

O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI SOG'LIQNI SAQLASH VAZIRLIGI

TOSHKENT FARMATSEVTIKA INSTITUTI

ANORGANIK, ANALITIK, FIZIK VA KOLLOID KIMYO KAFEDRASI

ANORGANIK KIMYO

Ma'ruzalar matni

TUZUVCHI: K.F.N., DOTSENT TO'XTAYEV X. R.

TAQRIZCHI: K.F.N., DOTSENT CHO'LPONOV K.A.

TOSHKENT – 2006

Mundarija:

SO'Z BOSHI	2
1. KIMYONING ASOSIY QONUNLARI . ANORGANIK MODDALARNING SINFLANISHI.	3
2. KIMYOVIY REAKSIYALARNING ENERGETIKASI. ICHKI ENERGIYA.ENTALPIYA. GESS QONUNI. ENTROPIYA VA IZOBARIK-IZOTERMIK POTENTIAL.	22
3. KIMYOVIY REAKSIYALARNING TEZLIGI, TARTIBI MOLEKULARLIGI. AKTIVLANISH ENERGIYASI. GOMOGEN VA GETEROGEN REAKTSIYALAR.	28
4. KIMYOVIY MUVOZANAT. QAYTAR VA QAYTMAS REAKTSIYALAR. LE-SHATELE PRINSIPI.	34
5. ERITMALAR. ERIGAN MODDA KONSENTRATSIYASINI IFODALANISHI. GAZLARNING SUYQLIKLARDAGI ERUVCHANLIGI. GENRI,DALTON,SECHENEV QONUNLARI.	37
6. ERITMALARNING FIZIKO-KIMYOVIY XOSSALARI. VANT-GOFF,RAUL QONUNLARI,IZOTONIK KOEFFITSIENT. OSMOTIK BOSIM. ELEKTROLITIK DISSOTSILANISH NAZARIYASI. IONLI TENGLAMALAR.	43
7. KUCHLI VA KUCHSIZ ELEKTROLITLAR. OSTVALDNING SUYLTIRISH QONUNI. QIYIN ERIYDIGAN TUZLARNING ERUVCHANLIK KO'PAYTMASI. SUVNING ION KO'PAYTMASI VA PH.	46
8. TUZ ERITMALARINING GIDROLIZI. GIDROLIZ TURLARI VA KONSTANTASI.	53
9. OKSIDLANISH – QAYTARILISH REAKSIYALARI, TURLARI, TENGLASH USULLARI.	59
10. ATOM TUZILISHI. ATOMNING ELEKTRON POG'ONASI VA ELEKTRONLARNING ORBITALARDA TAQSIMLANISH QONUNIYATI.	74
11. KVANT SONLARI. PAULI PRINSIPI. KLECHKOVCKIY VA XUND QOIDALARI. D.I. MENDELEEVEVNING DAVRIY QONUNI. KIMYOVIY BIRIKMALARNING GURUHLANISHI.	87
12. KIMYOVIY BOG'LANISHNING TABIATI. BIRIKMALAR HOSIL BO'LISHIDA ATOM- LAR,ION, KOVALENT VA METALL BO'GLANISHLAR. KIMYOVIY BOG'LANISHLAR.	100
13.VALENT BOG'LANISHLAR VA MOLEKULAR ORBITALLAR NAZARIYASI.	100
14. KOMPLEKS BIRIKMALAR. KOMPLEKS BIRIKMALARNING OLINISHI, NOMLANISHI, BEQARORLIK KONSTANTASI, IZOMERIYASI VA GOMETRIYASI.	110
15. S- ELEMENTLAR. VODOROD PEROKSID I VA II A GURUH S-ELEMENTLAR VA ULARNING BIRIKMALARI	118
16. VI B GURUH ELEMENTLARI. XROM VA UNING BIRIKMALARI.	123
17. VII B GURUH ELEMENTLARI. MARGANES BIRIKMALARI VA XOSSALARI	123
18. VIII B GURUH ELEMENTLARI. TEMIR, KOBALT VA NIKEL.	

SO'Z BOSHI

Umumiy va anorganik kimyo bo'lajak dorishunoslar uchun juda kerakli fan hisoblanib, keyingi kurslarda boshqa kimyoviy fanlarni (analitik, fizik farmatsevtik, toksikologik va bosqalarni) o'rganishda juda kerak bo'ladi. Ushbu ma'ruzalar matnida bo'lajak dorishunoslar uchun umumiy va anorganik kimyodan nazariy bilimlar keltirilgan bo'lib, ular asosida amaliy mashg'ulotlar o'tkazish uchun muhim xulosalar chiqarish imkoniyati yuzaga keladi. Ma'ruzalar matni farmasevtika institutlari farmasiya mutaxassisligi talabalari uchun mo'ljallangan bo'lib umumiy va anorganik kimyo fani dasturlariga mos keladi. Ushbu ma'ruzalar mualliflarning ko'p yillik umumiy va anorganik kimyodan olib borgan saboqlari va tajribalarining natijasidir.

Talabalarga yordam berish maqsadida har bir mavzuga oid nazariy bilimlar mukammalroq bo'lishiga harakat qilindi. Barcha ma'ruzalarni ikki qismga bo'lib ko'rsatish mumkin. Birinchi bo'limda umumiy kimyoning nazariy asoslari yoritildi. Bu bo'limga anorganik moddalarning sinflanishi ham kiritilib oksidlar, kislotalar, asoslar va tuzlar to'g'risida ham ma'lumotlar berildi. Ikkinchi bo'lim anorganik kimyoga tegishli bo'lib bunda elementlar kimyosining nazariy asoslari berildi.

Barcha moddalarning xossalari va ahamiyatini farmasiya va dorishunoslik bilan uzviy bog'lanishini ochiqroq yoritishga harakat qilindi. Asosiy e'tiborni inson hayoti va oziqlanishi uchun muhim ahamiyatga ega bo'lgan kimyoviy elementlar va ularning birikmalari to'g'risida ko'proq ma'lumot berildi. Ayniqsa ko'p tonnali ishlab chiqaziladigan moddalarning bir necha olinish usullari ko'rsatilib ularning ichida iqtisodiy samaraliroq usullarga e'tibor qaratildi.

Ma'ruzalarda ba'zi anorganik moddalarning olinishida mahalliy xom ashyolar zahirasi va imkoniyatlariga ko'proq to'xtalindi. Ma'ruzalarda yuqori bosqichlarda o'qitiladigan analitik, organik, fizik, farmasevtik, biologik va toksikologik kimyo fanlarini o'zlashtirish uchun o'ziga xos zamin tayyorlandi.

Ma'ruzalar matni lotin alfavitida ilk marta tayyorlangani uchun kamchiliklardan holi emas. Mualliflar tavsiya va ko'rsatmalarni minnatdorchilik bilan qabul qiladi.

1 MA'RUZA

KIMYONING ASOSIY QONUNLARI. ANORGANIK BIRIKMALARNING SINFLANISHI.

Reja:

1. Kimyoning tarixi.
2. Moddalar massasining saqlanish qonuni.
3. Tarkibning doimiylik qonuni.
4. Karrali nisbatlar qonuni.
5. Ekvivalent tushunchasi. Ekvivalentlar qonuni.
6. Gaz qonunlari.
7. Gazlarning molekulyar massasini aniqlash.

Tayanch so'zlar: Kimyo tarixi, alkimyo, yatro kimyo, kimyoning asosiy qonunlari, mol, ekvivalent, molyar hajm, molekulyar massani aniqlash, gazlarning partsial bosimi.

Ajratilgan vaqt - 2 soat.

Ma'ruzaning maqsadi - Talabalarni kimyoning asosiy qonunlari bilan tanishtirish hamda olingan bilimlarni fizik va kolloid kimyo, analitik kimyo va yuqori kurslarda amaliy farmatsiyada ishlata bilish ko'nikmasini hosil qilish.

Adabiyotlar:

1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent, 2006, 390 b.
2. Ю.А. Ершов, Общая химия, М., Высшая школа, 2003 г. 390 с.
3. Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'lotlar. Farmatsevtika institute talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R.To'xtayev va boshqalar, Toshkent, 2005. 368 b.
4. N.A.Parpiyev, A.G.Muftaqov, H.R.Rahimov, Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.
5. N.S.Axmetov, Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
6. E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
7. N.L.Glinka, Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
8. H.R.Rahimov, Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent, 2001. 244 b.

KIMYONING TARIXI

Kimyo fani moddalarni va ular asosidagi o'zgarishlarni hamda o'zgarishlarni yuzaga keltiradigan jarayonlar to'g'risidagi fandir. Kimyoning mustaqil fan sifatida

o'rganilayotganligiga 200 yildan ortdi.Chymeia- so'zi quyish ,tindirish ma'nosini beradi. Bu so'z qadimgi sharq tabiblari –farmasevtlarini o'simliklar asosida dori moddalari tayyorlash jarayonlarida alkimyogarlar tomonidan tilga olingan.

Boshqacha fikrlarga ko'ra , alkimyo so'zini ildizi “khem” yoki “chemi” balki “chima”- “qora tuproq” yoki “qora yurt” ma'nosini anglatgan.Qadimgi Misrda kimyogarlar oltin oladigan ustlar deb yuritilgan.Ularni rudalardan turli metallar oladigan sehrgarlar deb ataganlar.Qadimda kimyogarlar o'z faoliyatlarini yer boyliklarini o'rganishga (lotincha humus-er) bag'ishlaganlar. Shuning uchun ham kimyo yer to'g'risidagi san'at deb qaralgan. Kimyogar esa yerdan turli metallar oladigan san'atkor deb hisoblangan.

Insonlar juda qadimdan oltin,kumush,mis, temir va metallarni ajratib olishni bilganlar.Musallas, sirka, dori-darmon,teri oshlash,matolarni bo'yash,bo'yoqlar tayyorlash,kulolchilik asosida kimyo elementlari yotadi.Ammo nazariy kimyo avval grek filosoflari asarlarida,keyinchalik arablar asarlarida paydo bo'la boshladi. Arab olimlari va kimyogarlari amaliy kimyoni ancha boyitdilar.Jabr ibn Xayon, ar-Raziy,o'zbek olimlari Forobiy.Beruniy,al-Xorazmiy,ibn Sino butun dunyoga tanilgan olimlar hisoblanadi.

1V asrdan XVI asrni o'rtalarigacha kimyo alkimyo davriga kiritiladi. Bu davr turli metallardan oltin va kumush olish asosiy maqsad qilib olingan.Simob va oltingugurt har qanday metallni olishga asos bo'ladi deb hisoblangan.

XVI asrdan boshlab yatrokimyo – davolash kimyosi paydo bo'ldi. Yatrokimon-ing asoschisi nemis olimi Paracelsus(1493-1541) edi.Barcha hayotiy jarayonlar kimyo nuqtai nazaridan tushuntirila boshlandi. Temir,mis,simob, mishyak,qo'rg'shin,surma va boshqalarni birikmalarini dori sifatidagi ta'siri o'rganila boshlandi.

XVII asrdan boshlab kimyoda Flogiston(flogiston grekcha yonuvchanlik) nazariyasi hukm surgan.Nemis olimi G.Stahl yonish,oksidlanish,qaytarilish jarayonlarini tushuntirish uchun bu nazariyani yaratdi. Bu nazariyaga ko'ra metall yonsa flogiston ajraladi,shu tufayli yengillashadi.Ko'mirda flogiston ko'p bo'ladi va u zang bilan qizdirilsa uni metallga aylantiradi.Ammo keyinchalik bu nazariya noto'g'ri bo'lib chiqdi.

XVIII boshlarida rus olimi M.V.Lomonosov moddalar massasining kimyoviy jarayonda o'zgarmasligini isbotlab, flogiston nazariyasi noto'g'riligini ko'rsatdi.Keyinchalik fransuz olimi A.Lavoisier metall qizdirilganda havodagi kislorod bilan ta'sirlanishini isbotladi. U yonish,oksidlanish jarayonlarini to'g'ri ifodaladi.Dj.Dalton o'z tajribalariga asoslanib atomistik nazariyani yaratdi va birikmalar-da kimyoviy elementlar qanday nisbatda bo'lishini to'g'ri ko'rsatdi.

1869 y. D.I.Mendeleevning elementlar davriy sistemasini yaratganligi kimyoning rivojlanishida katta ahamiyatga ega bo'ldi.

Keyinchalik O'rta Osiyoda kimyoni rivojlanishida akademiklar S.Yu.Yunusov, O.S.Sodiqov,M.N.Nabiyev, H.U,Usmanov, K.S.Ahmedov, M.A.Askarov va boshqalarning xizmati katta bo'ldi.

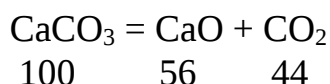
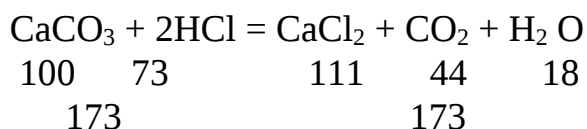
Toshkent farmasevtika institutida ham uzoq yillar koordinatsion birikmalar kimyosi bo'yicha ilmiy izlanishlar olib borildi (prof. M.A.Azizov). Tibbiyotga feramid, kupfur,ferrozink kabi dori moddalari joriy etildi.

KIMYONING ASOSIY QONUNLARI

Kimyoning asosiy qonunlari kimyoviy reaksiya vaqtida sodir bo'ladigan o'zgarishlarni miqdoriy jihatdan tekshirish natijasida kashf etilgan bo'lib, ular kimyo fanining asosiy negizini tashkil etadi.

Moddalar massasining saqlanish qonuni. Bu kimyoning eng birinchi qonuni. Bu qonun dastlab 1784 yilda M.V.Lomonosov tomonidan va keyinchalik 1789 yilda A.Lavuaze tomonidan ta'riflangan:

"Kimyoviy reaksiyaga kirishuvchi moddalar massasining yig'indisi reaksiya mahsulotlari massalarining yig'indisiga tengdir" Misol:



Radioaktiv parchalanish, atom va vodorod bombalarining portlashi kabi katta miqdorda energiya ajralib chiqishi bilan boradigan jarayonlar massalar saqlanish qonuniga emas, balki materiyaning saqlanish qonuniga bo'ysunadi. Agar jarayon davomida E energiya ajralib chiqsa, bu jarayon davomida massaning o'zgarishi Eynshteyn tenglamasi bilan ifodalanadi:

$$E=m \cdot c^2$$

c - vakuumdagi yorug'lik tezligi.

m-reaksiyalarda massa o'zgarishi nihoyatda kichik bo'ladi va uni tarozi yordami bilan payqash qiyin.

Masalan:



Massaning o'zgarishi kimyoviy reaksiyalarda juda oz bo'lganligidan amalda uni o'zgarmaydi deb olinadi.

2.Tarkibning doimiylik qonuni. 1781 yilda A.Lavuaze karbonat angidridi gazini 10 xil usul bilan hosil qilib, gaz tarkibidagi uglerod va kislorod massalari orasidagi nisbat(CO₂) 3:8 ekanligini aniqladi.

Bundan har qanday kimyoviy toza modda qaysi va qanday usulda olinishidan qat'iy nazar o'zgarmas sifat va miqdoriy tarkibga ega degan xulosa chiqarildi.

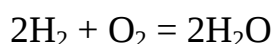
1803 yilda fransuz olimi Bertole qaytar reaksiyalarga oid tekshirishlar asosida kimyoviy reaksiya vaqtida hosil bo'ladigan birikmalarning miqdoriy tarkibi reaksiya uchun olingan dastlabki moddalarning massa nisbatlariga bog'liq bo'ladi degan xulosa chiqardi.

Fransuz olimi J.P.Prust Bertolening yuqoridagi xulosasiga qarshi chiqdi.

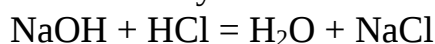
U kimyoviy toza birikmalarning miqdoriy tarkibi bir xil bo'lishini o'zining juda ko'p tajribalarida isbotlab berdi va 1809 yilda tarkibning doimiylik qonunini quyidagicha ta'rifladi:

"Har qanday kimyoviy toza birikma, olinish usulidan qat'iy nazar, o'zgarmas sifat va miqdoriy tarkibga ega. Masalan, toza suvni bir necha xil usul bilan olish mumkin:

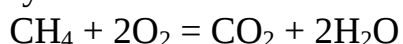
1) vodorod va kisloroddan sintez qilib:



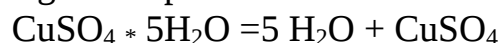
2) neytrallanish reaksiyasi asosida:



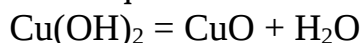
3) metanni yondirib:



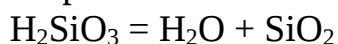
4) kristallogidratni parchalash:



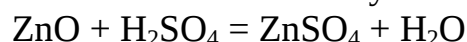
5) gidroksidlarni qizdirish:



6) kislotalarni parchalash:



7) oksidlar bilan kislotalar reaksiyasi natijasida:



Hosil bo'lgan suvlarning tarkibida 11,11% vodorod va 88,89% kislorod bo'lib, suv 0 ° C da muzlaydi, 100 ° C da qaynaydi, 4,5° C da zichligi 1 g/sm³ ga teng, o'zgarmas elektr o'tkazuvchanlikka va qovushqoqlikka ega. Bu qonunga molekulyar tuzilishli moddalar - gaz, suyuqlik va oson suyuqlanadigan qattiq moddalar bo'ysunadi.

Barcha noorganik moddalarning faqat 5% gina molekulyar tuzilishga ega. Molekulyar tuzilishli moddalar qatoriga inert gazlar(1 atomli), O₂, N₂, F₂, Cl₂, H₂ va bosqalar(2 atomli), suv, ammiak, metan, uglerod oksidlari kiradi(ko'p atomli). Bunday moddalarning tarkibi doimiy bo'ladi.

Mavjud anorganik moddalarning 95% molekulyar tuzilishga ega emas. Bunday moddalar tarkibi atomlardan, ionlardan tashkil topgan. Shuning uchun ular nomolekulyar tuzilishga ega.

Zamonaviy tekshirishlar asosida ko'pdan ko'p moddalar o'zgaruvchan tarkibga ega ekanligi aniqlandi. Masalan, titan oksidi TiO_{1,8} dan TiO_{1,2} gacha, mis(1) oksidi tarkibi Cu_{1,8}O dan Cu₂O gacha, temir(11) oksidi Fe_{0,89}O dan Fe_{0,95}O gacha, TiO_{1,46}

TiO_{1,56} gacha o'zgarishi aniqlangan. Bunday moddalar d-elementlarning oksidlari, gidridlari, karbidlari, nitridlari va sulfidlari orasida keng targalgan. Ular k'opincha ravshan rangli, yarim o'tkazgich xossasiga ega, ularning reaksiya qobiliyati va katalitik aktivligi ancha yuqori. O'zgaruvchan tarkibli moddalar xossalarini tekshirgan N.S. Kurnakov taklifiga ko'ra o'zgaruvchan tarkibli birikmalar bertolidlar deb, o'zgarmas, ya'ni molekulyar tarkibli birikmalar daltonidlar deb ataladigan bo'ldi.

3. Karrali nisbatlar qonuni. 1804 yilda ingliz olimi D. Dalton modda tuzilishi to'g'risidagi atomistik tasavvurlarga asoslanib, karrali nisbatlar qonunini ta'rifladi: "agar ikki element bir-biri bilan bir necha birikma hosil qilsa, elementlardan birining shu birikmalardagi ikkinchi elementning bir xil massa miqdoriga to'g'ri keladigan massa miqdorlari o'zaro kichik va butun sonlar kabi nisbatda bo'ladi."

Karrali nisbatlar qonuni juda ko'p misollar bilan isbotlandi.

Masalan: 1) azot bilan kislorod bir-biri bilan bir necha quyidagi birikmalarni hosil qiladi.

Formula	m(N)	m(O)	1 qism N ga to'g'ri O	m(N)/m(O)
N ₂ O	28	16	0,57	1
NO	14	16	1,14	2
N ₂ O ₃	28	48	1,71	3
NO ₂	14	32	2,28	4
N ₂ O ₅	28	80	2,85	5

2) uglerod bilan vodorod birikmalarini olsak,

Formula	m(C)	m(H)	1 oism C ga H	m(C)/m(H)
CH ₄	12	4	3	1
C ₂ H ₄	24	4	6	2

4. Ekvivalentlar qonuni. Tarkibning doimiylik qonunidan moddalar bir-biri bilan aniqlik miqdoriy nisbatlarda birikishi kelib chiqadi.

Masalan, 49 g sulfat kislota 32,5 g rux bilan reaksiyaga kirishganda 1 g vodorod ajralib chiqadi. Sulfat kislota o'rniga 36,5 g xlorid kislota olinsa ham o'shancha vodorod ajralib chiqadi. Ruxning o'rniga alyuminiy olinsa, 1g vodorod ajralib chiqishi uchun 9 g alyuminiy kerak bo'ladi.

Moddalar o'zlarining ekvivalentlariga proporsional miqdorda reaksiyaga kirishadilar.

$$m_1 | m_2 = E_1 | E_2$$

Kimyoviy elementning ekvivalenti deganda, uning 1 mol vodorod atomlari bilan to'liq reaksiyaga kirisha oladigan yoki kimyoviy reaksiyalarda uning o'rnini oladigan miqdoriga aytiladi.

$$E = A | V$$

A - elementning atom massasi,

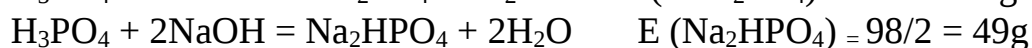
V - valentligi.

Misni (Cu) ni ekvivalenti $64/2 = 32$ yoki $64/1 = 64$ ga teng. Alyuminiyni ekvivalenti $27/3 = 9$ ga teng.

Murakkab moddaning ekvivalenti deganda, 1 ekvivalent vodorod bilan yoki 1 ekvivalent har qanday boshqa modda bilan to'liq reaksiyaga kirishadigan modda miqdoriga aytiladi. Murakkab moddalarning ekvivalent massalari quyidagi formulalar bilan hisoblanadi:

$$E_{\text{MgO}} = 40/2 = 20. \quad E_{\text{HCl}} = 36,5/1 = 36,5 \quad E(\text{AlCl}_3) = 133,5/3 = 44,5$$

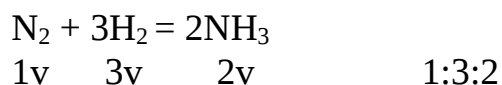
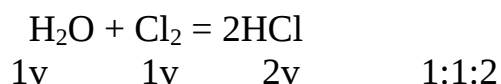
Agar aniq biror reaksiya berilgan bo'lsa, moddaning ekvivalentini topish uchun uning molyar massasini reaksiyaga kirishgan vodorod va gidroksil ionlari soniga bo'linadi. Masalan:



5. Hajmiy nisbatlar qonuni. Fransuz olimi Gey-Lyussak gaz moddalarning ta'sirlashuvini tekshirib, o'zining hajmiy nisbatlar qonunini kashf etdi. Bu qonun quyidagicha ta'riflanadi:

"O'zgarmas haroratda va bosimda reaksiyaga kirishgan gazlar hajmlarining o'zaro nisbati hamda reaksiya natijasida hosil bo'lgan gazlar hajmlariga nisbati butun kichik sonlar kabi bo'ladi".

Masalan:



6. Avogadro qonuni. Hajmiy nisbatlar qonunini tushuntirish uchun italiya olimi Avogadro 1811 yilda quyidagi gipotezani oldinga surdi: "Bir xil sharoitda (bir xil harorat va bir xil bosimda) va teng hajmda olingan gazlarning molekullari soni o'zaro teng bo'ladi"

Bundan ikkita xulosa kelib chiqadi:

1) Normal sharoitda 1 mol har qanday gazning hajmi 22,4 l ga teng;

1) Bir xil sharoitda teng hajmli gazlar massalarining nisbati ular molekulyar massalarining nisbatiga teng bo'lib, bu nisbat birinchi gazning ikkinchi gazga nisbatan zichligi deyiladi.

$$m_1 / m_2 = M_1 / M_2 \quad D = M_1 / M_2$$

Bu formuladan foydalanib gazlarning molyar massalarini hisoblab topish mumkin. Zichlik odatda havoga yoki vodorodga nisbatan o'lchanadi.

$$M_{\text{gaz}} = 29,5 \cdot D_{\text{havo}}$$

$$M_{\text{gaz}} = 2 \cdot D_{\text{vodorod}}$$

GAZ QONUNLARI

1.Boyl-Mariot qonuni.

Doimiy haroratda ma'lum miqdor gazning bosimi uning hajmiga teskari proporsional.

$$T = \text{const} \quad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad P_1/P_2 = V_2/V_1$$

2.Gey-Lyussak qonuni.

O'zgarmas bosimda gazning hajmi uning mutloq haroratiga to'g'ri proporsional.

$$P = \text{const} \quad V/T = \text{const.}$$

3.Sharl qonuni. O'zgarmas hajmda gazning bosimi uning mutloq haroratiga to'g'ri proporsional.

$$V = \text{const} \quad P/T = \text{const.}$$

Bu uchchala qonunni birlashtirilsa, gazlarning holat tenglamasi kelib chiqadi:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

P_1, V_1, T_1 - ma'lum miqdor gazning bosimi, hajmi, harorati.

P_2, V_2, T_2 - shu gazning boshqa sharoitdagi bosimi, hajmi va harorati.

Agar shu gazning normal sharoitdagi bosimi, hajmi, harorati hisobga olinsa

$$P_0 \cdot V_0 / T_0 = R$$

R- nisbat ma'lum miqdor gaz uchun o'zgarmas qiymatdir.

Agar bu nisbat 1 mol modda uchun olinsa, uni gaz doimiysi deyiladi.

$$P_0 = 101,325 \text{ kPa}, \quad T_0 = 273 \text{ K}, \quad V_0 = 22,4 \text{ l}$$

bo'lsa bu qiymat 8,31 J/molga teng.

1961 y.da atomning massa birligi qabul qilingan.(m.a.b.). Ba'zan bu tushuncha atomning uglerod birligi deyiladi(a.u.b.) Atomning uglerod birligida ifodalangan massasi atom massa deyiladi.Bunda barcha hisoblashlar uglerodning ^{12}C izotopiga nisbatan olib boriladi.Shunday o'lchovga ko'ra kislorodning nisbiy atom massasi 15,9994 ga vodorodning nisbiy atom massasi 1,0079 a.u.b. ga teng.

12 g uglerodning ^{12}C izotopida qancha molekullar,atomlar,ionlar,elektronlar va bosqa struktura birliklari bo'lgan modda miqdori mol deyiladi.

Mol tushunchasi nimaga nisbatan qo'llanishiga qarab turli birliklarga ega bo'lishi mumkin: mol atomlar(Cl), mol ionlar(Cl⁻), mol molekula(Cl₂), ularning massalari mos ravishda 35,5 g; 35,5 g; 71 g.

1 mol modda tarkibidagi struktura birliklari soni yuqori aniqlikda hisoblangan. Bu son Avogadro soni deyiladi va uning qiymati $6,02 \cdot 10^{23}$ ga teng.

1 mol moddaning massasi molyar massa deyilib, har qanday modda uchun bu qiymat moddalarning molekulyar massasiga teng.

GAZLARNING MOLEKULAR MASSALARINI ANIQLASH

- 1. Gaz moddaning molekulyar massasini aniqlash Avogadro qonuniga asoslanadi.** 1 mol gaz normal sharoitda 22,4 l hajmni egallaydi. Agar biz ma'lum hajmdagi gazning ma'lum harorat va ma'lum bosimda massasini bilsak, uning molekulyar massasini hisoblab chiqara olamiz.

$$\frac{1 \text{ l Cl gazi}}{22,4 \text{ l}} = \frac{3,16 \text{ g kelsa}}{[\text{ g keladi}]} \quad x = 70,78 \text{ g} = 71 \text{ g},$$

bu Cl ni molekulyar massasini ko'rsatadi.

- 2. Gazning molekulyar massasi** aniq bo'lgan boshqa gazga nisbatan zichligi ma'lum bo'lsa, uning molekulyar massasini quyidagi formula bo'yicha hisoblab topish mumkin. Bunda odatda gazning havo va vodorodga nisbatan zichliklari olinadi.

$$M_{\text{gaz}} = M_{\text{havo}} \cdot D_{\text{havo}}$$

- 3. Gazning ma'lum sharoitdagi massasi, hajmi, bosimi va harorati ma'lum bo'lsa,** Mendeleev-Klayperon tenglamasidan foydalanib uning molekulyar massasi hisoblab chiqariladi.

$$M = \frac{mRT}{PV}$$

ATOM MASSANI ANIQLASH USULLARI

- 1. Avogadro qonuni** oddiy gazlar tarkibiga kiradigan atomlarning massalarini topishga imkon beradi. Ko'p gazlar ikki atomli bo'lgani uchun, atom massani topishda molekulyar massa 2 ga bo'linadi.

- 2. Atom massani aniqlash** italiyalik olim S. Kannisaro tomonidan taklif etilgan bo'lib, molekulyar massasi aniqlanishi kerak bo'lgan moddaning imkon boricha ko'proq uchuvchan birikmasi yoki gaz holatda bo'lgan hosilasi olinadi.

Kannisaro usuli bo'yicha uglerodning atom massasini aniqlash

Birikmalar	Molekulyar massasi	Uglerodning Massa %	1 ta molekuladagi Uglerodning massasi, a.u.b.
CH ₄	16	75,00	12
CO	28	42,85	12
CO ₂	44	27,27	12

C ₂ H ₂	26	92,31	24
C ₆ H ₆	78	92,31	72

Uglerodning atom massasi 12 a.u.b. ortiq bo'lishi mumkin emas.

Bu usulning kamchiligi shundaki, usul faqat gaz moddalarning yoki oson bug'lanuvchan moddalarnigina molekulyar massasini tajribada o'lchab so'ngra elementning atom massasini topishga imkon beradi.

3.Oddiy moddalarning qattiq holda solishtirma issiqlik sig'imini o'lchash orqali atom massani aniqlash(P.L.Dyulong va A.Pti,1819 y.). Juda ko'p har xil metallar uchun qattiq holatda molekulyar issiqlik sig'imi deyarli bir xil ekanligi aniqlangan.O'rtacha bu qiymat 26J /(mol*K ekanligi topilgan.

1 mol atom moddaning haroratini 1 °C oshirish uchun zarur bo'lgan issiqlik miqdori atom issiqlik sig'imi deyiladi.

$$A = 26/C_{\text{atom}}$$

A- element atom massasi;

C_{atom}- elementning atom issiqlik sig'imi.

4. Agar elementning mol ekvivalent massasi ma'lum bo'lsa uning atom massasini aniqlash mumkin.

$$E = A/V; \quad A = E \cdot V$$

GAZLARNING PARSIAL BOSIMI

Turli gazlar bir-biri bilan har qanday nisbatda aralashadi.Bunda har bir gaz o'zining parsial bosimi bilan tasniflanadi. Aralashmadagi alohida gazning parsial bosimi deganda, shu gazning bir o'zi aralashma hajmiga teng hajmni egallaganda hosil qiladigan bosimiga aytiladi. Aralashmaning bosimi (P) shu aralashmani hosil qilgan alohida gazlarning parsial bosimlari yig'indisiga teng:

$$P_{\text{havo}} = P_N + P_O + P_{\text{Ar}} + \dots$$

Agar biron gazni suv ostida yig'ilsa, umumiy bosim shu gaz va suv bug'i bosimlari yig'indisiga teng bo'ladi:

$$P_{\text{umum}} = P_N + P_O + P_{\text{suv}} \quad P_N = P_{\text{umum}} - (P_{\text{suv}} + P_O)$$

MAVZUNING FARMATSIYADAGI AHAMIYATI

Kimyo qonunlarini yaxshi bilish kimyoviy hisoblashlarda juda asqotadi. Jarayonlarni oldindan bilish uni unumini hisoblash uchun kerak.Kimyo qonunlarini yaxshi bilish yuqori kurslarda fizik kimyo, analitik kimyo va mutaxassislik bo'yicha fanlarni chuqur o'zlashtirishga yordam beradi.

Tayanch so'zlar: Oddiy modda, murakkab modda, metal va metallmasslar, oksidlar, kislotalar, asoslar, tuzlar, nordon, asosli, qo'sh va kompleks tuzlar.

Anorganik moddalarning sinflanishi

Anorganik moddalar ikkiga bo'linadi: oddiy moddalar va murakkab moddalar:

Oddiy moddalar molekulasi tarkibi faqat bir xil element atomlaridan tashkil topgan. Oddiy moddalarga misol davriy jadvaldagi barcha elementlarni olish mumkin.

Murakkab moddalar molekulasi tarkibi har xil element atomlaridan tuzilgan. Bunday moddalar qatoriga KOH, H₂SO₄, H₂O, HCl, Al₂O₃ va boshqalar kiritiladi. Moddalar ikkiga bo'linadi: metallar va metallmaslar. Davriy jadvaldagi metall va metallmaslarni ajratish uchun 5 element bordan 85 element astatga diagonal o'tkazish kerak. Shu diagonalni pastidagi barcha elementlar va yuqorisidagi barcha qo'shimcha guruh elementlari metallar jumlasiga kiradi.

Barcha metallmaslarni agregat holatiga qarab uchga bo'lish mumkin: gazlar, suyuqliklar va qattiq moddalar. Gazlar davriy jadvalda o'ziga xos tartibda kelib, ularga N₂, H₂, O₂, F₂ va Cl₂ kiradi. VI11 guruh elementlari ham gazlarga kirib ular alohida guruhga joylashgan. Odatdagi holda metallmaslardan faqat brom suyuqlik holatida uchraydi. Qolgan barcha metallmaslar qattiq moddalardir.

Barcha gazlar V11 guruhning asosiy guruh elementlari ikki atomli molekular hosil qiladi: bularga N₂, H₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂ va At₂ kiradi.

Murakkab moddalar. Barcha murakkab moddalar to'rtga bo'linadi: oksidlar, kislotalar, asoslar va tuzlar kiradi.

Oksidlar molekulasi tarkibi ikki xil atomdan iborat bo'lib, ularning biri kisloroddan iborat. Oksidlarning umumiy formulasi R_xO_y. X va Y indeks deyiladi. Oksidlarni formulasi valentlik orqali indeks topish bilan chiqaziladi.

1 H 11 11 III 11 IV 11 V 11 VI 11 Y 11 11 8 2
R₂O, R₁O₁, R₂O₃, R₁O₂, R₂O₅, R₁O₃, R₂O₇, R₄O

Elementlarning valentligi

Kimyoviy birikmalar hosil qilishda atomlarning o'zaro bog'lanishlar soni valentlik deyiladi. Masalan vodorod doimiy 1 valentli kislorod ikki valentli va hokazo.

Asoslar. Metall va gidroksil guruhdan tashkil topgan murakkab moddalar asoslar deyiladi.

Asoslarning umumiy formulasi: Me(OH)_n n=1,2,3,4.

n metallning valentligi bo'lib 4 gacha qiymatlarni qabul qiladi.

Masalan, KOH, NaOH, RbOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂, Pb(OH)₂, Pb(OH)₄, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃, Mn(OH)₂, Mn(OH)₃, Mn(OH)₄

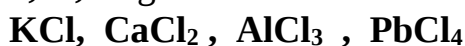
Quyida eng muhim va ko'p ishlatiladigan kislotalarning ro'yxati keltirilgan:

№	Kislotalarning formulasi va anhidridlari	Kislotalarning nomlanishi	Kislota qoldigi	Tuzlari
1	HCl	Xlorid kislota	Cl¹	NaCl
2	HBr	Bromid kislota	Br¹	KBr
3	HJ	Iodid kislota	I¹	NaI
4	HF	Ftorid kislota	F¹	CaF₂
5	HCN	Tsianid kislota	CN¹	KCN
6	HCNS	Rodanid kislota	CNS¹	NaCNS
7	H₂S	Sulfid kislota	Sⁿ	K₂S
8	HNO₂ N₂O₃	Nitrit kislota	NO₂¹	NaNO₂
9	HNO₃ N₂O₅	Nitrat kislota	NO₃¹	KNO₃
10	H₂SO₃ SO₂	Sulfit kislota	SO₃ⁿ	Na₂SO₃
11	H₂SO₄ SO₃	Sulfat kislota	SO₄ⁿ	Na₂SO₄
12	H₃PO₃ P₂O₃	Fosfit kislota	HPO₃ⁿ	Na₂HPO₃
13	H₃PO₄ P₂O₅	Ortofosfat kislota	PO₄^m	Na₃PO₄
14	HPO₃ P₂O₅	m- fosfat kislota	PO₃¹	KPO₃
15	H₄P₂O₇ P₂O₅	Difosfat kislota Pirofosfat kislota	P₂O₇^{1y}	Na₄P₂O₇
16	H₂CO₃ CO₂	Karbonat kislota	CO₃ⁿ	K₂CO₃
17	H₂SiO₃ SiO₂	m-silikat kislota	SiO₃ⁿ	Na₂SiO₃
17	H₄SiO₄ SiO₂	o-silikat kislota	SiO₄^{1y}	Na₂SiO₃
18	HCIO Cl₂O	Gipoxlorit kislota	ClO¹	NaClO
19	HCIO₂ Cl₂O₃	Xlorit kislota	ClO₂¹	KClO₂
20	HCIO₃ Cl₂O₅	Xlorat kislota	ClO₃¹	KClO₃
21	HCIO₄ Cl₂O₇	Perxlorat kislota	ClO₄¹	KClO₄
22	H₂CrO₄ CrO₃	Xromat kislota	CrO₄ⁿ	K₂CrO₄
23	H₂Cr₂O₇ CrO₃	Dixromat kislota	Cr₂O₇ⁿ	K₂Cr₂O₇
24	HMnO₄ Mn₂O₇	Permanganat kislota	MnO₄¹	NaMnO₄
25	H₂MnO₄ MnO₃	Manganat kislota	MnO₄ⁿ	K₂MnO₄
26	H₃BO₃ B₂O₃	Ortoborat kislota		
27	HBO₂ B₂O₃	Metaborat kislota	BO₂¹	KBO₂
28	H₂B₄O₇ B₂O₃	Tetraborat kislota	B₄O₇ⁿ	Na₂B₄O₇

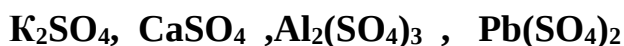
Kislotalar. Tarkibida vodorod atomi va kislota qoldig'i bo'lgan murakkab moddalar kislotalar deyiladi. Kislotalarning umumiy formulasi H_nR . R-kislotaning qoldigi. n-kislotaning asosligi.

Kislotalarni nomlashni, kislota qolgig'i valentligini va ularning grafik tuzilishini yaxshi bilish kerak. Kislotalarning nomi va kislota qoldig'ining valentligi yuqoridagi jadvalda keltirilgan.

Tuzlar. Metall atomlari va kislota qoldigidan tuzilgan murakkab moddalar tuzlar deyiladi. Tuzlarni kislotalardagi vodorod atomlarini metallga almashinishidan hosil bo'lgan mahsulotlar deyish mumkin. Masalan **HCl** dagi vodorod atomlari **K, Ca, Al, Pb** ga almasha:

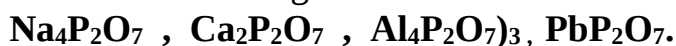


Xuddi shunday tuzlar sulfat kislota asosida hosil bo'lsa ular quyidagi formulaga ega bo'ladi:

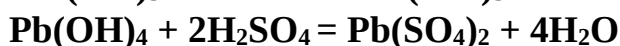
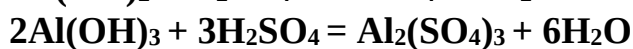
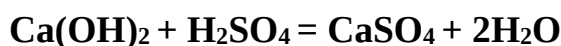
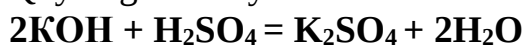


Ortofosfat kislota asosidagi shunday tuzlar formulasi: **Na₃PO₄, Ca₃(PO₄)₂, AlPO₄, Pb₃(PO₄)₄.**

Difosfat kislota shu metallar bilan hosil qilgan tuzlari quyidagicha:



Quyidagi reaksiyalardan tuzlarni hosil qilish reaksiyalarini yozing:

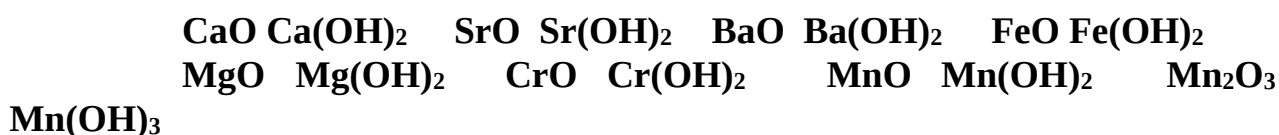


Shunday reaksiyalarni barcha kislotalar uchun yozib tuzlar hosil qiling. Masalan, **HNO₃, HClO₄, H₃PO₄, H₄P₂O₇** va **H₂S** kislotalarni yuqoridagi asoslar bilan tuzlar hosil qilishini yozib chiqib, reaksiyalarni tenglashtiring. Hosil bo'lgan tuzlarni grafik tuzilishini yozib ko'rsating.

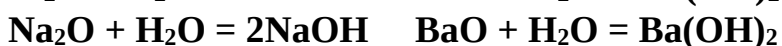
OKSIDLARNING SINFLANISHI, OLINISHI VA XOSSALARI

Oksidlar to'rt sinfga bo'linadi: asosli, kislotali, amfoter va betaraf oksidlar.

Oksidlariga asoslar to'g'ri keladigan birikmalar asosli oksidlar deyiladi. Asosli oksidlar barcha metallarning oksidlaridir. Har bir asosli oksidga asos to'g'ri keladi.



1 va 11 guruh asosiy guruh elementlari metallarining oksidlari **BeO** va **MgO** dan tashqari suv bilan ta'sirlashganda asoslar hosil bo'ladi:





BeO va **MgO** va boshqa ko'pgina metallarning oksidlari suv bilan ta'sirlashmaydi. Bunday metallarning gidroksidlari bilvosita usullar bilan ,ya'ni tuzlarga kuchli asoslar ta'sir ettirib olinadi.

Asosli oksidlar metallarga bevosita kislorod ta'sir ettirib hosil qilinadi:



Ba'zi metallarga kislorod ta'sir ettirilganda avval peroksidlar hosil bo'ladi:



So'ngra bu peroksidlarga metall ta'sir ettirilib oksidlarga aylantiriladi:



Tuzlarni yoki gidroksidlarni parchalash jarayonida ham asosli oksid hosil bo'ladi:

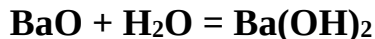


Murakkab moddalarni qizdirishda ham asosli oksidlar hosil boladi:

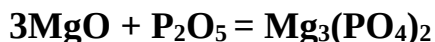
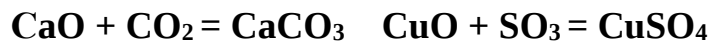


Asosli oksidlarning kimyoviy xossalari

Asosli oksidlar suvda eriganda asoslar hosil bo'ladi:



Asosli oksidlar kislotali oksidlar bilan ta'sirlashib tuzlar hosil qiladi:

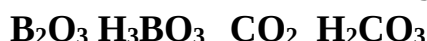


Asosli oksidlar kislotalar bilan ta'sirlashadi:



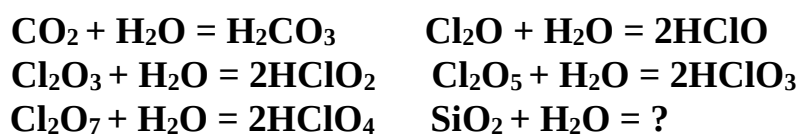
Kislotali oksidlar. Oksidlariga kislotalar to'g'ri keladigan oksidlar kislotali oksidlar deyiladi. Kislotali oksidlar metallmaslarning oksidlari va ba'zi bir metallarning yuqori valentli oksidlari ham kislotali oksidlar hisoblanadi (**CrO₃**; **Mn₂O₇** ;**MnO₃**).

Har bir kislotali oksidga kislota to'g'ri keladi:

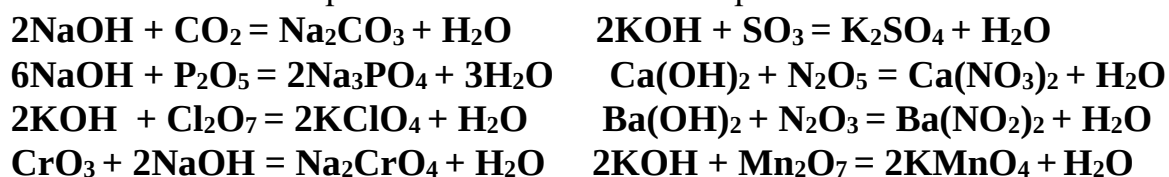


Odatda kislotali oksidlarni suv bilan o'zaro ta'siridan kislotalar hosil bo'ladi. Faqat kremniy(IV) oksidgina suv bilan o'zaro ta'sir etmaydi.





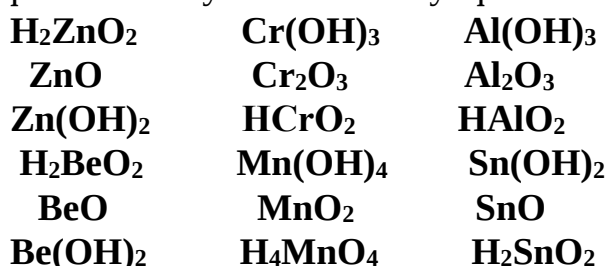
Kislotali oksidlar ishqorlar ta'sirida tuzlar hosil qiladi:



Ma'lum sharoitda kislotali oksidlar tuzlar bilan ta'sirlashadi:



Amfoter oksidlar. Amfoter oksidlar bir paytning o'zida ham kislota ham asos hosil qiladi. Bunday oksidlar ikki yoqlama xossaga ega.

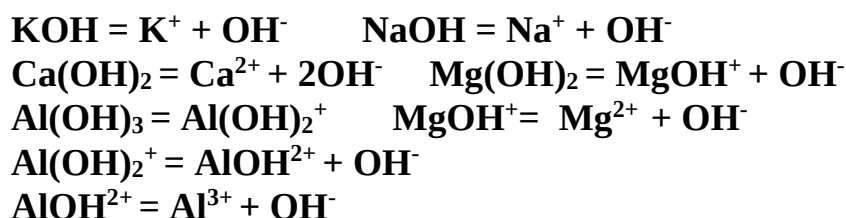


Amfoterlik xossalari SnO , PbO , GeO va MnO_2 da ham kuzatiladi. Amfoter oksidlar ham kislotalar bilan va ham asoslar bilan o'zaro ta'sirlashadi va mos kislotalarining tuzlarini hosil qiladi:

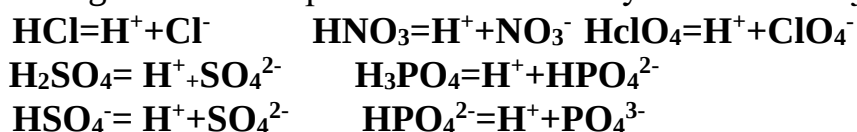


Betaraf oksidlar. Bunday oksidlar qatoriga indifferent, ya'ni tuz hosil qilmaydigan oksidlar kiradi. Ushbu oksidlar kislota ham asos ham hosil qilmaydi. Betaraf oksidlarga CO , NO , N_2O , SiO kabi oksidlar kiradi.

Asoslar. Elektrolit sifatida asoslarning dissosilanishida metall kationi va gidroksil anioni hosil bo'ladi. Agar asos ko'p kislotali bo'lsa dissotsilanish bosqichli boradi.



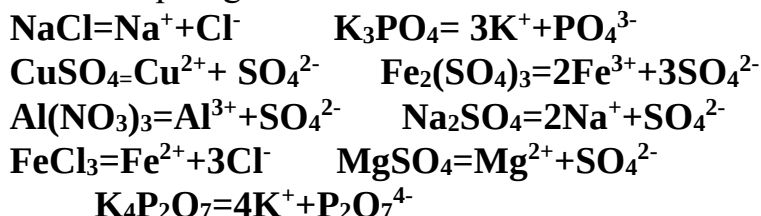
Kislotalar. Kislotalar eritmada dissotsilanib vodorod kationlarini hosil qiladi. Agar kislota ko'p asosli bo'lsa bunday dissotsilanish jarayoni bosqichli boradi:



Kislota eritmaları nordon ta'mli bo'lib ,lakmus indikatorini qizil rangga kirita-di. Fenolftalein indikatorı kislotalar ishtirokida o'z rangini o'zgartirmaydi.

Tuzlar. Tuzlar beshga bo'linadi: o'rta tuzlar, nordon tuzlar, asosli, qo'sh va kompleks tuzlar.

O'rta tuzlar tarkibiga ko'ra faqat metall atomi va kislota qoldig'idan tuzilgan. Ular to'la dissotsilanadi. Shuning uchun ular dissotsilanganda faqat metall kationlari va kislota qoldig'i anionlari hosil bo'ladi:



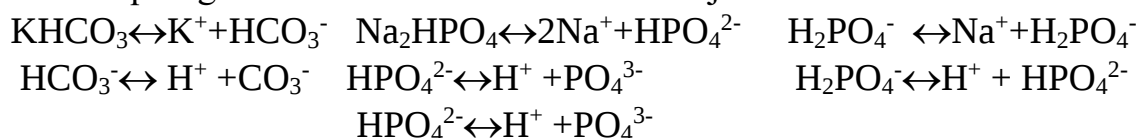
Nomlanishi. Nomlashda avval metall, keyin kislota qoldig'i aytiladi. CuSO_4 – mis(II) sulfati;

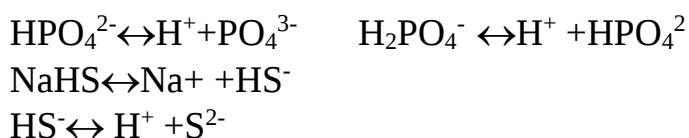
$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ – alyuminiy nitrati; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – temir(III) sulfati; $\text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – kaliy difosfati yoki kaliy pirofosfati; FeSO_4 – temir (II) sulfati va hokazo. Ba'zan tarixiy nomlashlar ham uchraydi. AgNO_3 kumush nitrat yoki lyapis; Na_2CO_3 – natriy karbonat yoki soda;

Nordon tuzlar. Bunday tuzlar tarkibida metall atomi, vodorod atomi va kislota qoldig'i bo'ladi. Nordon tuzlar ko'p asosli kislotalardan hosil qilinadi. Agar tuz hosil qilish uchun olingan kislota tarkibida faqat bitta vodorod atomi bo'lsa undan nordon tuz hosil bo'lmaydi. Nordon tuzlar quyidagi kislotalardan hosil bo'lishi mumkin:

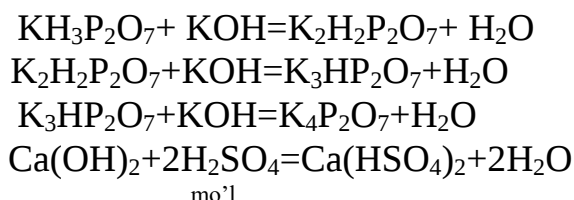
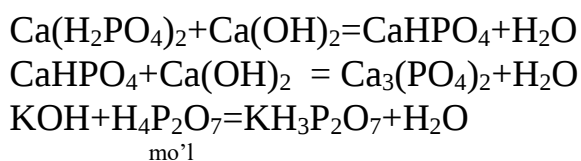
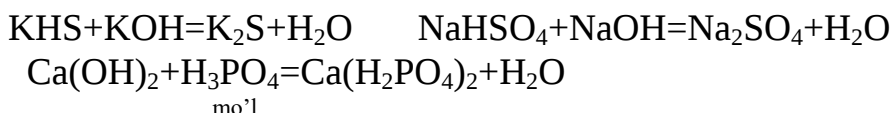
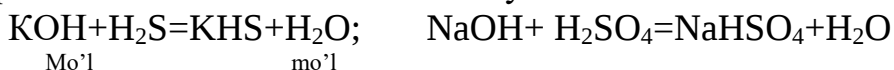
Kislotalar	Kislota Qoldig'i	Nordon tuzlar	tuzlarning nomlanishi
H_2CO_3	HCO_3^-	NaHCO_3	Natriy gidrokarbonat
H_2S	HS^-	KHS	Kaliy girosulfid
H_2SO_3	HSO_3^-	NaHSO_3	Natriy gidrosulfit
H_2SO_4	HSO_4^-	KHSO_4	Kaliy gidrosulfat
H_3PO_4	H_2PO_4^-	NaH_2PO_4	Natriy digidrofosfat
	HPO_4^{2-}	Na_2HPO_4	Natriy gidrofosfat
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7^-$	$\text{KH}_3\text{P}_2\text{O}_7$	Kaliy trigidrodifosfat
	$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$	kaliy digidrodifosfat
	$\text{HP}_2\text{O}_7^{3-}$	$\text{K}_3\text{HP}_2\text{O}_7$	kaliy gidrodifosfat

Nordon tuzlarning dissotsilanishi bosqichli boradi. Eritmada metall kationi, kislota qoldig'i anioni va vodorod kationi mavjud bo'ladi.





Nordon tuzlarning olinishi . Nordon tuzlarni olishda ko'p asosli kislotalarga kuchli asoslar ta'sir ettiriladi. Reaksiyada kislotalar mo'l miqdorda olinadi. Reaksiya bosqichli borib avval nordon tuzlar keyin esa o'rta tuzlar olinadi.



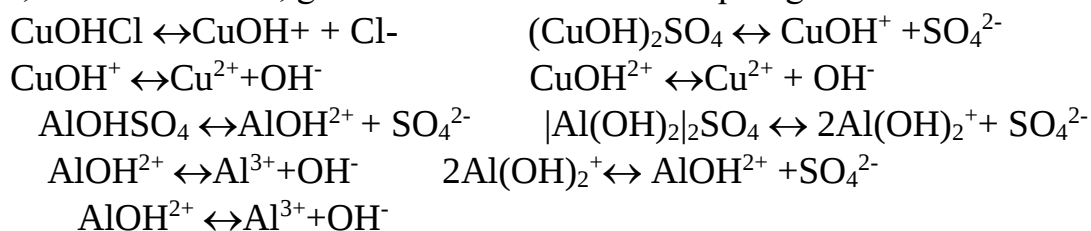
Nordon tuzlarni grafik formulasi yozish uchun shu tuz hosil qilgan kislota grafik formulasini yozib olish kerak. So'ngra kislota qoldig'ini aniqlash va uni asosida nordon tuzni grafik formulasini yozish kerak. Oxirida shu kislota qoldig'iga metall atomi qo'yiladi.

Asosli tuzlar. Bunday tuzlar tarkibida metall atomi, gidroksil guruhi va kislota qoldig'i bo'ladi. Asosli tuzlar bir kislotali asoslardan hosil bo'lmaydi. Ularni tarkibida metall atomi gidroksil guruhi va kislota qoldig'i mavjud bo'ladi. Bunday tuzlar quyidagi asoslardan olinishi mumkin:

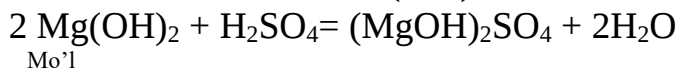
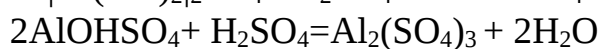
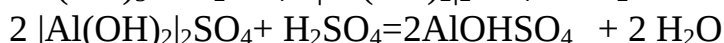
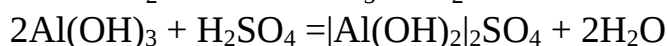
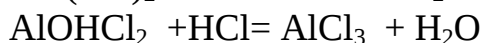
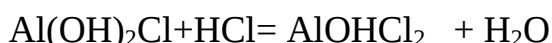
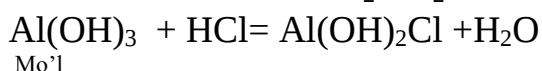
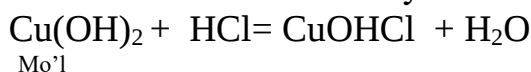
Asosli Tuzning	Asosli Qoldiq	Asosli tuz	nomlanishi
Mg(OH) ₂	MgOH ¹	MgOHCl	magniygidroksi xlorid
Cu(OH) ₂	CuOH ¹	CuOHNO ₃	misgidroksi(11) nitrat
Al(OH) ₃	Al(OH) ₂ ¹	Al(OH) ₂ NO ₃	alyuminiygidroksi nitrat
	AlOH ¹¹	AlOH(NO ₃) ₂	alyuminiygidroksi nitrat
		AlOHSO ₄	alyuminiygidroksi sulfat
		Al(OH) ₂ ₂ SO ₄	alyuminiydidroksisulfat
Cr(OH) ₃	Cr(OH) ₂ ¹	Cr(OH) ₂ NO ₃	xromdigidroksi(111) nitrat
	CrOH ¹¹	CrOH(NO ₃) ₂	xromdidroksi(111) nitrat
Fe(OH) ₃	Fe(OH) ₂ ¹	Fe(OH) ₂ ₂ SO ₄	temirdigidroksi(111) sulfat
	FeOH ¹¹	FeOHSO ₄	temirgidroksi(111) sulfat



Asosli tuzlarning dissotsilanishi. Bunday tuzlarning dissotsilanishi bosqichli borib ,metall kationlari, gidroksil anioni va kislota qoldig'i anioni hosil bo'ladi:



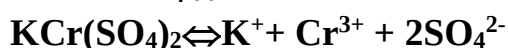
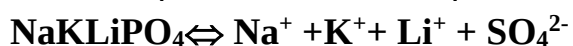
Asosli tuzlarning olinishi. Kuchsiz va ko'p negizli asoslarga kuchli kislotalar ta'sir ettiriladi va bu reaksiyalarda asoslar mo'l miqdorda olinadi:



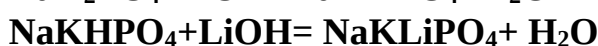
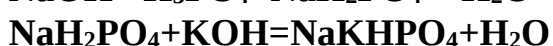
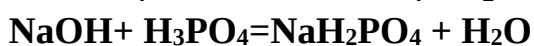
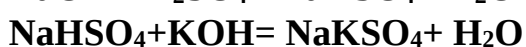
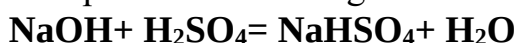
Qo'sh tuzlar. Tarkibida bir paytni o'zida ikkita har xil metall ushlab turadi. Qo'shaloq tuzlar ko'p asosli kislotalardagi vodorod atomlarini har xil metallarga almashinishi tufayli hosil bo'ladi.



Qo'sh tuzlar dissotsilanishida turli metall kationlari va kislota qoldig'i anioni hosil bo'ladi:



Olinishi. Ko'p asosli kislotalarga turli asoslarni bosqichli ta'sir etish kerak:



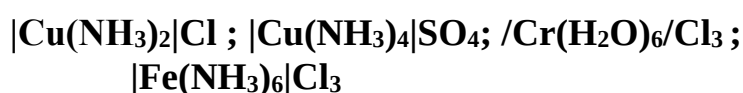
Kompleks birikmalar.Eritmada eriganda kompleks kation yoki kompleks anion hosil qiladigan murakkab moddalar kompleks birikmalar deyiladi.Kompleks birikmalarning hosil bo'lishida quyidagilarga e'tibor berish kerak:

1.Kompleks birikmalar tarkibida kompleks hosil qiluvchi ion mavjud bo'ladi.Kompleks hosil qiluvchi ion d-elementlar yoki metallar bo'ladi.

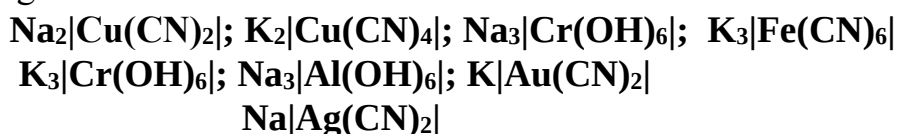
2.Kompleks hosil qiluvchi ion tarkibiga yopishgan neytral molekulalar yoki ionlar ligandlar deyiladi.Ligandlar neytral molekulalar (NH_3 yoki H_2O). Ba'zan kompleks hosil qiluvchi ionlarga kislota qoldiqlari va gidroksil guruhlari kirib ,ular anionlar(SO_4^{2-} ; NO_3^- ; CO_3^{2-} ; CN^- ; Cl^- ; OH^-) bo'lishi mumkin.

3.Kompleks hosil qiluvchi ionlar soni koordinasion son deyiladi.Kompleks hosil qiluvchi ion va ligandlar ichki sferani hosil qiladi.Ichki sferaga kirmagan ionlar tashqi sferada turadi.Ichki sferani zaryadi ligandni turiga qarab musbat yoki manfiy bo'lishi mumkin.

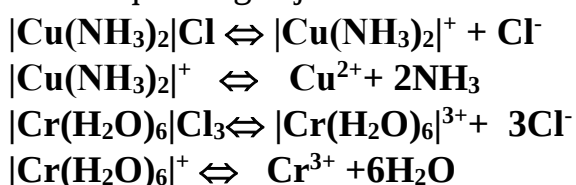
4. Agar ichki sferada neytral ligandlar tursa ichki sfera musbat zaryadga ega bo'ladi:



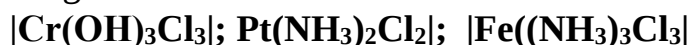
5.Agar ichki sferada anionlar tursa ,bunda ichki sfera zaryadi manfiy zaryadga ege bo'ladi:



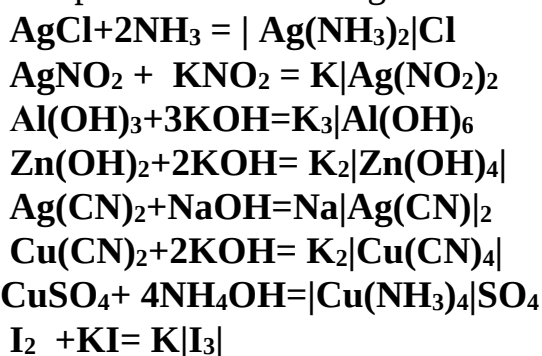
Kompleks birikmalar bosqichli dissotsilanadi.Birinchi galda ionlanish ichki va tashqi sferaga ajralish bilan boradi.



Ba'zi bir komplekslar ichki sferaga ega bo'lmaydi.ularning ichki sfera zaryadi nolga teng.



Kompleks birikmalarning olinishi turli kimyoviy jarayonlarda sodir bo'ladi:



Kompleks birikmalar hosil bo'lishida cho'kma tushadi. Ba'zan cho'kmalar eritmaga o'tadi.Ko'pincha bu reaksiyalarda rang o'zgarihi yaqqol ko'rinadi.

2 ma'ruza

KIMYOVIY REAKSIYALARNING ENERGETIKASI. ICHKI ENERGIYA. ENTALPIYA. GESS QONUNI. ENTROPIYA VA IZOBARIK-IZOTERMIK POTENTIAL.

Reja:

1. Termokimyo.
2. Termokimyoviy tenglamalar.
3. Gess qonuni.
4. Termokimyoviy hisoblashlar.
5. Izobar-izotermik potentsial.

Taynch so'zlar: Termokimyo, Gess qonuni, standart sharoitdagi moddalarning hosil bo'lish issiqligi, Moddalarning yonish issiqligi, ichki energiya, entalpiya, erkin Gibbs energiyasi, Gelmholtz energiyasi, kimyoviy jarayonlarning yo'nalishini aniqlash.

Ajratilgan vaqt - 2 soat.

Ma'ruzaning maqsadi: Talabalarni termokimyoning asosiy qonunlari bilan tanishtirish. Olingan bilimlar asosida kimyoviy reaksiyalarning borish yo'nalishini to'g'ri aniqlay bilish. Eng sodda termokimyoviy hisoblarni amalga oshirish.

Adabiyotlar:

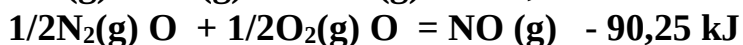
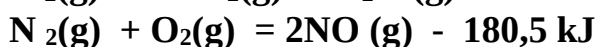
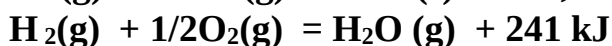
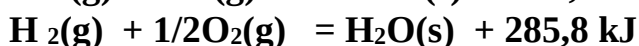
1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent, 2006, 390 b.
2. Ю.А. Ершов, Общая химия, М., Высшая школа, 2003 г. 390 с.
3. Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'ulotlar. Farmatsevtika institute talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R.To'xtayev va boshqalar, Toshkent, 2005. 368 b.
4. N.A.Parpiyev, A.G.Muftaqov, H.R.Rahimov, Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.
5. N.S.Axmetov, Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
6. E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
7. N.L.Glinka, Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
8. H.R.Rahimov, Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent, 2001. 244 b.

KIMYOVIY REAKSIYALARNING ENERGETIKASI VA YO'NALISHI

Barcha kimyoviy jarayonlar issiqlik chiqishi yoki yutilishi bilan ro'y beradi. Kimyoviy reaksiyalarda ajralib chiqadigan yoki yutiladigan issiqlik miqdori reaksiyaning issiqlik effekti deyiladi. Issiqlik chiqishi bilan boradigan reaksiyalar ekz-

otermik, issiqlik yutilishi bilan boradigan reaksiyalar endotermik reaksiyalar deyiladi.

Reaksiyalarning issiqlik effektlarini o'rganadigan bo'lim termokimyo deyiladi. Issiqlik effektlari ko'rsatilgan reaksiyalar termokimyoviy tenglamalar deb ataladi. Reaksiyaning issiqlik effekti moddalarning fazoviy holatiga, sharoitga bog'liq. Reaksiyalarning issiqlik effektlari bir xil standart sharoitda o'rganiladi. Standart sharoit deganda 298 K(25°C) harorat va 101,325 kPa bosim tushuniladi. Termokimyoviy tenglamalarda moddalarning agregat holatlari ko'rsatiladi, bunda kasrli koeffitsientlar ham ishlatish mumkin.



Termokimyoning asosi **G.I.Gess qonunidan** iborat bo'lib, u quyidagicha ta'riflanadi:

Reaksiyaning issiqlik effekti reaksiyada ishtirok etuvchi moddalarning boshlang'ich va oxirgi holatlarigagina bog'liq bo'lib, jarayonning qaysi usulda (soni va tabiatiga) olib borishga bog'liq emas.

Reaksiyaning issiqlik effekti sistema ichki energiyasi va entalpiyasi o'zgarishi natijasidir. Sistemaning ichki energiyasi uni barcha energiyalari yig'indisi bo'lib unga moddani tashkil etgan atom va molekulalarning ilgarilanma, aylanma harakatlari hamda yadro va elektronlarning energiyalari va hokazo barcha energiyalar yig'indisidan iborat. Ichki energiyaning mutloq qiymatini o'lchab bo'lmaydi, faqat uning o'zgarishi (ΔU) ni o'lchash mumkin. Termodinamikaning I qonuniga muvofiq sistemaning ichki energiyasi atrof muhit bilan issiqlik almashinuvi bo'lguniga qadar o'zgarmas bo'ladi. Agar sistemaga tashqaridan qo'shimcha issiqlik energiyasi (Q) berilsa, sistema bir holatdan ikkinchi holatga o'tadi. Yutilgan issiqlik miqdori sistema ichki energiyasining o'zgarishiga va tashqi kuchlarga qarshi bajarilgan ishning yig'indisiga teng bo'ladi:

$$Q = (Q_2 - Q_1) = \Delta U + A \quad \Delta U = U_2 - U_1$$

Bajarilgan ish esa, sistema bosimi doimiyligida $p = \text{const}$

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

$$Q_p = \Delta U + P(V_2 - V_1) = U_2 - U_1 + P(V_2 - V_1) = \\ = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1) = H_2 - H_1$$

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

$$U + PV = \Delta H$$

ΔH - kattalik entalpiya deb ataladi.

Entalpiyani kengaygan sistemaning energiyasi deyish mumkin. O'zgaras bosimda boradigan kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti sistema entalpiyasining o'zgarishiga teng.

O'zgaras hajmda boradigan jarayonlar uchun jismga beriladigan issiqlik miqdori uning ichki energiyasini o'zgarishiga sarf bo'ladi:

$$Q_v = H_2 - H_1 = \Delta H$$

$$Q_p = \Delta H$$

Ekzotermik jarayonlarda sistemaning ichki energiyasi va entalpiyasi kamayadi, shu sababli

$$\Delta U < 0; \quad \Delta H < 0 \text{ bo'ladi.}$$

Endotermik jarayonlarda esa sistemaning ichki energiyasi ortadi, shu sababli

$$\Delta U > 0; \quad \Delta H > 0.$$

TERMOKIMYOVIY HISOBLASHLAR

Termokimyoviy hisoblashlarda moddalarning standart hosil bo'lish issiqligi (entalpiyasi) tushunchasi ishlatiladi. Standart sharoitda 1 mol murakkab moddaning oddiy moddalardan hosil bo'lish reaksiyasining issiqlik effekti shu moddaning hosil bo'lish issiqligi ($\Delta H^\circ_{\text{h/b issiqligi}}$) deyiladi. Bunda moddaning agregat holatini ko'rsatishi zarur.

Masalan: $\text{H}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \quad \Delta H^\circ_{\text{h/b issiqligi}} = -286 \text{ kJ/mol}$

$\text{N}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H^\circ_{\text{x/b issiqligi}} = -241 \text{ kJ/mol}$

Oddiy moddalarning h/b issiqliklari nolga teng. Yuqorida ta'rif keltirilgan Gess qonunidan quyidagi xulosalar kelib chiqadi:

1) reaksiyaning issiqlik effekti reaksiya mahsulotlari h/b issiqliklari yig'indisidan dastlabki moddalarning h/b issiqliklari yig'indisining ayirmasiga teng.

$$\Delta H^\circ_{\text{reaksiya}} = \Delta H^\circ_{\text{h/b issiqligi.mah.}} - \Delta H^\circ_{\text{h/b issiqligi dast.moddalar}}$$

Misol: $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{k}) + 3\text{SO}_3(\text{g}) = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{k})$

Reaksiyaning issiqlik effektini hisoblang.

$$\Delta H^\circ_{\text{x/b issiqligi}} \text{Al}_2\text{O}_3(\text{k}) = -1675,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{x/b issiqligi}} \text{SO}_3 \text{ gaz} = -396,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{x/b issiqligi}} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = -3434,0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reaksiya}} = (\Delta H^\circ_{\text{h/b issiqligi}} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) - (\Delta H^\circ_{\text{x/b issiqligi}} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\Delta H^\circ_{\text{x/b issiqligi}} \text{SO}_3) = -3434 - [-1675,1 + 3(-396,1)] = -570,6 \text{ kJ/mol}$$

2) Kimyoviy reaksiyaning issiqlik effekti reaksiyaga kirishuvchi moddalar yonish issiqlik effektlari yig'indisidan reaksiya mahsulotlari yonish issiqlik effektlari yig'indisini ayirmasiga teng.

Yonish issiqligi deb 1 mol moddani oddiy oksidlarga yonishida ajraladigan issiqlik miqdori tushuniladi.

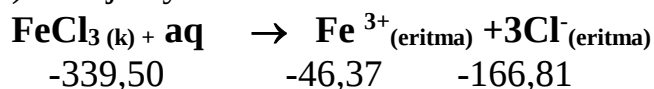
$$\Delta H^\circ_{\text{reaksiya}} = \Delta H^\circ_{\text{yonish is.dastl.moddalar}} - \Delta H^\circ_{\text{yonish iss.maxsulotlar}}$$

Kislota va asos reaksiyaga kirishib, 1 mol suv hosil bo'lishida ajralib chiqqan issiqlik miqdori neytrallanish issiqligi deyiladi. Kuchli kislota va kuchli asoslarning suyultirilgan eritmalari reaksiyaga kirishganda neytrallanish issiqligi standart sharoitda o'zgarmas qiymatga ega.



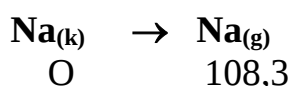
Ko'pdan ko'p moddalarning standart sharoitdagi hosil bo'lish va yonish issiqligi jadvallarda berilgan bo'ladi. Shu qiymatlar asosida juda ko'p jara'yonlarning issiqlik effektlarini hisoblash mumkin.

1) erish jarayoni



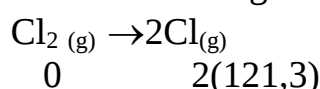
$$\Delta H^{\circ} = |(-46,37 + 3(-166,81)) - (-339,5)| = -147,30 \text{ kJ/mol}$$

2) fazaviy o'zgarishlar jara'yoni uchun



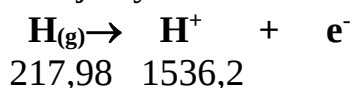
$$\Delta H^{\circ} = 108,3 - 0 = 108,3 \text{ kJ/mol}$$

3) Ikki atomli molekularlarning atomlarga parchalanish jarayoni uchun



$$\Delta H_{\text{dissotsilanish}} = 2(121,3) - 0 = 242,6 \text{ kJ/mol}$$

4) ionlanish jarayoni uchun



$$\Delta H_{\text{ionlanish}} = 1536,2 - 217,98 = 1318,22 \text{ kJ/mol}$$

ENTROPIYA. IZOBARIK-IZOTERMİK POTENSIAL

Mikrozarrachalarga betartib harakat xosdir. Faraz qilaylik, biriga azot ikkinchisiga kislorod to'latilgan ikki idish bir-biri bilan tutashtirilgan bo'lsin. Kran ochilsa, gazlar bir-biri bilan aralasha boshlaydi. Aralashish azot va kislorod ikkala idishda bir tekis taqsimlanguncha davom etadi. Bu jarayon hech qanday energiya o'zgarishisiz o'z o'zidan sodir bo'ladi. Lekin teskari jarayon ya'ni gazlarning qaytatdan kislorod va azotga ajralishi o'z-o'zidan sodir bo'lmaydi. Chunki gazlar aralashib ketganda ularning betartibligi katta bo'ladi, ajralgan holat esa tartibli holatdir.

Har qanday sistema o'zining betartibligini oshirishga intiladi. Tartibsizlikning miqdor o'lchovini belgilaydigan holat funktsiyasi entropiya deyiladi va S bilan belgilanadi. Moddaning entropiyasi moddaning shu holatda turish ehtimolligining logarifmiga to'g'ri proporsionaldir.

$$\Delta S = k \ln W$$

Bu tenglama Bolsman tenglamasi deyiladi. k - Bolsman doimiysi. W - shu holatning ehtimolligi.

Entropiyaning mutloq qiymatini o'lchab bo'lmaydi. Faqat sistema bir holatdan ikkinchi holatga o'tgandagi entropiya o'zgarishini o'lchash mumkin. Izolirlangan sistemada entropiyaning o'zgarishi ΔS quyidagi formula bilan ifodalanadi.

$$\Delta S = R \ln \frac{2 \text{ holatdagi tartibsizlik}}{1 \text{ holatdagi tartibsizlik}}$$

Entropiyaning o'lchov birligi - $\text{J/mol}\cdot\text{K}$.

Modda qattiq holatdan suyuq holatga, suyuq holatdan gaz holatga o'tganda uning entropiyasi ortadi. Bunda entropiya o'zgarishini:

$$\Delta S = \Delta Q/T \text{ formula bilan hisoblanadi.}$$

ΔQ – issiqlik miqdori o'zgarishi;

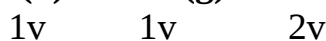
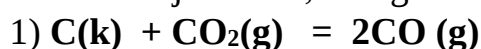
T - absolyut temperatura.

Misol: 1 mol muzning erishida entropiya o'zgarishini aniqlang. Q - muzning erish issiqligi, $6016,432 \text{ J/mol}$

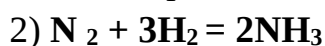
$$\Delta S = 6016,432/273,15 = 22 \text{ J/mol}$$

$$T = 273,15$$

Sistema hajmi ortsa, uning entropiyasi ortadi.



$$\Delta S_1 \quad \Delta S_2 \quad \Delta S_2 > \Delta S_1 \quad \text{demak, } \Delta S > 0$$

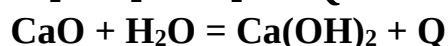
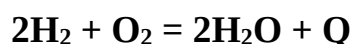


Sistemaning hajmi kamayyapti, ya'ni entropiyasi kamayayapti $\Delta S < 0$

3) Agar reaksiyada sistemaning hajmi o'zgarmasa, uning entropiyasi ham o'zgarmaydi.

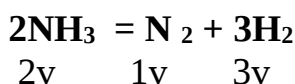


Kimyoviy jarayonlarning o'z-o'zidan sodir bo'lishiga ikki narsa ta'sir qiladi. 1-dan sistema o'zining energiyasini kamaytirishga intiladi. Zarrachalar o'zaro birikib yirik zarrachalar hosil qilishga intiladi. Chunki ko'p birikish reaksiyalari ekzotermik reaksiyalardir.



Bu reaksiyalar to'g'ri yo'nalishda boradi, chunki bunda sistemaning entalpiyasi kamayadi $\Delta S < 0$.

2-dan yirik zarrachalar parchalanishga intiladi, chunki bunda ularning entropiyasi ortadi.



Har ikkala faktorni reaksiya yo'nalishiga ta'sirini o'zida mujassamlashtirgan holat funksiyasi Gibbs energiyasi deb ataladi va ΔG harfi bilan belgilanadi. U entalpiya va entropiya bilan quyidagicha bog'langan:

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

Izobar-izotermik jarayonlarda Gibbs energiyasining o'zgarishi ΔG (izobar-izotermik potentsial)

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

formula bilan aniqlanadi.

$P = \text{const}$, $T = \text{const}$ bo'lganda kimyoviy reaksiyalar Gibbs energiyasi kamayadigan tarfaga o'z-o'zidan boradi.

- 1) $\Delta G < 0$ bo'lsa, reaksiya to'g'ri yo'nalishda boradi.
- 2) $\Delta G > 0$ bo'lsa, reaksiya to'g'ri yo'nalishda o'z-o'zidan bormaydi.
- 3) $\Delta G = 0$ bo'lsa, reaksiya kimyoviy muvozanat holatida bo'ladi.

Kimyoviy jarayonlarning o'z-o'zicha borishi quyidagi holatlarda sodir bo'lishi mumkin: a) agar jarayon ekzotermik bo'lsa

$\Delta H < 0$ bunda $\Delta G = -\Delta H - T \Delta S < 0$ chunki $T \Delta S$ doim 0 dan katta bo'ladi.

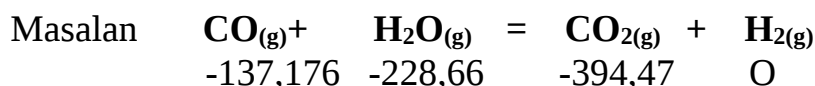
b) agar jarayon endotermik bo'lsa $\Delta H > 0$, lekin $|\Delta H| < T \Delta S$ bo'lganda

$\Delta G = \Delta H - T \Delta S < 0$ Entalpiyaning ortishi temperatura o'zgarishi bilan boshqariladi. Odatda bu jarayon gazlar ishtirokida amalga oshadi.

Agar $\Delta H > 0$, lekin $|\Delta H| > T \Delta S$ $\Delta G = -\Delta H - T \Delta S > 0$ izobar – izotermik potentsial qiymati noldan katta bunda jarayon o'z-ozicha amalga oshmaydi.

Standart sharoitda 1 mol moddani oddiy moddalardan hosil bo'lish standart Gibbs energiyasi $\Delta G^{\circ}_{h/b}$ bilan belgilanadi. Ayni jarayon uchun standart Gibbs energiyasini o'zgarishi mahsulotlarning standart Gibbs energiyalari yig'indisidan dastlabki moddalarning Gibbs energiyalari yig'indisini ayirmasiga teng bo'ladi.

$$\Delta G^{\circ}_{h/b} = \Delta G^{\circ}_{oh/b} \text{ mahsulotlar yig'indi} - \Delta G^{\circ}_{h/b} \text{ dastlabki moddalar yig'indi}$$



$$\Delta G^{\circ}_{h/b} = |(-394,47+0)-(-137,16+(-228,66))| = -28,634 \text{ kJ/mol}$$

$\Delta G^{\circ}_{h/b}$ ning qiymati jarayonning o'z-o'zicha borish ehtimolligini ko'rsatadi. Lekin jarayonning tez yoki sekin borishini baholashga imkon bermaydi.

3 -ma'ruza

KIMYOVIY REAKSIYALARNING TEZLIGI, TARTIBI MOLEKULARLIGI. AKTIVLANISH . ENERGIYASI. GOMOGEN VA GETEROGEN REAKTSIYALAR.

Ma'ruza rejasi:

1. Gomogen va geterogen reaksiyalar. Qaytar va qaytmas reaksiyalar.
2. Kimyoviy reaksiyalar tezligi. Tezlikka ta'sir qiluvchi faktorlar.
3. Kimyoviy reaksiya tezligiga konsentratsiyaning ta'siri. Massalar ta'siri qonuni.
4. Reaksiya tezligiga haroratning ta'siri. Vant-Goff qoidasi.
5. Faollanish energiyasi.
6. Kataliz.
7. Kimyoviy muvozanat.
8. Le-Shatele printsipi.

Tayanch so'zlar: kimyoviy reaksiyalarning tezligi, haqiqiy tezlik, gomogen va geterogen reaksiyalarning tezligi, reaksiya tezligining moddalar konsentratsiyasi, haroratga, katalizatorga bo'liqligi, oddiy va murakkab reaksiyalar, reaksiyalarning tartibi, Arrenius tenglamasi, faollanish energiyasi, kataliz, katalizatorlar, fermentlar, katalizatorning ta'sir qilish mexanizmi.

Ajratilgan soat -4 soat.

Ma'ruzaning maqsadi: talabalarni reaksiya tezligi va tezlikka ta'sir qiluvchi faktorlar bilan tanishtirish va dori moddalarning saqlanish muddatini aniqlashga o'rgatish.

Adabiyotlar:

1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent, 2006, 390 b.
2. Ю.А. Ершов, Общая химия, М., Высшая школа, 2003 г. 390 с.
3. Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'ulotlar. Farmatsevtika institute talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R.To'xtayev va boshqalar, Toshkent, 2005. 368 b.
4. N.A.Parpiyev, A.G.Muftaqov, H.R.Rahimov, Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.
5. N.S.Axmetov, Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
6. E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
7. N.L.Glinka, Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
8. H.R.Rahimov, Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent, 2001. 244 b.

KIMYOVIY REAKSIYALAR TEZLIGI

Kimyoviy reaksiyalar gomogen va geterogen reaksiyalarga bo'linadi. Gomogen reaksiyalar bir jinsli muhitda boradi (masalan gaz fazada yoki eritmada). Geterogen reaksiyalar har xil fazalarda boradi (masalan qattiq va suyuq, qattiq va gaz, suyuq va gaz).

Kimyoviy reaksiyalarning tezligi deganda hajm birligida vaqt birligi ichida sodir bo'ladigan to'qnashishlar soniga aytiladi. Reaksiya tezligi odatda reaksiyaga kirishayotgan yoki hosil bo'layotgan moddalardan birortasining konsentratsiyasini vaqt birligi ichida o'zgarishi bilan xarakterlanadi.

Reaksiyaning tezligi to'g'risida sistemaning biror-bir xossasi o'zgarishi (elektr o'tkazuvchanligi, rangi, bosimi, spektri) bilan fikr yuritish mumkin. Agar t_1 vaqtdan t_2 vaqtgacha reaksiyaga kirishuvchi moddalardan birortasining konsentratsiyasi S_1 dan S_2 ga o'zgarsa, t_1 dan t_2 gacha bo'lgan vaqt oralig'ida reaksiyaning o'rtacha tezligi :

$$V = \pm \frac{S_2 - S_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta S}{\Delta t} \quad \text{formula bilan ifodalanadi.}$$

Reaksiya tezligi musbat ishorali bo'lishi kerak. Shu sababli, reaksiyaga kirishayotgan modda konsentratsiyasi vaqt o'tishi bilan kamayib borganligi uchun konsentratsiya o'zgarishi manfiy qiymat bilan olinadi. Reaksiya davomida moddalarning konsentratsiyasi beto'xtov o'zgarganligi uchun reaksiyaning ayni vaqtdagi tezligini, ya'ni haqiqiy tezligini bilish ahamiyatga ega. Haqiqiy tezlik formulasi:

$$V = \pm \frac{dC}{dt}$$

Agar reaksiya tezligi reaksiya mahsulotlari konsentratsiyasini o'zgarishi bilan aniqlansa, hosilaning oldiga (+) ishora qo'yiladi.

Reaksiyaga kirishuvchi modda konsentratsiyasining vaqt birligi ichida o'zgarish grafigi

Har bir vaqtdagi haqiqiy tezlik shu nuqtadan o'tkazilgan urinmaning absissa o'qi bilan hosil qilgan burchagi tangensiga teng.

$$V = \operatorname{tg} \alpha$$

Kimyoviy reaksiyaning tezligi moddalarning tabiatiga, ularning konsentratsiyasiga, haroratga, katalizatorga bog'liq.

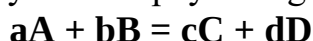
Reaksiya tezligiga konsentratsiyaning ta'sir etishiga sabab shuki, moddalar orasida o'zaro ta'sir hosil bo'lishi uchun reaksiyaga kirishayotgan moddalarning zararchalari bir-biri bilan to'qnashadi. Lekin to'qnashishlarning hammasi ham

kimyoviy reaksiyaga olib kelavermaydi, barcha to'qnashishlarning oz qismigina reaksiyaga olib keladi.

Vaqt birligi ichida ro'y beradigan to'qnashishlarning soni o'zaro to'qnashayotgan zarrachalarning kontsentrasiyalariga proporsional bo'ladi.

Bu son qanchalik katta bo'lsa, moddalar orasidagi o'zaro ta'sir shunchalik kuchli bo'ladi, ya'ni kimyoviy reaksiya shunchalik tez boradi. Reaksiya tezligiga kontsentrasiyaning ta'siri massalar ta'siri qonunida o'z ifodasini topgan.

Massalar ta'siri qonuni. 1867 yilda norvegiyalik olimlar Guldberg va Vaage-lar tomonidan ta'riflangan: "Kimyoviy reaksiya tezligi reaksiyaga kirishuvchi moddalar kontsentrasiyalari ko'paytmasiga to'g'ri proporsional".



reaksiya uchun

$$V = k [A]^a [B]^b$$

V -reaksiya tezligi; [A] ;[B] - reaksiyaga kirishuvchi moddalar konsentrasiyasi; k- proporsionallik koefitsientlari bo'lib, tezlik konstantasi deb ataladi.

Tezlik konstantasi reaksiyaga kirishuvchi moddalar kontsenrasiyalari 1 ga teng bo'lgan paytdagi reaksiyaning tezligini ko'rsatadi. Tezlik konstantasining qiymati moddalarning tabiatiga, haroratga, katalizatorga bog'liq bo'lib, ularning kontsen-trasiyalariga bog'liq emas.

Reaksiya tezligiga haroratning ta'siri. Kimyoviy reaksiya sodir bo'lishi uchun molekulalar bir-biri bilan to'qnashishlari kerak. Lekin har bir to'qnashish ham reaksiyaga olib kelavermaydi. Masalan, vodorod va kislorod aralashmasi uzoq vaqt saqlanganda ham ular orasida sezilarli reaksiya sodir bo'lmaydi. Reaksiya sodir bo'lishi uchun dastlabki moddalar molekulalaridagi atomlar orasidagi bog' bo'shashishi yoki uzilishi darkor. Buning uchun molekulalar ma'lum energiyaga egabo'lishlari lozim.

Molekulaning reaksiya sodir bo'lishi uchun zarur bo'lgan energiya qiymatiga faollanish energiyasi E_a deyiladi. Bunday energiyaga ega bo'lgan molekulalar faol molekulalar deyiladi. Harorat ortishi bilan faol molekulalar soni ortadi, shu sababli reaksiya tezlashadi. Reaksiya tezligining haroratga bog'liqligi Vant-Goff qoidasi bi-lan ifodalanadi: "Harorat har 10°C ga oshirilganda reaksiya tezligi 2-4 marta tezlashadi".

$$V_{t2}/V_{t1} = \gamma t_2^{-t_1/10}$$

V_{t2} va V_{t1} - t_2 va t_1 haroratdagi reaktsiya tezligi;

t_2 ; t_1 - haroratlari;

γ - reaktsiyaning harorat koefitsienti.

Reaksiya tezlik konstantasining harorat va faollanish energiyasiga bog'liqligi Ar-renius tenglamasi bilan ifodalanadi.

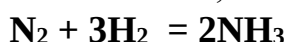
$$K = Ae^{-E_a/R/T}$$

E_a - faollanish energiyasi;

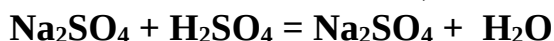
A - doimiy son;
 e - natural logarifm asosi (2,31);
 R - universal gaz doimiysi (8,31 j/mol K);
 T - mutloq harorat, K.

Faollanish energiyasi qancha kichik, harorat qancha yuqori bo'lsa, reaksiya shuncha tezlashadi. Faollanish energiyasi kichik bo'lgan reaksiyalarning ($E_0 < 40$ kJ/mol) tezligi juda katta bo'ladi. Bunga misol qilib eritmalarda ionlar orasida boradigan reaksiyalarni keltirish mumkin.

Faollanish energiyasi katta ($E_0 > 120$ kJ/mol) bo'lgan reaksiyalarning tezligi juda kichik bo'ladi. Masalan, oddiy sharoitda azot va vodorod o'rtasidagi reaksiya:

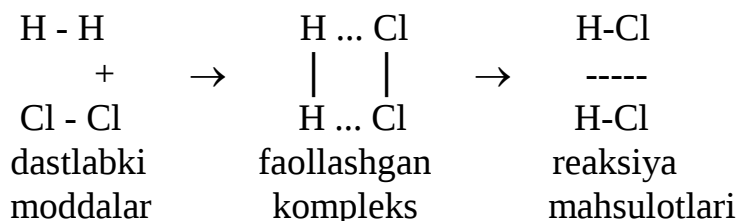


Agar faollanish energiyasining qiymati o'rtacha ($40 < E < 120$ kJ/mol) bo'lsa, bu reaksiyalar o'rtacha tezlikda borib, ularning tezliklarini oson o'lchash mumkin.



Reaksiya modda molekulasidagi atomlar orasidagi bog'ning bo'shashishi yoki uzilishi hisobiga boshlanadi. Bunda oraliq faollangan kompleks hosil bo'ladi. Bu oraliq kompleks faollanish energiyasini yutish hisobiga boshlanadi. Faollashgan kompleks beqaror bo'lib, tezda parchalanadi va reaksiya mahsulotlari hosil bo'ladi.

Bunda energiya ajralib chiqadi. Buni quyidagicha tasvirlash mumkin.



Faollanish energiyasining ahamiyati katta bo'lib, u o'z-o'zidan borishi mumkin bo'lgan ($\Delta G < 0$) reaksiyalarni to'xtatishi mumkin, ya'ni ular yo'lida to'siq bo'ladi.

Reaksiyalarning molekulyarligi va tartibi

Kimyoviy reaksiyada ishtirok etayotgan molekular soni reaksiyaning molekulyarligini belgilaydi. Kimyoviy reaksiyalar molekulyarligi bo'yicha monomolekulyar, bimolekulyar va tri molekulyar reaksiyalarga bo'linadi. Uchtadan ortiq zarrachalarning bir paytni o'zida to'qnashishi deyarli sodir bo'lmaydi.

Massalar ta'sir qonunini qo'llaganda reaksiya konsentraciyaning nechanchi darajasiga bog'liqligini ko'rsatuvchi son reaksiyaning tartibini ko'rsatadi.

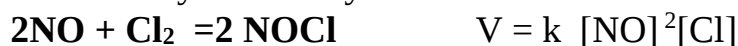
Bir molekulyarli reaksiyalar:



Ikki molekulyarli reaksiyalar:



Uch molekulyarli reaksiyalar:

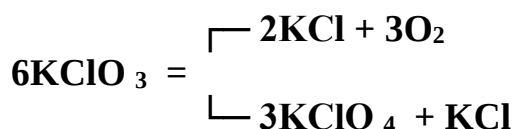


Reaksiyaning molekulyarligi va tartibi o'zaro, agar reaksiyaga kirishuvchi moddalardan biri juda ko'p miqdorda olinsa (masalan saxarozaning gidrolizi) va faqat bir moddaning konsentrasiyasi o'zgarsa molekulyarlik va tartib mos kelmaydi. Hatto nolinchi tartibli reaksiyalar ham uchraydi. Ularda kimyoviy reaksiya konsentrasiyaga bog'liq bo'lmaydi.

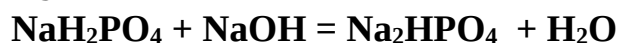
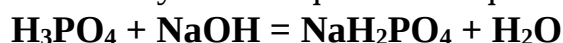
Kimyoviy reaksiyalarni oddiy va murakkab reaksiyalarga bo'lish mumkin. Agar reaksiya faqat bir bosqichda borsa, oddiy reaksiya deyiladi. Parchalanish reaksiyalari oddiy reaksiyalarga misol bo'ladi.

Ko'pchilik reaksiyalar murakkab reaksiyalar bo'lib, ular bir necha bosqichda sodir bo'ladi. Murakkab reaksiyalar parallel, ketma-ket, tutash, zanjir reaksiyalarga bo'linadi.

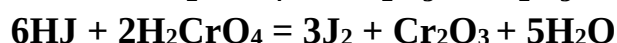
Parallel reaksiyalar bir vaqtning o'zida bir necha yo'nalishda boradi.



Ketma-ket reaksiyalar bosqichma-bosqich boradi:

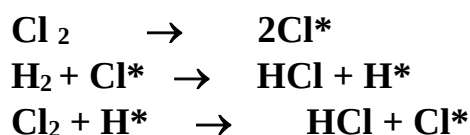


Tutash reaksiyalarda ikki reaksiyadan biri ikkinchisining borishini ta'minlaydi. Masalan: HJ bilan H_2CrO_4 o'zaro reaksiyaga kirishmaydi. Lekin ularga ozroq FeO qo'shilsa, FeO oksidlanishi bilan birga HJ ham oson oksidlanadi.



Zanjir reaksiyalar bir-biri bilan ulangan ketma-ket, parallel, tutash reaksiyalar tizimidan tashkil topgan hamda erkin radikallar ishtirokida boradigan bosqichlardan iborat reaksiyalardir.

Vodorod va xloridan vodorod xlorid hosil bo'lish reaksiyasi eng oddiy zanjir reaksiyaga misol bo'ladi.

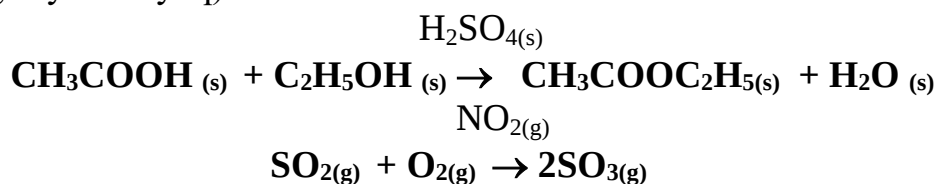


KATALIZ

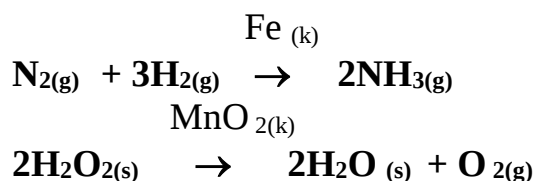
Kimyoviy reaksiyalarning tezligi na faqat konsentrasiya va haroratning ortishi bilan emas balki katalizator qo'shish bilan ham ortadi. Kimyoviy reaksiyaning tezligini oshirib, o'zi reaksiya mahsulotlari tarkibiga kirmaydigan moddalar kataliza-

torlar deyiladi. Katalizator ishtirokida reaksiyaning tezligini ortishi kataliz deyiladi. Kataliz 3 xil bo'ladi: 1) gomogen, 2) geterogen, 3) fermentativ.

Gomogen katalizda katalizator va reaksiyaga kirishuvchi moddalar bitta fazada (gaz yoki suyuq) bo'ladi. Masalan:

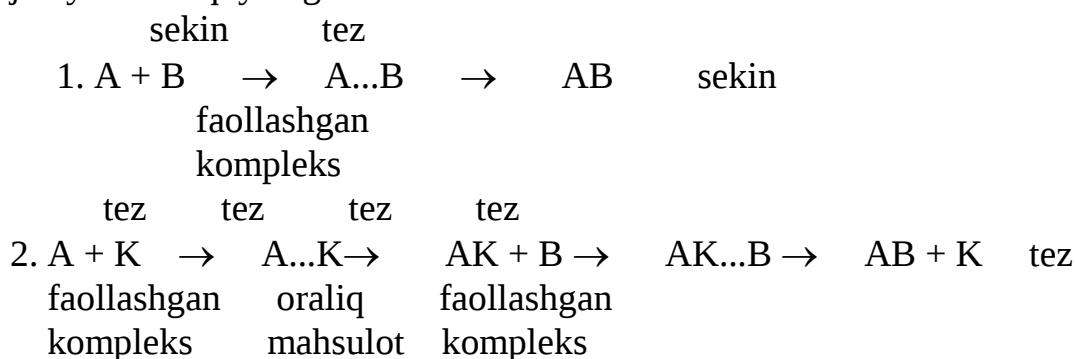


Geterogen katalizda katalizator va reaksiyaga kirishuvchi moddalar turli xil fazalarda bo'ladi. Masalan:



Fermentlar biologik katalizatorlar bo'lib, organizmda modda almashinuvida sodir bo'ladigan turli reaksiyalarni boshqarib turadi. Fermentlar reaksiyaning borish sharoitiga ya'ni harorat, bosim, eritma muhiti (pH)ning ta'siriga juda sezgirdir. Kishi organizmida fermentlar ishtirokida 10 000 dan ortiq turli biokimyoviy reaksiyalar sodir bo'ladi. Organizmda saxarozaning oksidlanishi fermentlar ishtirokida million marta tezlashadi. Hozirgi vaqtda pepsin, tripsin, ribonukleaza, ureaza kabi ko'plab fermentlar kristall holda ajratib olingan.

Katalizator ta'sirining mohiyati shundaki u faollanish energiya sini kamaytiradi, natijada reaksiya tezligi keskin ortadi. Masalan A va B moddalar orasidagi reaksiya tezligi kichik, chunki faollanish energiyasi (E_a) katta. Agar katalizator ishlatilsa, u reaksiyaga kirishuvchi moddalardan birortasi bilan oraliq birikma hosil qiladi. reaksiyalarning faollanish energiyalari kichik, shu sababli reaksiya tezlashadi. Bu jarayonlarni quyidagi tasvirlash mumkin:



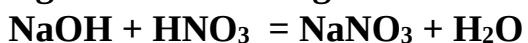
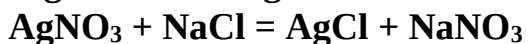
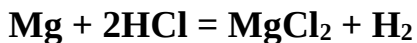
Katalizator reaksiyaning issiqlik effektini o'zgartirmaydi. To'g'ri va teskari reaksiyalarni bir xilda tezlashtirib kimyoviy muvozanat hosil bo'lishini tezlashtiradi.

4- maruza

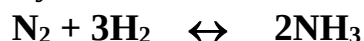
KIMYOVIY MUVOZANAT. QAYTAR VA QAYTMAS REAKTSIYALAR. LE-SHATELE PRINSIPI.

Tayanc so'zlar: qaytar va qaytmas reaksiyalar, kimyoviy muvozanat, muvozanat konstantasi, Le-Shatele printsipli, muvozanatni surish. Kimyoviy reaksiyalarning mexanizmi.

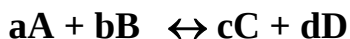
Barcha kimyoviy reaksiyalarni ikkiga **qaytar va qaytmas** reaksiyalarga bo'lish mumkin. Faqat bir yo'nalishda boradigan reaksiyalar qaytmas reaksiyalar deyiladi. Reaksiya natijasida ko'p miqdorda issiqlik ajralib chiqsa, gaz modda, cho'kma yoki oz dissotsilanadigan moddalar hosil bo'lsa, bunday reaksiyalar amalda qaytmas bo'ladi:



Bir vaqtning o'zida ikki qarama-qarshi yo'nalishda boradigan reaksiyalar qaytar reaksiyalar deyiladi. Misol:



Reaksiya boshlangan paytda to'g'ri reaksiyaning tezligi katta, teskari reaksiyaning tezligi kichik bo'ladi. Vaqt o'tishi bilan to'g'ri reaksiyaning tezligi kamayib teskari reaksiyaning tezligi ortib boradi. Ma'lum vaqtdan so'ng har ikkala reaksiya tezliklari tezlashadi.



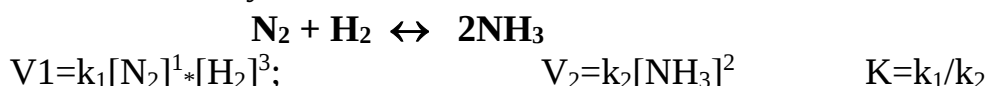
reaksiya uchun tezlikning o'zgarishi grafigi

$$V_1 = k_1[A]^a[B]^b \quad V_2 = k_2[C]^c[D]^d \quad V_1 = V_2$$

$$K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

To'g'ri va teskari reaksiyalar tezliklari tenglashgan holat kimyoviy muvozanat deyiladi. Moddalarning muvozanat vaqtidagi konsentrasiyalari muvozanat

konsentrasiysasi deyiladi. Yuqoridagi ammiak hosil bo'lishi reaksiyasi uchun to'g'ri va teskari reaksiyalar



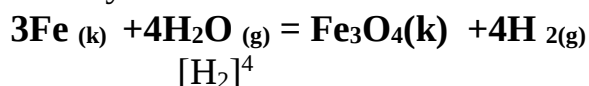
$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2]^1[\text{H}_2]^3}$$

K - muvozanat konstantasi.

Muvozanat holatida reaksiya mahsulotlari konsentratsiyalari ko'paytmasining dastlabki moddalar konsentratsiyalari ko'paytmasiga nisbati doimiy son bo'lib, muvozanat konstantasi deyiladi.

Muvozanat konstantasi moddalarning tabiatiga, haroratga bog'liq bo'lib, konsentratsiyaga, bosimga va katalizatorga bo'liq emas.

Geterogen reaksiyalarda qattiq moddalar konsentratsiyasi muvozanat konstantasi ifodasiga kirmaydi.



$$K = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

Kimyoviy reaksiyalarning muvozanat konstantasi asosida izobarik izotermik potensial hisoblanishi mumkin.

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K$$

Ko'rinib turibdiki, ΔG° qiymati kichik bo'lishi uchun K katta qiymatga ega bo'lishi kerak. Demak, muvozanat jarayonida mahsulotlarning muvozanat konsentratsiyalari ko'p bo'lsa izobar izotermik potensial kichik qiymatga ega bo'ladi. ΔG° ning musbat qiymatlariga muvozanat holatining dastlabki moddalarning konsentratsiyalari yuqori bo'lgan holati mos keladi.

Le-Shatele printsipi. Muvozanatda turgan sistemaga biror bir ta'sir ko'rsatilsa, muvozanat buziladi va ma'lum vaqtdan so'ng yangi muvozanat qaror topadi. Bu jarayon muvozanatning siljishi deyiladi.

Muvozanatni qay tarafga siljishini Le-Shatele printsipi aniqlab beradi: Muvozanatda turgan sistemaga biron-bir tashqi ta'sir ko'rsatilsa, muvozanat shu ta'sirni kamaytiruvchi reaksiyaning borishi tarafga siljiydi.



Ushbu reaksiyada azot, vodorod konsentratsiyalarining oshishi hamda ammiak konsentratsiyasini kamayishi muvozanatni o'ngga ammiak hosil bo'lishi tarafga siljishiga olib keladi. Aksincha azot yoki vodorod konsentratsiyasini kamaytirish hamda ammiak konsentratsiyasini oshirish muvozanatni chap tarafga siljitadi.

Harorat oshganda muvozanat endotermik reaksiyaning borishi tarafga ya'ni ammiakning parchalanishi tarafga siljiydi. Bosim oshganda esa, muvozanat gaz

modda molekulalari son kamayadigan tarafga ya'ni ammiak hosil bo'lishi tarafga siljiydi.

Kimyoviy reaksiyalarning mexanizmi

Ta'sirlashuvchi moddalarning tabiatiga va sharoitga ko'ra kimyoviy reaksiyalarda **atomlar, molekulalar, radikallar va ionlar** ishtirok etadi.

Erkin radikallar molekulalarning parchalanishidan hosil bo'lgan qismlardan iborat bo'ladi. Masalan, $\cdot\text{OH}$ (H_2O molekulasining qismi), $\cdot\text{NH}_2$ (NH_3 molekulasining qismi), $\cdot\text{HS}$ (H_2S dan hosil bo'lgan), Erkin radikallarga erkin atomlar ham kiradi.

Erkin radikallarning reaksiya qobiliyati juda yuqori, lekin ular ishtirok etadigan reaksiyalarning aktivlanish energiyasi kichik (0-40 kJ/mol).

Erkin radikallar hosil bo'lishi qizdirish, yoritish, yadroviy nurlanish, mexanik ta'sirlar hamda elektr razryadlari ta'siri natijasida yuzaga keladi.

Ionlar ishtirokida ketadigan reaksiyalarning aktivlanish energiyasi 0-80 kJ/mol ni tashkil etadi.

Molekulalar ishtirokida ketadigan reaksiyalarning faollanish energiyasi juda yuqori bo'ladi. Masalan, H_2 hosil bo'lish reaksiyasining aktivlanish energiyasi 150 kJ/mol ga teng.

5- ma'ruza

ERITMALAR.ERIGAN MODDA KONSENTRATSIASINING IFODALANISHI.GAZLARNING SYUQLIKLARDA ERU VCHANLIGI.GENRI, DALTON, SECHENEV QONUNLARI.

Reja

- 1) Eritmalar
- 2) Kontsentrasiyani ifodalash usullari
- 3) Gidratlar va kristallogidratlar
- 4) Qattiq, suyuq va gaz moddalarning eruvchanligi
- 5) Osmos hodisasi va osmotik bosim
- 6) Raul qonunlari

Tayanch so'zlar: erituvchi/erigan modda, eritma, eruvchanlik, ritmalar kontsentratsiyasi. Molyar, normal, foiz, molyal kontsentratsiya. Molyar qism. Qattiq, gaz, syuqliklarning erishi. Gidratatsiya, kristallogidratlar, Genri, Dalton, sechenev qonunlari.

Adabiyotlar:

1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent, 2006, 390 b.
2. Ю.А. Ершов, Общая химия, М., Высшая школа, 2003 г. 390 с.
3. Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'ulotlar. Farmatsevtika institute talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R.To'xtayev va boshqalar, Toshkent, 2005. 368 b.
4. N.A.Parpiyev, A.G.Muftaqov, H.R.Rahimov, Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.
5. N.S.Axmetov, Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
6. E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
7. N.L.Glinka, Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
8. H.R.Rahimov, Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent, 2001. 244 b.

Ikki va undan ortiq komponentlardan va ularning o'zaro ta'sir

mahsulotlaridan tashkil topgan gomogen sistemaga eritma deyiladi. Eritmalar tirik organizmlar hayotida muhim ahamiyatga ega. Masalan qon, limfa, va so'lak syuqliklari eritmalaridir. Eritmalar kimyoviy birikmalar va oddiy mexanik aralashmalar o'rtasida oraliq holatni egallaydilar.

Eritmalar kimyoviy birikmalarga o'xshash bir jinsli ya'ni gomogen bo'ladi. Erish jarayoni kimyoviy reaksiyaga o'xshash issiqlik yutilishi yoki chiqishi bilan ro'y beradi. Eritmalar kimyoviy birikmalardan farq qilib tarkibi o'zgaruvchan bo'lib, ham erituvchi ham erigan modda xossalarini namoyon qiladi. Erigan

moddani erituvchidan fizikaviy usulda ajratib olish mumkin. Bu xossalari bilan eritma mexanik aralashmaga o'xshaydi.

Eritmaning yoki erituvchining hajm yoki massa birligida erigan modda miqdoriga kontsentratsiya deyiladi.

Eritmada erigan modda miqdori ko'p bo'lsa, bunday eritma kontsentrlangan, oz bo'lsa, suyultirilgan eritma deyiladi. Kontsentratsiyani ifodalashning bir necha usullari mavjud.

1. Eritgan modda massasining eritmaning umumiy massasiga nisbati erigan moddaning massa ulushi deyiladi.

$$w = \frac{m_1}{m_2} \quad w \% = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100\%$$

$$m_2 = m_1 + m_0$$

w - erigan modda massa ulushi

m_1 - erigan modda massasi, g

m_2 - eritmaning massasi, g

m_0 - erituvchining massasi, g.

2. Bir litr eritmada erigan modda miqdoriga molyar kontsentratsiya deyiladi.

$$C = \frac{n}{V} \quad \text{yoki} \quad C = \frac{m}{M V}$$

C - molyar kontsentratsiya,

m - erigan modda massasi, g

M - erigan modda molyar massasi, g/mol

n - erigan modda miqdori, mol.

0,5 M NaOH – bu ifoda molyar kontsentratsiyasi 0,5 mol/l bo'lgan natriy gidroksid eritmasi ekanligini bildiradi.

3. Bir kilogramm erituvchida erigan modda miqdoriga molyal kontsentratsiya deyiladi.

$$C_m = \frac{n}{m_0} \quad C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot q}$$

C_m - molyal kontsentratsiya, mol/kg

m_0 - erituvchi massasi, kg

m - erigan modda massasi, g

M - erigan modda molyar massasi, g/mol

q - erituvchi massasi, g

n - erigan modda miqdori, mol.

4. Bir litr eritmada erigan modda ekvivalent miqdoriga normal (ekvivalentning molyar) kontsentratsiya deyiladi.

$$C_n = \frac{m}{E \cdot V} \quad E - \text{erigan moddaning ekvivalent massasi, g/mol.}$$

0,5n H₂SO₄ - bu ibora bir litrda 0,5 ekvivalent miqdor (24,5g) H₂SO₄ bo'lgan eritmani ifodalaydi

5. Eritmaning moddaning molyar ulushi deb, erigan modda miqdorining eritmada-gi barcha moddalar miqdorlari yig'indisiga nisbatiga aytiladi.

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_o} \quad N_o = \frac{n_o}{n_1 + n_o}$$

N₁ - erigan modda molyar ulushi,

N₀ - erituvchining molyar ulushi,

n₁ - erigan modda miqdori, mol,

n_o - erituvchi miqdori, mol.

6. Bir millilitr eritmada erigan modda grammlar soniga titr deyiladi.

$$T = \frac{C_n E}{1000} \quad \text{yoki} \quad T = \frac{C_m M}{1000}$$

Eritmaning hajmi, zichligi va massasi quyidagicha o'zaro bog'liq:

$$m = \delta \cdot V$$

m - eritma massasi, g

V - eritma hajmi, ml

δ - eritma zichligi, g/ml.

Agar eritmaning zichligi, massa ulushi ma'lum bo'lsa, uning konsentratsiya-larini quyidagi formulalar yordamida aniqlash mumkin.

$$C_m = \frac{w \% \delta 10}{M} \quad C_n = \frac{w \% \delta 10}{E}$$

$$C_m = \frac{w \% \delta 1000}{M (100 - w\%)}$$

Dorixonalarda massa ulushlari ma'lum bo'lgan ikkita eritmada ma'lum mi-qdor uchinchi massa ulushli eritmani tayyorlash uchun aralashtirish qoidasi ish-latiladi. Bu qoidaga binoan birinchi ustunga mavjud ikkita eritmaning massa ulushlari yoziladi. Tayyorlashimiz lozim bo'lgan uchinchi eritmaning massa ulushi mavjud eritmalar massa ulushlari qiymatlari orasida bo'lishi shart, ya'ni

$w_1 > w_2 > w_3$. 2-ustunga tayyorlanishi kerak bolgan eritmaning massa ulushi (w_2) yoziladi.

3-ustunga esa, diagonal bo'yicha massa ulushlari orasigi farq yoziladi. Ho'sil bo'lgan sonlar 1- va 2- eritmalarini qanday nisbatda aralashtirganda 3- eritma hosil bo'lishini ko'rsatadi.

$$\begin{array}{ccc} w_1 & & w_3 - w_2 \\ & w_2 & \\ w_3 & & w_1 - w_2 \end{array}$$

Misol: 360g 5%-li natriy xlorid eritmasini tayyorlash uchun 20%li va 2%li eritmalaridan necha grammdan olish kerak?

$$\begin{array}{ccc} \text{Echish: } 20 & 5-2=3 & 3x (20\%) \quad 18x = 360g. \\ & 5 & \\ & 2 & 20-5=15 \quad 15x (2\%) \quad x = 20g. \end{array}$$

20% li eritma massasi: $3x = 3 \cdot 5 \cdot 0,20 = 60g$

2% li eritma massasi: $15x = 15 \cdot 5 \cdot 0,02 = 300g$

ERUVCHANLIK

Ayni haroratda ma'lum erituvchida erishi mumkin bo'lgan modda miqdori eruvchanlik deyiladi. Biror bir erituvchida moddanong erishi o'z-o'zicha borib , bunda $\Delta G < 0$, shuning uchun jara'yon o'z-o'zicha boradi.

20 °C da 100 g erituvchida 10 g ortiq modda erisa bu modda yaxshi eriydigan hisoblanadi. Xuddi shu sharoitda 0,01 – 1,0 g atrofida erisa qiyin eriydigan hisoblanadi.

Agar shu sharoitda 0,01 g dan kam erisa amaliy jihatdan erimaydigan hisoblanadi. Umuman erimaydigan modda bo'lmaydi.

Ko'p qattiq moddalarning eruvchanligi temperatura ortishi bilan ortadi. Shuning uchun temperaturaning pasayishi eruvchanlikni kamayishiga va harorat kamaygan sari kristallanishga olib keladi.

GIDRATLAR VA KRISTALLOGIDRATLAR

Erish jarayoni murakkab fizik-kimyoviy jarayondir. Erigan modda molekullari bilan erituvchi molekulalarining oza'ro ta'sirini solvatlanish deyiladi. Bu ta'sirlanish mahsulotlari esa solvatlar deyiladi. Agar erituvchi suv bo'lsa, bu jarayon gidratlanish, mahsulot esa gidratlar deyiladi.

Erituvchi va erigan modda tabiatiga bog'liq holda solvatlarning hosil bo'lishi turlicha bo'lishi mumkin. Masalan: eriydigan modda ion tuzilishli (NaCl), erituvchi esa qutbli tuzilishli (H₂O) bo'lsa, erish jarayonini quyidagicha tasvirlash mumkin.



Erituvchi molekullari bilan ion o'rtasida donor-aktseptor ta'sirlashuv bo'lishi mumkin. Masalan:



Spirtning suvda erishida esa dipol-dipol ta'sirlashuv kuzatiladi.

Qattiq moddaning erish jarayonini ikkita jarayonlarning yig'indisi deb qarash mumkin. Birinchisi qattiq moddaning molekullarga yoki ionlarga parchalanishi. Bu jarayon endotermik bo'lib, issiqlik yutish bilan boradi. Ikkinchisi - molekula yoki ionlarning suv bilan ta'sirlashib gidratlar hosil qilishi. Bu jarayon ekzotermik bo'lib issiqlik ajralib chiqishi bilan boradi. Qaysi jarayonning ulushi kataligiga qarab, qattiq modda eriganda issiqlik yutilishi yoki chiqishi mumkin. Ba'zi qattiq moddalar (KOH, NaOH) eriganda issiqlik chiqadi. Ba'zilari (NH_4NO_3 , NH_4Cl) eriganda esa issiqlik yutiladi.

Gidratlar beqaror moddalar bo'lib, oson parchalanadi. Eritmalar bug'latilganda, ular parchalanib, erigan modda ajralib chiqadi. Ba'zan gidratlar birmuncha barqaror bo'lib, suv qattiq modda tarkibiga kiradi. Bunday moddalarni kristallogidratlar deb, kristallogidrat tarkibidagi suvni esa kristallizatsiya suvi deb ataladi.

Masalan: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - mis kuporosi

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ - kristall soda

$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ - taxir tuz

Moddalarning u yoki bu erituvchida erish xossasiga eruvchanlik deyiladi. Eruvchanlik avvalambor erituvchi va eriydigan moddalar tabiatiga bog'liq. Masalan, natriy xlorid suvda yaxshi eriydi, lekin benzolda erimaydi. Yog' esa suvda erimaydi, lekin benzolda yaxshi eriydi. Eruvchanlik haroratga va bosimga bog'liq.

Agar modda shu eritmada ortiqcha erimasa, bunday eritma to'yingan eritma deyiladi. Agar modda eritmada yana erisa, bu eritma to'yingan eritma deyiladi. To'yingan eritmada cho'kma bilan eritma o'rtasida muvozanat qaror topadi. To'yingan eritmani cho'kmasidan ajratib olib, ozgina bug'latib yoki biroz sovutib o'ta to'yingan eritma olish mumkin. O'ta to'yingan eritmada erigan modda miqdori to'yingan eritmadagidan ko'proq bo'ladi. O'ta to'yingan eritma beqaror bo'lib, chayqatilgandayoq ortiqcha erigan modda darrov cho'kmaga tushadi.

Eruvchanlik 100g erituvchida erib, to'yingan eritma hosil qiladigan moddaning grammlar soni bilan o'lchanadi.

Suyuq moddalarning suvda eruvchanligi turlicha. Ba'zi suyuqliklar masalan: spirt, glitserin suvda cheksiz eriydi. Ba'zilari esa ma'lum miqdorda eriydi. Masalan - fenol sovuq suvda oz eriydi.

Harorat ko'tarilganda uning eruvchanligi ortadi. 66,45° C dan yuqori haroratda esa uning eruvchanligi cheksiz bo'ladi. Bu haroratni kritik erish harorati deyiladi.

Qattiq va suyuq moddalarning eruvchanligiga bosim ta'sir etmaydi, chunki ularning hajmi bosim ta'sirida deyarli o'zgarmaydi.

Harorat ko'tarilshi bilan gazlarning eruvchanligi kamayadi, chunki gazlarning erish jarayoni ekzotermik jarayondir. Gazlar eruvchanligining bosimga bo'liqligi

Genri qonuni bilan ifodalanadi: **O'zgarmas haroratda gazlarning eruvchanligi uning bosimiga to'g'ri proporsional.**

$$C = k \cdot P$$

C - gazning eruvchanligi,

k - Genri doimiysi,

P - gazning bosimi.

Genri-Dalton qonuni: . Agar biron suyuqlikda gazlarning aralashmasi erisa, har bir alohida gazning eruvchanligi shu gazning partsial bosimiga to'g'ri proporsional.

Sechenov qonuni: . Eritmada elektrolitning konsentratsiyasi ortishi bilan gazning unda eruvchanligi kamayadi.

$$N = N_0 e^{-kc}$$

N - gazning toza erituvchida eruvchanligi,

N₀ - gazning elektrolit eritmasida eruvchanligi.

6- ma'ruza.

ERITMALARNING FIZIKO-KIMYOVIY XOSSALARI.

VANT-GOFF,RAUL QONUNLARI,IZOTONIK KOEFFITSIENT.

OSMOTIK BOSIM. ELEKTROLITIK DISSOTSILANISH NAZARIYASI.

IONLI TENGLAMALAR.

Turli konsentrasiyalik ikki eritmani o'zaro aralashtirilsa, diffuziya jarayoni oqibatida ma'lum vaqtdan so'ng ularning konsentrasiyasi tenglashadi.

Agar turli konsentrasiyalik ikki eritma o'rtasiga yarim o'tkazgich parda qo'yilsa, diffuziya asosan bir yo'nalishda ruy beradi. Yarim o'tkazgich parda tirqishlari nihoyatda kichik bo'lib undan faqat erituvchi molekulalarigina o'ta oladi, erigan modda molekulalari esa o'ta olmaydi. Erituvchi molekulalari asosan konsentrasiyasi kam eritmadan konsentrasiyasi ko'p eritmaga o'tadi. Natijada konsentrasiyasi yuqori eritmaning sathi balandlashib, konsentrasiyasi oz eritmaning sathi pasayadi.

Erituvchi molekulalarining yarim o'tkazgich parda orqali bir tomonlama diffuziyasiga osmos deyiladi. Osmos hodisasini to'xtatish uchun yuqori konsentrasiyalik eritmaga berilishi zarur bo'lgan bosim osmotik bosim deyiladi.

Osmos hodisasini o'rganib, **Vant-Goff** quyidagi qonunni kashf etdi: Eritgan modda gaz holatida bo'lib, eritma hajmiga teng hajmni egallaganda hosil qiladigan bosimi shu eritmaning osmotik bosimiga teng bo'ladi.

$$P = CRT$$

P- osmotik bosim, kPa

C - molyar konsentratsiya, mol/l

R - gaz doimiysi 8,31

T - mutloq harorat.

Osmotik bosim erigan modda molyar konsentrasiyasiga to'g'ri proporsional.

Noma'lum modda eritmasining osmotik bosimini o'lchab, uning molyar massasini aniqlash mumkin:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} \qquad P = \frac{mRT}{M \cdot V}$$
$$M = \frac{mRT}{P \cdot V}$$

Osmos hodisasi o'simlik va tirik organizmlar hayotida muhim rol o'ynaydi. Osmotik bosimlari teng bo'lgan eritmalarni izotonik eritmalar deb, osmotik bosimi yuqori eritmalarni gipertonik, past bo'lgan eritmalarni esa gipotonik eritma deb ataladi.

RAUL QONUNLARI

Agar suvda uchuvchan bo'lmagan, qattiq moddalarni eritilsa, (glyukoza, saxaroza, mochevina) eritma ustidagi to'yingan bug' bosimi toza erituvchi usti-

dagi to'yingan bug' bosimidan har doim kichik bo'ladi. **1887 yilda fransuz olimi Raul** quyidagi qonunlarni kashf etdi.

I - qonun: Suyultirilgan eritmalarida eritma to'yingan bug' bosimining nisbiy pasayishi erigan modda molyar ulushiga teng.

$$P_o > P \quad \Delta P = P_o - P$$

$$\frac{P_o - P}{P_o} = N_1 \quad \begin{array}{l} P_o - \text{erituvchining to'yingan bug' bosimi} \\ P - \text{eritmaning to'yingan bug' bosimi} \end{array}$$

$$N_1 = \frac{n_1}{n_o + n_1} \quad N_1 - \text{erigan moddaning molyar ulushi}$$

Ma'lumki eritmaning muzlash harorati toza erituvchinikidan yuqori bo'ladi.

_II - qonun: . Eritma muzlash haroratining pasayishi erigan modda molyal kontsentrasiyasiga to'g'ri proporsional.

$$\Delta t_{\text{muz}} = k \cdot C_m \quad \Delta t_{\text{muz}} = t^o_{\text{muz}} - t_{\text{muz}}$$

t^o_{muz} - toza erituvchining muzlash harorati
 t_{muz} - eritmaning muzlash harorati
 Δt_{muz} - muzlash haroratining pasayishi
 C_m - molyal kontsentrasiya, mol/kg
 k - krioskopik doimiylik, grad.kg/mol.

k ning fizik ma'nosi shundaki, u kontsentrasiyasi 1 mol/kg bo'lgan eritma muzlash haroratining pasayishini ko'rsatadi.

Har qanday suyuqlik uning to'yingan bug' bosimi tashqi bosimga teng bo'lganda qaynaydi.

Eritma qaynash haroratining ortishi erigan modda molyal kontsenratsiyasiga to'g'ri proporsionaldir.

$$\Delta t_{\text{qay}} = E \cdot C_m \quad \Delta t_{\text{qay}} = t_{\text{qay}} - t^o_{\text{qay}}$$

t_{qay} - eritmaning qaynash harorati
 t^o_{qay} - toza erituvchining qaynash harorati
 Δt_{qay} - qaynash haroratining ortishi
 E - ebullioskopik doimiylik, grad.kg/mol.

Krioskopik va ebullioskopik doimiylar faqat erituvchi tabiatigagina bog'liq kataliklardir. Suv uchun $K = 1,86$; $E = 0,52$.

benzol uchun $K = 5,12$; $E = 2,57$.

Eritma muzlash haroratining pasayishini yoki qaynash haroratining ortishini o'lchab, noma'lum erigan moddaning molekulyar massasini aniqlash mumkin.

$$\Delta t_{\text{muz}} = K \cdot C_m ; \quad \Delta t_{\text{muz}} = \frac{K n}{M}$$

$$M = \frac{K \cdot m \cdot 1000}{\Delta t_{\text{muz}} \cdot q};$$

$$M = \frac{E \cdot m \cdot 1000}{\Delta t_{\text{qay}} \cdot q}$$

Eritmaning eritmadagi zarrachalar soniga bog'liq xossalari ya'ni osmotik bosimi, muzlash va qaynash haroratlarining o'zgarishi uning kolligativ xossalari deyiladi.

Vant-Goff va Raul qonunlari faqat noelektrolit moddalarning eritmalarigagina qo'llaniladi. Agar eritma elektrolit moddaniki bo'lsa, elektrolitning dissotsi-
alanishi natijasida zarrachalarning soni ortadi. Shu sababli elektrolit eritmasining osmotik bosimi, muzlash va qaynash haroratlarining o'zgarishi shunday konsen-
trasiyali noelektrolit modda eritmasinikidan yuqori bo'ladi. Yqoridagi formulalar-
ni elektrolitlar eritmasiga qo'llash uchun **Vant-Goff izotonik koeffitsientni** ki-
ritdi.

$$P = iCRT \quad \Delta t_{\text{muz}} = i K C_m \quad \Delta t_{\text{qay}} = i E C_m$$

Izotonik koeffitsient elektrolit eritmasining osmotik bosimi, muzlash va qaynash haroratlarining o'zgarishi teng konsentratsiyali noelektrolitnikidan necha marta katta ekanligini ko'rsatadi.

$$i = \frac{\Delta P_{\text{taj}}}{\Delta P_{\text{naz}}} = \frac{\Delta t_{\text{muz taj}}}{\Delta t_{\text{muz naz}}} = \frac{\Delta t_{\text{qay taj}}}{\Delta t_{\text{qay naz}}}$$

$$I = 1 + \alpha(m - 1)$$

α -disotsilanish darajasi;

m- har bir molekuladan ionlarning hosil bo'lish soni

7- ma'ruza.

KUCHLI VA KUCHSIZ ELEKTROLITLAR. OSTVALDNING SUYLTIRISH QONUNI. QIYIN ERIYDIGAN TUZLARNING ERUVCHANLIK KO'PAYTMASI. SUVNING ION RO'PAYTMASI VA PH.

Reja:

- 1.Arrenius nazariyasi;
- 2.Gitratasiya;
3. Dissotsiyanlanish darajasi;
- 4.Kuchli va kuchsiz elektrolitlar;
- 5.Eruvchanlik ko'paytmasi.
6. Ionlar muvozanatini surish.
- 7.Suvning ion ko'paytmasi.Vodorod ko'rsatkich.

Tayanch so'zlar:Arrenius nazariyasi, dissotsiyanlanish darajasi, kuchli va kuchsiz elektrolitlar, eruvchanlik ko'paytmasi,ionlar muvozanati,suvning ion ko'paytmasi, vodorod ko'rsatkich. Kislota va asoslar zamonaviy tassavurlar.

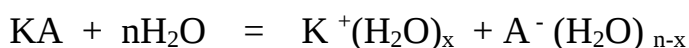
Adabiyotlar:

1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent,2006,390 b.
 - 2.Ю.А. Ершов,Общая химия,М., Высшая школа,2003 г. 390 с.
 - 3.Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'ulotlar.Farmatsevtika institute talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov,R.Aristanbekov, H.R.To'xtayev va boshqalar, Toshkent,2005. 368 b.
 - 4.N.A.Parpiyev,A.G.Muftaqov,H.R.Rahimov , Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.
 - 5.N.S.Axmetov,Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
 - 6.E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
 - 7.N.L.Glinka,Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
 8. H.R.Rahimov , Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
 9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent,2001.244 b.
- Bu nazariyani 1887 yilda shved olimi S.Arrenius yaratgan. Uning mohiyati quyidagilardan iborat:
1. Elektrolitlar suvda eriganda musbat va manfiy zaryadli ionlarga ajraladi. Bu jarayonni elektrolitik dissotsiatsiya deb ataladi.
 2. Elektr toki ta'sirida musbat zaryadli ionlar katodga, manfiy zaryadli ionlar anodga tortiladi. Shu sababli ularni mos ravishda kationlar va anionlar deb ataladi.
 3. Dissotsiatsiya qaytar jarayondir.

Eritmasi yoki suyuqlanmasi elektr tokini o'tkazadigan moddalarni elektrolitlar deyiladi. Elektrolitlarga tuzlar, kislotalar, asoslarning suvdagi eritmalari kiradi.

Eritmasi elektr tokini o'tkazmaydigan moddalarni noelektrolitlar deyiladi. Noelektrolitlarga kislorod, oltingugurt, spirt, mochevina kabi moddalarning suvdagi eritmalari kiradi.

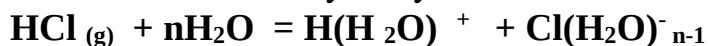
Arrenius nazariyasining kamchiligi shundaki, u erituvchi va erigan modda zarrachalarining o'zaro ta'sirlashuvini hisobga olmaydi. Vaholanki, eritmada ionlar erkin holda emas, balki gidratlangan holda bo'ladi.



Masalan vodorod ioni eritmada gidroksoniy ioni holida bo'lishi aniqlangan.



Akseptor donor gidroksoniy ioni qutbli kovalent bog'lanishli moddalar molekularidagi atomlar orasidagi bog' qutbli suv molekulari ta'sirida bo'shashadi va dissotsiatsiya ro'y beradi.



Erituvchining ionlar orasidagi tortishuv kuchini susaytirish xossasiga dielektrik o'tkazuvchanlik deyiladi. Dielektrik shu muhitda zaryadlar orasidagi tortishuv kuchi vakuumdagiga nisbatan necha marta kuchsiz ekanligini ko'rsatadi. Kulon qonuniga binoan e_1 va e_2 zaryadlar orasidagi masofa r bo'lsa, ular orasidagi tortishuv kuchi Q quyidagicha aniqlanadi.

$$Q = \frac{e_1 * e_2}{E * r^2}$$

E - erituvchining dielektrik doimiyligi.

Formuladan ko'rinib turibdiki, E qancha katta bo'lsa, tortishuv kuchi shuncha kichik bo'ladi. Suvning dielektrik doimiyligi eng katta ($E = 81$ suv uchun).

DISSOTSIYALANISH DARAJASI

Ionlarga ajralgan molekularlar sonining umumiy molekularlar soniga nisbati dissotsiyalanish darajasi deyiladi.

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

α - dissotsiyalanish darajasi; n -ionlarga ajralgan molekular soni;
 N - umumiy molekular soni.

Kuchli elektrolitlar eritmasida molekularlar ionlarga to'la dissotsiyalangan. Ularda α ning qiymati 30 % dan yuqori bo'ladi. kuchli elektrolitlarga:

- 1) kuchli kislotalar HCl, HBr, HJ, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄, HMnO₄, H₂CrO₄, H₂Cr₂O₇ lar kiradi;
- 2) kuchli asoslarga 1 va 11 guruh metallarining asoslari olnishi mumkin Be(OH)₂ va Mg(OH)₂ dan tashqari;
- 3) barcha suvda eruvchan tuzlar ham kuchli elektrolitlarga kiradi.

Kuchsiz elektrolitlar uchun dissotsiylanish darajasi 3% dan kam qiymatga ega bo'ladi. Kuchsiz elektrolitlarga:

1. Barcha organik kislotalar(R-COOH) va asoslar (R-NH₂; R₂NH ;R₃N);
2. kuchsiz asoslar (1 va 11 guruh asosiy guruhi metallaridan boshqa barcha metallar gidroksidlari;
3. ba'zi anorganik kislotalar : H₂S,HNO₂, H₂SiO₃, H₂CO₃, HClO, HCN, H₂SO₃ olish mumkin.

Dissotsiylanish jarayoni eritma konsentrasiyasi,elektrolit tabiatiga va temperaturaga bog'liq.

Dissotsiylanish jarayonini dissotsiylanish konstantasi bilan tasniflash mumkin.

$$\text{HNO}_2 = \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$$

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

[H⁺] va [NO₂⁻]- ionlarning molyar konsentrasiyasi;
[HNO₂] dissotsiylanmagan ionlarning konsentrasiysi.

K elektrolit tabiati va temperaturaga bog'liq. K qiymati qancha kichik bo'lsa elektrolit kuchsiz hisolanadi.

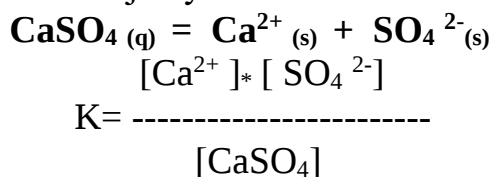
Agar [H⁺] = α·C ; [NO₂⁻] = α·C; [HNO₂] = (1- α)·C

$$K = \frac{\alpha \cdot C \alpha \cdot C}{(1 - \alpha) \cdot C} = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}; \quad K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$$

Bu tenglama Ostvaldning suyultirish qonuni deyiladi. α qanchalik katta bo'lsa K ning qiymati ham shuncha yuqori bo'ladi. Juda kuchsiz elektrolitlar uchun 1 - α = 1 bo'lsa, K= α²·C qiymatga teng bo'ladi.

ERUVCHANLIK KO'PAYTMASI

Agar qattiq moddaning suvda erishi kuzatilsa va qattiq modda yomon erisa bu holatda ham erish jarayoni muvozanatda sodir bo'ladi.



Kasrning maxrajidagi K· [CaSO₄] = K¹ o'zgarmas qiymat bo'lib uni EK eruvchanlik ko'paytmasi deyiladi. EK- haroratga bog'liq bolgan kattalik.

$$EK = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 2,25 \cdot 10^{-4}$$

Juda ko'p moddalar uchun EK qiymati berilgan va u moddalarning eruvchanligini baholashda ahamiyatga ega.

IONLAR MUVOZANATINI SURISH

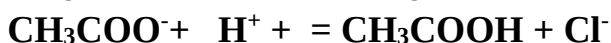
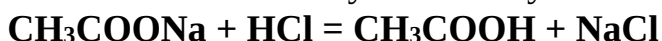
Ionlar orasidagi reaksiyalar doimo muvozanatda bo'ladi. Bu muvozanat suriluvchi muvozanatdir.



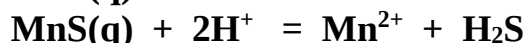
Agar shu eritmaga asetat natriy qo'shilsa muvozanat ionlar hosil bo'lish tarafiga qarab suriladi.

Eritmaga kuchsiz elektroliti bilan bir xil ionga ega bo'lgan elektrolit qo'shilsa muvozanat kuchsiz elektrolitning dissotsiylanish darajasi kamayish tarafiga qarab suriladi.

Agar asetat natriy bo'lgan eritmaga biror kislota, masalan HCl qo'shilsa muvozanat ionlar konsentrasiyasini kamayishi tarafiga qarab suriladi:

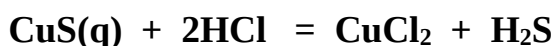


Kam eriydigan tuz MnS(q) xlorid kislota eritilsa erish jarayoni oson sodir bo'ladi:



Eruvchanlik ko'paytmasiga kora $EK_{MnS} = 2,5 \cdot 10^{-10}$ ga teng. $K_{H_2S} = 6 \cdot 10^{-22}$. Shuning uchun muvozanat o'nga surilgan.

Shunday muvozanat mis sulfidi va xlorid kislota eritmasi orasida sodir bo'lishi kuzatilsa:



$EK_{CuS} = 6 \cdot 10^{-36}$; bu qiymat H_2S ning dissotsiylanish konstantasidan ancha kichik shuning uchun muvozanat bu jarayonda chapga surilgan. Mis sulfidi xlorid kislotasida erimaydi.

Agar amfoter elektrolitlar orasidagi reaksiyalar kuzatilsa, masalan rux gidroksidi ham asoslarda ham kislotalarda muvozanat o'zgaradi.

SUVNING ION KO'PAYTMASI. VODOROD KO'RSATKICH

Suv ham kuchsiz elektrolitlarga kiradi. Lekin, suv molekulasida oz bo'lsada ionlarga disotsilanadi:



Suv uchun dissotsiylanish konstantasining qiymati yozilsa:

$$K_d = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16} (20^\circ C \text{ da})$$

Agar shu qiymat asosida $[H^+][OH^-]$ ko'paytma topilsa, u suvning ion ko'paytmasi deyiladi.

$$K_w = [H^+][OH^-] = K_d[H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 1000/18 = 1 \cdot 10^{-14}$$

K_w – suvning ion ko'paytmasi ; $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

Agar eritmada $[H^+] = [OH^-]$ bo'lsa muhit neytral muhit hisoblanadi.

Bunda $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ mol/l ga teng bo'ladi.

Agar muhit kislotali bo'lsa $[H^+]$ ionlari 0 dan 10^{-7} mol/l gacha bo'ladi.

Agar muhit kislotali bo'lsa $[H^+]$ ionlari 10^{-7} mol/l dan 10^{-14} mol/l gacha bo'ladi.

Lekin vodorod ionlari konsentrasiyasi orqali hisoblashlarda juda kichik sonlar ishlatilgani uchun bunday hisoblar anchagina qiyinchiliklar yuzaga keltiradi.

Hisoblashlarni osonlashtirish uchun vodorod ko'rsatkich yoki pH qabul qilingan.

Vodorod ko'rsatkich yoki pH deb , vodorod ionlari konsentrasiyasini teskari ishora bilan olingan o'nli logarifmi tushuniladi.

$$pH = -\lg [H^+]$$

$$\text{Shunga o'xshash } pOH = -\lg [OH^-]$$

$$\text{Toza suvning pH qiymati } pH = -\lg[10^{-7}] = -(-7) \lg 10 = 7 \text{ ga teng.}$$

Hisoblashlarga ko'ra kislotali muhit uchun pH qiymati 0 dan 7 gacha o'zgaradi.

Ishqoriy muhitda esa pH qiymati 7 dan 14 gacha sonlar qabul qiladi.

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ qiymat logarifmlansa, unda } pH + pOH = 14 \text{ ga teng.}$$

Oxirgi tenglama pH ma'lum bo'lsa pOH ni yoki teskarisini topishga imkon beradi.

INDIKATORLAR HAQIDA TUSHUNCHA

Eritmadagi vodorod ionlari konsentrasiyasiga qarab o'z rangini o'zgartiradigan moddalar indikator deyiladi. Indikatorlar bir rangli yoki ikki rangli indikatorlarga bo'linadi. Masalan. Lakmus ikki rangli indikatorga kiradi, chunki u o'z rangini kislotali muhitda ham va ishqoriy muhitda ham o'zgartiradi.

Fenol-ftalein indikator bir rangli indikatorga kiradi. Bu indikator o'z rangini faqat ishqoriy muhitda o'zgartiradi.

Universal indikator bir necha indikatorlar to'plamidan iborat bo'lib uni rangi anchagina keng chegarada o'zgaradi. Rangli jadval bilan solishtirish orqali bu indikator pH ni 0 dan 14 gacha ± 1 aniqlikda topishga imkon beradi.

Hozirgi paytda elektrometrik usulda pH ni aniqlash usullari ancha aniq usullardan hisoblanadi.

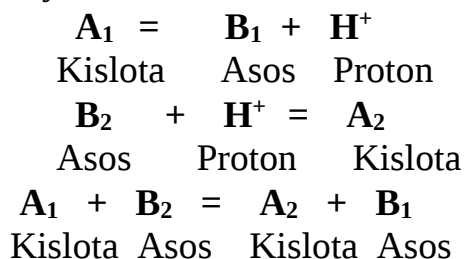
KISLOTA VA ASOSLAR TO'G'RISIDAGI ZAMONAVIY TASAVVURLAR

Arrenius nazariyasiga ko'ra kislotalar dissotsiyalanganda H^+ katoini hosil qiladigan moddalardir. Asoslar dissotsiyalanganda OH^- anoioni hosil bo'ladi. Sharoitga qarab ham H^+ va ham OH^- anioni hosil qiladigan moddalar amfoter elektrolitlar deyiladi.

Lekin bunday qarashlar anchagina kamchiliklarga ega bo'lib , ulardan eng muhimi bunday jarayonlar faqat suvli eritmalar uchun xos ekanligidir. Ba'zan dis-

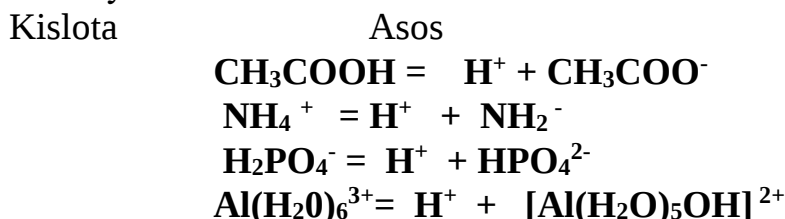
sotsiyalanish jarayonlari suvsiz eritmalarda yoki erituvchi ishtirokisiz amalga oshiriladi.

Brensted-Louri ta'rif. Agar sistema o'zidan proton ajratsa (protonlar donori) kislota, agar o'ziga proton bilan biriksa asos hisoblanadi. Demak neytrallanish reaksiyasi protonning kislotadan asosga o'tishi bilan sodir bo'ladi. Protonni yoqotib kislota asosga aylanadi, chunki hosil bo'lgan modda proton biriktirib kislotaga aylanadi.

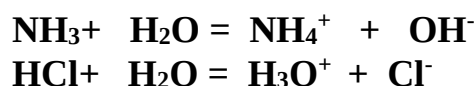


Neytrallanish reaksiyasi protonga ega bo'lish uchun ketadigan kokurent reaksiyadir.

A₁ va B₂ tutash sistema deyiladi. Kislota va asoslar neytral molekulalar, musbat yoki manfiy ionlar bo'lishi mumkin.

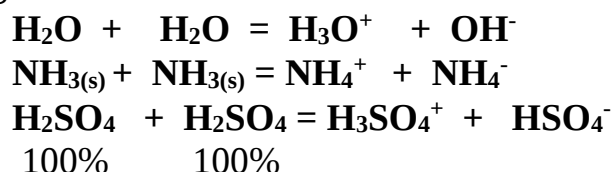


Brensted –Louri ta'rifga ko'ra suv amfoter elektrolit hisoblanadi. Chunki u kuchli asoslar ishtirokida o'zini asos, kuchli kislotalar ishtirokida asos xossasini namoyon etadi.



Barcha bu jarayonlar muvozanatda bo'lib moddalarning proton berish qobiliyati-ga bog'liq. HCl eritmasida muvozanat o'nga surilgan, chunki HCl protonlarni donori hisoblanadi. Cl⁻ HCl nisbatan kuchsiz asosdir. NH₃ ishtirokida kuchsiz kislota H₂O ga kuchli asos OH⁻ to'g'ri keladi.

Erituvchilar sistemasi ta'rif. Bu ta'rifga kora kislota ayni erituvchida kation hosil qiladigan moddadir.



Eriganda o'z kationlarini konsentrasiyasini oshiradigan erituvchilar kislotalar, o'z anionlari konsentrasiyasini oshiradigan erituvchilar asoslar deyiladi. Ko'pgina reaksiyalar eritmada ketgani uchun bunda erituvchini xossalari bilish juda muhimdir. Tarkibida proton tutgan va ozmi yoki kopmi kislota

xossasiga ega bolgan erituvchilar proton erituvchilar deyiladi. Proton erituvchilar o'z-o'zidan ionlasha oladi (H_2O , H_2SO_4 va boshqalar). Proton erituvchilarda erigan modda zarrachalari nafaqat erituvchi zarrachalari balki autodissotsilanish jarayonida yuzaga kelgan kation va anionlar bilan o'ralgan.

Aproton erituvchilar sifatida qutbliligi kam yoli kuchsiz qutblangan disotsilanmaydigan lekin kuchsiz solvatsiyga uchraydigan suyuqliklar kiradi(CCl_4 , C_6H_6 va boshqalar).

Dissotsiyalanmaydigan lekin kuchli solvatlanadigan qutbli erituvchilar (dimetilformamid, dimetilsulfoksid va boshqalar) hamda kuchli qutblangan autoionlanadigan erituvchilar kiradi($POCl_3$, BrF_3 va boshqalar).

Luis ta'rifi. Luis taklifiga ko'ra kislota elektron juft akseptorlaydigan modda, asos bo'lsa elektron juft beradigan modda. Kislota va asosning o'zaro ta'siri donor akseptor mexanizm bo'yicha boradi:



Ammiak bo'linmagan elektronlar juftiga ega bo'lgani uchun asos bo'ladi, koordinasion to'yinmagan molekula $AlCl_3$ kislota hisoblanadi.

Luis fikricha barcha odatdagi ligandlar (NH_3 , CN^- , F^- , Cl^- , SO_4^{2-} , H_2O va boshqalar) asoslar hisoblanib, barcha metallarning ionlari kislotalardir. Metall ionining ligandga munosabati luis kislotaligi deyiladi. Ayni holatda ligandning metall ion bilan bog' hosil qilish qobiliyati luischa asoslik deyiladi. Luisning kislotaligi va asosligi juftining tabiatiga qarab o'zgarishi mumkin.

Metall ionlarining ligandga munosabatiga qarab ikkiga bo'lish mumkin. Birinchi guruh metallar yengil ligandlar bilan donor akseptor mexanizm bo'yicha eng barqaror bog' hosil qilishi mumkin. Bu bog'ning mustahkamligi ligandning massasi ortgan sari kamayadi (F^- , Cl^- , Br^- , I^- , NR_2 , R_3P , R_3As , R_3Sb).

1 guruhga ishqoriy va ishqoriy yer metallarining ionlari kiradi, shuningdek Ti^{3+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Al^{3+} . Bu guruh metall ionlari(kislotalar)ham qutblanadi va yengil hamda kam qutblanadigan ligandlar (asoslar) bilan ta'sirlashadi. Bunday kislota va asoslar qattiq hisoblanadi.

II guruhga og'ir metallar ionlari kiradi. Masalan, Hg^{2+} , Hg_2^{2+} , Pt^{2+} , Pt^{4+} , Ag^+ , Cu^+ ionlari kiradi. Bu guruh metall ionlari va ligandlari katta hajmga ega, oson qutblanadi. Ana shunday kislota va asoslar yengil hisoblanadi.

8– ma’ruza
TUZZLAR ERITMALARINING GIDROLIZI.
GIDROLIZ TURLARI, KONSTANTASI.

Reja:

1. Gidroliz tushunchasi;
2. Kuchli kislota va kuchli asoslardan hosil bo’lgan tuzlarning gidrolizi;
3. Kuchli kislota va kuchsiz asosdan hosil bo’lgan tuzlarning gidrolizi;
4. Kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo’lgan tuzlarning gidrolizi;
5. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan hosil bo’lgan tuzlarning gidrolizi;
6. Gidroliz konstantasi va darajasi;
7. Gidrolizning farmatsiyadagi ahamiyati.

Tayanch so’zlar: gidroliz. Gidroliz turlari, mexanizmi, gidroliz darajasi va konstantasi, irtalidagi gidroliz.

Ajratilgan vaqt- 2 soat.

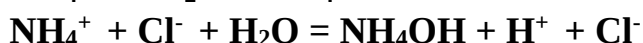
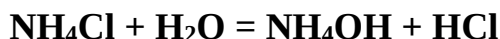
Maruzaning maqsadi- eritmadagi ionlar muvozanatini o’rganish va tuzlar eritmalaridagi gidroliz jarayonlarini tushunishdan iboratdir.

Adabiyotlar:

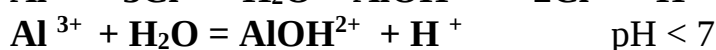
1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent, 2006, 390 b.
 2. Ю.А. Ершов, Общая химия, М., Высшая школа, 2003 г. 390 с.
 3. Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg’lotlar. Farmatsevtika institute talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R.To’xtayev va boshqalar, Toshkent, 2005. 368 b.
 4. N.A.Parpiyev, A.G.Muftaqov, H.R.Rahimov, Anorganik kimyo- Toshkent. "O’zbekiston", 2003.-428 b.
 5. N.S.Axmetov, Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
 6. E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
 7. N.L.Glinka, Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
 8. H.R.Rahimov, Anorganik kimyo T., O’qituvchi. 1984. 422 s.
 9. H.R.To’xtayev, Anorganik kimyo ma’ruzalar matni. Toshkent, 2001. 244 b.
- Tuz ionlarining suv bilan ta’sirlashib kuchsiz elektrolit hosil qilish reaksiyasiga tuzlar gidrolizi deyiladi. Barcha tuzlarni ularni hosil qilgan asos va kislota kuchiga qarab to’rtga bo’lish mumkin.

1. Kuchli asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar gidrolizga uchramaydi, ya'ni ularning ionlari suv bilan ta'sirlashib kuchsiz elektrolitlar hosil qilmaydi.

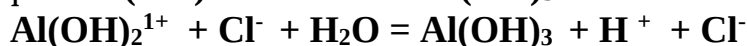
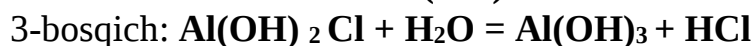
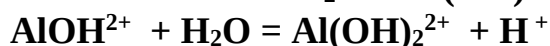
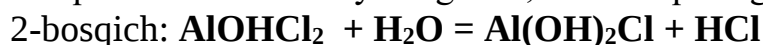
2. Kuchsiz asos va kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar kation bo'yicha gidrolizlanadi, eritma muhiti kislotali bo'ladi. Agar kuchsiz asos bir kislotali bo'lsa, gidroliz reaksiyasi bir bosqichdan iborat bo'lib, bunda kuchsiz asos va kuchli kislota hosil bo'ladi.



Agar kuchsiz asos ko'p kislotali bo'lsa, gidroliz bosqichli bo'ladi. 1-bosqichda asosli tuz va kuchli kislota hosil bo'ladi.

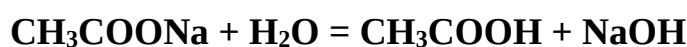


Gidroliz reaksiyasi qaytar bo'lib, qisman sodir bo'ladi. Gidrolizning 2- va 3-bosqichlari eritmani suyultirganda, hamda qizdirganda sodir bo'lishi mumkin.

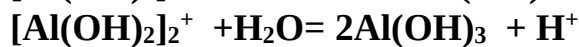
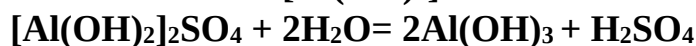
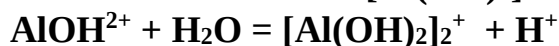
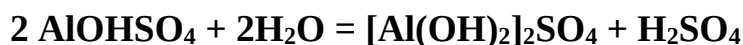
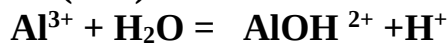
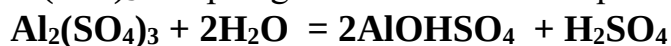


Eritmada vodorod ionlari konsentratsiyasining ortishi gidrolizning 2- va 3-bosqichlarining borishiga to'sqinlik qiladi.

3. Kuchli asos va kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar anion bo'yicha gidrolizlanadi, eritma muhiti ishqoriy bo'ladi. Agar kuchsiz kislota bir asosli bo'lsa, gidroliz reaksiyasi bir bosqichdan iborat bo'lib, bunda kuchli asos va kuchsiz kislota hosil bo'ladi.

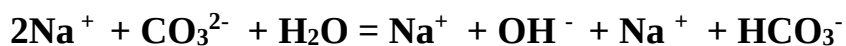


$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ko'p negizli asoslar ham bosqichli gidrolizga uchraydi:

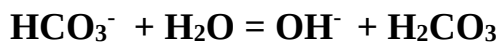
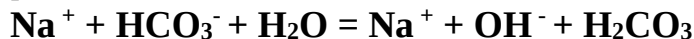


Agar kuchsiz kislota ko'p asosli bo'lsa, gidroliz bosqichli bo'ladi. 1-bosqichda kuchli asos va nordon tuz hosil bo'ladi.

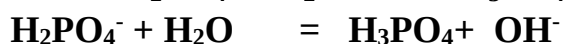
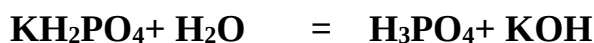
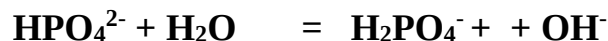
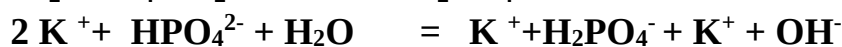
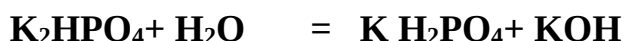
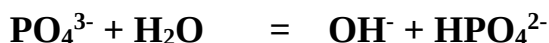
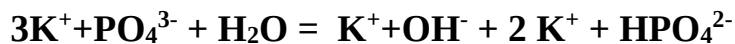
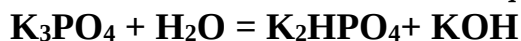




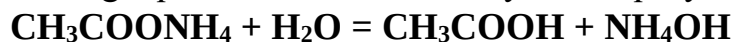
Reaksiyaning 2-bosqichi eritmani suyultirganda yoki qizdirganda sodir bo'ladi.



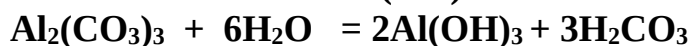
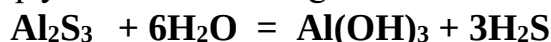
Uch nasosli kislotalar uchta bosqichda gidrolizga uchraydi:



4. Kuchsiz asos va kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar ham kation, ham anion bo'yicha gidrolizlanadi. Eritma muhiti neytral yoki kislota va asosning nisbiy kuchiga qarab kuchsiz kislotali yoki ishqoriy bo'lishi mumkin.



Bunday tuzlar eritmalarida muhit deyarli neytral bo'ladi. Ko'pchilik gidrolizlanish reaksiyalari qaytardir. Agar gidroliz natijasida cho'kma yoki gaz modda hosil bo'lsa, bunday gidroliz to'la gidroliz deyiladi. Chunki bu holda reaksiya qaytmas bo'lib oxirigacha boradi.

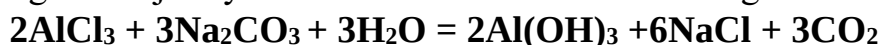


Shuning uchun ham Al_2S_3 va $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ larning eritmaları mavjud emas, ularni faqat quruq holda olish mumkin.

4. Kuchli asos hamda kuchsiz kislotalardan hosil bo'lgan tuz va kuchsiz asos hamda kuchli kislotalardan hosil bo'lgan tuzlar eritmalarini aralashtirganimizda ular bir-birining gidrolizlanishini kuchaytiradi. Chunki bunda hosil bo'layotgan H^+ va OH^- o'zaro birikib suv hosil bo'ladi va muvozanat o'ngga siljiydi. Bunday gidrolizni birgalikdagi gidroliz deyiladi.

5. Birgalikdagi gidroliz

Agar gidroliz jara'yonida bir nechta tuz ishtirok etsa gidroliz oxirigacha boradi:

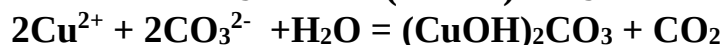


Bu jarayonda AlCl_3 o'rniga $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; CrCl_3 ; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$;

BiCl_3 ; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ larni olish mumkin.

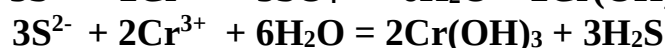
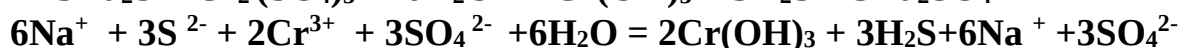
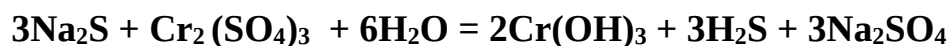
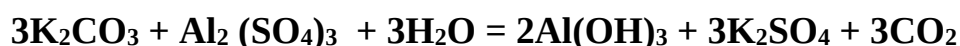
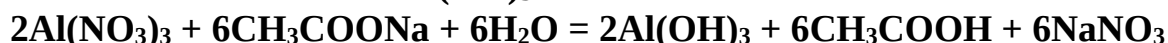
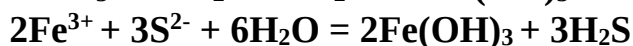
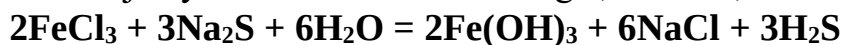
Na_2CO_3 o'rniga K_2CO_3 , Li_2CO_3 o'xshash karbonatlarni olsa bo'ladi.

Agar gidroliz jarayoni CuSO_4 ishtirokida olib borilsa:



Bu gidroliz jarayonida CuSO_4 o'rniga MgSO_4 , BeSO_4 olish mumkin.

Gidroliz jarayonida karbonatlar o'rniga ,sulfidlar, asetatlar ham olsa bo'ladi:

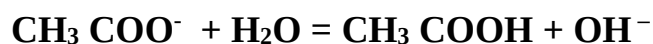


GIDROLIZ KONSTANTASI

Gidroliz reaksiyasi qaytar bo'lganligi uchun unda muvozanat qaror topadi.

Muvozanatga massalar ta'siri qonunini tatbiq etamiz.

Masalan: kuchsiz kislota va kuchli asosdan hosil bulgan tuz



$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}; \quad K_g = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

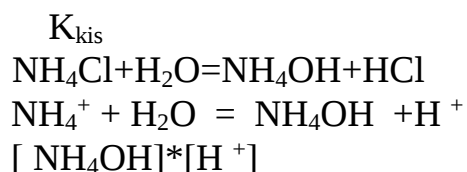
Shu tenglamani surat va maxrajini $[\text{H}^+]$ ga ko'paytirsak:

$$K_g = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+]}{K_{\text{kis}}}$$

$[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}^+] = K_w$ qiymat suvning ion kopaytmasi ekanligi hisobga olinsa

$$K_g = \frac{K_w}{K_{\text{kis}}}$$

Agar



$$K_g = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

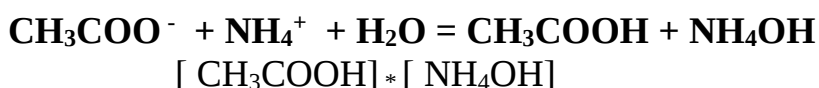
Bu tenglamani ham surat va maxraji $[\text{OH}^-]$ ga ko'paytirilsa, unda

$$K_g = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{K_{\text{asos}}}$$

$$K_g = \frac{K_w}{K_{\text{asos}}};$$

Tuzning gidroliz konstantasi asos yoki kislotaning dissotsiylanish konstantasi qancha kichik bolsa yuqori bo'ladi.

Agar tuz kuchsiz asos va kuchsiz kislotadan tashkil topgan bo'lsa gidroliz konstantasi



$$K_g = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]};$$

Agar bu tenglama $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ ga ko'paytirilsa:

$$K_g = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{K_{\text{kis}} \cdot K_{\text{asos}}}$$

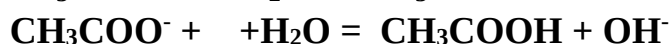
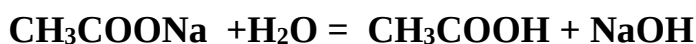
$$K_g = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{K_{\text{kis}} \cdot K_{\text{asos}}} = \frac{K_w}{K_{\text{kis}} \cdot K_{\text{asos}}}$$

$$K_g = \frac{K_w}{K_{\text{kis}} \cdot K_{\text{asos}}}$$

Bu tenglamaga ko'ra kislota va asosning dissotsiylanish konstantasi qancha kichik bo'lsa uning gidrolizlanish konstantasi shuncha yuqori bo'ladi.

Gidrolizlanish darajasi

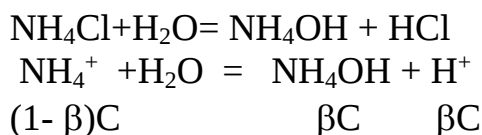
Kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzlarning gidrolizini ko'raylik.



$$K_g = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{\beta C \cdot \beta C}{(1-\beta) \cdot C} = \frac{\beta^2 C}{(1-\beta)}$$

$$K_g = \frac{\beta^2 C}{(1-\beta)}; \quad 1 - \beta = 1 \quad K_g = \beta^2 C; \quad \beta^2 = \frac{K_g}{C}$$

Demak, gidroliz darajasi kuchli asos va kuchsiz kislotadan hosil bo'lgan tuzning konsentrasiyasi qancha kichik bo'lsa gidroliz darajasi yuqori bo'ladi.

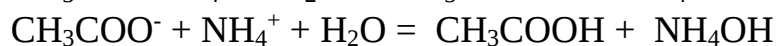


$$K_g = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] * [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{\beta C \quad \beta C}{(1-\beta)C} = \frac{\beta^2 C^2}{(1-\beta)C} = \frac{\beta^2 C}{(1-\beta)}$$

$$K_g = \frac{\beta^2 C}{(1-\beta)}; \quad (1-\beta) = 1; \quad \beta^2 C = K_g; \quad \beta^2 = \frac{K_g}{C}$$

Kuchsiz asos bilan kuchli kislotadan iborat bo'lgan tuzlar uchun gidroliz darajasi tuzning konsentrasiyasiga teskari bog'langan. Eritma qancha suyultirilgan bo'lsa gidroliz shuncha tez boradi.

Agar asetat ammoniyning gidrolizlanishi hisobga olinsa, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ Bu modda ham anion va ham kation bo'yicha gidrolizga uchraydi:



$$K_g = \frac{K_w}{K_{as} * K_{kis}} = \frac{(1-\beta)*C * (1-\beta)*C}{\beta C * \beta C} = \frac{(1-\beta)^2}{\beta^2}$$

$$K_g = \frac{(1-\beta)^2}{\beta^2}; \quad \frac{(1-\beta)^2}{\beta^2} = \frac{K_w}{K_{as} * K_{kis}}$$

Demak, gidroliz darajasi kuchsiz asos va kuchsiz kislota uchun eritma konsentrasiyasiga bog'liq emas.

Gidroliz jarayoni farmasiyada katta ahamiyatga ega. Ko'pgina dori moddalari eritmada tayyorlanadi. Masalan, yiringli yaralarni tuzatish uchun $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ishlatiladi. Bu tuz gidrolizlanishi tufayli PbOHNO_3 hosil bo'lib asosiy ta'sir etuvchi modda ana shu hisoblanadi.

9- ma'ruza.

OKSIDLANISH VA QAYTARILISH REAKSIYALARI, TURLARI, TENGLASH USULLARI.

Reja:

1. Oksidlanish darajasi tushunchasi;
2. Oksidlanish va qaytarilish reaksiyalarining nazariyasi;
3. Oksidlanish qaytarilish reaksiyalarini tenglashtirish usullari;
a) elektron balans usuli: b) yarim reaksiya usuli;
4. Oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining turlari;
5. Oksidlanish qaytarilish reaksiyalariga muhitni ta'siri;
6. Oksidlovchi va qaytaruvchining ekvivalenti;
7. Oksidlanish qaytarilish potentsiyali va reaksiyalarning borish yo'nalishini aniqlash.

Tayanch so'zlar: oksidlanish darajasi, oksidlanish va qaytarilish, ularni tenglashtirish usullari, yarim reaksiya usuli, oksidlanish va qaytarilish reaksiyalariga muhitni ta'siri, oksidlovchi va qaytaruvchining ekvivalenti.

Ajratilgan vaqt- 2 soat.

Adabiyotlar:

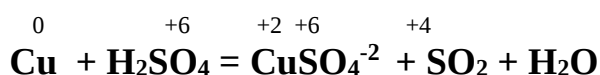
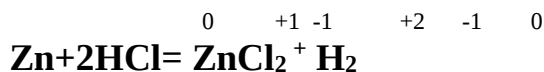
1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent, 2006, 390 b.
2. Ю.А. Ершов, Общая химия, М., Высшая школа, 2003 г. 390 с.
3. Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'ulotlar. Farmatsevtika instituti talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R.To'xtayev va boshqalar, Toshkent, 2005. 368 b.
4. N.A.Parpiyev, A.G.Muftaqov, H.R.Rahimov, Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.
5. N.S.Axmetov, Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
6. E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
7. N.L.Glinka, Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
8. H.R.Rahimov, Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent, 2001. 244 b.

Ma'ruzaning maqsadi – oksidlanish- qaytarilish reaksiyalarini tenglashtirishni yarim reaksiya usuli bilan tanishish va bu reaksiyalarning borish yo'nalishini oldindan aytib berish.

Oksidlanish darajasi atomning molekuladagi shartli zaryadi bolib, u molekula hosil qilishda atom nechta elektron bergani yoki olganini ko'rsatadi.

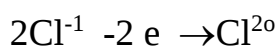
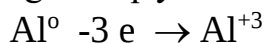
- 1) barcha oddiy moddalar uchun oksidlanish darajasi nolga teng. $P^0, Cl_2^0, H_2^0, C^0, Al^0, Cr^0$ va hokazo.
- 2) Vodorodni birikmalardagi oksidlanish darajasi +1 ga teng. Faqat metall gidridlarida vodorodni oksidlanish darajasi -1 ga teng ($K^{+1}H^{-1}, Ca^{+2}H^{-1}_2, Al^{+3}H^{-1}_3$).
- 3) Agar murakkab modda ikkita elementdan tashkil topgan bo'lsa bu elementlarning oksidlanish darajasi valentlikka teng, lekin u + yoki - ishoraga ega bo'ladi. Masalan, $H^{+1}Cl^{-1}, H_2^{+1}S^{-2}, S^{+6}O_3^{-2}, Mn_2^{+7}O_7^{-2}$ va bosqalar.
- 4) Murakkab moddani tashkil etgan atomlarning oksidlanish darajalari yig'indisi nolga teng. Masalan, $H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} = +2+6-4 \times 2 = +8-8=0$;
 H_3PO_4 ; P ning oksidlanish darajasi +5; H +1, O-2. Vodorod va kislorodning oksidlanish darajalari yig'indisidan oksidlanish darajasi noma'lum element topiladi. $HMnO_4$; H+1, O-8; $+1-8=-7$ Mn ning oksidlanish darajasini ko'rsatadi.
- 5) Bir elementni oksidlanish darajasining qiymati bir nechta bo'lishi mumkin. $H_2S, S, SO_2, SO_3, H_2SO_3, H_2SO_4$ dagi oltingugurtni oksidlanish darajasi -2, 0, +4, +6, +4 va +6 ga teng. Ularni ichida eng kichik oksidlanish darajasiga ega bo'lgan element qaytaruvchi va eng yuqori oksidlanish darajasiga ega bo'lgan element oksidlovchi bo'ladi.
 $NH_3, N_2, N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, N_2O_5, HNO_2$ va HNO_3 lardagi N ning oksidlanish darajasi -3, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +3 va +5 ga teng. Bu birikmalardan NH_3 qaytaruvchi va HNO_3 hamda N_2O_5 oksidlovchilardir.

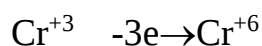
Agar kimyoviy reaksiyalar oksidlanish darajasi o'zgarishi bilan borsa bunday reaksiyalar oksidlanish – qaytarilish reaksiyalari deyiladi.



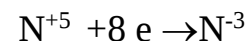
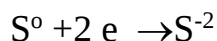
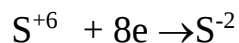
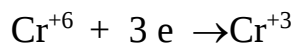
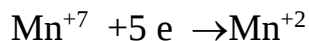
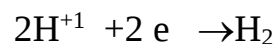
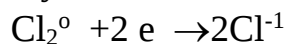
OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARINING NAZARIYASI

1. Agar atom-molekula yoki ion o'zidan elektron bersa bunday reaksiyalar oksidlanish reaksiyalari deyiladi. Oksidlanish reaksiyalarida ayni elementning oksidlanish darajasi ortadi. Shu zarrachalarning o'zi qaytaruvchilar deyiladi.





2. Agar atom, molekula, yoki ion o'ziga elektron qabul qilsa bunday jarayon qaytarilish deyiladi. Bunda ayni zarrachaning oksidlanish darajasi kamayadi. Shu atom, molekula yoki ion oksidlovchi deyiladi.



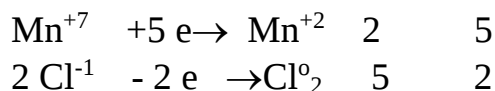
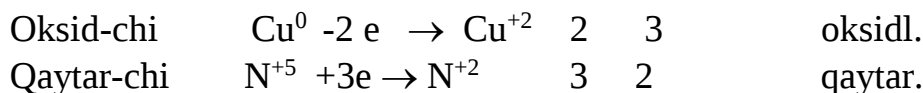
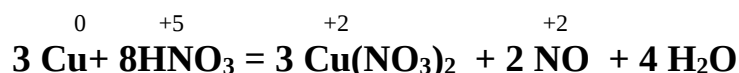
3. Oksidlanish- qaytarilish reaksiyalari bir paytni o'zida sodir bo'ladi.

OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARINI TENGLASHTIRISH

Bu reaksiyalarni tenglashtirishni ikki xil usuli bor.

- 1) elektron balans usuli;
- 2) yarim reaksiyalar usuli.

Birinchi usulda tenglashtirish maktab dasturi asosida kengroq o'rganilgan.



Quyida oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarini tenglashtirishda ko'p ishlatiladigan oksidlovchi va qaytaruvchilar keltirilgan(1 jadval).

1- jadval.Eng muhim qaytaruvchi va oksidlovchilar.

Qaytaruvchilar	Oksidlovchilar
Vodorod peroksid H_2O_2 ; Uglerod (II) oksidi CO ; Vodorod Sulfid H_2S ; Natriy sulfid Na_2S .Oltingugurt(II) oksid SO_2 ;sulfit kislotasi va uning tuzlari Na_2SO_3 ; Natriy tiosulfit $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$;	Galogenlar $\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$, Marganes (VII)oksid $\text{Mn}_2\text{O}_7, \text{MnO}_2$; kaliy permanganat KMnO_4 ,Kaliy man- ganat K_2MnO_4 ; Xrom (VI)oksid CrO_3 , калий хромати K_2CrO_4 ,kaliy дихромати $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;nitrat kislotasi HNO_3 va uning tuzlari;kislorod O_2 ,

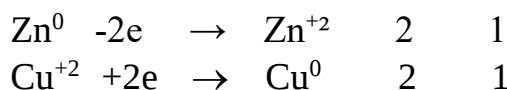
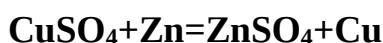
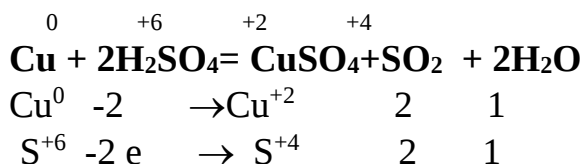
vodorod xlorid HCl, vodorod bromid HBr, vodorod iodid HI; temir sulfati FeSO ₄ ; Marganes sulfati MnSO ₄ ; Nitrit kislotasi HNO ₂ va uning tuzlari; ammiak NH ₃ ; Gidrazin N ₂ H ₄ , gidroksilamin ; гидроксилламин NH ₂ OH, azot(II) oksidi NO; fosfit kislotasi H ₃ PO ₃ , arsenit kislotasi H ₃ AsO ₃ , aldegidlar ; spirtlar ; chumoli kislotasi va aldegidi; shavel kilotasi; glukoza; katoddagi elektr toki.	ozon O ₃ , vodorod peroksidi H ₂ O ₂ va uning tuzlari; sulfat kislotasi H ₂ SO ₄ (kons). Mis(II) oksidi CuO, kumush oksidi Ag ₂ O; qo'rg'shin oksidi PbO ₂ . Nodir metallar Ag, Au; Ammoniy persulfati (NH ₄) ₂ S ₂ O ₈ gipoxloritlar KClO; xloratlar KClO ₃ ; perxloratlar KClO ₄ ; zar suvi (3HCl+HNO ₃); HNO ₃ va ftorid kislotasi HF aralashmasi ; anoddagi elektr toki.
---	--

OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARINING TURLARI

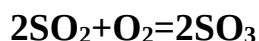
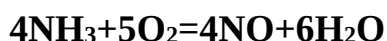
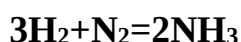
Oksidlanish –qaytarilish reaksiyalari 4 ga bo'linadi:

- 1) molekulararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari;
- 2) ichki molekulararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari;
- 3) disproporsiyalanish reaksiyalari;
- 4) murakkab oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari.

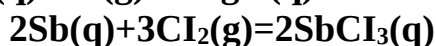
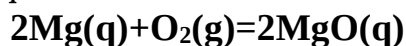
Molekulararo oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida oksidlovchi va qaytaruvchi turli molekulalarda bo'ladi.



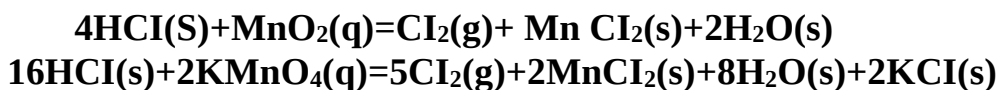
Molekulararo oksidlanish –qaytarilish reaksiyalari gazlar orasida:



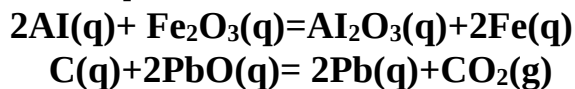
Qattiq moddalar orasida:



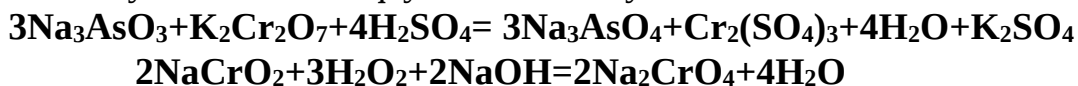
Qattiq moddalar bilan suyuqliklar orasida:



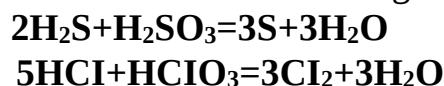
Qattiq moddalar orasida:



Aksariyat oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari eritmada ketadi:

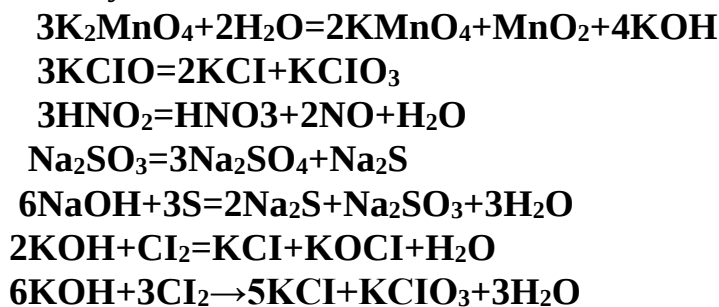


Bunday reaksiyalar qatoriga oksidlanish darajasi turlicha bo'lgan lekin bir xil atomlardan iborat moddalar orasidagi reaksiyalarni ham olish mumkin:



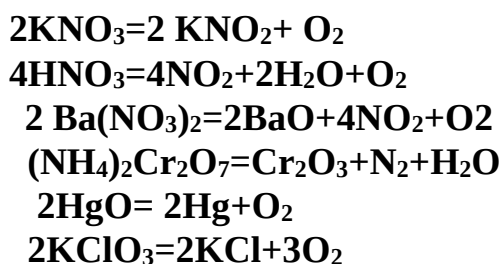
Disproporsiyalanish yoki o'z-o'zidan oksidlanish –qaytarilish reaksiyalari

Molekula tarkibidagi bir xil element atomining oksidlanish darajasi ham ortadi, ham kamayadi:



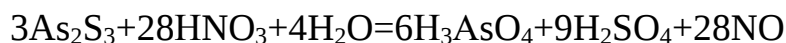
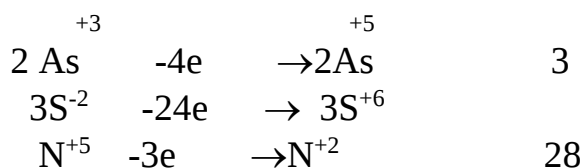
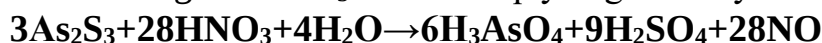
Ichki molekulyar-oksidlanish qaytarilish reaksiyalarida oksidlovchi va qaytaruvchi

Bitta molekulani o'zida lekin har xil element atomlari ba'zan bir xil element atomlari ham bo'lishi mumkin:



Murakkab oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida ikkitadan ortiq elementlarning oksidlanish darajasi o'zgaradi.

As_2S_3 ga konsentrlangan HNO_3 ta'sirida quyidagi reaksiya sodir bo'ladi :



Elektron balans usuli maktab dasturi bo'yicha to'la o'rgailganligi uchun faqat yarim reaksiyalar usuli (ion –elektron usulga to'xtalamiz. Bu usulning afzal-ligi shuki buna asosan suvdagi eritmalar olinadi. Elektron balans usulidan farq qi-lib oxirgi holatda haqiqiy mavjud ionlar qo'llaniladi.Elektron balans usulida esa faraz qilinadigan ionlar ishlatiladi,chunki eritmada Mn^{+7} , Cr^{+6} , S^{+6} , N^{+5} , N^{-3} , Cl^{+7} va bohqa ionlar mutlaqo uchramaydi. Ayni paytda eritmada haqiqiy bor bo'lgan ionlar Mn^{2+} , Cr^{3+} , MnO_4^- , CO_3^{2-} , ClO_4^- , $Cr_2O_7^{2-}$, SO_4^{2-} va boshqalar hisobla-nadi.Yarim reaksiyalar usulida atomlarning oksidlanish darajasini bilish shart emas va reaksiya mahsulotlarini ham reaksiyani tenglashtirih jarayonida chiqarish mumkin.

Yarim reaksiyalar usulida oksidlanish –qaytarilish tenglashtirishda quyidagilarni hisobga olish kerak.

Bunda oksidlovchi va qaytaruvchi hamda ularning reaksiya mahsulotlari ion holda yozilib ular asosida yarim reaksiyalar tuziladi.Kuchli elektrolitlar ion holda yozilib , kuchsiz elektrolitlar molekulyar holda(cho'kma, gaz) yozi-ladi.Reaksiya mahsulotlarini yozishda 1 tablisa asos qilib olinadi:

2-jadval

Eng ko'p qo'llaniladigan qaytaruvchi va oksidlovchilar va ularning reaksiya mahsulotlari

Oksidlovchlar	Qaytaruvchilar
---------------	----------------

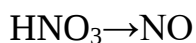
Galogenlar va ularning birikmalari



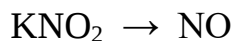
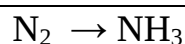
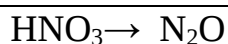
Oltinugurtning birikmalari



Azotning birikmalari

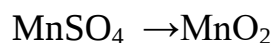
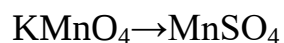


1	2
---	---

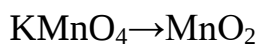


(kislotali sharoitda)

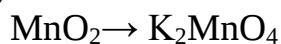
Marganes birikmalari



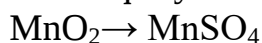
(kislotali sharoitda suyultir. H_2SO_4)



(neytral sharoitda H_2O)

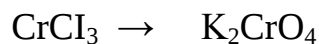
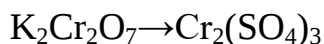


(kuchli ishqoriy sharoitda)



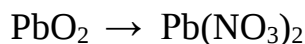
(kislotali sharoitda suyultirilgan H_2SO_4)

Xromning birikmalari



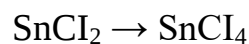
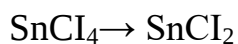
(kislotali sharoitda H_2SO_4)

Qo'rg'shin birikmalari

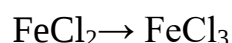
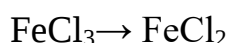


(kislotali sharoitda HNO_3)

Qalay birikmalari



Temir birikmalari



Mishyak birikmalari

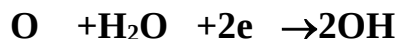


Yarim reaksiyalar usulida oksidlanish –qaytarilish reaksiyalarini tenglashtirish uchun jadval ma'lumotlari asosida(2 jadval) yoki moddalarning oksidlanish-qaytarilish xossalari bilgan holda oksidlanish yoki qaytarilish mahsulotlari topiladi. Bunda oksidlovchi va qaytaruvchi uchun 4 ta qoidadan foydalaniladi:

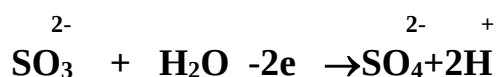
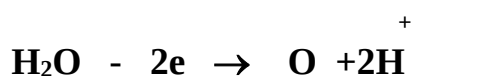
- 1) Kislotali muhitda oksidlovchi tarkibidagi ortiqcha kislorod vodorod ioni bilan bog'lanib suv molekulasini hosil qiladi va qaytariladi.**



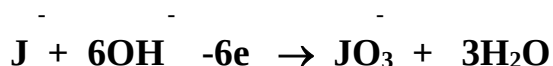
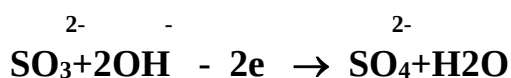
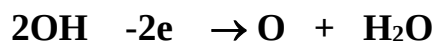
2) Neytral va ishqoriy sharoitda oksidlovchi tarkibidagi ortiqcha kislorod suv molekulasini bilan bog'lanib gidroksid ionini hosil qiladi va qaytariladi



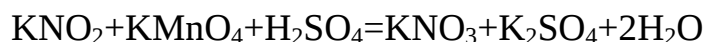
3) kislotali va neytral sharoitda qaytaruvchi tarkibidagi yetishmayotgan kislorod suvdan olib vodorod ionini hosil qiladi.



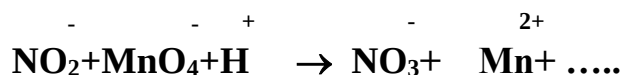
4) Kuchli ishqoriy muhitda qaytaruvchi yetishmayotgan kislorodni gidroksid ionidan olib oksidlanadi va suv hosil qiladi.



Misol 1.



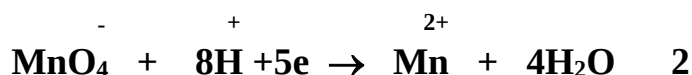
Reaksiya paytida eritmani pushti rangi o'zgarib rangsizlanadi. Yarim reaksiya usulini ishlatish uchun reaksiyada qatnashgan ionlarni alohida ko'chirib yoziladi.

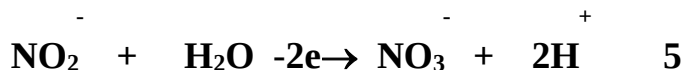


Oksidlovchining qaytarilgan va qaytaruvchining oksidlangan mahsulotlarini ko'rsatuvchi yarim reaksiyalar tuziladi.

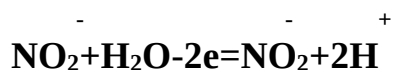
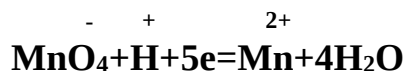


(1) yarim reaksiyaga 1 qoidani (2) yarim reaksiyaga (3) qoidani qo'llaymiz.

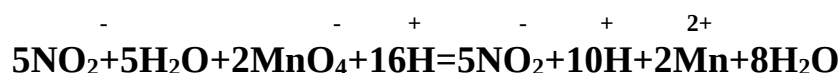
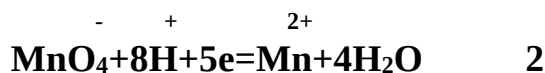
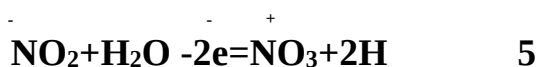




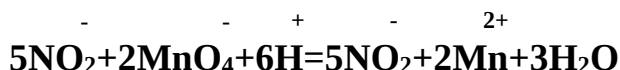
Bu reaksiyalardagi strelkalarni tenglik ishorasiga aylantirish uchun o'ng va chap tomondagi zaryadlar sonini tenglashtirish kerak.



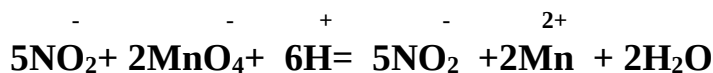
Umumiy reaksiyani tuzish uchun oksidlovchi qabul qilgan va qaytaruvchi yo'qotgan elektronlar sonidan foydalanib va eng kichik ko'paytuvchiga ko'paytirib hadma had qo'shamiz.



O'xshash ionlarni qisqartirib reaksiyaning ion tenglamasini hosil qilamiz.

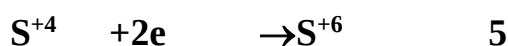
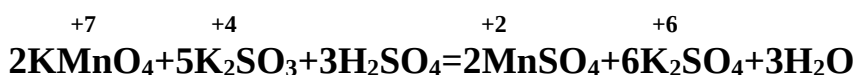


Ion tenglamadan molekular tenglamaga o'tish uchun ion tenglamaning chap va o'ng tomoniga mos keladigan anion va kationlarni qo'shamiz, shundan so'ng ionlarni molekulalarga birlashtirib molekular tenglamani hosil qilamiz.

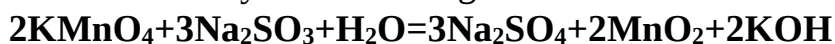


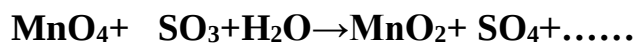
Oxirgi tenglama oksidlanish-qaytarilish reaksiyasining to'liq molekular tenglamasi hisoblanadi.

Misol 2.

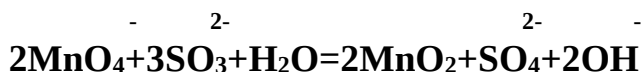
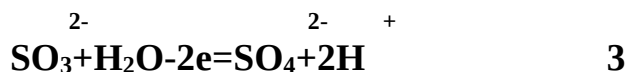


Yarim reaksiya usulida tenglashtirilsa:

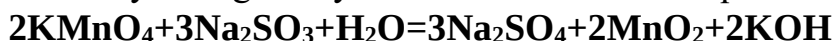




Oksidlovchi uchun (2) qoidani va qaytaruvchi uchun (3) qoidani qo'llab yaram reaksiyalarni yozamiz:

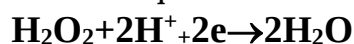


To'liq molekulyar tenglama yozish uchun mos ionlar qo'shiladi.

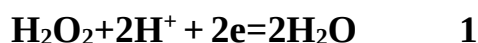
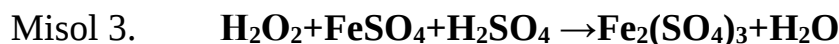


Vodorod peroksidi oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarida sharoitga qarab ham oksidlovchi ham qaytaruvchi xossasini namoyon etadi. Kuchli qaytaruvchilar bilan vodorod peroksidi oksidlovchi va reaksiya muhitiga qarab quyidagicha qaytariladi:

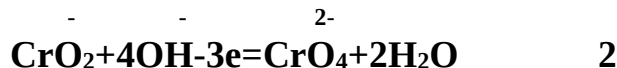
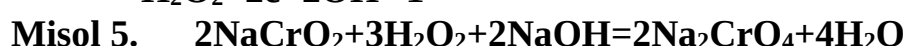
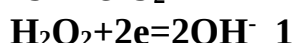
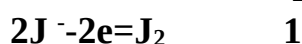
1) kislotali muhitda vodorod peroksidi vodorod ionini bilan bog'lanib suv molekulasini hosil qiladi.



2) neytral va ishqoriy sharoitda vodorod peroksidi o'ziga ikkita elektron qabul qilib gidroksid ionini hosil qiladi.



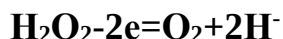
Bu reaksiya molekula holda quyidagicha yoziladi:



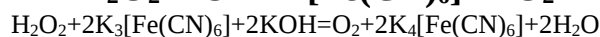
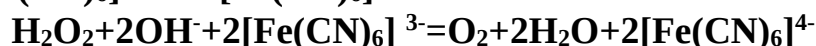
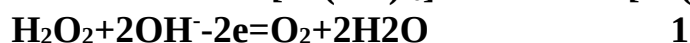
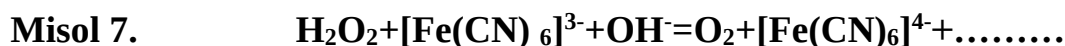
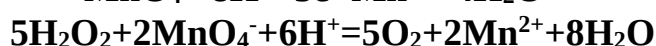
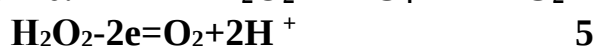
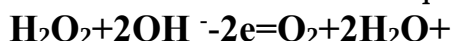
Vodorod peroksidi kuchli oksidlovchilar bilan (KMnO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

va bosqalar) bilan qaytaruvchi bo'lib reaksiyaga kirishadi va oksidlanadi.

- 1) kislotali muhitda vodorod peroksidi o'zidan ikkita elektron berib kislorod molekulasini hosil qiladi va oksidlanadi.



- 2) ishqoriy sharoitda vodorod peroksidi o'ziga ikkita elektron biriktirib kislorod va suv molekulasini hosil qiladi.



OKSIDLANISH-QAYTARILISH REAKSIYALARINING AHAMIYATI

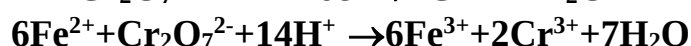
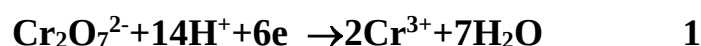
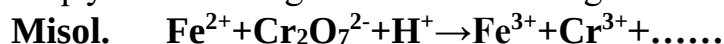
Tirik organizmdagi barcha reaksiyalar oksidlanish-qaytarilish reaksiyalaridan iboratdir. Nafas olish, ovqat hazm qilish, turli biokimyoviy sintezlar asosida oksidlanish-qaytarilish reaksiyalari yotadi. Organizmda mikroelementlar yetishmasligi ana shu oksidlanish-qaytarilish reaksiyalarining yo'nalishida o'zgarishlar ro'y berishi bilan boradi.

Oksidlovchi va qaytaruvchining ekvivalenti

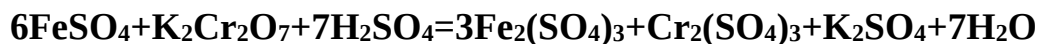
Oksidlovchi va qaytaruvchilar doim ekvivalent miqdorda reaksiyaga kirishadilar.

Oksidlovchining ekvivalenti deb, oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi natijasida oksidlovchining qabul qilgan elektronlar soniga to'g'ri keladigan miqdorga aytiladi. Oksidlovchining ekvivalentini topish uchun uning molekulyar massasini shu reaksiyada oksidlovchi qabul qilgan elektronlar soniga bo'lish kerak.

Qaytaruvchining ekvivalenti deb, oksidlanish-qaytarilish reaksiyasida qaytaruvchining bergan bitta elektroniga to'g'ri keladigan miqdorga aytiladi. Qaytaruvchining ekvivalentini topish uchun uning molekulyar massasini shu reaksiyada qaytaruvchi bergan elektronlar soniga bo'lish kerak.



Molekulyar holda yozilsa:



Oksidlovchining ekvivalenti . $\vartheta_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = M/6 = 296/6 = 49\text{g/mol}$

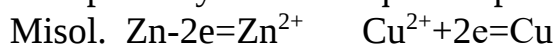
Qaytaruvchining ekvivalenti . $\vartheta_{\text{FeSO}_4} = M/1 = 152$

Umumiy holda $\vartheta = M/n$ M-oksidlovchining yoki qaytaruvchining molekulyar massasi; n-oksidlovchi yoki qaytaruvchi molekulasidagi atom yoki ionlarning qabul qilgan yoki bergan elektronlar soni.

OKSIDLANISH- QAYTARILISH POTENSIALLARI

Reaksiya uchun olingan oksidlovchi va qaytaruvchi orasida reaksiya ketishi yoki ketmasligini bilish uchun ularning normal oksidlanish –qaytarilish potentsiallarini bilish kerak. Ularning qiymati jadvallarda keltirilgan.

Normal elektrod potentsiyali qancha kichik bo'lsa , metall shuncha aktiv bo'lib, osonlik bilan oksidlanadi tuzlaridan keyinlik bilan qaytariladi. Har bir metall normal elektrod potentsiali o'zidan yuqori bo'lgan barcha metallarni ularning tuzlaridan siqib chiqaradi. Galvanik elementlarda ham oksidlanish – qaytarilish jarayonlari ketganligi sababli ularning elektr yurituvchi kuchini normal elektrod potentsiyallarini farqidan topish mumkin.



$$E_{\text{Zn/Zn}} = 0.763 \text{ v} ; E_{\text{Cu/Cu}} = +0.337 \text{ v}$$

Unda shu oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi uchun

$$E_{\text{Cu/Cu}} - E_{\text{Zn/Zn}} = 0.337 - (-0.763) = 1.1 \text{ v}$$

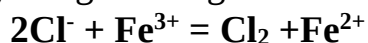
Agar $2\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 = 2\text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$ reaksiyasi olinsa

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = +0.77 \text{ v} \quad E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}^{4+}} = +0.15 \text{ v}$$

Bu qiymatlarga ko'ra $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}^{4+}$ jufti qaytaruvchi, $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ jufti esa oksidlovchi bo'la oladi. Bu reaksiya chapdan o'ngga bora oladi.



Reaksiyaning ion tenglamasi:



$2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$ jufti uchun $E = +1.36 \text{ v}$; $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ jufti uchun $E = +0.77 \text{ v}$:

$2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$ jufti oksidlovchi , $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ jufti esa qaytaruvchi bola oladi.

Demak, reaksiya bu erda teskari tarafga boradi.

Demak, elektronlar elektrod potentsiyali musbat metallardan potentsiali manfiy metallga o'tadi. Odatda oksidlanish –qaytarilish reaksiyalarida elektrod sifatida ishlatiladigan metallarning tashqi ko'rinishida o'zgarishlar ro'y beradi. Agar elektrod platinadan yasalgan bo'lsa bu elektrodda o'zgarishlar ro'y bermaydi. Unda faqat oksidlanish-qaytarilish reaksiyasigina ketadi. Shunday qilib,

elektr yurituvchi kuch ayni jarayonda musbat bo'lsa oksidlanish-qaytarilish reaksiyasi uning tarafiga ketadi.

10- 11 ma'ruzalar.

ATOM TUZILISHI. ELEKTRONLARNING ORBITALARDA TAQSIMLANISH QONUNIYATI.

Ma'ruzaning rejasi:

1. Atom tuzilishi. Atomning yadro modeli.
2. Izotop, izobar, izotonlar. Nurning kvant nazariyasi.
3. Bor nazariyasi bo'yicha atomdagi elektron qavatlarini tuzilishi.
4. De-broyl tenglamasi. to'liq tenglamasi.
5. Elektronlarning atomdagi kvant sonlari(n, l, m, s).
6. Pauli prinsipi.
7. Hozirgi zamon atom tuzilishi nuqtai nazaridan D.I.Mendeleyevning davriy sistemasi va davriy qonuni.

Ajratilgan vaqt: 4 soat.

Mar'uzaning maqsadi: Talabalarni atom tuzilishi va dvriy qonun hamda elementlar xossalari bilan tanishtirish.

Adabiyotlar:

1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent, 2006, 390 b.
2. Ю.А. Ершов, Общая химия, М., Высшая школа, 2003 г. 390 с.
3. Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'lotlar. Farmatsevtika institute talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R.To'xtayev va boshqalar, Toshkent, 2005. 368 b.
4. N.A.Parpiyev, A.G.Muftaqov, H.R.Rahimov , Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.
5. N.S.Axmetov, Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
6. E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
7. N.L.Glinka, Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
8. H.R.Rahimov , Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent, 2001. 244 b.

Atom tuzilishi

Fanga uzoq vaqt atomlar bo'linmasdir degan fikr uzoq vaqt hukm surgan. Atomlar mayda qismlarga bo'linmaydi deb hisoblangan. Ayni element boshqa elementlarga aylanmaydi deb qaralgan.

Lekin XIX asr boshlarida ingliz fizigi **Dj. Tomson** atomning eng kichik bo'lagi elektronni topdi. Elektron atomning eng kichik zarrachasi bo'lib u manfiy zaryadga ega. uning massasi $9,1095 \cdot 10^{-28}$ g/ ga teng. Uning atom massasi vodorod atomining massasidan 1843 marta kichik. Elektronning zaryadi -1.

Elektronlar manfiy zaryadlangan atomlar esa elektroneytral. Demak atomlarda musbat zaryadlangan zarrachalar ham bor. Atomlar yana ham kichik zarrachalardan iborat ekanligi radioaktivlik hodisasi ochilgandan so'ng aniqlandi/ Radioaktivlik hodisasi **1896 y. Fransus olimi Anri Bekkerel** tomonidan ochildi. U uran va uning birikmalarini ko'zga ko'rinmas nurlar tarqatishini aniqladi.

Hozirgi paytda uch xil radioaktiv nurlar borligi aniqlangan. Bular α , β va γ nurlardir. bu nurlar magnit maydoni ta'sirida 3 qismga ajraladi.

α – nurlar magnit maydonida manfiy plastinkaga qarab og'adi, demak ular musbat zaryadlangan. Har qausi α - zarracha gelyi atomlaridan 2 ta elektron yoqolishidan hosil bo'lishi aniqlangan. Shuning uchun ularning zaryadi +2 atom massa geliyning atom massasiga tengdir.

α – zarrachalar havodagi elektronlarni biriktirib geliy atomlariga aylanadi.

β - nurlar elektronlar oqimidan iboratdir.

Ular magnit maydonida musbat qutbga qarab og'adi. ularning harakat tezligi 200000 km/ sek/ni tashkil etadi.

γ - nurlar qisqa elektromagnit to'lqinlaridan iborat. Ular zaryadga ega emas. Radioaktiv bo'linish o'z o'zidan katta miqdorda energiya chiqishi bilan boradi.

Atomning yadroviy tuzilishi

Birinchi atom tuzilishi to'g'risidagi nazariya 1903 y. ingliz olimi Tomson tomonidan yaratildi. Bu nazariya ion-elektron yoki statik nazariya deyiladi.

Tomson nazariyasiga ko'ra atom musbat zaryadlangan doira bo'lib, bu zaryadni ichida doimo elektronlar tebranib turadi. Ana shu atomning musbat zaryadlangan qismi atomning butun qismini egallab turadi.

Lekin 1911 yilda ingliz fizigi Ernest Rezerford dinamik yoki atom tuzilishini yadroviy nazariyasini yaratdi.

Rezerford yupqa metall plastinkadan α - zarrachalarni o'tishini o'rgandi, bunda α -zarrachalarni bir qismini o'z-o'zidan ma'lum burchakka og'ishini topdi. Bu hodisa α - zarrachalarni tarqalishi hodisasi sifatida dunyoga mashhur. Bunday jarayonni Tomson nazariyasi yordamida tushuntirib bo'lmaydi. Chunki o'rtada musbat zaryadni toplanishi musbat zarrachalarni yo'nalishini o'zgartirishga qodir emas. Shu tufayli Tomson nazariyasidan voz kechishga to'g'ri keldi.

E.Rezerford α - zarrachalarni og'ishini tushuntirish uchun atomning planetar modelini yaratdi. Bu nazariyaga ko'ra atom juda kichik o'lchamga ega

bo'lgan yadroga ega. Yadroda atomning butun massasi toplangan. Yadro atrofida manfiy zaryadlangan elektronlar aylanadi. Markazdan qochma kuchlar elektronlarning yadroga tortilishiga qarshilik ko'rsatadi.

Atomning o'lchami 10^{-11} m, yadroning o'lchami bo'lsa 10^{-16} m atrofida. Ko'rinib turibdiki yadro atomga nisbatan 100000 marta kichik. Shuning uchun ham α -zarrachalar yupqa metall plastinkadagi yadrolar orasidagi masofadan o'tib ketadi va u o'z yo'nalishini o'zgartirmaydi. Agar α -zarrachalar yadrolarni yaqinidan o'tsa ular og'adi. α -zarrachalar yadrolar mavjudligini isbot etmay ularning zaryadini aniqlashga imkon beradi. Elementlarning davriy jadvaldagi tartib nomeri yadroda protonlar sonini hamda yadro atrofida aylanuvchi elektronlar sonini ko'rsatadi.

1913 y. Rezerfordning o'quvchisi **ingliz olimi Mozli** rentgen nurlarining spektrini tekshirib, element tartib nomeri bilan rentgen nurlarini to'lqin uzunliklari orasida bo'g'lanish borligini aniqladi:

$$\nu = A(z-b)$$

Bu yerda z elementning tartib nomeri; A , b o'zgarmas sonlar; ν - rentgen nurining to'lqin uzunligi.

Mozli formulasi asosida rentgen nurining to'lqin uzunligini o'lchab elementning tartib nomerini topish mumkin.

Mozli qonuni D.I. Mendeleev elementlarni davriy jadvalga to'g'ri joylashtirganini ko'rsatadi.

Rentgen nurlari spektrini o'rganish asosida $z=72$ Re elementi ochilgan.

Mozli qonuniga ko'ra elementning tartib nomeri bu oddiy nomerlash emas balki atomning musbat zaryadini qiymatini ko'rsatar ekan, atomning asosiy xossalari uning yadro zaryadiga bo'g'liqdir.

Masalan, ${}_{11}\text{Na}^{23}$ natriy atomida elektronlar 11 va protonlar 11. Protonlar va neytronlar bir zarracha nuklonlarning ikki holatini ko'rsatadi.

Protonning massasi 1,0073 u.b. ga teng bo'lib, uning zaryadi +1 ga teng. Neytronning massasi 1,0087 u.b. ga teng, uning zaryadi nolga teng.

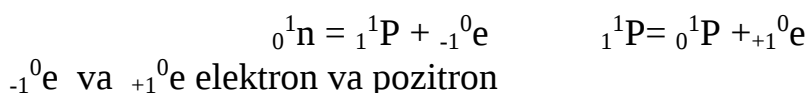
Neytron ochilgandan so'ng **1932 y. sovet olimlari Gapon va Ivanchenko** yadro tuzilishini proton–neytron nazariyasini yaratdilar. Bu nazariyaga ko'ra yadroda protonlar va neytronlar turadi.

$$N = A - Z$$

N - atomdagi neytronlar soni. A -elementning atom massasi. Z -elementning tartib nomeri.

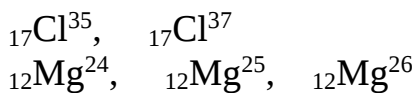
Yadroda protonlar va neytronlarni ushlab turuvchi kuchlar yadro kuchlari deyiladi. Ular juda qisqa masofada tasir etadi (10^{-16} m).

Yadroda protonlar neytronlarga yoki teskari jarayon sodir bo'lishi mumkin.

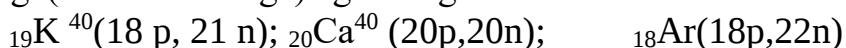


Izotoplar, izobarlar va izotonlar

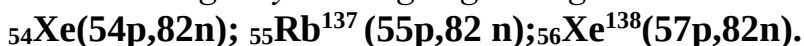
Yadro zaryadi bir xil lekin atom massasi turlicha bo'lgan atomlar to'plami izotoplar deyiladi. Bu zarrachalar tarkibida neytronlar soni har xil bo'ladi.



Har xil sondagi protonlar va neytronlarga, lekin bir xil sondagi nuklonlarga (atom massasiga) ega bo'lgan zarrachalar izobarlar deyiladi.



Bir xil sondagi neytronlarga ega bo'lgan zarrachalar izotonlar deyiladi.



Atomlar spektri

Atomning yadroviy tuzilishi modda tuzilishini bilishda muhim qadam hisoblanadi. **Rezerford nazariyasi ikki qarama-qarshilikka ega:**

- bu nazariya atomning barqarorligini tushuntura olmadi. Musbat zaryadlangan yadro atrofida aylanayotgan elektron elektromagnit to'lqinlari tarqata borib o'z energiyasini yo'qota borishi buning natijasida elektron borgan sari yadroga yaqinlasha boradi. U hamma energiyani yo'qotgandan so'ng yadroga qulashi kerak. Ammo atomlar cheksiz uzoq vaqt barqaror va buzilmasdan tura oladi.
- atomni Rezerford bo'yicha tuzilishi atom spektrlari to'g'risida noto'g'ri xulosalar chiqarishga olib keladi. Yadro atrofida aylanayotgan elektron yadroga yaqinlashib o'zining harakat tezligini doim o'zgartirib borishi kerak. Elektron tarqatayotgan nurning to'lqin chastotasi uning aylanish chastotasiga bog'liq va uzluksiz o'zgarib borishi kerak. Demak, atomlar tomonidan tarqatilayotgan nur uzluksiz spektrga ega bo'ladi.

Shunday qilib, Rezerford nazariyasi atomlarning

barqarorligi va atomlar spektrini uzlukli tabiatini tushuntirib bera olmadi.

Ma'lumki qattiq modda yoki suyuqlik tomonidan tarqatilgan nur uzluksiz tabiatga ega. Cho'g'lantirilgan gazlar va bug'larning spektri aniq to'lqin uzunligiga ega bo'ladi, bular qora chiziq bilan bir-biridan ajralgan bo'ladi. Masalan kaliyning atom spektrida uchta chiziq bor. 2 qizil va 1 binafsha. Bunday spektrlar chiziqli spektrlar deyiladi va ular har bir element uchun xarakterli bo'ladi.

Nurning kvant nazariyasi

Nemis fizigi **Maks Plank 1920 y.da** qizdirilgan moddaning nur chiqarish xossasini, moddalar tomonidan nur chiqarilishi va yutilishi uzoq – uzoq, y'ani diskret holda sodir bo'ladi deb baholadi.

Bunday holda nur energiyasi (E) nur chastotasi (ν) bilan quydagicha bog'langan:

$$E = h \cdot \nu$$

Bu formula Plank formulasi deyiladi. h -proporsionallik koeffisienti yoki Plank doimiysi uning qiymati $6,626 \cdot 10^{-34}$ J/Sek.

1905 y.da Albert Eynshteyn fotoelektrik effektini o'rganish jarayonida elektromagnit to'lqinlari (nuri) kvantlar holida, nurlanish bu fotonlar holatida tarqalishini aniqladi. Bundan yorig'liq to'lqinlari zarrachalar oqimi ekan degan muhim xulosaga keldi. Fotonlarning energiyasi Plank formulasi orqali aniqlanadi. Nurning kvant nazariyasidan fotonlar bo'linmaydi degan xulosa chiqadi. Ular fotografik qog'ozda iz qoldiradi va zarra xossasini namoyon etadi. Foton korpuskulyar va to'lqin xossasiga ega bo'lib bu holat yorug'lik nurining interferensiyalanishi va difraksiyalanishida o'z aksini topadi. Demak, fotonga ham korpuskulyar ham to'lqin xossasi tegishlidir.

Elektron qavatlarining Bor nazariyasi bo'yicha tuzilishi

Daniyalik fizik Nils Bor o'z nazariyasida atomning yadro modelidan, nurlanishning kvant nazariyasi va nurlanishning uzluksizlik tabiatini hisobga olgan holda quyidagi xulosani chiqardi.

Atomdagi elektronlarning energiyasi uzluksiz o'zgarishi mumkin emas, ularning energiyasi uzlukli o'zgaradi.

Shuning uchun atomda har qanday energetik holatlarda elektronlar bo'lmasdan, faqat "ruxsat etilgan" energetik holatlarda bo'ladi. Atomdagi elektronlarning energetik holatlari kvantlangan. Bir "ruxsat etilgan" orbitaldan ikkinchisiga sakrash bilan o'tiladi.

Bor nazariyasi quyidagi postulatlardan iborat:

1. Elektronlar yadro atrofida har qanday orbitalar bilan emas, ma'lum aylanma orbitalar bilan aylanadi. Bu orbitalar "ruxsat etilgan" orbitalar deyiladi.

2. "Ruxsat etilgan" orbitallar bo'yicha harakatlanishda elektronlar nur tarqatmaydi.

3. Elektronlar bir "ruxsat etilgan" orbitaldan ikkinchisiga o'tishda nur tarqatadi. Bu elektromagnit kvanti energiyasi atomning oxirgi holatdan boshlang'ich holatga o'tgandagi energiyalari farqidan topiladi.

$$h\nu = E_2 - E_1$$

E_2 va E_1 atomdagi turli energetik holatlardagi energiyalar farqi.

Bor nazariyasini ko'p yutiqlari bilan bir qatorda o'ziga xos kamchiliklari ham bor edi. Masalan bir "ruxsat etilgan" orbitaldan ikkinchisiga o'tishda qayerda bo'ladi. Shuningdek, Bor nazariyasi hatto vodorod spektrini ravshanlik sababini tushuntirib bera olmadi.

Kvant mexanikasining nazariy asoslari

1924 y.da fransuz fizigi de- Broyl korpuskulyar to'liq dualizmi nafaqat fotonlar uchun, balki elektron uchun ham o'rinli degan fikrni ilgari surdi. Ma'lum massa va tezlikka ega elektron uchun u quyidagi formulani taklif etdi.

$$\lambda = h/m \cdot v$$

m –elektronning massasi va v- harakat tezligi.

Mikrojismlarning ikki yoqlama xossalarini 1927 y.da **Verner Geyzenberg** tomonidan ta'riflangan noaniqsizlik prinsipi tushuntiradi.

Mikrojismlarning tezligi (yoki impulsi $p=m \cdot v$) va fazoviy holatini (koordinatlarini) bir paytni o'zida aniqlash mumkin emas. Bu noaniqsizlik prinsipi quyidagicha formulaga ega:

$$\Delta q \Delta v \geq h/m$$

Holat noaniqsizligi (Δq) va tezlik noaniqsizligi ko'paytmasi h/m dan kichik bo'lishi mumkin emas. Noaniqsizlik prinsipi mikrojismlar uchun butunlay boshqacha qonunlar qo'llanishini ko'rsatadi.

Elektron bulut

Kvant mexanikasida elektronning atomdagi holati elektron bulut orqali ko'rsatiladi. Bunday bulut yadro atrofidagi elektron bulut zichligiga to'g'ri proporsional bo'ladi. Atomdagi elektronning harakati to'liq tabiatiga ega bo'lgani uchun, kvant mexanikasida u tulqin funksiyasi bilan tasniflanadi. Bu tulqin funksiyasi elektronga tegishli fazoviy koordinatlarini ko'rsatadi. To'liq funksiyasini qiymati $\psi=f(x,y,z)$ ga teng, bu yerda x,y,z koordinata nuqtalari.

To'liq funksiyasini kvadrati (ψ^2) atomlararo fazoda elektronning bo'lish ehtimolligini ko'rsatadi. Yadro atrofida 90% elektronning bo'lish ehtimoli bo'lgan fazo orbital deyiladi. Atomdagi elektronni bo'lish ehtimolligini hisoblash va uni energiyasi bilan bog'lanishni topish ancha murakkab vazifa bo'lib u Shredinger tenglamasi orqali yechiladi.

Shredinger tenglamasi

1926 y.da Ervin Shredinger kvant mexanikasida katta ahamiyatga ega bo'lgan tenglamani yaratdi. Tenglama to'liq funksiyasi bilan elektronning fazoviy koordinatalari, potensial energiyasi va umumiy energiya orasidagi bog'lanishni ko'rsatadi. E. Shredinger tenglamasi quyidagicha:

$$\nabla^2 \psi + 8\pi^2 m/h^2 (E-U) \psi = 0$$

Bu yerda $\nabla^2 \psi = \partial^2 \psi / \partial x^2 + \partial^2 \psi / \partial y^2 + \partial^2 \psi / \partial z^2$ to'liq funksiyasini x,y,z koordinatalar bo'yicha ikkinchi tartibli hosilasi. m-elektronning massasi; E- umumiy energiya zahirasi; h-Plank doimiysi.

Kvant sonlar

Atom orbitalarni to'la tasniflash uchun kvant sonlar to'plami qabul qilingan. Kvant sonlarga: **n** –bosh kvant son; **l**-orbital kvant son;

m_l -magnit kvant son: **S**- spin kvant son kiradi.

1. Bosh kvant son (**n**) harfi bilan belgilanadi. elektronning umumiy energiya zahirasi va energetik pog'onaning nomerini ko'rsatadi. Odatda bosh kvant son butun sonlar to'plamidan iborat. Haqiqatda bosh kvant son 1 dan 7 gacha bo'lgan sonlar to'plamidan iborat. Bosh kvant son qiymati ortgan sari elektronning umumiy energiya zahirasi ortib boradi.

2. Orbital kvant son **l** harfi bilan belgilanadi. Orbital kvant sonining qiymati 0 dan boshlanib bosh kvant sonidan bir qiymat kam qabul qiladi. $l=n-1$

n	1	2	3	4	5	6
l	0	1	2	3	4	5
Belgisi	s	p	d	f	g	h

Orbital kvant soni elektron bulut shaklini elektron bulut o'lchamini ko'rsatadi. $n=1$ va $l=0$ yozuv elektron bulut shakli shar holatda ekanligini va elektron pog'onalar soni 1 tengligini ko'rsatadi.

3. Magnit kvant soni **m** harfi bilan belgilanadi. Elektron bulutlarni fazodagi vaziyatini ko'rsatadi. Magnit kvant soni qiymati orbital kvant soniga bog'liq. $m=2l+1$

Elektronlar	Orbital Kvant soni	Magnit kvant soni	Orbitallar Soni(ayni <i>l</i> uchun)
s	0	0	1
p	1	+1,0,-1	3
d	2	+2,+1,0,-1,-2,	5
f	3	+3,+2,+1,0,-1,-2,-3	7

Magnit kvant soni qiymati 0 ni qabul qilgan holda butun sonlar to'plamidan iborat. Uni qiymati $\pm$ qiymatlar to'plamidan iborat bo'ladi ($m=0,\pm 1,\pm 2,\pm 3,\pm \dots$).

4. Spin kvant soni **s** harfi bilan belgilanadi (spin- urug'). Elektronning o'z o'qi atrofida aylanish yo'nalishini tasniflaydi. Uni qabul qiladigan qiymatlari ikkita $+\frac{1}{2}$ va $-\frac{1}{2}$.

Pauli prinsipi

Atomdagi elektronlarni holati ana shu 4 la kvant son bilan tasniflanadi. **Volf-gang Pauli(1925 y.) prinsipiga ko'ra to'rttala kvant soni bir xil bo'lgan ikkita elektron bo'lishi mumkin emas.**

Atomdagi elektronlarning holati to'rttala kvant soni bilan tasniflanishi mumkin (s, p, d, f). Ular elektronning spini, energiyasi, fazodagi elektron bulutning hajmi va shakli hamda yadro atrofida bo'lish ehtimoligini ko'rsatadi.

Atomning bir kvant holatdan ikkinchisiga o'tishida kvant son o'zgarib, elektron bulut o'z tuzilishini o'zgartiradi. Bunda atom energiya kvantlarini yutadi yoki chiqaradi.

Masalan, birinchi energetik pog'onadagi vodorod atomida mavjud elektronlarning kvant sonlarini topamiz. Birinchi pog'onada eng ko'pi bilan 2 ta elektron bo'lishi mumkin. Bu holat uchun bosh kvant son $n=1$, $l=0$, $m=0$ va spin kvant soni $s=+1/2$ ga teng.

Shuning uchun ham vodorod atomi elektron formulasi $1s^1$.

Geliy atomi uchun yadro atrofida ikkita elektron aylanadi. $n=1$, $l=0$, $m=0$ elektronlardan biri uchun spin kvant soni $+1/2$ ga va ikkinchisi uchun $-1/2$ ga teng. Geliyning elektron formulasi $1s^2$.

Ikkinchi davr elementlari uchun bosh kvant son qiymati 2 ga teng. Bu davrda elementlar litiydan boshlanib neongacha davom etadi. Litiy uchun elektron formula $1s^2 2s^1$. Bu elementdagi tashqi qavatdagi elektron uchun $n=2$, $l=0$, $m=0$, $s=+1/2$ ga teng.

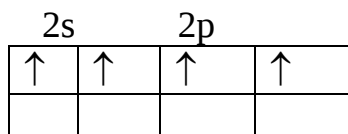
Berilliyning elektron formulasi $1s^2 2s^2$. Bor p-elementlar qatoriga kirgani uchun uning elektron formulasi $1s^2 2s^2 p^1$. Tashqi qavatdagi p-elektron uchun $n=2$, $l=1$, $m=0$, $s=+1/2$ ga teng. Uglerodning elektron formulasi $1s^2 2s^2 2p^2$. Uglerodning p-pog'nachasidagi elektronlar 2 ta:



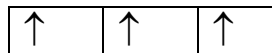
Bu elektronlar uchun $n=2$, $l=1$, $m=0$ yoki $m=-1$ va $s=+1/2$. Uglerodning toq elektronlari soni 2 ta. Shuning uchun ham uning valentligi 2 ga teng.

Gund qoidasi. Yadro zaryadi ortishi bilan elektronlarning kvant yacheykalarga to'ldirish spin kvant sonining qiymati maksimal bo'lish tartibida amalga oshiriladi. Shu qoida 2p holatda elektronlarning joylanishida o'z aksini topgan.

Uglerodga ma'lum energiya berilsa u qo'zg'algan holatga o'tib uning valentligi 4 ga teng bo'ladi.

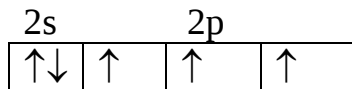


Azotning elektron formulasiga ko'ra $1s^2 2s^2 2p^3$.

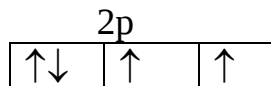


Tashqi qavatdagi elektronlar uchun $n=2$, $l=1$, $m=0, -1, +1$ uchta qiymatga ega. Gund qoidasiga ko'ra uchala elektron uchun ham $S=+1/2$. Chunki elektron bulutlarning fazoviy holatlari uchta.

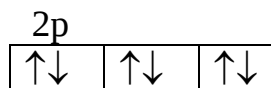
Azotdagi toq elektronlar soni 3 ta. Agar 2s va 2p –pog'onachalar hisobga olinsa eng ko'p valentlik imkoniyati 4 ga teng bo'ladi. Shuning uchun azotning valentligi 5 bo'lishi mumkin emas.



Kislorod quyidagicha elektron formulaga ega bo'lib $1s^2 2s^2 2p^4$. Kisloroddagi to'rtinchi elektron faqat spin kvant soni bilan farq qiladi. Kislorodda toq elektronlar soni ikkita, shuning uchun uning valentligi doimiy bo'lib ukkiga teng.



Ftorning elektron formulasi $1s^2 2s^2 2p^5$. Ftor atomining tashqi pog'onasidagi toq elektronlar soni bitta. Ftor doimiy 1 valentli. Ikkinchi davrning oxirgi elementi neon. Uning elektron formulasi $1s^2 2s^2 2p^6$.



2 davrda 8 ta element bor. Ulardan 2 tasi s- element. 5 –element B dan 10- element Ne gacha p-pog'onacha to'lgani uchun ular p-elementlar qatoriga kiradi.

Atomning elektron pog'onasida joylashgan elektronlar soni quyidagicha topilishi mumkin:

$$N_n = 2 \cdot n^2$$

Birinchi energetik pog'onada $N_1 = 2 \cdot 1^2 = 2$ 2 ta elektron bor. Ikkinchi energetik pog'onada elektronlar soni 8 ta, ulardan 2 tasi s elektronlar 6 tasi p elektronlarga tegishli bo'ladi.

$$N_2 = 8 = 2 \cdot 2^2 = 8$$

3-energetik pog'onada $n=3$, $l=0,1,2$ $m= -3,-2,-1,0,+1,+2,+3$ bo'lgan holatda va $s= +1/2$ yoki $-1/2$ bo'lgan 18 ta elektron bor. Jami elektronlar soni :

$$N_3 = 2 \cdot 3^2 = 2 \cdot 9 = 18$$

$$N_4 = 2 \cdot 4^2 = 2 \cdot 16 = 32$$

Bir pog'onachada joylashgan elektronlar soni:

$$N_l = 2(2l+1)$$

s	2
p	6
d	10
f	14

1- pog'onachada $n=1$ $l=0$ shuning uchun va hokazo:

s- pog'onachada $N_0=2(2\cdot 0+1) = 2$

p- pog'onachada $N_1=2(2\cdot 1+1) = 6$

d- pog'onachada $N_2=2(2\cdot 2+1) = 10$

f- pog'onachada $N_3=2(2\cdot 3+1) = 14$

uchinchi davr Na ($z=11$) boshlanadi. Na va Mg($z=12$) s-elementlar.

$_{11}\text{Na} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

$_{12}\text{Mg} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Al dan boshlab p-pog'onacha to'la boshlaydi.

p-pog'onachaning to'lishi inert gaz Ar(18) gacha davom etadi.

$_{13}\text{Al} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

$_{18}\text{Ar} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Agar 2 va 3 davr elementlarining bir xil guruh elementlari solishtirilsa ularning elektron tuzilishlari o'xshash bo'ladi. Demak, elementlarning davriy jadvalda joylanishi ularning atomlarini elektron tuzilishiga mos keladi.

Argonda 3s va 3p energetik pog'onalar elektronlarga to'lgan, lekin 3d pog'ona bo'sh. To'rtinchi davr elementlari argondan keyin keladigan $_{19}\text{K}$ va $_{20}\text{Ca}$ da 3 energetik pog'onaning to'lishi vaqtinchalik to'xtaydi. d pog'onacha o'rniga 4s qavatga to'la boshlaydi.

$_{19}\text{K} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

$_{20}\text{Ca} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

4s pog'onadagi elektronlar 3d pog'onadagiga qaraganda kamroq energiya zahirasiga egadir. Shuning uchun ham K va Ca da tashqi elektron qavatlarining to'lishi atomning barqaror holatiga mos keladi.

4s pog'onadaga elektronlarni to'ldirish V.M.Klechkovskiy(1900-1972) qoidasiga asoslanib amalga oshirilishi mumkin. Bunda eng asosiy ko'rsatkich bosh(n) va orbital(l) kvant son hisobga olinadi.

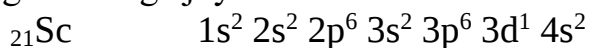
Klechkovskiyning 1 qoidasi. Atomning yadro zaryadi ortishi bilan elektronlarni pog'onachalarga to'ldirish ketma-ketligi bosh va orbital kvant sonlar yig'indisi ($n+l$) ortib borish tartibida amalga oshiriladi. Masalan, kaliy uchun 3d 4s 4p holatlar uchun shu qoida hisobga olinsa 3d holat uchun $n=3$ $l=2$ $n+l=5$. Agar 4s holat amalga oshirilsa $n=4$ $l=0$ $n+l=4$.

Agar 4p holat to'ldirilsa edi $n=4$ $l=1$ $n+l=5$. Klechkovskiy qoidasiga ko'ra 4s holat uchun $n+l$ qiymat eng kichikligi ko'rinib turibdi.

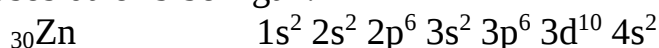
21 element Scandiy atomining tuzilishi qaralsa, bunda 3d4s4p pog'onachalar to'ldirilishi hisobga olinsa 3d uchun $n=3$ $l=2$ $n+l=5$. 4s pog'onachaning to'lishi hisobga olindi. 4p pog'onachada bo'lsa $n=4$ $l=1$ $n+l=5$. Demak, $n+l$ 3d holatda ham va 4p holatda ham bir xil qiymatga ega bo'lib qoldi.

Elektron orbitalarda n qiymati qancha katta bo'lsa elektronning energiyasi shuncha yuqori bo'ladi. Kvant yacheykalarni elektronlar bilan to'ldirish Klechkovskiyning ikkinchi qoidasiga ko'ra olib boriladi.

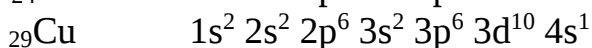
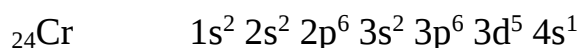
Klechkovskiy 11 qoidasi. Atomning yadro zaryadi ortishi bilan bosh va orbital kvant sonlari bir xil bo'lganda $(n+1)$ elektronlarni pog'onachalarga to'ldirish bosh kvant sonining qiymati ortib borish tartibida amalga oshiriladi. Sc atomida shu qoida amalga oshirilgan va elektronlarni d-pog'onachaga joylashtirish kerak.



Keyingi keladigan elementlarda elektronlarni to'ldirish yuqoridagi qoida asosida olib borilgan.



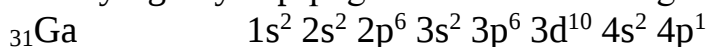
Sc-Zn orasida keladigan elementlar d-elementlar jumlasiga kirib, ularda elektronlarni to'lishi tashqaridan ikkinchi qobiqni joylanishi bilan amalga oshadi. Lekin 24 element Cr va 29 element Cu da bu qoidadan chetlanish ro'y beradi. Xrom va mis atomlarida elektronlarning 4s holatdan 3d holatga sakrashi ro'y beradi.



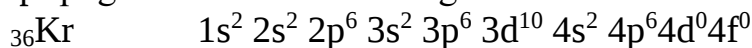
Xrom va misning bunday holati pog'onachalardagi elektronlarning s-dan d-ga o'tishida yuqori energetik barqaror holatga o'tishi bilan tushuntiriladi. Atomning ayni holatga o'tishida kamroq energiyali holatga o'tish kuzatiladi.

31 element Galliy p-elementlar qatoriga kiradi.

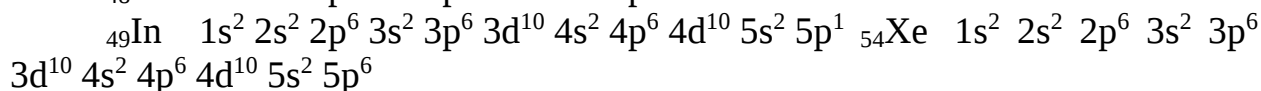
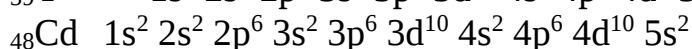
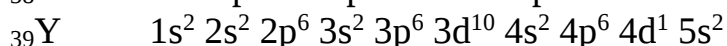
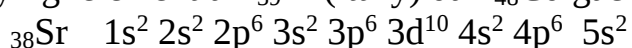
Shu tufayli galliyda p-pog'onacha elektronlarga to'ladi:



p-pog'onachani to'lishi Kr gacha davom etadi.

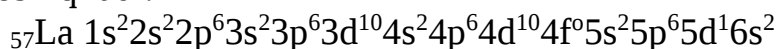


Beshinchi davr elementlari ${}_{37}\text{Rb}$ va ${}_{38}\text{Sr}$ s-elementlar qatoriga kiradi. Ularning atomlari quyidagi tashqi elektron konfiguratsiyaga ega: $5s^1$ va $5s^2$. Keyingi elementlar ${}_{39}\text{Y}$ (ittriy) dan ${}_{48}\text{Cd}$ gacha davom etadi.

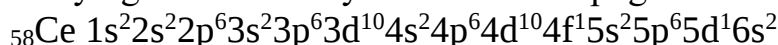


Oltinchi davr elementlari Cs va Bariydan boshlanib ular s-elementlarga kiradi.

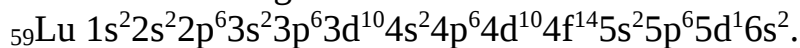
6 davr elementlari $2s^1$ (Cs, Ba) boshlanadi. Bularda orbitallar $n+1$ ortib borish tartibida to'lib boradi. Bu elementlar tashqi elektron konfiguratsiyasi: $6s^1$ va $6s^2$. 6 davrning 3 guruh elementi qatoriga La kiradi. Bu element lantanoidlar qatorini hosil qiladi.



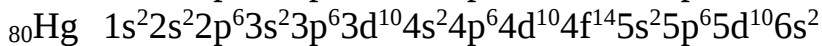
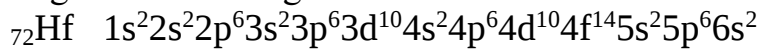
Lantanda 4f pog'onacha to'lishi kerak edi. Bu chetlanish vaqtinchalik sodir bo'ladi. Keyingi element seriydan boshlab 4f pog'onacha to'la boshlaydi:



Ushbu tartib Lu gacha davom etadi:

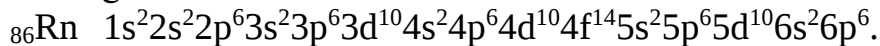


72 element Gafniy d-element qatoriga kiradi. Hf dan Hg gacha d-pog'onani elektronlarga to'lishi amalga oshadi:

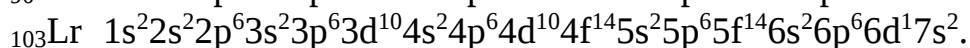
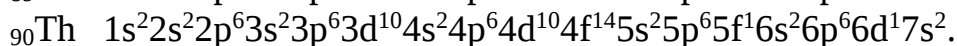
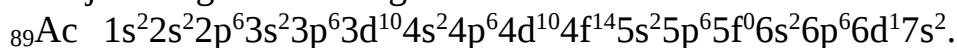


Tl dan boshlab 6p-pog'onani elektronlarga to'lishi ro'y beradi.

$_{81}\text{Tl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^1$ Bu pog'onachani to'lishi Rn gacha davom etadi.



Yettinchi davr elementlari Fr va Ra s-elementlar hisoblanadi. Bu elementlar eng tashqi elektron konfiguratsiyalari $7s^1$ va $7s^2$. 89 element Ac da lantanga o'xshash vaqtinchalik d-pog'onachani elektronlarga to'lishi sodir bo'ladi. Toriy f-element jumlasiga kirib uning elektron formulasi:



Shunday qilib 10 ta elementda elektronlar ko'chishi kuzatiladi ($_{24}\text{Cr}$, $_{29}\text{Cu}$, $_{41}\text{Nb}$, $_{42}\text{Mo}$, $_{45}\text{Rh}$, $_{47}\text{Ag}$, $_{78}\text{Pt}$, $_{79}\text{Au}$), 1 ta elementning tashqi qavatida elektron qolmagan ($_{46}\text{Pd}$). 104 elementdan 109 elementgacha hozirgi paytda o'rganilgan. Ular d-elementlar qatoriga kirib radioaktiv elementlardir.

Atomlar davriy xossalari

Elektronlar ham to'liq ham zarra xossaga ega bo'lgani uchun atomning aniq o'lchamini topish qiyin. Atomning absolyut chegarasini topib bo'lmaydi. Hisoblarda effektiv yoki ayni lahzadagi o'zgaruvchi atom radiusidan foydalaniladi. Atomning radiusi eng muhim kattaliklardan biridir. Atomning radiusi qancha katta bo'lsa uning tashqi elektroni shuncha bo'sh bog'langan. Davrda atomning radiusi chapdan o'ngga qarab kamayadi. Guruhlarda bo'lsa yuqoridan pastga qarab ortadi.

Ionlanish energiyasi(I). Atomdan 1 ta elektron uzib chiqarish uchun kerak bo'ladigan energiyaga ionlanish energiasi deyiladi. Davrda ionlanish energiasi chapdan o'ngga qarab ortib boradi. Guruhda yuqoridan pastga qarab ionlanish energiyasi kamayadi.

Elektonga moyillik energiyasi(E). Atomga 1 ta elektron biriktirganda ajraladigan energiyaga aytiladi. Elektonga moyillik energiyasining qiymati ionlanish energiyasiga o'xshash bo'ladi.

Elektromanfiylik(X=I+E). L. Poling taklifiga ko'ra atomning o'ziga elektron tortish xususiyatiga elektromanfiylik deyiladi. Li ning elektromanfiyligi 1 deb qabul qilingan. Ftorning nisbiy elektromanfiyligi 4,1 ga teng. Bu nisbiy elektromanfiylikni ko'rsatadi.

12- 13 ma'ruzalar.

BIRIKMALARNING HOSIL BO'LISHIDA ATOM,ION, KOVALENT, METALL BOG'LANISHLAR. KIMYOVIY BOG'LANISH TURLARI.

Ma'ruzaning rejasi:

1. Kimyoviy bog'lanish tabiati.
2. Kovalent bog'lanish.kovalent bog'lanish hosil qilish usullari.
3. Bog'ning yo'naluvchanligi va to'yinuvchanligi.
4. Gibridlanish nazariyasi.
5. Markaziy atomdagi bo'linmagan elektronlar juftining molekula tuzilishiga ta'siri.
6. Molekulyar orbitallar usuli.
7. Ikki atomli gomoyadroli birikmalar.
8. Ikki atomli geteroyadroli birikmalar.
9. Ion bog'lanish.Vodorod bog'lanish.Metall bog'lanish.
10. Molekuladagi o'zaro ta'sirlar.

Ajratilgan vaqt - 4 soat.

Ma'ruzaning maqsadi: Kimyoviy bog'lanish kimyo fanining nazariy asoslarini tashkil etadi. Shuning uchun ham kimyoviy bog'lanishni bilish mutaxassislik bo'yicha fanlarni puxta egallashga yordam beradi. Ayniqsa dori moddalarning ta'sir qilish mexanizmini tushunish uchun molekuladagi atomlarning bog'lanish tartibini yaxshi tushunish kerak.

Adabiyotlar:

1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent,2006,390 b.
- 2.Ю.А. Ершов,Общая химия,М., Высшая школа,2003 г. 390 с.
- 3.Умумий ва anorganik kimyodan amaliy mashg'lotlar.Farmatsevtika institute talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov,R.Aristanbekov, H.R.To'xtayev va boshqalar, Toshkent,2005. 368 b.
- 4.N.A.Parpiyev,A.G.Muftaqov,H.R.Rahimov , Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.
- 5.N.S.Axmetov,Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
- 6.E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
- 7.N.L.Glinka,Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
8. H.R.Rahimov , Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent,2001.244 b.

KIMYOVIY BOG'LANISHNING TABIATI VA KIMYOVIY BIRIKMALARNING TUZILISHI

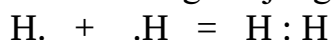
Kimyoviy bog'lanish haqidagi ta'limot hozirgi zamon kimyosining asosidir. Bu ta'limotsiz kimyoviy birikmalarning xossalarini va ularning reaksiyaga kirishish qobiliyatlarini tushunish mumkin emas.

Kimyoviy bog'lanishning uchta asosiy tipi ma'lum: kovalent, ion va metall bog'lanish.

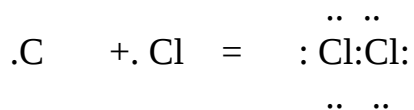
Kovalent bog'lanish. O'zaro ta'sir etuvchi atomlar elektron bulutlarining umumlashuvi hisobiga vujudga keladigan bog'lanish kovalent bog'lanish deyiladi. Kovalent boglanishni tushuntirishning 2 ta usuli bor. Ular: valent bog'lanish usuli (VBU), molekulyar orbitalar usuli (MOU).

Bu boglanish VBUIDa quyidagicha tushuntiriladi:

1) kimyoviy birikma ikkita atomdagi qarama-qarshi spinli elektronlarning o'zaro juftlashuvi hisobiga vujudga keladi:

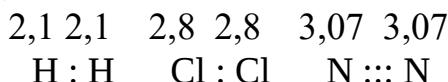


2) kimyoviy birikmada elektron bulutlar bir-birini qanchalik ko'p qoplasa, bog' shunchalik mustahkam bo'ladi.

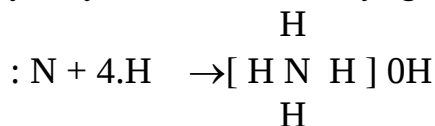


Kimyoviy birikma 2 xil bo'ladi: 1) qutbli va 2) qutbsiz.

Qutbsiz kovalent bog'lanish bir xil atomlar orasida vujudga keladi. H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 , F_2 , Br_2 , I_2 va hokazolar kabi birikmalarda qutbsiz kovalent bog'lanish bo'ladi.

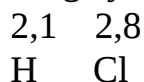


Qutbli kovalent bog'lanish. Bunda umumlashgan elektron jufti hechqaysi atom tomon siljimagan bo'ladi, chunki har ikkala atomning o'ziga elektronni tortish qobiliyati, ya'ni elektromanfiyligi bir xil



Qutbli kovalent bog'lanishda elektron jufti (elektron buluti) elektromanfiyligi katta atom tomon siljigan bo'ladi. Boglovchi elektron juftining siljishi polarizatsiya (qutblanish) deyiladi. HCl molekulasida bir taraflama qutblanish bo'lgani uchun xlor yadrosi yaqinidagi elektron bulut zichligi katta. (+) va (-) elektrik markazlari molekulada bitta nuqtaga tushmaydi. Ular bir-biridan qandaydir 1 masofada bo'ladi. Molekula kichik elektrik dipolga aylanadi. Natijada molekulaning bir qismi (+) musbat, ikkinchi qismi (-) zaryadlangan bo'ladi. Molekuladagi bunday bog'lanishlar polyar yoki geteropolyar bog'lanishlar deyiladi. H_2O , H_2S , HCl, NH_3 , HF va boshqalarda qutbli kovalent bog'lanish

kuzatiladi. Suv molekulasida elektron juftlar kislorod atomiga, vodorod ftorid molekulasida ftor atomiga yaqinroq joylashgan. Ular nosimmetrik molekulalardir.



Molekulaning qutblanish darajasi dipol momenti ($m \cdot l$) bilan o'lchanadi.

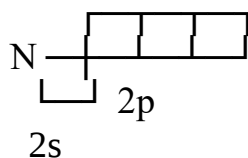
Dipol momenti debaylarda o'lchanadi (golland fizigi Debay sharafiga).

$1D = 10^{-18}$ elektrostatik zaryad birligiga yoki $1D = 3,33 \cdot 10^{-30}$ kulon $\cdot$ metr ga teng.

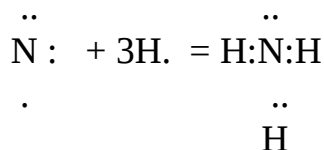
KOVALENT BOG'LANISH HOSIL QILISH USLUBI

Kovalent bog'lanish juftlashmagan elektronlar hisobiga hosil bo'ladi.

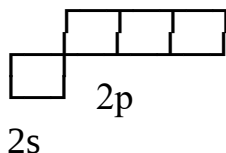
Qo'zg'alman azot atomida 3 ta toq elektron bor.



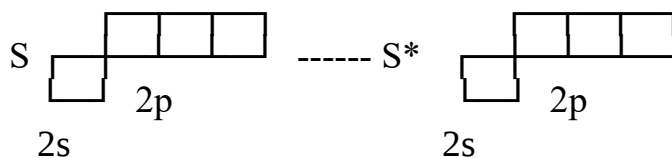
Demak, atomdagi juftlashmagan elektronlar hisobiga 3ta kovalent bog' hosil bo'ladi. N_2 va NH_3 molekulalarida azotning kovalentligi 3 ga teng.



Qo'zg'alman uglerod atomida 2ta juftlashmagan elektron bo'lganligi uchun 2ta kovalent bog' hosil qiladi.

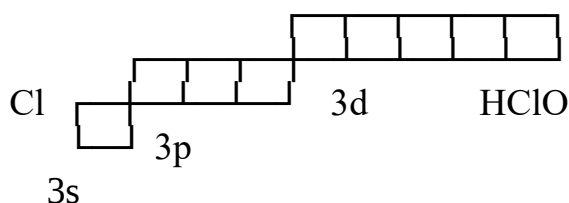


CO_2 va CH_4 larda uglerod atomi qo'zg'olgan holatga o'tganligi uchun 4ta kovalent bog' hosil qiladi. Bunda bog' hosil bo'lish jarayoni ko'p energiya ajralib chiqishi bilan boradi.

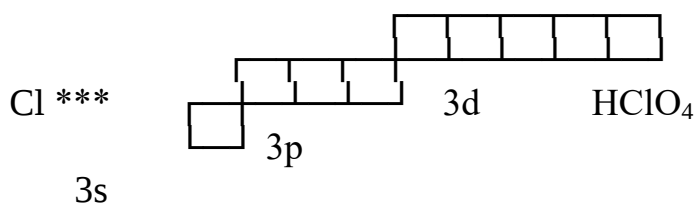
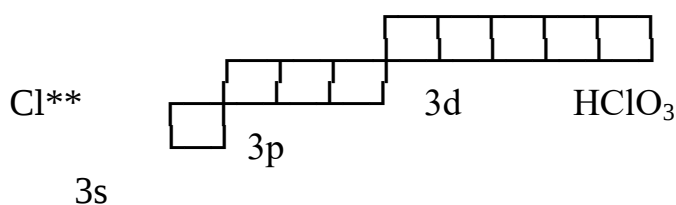
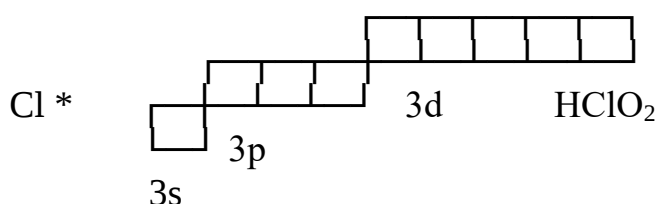


Kislorod va ftor atomlari bo'sh orbitallarga ega emas. Bunda juftlashmagan elektronlar sonini oshirish uchun elektronlar 3s orbitalga o'tish kerak, lekin bunda juda ko'p energiya sarflanishi kerak, u yangi bog' hosil bo'lishini qoplamaydi va shuning uchun yangi bog' hosil bo'lmaydi. Shuning uchun kislorod atomida faqat 2ta, ftor atomida bitta juftlashmagan elektron bor. Bu elementlar uchun doimiy valentlik xarakterli bo'lib, kislorod 2 va ftor 1 valentli.

III va boshqa davr elementlari d pog'onachadagi elektronlarni qo'zg'olgan holatda keyingi pog'onaning s va p pog'onachalariga o'tkazishi mumkin. Bunda juftlashmagan elektronlar soni ortadi. Masalan: Cl ning qo'zg'olmagan holatda 1 ta juftlashmagan elektroni bor.

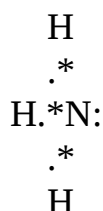


Xlorning 3ta qo'zg'olgan holati ma'lum.



Shuning uchun fluor atomidan farq qilib, xlor 1, 3, 5, 7 valentli bo'lishi mumkin. Oltinugurt atomida 3d pogonacha ham bor va u 4, 6 valentliklarni ham namoyon qiladi - SO₂, SCl₄, SF₆.

Ko'pchilik holatlarda kovalent boglanishlar elektronlarning juftlashishlari tufayli sodir bo'ladi.

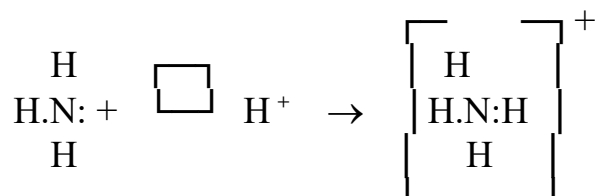


Bu yerda nuqtalar bilan avval azotga tegishli, * bilan avval vodorodga tegishli bo'lgan elektronlar ko'rsatilgan. 8 ta elektron dan 6 tasi 3 ta kovalent bog' hosil qilishda ishtirok etadi. Lekin 2ta elektron faqat azotga tegishli va bo'linmagan elektronlar juftini hosil qiladi. Bu elektronlar jufti bo'sh orbitali bor bo'lgan

boshqa atom bilan kovalent bog'lanish hosil qiladi. Bo'sh 1s orbital vodorod ionida bor.

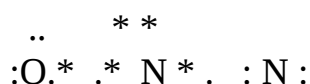


Masalan: ammiakning vodorod ioni bilan ta'sirlashuvi natijasida kovalent bog' hosil bo'ladi. Azotning bo'linmagan elektron jufti ikkala atom uchun umumiy bo'lib qoladi va NH_4^+ ioni hosil bo'ladi:



Bunda kovalent bog'lanish oldin azot (donor)ga tegishli elektronlar hisobiga vodorod atomi (aktseptor)dan orbital berilishi hisobiga hosil bo'ladi. Shuning uchun bunday bog'lanish donor-aktseptor bog'lanish deyiladi.

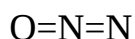
Tajribalar natijasida to'rttala N-H bog'lari ham bir xilligi topilgan. Bundan donor-akseptor bog'lanish tufayli hosil bo'lgan boglar juftlashgan elektronlar hisobiga hosil bo'lgan boglardan farq qilmaydi degan xulosa kelib chiqadi. Donor-akseptor bog'ga yana bir misol- N_2O . Uning struktura tuzilishi $\text{O}=\text{N}=\text{O}$. Bundan markaziy azot atomi boshqa atomlar bilan 5 orbital, ya'ni 10 ta umumiy elektron soniga ega fikr chiqadi. Shuning uchun bu formula noto'g'ri hisoblanadi. Azot (I) oksidni struktura formulasini ko'rib, har bir atomga tegishli elektronlarni 5 . 0va * bilan belgilaymiz:



Markaziy azot atomida juftlashmagan elektron hisobiga, 2 chisi kovalent bog'lanish hosil qiladi.

Shunday qilib, kislorod atomidagi elektron qavatlar to'ldirilgan, ularda 8 ta elektron barqaror qavat hosil qilgan. Lekin eng chetdagi azot atomida 6 ta elektron bor, demak oxirgi azot elektronlar aktseptori bo'lishi mumkin. Uning yonidagi markaziy atom bo'lsa bo'linmagan elektron juftiga ega, va u donor bo'lishi mumkin. Bu azot atomlari orasida donor aktseptor bog'lanish hosil bo'lishiga olib kelib, yana bitta kovalent bog' hosil qiladi.

Demak, N_2O ni tarkibidagi har bir atom 8 ta dan elektroni bor barqaror qavatni hosil qiladi. Agar donor-aktseptor bog'lanish tufayli hosil bo'lgan bog'ni struktura formulasi:



Markazdagi azot atomining kovalentligi 4ga chetdagi azotning kovalentligi 1ga

teng. Yuqorida keltirilgan misollar atomlar kovalent bog'lanishni har xil hollarda hosil qilishini ko'rsatadi. Kovalent bog'lar:

- 1) qo'zg'olmagan atomdagi juftlashmagan elektronlar;
- 2) qo'zgolgan atomdagi elektronlar juftining yakkalanishi va
- 3) donor-aktseptor usulida hosil bo'lishi mumkin.

Lekin ayni atomning kovalent bog'lari soni chegaralangan. U valent orbitallar soni bilan aniqlanadi, bu orbitallar soni kovalent bog' hosil qilishdagi energetik jihatdan qulay holatlar sonidir. Kvant-mexanik hisoblashlar bunday orbitallarga tashqi s, p va tashqaridan 2d orbitallar kirishini ko'rsatadi. Xlor va oltingugurt misolida d orbitallar ham ishtirok etishini ko'rdik.

2-davr elementlarining eng chetki elektron qavatida 4 ta orbital bor. Demak, ularning valent orbitallariga 8 ta elektron joylashtirish mumkin. Bu davr elementlarining maksimal kovalentliklari 4 ga teng.

3- va keyingi davr elementlarida kovalent bog' hosil qilishda s, p hamda d orbitallar ishtirok etadi. d elementlarning shunday birikmalari borki, bunda kovalent bog hosil qilishda s, p (4ta) va d (5ta) orbitallar ishtirok etadi va maksimal valentligi 9 ga teng bo'ladi. Atomning ma'lum bir kovalent bog'lar hosil qilish qobiliyati kovalent bog'ning to'yinganligi deyiladi.

BOG'NING YO'NALUVCHANLIGI

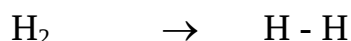
Elektron bulutlarning shakli har xil bo'lgani uchun ularning bir-birini qoplashi ham har xil usullarda bo'ladi. Elektron bulutlarning qoplanishi va simmetriyasiga qarab bog'lar - sigma (s-s), pi (-p) va delta (d-d) bog'larga bo'linadi.

s - s bog'lanish o'zaro birikuvchi atomlar orasida birgina valent chiziq bilan tasvirlanadigan yakka bog'lanish hosil bo'lganda s elektron bulutlarning o'zaro qoplanish fazosi atom markazlarini tutashtiruvchi chiziqda yotsa hosil bo'ladi.

p - p bog'lanishda elektron bulutlarning qoplanish fazosi atom markazlarini tutashtiruvchi chiziqni ikki tarafidan yotadi.

d - d bog'lanishda to'rttala elektron bulutlarning qoplanishidan hosil bo'ladi.

s -orbitallarning elektronlari sigma bog'lanishda ishtirok etadi.



Sigma bog'lanishda p- elektronlar ham ishtirok etadi. HF molekulasida vodorodning bitta s elektroni va fluorning p-elektroni bitta sigma bog' hosil qiladi. F₂ molekulasida 2ta p-elektron sigma bog' hosil qilib 2 ta atomni bog'laydi.

d-elektronlar sigma va pi bog'lar hosil qilishda qatnashadi.

Azot molekulasining hosil bo'lishini ko'rib chiqamiz. Har bir azot atomi 3tadan p-elektronlarga ega. Elektron bulutlar o'zaro perpendikulyar 3 xil

yo'nalishda bir-birini qoplagan. Bu boglar bir xil emas: bittasi sigma ikkitasi pi bog. D- elektronlar sigma, pi va delta bog' hosil qilishda qatnashadi.

GIBRIDLANISH NAZARIYASI

Atomlar orasidagi boglanish odatda har xil energetik holatlarda bo'lgan elektronlar orasida boradi. Atom orbitallarning gibridlanishi quyidagi xulosaga asoslanadi, bunda atomdagi s, p, d elektron bulutlar bir xilda molekula hosil qilganda siljiydi, shuning uchun bu atomlar elektron buluti bir-birini yaxshi qoplaydi. Valent elektronlar buluti bir-birini yaxshi qoplashi kimyoviy bog'ning mustahkam bo'lishiga va atomda qo'shimcha energiya zahirasi yuzaga kelishiga sabab bo'ladi.

Masalan, BeF_2 molekulasi olsak. Har bir fluor atomi bittadan juftlashmagan elektronlarga ega. Bu elektron kovalent bog' hosil qilishda ishtirok etadi. Berilliy atomi qo'zg'almagan holatda juftlashmagan elektronlarga ega emas. Berilliy atomi qo'zg'algan holatga o'tganda 2s holatda 1 elektronga va 2p holatda 1 elektronga ega bo'lib bu elektron bulutlarning qo'shilishidan sp gibridlanish yuzaga keladi. Shunday qilib, berilliy xlorid molekulasida chiziqli tuzilishga ega. Valent bog'lar orasidagi burchak 180° .

Bor fluorid molekulasi esa 1s va 2p orbitaldan uchta yangi sp^2 gibrid orbitallar hosil bo'ladi. Bu erda bog'lar orasida hosil bo'ladigan burchak 120° bo'ladi. Agar gibridlanish 1s va 3p orbitallar orasida hosil bo'lsa, bunday gibridlanish sp^3 gibridlanish deyiladi.

Metan va uglerod(IV) xlorid molekullari ana shunday tuzilishga ega.

MARKAZIY ATOMDAGI BOG'LANMAGAN ELEKTRONLAR JUFTNING MOLEKULA TUZILISHIGA TA'SIRI

Metan, suv, va ammiak molekullari valent burchaklar qiymati metanda $109,28^\circ$, ammiakda $107,5^\circ$ va suvda $104,5^\circ$. Valent bog'lanishlar nazariyasiga ko'ra buning sababi, markaziy atomdagi bo'linmagan elektron juftlarning ta'siridir. Metan, ammiak va suv qatorida bo'linmagan elektronlar jufti 2 tadan to 4 gacha ortadi. Ana shu tufayli valent burchaklarda qisqarish kuzatiladi.

MOLEKULAR ORBITALLAR USULI

Valent bog'lanishlar usuli, elektron orbitallarning gibridlanish usuli bilan uyg'unlashgan holda turli tuman moddalarning tuzilishi, molekuladagi valent bog'larning yo'nalishi, molekullarning geometriyasini juda ko'p moddalar uchun to'g'ri tushuntiradi.

Ba'zi moddalarda elektron juftlar yordamisiz boglanish yuzaga kelib chiqadi. Masalan, XIX asrning oxirida Tomson molekulyar vodorod ionini vodorod (H_2^+) molekulasi elektronlar bilan bombardimon qilib oldi.

Bunga asoslanib 2 yadro bir-biri bilan birgina elektron yordamida boglana oladi degan xulosa kelib chiqadi.

Tarkibida toq elektronlar bo'lgan moddalargina magnitga tortiladi. Kislorodni valent bog'lanishlar usuliga asoslanib unda toq elektronlar borligini ko'rsata olmaymiz. Lekin kislorod qattiq holda magnitga tortiladi. Buni valent bog'lanishlar usuli tushuntirib beraolmaydi.

Erkin radikallar tarkibida ham juftlanmagan elektronlar bo'ladi.

Benzolga o'xshash aromatik uglevodorodlarning tuzilishini valent bog'lanishlar tushuntirib bera olmaydi. Molekula hosil bo'lishida toq elektronlarning rolini ko'rsatadigan nazariya 1932 yilda Xund va Malliken tomonidan yaratilgan bo'lib, bu nazariya molekulyar orbitallar nazariyasi nomini oldi.

Molekulyar orbitallar nazariyasini yaratishda atom orbitallarning tuzilishi haqidagi kvant-mexanik tasavvurlarni molekula tuzilishi uchun qo'llash mumkin deb hisoblandi.

Farqi shundaki, atom bir markazli (bir yadroli) sistema bo'lsa, molekula ko'p markazli sistemadir. Bu nazariyaga ko'ra, har qaysi elektron molekuladagi barcha yadro va ko'p markazli orbitallar ta'sirida bo'lishi e'tiborga olinadi.

Molekulyar orbitallar (MO) usulining bir necha variantlari bor. Atom orbitalarining chiziqli kombinatsiya usuli (LKAO yoki AOCHK) eng ko'p qo'llaniladigan variant. Bu usulda elektronning molekulyar to'lqin funktsiyasi, o'sha molekulani tashkil etgan barcha atomlardagi elektronlarning to'lqin funktsiyalaridan kelib chiqadigan chiziqli kombinatsiya, ya'ni molekulyar orbitallarni tasvirlovchi funktsiyalarni molekulani tashkil etgan atomning funktsiyalarini bir-biriga qo'shish va bir-biridan ayirish natijasida topiladi.

Agar biz tarkibida 1ta elektron va 2 yadro bo'lgan molekulani nazarda tutsak, ayni sistemada elektron harakatini 2 ta funktsiya bilan izohlash mumkin.

Birinchisi $\omega_1 = C_1 \varphi_1 + C_2 \varphi_2$

Ikkinchisi $\omega_2 = C_1 \varphi_1 - C_2 \varphi_2$

C_1, C_2 - koeffitsientlar

$\omega_1 \varphi_1$ - ayni elektronning I va II yadroga oid funktsiyalari

φ_1 - simmetrik funktsiya

φ_2 - antisimmetrik funktsiya

Agar elektron bog'lanayotgan atomlar yadrolaridan tashqarida joylashgan bo'lsa,, elektron bulut yadrolar orasida zichlana olmaydi, binobarin yadrolar bir-biridan uzoqlashadi. Elektronning bunday holatiga bo'shashtiruvchi orbital mos keladi. Bunday molekulyar orbitalda 2 ta yadro oralig'ida elektronlarning zichligi juda kichik bo'ladi. Bunday orbital molekulaning turgunligini kamaytiradi.

Agar elektronning harakati simmetrik funktsiya bilan ifodalansa, elektron buluti yadrolar orasida juda zich holatni egallaydi, buning natijasida yadrolar bir-biriga tortiladi va ular o'zaro birikadi. Bu orbital bog'lovchi orbital deb atalib, bir xil zaryadga ega bo'lgan zarrachalar - yadrolarni bir-biridan itarilishini kuchsizlantirib, kimyoviy bog'lanishni kuchaytiradi.

Molekulaning barqaror yoki barqaror emasligi uning tarkibidagi bog'lovchi va bo'shashtiruvchi elektron orbitallarning nisbiy miqdoriga bog'liq bo'ladi. Agar sistemada 1 ta bo'shashtiruvchi orbital hosil bo'lsa, u 1 ta bog'lovchi orbitalning ta'sirini yo'q qiladi.

Molekulyar orbitallar usulida molekula tarkibidagi elektronlarning o'zaro ta'siri e'tiborga olinmaydi. Atomda har qaysi elektron orbital **s, p, d, f** harflar bilan ifodalangani kabi, molekulyar orbitallar ham σ, π, λ va σ harflari bilan belgilanadi.

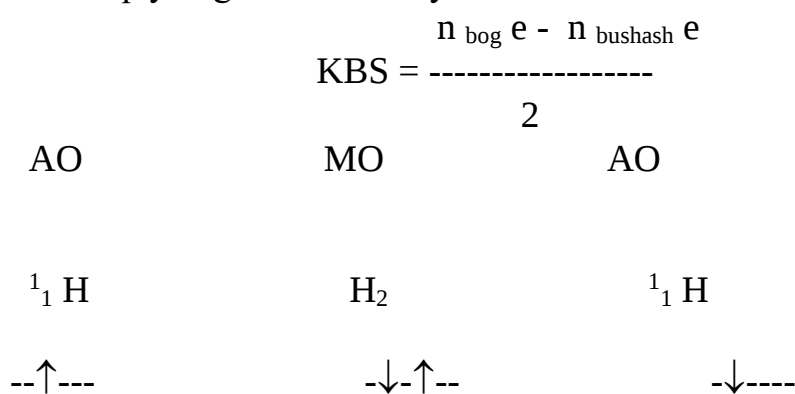
Atom orbitaldagi elektronning energiyasi bosh va orbital kvant sonlarga bog'liq bo'lib, magnit kvant songa bog'liq emas. Molekulyar orbitaldagi elektronning energiyasi ayni orbitalning yo'nalishiga, ya'ni magnit kvant songa ham bog'liq, chunki molekulada yadrolarni bir-biriga bog'lab turgan yo'nalish boshqa yo'nalishlardan farq qiladi.

Molekulada elektronning harakat momenti proektsiyasini atom yadrolarini bo'shashtiruvchi o'qqa nisbatan kattaligini xarakterlash uchun magnit kvant soni **m** ga o'xshash molekulyar kvant son - λ kiritilgan.

$\lambda = 0$, bunday holat σ holat deyiladi, bu holatni qabul qiladigan elektronlarning maksimal soni 2ga teng.

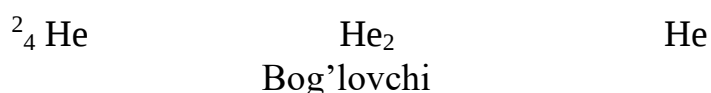
$\lambda = \pm 1$ bo'lsa, π holat deyiladi. Bu holatda eng ko'pi bilan 4ta elektron bo'lishi mumkin.

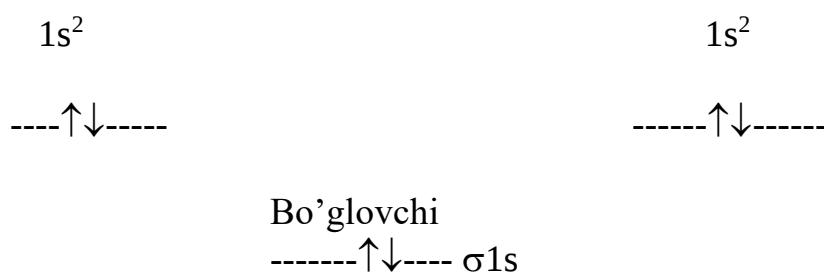
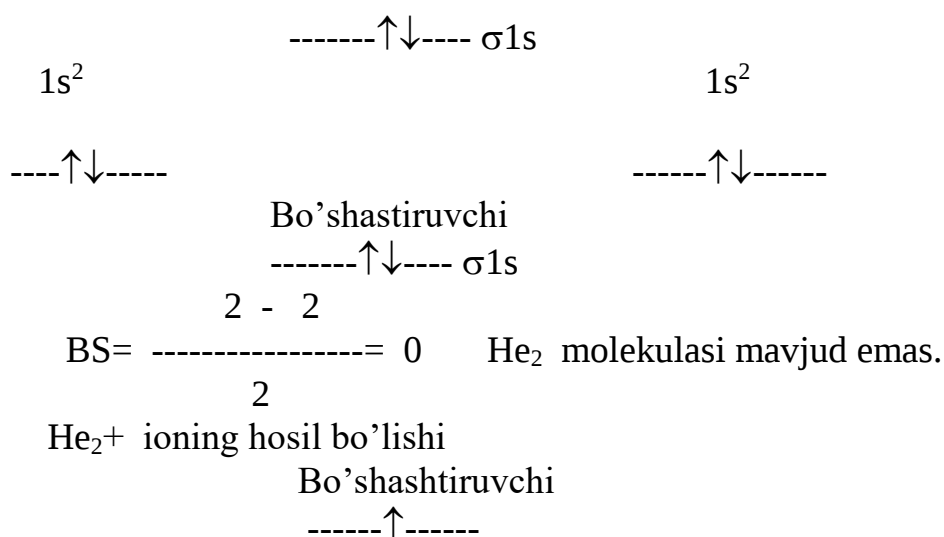
Molekulyar orbitallarning elektronlar bilan to'lib borishi ham xuddi atom orbitallardagi kabi Pauli printsiptiga va Xund qoidasiga bo'ysunadi. MO usulida bog'lovchi orbitallardagi elektronlar soni bo'shashtiruvchi orbitallardagi elektronlar sonidan ko'p bo'lsa, kimyoviy bog' hosil bo'ladi. Kimyoviy bog'lar sonini quyidagi formula bo'yicha hisoblanadi.



$$BS = \frac{2 - 0}{2} = 1$$

He molekulasini hosil bo'lishi:





Demak, He_2^+ molekulyar ioni hosil bo'ladi.

ION BOG'LANISH

Ionlar orasida elektrostatik tortishish kuchlari ta'sirida yuzaga keladigan bog'lanish ion bog'lanish deyiladi. Ion bog'lanish elektromanfiyligi bo'yicha katta farq qiladigan atomlar orasida hosil bo'ladi.

2,81 2,81

Sl : Cl qutbsiz kovalent bog'lanish

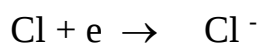
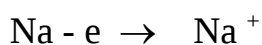
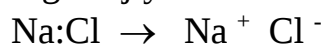
2,1 2,81

H : Cl qutbli kovalent bog'lanish

1,01 2,81

Na : Cl ion bog'lanish

Ion boglanish hosil bo'lish mexanizmi kovalent bog' hosil bo'lish mexanizmi-ga o'xshaydi. Avval umumiy elektron juft hosil bo'ladi. So'ngra bir yoqlama qutblanish hisobiga bu elektron juft elektromanfiyligi yuqoriroq bo'lgan atom tomonga siljiydi.



Kovalent va ion bog'lanishlar hosil bo'lish mexanizmlari o'xshash bo'lib, umumiy elektron juftining qutblanish darajasi bilan farq qiladi. Agar 0 bo'lsa, qutbsiz kovalent bog',

$0 < 0,7 < 4$ bo'lsa, qutbli kovalent bog', $0,7 > 4$ ion bog'lanish.

Ion bog'lanishli birikmalar qiyin suyuqlanadigan qattiq moddalardir. Osh tuzi NaCl ning suyuqlanish harorati $T_{\text{suyuq}} 800^{\circ}\text{C}$, KCl niki $T_{\text{suyuq}} 768^{\circ}\text{C}$. Ion bog'lanishli moddalarning suvli eritmalari, hatto suyuqlanmalari elektr tokini yaxshi o'tkazadi.

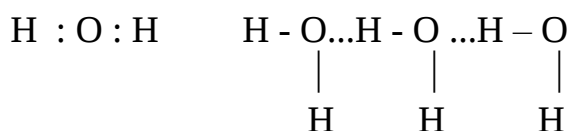
Ion bog'lanish ionlararo o'zaro ta'sir natijasida hosil bo'ladi. Har qaysi ionni zaryadlangan shar deyish mumkin. Ionning kuch maydoni fazoda hamma yo'nalishda bir tekisda tarqala oladi, ya'ni o'ziga qarama-qarshi zaryadli ionni har qanday yo'nalishda ham bir tekis torta oladi. Demak, ion bog'lanish yo'naluvchanlik xossasini namoyon qilmaydi. Bundan tashqari, manfiy va musbat ion o'zaro birikkan bo'lsa ham, har bir ion o'ziga qarama-qarshi zaryadli boshqa ionlarni ham o'ziga torta oladi. Demak, ion bog'lanish to'yinuvchanlik xossasiga ega emas.

Ion bog'lanish to'yinuvchanlik va yo'naluvchanlik xossalariga ega bo'lmagani uchun har qaysi ion atrofida maksimal miqdorda qarama-qarshi zaryadli ionlar bo'ladi. Ionlarning maksimal miqdori kation va anionlar radiuslarining bir-biriga nisbatan katta-kichikligiga bog'liq. Masalan, Na^+ ion atrofida eng ko'p 6 ta Cl^- ion Cs^+ ion atrofida esa ko'pi bilan 8 ta Cl^- ion bo'ladi.

Biri musbat, biri manfiy iondan iborat ion bog'lanishli molekulalar odatdagi sharoitda yakka-yakka holda mavjud bo'la olmaydi. Ular o'zaro birikib juda ko'p molekulalardan iborat kristallarni hosil qiladilar. Shuning uchun NaCl, CsCl emas, Na_nCl_n ; Cs_nCl_n yozish to'g'riroq bo'ladi.

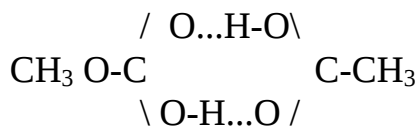
VODOROD BOG'LANISH

Vodorod atomi yuqori elektromanfiylikka ega bo'lgan atomlar **F, O, N, Cl, S** lar bilan bog'langan molekulalar orasida yuzaga keladigan bog'lanish vodorod bog'lanish deyiladi. Bunday molekulalarda umumiy elektron juft lektromanfiyligi yuqori bo'lgan atom tomonga kuchli siljiganligi tufayli, vodorodning musbat zaryadi kichik hajmda to'planib, proton boshqa atom yoki ionning bo'linmagan elektron jufti bilan o'zaro ta'sirlashadi va uni umumlashtirib oladi. Natijada vodorod bog' yuzaga keladi.



Vodorod bog'lanish kovalent bog'lanishga nisbatan ancha bo'sh bo'ladi. Kovalent bog'lanish energiyasi 150-400 kJ/mol, vodorod bog'lanish energiyasi esa 8-40 kJ/mol. Vodorod bog'lanish ko'pgina moddalarning xossalariga ta'sir qiladi. Yuqorida keltirilgan suv va vodorod ftorid molekulalari orasida kuchli vodorod bog' ularning qaynash haroratlarining yuqori bo'lishiga sabab bo'ladi. Xuddi shu tuzilishdagi H_2S , H_2Se , HCl , HBr larning qaynash haroratlari pastroq, chunki ulardagi vodorod bog'lar ancha bo'sh.

Vodorod bog'lanish organik birikmalar molekulalari orasida ham sodir bo'ladi.



Katta molekulalarda vodorod bog'lanish bitta molekula ichida ham sodir bo'ladi. Salitsil kislota molekulasida karboksil va gidroksil gruppalari orasida vodorod bog' hosil bo'ladi. Oqsillar, nuklein kislotalar, kraxmal, tsellyuloza molekulalarida kuchli vodorod bog'i bor.

METALL BOG'LANISH

Metallardagi kimyoviy bog'lanish tabiati ularning quyidagi xossalari:

- 1) yuqori elektr va issiqlik o'tkazuvchanligi;
- 2) simobdan boshqa metallar yuqori koordinatsion songa ega bo'lgan kristallar ekanligi bilan xarakterlanadi.

1- xossasidan metallarda elektronlarning bir qismi metalning butun hajmi bo'ylab harakat qila oladi degan xulosa kelib chiqadi. Ularda ikki elektronli bog'lanish yo'q, chunki valent elektronlar soni bunday bog'lanish hosil qilish uchun etarli emas.

Masalan, litiy atomi kristallanganda kub panjarali kristall tugun hosil qiladi. Kub kristall panjara tugunida markaziy atom qo'shni 8 ta litiy bilan bog'langan. Aslida litiy atomi tashqi qavatida 8 ta elektron bo'lishi kerak edi. Metall bog'lanishni litiy uchun quyidagicha tushuntirish mumkin. Har bir atom bog'lanish uchun litiy 4 orbital va 1 ta elektron beradi. Demak, kristaldagi orbitalar soni elektronlar sonidan ortiq. Shuning uchun elektron bir orbitaldan ikkinchisiga oson o'tishi mumkin. Bularning hisobiga elektronlar metalldagi hamma atomlar orasidagi bog'lanishda ishtirok etadi.

Agar ionlanish energiyasi kam bo'lgan boshqa metall olinsa, elektron butun kristall panjara bo'yicha harakatlanib yuradi. Elektronlarning kristall panjara buylab harakatlanishi metallarning elektr o'tkazuvchanligini ta'minlaydi.

Kovalent va ion bog'lanishdan farq qilib, metallarda kam sondagi elektronlar ko'p sondagi yadroni ushlab turadi va bu elektronlar metallarda harakatalanishi mumkin. Shular asosida metallarga quyidagi ta'rifni berish mumkin.

Metall bog'lanish nazariyasiga ko'ra, metallar juda ixcham joylashgan kationlardan iborat ixcham struktura bo'lib, ularning umumlashgan elektronlari biri-biri bilan bog'langan.

Metall bog'lanishni molekulyar orbitallar usuli bilan tanishtirish mumkin.

MOLEKULALARARO TA'SIRLAR

Molekulalar orasida orientatsion, induksion va dispersion ta'sirlar mavjud. Ular 3 ga bo'linadi: orientatsion, induksion va dispersion.

Dispersion- molekulalar orasida bir lahzada yuzaga keladigan mikrodipollar hosil bo'lishiga asoslangan. Molekulalar yaqinlashganda mikrodipollar paydo

bo'ladi, bunda molekulalar tortiladi. Agar ikki molekulada mikrodipollar baravariga paydo bo'lmasa ular bir-biridan uzoqlashadi.

Orientatsion ta'sirlar- qutblangan molekulalar orasida yuzaga keladi. Molekulalarning tartibsiz issiqlik harakati tufayli bir xil zaryadlangan dipollarning uchlari bir-biridan uzoqlashadi, qarama-qarshi zaryadlangan uchlari esa bir-biriga tortiladi.

Molekulalar qanchalik qutblangan bo'lsa ular bir-biriga shunchalik kuchli tortiladi.

Induktsion ta'sir - molekulalarda yuzaga keladigan induktsiyalangan dipollar hisobiga sodir bo'ladi. Faraz qilaylik, qutblangan va qutblanmagan molekulalarning uchlari uchrashdi. Qutblangan molekulalar ta'sirida qutblanmagan molekulalar egiladi va unda qoldiq (induktsiyalangan) dipol paydo bo'ladi. Induktsiyalangan dipol o'z navbatida polyar molekulaning elektrik dipol momentini kuchaytiradi. Ko'rib chiqilgan molekulalar ta'sir 2 ta narsaga bo'linadi. 1) molekulaning qutblanganligiga 2) molekulaning deformatsiyalanishiga.

Agar qutblanganlik ko'p bo'lsa orientatsion ta'sir ustun bo'ladi. Agar deformatsiyalanish ko'p bo'lsa dispersion ta'sir ustun bo'ladi. Induktsion ta'sir ikkala holatga ham bog'liq.

Elektron berilmasdan yuzaga keladigan ta'sirlar Van-der-vaals ta'sir kuchlari deyiladi.

Molekulalaro elektrik o'zaro ta'sir kuchlarini o'rganish gaz, suyuq va qattiq moddalarning xossalari va tuzilishini tushuntirish uchun katta ahamiyatga ega.

Van-der-vaals kuchlari molekulalarning tortilishi va agregatsiyalanishida, gaz moddalaraning suqlikka va qattiq moddalarga aylanishiga sababchi bo'ladi.

Kovalent bog'lanishga nisbatan van-der-vaals ta'sir kuchlari juda bo'sh bo'ladi. Masalan, xlor molekulasining atomlarga ajralish energiyasining qiymati 243 kJ/mol, xlor kristallarining gazga aylanish energiyasi 25 kJ/mol.

Kimyoviy boglanishni yaxshi bilish dorivor moddalarning eritmalaridagi ta'sir mexanizmini to'g'ri anglashda katta ahamiyatga ega bo'ladi.

14- ma'ruza.
KOMPLEKS BIRIKMALAR. ULARNING TURLARI.
NOMENKLATURASI

Ma'ruzaning rejasi:

1. Kompleks birikmalarning ta'rifi. Verner nazariyasi.
2. Kompleks birikmalarni sinflanishi.
3. Kompleks birikmalarning koordinatsion formulasini topish.
4. Kompleks birikmalarni nomlash.
5. Kompleks birikmalarning turlari.

Ajratilgan vaqt - 2 soat.

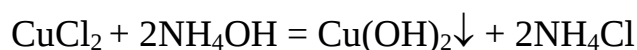
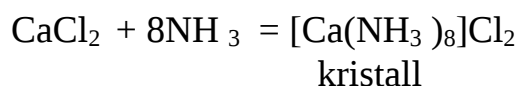
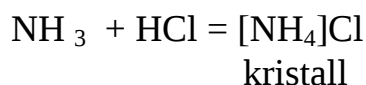
Ma'ruzaning maqsadi: Kompleks birikmalar, ularning olinishi, nomenklaturasi, ularda kimyoviy bo'qning tabiati bilan talabalarni tanishtirish. Ularning tibbiyotdagi o'rnini yoritish.

Adabiyotlar:

1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent, 2006, 390 b.
2. Ю.А. Ершов, Общая химия, М., Высшая школа, 2003 г. 390 с.
3. Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'ulotlar. Farmatsevtika institute talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R.To'xtayev va boshqalar, Toshkent, 2005. 368 b.
4. N.A.Parpiyev, A.G.Muftaqov, H.R.Rahimov, Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.
5. N.S.Axmetov, Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
6. E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
7. N.L.Glinka, Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
8. H.R.Rahimov, Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent, 2001. 244 b.

KOMPLEKS BIRIKMALAR

Tarkibida murakkab - "kompleks" ion tutgan birikmalar kompleks birikmalar deyiladi. Yangi kimyoviy bog' hosil qilmasdan yoki yangi elektron jufti yuzaga kelmasdan oddiy molekulalardan murakkab molekulalar hosil bo'lishi kompleks birikmalarni yuzaga keltiradi. Kompleks birikmalarda olingan va berilgan elektronlarning soniga qarab valentlikni bilib bo'lmaydi. Kompleks birikmalar 2 ta polyar molekulalarni o'zaro ta'siridan hosil bo'ladi. Masalan:

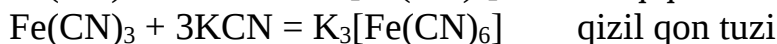
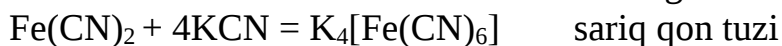


ko'k cho'kma

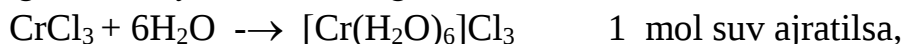
Agar cho'kmaga ko'p miqdorda NH_4OH qo'shsak, cho'kma eriydi.



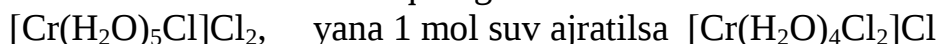
ko'k rangli eritma



Agar reaksiya sharoiti o'zgartirilsa,



sariq rangli



to'q qizil rangli

yashil rangli

birikmalar hosil bo'ladi. Shunday qilib bir kompleks ikkinchisiga o'tadi.

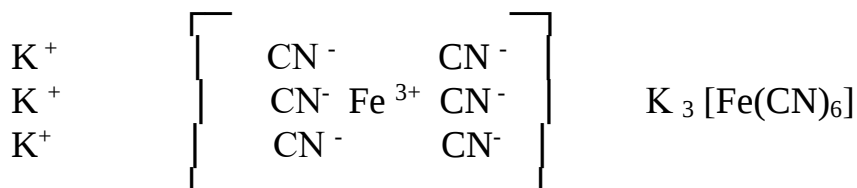
Kompleks birikmalar juda ko'p joylarda qo'llaniladi. Biologiyada ularning ahamiyati juda katta. Kompleks birikmalarsiz hayot bo'lmaydi.

Gemoglobin Fe^{2+} , xlorofill Mg^{2+} larning kompleks birikmalaridir. Kompleks birikmalar asoslar, kislotalar, tuzlar bo'lishi mumkin. Ular ichida elektrolitmas moddalar ham bor.

Asoslar	Kislotalar	Tuzlar
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	$\text{H}[\text{AuCl}_4]$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2](\text{OH})_2$	$\text{H}_2[\text{SnF}_6]$	$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$	$\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Elektrolitmas moddalar: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$ $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$		
$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$	$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$	

Kompleks birikmalarning tuzilishini 1898 yilda shved olimi Alfred Verner o'zining koordinatsion nazariyasida tushuntirdi. Bu nazariyaga ko'ra:

1. Kompleks birikmada markaziy o'rinni kompleks hosil qiluvchi - zaryadlangan metal atomi (kation) egallaydi.
2. Kompleks hosil qiluvchi ion yoki atom atrofida u bilan bog'langan ma'lum sondagi anionlar yoki neytral molekullar bilan o'ralgan bo'ladi. Bu anion yoki molekullar ligandlar deyiladi. Ularning soni esa, koordinatsion son deyiladi.
3. Kompleks hosil qiluvchi va ligandlar ichki sferani tashkil etadi va kvadrat qavs ichiga olinadi.
4. Ichki sferaga kirmagan ionlar tashqi sferani tashkil etadi.



Kompleks birikmani formulasini yozish uchun:

- 1) kompleks hosil qiluvchi ionning zaryadini;
- 2) ligandlarning zaryadini;
- 3) koordinatsion sonni;
- 4) tashqi sfera ionlarini bilish kerak.

Kompleks hosil qiluvchi ionlar asosan Mendeleev davriy sistemasidagi d - elementlarning ionlaridir. Ular: Ag^{1+} , Au^{1+} , Au^{3+} , Cu^{2+} , Cu^{1+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Pt^{2+} , Pt^{4+} , Pd^{2+} , Pd^{4+} , Al^{3+} .

Ligandlar sifatida a) dipol xarakterga ega bo'lgan molekullar - H_2O , NH_3 , NO , CO , N_2H_4 , $\text{NH}_2\text{C}_2\text{H}_4\text{NH}_2$ va boshqalar.;

b) ionlar - SN^- , NO_2^- , Cl^- , Br^- , I^- , OH^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , CH_3COO^- , SO_3^{2-} , PO_4^{3-} , CNS^- , CrO_4^{2-} ;

Ba'zi bir kompleks hosil qiluvchi ionlar uchun

Koordinatsion son	2	4	6	8
Ionlar	Cu^+ Ag^+ Hg^+ Au^+	Cu^{2+} Zn^{2+} Hg^{2+} Mg^{2+}	Al^{3+} Cr^{3+} Fe^{3+} Fe^{2+}	Ca^{2+} Ba^{2+} Mg^{2+} Pd^{2+}

Ko'rinib turibdiki, ko'pchilik hollarda koordinatsion son 4 va 6 ga teng.

KOMPLEKS BIRIKMALARNING KLASSIFIKATSIYASI VA NOMLANISHI

Kompleks ionning zaryadiga qarab, kompleks birikmalar uchga bo'linadi:

- 1) kation, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
- 2) anion $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = 3\text{K}^+ + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$
- 3) neytral $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ kompleks birikmalarga bo'linadi.

Nomlanishi. Kompleks birikmalarni nomlashda markaziy atom kompleks hosil qiluvchi ligandlardan keyin o'qiladi. Bunda albatta uning zaryadi ko'rsatiladi. Kompleks ionning zaryadi uni tashkil etuvchilari zaryadlarining algebraik summasiga teng bo'ladi. Shuning uchun markaziy ionning formal zaryadi butun ionning zaryadi orqali ifodalanadi. Ligandlar alfavit bo'yicha ketma-ket keladi, bunda ularning soniga qaralmaydi.

Anionlar nomidagi -it, -id, -at qo'shimchalari o'rniga -o qo'yiladi. Ftorid - ftoro, xlorid - xloro, tsianid - tsiano va hokazo. Suv va ammiak kabi neytral ligandlar "akva", "amin" deyiladi. Ular anionlardan oldin yoziladi va o'qiladi.

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]\text{Cl}_2$ - pentaakvagidroksosulyuminiy (III)-xlorid

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ - pentaaminxlorokobalt (III)-xlorid.

NO, SO gruppalar to'g'ridan-to'g'ri metall atomi bilan bog'langan bo'lsa, ularni nitrozil, karbonil deyiladi.

Kation kompleks birikmalarda oldin ligandlarning soni, so'ng nomi o'qilib, so'ngra kompleks hosil qiluvchi o'qiladi va uning oksidlanish darajasi ko'rsatiladi, oxiridf tashqi sfera ioni o'qiladi.

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ - tetraaminmis (II) - sulfat

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ - geksakvaalyuminiy (III) - xlorid

$[\text{CrCl}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2$ - xloropentaakvaxrom (III) - xlorid.

2. Anion kompleks birikmalarda oldin tashqi sfera ioni so'ngra ligandlarning soni va nomi o'qilib, oxirida kompleks hosil qiluvchining nomiga –at qo'shimchasi qo'shib o'qiladi va uning oksidlanish darajasi aytiladi.

$\text{K}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$ – kaliy tetragidroksoberrillat (II)

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - kaliy geksatsianoferrat (II)

$\text{Na}[\text{BiJ}_4]$ - natriy tetraiodovismutat (III)

3. Neytral kompleks birikmalarni nomlashda avval ligandlarning soni va nomi o'qilib, so'ngra kompleks hosil qiluvchi o'qiladi.

$[\text{Fe}(\text{CO})_4]$ - tetrakarbonil temir

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$ - diamindixlor platina.

Kompleks birikmalarning tuzilishini aniqlash. Kompleks birikmalarning tuzilishini bir necha usul bilan aniqlash mumkin.

Almashinish reaksiyasi orqali quyidagi komplekslarning tuzilishi aniqlangan.

1) $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$

Tarkibida 1 mol $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$ tutgan eritmaga ortiqcha miqdorda

AgNO_3 eritmasidan qo'shilsa, 4 mol AgCl cho'kmaga tushgan. Demak, hamma Cl^- ionlari tashqi sferada joylashgan.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_4 = [\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{4+} + 4\text{Cl}^-$

geksaaminplatina (IY) xlorid

$\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$ eritmasiga ortiqcha AgNO_3 qo'shilsa, 2 mol AgCl cho'kmaga tushgan.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2 = [\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^{2+} + 2\text{Cl}^-$

tetraamindixloroplatina (IY) xlorid

$\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$ eritmasiga kumush nitrat eritmasidan qo'shilsa, cho'kma hosil bo'lmaydi, chunki xlor ionlarining hammasi ichki sferada joylashgan.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_4]$ diamintetraxloroplatina –neytral kompleksdir.

$\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$ eritmasida ham kumush nitrat ta'siridan cho'kma hosil bo'lmagan.

$\text{K}_4[\text{PtCl}_6] = 2\text{K}^+ + [\text{PtCl}_6]^{2-}$

kaliy geksaxloroplatina (IY)

Bundan tashqari kompleks birikmalarning tuzilishini molyar elektr o'tkazuvchanlik va rentgenstrukturaviy tahlil orqali ham aniqlash mumkin:

Elektrolit
molekulasidan
hosil bo'ladigan

Molyar elektr
o'tkazuvchanlik,
 $\mu\text{om}^{-1}\cdot\text{sm}^2\cdot\text{mol}^{-1}$

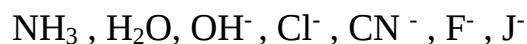
ionlar soni	
2	100
3	250
4	400
5	500

μ - qiymati 500 bo'lishi uni tarkibidagi ionlar soni 5 ta ekanligini ko'rsatadi. $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$ –shu formulaga javob beradi. $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$ –da ionlar soni 4 μ - 400 ga teng. $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ dan $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$ ga o'tgan sari μ - ning qiymati kamayib bo'radi.

Rentgenostruturaviy usulda kompleks birikmalarni tahlil qilish uchun kompleks birikmasini anchagina katta kristalli olingan bo'lishi kerak. Shunda kristall moddada joylashgan atom va molekulalarning joylanish tartibini aniqlash mumkin.

Kompleks hosil qiluvchi ionning koordinatsion soni o'zgarmas qiymat emas, ayni ligandning tabiatiga bog'liq, uning elektrik xossalari bilan belgilanadi. Bundan tashqari koordinatsion son ayni kompleks hosil qiluvchi va ligandning agregat holatiga, konsentratsiyasiga va ular orasidagi ta'sirga ham bog'liq.

Ichki sferada faqat birgina o'rinni egallaydigan ligand monodentant ligand deyiladi. Ularga:

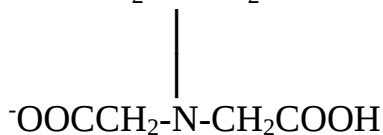


va hokazolar misol bo'ladi.

Agar ligand 2 o'rinni egallasa bidentant deyiladi.

Ularga misol: SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{CH}_2\text{-NH}_2$.

To'rt o'rinni egallagan tetradentant ligandga ikki zaryadli etilendiaminsirka kislota misol bo'ladi.



Ichki sferadagi neytral molekulalar yoki ionlar ya'ni ligandlar sekin-asta boshqa ligandlarga almashinishi mumkin. Masalan:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_3$ molekulasidagi ammiak NO_2^- ionlariga almashinishidan $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{NO}_2]\text{Cl}_2$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}(\text{NO}_2)]\text{Cl}$, $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$, $\text{K}_4[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ lar hosil bo'ladi.

Bunda kompleks ionning zaryadi $3+$ dan $3-$ ga o'tadi. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{3+}$ $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$

KOMPLEKS BIRIKMALARNING TURLARI

Kompleks birikmalar quyidagi turlarga bo'linadi:

1. Ammiakatlar - ularda ligandlar rolida ammiak va aminlarishtirok etadi.

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$

2. Akvakomplekslar - ligandlar vazifasini suv molekulasio'taydi.

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ - geksaakvakobalt (III) - xlorid

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ - geksaakvaalyuminiy (III) - xlorid

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$ - geksaakvaxrom (III) - nitrat

Ba'zi kristall holidagi akvakomplekslar tarkibiga kristallizatsiya suvi ham kiradi. Kristallizatsiya suvlari bo'sh bog'langani uchun qizdirilsa chiqib ketadi.

$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ - tetraakvamis (II) -sulfat

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$ - geksaakvatemir(III)-sulfat

3. Atsidokomplekslar - ligandlari kislota qoldig'i bo'lgan kompleks birikmalar.

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ kaliygeksatsianoferat (II)

$\text{K}_4[\text{Pt}(\text{NO}_2)_6]$ - kaliytetranitrodibromoplatinat (IY)

Ularning tarkibi qo'shaloq tuzlarga o'xshaydi.

$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $\text{Fe}(\text{CN})_2 \cdot 4\text{KCN}$

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $\text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$

$\text{K}_4[\text{PtCl}_6]$ $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$

$\text{K}_4[\text{PtCl}_4]$ $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{KCl}$

4. Kompleks kislotalarda tashqi sferada vodorod ionlari bo'ladi.

$\text{H}_4[\text{SiF}_6]$ - geksafluorosilikat kislota

$\text{H}_2[\text{CoCl}_4]$ - tetraaxlorokobaltat kislota

$\text{H}_2[\text{PtCl}_4]$ - geksaxloroplatinat kislota

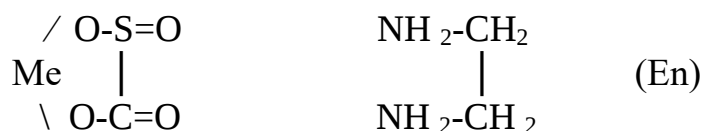
5. Hidroksokompleks birikmalarda ligand gidroksil ionidan iborat.

$\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$ - natriy tetragidroksostannat (II)

$\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ - natriy geksagidroksosulyuminat (III)

$\text{Na}[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]$ - natriy diakvatetragidroksosulyuminat (III)

6. Siklik yoki xelat kompleks birikmalar. Ular tarkibida ikki va ko'p dentantli ligandlar bo'ladi.

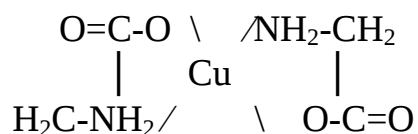
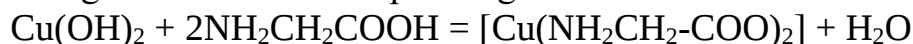


$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ - kaliy trioksalatoferrat (III)

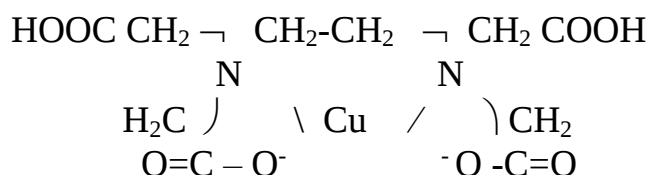
$[\text{Pt}(\text{En})_3]\text{Cl}_4$ - trietilendiaminplatina (IY) xlorid

Ichki kompleks birikmalar ham xelat kompleks birikmalarga misol bo'ladi.

Bunda bog'lanish donor-aktseptor bog'lanish bo'ladi.



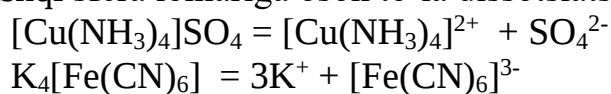
Trilon B - etilendiamintetrasirka kislotaning natriyli tuzi mis bilan kompleks birikma hosil qiladi.



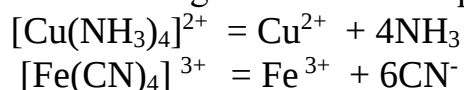
Xelat kompleks birikmalar analitik kimyoda ishlatiladi.

KOMPLEKS BIRIKMALARNING BARQARORLIGI

Kompleks birikmaning ichki va tashqi sferalarining barqarorligi bir-biridan keskin farq qiladi. Kompleks birikmalarda tashqi sferada turadigan ionlar elektrostatik ta'sir kuchlari orqali bog'langan, shuning uchun suvli eritmalarida ichki va tashqi sfera ionlariga oson to'la dissotsiatsiyanadi:



Ichki sferadagi ligandlar markaziy atom bilan kuchli bog'langan bo'lib, ular kuchsiz elektrolitlarga o'xshab oz miqdorda dissotsiatsiyanadi:



Kompleks ionning dissotsiatsiyasiga massalar ta'siri qonunini tatbiq etish mumkin.

$$K_{\text{beq}} = \frac{[\text{Cu}^{2+}] [\text{NH}_3]^4}{\{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}\}} \qquad K_{\text{beq}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}] [\text{CN}^-]^6}{\{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}\}}$$

Kompleks hosil qiluvchi ion va ligandlar kontsentratsiyalari ko'paytmasining kompleks ion kontsentratsiyasiga nisbati beqarorlik konstantasi deyiladi. Beqarorlik konstantasining qiymati qancha kichik bo'lsa, kompleks birikma shuncha barqaror bo'ladi.

Kompleks birikmalarning barqarorligini xarakterlash uchun oxirgi vaqtda beqarorlik konstantasi o'rniga barqarorlik konstantasi qo'llaniladi. Beqarorlik konstantasining teskari qiymati barqarorlik konstantasi deyiladi.

$$K_{\text{barqarorlik}} = \frac{\{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}\}}{[\text{Cu}^{2+}] * [\text{NH}_3]^4} = \frac{1}{K_{\text{beqaror}}}$$

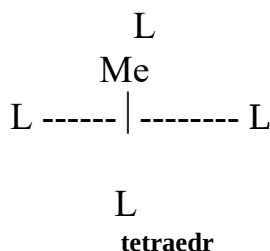
K barqarorlik qancha katta qiymatga ega bo'lsa, kompleks birikma shuncha mustahkam bo'ladi.

KOMPLEKS BIRIKMALARNING FAZOVIIY TUZILISHI VA IZOMERIYASI

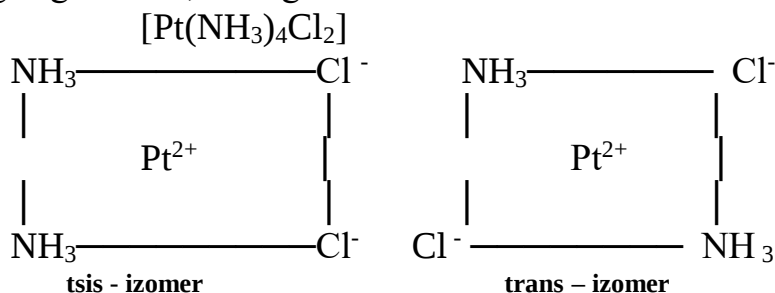
Bir xil ligandlar kompleks hosil qiluvchi atom atrofida simmetrik joylashadi. Koordinatsion son 2ga teng bo'lsa, kompleks birikma chiziqli ko'rinishda bo'ladi.



Koordinatsion son 4ga teng bo'lsa, kompleks birikma tekis kvadrat yoki tetraedr shaklda bo'ladi.

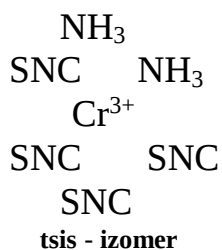
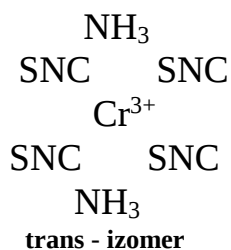


Tetraedr shaklidagi kompleks birikmaning izomerlari bo'lmaydi. Tekis kvadrat shakliga ega bo'lsa, uning tsis va trans izomerlari bo'ladi. Masalan:



Izomerlar bir-biridan rangi, eruvchanligi, dipol momenti, reaksiyaga kirishish qobiliyati bilan farq qiladi.

Agar koordinatsion son 6 ga teng bo'lsa, kompleks birikma shakli oktaedr ko'rinishda bo'ladi. Bu shakl uchun ham 2ta izomer mavjud.



Geometrik izomeriyadan tashqari ichki sferada ligandlarning joylanishiga doir bo'lgan izomeriya ma'lum:

1) Suvning ichki va tashqi sferada o'zgarishiga qarab gidrat izomeriyani olsh mumkin. $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$; $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2 \cdot H_2O$; $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl \cdot 2H_2O$;

2) Ionizatsion izomeriya ; Ionlarning ichki va tashqi sferada almashinisiga asoslangan. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$;

$\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Br}_2$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Br}_2]\text{Cl}_2$.

3) Koordinasion izomeriyada esa ligandning bir kompleks hosil qiluvchidan ikkinchisiga kochishi sodir bo'ladi:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{CN})_6]$; $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{CN})_6]$.

4) Tarkibiga ko'ra dimer yoki trimer holatda uchraydigan izomerlar: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$.

KOMPLEKS BIRIKMALARDA KIMYOVIY BOG'LARNING TABIATI

Kompleks birikmalarning tuzilishini 3 xil yo'l bilan tushuntirish mumkin.

1) kristall maydon nazariyasi

2) valent bog'lanish usuli (VBU)

3) molekulyar orbitallar usuli (MOU)

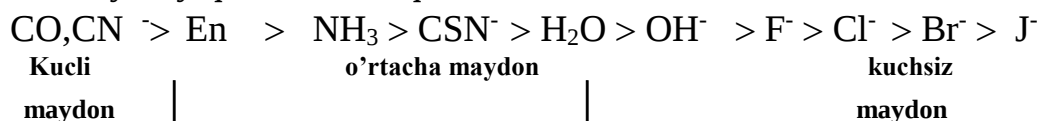
1. Kristall maydon nazariyasi kompleks hosil qiluvchi va ligandlar orasidagi elektrostatik ta'sir kuchlariga asoslangan. Bunda kompleks hosil qiluvchining d-orbitallarining fazoviy shakli hisobga olinadi. Ligandlar hosil qilgan elektr maydoni kuchiga qarab kompleks hosil qiluvchining d-orbitallari har xil energetik orbitalga ajraydi. Shu tufayli kompleks birikmaning fazoviy shakli ham turlicha bo'ladi. Erkin ionda markaziy atomning d-orbitallari bir xil energiyaga ega bo'ladi.

		b) ligandlarning oktaedrik maydoni ta'siridagi ion
		d_z^2 d_x^2 d_y^2
	b) sferik ion	d_γ
a) Erkin ion	d_{xy} d_{xz} d_{yz} d_z^2 d_x^2 d_y^2	
	— — — — —	
		▽
	d_{xy} d_{xz} d_{yz} d_z^2 d_x^2 d_y^2	
	— — — — —	d_{xy} d_{xz} d_{yz}
		— — — d_ϵ

Agar markaziy ion atrofida ligandlarning oktaedrik joylashuvi yuzaga kelsa markaziy atomdagi d_z^2 va d_x^2 d_y^2 ligandlarga nisbatan kucliroq itarilishga uchrab ularning energiyalari doira maydon ta'siridagi iondan anchagina yuqori bo'ladi.

Ayni paytda, d_{xy} , d_{xz} va d_{yz} orbatallarning energetik holati doira maydon ta'siridan kuchsiz bo'ladi. Shu sababga kora markaziy atomning d orbatallari oktaedrik maydon ta'sirida ikkiga bo'linadi (d_γ va d_ϵ). Bu enehgiyalarning farqi (▽) – parchalanish enehgiyasi deyiladi. Bu qiymat kompleks birikmalarning yutish spektrlari orqali aniqlanadi.

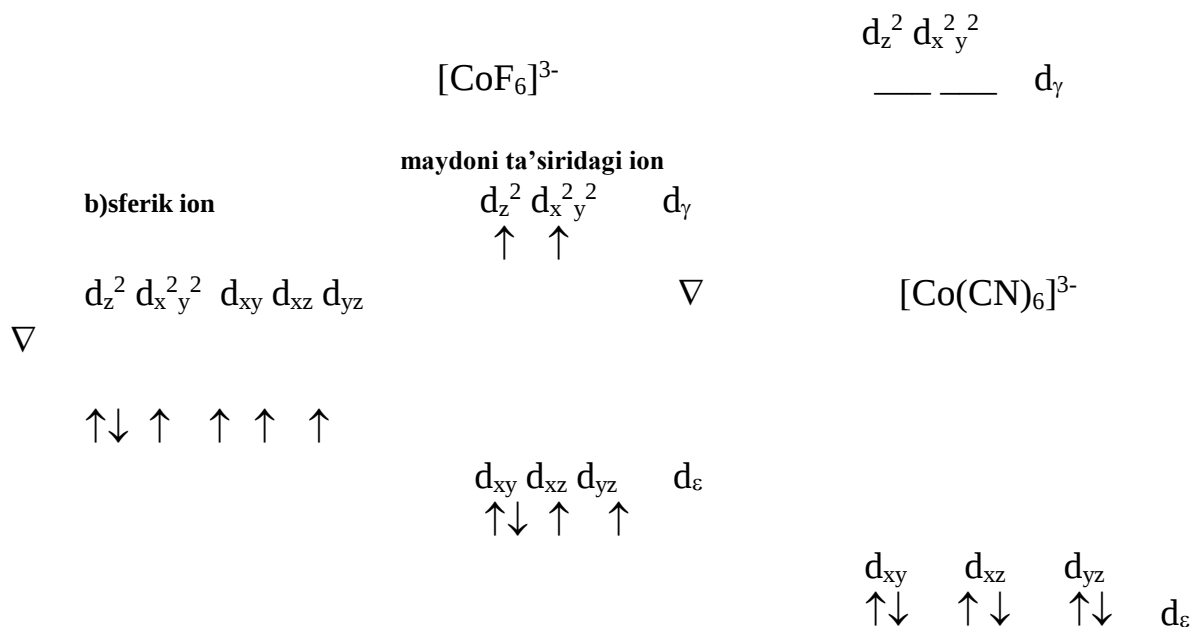
Ligandlar parchalanish spektrlarini qiymati bo'yicha quyidagi spektrokimyoviy qatorni hosil qiladi.



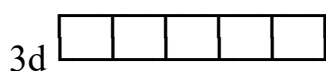
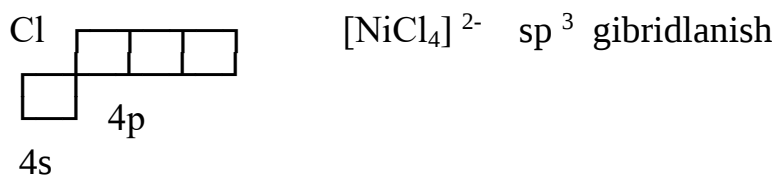
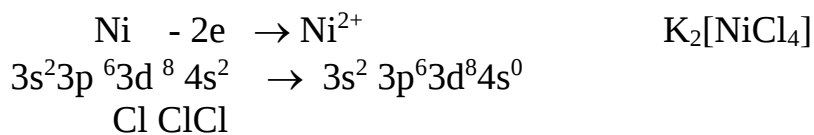
$[\text{CoF}_6]^{3-}$ paramagnit kompleks hosil qilishi va $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$ ning diamagnit kompleks hosil qilish sababini ligandlarning spektrokimyoviy qatori asosida tusuntirish mumkin. CN^- ioni kuchli maydon hosil qiluvchi ligandlar qatorida joylashganligi uchun uning parchalanish energiyasi anchagina yuqori bo'ladi.

$[\text{CoF}_6]^{3-}$ yuqori spinli kompleksga kirib paramagnit xossaga ega.

$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$ da bo'lsa elektronlarning joylasuvi boshqacha yuzaga keladi.



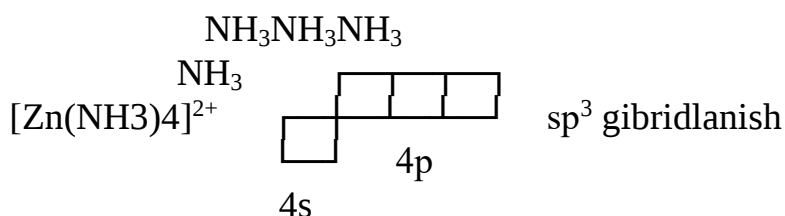
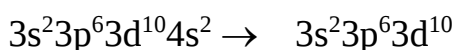
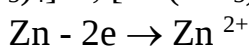
2. Valent bog'lanishlar usuli. Bu nazariyaga binoan kompleks hosil qiluvchi va ligandlar orasida kovalent bog' donor-aktseptor mexanizmida sodir bo'ladi. Kompleks hosil qiluvchining bo'sh orbitallari bo'ladi, ya'ni u aktseptor bo'ladi. Ligandlarda esa umumlashmagan elektron juftlari bo'lib uni kompleks hosil qiluvchining bo'sh orbitaliga beradi, ya'ni donor bo'ladi. Ammiak molekulasi azot atomi sp^3 gibridlangan holda bo'lib, gibrid orbitallaridan birida bo'linmagan elektron jufti bor. Shu tufayli ammiak molekulasida H^+ ioni bilan NH_4^+ ni hosil qiladi va u tetraedrik konfiguratsiyaga ega. $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ ioni ham xuddi shunday tuzilishga ega. Bunda Cl^- ioni elektronodonor, Ni^{2+} molekulasida aktseptor bo'ladi.



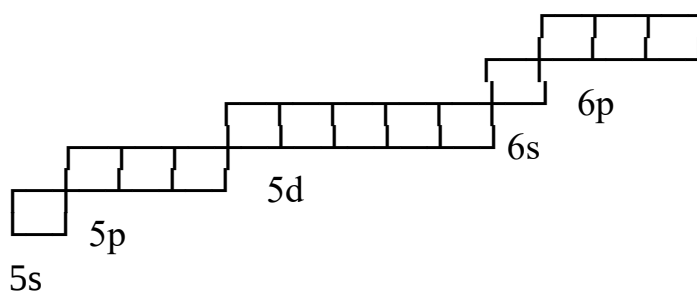
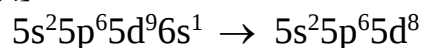
2ta juftlashmagan elektron hisobiga bu kompleks birikma magnit xossaga ega.

$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ kompleks birikma tetraedr shakliga ega.

$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{HgJ}_4]^{2+}$ lar ega.

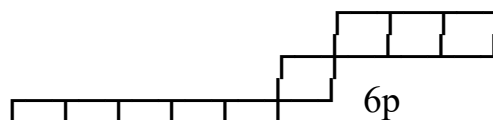
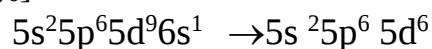


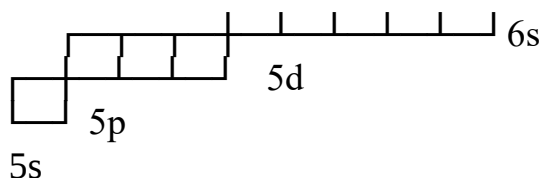
d- elementlarning 4ta d -orbitallari band bo'lgan ionlarda, koordinatsion soni 4 ga teng bo'lsa, bitta d, bitta s va ikkita d-orbital ishtirok etadi.



Bunda dsp² gibridlanish bo'lib, molekula tekis kvadrat shaklida bo'ladi. Ligandlar kvadratning uchlarida joylashadi.

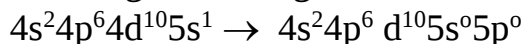
Koordinatsion son 6 ga teng bo'lganda d²sp³ gibridlanish bo'ladi. Kompleks birikma oktaedr shaklida bo'lib, ligandlar oktaedr uch-larida joylashadi.





Shunga o'xshash konfiguratsiya $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3+}$ larda bo'ladi.

Agar koordinatsion son 2 ga teng bo'lsa, sp gibridlanish kuzatiladi, chiziqli konfiguratsiya bo'ladi.



Bu misollar valent valent bog'lanish metodi kompleks birikmalarning koordinatsion soni, geometrik shakli va magnit xossalarini to'g'ri tushuntiradi. Lekin yutilish spektrlarini valent boglanish usuli bilan tushuntirib bo'lmaydi. Shunday ligandlar borki, ular metaldagi elektronlarni o'zining vakant orbitallariga qabul qila oladi.

PF_3 yoki SnCl_4 ioni o'zining bo'shashtiruvchi orbitallariga CO, NO kabi molekulalarni qabul qila oladi. Bu kompleks birikmalarning tuzilishini molekulyar orbitallar nazariyasi tushuntirib beradi.

15 - MA'RUZA.

S-ELEMENTLAR. VODOROD PEROKSID. 1 VA 11A GURUH S ELEMENTLAR VA ULARNING BIRIKMALARI

Ma'ruzaning rejasi:

1. Vodorod.Tabiatda uchrashi va olinishi, fizikaviy va kimyoviy xossalari.
2. Suv va uning fizikaviy va kimyoviy xossalari.Og'ir suv.
3. Vodorod peroksidi, olinishi, xossalari va ishlatilishi.
4. Vodorod peroksidi -oksidlovchi va qaytaruvchi.
5. I1A guruh ishqoriy metallari.
6. I1A guruh ishqoriy er metallari. Ularning farmatsiya va tibbiyotdagi ahamiyati.
7. I1A guruh elementlari va vodorod peroksidi asosida farmakopeyaga kiritilgan dorivor moddalar to'g'risida qisqacha ma'lumot.

Ajratilgan vaqt - 2 soat.

Ma'ruzaning maqsadi - I va 11 A guruhi elementlari va vodorod peroksidi mavzularidagi nazariy masalalar bilan talabalarni tanishtirish va bunda olingan bilimlarni farmatsiya fanlari sohasiga qo'llay bilish. Ushbu guruhdagi moddalarning xossalari asosida dori moddalarini ishlash sohalarini yaxshi o'rganish.

Adabiyotlar:

1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent,2006,390 b.
- 2.Ю.А. Ершов,Общая химия,М., Высшая школа,2003 г. 390 с.
- 3.Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'lotlar.Farmatsevtika institute talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov,R.Aristanbekov, H.R.To'xtayev va boshqalar, Toshkent,2005. 368 b.
- 4.N.A.Parpiyev,A.G.Muftaqov,H.R.Rahimov , Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.
- 5.N.S.Axmetov,Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Выsshaya shk. 1981. 679 s.
- 6.E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
- 7.N.L.Glinka,Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
8. H.R.Rahimov , Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent,2001.244 b.

1 VA II A GURUH ELEMENTLARI VA ULARNING BIRIKMALARI

Vodorod XV1 asrning birinchi yarmida nemis vrachi Paratsels tomonidan kashf etilgan. 1776 yilda ingliz olimi G.Kavendesh uning xossalarini va bosqra gazlardan farqini o'rgandi. 1783 yilda A.Lavuaze vodorodni birinchi marta suvdan oldi va suv ham vodorod va kisloroddan tashkil topishini ko'rsatdi.

Vodorodni qaynash temperaturasi -252°S , suyuqlanish temperaturasi $-259,2^{\circ}\text{S}$. Vodorodni 3 ta izotopi bor: ^1_1H protiy, ^2_1H deyteriy, va ^3_1H tritiy.

Tabiatda 99,985 % protiy va 0,015 % deyteriy bo'ladi.

H atomi yadrosi 1 e dan iborat, atom massasi 1,00797 vodorod atomi musbat va manfiy zaryadlangan ionlar xosil qilishi mumkin.



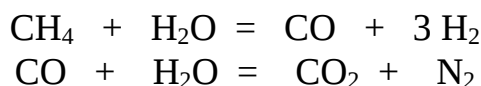
H^+ bu, yadro, ya'ni erkin proton. H^- inert gaz neonni elektron qavatiga o'xshash. H^- anchagina beraror. H^+ farat kovalent boq' hosil qiladi.

TABIATDA UCHRASHI

Vodorod tabiatda keng tarqalgan kimyoviy element. Yer sharida uning miqdori 17 %(atmosfera, litosfera va gidrosfera). U torpf va qo'ng'ir ko'mir tarkibiga, neft, suv, tuproq va boshqalarni tarkibida bor. Erkin holda vodorod juda kam uchraydi. Vodorod eng ko'p tarqalgan kimyoviy element. U quyoshning yarmini, yulduzlarning asosiy qismini tashkil etadi. U ko'p planetalar atmosferasida, kometalarda, gaz va tumanlarda bor.

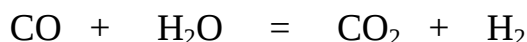
SANOATDA OLINISHI

1. Tabiiy gazdan olinadi :



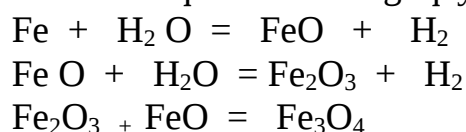
2. Kuchli sovutish usuli . Vodorodni koks va suv gazidan gazlar aralashmasini sovutish usuli past temperaturada olinadi.

3. Konversiya usuli



Reaksiya 500°C da 25 atmosfera bosimda katalizator Fe_2O_3 yoki Cr_2O_3 ishtirokida amalga oshiriladi.

4. Temir bug' usuli (MHM) da keng tarqalgan usul. Bu usulda $600-700^{\circ}\text{C}$ cho'g' holidagi temirni suv bug'i bilan ta'sirlanishiga asoslangan. Bunda temir bir necha mahsulotlar hosil qiladi. Suv bugi qaytarilib vodorod hosil qiladi.



Laboratoriyada vodorod quyidagi usullar bilan olinadi:

1. Natriy gidroksid yoki KOH ni(34%) eritmasini elektroliz qilish orqali olinadi. NaOH yoki KOH suvni elektr o'tkazuvchanligini yaxshilash uchun kerak.

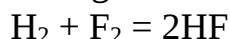
2. $2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
3. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2$
4. $2\text{Al} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$
5. $2\text{Al} + 6\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_3\text{Al}(\text{OH})_6 + \text{H}_2$

Xuddi shunaqa reaksiyalar Be, Pb, Sb, Ga bilan ham boradi.

Xossalari: Tarkibida bitta elektron belgan vodorod 2 atomli. H_2 - protiy, D_2 - deyteriy, T_2 - tritiy, HD, HT, DT molekulalarini hosil qiladi. $\text{H}_2 = 2\text{H} - 435 \text{ kJ/mol}$.

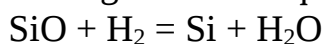
Vodorod ham oksidlovchi, ham qaytaruvchilik xossalarini namoyon qiladi.

Odatdagi haroratda faqat fluor bilan reaksiyaga kirishadi:



Qizdirilganda xlor, brom, kislorod bilan reaksiyaga kirishadi.

Vodorodning qaytaruvchilik xossasidan ba'zi oddiy moddalarni ularning oksidlari va galidlaridan qaytarish uchun foydalaniladi:



Oksidlovchi sifatida vodorod aktiv metallar bilan reaksiyaga kirishadi:

$2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$ Vodorod kimyo sanoatida ammiak, metanol, xlorid kislota, yog'larni, suyuq yog'larni gidrogenlashda ishlatiladi.

SUV

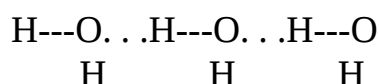
Vodorod va kislorodning kimyoviy birikmasi. Yer sharining 3/5 qismi suv bilan qoplangan. Miqdori $2 \cdot 10^{18}$ t. Ko'p moddalarning 90% miqdori suv bo'ladi. hayvon va o'simlik organizmida 75-76% suv bo'ladi.

Fizik xossalari: suv suyuq holatda rangsiz. 18°C da toza suvning elektr o'tkazuvchanligi $4,4 \cdot 10^{-8} \text{ om}^{-1} \text{ sm}^{-1}$. Toza suv elektr tokini deyarli o'tkazmaydi. Agar $P = 1 \text{ atm}$ bosim, 0°C haroratda u muzga aylanadi. 100°C dan yuqorida suv bug'ga aylanadi. 4°C da suv eng katta zichlikka ega bo'lib, 1 ga teng deb qabul qilingan.

Muz - rangsiz, $d = 0,9168 \text{ g/sm}^3$. Suvdan yengil. Bosim 2000 dan 6500 atm gacha borsa, muz har xil formalarga o'tadi. 21700 atm bosimda muzning 7 xil modifikatsiyasi bor. Uning zichligi $d = 1,5$; suyuqlanish harorati $T_{\text{suyq}} = +76^\circ\text{C}$ u issiq muz deyiladi.

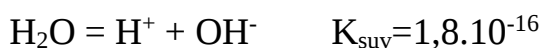
Kimyoviy xossalari: Suv molekulasining dipol momenti $m = 1,74 \cdot 10^{-18}$

sp^3 gibridlanish, lekin gibrid orbitallarning 2 tasida bog'lanmagan 4 elektron jufti aylanadi. Suvning dielektrik doimiysi 81 ga teng. Etanolniki 27, efirniki 2. Qattiq va suyuq holatda suv molekulasini $(\text{H}_2\text{O})_n$ 4°C da $n=2$, 0°C da $n=3$. Molekulalarning assotsiatsiyanishi vodorod bog'lari hisobiga sodir bo'ladi.



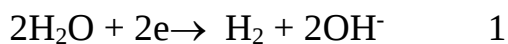
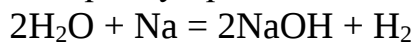
1000°C da suv parchalanadi: $2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{O}_2 - 245,2 \text{ kJ/mol}$. Peaksiya qaytar.

5000°C da suv vodorod va kislorodga to'la parchalanadi. Suv kuchsiz elektrolit. 555 mln molekuladan bittasi ionlarga ajralgan bo'adi.

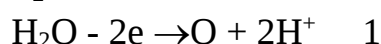
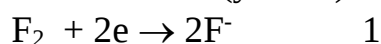


Oksidlanish -qaytarilish reaksiyalarida suv odatda muhit vazifasini bajaradi.

Kuchli qaytaruvchilar ta'sirida odatdagi va yuqori haroratlarda suv oksidlovchi bo'ladi. Masalan: ishqoriy va ishqoriy-yer metallari bilan sovuq holda, Fe, C va boshqalar yuqori haroratda ta'sirlashadi.



Kuchli oksidlovchilar ta'sirida suv qaytaruvchilik xossalarini namoyon qiladi. $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HF} + \text{O}$ (yonadi)

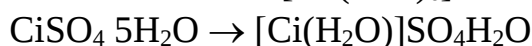
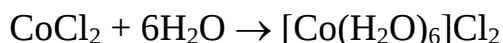


Boshqa moddalarning molekulalariga suvni birikishining 3 xil turi ma'lum: 1) ion, 2) koordinatsion, 3) adsorbtsion.

1. Ishqoriy va ishqoriy-yer metallari, ularning oksidlari va kislotali oksidlar bilan suv ion tipidagi reaksiyaga kirishadi.



2. Akvakomplekslarda dipol xarakterga ega belgan suv molekulalari musbat zaryadlangan kompleks hosil qiluvchi ionga tortilish xususiyatiga ega bo'lib, bu koordinatsion birikish bo'ladi.



Akvakomplekslarning parchalanishi tuz rangining o'zgarishi bilan boradi.

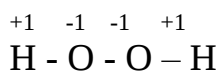
3) Molekulalararo kuchlar ta'siri tufayli har qanday modda ham ma'lum miqdorda suvni o'z sirtiga adsorbtsiya qilish xossasiga ega. Adsorbtsiya tipida moddaga birikkan suv gigroskopik suv deyiladi. U 100°C da qizdirilsagina suv chiqib ketadi. H_2SO_4 , CaCl_2 , P_2O_5 suvni adsorbtsion yutadi.

Og'ir suv. ^2_1D izotopi kislorod bilan D_2O birikma hosil riladi. Bu birikma og'ir suv deyiladi. Tabiatda har 5500-8000 molekula oddiy suvga 1 ta molekula og'ir suv to'g'ri keladi. Og'ir suv oddiy suvni elektroliz qilib olinadi. Bunda D_2O o'zgarishga uchramasdan elektrolitning qoldig'ida yig'iladi. Lyuis 20 l suvdan 0,3 ml og'ir suv D_2O oldi.

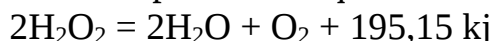
D_2O rangsiz, siropsimon suyuqlik, zichligi $d = 1,10421 \text{ g/sm}^3$, suyuqlanish harorati $T_{\text{suyur}} = 3,8^\circ\text{C}$, qaynash harorati $T_{\text{rayn}} = + 101,4^\circ\text{C}$. D_2O yadro texnikasida katta ahamiyatga ega. U yadro reaktorida neytronlarni sekinlashtiruvchi modda sifatida, deyteriy olish uchun xom ashyo sifatida va termoyadro reaksiyalarida ishlatiladi.

VODOROD PEROKSID (H_2O_2)

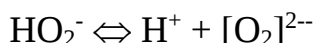
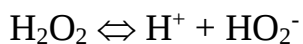
H_2O_2 rangsiz, siropga o'xshagan suyuqlik. Zichligi $d = 1,4633 \text{ g/sm}^3$, Syuqlanish harorati $T_{\text{suyq}} = 0,43^\circ\text{C}$, 26 mm simob ustuni bosimda qaynash harorati $T_{\text{qayn}} = 68^\circ\text{C}$, 65 mm sim. ustunida 85°C , atmosfera bosimida $T_{\text{qayn}} = 150,2^\circ\text{C}$.



Vodorod peroksid beqaror birikma. Oson parchalanadi.



151°C da vodorod peroksid portlaydi. Suvli eritmalarda vodorod peroksid kuchsiz kislota va 2 bosrichda dissotsiatsiyalanadi.

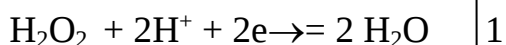
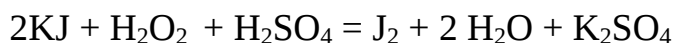
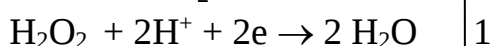
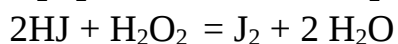
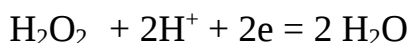


H₂O₂ nordon va asosli tuzlar hosil qiladi. NaHO₂, Na₂O₂, Ba[O₂]

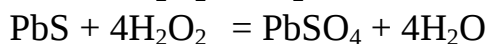
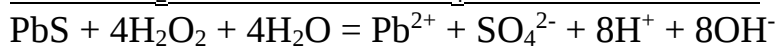
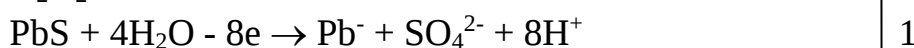
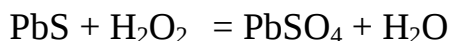
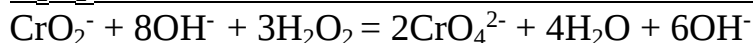
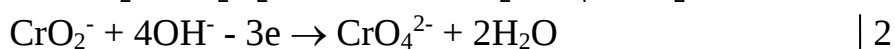
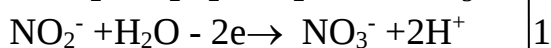
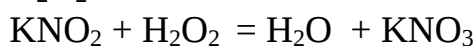
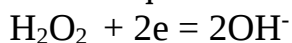
H₂O₂ oksidlovchilik va qaytaruvchilik xossalarini namoyon qiladi. H₂O₂ kisloroddan kuchliroq oksidlovchi.

H₂O₂ oksidlovchi bo'lganda:

1. Kislotali muhitda H₂O₂ H⁺ ionlari bilan birikib suv molekulasini hosil qiladi.

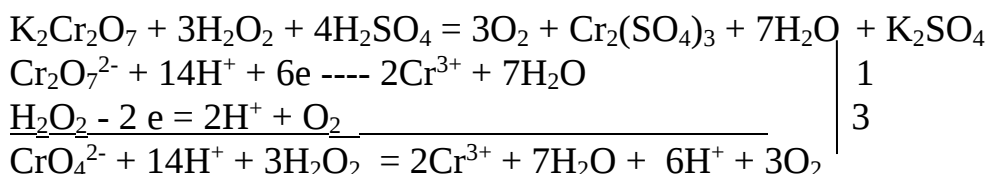
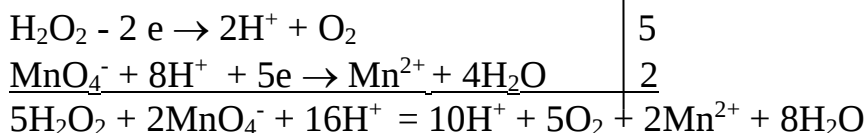
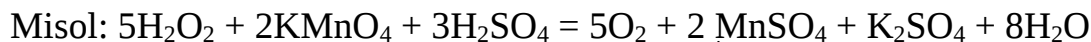
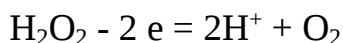


2. Neytral va ishqoriy muhitda oksidlovchi H₂O₂ 2ta elektron biriktirib OH⁻ ionlarini hosil qiladi.

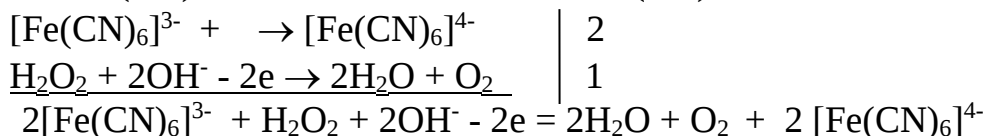
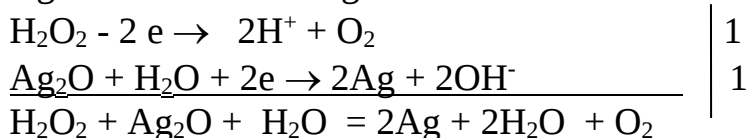
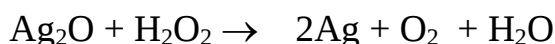
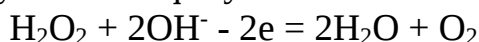


Oksidlovchilar KMnO_4 , Ag_2O , CrO_3 va b. ishtirokida vodorod peroksid qaytaruvchilik xossasini namoyon qiladi.

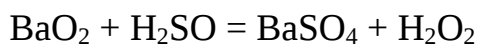
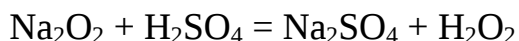
1. Kislotali muhitda vodorod peroksid 2ta elektron berib, vodorod ionlari va kislorod molekulasini hosil qiladi.



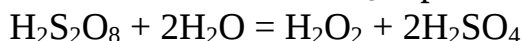
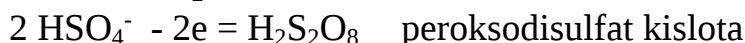
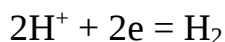
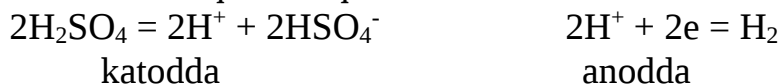
2. Neytral va ishqoriy muhitda OH^- ionlarini biriktirib suv va kislorod hosil qiladi.



Olinishi. Vodorod peroksid natriy yoki bariy peroksidlarga kislota ta'sir ettirib olinadi.



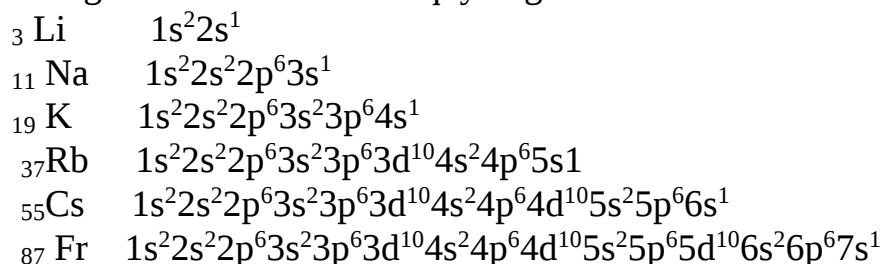
Dunyoda ishlab chiqariladigan vodorod peroksidlarning 30%i 50%li sulfat kislotani elektroliz qilish orqali olinadi.



3% li vodorod peroksid eritmasi (pergidrol) va 73-90%li eritmaları sotiladi. Vodorod peroksid ko'p bo'yoqlarni oqartiradi. Shu xossasi tufayli ipak, soch, par va boshqalarni oqartirish uchun ishlatiladi. U harbiy va raketa texnikasida, 3% li eritmasi tibbiyotda dezinfektsiyalovchi modda sifatida qo'llaniladi.

1 A GURUH ELEMENTLARI

Bu guruh elementlariga litiy,natriy,kaliy,rubidiy,seziy va fransiy kiradi. Barcha guruh a'zolarinig tashqi elektron qavatida 1 tadan s elekteronlar bor.ularning elektron formulalari quyidagicha:



Element tartib nomeri ortishi bilan atom va ionlarning radiusi ortadi.Shu metallarning suyuqlanish harorati kamayadi.

Bu matallarning barchasidan litiy farq qiladi. Uni tashqaridan ikkinchi qavatida ikkita elektroni bor.

ISHQORIY METALLARNING OLINISHI

Ishqoriy metallar kimyoviy faolligi yuqoriligi sababli faqat birikmalar holidan uchraydi.

Liyining birikmalari nihoyatda ko'p.Uni 150 dan ortiq minerallari bor. Texnik ahamiyatga spodumen $\text{LiAl}(\text{SO}_4)_2$ va litiy smolasi $\text{Li}_2\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3(\text{F};\text{OH})_2$.

Natriy birikmalari keng tarqalgan. Osh tuzi NaCl ;Glauber tuzi $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.Hind selitrasi KNO_3 , Natriy selitrasi, kriolit $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$; bura $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Kaliy birikmalaridan silvinit $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$; karnallit $\text{KCl} \cdot \text{MCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; yer sharining asosiy po'slog'i- ortoklaz $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$

Rubidiy va seziy natriy va kaliy bilan birga lekin kamroq uchraydi.

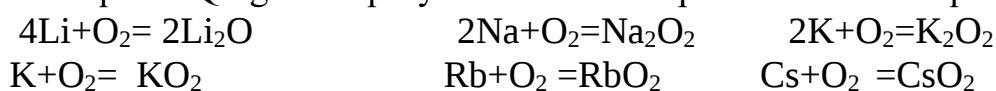
Fransiy barcha ishqoriy metallardan eng faoli va og'iri hisoblanadi. Radioaktiv .uni yarim yemirilish davri 22 minut.

Natriy,litiy va kaliy asosan elektroliz usuli yordamida olinadi. Elektrolizga tuzlar yoki gidroksidlar uchratiladi.Rubidiy va seziy unung xloridlaridan kalsiy metali bilan qaytarish orqali olinadi.

ISHQORIY METALLARNING XOSSALARI

Ishqoriy metallar kub krislall panjaraga ega. Yangi kesilgan metallar ko'rinishi odatdagi metallarga o'xshaydi. Metallik yaltiroqlikka ega.Barcha ishqoriy metallar kerosin ostida yoki inert gaz muhitida saqlanadi. Ishqoriy metallar engil metallar hisoblanib, pichoq bilan oson kesiladi. Ularni ichida qattig'i kaliy u yuqori issiq va elektr o'tkazuvcanlikka ega.

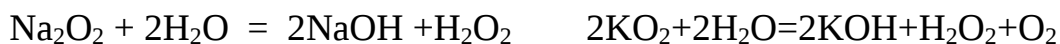
Ishqoriy metallar oson +1 zaryadli ionlar hosil qiladi.Litiy kislorod ta'sirida oksid hosil qiladi. Qolgan ishqoriy metallar bo'lsa peroksidlar hosil qiladi.



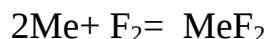
Peroksidlardan oksidlar olish mumkin.



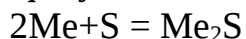
Peroksidlarni suv bilan ta'siridan bodorod peroksidi yoki kislorod hosil bo'ladi.



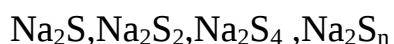
Ishqoriy metallar galogenlar bilan shiddadli va issiqlik chiqishi bilan ta'sirlashadi:



Juda oson ishqoriy metallarning sulfidlari hosil bo'ladi:

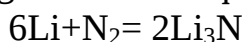


Me_2S larni oltingugurt bilan qo'shib suyuqlantirilsa persulfidlar hosil bo'ladi.



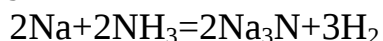
Ishqoriy metallar vodorod bilan oson ta'sirlashadi. Bunda metall gidridlari hosil bo'ladi. Ularning bog'lanishi ion tabiatli.

Odatdagi sharoitda faqat litiy nitrid hosil qiladi.



Boshqa metallarning nitridlari boshqacha usullar bilan olinadi.

Suyuq ammiak bilan ishqoriy metallarning reaksiyasida amidlar, imidlar va nitridlar hosil bo'ladi.



Natriy birikmalari organizmda asosan hujayra atrofidagi syuqliklarda mavjud (qonda, limfa va ovqat hazm qilish shiralarida). NaCl hisobiga organizmdagi qon bosimi boshqarilib turadi.

NaOH 320°C da syuqlanadigan oq, suv tortadigan kristall modda. NaOH va KOH elektroliz usulida olinadi.

Kaliy ioni organizmda hujayra ichidagi ion hisoblanadi. U kopgina boikimyoviy va fiziologik jarayonlarda, masalan nerv impulclarining harakatida ishtirok etadi. Kaliy ioninng qonda mo'tadil miqdorda bo'lishi yurakni normal ishlashi uchun kerak. 1 cutkada K 2-3 g kerak bo'ladi.

Tseziy va rubidiy fotoelementlar tayyorlashda ishlatiladi. Nur ta'sirida Rb va Cs ning valent elektronlarini oson ajralishi yorug'lik energiyasini elektr energiyasiga aylantitish imkoniyatini beradi.

16-ma'ruza.

VI B guruh elementlari. Xrom va uning birikmalari.

Ma'ruzaning rejasi:

1. Xromning tabiatda uchrashi;
2. Xromning olinishi;
3. Xromning oksidlari;
4. Xromning 2,3,6 valentli birikmalari.
5. 3 valentli xromning qaytaruvchanlik xossalari;
6. 6 valentli xromning oksidlovchilik xossalari;
7. Xrom va uning birikmalarini ishlatilishi.

Ajratilgan vaqt - 2 soat.

Ma'ruzaning maqsadi – Y1 B guruh elementlari kimyosini chuqur tadbiq etish.
Xrom birikmalari xossalari o'rganish.

Adabiyotlar:

1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent, 2006, 390 b.
2. Ю.А. Ершов, Общая химия, М., Высшая школа, 2003 г. 390 с.
3. Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'ulotlar. Farmatsevtika instituti talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R.To'xtayev va boshqalar, Toshkent, 2005. 368 b.
4. N.A.Parpiyev, A.G.Muftaqov, H.R.Rahimov, Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.
5. N.S.Axmetov, Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
6. E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
7. N.L.Glinka, Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
8. H.R.Rahimov, Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent, 2001. 244 b.

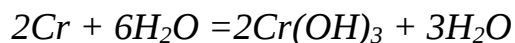
Tabiatda uchrashi

Temirli xromtosh holida uchraydi. Cr_2FeO_4 yoki $Fe(CrO_2)_2$. Qo'rg'oshinli qizil ruda $PbCrO_4$. Xromli oxra Cr_2O_3 .

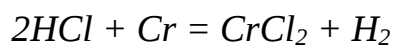
Xossalari

Xrom – oq yaltiroq metall, qattiq, mo'rt. U qaytaruvchi, 2 tadan 6 tagacha elektron beradi. Shuning uchun kimyoviy reaksiyalarda sharoitiga qarab +2, +3 va +6 oksidlanish darajasiga ega bo'ladi.

Xrom kislorod bilan xona temperaturasida oksidlanmaydi. Ftor bilan oson reaksiyaga kirishadi. Temperatura ta'sirida oltingugurt, kremniy va brom bilan ta'sirlashadi. Maydalangan holda suvni parchalaydi.

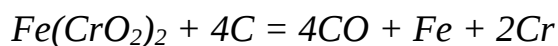
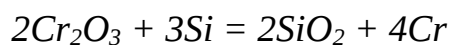


Suyultirilgan HCl da erib va H_2SO_4 da erib, xrom +3 tuzlariga aylanadi:

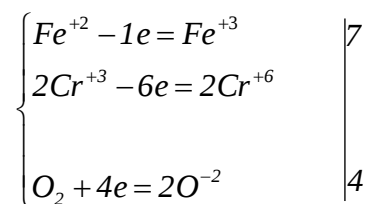
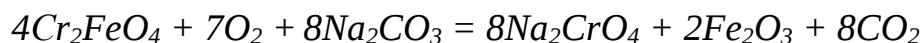


HNO_3 , zar suvida (1:3 HNO_3 va HCl) oddiy temperaturada zar suvini passivlashtiradi. Lekin HCl da uzoq vaqt qaynatilsa vodorod ajraladi. Keyin bu reaksiya sovuqda ham davom etadi. Passivlangan xrom o'zini nodir metallga o'xshab tutadi,

Xromning olinishi. Sof metallni alyuminlotermiya usuli bilan olish mumkin.



Laboratoriyada xrom olish uchun temir xromitdan dastlab xrom (III)- oksid olinadi. Buning uchun xromli temirtosh kislorod va soda bilan suyuqlantiriladi. Keyin natriy xromatdan uglerod yordamida xrom (III)-oksidi olinadi.



Texnikada ishlatilishi. Po'lat ishlab chiqarish sanoati xrom ishlatiladigan 1-2% Cr tutgan po'latlarqattiq va mustahkam bo'ladi. Po'latda 12% xrom

bo'lganda zanglamaydigan po'lat hosil bo'ladi. Xrom metal buyumlarni qoplashda ishlatiladi. Masalan, el –tiral, nixrom, xromal.

Terichilik sanoatida xrom tuzlaridan pishiq xromli terilar olishda ishlatiladi. Cr^{3+} birikmalari barqaror.

Ishqoriy muhitda Cr^{3+} ----- Cr^{6+}

Cr^{3+} – yashil va ko'k binafsha

Cr^{6+} – sariq (xromatlar)

Cr^{6+} – jigarrang (bixromat)

CrO – qora kukun

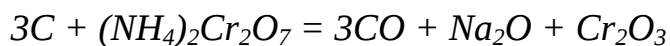
$Cr(OH)_2$ – sariq rangli

$CrCl_2$ – rangsiz kristall suvda eriydi.

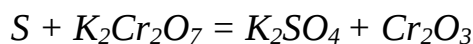
Cr_2O_3 – xromli oxra, yashil rangli kukun $t=1900^{\circ}C$

Tajriba. $(NH_4)_2Cr_2O_7 = Cr_2O_3 + 4H_2O + N_2$

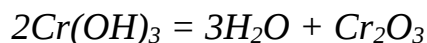
1. Uglerod bilan qaytarish:



2. S qaytarish:

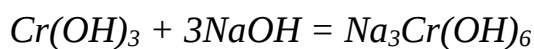
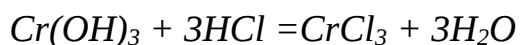
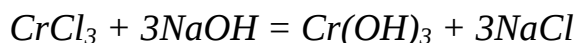


3. Temperatura ta'sirida parchalanish:



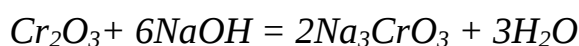
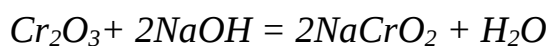
4. $(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2 + 4H_2O + Cr_2O_3$

Xrom (III) – oksidini soda yoki ishqorlar bilan suyuqlantirish natijasida metakromat va ortoxromatlar hosil bo'ladi.

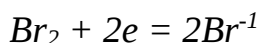
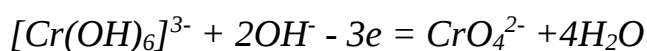


$HCrO_2$ – metoxromitlar

H_3CrO_3 – ortoxromitlar



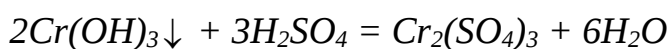
Xrom (III) gidroksidi kuchli oksidlovchilar ta'sirida ishqoriy muhitda Cr^{+6} birikmalariga o'tadi.



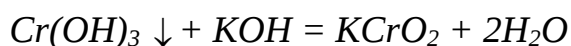
$Na_3[Cr(OH)_6]$ o'rniga $Cr(OH)_3$ ni olish mumkin

Xrom birikmalaridan Cr^{+3} kationi ko'k rangli xrom (III) sulfat, xrom (III) nitrat, xrom (III) xlorid, xrom (III) anion holda bo'lsa, yashil rangli bo'ladi. Masalan, natriy xromit, kaliy xromit.

Tajriba: Kaliy xromli achchiqtosh yoki kvaosga oz miqdorda ishqor qo'shamiz.

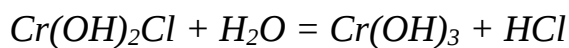
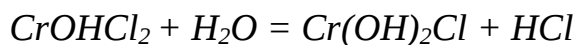
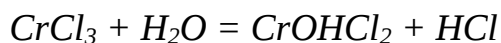


ko'k rang

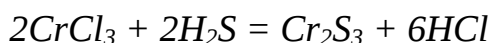


yashil rang

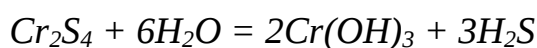
III valentli xrom tuzlarigidrolizga uchraydi.



Cr_2S_3 – qora kristall modda, suvda erimaydi.



Bu tuz kuchli gidrolizga uchraydi va to'la gidroliz sodir bo'ladi.

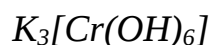


Xrom (III) birikmalarining koordinatsion soni 6 ga teng komplekslar hosil qiladi. $[Cr(H_2O)_6]Cl_6$ $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2$ $[Cr(H_2O)_4]Cl \cdot H_2O$

ko'k binafsha rang

tim yashil rang

och yashil rang

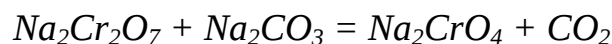
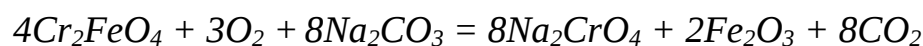


Xrom (VI) oksidi, xromat kislotasining angidridi – to'q qizil rangli ignasi-mon kristallga ega. Suvda oson eriydi. Bunda xromat kislotasi hosil bo'ladi. Xromat angidridga xromat kislota va dixromat kislota to'g'ri keladi.

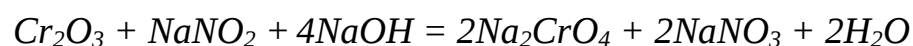


Suyultirish ortishi bilan muvozanat H_2CrO_4 tarafiga qarab suriladi.

Xrom (VI) oksidi zaharli. Natriyli yoki kaliyli xromat texnikada xromli temirtoshni soda, potash yoki ohak bilan kuydirib olinadi.



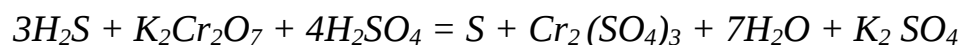
Tajriba. Agar xrom (III) oksidiga ishqor va oksidlovchi qo'shilsa, xromatlarga o'tadi:



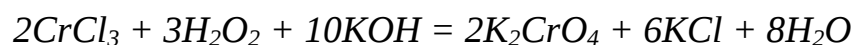
Agar natriy xromatga kislota qo'shilsa, muvozanat chapga suriladi. Agar ishqor qo'shilsa, muvozanat o'ngga suriladi.



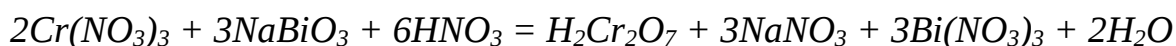
Xromat kislota tuzlari juda kuchli oksidlovchilar.



Xromatlar xromning (III) valentli tuzlarini ishqoriy sharoitda oksidlab oson olinadi:



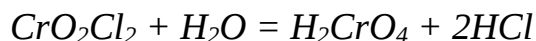
Bixromatlar olish uchun xrom (III) valentli tuzlarini kislotali muhitda kuchli oksidlovchilar $KClO_3$, $KMnO_4$, $NaBiO_3$.



Xromning periks tipidagi birikmalari ma'lum. Ular nad kislotalar deyiladi.



Xromning birikmalaridan CrO_2Cl_2 qizil qo'ng'ir rangli suyuqlik.



Qo'llanilishi. Kaliy dixromat terichilik, tekstil, lak bo'yoq va farmatsevtika sanoatida ishlatiladi. Qo'rg'oshin xromat sariq bo'yoq tayyorlashda ishlatiladi. Kaliy dixromat va konsentrlangan sulfat kislota tehg miqdorda aralashtirilsa, xrompik deyiladi. Bu aralashma bilan kimyoviy idishlarni yuviladi.

17- ma'ruza.

VII B guruh elementlari. Marganes birikmalari va xossalari.

Ma'ruzaning rejasi:

Marganes, texnetsiy va reniy to'g'risida qisqacha ma'lumot. VII V guruh elementlari atom tuzilishi. Marganes birikmalarining tabiatda uchrashi, kimyoviy xossalari, qotishmalari olinishi. Marganesning II,III, IV, V, VI, va VII valentli birikmalari olinishi, xossalari. MnO_2 ning $KMnO_4$ va K_2MnO_4 o'tish shartlari. Mn^{+6} birikmalarining qaytaruvchanlik va oksidlovchilik xossalari $KMnO_4$ olinishi, Mn_2O_7 ning parchalanishi $KMnO_4$ oksidlovchilik xossalari, ishlatilishi.

Ajratilgan soat: 2 soat.

Maqsad: Talabalarni marganes birikmalari va ularning xossalari bilan tanishtirish. Marganes va uning birikmalarining kimyo, farmatsiya va tibbiyotdagi o'rnini tushuntirish.

Adabiyotlar:

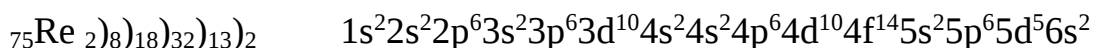
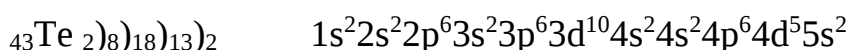
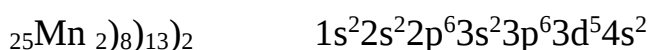
1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent, 2006, 390 b.
2. Ю.А. Ершов, Общая химия, М., Высшая школа, 2003 г. 390 с.
3. Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'lotlar. Farmatsevtika institute talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R.To'xtaev va boshqalar, Toshkent, 2005. 368 b.
4. N.A.Parpiyev, A.G.Muftaqov, H.R.Rahimov, Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.

- 5.N.S.Axmetov,Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
- 6.E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.
- 7.N.L.Glinka,Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
8. H.R.Rahimov , Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent,2001.244 b.

VII B elementlari

(Mn) marganes, (Te) texnetsiy, (Re) reniy

Mn, Te, Re atomlari VII V gruppada d-elementlarini tashkil etadi.

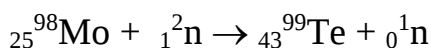


Hamma atomlar eng chetki kvant qavatda 2 tadan s-elektronlarga ega. Chetdan 2-chi kvant qavatda 5ta d-elektronlar bor. Shuning uchun ham Mn, Te, Re ni maksimal valentligi +7.

Mn gruppachasidagi elementlar ichida eng katta ahamiyatga bo'lgani Mn ning o'zidir.

Re-1925 yil ochilgan nodir element, uning mavjudligini 1871 yil D. I.

Mendeleyev oldindan aytgan. Te-1937 yil sun'iy yo'l bilan olingan, Mo ni deutronlar bilan bombardimon qilish natijasida olingan.



Marganes. 1808 yil ingliz olimi Djon tomonidan toza holda olingan. U yer sharini 0,1% tashkil etadi. Bu mineral holida: pirollyuzit - MnO_2 , braunit- Mn_2O_3 , gausmanit Mn_3O_4 , manganit- $\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{N}_2\text{O}$, MnSO_3 , gauerit- MnS_2 , mangan yaltiroq'I – MnS

Marganes qattiq, mo'rt kumushsimon, oq, yaltiroq metall. $d=7,44$,
 $t_{\text{pl}}=1245^\circ\text{C}$

Marganes 4 ta allotropik modifikatsiyada uchraydi.

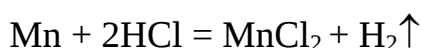
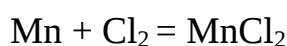
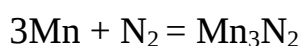
α -Mn, 727°C gacha barqaror.

β -Mn 1101°C (bu 2-la modifikatsiyalar ham alyuminotermiya usuli bilan olinadi. U mo'rtligi va qattiqligi bilan xarakterlanadi).

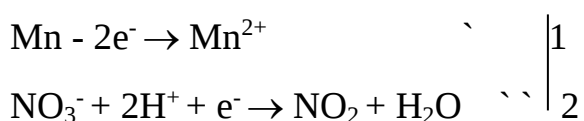
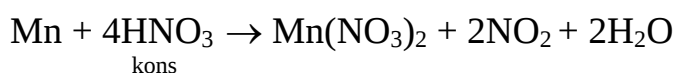
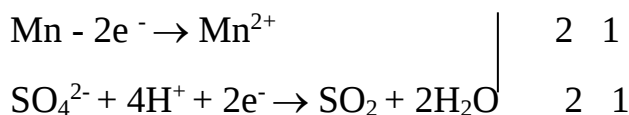
γ -Mn 1101-1137°C temperaturada mavjud.

τ -Mn 1137°C<temperaturada hosil bo'ladi.

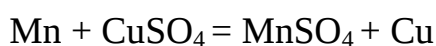
Kimyoviy xossalari: Odatdagi temperaturada barqaror. Maydalangan holda u oson oksidlanadi. Al, Sb, Cu bilan ferromagnitli qotishmalar hosil qiladi. Qizdirilganda galogenlar, S, N,P,C,Si bilan birikadi.



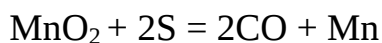
Qizdirilganda suvni parchalaydi. Konsentrik H_2SO_4 , HNO_3 bilan xona temperaturasida ta'sirlashmaydi.



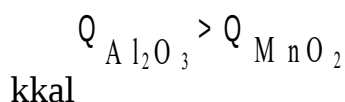
Ko'p metallarning tuzlari va oksidlaridan Mn ularni qaytaradi.



Olinish usullari: 1) Marganes oksidini uglerod bilan qaytarish orqali:



2) Alyuminotermiya metodi: $3\text{MnO}_2 + 4\text{Al} = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn} + 391$



kremn. termiya $\text{MnO}_2 + \text{Si} = \text{Mn} + \text{SiO}_2$

Mn d=7,4 $t_{\text{pl}}=1250^\circ\text{C}$ $t_{\text{qayn}}=2150^\circ\text{C}$

3) Mn tuzlari suvli eritmalarini elektrolizi orqali:

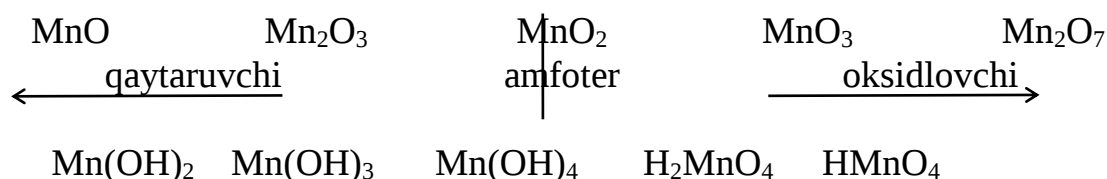
$\text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ k) $\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$

$\text{HOH} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ a) $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \leftarrow \text{Cl}_2$

Qo'llanishi: Tarkibida Mn saqlaydigan po'latlar temir yo'l strelkalari, o'q o'tmaydigan tank korpuslari qurishda ishlatiladi. Uni asosida elektr o'tkazuvchanligi kam manganat qotishmasi olinadi. (12% Mn, 84% Su, 4% Ni).

Oz miqdorda Mn Al qotishmalariga qo'shiladi. U oz miqdorda tuproqda bo'ladi. Mineral suvlarda, o'simlik va tirik organizmlarda bo'ladi.

Marganes birikmalari: Kislород bilan quydagi birikmalari ma'lum: MnO (II) asosli, Mn_2O_3 asosli, MnO_2 (IV) amfoter, MnO_3 (VI) kislotali, Mn_2O_7 kislotali,



Marganes (II) oksidi MnO- yashil poroshok, suvda erimaydi. Yuqori oksidlarini vodorod bilan qaytarish orqali olinadi.

$\text{N}_2 + \text{MnO}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{MnO}$

tuzlarni qizdirish orqali:

$\text{MnSO}_3 \xrightarrow{t} \text{MnO} + \text{CO}_2$

$\text{MnC}_2\text{O}_4 \xrightarrow{t} \text{MnO} + \text{CO} + \text{CO}_2$

Marganes (II) tuzlari pushti rangli, lekin eritmaları rangsiz.

$\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

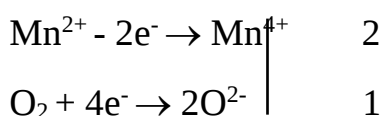
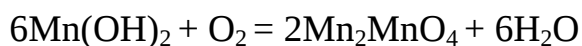
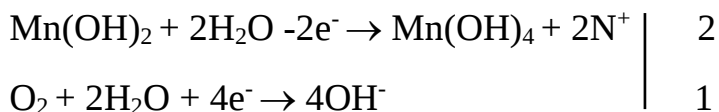
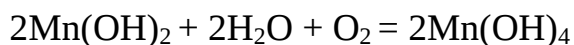
$2\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

$\text{Mn} + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$

$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{NO}_2\uparrow$

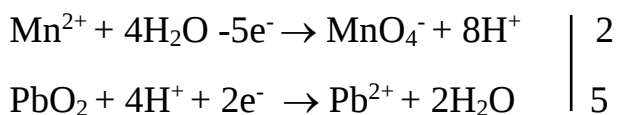
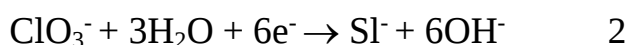
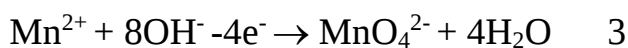
$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow_{\text{oq cho'kma}} + 2\text{KNO}_3$

Oq cho'kma oksidlanib qorayib qoladi.



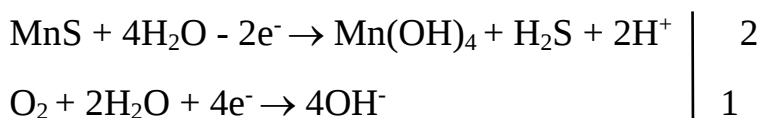
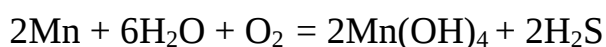
Yuqorida keltirilgan reaksiyalar $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ni beqarorligini ko'rsatadi.

Kuchli oksidlovchilar ta'sirida Mn^{2+} birikmalari qaytaruvchilik xossasini namoyon qiladi.



MnCl_2 - gazlamalarni jigar rangga bo'yash uchun ishlatiladi.

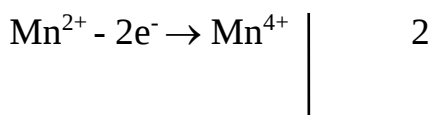
MnS

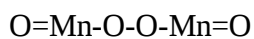
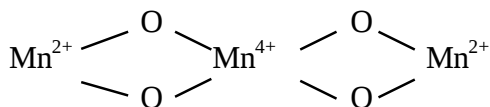
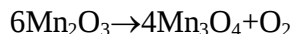


MnSO_4 oson qo'sh tuzlar hosil qiladi.



$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{MnSO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ gazmollarni bo'yashga ishlatiladi.





Mn_2O_3 -qora rangli



$\text{Mn}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ -manganit



(IV)-marganes birikmalari.

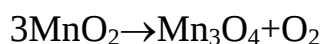
$\text{Mn}(\text{OH})_4$ -amfoter modda, ular birikmalari 2-ga bo'linadi.

I-gruppa Mn^{4+} birikmalari. Ular 3 valentli marganes birikmalaridan beqarorroq. Eng barqarori $\text{Mn}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_4$ va disulfid MnS_2 -gausrit.

Marganesning kompleks birikmalari ancha barqaror.



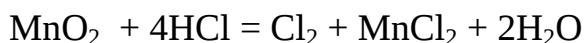
MnO_2 -qora rangli, amfoter oksid. Suvda erimaydi, qizitilmasa ko'p kislotalar ta'siriga chidamli. $\text{MnO}_2 + \text{CaO} = \text{CaMnO}_3$



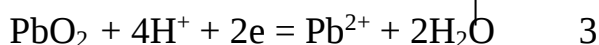
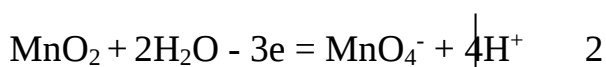
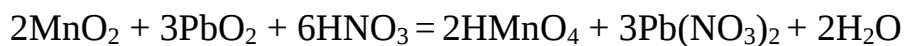
2-gruppga orto va metamarganes kislotalarining H_2MnO_4 , H_2MnO_3 tuzlari kiradi. Bu kislotalar erkin holda ajratilmagan.



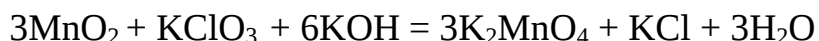
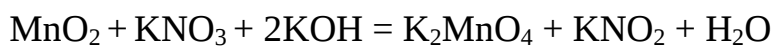
Oksidlanish reaksiyalari:



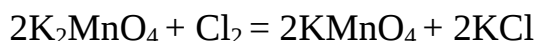
Qaytarilish reaksiyalari:



Mn^{+5} birikmalari. Bu oksidga hech qanaqa kislota to'g'ri kelmaydi. H_3MnO_4 beqaror va mavjud emas, shu paytgacha olinmagan. Bu kislotaning tuzlari Na_3MnO_4 va $KMnO_4$ olingan. Mn^{+6} birikmalari. MnO_3 va N_2MnO_4 erkin holda olinmagan, ular beqaror. Manganatlar metall holdagi, yoki marganes oksidlari, tuzlarini kislorod bilan ishqor ishtirokida suyuqlantirib olinadi.



Neytral va kislotali muhitda disproportsiylanish reaksiyasi ketadi.

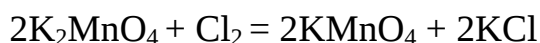


Mn^{+7} birikmalari. Marganes angidridi yoki marganes (VII) oksidi permanganat kislota tuzlariga konsentrlangan sulfat kislota ta'sir ettirib olinadi.

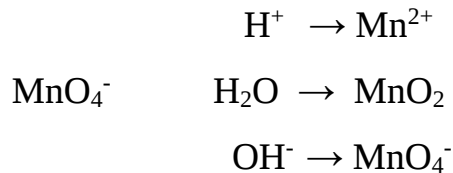


Agar kristallik kaliy permanganatga 2-4 tomchi kons. sulfat kislota qo'shib, shisha tayoqcha bilan aralashtirilsa va bu tayoqcha efir yoki spirt bilan ho'llangan paxtaga tegizilsa u darhol o'z-o'zidan alanga berib yonib ketadi. Marganes (VII) oksidi qo'ng'ir yashil rangli moysimon suyuqlik. Juda kuchli oksidlovchi. Ko'p yonadigan moddalar qog'oz, spirt, efir bu oksidga tegishi bilan o'z-o'zidan yonib ketadi.

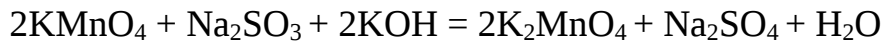
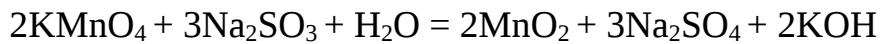
Texnikada kaliy permanganatning olinishi. Marganes (IV) oksidiga KOH bilan kislorod qo'shib olinadi.



Texnikada $KMnO_4$ organik moddalarni oksidlovchi agent sifatida ishlatiladi. Shuningdek jun, kiyimlarni oqlashda ham ishlatiladi. Permanganat bilan oksidlash sharoitga qarab har xil ketadi.



Kaliy permanganatning oksidlovchilik xossalari:



Bu yerda natriy sulfit o'rniga kaliy yodid, natriy tiosulfat yoki istalgan boshqa qaytaruvchi olish mumkin.

Texnetsiy va reniy to'g'risida qisqacha ma'lumot

Reniy 1925 yilda ochilgan. SiPeS₄ minerali holida uchraydi. Texnetsiy 1937 yilda radioaktiv holda olingan. Reniyning oksidi ma'lum. Reniy (III) oksidi qora rangli.

ReO₂ qora rangli. ReO₃ qizil rangli. R₂O₇ sariq rangli. Eng barqaror oksidi reniy (VII) oksidi va perrenat kislota. Texnetsiy ko'p xossalari bilan reniyga o'xshash.

Meditina va tibbiyotdagi ahamiyati

Kaliy permanganat to'q qizil rangli eritma hosil qiladigan kristall qattiq modda. Davlat farmakopeyasiga kiritilgan. Odatda tashqaridan surish uchun ishlatiladi. Dezinfektsiya qiluvchi va kuchli oksidlovchi modda.

18- MA'RUZA

VIII B GURUH ELEMENTLARI. TEMIR, KOBALT NIKEL. ULARNING BIRIKMALARI VA XOSSALARI.

Ma'ruzaning rejasi:

1. VIII B guruh elementlarining umumiy tasnifi.
2. Temir, kobalt va nikelning atom tuzilishi, fizikaviy va kimyoviy xossalari.
3. Qotishmalari. Cho'yan va po'lat ishlab-chiqarish (mustaqil o'qish uchun).
4. Temirni kislotalarga ta'siri.
5. Temirning II va III valentli birikmalari. Temir(II) qaytaruvchi va temir (III) oksidlovchi.
6. Temirning VI va VIII valentli birikmalari.
7. Temir, kobalt va nikelning tibbiyotdagi ahamiyati.
8. Temirning kompleks birikmalari.

Ajratilgan vaqt - 2 soat.

Ma'ruzaning maqsadi: VIII B guruh elementlari misolida va ularning birikmalari asosida VIII B guruh elementlari bilan talabalarni tanishtirish. VIII B guruh elementlarining tibbiyotdagi o'rnini ko'rsatish.

Adabiyotlar:

1. Q. A. Axmedov, A. T. Jalilov, Umumiy va anorganik kimyo, Toshkent, 2006, 390 b.
2. Ю.А. Ершов, Общая химия, М., Высшая школа, 2003 г. 390 с.
3. Umumiy va anorganik kimyodan amaliy mashg'ulotlar. Farmatsevtika institute talabalari uchun/ mualliflar: S.N.Aminov, R.Aristanbekov, H.R.To'xtaev va boshqalar, Toshkent, 2005. 368 b.
4. N.A.Parpiyev, A.G.Muftaqov, H.R.Rahimov, Anorganik kimyo- Toshkent. "O'zbekiston", 2003.-428 b.
5. N.S.Axmetov, Obshaya i neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov, Vysshaya shk. 1981. 679 s.
6. E.T.Oganesyan Neorganicheskaya ximiya. Uchebnik dlya VUZov po spetsialnosti Farmatsiya.- M. Vyssh. shk. 1984. 384 s.

- 7.N.L.Glinka,Obshaya ximiya. Uchebnoe posobie dlya VUZov.- L.Ximiya 1980, 780 s.
8. H.R.Rahimov , Anorganik kimyo T., O'qituvchi. 1984. 422 s.
9. H.R.To'xtayev, Anorganik kimyo ma'ruzalar matni. Toshkent,2001.244 b.

VIII B guruh elementlari.

Temir, kobalt va nikel, ularning birikmalari.

VIII B guruh elementlari o'z ichiga uch triada elementlarini oladi. 1 triada temir ,kobalt va nikel kirib, 2 triadaga ruteniy, rodiiy va palladiy kiradi. 3 triada elementlari bo'lsa o'z ichiga osmiy iridiy va platinani oladi.

Bu guruh elementlarining tashqi qavatida 2 tadan elektron bor. Tashqaridan ikkinchi qavatda 6 tadan elektron bo'lib ularning tashqi qavatida 8 tadan elektron eng ko'pi bilan almasha oladi. Bunda 3d qavat ham ishtirok etadi.

VIII B guruh elementlari ichida temir, kobalt va nikelning xossalari o'xshashlik kuzatiladi.

Temir. Tabiatda uchrashi

Temir eng ko'p tarqalgan kimyoviy elementlardan biri hisoblanadi. Uning yer qobig'idagi miqdori 5% (massa) ga boradi. U tuproq, har xil minerallar, gemo-globin, xlorofil tarkibida bo'ladi. Temirni kometalarda, saturn xalqasida va quyoshda borligi aniqlangan. Temir erkin holda meteoritlar tarkibida uchraydi.

Temirning eng muhim rudalari

Magnitli temirtosh yoki magnetit Fe_3O_4 ,bunda temirning miqdori 73 % ga boradi.

Qizil temirtosh - Fe_2O_3 (60%) va qo'ng'ir temirtosh - $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (60%). Temir shpatlari ham ma'lum.

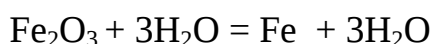
Fizik xossalari. Kimyoviy toza temir oq kumushsimon metall. U alyuminiydan bir oz qattiqroq.Oltin va kumushga nisbatan yumshoq. Agar motorni yakori toza temirdan yasalsa uning quvvati kremniyli temirga qaraganda 2 marta ortishi aniqlangan.

Temirni to'rtta allotropik shakl o'zgarishlari ma'lum. Bularga alfa, betta va gamma temirlar kiradi. Alfa temir 769° C gacha , betta temir esa 910 °C gacha , gamma temir 1400 °C va sigma (4 shakl o'zgarish) 1510 °C gacha mavjud. Agar temir tarkibida C,Si? Mn bo'lsa ular aralash holida bo'ladi.

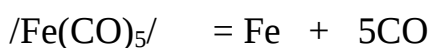
Toza temir suyuqlanish temperaturasi 1539°C lekin 600°C da yumshoq bo'lib qoladi. 1000° C da sim qilib cho'zilishi va bir-biriga ulanishi mumkin.

Olinish usullari. 1. Laboratoriya sharoitida temir uning tuzlarini eritmalarini elektroliz qilib olinishi mumkin. Buning uchun temir(II) yoki temir (III) xlorid eritmasi elektroliz qilinadi. Agar elektroliz oddiy sharoitda o'trazilsa, olingan temir tarkibida ko'p vodorod eriydi. Jarayonni yuqori temperaturada olib borib katodda temirni toza qavatini hosil qilish mumkin. Bunda ularni tarkibida vodorod bo'lmaydi.

2. Temir oksididan vodorod bilan qaytarib:



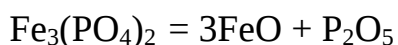
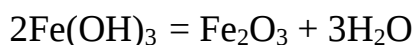
3. Havosiz joyda pentakarbonil temirni qizdirish orqali:



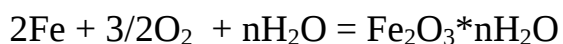
Texnikada Fe rudalarini suyuqlantirish orqali olinishi mumkin. Bunda cho'yan hosil bo'ladi. Uning suyuqlanish temperaturasi 1100°C.

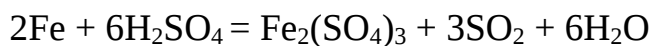
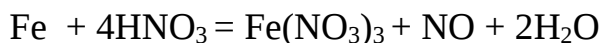
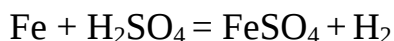
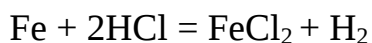
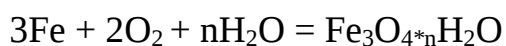
Cho'yan tarkibida 95% temir, 3% kremniy va 2,5 % marganes bo'ladi. Domna jarayoni po'lat va cho'yan olish mustaqil o'qish uchun beriladi.

Domna jarayonida ruda(piritni) yonishi sodir bo'ladi.

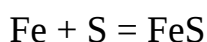
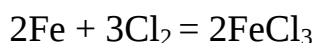


Kimyoviy xossalari. Namlangan havoda temir tez qorayib qoladi. Buning sababi temirning bo'sh joylari ko'p. Lekin temirning sirti uni qorayishdan saqlaydi. Suvda quyidagi reaksiya sodir bo'ladi;





100 %li konsentrlangan sulfat kislota temirni passivlashtiradi. Yuqori konsentrasiyalı nitrat kislota ham temirni passivlashtiradi.

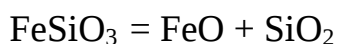
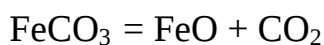


Azot va fosfor fosidlar, nitridlar hosil qiladi: Fe_2N , Fe_3S , Fe_3R , Fe_2P .

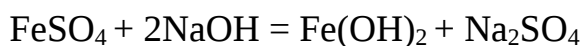
Temir vodorod bilan gidridlar hosil qiladi. Bular quyidagilar FeN , FeN_2 , FeN_3 va FeN_6 gidridlar hosil bo'ladi.

II valentli temir birikmalari

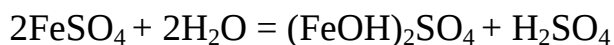
Bu birikmalarni olish uchun:



Temir (II) gidroksidini olish uchun:

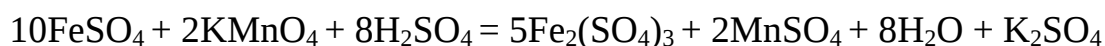
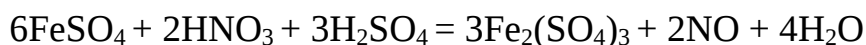


$\text{Fe}(\text{OH})_2$ kislotalar va sirka kislotada eriydi. Temir (II) gidroksid tez qorayadi va oxiri qo'ng'ir rangli temir (III) gidroksidga aylanadi. Temir (II) tuzlari oson gidrolizga uchraydi.



Temir kuporosi $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

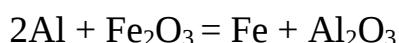
Temir sulfatni suvli eritmaları qaytaruvchi sifatida ishlatiladi.



Laboriyada Mor tuzi ko'p qo'llaniladi: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4$

FeSO_4 zaharli gazlarni ushlab qolish uchun ishlatiladi. Temirning (II) valentli ko'p tuzlari ma'lum.

Temirning (III) valentli birikmalari. Temir (III) oksidi temirli surik, mumiya, oxra bo'yoq sifatida ishlatishi ma'lum. Termitli aralashma bu alyuminiy va temir (III) oksidining aralashmasi, bu aralashmadan relslarni payvand qilishda, aviabombalar tayyorlashda ishlatiladi. Bu aralashma portlashidan ko'p energiya chiqadi:

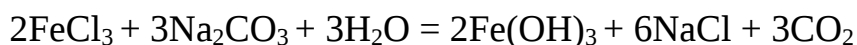


$\text{Fe}(\text{OH})_3$ amfoter xossaga ega, lekin ishqorlarda kam eriydi. Temir (III) ko'p tuzlar hosil qiladi.

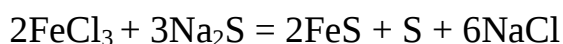
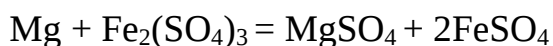
$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ achchiqtosh deyiladi.

Temir (III) ga H_3FeO_3 va HFeO_2 ma'lum.

FeSl_3 tuzlari oson gidrolizga uchraydi. Soda ishtirokida to'la gidroliz sodir bo'ladi:



Fe^{3+} kislotalarda erib oksidlovchi xossasini namoyon etadi: $\text{FeCl}_3 + 6\text{KI} = 2\text{FeI}_2 + \text{I}_2 + 6\text{KCl}$



Tibbiyotda FeCl_3 qon to'xtatuvchi modda sifatida ishlatilishi ma'lum. Bu tuz ishqoriy metallar xloridlari bilan qo'sh tuzlar hosil qiladi. $\text{Na/FeCl}_4/$, $\text{Na}_3/\text{FeCl}_6/$

Muhim birikmalardan FeS_2 pirit hisoblanadi.

Pirit ham oksidlovchi va ham qaytaruvchi.

$\text{FeS}_2 + \text{FeS}_2 = 2\text{FeS} + 2\text{S}$ bu reaksiyadan oltingugurt olishda ishlatiladi.

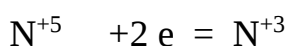
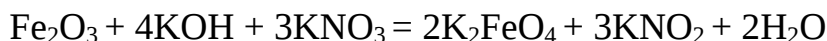
Pirit disproporsialanish reaksiyasiga kirishadi:



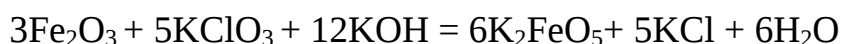
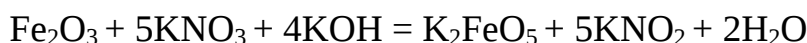
906°C da temir karbidlar hosil qiladi. Fe_3C .

Temir SO bilan pentakarbonil turdagi kompleks hosil qiladi / $\text{Fe}(\text{SO})_5$ /.

Temirning oksidlanish darajasi +6 va +8 bo'lgan birikmlari. H_2FeO_4 kislotaning tuzlari ma'lum. Bularga BaFeO_4 kiradi, bu oksidlovchi.



Nad temir kislotasi ham ma'lum N_2FeO_5 :



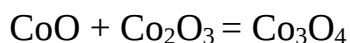
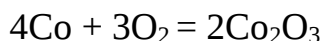
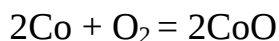
Temirning juda ko'p kompleks birikmalari ma'lum.

Bularga kaliy gesasianoferrat $\text{K}_4/\text{Fe}(\text{SN})_6$ /, yoki kaliy gekasianoferrat(III) $\text{K}_3/\text{Fe}(\text{SN})$ /, $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6] \text{Cl}_3$ geksaamminferrum (III) xlorid.

KOBALT VA UNING BIRIKMALARI

Tabiatda kobalt yaltirog'i - CoAs_2S_2 smolatit minerali holida yoki kobalt yaltirog'i holatida uchraydi. Bundan tashqari NiAsS holida ham uchraydi.

Tashqi ko'rinishi jihatidan temirga o'xshash, yaltiroq, kul rang metall. Kobalt yaxshi cho'ziladi va bug'lalanadi. Vodorodni o'ziga oson yutadi. CoN_2 hosil qiladi. Qizdirilganda oson oksidlanib 1000°C da kobalt II va III oksidini hosil qiladi.



Nam bo'lmaganda S, Cl, Vg bilan reaksiyaga kirishmaydi.

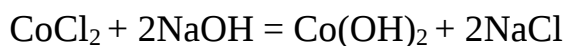


Yuqori temperaturada R, As(CoAs_2) va Si bilan (Co_2Si dan CoSi gacha) S bilan (CoS_3) karbidlar hosil qiladi.

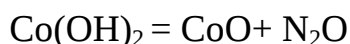
Kobalt mineral kislotalarda yomon eriydi. Konsentrlangan nitrat kislota bilan passivlashadi.



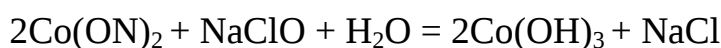
Kobalt asosan issiqqa chidamli va pishiq materiallar olishda ishlatiladi. Co (II) tuzlari beqaror u oson (III) valentli birikmalarga o'tadi.



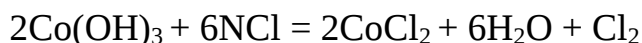
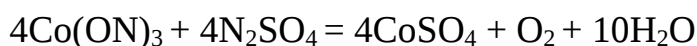
ko'k pushti rangli



$\text{Co}(\text{OH})_2$ havoda qiyinchilik bilan oksidlanadi. NaClO oksidlanishni tezlashtiradi.



$\text{Co}(\text{OH})_3$ ga kislorod saqlovchi kislotalar qo'shilganda kobalt (III) tuzlari hosil bo'lmaydi, balki kobaltning (II) valentli tuzlari hosil bo'ladi.

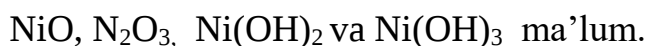


NIKEL VA UNING BIRIKMALARI

Nikel tabiatda kupfernikel NiAs va mishyak nikel yaltirog'i holatida uchraydi NiAsS.

Metallik nikel juda yaltiroq oq kumushsimon metall, juda qattiq, magnitga tortiladi. U juda korroziyaga chidamli. Atmosferada, suvda, kislotalarda va ishqorlarda barqaror.

Nikel qotishmalari juda ko'p ishlatiladi. Nixrom 70% Ni va 20% Cr. Nikel konstantin termoparalarda ishlatiladi.



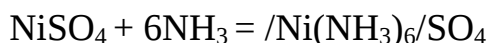
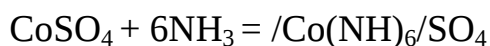
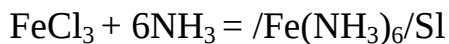
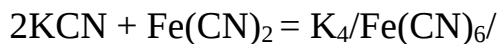
Oqish yashil cho'kma

$\text{Ni}(\text{OH})_2$ va $\text{Co}(\text{OH})_2$ temir birikmalaridan farq qilib havo kislorodi bilan o'z-o'zidan oksidlanmaydi,



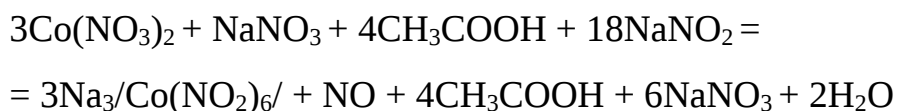
TEMIR GURUHI ELEMENTLARINING KOMPLEKS BIRIKMALARI

Temir juda ko'p kompleks birikmalar hosil qiladi.



Bu birikmalarda kobalt va nikel hamda temirning koordinasion soni 6 ga teng.

Kompleks birikmalar asosida Fisher reaktivi ma'lum:



TEMIR, KOBALT VA NIKELNING TIBBIYOTDAGI AHAMIYATI

Temir gemoglobinning tarkibiga kiradi. Gemoglobinda temir miqdori 14,5 % ga boradi. Gemoglobin organizmda 2 ta funksiyani bajaradi. Kislorod tashish va organizmda e tashish.

Organizmga temir yetishmasa anemiya kasalligi boshlanadi. Bunda organizmga qaytarilgan temir beriladi. Masalan feramid. Feramid bu temir hamda nikotin kislotasining kompleks birikmasi bo'lib bu modda bizni institutimizda prof. M.A.Azizov rahbarligida ishlab chirilgan va tibbiyotga joriy etilgan.

Bundan tashqari tibbiyotda FeCl_3 qon to'xtatuvchi modda sifatida ishlatiladi. $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ va temir laktati va temir gliseratining ham ishlatilishi ma'lum.

