigan koeffitsientlar modda miqdorini faqat mollarda belgilanishini anglatishi bilan tushuntiriladi.

Issiqlik effekti qiymati reaksiya borayotgan sharoitlar - temperatura va bosimga bog'liq bo'ladi.

SHuning uchun reaksiyaning issiqlik effekti qiymati standart sharoitlarda ($T=298^0K$, $P=1,013 \cdot 10^5 Pa$) hisoblanadi va moddalarning agregat holatlari ko'rsatiladi.

Termokimyo asosida Gess qonuni yotadi:

Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effekti faqat dastlabki moddalar va reaksiya mahsulotlarining tabiati va holatlariga bog'liq bo'lib, reaksiyaning o'tish yo'liga, ya'ni oraliq bosqichlarning xarakteriga va uning sonlariga bog'liq emas.

Gess qonunidan kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti reaksiya mahsulotlari va dastlabki moddalar entalpiyalari yig'indilarining ayirmasiga teng.

$$\Delta H_{(kim)} = \sum N_{(r.m)} - \sum N_{(d.m)} \quad (1)$$

Entalpiya (N) -temperatura, hajm, ichki energiya kabi moddaning individual termodinamik xarakteristikasidir. Unga moddaning hosil bo'lishida to'planadigan energiya zahirasi sifatida qarash mumkin.

- Agar reaksiya mahsulotlari energiyalari zaxirasi dastlabki moddalarnikiga nisbatan kam bo'lsa,

$$\sum N_{(r.m)} < \sum N_{(d.m)}$$

u holda reaksiya natijasida ortiqcha issiqlik ajralib chiqadi va bunda reaksiya ekzotermik bo'ladi.

Reaksiyaning issiqlik effekti (1) tenglamaga muvofiq manfiy bo'ladi: $\Delta H_{(kim)} < 0$.

- Agar reaksiya mahsulotlari enegiyalari zaxirasi dastlabki moddalarnikiga nisbatan katta bo'lsa,

$$\sum N_{(r.m)} > \sum N_{(d.m)}$$

u holda etishmaydigan energiya tashqari muhitdan yutiladi va reaksiya endotermik bo'ladi. Bunda reaksiyaning issiqlik effekti (l) tenglamaga muvofiq musbat bo'ladi $\Delta H_{(kimiy)} > 0$.
 Ayrim hollarda kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlarini ajralib chiqqan yoki yutilgan issiqlik miqdori bilan ifodalaydi va Q harfi bilan belgilanadi.

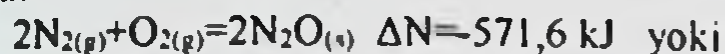
Ekzotermik reaksiyalar uchun $Q > 0$, endotermik reaksiyalar uchun $Q < 0$ bo'ladi.
 SHunday qilib,

- agar reaksiya ekzotermik bo'lsa - $\Delta N < 0, Q > 0$
- agar endotermik bo'lsa - $\Delta N > 0, Q < 0$ bo'ladi

Bundan ΔN va Q oralarida

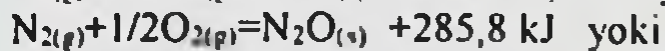
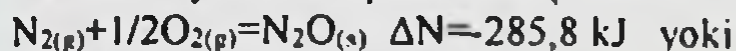
$Q = -\Delta N$ kelib chiqadi.

Masalan, suvning hosil bo'lish termokimyoviy tenglamasini quyidagi ko'rinishda yozish mumkin:



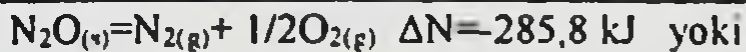
Bunday yozuv gazsimon N_2 va O_2 (standart sharoitda) dan 2 mol suyuq suvning hosil bo'lishda 571,6 kJ issiqlik ajralib chiqishini bildiradi.

SHu reaksiyani boshqacha ham (1 mol suv hisobi uchun) yozish mumkin.

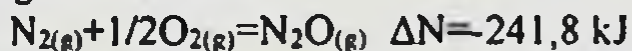


Bunday yozuv, 1 mol suyuq suvning hosil bo'lishi uchun 1 mol N_2 va 0,5 mol O_2 sarflanishini va buning natijasida 285,8 kJ issiqlik chiqishini bildiradi.

Energiyaning saqlanish qonuniga muvofiq 1 mol suyuq suvni gaz holidagi N_2 va O_2 ga parchalanish uchun shuncha miqdordagi energiya (285,8 kJ) sarflanish zarur.



1 mol gazsimon suvning (suv bug'i) hosil bo'lish reaksiyasining issiqlik effekti, 1 mol suyuq suvning hosil bo'lishi reaksiyaning issiqlik effektidan 1 mol N_2O gazsimon holatidan suyuq holatiga o'tishida ajralib chiqadigan issiqlik miqdoriga, ya'ni kondensatsiyalanish issiqlik qiymatiga kam bo'ladi.



Suvning bug' hosil bo'lish (kondensatsiyalanish) molyar issiqligi, fazoviy o'tish issiqligi $N_2O_{(s)} \leftrightarrow N_2O_{(par)}$ deyiladi, 44 kJ ga teng bo'ladi (285,8-241,8)

15-bo'lim. ERITMALAR

1 bob. Dispers sistemalar. CHin eritmalar

Biror moddaning mayda zarrachalar holida boshqa moddada taqsimlanishi natijasida olingan sistemalar dispers sistemalar deyiladi. Taqsimlangan moddaga dispers faza deyiladi, dispers faza taqsimlangan moddaga dispersion muhit yoki erituvchi deyiladi.

Dispers sistemalar klassifikatsiyasi.

(dispers fazalar va dispersion muhitning agregat holatlariga bog'liq holda)

Dispersion muhit	Dispers faza	Shartli belgilanish	Misollar
Suyuqlik	Qattiq modda	S-Q	Tuzlarning suvdagi eritmasi
Suyuqlik	Suyuqlik	S-S	Spirtning suvdagi eritmasi
Suyuqlik	Gaz	S-G	SO ₂ ning suvdagi eritmasi
Qattiq modda	Qattiq modda	Q-Q	Qotishmalar
Qattiq modda	Suyuqlik	Q-S	Marvarid
Qattiq modda	Gaz	Q-G	Pemza
Gaz	Qattiq modda	G-Q	Tutun, chang
Gaz	Suyuqlik	G-S	Tuman
Gaz	Gaz	G-G	Havo

Eng katta amaliy ahamiyatga ega bo'lgan sistemalar dispersion muhiti suyuqlik bo'lgan sistemalaridir. Dispers fazalar zarrachalarining o'lchamlari va agregat holatlariga bog'liq holda dispers sistemalar bo'linadi:

- dag'al dispers sistemalar (suspensiyalar va emulsiyalar);
- mayda dispers sistemalar (kolloid eritmalar);
- chin eritmalar.

Dag'al dispers sistemalarda dispers faza zarrachalarining o'lchami >100 nm bo'ladi va ular suyuqlik (emulsiyalar) yoki qattiq (suspensiyalar) bo'ladi. Emulsiyalarga sut, margarin, yog'lar, kremlar, mazlar misol bo'ladi: suspensiyalarga loyqa yoki bo'ning suvdagi qattiq zarrachalari misol bo'ladi.

Dag'al dispers sistemalarni loyqalar ham deyiladi. Kolloid eritmalarda dispers faza zarrachalari qattiq bo'ladi va ularning o'lchamlari 1-100 nm gachadir.

Chin eritmalarda dispers faza moddalari alohida atomlarga, molekulalarga yoki ionlarga maydalangan (disperslangan) bo'lib zarrachalarning o'lchami <1 nm kichik bo'ladi.

Ikki yoki bir necha komponentlardan va ularning o'zaro ta'sir mahsulotlaridan iborat gomogen (bir jinsli) sistemalar chin eritmalar deyiladi.

Masalan, sulfat kislotaning suvdagi eritmasi N₂O, N₂SO₄ molekulalaridan va gidratlangan N⁺, HSO₄⁻, SO₄²⁻ ionlardan tarkib topgan.

Chin eritmalar bo'linadilar:

- erituvchi tipi bo'yicha - suvli va suvsiz;
- erigan modda tipi bo'yicha - tuzlar, kislotalar, ishqorlar, gazlar va h.k. eritmaları;
- elektr tokiga munosabati bo'yicha - elektrolitlar va elektrolitmaslar;
- konsentratsiyasi bo'yicha - konsentrlangan va suyultirilgan;
- eruvchanlik chegarasiga etish darajasi bo'yicha to'yingan va to'yinmagan.

2 bob. Moddalarning eruvchanligi

Eruvchanlik - moddalarning erituvchining butun hajmida atom, molekula yoki ionlar ko'rinishida bir tekis taqsimlanish qobiliyatidir.

Miqdoriy jihatdan eruvchanlik ayni temperaturada 100 g suvda erigan moddaning maksimum grammalar soni bilan ifodalanadi. Bu songa eruvchanlik koeffitsienti yoki eruvchanlik deyiladi va S bilan belgilanadi. Bunda berilgan temperaturada to'yingan eritma hosil bo'ladi, uning foizlardagi (%) konsentratsiyasini qo'yidagi formula bilan aniqlanadi:

$$S_{\text{uv (tuy.er)}} = W_{\text{(tuy.erit-gi erigan modda)}} = \frac{S}{S+100} \cdot 100\%$$

Gazlarning eruvchanligi ko'pincha ayni sharoitda (t va r) 1 l suvda erigan gazning maksimal hajmi bilan ifodalanadi.

Masalan: $S_{\text{(H}_2\text{S)}} 20^\circ\text{C} = 2,5$ l. Ushbu yozuv 20°C da 1 l suvda 2,5 l gazsimon vodorod sulfid eriganini bildiradi.

Ayrim suyuqliklar (etil spirti, atseton) suv bilan istalgan miqdorda aralashadilar. Bunday holda suyuqliklar bir-birida eriganligi cheksiz (cheklanmagan) deyiladi.

Suvda eruvchanligi bo'yicha hamma moddalarni bo'lish mumkin:

- yaxshi eriydigan ($S^{20^\circ\text{C}} > 1$ g),
- oz eriydigan ($S^{20^\circ\text{C}} = 0,01 - 1,0$ g),
- erimaydigan ($S^{20^\circ\text{C}} < 0,01$ g).

Esda tutish lozimki, absolyut erimaydigan modda yo'q. Buning isboti bo'lib suvga botirilgan kumush Ag va oltin Au bakteritsid (bakteriyalarni o'ldiradi) ta'sir etish fakti xizmat qiladi.

Tuz, kislota va ishqorlarning eruvchanliklarini eruvchanlik jadvali bo'yicha tasvirlash qulay (ilovaga qarang). Undan ma'lumki, sirka va nitrat kislotalarning hamma tuzlari hamda alvuminiy va ishqoriv metallarning tuzlari suvda yaxshi eriydi.

Ayrim tuzlar suvda eriganda gidroliz natijasida to'liq parchalanadi (Fe_2S_3 , Cr_2S_3 , Al_2S_3 . . .). Bunday tuzlar faqat quruq holatda yoki suvsiz muhitda mavjud bo'ladi.

Ko'pchilik mineral kislotalar, quyi spirtlar va quyi organik kislotalar suvda yaxshi eriydi.

Esda tutish lozimki, eruvchanlik bu fizik-kimyoviy jarayon bir moddani boshqa moddaga aylanishiga olib kelmaydi. SHuning uchun eritmalar bug'latilganda erituvchi va dastlabki erigan modda hosil bo'ladi. Erigan modda va erituvchi bir-biri bilan ta'sirlanib yangi modda hosil bo'lsa, bu holdagi erish jarayoni sof kimyoviy tabiatga ega bo'ladi.

Suvdagi eruvchanlik kimyoviy reaksiya bilan ifodalanadi:

- ishqoriy va ishqoriy-er metallarining;
- ishqoriy va ishqoriy-er metallarning oksidlarini;
- kislotalarning oksidlarini (SiO_2 -boshqalari);
- ko'pincha binar birikmalar (gidridlar, karbidlar, nitridlar, silitsidlar, ayrim sulfidlar . . .) va boshqa ayrim moddalar.

Bunday eritmalarini bug'latilganda dastlabki moddalar emas, balki reaksiya mahsulotlari olinadi.

3 bob. Moddalarning eruvchanligiga turli omillarning ta'siri

Erigan modda va erituvchi tabiatining ta'siri: moddalarning eruvchanligi eng avvalo eritiladigan modda va erituvchining tabiatlari bilan aniqlanadi.

Qutbli va ionli birikmalar qoida bo'yicha qutbli erituvchilarda yaxshi eriydi, qutbsizlari qutbsiz erituvchilarda yaxshi eriydi, yoki o'xshash o'xshashlarda eriydi deyiladi.

Masalan, vodorod xlorid molekulasini va suv molekulasini qutbli, (dipollar) shu sababli HCl suvda yaxshi eriydi, ammo benzolda yomon, chunki benzol molekulasini qutbsiz.

Benzol suvda amalda erimaydi, ammo efir, atseton va boshqa organik erituvchilarda istalgan nisbatda aralashadi, chunki ularning molekulasini ham qutbsiz.

Ionli va qutbli birikmalarning suvda yaxshi eruvchanligi suvning yuqori nisbiy dielektrik o'tkazuvchanligi ($\epsilon_{\text{suv}}=81$) bilan ham ifodalanadi.

Kulon qonunidan

$$F = \frac{k \cdot |q_1| \cdot |q_2|}{\epsilon \cdot r^2}$$

Suvda ikkita qarama-qarshi zarayadlangan ionlarning zarayadlari $|q_1|$ va $|q_2|$ tortish kuchlari (F) havodagiga nisbatan ($\epsilon_{\text{havo}}=1$) 81 marta zaif ekanligi kelib chiqadi va hatto odatdagi issiqlik harakati ham suvga tushgan ion tarkibli kristalni tarkibiy qismlarga buzadi, ya'ni eriydi.

Temperatura ta'siri

Moddalarning eruvchanligiga ta'sir etuvchi boshqa muhim omillardan biri temperaturadir.

Qoida bo'yicha qattiq moddalarning suvda eruvchanligi temperaturaning ortishi bilan ortadi.

Biroq shunday moddalar borki, temperaturaning ortishi bilan ularning eruvchanligi juda kam ortadi. Masalan: NaCl yoki hattoki kamayadi Ca(OH)₂, (CH₃COO)₂Ca.

Ayrim qattiq moddalarning eruvchanligini temperaturaga bog'liqligi murakkab ko'rinishga ega bo'ladi.

Masalan, Na₂SO₄·10H₂O kristallogidratining eruvchanligi temperaturaning ko'tarilishi bilan dastlab juda tez ortadi, keyin 32°S suvsiz tuzga aylanganidan keyin birmuncha kamayadi.

Suyuqliklarning suyuqliklarda eruvchanligi ham temperaturaning ko'tarilishi bilan ortadi.

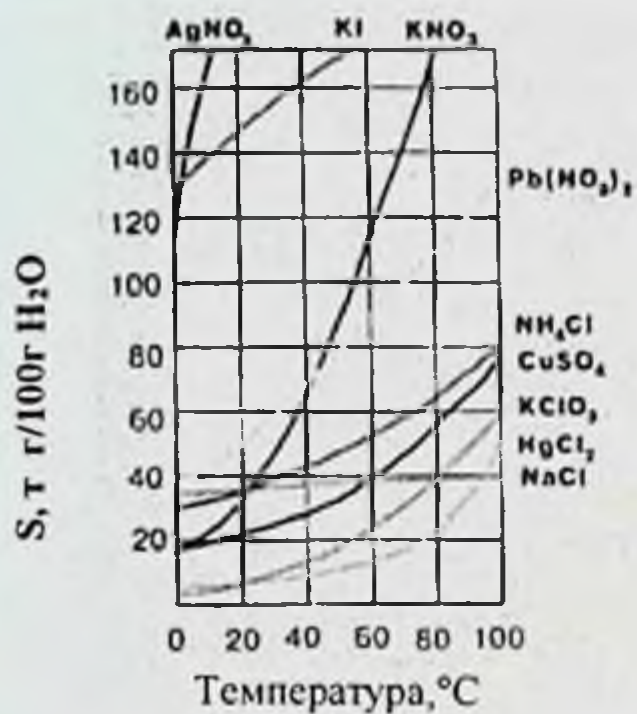
Suyuqliklarning suyuqliklarda eruvchanligi shunday temperaturagacha ortadiki, ya'ni bu temperaturada ular bir-birlarida cheksiz nisbatda aralashadilar. Ayrim suyuqliklar (N₂O va etil spirti, N₂O va atseton) har qanday temperaturada istalgan nisbatlarda aralashadilar.

Gazlarning suyuqliklarda eruvchanligi temperatura ko'tarilishi bilan kamayadi.

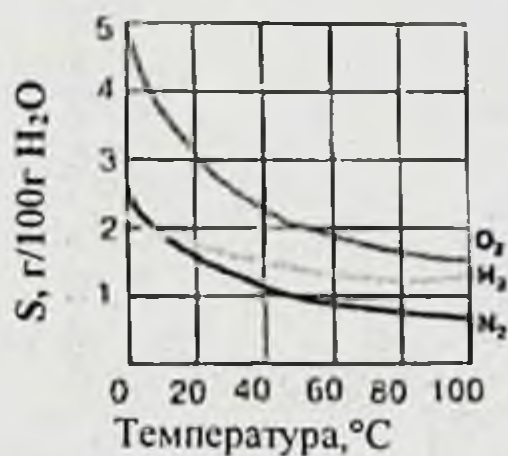
SHuning uchun eritmalmi qaynatish ulardan gazlarni chiqarishning usullaridan biridir.

Moddalar eruvchanligini temperaturaga bog'liqligi erishning issiqlik effekti bilan bog'langan. Agar erish jarayoni endotermik bo'lsa, Le-SHatele prinsipiga asosan temperaturaning ko'tarilishi erishga qulaylik tug'diradi va moddaning eruvchanligi ortadi, agar erish jarayoni ekzotermik bo'lsa, temperaturaning ko'tarilishi moddaning eruvchanligini kamaytiradi (gazlarga o'xshash).

Qattiq moddalarning va gazlarning eruvchanligini temperaturaga bog'liqligini eruvchanlik-temperatura koordinatalarida eruvchanlik egri chiziqlari yordamida ifodalanadi.



Qattiq moddalarning suvda eruvchanlik egri chiziqlari



Gazlarning suvda eruvchanlik egri chiziqlari

Bosim ta'siri

Bosim faqat gazlarning eruvchanligiga ta'sir etadi. Suyuqlik va qattiq moddalarning eruvchanligi bosimga bog'liq emas.

O'zgarmas temperaturada gazning eruvchanligi uning parsial bosimiga to'g'ri proporsionaldir. (Genri qonuni)

$$S = k \cdot p,$$

bu erda k - proporsionallik koeffitsienti.

4 bob. Erishda bo'ladigan issiqlik effektlari

Qattiq moddalarni suvda eritilganda bir vaqtning o'zida ikkita jarayon boradi.

- fizikaviy –eritiladigan moddaning strukturasi buzilishi;
- kimyoviy-erigan modda zarrachasi bilan erituvchi molekulasini birikishi natijasida gidratlarning hosil bo'lishi (agar erituvchi suv bo'lmasa-solvatlarning).

SHunday qilib, erish - bu fizik-kimyoviy jarayon, eritma bu fizik-kimyoviy sistemadir.

Kristall panjaraning buzilishi uchun energiya sarf bo'ladi, gidratlarning hosil bo'lishida ajralib chiqadi. Bu energiyalarning nisbatlaridan erishning issiqlik effekti aniqlanadi.

Agar kristall panjaraning buzilishida gidrat hosil bo'lishida chiqadiganga nisbatan ko'proq energiya sarf bo'lsa, bunda erish eritmaning sovishi bilan, agar kam sarf bo'lsa, isishi sodir bo'ladi.

Suyuqliklar va gazlarni erishi kristallik panjarani buzishni talab qilmaydi. SHuning uchun suyuqlik va gazlarning erish jarayoni hamma vaqt ekzotermikdir.

Erishning issiqlik effekti aksariyat ko'pchilik hollarda juda kichik, shuning uchun eritmaning sezilarli darajada isishi yoki sovushi kuzatilmaydi. Ammo ayrim moddalarning masalan, ishqoriy metallarning gidroksidlari va kislotalarning suvda erishidan juda ko'p issiqlik chiqadi va eritma qaynab ketadi. SHuning uchun kislota va ishqorlarning suvli eritmalarini tayyorlashda maxsus ehtiyotkorlik talab qilinadi, jumladan, kislota suvga ohistalik bilan quyiladi, aksincha emas.

Suvda eriganda eritma kuchli darajada soviydigan moddalarga kaliy nitrat KNO_3 va ammoniy nitrat NaN_3 lar misol bo'ladi.

5 bob. Kristallogidratlar

YUqorida aytilganidek, moddalar suvda eriganda suv molekulasini bilan eritilgan modda zarrachalari (molekulalari, ionlari) o'zaro ta'sirlashadilar va gidratlar deb nomlanadigan birikmalar hosil bo'ladi. Gidratlar ion-dipol o'zaro ta'sir hisobiga hamda vodorod bog'lanishlar hisobiga hosil bo'ladi. Ayniqsa, ionlar gidratlanishga (suv bilan birikishiga) moyildir. Ionlar dipolli-molekula bo'lgan suvni elektrostatik tortishuv hisobiga biriktiradilar, natijada gidratlangan ionlar hosil bo'ladi. Masalan: gidratlangan natriy ionini sxematik ravishda quyidagicha tasavvur qilish mumkin:



Gidratlarning hosil bo'lishi eritmalarning ko'pgina xossalarini tushuntiradi.

Xususan, eritmalar toza suvga nisbatan ancha yuqori temperaturada qaynaydilar va ancha past temperaturada muzlaydilar.

Bu eritmalar qaynatilganda energiyaning ma'lum qo'shimcha qismi gidratlarni buzishga sarf bo'lishi bilan, muzlashida esa kristallik panjaralarning hosil bo'lishiga halaqit berishi bilan tushuntiriladi.

Gidratlarning hosil bo'lishini ko'pinchalik hollarda eritma rangining hosil bo'lishi bilan ham tushuntiriladi. Masalan, Su^{2+} ionlari rangsiz, suv molekulasini bilan o'ralgan (gidratlangan) ionlari esa havo rangli bo'ladi. SHuning uchun suvsiz mis sulfati $CuSO_4$ rangsiz, eritmada $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ kristallogidrat ko'rinishida havo rangli. Gidratlar qoida bo'yicha beqaror va eritmalar bug'latilganda oson parchalanadilar.

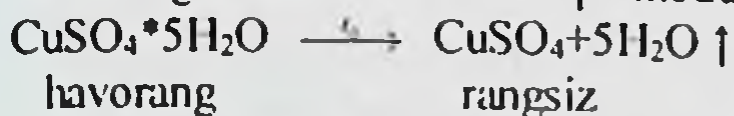
Biroq ayrim hollarda bunday buzilish bo'lmaydi va eritmadan kristallar bog'langan suvi bo'lgan kristallogidratlar holida ajralib chiqadi.

Tarkibida suv molekulari mustaqil birlik sifatida ishtirok etadigan birikmalarga kristallogidratlar deyiladi.

Kristallogidratlar tarkibiga kiradigan suv molekulariga kristallizatsion suvi deyiladi. Kristallogidratlarning tarkibi bir mol moddaga to'g'ri keladigan suv molekulari soni (n) ko'rsatilgan formulalar bilan ifodalanadi.

Masalan: $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ¹ (n=7)

Kristallogidratlardan suvni faqat moddalarni qizdirish yo'li bilan olinadi:



Qizdirilgan kristallar havoda ma'lum vaqtdan keyin yana suvni tortib olib kristallogidratlarga aylanadi:



Ayniqsa, tuzlarni kristallogidratlar hosil qilishga moyilligi katta. Ko'pincha tabiiy birikmalar kristallogidratlardir. Masalan, gips $CaSO_4 \cdot 2H_2O$.

Kristallogidratning nomlanishi, kristallogidratni hosil qilgan modda nomiga suv molekulari sonini ko'rsatuvchi qo'shimcha va gidrat tuzlaridan tarkib topgan bo'ladi.

Masalan:

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ mis sulfati pentagidrati,

$Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$ -natriy sulfati dekagidrati.

Qadimgi nomlanishdan ham foydalaniladi:

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ - mis kuporosi,

$Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$ - glauber tuzi.

Kristallogidratlarga suvsiz kristallar bilan kristallizatsion suvdan iborat fizik-kimyoviy aralashma deb qarash mumkin va ularning tarkibini quruq modda miqdorini va kristallizatsion suv miqdorini ko'rsatuvchi massa ulushlarda ifodalash mumkin:

$$W_{(kr. gid. gi. kuruk. modda)} = \frac{Mr(krup. mod)}{Mr(krup. zud - m)} \quad W_{(kr. gid. gi. kr. suv)} = \frac{nMr(H_2O)}{Mr(krup. zud - m)}$$

masalan, mis kuporosi $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ tarkibi:

$$W_{(CuSO_4 \text{ kr. gi. da})} = \frac{Mr(CuSO_4)}{Mr(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} = \frac{159,5}{249,5} = 0,639(63,9\%),$$

$$W_{(H_2O \text{ kr. gi. da})} = \frac{n \cdot Mr(H_2O)}{Mr(CuSO_4 \cdot 5H_2O)} = \frac{5 \cdot 18}{249,5} = 0,361(36,1\%).$$

6 bob. To'yingan va to'yinmagan eritmalar

Qattiq kristallik moddalarni suvda erish jarayoni qaytar jarayondir. Eritiladigan modda bilan erituvchi tutashganda ikkita jarayon boradi: moddaning qattiq fazadan eritmaga o'tishi (erish) va erigan modda zarrachalarini eritmadan

¹ modda molekulasini bilan suv molekulasini o'rasidagi nuqta kupaityrni belgisini emas, balki kimoviy bog'larni mavjudligini bildiradi.

ajralishi (kristallanish). Dastlab erish jarayoni kristallanish jarayonidan ustun bo'ladi. Biroq vaqt o'tishi bilan va eritiladigan modda kerakli miqdorda olingan sharoitda ikkala jarayon tezliklari baravarlashadi va ayni temperaturada dinamik muvozanat cho'kma \leftrightarrow eritma qaror topadi.

Erigan moddaning ortiqcha qismi bilan muvozanatda turadigan eritma to'yingan eritma deyiladi.

To'yingan eritma tayyorlash uchun eritishni eritma uzoq vaqt saqlanganda yoki aralashirilganda hosil bo'lgan cho'kma yo'qolmaydigan holatgacha olib boriladi.

To'yingan eritmada ayni temperaturada erigan moddaning bo'lishi mumkin bo'lgan maksimum miqdori bo'ladi.

To'yingan eritmadagi 100 g erituvchida erigan moddaning massasi, erigan moddaning eruvchanligidir (S).

Temperatura o'zgarishi bilan cho'kma \leftrightarrow eritma orasidagi muvozanat buziladi va negaki ko'pchilik moddalarning eruvchanligi qizdirilganda ortadi, u holda:

- temperatura ortishi bilan cho'kma \leftrightarrow eritma muvozanati o'ngga siljiydi (cho'kma massasi kamayadi). Bunda (eritma cho'kma batamom yo'qolguncha to'yingan bo'lib turadi. To'yingan eritma qizdirilganda cho'kma bilan muvozanatda turmaydigan eritma to'yinmagan eritma deyiladi;
- temperatura pasayganda muvozanat chapga siljiydi, ortiqcha modda eritmadan ajraladi va cho'kma massasi ortadi. Bunda eritma to'yingan bo'lib turadi, to temperaturaning pasayishi eritmani muzlatguncha qadar.

Temperatura pasayganda (yoki eritma bug'latilganda) eritmadan moddaning ajralishiga kristallanish deyiladi.

Bunda cho'kmaga tushgan modda juda toza bo'ladi, negaki aralashmalarga nisbatan eritma to'yinmagan bo'ladi va temperaturaning pasayishi yoki bug'latish (ma'lum chegaragacha) asosiy modda bilan aralashmalarning cho'kmaga tushishiga olib kelmaydi. Moddalarni qayta kristallanish yo'li bilan tozalash shunga asoslangan.

Mexanik aralashmalari bo'lmagan to'yingan eritmani juda ehtiyotlik bilan sovutilganda, cho'kma tushmaydi-bunday eritmaga o'ta to'yingan eritma deyiladi. O'ta to'yingan eritmalar juda beqaror: idishning oddiy chayqalishi yoki zarrachaning tushishi erigan moddaning ortiqcha qismini tezlik bilan cho'kmaga tushishiga olib keladi va eritma to'yingan bo'lib qoladi.

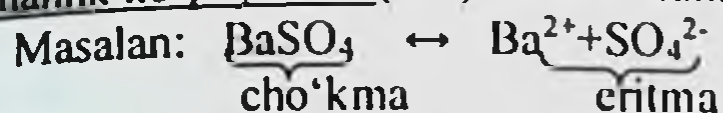
To'yinmagan eritmalarni to'yingan eritmaga o'tkazish mumkin:

- sovitish bilan
- bug'latish bilan
- qo'shimcha miqdordagi modda eritish bilan.

«To'yingan» va «to'yinmagan» eritmalar tushunchalari temperatura bilan qattiq bog'langandir. Bitta eritmaning o'zi bir temperaturada to'yingan, boshqa bir temperaturada to'yinmagan va ancha past temperaturada o'ta to'yingan bo'lishi mumkin.

7 bob. Eruvchanlik ko'paytmasi

Kam eriydigan birikmalardagi to'yingan eritma \leftrightarrow cho'kma muvozanati eruvchanlik ko'paytmasi (EK) deb nomlanadigan kattalik bilan tavsiflanadi.



Bu muvozanatga massalar ta'siri qonunini tadbiiq qilib yozish mumkin:

$$K = \frac{[\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{BaSO}_4]} \quad \text{yoki} \quad K \cdot [\text{BaSO}_4] = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] \quad (1).$$

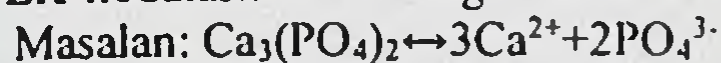
bu erda K-muvozanat konstantasi.

To'yingan eritmada bariy sulfat $[\text{BaSO}_4]$ molekulasini konsentratsiyasi o'zgarmas kattalik bo'lgani uchun ya'ni tenglamaning chap va o'ng qismida turgan kattaliklar ko'paytmasi o'zgarmas bo'lgani uchun:

$$K \cdot [\text{BaSO}_4] = EK \quad EK = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

SHunday qilib, EK-doimiy kattalik bo'lib, kam eriydigan elektrolitning to'yingan eritmasidagi ionlarning ko'paytmasiga tengdir.

Agar elektrolit molekulasini dissotsiyalanganda bir nechta bir xil ionlar hosil qilsa, EK-ifodalashda ularning konsentratsiyalari tegishli darajaga ko'tariladi.



$$EK (\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

Umumiy holda Me_mAn tarkibli kam eriydigan elektrolitlar uchun EK ifodasi yozilishi mumkin:



$$EK_{(\text{Me}_m\text{An})} = [\text{Me}^{h+}]^m \cdot [\text{A}^{m-}]^n$$

Kam eriydigan elektrolitlarning EK qiymatlari ma'lumotnoma jadvallarida beriladi. EK yordamida ko'pincha savollar, cho'kmaning hosil bo'lishi yoki uning erishi bilan bog'liq bo'lgan savollar ochiladi. Masalan, (1) tenglamadan ko'rinib turibdiki, Ba^{2+} va SO_4^{2-} ionlarining to'yingan eritmasiga, Ba^{2+} va SO_4^{2-} ionlari bo'lgan elektrolit qo'shish bilan muvozanatni chapga cho'kma hosil bo'lishi tomoniga siljitish mumkin yoki aksincha, ionlardan birortasini erimaydigan yoki kam eriydigan birikmaga bog'lab, eritmadan chiqarish mumkin, ya'ni muvozanat o'ngga siljiydi, cho'kma BaSO_4 erivdi.

SHunday qilib kam eriydigan elektrolitning cho'kmasi hosil bo'lish sharti bo'lib, eritmadagi ionlar konsentratsiyalarining ko'paytmasining EK qiymatidan katta bo'lishidir:

$$[\text{Me}^{n+}]^m \cdot [\text{A}^{m-}]^n > EK_{(\text{Me}_m\text{An})}$$

Cho'kmani eritish sharti EK qiymatini eritmadagi ionlar konsentratsiyalarining ko'paytmasidan katta bo'lishidir:

$$EK_{(\text{Me}_m\text{An})} > [\text{Me}^{n+}]^m \cdot [\text{A}^{m-}]^n$$

EK qiymatidan foydalanib kam eriydigan elektrolitlarni, suvda eruvchanligini (mol/l da) hamda erimaydigan elektrolitlarning bir qancha kation va anionlari aralashtirilganda cho'kmaga tushish ketma-ketligini aniqlash imkonini beradi. EK qiymati eng kichik bo'lgan moddalar birinchi bo'lib cho'kmaga tushadi.

8 bob. Eritmalar tarkibini ifodalash usullari

Eritmalar tarkibini taxminiy ifodalash uchun konsentrlangan eritma va suyultirilgan eritma tushunchalaridan foydalaniladi.

Eritmada erigan modda massasi erituvchi massasiga nisbatan o'lchovdosh bo'lgan eritmalar konsentrlangan eritmalar deyiladi.

Ikkita qiymat o'lchovdosh yoki bir xil tartibli deyiladi, agar ularning son qiymatlari 10 dan ortiq bo'lmagan farqqa ega bo'lsa, bu qiymatlar bir xil birliklarda ifodalangan bo'lgan sharoitda.

Masalan, 40% li eritma konsentrlangan bo'ladi. Negaki, unda har 40 g erigan moddaga 60 g erituvchi to'g'ri keladi. Erituvchi va erigan modda massalari o'lchovdosh: $60/40=1,5$ o'sha moddaning 4% li eritmasi suyultirilgan bo'ladi, chunki erituvchi massasi (96 g) va erigan modda massasi (4 g) unda o'lchovdosh emas $96/4=24$

Konsentrlangan va suyultirilgan eritmalar orasidagi taxminiy chegara-10%. Ammo esda tutish lozimki, eritmalarni konsentrlangan va suyultirilgan eritmalarga bo'lish va ular orasidagi ko'rsatilgan chegara juda ham shartlidir.

Bulardan tashqari quyidagi tushunchalarni farqlash lozim:

- konsentrlangan eritma va to'yingan eritma,
- suyultirilgan eritma va to'yinmagan eritma.

To'yingan eritmada hamma vaqt ham ko'p miqdordagi erigan modda bo'lavermaydi, ya'ni hamma vaqt ham konsentrlanish - hammasi moddaning eruvchanligiga bog'liq. Masalan: 20^oS da 100 g suvda 0,1 g CaSO₄ bo'ladi, bu to'yingan eritma, ammo juda suyultirilgan.

Eritmaning aniq tarkibini foiz va molyar konsentratsiyalar yordamida hamda boshqa usullarda ifodalanadi.

Eritmaning ma'lum massasida yoki hajmida yoki erituvchida erigan moddaning miqdoriga (mol) yoki massasiga (g, kg) eritma konsentratsiyasi deyiladi.

Eritmada erigan moddaning massa ulushiga eritmaning foiz konsentratsiyasi deyiladi va foizlarda ifodalanadi.

$$S\% = W\% - \frac{m(\text{erigan mod.})}{m(\text{eritma})} \cdot 100\%$$

Eritmaning foiz konsentratsiyasi - eritmaning har 100 massa birligida (g, kg) qancha massa birligidagi (g, kg) erigan modda borligini ko'rsatadi.

Masalan: NaOH ning 15% li eritmasi bildiradi, ya'ni

- eritmaning har 100 g da 15 g NaOH va 85 g N₂O,
- har 100 kg eritmada 15 kg NaOH va 85 kg N₂O,
- 100 g (kg) tayyorlash uchun 15 g (kg) NaOH va 85 g (kg) N₂O suvda eritiladi.

Molyar konsentratsiya (S_m) – 1 litr eritmada erigan moddaning mollari sonini bildiradi va quyidagi formula bilan aniqlanadi:

$$S_m = \frac{\nu(\text{erigan modda})}{V(\text{eritma})}$$

va mol/l yoki mol/m³ (SI sistemasida) o'lchanadi.

I I eritmada bo'ladi:

- 1 mol erigan modda, bir molyar yoki molyar (belgilanadi 1 M);
- 0,1 mol erigan modda, detsimolyar deyiladi (belgilanadi 0,1 M);
- 0,01 mol erigan modda, santimolyar deyiladi (0,01 M) va h.k.).

16 bo'lim. ELEKTROLITIK DISSOTSIYALANISH

1 bob. Elektrolitik dissotsiyalanish mexanizmi elektrolitlar va elektrolitmaslar

Suvdagi eritmaları yoki suyuqlanmalarini elektr tokini o'tkazish qobi-liyatları bo'yicha moddalar elektrolitlarga va elektrolitmaslarga bo'linadi.

Eritmalari yoki suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazadigan moddalarga elektrolitlar deyiladi.

Elektrolitlarga tuzlar, kislotalar va asoslar kiradi. Bu moddalarning molekulalarida ion yoki kuchli qutbli kovalent kimyoviy bog'lanishlar bo'ladi.

Eritmalari yoki suyuqlanmalari elektr tokini o'tkazmaydigan moddalarga elektrolitmaslar deyiladi.

Elektrolitmaslarga asosan organik moddalar va ayrim noorganik moddalar kiradi.

Bu moddalarning molekulalarida kovalent qutbsiz yoki kuchsiz qutbli bog' bo'ladi.

Elektrolitlarning eritmalarini va suyuqlanmalarini elektr o'tkazuvchanliklarini tushuntirish uchun 1887 y. S.Arrenius elektrolitik dissotsiatsiya nazariyasi yaratadi.

Bu nazariyaga asosan:

- elektrolitlarning molekulalari eritmalarda yoki suyuqlanmalarda ionlarga ajraladi.

Elektrolit molekulalarining eritmalarda yoki suyuqlanmalarda ionlarga ajralish jarayoniga elektrolitik dissotsiyalanish deyiladi.

Ionlar-bu musbat yoki manfiy zaryad tashuvchi atomlar yoki atomlar gruppasidir.

Ionlar bo'linadilar.

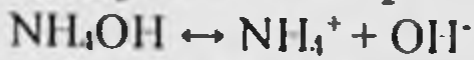
- oddiy (Na^+ , Mg^{2+} , S^{2-} , Cl^-)
- murakkab (OH^- , NO_3^- , NH_4^+ , PO_4^{3-})
- kompleks ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$)
- Eritmalarda yoki suyuqlanmalarda ionlar xaotik harakatda bo'ladilar.
- Dissotsiatsiya qaytar va muvozanatli jarayondir.

Bu bir vaqtning o'zida ikkita qarama-qarshi jarayon boradi deganidir: molekulalarni ionlarga parchalanishi - dissotsiyalanish va ionlarning molekulalarga birlashishi - assotsiyalanish. Kuchli elektrolitlarning eritmalarida (suyuqlanmalarida) dissotsiatsiya jarayoni ustundir va muvozanat kuchli darajada o'ngga siljigan, kuchsiz elektrolitlarning eritmalarida (suyuqlanmalarida) muvozanat chapga siljigan bo'ladi negaki ularda assotsiatsiya jarayoni ustundir.

Elektrolit molekulalarini ionlarga ajralishi dissotsiatsiya tenglamasi bilan ifodalanadi.

Tenglamaning chap qismiga elektrolit molekulasining formulasi yoziladi, o'ng qismiga esa elektrolitik dissotsiatsiyalanish jarayonida hosil bo'lgan ionlar yoziladi.

Kuchli elektrolitlarning dissotsiatsiyalanish tenglamalarida tenglik belgisi o'rniga strelkadan (\rightarrow), kuchsiz elektrolitlarning dissotsiatsiyalanish tenglamalarida qarama-qarshi belgisi (\leftrightarrow) dan foydalaniladi.



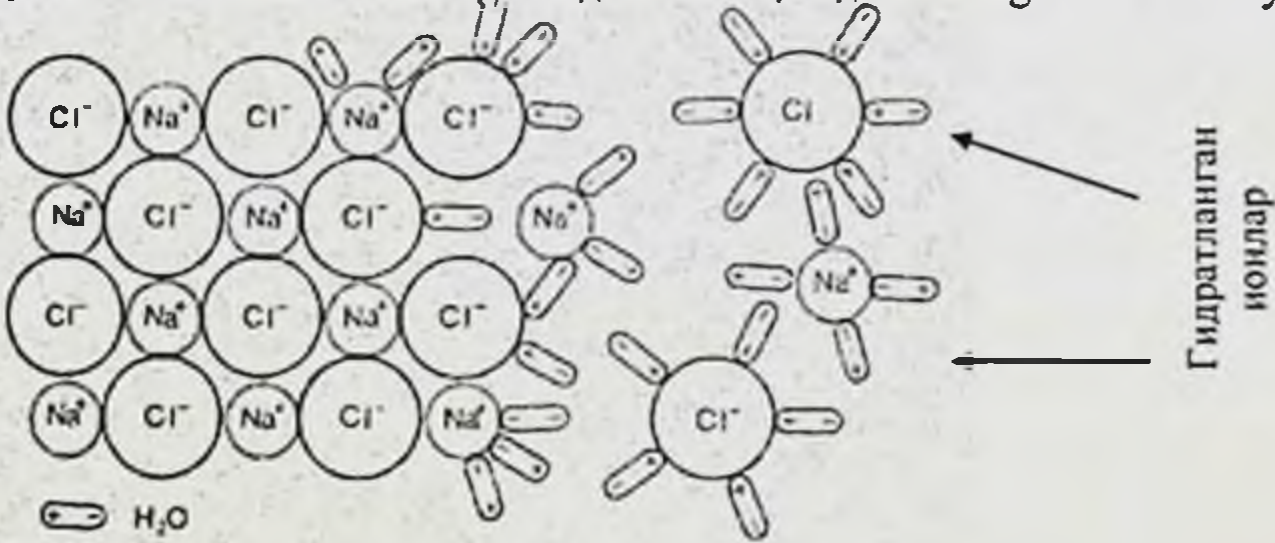
Elektrolitlarning dissotsiyanish mexanizmlari va sabablari D.I.Mendeleevning eritmalar nazariyasi va kimyoviy bog' tabiati bilan tushuntiriladi. Ma'lumki, ion bog'li yoki kuchli qutbli kovalent bog'li moddalar elektrolit bo'ladi. Dissotsiyanish sodir bo'ladigan erituvchilar ham qutbli molekulalardan iborat bo'ladi. Masalan, suv - qutbli erituvchidir. Ionli va qutbli bog'li elektrolitlarning suvdagi dissotsiatsiyalari har xil boradi.

Ionli elektrolitlarning dissotsiyanish mexanizmlari

Ion birikmalarning suvda erishida, masalan, natriy xloridni (NaCl), suvning dipol molekulari eritiladigan moddaning kristall panjarasini hosil qiladigan natriy va xlor ionlar atrofida orientirlanadilar (o'rab oladilar).

Bunda suv molekulari musbat qutblari bilan Cl^- ionlariga tortiladilar, manfiy qutblari bilan Na^+ ionlariga. Suv molekulari va elektrolit ionlari orasidagi ta'sirlashishi natijasida moddaning kristallik panjarasidagi ionlarning tortishuvlari susayadi va kristallik panjara buziladi, ionlar eritmaga o'tadi. Eritmada elektrolitlar ionlari suv molekulari bilan bog'langan «o'ramlar» bilan birga xaotik issiqlik harakatida bo'ladi.

Suv molekulari bilan bog'langan ionlarga gidratlangan ionlar deyiladi.



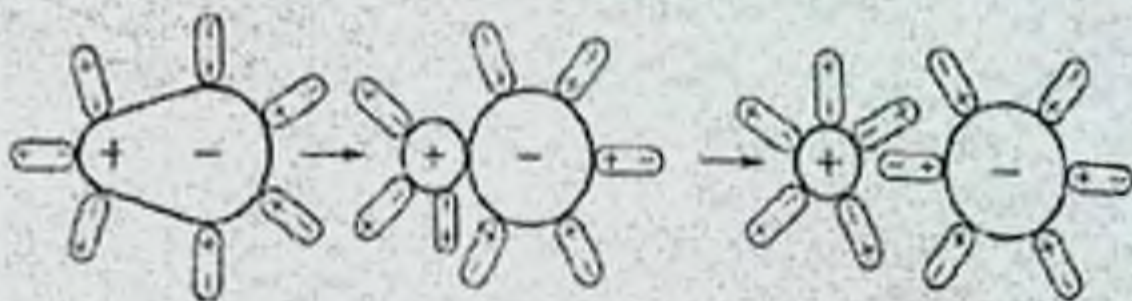
Ion bog'lanishli elektrolitni suvdagi eritmada dissotsiyanish sxemasi

Ion birikmalarning suvli eritmalaridagi dissotsiatsiyalari to'liq boradi.

Qutbli elektrolitlarning dissotsiyanish mexanizmi

Qutbli kovalent bog'lanishli moddalarning suvda erishida elektrolitning dipol - molekulari bilan suvning dipol - molekulari orasida ta'sirlashuv sodir bo'ladi. Masalan: suvda vodorod xloridni erishida HCl molekulari bilan suv molekularini ta'sirlashuvi sodir bo'ladi: avval bog' kuchliroq qutbli bo'ladi, keyin esa ion holatiga o'tadi.

Elektrolitning dissotsiyalanishi va eritmada gidratlangan ionlarning hosil bo'lishi jarayon natijasidir.

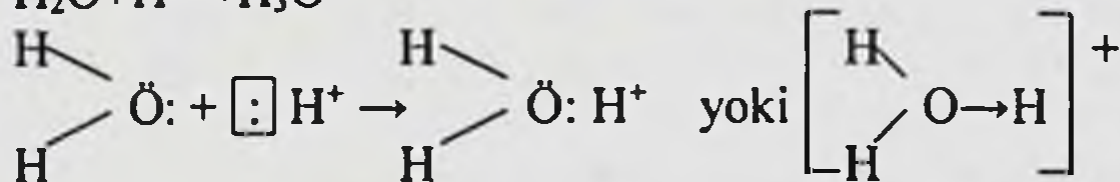
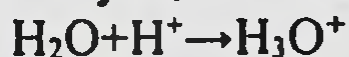


Qutbli bog'lanishli elektrolitni suvdagi eritmada dissotsiyalanish mexanizmi

Bunday mexanizm bilan kislorodli va kislorodsiz kislotalar va boshqa qutbli elektrolitlar dissotsiyalanadi.

Qutbli bog'lanishli elektrolitlar to'liq yoki qisman dissotsiyalanadilar. Bu molekulardagi bog'ning qutblilik darajasiga bog'liq bo'ladi.

Elektrolitlarning eritmalarida hamma ionlar gidratlangan holatda bo'ladilar. Masalan, vodorod ioni suv molekulasini bilan donor - akseptor mexanizmida birikib, gidroksoniy H_3O^+ ionini hosil qiladi.



Kimyoviy tenglamalarda soddalashtirish maqsadida ionlar suv molekularisiz ifodalanadi: H^+ , Ag^+ , Mg^{2+} , F^- , SO_4^{2-} , NO_3^-

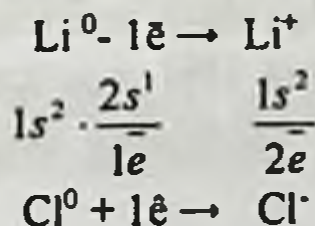
2 bob. Ionlarning xossalari

Ionlar fizikaviy, kimyoviy va fiziologik xossalari bo'yicha ular hosil bo'lgan neytral atomlardan farq qiladi. Masalan: natriy ioni Na^+ va xlorid ioni Cl^- suv bilan ta'sirlashmaydi, rangi va hidi yuk, zaharsiz. Natriy atomi Na^0 suv bilan shiddatli ta'sirlashadi.

Oddiy modda Cl_2^0 erkin holatda sarg'ish-yashil rangli gaz, zaharli, kuchli oksidlovchi.

Bir turdagi kimyoviy elementning atomlari va ionlarining xossalaridagi farq bu zarrachalarning har xil elektron tuzilishlari bilan tushuntiriladi. Metallarning kimyoviy xossalari valent elektronlari bilan aniqlanadi. Metallmaslarning atomlari elektronlarni osonlik bilan biriktiradilar va manfiy zaryadlangan ionlarga o'tadilar.

Ionlar neytral atomlarga nisbatan ancha barqaror holatda bo'ladi, ular tugallangan tashqi elektron darajaga egadirlar.





Gidratlangan va gidratlanmagan s- va r -elementlarning ionlari (H^+ , Na^+ , K^+ , Ba^{2+} , Al^{3+} va boshqalar) odatda rangsiz.

Ayrim d- elementlarning ionlari rangli, ya'ni xromofom (grekcha-xromos-rang) xossaga ega, buning natijasida, bu ionlarni tutgan tuzlari va bu tuzlarning eritmaları rangli.

Masalan, permanganat-ion MnO_4^- to'q qizil, xromat ion CrO_4^{2-} sariq rangli. Bitta d- elementning gidratlangan va gidratlanmagan ionlarining rangi har xil bo'lishi mumkin.

Masalan, gidratlanmagan Cu^{2+} ionlari – rangsiz, gidratlangan ionlari havorang bo'ladi.

3 bob. Dissotsiatsiya darajasi va konstantasi

Suvli eritmalarda bir xil elektrolitlar to'liq ionlarga dissotsiyalanadi, boshqalari - qisman, ya'ni elektrolit molekulasining bir qismi dissotsiyalanmasdan qoladi.

Erigan modda molekulalarining qanday qismi ionlarga ajralganligini ko'rsatuvchi songa (α) elektrolitik dissotsiatsiya darajasi deyiladi.

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

bu erda n-ionlarga ajralgan elektrolit molekulasini soni, N-elektrolitning umumiy molekulalar soni. Masalan, agar $\alpha=2\%$ unda bu eritmada har 100 elektrolit molekulasidan faqat 2 molekula ionlarga ajralganligini bildiradi.

Dissotsiatsiya darajasi bog'liq bo'ladi

- erituvchi tabiatiga;
- erigan modda tabiatiga (masalan, bir xil sharoitda SN_3SOON dissotsiatsiya darajasidan $NSOOH$ dissotsiatsiya darajasi katta);
- temperaturaga (temperatura ortganda qoida bo'yicha dissotsiatsiya darajasi ortadi);
- eritma konsentratsiyaga (eritma ma'lum bir chegaragacha suyultirilganda, dissotsiatsiya darajasi ortadi, chunki eritmada ionlar orasidagi masofa ortadi va ularning molekulalarga birikish imkoniyatlari kamayadi).

Dissotsiatsiya darajasiga bog'liq holda elektrolitlar kuchli va kuchsiz elektrolitlarga bo'linadi.

Kuchli elektrolitlar – bu 0,1 m suvli eritmalarida dissotsiatsiya darajasi 30% katta bo'lgan elektrolitlardir.

Kuchli elektrolitlarga kiradi:

- kuchli mineral kislotalar – HJ , HBr , HCl , $HSiO_4$, $HSiO_3$, H_2SO_4 , HNO_3 , $HMnO_4$;
- ishqorlar- $LiOH$, $NaOH$, KOH , $CsOH$, $RbOH$, $FrOH$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Ra(OH)_2$;
- hamma eruvchan tuzlar

Esda saqlang: kam eriydigan tuzlar, asoslar va boshqa ion bog'lanish tipidagi birikmalar kuchli elektrolitlarga kiradi.

Masalan, $Ca(OH)_2$ kam eriydi, ammo kuchli elektrolitga kiradi.

Kuchsiz elektrolitlar – bu 0,1M suvli eritmalarida dissotsiatsiya darajasi 3% kam bo'lgan elektrolitlardir.

Kuchsiz elektrolitlarga kiradi:

- amalda hamma organik moddalar;

- kuchsiz kislotalar;
- ayrim tuzlar;
- ishqorlardan boshqa asoslar;
- ko'pchilik binar birikmalar (N_2O , oksidlar va boshqalar).

Dissotsiyasiya darajalari 3-30% oralig'ida bo'lgan elektrolitlarga o'rtacha kuchdagi elektrolitlar deyiladi (masalan, $HCOOH$, $H_2C_2O_4$, H_3PO_4 , H_2SO_3). Kimyoning maktab kursida ularni kuchsiz elektrolitlarga kiritadi.

Kuchsiz elektrolitlarni xarakterlash uchun dissotsiyasiya konstantasi deb ataladigan kattalik ishlatiladi.

Kuchsiz elektrolitlarning eritmalarida dissotsiyalanmagan molekulalar va ionlar orasida dinamik muvozanat qaror topadi va umumiy holda ko'rinishga ega:

$Me_mAn \leftrightarrow mMe^{n+} + nA^{m-}$ yoki $H_mA \leftrightarrow mH^+ + A^{m-}$ (kuchsiz kislotalar uchun). Bu muvozanat uchun massalar ta'siri qonunini tadbiiq etib olamiz:

$$K = \frac{[Me^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n}{[Me_mAn]} \text{ yoki } K = \frac{[H^+]^m \cdot [A^{m-}]^n}{[H_mA]}$$

bu erda $[Me^{n+}]$, $[H^+]$, $[A^{m-}]$ -ionlarning muvozanat konsentratsiyalari, $[Me_mAn]$, $[H_mA]$ -molekulalarning muvozanat konsentratsiyalari.

Bu holda muvozanat konstantasi (K) dissotsiyasiya konstantasi deyiladi. Dissotsiyasiya konstantasi elektrolitlarni ionlarga dissotsiyalanish qobiliyatlarini xarakterlaydi:

K - qiymati qanchalik katta bo'lsa, elektrolit ionlarga shunchalik oson ajraladi, uning eritmasida shunchalik ionlar ko'p bo'ladi va elektrolit shunchalik kuchli bo'ladi.

Masalan, sirka kislotalari, alyuminiy gidroksidi va sianid kislotalarining dissotsiyasiya konstantalari quyidagi qiymatlarga ega bo'ladi:

$$K_{CH_3COOH} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{NH_4OH} = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]} = 1,79 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{HCN} = \frac{[H^+] \cdot [CN^-]}{[HCN]} = 6,2 \cdot 10^{-10}$$

Bu sirka kislotalarining elektrolitik kuchi amalda xuddi ammoniy gidroksidnikidek ekanligini bildiradi. Bu ikkita birikma sianid kislotalariga nisbatan ancha kuchli elektrolitlardir.

Dissotsiyasiya konstantasi elektrolit tabiatiga, erituvchi tabiatiga va temperaturaga bog'liq. Berilgan kuchsiz elektrolit uchun dissotsiyasiya konstantasi ayni temperaturada o'zgarmas kattalik bo'ladi.

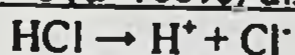
Dissotsiyasiya konstantasi eritma konsentratsiyasiga bog'liq emas, shuning uchun dissotsiyasiya darajasiga nisbatan elektrolit kuchini ancha aniq xarakterlaydi.

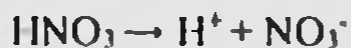
4 bob. Elektrolitik dissotsiyalanish nuqtai nazaridan kislotalar, asoslar va tuzlar

Kislotalar – bular suvdagi eritmalarida dissotsiyalanganda faqat bir turdagi kationlar - vodorod H^+ kationlarini hosil qiladigan elektrolitlardir.

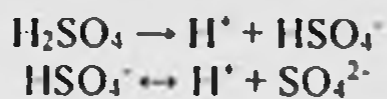
Kislotalarning dissotsiyalanish darajasi va xarakteri uning kuchi va negizligiga bog'liq bo'ladi.

Bir negizli kuchli kislotalar qaytmas ($\alpha=100\%$) dissotsiyalanadilar:

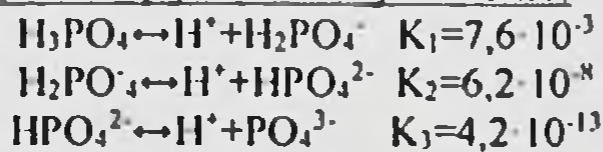




Kuchli ko'p negizli kislotalar bosqichli dissotsiatsiyalanadilar, birinchi bosqich bo'yicha qaytmas, qolganlari bo'yicha qaytar:



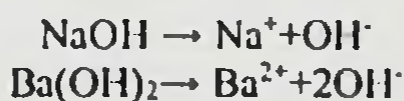
Kuchsiz ko'p negizli kislotalar qaytar dissotsiyanadilar:



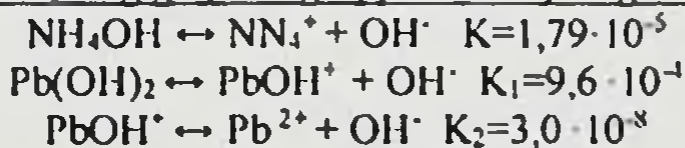
Dissotsiyanish bosqichlar soni kislotalarning negizligiga teng. Dissotsiatsiya konstantasi bir bosqichdan boshqasiga o'tganda keskin kamayadi. Bu eritmada birinchi bosqichda hosil bo'lgan ionlarning ko'p bo'lishini bildiradi.

Asoslar – bular suvdagi eritmalarida dissotsiatsiyalanganda faqat bir turdagi anionlar - gidroksid OH^- anionlarini hosil qiladigan elektrolitlardir.

Asoslarning dissotsiatsiyalanish darajasi va xarakteri uning kuchi va kislotaligiga bog'liq bo'ladi. Kuchli bir va ikki kislotali asoslar (ishqorlar) qaytmas va bir bosqichda dissotsiatsiyalanadilar.

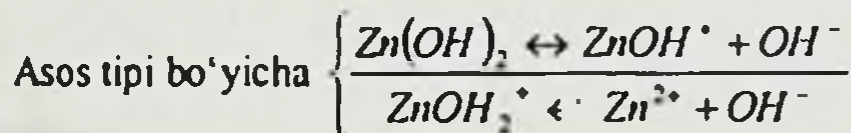
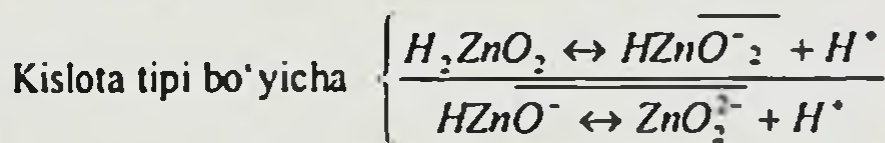


Kuchsiz bir va ko'p kislotali asoslar qaytar va ko'p bosqichli dissotsiatsiyalanadilar, bosqichlar soni asoslarning kislotaligiga (OH^- gruppalar soni) teng bo'ladi.



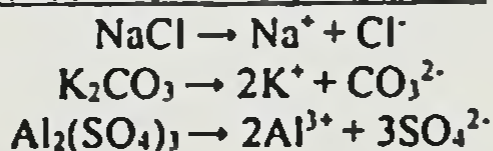
Amfoter gidroksidlar suvdagi eritmalarida dissotsiatsiyalanganda bir vaqtning o'zida ham N^+ kationni ham OH^- anioni hosil qiladigan, ya'ni ham kislota tipida ham asos tipida dissotsiatsiyalanadigan elektrolitlardir.

Amfoter gidroksidlarda Me-O va O-N larda kimyoviy bog'larning barqarorligi deyarli bir xil. SHu sababli suvli eritmalarda bu bog'lar bir vaqtda N^+ kationlarini va OH^- anionlarini hosil qilib uziladi. Amfoter gidroksidlar kuchsiz elektrolitlar bo'lganligi uchun dissotsiatsiya bosqichli va qaytar bo'ladi. Masalan, Zn(OH)_2 dissotsiatsiyasi:



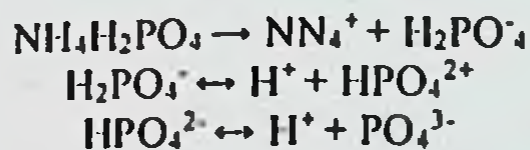
Normal (o'rta) tuzlar - suvdagi eritmalarida faqat metall kationi va kislota qoldig'i anioni hosil qilib dissotsiatsiyalanadigan elektrolitlardir.

Normal tuzlar to'liq va qaytmas dissotsiatsiyalanadilar:



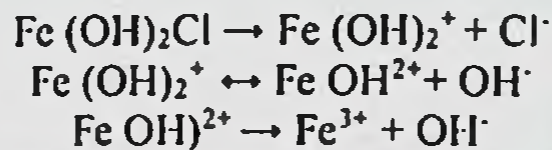
Nordon tuzlar - suvdagi eritmalarida metall kationlari va kislota qoldig'i anionlaridan tashqari N⁺ kationlarini ham hosil qilib dissotsiatsiyalanadigan elektrolitlardir.

Nordon tuzlar bosqichli dissotsiatsiyalanadilar birinchi bosqichda qaytmas, qolganlari bo'yicha qaytar bo'ladi:



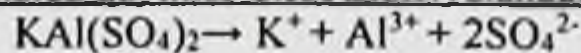
Asosli tuzlar - suvdagi eritmalarida metall kationlari va kislota qoldig'i anionlaridan tashqari gidroksid - OH⁻ ionlari hosil qilib dissotsiatsiyalanadigan elektrolitlardir.

Asosli tuzlar bosqichli dissotsiatsiyalanadilar, birinchi bosqich bo'yicha qaytmas, qolganlari bo'yicha qaytar:



Qo'sh tuzlar - suvdagi eritmalarida ikkita har xil metall kationlari va bitta kislota qoldig'i anionini hosil qilib dissotsiatsiyalanadigan elektrolitlardir.

Qo'sh tuzlar to'liq va amalda qaytmas dissotsiatsiyalanadilar:



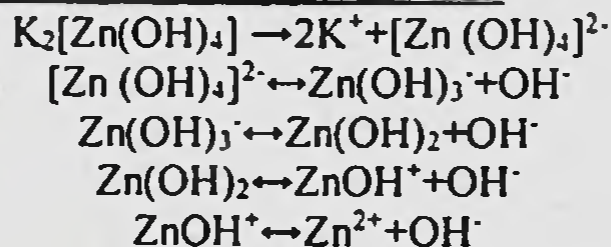
Aralash tuzlar - suvdagi eritmalarida metall kationi va ikkita har xil kislota anionlari hosil qilib dissotsiatsiyalanadigan elektrolitlardir.

Aralash tuzlar avrim hollardan tashqari, to'liq va amalda qaytmas dissotsiatsiyalanadilar:



Kompleks tuzlar - suvdagi eritmalarida murakkab (kompleks) ionlar hosil qilib dissotsiatsiyalanadigan elektrolitlardir.

Kompleks tuzlar tashqi sferalari bo'yicha bir bosqichda qaytmas dissotsiatsiyalanadilar, ichki (kompleks) sfera bo'yicha bosqichli va qaytar bo'ladi:



5 bob. D.I.Mendeleev jadvali bo'yicha oksikislotalararo va asoslarning kuchlari bo'yicha tavsiflari

Hamma asos va oksikislotalarga xuddi gidroksidlardek qarash mumkin. Shuning uchun ularni ham boshqalarni ham bitta formula $\text{R}(\text{OH})_n$ bilan ifodalash mumkin. Masalan, sulfat kislota (H_2SO_4) formulasini $(\text{HO})_2\text{SO}_2$ ko'rinishida, nitrat kislota (HNO_3) formulasini - HONO_2 ko'rinishida yozish mumkin.

Elektrolitik dissotsiatsiya nuqtai-nazaridan gidroksidni asosga yoki oksikislotaga o'tkazish uning suvdagi eritmasidagi dissotsiatsiya tabiatiga bog'liq.

- Agar gidroksid $\text{R}(\text{OH})_n \rightarrow \text{R}^{n+} + n\text{OH}^-$ sxemasi bo'yicha dissotsiatsiyalansa, unda bu asos;
- Agar u $\text{R}(\text{OH})_n \rightarrow \text{RO}_n^+ + n\text{H}^+$ sxemasi bo'yicha bo'lsa, unda bu kislota.

Gidroksidning suvdagi dissotsiatsiyasini tabiati R-O va O-N bog'larining qutbliligi bilan aniqlanadi.

Suvning dipollari ta'siri ostida molekulaning parchalanishi hamma vaqt ko'proq qutblangan bog' bo'yicha boradi. Agar R-O bog' ko'proq qutbli bo'lsa, unda ayni gidroksid asos bo'ladi, agar bog' O-N ko'proq qutbli bo'lsa, kislota bo'ladi.

Bog'ning qutbliligi uni hosil qilgan atomlarning elektromanfiyliklari ayirmasi ($\Delta\epsilon$) bilan aniqlanadi. Atomlarning elektromanfiyliklarini bilgan holda bog'lardan qaysi biri R-O yoki N-O ko'proq qutbliligini oson aniqlash mumkin va natijada ayni gidroksid asosmi, kislota yoki amfoteri, qanday xossaga ega ekanligini topish mumkin.



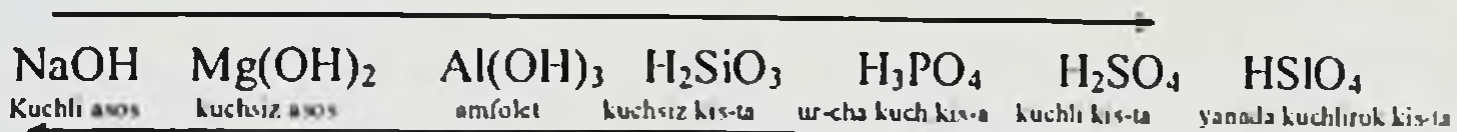
- $\Delta\epsilon_1 > \Delta\epsilon_2$ bo'lganda bog' R-O da uziladi va gidroksid asos bo'ladi.
- $\Delta\epsilon_1 < \Delta\epsilon_2$ bo'lsa, bog' O-N da uziladi va gidroksid kislota bo'ladi.
- $\Delta\epsilon_1 \approx \Delta\epsilon_2$ bo'lsa dissotsiatsiya bir vaqtning o'zida ikki bog' bo'yicha boradi va gidroksid amfolit bo'ladi.

Oksikislota va asoslarning kuchi $\Delta\epsilon_1$ va $\Delta\epsilon_2$ kattaliklarining nisbati bilan aniqlanadi. $\Delta\epsilon_1$ ning qiymati $\Delta\epsilon_2$ nikidan qancha katta bo'lsa ayni gidroksid shuncha kuchli asos bo'ladi, aksincha $\Delta\epsilon_2$ qiymati $\Delta\epsilon_1$ nikidan katta bo'lsa u shunchalik kuchli kislota bo'ladi.

Negaki: $\Delta\epsilon_2 = \Delta\epsilon(O) - E_{(n)} = 3,5 - 2,1 = 1,4$ u holda: kuchli asoslar $\Delta\epsilon_1 > 2,0$ qiymatga ega bo'lishi, kuchli oksikislotalar esa $\Delta\epsilon_1 > 1,0$ qiymatga ega bo'lishi lozim.

D.I.Mendeleev jadvalida davrlarda chapdan o'ngga o'tganda R-O qutblilik keskin kamayadi, chunki $\Delta\epsilon_1$ qiymati keskin kamayadi, shuning uchun bu yo'nalishda oksikislotalarning kuchi ortib asoslarning kuchi kamayadi. Aytilganlarni uchinchi davr elementlarining gidroksidlari misolida keltirish mumkin:

Elementlarning elektromanfiyliklari ortadi



$\Delta\epsilon_1$ ortadi va R-O bog'ning qutbliligi ortadi.

Bosh guruhlarda yuqoridan pastga tushganda R-O ning qutbliligi ortadi ($\Delta\epsilon_1$ ortadi) va natijada bu yo'nalishda oksikislotalarning kuchi kamayadi, asoslarning kuchi esa ortadi. Masalan: ishqoriy metallar va galogenlar guruhlarida:

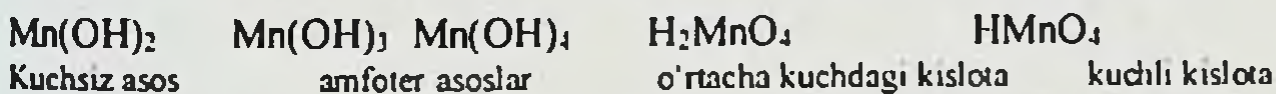


Asoslik kuchi ortadi



Kislotalik kuchi kamayadi.

SHunday qilib eng kuchli asos bo'lib FrOH, eng kuchli oksikislota bo'lib HSiO₄ hisoblanadi. Agar bitta element bir qancha gidroksidlar hosil qilsa ulardan quyi musbat oksidlanish darajasidagi asos, yuqori musbat oksidlanish darajasidagi kislota bo'ladi.



LiOH	Be(OH) ₂	H ₃ BO ₃	H ₂ CO ₃	HNO ₃ kuchli kislotalar		
NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₄ SiO ₄	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HSiO ₄
KON	Ca(OH) ₂	Ga(OH) ₃	H ₄ GeO ₄	H ₃ AsO ₄	H ₂ SeO ₄	HVrO ₄
RbOH	Sr(OH) ₂	In(OH) ₃	Sn(OH) ₂	H ₃ SbO ₄	H ₂ TeO ₄	HJO ₄
CsOH	Ba(OH) ₂	Ti(OH) ₃	Pb(OH) ₂	Kuchsiz va o'rtacha kuchdagi kislotalar		
FrOH	Ra(OH) ₂	Amfoter va kuchsiz asoslar				
Kuchli asoslar						

Atom tuzilishi nuqtai nazaridan dissotsiatsiya tipi, shunday qilib, gidroksid tipi gidroksid hosil qiluvchi element ioni zaryadi va uning radiusiga bog'liq bo'ladi.

Musbat ion zaryadining kamayishi va uning radiusini ortishi bilan asoslik kuchi ortadi - qarama-qarshi yo'nalishda kislotalik kuchi ortadi.

Davrlarda chapdan o'ngga o'tgan sari ion zaryadining ortishi va ularning radiuslarining kamayishi sodir bo'ladi va bu R-O bog'ning barqarorligini ortishiga va N-O dagi bu yo'nalishda asoslik kuchini susayib, kislotalik kuchini kuchayishi namoyon bo'ladi.

Bosh guruhlarda yuqoridan pastga tushgan sari ion zaryadlari doimiy qoladi, radiuslari ortadi bu O-N dagi bog'ning barqarorligini ortishiga olib keladi va R-O da bog' susayadi.

Bu bosh guruhlarda metallar bo'lganda gidroksidlarning asoslik xossalarini ortishiga va bosh guruhlarda metallmaslar bo'lganda gidroksidlarning kislotalik xossalarini pasayishiga olib keladi. Bundan tashqari:

anion zaryadining kamayishi va uning radiusining ortishi bilan kislota kuchi ortadi.

Masalan:

- HCl - H₂S juftida HCl kuchliroq kislota ($r_{Cl^-} \approx r_{S^{2-}}$, a Cl⁻ zaryadi S²⁻ ga nisbatan kichik);
- HSiO₄ - HCl juftida HSiO₄ kuchliroq (ionlarning ClO₄⁻ va Cl⁻ zaryadlari teng, $r(ClO_4^-) > r(Cl^-)$);
- H₂O - H₂S - H₂Se - H₂Te qatorida kislotalik kuchi ortadi chunki anion zaryadlarining bir xilligida ularning radiuslari ortadi.

Esda tutish lozimki, ya'ni kislota yoki asoslarning kuchini faqat bir xil sharoitlarda (temperatura eritma konsentratsiyasi, erituvchi) taqqoslash mumkin, chunki dissotsiatsiya darajasi nafaqat kimyoviy bog'ning tabiati bilan hamda dissotsiatsiya sharoiti bilan ham aniqlanadi.

6 bob. Suv molekulasining dissotsiatsiyasi.

Vodorod ko'rsatkich

Suv – kuchsiz amfoter elektrolit. Suvning dissotsiatsiyalanish tenglamasi:



Bu tenglamadan suvda N⁺ ionlarining va ON⁻ gidroksil ionlarining konsentratsiyalari bir xil ekanligi kelib chiqadi. 25^oS da $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/l teng ekanligi aniqlangan.

Vodorod ionlari va gidroksid ionlarining konsentratsiyalarining ko'paytmasiga suvning ionli ko'paytmasi deyiladi va $K_w(H_2O)$ bilan belgilanadi.

$K_w(H_2O)$ –doimiy kattalik va 25^o S da

$K_w(H_2O) = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$ mol/l teng bo'ladi.

Elektrolitlarning suyultirilgan suvdagi eritmalarida xuddi suvdagidek, [H⁺] ionlari va [OH⁻] ionlarining konsentratsiyalarining ko'paytmasi ayni temperaturada o'zgarmas kattalikdir.

Suvning ionli ko'paytmasi har qanday suvli eritmadagi agar [OH⁻] ionlarining konsentratsiyalari aniq bo'lsa, [H⁺] ionlarining konsentratsiyalarini va aksincha hisoblash imkoniyatini beradi.

Har qanday suvli eritma muhitini undagi [H⁺] va [OH⁻] ionlarining konsentratsiyalari tavsiflaydi. Bu ionlarning konsentratsiyalari nisbatlari bo'yicha uch xil muhit farqlanadi: neytral, kislotali va ishqoriy.

Neytral muhit – bu muhitda [H⁺] va [OH⁻] ionlari konsentratsiyalari bir xil bo'lgan muhitdir.

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Kislotali muhit - bu muhitda [H⁺] ionlarining konsentratsiyasi [OH⁻] ionlari konsentratsiyasidan katta bo'ladi.

$$[H^+] > [OH^-], [H^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Ishqoriy muhit - bu muhitda $[H^+]$ ionlarning konsentratsiyasi $[OH^-]$ ionlari konsentratsiyasidan kichik:

$$[H^+] < [OH^-], [H^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Ammo, suvli eritmalarda muhitni xarakterlash uchun undagi vodorod yoki gidroksid ionlarining konsentratsiyalari qiymatlaridan foydalanmasdan vodorod ko'rsatkich rN deb nomlanadigan kattalikdan foydalaniladi.

Eritmaning vodorod ko'rsatkichi (rN) ayni eritmadagi vodorod ionlari konsentratsiyalarining manfiy o'nli logarifmiga son jihatdan tengdir

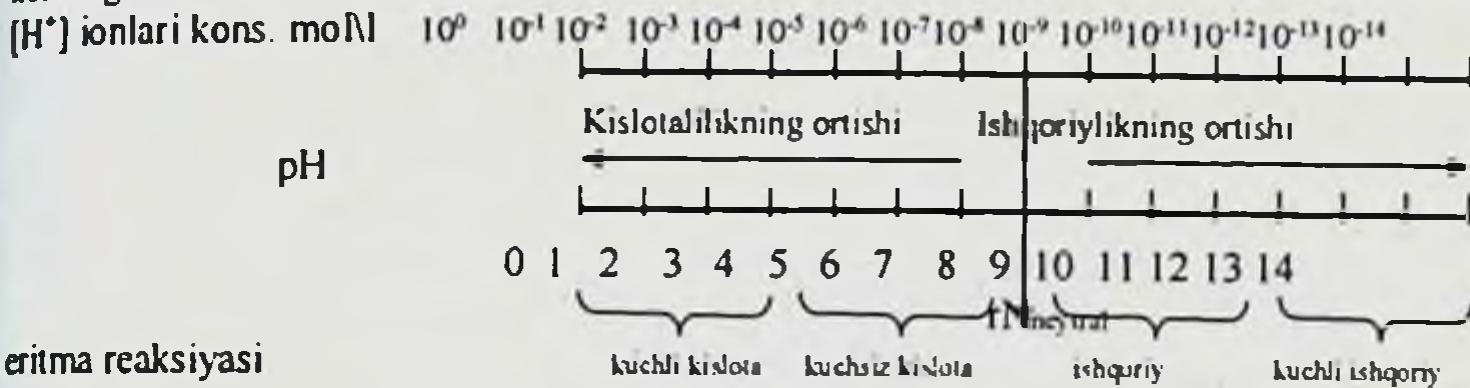
$$rN = -\lg [N^+]$$

Masalan, agar $[N^+]$ ionlarning konsentratsiyasi $[N^+] = 10^{-2} \text{ mol/l}$ bo'lsa u holda $rN = \lg 10^{-2} = 2$ va eritma muhiti kislotali bo'ladi, agar $[N^+]$ ionlari konsentratsiyasi $[N^+] = 10^{-12} \text{ mol/l}$ bo'lsa, u holda $rN = \lg 10^{-12} = 12$ va eritma muhiti ishqoriy bo'ladi. Suvli eritmalarda rN qiymati 0 dan 14 gacha oraliqda bo'ladi.

Eritma muhiti:

- Kislotali, agar $[N^+] > 10^{-7}$, $rN < 7$ va rN qiymati qanchalik kichik bo'lsa, eritma kislotaliligi shunchalik katta bo'ladi;
- nevtal, agar $[N^+] = [OH^-] = 10^{-7}$, yoki $rN = 7$;
- ishqoriy, agar $[H^+] < 10^{-7}$, $pH > 7$ va rN qiymati qanchalik katta bo'lsa, eritmaning ishqoriyligi shunchalik katta bo'ladi.

N^+ ionlarining konsentratsiyasi bilan rN qiymati va eritma muhiti orasidagi bog'liqlik sxemada keltirilgan



eritma reaksiyasi

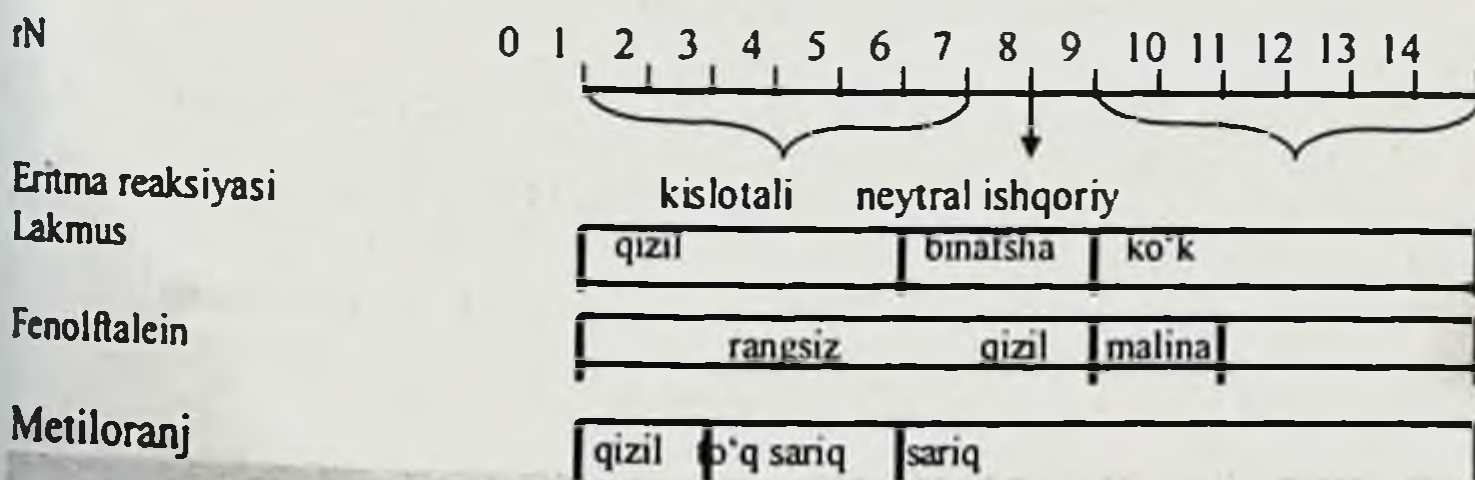
Elektrolitlarning suvdagi eritmalaridagi va reaksiya muhitini sifatijihatdan indikatorlar yordamida aniqlanadi.

Eritma rN bog'liq holda rangini qaytar o'zgartiradigan moddalarga indikatorlar deyiladi.

Amalda eng ko'p foydalanadigan indikatorlar:

- lakmus $rN = 5,0 - 8,0$ intervallarda rangini o'zgartiradi
- fenolftalein $rN = 8,2 - 10,0$ intervallarda rangini o'zgartiradi.
- metil to'qsariq (metiloranj) $rN = 3,1 - 4,4$ intervallarda rangini o'zgartiradi.

Indikatorlarning rangini o'zgartirishi sxemada ko'rsatilgan:



Eritmalarning aniq rN qiymatlarini maxsus asboblarda -rN metrlar yordamida o'lchanadi.

Vodorod ko'rsatkich kimyoviy va biologik jarayonlarda katta ahamiyatga ega, chunki bu jarayonlar reaksiya muhitiga bog'liq holda har xil tezliklarda har xil yo'nalishlarda boradilar.

7 bob. Suvning qattiqligi va uni yo'qotish usullari

Toza aralashmalarsiz suv tabiatda bo'lmaydi. Aralashmalar miqdori eng kichik bo'lgan suv yomg'ir va qor suvlaridir, eng ko'p bo'lgani - dengiz suvidir. Tarkibida aralashmalar bo'lgan suvni texnikada va maishiy xizmatlarda ishlatishni qiyinlashtiradi.

Ayniqsa, kalsiy va magniy tuzlari aralashmalari zararli bo'ladi, ular bug' qozonlarining devorlarida va issiq almashinish apparatlarining trubalarida o'tirib qoladilar va ularning ishlashlarini ancha qiyinlashtiradilar.

Suvda kalsiy va magniy tuzlarining miqdorlarini tavsiflash uchun, suvning qattiqligi deb nomlanadigan kattalik kiritildi.

Suvning qattiqligi ikkiga bo'linadi: vaqtinchalik (karbonatli) va doimiy (karbonatsiz) qattiqlik. Agar suvda kalsiy gidrokarbonat ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$) va magniy gidrokarbonat ($\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$) lar erigan holda bo'lsa, karbonatli (vaqtinchalik) qattiqlik deyiladi.

Agar suvda kalsiy va magniylarning sulfatlari va xloridlari (CaSO_4 , CaCl_2 , MgSO_4 , MgCl_2) erigan holda bo'lsa doimiy qattiqlik deyiladi. Vaqtinchalik (muvaqqat) va doimiy qattiqliklar yig'indisiga suvning umumiy qattiqligi deyiladi.

Suvning qattiqligini miqdor jihatdan 1 l suvda bo'ladigan Ca^{2+} va Mg^{2+} ionlarining milliekvivalent (mekv) sonlari bilan ifodalandi.

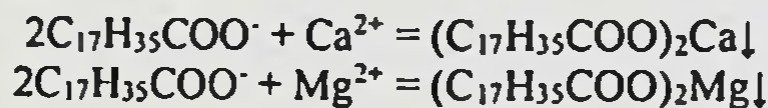
Ca^{2+} ionining milliekvivalenti 20,4 mg teng, Mg^{2+} ionining milliekvivalenti 12,16 mg teng bo'lganligi uchun suvning umumiy qattiqligini quyidagi formula bilan ifodalash mumkin:

$$K_{(\text{um})} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{20,04} + \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{12,16} \text{ мэкв \ l}$$

$K_{(\text{um})}$ qiymati bo'yicha tabiiy suvlar bo'linadi:

- juda yumshoq $K_{(\text{um})} < 1,5$ mekv/l (yomg'ir suvi);
- yumshoq $K_{(\text{um})} = 1,5-4,0$ mekv/l;
- o'rtacha yumshoq $K_{(\text{um})} = 4,0-8,0$ mekv/l;
- qattiq $K_{(\text{um})} = 8,0-12,0$ mekv/l;
- juda qattiq $K_{(\text{um})} > 12,0$ mekv/l (dengiz suvi).

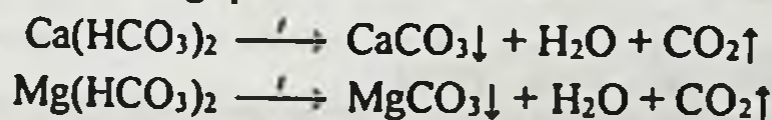
Qattiq suvda sovun yomon ko'piradi, sovun yuqori karbon kislotalarining natriyli tuzi, masalan, natriy stearat $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{SOONa}$. Qattiq suvda sovun eritilganda yomon eriydigan kalsiy va magniylarning stearatlari hosil bo'ladi:



Sintetik yuvuvchi vositalar, hatto juda qattiq suvlarda ham yaxshi yuvuvchi xossasiga ega, chunki ularning kalsiyli va magniyli tuzlari eruvchan.

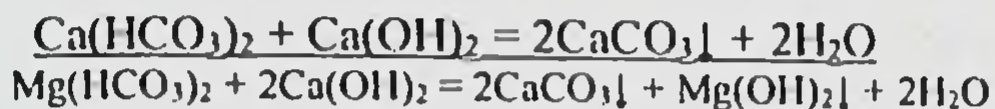
Suvning qattiqligini yo'qotish uchun (yumshatish uchun) undan Ca^{2+} va Mg^{2+} ionlarini chiqarish zarur, masalan ularni cho'kmaga o'tkaziladi.

Suvning vaqtinchalik (karbonatli) qattiqlik suvni qaynatib yo'qotiladi, chunki suv qizdirilganda kalsiy va magniy gidrokarbonatlarning parchalanishi sodir bo'ladi:

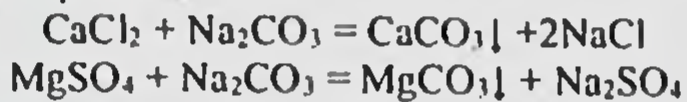


Suvning doimiy qattiqligini qaynatib yo'qotib bo'lmaydi.

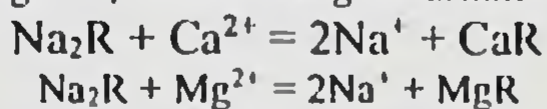
Suvning umumiy qattiqligini odatda ohakli usul bilan yo'qotiladi suvga so'ndirilgan ohak va soda (Ca(OH)_2 , Na_2SO_3) aralashmasi solinadi. Bunda so'ndirilgan ohak bilan suvning muvaqqatli qattiqligi yo'qotiladi:



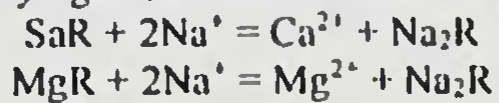
Doimiy qattqlik soda bilan yo'qotiladi:



Hozirgi vaqtda suvning umumiy qattiqligini yo'qotishning kationit usulidan keng foydalanilmoqda. Bu usul suvni kationitlardan tarkibida Ca^{2+} va Mg^{2+} kationlariga almashina oladigan kationlari bo'lgan qattliq moddalardan o'tkazishga asoslangan. Kationitlarning tarkibi Na_2R , bu erda R-anion umumiy formulasi bilan ifodalash mumkin. Qattliq suvni kationit to'ldirilgan kolonka orqali o'tkazganda, kationlarning almashinuvi sodir bo'ladi:



Ca^{2+} va Mg^{2+} kationlari kationitda ushlab qolinadi, Na^+ ionlari kationitdan suvga o'tadi, natijada suvning qattiqligi kamayadi. Qachonki kationitdagi Na^+ ionlarning asosiy qismi Ca^{2+} va Mg^{2+} ionlariga almashingandan keyin, kationit regeneratsiya qilinadi. Buning uchun kation almashinish kolonkasidan osh tuzining NaCl to'yingan eritmasi o'tkaziladi. Bunda teskari jarayonlar bo'ladi:



Kationit regeneratsiya qilingandan keyin uni yana suvni yumshatish uchun foydalanish mumkin.

II-QISM. ANORGANIK KIMYO

I BO'LIM. ANORGANIK MODDALARNING SINFLARI VA NOMLANISHLARI

I bob. Umumiy hollar

Bizni atrofimizni o'rab olgan olamni tashkil qiluvchi moddalar har xil belgilari bo'yicha klassifikatsiyalanadilar (sinflarga bo'linadilar). Umum qabul qilingan klassifikatsiyalarga muvofiq hamma moddalar *organik* hayvonot va o'simliklar dunyosini hosil qiluvchilar va *anorganik* jonsiz tabiatni hosil qiluvchilarga bo'linadi. Bulardan tashqari, hamma moddalar tarkibi bo'yicha klassifikatsiyalanadilar; bir elementli yoki *oddiy* va ko'p elementli yoki *murakkab* moddalar. Bir elementli moddalar faqat jonsiz tabiatda uchraydilar.

Hamma organik moddalar va aksariyat ko'pchilik anorganik moddalar — murakkabdir.

Anorganik moddalar bo'linadilar:

- metallar
 - metallmaslar
 - binar birikmalar
 - asoslar
 - kislotalar
 - tuzlar
- } оддий
- } мураккаб

Keltirilgan har bir sinf o'z navbatida yanada maydaroq sinflarga bo'linadilar. Moddalarning formulasi va nomlanishi, organik moddali yoki anorganik umum qabul qilingan sistema, sistematik nomenklatura yoki IYUPAK (Xalqaro nazariy va amaliy kimyo birlashmasi) bo'yicha tuziladi. Anorganik moddalarning sistematik nomlanishi asosida moddani hosil qiluvchi elementlarning lotincha nomlari yotadi. SHu sababli amalda hamma oddiy moddalar, ularni hosil qiluvchi kimyoviy elementlarning nomlari bilan nomlanadi.

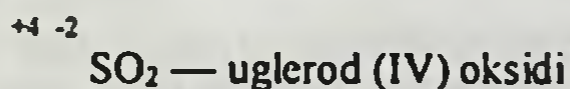
Murakkab anorganik moddalarni nomlarini tuzishda kimyoviy element nomiga yoki bu nomning ildiziga moddaning o'ziga xos xususiyatini yorituvchi va uning u yoki bu sinfga mansubligini ko'rsatuvchi suffiks va qo'shimchalar qo'shiladi (masalan, «id» suffiksi moddani binar birikmaga tegishli ekanligini bildiradi).

Moddaning miqdoriy tarkibini old qo'shimcha sifatida foydalanadigan grek sonlari yordamida yoritiladi:

Mono — 1,	Geksa — 6
Di (bi) — 2,	Gepta — 7
Tri — 3,	Okta — 8
Tetra — 4,	Nona — 9
Penta — 5,	Deka — 10

Agar element o'zgaruvchan valentlikka ega bo'lsa, elementning nomidan keyin qavs ichida rim raqamlari bilan uning valentligi ko'rsatiladi. Bundan tashqari, sistematik nomenklatura prinsiplariga muvofiq murakkab modda formulasi shartli ravishda ikkita tarkibiy qismlarga bo'linadi — elektromusbat va elektromanfiy. Formulalarni tuzishda qoida bo'yicha birinchi elektromusbat tarkibiy qism yoziladi, keyin — elektromanfiy qism yoziladi.

Moddaning nomi chapdan o'ngga qarab o'qiladi — avval elektromusbat qism keyin elektromanfiy qism o'qiladi. Masalan:



2 bob. Metallar va metallmaslar

Metallar — oddiy moddalar guruhi, yuqori issiqlik va elektr o'tkazuvchanligi, qattiqligi, bolg'alanuvchanligi, yaltiroqliklari bilan ajralib turadilar.

Metallar ularni hosil qiluvchi xuddi kimyoviy elementlar kabi belgilanadilar, nomlanadilar va klassifikatsiyalanadilar. Masalan, ishqoriy va ishqoriy-er metallari deb nomlanadigan kimyoviy elementlar bor, ular bir xil belgilanadilar:

Li, Na, K, Rb, Cs, Fr — ishqoriy metallar;

Ca, Sr, Ba, Ra — ishqoriy-er metallari.

Oddiy moddalar, metallar kimyoviy elementlardan farqli, har xil fizikaviy belgilari bo'yicha ham klassifikatsiyalanadilar. Masalan, og'ir va engil metallar, yumshoq va qattiq, rangli va qora va hokazolar.

Metallmaslar — oddiy moddalar guruhi, past issiqlik va elektr o'tkazuvchanligi, yomon bolg'alanuvchanligi va plastikligi bilan ajralib turadilar.

Metallmaslar atom yoki molekulyar strukturali bo'ladilar, ya'ni u atomlardan tuzilgan yoki molekulalardan tuzilgan. Birinchi holda metallmasning kimyoviy formulasi kimyoviy elementning belgisi bo'ladi, ikkinchi holda kimyoviy belgining o'ngida pastida molekuladagi atomlar sonini ko'rsatuvchi indeks qo'yiladi.

Metallmas kimyoviy elementlarning gruppaviy nomlanishi va metallmas oddiy moddalarning nomlari bilan to'g'ri keladi. kimyoviy element ugleroddan hosil bo'lgan oddiy moddalargina (olmos, grafit, karbin) va kimyoviy element kislorodning allotropik modifikatsiyasi — ozonlar mustasno.

Metallmas kimyo-viy elementlar		Gruppaviy nomlanishi	Metallmas oddiy moddalar		
sim-vollari	nomlanishi		nomlanishlari		
			formula	traditsion	sistematik nomenklatura bo'yicha
He Ne Ar Kr Xe Rn	Geliy Neon Argon Kripton Ksenon Radon	Inert gazlar	He Ne Ar Kr Xe Rn	Geliy Neon Argon Kripton Ksenon Radon	Geliy Neon Argon Kripton Ksenon Radon
F Cl Br I At	Ftor Xlor Brom Yod Astat	Galogenlar	F ₂ Cl ₂ Br ₂ I ₂ At	Ftor Xlor Brom Yod Astat	Diftor Dixlor Dibrom Diyod Astat
O	Kislorod	Xalko-genlar	O ₂ O ₃	Kislorod Azon	Dikislorod Trikslorod
S*	Oltinugurt		S ₈ S _n	Kristallik α-oltinugurt Plastik (amorf oltinugurt)	Oktaoltin-gugurt Polioltin-gugurt
Se Te	Selen Tellur		Se Te	Selen Tellur	Selen Tellur
N	Azot	Pnikto-genlar	N ₂	Azot	Diazot

P	Fosfor		P ₄	Oq fosfor	Tetrafosfor
			P	qizil fosfor	Polifosfor
			P	qora fosfor	Polifosfor
As	Mishyak		As	Mishyak	Mishyak
C	Uglerod		C	Olmos	
				Grafit	Uglerod
				Karbin	
Si	Kremniy		Si	Kremniy	Kremniy
B	Bor		B	Bor	Bor
H	Vodorod		H ₂	Vodorod	Divodorod

* Kimyoviy reaksiyalarning tenglamalarini tuzishda oltingugurt molekulasi kimyoviy belgi S ko'rinishida yozishga ruxsat berilgan.

3 bob. Binar birikmalar

Binar (ikki elementli) birikmalar — murakkab moddalar bo'lib, ikkita elementdan tuzilgan.

Ko'pchilik hollarda bu birikmalar metallarning metallmaslar bilan yoki ikkita metallmaslarning birikmalaridir.

Binar birikmalarga kiradi:

- **Galogenidlar** — galogenlarni elektromanfiyligi kichikroq elementlari bilan birikmalari:
 - CaF₂ — kalsiy florid, kalsiy diflorid,
 - AlCl₃ — alyuminiy xlorid, alyuminiy uchxlorid,
 - OF₂ — kislorod florid, kislorod diflorid,
 - HBr — vodorod bromid,
 - CS₂ — uglerod disulfid, serouglerod.
- **Xalkogenidlar** — xalkogenlarni elektromanfiyligi kichikroq elementlari bilan birikmalari:
 - FeS — temir (II) sulfid,
 - Fe₂S₃ — temir (III) sulfid, ikkitemir uchsulfid,
 - FeS₂ — temir disulfid,
 - CdSe — kadmiy selenid,
 - H₂S — vodorod sulfid.

Galogenlarning va xalkogenlarning vodorodli birikmalarining suvdagi eritmalarini kislotalar sinfiga kiritadi, ammo ko'pchilik metallarning galogenidlari va xalkogenidlari tuzlar sinfiga kiradi.

- **Nitridlar** — azotni elektromanfiyligi kichikroq elementlari bilan birikmalari:
 - AlN — alyuminiy nitrid,
 - Mg₃N₂ — magniy nitrid, trimagniy dinitrid,
 - NH₃ — vodorod nitridi, ammiak.
- **Fosfidlar** — fosforni elektromanfiyligi kichikroq elementlari bilan birikmalari:
 - Ca₃P₂ — kalsiy fosfid, trikalsiy difosfid,

PH_3 — vodorod fosfidi, fosfin.

- **Karbidlar** — uglerodni elektromanfiyligi kichikroq elementlari bilan birikmalari:
 Al_4C_3 — alyuminiy karbid, tetraalyuminiy trikarbid,
 CaC_2 — kalsiy karbidi, kalsiy dikarbid, kalsiy atsetilenid,
 Na_2C_2 — natriy karbid,
 SiC — kremniy karbid.
- **Silitsidlar** — kremniyni elektromanfiyligi kichikroq elementlari bilan birikmalari:
 Mg_2Si — magniy silitsid, dimagniy silitsid.
- **Gidridlar** — vodorodni elektromanfiyligi kichikroq elementlari bilan birikmalari:
 CaH_2 — kalsiy gidrid, kalsiy digidrid,
 NaH — natriy gidrid.

Binar birikmalarni nomlash uchun «id» suffiksi xarakterli. Ayrim metallmaslarning vodorodli birikmalari qadimiy nomlarga ega:

CH_4 — metan,

SiH_4 — silan,

PH_3 — fosfin,

AsH_3 — arsin,

NH_3 — ammiak,

H_2S — serovodorod.

Oksidlar — kimyoviy elementlarning kislorod bilan birikmalidir.

Oksidlar — binar birikmalar ichida eng ko'p tarqalganlaridir, shuning uchun maktab kursida ularni anorganik moddalarning alohida sinfi qilib ajratilgan.

Oksidlarning umumiy formulasi



bu erda 2 kislorod valentligi, R - kimyoviy element.

Oksidlarning nomlanishi.

«Oksid» so'zi kislorodning lotincha nomidan (oksigenium) kelib chiqadi, undagi «oks» ildiziga «id» suffiks qo'shilgan. Oksidning nomini tuzishda «oksid» so'ziga, ayni oksidni hosil qiluvchi kimyoviy elementning nomi qo'shiladi. Agar element o'zgaruvchan valentlikka ega bo'lsa va bir qancha oksidlar hosil qilsa, element nomidan keyin qavs ichida rim raqamlari bilan uning valentligi ko'rsatiladi. Qadimdan tarixiy shakllangan nomlardan (qavs ichida ko'rsatilgan) foydalaniladi:

Na_2O — natriy oksidi, dinatriy oksid (natr).

CO — uglerod (II) oksid, uglerod monooksidi (is gazi),

SO_3 — oltingugurt (VI) oksidi, oltingugurt triksidi (sulfat anhidrid),

SO_2 — oltingugurt (IV) oksidi, oltingugurt dioksidi (sulfit anhidrid).

Amalda hamma kimyoviy elementlar (He, Ne, Ar dan boshqalari) uchun oksidlari ma'lum.

Oksidlarning klassifikatsiyalari:

Kislotalar va ishqorlarga munosabatlari bo'yicha hamma oksidlar quyidagilarga bo'linadilar,

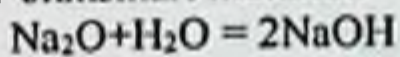
- tuz hosil qiluvchilar — kislotalar va ishqorlar bilan ta'sirlashib tuzlar hosil qiladilar,
- tuz hosil qilmaydiganlar yoki indifferent (befarq) — tuzlar hosil qilmaydilar, kislotalar va ishqorlarga befarq.

Bunday oksidlar kam: N_2O , NO , CO .

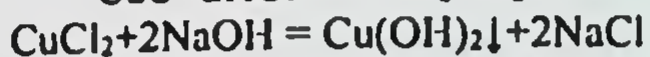
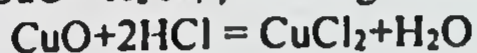
Tuz hosil qiluvchi oksidlar asosli, kislotali va amfoter oksidlarga bo'linadi.

Asoslarga mos keladigan oksidlarga asosli oksidlar deyiladi.

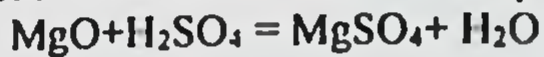
Bu oksidlardan, to'g'ridan-to'g'ri (suv bilan ta'sirlashib) yoki bevosita usullar bilan asoslar olinishi mumkin. Masalan: Na_2O va CuO asosli oksidlar, chunki ularga NaOH va Cu(OH)_2 asoslari muvofiq keladi, ular olinishlari mumkin:



$\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \neq$, shuning uchun

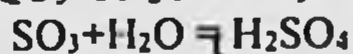


Asosli oksidlar kislotalar bilan ta'sirlashib tuzlar hosil qiladi:



Kislotalarga mos keladigan oksidlarga kislotali oksidlar deyiladi.

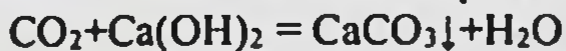
Bu oksidlardan amalda hamma vaqt to'g'ridan-to'g'ri (suv bilan ta'sirlashib) kislotalar olinishi mumkin. Masalan, R_2O_5 va SO_3 – kislotali oksidlar, chunki ularga H_3PO_4 va H_2SO_4 kislotalari muvofiq keladi, ular olinishlari mumkin.



Ayrim kislotali oksidlar suv bilan ta'sirlashmaydilar, masalan, kremniy (IV) oksidi SiO_2 . Unga muvofiq kislota H_2SiO_3 faqat bilvosita usulda olinishi mumkin:



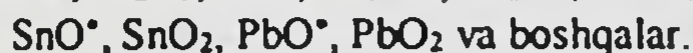
Kislotali oksidlar asoslar bilan ta'sirlashib tuzlar hosil qiladi:



Amfoter oksidlar deb asoslarga ham kislotalarga ham mos keladigan oksidlarga aytiladi («amfoteros» — ikkilamchi).

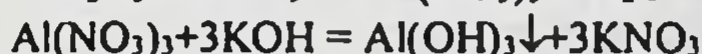
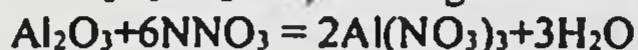
Masalan: ZnO – amfoter oksid, chunki unga Zn(ON)_2 asosi va N_2ZnO_2 kislotasi mos keladi. Aniqrog'i Zn(ON)_2 va N_2ZnO_2 yozilishi teng kuchli, chunki bu bir xil modda.

Amfoter oksidlarga kiradi:

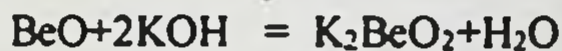
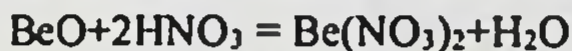


Amfoter oksidlar suv bilan ta'sirlashmaydilar, shuning uchun amfoter oksididan asos yoki kislota olish faqat bilvosita usulda bo'ladi:

$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{N}_2\text{O} \neq$, shuning uchun



Amfoter oksidlar ham kislotalar bilan ham asoslar bilan tuzlar hosil qiladi:

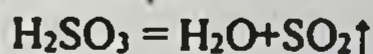
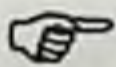


ayyuqlik


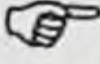
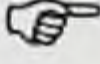
Amfoter va asosli oksidlarni faqat metallar hosil qiladi, kislotali oksidlarni esa metallmaslar va ayrim metallar yuqori oksidlanish darajasida:



Kislotali oksidlarga tegishli kislotalardan suv molekulalarini tortib olingan mahsulotlar deb qarash mumkin, shuning uchun ularni kislotalarning *angidridlari* deyiladi («an» -



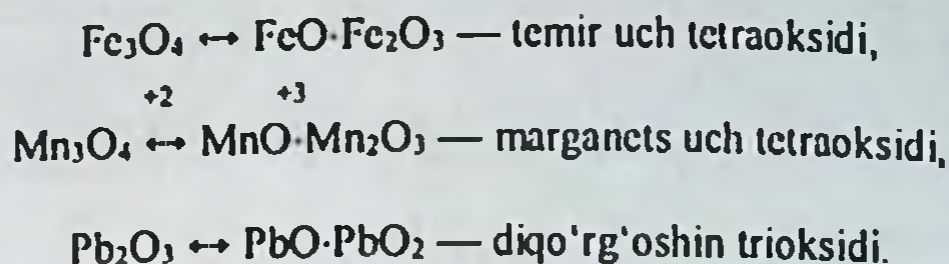
* Asoslik xossalari ustunroq turadigan oksidlar.

tortib olingan, «gidro» - suv).		$H_2SiO_3 = H_2O + SiO_2 \downarrow$ $2CH_3COOH \xrightarrow{I} H_2O + (CH_3CO)_2O$
<p>Esdan saqlash lozim, ya'ni</p> <ul style="list-style-type: none"> • suv molekularini tortib olib tegishli <i>angidridlarni</i> hamma vaqt ham olib bo'lmaydi; • suv bilan ta'sirlashib bir vaqtning o'zida ikki kislota hosil qiladigan oksidlarga ikkala kislotalarning angidridlari deb qaraladi; • chumoli kislotalardan (NSOON) suv molekulasini tortib olingandagi mahsulot SO bo'ladi. Ammo SO – kislotali emas, u indifferent oksid. Uglerod (II) oksid suv bilan chumoli kislotalarni hosil qilmaydi. SHuning uchun SO ga NSOON ning angidridi deb qaralmaydi 	<p> $H_2SO_4 \neq$ $HPO_3 \neq$</p> <p> $2NO_2 + H_2O = HNO_2 + HNO_3$ $2ClO_2 + H_2O = HClO_2 + HClO_3$</p> <p> $HCOOH \xrightarrow[H_2SO_4]{I} CO + H_2O$</p>	

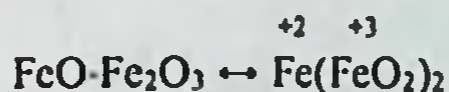
Kislota hosil qiluvchi elementlarning oksidlanish darajasi kislotalarda ham va uning oksidida ham bir xil bo'lishi kerak.

Angidrid	Kislota	Kislota hosil qiluvchi elementlarning oksidlanish darajasi
CO_2	H_2CO_3	+4
SO_2	H_2SO_3	+4
SO_3	H_2SO_4	+6
N_2O_3	HNO_2	+3
N_2O_5	HNO_3	+5
SiO_2	H_2SiO_3 H_4SiO_4	+4
P_2O_5	H_3PO_4 $H_4P_2O_7$ HPO_3	+5
P_2O_3	H_3PO_3 HPO_2	+3
Cl_2O	$HSiO$	+1
Cl_2O_3	$HClO_2$	+3
Cl_2O_5	$HClO_3$	+5
Cl_2O_7	$HClO_4$	+7
MnO_2	H_2MnO_4	+6
Mn_2O_7	$HMnO_4$	+7
CrO_3	$H_2Cr_2O_7$ H_2CrO_4	+6
$(CH_3CO)_2O$	CH_3COOH	0

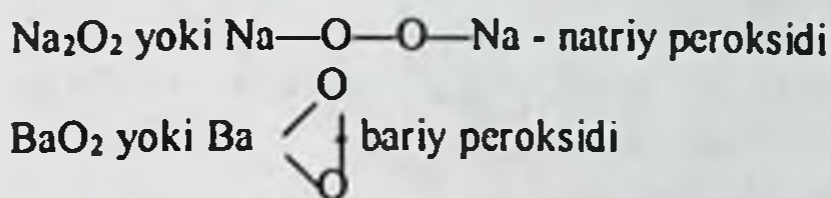
SHunday oksidlar mavjudki ularda elementlar har xil oksidlanish darajasida bo'ladilar. Bunday oksidlarga *qo'sh oksidlar* deyiladi.



Qo'sh oksidlarga tuzlar deb ham qarash mumkin. Masalan:



Kimyoviy elementlarni kislotali birikmalarini maxsus guruh peroksidlar tashkil qiladi, ularga juda kuchsiz kislota — vodorod peroksidining N_2O_2 tuzlari deb qarash mumkin. Ularning hammasida *peroksograppa* — ikkita bir-biri bilan birikkan kislorod atomlari $(-\text{O}-\text{O}-)$ bo'ladi. Masalan:



4 bob. Asoslar

Asoslar — metall atomlari va bir yoki bir necha gidrookso-gruppadan $(-\text{ON})$ tashkil topgan murakkab moddalardir.

Asoslarning umumiy formulasi

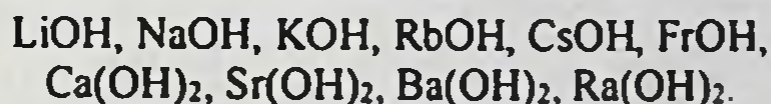


bu erda n — metallning valentligi.

Asoslarga suvni asosli va amfoter oksidlarga birikish mahsulotlari deb qarash mumkin. SHuning uchun ularni «gidroksidlar» («gidro» - suv) deb ham ataladi. Ammo shuni unutmaslik kerakki ko'rsatilgan oksidlardan faqat ishqoriy va ishqoriy-er metallarining oksidlarigina suv bilan birikadi, qolgan metallarning asoslari bilvosita usulda olinadi.

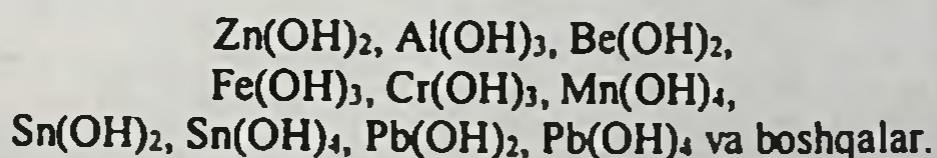
Asoslarning klassifikatsiyalari:

- Suvda eriydigan asoslarga (NH_4OH dan boshqalariga) *ishqorlar* deyiladi. Bular ishqoriy va ishqoriy-er metallarining asoslaridir:

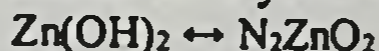


Buning ustiga $\text{Ca}(\text{OH})_2$ oz eruvchan, ammo uning eritmasi ishqoridir.

- Amfoter oksidlarga to'g'ri keladigan asoslarga *amfoter asoslar* yoki *amfolitlar* deyiladi:



Amfolitlar amfoter xossani namoyon qiladilar. YA'ni ular o'zlarini bir holda xuddi asosdek, boshqa holda xuddi kislotalardek tutadilar, shuning uchun ularni formulalarini kislota ko'rinishida ham yozish mumkin.





- Asos molekulasidagi kislota qoldig'iga almashinishga qodir bo'lgan —ON gruppasi soni, asosning kislotaliligini aniqlaydi:

NH_4OH , KOH — bir kislotali,
 Ba(OH)_2 , Fe(OH)_2 — ikki kislotali,
 Al(OH)_3 , Fe(OH)_3 — uch kislotali,
 Mn(OH)_4 , Pb(OH)_4 — to'rt kislotali.

Asoslarning nomlanishi – metall nomi va gidroksid so'zlaridan tuziladi. Agar metall bir nechta asos hosil qilsa, metallning valentligi rim raqami bilan qavs ichida ko'rsatiladi. Tarixiy shakllangan nomlardan ham foydalaniladi. Masalan:

CuOH — mis (I) gidroksid,
 Cu(OH)_2 — mis (II) gidroksid,
 NaOH — natriy gidroksid (o'yuvchi natr),
 KOH — kaliy gidroksid (o'yuvchi kaliy),
 Ca(OH)_2 — kalsiy gidroksid (so'ndirilgan kalsiy),
 NH_4OH — ammoniy gidroksid (nashatir spirti).

Amfoter asoslar xuddi kislotalardek ham nomlanishlari mumkin:

Zn(OH)_2 — rux gidroksidi yoki H_2ZnO_2 — sinkat kislota,

Al(OH)_3 — alyuminiy gidroksidi yoki H_3AlO_3 — ortoalyuminat (alyuminat) kislotasi.

Asoslik xossasi qator bo'yicha kamayib boradi:

$\text{CsOH} \rightarrow \text{RbOH} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Sr(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$
 $\rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3.$

5 bob. Kislotalar

Metall atomlariga almashina oladigan vodorod atomlari va kislota qoldig'idan tuzilgan murakkab moddalarga kislotalar deyiladi.

Kislotalarning umumiy formulasi



bu erda A – kislota qoldig'i (anion), m – kislota qoldig'ining valentligi.

Kislotalarning klassifikatsiyalari.

Kislotalar har xil belgilar bo'yicha sinflarga bo'linadilar:

Belgi	Sinflarning nomlanishi	Misollar
Tarkibi bo'yicha	Kislorodli yoki oksikislotalar	HNO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 , CH_3COOH
	Kislorodsiz	HBr , H_2S , HCN
Metall atomiga almashiniladigan vodorod atomlari	Bir asosli	HBr , HNO_2 , HClO_4 , HCOOH , CH_3COOH

soni bo'yicha	Ko'p asosli	H ₂ SO ₄ — ikki asosli H ₃ PO ₄ — uch asosli H ₄ P ₂ O ₇ — to'rt asosli
0,1 m suvdagi eritmalaridagi dissotsiatsiya darajasi (α*) qiymati bo'yicha	Kuchli α>30%	HI, HBr, HCl, H ₂ SO ₄ , HNO ₃
	O'rtacha kuchli 3%<α<30%**	H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₃ , HClO, CH ₃ COOH
	Kuchsiz α<3%	H ₂ CO ₃ , H ₂ S, H ₂ SiO ₃

Kislorodli kislotalarga, kislotali oksidlarning suv bilan ta'sir mahsuloti deb ham qarash mumkin. SHu sababli ularga ham xuddi asoslardagidek «gidroksid» nomi qo'llaniladi.

SHunday qilib:

Gidroksidlar — asoslar va kislorodli kislotalarning umumiy nomlanishidir.

Kislotalarning nomlanishi.

Kislotalarning an'anaviy nomlanishi asosida ularni hosil qiluvchi elementning nomlari yotadi.

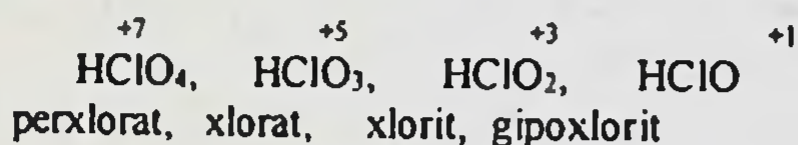
- Kislorodsiz kislotalarni nomlashda kislota hosil qiluvchi element nomiga –id suffiksi va kislota so'zi qo'shiladi yoki kislota gaz holida bo'lsa (suvda erimagan), vodorod so'zidan keyin kislota hosil qiluvchi element yoziladi:

HF — fluorid kislota yoki vodorod florid,

HCl — xlorid kislota yoki vodorod xlorid,

H₂S — sulfid kislota yoki vodorod sulfid.

- Oksikislotalarni nomlashda kislota hosil qilgan element nomiga uning oksidlanish darajasiga mos ravishda –it, -at, gipo-, per- qo'shimchalari qo'shiladi. At- va per- qo'shimchalari kislotani hosil qiluvchi element, yuqori oksidlanish darajasida ekanligini bildiradi. Masalan:

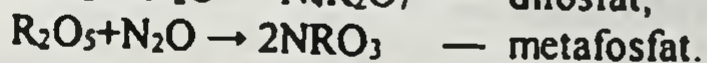
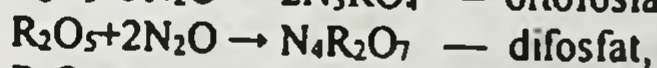
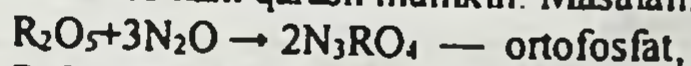


- Agar element bitta oksidlanish darajasida bo'lib, bir nechta kislota hosil qilsa, bir atom kislota hosil qiluvchi elementga eng ko'p kislorod atomlari to'g'ri keladigan holda –orto, kislorodi kam bo'lgan holda –meta old qo'shimchasi qo'shiladi:

H₂SiO₃ — metasilikat kislota,

H₄SiO₄ — ortosilikat kislota.

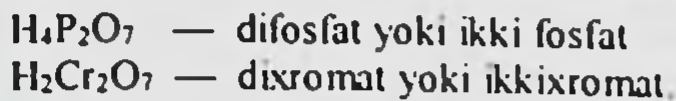
Orto-kislotalarni ulardagi bir molekula angidridga eng ko'p sondagi suv molekulari to'g'ri keladigan kislotalar deb ham qarash mumkin. Masalan:



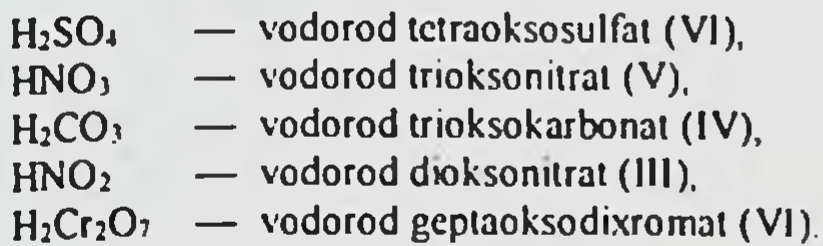
* Kislotalar kuchining eng aniqroq tavsifi bo'lib, dissotsiatsiya konstantasi (ionlanish) K hisoblanadi.

** Kuchning maqtab kursida o'rtacha kuchdagi kislotalarni kuchsiz kislotalarga qo'shad. Kuchli va kuchsiz kislotalar o'rtasidagi chegaralar shartli.

Agar kislota tarkibida kislota hosil qiluvchi element soni bir qancha bo'lsa, ularning soni old qo'shimcha bilan kislota nomiga qo'shiladi:



Xalqaro nomenklatura bo'yicha oksikislotalarning hamda kislorodsiz kislotalarning nomlari kislota hosil qiluvchi element nomidan hosil qilinadi. Bunda, kislorod atomlari sonini ko'rsatuvchi grekcha sonlar bilan *okso-* old qo'shimchasidan va *-at* suffiksidan foydalaniladi. «Vodorod» so'zidan keyin kislota nomida rim sonlari bilan elementning oksidlanish darajasi ko'rsatiladi. Masalan:



Kislotalarning va kislota qoldiqlarining (anionlarning) an'anaviy nomlanishlari (jadvalda kislota kuchlarining kamayib borishi tartibida joylashgan):

Kislota		Kislotalarning nom-lari (qavs ichida qadimgi nomlari)	Kislota qoldig'i (anion)	Kislota qoldig'ining nomlanishi
kuchli	HI	Vodorod yodid	I^-	yodid
	$HClO_4^*$	Perxlorat	ClO_4^-	perxlorat
	HBr	Vodorod bromid	Br^-	bromid
	HCl	Vodorod xlorid	Cl^-	xlorid
	H_2SO_4	Sulfat	SO_4^{2-}	sulfat
			HSO_4^-	gidrosulfat
	$HMnO_4$	Permanganat	MnO_4^-	permanganat
	HNO_3	Nitrat	NO_3^-	nitrat
o'rta kuchli	$HClO_3^*$	Xlorat	ClO_3^-	xlorat
	CCl_3COOH	Uchxlorosirka	CCl_3COO^-	uchxloratsetat
	H_2CrO_4	Xromat	CrO_4^{2-}	xromat
	$H_4P_2O_7$	Difosfat (pirofosfat)	$P_2O_7^{4-}$	difosfat (pirofosfat)
	H_2MnO_4	Manganat	MnO_4^{2-}	manganat
	$H_2C_2O_4$	Etandiat (oksalat)	$C_2O_4^{2-}$	oksalat
	$CHCl_2COOH$	Dixlorosirka	$CHCl_2COO^-$	dixloratsetat
	H_3PO_3	Ortofosfit (fosfit)	PO_3^{3-}	ortofosfit (fosfit)
	$H_2Cr_2O_7$	Dixromat	$Cr_2O_7^{2-}$	dixromat
	H_2SO_3	Sulfit	SO_3^{2-}	sulfit
o'rta kuchli			HSO_3^-	gidrosulfit
	$HClO_2^*$	Xlorit	ClO_2^-	xlorit
	H_3PO_4	Ortofosfat (fosfat)	PO_4^-	Ortofosfat, fosfat
			HPO_4^-	gidrofosfat
			$H_2PO_4^-$	digidrofosfat

* Ijtimoiy va yodlar ham suvlariga uchinchi kislotalar hosil qiladi va nomlari ham uchinchi bo'ladi.
 * Ijtimoiy faktlar bitin kislota — III' hosil qiladi.

	CH_2ClCOOH HF HNO_2 HCOOH	Xlorsirka Vodorod florid (plavik) Nitrit Metanat (chumoli)	$\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$ F^- NO_2^- HCOO^-	xloratsetat florid nitrit formiat
kuchsiz	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ CH_3COOH $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ H_2CO_3 H_2S	Benzoat Etanat (sirka) Proponat (propionat) Butanat (moy) Karbonat Vodorod sulfid	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ CH_3COO^- $\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-$ $\text{C}_3\text{H}_7\text{COO}^-$ CO_3^{2-}	benzoat atsetat propanat butirat karbonat
	HClO^-	Gipoxlorit	HCO_3^- S^{2-}	gidrokarbonat sulfid
	HCN H_2SiO_3 H_4SiO_4 $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ HAlO_2 H_2ZnO_2 H_3AlO_3	Vodorod sianid (sinil) Metasilikat (silikat) Ortosilikat Fenol (karbolat) Metaalyuminat Sinkat Ortoalyuminat	HS^- ClO^- CN^- SiO_3^{2-} SiO_4^{4-} $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ AlO_2^- ZnO_2^{2-} AlO_3^{3-}	gidrosulfid gipoxlorit sianid metasilikat (silikat) ortosilikat fenolyat metaalyuminat sinkat ortoalyuminat alyuminat

6 bob. Tuzlar

Metall kationlari Me^{n+} va kislota qoldig'i anionlari A^m- dan hosil bo'lgan moddalarga tuzlar deyiladi.

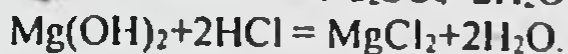
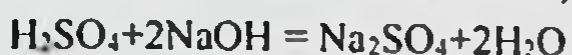
Tuzlarning umumiy formulasi



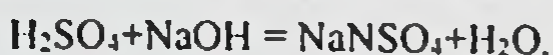
bu erda: m – kislota qoldig'i valentligi (zaryadi), n – metall kationi valentligi (zaryadi).

Tuzlarning klassifikatsiyasi.

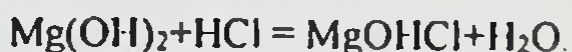
Tuzlarga kislotalardagi vodorod atomlariga metall atomlarini yoki asos tarkibidagi gidroksil gruppasiga kislota qoldig'i almashinishidan hosil bo'lgan moddalar deb qarash mumkin. Agar almashinish to'liq bo'lsa *o'rta tuz (normal)* hosil bo'ladi:



Agar almashinish qisman bo'lsa, *nordon tuz* hosil bo'ladi:



yoki *asosli tuz* hosil bo'ladi:



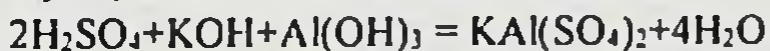
Tuzlarga kislota va asoslarning o'zaro ta'sir mahsulotlari, ya'ni, neytrallanish reaksiyasi mahsulotlari deb ham qarash mumkin, buning ustiga

- agar kislota va asos almashinishi uchun ekvivalent miqdorida olinsa *o'rta tuz* hosil bo'ladi;
- agar kislota *mo'l* miqdorda (yoki asos kam) olinsa *nordon* N atomlarini to'liq almashinmagan tarkibli tuz hosil bo'lishi mumkin;
- agar kislota *kam* (yoki asos *mo'l*) olinsa, *asosli* ON gruppalarini to'liq almashinmagan tarkibli tuz hosil bo'lishi mumkin.

Esdan tutish lozim, ya'ni:

- *nordon tuzlar faqat ko'p negizli kislotalardan hosil bo'ladi* — H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2S , H_2CO_3 , H_3PO_4 , $H_2C_2O_4$ va boshqalar. Bir negizli kislotalar (HF , HNO_3 , HNO_2 , $HCOOH$, CN_3COOH) nordon tuzlar hosil qilmaydilar;
- *asosli tuzlarni faqat ko'p kislotali asoslar hosil qiladi* — $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Fe(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Mg(OH)_2$ va boshqalar. Bir kislotali asoslar ($NaOH$, NH_4OH) asosli tuzlar hosil qilmaydilar.

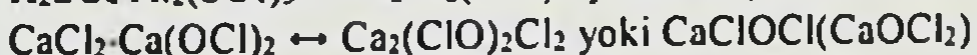
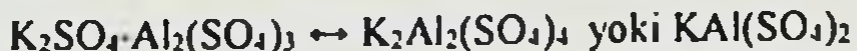
Ko'p negizli kislotalarga ikkita har xil asoslar ta'sir ettirilsa, ikkita har xil metall kationlari va bitta kislota anioni tutgan *qo'sh tuzlar* hosil bo'ladi.



Ko'p kislotali asosga ikkita har xil kislota ta'sir ettirilsa, bitta metall kationi va ikkita kislota qoldig'i anioni *tutgan aralash tuzlar* hosil bo'ladi:

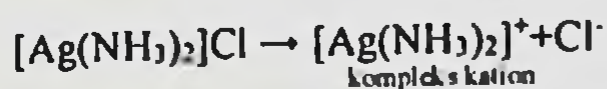
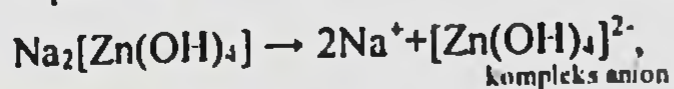


Qo'sh va aralash tuzlarga ikkita tuzning fizika kimyoviy aralashmasi deb ham qarash mumkin; birinchi holda o'sha bitta kislotalardan, ikkinchi holda o'sha bitta asosdan hosil bo'ladi. Shundan ularning nomlari – qo'sh va aralash degani kelib chiqadi.

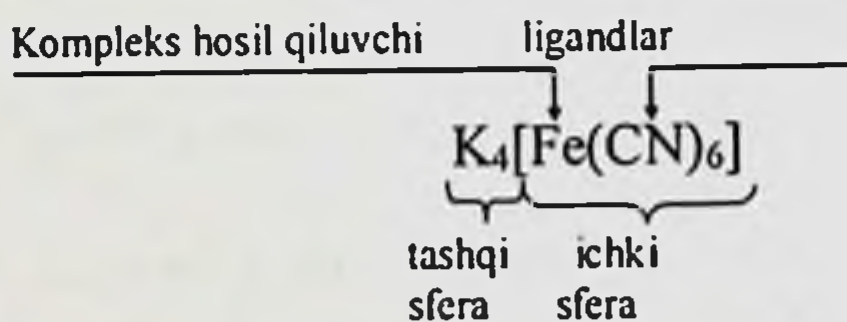


E'tibor bering		
	kislota va asoslarning ta'siridan bo'lishi mumkin	hosil bo'ladi
k i s l o t a + a s o s	Kislotaldagi metall atomlariga almashinish qobiliyatiga ega bo'lgan vodorod atomlarini to'liq almashinishi	Normal (o'rta) tuz CaSO ₄ , NaNO ₃ , (NH ₄) ₂ PO ₄ , CH ₃ COOK
	Ko'p negizli kislotaldagi vodorod atomlarining bir qismiga metall atomi almashingan (kislota mo'l)	Nordon yoki gidro tuz KHS, NH ₄ HSO ₄ , CaHPO ₄ , Ca(H ₂ PO ₄) ₂
	Ko'p kislotali asosda – ON gruppasining bir qismiga kislota qoldig'ini almashinishi (asos mo'l)	Asosli yoki gidroksotuz Fe(OH)Cl, (CuOH) ₂ CO ₃ , Al(OH) ₂ NO ₃
	Ko'p negizli kislotaldagi vodorod atomlarini to'liq ikkita har xil metall atomlariga o'rin almashinishi (kislota+ikkita asos)	qo'sh tuzlar KAl(SO ₄) ₂ , K ₂ NaPO ₄
	Ko'p kislotali asosdagi – ON gruppasining to'liq ikkita har xil kislota qoldig'iga almashinishi (asos+ikkita kislota)	Aralash tuzlar CaClOCl(CaOCl ₂)

Bulardan tashqari kompleks tuzlar ham ma'lum, ular metall kationi va kompleks (murakkab) anion yoki kislota qoldiqlaridan va kompleks kationidan tarkib topgan:



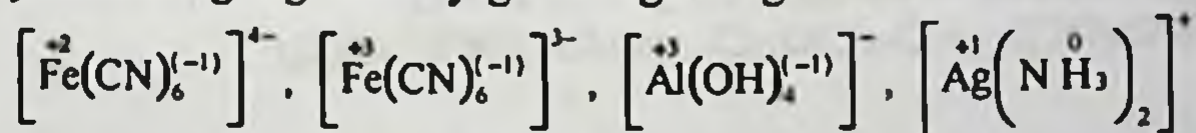
Kompleks tuzlar anorganik moddalarning maxsus sinfini tashkil qiladi. Ularga *kompleks* yoki *koordinatsion* birikmalar deyiladi. Kompleks kation yoki kompleks anionga kompleks birikmaning *ichki sferasi* deyiladi. Ichki sfera markaziy ion yoki atomdan iborat bo'lib, unga *kompleks hosil qiluvchi* va u bilan to'g'ridan-to'g'ri bog'langan ionlar yoki molekullarga *ligandlar* deyiladi. Kompleks ion bilan bog'langan ligandlar soniga kompleks hosil qiluvchining *koordinatsion soni* deyiladi. Kompleks ion bilan qarama-qarshi zaryadlangan ionlar *tashqi sferani* hosil qiladi. Kompleks birikmalarni formulalarini tuzishda ichki sferani kvadrat qavs ichiga oladi:



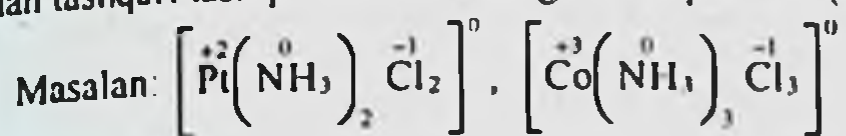
Kompleks hosil qiluvchi va ligandlar orasidagi kimyoviy bog' donor-akseptor mexanizmi bo'yicha tuzilgan. SHuning uchun kompleks hosil qiluvchilar sifatida odatda d-elementlarining kationlari (Cu²⁺, Ag⁺, Pt⁴⁺, Fe²⁺, Fe³⁺, Co²⁺, Co³⁺, Ni²⁺), ya'ni tashqi qobig'ida etarli miqdordagi bo'sh orbitalari bo'lgan, a ligandlar sifatida esa erkin elektron jufti bo'lgan ionlar va molekullar (OH⁻, CN⁻, Cl⁻, NH₃, H₂O) bo'ladi.

Koordinatsion son odatda kompleks hosil qiluvchining oksidlanish darajasidan katta bo'lib 2 dan to 12 gacha bo'ladi. Eng tez-tez uchraydigan koordinatsion sonlar qiymati 2, 4 va 6.

Kompleks ionning zaryadi — kompleks hosil qiluvchi zaryadi va hamma ligandlar zaryadlarining algebraik yig'indisiga teng:



Bulardan tashqari tashqi sferasi bo'lmagan komplekslar (kompleks noelektrolitlar) ham mavjud.



Tuzlarning nomlanishi.

Tuzlarning an'anviy nomlanishi metallning va kislota qoldig'ining lotincha nomlaridan tuziladi. Agar metall o'zgaruvchan valentlikka ega bo'lsa, rim raqamida qavs ichida metallning valentligi ko'rsatiladi. Bunda nordon tuzlarni nomlashda *gidro-*, asosli tuzlarni nomlashda *gidrokso-* qo'shimchalari qo'shiladi va molekullardagi N atomlari hamda — ON gruppalari soni ko'rsatiladi. Ayrim tuzlarni nomlashda qadimiy nomlardan ham foydalaniladi. Masalan:

NaCl — natriy xlorid (Osh, tosh tuzi),

Na₂CO₃ — natriy karbonat (kalsinatsilangan soda),

NaHCO₃ — natriy gidrokarbonat (choy yoki ichimlik sodasi),

KAl(SO₄)₂ — kaliy alyumosulfat (alyumokaliyli achchiqtosh),

CaClOCl — kalsiy xlorid – gipoxlorid (oqlovchi yoki xlorli oxak),

(CuOH)₂CO₃ — mis gidroksokarbonat (malaxit).

Kompleks tuzlarni nomlashda ham boshqa tuzlarni nomlagandek bo'ladi, ammo bu erda avval anion nomlanadi keyin esa kation nomlanadi. Dastlab kompleks iondagi ligandlar alfavit tartibida, ligandlar sonini (ikkidan boshlab) di-, tri-, tetra- va hokazo old qo'shimchalar bilan ularning soni ko'rsatiladi. Ligand-anionlar nomiga «O» qo'shimchasi qo'shiladi, agar ligand suv molekulasini bo'lsa, uni «akva» so'zi bilan, agar ammiak bo'lsa, «ammin»- so'zi bilan belgilanadi. Agar ichki sfera anion bo'lsa, u holda ligandlar nomlangandan keyin kompleks hosil qiluvchi suffiks «at» bilan nomlanadi va agar uning valentligini ko'rsatish talab etilsa uning valentligi ko'rsatiladi. Kompleks tuzlarning qadimiy nomlaridan ham foydalaniladi. Masalan:

K₄[Fe(CN)₆] — geksatsianoferrat (II) kaliy (sariq qon tuzi),

K₃[Fe(CN)₆] — geksatsianoferrat (III) kaliy (qizil qon tuzi),

[Ag(NH₃)₂]Cl — diamminkumush xlorid,

Na₂[Zn(OH)₄] — tetragidroksotsinkat natriy,

[Co(NH₃)₃Cl₃] — triammintrixlorokobalt (III).

2 BO'LIM. MODDALARNING FIZIKAVIY XOSSALARI

1 bob. Metallarning fizikaviy xossalari

Eng oson suyuqlanuvchan metall — simob. Simobning suyuqlanish temperaturasi 39°S. Bu odatdagi sharoitda (20°S) simob suyuqlik holatida ekanligini bildiradi. Uncha yuqori suyuqlanish temperaturasiga ega bo'lmagan natriy, kaliy, rubidiy, seziiy, galliy (100°S gacha) metallardir.

Eng qiyin suyuqlanuvchan metall — volfram. Volframning suyuqlanish temperaturasi 3407°S. Hamma metallar yaxshi plastik, issiqlik va elektr o'tkazuvchanlikka ega.

Eng bolg'alanuvchan va plastik metall — oltin. Oltindan qalinligi 3 mkm folgalarni chig'irib yoyish mumkin.

Kumush — hamma metallarga nisbatan elektr tokini yaxshi o'tkazadi. Undan keyin Cu, Au va Al turadi.

Eng qattiq metall — xrom (oynani chizadi).

Eng yumshoq metallar — ishqoriy metallar (pichoq bilan kesiladi).

Eng og'ir metallar — osmiy. Osmiyning zichligi 22,6 g/sm³. U suvdan 22,6 marta og'irroq.

Eng engil metall — litiy. Litiyning zichligi 0,539 g/sm³ (suvdan deyarli ikki marta engil).

Metallar zichliklari bo'yicha:

- $\rho > 5 \text{ g/sm}^3$ bo'lganlari — og'ir,
- $\rho < 5 \text{ g/sm}^3$ bo'lganlari — engil.

Ko'pchilik metallar kulrang. Ayrimlari xarakterli rangga ega:

- Cu — qizil,
- Ag, Ni, Cr, Hg — kumushdek oq,
- Au — sariq.

2 bob. Metallmaslarning fizikaviy xossalari

Metallardan farqli, metallmaslar yomon issiqlik va elektr o'tkazuvchanlikka va ularning aksariyat ko'pchiliklari past suyuqlanish va qaynash temperaturalariga ega.

Ko'pchilik metallmaslar odatdagi sharoitda gaz holida:

F₂, Cl₂ — o'tkir hidli va zaharli gazlar,

F₂ — och sariq rangli,

Cl₂ — sariq-yashil rangli,

H₂, O₂, N₂, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn — rangsiz va hidsiz gazlar,

Br₂ — qizil-qo'ng'ir rangli og'ir suyuqlik. Bromning zichligi 3120 kg/m³

Cl₂, Br₂ — qisman suvda eriydi. Ularning suvdagi eritmalarini muvofiq ravishda xlorli va bromli suv deyiladi.

I₂ — suvda kam eriydi, ammo spirtida va boshqa organik erituvchilarda yaxshi eriydi.

Qolgan metallmaslar odatdagi sharoitda qattiq mo'rt moddalar, molekulyar yoki atom kristallik panjaraga ega, suvda erimaydilar.

Metallmas	Kristall panjara tipi	Rangi	Xususiyligi
I ₂	Molekulyar	qora	Metallik yaltiroqlik
S ₈ (kristal-lik)	Molekulyar	Sariq	Mo'rt
S _n (plastik)	Molekulyar	Sariq	Plastik
P ₄ (oq)	Molekulyar	Oq	Zaharli, sarim-soq hidli
R (qizil)	Atom	Qizil-binafsha	Qattiqligi

R (qora)	Atom	Kulrang-qora	Elektr tokini o'tkazadi
S (grafit)	Atom	To'q kulrang	Elektr toki va issiqlikni yaxshi o'tkazadi, yog'simon silliqlik
S (olmos)	Atom	Rangsiz (tabiiy olmosning rangi qo'shimcha hisobiga)	Tabiiy modda-larning hammasi-dan eng qattig'i
S (karbin)	Atom	qora	YArim o'tkazgich
Si	Atom	Kulrang	Metallik yalti-roqlik, yarim o'tkazgich

3 bob. Binar birikmalarning fizikaviy xossalari

Asosli va amfoter oksidlar yuqori suyuqlanish va qaynash temperatura-larga ega va odatdagi sharoitda ionli kristallik panjarali qattiq modda-lardir. Ularning ko'pchiliklari rangli.

Oksid	Rangi
MgO, CaO, SrO, BaO, ZnO, Al ₂ O ₃	Oq
SiO, Hg ₂ O, FeO	Qora
Cu ₂ O, HgO	Qizil
Fe ₂ O ₃ , Fe ₃ O ₄	Qo'ng'ir
Cs ₂ O, Pb ₃ O ₄	Pushti
MnO ₂ , Mn ₂ O ₃	To'q qo'ng'ir
Sb ₂ O ₅ , WO ₃	Sariq
Cr ₂ O ₃	YAshil
Li ₂ O, Na ₂ O	Rangsiz

Kislotali va befarq oksidlar, aksincha, past qaynash va suyuqlanish temperaturaga ega va odatdagi sharoitda yoki gazlar, yoki suyuqliklar, kam hollarda - qattiq moddalar:

Oksid	Agregat holati	Rangi	Xususiyli
CO ₂	Gaz	Rangsiz	YOnishga yordam bermaydi
SiO ₂	Qattiq	Rangsiz	Issiqqa chidamli
N ₂ O	Gaz	Rangsiz	YOqimli hidli, narkotik ta'sir qiladi
NO	Gaz	Rangsiz	Issiqqa bardoshli
N ₂ O ₃	Uchuvchan suyuqlik	To'q ko'k	Past qaynash tempra-turaga ega
NO ₂	Gaz	Qo'ng'ir	Dimerlanish (2NO ₂ ↔ N ₂ O ₄)
N ₂ O ₅	Qattiq	Rangsiz	Uy temperaturasida parchalanadi
P ₂ O ₃ (P ₄ O ₆)	Qattiq	Oq	Zaharli, past tc (23,8C ⁰)
P ₂ O ₅ (P ₄ O ₁₀)q	Qattiq	Oq	Gigroskopiklik
SO ₂	Gaz	Rangsiz	O'tkir hidli
SO ₃	Suyuqlik	Rangsiz	Gigroskopiklik

CrO ₃	Qattiq	To'q qizil	Gigroskopiklik
Mn ₂ O ₇	Suyuqlik	To'q binafsha	Portlovchi, xavfli
OF ₂	Gaz	Rangsiz	YOqimsiz hidli
Cl ₂ O	Gaz	Sariq qo'ng'ir	Xavfli, portlovchi
ClO ₂	Gaz (t<10 ⁰ da suyuqlik)	YAshil sariq	Portlovchi, o'tkir hidli, yorug'da parcha-lanadi
Cl ₂ O ₇	Suyuqlik	Rangsiz	Portlovchi
CO	Gaz	Rangsiz	Kuchli zaharli

Kislotali va indifferent oksidlar, kristallanib molekulyar panjaralar hosil qiladi (SiO₂ — mustasno, u atom kristallik panjaraga ega).

Ishqoriy va ishqoriy-er metallarining gidridlari (MeN MeN₂) — rangsiz yoki oq kristallik moddalar, ionli panjaraga ega.

Metallmaslarning gidridlari (IV-VII bosh gruppalar elementlarining vodorodli birikmalari) — rangsiz gazlar, yoqimsiz hidli (N₂O mustasno).

RH ₄	CH ₄ , SiH ₄
RH ₃	NH ₃ , PH ₃ , AsH ₃ , SbH ₃
H ₂ R	H ₂ O, H ₂ S, H ₂ Se, H ₂ Te
HR	HF, HCl, HBr, HI

Amalda hammasi (N₂O va SN₄ boshqalari) zaharli HF — uchuvchan (qaynash temperaturasi 19,5⁰S) suyuqlik zaharli, xarakterli hidli.

N₂O — rangsiz va hidsiz suyuqlik, qaynash temperaturasi 100⁰S, kristallanish temperaturasi (suyuqlanish) 0⁰S. Eng yaxshi erituvchilardan biri. Toza suv elektr tokini o'tkazmaydi. N₂O va NF laming fizikaviy xossalari orasidagi anomalligi molekullarning o'lchamliligini kichikligi va molekullar orasidagi vodorod bog'lari bilan shartlangan.

Metallmaslarning vodorodli birikmalari kristallanganda molekulyar kristall panjaralar hosil qiladi.

Karbidlar, silitsidlar, fosfidlar, nitridlar qattiq kristall moddalar ko'proq oq yoki kulrang bo'ladi.

4 bob. Asoslarning fizikaviy xossalari

Odatdagi sharoitda asoslar — qattiq kristallik moddalar. Ammoniy gidroksidi NH₄OH bundan mustasno. Biroq esda saqlash kerakki NH₄OH bu NH₃ suvdagi eritmasidir. Erkin holda ammoniy gidroksid olinmagan. NH₄OH molekullari faqat suvdagi eritmada mavjud bo'ladi.

Amalda hamma asoslar qizdirilganda parchalanadilar.

Ko'pchilik asoslar rangli:

- Cu(OH)₂ — havorang,
- Fe(OH)₃ — qizil qo'ng'ir,
- Fe(OH)₂ va Cr(OH)₃ — kulrang yashil,
- Ni(OH)₂ — yashil,
- Ni(OH)₃ — qora,
- NaOH, KOH, Ca(OH)₂ — oq.

5 bob. Kislotalarni fizikaviy xossalari

Kislotalar individual moddalar ko'rinishida ham, eritmalar ko'rinishida ham mavjud bo'ladi, ayrimlari faqat eritmadagina bo'ladi. Kislotalar individual modda ko'rinishida yo suyuqlik (H_2SO_4 , HNO_3 , $HClO_4$, $HCOOH$, CH_3COOH), yo qattiq moddalar (H_3PO_4 , HPO_3^* , $H_4P_2O_7$, H_2SiO_3) holida mavjuddir.

Ftorid, xlorid, bromid, yodid, sulfid, karbonat, sulfit va nitrit kislotalari tegishli gazlarning (H_2S , CO_2 , SO_2 , N_2O_3) suvdagi eritmalaridir. Gazlarning suvda eruvchanligi cheklangan bo'lganligi uchun, bu kislotalarning eritmaları hech qachon 100%-li konsentratsiyada bo'lmaydi. Ularning oxirgi konsentratsiyasi gazlarning suvdagi eruvchanligi bilan aniqlanadi va temperaturaga bog'liq. Shunday qilib,

- xlorid kislotalarining oxirgi konsentratsiyasi — 40%,
- H_2CO_3 , H_2S , HNO_2 oxirgi konsentratsiyalari 1% dan oshmaydi.

Bunday kislotalar $0^\circ S$ yaqin temperaturada yoki bosim ostida gaz bilan suv to'yintiriladi deyidali. Bu kislotalarning eritmaları «tutaydi», bu atrof muhitdagi bosim va temperaturaning o'zgarishlari natijasida gazning ajralib chiqishi bilan shartlangan. Bunday kislotalar qaynatilganda osonlik bilan parchalanadilar, gazlar uchib ketadi va toza suv qoladi.

Faqat eritma ko'rinishida ko'pgina boshqa kislotalar mavjud — H_2MnO_4 , $HMnO_4$, $H_2Cr_2O_7$, H_2CrO_4 , $HClO$, $HClO_2$, $HClO_3$.

6 bob. Tuzlarning fizikaviy xossalari

Tuzlar — ion kristall panjarali qattiq moddalar. Yuqori suyuqlanish temperaturaga ega. Biroq suyuqlanish temperaturasiga etmasdan ko'pchilik tuzlar parchalanadilar. Bunday hollarda tuzning parchalanish temperaturasi to'g'risida gapiriladi.

Tuzlarning eritmaları elektr tokini o'tkazadilar (quruq tuzlar tok o'tkazmaydilar).

Tuzlar har xil rangda bo'ladilar:





- $AgCl$, $BaSO_4$, $CaSO_4$, $AgNO_3$, $CaCO_3$, $CuSO_4$ — oq,
- $AgBr$ — och sariq,
- AgI , Ag_3PO_4 — sariq,
- $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — havorang,
- $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ — yashil,
- CuS , HgS , Ag_2S , PbS — qora,
- $K_2Cr_2O_7$ — pushti qizil.

* polimer molekulyar ko'rinishida mavjud, shuning uchun 3n g tug'rirok eziш (HPO_3)_n bo'ladi.






3 BO'LIM. MODDALARNING KIMYOVIY XOSSALARI

1 bob. Oksidlarning kimyoviy xossalari







1§. Suvga bo'lgan munosabatlari

Asosli oksidlardan suv bilan faqat ishqoriy va ishqoriy-er metallarining oksidlari ta'sirlashadilar. Bunda ishqorlar hosil bo'ladi. Qolgan metallarning oksidlari, amfoter oksidlar ham suv bilan ta'sirlashmaydilar va suvda erimaydilar.		$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ $\text{SrO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Sr(OH)}_2$
Ko'pchilik kislotali oksidlar suv bilan ta'sirlashib kislotalar hosil qiladilar, ularda kislota hosil qiluvchi elementning oksidlanish darajasi xuddi oksiddagidek bo'ladi. Suv bilan faqat kremniy (IV) oksidi ta'sirlashmaydi: $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$		$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2$ $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}_4$ $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}$
Ayrim kislotali oksidlar (CO_2 , SO_2) suv bilan qaytar reaksiyaga kirishadilar. Buning ustiga CO_2 va N_2O ta'sirlashuv reaksiyasi muvozanati odatdagi sharoitda kuchli chapga siljigan. SHuning uchun karbonat kislotasini odatda $\text{CO}_2 + \text{N}_2\text{O}$ ko'rinishida yozadi.		$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
NO_2 va ClO_2 suvda erishi disproporsionirlash reaksiyasi bilan boradi, buning natijasida kislota hosil qiluvchi elementning oksidlanish darajasi o'zgaradi.		$2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$ $2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HClO}_3 + \text{HClO}_2$


2§. Kislotalarga bo'lgan munosabatlari

Asosli va amfoter oksidlar kislotalar bilan ta'sirlashib tuz va suv hosil qiladilar.		$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Zn(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
Ko'p negizli kislota mo'l bo'lganda nordon tuz hosil bo'ladi.		$\text{Na}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{S} = 2\text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaO} + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{mo'l}) = \text{CaHPO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{mo'l}) = \text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
Oksid mo'l bo'lganda, unga ko'p kislotali asos muvofiq keladi va asosli tuz hosil bo'ladi.		$\text{MgO}(\text{mo'l}) + \text{HCl} = \text{MgOHCl}$
Qo'sh oksidlar ikkita tuz hosil qiladilar		$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{FeCl}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;"><small>FeO, Fe, O₂</small></p>
Kislotali oksidlar kislotalar bilan kamdan-kam ta'sirlashadilar.		$\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} = 3\text{S} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{HNO}_3 = \text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{HPO}_3$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{HClO}_4 = \text{Cl}_2\text{O}_7 + 2\text{HPO}_3$ $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SO}_3 \uparrow + 2\text{HPO}_3$


3§. Asoslarga bo'lgan munosabatlari



<p>Kislotali oksidlar ta'sirlasha-dilar:</p> <ul style="list-style-type: none"> • odatdagi sharoitda – eruv-chan asoslar bilan, • erimaydigan asoslar bilan suyuqlantirilganda. <p>tuz va suv hosil bo'ladi.</p>		$\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{NH}_4\text{OH} = 2(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{SiO}_2 + \text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{MgSiO}_3 + \text{H}_2\text{O} \uparrow$ $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} \uparrow$
<p>Ko'p negizli kislota anhidridi hisoblangan kislotali oksid mo'l bo'lganda nordon tuz hosil bo'ladi. Bunda suv hosil bo'lish, hosil bo'lmasligi yoki yutilishi mumkin.</p>		$\text{CO}_{2(\text{mo'l})} + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3$ $\text{P}_2\text{O}_{5(\text{mo'l})} + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaHPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_2\text{O}_{5(\text{mo'l})} + \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
<p>Asosli oksidlar asoslar bilan ta'sirlashmaydilar.</p>		$\text{Na}_2\text{O} + \text{NaOH} \neq$ $\text{CuO} + \text{KOH} \neq$
<p>Ishqoriy va ishqoriy-er metal-larining oksidlari suyuqlanti-rilgan amfoter asoslar bilan ta'sirlashadilar.</p>		$\text{Na}_2\text{O} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \uparrow$ $\text{K}_2\text{O} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O} \uparrow$ $\text{CaO} + 2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2 + 3\text{H}_2\text{O} \uparrow$
<p>Amfoter oksidlar faqat ish-qorlar bilan ta'sirlashadilar:</p> <ul style="list-style-type: none"> • eritmada kompleks tuzlar hosil bo'ladi, • qattiq moddalar suyuqlantirilganda – o'rtta tuzlar hosil bo'ladi. 		$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH}_{(\text{q})} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O} \uparrow$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}_{(\text{q})} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O} \uparrow$
<p>Fe_2O_3 va Cr_2O_3 kuchsiz amfoter xossalari namoyon qiladilar, shuning uchun ular ishqorlar bilan faqat suyuqlantirilganda ta'sirlashadilar.</p>		$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH}_{(\text{q})} = 2\text{KFeO}_2 + \text{H}_2\text{O} \uparrow$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}_{(\text{q})} = 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O} \uparrow$

4§. Tuzlarga bo'lgan munosabatlari



<p>Oksidlar tuzlar bilan kamdan-kam va faqat suyuqlantirilganda reaksiyaga kirishadilar.</p>		$3\text{SiO}_2 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 3\text{CaSiO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5$ $\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 = \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCO}_3 + 6\text{SiO}_2 \xrightarrow[\text{Silyul}]{\text{Silyul}} \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2 + 2\text{CO}_2 \uparrow$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 = 2\text{KAlO}_2 + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaFeO}_2 + \text{CO}_2 \uparrow$
--	---	--

5§. Bir-birlariga bo'lgan munosabatlari





<p>Asosli oksidlar kislotali oksidlar bilan ta'sirlashadilar va aksincha. Tuzlar hosil bo'ladi.</p>		$\text{CaO} + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3$ $\text{MgO} + \text{SiO}_2 = \text{MgSiO}_3$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{NaNO}_3$
---	---	---


Amfoter oksidlar ham asosli va kislotali oksidlar bilan ta'sirlashadilar. Unisida ham, bunisida ham tuzlar hosil bo'ladi. Reaksiya qizdirilganda yoki suyuqlantirilganda boradi.		$\text{ZnO} + \text{SiO}_2 = \text{ZnSiO}_3$ $\text{ZnO} + \text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{ZnO}_2$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Asosli oksidlar asosli oksidlar bilan, kislotali oksidlar kislotali oksidlar bilan qoida bo'yicha ta'sirlashmaydilar. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari bundan mustasno.		$\text{CuO} + \text{MgO} \neq$ $\text{SO}_2 + \text{CO}_2 \neq$ $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$

6§. Metallarga bo'lgan munosabatlari



YUqori temperaturada aktivroq metallarni ularning oksidlari-dan siqib chiqaradi (qaytaradi). Metallarni olishni bitta usuli, shunga asoslangan bo'lib, bu usulga <i>metallotermiya</i> deyiladi. Qaytaruvchi metallar sifatida odatda Al (alyumotermiya), Mg (magniytermiya), Ca, K, Na va boshqa metallar kamroq foydalaniladi.		$\text{Zn} + \text{CuO} = \text{ZnO} + \text{Cu}$ $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$ $\text{WO}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{W}$ $4\text{BaO} + 2\text{Al} = \text{BaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Ba}$
Magniytermiyadan metallmaslarni ularning oksidlaridan qaytarishda ham foydalaniladi.		$\text{CO}_2 + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{C}$ $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{Si}$

7§. Metallmaslarga bo'lgan munosabatlari

Odatdagi sharoitda metallmaslar va oksidlar orasidagi reaksiyalar oz sonda va o'ziga xos.		$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $2\text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{CuO}$ $2\text{NO}_2 + \text{O}_3 = \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$
YUqori temperaturada ayrim metallmaslar (S, N ₂) oksidlarni qaytaradilar (qisman yoki to'liq).		$\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{C} = 2\text{P} + 5\text{CO}\uparrow$ $\text{SO}_3 + \text{C} = \text{SO}_2 + \text{CO}$ $\text{SO}_2 + \text{C} \leftrightarrow \text{S} + \text{CO}_2$ $5\text{SO}_3 + 2\text{P} = 5\text{SO}_2 + \text{P}_2\text{O}_5$ $2\text{NO}_2 + 2\text{C} = \text{N}_2 + 2\text{CO}_2$ $\text{H}_2\text{O} + \text{C} = \text{H}_2 + \text{CO}$ $\text{SiO}_2 + 2\text{C} = \text{Si} + 2\text{CO}\uparrow$ $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} = 2\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO}\uparrow$ $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{C} \leftrightarrow 3\text{FeO} + \text{CO}\uparrow$
Asosli yoki amfoter oksidlarni uglerod (S) va vodorod (N) bilan yuqori temperaturada qaytarish usuli sanoatda metallarni olishda keng foydalaniladi.		$\text{FeO} + \text{C} = \text{Fe} + \text{CO}\uparrow$ $\text{MgO} + \text{C} = \text{Mg} + \text{CO}\uparrow$ $\text{ZnO} + \text{C} = \text{Zn} + \text{CO}\uparrow$
Ishqoriy va ishqoriy-er metallari va Al bundan mustasno, chunki ularning oksidlarini uglerod yoki vodorod bilan qaytarilganda metallning o'zi		$\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}\uparrow$ $\text{CaO} + 2\text{H}_2 = \text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O}\uparrow$


qaytarilmasdan uning karbidi yoki gidridi ajralib chiqadi.		
O ₂ ta'sirida (qizdirilganda yoki katalizator ishtirokida) quyi oksidlari yuqoriga o'tadi. Ishqoriy va ishqoriy-er metallarida esa – peroksidlarga o'tadi.		$6\text{FeO} + \text{O}_2 = 2\text{Fe}_3\text{O}_4$ $4\text{FeO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ $4\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{O}_2 = 6\text{Fe}_2\text{O}_3$ $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ $2\text{BaO} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}_2$

8§. Qizdirishga bo'lgan munosabatlari


Ko'pchilik oksidlar issiqqa chidamli. Ayrim metallar-larning oksidlari va kuchli qizdirilganda nodir metallar-ning oksidlari va simobning oksidi parchalanadilar.		$\text{N}_2\text{O}_3 \leftrightarrow \text{NO}_2 + \text{NO}$ $2\text{N}_2\text{O}_5 = 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{SO}_3 = 2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{Mn}_2\text{O}_7 = 4\text{MnO}_2 + 3\text{O}_2 \uparrow$ $2\text{Ag}_2\text{O} = 4\text{Ag} + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{HgO} = \text{O}_2 \uparrow + 2\text{Hg}$
E'tibor bering. Tuz hosil qilmaydigan oksidlar (CO, NO, N ₂ O) kimyoviy reaksiyaga kamdan-kam kirishadilar. Ular kislo-talarga, ishqorga va boshqa kimyoviy reagentlarga befarq, shundan ularning nomlari – befarq, indifferent, tuz hosil qilmovchilar. Bu oksidlardan eng katta qiziqarlisi SO ₂ , u yuqori temperaturada ko'pgina metal-larni va metallaslarni ular-ning oksidlaridan qaytaradi.		$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} = 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2 \uparrow$ $\text{PbO} + \text{CO} = \text{Pb} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{MgO} + \text{CO} = \text{Mg} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{H}_2\text{O} + \text{CO} = \text{H}_2 + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{CO} = 2\text{P} + 5\text{CO}_2 \uparrow$ $\text{SiO}_2 + 2\text{CO} = \text{Si} + 2\text{CO}_2 \uparrow$


2 bob. Asoslarning kimyoviy xossalari

1§. Suvga bo'lgan munosabatlari




Asoslar suv bilan ta'sir-lashmaydilar va qoida bo'yicha unda erimaydilar. Suvda faqat ishqoriy va ishqoriy-er metal-larning asoslari va NH ₄ OH eriydi.		
Ishqorlarning eritmaları indi-katorlarning rangini o'zgar-tiradi.		<ul style="list-style-type: none"> • Lakmusni – ko'kka, • Fenolftoleinni – malina rangiga, • Metiloranjni – sariq rangga.

2§. Kislotalarga bo'lgan munosabatlari


Hamma asoslar kislotalar bilan reaksiyaga kirishadi-lar (neytrallanish reaksiya-lari). Bunda o'rt, nordon		$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_4\text{OH} = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
---	---	---


yoki asosli tuzlar olinishi mum-kin.		$2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $3\text{HCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Nordon tuzlar faqat ko'p negizli kislotalar mo'l bo'lganda, asosli tuzlar – faqat ko'p kislotali asoslar mo'l bo'lganda hosil bo'ladi.		$\text{H}_2\text{S}_{(\text{mo'l})} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{mo'l})} + \text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{mo'l})} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaHPO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{mo'l})} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{mo'l})} + \text{HCl} = \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{mo'l})} + 2\text{HCl} = \text{FeOHCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$




3§. Bir-birlariga bo'lgan munosabatlari

<p>Asoslar orasidagi reaksiyalar kam. Bundan amfolitlar mustasno bo'lib, ular ishqoriy va ish-qoriy-er metallarining asos-lari bilan ta'sirlashadilar. Bunda</p> <ul style="list-style-type: none"> • agar reaksiya eritmada borsa, u holda kompleks tuz hosil bo'ladi; • agar reaksiya suyuqlanmada borsa, bu holda o'rta tuz va suv hosil bo'ladi; • $\text{Fe}(\text{OH})_3$ va $\text{Cr}(\text{OH})_3$ kuchsiz amfoter xossalariga ega, shuning uchun ular faqat ishqorlarning suyulanma-lari va konsentrlangan eritmalari bilan ta'sir-lashadilar. 	  	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{KOH}_{(\text{q})} = \text{K}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \uparrow$ $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}_{(\text{q})} = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \uparrow$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KOH}_{(\text{q})} = \text{KFeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \uparrow$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}_{(\text{q})} = \text{NaCrO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \uparrow$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH}_{(\text{koni})} = \text{Na}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{KOH}_{(\text{koni})} = \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
---	--	---

4§. Tuzlarga bo'lgan munosabatlari


<p>Tuzlar va asoslar orasidagi reaksiya almashinish reaksiya-laridir. SHuning uchun ular odatdagi sharoitda boradilar</p> <ul style="list-style-type: none"> • faqat eritmalarda (shun-day ekan, tuz va asos eruvchan bo'lishi kerak). • va faqat shunday shartki, almashinish reaksiya na-tijasida cho'kma hosil bo'ladi (erimaydigan tuz yoki asos) yoki kuchsiz elektrolit (N_2O, NH_4OH). 		$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaOH}$ $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{KCl}$ $\text{CuCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{OH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Sr}(\text{OH})_2 = 2\text{KOH} + \text{SrCO}_3 \downarrow$
---	---	--

Asos kam bo'lganda asosli tuz hosil bo'lishi mumkin.		$\text{AlCl}_3 + \text{NaOH}_{(\text{kam})} = \text{AlOHCl}_2 + \text{NaCl}$ $\text{AlCl}_3 + 2\text{NaOH}_{(\text{kam})} = \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{NaCl}$
--	---	--

<p>Ishqorlarni, kumushni va simob (II) tuzlariga ta'sir ettirilsa, AgOH va Hg(OH)₂ ajralmaydilar, ular uy temperaturasida parchalan-ganliklari uchun erimaydi-gan cho'kmalar Ag₂O va HgO ajraladi.</p>		$2\text{AgNO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{HgO}\downarrow + 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
<p>Nordon tuzlar asoslar ta'si-rida o'rta tuzlarga o'tadi. SHu bilan birga, agar tuz va asos har xil kationlardan hosil bo'lgan bo'lsa, bu holda ikkita o'rta tuz hosil bo'ladi (ammoniy nordon tuzlari bo'lsa, ishqorning ortiqchasi ammoniy gidroksidini hosil qiladi).</p>	 	$\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{HS} + \text{NH}_4\text{OH} = (\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaHCO}_3 + 2\text{KOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NH}_4\text{HS} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + (\text{NH}_4)_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{HS} + 2\text{NaOH}_{(\text{mo'l})} = \text{Na}_2\text{S} + \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$

5§. Oksidlarga bo'lgan munosabatlari
«Oksidlarning kimyoviy xossalari»ga qarang, 3§.

6§. Metallarga bo'lgan munosabatlari

<p>Metallar va asoslar ora-sidagi reaksiyalar oz sonda. Faqat, amfoter oksidlar va gidroksidlar hosil qiladi-gan metallar ishqorlar bilan ta'sirlashadilar. Bunda N₂ ajraladi va tuz hosil bo'ladi (eritmada kompleks, suyuq-lan-mada - o'rta). Fe va Cr bundan mustasno, ular Fe₂O₃ va Cr₂O₃, amfoter oksidlari Fe(ON)₃ va Cr(ON)₃ gid-roksidlaridan farqli ish-qorlar bilan ta'sirlash-maydilar.</p> <p style="text-align: center;">Cr+NaOH≠ Fe+NaOH≠</p>		$\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$ $\text{Be} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Pb} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Zn} + 2\text{NaOH}_{(\text{q})} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{Al} + 2\text{NaOH}_{(\text{q})} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2\uparrow$ $\text{Be} + 2\text{NaOH}_{(\text{q})} = \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Pb} + 2\text{KOH}_{(\text{q})} = \text{K}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\uparrow$
--	---	--

7§. Metallmaslarga bo'lgan munosabatlari

<p>Metallmaslar asoslar bilan juda kam reaksiyaga kirishadi-lar. Faqat ishqorlar ayrim metallmaslar (Si, S, P, F₂, Cl₂, Br₂, I₂) bilan ta'sirlashadilar. Bunda, ko'pincha dispropor-sionirlash natijasida ikkita tuz hosil bo'ladi. Qaytaruvchi xossaga ega bo'lgan gidroksidlar, kislorod bilan oksidlanish qobiliyatiga ega.</p>	<p>☞</p> <p>☞</p>	$\text{Si} + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$ $3\text{S} + 6\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;"><i>cos. sp</i></p> $\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;"><i>cos. sp</i></p> $2\text{F}_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaF} + \text{OF}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $4\text{P} + 3\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{NaH}_2\text{PO}_2 + \text{PH}_3\uparrow$ $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$
--	-------------------	---

8§. Qizdirishga bo'lgan munosabatlari

<p>Faqat ishqoriy metallarning gidroksidlari issiqlikka chi-damli (LiOH mustasno)</p>	<p>☞</p>	$\text{KOH} \neq$ $\text{NaOH} \neq$
<p>Qolgan metallarning asoslari qizdirilganda tegishli oksid va suvga parchalanadilar.</p>	<p>☞</p>	$\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$ $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}\uparrow$ $2\text{LiOH} = \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$
<p>Ayrim asoslar hatto uy temperatu-rasida ham parchalanadilar. Bular AgOH, Hg(OH)₂ va NH₄OH</p>	<p>☞</p>	$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{AgOH} = \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Hg}(\text{OH})_2 = \text{HgO} + \text{H}_2\text{O}$


3 bob. Kislotalarning kimyoviy xossalari

Ko'pchilik kislotalar vodorod N⁺ kationlari hisobiga (2N⁺+2e→H₂) kuchsiz oksidlovchi xossasiga ega. Kislotalardan ayrimlari (konsentrlangan va suyultirilgan HNO₃, H₂SO_{4(kons)}) va boshqalar kislota qoldig'i anionlari A^{m-} hisobiga kuchli oksidlovchi xossasiga ega. SHuning uchun kislotalar uchun almashinish reaksiyalaridan tashqari, ko'pgina oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari xarakterli.

1§. Suvga bo'lgan munosabatlari

<p>Kislotalar suv bilan ta'sirlash-maydilar, ammo qoida bo'yicha unda yaxshi eriydilar. H₂SiO₃ – mustasno.</p>		
<p>Kislotalarning eritmalari indika-torlarning rangini o'zgartiradi.</p>	<p>☞</p>	<ul style="list-style-type: none"> • kislotalarda lakmus – qizaradi, • fenolftalein – rangsiz, • metiloranj – pushti.
<p>Meta kislotalar suvlantirilganda orto kislotalarga o'tadilar.</p>	<p>☞</p>	$\text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{HBO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{BO}_3$


2§. Bir-birlariga bo'lgan munosabatlari

<p>Kislotalar orasida reak-siyalar borishi mumkin fa-qat kuchli oksidlovchi xos-sasiga (HNO_3, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{kons})$) ega va kuchli qaytaruvchi xossasiga ega (H_2S, HI, HBr, HCl) kislotalar orasida yoki ham oksidlovchi ham qaytaruvchi (H_2SO_3, HNO_2, HClO_3) xossasiga ega kislotalar. Reaksiya mahsu-lotlari har xil.</p>		$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{kons}) + 2\text{HBr} = \text{Br}_2\downarrow + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $5\text{H}_2\text{SO}_4(\text{kons}) + 8\text{KJ} = 4\text{J}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{kons}) + \text{HCl} \neq$ $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{kons}) + \text{HF} \neq$ $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{kons}) + \text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{ov.ve.}} \text{S}\downarrow + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{kons}) + \text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{ov.ve.}} 4\text{SO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S}\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $8\text{HNO}_3(\text{kons}) + \text{H}_2\text{S} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{NO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
---	---	--

3§. Asoslarga bo'lgan munosabatlari
«Asoslarning kimyoviy xossalari» qarang 2§

4§. Tuzlarga bo'lgan munosabatlari

Kislotalar ancha kuchsiz yoki ancha uchuvchan kislotalardan hosil bo'lgan tuzlarning eritmalarini bilan ta'sirlashadilar.

<p>Bunda ancha kuchsiz yoki ancha uchuvchan kislotalarni siqib chiqarilishi sodir bo'ladi (kislota kuchi qator bo'yicha kamayib boradi; HI, HClO_4, HBr, HSI, H_2SO_4, HNO_3, HMnO_4, H_2SO_3, H_3PO_4, HF, HNO_2, H_2CO_3, H_2S, H_2SiO_3).</p> <p>Siqib chiqarilishi har qanday tarkibli – o'rt, nordon, asosli tuzdan sodir bo'ladi va qoida bo'yicha reaksiya natija-sida ancha kuchsiz yoki ancha uchuvchan kislotalar bilan bir qatorda o'rt tuz ham hosil bo'ladi. Buning ustiga kislotalarning uchuvchanligi ko'pchilik hollarda uning kuchiga nisbatan katta ahamiyatga ega.</p> <p>SHu sababga ko'ra</p>		$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HBr} = 2\text{KBr} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$ $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{CH}_3\text{COOH} = 2\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $\text{NaHS} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 4\text{HNO}_3 = 2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{HBr} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{Br}$
--	---	--

<ul style="list-style-type: none"> • uchmaydigan, garchi eng kuchli kislota bo'lmasa ham H_2SO_4 hamma kislotalarni ularning tuzlaridan siqib chiqaradi, uni birorta boshqa kislota siqib chiqara olmaydi (H_2S mus-tasno, u H_2SO_4 ni ayrim metallarning sulfatlaridan siqib chiqaradi). • uchmaydigan H_3RO_4 (o'rtacha kuchdagi kislota) kuchli uchuvchan xlorid va nitrat kislotalarni ularning tuzlaridan siqib chiqaradi (hosil bo'lgan tuz erimaydigan bo'lgan sharoitda) 	<p>☞</p> <p>☞</p>	$Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2SO_3$ $Ca_3(PO_3)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 \downarrow + 2H_3PO_4$ $Ca(H_2PO_4)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2H_3PO_4$ $MgOHCl + H_2SO_4 = MgSO_4 + HCl + H_2O$ $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$ $CuSO_4 + H_2S = CuS \downarrow + H_2SO_4$ $3CaCl_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 \downarrow + 6HCl$ $3AgNO_3 + H_3PO_4 = Ag_3PO_4 \downarrow + 3HNO_3$
<p>Kuchli kislotalar boshqa kuchli kislotalar-ning tuzlari eritma-lari bilan ta'sirla-shadilar, agar almashi-nish reaksiyasi natija-sida erimaydigan tuz hosil bo'lsa.</p>	<p>☞</p>	$Ca(NO_3)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 \downarrow + 2HNO_3$ $AgNO_3 + HCl = AgCl \downarrow + HNO_3$ $AgNO_3 + HBr = AgBr \downarrow + HNO_3$ $Pb(NO_3)_2 + 2HI = PbI_2 \downarrow + 2HNO_3$
<p>Konsentrlangan H_2SO_4 boshqa kuchli va kuchsiz kislotalarni quruq tuzlaridan siqib chiqaradi va nordon yoki o'rtatuzlar hosil qiladi.</p>	<p>☞</p>	$NaCl_{(q)} + H_2SO_{4(kons)} = NaHSO_4 + HCl \uparrow$ $2NaCl_{(q)} + H_2SO_{4(kons)} = Na_2SO_4 + 2HCl \uparrow$ $KClO_4 + H_2SO_{4(kons)} = KHSO_4 + HClO_4$ $NaNO_{3(q)} + H_2SO_{4(kons)} = NaHSO_4 + HNO_3$ $CaCO_{3(q)} + H_2SO_{4(kons)} = CaSO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$ $CuCl_{2(q)} + H_2SO_{4(kons)} = CuSO_4 + 2HCl \uparrow$
<p>Kuchsiz va uchuvchan vodo-rod sulfid kislotalarni, hatto sulfat kislota-sini ham mis, simob, qo'rg'oshin va nikel-larning tuzlari eritma-sidan siqib chiqaradi. Bu CuS, PbS, HgS va NiS sulfidlarining nafa-qat suvda hatto ajralib</p>	<p>☞</p>	$CuSO_4 + H_2S = CuS \downarrow + H_2SO_4$ $CuCl_2 + H_2S = CuS \downarrow + 2HCl$ $Hg(NO_3)_2 + H_2S = HgS \downarrow + 2HNO_3$ $NiBr_2 + H_2S = NiS \downarrow + 2HBr$ $Pb(NO_3)_2 + H_2S = PbS \downarrow + 2HNO_3$

<p>chiqadigan kuchli kislotalarda ham erimas-liklari bilan tushuntiriladi. SHuning uchun kuchli kislotalar yuqorida ko'rsatilgan sul-fidlardan kuchsiz H₂S ni siqib chiqarolmaydilar.</p>		
<p>Amfoterlarni ishqorlar bilan ta'sirlashuvidan hosil bo'lgan o'rta tuzlar va kompleks tuzlar, kislotalar yoki oksikislotalar ta'siridan buziladi-lar va ikkita o'rta tuz hamda suv hosil bo'ladi. Kislotatishmaganda o'rta tuz va amfolit cho'kma hosil bo'ladi.</p>	<p>☞</p> <p>☞</p>	$\text{NaAlO}_2 + 4\text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NaCrO}_2 + 4\text{HCl} = \text{NaCl} + \text{CrCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 4\text{HBr} = 2\text{NaBr} + \text{ZnBr}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ $2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6] + 6\text{HCl} = 3\text{KCl} + \text{FeCl}_3 + 8\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{HNO}_3(\text{kam}) = 2\text{NaNO}_3 + \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow$ $\text{KAlO}_2 + \text{HCl}_{\text{etish}} + \text{H}_2\text{O} = \text{KCl} + \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{HCl}_{\text{etish}} = 2\text{NaCl} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{HNO}_3(\text{etish}) = \text{KNO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
<p>Kislotalar va tuzlar ora-sida oksidlanish qayta-rilish reaksiyalari bo'lishi mumkin.</p>	<p>☞</p>	$2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{FeCl}_2 + \text{S} \downarrow + 2\text{HCl}$ $3\text{CuS} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{CuSO}_4 + 8\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
<p>Ko'p negizli kislotani shu kislotalar o'rta tuziga ta'sir ettirilsa nordon tuz hosil bo'ladi. Nordon tuziga ta'sir ettirilsa ko'proq vodorod soni bo'ladigan nordon tuz hosil bo'ladi.</p>	<p>☞</p>	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHCO}_3$ $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4$ $\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ $\text{CaHPO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
<p>Kislotalarni ayni shu kislotadan hosil bo'lgan asosli tuzga ta'sir ettirilsa o'rta tuz va suv hosil bo'ladi.</p>	<p>☞</p>	$\text{MgOHCl} + \text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{AlOHSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

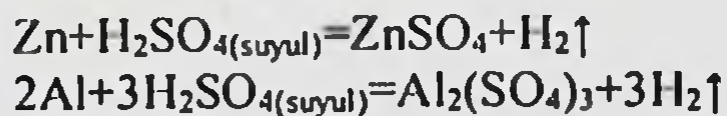
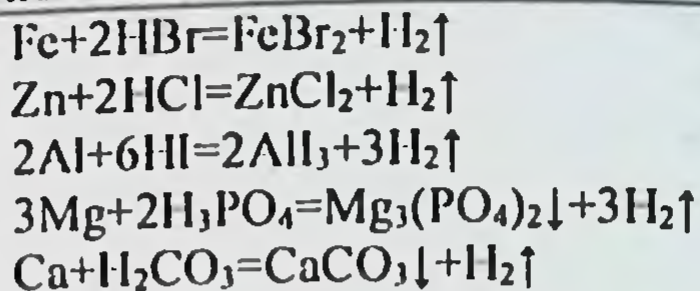
5§. Oksidlarga bo'lgan munosabatlari

«Oksidlarning kimyoviy xossalari»ga qarang 2§

6§. Metallarga bo'lgan munosabatlari

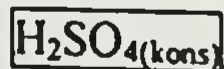
Kuchsiz oksidlovchi xossalarga ega bo'lgan kislotalar (ya'ni aksariyat ko'pchilik kislotalar), kuchlanishlar qatorida N_2 gacha bo'lgan metallar (chaproqda) bilan ta'sirlashadilar. Tuz hosil bo'ladi va N_2 ajraladi.

- SHu bilan birga, kuchli kislotalar va o'rtacha kuchdagi kislotalar N_2 chapdagi hamma metallar bilan ta'sirlashadilar.
- Kuchsiz kislotalar – faqat ishqoriy va ishqoriy-er metallari bilan ta'sirlashadilar.
- Suyultirilgan sul-fat kislota kuchsiz oksidlovchi xossasini namoyon qiladi va ko'pchilik kislotalarga o'xshab, faqat vodoroddan chapdagi metallar bilan ta'sirlashadilar. Bunda tuz hosil bo'ladi va N_2 ajralib chiqadi.

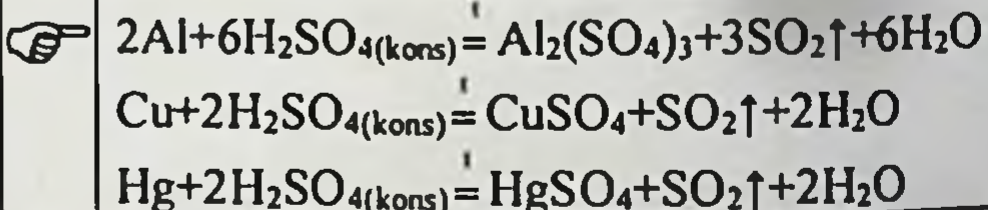


Kuchli oksidlovchi xossasiga ega bo'lgan kislotalar HNO_3 (konsentrlangan va suyultirilgan), $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{kons})}$ kuchlanishlar qatorida N_2 dan chapda joylashgan metallar bilan ham, o'ngda turgan metallar bilan ham ta'sirlashadilar. Bunda vodorod ajralib chiqmaydi. Tuz, suv va kislota biron bir qaytarilish mahsuloti hosil bo'ladi, turi uning konsentratsiyasi metallning aktivligi va temperatura bilan aniqlanadi. Odatda bir qancha qaytarilish mahsulotlari hosil bo'ladi, ulardan reaksiya tenglamasida asosiylari ko'rsatiladi.

Kislotalar faqat Au, Pt, Ir, Rh, Ta va ayrim boshqa metallarga ta'sir etmaydilar.



• Ko'pchilik metallar bilan faqat qizdirilganda ta'sirlashadilar.




<p>Tuz, suv va SO₂ hosil bo'ladi.</p> <ul style="list-style-type: none"> Ishqoriy va ishqoriy-er metallari hamda Mg va Zn sharoitga qarab H₂SO_{4(kons)} ni nafaqat SO₂ gacha, S gacha yoki N₂S gacha qaytarishlari mumkin. 	<p>☞</p>	$4\text{Ca} + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{kons})} = 4\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{kons})} = \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Zn} + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{kons})} \stackrel{t_2 > t_1}{=} 3\text{ZnSO}_4 + \text{S}\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{kons})} \stackrel{t_1 > t_2}{=} 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
<p>HNO_{3(kons)}</p> <ul style="list-style-type: none"> Ishqoriy va ishqoriy-er metallari bilan tuz, suv va N₂O hosil qiladi. Boshqa metallar bilan tuz, suv va NO₂ hosil qiladi. 	<p>☞</p>	$4\text{Ba} + 10\text{HNO}_{3(\text{kons})} = 4\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn} + 4\text{HNO}_{3(\text{kons})} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{kons})} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ag} + 2\text{HNO}_{3(\text{kons})} = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
<ul style="list-style-type: none"> Sovuqda va odatdagi temperaturada HNO_{3(kons)} Fe, Co, Ni, Cr va Al hamda zanglamaydigan po'latga passivlashish oqibatida ta'sir etmaydi. Ammo qizdirilganda HNO_{3(kons)} bu metallar bilan, ko'pchilik boshqa metallardek ta'sirlashadi va tuz, suv va NO₂ hosil bo'ladi. 	<p>☞</p>	$\text{Fe} + 6\text{HNO}_{3(\text{kons})} = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$
<ul style="list-style-type: none"> HNO_{3(kons)} ni HCl(kons) bilan aralashtirilganda hosil bo'ladigan eritmaga (1:3 hajmli nisbatlarda) «zar suvi» deyiladi, unda HNO₃ va H₂SO₄ da erimaydigan Au, Pt va boshqa metallar ham eriydi. 	<p>☞</p>	$\text{HNO}_3 + 4\text{HCl} + \text{Au} = \text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{HNO}_3 + 18\text{HCl} + 3\text{Pt} = 3\text{H}_2[\text{PtCl}_6] + 4\text{NO}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$
<p>HNO_{3(suyul)}</p> <ul style="list-style-type: none"> Ishqoriy va ishqoriy-er metallari bilan tuz, suv va NH₃ yoki NH₄NO₃ hosil qiladi. 	<p>☞</p>	$4\text{Ca} + 10\text{HNO}_{3(\text{suyul})} = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
<ul style="list-style-type: none"> Kuchlanishlar qatorida N₂ dan chapda joylashgan boshqa metallar bilan HNO_{3(suyul)} tuz, suv va asosan NO hosil qiladi. Ammo, bu gruppadagi ko'pchilik metallar sharoitga bog'liq holda HNO_{3(suyul)} ni 	<p>☞</p>	$\text{Fe} + 4\text{HNO}_{3(\text{suyul})} = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Zn} + 8\text{HNO}_{3(\text{suyul})} = 3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_{3(\text{suyul})} = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ $5\text{Zn} + 12\text{HNO}_{3(\text{suyul})} = 5\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ $4\text{Zn} + 10\text{HNO}_{3(\text{suyul})} = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

* Пассивлашиш деганда металл юзасидаги юпка, ammo жуда энч оксид пленкасини хосил булиши тушунилади ва у металлни кейинчалик кислота таъсир этишидан саклайди.




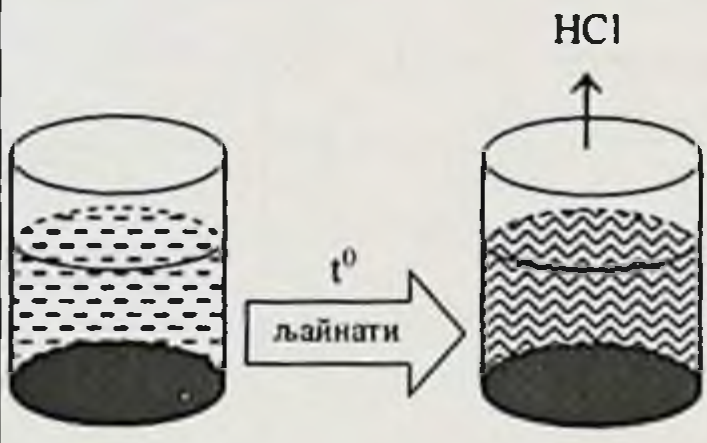
<p>nafaqat NO gacha va hatto N₂O, N₂, NN₃ (yoki NN₄NO₃) gacha ham qaytarishlari mum-kin. Buning ustiga kislota qanchalik ko'p suyultirilgan bo'lsa, gaz mahsuloti sifa-tida ajraladigan azotning oksidlanish darajasi shun-chalik past bo'ladi. Eng etar-licha suyultirilgan kislota odatda NN₄NO₃ gacha qaytariladi.</p>	
<p>•Kuchlanishlar qatorida N₂ dan o'ngda joylashgan kam aktiv metallar bilan tuz, suv va NO hosil qiladi.</p>	<p> $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3(\text{suyul}) = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3(\text{suyul}) = 3\text{AgNO}_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Hg} + 8\text{HNO}_3(\text{suyul}) = 3\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ </p>

7§. Metallmaslarga bo'lgan munosabatlari

<p>Metallmaslar bilan faqat kuchli oksidlovchi xossaga ega bo'lgan (HNO₃, H₂SO₄(kons)) yoki kuchli qaytaruvchi xossaga ega bo'lgan (H₂S, HI) kislotalargina ta'sirlashadilar.</p>	
<p>Kuchli oksidlovchi xossaga ega bo'lgan kislotani metallmasga ta'sir ettiril-ganda, metallmas qoida bo'yicha tegishli kislotaga oksidlanadi. Reaksiya uchun olingan kislota qaysidir bir gazsimon oksidigacha qaytariladi:</p> <ul style="list-style-type: none"> • HNO₃(kons) — NO₂ gacha • HNO₃(suyul) — NO gacha • H₂SO₄(kons) — SO₂ gacha 	<p> $\text{S} + 2\text{HNO}_3(\text{suyul}) = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}\uparrow$ $\text{S} + 6\text{HNO}_3(\text{kons}) = \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{kons}) = 3\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{kons}) = 2\text{SO}_2\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{C} + 4\text{HNO}_3(\text{kons}) = 4\text{NO}_2\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $3\text{P} + 5\text{HNO}_3(\text{kons}) + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}\uparrow$ $\text{P} + 5\text{HNO}_3(\text{kons}) = \text{HPO}_3 + 5\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ </p>
<p>Kuchli qaytaruvchi xossaga ega bo'lgan kislotani metallmasga ta'sir ettiril-ganda, metallmas tegishli kislotagacha qaytariladi, reaksiya uchun olingan kislota odatda metallmasgacha oksidlanadi. Boshqa reaksiya mahsulotlari ham hosil bo'lishi mumkin.</p>	<p> $\text{H}_2\text{S} + \text{G}_2 = 2\text{NG} + \text{S}\downarrow$ (F₂-boshqasi) $2\text{H}_2\text{S}(\text{suv eritma}) + \text{O}_2 = 2\text{N}_2\text{O} + 2\text{S}\downarrow$ $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{G}_2 + \text{N}_2\text{O} = 2\text{NG} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (F₂-boshqasi) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{\text{zuru}} 2\text{N}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$ $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2(\text{kam}) \xrightarrow{\text{zuru}} 2\text{S}\downarrow + 2\text{N}_2\text{O}$ </p>






<p>Aktivroq galogenlar (galogenlarning aktivligi F_2, Cl_2, Br_2, I_2 qator bo'yicha pasayadi) passivroqlarini NG tipidagi kislotalardan siqib chiqaradi (qaytaradi), flor bundan mustasno, u eritmada kislota bilan ta'sirlashadi.</p>		$2HBr + Cl_2 = 2HCl + Br_2 \downarrow$ $2HI + Cl_2 = 2HCl + I_2 \downarrow$ $2HI + Br_2 = 2HBr + I_2 \downarrow$
---	---	--

8§. Qizdirishga bo'lgan munosabatlari

<p>Qizdirishga barqaror faqat H_2SO_4 va H_3RO_4. Buning ustiga H_3RO_4 uzoq vaqt qaynatilganda avval difosfat, keyin esa metafosfat kislotalarga o'tadi.</p>		$2H_3RO_4 \xrightarrow{t_1} H_4R_2O_7 + H_2O \uparrow$ $H_4R_2O_7 \xrightarrow{t_2 > t_1} 2HRO_3 + H_2O \uparrow$
<p>Boshqa kislotalar qizdirilganda parchalanadilar. Buning ustiga kislorodli kislotalarning qizdirilganda parchalanishi ularning molekularining buzilishi bilan sodir bo'ladi. Ayniqsa N_2SO_3 beqaror, u uy temperaturasida parchalanadi. Qizdirilganda parchalanadigan kislotalarga uchuvchan kislotalar deyiladi, bu qancha oson sodir bo'lsa, kislota shuncha oson uchuvchan hisoblanadi. Shunday qilib, eng oson uchuvchan N_2SO_3, eng qiyin H_2SO_4</p>		$H_2CO_3 \rightleftharpoons CO_2 \uparrow + H_2O$ $H_2SO_4 \xrightarrow{t} SO_3 \uparrow + H_2O$ $H_2SiO_3 \xrightarrow{t} SiO_2 + H_2O$ $4HNO_3 \xrightarrow{t} 4NO_2 + O_2 \uparrow + 2H_2O$ $3HNO_2 \xrightarrow{t} HNO_3 + 2NO \uparrow + H_2O$ $2HNO_2 \xrightarrow{t_2 > t_1} NO_2 \uparrow + NO \uparrow + H_2O$ $3HClO \xrightarrow{t} 2HCl + HClO_3$ $4H_3PO_3 \xrightarrow{t} 3H_3PO_4 + PH_3 \uparrow$
<p>Tegishli gazlarning eritmaları bo'lgan galogen vodorod va sulfid kislotalari qizdirilganda, kislotalarning bu-zilishi temperatura ko'taril-ganda gazlarning eruvchanligi kamayishi hisobiga sodir bo'ladi. Qaynatilganda NG' gazlari va H_2S uchib ketadi va toza suv qoladi. NG' va H_2S gazlari kislotalik xossalarini faqat eritma holatida namoyon qiladilar.</p>		

4 bob. Tuzlarning kimyoviy xossalari

1§. Suvga bo'lgan munosabatlari

Bir xil kislotalarning tuzlari suvda yaxshi eriydi, boshqalarining tuzlari – yomon eriydi.	
Suvda yaxshi eriydi	 <p>Sirka kislotalarning hamma tuzlari, alyuminiy atsetatdan — $(\text{SN}_3\text{SOO})_3\text{Al}$ boshqalari,</p> <ul style="list-style-type: none"> • Nitrat kislotalarining hamma tuzlari, • Ammoniyning hamma tuzlari • Ishqoriy metallarning ko'pchilik tuzlari (litiy fosfat va floridlari Li_3RO_4, LiF mustasno) • Vodород galogenidlarning ko'pchilik tuzlari bundan mustasno, • Kumushning galogenidlari – AgCl, AgBr, AgI, (AgF- eruvchan), • Xloridlardan – PbCl_2, Hg_2Cl_2, • Ko'pchilik metallarning floridlari – CaF_2, SrF_2, BaF_2, ZnF_2, MgF_2 va boshqalar.
<p>Esda saqlash lozim:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Yaxshi eriydigan tuz hisoblanadi, odatdagi sharoitda uning eruvchanligi 100 g suvda 1 g dan ko'p bo'lsa; • Kam eriydigan tuz hisoblanadi, eruvchanligi 100 g suvda 0,01-1,0 g oralig'ida bo'lsa; • Agar uy temperaturasida 100 g suvda 0,01 g dan kam tuz erigan bo'lsa, u holda bunday tuz erimaydigan tuz hisoblanadi. 	 <p>NH_4NO_3, NaCl, CH_3COONa</p>  <p>MgSO_3, CaSO_4, AlF_3</p>  <p>CuS, AgCl, BaSO_4, PbS</p>
Nordon tuzlar qoida bo'yicha tegishli o'rta tuzlarga nisbatan suvda yaxshi eriydi. Asosli tuzlar – yomon eriydi.	 <ul style="list-style-type: none"> • CaCO_3, BaCO_3 va SrCO_3 – erimaydi, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ va $\text{Sr}(\text{HCO}_3)_2$ – yaxshi eruvchan • $\text{Ca}_3(\text{RO}_4)_2$ – erimaydi, CaNRO_4 – kam eriydi, $\text{Ca}(\text{N}_2\text{RO}_4)_2$ – yaxshi eruvchan (shuning uchun fosforli o'g'itlarni tuproqqa nordon tuzlar ko'rinishida solishni tavsiya etiladi).

		<ul style="list-style-type: none"> • $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ – yaxshi eruvchan, HgONNO_2 – erimaydi.
Amfoter metallarni, ularning oksidlarini yoki gidroksidlarini ishqorlar bilan suyuq-lantirib olingan tuzlarni suvda eritilganda kompleks tuzlar hosil bo'ladi.	☞	$\text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $\text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ $\text{Na}_3\text{FeO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$
Ko'pchilik tuzlar suvda eriganda suv molekulari va tuz molekulari orasidagi almashinish reaksiyasi natijasida qisman yoki to'liq parchalanish – gidroliz sodir bo'ladi (qarang «Tuzlar gidrolizi»).		

2§. Kislotalarga bo'lgan munosabatlari

Qarang «Kislotalarning kimyoviy xossalari» 4§

3§. Asoslarga bo'lgan munosabatlari

Qarang «Asoslarning kimyoviy xossalari» 4§

4§. Oksidlarga bo'lgan munosabatlari

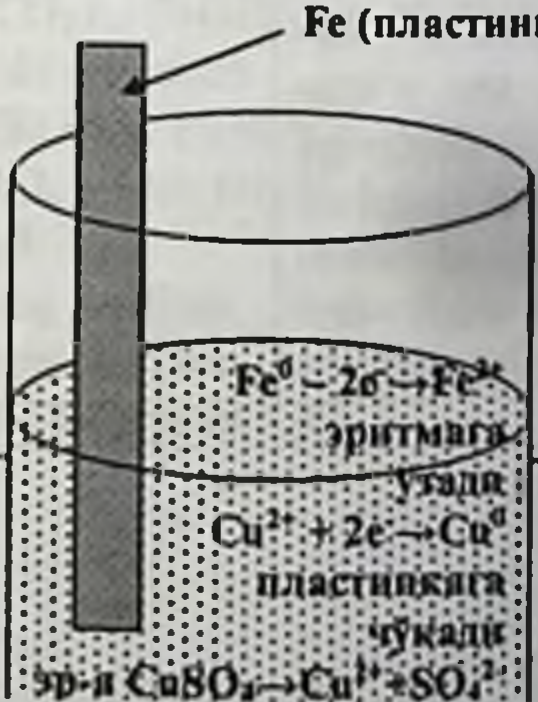
Qarang «Oksidlarning kimyoviy xossalari» 4§

5§. Bir-birlariga bo'lgan munosabatlari

Tuzlar bir-birlari bilan odatdagi sharoitda reaksiyaga kirishadilar faqat quyidagi sharoit, ya'ni; <ul style="list-style-type: none"> • ular eritmalar ko'rinishida olingan bo'lsalar, • almashinish reaksiya natijasida kam eriydigan yoki erimaydigan tuz hosil bo'lsa. 	☞	$\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{NH}_4\text{Br} + \text{AgNO}_3 = \text{AgBr} \downarrow + \text{NH}_4\text{NO}_3$ $\text{KI} + \text{AgNO}_3 = \text{AgI} \downarrow + \text{KNO}_3$ $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{BaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ $\text{CaCl}_2 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbCl}_2 \downarrow + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{KNO}_3$ $3\text{BaCl}_2 + 2\text{K}_3\text{PO}_4 = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{KCl}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3$ $2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{K}_2\text{S} = \text{Cu}_2\text{S} \downarrow + 2\text{KCl} + 4\text{NH}_3 \uparrow$
Agar dastlabki tuzlardan bittasi erimaydigan bo'lsa, u holda reaksiya boradi qachonki uning natijasida ko'proq erimaydigan tuz hosil bo'lsa, «Erimaslik» chegarasi bo'lib, eruvchanlik ko'paytmasi deb nomlanadigan kattalik xizmat qiladi (EK), uni o'rganish maktab dasturiga kirmaydi, shuning uchun bunday hol qachonki dastlabki tuzlardan biri erimaydigan hol ko'rilmaydi	☞	$3\text{CaSO}_4 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ $\underbrace{\hspace{10em}}_{\text{EK}=9,1 \cdot 10^{-8}} \quad \underbrace{\hspace{10em}}_{\text{EK}=2 \cdot 10^{-29}}$

<p>Agar almashinish reaksiya-si natijasida hosil bo'ladigan tuz, suv bilan to'liq parchalanadigan bo'lsa (odatda bu – karbonatlar, sulfidlar, silikatlar, ammo-niy tuzlari, temir (III) va alyuminiy tuzlari), u holda bunday reaksiya mahsulot-lari bu tuzning gidroliz mahsulotlari bo'ladi.</p>	<p>☞</p>	$2\text{FeCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 \downarrow + 6\text{NaCl}$ $2\text{FeCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{CO}_2 \uparrow + 6\text{NaCl}$
<p>Tuzlar ko'pincha bir-bir-lari bilan ta'sirlashib kompleks tuzlar hosil qiladi.</p>	<p>☞</p>	$4\text{KCN} + \text{Fe}(\text{CN})_2 = \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $6\text{KCN} + \text{FeCl}_3 = \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 3\text{KCl}$ $\text{AgI} + 2\text{KCN} = \text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2] + \text{KI}$
<p>Quruq tuzlar bir-birlari bilan faqat suyuqlantiril-ganda birikadi</p>	<p>☞</p>	$\text{NaCl} + \text{NaHSO}_4 \xrightarrow{\quad} \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \uparrow$
<p>Tuzlar orasida oksidlanish-qaytarilish reaksiya-lari ham bo'lishi mumkin.</p>	<p>☞</p>	$10\text{FeSO}_4 + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{KI} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{FeSO}_4 + \text{I}_2 \downarrow$ $2\text{FeCl}_3 + 2\text{NaI} = 2\text{FeCl}_2 + 2\text{NaCl} + \text{I}_2 \downarrow$

6§. Metallarga bo'lgan munosabatlari

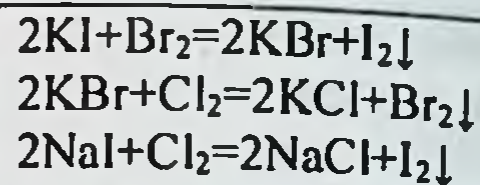
<p>Aktivroq metallar passivroq metallarni ularning tuzlari eritmasidan siqib chiqaradi. Bunda ajralib chiqqan metall, metall plastinkasida o'tiradi, ya'ni uning yordamida siqib chiqarish sodir bo'ladi, va plastinka massasi ortadi. Bir vaqtning o'zida uning atomlarining bir qismini oksidlanishi hisobiga ular ionlar ko'rinishida eritmaga o'tadi va natijada metall plastinkasi massasi kamayadi.</p> <p>Plastinka massasining o'zgarishi samarasi, plastinkaga o'tirgan va</p>	<p>☞</p>	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$ $\text{Zn} + \text{FeSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Fe} \downarrow$ $\text{Cu} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg} \downarrow$ $\text{Fe} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag} \downarrow$ 
---	----------	--

undan ketgan massa va atomlar sonining nisbatiga bog'liq bo'ladi. Juda aktiv metall bu qoidadan mustasno (ishqoriy va ishqoriy-er), chunki ular eritmada eng avvalo suv bilan ta'sirlashadilar.		
Metallar bir-birlarini tuz-larning suyuqlanmalaridan ham siqib chiqaradi (reaksiya – vakuum – termik usulda havosiz amalga oshiriladi). Ammo esda saqlash lozim, ya'ni <ul style="list-style-type: none"> • suyuqlantirilganda ko'pchilik tuzlar parchalanadilar, • metallarning nisbiy aktiv-liklarini aniqlash uchun xizmat qiladigan kuchlanishlar qatori faqat suvli eritmalar uchungina adolatlidir. SHunday qilib, eritmalarda ishqoriy-er metal-larga nisbatan passivroq bo'lgan Al suyuqlanmalarda aksincha. SHuning uchun Al ishqoriy-er metallarini ularning tuzlari suyuqlanmalaridan siqib chiqaradi. 	☞	$\text{Na} + \text{KCl}_{(\text{suyuq-a})} = \text{NaCl} + \text{K}$ $3\text{K} + \text{AlCl}_3_{(\text{suyuq-a})} = 3\text{KCl} + \text{Al}$ $\text{Ca} + 2\text{RbCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{Rb}$ $\text{Mg} + \text{BeF}_2 = \text{MgF}_2 + \text{Be}$ $2\text{Al} + 3\text{CaCl}_2_{(\text{suyuq-a})} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Ca}$
Qattiq quruq, hamda erimaydi-gan tuzlardan odatdagi sharoitda metallar bir-birlarini siqib chiqarmaydilar.	☞	$\text{Fe} + \text{AgCl} \neq$
Oksidlovchilik xossalarini namoyon qiluvchi tuzlar eritmalarda metallar bilan oksidlanish-qaytarilish reaksiyalariga kirishadilar.	☞	$2\text{FeCl}_3 + \text{Fe} = 3\text{FeCl}_2$ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg} = \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ $\text{HgCl}_2 + \text{Hg} = \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \downarrow$ $2\text{CrCl}_3 + \text{Zn} = 2\text{CrCl}_2 + \text{ZnCl}_2$

7§. Metallmaslarga bo'lgan munosabatlari

Tuzlarning metallmaslar bilan reaksiyalari kam. Bular oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.	☞	$2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ $2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NaNO}_3$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{Br}_2 = 2\text{NaBr} + \text{S} \downarrow$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $5\text{KClO}_3 + 6\text{P} = 5\text{KCl} + 3\text{P}_2\text{O}_5$ $\text{BaSO}_4 + 2\text{C} = \text{BaS} + 2\text{CO}_2 \uparrow$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
---	---	--

Tuzlar va metallmaslar orasidagi reaksiyalardan galogenlar (G_2) bilan galogenvodorod kislotalarning tuzlari orasidagi reaksiyalarni ko'rsatish mumkin: aktivroq galogen passivroq galogenni uning tuzlari eritmasidan siqib chiqaradi. Galogenlardan eng aktivi flor bundan mustasno. U tuzlarning eritmasida tuzlar bilan emas suv bilan ta'sirlashadi. qattiq quruq tuzlardan galogenlar bir-birlarini siqib chiqarmaydilar.



8§. Qizdirishga bo'lgan munosabatlari

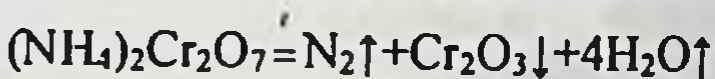
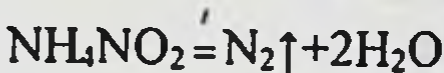
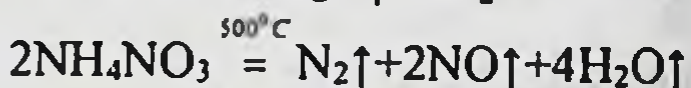
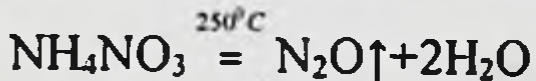
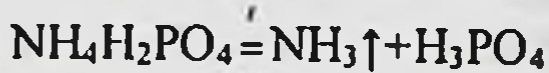
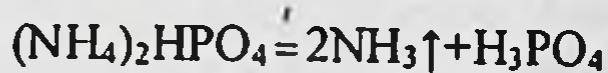
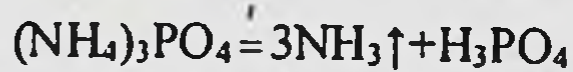
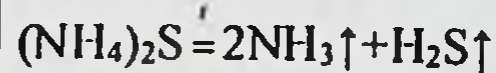
Qizdirilganda parchalanadilar:

- Ammoniyning hamma tuzlari Bunda qoida buyicha NH_3 ajraladi.

Ayrim hollarda NH_3 o'rniga N_2 yoki N_2O ajraladi.


- Nitrat kislotaning hamma tuzlari (nitratlar) hosil bo'ladigan mahsulotlar xarakteri, tuz qaysi metallardan hosil bo'lganligiga bog'liq bo'ladi, ammo hamma hollarda O_2 ajraladi.

❖ Kuchlanishlar qatorida Mg gacha (chaproqda) turgan metallarning nitratlari nitrit-largacha



<p>parchalanadi (LiNO_3 boshqalari): $\text{Me}(\text{NO}_3)_n = \text{MeNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$</p> <p>❖ Kuchlanishlar qatorida, Mg dan Cu gacha (Cu ham kiradi) bo'lgan metallarning nitrat-lari metall oksidigacha parchalanadi: $\text{Me}(\text{NO}_3)_n = \text{MeO}_2 + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$</p> <p>❖ Cu dan keyin joylashgan metallarning nitratlari metallgacha parchalanadilar: $\text{Me}(\text{NO}_3)_n = \text{Me} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$</p>	<p>☞</p> <p>☞</p>	$2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{LiNO}_3 = 2\text{Li}_2\text{O} + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{MgO} + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
<p>• Sulfit kislotaning hamma tuzlari (sulfitlar). Bunda disproporsionirlanish natijasida sulfid va sulfatlar hosil bo'ladi. Gidrosulfitlar disulfitlar-gacha parchalanadilar.</p>	<p>☞</p>	$2\text{NaHSO}_3 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \uparrow$ $4\text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{S} + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ $4\text{CaSO}_3 = \text{CaS} + 3\text{CaSO}_4$
<p>• Amalda karbonat kislotaning hamma tuzlari (karbonatlar) Faqat ishqoriy metallarning karbonatlari (Li_2CO_3 boshqalari) bundan mustasno. Gidrokarbonatlarning hammasi parchalanadi – avval tegishli karbonatlargacha, ancha yuqori temperaturada metallar oksidigacha va SO_2. Ishqoriy metallarning gidrokarbonatlari karbonatlargacha parchalanadilar. LiNCO_3 mustasno.</p>	<p>☞</p> <p>☞</p> <p>☞</p> <p>☞</p>	$\text{ZnCO}_3 = \text{ZnO} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{BaCO}_3 = \text{BaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 \neq$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \uparrow$ $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaO} + 2\text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \uparrow$ $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \uparrow$ $2\text{LiHCO}_3 = \text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \uparrow$ $\text{Li}_2\text{CO}_3 = \text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $2\text{LiHCO}_3 = \text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \uparrow$
<p>• Sulfat kislotaning ko'p-chilik tuzlari (sulfatlar).</p>	<p>☞</p>	$2\text{FeSO}_4 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 \uparrow + \text{SO}_2 \uparrow$ $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 \uparrow$

<ul style="list-style-type: none"> Esda tutish lozimki, ya'ni sulfatlarning parchalanishi faqat $t > 700-800^{\circ}$ da sodir bo'ladi. Bunda metall oksidi va SO_3 yoki $SO_2 + O_2$ hosil bo'ladi, chunki SO_3 bunday temperatura-da parchalanadi ($2SO_3 = 2SO_2 + O_2$) 	☞	$2Fe_2(SO_4)_3 \xrightarrow{t > 700^{\circ}} 2Fe_2O_3 + 6SO_2 \uparrow + 3O_2 \uparrow$ $2CuSO_4 \xrightarrow{t > 700^{\circ}} 2CuO + 2SO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$
<p>Ishqoriy va ishqoriy-er metallarining sulfatlari issiqqa chidamli. Hidrosulfatlar qizdirilganda avval disulfatgacha, keyin esa sulfatlarga parchalanadilar.</p>	☞	$Na_2SO_4 \neq$ $CaSO_4 \neq$ $2NaHSO_4 \xrightarrow{t > 700^{\circ}} Na_2S_2O_7 + H_2O \uparrow$ $Na_2S_2O_7 \xrightarrow{t > 700^{\circ}} Na_2SO_4 + SO_3 \uparrow$
<ul style="list-style-type: none"> Boshqa kislotalarning tuzlari (masalan permanganat $HMnO_4$, dixromat $H_2Cr_2O_7$, xlorat $HSiO_3$ va b.r.) 	☞	$4K_2Cr_2O_7 \xrightarrow{t > 700^{\circ}} 4K_2CrO_4 + 2Cr_2O_3 + 3O_2 \uparrow$ $2KMnO_4 \xrightarrow{t > 700^{\circ}} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2 \uparrow$ $4KClO_3 \xrightarrow{t > 700^{\circ}} KCl + 3KClO_4$ $2KClO_3 \xrightarrow{t > 700^{\circ}} 2KCl + 3O_2 \uparrow$ $KClO_4 \xrightarrow{t > 700^{\circ}} KCl + 2O_2 \uparrow$
<p>Amfoter metallardan hosil bo'lgan hamma kompleks tuzlarning eritmaları qizdirilganda (qaynatilganda) parchalanadilar.</p>	☞	$Na_2[Zn(OH)_4] \xrightarrow{t > 700^{\circ}} Na_2ZnO_2 + 2H_2O \uparrow$ $K[Al(OH)_4] \xrightarrow{t > 700^{\circ}} KAlO_2 + 2H_2O \uparrow$
<p>Ko'pchilik asosli tuzlar qizdirilganda parchalanadilar.</p>	☞	$2Mg(OH)Cl \xrightarrow{t > 700^{\circ}} MgO + MgCl_2 + H_2O \uparrow$ $(CuOH)_2CO_3 \xrightarrow{t > 700^{\circ}} 2CuO + H_2O \uparrow + CO_2 \uparrow$
<p>Ayrim tuzlar quyosh nuri ta'sirida parchalanadilar (foto-kimyoviy reaksiyalar)</p>	☞	$2AgBr \xrightarrow{h\nu} 2Ag + Br_2$ $2AgI \xrightarrow{h\nu} 2Ag + I_2$ $AgCl \neq$ $Hg_2Cl_2 \xrightarrow{h\nu} Hg + HgCl_2$
<p>Issiqlikka chidamli (parchalanmasdan suyuqlanadi)</p> <ul style="list-style-type: none"> Ko'pchilik tuzlar Fosfat kislota – fosfatlar, Vodorod sulfidni – sulfidlar, Silikat kislota – silikatlar, Nitrit kislota – nitritlar, Galogenvodorod kislota – floridlar, xloridlar, bromidlar, iodidlar. Ishqoriy metallarning ko'p- 	☞	$Ca_3(PO_4)_2 \neq$ $CaS \neq$ $CaCl_2 \neq$ $NaCl \neq$

chilik tuzlari		
----------------	---	--

5 bob. Metallarning kimyoviy xossalari

Suvli eritmalarda boradigan kimyoviy reaksiyalarda metallarning aktivligi elektrokimyoviy kuchlanishlar qatorida joylashgan o'ri bilan aniqlanadi: Li, K, Cs, Rb, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.





Kuchlanishlar qatorida metall qanchalik chaproqda joylashgan bo'lsa, uning kimyoviy aktivligi shunchalik katta (qaytaruvchilik qobiliyati) qachonki u oddiy modda ko'rinishida olingan bo'lsa.

Meⁿ⁺ - kationlarining kimyoviy aktivligi, neytral atomlarning kimyoviy aktivligiga teskari proporsionaldir.

Me⁰ qanchalik aktiv bo'lsa, Meⁿ⁺ kationning aktivligi shunchalik past.

Metall ishtirokida boradigan hamma reaksiyalar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalaridir, buning ustiga metall hamma vaqt qaytaruvchi sifatida qatnashadi, chunki ular elektron qabul qilib manfiy oksidlanish darajasini namoyon qilmaydilar.

1§. Suvga bo'lgan munosabatlari

Ishqoriy va ishqoriy-er metallari suv bilan odatdagi sharoitda ta'sirlashadilar. Ishqor hosil bo'ladi va N ₂ ajraladi.		$2K+2H_2O=2KOH+H_2\uparrow$ $2Li+2H_2O=2LiOH+H_2\uparrow$ $Sr+2H_2O=Sr(OH)_2+H_2\uparrow$ $Ca+2H_2O=Ca(OH)_2+H_2\uparrow$
Mg va Al (oksid plastinkasidan tozalangan) issiq suv bilan ta'sirlashadilar.		$Mg+2H_2O=Mg(OH)_2\downarrow+H_2\uparrow$ $2Al+6H_2O=2Al(OH)_3\downarrow+3H_2\uparrow$
Kuchlanishlar qatorida ishqoriy metallar bilan N ₂ oralig'ida joylashgan o'rta aktivlikdagi metallar suv bilan faqat >>100°C da (ya'ni qizdirilgan suv bug'lari) ta'sirlashadilar.		$3Fe+4H_2O \xrightarrow{>700^\circ C} Fe_3O_4+4H_2\uparrow$ $2Cr+3H_2O=Cr_2O_3+3H_2\uparrow$ $Zn+H_2O=ZnO+H_2\uparrow$
Kuchlanishlar qatorida N ₂ keyin turadigan kam aktiv metallar suv bilan hatto yuqori temperaturada ham ta'sirlashmaydilar.		$Cu+H_2O \neq$

2§. Kislotalarga bo'lgan munosabatlari

Qarang «Kislotalarning kimyoviy xossalari» 6§

3§. Asoslarga bo'lgan munosabatlari

Qarang «Asoslarning kimyoviy xossalari» 6§

4§. Oksidlarga bo'lgan munosabatlari
Qarang «Oksidlarning kimyoviy xossalari» 6§

5§. Tuzlarga bo'lgan munosabatlari
Qarang «Tuzlarning kimyoviy xossalari» 6§

6§. Bir-birlariga bo'lgan munosabatlari

Metallar bir-birlari bilan ta'sirlashmaydilar. Ammo, suyuqlantirilgan holatda metallar bir-birlari bilan aralashadilar va eritmalar hosil qiladi, ular sovuganda qotishmalar deb ataladigan qattiq moddalar hosil bo'ladi.

Bunda uch xil holat mumkin.

- Suyuqlangan metallar bir-birlari bilan xohlagan nisbatda arala-shadilar va sovutilganda tarkibi bir jinsli qattiq eritma deb ataladigan qotishma hosil bo'ladi. Qattiq erit-malarning hosil bo'lishi atomlarning o'lchamlari bir-biriga yaqin bo'lgan metallar uchun xarakterli.



Ag — Au
Au — Pt

- Suyuqlangan metallar xohlagan nisbatlarda aralashadilar, qotganda qattiq eritma hosil bo'lmaydi. Alohida metallarning kristalla-ridan tuzilgan bir jinsli bo'lmagan strukturalar hosil bo'ladi.



Sn — Pb
Ag — Pb

- Suyuqlangan metallar cheklangan nisbatda aralashadi va qotganda o'zgaruvchan tarkibli intermetallik (metallararo) birikmalar hosil bo'ladi. Qoida bo'yicha, bunday birik-malarda metallar o'zlariga xarakter-li bo'lmagan valentliklarni namoyon qiladi.



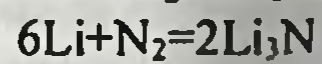
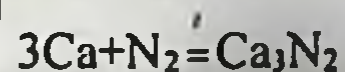
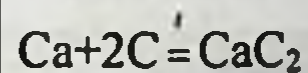
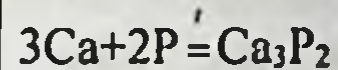
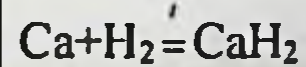
Ag₂Zn₅
Cu₃Sn

7§. Metallmaslarga bo'lgan munosabatlari

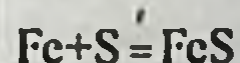
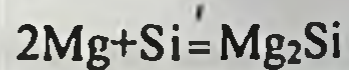
Metallar amalda hamma metallmaslar bilan ta'sirlashadilar (inert gazlardan boshqalari).



Metall va metallmaslar orasidagi reaksiya shunchalik oson boradi, agar metall va metall-maslar qanchalik aktiv bo'lsa.

Natijada binar birikmalar hosil bo'ladi — oksidlar, gidridlar, karbidlar, nitridlar, fosfidlar, silitsidlar, xloridlar va boshqalar.



(osh)



		$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
Metallar havoda asta-sekin (ishqoriy va ishqoriy-er metallari – tezroq) oksidlanib, oksid plyonkasi bilan qoplanadilar. Bu jarayon metallar kimyoviy korroziyasining asosiy tarkibiy qismidir. Faqat Au, Pt va boshqa metallar molekulyar kislorod bilan to'g'ridan-to'g'ri birikmaydilar.		$2\text{Fe} + \text{O}_2 = 2\text{FeO}$ $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$
Kislorod atmosferasida metallar yonadilar. Bunda odatda yuqori oksidlar hosil bo'ladilar (ishqoriy va ishqoriy-er metallarning yonishidan – peroksidlar hosil bo'ladi).		$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$ $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ $\text{Ba} + \text{O}_2 = \text{BaO}_2$



8§. Qizdirishga bo'lgan munosabatlari


Metallar molekulalar hosil qilmaydilar, shuning uchun metallarning issiqlikka chidamliligi to'g'risida gapirish ma'nosizdir. Metallarning suyuqlanishi va qaynash temperaturalari to'g'risida gapirish mumkin, qizdirilganda metallarning aktivligi boshqa moddalardagidek ancha ortadi.

6 bob. Metallaslarning kimyoviy xossalari

Metallmaslar ishtirokidagi hamma reaksiyalar oksidlanish qaytarilish reaksiyalaridir. SHu bilan birga metallmaslar oksidlovchi rolida ham (elektronlarga akseptor), qaytaruvchi rolida ham (elektronlarga donor) kirishishlari mumkin. F_2 bundan mustasno, u faqat oksidlovchi rolida reaksiyaga kiradi.

1§. Suvga bo'lgan munosabatlari

Odatdagi sharoitda suv bilan faqat F_2 ta'sirlashadi (shuning uchun fluorli suv yo'q). Bunda moddalarning murakkab aralashmasi hosil bo'ladi, chunki ajralib chiqadigan atomlar kislorod yuqori kimyoviy aktivlikka ega.		$\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HF} + \text{O}$ $\text{O} + \text{O} = \text{O}_2$ $\text{O}_2 + \text{O} = \text{O}_3$ $\text{H}_2\text{O} + \text{O} = \text{H}_2\text{O}_2$ $\text{O} + \text{F}_2 = \text{OF}_2$
Cl_2 va Br_2 suv bilan qisman birikadi. Ammo odatdagi sharoitda bu reaksiyalarning muvozanatlari kuchli darajada chapga siljigan. SHuning uchun Cl_2 va Br_2 suv bilan reaksiyalarini hisoblamaydilar va Cl_2 va Br_2 suvdagi eritmaları – xlorli suv va bromli suv bilan ish ko'radilar.		$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$ $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HBr} + \text{HBrO}$

YUqori temperaturada ayrim metallmaslar qizdirilgan suv bug' lari bilan ta' sirla-shadilar.		$C+H_2O \overset{\cdot}{=} CO\uparrow+H_2\uparrow$ $Si+2H_2O \overset{\cdot}{=} SiO_2+2H_2\uparrow$
---	---	---

2§. Kislotalarga bo'lgan munosabatlari
Qarang «Kislotalarning kimyoviy xossalari» 7§




3§. Asoslarga bo'lgan munosabatlari
Qarang «Asoslarning kimyoviy xossalari» 7§

4§. Oksidlarga bo'lgan munosabatlari
Qarang «Oksidlarning kimyoviy xossalari» 7§


5§. Tuzlarga bo'lgan munosabatlari
Qarang «Tuzlarning kimyoviy xossalari» 7§





6§. Metallarga bo'lgan munosabatlari
Qarang «Metallarning kimyoviy xossalari» 7§

7§. Bir-birlariga bo'lgan munosabatlari





Odatdagi sharoitda metallmaslar bir-birlari bilan kam ta' sirlashadilar.		$2Cl_2+2P_{(mo'l)}=2PCl_3$ $5Cl_2+2P_{(kam)}=2PCl_5$ $4P_{(mo'l)}+3O_2=2R_2O_3$ $4P+5O_{2(mo'l)}=2R_2O_5$
Faqat fluor F_2 eng aktiv metallmas, odatdagi sharoitda ko'pgina metallar bilan kuchli ta' sirlashadi. Ftor vodorod bilan portlab birikadi.		$Cl_2+N_2 \overset{h\nu}{=} 2NCl$ $F_2+N_2=2NF$ $2F_2+Si=SiF_4$ $3F_2+S=SF_6$
Qizdirilganda metallmaslar bir-birlari bilan ko'p sonli binar birikmalar hosil qiladi. Galogenlararo reaksiyalar (F_2 dan boshqalari) va kislorod bilan $G_2+O_2 \neq$ mustasno. SHuning uchun galogenlarning oksidlari bilvosita usul bilan olinadi.		$2H_2+O_2 \overset{\cdot}{=} 2H_2O$ $H_2+S \overset{\cdot}{=} H_2S$ $H_2+I_2 \overset{\cdot}{=} 2HI$ $2P+3S_{(kam)} \overset{\cdot}{=} P_2S_3$ $2P+5S_{(mo'l)} \overset{\cdot}{=} P_2S_5$ $2S+C \overset{\cdot}{=} CS_2$ $N_2O_2 \overset{1>2000}{=} 2NO$

8§. Qizdirishga bo'lgan munosabatlari

Hamma metallmaslar issiqlikka chidamli. H_2 , O_2 , N_2 va G_2 molekulalarini atomlarga parchalash faqat yuqori temperaturada sodir bo'ladi. Ozon O_3 mustasno, u qizdirilmaganda osonlikcha O_2 va atomar kislorodga ajraladi. Atomar kislorod kuchli		$O_3 \overset{\cdot}{=} O_2+O$
--	---	--------------------------------

oksidlovchi. SHu bilan ozonning kuchli oksidlovchilik xossasi tushuntiriladi: kislorod bilan yuqori temperaturada oksidlanadigan hamma narsa ozon bilan odatdagi sharoitda oksidlanadi. Kislorod bilan odatdagi sharoitda oksidlanadigan hamma narsalar ozon bilan juda tez oksidlanadi.		
YUqori temperaturada fosfor va oltingugurt gaz holatiga o'tadilar, ularda o'zgaruvchan tarkibli molekulalar holida bo'ladilar. Bunday molekula-larda atomlar soni 2 karrali va 10 dan oshmaydi. Sovutilganda bu molekulalar buziladi va uy temperaturasida fosfor va oltingugurt odatdagi modifikatsiya ko'rinishida mavjud bo'ladi.	 	R_2, R_4 S_2, S_4, S_6, S_8 R_2, R_4, S_8 va b-r
$t > 100^\circ C$ gacha qizdirilganda I_2 qattiq holatdan, suyuqlik holatini chetlab gaz holatiga o'tadi. Bu ja-rayon I_2 ning sublimatsiyasi yoki vazgonkasi deyiladi.		$I_{2(qat)} = I_{2(bug')}$
YUqori temperatura va bosimda bitta elementdan hosil bo'lgan oddiy moddalar bir-biriga aylanadilar.		$R_{(oq)} \xrightarrow[t=281-341^\circ C]{\text{vakuum}} R_{(qizil)}$ $R_{(oq)} \xrightarrow[t=200^\circ C]{\text{vakuum}} R_{(qora)}$ $S_{(grafit)} \xrightarrow[t=2400^\circ C]{\text{vakuum}} S_{(olmos)}$

7 bob. Ayrim binar birikmalarning kimyoviy xossalari

Ammiak • Ancha kuchli qaytaruvchi xossasiga ega oksidlar bilan ta'sirlashib odatda N_2 gacha oksidlanadi.		$8NH_3 + 3Cl_2 = N_2 \uparrow + 6NH_4Cl$ $2NH_3 + 3CuO = 3Cu + N_2 \uparrow + 3H_2O$ $4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 \uparrow + 6H_2O$ $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow[t, \text{kat}]{\text{vakuum}} 4NO \uparrow + 6H_2O$
• Suv bilan qaytar ta'sir qiladi, buning ustiga bu reaksiyaning muvozanati odatdagi sharoitda kuchli darajada chapga siljigan. SHuning uchun NH_3 suvli eritmasini odatda $NH_3 \cdot N_2O$ ko'rinishida yozadi. NH_3 ning suvdagi eritmasiga nashatir spirti deyiladi.		$H_2O + NH_3 \leftrightarrow NH_3 \cdot H_2O \leftrightarrow NH_4OH$
• Asos xossasiga ega shuning uchun erkin ko'rinishda (NH_3) yoki suvdagi eritma ko'rinishida kislotalar bilan tuzlar hosil qiladi.		$NH_3 + HCl = NH_4Cl$ $NH_3 + HNO_2 = NH_4NO_2$ $NH_3 + H_3PO_4 = NH_4H_2PO_4$ $2NH_3 + H_3PO_4 = (NH_4)_2HPO_4$ $3NH_3 + H_3PO_4 = (NH_4)_3PO_4$
• Ammiakning suvdagi eritmasida suvda erimaydigan ayrim birikmalar		$AgCl \downarrow + 2NH_3 = [Ag(NH_3)_2]Cl$ $Ag_2O \downarrow + 4NH_3 + H_2O = 2[Ag(NH_3)_2]OH$

eriydi va bunda kompleks tuzlar hosil bo'ladi.		
Peroksidlar Vodorod peroksidi – N_2O_2 oksid-lovchi xossasiga ega bo'lgan juda kuchsiz kislota (N_2O gacha yoki ON ga qaytariladi)	☞	$3N_2O_2 + H_2S = H_2SO_3 + 3H_2O$ $N_2O_2 + NaNO_2 = NaNO_3 + H_2O$ $N_2O_2 + 2Fe(OH)_2 = 2Fe(OH)_3$ $N_2O_2 + 2KI + H_2SO_4 = I_2 \downarrow + K_2SO_4 + 2H_2O$
Kuchli oksidlovchi bilan N_2O_2 o'zini qaytaruvchidek tutadi va O_2 gacha oksidlanadi.	☞	$N_2O_2 + Ag_2O = 2Ag + O_2 \uparrow + H_2O$ $N_2O_2 + 2HIO_3 = I_2 \downarrow + 3O_2 \uparrow + 2H_2O$
Quyoshda, qizdirilganda yoki katali-zator ishtirokida N_2O_2 parchalanadi.	☞	$2N_2O_2 \xrightarrow{h\nu} 2H_2O + O_2 \uparrow$
Metallarning peroksidlariga N_2O_2 tuzlari deb qarash mumkin. Ular oksidlovchi-qaytaruvchi xossasiga ega.	☞	$K_2O_2 + 2K_2 = 2K_2O$ $2Na_2O_2 + 2CO_2 = 2Na_2CO_3 + O_2 \uparrow$
Metallarning peroksidlari suv va kislotalar ta'siridan oson parchalanadilar.	☞	$Na_2O_2 + 2H_2O \leftrightarrow 2NaOH + H_2O_2$ $BaO_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + H_2O_2$
Boshqa binar birikmalar Ko'pchilik gidridlar, karbidlar, fosfidlar, nitridlar va silitsidlar suv va kislotalar bilan oson parchalanadilar. Bunda gidridlar bo'lgan holda N_2 qolgan hollarda gazsimon vodorodli birikmalar ajralib chiqadi.	☞	$Al_4C_3 + 12HCl = 4AlCl_3 + 3CH_4 \uparrow$ $Mg_2Si + 4H_2O = 2Mg(OH)_2 + SiH_4 \uparrow$ $Mg_2Si + 4HCl = 2MgCl_2 + SiH_4 \uparrow$ $Mg_3P_2 + 6H_2O = 3Mg(OH)_2 + 2PH_3 \uparrow$ $Mg_3P_2 + 6HCl = 3MgCl_2 + 2PH_3 \uparrow$ $Ca_3N_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2NH_3 \uparrow$ $Ca_3N_2 + 6HCl = 3CaCl_2 + 2NH_3 \uparrow$ $Ag_2C_2 + 2HCl = 2AgCl + C_2H_2 \uparrow$
Ishqoriy va ishqoriy-er metallarning gidridlari havo kislorodi bilan osonlikcha oksidlanadilar.	☞	$2NaH + O_2 = 2NaOH$ $CaH_2 + O_2 = Ca(OH)_2$

8 bob. Hidroliz

1§. Umumiy hollar. Hidroliz darajasi

Moddalarning suv bilan parchalanish jarayoniga hidroliz deyiladi («gidro» — suv, «lizi» — parchalanish)

Suv molekulasini va modda molekulasini orasida almashinish reaksiyasi natijasida anorganik va organik moddalar ham hidrolizga uchraydilar. Hidroliz reaksiyalari qaytar bo'lishi ham, qaytmas bo'lishi ham mumkin.

Gidrolizga misollar

Anorganik moddalar	Organik moddalar
Gidridlar: $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2 \uparrow$	Murakkab efirlar: $\text{CH}_3\text{COOSH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH}$
Karbidlar: $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$	Alkogolyatlar: $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{NaOH}$
Fosfidlar: $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{PH}_3 \uparrow$	Uglevodlar: $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + n\text{H}_2\text{O} \rightarrow n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
Nitridlar: $\text{AlN} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Al(OH)}_3 + \text{NH}_3 \uparrow$	Polipeptidlar: $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{NH} - \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$ $\leftrightarrow \begin{array}{c} 2\text{CH}_2 - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Tuzlar: $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_4\text{OH}$	Yog'lar: $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{OCOC}_{17}\text{H}_{35} \\ \\ \text{CH} - \text{OCOC}_{17}\text{H}_{35} \\ \\ \text{CH}_2 - \text{OCOC}_{17}\text{H}_{35} \end{array} + 3\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow$ $\leftrightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \\ \text{CH} - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_2 - \text{OH} \end{array} + 3\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$

Miqdoriy jihatdan gidroliz, *gidroliz darajasi* deb nomlanadigan o'lchamsiz kattalik h bilan xarakterlanadi va u eritiladigan modda molekulasining qanday qismi (bir yoki 100% ga teng deb qabul qilingan umumiy miqdordan) gidrolizga uchraganligini ko'rsatadi.

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

bu erda n – gidrolizga uchragan modda molekulari soni, N – gidroliz uchun olingan modda molekularining umumiy soni. Masalan, $h=0,1\%$ degani, berilgan 1000 erigan modda molekularidan hammasi bo'lib bitta molekula suv bilan parchalanishini bildiradi:

$$n = \frac{h \cdot N}{100} = \frac{0,1 \cdot 1000}{100} = 1$$

Gidroliz darajasi bog'liq bo'ladi:

- temperaturaga,
- eritma konsentratsiyasiga,
- eritiladigan modda tabiatiga.

2§. Tuzlar gidrolizi

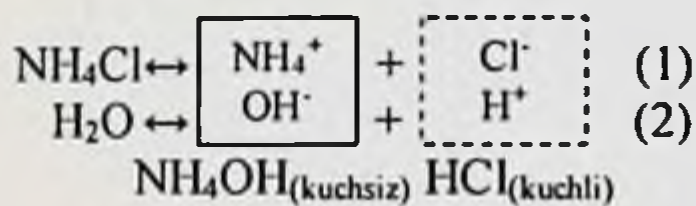
Tuzlar gidrolizi — umuman gidrolizning xususiy holidir. Qoida bo'yicha tuzlar qaytar gidrolizlanadilar.

Suv bilan tuzning parchalanishi, tuz dissotsiyalanganda hosil bo'ladigan ionlarni N^+ yoki ON^- ionlari bilan kuchsiz elektrolit molekulalarga bog'lash bilan tushuntiriladi. Suvning qisman dissotsialanishi natijasida ($N_2O \leftrightarrow N^+ + ON^-$) eritmada hamma vaqt N^+ va ON^- ionlari bo'ladi.

Kuchsiz elektrolit molekulasining hosil bo'lishi, eritmadan tuz hosil qiladigan ionlarni chiqarish bilan ekvivalentdir. YA'ni, Le-SHatele prinsipiga muvofiq, tuzning dissotsialanish muvozanatni o'nga siljitadi va natijada bu tuzning parchalanishiga olib keladi.

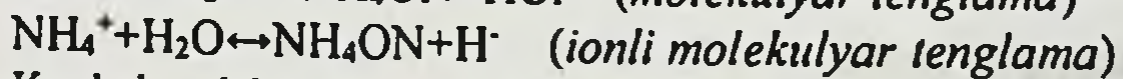
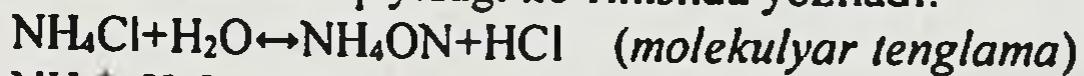
Agar kuchsiz elektrolit molekulasini tuz tarkibiga kiruvchi kation hisobiga hosil bo'lsa, u holda gidroliz kation bo'yicha boradi deyiladi, agar anion hisobiga hosil bo'lsa, u holda gidroliz anion bo'yicha boradi deyiladi.

Masalan, suvda ammoniy xloridni (NH_4Cl) eritilishidan ikkita muvozanat qaror topadi:



Ammoniy kationlari NH_4^+ ON^- ionlari bilan bog'lanib, kuchsiz elektrit molekulalari - NH_4ON hosil qiladi, ya'ni bu eritmadan NH_4^+ kationlari va ON^- anionlarini chiqarish bilan teng kuchlidir. Natijada, (1) va (2) dissotsiatsiya reaksiyalarining muvozanati o'nga siljiydi, bu NH_4Cl va H_2O molekulalarining parchalanishini bildiradi.

Modomiki NH_4Cl gidrolizining asosiy «sababchisi» NH_4^+ kationi ekan, u holda NH_4Cl kation bo'yicha gidrolizlanadi deyiladi, ammoniy xloridning gidrolizlanishini o'zini quyidagi ko'rinishda yoziladi:

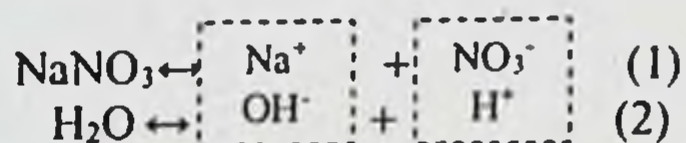


Kuchsiz elektrolit quyidagi sharoitda hosil bo'ladi, ya'ni tuz molekulasini eritmada dissotsiatsiyalanganda kuchsiz asos kationi yoki kuchsiz kislota anioni hosil qilganda. Bundan kelib chiqadi, gidrolizga uchraydigan tuzlar hosil bo'lsa,

- kuchsiz asos va kuchli kislotadan. Masalan: $MgCl_2$, $Zn(NO_3)_2$, $CuSO_4$. Gidroliz kation bo'yicha boradi.

- kuchsiz kislota va kuchli asosdan. Masalan: Na_2CO_3 , K_2S , CH_3COONa . Hidroliz anion bo'yicha boradi.
- kuchsiz asos va kuchsiz kislotalardan. Masalan: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Hidroliz kation bo'yicha ham anion bo'yicha ham bir vaqtda boradi.

Kuchli asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchramaydi, chunki bu holda tuzni tashkil qilgan ionlar N^+ va ON^- ionlari bilan kuchsiz elektrolit molekulasini hosil qilmaydilar. Masalan:



NaOH va HNO_3 kuchli elektrolitlar.

SHunday qilib tuzlar gidrolizi ikkita sharoit bajarilganda sodir bo'ladi:

- tuz kuchsiz kislota yoki kuchsiz asosdan hosil bo'lishi kerak,
- tuz eruvchan bo'lishi kerak.

Agar tuz kam eruvchan va eritmada uning ionlari konsentratsiyasi juda kichik bo'lsa bunday tuzning gidrolizi to'g'risida gapirish ma'nosizdir.

Ko'p negizli kislotalardan yoki ko'p kislotali asosdan hosil bo'lgan tuzlar bosqichli boradi.

Gidrolizning bosqichi kuchsiz kislota anionining zaryadiga yoki kuchsiz asos anionining zaryadiga teng bo'ladi. Agar tuz gidrolizi ham kation ham anion bo'yicha borsa bosqichlar soni zaryadlardan eng kattasiga teng bo'ladi.

Ikkinchi va asosan uchinchi bosqichlar bo'yicha gidroliz eng kichik darajada ifodalanadi ($h_1 \gg h_2 \gg h_3$). SHuning uchun gidroliz jarayonini ko'rilganda odatda birinchi bosqich bilan chegaralanadi. YA'ni eritmada faqat birinchi bosqich bo'yicha hosil bo'lgan ionlar va molekular ishtirok etadilar deb hisoblanadi. Ammo shuni esdan chiqarmaslik kerakki, hamma vaqt eritmada ikkinchi va uchinchi bosqichlar bo'yicha hosil bo'lgan ionlar va molekular oz miqdorda ishtirok etadilar.

Negaki gidroliz amalda birinchi bosqichdayoq tugaydi, u holda

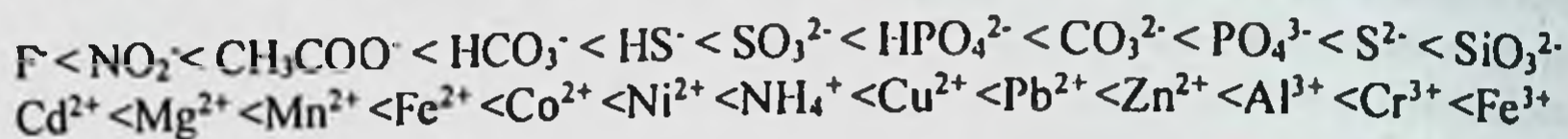
- ko'p kislotali asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizida asosli tuz hosil bo'ladi,
- ko'p negizli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizida nordon tuz hosil bo'ladi.

Masalan, FeCl_3 gidrolizlanganda $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$, K_2S gidrolizida – KHS hosil bo'ladi.

Tuz hosil qilgan kislota yoki asos qanchalik kuchsiz bo'lsa, gidroliz darajasi (h) shunchalik katta bo'ladi.

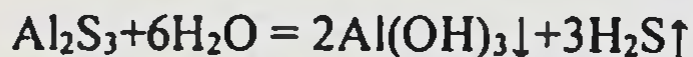
Masalan, FeCl_3 , FeCl_2 ga nisbatan kuchliroq gidrolizlanadi. Chunki $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ga nisbatan ancha kuchsizroq asos.

Quyida anionlar va kationlarning ularni hosil qilgan kislotalar va asoslarning kuchlari kamayib borishiga muvofiq qatorlari keltirilgan. Ion qanchalik o'ngda joylashgan bo'lsa tuz shunchalik katta darajada gidrolizlanadi.

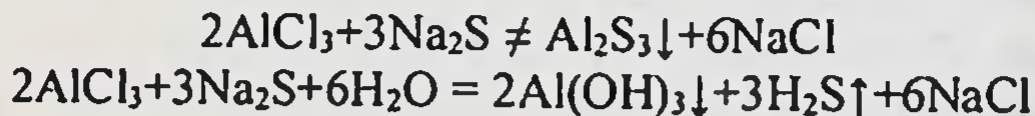


Ayniqsa kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar kuchli gidrolizlanadi. Ammo hatto shu holda ham gidroliz darajasi yuqori emas (1% dan oshmaydi). SHuning uchun tuzlarning suvli eritmalarini tayyorlashda odatda gidroliz reaksiyalariga ahamiyat berilmaydi. Ayrim hollarda kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzning gidrolizi amalda oxirigacha boradi ($h \rightarrow 100\%$). Bunday tuzlar suvli eritmalarda mavjud bo'lmaydi (faqat quruq holda) va eruvchanlik jadvalida ularning qarshisiga chiziqcha qo'yiladi. Bunday tuzlar misolida Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , NH_4^+ va boshqa ayrim kationlarning (tuz, kislota va asoslarning eruvchanlik jadvaliga qarang) sulfidlari, sulfitlari, karbonatlari va silikatlari bo'lib xizmat qilishi mumkin.

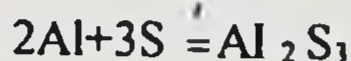
Qachonki gidroliz mahsulotlari reaksiya sferasidan (eritmadan) kam eruvchan yoki uchuvchan birikma ko'rinishida chiqarib yuborilsa, tuz to'liq va qaytmas gidrolizlanadi:



Suv bilan to'liq gidrolizlanadigan tuzlarni, suvli eritmalaridan almashinish reaksiyalari bilan olish mumkin emas, chunki almashinish o'rniga birgalikdagi gidroliz reaksiyasi boradi:



SHuning uchun ularni suvsiz muhitda suyuqlantirib yoki boshqa usullar bilan olinadi, masalan:



3§. Gidrolizni kuchaytirish va susaytirish sharoitlari

Tuzlar gidrolizi – endotermik jarayon va aksariyat ko'pchilik hollarda qaytar (muvozanatli).

Gidrolizni kuchaytirish yoki susaytirish sharoiti Le-SHatele prinsipi bilan aniqlanadi.

Gidrolizni kuchaytirish mumkin

- eritmani qizdirib,
- eritmani suyultirib,
- gidroliz mahsulotini birontasini kuchsiz elektrolit molekulasiga bog'lab (odatda N^+ va ON^- ionlarini).

ON⁻ ionlarini bog'lash uchun tuz eritmasiga kislota eritmasi qo'shiladi, N⁺ ionlarini bog'lash uchun – ishqor eritmasi qo'shiladi. Birinchi holda gidroliz kislotali deyiladi, ikkinchisida – ishqorli deyiladi. Gidroliz mahsulotlarini (N⁺ yoki ON⁻) suv molekulasiga bog'lash uchun, tuz eritmasiga anion bo'yicha gidrolizlanadiganiga, kation tipi bo'yicha gidrolizlanadigan tuz eritmasini qo'shib (yoki teskarisiga) ham mumkin. Bu holda ikkala tuz gidrolizini ham o'zaro kuchayishi sodir bo'ladi.

Gidrolizni susaytirish mumkin

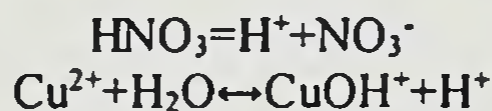
- eritmani sovutib,
- dastlabki tuz konsentratsiyasini oshirib,
- eritmaga gidroliz mahsulotlaridan birontasini qo'shib;
 - Kislota, agar gidrolizda N⁺ ionlari hosil bo'lsa,
 - Ishqor, agar gidrolizda ON⁻ ionlari hosil bo'lsa,
 - O'xshash ionlar bo'yicha gidrolizlanadigan tuz eritmasi.

Masalan, alyuminiy nitrat Al(NO₃)₃ kation bo'yicha gidrolizlanadi: $Al^{3+} + H_2O \leftrightarrow AlOH^{2+} + H^+$ va gidroliz natijasida eritmada N⁺ ioni yig'iladi. SHuning uchun Al(NO₃)₃ gidrolizni kuchaytirishi mumkin

- eritmani qizdirish yoki suyultirish bilan,
- ishqor eritmasi qo'shib (NaOH=Na⁺+OH⁻)
- anion bo'yicha gidrolizlanadigan tuz eritmasidan qo'shib, masalan: Na₂CO₃ (CO₃²⁻+H₂O↔HCO₃⁻+OH⁻),

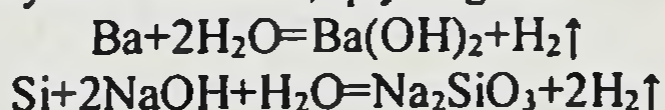
U holda ham, boshqa holda ham N⁺ ioni hosil bo'ladigan ON⁻ ioni bilan suv molekulasiga bog'lanadi.

- Al(NO₃)₃ gidrolizini susaytirish mumkin, agar
- eritishni sovuqda olib borilsa,
- mumkin qadar Al(NO₃)₃ ning konsentrlangan eritmasini tayyorlansa,
- Al(NO₃)₃ eritmasiga kislota qo'shilsa, (masalan HNO₃) yoki kation bo'yicha gidrolizlanadigan tuz eritmasi (masalan, CuSO₄) qo'shilsa, ya'ni bu Al(NO₃)₃ eritmasiga gidroliz mahsulotlaridan biri – N⁺ ionini kiritish bilan barobardir:



Gidroliz - bu tuz molekulasini va suv orasidagi almashinish jarayonidir.

SHuning uchun moddalarning suv bilan birikishi hamda suv ishtirokidagi oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari masalan, quyidagilar:



gidroliz reaksiyalari bo'la olmaydi.

4§. Tuzlar eritmaları reaksiyasi (rN)

Toza suvdagi N^+ va ON^- ionlarining konsentratsiyalari bir xil: $[N^+] = [ON^-] = 10^{-7}$ mol/l. SHuning uchun suv neytral reaksiyaga ega ($rN=7$). Suvda gidrolizga uchraydigan tuzlarning erishidan N^+ yoki ON^- ionlarining bir qismi kuchsiz kislota yoki asosga bog'lanadi, ya'ni bu eritmadan ionlarni chiqarish bilan teng kuchlidir. Natijada $N_2O \leftrightarrow N^+ + ON^-$ muvozanati o'ngga siljiydi, ya'ni eritmada yo N^+ ion, yo ON^- ion miqdoriy ko'p bo'ladi. SHuning uchun

Gidrolizga uchraydigan tuz eritmasi, yo nordon ($rN < 7$), yo ishqoriy ($rN > 7$) bo'ladi va natijada kislota asosli indikatorlar rangini o'zgartiradi; Gidrolizga uchramaydigan tuzlar eritmasi neytral ($rN = 7$) reaksiyaga ega bo'ladi.

Agar tuz bir vaqtda kation bo'yicha ham, anion bo'yicha ham gidrolizlansa, u holda kuchsiz elektrolit molekulasiga N^+ ion ham ON^- ion ham bog'lanadi. Ammo, qoida bo'yicha, bog'langan N^+ va ON^- ionlarining soni teng bo'lmas ekan va $[N^+] = [ON^-]$ tengligi garchi juda kichik darajada bo'lsa ham buziladi. SHuning uchun kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning eritmasi, yo kuchsiz kislotali yo kuchsiz ishqoriy reaksiyaga ega bo'ladi ($rN \approx 7$).

Umumiy holda tuzlar eritmalarining (rN) reaksiyasi tuzni hosil qilgan kislota va asosning kuchlari nisbati (dissotsiatsiya konstantalarini taqqoslash) bilan aniqlanadi: kislota kuchi va asos kuchi orasidagi farq qancha kichik bo'lsa, eritma reaksiyasi shunchalik neytralga yaqin bo'ladi.

SN_3SOON va NH_4OH lar elektrolit sifatida kuchi bo'yicha amalda bir xil ($K_{(SN_3SOON)} = 1,75 \cdot 10^{-5}$, $K_{(NH_4OH)} = 1,8 \cdot 10^{-5}$), shuning uchun ulardan hosil bo'lgan (SN_3SOONH_4), tuz eritmasi gidrolizga qaramasdan, neytral reaksiyaga ega.

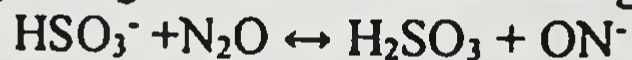
Gidrolizga nafaqat o'rta tuzlar, ammo har qanday eruvchan tuzlar (nordon, qo'sh, kompleks) kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlar uchraydi.

Bunda esda saqlash lozimki, nordon tuzlar gidrolizida eritmada ikkita jarayon raqobatda bo'ladi:

- kislota qoldig'ining dissotsiatsiyasi. Bu jarayon eritmada N^+ ionlarining to'planishiga olib keladi, masalan:



- bu qoldiq bo'yicha gidroliz - ON^- ionlarining to'planishiga olib keladi:



Bu jarayonlarning nisbatiga nordon tuz eritmasining rN bog'liq bo'ladi:

- agar birinchi jarayon ustun bo'lsa (HSO_3^- , $H_2RO_4^-$), u holda gidrolizga qaramasdan, reaksiya muhiti kislotali,
- agar ikkinchi jarayon ustun bo'lsa (HSO_3^- , HS^- , HRO_4^{2-}), u holda reaksiya muhiti ishqoriy.

Kislota, asos va tuzlar eritmalarida indikatorlarning rangi

<ul style="list-style-type: none"> • Suv • Kuchli kislota va kuchli asosdan hosil bo'lgan tuzlar eritmasi, masalan, NaCl, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, KI, BaBr₂ 	<ul style="list-style-type: none"> • Kislota eritmasi • Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar eritmasi, masalan, CuCl₂, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, NH_4Cl, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 	<ul style="list-style-type: none"> • Ishqor eritmasi • Kuchli asos va kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar eritmasi, masalan, Na_2S, K_2CO_3, Na_3PO_4, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ 	<ul style="list-style-type: none"> • Tuz eritmasi, kuchsiz kislota va kuchsiz asosdan hosil bo'lgan tuzlar eritmasi, masalan, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}$, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
Binafsha	Qizil	Ko'k	Binafsha
Rangsiz	Rangsiz	Malina rangli	Rangsiz
To'q sariq	Pushti rang	Sariq	To'q sariq
rN=7 neytral	pH<7 nordon	pH>7 ishqoriy	Kuchsiz – kislotali yoki kuchsiz – ishqoriy, amalda neytral

Indikator	Lakmus	Fenolftalein	Metiloranj	rN qiymati (reaksiya muhiti)
-----------	--------	--------------	------------	---------------------------------

5§. Hidrolizning ionli-molekulyar va molekulyar tenglamalarini tuzish

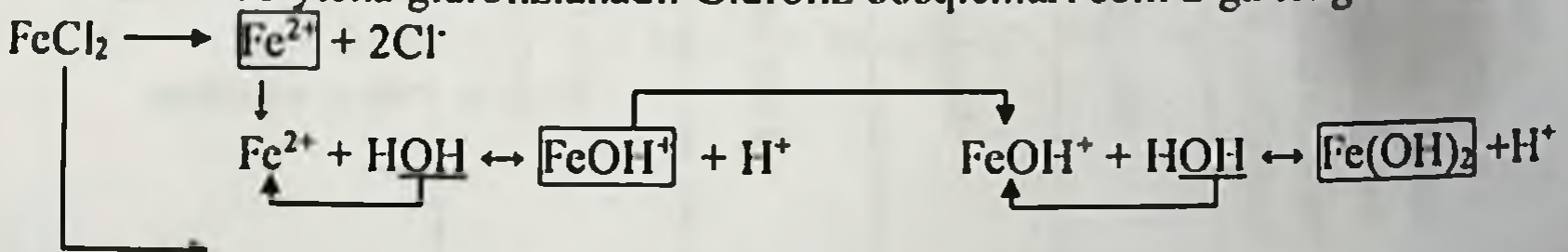
Gidrolizning ionli-molekulyar va molekulyar tenglamalarini tuzishda quyidagi algoritmdan foydalaniladi:

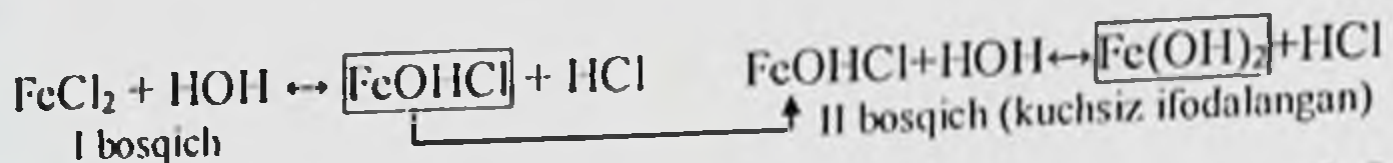
- Dastlab berilgan tuzni gidrolizini prinsipial imkoniyati aniqlanadi, ya'ni u eruvchanlik, unda kuchsiz kislota qoldig'i yoki kuchsiz kationi bormi.
- Agar tuz eruvchan va gidrolizlanish qobiliyati bo'lsa, u holda uning dissotsiatsiyalanish tenglamasi yoziladi, gidroliz qaysi ion bo'yicha borishini va qancha bosqichda bo'lishi aniqlanadi.
- Hidrolizning birinchi bosqichi bo'yicha ionli va molekulyar tenglamasi tuziladi va gidroliz natijasida eritmada qaysi N^+ ionlari yoki ON^- ionlari to'planishi aniqlanadi.
- Berilgan tuz eritmasida rN (reaksiya muhiti) va indikator rangi ko'rsatiladi.
- Hamma bosqichlar bo'yicha gidroliz tenglamasini tuzish zarurati bo'lganda esda saqlash lozimki, ya'ni birinchi bosqich bo'yicha dastlabki tuzning ionlari va molekullari gidrolizlanadi.
- Odatdagi kimyoviy reaksiyalarning ionli-molekulyar tenglamalaridan farqli, gidrolizning ionli-molekulyar tenglamalarini tuzishda faqat bir molekula N_2O olish zarur va faqat bitta kuchsiz kislota anioni yoki bitta kuchsiz asos kationi olinadi.
- Ion-molekulyar tenglamaning chap va o'ng tomondagi zaryadlarining algebraik yig'indisi bir xil bo'lishi kerak.
- Va nihoyat, esdan chiqarmaslik kerakki, gidroliz jarayoni qaytardir, shuning uchun gidroliz tenglamasida tenglik (=) belgisi o'rniga qaytar belgisidan (\leftrightarrow) foydalanish zarur.

6§. Tuzlar gidroliziga misollar

Temir (II) xloridi gidrolizi

$FeCl_2$ – kuchsiz asos $Fe(OH)_2$ va kuchli kislota HCl hosil bo'lgan tuz. Eruvchan. Kation Fe^{2+} bo'yicha gidrolizlanadi. Gidroliz bosqichlari soni 2 ga teng.



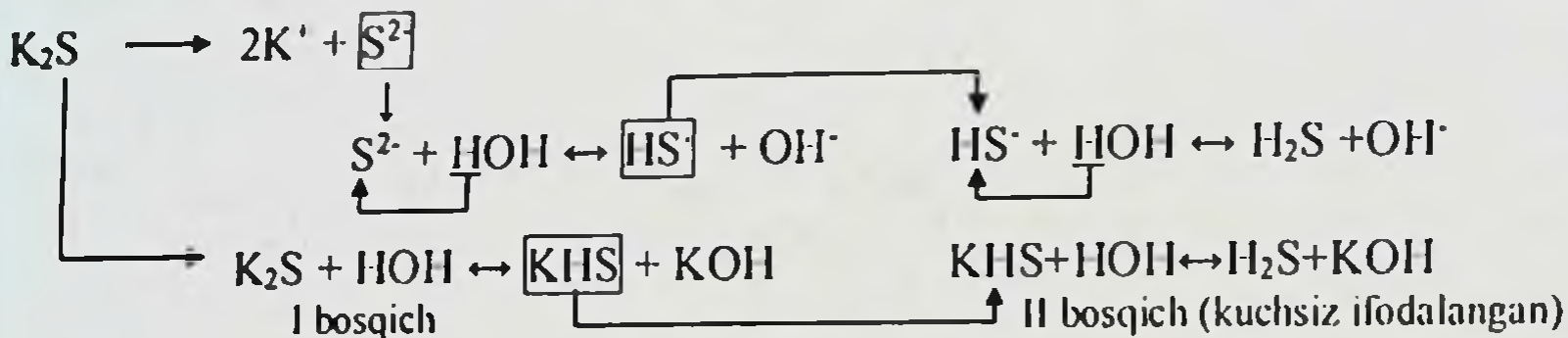


Gidrolizning ikkinchi bosqichini hisobga olmaganida, u holda FeCl_2 gidrolizlanganda asosli tuz FeOHCl hosil bo'ladi.

FeCl_2 eritmasi reaksiyasi nordon, $rN < 7$, chunki gidroliz natijasida H^+ ionlari yig'iladi (kuchli kislota HCl hosil bo'ladi).

Kaliy sulfid gidrolizi

K_2S – kuchli asos va kuchsiz kislota H_2S hosil bo'lgan tuz. Eruvchan. S^{2-} bo'yicha gidrolizlanadi. Gidroliz bosqichlari soni 2 ga teng.

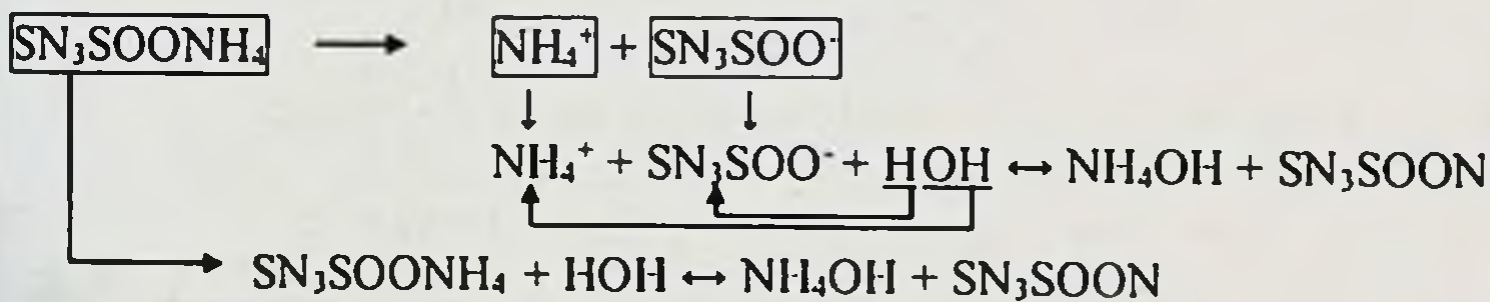


Gidrolizning ikkinchi bosqichini hisobga olinmagani uchun, u holda K_2S gidrolizida nordon tuz KHS hosil bo'ladi deb hisoblanadi.

K_2S eritmasi reaksiyasi ishqoriy, $rN > 7$, chunki gidroliz natijasida OH^- ionlari yig'iladi (ishqor hosil bo'ladi KOH).

Ammoniy atsetat gidrolizi

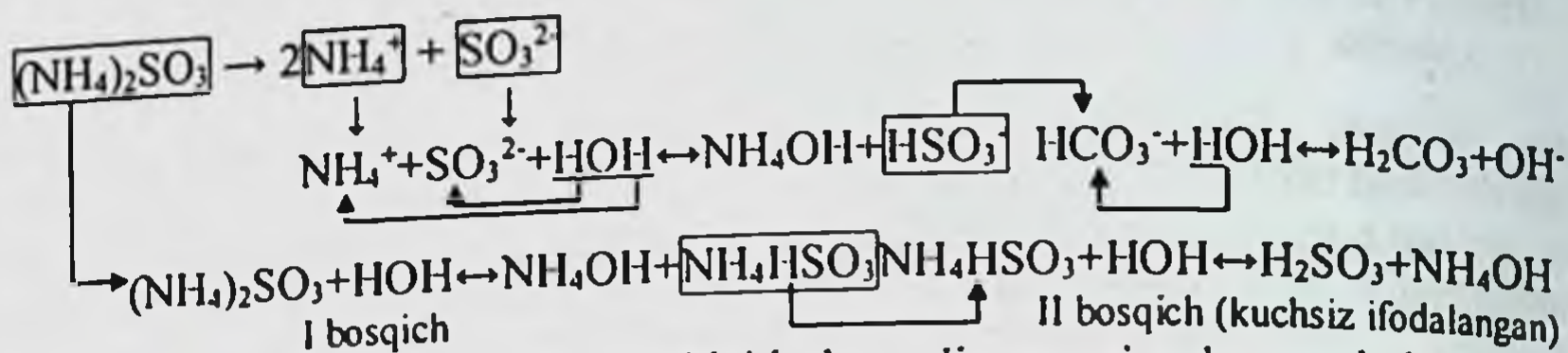
$\text{SN}_3\text{SOONH}_4$ – tuzi kuchsiz asos NH_4OH va kuchsiz kislota SN_3SOON hosil bo'lgan. Eruvchan. Bir vaqtda kation bo'yicha ham NH_4^+ anion bo'yicha ham SN_3SOO^- gidrolizlanadi. Gidrolizning bosqichlar soni 1 ga teng, chunki ikkala ionlarning ham zaryadlar soni 1 ga teng.



$\text{SN}_3\text{SOONH}_4$ eritmasi reaksiyasi neytral, $rN = 7$, chunki $K_{(\text{NH}_4\text{OH})} = K_{(\text{SN}_3\text{SOON})}$

Ammoniy karbonat gidrolizi

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ – tuzi kuchsiz asos NH_4OH va kuchsiz kislota H_2SO_3 hosil bo'lgan. Eruvchan. Bir vaqtda kation bo'yicha ham NH_4^+ anion bo'yicha ham SO_3^{2-} gidrolizlanadi. Gidrolizning bosqichlar soni 2 ga teng, chunki zaryadlarning eng kattasi 2 ga teng.

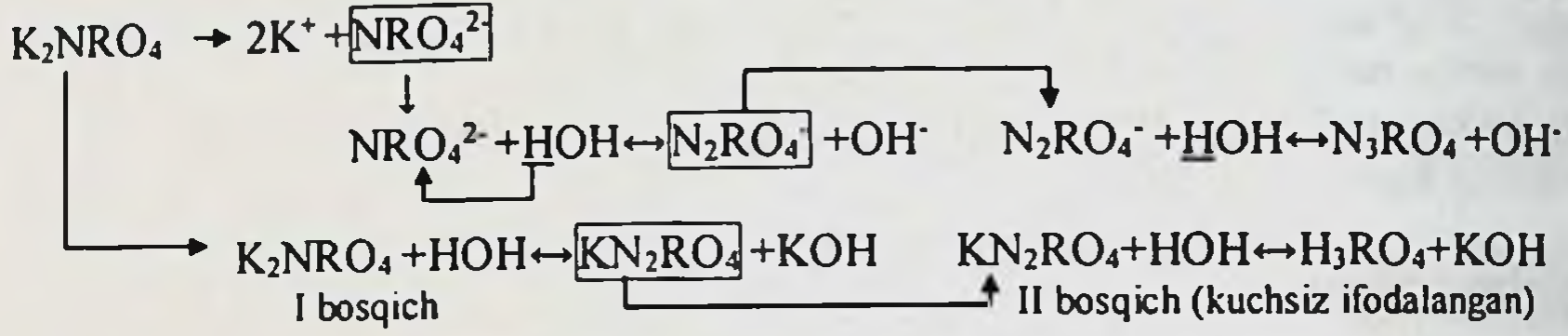


Gidrolizning ikkinchi bosqichi hisobga olinmagani uchun, u holda $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ gidrolizida nordon tuz NH_4HCO_3 hosil bo'ladi.

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ eritmasi reaksiyasi kuchsiz ishqoriy, rN ozgina 7 dan katta, chunki NH_4OH , H_2SO_3 nisbatan kuchliroq elektrolit $K_{(\text{NH}_4\text{OH})} > K_{(\text{N}_2\text{SO}_3)}$.

Kaliv gidrofosfat gidrolizi

K_2NRO_4 - tuzi, kuchli asos KON va kuchsiz kislota N_3RO_4 hosil bo'lgan. Eruvchan. Anion NRO_4^{2-} bo'yicha gidrolizlanadi. Gidrolizning bosqichlari soni 2 ga teng.



K_2NRO_4 eritmasi reaksiyasi ishqoriy, $rN > 7$, chunki gidroliz natijasida eritmada ON^- ionlari yig'iladi va gidroliz jarayoni N^+ ionlarini beruvchi ($\text{NRO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{N}^+ + \text{RO}_4^{3-}$). NRO_4^{2-} ionlarining dissotsiatsiya jarayonidan ustunlik qiladi.

9 bob. Anorganik moddalarga sifatiy reaksiyalar

Faqat berilgan modda uchun o'ziga xos xarakterli reaksiyalarga sifatiy reaksiyalar deyiladi va bu modda toza holda yoki boshqa moddalar bilan aralashmada bo'lganda uni aniqlash (aynan o'xshashlik) imkonini beradi.

Modda	Reaktiv	Reaksiya	Xarakterli belgilari
N_2	O_2 (yoqish)	$2\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{N}_2\text{O}$	Sovuq predmetning terlashi
O_2	S (cho'g'langan cho'p)	$\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$	Alanganishi
Cl_2	Kraxmal kleysteri va kaliy yodid eritmasi bilan ho'llangan qog'oz lentacha	$2\text{KI} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{I}_2$	Qog'ozchanning ko'karishi
I_2	Kraxmal kleysteri		Ko'karish

CO ₂	Ohakli suv	Ca(OH) ₂ +CO ₂ = =CaCO ₃ ↓+H ₂ O	Eritmaning loyqalanishi
NH ₃	Vodorod xlorid	NH ₃ +HCl=NH ₄ Cl	Oq tutun. O'ziga xos hid (NH ₃), oq tutunning hosil bo'lishi (NH ₄ Cl)
Kation	Reaktiv	Reaksiya	Xarakterli belgilari
N ⁺	Lakmus, metiloranj		Qizil rangga bo'yalishi Pushti rangga bo'yalishi
K ⁺	Spirtoyka alangasi		Gunafsha rangga bo'yalishi
Na ⁺	Spirtoyka alangasi		Alanga sariq rangga bo'yaladi
Ca ²⁺	Spirtoyka alangasi		Alanga qizil-g'isht rang bo'ladi
Ba ²⁺	Eruvchan sul-fidlar, sulfat kislota. Spirtoyka alangasi	Ba ²⁺ +SO ₄ ²⁻ =BaSO ₄ ↓	Oq mayda dispers cho'kma BaSO ₄ , suvda va HNO ₃ da erimaydi. Alanga sa-riq-yashil rang bo'ladi.
Ag ⁺	Eruvchan xloridlar, xlorid kislota	Ag ⁺ +Cl ⁻ =AgCl↓	Oq tvorogsimon cho'kma AgCl, suvda va HNO ₃ da erimaydi.
NH ₄ ⁺	Ishqor eritmasi, qizdirish, lakmus yoki fenolftalein bilan shimdirib ho'llangan filtr qog'oz; HCl _(kons) bilan ho'llangan shisha tayogcha	NH ₄ ⁺ +OH ⁻ =NH ₄ OH (NH ₃ ↑+H ₂ O) NH ₃ +HCl=NH ₄ Cl	Ammiakka xos xarakterli hid. Qog'ozning ranggini o'zgarishi. HCl _(kons) bilan ho'llangan shisha tayogcha «tutaydi».
Al ³⁺	Ishqor eritmalari, kislotalar	Al ³⁺ +3OH ⁻ =Al(OH) ₃ ↓ Al(OH) ₃ +3H ⁺ =Al ³⁺ +3H ₂ O Al(OH) ₃ +OH ⁻ =[Al(OH) ₄] ⁻	Al(OH) ₃ ning oq cho'kma-si, kislota va ortiqcha ishqorlarda eriydi.
Zn ²⁺	Ishqor eritmalari, kislotalar	Zn ²⁺ +2OH ⁻ =Zn(OH) ₂ ↓ Zn(OH) ₂ +2H ⁺ =Zn ²⁺ +2H ₂ O Zn(OH) ₂ +2OH ⁻ =[Zn(OH) ₄] ²⁻	Zn(OH) ₂ ning oq cho'k- masi, kislota va ortiq-cha ishqorlarda eriydi.
Mg ²⁺	Ishqor eritmasi	Mg ²⁺ +2OH ⁻ =Mg(OH) ₂ ↓	Mg(OH) ₂ ning oq cho'kmasi.
Cr ³⁺	Ishqor eritmalari, kislotalar	Cr ³⁺ +3OH ⁻ =Cr(OH) ₃ ↓ Cr(OH) ₃ +3H ⁺ =Cr ³⁺ +3H ₂ O Cr(OH) ₃ +OH ⁻ =[Cr(OH) ₄] ⁻	Kulrang-yashil Cr(OH) ₃ cho'kmasi, kislotalarda va ortiqcha ishqorlarda eriydi.
Fe ²⁺	Qizil qon tuzi, K ₃ [Fe(OH) ₆]	3Fe ²⁺ +2[Fe(CN) ₆] ³⁻ =Fe ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ ↓	Turnbul ko'ki Fe ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ hosil

	eritmasi		bo'lishi
Fe^{3+}	Ammoniy rodanid NH_4CNS eritmasi Sariq qon tuzi $K_4[Fe(OH)_6]$ eritmasi	$Fe^{3+}+3CNS^-=Fe(CNS)_3$ $3Fe^{2+}+3[Fe(CN)_6]^{4-}$ $=Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow$	Eritma qizil qon rangga bo'yaladi. Berlin lazuri $Fe_4[Fe(SN)_6]_3$ hosil bo'ladi.
Kation	Reaktiv	Reaksiya	Xarakterli belgilari
Cu^{2+}	Ishqor eritmasi va keyin qizdirish	$Cu^{2+}+2OH^-=Cu(OH)_2\downarrow$ $Cu(OH)_2=CuO+H_2O$	Tiniq havorang ilvira-gan cho'kma, ortiqcha ish- qorda erimaydi, qizdi- rilganda qora cho'kma CuO va N_2O parchalanadi.

Anion	Reaktiv	Reaksiya	Xarakterli belgilari
OH^-	Lakmus		Ko'kka bo'yaladi
	Fenolftalein		To'q qizilga bo'yaladi
	Metilorinj		Sariqqa bo'yaladi
Cl^-	Kumush nitrat $AgNO_3$ eritmasi	$Ag^++Cl^-=AgCl\downarrow$	Oq tvorogsimon cho'kma
Br^-	—//—	$Ag^++Br^-=AgBr\downarrow$	Och sariq cho'kma, suvda va HNO_3 da erimaydi.
I^-	—//—	$Ag^++I^-=AgI\downarrow$	Sariq cho'kma, suvda va HNO_3 da erimaydi.
NO_3^-	Konsentrlangan sulfat kislota va mis qirindisi qizdirilganda	$H_2SO_4+2NH_4NO_3=$ $(NH_4)_2SO_4+2HNO_3$ $4HNO_3+Cu=$ $Cu(NO_3)_2+2NO_2\uparrow+2H_2O$	Qo'ng'ir gaz (NO_2), eritma rangi ko'k
SO_4^{2-}	Bariy tuzi eritmasi	$Ba^{2+}+SO_4^{2-}=BaSO_4\downarrow$	Oq mayda dispers cho'kma, N_2O va HNO_3 da erimaydi.
SO_3^{2-}	Kuchli kislota	$2H^++SO_3^{2-}=H_2SO_3$ $(SO_2\uparrow+H_2O)$	O'ziga xos o'tkir hidli gaz
S^{2-}	Qo'rg'oshin tuzi eritmasi	$Pb^{2+}+S^{2-}=PbS\downarrow$	Qora qo'ng'ir cho'kma
CO_3^{2-}	Kuchli kislota	$2H^++CO_3^{2-}=H_2CO_3$ $(CO_2\uparrow+H_2O)$	Rangsiz va hidsiz gaz, yonishga yordam bermaydi.
HCO_3^-		$H^++HCO_3^-=H_2O+CO_2\uparrow$	
PO_4^{3-}	Kuchsiz ishqoriy muhitda kumush	$3Ag^++PO_4^{2-}=Ag_3PO_4\downarrow$	HNO_3 da eriydigan sariq cho'kma
HPO_4^{2-}		$3Ag^++HPO_4^{2-}=Ag_3PO_4\downarrow+H^+$	

H_2PO_2^-	nitrat critmasi	$3\text{Ag}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^- = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow + 2\text{H}^+$
---------------------------	-----------------	--

4 BO'LIM. MODDALARNING OLINISHLARI

Laboratoriyada ayrim moddalar ko'p sonli adabiyotlar manbalarida yozilgan metodika bo'yicha boshqa moddalardan olinadi.

Sanoatda moddalarni olishda uchta asosiy prinsiplardan kelib chiqadi:

- tabiiy xomashyoni mavjudligi va hammabopligi,
- tabiiy xomashyodan ayni moddani olish yoki ajratish texnologiyasining tejamkorligi,
- ekologik xavfsizligi (zararli chiqindilarning bo'lmasligi).

1 bob. Oksidlarning olinishlari

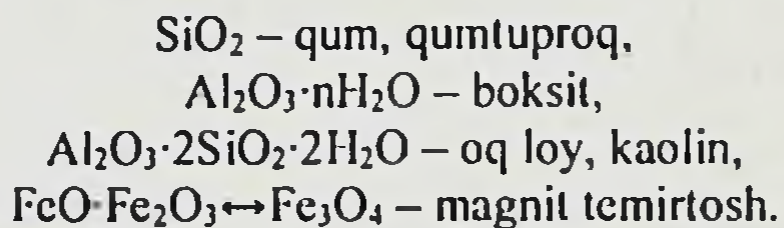
Oddiy yoki murakkab moddalarning kislorod bilan ta'sirlashishi moddalarning yuqori temperaturada kislorod bilan shiddatli oksidlanishiga yonish deyiladi. Oddiy va murakkab moddalarning yonishida yondiriladigan modda tarkibidagi kimyoviy elementlar bilan O₂ birikishi sodir bo'ladi. Bunda qoida bo'yicha yuqori oksidlari, O₂ etishmaganda – quyi oksidlari sodir bo'ladi.

• Agar yondiriladigan moddada vodorod bo'lsa, u holda yonishda hamma vaqt suv hosil bo'ladi.	☞	$\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{SiO}_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
• Agar yondiriladigan moddada uglerod bo'lsa, u holda SO ₂ , kislorod etishmaganda SO hosil bo'ladi.	☞	$\begin{aligned} \text{S} + \text{O}_2 &= \text{SO}_2 \\ 2\text{S} + \text{O}_{2(\text{kam})} &= 2\text{SO} \end{aligned}$
• Agar yondiriladigan moddada oltin-gugurt bo'lsa, u holda yonishda, kislorod miqdoridan qat'iy nazar SO ₂ hosil bo'ladi. SO ₃ faqat katalizator ishti-rokida hosil bo'ladi.	☞	$\begin{aligned} \text{S} + \text{O}_2 &= \text{SO}_2 \\ 2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 &= 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \\ 2\text{SO}_2 + \text{O}_2 &\xrightarrow{\text{katalizator}} 2\text{SO}_3 \end{aligned}$
• Agar yondiriladigan moddada fosfor bo'lsa, u holda R ₂ O ₅ , kislorod etishmaganda R ₂ O ₃ hosil bo'ladi.	☞	$\begin{aligned} 4\text{P} + 5\text{O}_2 &= 2\text{P}_2\text{O}_5 \\ 4\text{P} + 3\text{O}_{2(\text{kam})} &= 2\text{R}_2\text{O}_3 \end{aligned}$
• Agar yondiriladigan moddada metall bo'lsa, u holda yonishda odatda bu metall-ning yuqori oksidi hosil bo'ladi.	☞	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
• Agar yondiriladigan moddada azot bo'lsa, u holda yonishda N ₂ ajraladi. Yonish kislorodni maxsus puflash bo'lmaganda odatda <u>400-600°S</u> temperaturada boradi. kislorod etishmaganda NO hosil bo'ladi. N ₂ kislorod bilan t>2000°S dagina ta'sirlashadi. Katalizator ishtirokida bir muncha pastroq temperaturada boradi.	☞	$\begin{aligned} 4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 &= 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \\ 4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 &\xrightarrow{\text{katalizator}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O} \\ \text{N}_2 + \text{O}_2 &\xrightarrow{t > 2000^\circ\text{C}} 2\text{NO} \\ 2\text{NO} + \text{O}_2 &\xrightarrow{\text{a) m}} 2\text{NO}_2 \end{aligned}$
• Qattiq binar birikmalarni kislorod bilan yuqori temperaturada shiddatli oksidlashga <i>kuydirish</i> deyiladi.	☞	$\begin{aligned} 4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 &= 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2 \uparrow \\ 4\text{FeO} + \text{O}_2 &= 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \\ 2\text{CuS} + 3\text{O}_2 &= 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2 \uparrow \end{aligned}$

Kislorodli birikmalarni parchalash (qizdirish bilan):

• Erimaydigan asoslarni	☞	$2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}\uparrow$ $\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$
• Tuzlarni	☞	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$ $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{MgO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
• Oksidlovchi metall va metallmaslarni ta'sir ettirib	☞	$\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{kons}) = \text{SO}_2\uparrow + 2\text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}\uparrow$ $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3(\text{suyul}) = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$

Laboratoriyalarda oksidlarni olish uchun yuqorida sanab o'tilgan hamma usullar yaroqlidir. Oksidlarni sanoatda olishga kelganda, u holda esda tutish lozimki, ko'pgina kimyoviy elementlar tabiatda oksidlar yoki ularning aralashmalari holida uchraydi:







Qachonki oksid tabiiy xomashyo ko'rinishida uchramasa, bunday hollarda uni tabiiy xomashyoni yoqish (kuydirish) yoki qizdirish yo'li bilan olinadi, masalan SaO ohaktoshni qizdirib olinadi, SO_2 – ni piritni kuydirib olinadi va h.k.


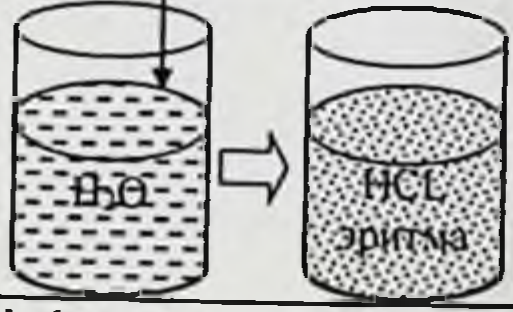
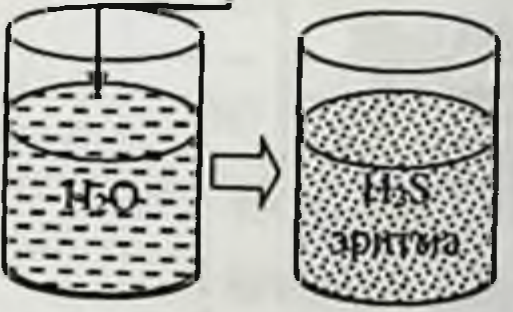
2 bob. Asoslarning olinishi

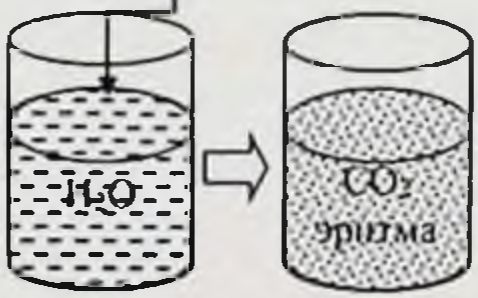
Ishqorlarning olinishlari:

Sanoatda		
• KON va NaOH	☞	$2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{elektroliz}} 2\text{KOH} + \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow$
• KCl va NaCl suvdagi eritmalarini elektroliz qilib	☞	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$
• Ohakli usul	☞	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{qizdirish}} 2\text{NaFeO}_2 + \text{CO}_2\uparrow$
• Ferrit usul	☞	$\text{NaFeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$
• LiOH, RbOH, CsOH – lami $\text{Ba}(\text{OH})_2$ yoki $\text{Ca}(\text{OH})_2$ bilan ishqoriy metallarning karbonatlari yoki sulfatlari orasida almashinish reak-siyalari bilan	☞	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Rb}_2\text{SO}_4 = 2\text{RbOH} + \text{BaSO}_4\downarrow$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Li}_2\text{CO}_3 = 2\text{LiOH} + \text{CaCO}_3\downarrow$
• $\text{Sa}(\text{ON})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – ularning oksidlarini N_2O eritib	☞	$\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$

<p>Laboratoriyada</p> <ul style="list-style-type: none"> Ishqoriy metallarning suvda eriydigan karbonat yoki sulfatlari bilan $Va(ON)_2$ yoki $Sa(ON)_2$ orasida almashinish reaksiyasi bilan 		$K_2CO_3 + Ca(OH)_2 = 2KOH + CaCO_3 \downarrow$ $Na_2SO_4 + Ba(OH)_2 = 2NaOH + BaSO_4 \downarrow$
<ul style="list-style-type: none"> Ishqoriy va ishqoriy-er metallarini va ularning oksidlarini suv bilan ta'sir ettirib 		$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2 \uparrow$ $Li_2O + H_2O = 2LiOH$ $Ba + 2H_2O = Ba(OH)_2 + H_2 \uparrow$ $SrO + H_2O = Sr(OH)_2$
<p>Boshqa asoslarni sanoatda ham laboratoriyada ham ularning tuzlari eritmalariga ishqorlar ta'sir ettirib olinadi.</p>		$MgCl_2 + 2KOH = Mg(OH)_2 \downarrow + 2KCl$ $Be(NO_3)_2 + 2NaOH = Be(OH)_2 \downarrow + 2NaNO_3$ $FeCl_2 + Ba(OH)_2 = Fe(OH)_2 + BaCl_2$ $2FeCl_3 + 3Ba(OH)_2 = 2Fe(OH)_3 + 3BaCl_2$
<p>Esda tutish lozimki, amfoter asoslarni olishda ($Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Be(OH)_2$ va boshqalar) ishqorning ortiqcha miqdori dastlab, tushgan amfolit cho'kmasini bir qismini yoki to'liq erishiga olib keladi va buning natijasida eruvchan kompleks tuzlar hosil bo'ladi.</p>		$Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$ $Be(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Be(OH)_4]$

3 bob. Kislotalarning olinishlari

<p>Sanoatda</p> <ul style="list-style-type: none"> Kislorodsiz kislotalar gazsimon vodorod galogenidlar (NG) va xalkogen vodorodlarni (N_2E) suvda eritib olinadi. Gazlarning o'zlarini NG (HCl, HBr, HI) va N_2E (H_2S, H_2Se, H_2Te) odatda tegishli metallmas-larni vodorod bilan ta'sirlashib olinadi. Vodorod floridni (HF) CaF_2 ga H_2SO_4 ta'sir ettirib olinadi: $CaF_2 + H_2SO_{4(kons)} = CaSO_4 \downarrow + 2HF \uparrow$		<p>Xlorid kislotani olinishi</p> $N_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl \text{ gaz}$  <p>Vodorod sulfid kislotasini olinishi</p> $N_2 + S \xrightarrow{\quad} H_2S \text{ gaz}$ 
--	---	---

<ul style="list-style-type: none"> Ko'pchilik oksikislota-larni sanoatda ularning angidridlarini suvda eritib olinadi. Angidridlar-ning o'zlarini esa tabiiy xom-ashyolardan olinadi. 	☞	$\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ olinishi}$ $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ <p>(yoki $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$)</p> $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{I, suv}} 2\text{SO}_3$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
<p>Silikat kislotasini uning tuziga kuchli kislotalar ta'sir ettirib olinadi, chunki SiO_2 suvda erimaydi.</p>	☞	$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$
<p>Nitrat kislotasini ammiak-dan olinadi, u esa o'z navbatida azot va vodoroddan sintez qilib olinadi.</p>	☞	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{\text{I, suv}} 2\text{NH}_3$ $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{I, suv}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$
<p>Sanoatda fosfat kislotsi tabiiy kalsiy fosfatdan (fosforit) olinadi.</p>	☞	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 5\text{C} + 3\text{SiO}_2 =$ $= 3\text{CaSiO}_3 + 5\text{CO} \uparrow + 2\text{P}$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_3\text{PO}_4$
<p>Karbonat kislotasini SO_2 holi-da olinadi, saqlanadi va tashiladi (ballonlarda bosim ostida yoki qattiq ko'rinishda – «qattiq karbonat kislota» yoki «quruq muz» deb ataladi). Sanoatda SO_2 ohaktoshni parchalab olinadi. Zarurat bo'lganda suvni SO_2 bilan to'yintirib N_2SO_3 eritmasi olinadi, bunda reaksiya muvozanati kuchli chapga siljiganligi</p> $\text{SO}_2 + \text{N}_2\text{O} \leftrightarrow \text{N}_2\text{SO}_3$ <p>natijasida har vaqt oddiygina SO_2 eritmasi deyiladi.</p>	☞	$\text{CaCO}_3 = \text{CO}_2 \uparrow + \text{CaO}$ 
<p>Laboratoriyada Kislородli va kislороdsiz kislotalar ularning tuzlariga (o'r-ta, nordon yoki asosli) kuchliroq yoki uchmaydigan kislotalar ta'sir ettirib olinadi. Bu maqsad-lar uchun ayniqsa H_2SO_4 juda qulay, chunki u eng kuchli va uchmaydigan kislota bo'lib, qolgan hamma kislotalarni ularning tuzlaridan siqib chiqaradi.</p>	☞	$\text{NaNO}_2 + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{HNO}_2$ $\text{NaHS} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HNO}_3$ $\text{NaCl}_{(q)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(kons)} = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$ $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{CH}_3\text{COOH}$





4 bob. Tuzlarning olinishlari*

O'rta tuzlarning olinishlari



• Kislota + asos (neytralanish reaksiyasi)	☞	$\text{HCOOH} + \text{NH}_4\text{OH} = \text{HCOONH}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_3 + \text{KOH} = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
• Kislota + asosli (yoki amfoter) oksid	☞	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaO} = \text{CaSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{HCl} + \text{ZnO} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
• Kislota + tuz	☞	$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{Br}_{(q)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(kons)} = \text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{HBr}$ $3\text{HCl} + \text{K}_3\text{PO}_4 = 3\text{KCl} + \text{H}_3\text{PO}_4$
• Kislota + metall	☞	$12\text{HNO}_{3(suyul)} + 5\text{Zn} = 5\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{S} + \text{Ba} = \text{BaS} \downarrow + \text{H}_2 \uparrow$ $3\text{H}_2\text{SO}_{4(suyul)} + 2\text{Al} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$
• Kislotali oksid + asosli yoki amfoter oksid	☞	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{CaO} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3$ $\text{PbO} + \text{SO}_3 = \text{PbSO}_4$
• Metall + metallmas	☞	$\text{Cu} + \text{Br}_2 = \text{CuBr}_2$ $\text{Zn} + \text{S} = \text{ZnS}$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
• Metall + tuz	☞	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$
• Tuz + eruvchan asos	☞	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{KOH}$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{CaCO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
• Tuz + tuz	☞	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3$ $\text{CaCl}_2 + 2\text{NaF} = \text{CaF}_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$ $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$ $\text{NaCl} + \text{NaHSO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
• Tuz + metallmas	☞	$2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ $2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{SO}_4$
• Ishqor + metallmas	☞	$\text{Cl}_2 + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} = 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{F}_2 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaF} + \text{OF}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
• Ishqor + amfoter metall	☞	$\text{Sn} + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Be} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{H}_2 \uparrow$

* Hamma kursatilgan usullarni tuzlarni laboratoriyada olinish uchun foydalaniش mumkin. Tuzlarni sanoatda olinishiga kelganda, u holda ularni tabiiy xomashyalaridan (masalan, kaliiyli va azotli ugitlardan) ekin laboratoriyada olinish usullarida ham olinadi.





Nordon tuzlarning olinishi

• Asos + mo'l ko'p negizli kislota		$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{mo'l}) = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{mo'l}) = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{mo'l}) = \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
• Asos + mo'l ko'p negizli kislota angidridi		$\text{NaOH} + \text{CO}_2(\text{mo'l}) = \text{NaHCO}_3$ $2\text{KOH} + \text{P}_2\text{O}_5(\text{mo'l}) + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KH}_2\text{PO}_4$ $4\text{KOH} + \text{P}_2\text{O}_5(\text{mo'l}) = 2\text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
• Asosli oksid (yoki amfoter) + mo'l ko'p negizli kislota		$\text{CaO} + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{mo'l}) = \text{CaHPO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{mo'l}) = \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
• Ko'p negizli kislota + uning o'rta tuzi		$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 = 2\text{NaHSO}_3$ $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ $2(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 = 3(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$

Asosli tuzlarning olinishi

• Kislota + mo'l ko'p kislotali asos		$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{mo'l}) = (\text{MgOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{AlOHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al}(\text{OH})_3(\text{mo'l}) = [\text{Al}(\text{OH})_2]\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
• Ko'p kislotali asos + bu asosning o'rta tuzi		$2\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Al}(\text{NO}_3)_3 = 3\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{BaCl}_2 = 2\text{BaOHCl}$

5 bob. Metallarning olinishlari

<p>Sanoatda</p> <ul style="list-style-type: none"> • Ko'pchilik metallar (ishqoriy va Al boshqalari) ularning oksid-larini ko'mir, uglerod (II) oksid, vodorod yoki alyuminiylar yorda-mida yuqori temperaturada qay-tarib olinadi. 		$\text{ZnO} + \text{C} = \text{Zn} + \text{CO}\uparrow$ $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} = 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2\uparrow$ $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{Al} = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$ $\text{MgO} + \text{C} = \text{Mg} + \text{CO}\uparrow$
<ul style="list-style-type: none"> • Agar metall ma'danda tuz yoki asos ko'rinishida bo'lsa, u holda metall olinishidan oldin tuz yoki asos oksid holiga o'tkaziladi. 		$2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2\uparrow$ $\text{MgCO}_3 = \text{MgO} + \text{CO}_2\uparrow$
<ul style="list-style-type: none"> • Qachonki metallni uning oksididan ko'mir yoki SO (karbid yoki gidridlar hosil bo'lishi sababli) bilan qaytarib olib bo'lmasa, qaytarish uchun Al foydalaniladi. 		$4\text{SrO} + 2\text{Al} = \text{Sr}(\text{AlO}_2)_2 + 3\text{Sr}$ $3\text{MnO}_2 + 4\text{Al} = 3\text{Mn} + 2\text{Al}_2\text{O}_3$
<ul style="list-style-type: none"> • Qachonki maxsus toza metall olish talab qilinsa, qaytarish uchun N₂ foydalaniladi. Kamchiligi N₂ – yuqori yonish va portlash xavfliligidir. 		$\text{WO}_3 + 3\text{H}_2 = \text{W} + 3\text{H}_2\text{O}\uparrow$ $\text{MoO}_3 + 3\text{H}_2 = \text{Mo} + 3\text{H}_2\text{O}\uparrow$

<ul style="list-style-type: none"> Ishqoriy, ishqoriy-er metal-lari, hamda Al sanoatda ularning tuzlarini, oksidlarini yoki gidridlarini suyuqlanmalarini elektroliz qilib olinadi, ular parchalanmasdan suyuqlanadilar. 	$2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{elektroliz}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2 \uparrow$ $\text{CaCl}_2 \xrightarrow{\text{elektroliz}} \text{Ca} + \text{Cl}_2 \uparrow$ $4\text{NaOH} \xrightarrow{\text{elektroliz}} 4\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{elektroliz}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2 \uparrow$
---	--

Laboratoriyada

U yoki bu metallni laboratoriyada olish zaruriyati kamdan-kam tug'iladi, chunki amalda hamma metallar sanoatda chiqariladi.

6 bob. Metallmaslarni olinishlari

N₂ vodorodni olinishi

<ul style="list-style-type: none"> Sanoatda Metanni parchalab 	☞	$\text{CH}_4 = \text{C} + 2\text{H}_2$
<ul style="list-style-type: none"> Metanni yoki koksni suv bug'lari bilan konversiyalab (aylantirish) 	☞	$\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{katod}} \text{CO}_2 + 4\text{H}_2$ $\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$
<ul style="list-style-type: none"> NaCl yoki KCl to'yingan eritmalarini elektroliz qilib (Cl₂ olishda qo'shimcha mahsulot sifatida) 	☞	$2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{elektroliz}} 2\text{KOH} + \text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 \uparrow$
<ul style="list-style-type: none"> Suvni elektroliz qilib 	☞	$2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{elektroliz}} 2\text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
<ul style="list-style-type: none"> Laboratoriyada Kipp apparatida ruxga kislota ta'sir ettirib 	☞	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{suyul}) = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
<ul style="list-style-type: none"> Suvdan aktiv metallar bilan qaytarib 	☞	$\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$
<ul style="list-style-type: none"> Metallarning gidridlarini suv yoki kislotalar bilan parchalab 	☞	$\text{CaH}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2 \uparrow$ $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2 \uparrow$

Kislородni olinishi

<ul style="list-style-type: none"> Sanoatda Sulfat kislota ishtirokida suvni elektroliz qilish 	☞	$2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{elektroliz}} 2\text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$
<ul style="list-style-type: none"> Suyuq havoni rektifikatsiya (haydab) qilib 	☞	$t = -183^\circ\text{C}$ haydaladi
<ul style="list-style-type: none"> Laboratoriyada Kislородli kislotalar-ning tuzlarini parchalab 	☞	$2\text{KClO}_3 \xrightarrow{150^\circ\text{C}} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 \uparrow$ $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{200^\circ\text{C}} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$
<ul style="list-style-type: none"> Peroksidlarni parchalab yoki ularning ishtirokidagi reaksiyalar bilan 	☞	$2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 \uparrow$ $2\text{BaO}_2 = 2\text{BaO} + \text{O}_2$

Galogenlarning olinishlari

<p>Sanoatda</p> <ul style="list-style-type: none"> • F_2 – NaF yoki KF suyuqlanmasini elektroliz qilib • Cl_2 – NaCl suyuqlanmasi yoki eritmasini elektro-liz qilib • Br_2, I_2 – tabiiy suvlarda bo'ladigan bromid va yodidlardan xlor bilan siqib chiqarish 	<p>☞ $2NaF \xrightarrow{\text{elektroliz}} 2Na + F_2 \uparrow$</p> <p>☞ $2NaCl \xrightarrow{\text{elektroliz}} 2Na + Cl_2 \uparrow$ $2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{elektroliz}} 2NaOH + Cl_2 \uparrow + H_2 \uparrow$</p> <p>☞ $2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2 \downarrow$ $2NaI + Cl_2 = 2NaCl + I_2 \downarrow$</p>
<p>Laboratoriyada</p> <ul style="list-style-type: none"> • Br_2 – vodorod bromidni $H_2SO_{4(kons)}$ bilan ta'siridan 	<p>☞ $2HBr + H_2SO_{4(kons)} = Br_2 \downarrow + 2H_2O + SO_2 \uparrow$</p>
<ul style="list-style-type: none"> • I_2 – HI eritmasini vodorod peroksid bilan ta'sir ettirib 	<p>☞ $2HI + H_2O_2 = I_2 \downarrow + 2H_2O$</p>
<ul style="list-style-type: none"> • Cl_2 – MnO_2, $KMnO_4$ yoki $Ca(ClO)_2$ konsentrlangan xlorid kislota ta'sir ettirib 	<p>☞ $MnO_2 + 4HCl_{(q)} = MnCl_2 + Cl_2 \uparrow + 2H_2O$ $Ca(ClO)_2 + 4HCl_{(q)} = CaCl_2 + 2Cl_2 \uparrow + 2H_2O$ $2KMnO_4 + 16HCl_{(q)} = 2KCl + 2MnCl_2 + 5Cl_2 \uparrow + 8H_2O$</p>
<ul style="list-style-type: none"> • F_2 – laboratoriyada kobalt floridni qizdirib olinadi 	<p>☞ $2CoF_3 = 2CoF_2 + F_2 \uparrow$</p>

Azotni N_2 olinishi

<p>Sanoatda</p> <ul style="list-style-type: none"> • Suyuq havoni rektifikatsiya (haydab) qilib 	<p>☞ $t = -196^\circ C$ haydaladi</p>
<p>Laboratoriyada</p> <ul style="list-style-type: none"> • Ammoniy nitrit va dixromat ammoniy larni parchalab 	<p>☞ $NH_4NO_2 = N_2 \uparrow + 2H_2O \uparrow$ $(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2 \uparrow + Cr_2O_3 + 4H_2O \uparrow$</p>
<ul style="list-style-type: none"> • Ammiakni oksidlab 	<p>☞ $2NH_3 + 3CuO = 3Cu + N_2 \uparrow + 3H_2O$</p>

Fosforni olinishi

<p>Sanoatda</p> <ul style="list-style-type: none"> • Tabiiy fosforitni ($t = 1500^\circ C$) da ko'mir bilan qaytarib 	<p>☞ $Ca(PO_4)_2 + 5C + 3SiO_2 = 3CaSiO_3 + 2P + 5CO \uparrow$</p>
<ul style="list-style-type: none"> • Olingan oq fosfor keyin qizil yoki qora fosfor ga aylantiriladi 	<p>☞ $P_{(oq)} \xrightarrow{280-340^\circ C, \text{davr bosim}} P_{(qizil)}$ $P_{(oq)} \xrightarrow{200^\circ C, \text{yadro bosim}} P_{(qora)}$</p>

Oltinugurtni S olinishi

* Laboratoriyada fosfor, oltinugurt, uglerod va kremniylar olinmaydi, chunki ularning hamma modifikasiylari etarlicha miqdorda sanoatda chiqariladi.

Sanoatda • Koks pechlari gazidan	☞	$2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}\downarrow$ $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + \text{S}\downarrow$ $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}\downarrow$
• Tug'ma oltingugurtni quyish		

Kremniyni olinishi Si*

Sanoatda • Qum tuproqni Al yoki Mg bilan yoki ko'mir bilan qaytarib	☞	$\text{SiO}_2 + 2\text{C} = \text{Si} + 2\text{CO}\uparrow$ $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} = \text{Si} + 2\text{MgO}$
• Kremniy xloridni vodorod bilan qaytarib	☞	$\text{SiCl}_4 + 2\text{H}_2 = \text{Si} + 4\text{HCl}\uparrow$

Uglerodning olinishi

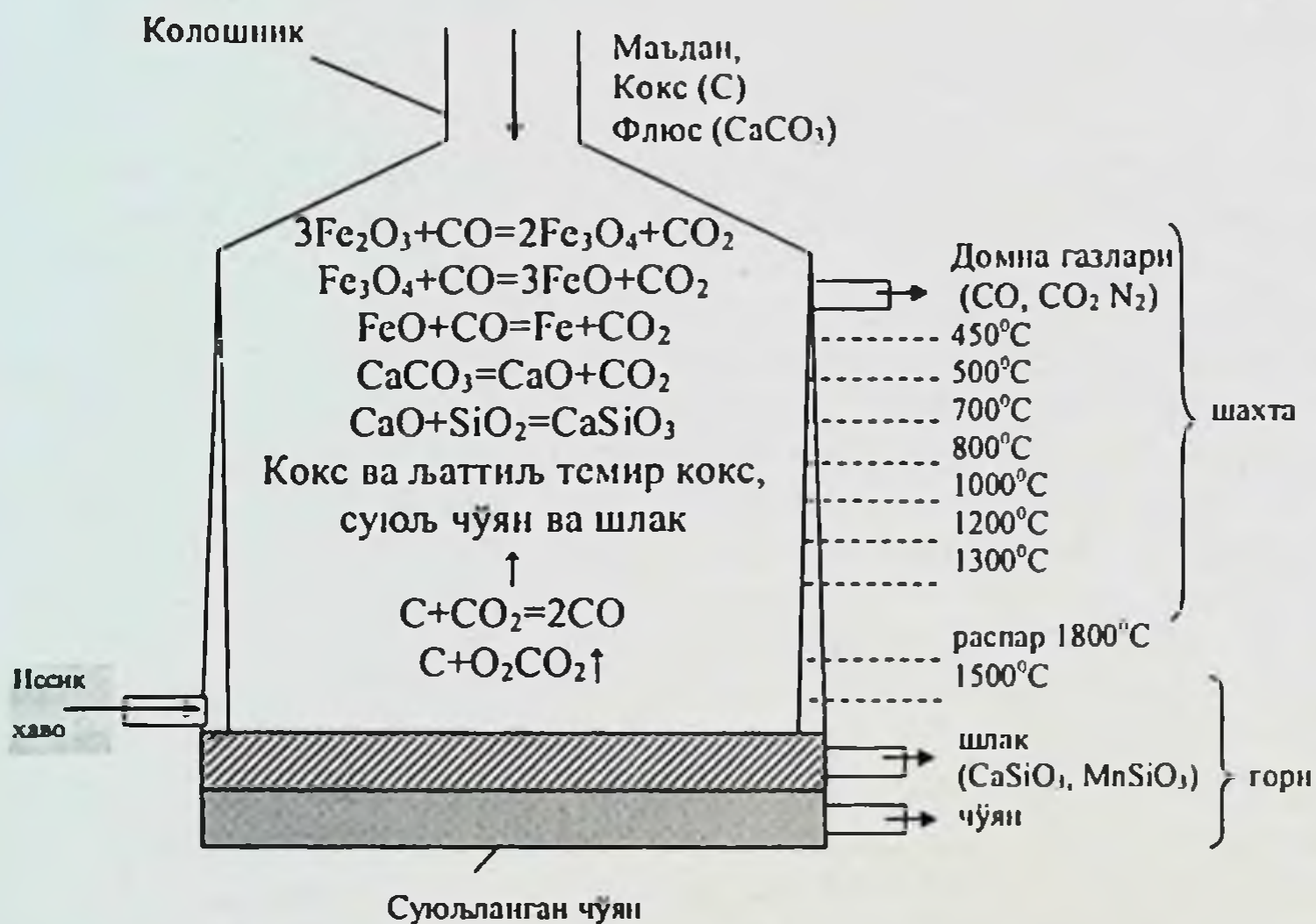
Sanoatda

- Grafit – koks va toshko'mir smolasi aralashmasidan
- Ko'mir – yog'ochni havosiz qizdirib
- Sun'iy olmos (fianitlar) – grafitdan yuqori temperaturada va bosimda katalizator ishtirokida
- Olmos, grafit va ko'mir tabiatda erkin holatda uchraydi

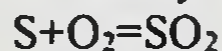
7 bob. Cho'yan va po'lat olish asosida yotadigan kimyoviy reaksiyalar

Cho'yanni olinishi. Domna jarayoni

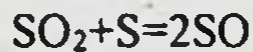
Sanoatda temir ma'danlardan ko'mir yoki ugderod (II) oksid bilan yuqori temperaturada qaytarish yo'li bilan olinadi. Bunda toza temir emas uni S, Mn, Si, S, P bilan qotishmasi olinadi va cho'yan deyiladi. Cho'yanni quyish maxsus pechlarda-domnalarda ishlab chiqariladi. Domnaning yuqori qismiga shaxta deyiladi, pastki qismiga - gorn, eng keng qismiga – raspar deyiladi. Domnani boshlag'ich materiallar (ma'dan, koks va flyus) bilan yuklash koloshnik (domnaning yuqori qismidagi teshik) orqali amalga oshiriladi. Bunda boshlag'ich materiallar ketma-ket takrorlanadigan qavatlar bilan yuklanadi. Koks yuqori temperatura va qaytaruvchi (SO) olish uchun xizmat qiladi, flyus ma'dandagi keraksiz jinslarni oson suyuqlanuvchan birikma – shlakka aylantiradi. YOnishni gorndagi maxsus teshiklar orqali issiq havoni purkash yo'li bilan ushlab turiladi. Kislorod bilan boyitilgan havodan foydalanilganda pechning unumdorligi taxminan 30% ga ortadi. Domna jarayonining ximizmi va sxemasi rasmda keltirilgan.



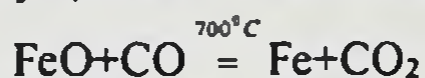
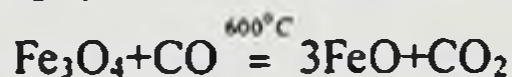
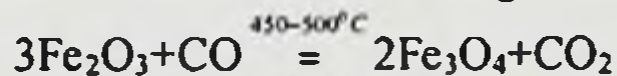
Gorning yuqori qismida, u erda temperatura 1850^oS etadi. Koksning qizdirilgan (600^o-800^oS) havo oqimida shiddatli yonishi sodir bo'ladi:



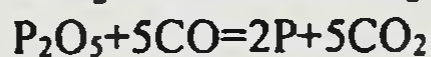
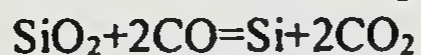
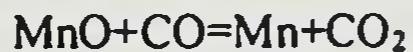
Olingan SO₂ cho'g' holigacha qizdirilgan koksdan o'tishida uglerod (II) oksidga aylanadi:



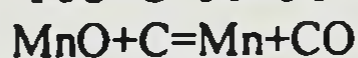
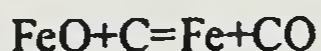
U ma'dan orasidan o'tadi va asta sekin uni temirgacha qaytaradi:



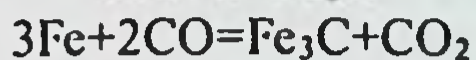
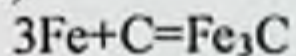
Ma'dandan temirni qaytarilishi 1100^oS tugallanadi. Bunda ma'danda aralashma ko'rinishida uchraydigan kremniy, marganets va fosfor o'zlarining birikmalaridan qisman qaytariladilar:



YUqori temperaturada (900-1000^oS) qaytarish jarayonlarida koks ham ishtirok etadi:

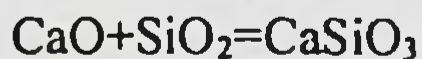


Qaytarilgan temir pastga tushadi va qizigan koks hamda SO bilan tutashib, Fe₃C karbidni hosil qiladi (sementit):



Bunda uglerodlangan temirning suyuqlangan temperaturasi 1200°S gacha kamayadi. suyuqlangan temir o'zida S, Fe₃C, Si, Mn, P, S eritadi va suyuq cho'yan hosil qiladi.

Ma'danda Fe₃C dan tashqari tarkibida qumtuproq (SiO₂), karbonatlar SaSO₃ va MgCO₃ va boshqa moddalar bo'lgan keraksiz jinslar bo'ladi. Keraksiz jinslarni chiqarish uchun boshlang'ich materiallarga flyuslar qo'shiladi. Keraksiz jinsda odatda SiO₂ miqdori ko'p bo'lganligi uchun flyus sifatida ohaktoshdan SaSO₃ foydalaniladi, u yuqori temperaturada SaO va SO₂ parchalanadi. Kalsiy oksidi keraksiz jins moddalari bilan birikib kalsiy silikat va kalsiy alyumosilikat – shlaklarni hosil qiladi:



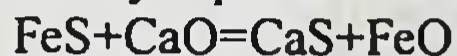
Agar keraksiz jins tarkibida karbonatlarning SaSO₃ va MgCO₃ miqdorlari ko'proq bo'lsa, u holda flyus sifatida SiO₂ foydalaniladi.

Suyuq cho'yan va shlak gorniga oqib tushadi, shu bilan birga shlak engilroq bo'lgani uchun cho'yan ustida to'planadi va uni issiq havo bilan kirayotgan kislorod ta'siridan saqlaydi. Domnadan chiqayotgan gazlarga koloshnik yoki domna gazlari deyiladi. Unda SO, N₂ va SO₂ bo'ladi va u domnaga kirayotgan havoni qizdirish uchun xizmat qiladi.

Po'latning olinishi

Cho'yanni po'latga qayta ishlash undagi ortiqcha uglerod va boshqa aralashmalarni yuqori temperaturada oksidlashga asoslangan. Bunda hosil bo'ladigan oksidlar (SO – bundan mustasno) flyus bilan ta'sirlashib suyuqlangan po'lat yuziga suzib chiqadigan shlak hosil qiladi.

Ayniqsa po'latda fosfor va oltingugurtning miqdori ko'proq bo'lishi ma'qul emas, chunki ular po'latni sinuvchan va mo'rt qiladi. Bu aralashmalar suyuq cho'yanga so'ndirilmagan ohak qo'shib yo'qotiladi:

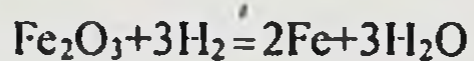


Bunda hosil bo'ladigan tomas shlaki o'g'it sifatida foydalaniladi.

Cho'yanni po'latga qayta ishlashning asosiy usullaridan marten, konvertor va elektrotermik usullar hisoblanadi. Marten usulida jarayon marten pechlarida sodir bo'ladi, uning asosiy qismi suyuqlantirish vannasi hisoblanadi, unga qattiq cho'yan, metallom, ma'dan va tabiiy gaz, kislorod bilan boyitilgan havo oqimida yoqiladi shuning natijasida pechda temperatura 1800°S ga etadi. Bunday temperaturada vannadagilar suyuqlanadilar, unda uglerod, fosfor, marganets va boshqa aralashmalarning pechga tabiiy gaz bilan kirayotgan havodagi kislorod bilan oksidlanish jarayoni sodir bo'ladi. Marten usuli bilan 85% gacha po'lat ishlab chiqariladi.

Konvertor usulida cho'yanni po'latga qayta ishlash jarayoni noksimon aylanadigan idishda amalga oshiriladi. Bu idishni konvertor deyiladi va unga suyuqlangan cho'yan yuklanadi. Suyuqlanma orqali maxsus teshiklardan havo yoki kislorod bilan boyitilgan havo oqimi purkalganda aralashmalarning yonishi (oksidlanishi) sodir bo'ladi. Hosil bo'ladigan temir va marganetslarning oksidlari konvertorning futerovkali (issiqqa chidamli g'isht bilan konvertorning ichki devorlari qoplangan bo'ladi) bilan ta'sirlashib, natijada Mn va Fe oson suyuqlanadigan shlak $MnSiO_3$ va $FeSiO_3$ tuzlari ko'rinishiga o'tadilar. Bunday konvertor usuli yana bessemer usuli ham deyiladi. Uning asosiy kamchiligi shundaki ya'ni fosfor va oltingugurt deyarli to'liq suyuqlanmada qoladi. Faqatgina uglerod va marganetslarnigina miqdorlari kamayadi. Bu kamchilik boshqa konvertor usuli – tomas usulida bartaraf qilinadi. Uning bessemerlashdan farqi konvertorning ichki devorlari dolomit g'ishtlari bilan qoplangan va konvertorga P_2O_5 , FeS, SiO_2 bog'lash uchun ohak (CaO) qo'shiladi. Bunda shu bilan birga tomas shlaki olinadi.

Konvertor usuli ligerlangan po'lat, tarkibida xrom, nikel, molibden, volfram, vanadiy va boshqa metallardan tarkib topgan qo'shimchalari bo'lgan, po'latga ma'lum xossa beradigan mahsulot olish uchun noqulay. Ligerlangan po'lat yo marten usulida yoki agar qiyin suyuqlanuvchan metallarni qo'shilishini (W, Mo, Cr) talab qilinsa – elektrotermik usul ya'ni maxsus elektropechlarda $t > 3000^\circ S$ qotishmalar tayyorlash uchun qo'llaniladi. Toza temir, oddiy modda sifatida, uning tuzlari eritmasini elektroliz qilib olinadi, yoki temirning oksidlarini yuqori temperaturada vodorod bilan qaytarib olinadi, masalan:



MUNDARIJA

I-QISM. UMUMIY KIMYO ASOSLARI

1 bo'lim. Kimyo fani va kimyoning vazifalari.....	6
2 bo'lim. Atom-molekulyar ta'limot	7
1 bob. Atom-molekulyar ta'limotning asosiy hollari.....	7
2 bob. Moddalarning strukturaviy birliklari.....	8
3 bob. Atom va molekulalarning absolyut va nisbiy massalari.....	9
3 bo'lim. Kimyodagi stexiometrik qonunlar va fizik kattaliklar.....	11
1 bob. Massa. Moddalar massasining saqlanish qonunlari.....	11
2 bob. Modda miqdori. Modda miqdori birligi.....	12
3 bob. Molyar massa.....	14
4 bob. Molyar hajm.....	15
5 bob. Hajmiy nisbatlar qonuni.....	16
6 bob. Avogadro qonuni.....	16
7 bob. Avogadro qonunidan kelib chiqadigan xulosalar.....	17
8 bob. Tarkibning doimiylik qonuni.....	18
9 bob. Ekvivalentlar qonuni.....	19
4 bo'lim. Kimyoviy elementlar va moddalar.....	21
1 bob. Kimyoviy element.....	21
2 bob. Oddiy modda. Allotropiya	22
3 bob. Murakkab moddalar. Mexanik aralashmalar.....	24
4 bob. Massa ulush. Hajmiy ulush.....	25
5 bo'lim. Kimyoviy formulalar.....	28
1 bob. Kimyoviy elementlarning belgilari	28
2 bob. Oddiy moddalarning formulalari	29
3 bob. Murakkab moddalarning formulalari	29
4 bob. Grafik formulalar	32
6 bo'lim. Moddalarning xossalari.....	34
1 bob. Moddalarning kimyoviy xossalari	34
2 bob. Moddalarning fizikaviy xossalari	35
3 bob. Moddalarning agregat holatlari	35
7 bo'lim. Kimyoviy reaksiyalar va tenglamalar.....	36
1 bob. Fizikaviy va kimyoviy hodisalar.....	36
2 bob. Kimyoviy reaksiyalarning belgilari.....	37
3 bob. Kimyoviy reaksiyalarning yuzaga kelishi va borish sharoitlari....	37
4 bob. Kimyoviy reaksiyalarning tiplari.....	38
5 bob. Kimyoviy reaksiyalarning tenglamalari. Mahsulot unumi.....	41
8 bo'lim. Kimyoviy elementlar atomlarining tuzilishlari.....	45
1 bob. Umumiy hollar.....	45
2 bob. Atom yadrosining tuzilishi.....	46
3 bob. Izotoplar.....	47
4 bob. Atom elektron qobiqining tuzilishi. Kvant sonlari.....	48
5 bob. Poqona va poqonachalarni elektronlar bilan tuzilish tartibi. Elektron formulalar.....	54
6 bob. Kimyoviy elementlarning oilalari.....	58
	59
	59
	60

9 bo'lim. Davriy qonun va kimyoviy elementlar davriy sistemasi.....	
1 bob. Davriy qonunning ochilishi.....	
2 bob. Davriy qonunning hozirgi zamon ta'riflari.....	
3 bob. Davriy sistema strukturasi. Davrlar, guruhlar, guruhchalar, qatorlar.....	60
4 bob. Elementlar xossalari davriy sistemadagi holatiga bo'liqligi	61
10 bo'lim. Kimyoviy boqlanish.....	66
1 bob. Kimyoviy boqlanishlarning mohiyati.....	66
2 bob. Kimyoviy boqlanish tiplari.....	66
3 bob. Valentlik va oksidlanish darajasi.....	76
11 bo'lim. Molekulalarning fazoviy tuzilishlari.....	83
1 bob. Valent orbitallarining gibridlanish turlari.....	83
2 bob. Metan, etan, etilen va atsetilen molekulalarining tuzilishlari.....	86
3 bob. Suv va ammiak molekulalarining tuzilishlari.....	87
4 bob. Molekulalararo boqlanishlar.....	88
5 bob. Kristallarning fazoviy tuzilishlari. Kristall panjaralarning tiplari.....	89
12 bo'lim. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.....	93
1 bob. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining mohiyati.....	93
2 bob. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tenglamalarini tuzish.....	94
3 bob. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining tiplari.....	98
4 bob. Moddalarning oksidlovchi-qaytaruvchi xossalari.....	99
5 bob. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining borishiga har xil omillarning ta'siri.....	100
6 bob. Standart elektrod potentsiallar qatori (kuchlanishlar qatori)	101
7 bob. Metallar korroziyasi.....	104
13 bo'lim. Elektroliz.....	104
1 bob. Elektroliz mexanizmi.....	107
2 bob. Elektrolitlar ayyuqlanmalarining elektrolizi.....	108
3 bob. Elektrolitlar eritmalarining elektrolizi.....	108
4 bob. Elektrolizga misollar.....	113
14 bo'lim. Kimyoviy reaksiyalar tezligi. Kimyoviy muvozanat.....	118
1 bob. Kimyoviy reaksiyalar tezligi	118
2 bob. Reaksiyalar tezligining turli omillarga bo'liqligi.....	120
3 bob. Kataliz va katalizatorlar.....	124
4 bob. Qaytar va qaytmay kimyoviy reaksiyalar.....	126
5 bob. Kimyoviy muvozanat va uni siljitish sharoitlari.....	127
6 bob. Kimyoviy reaksiyalarning issiqlik effektlari.....	129
15 bo'lim. Eritmalar.....	132
1 bob. Dispers sistemalar. CIIin eritmalar.....	132
2 bob. Moddalarning eruvchanligi.....	133
3 bob. Moddalarning eruvchanligiga turli omillarning ta'siri.....	134
4 bob. Erishda bo'ladigan issiqlik effektlari.....	136
5 bob. Kristallogidratlar.....	136
6 bob. To'yingan va to'yinmagan eritmalar	138
7 bob. Eruvchanlik ko'paytmasi.....	139
8 bob. Eritmalar tarkibini ifodalash usullari.....	140
16 bo'lim. Elektrolitik dissotsiatsiyalanish.....	142
1 bob. Elektrolitik dissotsiatsiyalanish mexanizmi. Elektrolitlar va elektrolitmaslar.....	142
	144
	145

2 bob. Ionlarning xossalari.....	147
3 bob. Dissotsiatsiya darajasi va konstantasi.....	147
4 bob. Elektrolitik dissotsiatsiyalanish nuqtai-nazaridan kislotalar, asoslar va tuzlar.....	147
5 bob. D.I Mendelcev jadvali bo'yicha oksikislotalar va asoslarning kuchlari tavsiflari.....	150
6 bob. Suv molekulasiining dissotsiatsiyasi.....	152
7 bob. Suvning qattiqligi va uni yo'qotish usullari.....	154

II-QISM. ANORGANIK KIMYO

1 bo'lim. Anorganik moddalarning sinflari va nomlanishlari.....	157
1 bob. Umumiy hollar.....	157
2 bob. Metallar va metallmaslar.....	158
3 bob. Binar birikmalar.....	160
4 bob. Asoslar.....	165
5 bob. Kislotalar.....	166
6 bob. Tuzlar.....	170
2 bo'lim. Moddalarning fizikaviy xossalari.....	174
1 bob. Metallarning fizikaviy xossalari.....	174
2 bob. Metallmaslarning fizikaviy xossalari.....	174
3 bob. Binar birikmalarning fizikaviy xossalari.....	175
4 bob. Asoslarning fizikaviy xossalari.....	177
5 bob. Kislotalarning fizikaviy xossalari.....	177
6 bob. Tuzlarning fizikaviy xossalari.....	178
3 bo'lim. Moddalarning kimyoviy xossalari.....	179
1 bob. Oksidlarning kimyoviy xossalari.....	179
1 §. Suvga bo'lgan munosabatlari.....	179
2 §. Kislotalarga bo'lgan munosabatlari.....	179
3 §. Asoslarga bo'lgan munosabatlari.....	180
4 §. Tuzlarga bo'lgan munosabatlari.....	181
5 §. Bir-birlariga bo'lgan munosabatlari.....	181
6 §. Metallarga bo'lgan munosabatlari.....	181
7 §. Metallmaslarga bo'lgan munosabatlari.....	182
8 §. Qizdirishga bo'lgan munosabatlari.....	183
2 bob. Asoslarning kimyoviy xossalari.....	183
1 §. Suvga bo'lgan munosabatlari.....	183
2 §. Kislotalarga bo'lgan munosabatlari.....	183
3 §. Bir-birlariga bo'lgan munosabatlari.....	184
4 §. Tuzlarga bo'lgan munosabatlari.....	185
5 §. Oksidlarga bo'lgan munosabatlari.....	185
6 §. Metallarga bo'lgan munosabatlari.....	185
7 §. Metallmaslarga bo'lgan munosabatlari.....	186
8 §. Qizdirishga bo'lgan munosabatlari.....	186
3 bob. Kislotalarning kimyoviy xossalari.....	186
1 §. Suvga bo'lgan munosabatlari.....	186
2 §. Bir-birlariga bo'lgan munosabatlari.....	187
3 §. Asoslarga bo'lgan munosabatlari.....	187
4 §. Tuzlarga bo'lgan munosabatlari.....	187
5 §. Oksidlarga bo'lgan munosabatlari.....	189
	190
	192
	193

6§. Metallarga bo'lgan munosabatlari.....	194
7§. Metallmaslarga bo'lgan munosabatlari.....	194
8§. Qizdirishga bo'lgan munosabatlari.....	194
4 bob. Tuzlarning kimyoviy xossalari.....	194
1§. Suvga bo'lgan munosabatlari.....	194
2§. Kislotalarga bo'lgan munosabatlari.....	194
3§. Asoslarga bo'lgan munosabatlari.....	194
4§. Oksidlarga bo'lgan munosabatlari.....	194
5§. Bir-birlariga bo'lgan munosabatlari.....	194
6§. Metallarga bo'lgan munosabatlari.....	197
7§. Metallmaslarga bo'lgan munosabatlari.....	198
8§. Qizdirishga bo'lgan munosabatlari.....	198
5 bob. Metallarning kimyoviy xossalari.....	201
1§. Suvga bo'lgan munosabatlari.....	202
2§. Kislotalarga bo'lgan munosabatlari.....	202
3§. Asoslarga bo'lgan munosabatlari.....	202
4§. Oksidlarga bo'lgan munosabatlari.....	202
5§. Tuzlarga bo'lgan munosabatlari.....	202
6§. Bir-birlariga bo'lgan munosabatlari.....	202
7§. Metallmaslarga bo'lgan munosabatlari.....	203
8§. Qizdirishga bo'lgan munosabatlari.....	204
6 bob. Metallmaslarning kimyoviy xossalari.....	204
1§. Suvga bo'lgan munosabatlari.....	204
2§. Kislotalarga bo'lgan munosabatlari.....	204
3§. Asoslarga bo'lgan munosabatlari.....	204
4§. Oksidlarga bo'lgan munosabatlari.....	204
5§. Tuzlarga bo'lgan munosabatlari.....	204
6§. Metallarga bo'lgan munosabatlari.....	204
7§. Bir-birlariga bo'lgan munosabatlari.....	205
8§. Qizdirishga bo'lgan munosabatlari.....	205
7 bob. Ayrim binar birikmalarning kimyoviy xossalari.....	206
8 bob. Hidroliz.....	207
1§. Umumiy hollar.....	207
2§. Tuzlar gidrolizi.....	208
3§. Hidrolizni kuchaytirish va susaytirish sharoitlari.....	211
4§. Tuzlar eritmalari reaksiyasi (rH).....	212
5§. Hidrolizning ionli va molekulyar tenglamalarini tuzish.....	215
6§. Tuzlar gidroliziga misollar.....	215
9 bob. Anorganik moddalarga sifatli reaksiyalar.....	217
4 bo'lim. Moddalarning olinishlari.....	220
1 bob. Oksidlarning olinishlari.....	220
2 bob. Asoslarning olinishlari.....	221
3 bob. Kislotalarning olinishlari.....	222
4 bob. Tuzlarning olinishlari.....	224
5 bob. Metallarning olinishlari.....	225
6 bob. Metallmaslarning olinishlari.....	226
7 bob. CHO'yan va po'lat olish asosida yotadigan kimyoviy reaksiyalar.....	228
	232
	234
	234

